

Entalpia de Decomposição do Peróxido de Hidrogênio: uma Experiência Simples de Calorimetria com Material de Baixo Custo e Fácil Aquisição

Per Christian Braathen, Alexandre Alves Lustosa, Alzira Clemente Fontes e
Karlaine Guimarães Severino

Este artigo trata da construção de um calorímetro simples, usando invólucros de isopor para latas de bebidas e termômetros analógicos ou digitais, e a determinação experimental do calor de decomposição de peróxido de hidrogênio contido em água oxigenada comercial a 10 volumes, com excelentes resultados em comparação com os encontrados na literatura.

► termoquímica, calorimetria, peróxido de hidrogênio ◀

Recebido em 10/10/06, aceito em 16/04/08

42

Termoquímica é um assunto importante, tanto no Ensino Médio, quanto em disciplinas de Química Geral e Físico-Química no Ensino Superior.

Devido a limitações de infra-estrutura, experiências de calorimetria no Ensino Médio, e mesmo em disciplinas de Química Geral, normalmente se restringem à clássica determinação da entalpia de neutralização de ácidos e bases fortes e/ou medidas de variação de entalpia associada a processos de dissolução.

Este artigo descreve uma experiência simples, realizada com material de fácil aquisição e baixo custo, mas que também produz bons resultados. Nesse experimento calorimétrico, foi medida a entalpia molar da reação de decomposição do peróxido de hidrogênio contido em água oxigenada comercial a 10 volumes, usando fermento biológico (de pão) como catalisador.

Material e reagentes

- Recipiente de isopor (usado para manter a temperatura de mamadeiras, latas de bebidas etc.);

- Termômetro de álcool, para medir temperaturas entre 20 e 60°C (modelo utilizado nas áreas de refrigeração, galpões de criação de frangos etc. – facilmente obtido no comércio) ou termômetro digital.
- Fermento biológico (fermento de pão) fresco ou desidratado.
- Água oxigenada comercial a 10 volumes.

Procedimento

A Figura 1 mostra dois calorímetros simples. O da esquerda equipado com um termômetro digital e o da direita, com um termômetro a álcool.

Esses calorímetros podem ser construídos com um porta-lata de isopor, para manter refrigeradas latas de bebidas, com o fundo de um outro adaptado para ser usado como tampa (corte com uma faca, lixe para ficar bem plano e adapte bem justo ao porta-lata).

É importante assegurar que os termômetros estejam bem inseridos na água oxigenada, garantindo que estes fiquem em contato com o líquido durante a reação de decomposição.



Figura 1: Calorímetro simples.

Como gás oxigênio é liberado durante essa reação, é necessário fazer um pequeno orifício adicional na tampa do calorímetro, além do orifício destinado aos termômetros, para permitir a saída do gás e consequentemente manter a pressão constante.

Adicione ao calorímetro um frasco de 100 mL de água oxigenada a 10 volumes. O uso deste exatamente dispensa a medida de volumes (e massa), pois tendo em vista que esses frascos contêm exatamente essa quantia especificada no rótulo e que, considerando que se trata de uma solução aquosa diluída (3% m/V), a massa dos 100 mL dessa água oxigenada

terá aproximadamente 100 g.

Meça exatamente a temperatura da solução. Essa será a temperatura inicial (t_i)

Adicione aproximadamente meia colher de chá de fermento biológico, e tampe rapidamente o calorímetro. Testamos o experimento também com dióxido de manganês e não encontramos nenhuma diferença nos resultados, dando preferência ao fermento por ser mais acessível. O furo previamente feito na tampa do calorímetro permite a saída do gás oxigênio produzido.

Agite suavemente para misturar bem o fermento com a água oxigenada, e observe cuidadosamente a variação da temperatura do sistema, até atingir um valor máximo estabilizado. Essa será a temperatura final (t_f). Calcule Δt ($\Delta t = t_f - t_i$), que será usado nos cálculos da entalpia de reação.

