

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

GISELE DO LIVRAMENTO

**ELABORAÇÃO DE UMA UNIDADE TEMÁTICA SOBRE TERMOQUÍMICA NO
ENSINO DE QUÍMICA**

Porto Alegre
2020

APÊNDICE A – UNIDADE TEMÁTICA

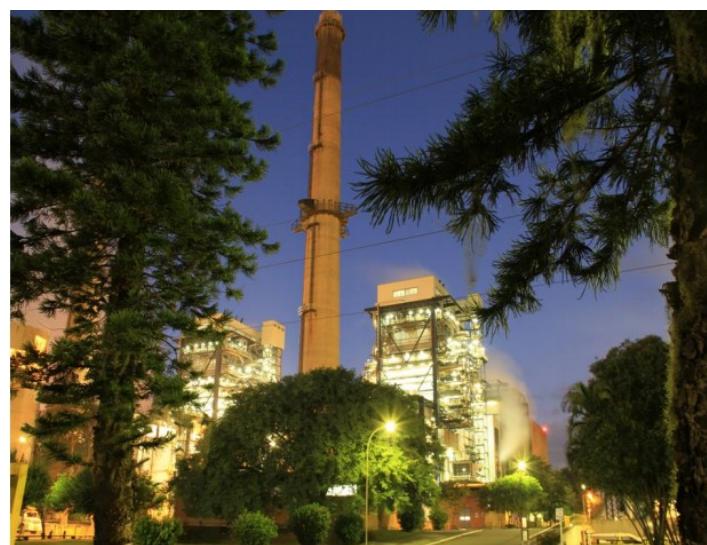


Fonte: VELASQUES, 2019.



**TERMOQUÍMICA, MINERAÇÃO
DE CARVÃO E A PRODUÇÃO DE
ENERGIA ELÉTRICA NO SUL DE
SANTA CATARINA**

Fonte: ATLÂNTICA HOTELS, 2015.



Fonte: ENGIE, 2019.

Querido aluno,

Este material foi elaborado para ajudá-lo a compreender alguns conceitos de Termoquímica de forma ampla e contextualizada. Em uma sociedade cada vez mais dependente de energia, estudaremos como a química está presente nos processos de produção de energia nas termelétricas buscando articular a construção do conhecimento químico e sua aplicação a problemas sociais, ambientais e tecnológicos. Ao longo deste material estão propostas diferentes atividades, incluindo visitas a campo, experimentos, seminários e exercícios.

Bons estudos!

Professora Gisele

SUMÁRIO

1. COMBUSTÃO E ENERGIA.....	4
1.1 COMBUSTÍVEIS FÓSSEIS, TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS E ENERGIA.....	4
1.2 COMBUSTÍVEIS FÓSSEIS E IMPLICAÇÕES AMBIENTAIS.....	7
1.3 EXPLORAÇÃO DE CARVÃO E PRODUÇÃO DE ENERGIA ELÉTRICA NO SUL DE SANTA CATARINA.....	11
2. CALOR E TEMPERATURA.....	17
2.1 DIFERENCIANDO TEMPERATURA E CALOR.....	17
2.2 ENERGIA TÉRMICA E CALOR.....	22
2.3 CAPACIDADE TÉRMICA E CALOR ESPECÍFICO.....	25
3. ENTALPIA.....	30
3.1 ENTALPIA E TRABALHO.....	30
3.2 ENTALPIA DAS MUDANÇAS DE FASE.....	32
3.3 ENTALPIA DA REAÇÃO QUÍMICA.....	33
3.4 ENTALPIA PADRÃO DE REAÇÃO.....	35
3.5 ENTALPIA PADRÃO DE COMBUSTÃO.....	35
3.6 ENTALPIA PADRÃO DE FORMAÇÃO.....	39
3.7 ENTALPIA DE LIGAÇÃO.....	41
3.8 LEI DE HESS.....	43
4. ENTROPIA.....	46
4.1 ENTROPIA E A ESPONTANEIDADE DOS PROCESSOS NATURAIS.....	46
5. ENERGIA LIVRE DE GIBBS.....	50
5.1 ENERGIA LIVRE DE GIBBS E A ESPONTANEIDADE DAS REAÇÕES QUÍMICAS	50
6. FINALIZAÇÃO.....	53
REFERÊNCIAS.....	56

1. COMBUSTÃO E ENERGIA

Problematização: Você já imaginou sua vida sem energia elétrica? Como a energia elétrica que chega até você é produzida? Qual é o papel do carvão mineral neste processo? Como este carvão foi formado? Quais as implicações sociais, econômicas e ambientais da exploração de carvão?

Objetivos:

- Reconhecer a necessidade do uso racional dos recursos energéticos e a importância do desenvolvimento de combustíveis alternativos.
- Julgar os prós e contras das diferentes matrizes energéticas de combustíveis no tocante à produção de energia e ao impacto ambiental delas decorrentes.

1.1 COMBUSTÍVEIS FÓSSEIS, TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS E ENERGIA

A vida moderna precisa, cada vez mais, de energia para movimentar indústrias, iluminar residências e escritórios, para o funcionamento dos meios de transporte e comunicação ou mesmo para o lazer. Isso sem falar na energia que nosso corpo precisa para manter a vida e toda a sua atividade! Energia, atualmente, é sinônimo de conforto.

Transformações físicas e químicas são, frequentemente, acompanhadas por liberação ou absorção de energia. Sabe-se, por exemplo, que é preciso fornecer energia para que a água se aqueça e vaporize, e que, no sentido contrário, quando a água condensa ocorre liberação de energia.

A utilização de calor para produzir trabalho teve origem na Revolução Industrial (figura 1), com a invenção da primeira máquina térmica em que a energia química de um combustível (uma substância que reage com o oxigênio – ou outro comburente – liberando energia, como carvão, gasolina, álcool), foi usada para produzir vapor e movimentar a máquina. A energia térmica do vapor de água, por exemplo, era a energia utilizada nas antigas locomotivas a vapor, e, em

Figura 1- Trabalhadores na fábrica. A revolução industrial foi um processo de grandes transformações econômicas e sociais ocorridas em meados do século XVIII que levou à mecanização da produção, substituindo o trabalho artesanal pelo trabalho assalariado, com o uso de máquinas movidas a vapor.



Fonte: BEZERRA, 2019.

nossos dias, essa energia é empregada para movimentar navios ou para acionar turbinas em usinas termelétricas. O carvão mineral, de origem fóssil, foi umas das primeiras fontes de energia utilizadas em larga escala pela humanidade. No fim do século XIX, o vapor passou a ser aproveitado para produzir energia elétrica. Atualmente, o homem explora, também, outros combustíveis fósseis, como petróleo e gás natural, para produzir energia, porém o carvão ainda é a fonte mais utilizada para a produção de energia elétrica no mundo, respondendo por cerca de 40% da produção total.

Ainda hoje, grande parte da energia elétrica utilizada pela humanidade é produzida através da energia térmica obtida pela queima de combustíveis. A combustão é uma reação bastante comum no cotidiano, seja na preparação dos alimentos com a combustão do gás de cozinha ou nos motores dos veículos que nos levam à escola, ao trabalho, etc. movidos pela energia gerada na queima de combustíveis. Na combustão, uma substância ou material combustível reage com o oxigênio (comburente) com emissão de luz e calor.

Nas reações de combustão, as ligações existentes nas moléculas dos combustíveis são quebradas e os átomos destes ligam-se aos átomos de oxigênio. As cinzas e os gases produzidos na combustão têm importância ambiental. As cinzas são os resíduos sólidos formados por substâncias cujos átomos não produziram gases. Já os gases formam-se a partir da combinação dos átomos do combustível com átomos de oxigênio.

Quando a combustão ocorre em condições que possibilitam grande interação entre o combustível e o oxigênio, temos uma reação de combustão completa (figura 2). Há casos em que a interação entre o combustível e o oxigênio é pequena, resultando em uma combustão incompleta (figura 2). Ficou difícil? Vamos pensar a partir de exemplos!

O gás de cozinha (ou gás liquefeito de petróleo – GLP) tem como principal componente o butano (C_4H_{10}). Ao observarmos a combustão do GLP no fogão de nossas casas, notamos um tom azul claro na chama. Neste caso, temos uma combustão completa. A luz azul da chama é emitida pelas espécies químicas C_2 e CH formadas transitoriamente durante a combustão devido à excitação de um elétron para um nível mais alto de energia. Quando o elétron volta ao seu nível energético inicial, dissipá o excesso de energia na forma de luz (ATKINS, 2000). Quando a combustão é completa, há oxigênio suficiente para que todo combustível se transforme em

Figura 2- Combustão incompleta (à esquerda) e completa (à direita).



Fonte: LORENSETTI, 2019.

dióxido de carbono (CO_2) e água (H_2O). Podemos representar a reação de combustão completa do butano com a seguinte equação:



Porém, em alguns casos o fogão a gás pode produzir uma chama amarela. Isso pode acontecer porque a entrada de ar não está sendo suficiente para fornecer a quantidade de oxigênio necessária para a reação ou porque o butano já acabou e o que está sendo queimado são moléculas maiores que ficam no fundo do botijão. Essa mistura que fica no fundo do botijão é rica em substâncias mais pesadas, demora mais para escapar e requer mais oxigênio para queimar completamente. Quando a chama é amarela ocorre a formação de monóxido de carbono (CO) e fuligem, que deixa o fundo das panelas preto, resultante da combustão incompleta. A combustão incompleta do butano pode ser representada pelas seguintes equações:



onde C(s) é fuligem, um aglomerado de bilhões de átomos de carbono. Neste caso, a chama é amarela devido à luz emitida pelas partículas de carbono incandescentes (ATKINS, 2000).

Outros exemplos de combustão incompleta são um motor de um veículo mal regulado ou a queima de uma vela.

Ônibus e caminhões, em geral, são movidos pela combustão do óleo diesel. Quando bem regulados, os motores destes veículos fazem com que o combustível seja praticamente todo queimado, produzindo quase que exclusivamente CO_2 e água. Motores que queimam gasolina e álcool quase não geram fuligem, mas produzem o monóxido de carbono (CO).

O monóxido de carbono é um gás incolor e inodoro. Quando respiramos, o oxigênio liga-se à hemoglobina (uma proteína existente no sangue, que dá a ele a cor vermelha) para ser transportado até as células. Porém, o CO tem uma afinidade pela hemoglobina muito maior que o oxigênio, ou seja, quando a molécula de CO liga-se a hemoglobina, é difícil separá-las. Com isso, a hemoglobina fica comprometida e não consegue fazer o transporte de oxigênio até as células. A oxigenação do corpo é afetada e pode levar à morte por asfixia. Pessoas que dormem em ambientes pouco ventilados e que fazem uso de aquecedores a gás são alvos frequentes de asfixia por monóxido de carbono.

Você percebeu que todas as equações foram descritas acompanhadas de ΔH ? O símbolo ΔH representa a variação de entalpia. Como veremos adiante, quando a variação de

entalpia de uma reação é menor do que zero (negativa) há liberação de energia; quando essa variação é maior do que zero (positiva) há absorção de energia.

Embora todas as reações de combustão completa e incompleta liberem energia, a segunda produz menor quantidade de energia do que a primeira, além de gerar resíduos mais tóxicos.

O dióxido de carbono produzido na combustão completa é um gás incolor, inodoro e razoavelmente solúvel em água (formando H_2CO_3). A concentração média de CO_2 na atmosfera é de 0,04% (PAULILO; VIANA; RANDI, 2015, p. 90). Em concentrações elevadas, tem efeito asfixiante. Concentrações acima de 5% são consideradas perigosas e acima de 10% levam à inconsciência, podendo até provocar morte por asfixia.

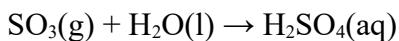
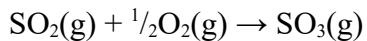
1.2 COMBUSTÍVEIS FÓSSEIS E IMPLICAÇÕES AMBIENTAIS

Cerca de 90% dos gases liberados na atmosfera são gerados por reações de combustão em veículos automotivos e atividades industriais. Além do CO e do CO_2 , outros gases são produzidos durante a queima de combustíveis fósseis.

Os combustíveis fósseis (carvão, gasolina, diesel e outros) são originados da decomposição de organismos vivos, por isso possuem pequenas quantidades de substâncias que contêm átomos de enxofre e nitrogênio (veja uma versão esquemática de parte da estrutura molecular do carvão na figura 4).

A queima dessas substâncias libera gases que, em contato com o ar, dão origem ao ácido sulfúrico, ácido nítrico e ácido nitroso, substâncias responsáveis pelas chuvas ácidas.

A reação de formação do ácido sulfúrico pode ser descrita pelas equações:



A formação dos ácidos nítrico e nitroso pode ser descrita pela equação:



A chuva ácida ocorre quando são lançadas grandes quantidades de óxidos de enxofre e de nitrogênio na atmosfera de maneira concentrada, principalmente próximo às indústrias. Usinas que usam como fonte de energia o carvão são extremamente poluentes neste aspecto.

Os três principais problemas causados pela chuva ácida são:

- 1) O impacto em ecossistemas aquáticos, já que os animais e plantas desses ecossistemas vivem numa faixa ótima de pH: variações nesse pH podem interferir no modo como enzimas atuam, aumentando a mortandade ou dificultando a

reprodução, especialmente das espécies animais ovíparas. Outro grande problema em ecossistemas aquáticos é que alguns metais, como o alumínio e o mercúrio, ficam livres na água quando esta está com o pH baixo, e esses metais são altamente tóxicos para animais e plantas.

2) O impacto em florestas: o solo das florestas não consegue continuamente neutralizar a chuva ácida e, em longo prazo, isso causa um aumento da concentração de alumínio (tóxico) e uma escassez de cálcio, mineral fundamental para o crescimento das plantas.

3) O impacto em materiais desenvolvidos pelo homem: quando materiais como o cimento entram em contato com a chuva ácida, reagem com ela e começam a erodir. Esse problema ocorre especialmente em monumentos e construções antigas, que tendem a erodir e sucumbir com o passar do tempo, acarretando grande prejuízo à cultura humana (LAGANKE, 2019).

A sociedade contemporânea assiste aos impactos ambientais de resultados imprevisíveis futuramente. O aumento da concentração de CO₂ na atmosfera, como resultado da queima em grande escala de combustíveis fósseis, está associado ao efeito estufa, que pode resultar no aumento da temperatura média do planeta. Além disso, a exploração desses tem grandes impactos ambientais, seja na alteração de paisagens e ecossistemas, poluição de rios, mar e do solo, sem contar a contaminação causada pelos rejeitos da exploração inadequadamente acondicionados. Você já parou para pensar sobre isso?

VAMOS EXPERIMENTAR?

COMO SE FORMA A CHUVA ÁCIDA?

Este experimento foi elaborado pelo Laboratório de Química Ambiental da USP.

Materiais:

- 1 vidro com tampa (como os de maionese ou café solúvel)
- enxofre em pó (1 colher de chá cheia)
- 4 fitas de papel tornassol azul (3 cm cada uma, aproximadamente)
- 2 pétalas de flor colorida
- 1 colher de plástico
- 2 pedaços de fios de cobre (15 cm cada um, aproximadamente)
- 1 caixa de fósforos
- 1 caneta

Procedimento:

Quer saber mais sobre o efeito estufa? O site do Laboratório de Química Ambiental da USP tem um material bem resumido e interessante sobre o assunto. Acesse encurtador.com.br/aqzKY ou use o QR code abaixo e confira.



Coloque uma fita de papel tornassol e uma pétala de flor na parte de dentro da tampa do vidro. Utilizando a colher de plástico, polvilhe um pouco do enxofre em pó sobre a fita e sobre a pétala (não utilize todo o enxofre, apenas o suficiente para manchar parte do papel tornassol e da pétala de flor). Anote suas observações na tabela de resultados.

Coloque cerca de 5 cm de água da torneira no vidro, e com o auxílio da colher (limpa), retire um pouco de água e coloque sobre o enxofre que está sobre a pétala e o papel tornassol. Observe o que acontece com a água em contato com o enxofre, e se houve alteração na cor do papel tornassol e na pétala. Anote suas observações. Jogue no lixo o material sólido da tampa e lave a tampa.

