

Calorimetria: um experimento para a participação ativa do estudante na construção do seu conhecimento de termoquímica

Jéssica de Mello Martins¹ (IC), Priscila Tamiasso-Martinhon² (PQ), Angela Sanches Rocha^{1,*} (PQ)

¹Universidade do Estado do Rio de Janeiro, Departamento de Físico-Química – Instituto de Química, Rio de Janeiro, Brasil

²Universidade Federal do Rio de Janeiro, Departamento de Físico-Química - Instituto de Química, Rio de Janeiro, Brasil.

Palavras-Chave: experimentação no ensino médio, calorimetria, calor de reação.

RESUMO: Acredita-se que, ao planejar e realizar medidas experimentais, os alunos sejam motivados a revisitar conceitos estudados, ampliando e consolidando-os. Esta estratégia também estimula o senso crítico e a capacidade de tomar decisões para realização de tarefas de ordem prática, desenvolvendo o pragmatismo. Desta forma, nesse trabalho propõe-se a construção e validação de um calorímetro simples para realização de experimentos de termoquímica em turmas do 2º ano do nível médio. A proposta é utilizar este equipamento para que os alunos possam realizar medidas de calor de dissolução de substâncias e de calor de uma reação de dupla-troca. Também se espera que os alunos possam verificar a validade da Lei de Hess a partir dos resultados obtidos.

INTRODUÇÃO

Apesar de toda problemática inerente aos diferentes posicionamentos filosóficos, sociais e políticos, os quais, não só englobam questões como “quem deveria” decidir sobre o ensino, “o quê” seria ensinado e “como”, mas também temas que envolvem assuntos tais como Base Comum Nacional e Currículo Nacional (GALIAN, 2014, p.653), atualmente o ensino médio brasileiro, na perspectiva da Lei de Diretrizes e Bases (LDB) da Educação Nacional, deve se vincular “ao mundo do trabalho e à prática social” (Art.1º § 2º da Lei nº 9.394/96). Assim, em consonância com tais princípios elaborou-se os Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (PCNEM) (BRASIL, 2000, p.10).

De acordo com os PCNEM, o discente deve reconhecer o valor da ciência na busca pela compreensão e entendimento “da vida em sociedade, da atividade produtiva e da experiência subjetiva” (BRASIL, 2000, p.15). Consequentemente, o exercício docente deve propiciar uma leitura social, econômica e política do mundo. Nesse contexto a química deve ser valorizada “na qualidade de instrumento cultural essencial na educação, como meio coparticipante da interpretação do mundo e da ação responsável na realidade” (BRASIL, 2006, p.109).

As ciências exatas apresentam como características metodológicas a observação do fenômeno e utilização do método experimental para medir grandezas que possam ser quantificadas; a formulação de hipótese, modelos, leis, teorias e princípios que interpretam os fenômenos naturais usando uma linguagem matemática precisa; bem como previsões de novos fenômenos. Além disso, contextualizar o ensino motiva e atrai os alunos, humaniza a disciplina, promove uma melhor compreensão dos conceitos científicos, compreende certos episódios fundamentais na história da ciência,

demonstra que o pensamento científico é mutável, instável e sujeito a transformações que se opõem à ideologia cientificista, e, finalmente, permite uma compreensão mais profícua do método científico e apresenta os padrões de mudança na metodologia vigente (MATTHEWS, 1995, p. 164-166).

Um recurso pedagógico amplamente defendido no ensino de química é a experimentação, cujo intuito é acelerar, motivar e incentivar a compreensão do conteúdo teórico relacionado ao experimento (GREIN, 2014, p.3-4). No entanto, tal prática ainda é rara no ensino médio, seja por falta de recursos, como reagentes e vidrarias específicas, ou pelo conteúdo extenso da disciplina, que inviabiliza sua prática (OLIVEIRA *et al.*, 2014).

