

UNIVERSIDADE FEDERAL DO RIO GRANDE DO SUL
INSTITUTO DE QUÍMICA
PROGRAMA DE PÓS-GRADUAÇÃO MESTRADO PROFISSIONAL
EM QUÍMICA EM REDE NACIONAL



DIONI DE MELLO MACHADO

PROPOSTA DE UMA SEQUÊNCIA DIDÁTICA PARA O ENSINO DA
TERMOQUÍMICA NO CONTEXTO DA APRENDIZAGEM
SIGNIFICATIVA.



PORTO ALEGRE

2021

APRESENTAÇÃO

Professora e Professor,



Apresentamos essa proposta de sequência didática (SD) que é o produto de uma dissertação de mestrado do Programa Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI), da Universidade Federal do Rio Grande do Sul – UFRGS. Neste trabalho você encontrará estratégias para o ensino dos importantes conceitos da Termoquímica em suas aulas. Você também terá duas propostas de avaliação da aprendizagem dos estudantes, uma formativa e outra somativa. O instrumento formativo para a avaliação da Aprendizagem Significativa será através de mapas conceituais. E, o instrumento de avaliação somativa será um formulário digital com questões de Termoquímica de vestibulares e do ENEM.

A SD tem seis aulas que serão desenvolvidas em seis encontros, cada um deles com dois períodos (50 min cada período), totalizando cem minutos (100 min) para cada aula. Isso como sugestão. As aulas poderão ser adaptadas conforme o seu grupo de estudantes do Ensino Médio e a sua realidade de sala de aula. Cada encontro apresenta-se com uma proposta diferente. As atividades nesta SD são simples e acessíveis, norteadas pela preocupação com a segurança e com o ambiente, cabendo ao professor o papel de organizar, orientar e auxiliar em cada etapa.

Na elaboração da sequência didática foram utilizadas diversas estratégias de ensino como: uso de organizadores prévios para introdução do assunto, sendo que o organizador prévio poderá ser um enunciado, uma pergunta, uma situação-problema, uma demonstração, um filme, uma leitura introdutória, uma simulação ou até mesmo a própria sequência didática, como exemplos. Eles terão que ajudar o aprendiz na percepção de que os novos conceitos que serão estudados estão relacionados com os subsunçores, os conhecimentos prévios, que existem na sua estrutura cognitiva. Além de aulas experimentais, aulas expositivas, expositivas dialogadas, sala de aula invertida, construção de mapas conceituais, apresentação oral e escrita.

A aplicação dessa sequência didática é destinada para as turmas da 2ª série do Ensino Médio. Apresenta em sua estrutura a discussão sobre os conceitos de calor e temperatura, estudo do calor e as suas unidades, processos endotérmicos e

exotérmicos, entalpia e variação de entalpia, Lei de Hess, entalpia de combustão, entalpia de formação, energia de ligação e calorimetria.

Confiamos neste material de ensino e esperamos que a SD apresentada possa contribuir com a sua prática docente e ajudar as suas alunas e alunos a compreender melhor a Termoquímica e tornar essa aprendizagem um marco significativo em suas vidas.

SUMÁRIO

AULA 1 – Conhecimentos prévios sobre calor e temperatura.....	5
AULA 2 – Introdução à Termoquímica.....	9
AULA 3 – Estudo da Termoquímica.....	13
AULA 4 – Calorimetria e a capacidade calorífica.....	16
AULA 5 – Calorimetria, Entalpia de Reação e Lei de Hess	20
AULA 6 – Encerramento da Unidade de Termoquímica.....	24

AULA 1

Conhecimentos prévios sobre calor e temperatura

Conceitos de calor e temperatura.

Objetivos de aprendizagem:

- Analisar a diferença entre calor e temperatura.
- Interpretar o conceito de calor.
- Interpretar o conceito de temperatura.