Tabela 1 - Observações do experimento

	Observações
Pétala + enxofre em pó	
Papel tornassol + enxofre em pó	
Pétala + enxofre em pó + água	
Papel tornassol + enxofre + água	
Papel tornassol + água	
Dióxido de enxofre + pétala	
Dióxido de enxofre + papel de tornassol	
Dióxido de enxofre + água	

Pegue uma nova fita de papel tornassol e o umedeça com água. Anote suas observações.

Monte o seguinte esquema: coloque em uma das extremidades do fio de cobre uma nova pétala e um pouco separado coloque um novo papel tornassol azul. Na outra extremidade do fio, faça um pequeno gancho e pendure por dentro do vidro que já tem um pouco de água. Tome cuidado para que a pétala ou fita não entrem em contato com a água. Veja o esquema de montagem na figura 3 abaixo.

Pegue o outro fio de cobre e enrolle parte deste na ponta da caneta, formando um pequeno cone de cerca de 1 cm. Faça um pequeno gancho na outra ponta do fio, retire a

caneta e encha o cone com enxofre em pó, com cuidado (use a colher). Pendure o fio de cobre por dentro do vidro (sem atingir a água).

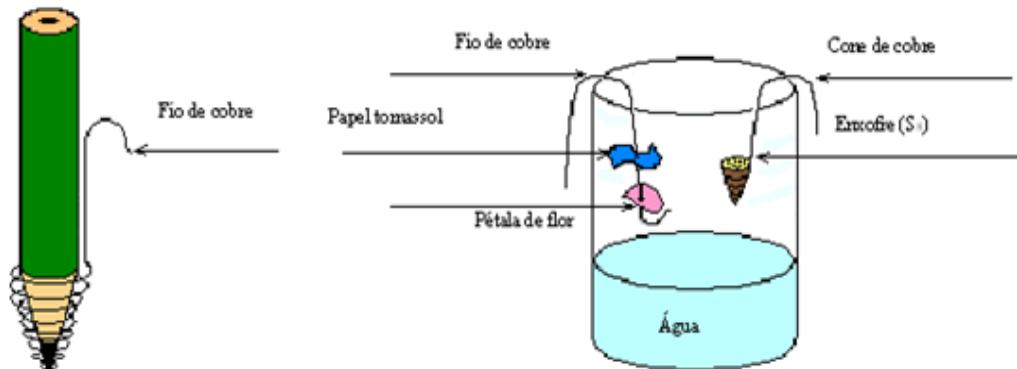
Posicione um fósforo aceso abaixo do cone para iniciar a queimar o enxofre e rapidamente retire o fósforo e tampe o vidro. Observe se o enxofre está realmente queimando. Aguarde 5 minutos e anote na tabela de resultados se houve mudança na coloração do papel e da pétala.

Retire os fios de cobre de dentro do vidro rapidamente. Feche o vidro e agite a solução cuidadosamente.

Umedeça nova fita de papel tornassol na água e anote suas observações.

Observação: o papel tornassol azul é de cor azul em meio neutro e básico e se torna rosa em meio ácido.

Figura 3- Experimento chuva ácida



Fonte: USP, 2006.

NO FINAL DO EXPERIMENTO: NÃO JOGUE A ÁGUA ACIDIFICADA NA PIA.

Armazene esta solução contendo o ácido sulfúrico em um recipiente grande para posterior neutralização.

Jogue as pétalas e papel de tornassol no lixo. Os resíduos de enxofre podem ser jogados na pia, pois este elemento é bastante inerte. Lave todo material e retorne-os para sua bancada. Limpe e organize sua bancada.

Um experimento parecido com este está no vídeo “Faça chuva ácida em casa!”, no canal Manual do Mundo no YouTube, acesse pelo link encurtador.com.br/rxNZ2 ou usando o QR code abaixo.



QUESTÕES PARA DISCUSSÃO

- 1 – Por que não há alteração na cor da pétala ou do papel tornassol no contato com enxofre em pó e água?
- 2 – Por que a pétala e o papel tornassol mudam de cor após a combustão do enxofre?
- 3 – Por que a água do experimento se tornou ácida?
- 4 - O que vem causando o excesso de acidez na chuva de grandes cidades?
- 5 - Cite um problema ambiental e um problema de saúde humana que pode ocorrer devido a emissão de dióxido de enxofre na atmosfera.
- 6 - O que pode ser feito em termos de governo federal para diminuir a acidez, ou a poluição da atmosfera como um todo? E em termos de prefeitura? E você? O que você pode fazer para contribuir para minimizar a sua emissão de contaminantes para a atmosfera?

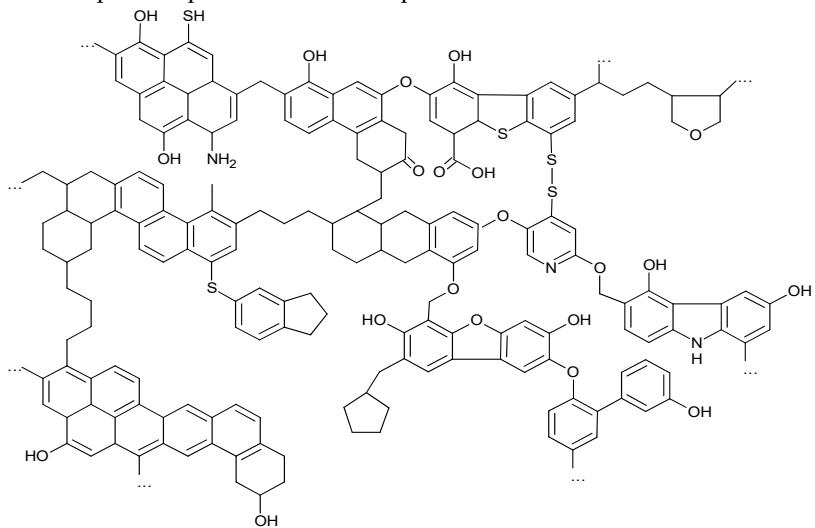
1.3 EXPLORAÇÃO DE CARVÃO E PRODUÇÃO DE ENERGIA ELÉTRICA NO SUL DE SANTA CATARINA

Existem dois tipos básicos de carvão: o mineral e o vegetal. O carvão vegetal é produzido a partir da carbonização da lenha. O mineral é formado pela decomposição da matéria orgânica durante milhões de anos, sob determinadas condições de temperatura e pressão. No período entre 355 milhões e 275 milhões de anos atrás (período carbonífero), a Terra passou por muitos movimentos geológicos. Acredita-se que enormes cadeias montanhosas surgiram no planeta neste período e que a intensa atividade vulcânica soterrou grandes florestas. Esse processo repetido inúmeras vezes possibilitou a formação de grandes depósitos de matéria orgânica. Sobre essa matéria, grandes quantidades de areia, lama e pedras acumularam-se exercendo grande pressão.

Lentamente e de forma anaeróbia, os vegetais, na presença de bactérias e com perda de hidrogênio e oxigênio, foram se transformando em carvão mineral (uma versão esquemática da estrutura molecular do carvão está na figura 4). O carvão mineral, dependendo do teor de carbono existente na jazida, é classificado em antracito, hulha, linhito e turfa (BIANCHI, ALBRECHT, MAIA, 2005, p. 303).

- Antracito é o mineral que possui entre 90% e 95% de carvão. Queima com dificuldade, sem chama, fumaça ou cheiro. Devido ao seu alto poder calorífico, é muito usado em indústrias de cal e vidro.

Figura 4- Uma versão esquemática de parte da estrutura molecular do carvão. Note o grande número de anéis benzênicos. Essas camadas rompem-se quando o carvão é aquecido.



Fonte: adaptado de ATKINS, 2000, p. 40.

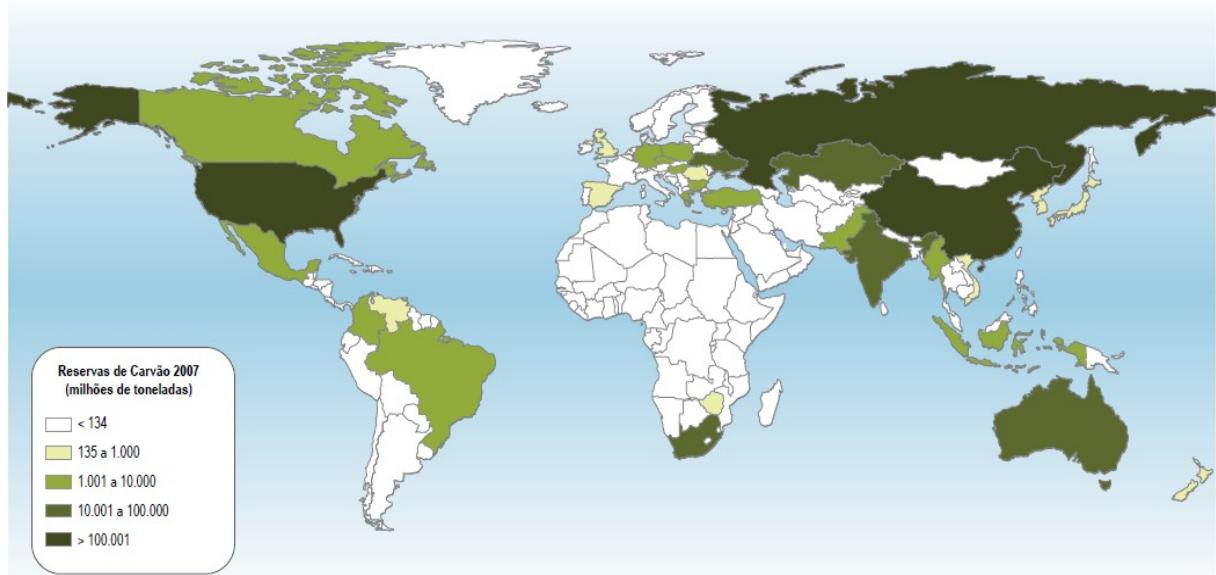
- A hulha possui entre 75% e 90% de carbono e é, logo depois do antracito, o carvão fóssil de maior valor comercial.
- O linhito é um carvão fóssil ainda imaturo, com 65% a 75% de carbono. Às vezes conserva a estrutura lenhosa e produz pouco calor, pois ainda conserva água e impurezas.
- A turfa, em processo inicial de carbonização, apresenta de 55% a 65% de carbono em sua composição. Ocorre, principalmente, em áreas pantanosas.

O carvão mineral é composto por átomos de carbono, oxigênio, nitrogênio e enxofre associados a outros elementos rochosos e minerais, como a pirita.

O carvão mineral é o combustível fóssil com maior disponibilidade no mundo, com reservas bem distribuídas pelos continentes, com maior concentração no hemisfério norte (veja na figura 5).

O poder calorífico do carvão mineral varia de acordo com sua composição e impurezas, sendo subdividido em carvão de baixa qualidade (linhito e sub-betuminoso) e alta qualidade (ou hulha, subdividido em antracito e betuminoso). Atualmente, a maior aplicação do carvão mineral no mundo é a produção de energia elétrica em usinas termelétricas. A produção de calor necessário aos processos de produção, como secagem de produtos, cerâmicas e fabricação de vidros, vem em segundo lugar. No Brasil, o carvão representa 1,5% da matriz energética.

Figura 5- Reservas mundiais de carvão mineral 2007 (em milhões de toneladas)



Fonte: ANEEL, 2018, p. 134.

As reservas do Brasil são de carvão dos tipos linhito e sub-betuminoso. As maiores jazidas estão nos estados do Rio Grande do Sul e Santa Catarina, as menores ficam no Paraná e São Paulo. O Rio Grande do Sul responde por 89,25% das reservas, Santa Catarina 10,41%, Paraná 0,32% e São Paulo 0,02%. O carvão brasileiro tem baixo poder energético e, devido ao elevado teor de impurezas, sua utilização é feita sem beneficiamento e na boca da mina (ANEEL, 2018, p. 136).

Para aproveitar a energia fornecida pelo carvão mineral da região sul de Santa Catarina, o governo federal iniciou a construção do Complexo Termelétrico Jorge Lacerda na década de 1960 no então município de Tubarão. O complexo está atualmente localizado em Capivari de Baixo. A construção deste complexo termelétrico tinha como objetivo possibilitar ao sistema elétrico brasileiro uma reserva estratégica, a ser utilizada principalmente em época de escassez de chuvas.

A mineração do carvão pode ser a céu aberto (figura 6) ou subterrânea. A opção pelo tipo de mineração depende da

Figura 6- Mineração a céu aberto em Minas do Leão, a 90 km de Porto Alegre. Foto de Ricardo Duarte.



Fonte: CIGANA, 2013.

profundidade e do tipo de solo onde o minério é encontrado. No Brasil, a maior parte do carvão é explorada a céu aberto.

O transporte do carvão é realizado por esteira em distâncias muito curtas, ou através de trens, caminhões e barcaças para distâncias maiores. Geralmente, só é transportado por distâncias maiores o carvão com baixo nível de impurezas. Os carvões com grande quantidade de impurezas são utilizados nas proximidades dos locais de mineração, onde geralmente são construídas usinas termelétricas que utilizam este combustível. É isso o que ocorre nas cinco usinas termelétricas movidas a carvão em operação no Brasil, todas localizadas no sul do país (ANEEL, 2018). Veja na tabela 2 as centrais termelétricas em operação no Brasil.

Tabela 2- Centrais termelétricas a carvão em operação no Brasil (situação em novembro de 2008)

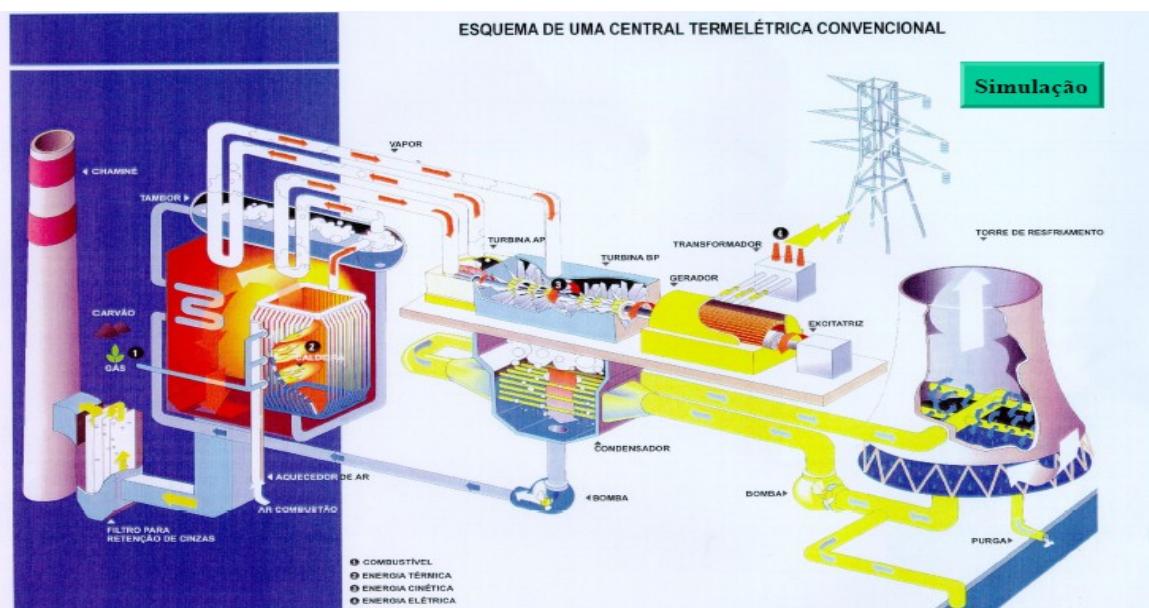
Usina	Potência (kW)	Município
Charqueadas	72.000	Charqueadas - RS
Figueira	160.250	Figueira - PR
Jorge Lacerda I e II	232.000	Capivari de Baixo - SC
Jorge Lacerda III	262.000	Capivari de Baixo - SC
Jorge Lacerda IV	363.000	Capivari de Baixo - SC
Presidente Médici A, B e C	796.000	Candiota - RS
São Jerônimo	20.000	São Jerônimo - RS

Fonte: adaptado de ANEEL, 2018.