Dentro do conteúdo básico da química, é possível destacar a termoquímica, como um tópico que está presente em nosso dia-a-dia e tem grande importância prática. Isto porque seus princípios são aplicáveis a todos os sistemas do cotidiano, sejam eles sólidos, líquidos, gasosos, bem como a qualquer combinação de fases, permitindo prever se uma dada reação vai ocorrer, e qual poderá ser o seu rendimento máximo. Em suma ela é "o estudo e as aplicações das leis que governam as relações entre as transformações químicas, com todos os aspectos energéticos a ela associados" (CHAGAS, 1981, p. 95). Consequentemente, em nível microscópico, seu entendimento exige uma certa abstração, como ressalta Mortimer e Amaral (1998):

[...] a abordagem da termoquímica apresenta grande exigência abstrata, devido à necessidade da compreensão dos alunos sobre aspectos microscópicos da energia envolvida nas reações químicas, obtenção e utilização da energia química. (MORTIMER & AMARAL, 1998 *apud* SILVA *et al.*, 2014, p.673).

Alguns autores, como Pastre e colaboradores (2012) propõem aulas práticas utilizando um calorímetro, porém sem validar o equipamento proposto. Em geral, a preocupação principal consiste em se obter resultados experimentais próximos aos valores tabelados para os calores de reação (ASSUMPÇÃO *et al.*, 2010, p. 63)

Desta maneira, o objetivo desse trabalho é propor e validar experimentos, como estratégia motivacional para a compreensão e o entendimento do conteúdo de termoquímica, por parte de alunos que cursem o 2º ano do ensino médio, para tal será construído um calorímetro. Espera-se que sejam trabalhados os cálculos de entalpia de reações químicas utilizando a Lei de Hess, a partir dos resultados experimentais obtidos em aula, como atividade complementar de aulas expositivas sobre o assunto.

METODOLOGIA

A primeira etapa do trabalho foi a construção de um calorímetro com materiais de fácil aquisição. A etapa seguinte foi a validação da técnica. A última etapa foi a determinação da entalpia de reações de dissolução de substâncias em água e uma reação de dupla-troca, para posterior aplicação da Lei de Hess. Os reagentes utilizados foram: cloreto de amônio (Vetec), cloreto de potássio (Isofar), hidróxido de potássio (Vetec) e sulfato de cobre II (Carlo Erba) e água destilada.

1. Construção do calorímetro

Na construção do calorímetro apresentado na Figura 1, foram utilizados os seguintes materiais: caixa de isopor cilíndrica com tampa (Figura 1a e 1c), tipicamente utilizada para acondicionar latinhas de bebida; recipiente de vidro âmbar de remédio (Figura 1b); termômetro digital (Figura 1d); barra magnética tipo peixinho; placa de agitação magnética. Para a medida da temperatura do sistema utilizou-se um termômetro digital, que foi inserido na tampa através de um orifício previamente feito, de forma que sua extremidade de metal entrasse em contato com a solução, sem encostar nas paredes e no fundo do recipiente de vidro.

O uso do calorímetro consiste em adicionar os reagentes dentro do recipiente de vidro, que é posicionado rapidamente dentro da caixa de isopor, sob agitação vigorosa para que a reação atinja o equilíbrio o mais rápido possível. A temperatura é medida e anotada, quando permanece constante. O calorímetro construído pode ser classificado como isoperibólico pois o ambiente externo está a uma temperatura relativamente constante e as trocas de calor entre as vizinhanças e o sistema são pequenas.



Figura 1: Materiais utilizados na construção do calorímetro (a, b, c, d). Calorímetro construído montado para realização dos experimentos (e).

2. Calibração do calorímetro

Antes de proceder com as reações modelo selecionadas, o calorímetro foi calibrado. Este procedimento é necessário pois os componentes do calorímetro, como o termômetro, o frasco de vidro e a barra magnética, estão a temperatura ambiente no início do experimento e, portanto, são capazes de absorver ou ceder calor em relação ao meio reacional.

A calibração foi realizada utilizando-se o seguinte procedimento:

(i) 25 mL de água destilada, a temperatura ambiente medida com precisão (T_f = temperatura da água fria), era adicionada ao frasco de vidro contendo o bastão magnético já no isopor;

(ii) 25 mL de água destilada era aquecida a uma temperatura em torno de 70 °C, e sua temperatura era também medida (T_q = temperatura da água quente);

(iii) a água quente era adicionada ao calorímetro que continha a água fria e o sistema era homogeneizado por meio de agitação vigorosa;

(iv) mediou-se a temperatura de equilíbrio quando esta adquiriu um valor constante, significando que o sistema estava em equilíbrio térmico, e este valor foi anotado (T_{eq} = temperatura de equilíbrio).

