

CEJA >>

CENTRO DE EDUCAÇÃO
de JOVENS e ADULTOS

**CIÊNCIAS DA
NATUREZA**

e suas **TECNOLOGIAS** >>

Química

Fascículo 5

Unidades 11, 12 e 13

GOVERNO DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO

Governador
Wilson Witzel

Vice-Governador
Claudio Castro

SECRETARIA DE ESTADO DE CIÊNCIA, TECNOLOGIA E INOVAÇÃO

Secretário de Estado
Leonardo Rodrigues

SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO

Secretário de Estado
Pedro Fernandes

FUNDAÇÃO CECIERJ

Presidente
Gilson Rodrigues

PRODUÇÃO DO MATERIAL CEJA (CECIERJ)

Coordenação Geral de
Design Instrucional

Cristine Costa Barreto

Elaboração

Marcus André

Claudio Costa Vera Cruz

Jéssica Vicente

Atividade Extra

Andrea Borges

Clóvis Valério Gomes

Revisão de Língua Portuguesa

Paulo César Alves

Ana Cristina Andrade dos Santos

Coordenação de Design Instrucional

Flávia Busnardo

Paulo Vasques Miranda

Design Instrucional

Aline Beatriz Alves

Coordenação de Produção

Fábio Rapello Alencar

Capa

André Guimarães de Souza

Projeto Gráfico

Andreia Villar

Imagem da Capa e da Abertura das Unidades

[http://www.sxc.hu/browse.](http://www.sxc.hu/browse.phtml?f=download&id=1381517)

[phtml?f=download&id=1381517](http://www.sxc.hu/browse.phtml?f=download&id=1381517)

Diagramação

Equipe Cederj

Ilustração

Bianca Giacomelli

Clara Gomes

Fernando Romeiro

Jefferson Caçador

Sami Souza

Produção Gráfica

Verônica Paranhos

Sumário

Unidade 11 | Combustíveis e Energia **5**

Unidade 12 | Termoquímica **33**

**Unidade 13 | Estudo da velocidade das reações:
Cinética química** **69**

Prezado(a) Aluno(a),

Seja bem-vindo a uma nova etapa da sua formação. Estamos aqui para auxiliá-lo numa jornada rumo ao aprendizado e conhecimento.

Você está recebendo o material didático impresso para acompanhamento de seus estudos, contendo as informações necessárias para seu aprendizado e avaliação, exercício de desenvolvimento e fixação dos conteúdos.

Além dele, disponibilizamos também, na sala de disciplina do CEJA Virtual, outros materiais que podem auxiliar na sua aprendizagem.

O CEJA Virtual é o Ambiente virtual de aprendizagem (AVA) do CEJA. É um espaço disponibilizado em um site da internet onde é possível encontrar diversos tipos de materiais como vídeos, animações, textos, listas de exercício, exercícios interativos, simuladores, etc. Além disso, também existem algumas ferramentas de comunicação como chats, fóruns.