A maior restrição ao uso do carvão é o grande impacto socioambiental ocasionado em todas as etapas de produção e consumo. A extração provoca degradação das áreas de mineração.

Para a produção de energia, o carvão é extraído do solo, fragmentado e armazenado em silos para ser transportado à usina, onde novamente será armazenado. Na usina, o carvão é transformado em pó, para melhor aproveitamento térmico ao ser queimado nas fornalhas das caldeiras. O calor liberado na combustão do carvão é absorvido pela água que circula nos tubos que envolvem a fornalha, que se transforma em vapor. O calor (energia térmica) contido no vapor é transformado em energia mecânica (ou cinética), que movimenta a turbina do gerador de energia elétrica. O movimento da turbina da origem à energia elétrica. Veja o esquema de uma central termelétrica na figura 7.

Figura 7- Esquema de uma central termelétrica.



Fonte: ENGIE, 2019.

QUER SABER COMO FUNCIONA A MINERAÇÃO SUBTERRÂNEA DE CARVÃO EM SANTA CATARINA?

No município de Criciúma há uma mina de visitação, a Mina “Octávio Fontana”, que encerrou suas atividades de exploração em 1995 e está aberta à visitação. A visita é acompanhada por um guia e pode ser realizada a pé ou em uma mini-locomotiva. Durante a visita, o guia explana a história da extração de carvão na região e curiosidades do local.

Figura 8- Mina de visitação Octávio Fontana, Criciúma - SC.



Fonte: ROSSO, 2012.

Se você não puder visitar a mina, assista ao vídeo “Mina de visitação a única na América do Sul, em Criciúma – SC, disponível no link encurtador.com.br/mpsKT ou use o QR code abaixo.



Ao visitar a mina, preste atenção na evolução das condições de trabalho dos mineradores ao longo dos anos e nos equipamentos de segurança da mina. Não esqueça de investigar sobre o processo de beneficiamento do carvão e a disposição dos rejeitos!

QUER VER DE PERTO COMO SE PRODUZ ENERGIA ELÉTRICA A PARTIR DO CARVÃO?

O Complexo Termelétrico Jorge Lacerda, localizado em Capivari de Baixo, recebe visitantes que buscam conhecer com detalhes o processo de funcionamento de uma termelétrica a carvão. A história do complexo é contada em detalhes no livro “50 anos gerando energia e desenvolvimento”, da jornalista Duda Hamilton.

Figura 9- Complexo Termelétrico Jorge Lacerda.



Fonte: ENGIE, 2019.

Ao visitar a usina, também é possível visitar a Usina Solar “Cidade Azul” e a torre de energia eólica instalada nas proximidades.

As visitas são acompanhadas por um guia e são gratuitas, mas requerem agendamento prévio.

Ao visitar o complexo, não deixe de investigar porque as chaminés das usinas tem tamanhos variados e quais as implicações disso para os arredores além de observar como o carvão é transportado e armazenado. Investigue também o tratamento dos efluentes (sólidos e gasosos) das usinas e como a água para o resfriamento é captada e devolvida para o ambiente.

Se você não puder visitar o Complexo Termelétrico Jorge Lacerda, assista ao vídeo “Usina Termelétrica Santa Catarina” através do link <https://www.youtube.com/watch?v=g97y-5XZVjYou> pelo QR Code ao lado.



2. CALOR E TEMPERATURA

Problematização: Você já ouviu alguém dizer “hoje está calor”? Será que esta expressão está correta do ponto de vista físico? Como um termômetro mede a temperatura? Será que todos os materiais aquecem do mesmo modo?

Objetivos:

- Diferenciar calor e temperatura.
- Compreender o funcionamento de um termômetro.
- Compreender o calor como forma de energia.
- Conceituar capacidade térmica e calor específico.
- Reconhecer que diferentes materiais aquecem de maneira diferente.
- Compreender os princípios envolvidos na determinação da quantidade de calor liberada nas reações de combustão.

2.1 DIFERENCIANDO TEMPERATURA E CALOR

A Termodinâmica (*termo* – calor, *dinâmica* – movimento, mudança) é o ramo da Física que estuda as relações das transformações com a transferência de calor. O estudo termodinâmico das transformações químicas é realizado por uma área da termodinâmica, a Termoquímica.

Para o estudo dos fenômenos térmicos (sobre calor e temperatura, por exemplo) foi necessário o desenvolvimento de teorias científicas, bem como de instrumentos de medida para estas grandezas.

Quente, frio, morno e gelado expressam sensações térmicas. Pelo tato, por exemplo, sensores térmicos da pele podem perceber variações térmicas. Para saber se uma pessoa está com febre, pode-se encostar a mão no rosto dela e perceber apenas se ela está mais quente que outra pessoa. Isso é vago e os sentidos podem enganar, pois o ambiente ou mesmo os objetos que manuseamos podem dificultar a percepção de temperatura pela pele. Então para saber se alguém está com febre é preciso definir uma escala de medida de temperatura e utilizar um instrumento para medi-la.

Para medir temperatura pode-se utilizar qualquer propriedade do sistema que dependa do fato de ele estar “quente” ou “frio”, ou seja, de sua temperatura, como o volume

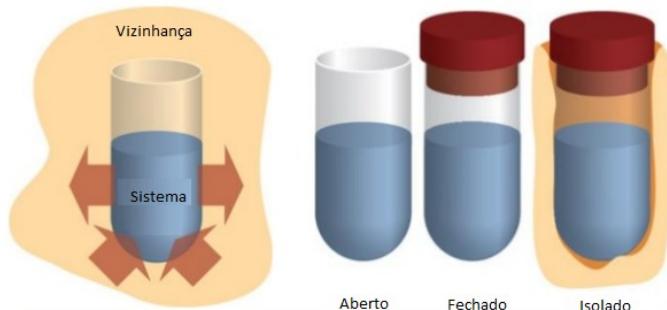
de um líquido, o comprimento de uma barra de metal, a intensidade da corrente elétrica transportada por um fio, a pressão exercida por um volume fixo de gás ou a cor de um objeto incandescente.

Antes de prosseguirmos, vamos definir o que é um sistema. Para podermos estudar como a energia é transformada e transferida de um lugar para o outro, dividimos o mundo em duas partes: o sistema e a vizinhança, juntos estes formam o universo.

A região na qual estamos interessados é chamada de sistema. Este pode ser um pudim em uma assadeira ou uma mistura de reação. Tudo mais, como o banho-maria no qual a assadeira do pudim está imersa, é chamado de vizinhança. Na vizinhança, está incluída a área onde fazemos as observações sobre a energia transferida ou retirada do sistema.

Um sistema pode ser aberto, fechado ou isolado (figura 10). Um sistema aberto pode trocar matéria e energia com a vizinhança, como a assadeira com o pudim e o motor de um veículo. Um sistema fechado não troca matéria, mas troca energia com a vizinhança. Um sistema isolado não troca matéria e nem energia com a vizinhança. Uma aproximação razoável de um sistema isolado é o café em uma garrafa térmica.

Figura 10- Classificação dos sistemas



Fonte: ATKINS; JONES, 2012, p. 236.

PRONTO PARA O NOSSO PRIMEIRO DESAFIO?

ENTÃO VAMOS CONSTRUIR UM TERMÔMETRO E UMA ESCALA TERMOMÉTRICA!

Este experimento foi desenvolvido pelo IBF.

Para isso vamos precisar de:

- Álcool etílico 96°GL;
- Corante;
- Mangueira transparente;
- Régua;

Se não for possível construir o termômetro em sua escola, você pode assistir ao vídeo disponível no link encurtador.com.br/cSTX1 ou através do QR code abaixo. O vídeo também trata da diferença entre temperatura e calor.



- Frasco transparente com tampa, tubo de ensaio com tampa ou tubo Falcon;
- Marcador permanente;
- Tesoura ou estilete;
- Béquer;
- Termômetro (este aqui será utilizado como parâmetro para a nossa escala termométrica).

Mãos à obra!

Coloque uma pequena quantidade de álcool no béquer e adicione algumas gotas de corante. Misture bem.

Corte a mangueira de modo que ela caiba dentro do frasco que será utilizado como termômetro. Coloque-a dentro do frasco e adicione o álcool misturado ao corante. Lembre-se de colocar uma quantidade de álcool suficiente para que o líquido possa subir até o final da mangueira!

Tampe o frasco e seu termômetro estará pronto. Agora falta a escala termométrica. Use a criatividade!

Para graduar ou calibrar um termômetro em que a grandeza termométrica é a altura da coluna de um líquido (como este que você acabou de fazer), pode-se colocar o instrumento em contato com gelo em fusão (ou com seu corpo) e medir a altura atingida pelo líquido. Associa-se, então, um valor numérico a esta altura. Para relacionar a sua escala termométrica a outra já existente (como a escala Celsius), você utilizará o termômetro para medir a temperatura da sua primeira referência (o gelo em fusão ou seu corpo). Repete-se o procedimento com a água em ebulição, por exemplo, estas medidas servem de referência para a calibração do termômetro. Definidos estes dois valores, divide-se o intervalo entre eles em um número de partes menores e iguais denominada de escala, cada uma dessas partes é chamada de *grau*.

COMO PODEMOS AFIRMAR QUE UM TERMÔMETRO MEDE A TEMPERATURA DE UM CORPO?

Sabe-se que os corpos são formados por pequenas partículas, chamadas de átomos. De modo geral, verificou-se que quanto maior for o nível de agitação dessas partículas em um corpo, maior será a quantidade de energia térmica relacionada a ele. A essa propriedade da matéria foi associada à grandeza denominada temperatura. Portanto, a temperatura é uma forma de interpretar a agitação térmica das partículas. Ainda não respondemos a pergunta, não

é mesmo? Calma, para respondê-la vamos entender, primeiro, a diferença entre temperatura e calor.

EXISTE DIFERENÇA ENTRE TEMPERATURA E CALOR?

É muito comum falarmos expressões como “hoje está calor” quando queremos nos referir a um dia quente. Mas esta expressão está correta do ponto de vista científico? Calor e temperatura são a mesma coisa?

Vamos pensar um pouco: suponha que você tem duas panelas idênticas, uma contendo 500 mL e a outra 1000 mL de água. Você as coloca, ao mesmo tempo, sobre a chama de um fogão com queimadores iguais e igualmente regulados. Em qual das duas panelas a água ferverá primeiro? Por quê?

A energia térmica pode ser transmitida entre os corpos ou entre um corpo e o ambiente, alterando sua temperatura. Para Young e Freedman (2015, p. 210-211),

a interação que produz essa variação de temperatura é basicamente uma transferência de energia entre uma substância e a outra. A transferência de energia produzida apenas por uma diferença de temperatura denomina-se *transferência de calor* ou *fluxo de calor*, e a energia transferida desse modo denomina-se **calor**.

No caso de um termômetro, quando ele é colocado em contato com um corpo, quando a leitura atingir um valor estável, o termômetro entra em equilíbrio térmico com o corpo, ou seja, os sistemas terão a mesma temperatura. Assim, pode-se afirmar que “dois sistemas estão em equilíbrio térmico se e somente se eles possuírem a mesma temperatura” (YOUNG; FREEDMAN, 2015, p. 200).

Portanto, um termômetro mede a sua própria temperatura, mas, quando está em equilíbrio térmico com outro corpo, as temperaturas do termômetro e do corpo são iguais, o que torna um termômetro útil (YOUNG; FREEDMAN, 2015, p. 200).

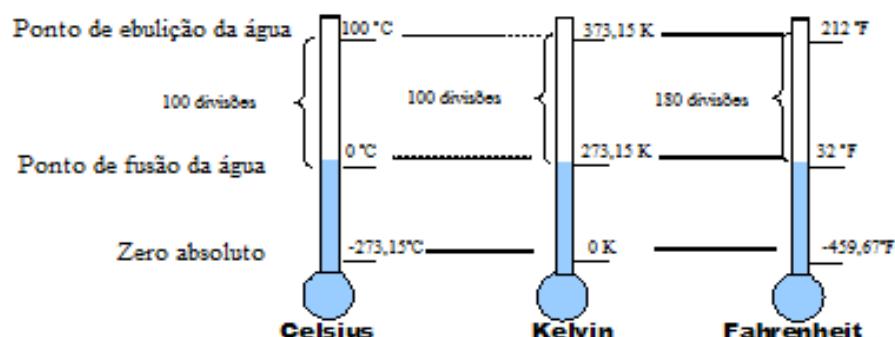
No estudo da temperatura, estabeleceu-se que o mais baixo estado térmico seria aquele em que as partículas do corpo possuissem um valor mínimo para energia total (energia cinética + energia potencial), denominado “zero absoluto” de temperatura. Com base nessa ideia, criou-se a escala de temperaturas absolutas para expressar os estados térmicos associados aos níveis de agitação das partículas nos corpos.

Cientificamente, a escala termométrica absoluta universalmente adotada é a escala *kelvin* (K). Esta escala é baseada no reconhecimento de que não há um limite superior para a temperatura de um sistema, porém existe um limite de quão baixa a temperatura pode ser. O zero absoluto de temperatura é definido como sendo zero na escala Kelvin, que mede as

temperaturas acima deste limite inferior absoluto. Os termômetros podem ser construídos em diferentes escalas, as mais utilizadas são as denominadas de Celsius, Kelvin e Fahrenheit. A figura 11 ilustra estas escalas e suas respectivas escalas.

Quando dois sistemas estão em equilíbrio térmico, diz-se que eles têm a mesma *temperatura*. A lei zero da termodinâmica define a temperatura do seguinte modo: “existe uma grandeza escalar chamada de temperatura, que é uma propriedade de todos os sistemas termodinâmicos em equilíbrio. Dois sistemas estão em equilíbrio térmico se e somente se as suas temperaturas são iguais” (RESNICK; HALLIDAY; KRANE, 2003, p. 07). Uma lei pode ser definida como uma compilação de resultados experimentais (ATKINS, DE PAULA, 2015).

Figura 11- Comparaçao das escalas de temperatura Celsius, Kelvin e Fahrenheit.



Fonte: adaptado de <<http://profeluisfisicoquimica.blogspot.com/>>. Acesso 03 abr. 2019.

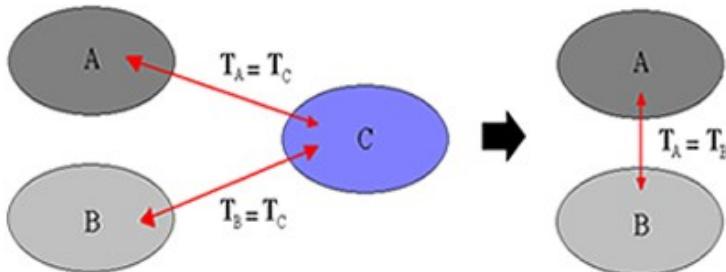
Como a energia não pode ser criada e nem destruída, ela será cedida por um corpo e absorvida pelo outro, alterando o grau de agitação desses corpos ou do corpo e do ambiente onde ele está. Quando um corpo cede certa quantidade de energia térmica, sua temperatura diminuirá, indicando uma diminuição no grau de agitação de duas partículas.

Quanto maior a diferença de temperatura entre dois corpos ou entre um corpo e o ambiente, maior será o fluxo de energia entre eles. As trocas de energia ocorrem até que os corpos atinjam a temperatura de equilíbrio, ou seja, o equilíbrio térmico.

Pode ser muito difícil colocar dois sistemas em contato térmico entre si, seja pelo seu tamanho ou pela distância que os separa. No entanto, podemos testar estes sistemas separadamente utilizando um terceiro sistema C, um termômetro, por exemplo. Colocando C em contato com A e então em contato com B, pode-se verificar se A e B estão em equilíbrio térmico mesmo sem colocar A em contato direto com B (figura 12). Este postulado é a *lei zero da termodinâmica*, que pode ser expressa como:

“Se cada um dos sistemas A e B está em equilíbrio térmico com um terceiro sistema C, então A e B estarão em equilíbrio térmico entre si.” (RESNICK, HALLIDAY e KRANE, 2003, p. 207).

Figura 12- Lei zero da termodinâmica



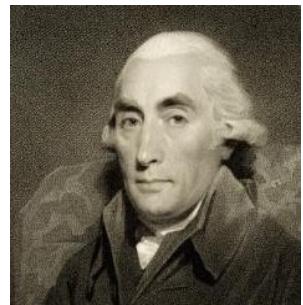
Fonte: SILVA, 2019.