1º momento: Categorização do grupo da pesquisa

Link: <https://forms.gle/tKAJTatToRbCvBDz6>

2º momento: organização da turma para as atividades em grupos de três a quatro estudantes. Importante que os grupos sejam os mesmos até o final desta sequência didática.

3º momento: atividade de leitura e contextualização – 50 min

Apresentar aos alunos uma reportagem extraída da internet, pelo noticiário “**G1 – Natureza**”, em 02/10/2020. O professor poderá projetar numa tela a notícia completa, disponibilizar o link para acesso em dispositivos móveis ou reproduzir o texto, imprimindo numa folha e distribuindo aos alunos para fazerem leitura individualmente.

“Onda de calor segue nesta sexta; no fim de semana, perde força em partes do Sudeste e do Sul”

02/10/2020 09h33

Fonte: <https://g1.globo.com/natureza/noticia/2020/10/02/onda-de-calor-segue-nesta-sexta-no-fim-de-semana-perde-forca-em-partes-do-sudeste-e-do-sul.ghtml>

Após a leitura, os estudantes deverão discutir e responder por escrito em seus cadernos ou numa folha a seguinte pergunta:

Há alguma diferença entre as grandezas calor e temperatura, ou calor e temperatura são sinônimos?

Faça as discussões entre os grupos e analisando os argumentos, verifique se eles já são capazes de diferenciar essas duas grandezas. Caso tenham dúvidas, explique que são grandezas diferentes e forneça os conceitos de cada uma.

Temperatura e calor são dois conceitos bastante diferentes e que muitas pessoas acreditam serem a mesma coisa. No entanto, o entendimento desses dois conceitos se faz necessário para o estudo da termologia. A termologia é um ramo da física que estuda as relações de troca de calor ou qualquer manifestação de energia capaz de produzir variação de temperatura ou alteração do estado físico dos corpos, quando esses recebem ou cedem calor.

Temperatura é a grandeza física associada ao estado de movimento ou à agitação das partículas constituintes de um corpo ou sistema de corpos. A temperatura está associada à sensação de quente ou frio que se percebe ao tocar um objeto. No entanto a sensação do tato não nos fornece precisão da temperatura. Para isso existem os termômetros, aparelhos que são graduados em uma escala para medir a temperatura dos corpos.

Calor é definido como sendo energia que se transfere de um sistema para outro sistema, unicamente devido à diferença de temperatura existente entre eles, fluindo naturalmente do sistema de maior para o de menor temperatura. Sendo energia, a unidade de calor no SI é o Joule (J). Também é muito usada a caloria, abreviatura cal ($1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$).

Referência:

Atividade adaptada

Disponível em: <<http://portaldoprofessor.mec.gov.br/fichaTecnicaAula.html?aula=34498>>

4º momento: atividade experimental – 40 min

Na linguagem cotidiana, estamos acostumados a considerar o calor como diretamente proporcional à temperatura. De acordo com essa concepção, sempre “há mais calor” no material com a temperatura mais elevada. Lembrem, porém, como já comentamos, que as ideias científicas de calor e temperatura nem sempre correspondem a essas impressões cotidianas. Nesta atividade, calcularemos as quantidades de calor transferidas entre dois sistemas a temperaturas diferentes, procurando verificar se há uma relação direta entre calor e temperatura, isto é, se sempre há mais “calor” quando a temperatura é mais alta.

Materiais para cada grupo: Três copos de béquer de 250 mL, um termômetro de laboratório capaz de realizar medidas entre 10 °C e 110 °C (sensibilidade de 1 °C), água, diversas folhas de jornal, fita-crepe, uma proveta de 50 mL, um bastão de vidro para agitar a água (**não use o termômetro para isso!**) e um sistema para aquecimento de água.

Procedimento:

Dividir a turma nos grupos.

Parte A: primeira parte da experiência.