Em um calorímetro ideal não ocorre troca de calor entre o sistema e as vizinhanças, de modo que a quantidade de calor liberada pela água quente deveria ser igual à quantidade absorvida pela água fria. Desse modo, matematicamente tem-se:

$$Q_{\text{absorvido}}(\text{água fria}) = Q_{\text{liberado}}(\text{água quente}) \quad (1)$$

O calor absorvido ou liberado por um corpo (Q) é diretamente proporcional à sua massa (m) e à variação de temperatura (ΔT), tendo como constante de proporcionalidade o calor específico (c), que é uma característica do material. Então:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (2)$$

Deste modo, a equação (1) se transforma em:

$$m(\text{água fria}) \cdot c \cdot \Delta T_f = m(\text{água quente}) \cdot c \cdot \Delta T_q \quad (3)$$

Sendo que c é calor específico da água, $m(\text{água fria})$ é a massa de água fria utilizada, $m(\text{água quente})$ é a massa de água quente utilizada, ΔT_f é a diferença entre a temperatura de equilíbrio e a da água fria ($\Delta T_f = T_{eq} - T_f$) e ΔT_q é a diferença entre a temperatura de equilíbrio e a da água quente ($\Delta T_q = T_{eq} - T_q$).

Como os componentes internos do calorímetro também participam das trocas de calor, o procedimento normalmente realizado para considerar esta troca é expressá-lo como uma quantidade de água capaz de absorver/ceder este calor. Deste modo, acrescenta-se um termo chamado de equivalente em água (E), que é somado à massa de água na expressão (2). Deste modo, para um certo calorímetro, a expressão de calor para reações processadas em seu interior será dada por:

$$Q = (m + E) \cdot c \cdot \Delta T \quad (4)$$

O procedimento de calibração do calorímetro construído foi realizado em triplicata e os resultados estão apresentados na Tabela 1.

Tabela 1: Dados experimentais obtidos para o cálculo do equivalente em água (calibração).

T_f (°C)	T_q (°C)	$T_{\text{equilíbrio}}$ (°C)	ΔT_f (°C)	ΔT_q (°C)
24,8	68,0	42,2	17,4	25,8
25,1	70,1	43,5	18,4	26,6
23,8	68,1	41,3	17,5	26,8
Média	-	-	17,8	26,4

Utilizando as expressões propostas obteve-se que:

$$Q_{\text{absorvido}} = 24,75 \cdot 4,18 \cdot 17,8 = 1841,50 \text{ J.}$$

$$Q_{\text{liberado}} = 24,75 \cdot 4,18 \cdot 26,4 = 2731,2 \text{ J.}$$

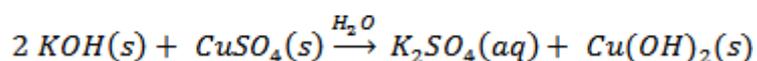
A diferença entre os dois valores equivale a 889,70 J que, convertidos à quantidade de água que absorveria este calor, leva a:

$$Q = E \cdot c \cdot \Delta T \Rightarrow 889,70 = E \cdot 4,18 \cdot 17,8 \Rightarrow E = 12,0 \text{ g}$$

3. Medidas de calor de reação usando o calorímetro

Determinou-se o calor das reações de dissolução do cloreto de amônio, cloreto de potássio, hidróxido de potássio e sulfato de cobre II usando o calorímetro já calibrado. As massas dos reagentes sólidos foram pesadas usando balança analítica de modo que, ao serem diluídas em 50 mL de água presente no calorímetro, formasse uma solução com concentração aproximada de 1 mol L^{-1} , para os cloretos, $0,86 \text{ mol L}^{-1}$ para o hidróxido de potássio e $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ para o sulfato de cobre II.