2.2 ENERGIA TÉRMICA E CALOR

Até o século XVIII, os cientistas conviveram com a ideia de que havia uma substância fluida, invisível e com peso desprezível, que estava presente no interior dos corpos. Segundo o entendimento da época, a temperatura de um corpo estaria diretamente relacionada com a quantidade dessa substância, denominada calórico. Quanto maior a quantidade de calórico contida no corpo, maior seria a temperatura apresentada por ele. A teoria do calórico foi proposta em 1770 pelo cientista francês Joseph Black (figura 13). De acordo com a teoria do calórico, dois corpos diferentes possuíam, portanto, quantidades diferentes de calórico. Quando dois corpos eram colocados em contato, em um recipiente termicamente isolado, eles tendiam ao equilíbrio térmico, pois o corpo com maior temperatura passava parte de sua quantidade de calórico para o corpo de menor temperatura.

A passagem de calórico cessaria no momento em que houvesse quantidades iguais de calórico nos corpos e, consequentemente, eles atingissem a mesma temperatura. Essa teoria foi muito aceita na época porque explicava diversos fenômenos ligados à transferência de calor. O estudo da relação entre calor e outras formas de energia evoluiu durante os séculos XVIII e XIX. No século XIX a teoria do calórico começou a ser contestada.

Figura 13- Joseph Black, médico, químico e físico britânico, foi o descobridor do calor específico e do calor latente.



Fonte: UNICAMP, 2019.

Por volta de 1798, Benjamin Thompson (figura 14), engenheiro anglo-americano, trabalhando numa fábrica de armas na Alemanha, observou que as brocas de aço esquentavam muito ao perfurarem tubos de aço durante a produção de canhões. Para que as brocas não derretessem era necessário resfriá-las constantemente com água. De acordo com a teoria do calórico, acreditava-se que o calor era proveniente do material retirado pela broca. Thompson propôs, então, que os canhões fossem perfurados com brocas que perderam a capacidade de perfurar (brocas cegas), mas o calor produzido era ainda maior!

Figura 15- Hermann von Helmholtz, matemático, médico e físico alemão.



Fonte: PRINCETON, 2019.

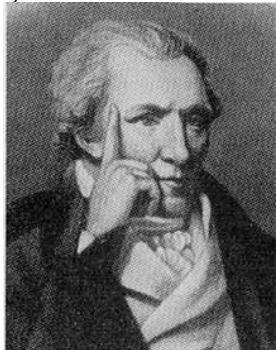
Observando o aquecimento excessivo produzido pelas forças de atrito, Thompson começou a questionar o modelo que explicava o calórico como substância. Argumentou que o que ocorria era uma transformação de trabalho mecânico em calor e que este seria a forma de energia responsável pelo aquecimento do sistema.

Em 1847, o físico alemão Hermann von Helmholtz (figura 15) definiu calor como uma forma de energia e que para todas as formas de energia há o equivalente em calor.

Em 1848, o físico inglês James Joule (figura 16) realizou vários experimentos fazendo dois corpos amarrados a um fio descerem com velocidade constante, de maneira que a energia cinética dos corpos era constante durante toda a queda, veja uma réplica do equipamento utilizado por Joule na figura 17. Estes corpos estavam ligados às pás de um agitador imerso em água.

Joule verificou que a água se aquecia ao ser vigorosamente agitada e associou a energia potencial gravitacional do peso em queda à elevação da temperatura da água agitada pelas pás. As pás do agitador transferem energia para a água, realizando trabalho. Joule verificou que o aumento de temperatura da água é diretamente proporcional ao trabalho realizado. Pode-se obter a mesma variação de temperatura colocando-se um corpo mais quente em contato com a água,

Figura 14- Benjamin Thompson, quantificou a relação entre calor e trabalho.



Fonte: UNICAMP, 2019.

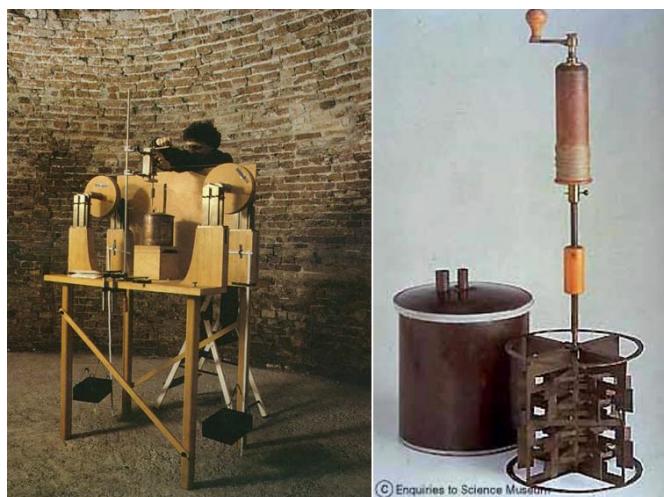
Figura 16- James Prescott Joule, físico britânico que descobriu a relação entre calor e trabalho mecânico.



Fonte: WIKIPEDIA, 2019.

portanto, essa interação também deve envolver troca de energia (YOUNG; FREEMAN, 2015).

Figura 17- Réplica do experimento de Joule, exibida em Oldenburg, na Alemanha (esquerda). Calorímetro de Joule (direita).



Fonte: CARMO; MEDEIROS; MEDEIROS, 2000.

Relacionando a energia potencial inicial com a quantidade de calor necessária para o aquecimento verificado da água, Joule pôde, então, determinar o valor do equivalente mecânico do calor, isto é, o quanto de energia mecânica converteu-se em energia térmica. Dessa forma, desconsiderando perdas de calor para o meio ambiente, a energia mecânica que um corpo possui pode converter-se em calor, ou vice-versa.

O experimento realizado por Joule contribuiu para que a teoria do calórico fosse rejeitada. Na teoria aceita atualmente, o calor é uma forma de energia e não uma substância. Essas mudanças na forma de compreensão da natureza são resultados de vários estudos, experimentos e debates realizados ao longo do tempo. O Sistema Internacional de unidades, utiliza o joule (J) como unidade básica para todas as formas de energia, inclusive o calor.

Para Young e Freeman (2015, p. 211),

podemos definir uma *unidade* de quantidade de calor com base na variação de temperatura de materiais específicos. A **caloria** (abreviada como cal) é definida como *a quantidade de calor necessária para elevar a temperatura de um grama de água de 14,5°C para 15,5°C*.

Como o calor é uma forma de energia em trânsito, deve existir uma relação entre as unidades de quantidade de calor e as unidades de energia mecânica que conhecemos. Experimentos semelhantes aos realizados por Joule mostraram que (YOUNG; FREEMAN, 2015, p. 211):

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

$$1 \text{ kcal} = 1000 \text{ cal} = 4184 \text{ J}$$

Os corpos apresentam capacidades de térmica e calor específicos diferentes dependendo das características de seus constituintes, estes serão apresentados na próxima seção.

2.3 CAPACIDADE TÉRMICA E CALOR ESPECÍFICO

Como foi observado por Black, a troca de calor entre corpos ou sistemas depende de suas características intrínsecas, em particular da massa e da composição química. Esta característica levou a necessidade de se definir duas grandezas: a capacidade térmica e o calor específico. Como propriedades de um corpo e de um composto químico, respectivamente, essas grandezas indicam como eles recebem ou perdem calor.

Podemos definir capacidade térmica (C) de um corpo como “a razão entre a quantidade de energia transferida para um corpo na forma de calor (Q) em um processo qualquer e a sua variação de temperatura correspondente (ΔT)”, isto é:

$$C = \frac{Q}{\Delta T}$$

A unidade de medida usual da capacidade térmica é caloria por grau Celsius (cal/°C). A capacidade térmica é característica do corpo e não somente do material que o constitui. Assim, dois corpos formados pelo mesmo material podem ter capacidades térmicas diferentes caso suas massas não sejam iguais. Por exemplo, se aquecermos duas panelas com massas diferentes de água e quisermos que as duas massas elevem suas temperaturas em um mesmo valor, precisaremos fornecer maior quantidade de calor para a panela com mais água.

Capacidade térmica e massa são, para um mesmo material, grandezas diretamente proporcionais, pois quanto maior a massa, maior a quantidade de calor necessária para variar a sua temperatura.

Há outra propriedade térmica que está associada à composição química de cada corpo. Por exemplo, dois corpos de mesma massa, constituídos de diferentes materiais, ao receberem a mesma quantidade de calor, geralmente não sofrem a mesma variação de temperatura.

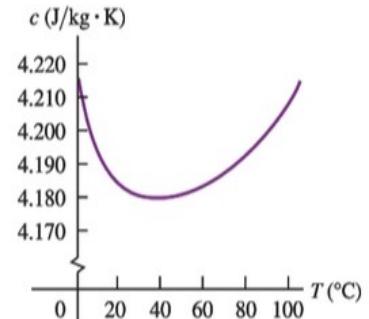
“A capacidade térmica por unidade de massa de um corpo, chamada de *capacidade térmica específica* ou usualmente apenas *calor específico*, é uma característica do material do qual o corpo é composto” (RESNICK; HALLIDAY; KRANE, 2003, p. 254).

$$c = \frac{Q}{m \cdot \Delta T} = \frac{C}{m}$$

O calor específico c possui valores diferentes para cada tipo de material. “O calor específico de um material depende até certo ponto da temperatura inicial e do intervalo de temperatura” (YOUNG; FREEMAN, 2015, p. 212). No caso da água, isso pode ser percebido analisando-se a figura 18.

Como é possível observar, o calor específico da água varia pouco com a temperatura. Os valores de calor específico de alguns materiais a 20 °C e 1 atm estão apresentados na tabela 3.

Figura 18- Calor específico da água em função da temperatura. O valor de c varia menos que 1% entre 0°C e 100°C.



Fonte: YOUNG; FREEMAN, 2015, p. 212.

Tabela 3 - Calores específicos a 20°C e 1atm

Substância	Calor específico (c) cal/g.°C
Água líquida	1,0
Água sólida (gelo)	0,5
Vapor de água	0,48
Álcool etílico	0,58
Ferro	0,113
Cobre	0,092
Mercúrio	0,033
Alumínio	0,215

Fonte: Sampaio e Calçada (2005, p. 176).

Por outro lado, a razão entre capacidade térmica e massa sempre se mantém constante. Essa razão é o calor específico do material que forma o corpo e, portanto, uma característica dele.

A quantidade de calor (Q) que um corpo de massa (m) e calor específico (c) absorve ou libera, variando sua temperatura em certo valor (ΔT), pode ser calculada pelo produto entre m , c e ΔT . Para a medida da quantidade de calor se utiliza a equação fundamental da calorimetria:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

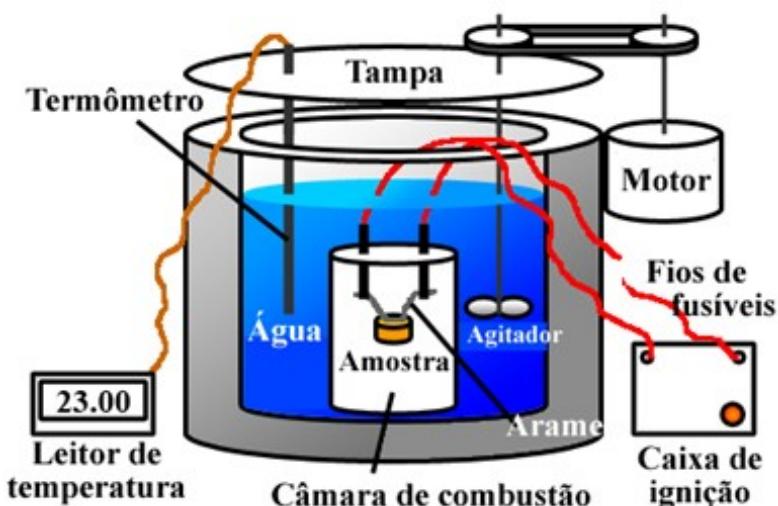
Para o estudo do comportamento dos materiais em relação à transmissão de calor, se utiliza um equipamento chamado calorímetro. O calorímetro é um tipo de recipiente que, termicamente isolado, evita as trocas de calor entre o seu conteúdo e o meio externo, a garrafa térmica é um tipo de calorímetro. Em geral, ele é utilizado para acondicionar corpos que

precisam ser mantidos em temperaturas preestabelecidas ou para estudar trocas de calor entre dois ou mais corpos em laboratório.

Quando são necessárias medidas mais acuradas, não se pode utilizar uma garrafa térmica como calorímetro, pois ela não ajudaria um fabricante de alimentos a determinar o conteúdo calórico de seus produtos, por exemplo. Profissionalmente, os cientistas utilizam a bomba calorimétrica, conforme ilustra a figura 19.

Os cientistas utilizam este equipamento para medir as trocas de calor associadas às transformações químicas ou físicas. Uma bomba calorimétrica possui uma câmara de reação, que deve ser forte o suficiente para suportar a pressão dos gases aquecidos em seu interior sem explodir. Um circuito elétrico está ligado à câmara de reação, para iniciar a combustão da amostra. A câmara de combustão é cercada por uma camisa de água, com um termômetro inserido. Por exemplo, quando se analisa a combustão de uma substância, o calor gerado na reação é absorvido pela água, que tem sua temperatura elevada permitindo que o cientista analise a quantidade de energia envolvida na reação.

Figura 19- Esquema de uma bomba calorimétrica ou calorímetro bomba. A bomba calorimétrica é um tipo de calorímetro empregado para medir quantidades de calor liberado em reações de combustão. O calor liberado pela reação é absorvido pelas várias partes do instrumento, cujo reflexo é percebido pela variação de temperatura do termômetro.



Para entender melhor o funcionamento de um calorímetro você pode acessar a simulação disponível no link encurtador.com.br/cghip ou use o QR code abaixo.



Fonte: FOGAÇA, 2019.

Admitindo não haver perdas de energia para o ambiente externo, toda a energia gerada na reação foi absorvida pelo calorímetro. A partir da conservação da energia, pode-se enunciar o princípio das trocas de calor. Segundo este princípio, a soma das quantidades de calor trocadas por eles é igual a zero.

$$Q_{reação} + Q_{calorímetro} = 0$$

Esta conclusão é válida para qualquer número de corpos que troquem calor entre si até se estabelecer o equilíbrio térmico. Pode-se então enunciar o seguinte princípio geral das trocas de calor: “quando dois ou mais corpos trocam calor entre si, até atingirem o equilíbrio térmico, a soma algébrica das quantidades de calor trocadas é nula” (TORRES, FERRARO e SOARES, 2010, p. 75).

VAMOS TESTAR SEUS CONHECIMENTOS?

TODOS OS MATERIAIS AQUECEM DO MESMO MODO?

Neste experimento vamos construir um calorímetro simples para estudarmos o aquecimento de alguns materiais. Este experimento foi adaptado de Cruz; Leite; Carvalho (1997).

Materiais:

1 lata de refrigerante vazia

2 porta-latas de isopor (usado para latas de refrigerante)

1 termômetro

1 abridor de latas

1 proveta de 100 mL (ou vasilha medidora de volume)

1 estilete

1 panela para ferver a água

Pedaços de metais (chumbo, cobre, alumínio etc.) com o mesmo valor de massa (próximo a 50 g). Estes materiais podem ser encontrados em lojas de ferragens.

Procedimentos:

Parte A – Construção do calorímetro

1 – Com um abridor, retire a parte superior da lata.

2 – Coloque a lata sem tampa dentro de um porta-latas.

3 – Corte o outro porta-latas 3 cm acima do fundo. Ele servirá de tampa para colocar sobre o primeiro porta-latas, e nele deverá ser fixado o termômetro de forma que a boca da lata fique dois centímetros abaixo da boca do isopor (figura 20).

Parte B – Usando o calorímetro

1 – Com o termômetro, meça a temperatura ambiente (t_{amb}) e anote.

Importante: antes da leitura de cada medida de temperatura, espere por 3 minutos para que o termômetro entre em equilíbrio com o sistema.

2 – Deixe o calorímetro aberto para que fique em equilíbrio com a temperatura ambiente.