- a)** Revista um béquer por baixo e do lado de fora com jornal, fixando-o com a fita crepe. Coloque nesse béquer 50 mL de água a temperatura ambiente. Se a água não estiver a temperatura ambiente, agite e aguarde alguns minutos para que a água e o béquer estejam na mesma temperatura. Meça a temperatura (T1) e anote.
- b)** Em outro béquer, coloque 50 mL de água à temperatura aproximada de 20 °C acima da temperatura ambiente. Espere até que a água e o béquer estejam em equilíbrio térmico, agitando a água. Meça a temperatura (T2), anote seu valor e, imediatamente, despeje com cuidado a água mais quente dentro do béquer revestido com jornal.
- c)** Agite o sistema “água a temperatura ambiente + água aquecida” para que a temperatura fique homogênea. Anote a temperatura final (T3).

Parte B: segunda parte da experiência:

- d)** Repita os itens a) e b), utilizando agora duas novas amostras de 50 mL de água. Coloque a primeira amostra no béquer revestido com jornal. Essa amostra deve estar em torno de 50 °C (T4). A outra amostra deve estar em torno de 70 °C (T5), aproximadamente. O importante é que exista uma diferença de 20 °C na temperatura entre uma amostra e a outra. Agite o sistema “água a 50 °C + água a 60 °C” para que a temperatura fique homogênea. Meça a temperatura final (T6). Anote as temperaturas (T4, T5, T6), como indicado nos itens anteriores.

5º momento: discussão da atividade experimental – 10 min

Discutir com a turma os resultados obtidos e explicar os conceitos de sistema adiabático e não adiabático.

Referência:**Atividade experimental adaptada.**

MORTIMER, E. F.; MACHADO, A. H. Química: ensino médio. 2. ed. – São Paulo: Scipione, 2013.

AULA 2

Introdução à Termoquímica

Levantamento dos conhecimentos prévios sobre Termoquímica.

Objetivos de aprendizagem:

- Relacionar diversos acontecimentos com a Termoquímica.
- Elaborar um mapa conceitual com os conhecimentos prévios.
- Compreender os processos endotérmicos e exotérmicos.

1º momento: relação das imagens apresentadas com o estudo da Termoquímica – 30 min

Nesse primeiro momento da aula o professor irá fazer apresentar algumas imagens para os estudantes.



Material de apoio 1

Material: https://drive.google.com/file/d/1Y0magcvjOBlo2Uxy0-KOJ-yhQnk_rEnW/view?usp=sharing

2º momento: Elaboração do mapa conceitual 1 – 20 min

Após esse momento de apresentação e socialização das imagens, peça que os alunos construam um mapa conceitual com base no que foi visto nessa primeira parte. O professor deverá fazer uma abordagem com os estudantes sobre a construção de um mapa conceitual.

A construção do mapa conceitual deverá ser livre, podendo o aluno utilizar algum recurso digital ou não. Esse mapa será importante para que o professor possa identificar as concepções que os alunos têm sobre os primeiros conceitos discutidos a respeito do conteúdo. No final da unidade, será solicitado a elaboração

de um novo mapa afim de comparar a evolução da aprendizagem e a construção dos conceitos sobre a Termoquímica.

Orientações para a elaboração de um mapa conceitual.

Links: <https://www.lucidchart.com/pages/pt/o-que-e-um-mapa-conceitual>
<https://cmaptools.br.uptodown.com/windows>

Referência:

Atividade.

SILVA, T. P. CONSTRUÇÃO E AVALIAÇÃO DE UMA UNIDADE DE ENSINO potencialmente SIGNIFICATIVA PARA O CONTEÚDO DE TERMOQUÍMICA. **Dissertação** (Mestrado em Ensino de Ciências Naturais e Matemática) – Universidade Federal do Rio Grande do Norte, Natal, 2015.

3º momento: Abordagem – 10 min

O professor deverá fazer uma abordagem expositiva sobre os conceitos que envolvem os processos endotérmicos e exotérmicos.