Cálculos

Nos cálculos, serão feitas as seguintes aproximações. Densidade da solução igual à da água, ou seja, $1,0\text{g cm}^{-3}$ (ou $1,0\text{g} \cdot (\text{mL})^{-1}$) e calor específico da mistura (água oxigenada mais fermento) igual ao da água, ou seja, $4,18\text{J } ^\circ\text{C}^{-1} \text{g}^{-1}$.

As duas aproximações se justificam pelo fato de a água oxigenada usada, contendo o peróxido de hidrogênio, ser uma solução aquosa diluída, contendo apenas 3% m/V de H_2O_2 , resultando em erro desprezível para a finalidade dessa experiência. Também, para uma primeira aproximação, será desprezada a capacidade calorífica do calorímetro (constante calorimétrica). Com essas considerações, a energia, na forma de calor, absorvida pela água será dado por:

$$q_{\text{abs}} \text{ pela água} = 4,18\text{J}/^\circ\text{C} \cdot \text{g} \times 100\text{g} \times \Delta t$$

e, assim, o calor liberado pela reação terá o mesmo valor, porém com sinal invertido, ou seja:

$$q_{\text{lib}} \text{ pela reação} = - 4,18\text{J}/^\circ\text{C} \cdot \text{g} \times 100\text{g} \times \Delta t$$

Como em 100 mL de água oxigenada só existem 3,0 g de H_2O_2

ou 0,088 mol, já que no rótulo vem especificado que cada mL de água oxigenada contém 30 mg de H_2O_2 , o ΔH (por mol de peróxido de hidrogênio decomposto) da reação será $q_{\text{lib}}/0,088$ em kJ/mol.

Com esse equipamento e esse procedimento de cálculo, obtêm-se resultados bastante razoáveis diante dos valores da literatura e, dependendo do aprofundamento que se deseja, o procedimento descrito até agora pode ser considerado suficiente.

Entretanto, para resultados mais exatos, é necessário levar em consideração o calor absorvido pelo próprio calorímetro (constante do calorímetro). Como fazer isso é descrito a seguir.

Determinação da constante calorimétrica (C)

Para se determinar o calor absorvido pelo calorímetro e assim a constante calorimétrica, mistura-se no calorímetro água fria com água quente. Num calorímetro perfeito, ou seja, um calorímetro no qual não ocorre troca de calor entre este e a vizinhança, a energia ganhada pela água fria, na forma de calor, terá que ser igual à energia perdida, na forma de calor, pela água quente. Isso nunca ocorre. Isopor é um bom isolante e o calor absorvido pelo calorímetro será pequeno, mas para resultados exatos deve ser levado em consideração.

Para se determinar a constante calorimétrica do calorímetro (uma propriedade de cada calorímetro), pode se proceder como se segue:

Colocar no calorímetro 50,0 mL

de água fria (temperatura ambiente) e medir exatamente a temperatura dessa água.

Aquecer 50,0 mL de água até uma temperatura em torno de 70°C . Medir exatamente a temperatura dessa água.

Adicionar rapidamente essa água quente à água fria no calorímetro, tampar e agitar o calorímetro para homogeneizar a solução resultante.

Observar a variação da temperatura do sistema. Quando atingir um valor constante (parar de subir), anotar a temperatura final da mistura.

Repetir a determinação pelo menos três vezes e calcular a média das variações das temperaturas (Δt s) entre a mistura e a água fria e entre a água quente e a mistura, que serão usadas no cálculo da constante calorimétrica, conforme ilustrado pela Tabela 1.

A constante calorimétrica – C – será então calculada como se segue:

$$m_{\text{água fria}} \times 4,18 \text{ J g}^{-1} (^\circ\text{C})^{-1} \Delta t_f + C \Delta t_f = m_{\text{água quente}} \times 4,18 \text{ J g}^{-1} (^\circ\text{C})^{-1} \Delta t_q$$

em que Δt_f é a diferença entre a temperatura da mistura e da água fria e Δt_q , a diferença entre a temperatura da água quente e a da mistura, respectivamente.