3 – Ferva meio litro de água em uma panela.

4 – Meça cuidadosamente 100 mL da água fervente e determine sua temperatura (t_1 água).

5 – Meça a temperatura do calorímetro (t_1 calorímetro) e anote-a, coloque a água quente e feche-o com a tampa contendo o termômetro.

6 – Espere 5 minutos, meça novamente a temperatura (t_2 sistema) e anote-a.

7 – Repita os procedimentos de 2 a 4, colocando um dos metais dentro do calorímetro antes de colocar a água e fechar.

8 – Meça a temperatura do calorímetro contendo o metal (t_1 calorímetro) e anote-a. Coloque a água, aguarde 5 minutos, meça novamente a temperatura (t_2 sistema) e anote-a.

9 – Repita o procedimento anterior com diferentes metais e anote os dados na tabela abaixo:

Tabela 4- Aquecimento dos materiais

Conteúdo do calorímetro	Temperatura inicial (t_1 água) °C	Temperatura final (t_1 calorímetro) °C	Temperatura final (t_2 sistema) °C
100 g de água			
100g de água + X g de Al			
100 g de água + Y g de Cu			
100 g de água + Z g de Pb			

Análise dos dados:

1 – Foi observada a mesma variação de temperatura para os diferentes metais?

2 – A massa do metal vai alterar o resultado do experimento? Justifique.

Figura 20- Esquema de montagem do calorímetro.



Fonte: adaptado de PILLING, 2019.

3. ENTALPIA

Problematização: Como o calor está relacionado com as reações químicas? Como o calor liberado nas reações químicas pode ser aproveitado? É possível prever se uma reação química vai liberar ou absorver energia?

Objetivos:

- Reconhecer que a energia envolvida em uma transformação química obedece à estequiometria da reação e depende do estado físico dos reagentes e produtos.
- Compreender as reações químicas como processos que envolvem a ruptura e a formação de ligações, considerando que a energia envolvida em tais processos é um parâmetro adequado para estimar a entalpia da reação.
- Compreender os princípios envolvidos na determinação dos valores calóricos dos combustíveis.
- Utilizar códigos e símbolos para representar as transformações da matéria e as variações de energia envolvidas nestas transformações.
- Identificar informações relevantes fornecidas em imagens, esquemas e gráficos.
- Utilizar a Lei de Hess para calcular a variação de entalpia de uma reação.
- Analisar e interpretar gráficos referentes a reações endotérmicas e exotérmicas.
- Empregar valores tabelados de entalpias-padrão de combustão ou de entalpias-padrão de formação ou de energias de ligação para estimar a variação de entalpia de uma reação.
- Aplicar os conceitos de poder calorífico, por meio de uma situação problema em que se discute qual o melhor combustível para uma locomotiva, entre o carvão, a lenha e o óleo diesel.

3.1 ENTALPIA E TRABALHO

Os estados físicos da matéria são gás, líquido e sólido. O estado da matéria pode ser definido especificando-se suas propriedades como massa, volume, número de mols, pressão e temperatura. Cada substância é descrita por uma função de estado. O estado de uma amostra de matéria também pode ser definido por uma equação que estabelece uma relação entre volume (V), quantidade de substância (número de mol, n), pressão e temperatura.

Experimentalmente, verificou-se que basta especificar três dessas variáveis para fixar a quarta. Cada substância é descrita por sua equação de estado específica, no entanto sabemos a forma explícita dessa equação em poucos casos particulares (ATKINS, DE PAULA, 2015).

Quando realizamos uma reação química em um calorímetro bomba (como aquele mostrado na seção anterior) seu volume permanece constante, assim o sistema não se expande. No entanto, em Química estamos mais interessados em reações que ocorrem à pressão constante, ou seja, em sistemas abertos para a atmosfera. Os sistemas abertos podem se contrair e expandir livremente.

Se um gás se forma em um sistema aberto, ele ocupa espaço na atmosfera e realiza trabalho. Assim, o sistema perderá um pouco de energia realizando um trabalho de expansão na atmosfera.

O termo trabalho foi empregado pela primeira vez pelo engenheiro francês J. V. Poncelet (figura 21), em 1826, no sentido de um esforço realizado para vencer uma resistência. Comprimir uma mola é um exemplo de realização de trabalho. Só existe trabalho se houver resistência. A resistência só é superada com movimento. Não é qualquer movimento que realiza trabalho, o movimento precisa ser ordenado. Portanto, para haver trabalho devem existir sempre dois componentes: um que origina a resistência e outro que vence a resistência. Em física, a palavra trabalho significa a relação existente entre força e deslocamento.

Para podermos acompanhar as variações de energia em sistemas abertos (à pressão constante), precisamos de uma função de estado que leve em conta as perdas de energia na expansão do sistema.

Para isso, os químicos desenvolveram uma função chamada de entalpia (H):

$$H = U + P \cdot V$$

em que U, P e V são energia interna, pressão e volume do sistema. A variação de entalpia de um sistema é igual ao calor liberado ou absorvido pelo sistema em pressão constante, na ausência de trabalho útil, ou seja, não expansível.

$$\Delta H = q$$

Quando transferimos energia, na forma de calor, para um sistema em pressão constante, a entalpia do sistema aumenta (dizemos que o processo é endotérmico). Quando o

Figura 21- Jean-Victor Poncelet, engenheiro e matemático francês.



Fonte: WIKIPEDIA, 2019.

sistema perde energia em pressão constante, a entalpia do sistema diminui (dizemos que o processo é exotérmico).

A variação de entalpia (ΔH) é igual ao calor fornecido ao sistema em pressão constante. Em um processo endotérmico, $\Delta H > 0$; para um processo exotérmico, $\Delta H < 0$.

3.2 ENTALPIA DAS MUDANÇAS DE FASE

As moléculas de um sólido ou de um líquido ficam juntas devido às forças de atração intermoleculares. Mudanças de fase em que as moléculas ficam mais separadas, como fusão ou vaporização, precisam de energia para superar essas forças e são endotérmicas. Mudanças de fase que aproximam as moléculas, como condensação ou solidificação, são exotérmicas porque as moléculas liberam energia quando se aproximam.

Em uma dada temperatura, a fase de vapor de uma substância tem mais energia e mais entalpia do que a fase líquida. A diferença de entalpia molar entre os estados líquido e vapor de uma substância é chamada de entalpia de vaporização, ΔH_{vap} :

$$\Delta H_{vap} = \Delta H_{m_{vapor}} - \Delta H_{m_{líquido}}$$

A tabela 5 a seguir apresenta as entalpias padrão de mudanças físicas de algumas substâncias:

Tabela 5- Entalpias padrão de mudanças físicas*

Substância	Fórmula	Ponto de fusão (K)	ΔH_{fus}° (kJ.mol ⁻¹)	Ponto de ebulição (K)	ΔH_{vap}° (kJ.mol ⁻¹)
acetona	CH ₃ COCH ₃	177,8	5,72	329,4	29,1
amônia	NH ₃	195,4	5,65	239,7	23,4
argônio	Ar	83,8	1,2	87,3	6,5
benzeno	C ₆ H ₆	278,6	10,59	353,2	30,8
etanol	C ₂ H ₅ OH	158,7	4,60	351,5	43,5
hélio	He	3,5	0,021	4,22	0,084
mercúrio	Hg	234,3	2,292	629,7	59,3
metano	CH ₄	90,7	0,94	111,7	8,2
metanol	CH ₃ OH	175,2	3,16	337,8	35,3
água	H ₂ O	273,2	6,01	373,2	40,7 (44,0 em 25 °C)

* Os valores correspondem à temperatura da mudança de fase. O sinal sobreescrito $^\circ$ significa que a mudança ocorre sobre 1 bar e que a substância é pura (isto é, são os valores dos estados padrão).

Fonte: ATKINS; JONES, 2012, p. 258.

Observe que compostos com ligações intermoleculares fortes tendem a ter entalpias de vaporização mais altas, pois a entalpia de vaporização mede a energia necessária para separar moléculas que se atraem no estado líquido e deixá-las livres no vapor.

A variação de entalpia molar que acompanha a fusão é chamada de entalpia de fusão, $\Delta H_{\text{fusão}}$:

$$\Delta H_{\text{fusão}} = \Delta H_{m_{\text{líquido}}} - \Delta H_{m_{\text{sólido}}}$$

A entalpia de solidificação é a variação de entalpia molar que ocorre quando um líquido torna-se sólido. A entalpia de solidificação de uma substância é o negativo de sua entalpia de fusão. Assim, para obter a variação de entalpia para qualquer processo inverso, tomamos o valor negativo da variação de entalpia do processo direto:

$$\Delta H_{\text{processo inverso}} = -\Delta H_{\text{processo direto}}$$

A temperatura de uma amostra é constante nos pontos de fusão e ebulição, mesmo quando ainda está sob aquecimento.

3.3 ENTALPIA DA REAÇÃO QUÍMICA

Como vimos, as variações de entalpia acompanham as mudanças físicas. Isso também se aplica às reações químicas. Qualquer reação química é acompanhada por transferência de energia, na forma de calor. As entalpias das reações químicas são muito importantes em muitas áreas da Química, como na seleção de materiais para combustíveis.

A expressão completa de uma reação química é chamada de equação termoquímica, é uma equação química associada à expressão da entalpia de reação, isto é, a variação de entalpia da reação. Os coeficientes estequiométricos indicam a quantidade de mols que reagem para aquela variação de entalpia registrada.



Representando o processo graficamente, temos a figura 22.

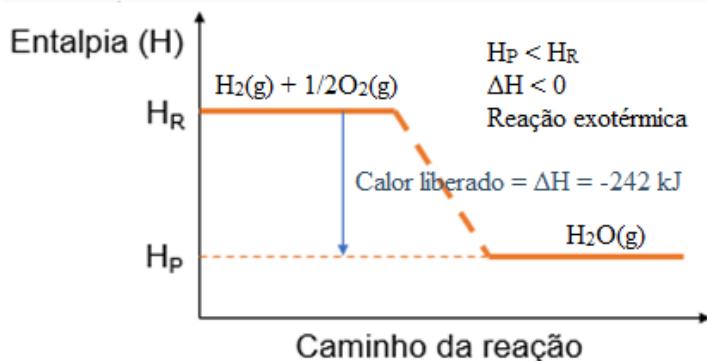
Se a mesma reação química for escrita com todos os coeficientes estequiométricos multiplicados por 2, então a variação de entalpia também será dobrada:



Como vimos, a variação de entalpia do processo inverso é o negativo da variação de entalpia do processo direto. A mesma coisa acontece com a entalpia das reações químicas. Para a reação inversa da anterior, temos:



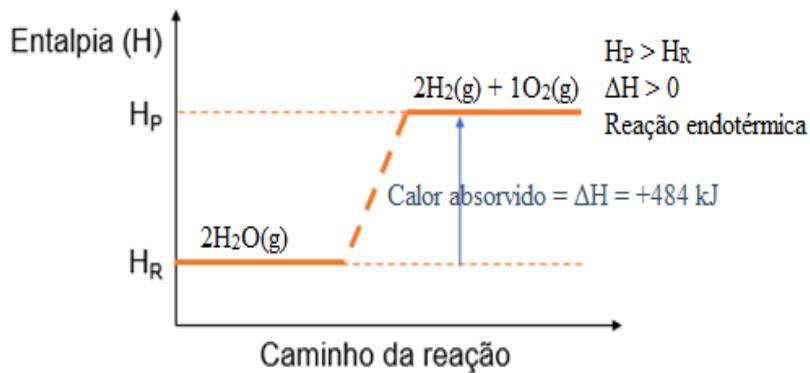
Figura 22- Representação gráfica da diferença dos níveis de entalpia na reação de obtenção da água.



Fonte: elaborado pela autora.

Representando o processo graficamente, obtemos a figura 23.

Figura 23- Representação gráfica da diferença dos níveis de entalpia na reação de decomposição da água.



Fonte: elaborado pela autora.

Se sabemos a entalpia da reação, podemos calcular a variação de entalpia para qualquer quantidade de reagentes consumidos ou produzidos.

As entalpias dos reagentes e dos produtos aumentam com a temperatura. O aumento da entalpia de uma substância quando a temperatura cresce depende de sua capacidade calorífica, sob pressão constante. Na maioria dos casos, a entalpia da reação varia pouco com a temperatura e, para pequenas diferenças de temperatura, pode ser tratada como constante.

3.4 ENTALPIA PADRÃO DE REAÇÃO

O calor liberado ou absorvido em uma reação química depende do estado físico dos reagentes e produtos, por isso é necessário especificar o estado físico de cada substância. Por exemplo, ao escrever a reação, podemos escrever duas equações termoquímicas diferentes, modificando o estado físico dos produtos:



Na primeira reação, a água é produzida como vapor e, na segunda, como líquido. O calor produzido nas duas reações é diferente porque a entalpia do vapor da água líquida é 44 kJ/mol maior que o da água líquida, a 25 °C. Então 44 kJ permanecem armazenados no sistema quando vapor de água é formado. Se a água condensar, o excesso de 44 kJ será liberado como calor.

A entalpia de reação também depende das condições em que a reação ocorre, como pressão. Assim, os químicos criaram tabelas de entalpia nas quais reagentes e produtos estão no estado padrão, ou seja, na sua forma pura e a 1 bar de pressão. O estado padrão da água líquida é água pura a 1 bar, o do gelo é gelo puro sob 1 bar. Um soluto em uma solução líquida está no estado padrão com a concentração de 1 mol/L. Para representar o valor padrão de uma propriedade X, representamos utilizando o símbolo °, então o valor padrão de uma propriedade X é X°.

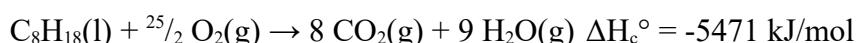
A entalpia padrão de reação, ΔH°, é a entalpia da reação quando os reagentes, em seu estado padrão, transformam-se em produtos, também no estado padrão. As entalpias de reação não variam muito com a pressão, então os valores padrão são uma boa indicação da variação de entalpia em pressões próximas a 1 bar. A temperatura não faz parte da definição dos estados padrão, pois podemos ter um estado padrão em qualquer temperatura. A maior parte dos dados é registrada a 25 °C (298,15 K).

3.5 ENTALPIA PADRÃO DE COMBUSTÃO

Grande parte da energia que abastece o planeta terra vem do sol. As plantas absorvem parte da energia solar e a utilizam para fabricar glicose, que pode ser convertida em amido e celulose. Quando uma planta morre, se estes compostos não forem degradados a gás carbônico e água, a vegetação morta permanece como fonte de energia, chamada de biomassa.

Como a biomassa é muito dispersa geograficamente, a maior parte dos combustíveis utilizados pela humanidade é formada por combustíveis fósseis, ou seja, produtos de decomposição de vegetal muito antiga, ricos em energia. O carvão é originado de matéria acumulada no fundo dos pântanos. Estimativas afirmam que menos de 0,07% da vegetação que escapou da transformação em CO₂ e água foi armazenada como carvão. A rapidez com que a biomassa é consumida é cerca de 5 milhões de vezes maior do que a rapidez com que ela é armazenada em forma útil (ATKINS; JONES, 2012, p. 267). Por isso é cada vez mais importante a conservação das fontes de energia existentes e a pesquisa de combustíveis alternativos.

A entalpia padrão de combustão (ΔH_c°) é a variação de entalpia por mol de uma substância que é queimada em uma reação de combustão, nas condições padrão. Os produtos da combustão de um composto orgânico são o gás dióxido de carbono e água líquida. Se houver nitrogênio, ele será liberado como N₂, a menos que outros produtos sejam especificados. Vamos ver um exemplo, a combustão do octano (um dos componentes da gasolina):



Uma medida prática do valor de um combustível é a entalpia específica, a entalpia de combustão por grama. Combustíveis com alta entalpia específica liberam muita energia por grama quando queimados (em aplicações industriais é comum a utilização da entalpia específica em kJ/kg). A entalpia específica é um critério importante na escolha de combustíveis quando é preciso considerar a massa do combustível. Combustíveis parcialmente oxigenados, como o etanol, têm entalpia específica mais baixa do que hidrocarbonetos (compostos formados apenas por átomos de carbono e hidrogênio). A tabela 6 apresenta as entalpias padrão de combustão de algumas substâncias.