Material de apoio 2

Material: <https://drive.google.com/file/d/1JEhXI-d2IDYK84aXS7HCOOMYL78EbkiM/view?usp=sharing>

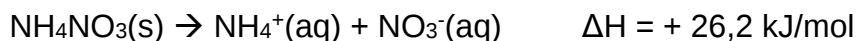
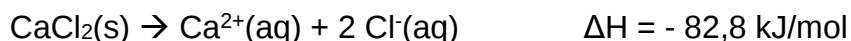
4º momento: Leitura do texto e atividade experimental – 25 min

Compressas instantâneas quentes e frias

Atletas que sofrem problemas musculares durante competições podem utilizar bolsas instantâneas quentes ou frias como dispositivos para primeiros socorros. Esses dispositivos funcionam mediante reações exo ou endotérmicas. Normalmente são constituídos por uma bolsa de plástico que contém água em uma seção e uma substância química seca em outra.

Ao golpear a bolsa, a seção contendo água se rompe e a temperatura aumenta ou diminui dependendo de a dissolução da substância ser exo ou endotérmica. Em geral, para compressas quentes usa-se cloreto de cálcio ou sulfato de magnésio, e, para compressas frias, nitrato de amônio.

As reações são:



Adicionando-se 40 g de CaCl_2 a 100 mL de água a 20 °C, a temperatura da água aumenta de 20 para 90 °C. Adicionando-se 30 g de NH_4NO_3 a 100 mL de água a 20 °C, a temperatura da água diminui de 20 para 0 °C. Tais bolsas mantêm a temperatura por 20 minutos, aproximadamente.

Atividade Prática – Termoquímica

Processos Endotérmicos e Exotérmicos

Uma aplicação interessante do calor de dissolução são as compressas de emergência. Elas são usadas para primeiros socorros nas contusões sofridas por atletas, durante as práticas esportivas. Existem dois tipos de compressas: quentes e frias. As compressas são constituídas por um saco plástico com uma ampola de água e um produto químico seco em outra. Com um leve golpe, a ampola com água se rompe, dissolvendo o produto químico, em um processo que poderá liberar ou absorver calor, dependendo do produto seco utilizado.

Objetivos: Analisar alguns processos endotérmicos ou exotérmicos e identificar quais substâncias poderiam ser utilizados em compressas quentes ou frias.

Materiais para cada grupo:

3 béqueres de 100 mL; Termômetro; Espátula (ou colher); Bastão de vidro; 1 Proveta de 50 mL; Hidróxido de sódio (NaOH) sólido; Ureia sólida e Água.

Procedimento:

Dividir a turma nos grupos.

Atividade I: Dissolução do hidróxido de sódio.

Em um béquer de 100 mL, adicione 40 mL de água. Com auxílio de um termômetro, meça a temperatura da água. Anote _____

Adicione uma ponta de espátula de hidróxido de sódio a água e agite. Meça a temperatura da solução. Anote_____

Qual foi a variação de temperatura? _____

Atividade II: Dissolução da Ureia.

Adicione 40 mL de água em um béquer de 100 mL. Com auxílio de um termômetro, meça a temperatura da água. Anote_____

Adicione uma espátula de ureia na água e agite. Meça a temperatura da solução. Anote_____

Qual foi a variação de temperatura? _____

5º momento: discussão com a turma – 10 min

Na comparação entre o hidróxido de sódio e a ureia, qual substância pode ser utilizada em compressas quentes? E qual pode ser utilizada em compressas frias? Justifique.

6º momento: entregar o material de estudo prévio para a próxima aula e dar as orientações de estudo sobre os conceitos de entalpia, variação da entalpia, entalpias de formação e combustão e energia de ligação – 5 min

Referências:

CANTO, E. L. Química na abordagem do cotidiano, 2.1ª ed. São Paulo: Saraiva, 2016.

Atividade experimental adaptada.

OLIVEIRA, A. N. S. Roteiros experimentais sobre termoquímica. Produto Educacional apresentado ao Programa de Pós-Graduação em Ensino de Ciências e Matemática. Universidade Federal de Uberlândia – UFU. Uberlândia, 2017.