Considerações teóricas

A decomposição do peróxido de hidrogênio é uma reação exotérmica, dada pela equação:

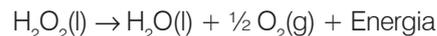
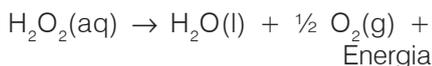


Tabela 1: Dados experimentais para o cálculo da constante do calorímetro equipado com termômetro digital.

| t água fria | t água quente | t mistura | Δt água fria | Δt água quente |
|-------------|---------------|-----------|----------------------|------------------------|
| 22,2 | 69 | 44,7 | 22,5 | 24,3 |
| 22,4 | 73 | 45,1 | 22,7 | 27,9 |
| 22,8 | 73 | 46,4 | 23,6 | 26,6 |
| Médias | – | – | 22,9 | 26,3 |

Este artigo descreve a construção de um calorímetro simples, realizada com material de fácil aquisição e baixo custo.

Ou no caso específico desse experimento:



Para temperatura ambiente, 25 °C, ou 298,15K, o ΔH dessa reação pode então ser calculado pela expressão:

$$\Delta H = \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) - \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$$

O ΔH_f° do H_2O_2 (aq) pode ser encontrado no *Handbook of Chemistry and Physics* (Weast, 1983-1984; Lide, 2006) e vale - 191,0 kJ/mol. O da água líquida, que pode ser obtida também no mesmo livro, e de livros-textos, vale - 285,5 kJ/mol. Fazendo os cálculos com esses dados, obtemos para o ΔH dessa reação - 94,50 kJ/mol.

Alguns resultados ilustrativos

A determinação do calor de decomposição do peróxido de hidrogênio em água oxigenada comercial a 10 volumes (3% m/V) constitui uma das práticas de laboratório da disciplina Química Fundamental, oferecida para os cursos de Farmácia e de Nutrição da União de Ensino Superior de Viçosa, UNIVICOSA. Os resultados obtidos pelos estudantes foram sempre muito próximos de - 95 kJ/mol.

Para ilustrar esse artigo, os autores fizeram algumas determinações, usando os calorímetros mostrados na Figura 1.

Primeiro, com três repetições, foi determinada a constante do calorímetro equipado com termômetro digital. Veja Tabela 1.

O valor médio encontrado para C foi de 31,0 J/°C.

Tabela 2: Dados experimentais para a determinação do ΔH de decomposição do peróxido de hidrogênio com os calorímetros equipados com termômetro digital e termômetro a álcool, respectivamente.

| Calorímetro | V Água Oxigenada | m Água Oxigenada | Δt |
|------------------------|------------------|------------------|------------|
| c/ termômetro digital | 100 mL | 100 g | 18,3 |
| | 100 mL | 100 g | 18,2 |
| c/ termômetro a álcool | 100 mL | 100 g | 18,0 |
| | 100 mL | 100 g | 18,0 |

Com cada um dos calorímetros, foram então feitos dois experimentos para a determinação do calor da reação de decomposição do peróxido de hidrogênio em água oxigenada a 10 volumes. Os resultados estão descritos na Tabela 2.