A temperatura inicial da água era medida e então a massa do sólido era adicionada ao recipiente de vidro. O sistema era então tampado e homogeneizado, com o auxílio do agitador magnético. A temperatura após dissolução foi aferida com o termômetro digital, anotando-se o maior/menor valor de temperatura alcançado, que representa a temperatura atingida após a completa liberação/absorção de calor da reação. Além das reações de dissolução, selecionou-se uma reação de dupla-troca para que fosse determinado o calor de reação e testada a Lei de Hess. A reação escolhida foi a precipitação de hidróxido de cobre (II) e formação de sulfato de potássio em solução a partir de hidróxido de potássio e sulfato de cobre II (anidro) em meio aquoso, conforme equação:



O experimento foi realizado com quantidades estequiométricas dos reagentes. Os sólidos foram pesados de modo que, ao serem diluídos no volume de água presente no calorímetro, formasse uma solução com concentração aproximada de $0,25 \text{ mol L}^{-1}$ de hidróxido de potássio e $0,125 \text{ mol L}^{-1}$ de sulfato cúprico.

Inicialmente, 50 mL de água destilada era colocada no recipiente de vidro do calorímetro, e a temperatura medida. Em seguida os dois sólidos foram colocados dentro do recipiente, de forma simultânea, fechando-se o instrumento, com a tampa de isopor e agitando-se. Anotou-se o maior valor de temperatura alcançado, que representa a temperatura atingida após a completa liberação de calor na reação, que é exotérmica.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

Os resultados obtidos nos experimentos de calorimetria na dissolução de todos os sólidos estão apresentados na Tabela 2. A primeira observação que pode ser feita é que apenas a dissolução do cloreto de potássio é endotérmica, pois a temperatura final é menor que a inicial, enquanto que a dissolução dos outros materiais é exotérmica, com temperatura final superior à inicial.

Tabela 2: Resultados obtidos para a dissolução dos sólidos em 50 mL de água.

Sólido	m (g)	T _{inicial} (°C)	T _{final} (°C)	ΔT (°C)
KOH	2,8274	24,7	34,4	9,7
	2,8098	25,6	36,4	10,8
	2,8170	24,6	34,2	9,6
KCl	3,688	26,4	22,9	-3,5
	3,932	26,2	22,5	-3,7
	3,960	26,0	22,3	-3,7
NH ₄ Cl	2,7307	26,5	23,2	3,3
	2,7245	26,7	23,4	3,3
	2,7206	26,3	23,0	3,3
CuSO ₄	4,02	25,5	31,5	6,0
	4,05	25,6	31,7	6,1
	4,05	25,6	31,7	6,1

Para cálculo da quantidade de calor liberada/absorvida na dissolução das substâncias foi necessário calcular a massa dos 50 mL de água colocada no calorímetro no início do experimento, a partir dos valores de densidade tabelados.

Na dissolução do KOH, utilizou-se 49,85 g de água e a média da variação de temperatura foi de $20,03 \text{ }^\circ\text{C}$, portanto a quantidade de calor envolvida na reação foi de $Q = (49,85+12) \times 4,186 \times 10,03 = 2596,8 \text{ J}$

Esta quantidade de calor obtida equivale à que foi liberada pela dissolução de 0,043 mol de KOH, considerando a pureza de 85 % do reagente. A partir desse valor é possível encontrar a quantidade de energia para o processo envolvendo 1 mol de hidróxido de potássio, que equivale à entalpia molar da reação:

$$\Delta H_{\text{experimental}} = \frac{\text{Quantidade de calor (kJ)}}{n^{\circ} \text{ mol do reagente}} \quad (5)$$

Então: $\Delta H_{\text{experimental}}(\text{KOH}) = \frac{0,25968 \text{ kJ}}{0,043 \text{ mol}} = -60,39 \text{ kJ/mol}$

O valor tabelado pode ser obtido da seguinte maneira:

$$\Delta H_{\text{tabelado}}(\text{KOH}) = [H^{\circ}_f(\text{K}^+) + H^{\circ}_f(\text{OH}^-)] - H^{\circ}_f(\text{KOH}) \quad (6)$$

Então: $\Delta H_{\text{tabelado}}(\text{KOH}) = [(-252,14) + (-230,01)] - (-424,6) = -57,55 \text{ kJ/mol}$

O mesmo procedimento foi realizado na dissolução das outras substâncias e todos os resultados de calor e entalpia obtidos, bem como os valores tabelados e os erros calculados a partir da equação (7), estão apresentados na Tabela 3.

$$\text{Erro}(\%) = \frac{|\text{Valor}_{\text{tabelado}} - \text{Valor}_{\text{experimental}}|}{\text{Valor}_{\text{tabelado}}} \times 100 \quad (7)$$

Tabela 3: Resultados de calor e entalpia de dissolução dos sólidos em água.