AULA 3

Estudo da Termoquímica

Entalpia, Variação de entalpia, entalpia de formação, entalpia de combustão e energia de ligação.

Objetivos de aprendizagem:

- Compreender o conceito de entalpia e variação da entalpia.
- Aplicações e as utilidades das entalpias de formação e combustão.
- Relacionar a quebra das ligações químicas e a formação das novas ligações com os processos endotérmicos e exotérmicos.

1º momento: Abordagem – 50 min

O professor deverá fazer uma abordagem expositiva dialogada sobre os conceitos que envolvem a entalpia, a variação de entalpia, a entalpia de formação e a entalpia de combustão.



Material de apoio 3

Material: https://drive.google.com/file/d/195UFNn3F2oG9Fw_VbNWuYzESjRd18wO3/view?usp=sharing

2º momento: conceito de energia de ligação – 15 min

O professor deverá começar com uma abordagem sobre energia de ligação com os alunos.

No rompimento de ligações químicas, há absorção de energia (processo endotérmico) e na formação de ligações químicas, há liberação de energia (processo exotérmico).



Material de apoio 4

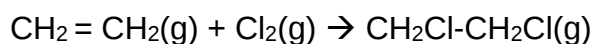
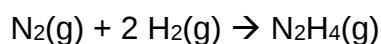
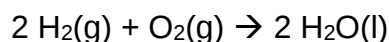
Material: https://drive.google.com/file/d/145RyX_fwIUP78BQxQkAohZsF3pS0MVwG/view?usp=sharing

3º momento: atividade sobre energia de ligação – 25 min

Procedimento:

Dividir a turma nos grupos.

O professor deverá propor aos estudantes as seguintes equações químicas:



Entregar aos grupos uma folha de papel em branco, palitos de dente e jujubas com cores e sabores diferentes. Combinar com os alunos que determinadas cores das jujubas representam átomos diferentes presentes nas equações químicas propostas. Exemplos: o átomo de carbono (C) é representado pela jujuba amarela; o átomo de cloro (Cl), pela jujuba verde; o átomo de hidrogênio (H), pela jujuba vermelha e assim por diante.

Indicar uma equação química para cada grupo e solicitar que representem a transformação química através dos palitos e das jujubas. Todo o processo deverá ser filmado e explicado pelo grupo no tempo de 5 minutos. Os cálculos de energia de ligação deverão ser feitos na folha de papel.

O professor deverá fornecer os valores de energias de ligação envolvidos na transformação. Os grupos terão que editar a filmagem da atividade e enviar através do Google Classroom.

4º momento: entregar o material sobre calorimetria e o roteiro da construção do calorímetro que os grupos trarão pronto para a próxima aula – 10 min

Referência:**Atividade adaptada.**

PEREIRA, F. G. Proposta e análise de uma sequência didática para abordar o conteúdo de termoquímica no ensino médio. 2019. **Dissertação** (Mestrado em Ensino de Ciências e Matemática) – Universidade Federal de Uberlândia, Uberlândia, 2019.

AULA 4

Calorimetria e a capacidade calorífica

Atividade experimental: calorímetro de baixo custo.

Objetivos de aprendizagem:

- Conceitos sobre calorimetria e capacidade calorífica.
- Calibração de um calorímetro.

1º momento: abordagem dos conceitos sobre calorimetria – 20 min

O professor deverá fazer uma abordagem expositiva sobre os conceitos básicos de calorimetria.



Material de apoio 5

Material: <https://drive.google.com/file/d/1RY3WkpekSkvManZiRGkCgZoPogoJR9vr/view?usp=sharing>

2º momento: abordagem sobre capacidade calorífica – 20 min

O professor deverá fazer com os estudantes uma abordagem expositiva sobre capacidade calorífica. Retomar o experimento da aula 1 para ter uma melhor compreensão sobre a calibração do calorímetro.