Tabela 6- Entalpias padrão de combustão a 25 °C*

Substância	Fórmula	ΔH_c° (kJ.mol ⁻¹)	Entalpia específica (kJ.g ⁻¹)
benzeno	C ₆ H ₆	- 3268	41,8
carbono	C(s, grafita)	- 394	32,8
etanol	C ₂ H ₅ OH(l)	- 1368	29,7
etino (acetileno)	C ₂ H ₂ (g)	- 1300	49,9
glicose	C ₆ H ₁₂ O ₆ (s)	- 2808	15,59
hidrogênio	H ₂ (g)	- 286	142
metano	CH ₄ (g)	- 890	55

octano	$C_8H_{18}(l)$	- 5471	48
propano	$C_3H_8(g)$	- 2220	50,35
uréia	$CO(NH_2)_2(s)$	- 632	10,52

*Na combustão, o carbono converte-se em dióxido de carbono, o hidrogênio em água líquida, e o nitrogênio em gás nitrogênio.

Fonte: ATKINS; JONES, 2012, p. 268.

A entalpia de uma reação pode ser tratada como um reagente ou um produto em um cálculo estequiométrico.

VAMOS APLICAR O QUE VOCÊ APRENDEU ATÉ AQUI?

Agora sua missão é ajudar um maquinista na escolha do combustível de sua velha amiga Maria-Fumaça (figura 24). Acesse o link http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_eagoramaquinista.htm e mãos à obra!

Esta é uma simulação desenvolvida pelo Laboratório Didático Virtual da USP. Você só conseguirá prosseguir na simulação informando os dados corretamente.

Qual foi a conclusão do maquinista?
Por que ele chegou a esta conclusão?

Figura 24- Tela inicial da animação "E agora, maquinista?".



Fonte: USP. LABORATÓRIO DIDÁTICO VIRTUAL, 2006.

VAMOS EXPERIMENTAR?

DETERMINANDO A ENTALPIA (O CALOR) DE COMBUSTÃO DO ÁLCOOL ETÍLICO

Neste experimento vamos determinar o calor de combustão do álcool. O experimento foi adaptado de Mortimer; Machado (2011).

Materiais:

- Lamparina;
- Termômetro de laboratório;
- Álcool etílico;
- Balança;
- Erlenmeyer de 250 mL;

- Proveta de 50 mL;
- Suporte;
- Tela de amianto;
- Garra;
- Fita crepe;
- Folhas de jornal.

Procedimentos:

- 1 – Prepare a lamparina colocando uma quantidade suficiente de álcool etílico para que a combustão possa ser realizada. Não coloque muito pouco, pois é importante perceber uma diferença de massa após a combustão ter sido realizada.
- 2 – Determine a massa do sistema “álcool + lamparina” antes da combustão e anotem.
- 3 – Determine a massa do erlenmeyer vazio e anotem.
- 4 – Meça 100 mL de água em uma proveta e transfira para o erlenmeyer. Envolva as paredes laterais do erlenmeyer com jornal e prenda-o com fita crepe. Prenda-o no suporte utilizando a garra.
- 5 – Meça a temperatura da água e anotem o valor.
- 6 – Acenda a lamparina e coloque-a sobre o suporte com a tela de amianto, para aquecer a água do erlenmeyer durante aproximadamente 5 minutos. Após esse tempo, apague a lamparina e meça a temperatura da água, anotando seu valor. Deixe a lamparina esfriar e determine a massa do sistema “álcool + lamparina” após a combustão.

Cálculos:

Calcule a massa do álcool etílico utilizada:

$$m_{álcool} = m_{inicial} - m_{final}$$

Calcular o calor de combustão em quilocalorias por grama de álcool etílico. O calor de combustão do álcool etílico pode ser calculado por:

$$Q = \frac{(m_{água} \cdot \frac{1\ cal}{g \cdot ^\circ C} \cdot \Delta T) + (m_{erlenmeyer} \cdot \frac{0,2\ cal}{g \cdot ^\circ C} \cdot \Delta T)}{m_{álcool}}$$

onde: $m_{água}$ é a massa da água, $m_{erlenmeyer}$ é a massa do erlenmeyer vazio, $m_{álcool}$ é a massa de álcool que foi utilizado no experimento e ΔT é a variação de temperatura sofrida pela água em consequência do aquecimento:

$$\Delta T = t_{f_{água aquecida}} - t_{i_{água ambiente}}$$

A constante 1cal/g.ºC é a capacidade calorífica ou calor específico da água. A constante 0,2 cal/g.ºC corresponde ao valor aproximado do calor específico do vidro. Cada tipo de vidro apresenta um valor diferente de calor específico. Por isso, estamos usando esse valor como uma aproximação.

A primeira expressão entre parênteses corresponde à parte do calor de combustão do álcool que foi gasta no aquecimento da água, já a segunda expressão entre parênteses corresponde ao que foi gasto com o aquecimento do erlenmeyer. Neste caso, estamos supondo que tanto o erlenmeyer quanto a água atingiram a mesma temperatura final.

Questões para discussão e análise dos dados:

- 1 – Escreva a equação que representa a reação de combustão do etanol.
- 2 – Você calculou o calor de combustão do álcool etílico em cal/g (calorias por grama). Considerando que a massa molar do álcool etílico é 46 g/mol, calculem o valor do calor de combustão do álcool em kcal/mol.
- 3 – Considerando que 1 cal = 4,18 J, calcule o valor do calor de combustão do álcool etílico em kJ/mol.
- 4 – Verifique na tabela 6 o valor da entalpia de combustão do etanol. Compare esse valor com o valor obtido por você e discuta as possíveis causas de erro no experimento que podem ter levado a um calor com grande desvio.
- 5 – Por que o calor de combustão (entalpia de combustão) tem valor negativo?
- 6 – Qual é a função do jornal usado para envolver as paredes laterais do erlenmeyer?
- 7 – Represente a variação de entalpia de combustão do etanol por meio de um diagrama, semelhante aos apresentados nas figuras 22 e 23.

3.6 ENTALPIA PADRÃO DE FORMAÇÃO

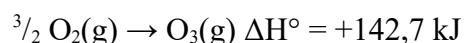
Seria impossível tabelar as entalpias padrão de todas as reações químicas possíveis, então os químicos inventaram uma alternativa: relacionar as entalpias padrão de formação das substâncias. Então combinam as entalpias de formação para obter a entalpia da reação desejada.

A entalpia padrão de formação de uma substância (ΔH_f°) de uma substância é a entalpia padrão da reação por mol de substância formada a partir de seus elementos na forma mais estável, como na reação de formação do etanol abaixo:



A substância e seu estado físico são utilizados nas equações para informar de que espécie química e de que forma dela estamos tratando. A equação termoquímica da entalpia padrão de formação de uma substância tem um só produto com coeficiente estequiométrico 1 (pois forma-se apenas um mol da substância). É muito comum aparecerem coeficientes fracionários nos reagentes.

Importante! A entalpia padrão de formação de uma substância simples na sua forma mais estável é zero. Por exemplo, a entalpia padrão de formação do gás oxigênio (O_2) é zero, porque $\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{O}_2\text{(g)}$, ou seja, nada muda. Assim, escrevemos $\Delta H_f^\circ(\text{O}_2) = 0$. A entalpia de formação de uma substância simples em sua forma que não é a mais estável é diferente de zero. Por exemplo, a conversão do oxigênio em ozônio é endotérmica:



A entalpia padrão de formação do ozônio é, portanto, $\Delta H_f^\circ(\text{O}_3, \text{g}) = +142,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

A tabela 7 apresenta as entalpias padrão de formação de algumas substâncias.

Tabela 7 - Entalpias padrão de formação em 25 °C (kJ·mol⁻¹)

Substância	Fórmula	ΔH_f°	Substância	Fórmula	ΔH_f°
Compostos inorgânicos			Compostos orgânicos		
amônia	$\text{NH}_3\text{(g)}$	-46,11	benzeno	$\text{C}_6\text{H}_6\text{(l)}$	+49,0
dióxido de carbono	$\text{CO}_2\text{(g)}$	-393,51	etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(l)}$	-277,69
monóxido de carbono	CO(g)	-110,53	etino (acetileno)	$\text{C}_2\text{H}_2\text{(g)}$	+226,73
tetróxido de nitrogênio	$\text{N}_2\text{O}_4\text{(g)}$	+9,16	glicose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6\text{(s)}$	-1268
cloreto de hidrogênio	HCl(g)	-92,31	metano	$\text{CH}_4\text{(g)}$	-74,81
fluoreto de hidrogênio	HF(g)	-271,1			
dióxido de nitrogênio	$\text{NO}_2\text{(g)}$	+33,18			
Óxido nítrico	NO(g)	+90,25			
cloreto de sódio	NaCl	-411,15			
água	$\text{H}_2\text{O(l)}$	-285,83			
	$\text{H}_2\text{O(g)}$	-241,82			

Fonte: ATKINS; JONES, 2012, p. 271.

Para combinar as entalpias padrão de formação e calcular a entalpia de uma reação, calculamos a entalpia da reação de formação de todos os produtos a partir de todos os

elementos e depois calculamos a entalpia da reação de formação de todos os reagentes a partir de seus elementos. A diferença entre esses dois valores é a entalpia padrão da reação:

$$\Delta H^\circ = \Sigma n \Delta H_f^\circ (\text{produtos}) - \Sigma n \Delta H_f^\circ (\text{reagentes})$$

Onde: n é o coeficiente estequiométrico da espécie na equação balanceada e Σ (sigma) representa uma soma.

3.7 ENTALPIA DE LIGAÇÃO

Nas reações químicas, as ligações existentes são rompidas e novas ligações são formadas. Se conhecemos as variações de entalpia relacionadas à quebra e formação de ligações, podemos estimar a entalpia de uma reação. A entalpia de ligação é o calor necessário para quebrar um determinado tipo de reação à pressão constante. A energia de uma ligação química é medida pela entalpia de ligação (ΔH_B), a diferença entre as entalpias padrão molares da molécula X-Y e de seus fragmentos X e Y na fase gasosa:

$$\Delta H_B(X - Y) = H_m^\circ(X, g) + H_m^\circ(Y, g) - H_m^\circ(XY, g)$$

Por exemplo, a entalpia de ligação do O₂ é obtida da equação termoquímica:



Então podemos escrever $\Delta H_B(\text{O}=\text{O}) = 496 \text{ kJ.mol}^{-1}$ para registrar este valor. Neste caso, concluímos que são necessários 496 kJ para dissociar um mol de O₂ em átomos. Todas as entalpias de ligação são positivas porque é necessário fornecer energia para quebrar uma ligação química (processo endotérmico), portanto a formação de uma ligação química libera energia (processo exotérmico).

Em compostos poliatómicos, todos os átomos da molécula exercem atração sobre todos os elétrons desta. Por isso, a energia de ligação de um determinado par atômico é um pouco diferente entre os compostos. Estas variações de entalpia não são muito grandes, então podemos utilizar a entalpia de ligação média (também designada como ΔH_B) como guia para a energia de ligação de qualquer molécula que contenha a ligação.

Também podemos utilizar as entalpias de ligação para estimar a entalpia de reação. Somente as ligações que sofrem alterações, ou seja, que são rompidas ou formadas, são levadas em conta. A tabela 8 apresenta entalpias de ligação de moléculas diatônicas e a tabela 9, as entalpias de ligação médias.

Tabela 8 - Entalpias de ligação de moléculas diatômicas ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Molécula	ΔH_B
H_2	436
N_2	944
O_2	496
CO	1074
F_2	158
Cl_2	242
Br_2	193
I_2	151
HF	565
HCl	431
HBr	366
HI	299

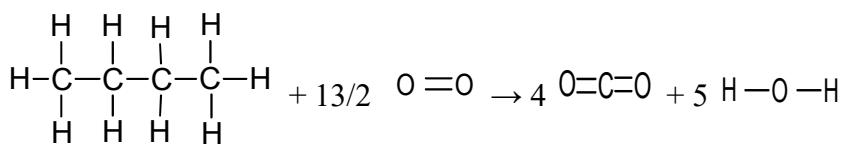
Fonte: ATKINS; JONES, 2012, p. 276.

Tabela 9- Entalpias de ligação médias ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Ligaçao	Entalpia de ligação média	Ligaçao	Entalpia de ligação média
C-H	412	C-I	238
C-C	348	N-H	388
C=C	612	N-N	163
C=C (no benzeno)	518	N=N	409
C≡C	837	N-O	210
C-O	360	N=O	630
C=O	743	N-F	195
C-N	305	N-Cl	381
C-F	484	O-H	463
C-Cl	338	O-O	157
C-Br	276		

Fonte: ATKINS; JONES, 2012, p. 277.

Vamos ver como aplicamos a entalpia de ligação calculando a variação de entalpia na combustão do butano (C_4H_{10}).



Precisamos calcular o valor de entalpia das ligações rompidas nos reagentes: temos 10 ligações entre C e H, logo romperam-se 10 mols dessa ligação; temos 3 ligações entre C e C, assim romperam-se 3 mols dessa ligação. Temos uma ligação dupla entre O e O, mas na reação encontramos 13/2 mol de O₂, assim romperam-se 13/2 mol dessa ligação.

$$\Delta H^\circ_f = 1 \text{ mol} \cdot (10 H_{C-H} + 3 H_{C-C}) + \frac{13}{2} \text{ mol} \cdot H_{O=O}$$

$$\Delta H^\circ_R = 10 \cdot 413 + 3 \cdot 345 + \frac{13}{2} \cdot 495$$

$$\Delta H^\circ_R = 8382,5 \text{ kJ}$$

Agora calcularmos o valor da entalpia das ligações formadas nos produtos: temos duas ligações entre C e O, mas na reação encontramos 4 mols de CO₂, logo, formaram-se 8 mols dessa ligação. Temos duas ligações entre H e O, mas na reação encontramos 5 mols de H₂O, ou seja, formaram-se 10 mols dessa ligação.

$$\Delta H^\circ_p = 4 \text{ mol} \cdot 2 H_{C=O} + 5 \text{ mol} \cdot 2 H_{H-O}$$

$$\Delta H^\circ_p = 8 \cdot 745 + 10 \cdot 463$$

$$\Delta H_p = 10590 \text{ kJ}$$

Agora, basta somar as entalpias dos reagentes e dos produtos para encontrarmos a variação de entalpia da reação. É preciso lembrar que a quebra de ligações se dá pela absorção energia e a formação de ligações libera energia, portanto o sinal da variação de entalpia dos produtos deve ser negativo.

$$\Delta H^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ (\text{produtos}) + \sum n \Delta H_f^\circ (\text{reagentes})$$

$$\Delta H^\circ = -10590 + 8382,5$$

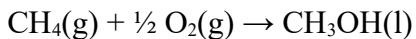
$$\Delta H^\circ = -2207,5 \text{ kJ/mol}$$

3.8 LEI DE HESS

A variação de entalpia (ΔH) não depende do caminho entre os estados final e inicial de um sistema. O mesmo aplica-se às reações químicas, o que conhecemos como Lei de Hess: a entalpia total da reação é a soma das entalpias de reação das etapas em que a reação pode ser dividida.