O calor liberado é então calculado por meio da fórmula:

$$q_{\text{lib}} = - 4,18\text{J}/^\circ\text{C g} \times 100\text{g} \times \Delta t + C \Delta t$$

Para o calorímetro com termômetro digital, encontra-se então:

$$q_{\text{lib}} = - 8,19 \times 10^3 \text{ J (três algarismos significativos)}$$

Como em 100 mL de água oxigenada a 10 volumes existem 3,00 g de H_2O_2 ou 0,0882 mol, teremos então que:

$$\Delta H = - 9,28 \times 10^4 \text{ J/mol ou } - 92,8 \text{ kJ/mol}$$

Para o calorímetro com termômetro a álcool (menor precisão, subdividido em graus, enquanto que o termômetro digital usado mede décimos de graus), encontrou-se valor um pouco menor, ou seja:

$$\Delta H = - 9,18 \times 10^4 \text{ J/mol ou } - 91,8 \text{ kJ/mol}$$

Comparado com o valor encontrado na literatura (Marzzacco, 1999), - 94,6 kJ/mol, teríamos para o primeiro calorímetro um erro relativo de aproximadamente 2% e para o segundo um erro relativo de

aproximadamente 3%. Considerando os equipamentos usados, estes resultados podem ser considerados muito bons.

É importante notar que os resultados aqui apresentados são apenas para efeito de ilustração, sendo ainda importante notar que em todas as nossas aulas práticas sempre são encontrados resultados muito próximos de - 95 kJ/mol.

Considerações finais

Pouco existe na literatura sobre práticas de laboratório para medir a entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio. Fazendo a pesquisa bibliográfica, os autores encontraram apenas um artigo, de Marzzacco (1999).

Talvez uma das razões para isso seja que essa reação libera gás (oxigênio), o que precisaria ser levado em consideração. No experimento

descrito por nós, o equipamento tem um pequeno orifício para que esse gás possa escapar e, assim, manter a pressão constante. Esse gás que escapa produz algum efeito térmico? Essa é uma questão importante e sem dúvida existe.

O artigo de Marzzacco ignora esse aspecto. Entretanto, a julgar pelos resultados obtidos, esse efeito não deve ser grande, mas merece ser levado em consideração. Assim, fizemos os cálculos para o trabalho de expansão a pressão constante (contra a atmosfera) $W=P\Delta V$, encontramos que este vale aproximadamente 0,1 kJ/mol e concluímos que de fato esse valor é insignificante comparado com - 95 kJ/mol.

Questões para discussão

1. A reação usada neste experimento necessita de um catalisador, pois a decomposição é extremamente lenta sem o uso deste. Como podemos explicar que catalisadores aceleram reações químicas?
2. Ao se colocar água oxigenada em uma ferida (a água oxigenada é um

Nesse experimento calorimétrico, foi medida a entalpia molar da reação de decomposição do peróxido de hidrogênio contido em água oxigenada comercial a 10 volumes, usando fermento biológico (de pão) como catalisador.

antisséptico), observa-se uma formação de espuma e borbulhas. O que acontece quando a água oxigenada entra em contato com a ferida?

Per Christian Braathen (pcbraathen@yahoo.com.br), licenciado em Química pela UERJ, mestre em Química Analítica pela PUC do Rio de Janeiro, doutor em Educação Científica pela University of Wisconsin (Madison, USA), professor aposentado da Universidade Federal de Viçosa, é professor e diretor acadêmico da União de Ensino Superior de Viçosa – UNIVIÇOSA. **Alexandre Alves Lustosa**, técnico de laboratório da UNIVIÇOSA. **Alzira Clemente Fontes**, técnica de laboratório da UNIVIÇOSA. **Karlaine Guimarães Severino**, estudante do 4º ano do curso de Farmácia da UNIVIÇOSA.

Abstract: *Entaphy of decomposition of hydrogen peroxide: A simple calorimetry experiment with inexpensive and readily available materials.* This paper describes the construction of a simple calorimeter, using styrofoam beverage can holders and analogical and digital thermometers, and the experimental determination of the heat of decomposition of hydrogen peroxide in comercial 3% hydrogen peroxide solutions, with excellent results in comparison with results found in the literature.

Keywords: thermochemistry, calorimetry, hydrogen peroxide.