Procedimento:

Dividir a turma nos grupos.

Materiais e reagentes:

- Recipiente de isopor (suporte usado para latas de refrigerante).
- Chapa de isopor 30 mm (tampa do calorímetro).

- Lata de alumínio (350 mL).
- Palito de madeira de 30 cm (churrasco).
- Tubo de caneta esferográfica.
- Estilete.
- Copo de béquer 100 mL.
- Termômetro digital de espeto (usado na culinária).
- Solução de 100 mL de água oxigenada 10 volumes (3% m/V H_2O_2).
- Fermento biológico desidratado (*Saccharomyces cerevisiae*)



Imagem: Materiais e reagentes (Autor).

Na construção do calorímetro, o recipiente dentro do suporte de isopor, que é um ótimo isolante de calor, será uma lata de alumínio de 350 mL, utilizado para a reação química acontecer, e assim, determinar a entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio.



Imagem: calorímetro simples com termômetro digital de espeto (Autor).

Na reação é liberado gás oxigênio (O_2), portanto é necessário fazer um pequeno orifício na tampa do calorímetro e colocar um tubo de caneta esferográfica para que o gás produzido possa ser liberado para o ambiente externo.

3º momento: determinação da capacidade calorífica (C) – 60 min

Para a determinação da constante calorimétrica do calorímetro (uma propriedade de cada calorímetro), podemos proceder da seguinte maneira, misturando água fria e água quente:

- Colocar dentro do calorímetro 50 mL de água fria. Medir exatamente a temperatura dessa água.
- Aquecer 50 mL de água até a temperatura próxima de 70 °C. Medir exatamente a temperatura dessa água.
- Adicionar rapidamente essa água quente à água fria que está dentro do calorímetro. Fechar bem o calorímetro com a tampa e agitar a mistura para a homogeneização.
- Observar a variação de temperatura da mistura resultante. Quando a temperatura parar de subir (atingir um valor constante) anotar a temperatura final.
- Realizar esse processo em triplicata (3 vezes) e calcular o valor médio das variações de temperatura (ΔT) entre a mistura e a água fria e, também, entre a água quente e a mistura. Esses valores serão utilizados para calcular a constante calorimétrica.

$T_{\text{água fria}} (^{\circ}\text{C})$	$T_{\text{água quente}} (^{\circ}\text{C})$	$T_{\text{mistura}} (^{\circ}\text{C})$	$\Delta T_{\text{água fria}} (^{\circ}\text{C})$	$\Delta T_{\text{água quente}} (^{\circ}\text{C})$
			Média =	Média =

- A constante calorimétrica (C) do calorímetro pode então ser calculada a partir da expressão:

$$m_{\text{água fria}} \cdot C_{\text{água}} \cdot \Delta T_{\text{água fria}} + C \cdot \Delta T_{\text{água fria}} = m_{\text{água quente}} \cdot C_{\text{água}} \cdot \Delta T_{\text{água quente}}$$

Considerando:

Densidade da água 1,0 g mL⁻¹.

$C_{\text{água}} = 4,184 \text{ J } ^\circ\text{C}^{-1} \text{ g}^{-1}$ (calor específico da água).

Valor da constante calorimétrica (C) = _____

Referência:

BRAATHEN, P. C. et al. Entalpia de Decomposição do Peróxido de Hidrogênio: uma Experiência Simples de Calorimetria com Material de Baixo Custo e Fácil Aquisição. QNEsc, nº 29, 2008.

MARZZACCO, C. J. The enthalpy of decomposition of hydrogen peroxide: a general chemistry calorimetry experiment. Journal of Chemical Education, v. 76, nº 11, 1999.

AULA 5

Calorimetria, Entalpia de Reação e Lei de Hess

Atividade experimental: entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio (continuação da aula 4).