A Lei de Hess pode ser aplicada mesmo quando as reações intermediárias, ou a total, não podem ser realizadas na prática. Conhecidas as equações termoquímicas balanceadas de

cada etapa e sabendo que a soma dessas equações é igual à equação da reação de interesse, a entalpia da reação pode ser calculada a partir de qualquer sequência conveniente de reações. Vamos ver como exemplo a reação de produção do metanol (CH_3OH), a partir da reação do gás metano (CH_4), descrita pela equação:



A variação de entalpia da reação acima pode ser obtida a partir de valores de variação de entalpia de uma série de outras reações que somadas correspondem à equação acima. Vamos partir das reações abaixo:

1. $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = +206,1 \text{ kJ/mol}$
2. $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) \quad \Delta H^\circ = -128,3 \text{ kJ/mol}$
3. $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H^\circ = -428,6 \text{ kJ/mol}$

O primeiro reagente da nossa reação final é o metano (CH_4), então vamos começar copiando a equação 1 que contém o metano como um de seus reagentes. O segundo reagente da reação final é o oxigênio. A equação 3 tem 1 mol oxigênio como reagente, porém precisamos de apenas $\frac{1}{2}$ mol em nossa reação final. Então, vamos dividir toda a equação (inclusive o valor da entalpia) por 2. Agora vamos copiar a equação 3, que tem como produto o metanol (CH_3OH), que também é o produto da equação final. Então temos:

- Passo 1: $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = +206,1 \text{ kJ/mol}$
 Passo 2: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H^\circ = -214,3 \text{ kJ/mol}$ (dividida por 2)
Passo 3: $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) \quad \Delta H^\circ = -128,3 \text{ kJ/mol}$
 Reação final: $\text{CH}_4(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) \quad \Delta H^\circ = -136,5 \text{ kJ/mol}$

Ao somar as equações, somam-se os coeficientes de substâncias que estão em mais de uma reação de um mesmo lado da equação (reagentes ou produtos) e diminuem-se os mesmos que aparecem em lados opostos. Por isso o $\text{H}_2(\text{g})$ do passo 2 foi somado ao 2H_2 do passo 3 e esse total foi cancelado com o 3H_2 do passo 1, pois aparecem como produto. Da mesma forma, o H_2O do passo 1 (reagente) é cancelado com o H_2O do passo 2 (produto) e o CO do passo 1 (produto) é cancelado com o CO do passo 3 (reagente).

Para calcular o ΔH da reação final, basta somar os ΔH das reações apresentadas nos passos.

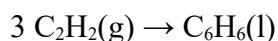
Lembrando que se invertemos uma equação química (fazendo com que os produtos se tornem reagentes e vice-versa), devemos inverter o sinal do ΔH , como vimos anteriormente.

O mesmo procedimento é realizando quando precisamos predizer entalpias de reações que não podem ser medidas diretamente em laboratório.

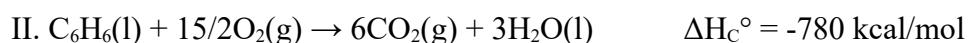
VAMOS FAZER ALGUNS EXERCÍCIOS? MÃOS À OBRA!

Exercícios:

1 - (ENEM) O benzeno, um importante solvente para a indústria química, é obtido industrialmente pela destilação do petróleo. Contudo, também pode ser sintetizado pela trimerização do acetileno catalisada por ferro metálico sob altas temperaturas, conforme a equação química:



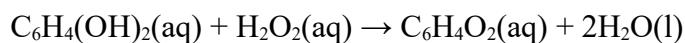
A energia envolvida nesse processo pode ser calculada indiretamente pela variação de entalpia das reações de combustão das substâncias participantes, nas mesmas condições experimentais:



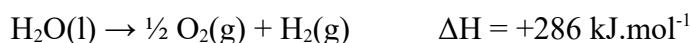
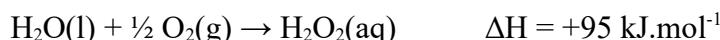
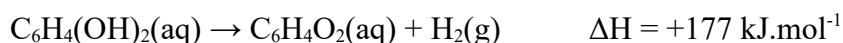
A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal, para a formação de um mol de benzeno é mais próxima de:

- a) -1090 b) -150 c) -50 d) +157 e) +470

2 - (Fuvest-SP) O “besouro bombardeiro” espanta seus predadores expelindo uma solução quente. Quando ameaçado, em seu organismo ocorre a mistura de soluções aquosas de hidroquinona, peróxido de hidrogênio e enzimas, que promovem uma reação exotérmica, representada por:



O calor envolvido nessa transformação pode ser calculado, considerando-se os processos:



Assim sendo, o calor envolvido na reação que ocorre no organismo do besouro é:

- a) -558 kJ.mol^{-1} b) -204 kJ.mol^{-1} c) -177 kJ.mol^{-1}
 d) +558 kJ.mol^{-1} e) +585 kJ.mol^{-1}

4. ENTROPIA

Problematização: Por que os processos naturais ocorrem em apenas um sentido? O que determina a direção natural das coisas? É possível saber se um processo é espontâneo? Se um processo é espontâneo, ele realmente ocorre?

Objetivos:

- Definir entropia.
- Relacionar a entropia à espontaneidade de processos.

4.1 ENTROPIA E A ESPONTANEIDADE DOS PROCESSOS NATURAIS

Uma xícara de café quente deixada sobre a mesa, esfria gradualmente. Ela jamais se aquecerá sozinha. Se você solta uma pedra de uma altura qualquer, ela cai no solo. Uma pedra em repouso no solo nunca, por si só, saltará no ar. Um copo de vidro pode quebrar ao cair, mas os cacos do copo jogados para cima não o formarão novamente.

Embora nenhum dos fenômenos descritos anteriormente ocorra em sentido contrário, se ocorressem não violariam a lei da conservação de energia. No caso da xícara de café, mudaríamos apenas o sentido da transferência de energia (que fluiria agora do ambiente para a xícara).

Todos os processos naturais ocorrem em apenas um sentido. Tais processos, por meio naturais, nunca ocorrerão em sentido contrário. Mas afinal, o que determina a direção natural das coisas? Uma única quantidade chamada entropia pode responder de forma satisfatória a essa questão, explicando as mudanças físicas e as mudanças que acompanham as reações químicas.

Processos que ocorrem espontaneamente em apenas um sentido são ditos irreversíveis. Buscando prever a espontaneidade de diferentes transformações, definiu-se uma grandeza denominada **entropia** (do grego *em*, “em”, e *tropee*, “mudança”), representada por S. A entropia é uma medida da dispersão de energia de um processo (ATKINS, DE PAULA, 2015, p. 80).

Um gás contido em um recipiente se expande espontaneamente até ocupar todo o volume do recipiente. Isto é uma consequência do aumento da dispersão da energia do gás, quando suas moléculas ocupam um volume maior graças ao seu movimento aleatório. Porém, um gás não se contrai espontaneamente, porque o movimento aleatório de suas partículas teria

que levá-las todas para um mesmo local do recipiente, localizando a energia (ATKINS, DE PAULA, 2015, p. 79).

O princípio da entropia nos diz que: se um processo irreversível ocorre em um sistema fechado, a entropia deste sistema sempre aumenta, nunca diminui. Portanto, uma mudança espontânea é acompanhada por um aumento de entropia.

Não é a energia do sistema que controla o sentido dos processos irreversíveis, mas a *entropia*. A entropia é diferente de energia, não obedecendo uma lei de conservação. Não importa que tipo de transformação ocorra em um sistema isolado, sua energia será constante. No entanto, a entropia sempre aumentará para processos irreversíveis. Ou seja, energia e matéria tendem a ficar mais desordenadas.

Para se referir à dissipação de energia, o físico alemão Rudolf Julius Clausius utilizou pela primeira vez o conceito de entropia, em 1850.

O físico britânico William Thomson (Lord Kelvin), estudando máquinas térmicas, concluiu que seria impossível construir uma máquina térmica que extraísse calor de uma fonte e o transformasse totalmente em trabalho. Deste estudo de Kelvin surgiu a Segunda Lei da Termodinâmica:

Uma mudança espontânea é acompanhada por um aumento da entropia total do sistema e de sua vizinhança.

Isso significa que em qualquer processo natural a entropia do universo ou de um sistema em estudo sempre aumenta. A entropia é uma propriedade que depende dos estados inicial e final.

Um processo espontâneo não precisa ser rápido, apenas tem a tendência natural de ocorrer. Se esta tendência ocorre na prática, depende da velocidade. Hidrogênio e oxigênio têm tendência a reagir formando água, mas a mistura dos gases pode ser armazenada por anos, desde que a reação não seja ativada por uma faísca.

Um processo é espontâneo se ele tem a tendência de ocorrer sem ser induzido por uma influência externa. Mudanças espontâneas não são necessariamente rápidas (ATKINS; JONES, 2012, p. 288).

Entropia baixa significa pouca desordem e entropia alta significa muita desordem. Se considerarmos uma xícara de café quente, o resfriamento do café é acompanhado pelo aumento da entropia quando a energia se espalha pela vizinhança.

Em um sistema com temperatura constante, a variação de entropia do sistema pode ser calculada utilizando a expressão:

$$\Delta S = \frac{q_{rev}}{T}$$

em que q é a energia transferida reversivelmente na forma de calor e T é a temperatura (absoluta, em K) na qual ocorre a transferência. Em uma transferência reversível de energia, na forma de calor, as temperaturas da vizinhança e do sistema são um pouco diferentes. Quando o calor é medido em joules (J) e a temperatura em kelvins (K), a variação de entropia (e a entropia) é medida em joules por kelvins (J/K).

A entropia é uma função de estado, pois o estado de ordem de um sistema não depende de como este estado foi atingido, mas apenas de seu momento atual.

A desordem de um sistema aumenta quando ele é aquecido porque o fornecimento de energia aumenta o movimento térmico das moléculas (aumentando a desordem térmica). A entropia também aumenta quando determinada quantidade de matéria se mistura com outra substância ou quando se expande até um volume maior, como um gás em um cilindro com pistão. Um volume maior permite que as moléculas ocupem um número maior de posições, então a entropia aumenta à medida que o volume ocupado pelo gás aumenta. Do mesmo modo, podemos esperar um aumento da entropia quando um líquido vaporiza e suas moléculas passam a ocupar um volume maior e quando um sólido se funde e suas moléculas tornam-se mais desordenadas.

Em uma reação química exotérmica, calor é liberado para a vizinhança e sua entropia aumenta ($\Delta S_{viz} > 0$). Se a reação é endotérmica, calor deixa a vizinhança e sua entropia diminui ($\Delta S_{viz} < 0$).

Assim, em uma reação química onde moléculas de gás são formadas, o aumento da quantidade de moléculas de gás leva, geralmente, a uma variação positiva da entropia. Do contrário, a diminuição das moléculas de gás leva a uma variação negativa da entropia. Quando qualquer mudança ocorre em temperatura e pressão constantes, podemos escrever:

$$\Delta S_{viz} = \frac{-\Delta H}{T}$$

note que, para uma determinada variação de entalpia do sistema, a entropia da vizinhança aumenta mais se a temperatura for baixa do que se for alta. Portanto, para usar a entropia para predizer a direção da mudança espontânea, precisamos considerar as variações de entropia do sistema e da vizinhança, ou seja ΔS_{tot} :

$$\Delta S_{tot} = \Delta S + \Delta S_{viz}$$

Se ΔS_{tot} é positivo (aumento), o processo é espontâneo.

Se ΔS_{tot} é negativo (diminuição), o processo não é espontâneo.

Se $\Delta S_{\text{tot}} = 0$, o processo não tende a nenhuma das direções.

Ou seja, um processo é espontâneo se ele é acompanhado pelo aumento da entropia total do sistema e da vizinhança. Para sabermos se uma reação química é espontânea, precisamos calcular a variação de entropia do sistema, a variação de entropia da vizinhança e a soma destes dois valores. Poderíamos simplificar este trabalho se uma única propriedade reunisse os cálculos de entropia do sistema e da vizinhança. Essa simplificação foi obtida com uma nova função de estado, a energia livre de Gibbs.

Para complementar os estudos sobre Entropia e Energia Livre de Gibbs, você pode visitar o site do Professor Dr. Frank L. Lambert que trata especificamente destes conceitos. O site foi originalmente escrito em inglês, mas a tradução disponível dos navegadores de internet é uma ferramenta útil neste caso. O endereço do site é entropysite.oxy.edu.

5. ENERGIA LIVRE DE GIBBS

Problematização: Há uma forma mais simples de saber se um processo é espontâneo?

Objetivos:

- Definir Energia Livre de Gibbs.
- Compreender os fatores que favorecem a espontaneidade de uma transformação química.

5.1 ENERGIA LIVRE DE GIBBS E A ESPONTANEIDADE DAS REAÇÕES QUÍMICAS

A energia livre de Gibbs permite verificar se uma reação é espontânea e também quanto trabalho de não expansão podemos obter de um sistema, além de mostrar como a mudança da temperatura pode modificar a espontaneidade de uma reação.

A energia livre de Gibbs é definida como

$$G = H - TS$$

mas na Química usamos apenas variações da energia livre de Gibbs (ΔG) e não seu valor absoluto. Em um processo que ocorre a pressão constante, a variação da energia livre de Gibbs é

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Em temperatura e pressão constantes, a direção da mudança espontânea é aquela em que ocorre a diminuição da energia livre de Gibbs. Veja na tabela 10 os fatores que favorecem a espontaneidade de um processo.

Tabela 10- Fatores que favorecem a espontaneidade

Variação de entalpia	Variação de entropia	Espontâneo?
exotérmico ($\Delta H < 0$)	aumenta ($\Delta S > 0$)	sim, $\Delta G < 0$
exotérmico ($\Delta H < 0$)	diminui ($\Delta S < 0$)	sim, se $ T\Delta S < \Delta H $, $\Delta G < 0$
endotérmico ($\Delta H > 0$)	aumenta ($\Delta S > 0$)	sim, se $T\Delta S > \Delta H$, $\Delta G < 0$
endotérmico ($\Delta H > 0$)	diminui ($\Delta S < 0$)	Não, $\Delta G > 0$

Fonte: ATKINS; JONES, 2012, p. 316.

Processos espontâneos são acompanhados pela diminuição da energia livre de Gibbs, em temperatura e pressão constantes.

O fato de um processo ser espontâneo significa que ele realmente ocorre?

Uma reação pode ser espontânea e, ainda assim, não ocorrer. Isso está relacionado com uma outra área da Química, a Cinética Química, que estuda os caminhos pelos quais as reações químicas se processam e pode determinar se os processos espontâneos ocorrem rápida ou lentamente.

Há muitas reações que são espontâneas, mas que não ocorrem a não ser que recebam um “empurrão inicial”. As reações de combustão são um exemplo. A combustão do etanol é um processo espontâneo, no entanto, temos etanol nos postos de combustível, nos automóveis; e ele está em contato com o oxigênio do ar, mas a reação não ocorre. A barreira inicial de energia que o sistema precisa vencer para que o processo ocorra é muito alta, de modo que só o “empurrão” de uma chama ou faísca possibilita o começo da reação de combustão.

Existem, ainda, reações que são espontâneas, porém muito lentas. A reação entre o monóxido de carbono (CO) e o monóxido de nitrogênio (NO), dois produtos tóxicos da combustão da gasolina, para produzir nitrogênio (N_2) e dióxido de carbono (CO_2) é espontânea, mas muito lenta. Para que ela ocorre com uma significativa rapidez, é necessário o uso de conversores catalíticos nos automóveis.

Assim, podemos concluir que a termoquímica estuda a energia das reações químicas e das mudanças de estado físico, mas o progresso da reação é estudado pela cinética química.

Exercícios:

1 (MORTIMER; MACHADO, 2011, p. 94) – Existem certas regras básicas para prever a variação de entropia: $S_{\text{sólido}} < S_{\text{líquido}} < S_{\text{gás}}$ e $S_{\text{solução}} > S_{\text{sólido} + \text{solvente separados}}$ quando duas substâncias são solúveis. Além disso, combustões são reações exotérmicas e mudanças de estado sólido-líquido e líquido-gás são endotérmicas (portanto, as mudanças inversas são exotérmicas). Considerando essas regras, faça a previsão de qual será o sinal de ΔH e ΔS para os processos listados a seguir a concluir sobre a espontaneidade ou não do processo na temperatura relacionada. Considere todos os processos listados à temperatura e pressão ambientes. Explique sua resposta.

- combustão do etanol: $C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(v)$;
- a dissolução do sal de cozinha em água;
- fusão do gelo;

- d) vaporização da água;
- e) formação da ferrugem: $2\text{Fe(s)} + \frac{3}{2}\text{O}_2\text{(g)} + n\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O(s)}$;
- f) liquefação do oxigênio do ar;
- g) precipitação do iodeto de chumbo a partir de nitrato de chumbo e iodeto de potássio:
 $\text{Pb(NO}_3)_2\text{(aq)} + 2\text{KI(aq)} \rightarrow \text{PbI}_2\text{(s)} + 2\text{KNO}_3\text{(aq)}$;
- h) reação entre um comprimido antiácido efervescente e água, produzindo uma solução e CO_2 gasoso.