Sólido	Q _{Reação} (J)	$\Delta H_{\text{experimental}}$ (kJ mol ⁻¹)	$\Delta H_{\text{tabelado}}$ (kJ mol ⁻¹)	Erro (%)
KOH	2596,8	- 60,39	- 57,55	4,9
KCl	-939,7	+ 17,28	+ 18,8	8,8
NH ₄ Cl	854,24	- 14,06	- 17,08	21
CuSO ₄	1566,3	- 73,00	- 62,65	14

Os resultados apresentaram erros aceitáveis em relação aos valores tabelados, mas para o NH₄Cl o erro foi significativamente maior, o que merece investigação.

Na reação de dupla-troca entre o hidróxido de potássio e o sulfato de cobre, verifica-se a formação de um precipitado azul característico do hidróxido de cobre (II), que é muito pouco solúvel em água, conforme apresentado na Figura 2. Esta reação é

exotérmica, portanto a temperatura do sistema aumenta à medida que a reação se processa.

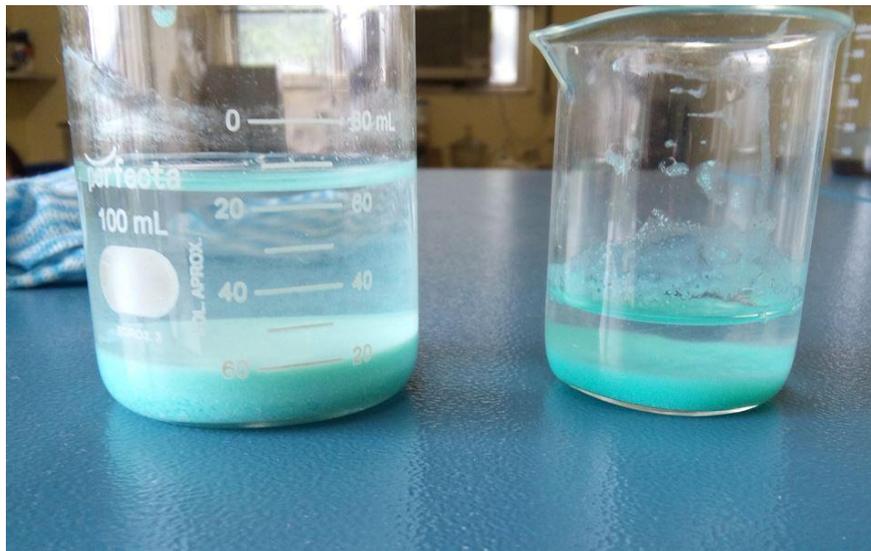


Figura 2: Hidróxido de cobre (II) formado a partir da precipitação entre KOH e CuSO_4 .

Os resultados obtidos nos experimentos de calorimetria na reação de dupla-troca estão apresentados na Tabela 4, e, como foram muito próximos, foram feitos apenas em duplicata.

Tabela 4: Resultados obtidos para a reação de dupla-troca entre KOH (s) e CuSO_4 (s) em 50 mL de água.

m_{KOH} (g)	m_{CuSO_4} (g)	T_{inicial} ($^{\circ}\text{C}$)	T_{final} ($^{\circ}\text{C}$)	ΔT ($^{\circ}\text{C}$)
0,87	1,02	27,9	32,4	4,5
0,86	1,09	27,6	32,1	4,5

Calculando-se o valor obtido do calor da reação, tem-se:

$$Q = (49,82 + 12) \times 4,186 \times 4,5 = 1164,5 \text{ J}$$

Como realizado anteriormente, calculou-se a entalpia molar da reação:

$$\Delta H_{\text{experimental}} (\text{reação}) = \frac{1,1645 \text{ kJ}}{0,00625 \text{ mol}} = 186,32 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \text{ de } \text{CuSO}_4$$