Objetivos de aprendizagem:

- Determinar a entalpia de reação: calorimetria.
- Compreender os conceitos e aplicações da Lei de Hess.
- Avaliar as competências e Habilidades construídas.
- Elaborar um novo mapa conceitual.

1º momento: determinação da entalpia de uma reação – 50 min

Procedimento:

Dividir a turma nos grupos.

Determinação da entalpia de decomposição (ΔH) do peróxido de hidrogênio.

Sabendo a constante calorimétrica do calorímetro, podemos proceder com a determinação da entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio utilizando uma solução de água oxigenada 10 volumes e fermento biológico (*Saccharomyces cerevisiae*) como catalisador.

Para a determinação da entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio podemos proceder da seguinte maneira:

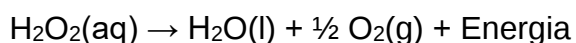
- a) Adicionar ao calorímetro 100 mL de água oxigenada 10 volumes (3% m/V H_2O_2) contidos no frasco.
- b) Medir exatamente a temperatura da solução. Essa será a temperatura inicial (T_i).

- c) Adicionar meia colher de chá, aproximadamente, de fermento biológico (*Saccharomyces cerevisiae*) e tampar rapidamente o calorímetro.
- d) Agitar a mistura suavemente, de modo constante, para favorecer a reação entre o fermento e a água oxigenada.
- e) Observar com atenção a variação da temperatura até atingir um valor máximo de estabilidade. Essa será a temperatura final (Tf).
- f) Realizar esse processo em triplicata (3 vezes) e calcular os valores das variações de temperatura (ΔT). Anotá-los na tabela abaixo. O valor da média de ΔT será utilizado para calcular a entalpia de decomposição (ΔH).

Volume de água oxigenada (mL)	Massa de água oxigenada (g)	Temperatura inicial (°C)	Temperatura final (°C)	ΔT (°C)
100				
100				
100				
				Média =

- g) Para calcular a entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio iremos fazer algumas considerações. A densidade da solução de água oxigenada será considerada aproximadamente igual a densidade da água ($1,0 \text{ g mL}^{-1}$) e para o calor específico da mistura entre água oxigenada e fermento também faremos a aproximação de que este é igual ao valor do da água ($4,184 \text{ J } ^\circ\text{C}^{-1} \text{ g}^{-1}$).
- h) Essas duas aproximações podem ser feitas pelo fato da água oxigenada usada, que contém peróxido de hidrogênio, ser uma solução diluída com apenas 3% m/V em H_2O_2 , o que resulta em um erro desprezível para a finalidade da experiência.

A reação de decomposição do peróxido de hidrogênio é um processo exotérmico (em que há liberação de energia) dada pela equação química abaixo:



A quantidade de calor que é transferida para a água e para o calorímetro, resultante da decomposição do peróxido de hidrogênio, pode ser calculada a partir da equação:

$$q_{\text{absorvido}} = m_{\text{água}} \cdot C_{\text{água}} \cdot \Delta T + C \cdot \Delta T$$

Assim, partindo dessa equação podemos observar que o calor liberado por essa reação terá o mesmo valor, mas com sinal negativo, , pois se a solução e o calorímetro receberam energia (por convenção essa energia é positiva), a reação liberou esse mesmo calor, e calor liberado é convencionado ser negativo. Com a reação de decomposição do peróxido de hidrogênio utilizando fermento biológico como catalisador, o cálculo do calor liberado é feito através da equação:

$$q_{\text{liberado}} = - (m_{\text{água}} \cdot C_{\text{água}} \cdot \Delta T + C \cdot \Delta T)$$

Considerando:

Densidade da água oxigenada 1,0 g mL⁻¹.

$C_{\text{água}} = 4,184 \text{ J } ^\circ\text{C}^{-1} \text{ g}^{-1}$ (valores aproximados da solução, conforme explicado acima).