Referências

LIDE, D.R. (Ed.) *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 86th ed. Boca Raton: Taylor and Francis, 2006. Disponível em: <<http://www.hbcnetbase.com>>. Acesso em: 7 ago. 2006.

MARZZACCO, C.J. The enthalpy of decomposition of hydrogen peroxide: a general chemistry calorimetry experiment. *Journal of Chemical Education*, v. 76, n. 11, Nov. 1999.

WEAST, R.C. (Ed.) *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 64th ed. Boca Raton: CRC Press, 1983-1984.

Para saber mais

ARDON, M. *Oxygen: elementary forms and hydrogen peroxide*. New York: W.A. Benjamin, 1965.

Introduction to hydrogen peroxide. Physical and chemical properties of hydrogen peroxide. Disponível em: <<http://www.h2o2.com/intro/properties.html>> Acesso em: 7 ago. 2006.

LUZ, A.M.R. e ÁLVARES, B.A. *Curso de Física*. v. 2. 3 ed. São Paulo: Harbra, 1993. 906 p.

NETTO, L.F. Capacidade térmica do calorímetro (Determinação). Disponível em: <http://www.feiradeciencias.com.br/sala08/08_32.asp>. Acesso em: 7 ago. 2006.

Evento



O XIV ENEQ ocorreu na cidade de Curitiba no período de 21 a 24 de julho de 2008, sediado pela Universidade Federal do Paraná e organizado juntamente pelas universidades estaduais parceiras: UEPG, UEL, UEM, UNIOESTE e UNICENTRO. Foram 1440 inscritos, dos quais 1270 participaram do evento, sendo 56% estudantes de graduação, 14% estudantes de pós-graduação, 20% de professores da Educação Básica e 10% professores pesquisadores.

Foram ofertados 30 minicursos ministrados por pesquisadores do Brasil inteiro, realizadas 10 palestras (com uma convidada estrangeira), 9 mesas-redondas, 2 sessões de painéis e 18 sessões coordenadas, além de atividades culturais: apresentação do grupo de dança folclórica alemã *Alte Heimat* e do grupo de teatro *Ouroboros* do Departamento de Química da UFSCar.

Dos 471 trabalhos aceitos, 461

trabalhos foram apresentados, sendo 261 na forma de resumos estendidos (uma página) e 200 na forma de trabalho completo. Destes, 95 foram apresentados nas sessões coordenadas.

Nessa 14ª Edição, ocorreu a I Mostra de Materiais Didáticos e tivemos 19 propostas de material didático.

Organizar o XIV na UFPR foi um desafio e contribuiu para concretizar o desejo de congregação dos educadores químicos do Paraná com a criação do I Encontro Paranaense de Ensino de Química (I EPEQUI), um evento bianual que será intercalado ao ENEQ e terá sua primeira edição na cidade de Londrina, sediado pela UEL em 2009, tendo como coordenação geral o Prof. Dr. Moisés Alves de Oliveira (UEL) e a Profa. Márcia Borin da Cunha (Unioeste-Toledo/PR).

Nos aspectos práticos, a organização do XIV ENEQ nos trouxe uma infinidade de aprendizados, pois nos

esforçamos de todas as maneiras e nos dedicamos ao máximo para que o Evento fosse realizado da melhor maneira possível. Lamentamos não ter sido possível dar auxílio financeiro aos proponentes de minicursos nessa edição do ENEQ e aproveitamos para agradecer o empenho que estes fizeram em participar do evento dando sua contribuição voluntária. Com a certeza de que em alguns aspectos houve falhas, gostaríamos de dizer que estas foram amenizadas devido à receptividade e dedicação dos 35 alunos de licenciatura em Química da UFPR, que trabalharam voluntariamente na realização do Evento.

Agradecemos a todos que nos ajudaram na organização e realização do XIV ENEQ e esperamos nos encontrar em São João Del Rei em 2010.

(Orliney Maciel Guimarães
Coordenação Geral do
XIV ENEQ – UFPR)