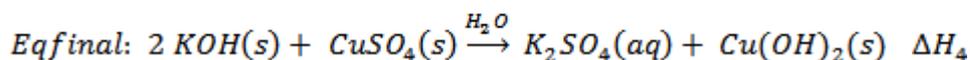
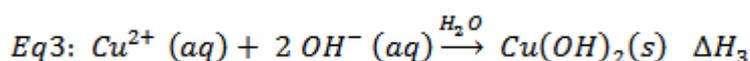
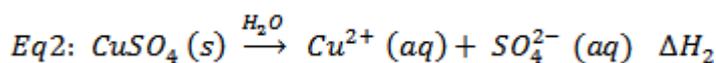
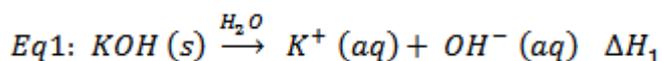
Comparando-se com o valor tabelado para a entalpia da reação:

$$\Delta H_{\text{tabelado}}(r) = [2 \times H_f^\circ(K^+) + H_f^\circ(SO_4^{2-}) + H_f^\circ(Cu(OH)_2)] - [H_f^\circ(CuSO_4) + 2 \times H_f^\circ(KOH)]$$

$$\Delta H_{\text{tabelado}}(r) = [2 \times (-252,14) + (-909,3)] - [(-771,4) + 2 \times (-424,6)]$$

$$\Delta H_{\text{tabelado}}(CuSO_4) = -207 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Essa reação de dupla-troca pode ser aplicada também para verificação e validação da Lei de Hess, da seguinte forma:



Pela Lei de Hess, o valor da entalpia da equação final, deverá ser o somatório das entalpias das reações anteriores, obedecendo a proporção estequiométrica. Para isso, a primeira equação deverá ser multiplicada por 2, bem como o valor da entalpia correspondente, conforme a equação seguinte:

$$\Delta H_4 = 2 \times \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 \quad (8)$$

Essa reação foi proposta para que fosse possível que os alunos utilizassem a Lei de Hess, e verificassem sua validade. Com base nesta ideia, os alunos utilizam os valores de entalpia que eles mesmos obtiveram nos experimentos de dissolução, as duas primeiras equações e também o valor da equação final, precisando apenas do valor tabelado para a reação 3, pois não é possível realizá-la diretamente de forma simples.

Os valores tabelado e experimental para ΔH_4 foram calculados por meio da equação anterior. Nestes cálculos utilizou-se os resultados experimentais obtidos anteriormente, e o valor tabelado ΔH_3 .

Para melhor identificação, a Tabela 5 mostra os valores obtidos experimentalmente e os valores tabelados para essas equações, incluindo os erros, para facilitar a discussão dos resultados.

O erro obtido para a reação de dissolução do hidróxido de potássio é aceitável, em torno de 5 %, tendo em vista a simplicidade do experimento. Por outro lado, a

entalpia de dissolução do sulfato de cobre determinada apresentou um erro maior em relação ao valor tabelado, em torno de 14 %, provavelmente devido ao caráter higroscópico deste sal, que leva a erro de pesagem e também devido à hidratação já começar a ocorrer antes da amostra ser inserida no calorímetro. O erro obtido no estudo da reação de dupla troca foi pequeno, 2 %, indicando que o experimento é confiável para ser realizado em sala de aula com alunos do nível médio.

Tabela 5 - Valores aplicados para a Lei de Hess.

Entalpia	Valores tabelados (kJ)	Valores experimentais (kJ)	Erro (%)
ΔH_1	- 57,55	- 60,39	4,9
ΔH_2	- 73,00	- 62,65	14
ΔH_3^*	- 54,67*	-	-
ΔH_4	- 242,8	- 238,0	2,0

* Valor obtido a partir dos valores tabelados.