Para calcular a entalpia de decomposição (ΔH) do peróxido de hidrogênio, levaremos em consideração que em cada 100 mL de solução de água oxigenada temos 3,0 g de H₂O₂ ou 0,088 mol, já que a entalpia de decomposição será dada em quantidade de energia liberada por cada mol de substância.

$$\Delta H = q_{\text{liberado}} / 0,088 \text{ mol}$$

O valor encontrado na literatura para a entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio, de acordo com GRANDEZAS, UNIDADES E SÍMBOLOS – IUPAC (2018), é de – 94,6 kJ/mol. A partir do valor obtido experimentalmente, calcular o erro relativo.

$$\text{Erro relativo} = \frac{|\text{Medido} - \text{Real}|}{\text{Real}} \times 100$$

Resultados e Conclusão:

Referência:

BRAATHEN, P. C. et al. Entalpia de Decomposição do Peróxido de Hidrogênio: uma Experiência Simples de Calorimetria com Material de Baixo Custo e Fácil Aquisição. QNEsc, nº 29, 2008.

MARZZACCO, C. J. The enthalpy of decomposition of hydrogen peroxide: a general chemistry calorimetry experiment. Journal of Chemical Education, v. 76, nº 11, 1999.

2º momento: abordagem da Lei de Hess e algumas aplicações – 40 min

O professor deverá fazer uma abordagem expositiva sobre os conceitos que envolvem a Lei de Hess. Resolução em aula de alguns exercícios sobre a Lei de Hess e discussão da sua aplicação. Os estudantes poderão trabalhar em duplas para discutir a atividade.



Material de apoio 6

Material: <https://drive.google.com/file/d/1ISryXImQGHZ7lvhFaKWnx4VcLcFFNqVq/view?usp=sharing>

3º momento: orientações para as atividades de avaliação dos conhecimentos construídos no estudo da Termoquímica – 10 min

1) O professor disponibilizará para os estudantes realizarem em casa um questionário avaliativo com exercícios do ENEM e vestibulares sobre a Termoquímica. Essa avaliação será através do formulário digital.

Link: <https://forms.gle/zhrvdphR7pB8DYL78>

2) O professor solicitará aos estudantes que construam em casa um novo mapa conceitual (Mapa Conceitual 2) com base no que foi visto durante todo o estudo na sequência didática. A construção desse mapa também deverá ser livre, podendo utilizar algum recurso digital ou não. Esse mapa será importante para que o estudante possa identificar quais foram os conceitos mais significativos que ele conseguiu construir.

Orientações para a elaboração de um mapa conceitual.

Links: <https://www.lucidchart.com/pages/pt/o-que-e-um-mapa-conceitual>
<https://cmaptools.br.uptodown.com/windows>

AULA 6

Encerramento da Unidade de Termoquímica

Fechamento da unidade e coletas de dados.

Objetivos de aprendizagem:

- Relacionar os conhecimentos prévios com os novos conhecimentos a partir do estudo da Termoquímica.

1º momento: Atividade avaliativa no formulário digital – 30 min

Discussão do questionário avaliativo realizado através do formulário digital. Os resultados obtidos no desenvolvimento das habilidades e das competências no ensino da Termoquímica.

2º momento: Apresentação oral do mapa conceitual 2 – 30 min

Todos os estudantes entregarão em aula o Mapa Conceitual 2 que foi construído após o estudo da unidade de Termodinâmica. Serão escolhidos alguns alunos para explicarem para a turma os seus mapas conceituais.

3º momento: Apresentação dos vídeos sobre energia de ligação – 20 min

Apresentar para a turma 3 vídeos elaborados na atividade de estudo sobre a energia de ligação.

4º momento: Avaliação da sequência didática – 20 min

O professor deverá abrir um espaço para que os estudantes possam debater sobre a aplicação da sequência didática e quais foram os aspectos positivos e

negativos no processo de aprendizagem. Após esse momento, disponibilizar um questionário digital para que os alunos possam avaliar esta sequência didática.

Link: <https://forms.gle/CH6yXhfMcuRAXwaD8>