2 (MORTIMER; MACHADO, 2011, p. 94) – Em que condições os processos não espontâneos encontrados na questão anterior poderiam ser espontâneos?

6. FINALIZAÇÃO

PARA FINALIZAR ESTA UNIDADE, VAMOS APLICAR TODO O CONHECIMENTO ADQUIRIDO EM UM JURI SIMULADO.

Em 2007, o Governo Federal criou o Plano de Aceleração do Crescimento (PAC) promovendo a retomada de planejamento e execução de grandes obras de infraestrutura no Brasil. Um dos ramos de atuação do PAC é a infraestrutura energética.

Como vimos durante o desenvolvimento de nossa unidade temática, a produção de energia elétrica através do carvão mineral tem sérios impactos ambientais que iniciam com a mineração do carvão e chegam às cinzas e gases produzidos na queima do carvão.

Para esta atividade, vamos supor que o Governo Federal tenha planos para ampliar a capacidade produtiva do Complexo Termelétrico Jorge Lacerda, o que implicará no aumento do consumo de carvão mineral do complexo.

Para avaliar a viabilidade econômica, ambiental e social de implantação do projeto será realizada uma audiência pública com a participação dos seguintes segmentos:

- Instituto do Meio Ambiente (IMA) e ativistas ambientais;
- Comitê da Bacia Hidrográfica do Rio Tubarão e Complexo Lagunar;
- Representantes do Complexo Termelétrico Jorge Lacerda;
- Sindicato das Indústrias de Extração de Carvão do Estado de Santa Catarina e representantes dos mineradores de carvão;
- Especialistas das universidades da região;
- Representantes dos moradores dos municípios das regiões de Criciúma (AMREC) e Laguna (AMUREL), que serão os jurados;
- Promotoria;
- Defensoria;
- Juiz.

O evento será coberto pela imprensa através de duas empresas: uma do segmento de mídia hegemônica e outra, de mídia alternativa.

A dinâmica do juri será conduzida de acordo com o programa seguinte:

Atividade	Duração
Organização	5 min
Cobertura midiática	6 min, sendo 3 min para cada mídia

Audiência pública	60 min aproximadamente, sendo: 8 min de apresentação + 3 min para perguntas para cada grupo
Defensoria Promotoria	40 min, sendo: 10 min de apresentação para cada + 10 min para a reorganização dos grupos + 5 min de discurso de fechamento para cada
Cobertura midiática	6 min, sendo 3 min para cada mídia
Representantes dos moradores da AMREC e AMUREL(jurados)	20 min (apresentação individual do voto de cada jurado)
Juiz (encerramento)	10 min

O papel a ser desempenhado por cada um dos alunos será sorteado. Lembre-se: tratar-se de assumir papéis! Mesmo que sejam contrários à visão do lugar que ocupam, devem defender os interesses do papel para esta atividade. Cada grupo deverá incorporar seu papel apresentando argumentos coerentes com os interesses do grupo.

Importante: durante a realização da dinâmica, todos os participantes deverão se pronunciar, respeitando o tempo e a vez de cada grupo.

Inicialmente, Instituto do Meio Ambiente e ativistas ambientais, Comitê da Bacia Hidrográfica do Rio Tubarão e Complexo Lagunar, Representantes do Complexo Termelétrico Jorge Lacerda, Sindicato das Indústrias de Extração de Carvão do Estado de Santa Catarina e representantes dos mineradores de carvão e Especialistas das universidades serão convidados a apresentar seus argumentos, como em uma Audiência Pública para a instrução dos participantes e votantes, onde cada grupo terá até 10 min para apresentação (todos os integrantes deverão se pronunciar). Após a apresentação de cada grupo, os demais presentes terão 5 min para fazer perguntas sobre o que foi apresentado (não para o debate, mas para esclarecimentos dos pontos de vista).

Na sequência, promotoria e defensoria terão 10 min cada para apresentação de seus argumentos. Para tanto, poderão convidar testemunhas, usar recursos audiovisuais ou outros recursos de livre escolha dentro do tempo estabelecido para a participação (10 min cada).

No momento seguinte, os jurados serão chamados para se pronunciarem individualmente, declarando o voto e justificando-o com argumentos fundamentados.

Na sequência, o juiz fará o encerramento da audiência.

A avaliação desta atividade será individual e coletiva, considerando os seguintes critérios:

Equipes	Critérios	
<ul style="list-style-type: none"> • Instituto do Meio Ambiente e ativistas ambientais • Comitê da Bacia Hidrográfica do Rio Tubarão e Complexo Lagunar • Representantes do Complexo Termelétrico Jorge Lacerda • Sindicato das Indústrias de Extração de Carvão do Estado de Santa Catarina e representantes dos mineradores de carvão • Especialistas das universidades • Defensoria • Promotoria • Representantes dos moradores (jurados) 	<p>Desempenho coletivo</p> <ul style="list-style-type: none"> • Argumentação (não é opinião) • Coerência com o papel; • Fundamentação em pesquisas; • Criatividade na atuação; • Articulação com outros papéis. 	<p>Desempenho individual</p> <ul style="list-style-type: none"> • Interesse, respeito e colaboração; • Trabalho colaborativo.
<ul style="list-style-type: none"> • Mídia hegemônica • Mídia alternativa 	<p>Desempenho coletivo</p> <ul style="list-style-type: none"> • Produção antecipada; • Fez a cobertura durante o juri; • Produção posterior. 	<p>Desempenho individual</p> <ul style="list-style-type: none"> • Interesse, respeito e colaboração; • Trabalho colaborativo.

REFERÊNCIAS

- ANEEL. **Atlas de Energia Elétrica do Brasil.** 3. ed. Brasília: Aneel, 2008. Disponível em: http://www.aneel.gov.br/documents/656835/14876406/2008_AtlasEnergiaEletricaBrasil3ed/297ceb2e-16b7-514d-5f19-16cef60679fb. Acesso em 03 abr. 2019.
- ATKINS, Peter William. **Moléculas.** São Paulo: Editora da Universidade de São Paulo, 2000.
- ATKINS, Peter W; DE PAULA, Julio. **Físico-Química.** v. 1. 9. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2015.
- ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química:** questionando a vida moderna. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.
- ATLÂNTICA HOTELS. **Passeio de maria fumaça é atração em Campinas.** 4 jun. 2015. Disponível em <https://www.atlanticahotels.com.br/blog/passeio-de-maria-fumaca-e-atracao-em-campinas/>. Acesso em 28 dez. 2019.
- BEZERRA, Juliana. **Primeira Revolução Industrial.** TodaMatéria, 2019. Disponível em: <https://www.todamateria.com.br/primeira-revolucao-industrial/>. Acesso em 28 dez. 2019.
- BIANCHI, José Carlos de Azambuja; ALBRECHT, Carlos Henrique; MAIA, Daltamir Justino. **Universo da Química:** ensino médio. v. único. 1. ed. São Paulo: FTD, 2005.
- CARMO, Luiz Augusto; MEDEIROS, Alexandre; MEDEIROS, Cleide Farias de. **Distorções conceituais em imagens de livros textos:** o caso do experimento de Joule com o calorímetro de pás. Florianópolis, 2000. Disponível em: https://www.if.ufrgs.br/~lang/Textos/AlexMed/Exp_Joule.pdf. Acesso em: 19 dez. 2019.
- CIGANA, Caio. Uma luz para o carvão: leilão renova chances de projetos de R\$ 12,7 bilhões saírem do papel. **GaúchaZH**, Porto Alegre, 24 ago. 2013. Geral. Disponível em: <https://gauchazh.clicrbs.com.br/geral/noticia/2013/08/uma-luz-para-o-carvao-leilao-renova-chances-de-projetos-de-r-12-7-bilhoes-sairem-do-papel-4245363.html> Acesso em 29 dez. 2019.
- CRUZ, Roque; LEITE, Sérgio; CARVALHO, Cassiano de. **Experimentos de física em microescala:** termologia e óptica. São Paulo: Scipione, 1997.
- ENGIE. DIAMANTE GERAÇÃO DE ENERGIA LTDA. **Usina Termelétrica Jorge Lacerda C – UTLC.** Capivari de Baixo, 2018. Disponível em: <https://www.engie.com.br/complexo-gerador/usinas/complexo-termeletrico-jorge-lacerda/>. Acesso em 28 abr. 2019.
- ENGIE. U. O. DEPARTAMENTO DE GERAÇÃO TÉRMICA. CENTRAL DE UTILIDADES E MEIO AMBIENTE. **Complexo Termelétrico Jorge Lacerda:** monitoramento semestral de emissões atmosféricas. Sem. 02/2018. Capivari de Baixo, 2019. Disponível em: <https://www.engie.com.br/uploads/2018/11/RELAT%C3%93RIO-RESUMO-CTJL-CEUT-EMI-SEM-2-2018.pdf>. Acesso em 16 dez. 2019.

IBF – PROJETO ACESSA FÍSICA. **Os curiosos:** temperatura. 2010. Disponível em: http://177.71.183.29/acessa_fisica/index.php/acessafisica/Midias/Audiovisual/Os-Curiosos-Temperatura. Acesso em 13 abr. 2019.

FOGAÇA, Jenifer Rocha Vargas. **O que é um calorímetro?** Alunos Online. Disponível em: <https://alunosonline.uol.com.br/quimica/o-que-um-calorimetro.html>. Acesso em 19 ago. 2019.

LABORATÓRIO DE QUÍMICA AMBIENTAL. **Experimento e questões sobre chuva ácida.** USP, 2006. Disponível em: http://www.usp.br/qambiental/chuva_acidaExperimento.html. Acesso em 28 dez. 2019.

LAGANKE, Roberto. **Conservação para o Ensino Médio:** chuva ácida. 2019. Disponível em: http://ecologia.ib.usp.br/lepac/conservacao/ensino/des_chuva.htm. Acesso em 28 dez. 2019.

LORENSETTI, Rodrigo. **Saiba o que é uma combustão completa e incompleta.** COONTROL, 2019. Disponível em: <https://coontrol.com.br/blog/saiba-o-que-e-uma-combustao-completa-e-incompleta/>. Acesso em 28 dez. 2019.

MANUAL DO MUNDO. **Faça chuva ácida em casa!** 2014. (5min44s). Disponível em: https://www.youtube.com/watch?v=IEMjO01xm_4. Acesso em 22 dez. 2019.

MORTIMER, Eduardo Fleury; MACHADO, Andréa Horta. **Química:** ensino médio. 1. ed. v. 2. São Paulo: Scipione, 2010.

PILLING, S. **Prática 1 – Termoquímica.** São José dos Campos: UNIVAP, 2019. Disponível em: https://www1.univap.br/spilling/FQE1/FQE1_EXP1_Termoquimica.pdf. Acesso em 23 abr. 2020.

PRINCETON. **Hermann von Helmholtz.** Disponível em: <https://www.princeton.edu/~freshman/science/helmholtz/>. Acesso em 31 dez. 2019.

PAULILO, M. T. S; VIANA, A. M; RANDI, A. M. **Fisiologia Vegetal.** Florianópolis, UFSC, 2015.

RESNICK, Robert; HALLIDAY, David; KRANE, Kenneth S. **Física 2.** 5. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2003.

ROSSO, Jéssica. Mina de Visitação Octávio Fontana oferece mais atrativos. **Sulinfoco**, edição online, 18/10/2012. Geral. Disponível em: <https://www.sulinfoco.com.br/mina-de-visitacao-octavio-fontana-oferece-mais-atrativos/>. Acesso em 21 dez. 2019.

SAMPAIO, José Luiz; CALÇADA, Caio Sérgio. **Física:** volume único. Col. Ensino Médio Atual. 2. ed. São Paulo: Atual, 2005.

SILVA, Domiciano Correa Marques da. **Lei Zero da Termodinâmica.** Alunos Online, 2019. Disponível em: <https://alunosonline.uol.com.br/fisica/lei-zero-termodinamica.html>. Acesso em 01 fev. 2019.

TORRES, Carlos Magno A; FERRARO, Nicolau Gilberto; SOARES, Paulo Antônio de Toledo. **Física: ciência e tecnologia**, v. 2. 2. ed. São Paulo: Moderna, 2010.

UNICAMP. **Joseph Black**. Disponível em:

<http://www.fem.unicamp.br/~em313/paginas/person/black.htm>. Acesso em 30 dez. 2019.

UNICAMP. **Rumford, Benjamin Thompson, Conde de (1753-1814)**. Disponível em: <http://www.fem.unicamp.br/~em313/paginas/person/rumford.htm>. Acesso em 21 dez 2019.

USP. LABORATÓRIO DE QUÍMICA AMBIENTAL. **Experimentos e questões sobre chuva ácida**. Disponível em: http://www.usp.br/qambiental/chuva_acidaExperimento.html. Acesso em 20 ago. 2019.

USP. LABORATÓRIO DIDÁTICO VIRTUAL. ESCOLA DO FUTURO. **Simulação: E agora, maquinista?** Disponível em:

http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_eagoramaquinista.htm. Acesso em 21 abr. 2019.

VELASQUES, Matheus Andrade. **3H faz visita na mina de carvão em Criciúma**. IFC. Abr. 2019. Disponível em <http://hospedagem.sombrio.ifc.edu.br/noticia/3h-faz-visita-tecnica-na-mina-de-carvao-em-criciuma/>. Acesso em 28 dez. 2019.

WIKIPEDIA. **James Prescott Joule**. Disponível em:

https://pt.wikipedia.org/wiki/James_Prescott_Joule. Acesso em 31 dez. 2019.

WIKIPEDIA. **Jean-Victor Poncelet**. 2019. Disponível em:

https://en.wikipedia.org/wiki/Jean-Victor_Poncelet. Acesso em 23 dez. 2019.

YOUNG, Hugh D; FREEDMAN, Roger A. Física II, Sears e Zemanski: termodinâmica e ondas. A. Lewis Ford (colab.). Daniel Vieira (trad.). 14. ed. São Paulo: Pearson Education, 2015.

APÊNDICE B – FORMULÁRIO DE AVALIAÇÃO DOS PROFESSORES E TERMO DE CONSENTIMENTO

Apresentação da proposta

Prezados Professores,

O material didático que está sendo enviado para sua avaliação é uma Unidade Temática que aborda conteúdos de termoquímica utilizando como tema central a mineração e a utilização do carvão, para a geração de energia elétrica, na região sul do estado de Santa Catarina. O material didático foi elaborado para ser utilizado com estudantes da segunda série do Ensino Médio desta região. Considera-se que a utilização dessa temática poderá contribuir para contextualizar e evidenciar a aplicabilidade dos conceitos químicos à realidade dos alunos da região sul do estado de Santa Catarina.

A unidade temática elaborada corresponde ao produto educacional construído durante o Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (ProfQui). Assim, gostaríamos de solicitar sua colaboração nesta pesquisa através da análise sobre a forma como foram abordados os conceitos na unidade temática, bem como a clareza dos textos e das atividades propostas. Com isso será possível a realização de uma análise crítica do material para a correção de eventuais equívocos conceituais e aprimoramento das atividades e materiais propostos.

Caso você concorde em participar desta pesquisa e permita o uso de suas impressões e críticas a respeito dos materiais, continue a partir deste ponto. Se não for de seu consentimento, não é necessário responder a pesquisa.

Expresse sua opinião livremente. Sinta-se à vontade para fazer sugestões ou outros comentários adicionais. Desde já agradecemos a presteza em nos fornecer seu parecer. Salientamos que, se for de seu interesse, este material poderá ser disponibilizado através de solicitação por e-mail (livramento.gisele@gmail.com).

Abaixo, listamos os pontos que consideramos críticos para análise da proposta, que pode servir de guia para o seu parecer:

1 – Há necessidade de alguma correção conceitual? Qual(is)?

2 – É observada a falta de algum conceito fundamental para a compreensão e realização das atividades propostas? Qual(is)?

3 – Há clareza na explanação dos conceitos e contextos para a compreensão e realização das atividades propostas?

4 - O aprofundamento adotado para o material é adequado para o uso no Ensino Médio?

5 – O material elaborado e as atividades propostas favorecem a compreensão dos impactos sociais e ambientais relativos à mineração de carvão e à utilização de fontes não renováveis de energia para a produção de energia elétrica?

6 – A UT contempla a perspectiva de contextualização CTS?