CONCLUSÕES

A estratégia foi utilizar experimentos de calorimetria como ferramenta auxiliar para o ensino de um tema que costuma ser de difícil compreensão para os alunos. Espera-se que o envolvimento dos alunos com experimentos científicos auxilie na aprendizagem além da memorização de fórmulas, favorecendo o desenvolvimento de um conhecimento significativo, além de motivá-los, tornando o assunto mais agradável de ser estudado.

A partir dos resultados obtidos, é possível concluir que os experimentos propostos são eficientes em relação à obtenção de valores compatíveis com os encontrados na literatura. Os erros foram aceitáveis, quando comparados com os tabelados, principalmente levando-se em consideração que foi utilizado um calorímetro simples.

As reações escolhidas bem como o tema selecionado, termoquímica, são plenamente adequados para aplicação no ensino médio, permitindo que os alunos visualizem e comprovem alguns conceitos ensinados na teoria, como entalpia, reações endotérmica e exotérmica, calor de dissolução e Lei de Hess. Acredita-se que, por este motivo, o senso crítico seja estimulado, fazendo com que o aluno seja mais ativo no processo de construção do seu conhecimento em relação a este assunto.

Além disso, os erros obtidos podem ser utilizados como fontes de discussão professor-aluno sobre possíveis fontes de erros experimentais, e suas consequências para a ciência, o que não seria possível em uma aula exclusivamente teórica.

A proposta de um questionário relativo às experiências realizadas pelos próprios alunos também serve de incentivo para o estudo da teoria, uma vez que é

muito mais instigante discutir a respeito de fenômenos observados do que simplesmente imaginados, partindo do abstrato para o concreto.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ASSUMPÇÃO, M. H. M. T.; WOLF, L. D.; BONIFÁCIO, V. G.; FATIBELLO-FILHO, O. Construção de um Calorímetro de Baixo Custo para a Determinação de Entalpia de Neutralização. **Eclética Química**, São Paulo, vol. 35, n. 2, p. 63-69, 2010.

BRASIL. Ministério da Educação (MEC). Secretaria de Educação Básica. **Orientações curriculares para o ensino médio: Ciências da natureza, matemática e suas tecnologias**. 135f. Brasília, DF: Ministério da Educação, v.2, 2009.

BRASIL. Ministério da Educação (MEC). **Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio**. 109f. Brasília, DF: Ministério da Educação, 2000. Disponível em: <http://portal.mec.gov.br/component/content/article?id=12598:publicacoes>. Acesso em: 03/03/2016.

GREIN, Adriane Cristina Veigantes. **Desenvolvimento de senso crítico, analítico e científico em alunos participantes de clube de ciências**. 2014. 79 f. Dissertação (Mestrado em Ciências) - Universidade Tecnológica Federal do Paraná, Programa de Pós-Graduação em Formação Científica, Educacional e Tecnológica, Curitiba, 2014.

GALIAN, Cláudia Valentina Assumpção. Os PCN e a elaboração de propostas curriculares no Brasil. **Cadernos de Pesquisa**, v. 44, n. 153, p. 648-669, 2014.

MATTHEWS, M. História, filosofia e ensino de ciências: a tendência atual de reaproximação. **Caderno Brasileiro de Ensino de Física**, v. 12, n. 3, p. 164-214, 1995.

OLIVEIRA, R. V.; PIMENTA, D. B.; SILVA, M. R. S. L da.; DORNELES, E., P. Utilização de Materiais Caseiros para Experimentação em Laboratório no Ensino de Química, V Encontro Nacional das Licenciaturas, UFRN, Anais do **V ENALIC**, Natal-RN, 2014.

PASTRE, I. A.; PLICAS, L. M. A.; TIERA, V. A. O.; CUSTÓDIO, J. V.; AGOSTINHO, S. M. L. Reações ácido-base: conceito, representação e generalização a partir das energias envolvidas nas transformações. **Química Nova na Escola**. vol. 35, n.10, p. 2072-2075, 2012.

SILVA, P. N.; SILVA, F. C. V.; SIMÕES NETO, J. E. A transposição didática como recurso para análise do saber intramuros da sala de aula do conteúdo termoquímica. In: ENCONTRO NACIONAL DE ENSINO DE QUÍMICA, 17, 2014. Ouro Preto-MG, Anais do **XVII ENEQ**. Ouro Preto-MG: SBQ, 2014.