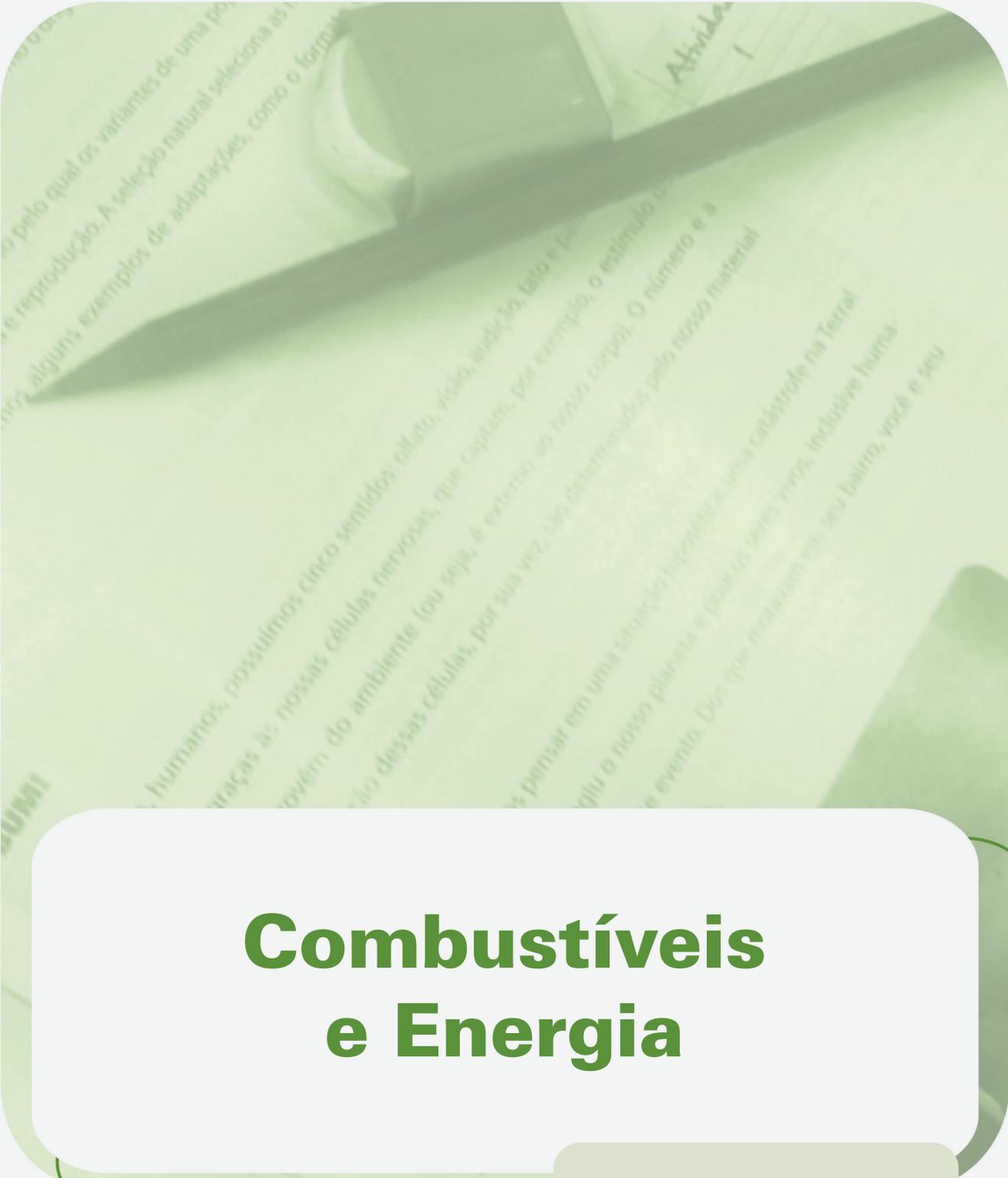
Você também pode postar as suas dúvidas nos fóruns de dúvida. Lembre-se que o fórum não é uma ferramenta síncrona, ou seja, seu professor pode não estar online no momento em que você postar seu questionamento, mas assim que possível irá retornar com uma resposta para você.

Para acessar o CEJA Virtual da sua unidade, basta digitar no seu navegador de internet o seguinte endereço:
<http://cejarj.cecierj.edu.br/ava>

Utilize o seu número de matrícula da carteirinha do sistema de controle acadêmico para entrar no ambiente. Basta digitá-lo nos campos "nome de usuário" e "senha".

Feito isso, clique no botão "Acesso". Então, escolha a sala da disciplina que você está estudando. Atenção! Para algumas disciplinas, você precisará verificar o número do fascículo que tem em mãos e acessar a sala correspondente a ele.

Bons estudos!



Combustíveis e Energia

Fascículo 5
Unidade 11

Combustíveis e Energia

Para início de conversa...

Desde o surgimento da humanidade, o ser humano deparou-se com a necessidade de alterar a natureza, de forma que ela atendesse suas necessidades. Podemos afirmar que a mais importante ferramenta de transformação da matéria é a energia! O cozimento dos alimentos, a utilização de automóveis e caminhões no transporte de pessoas e materiais ou um simples churrasco de final de semana são situações que exemplificam a importância da energia.

É um engano acharmos que a utilização da energia pelo homem é um fenômeno dos dias atuais. Podemos afirmar que o domínio do fogo, ocorrido há mais de 200.000 anos antes de Cristo, foi um dos primeiros conhecimentos ligados à química para obtenção de energia. Esta se deu inicialmente pela conservação de uma pequena chama, surgida a partir da queda de um raio ou, alguns milhares de anos mais tarde, produzindo-a a partir do atrito entre dois pedaços de madeira seca, como hoje alguns escoteiros o fazem.



Figura 1: Esfregando-se dois pedaços de madeira é possível produzir uma fogueira. Esse é um modo rústico de se dominar a energia do fogo.

Fonte: <http://www.flickr.com/photos/archeon/57130495/> - Autor: Hans Splinter

No entanto, bem antes disso, as plantas já absorviam a luz solar para a realização da fotossíntese. Nesse processo, esses organismos produzem os carboidratos e outras moléculas orgânicas necessários ao seu crescimento. Estas moléculas, ao serem queimadas, provêm energia ao organismo; isso quer dizer que a energia solar captada é armazenada nas moléculas.

Ao se alimentar de um vegetal, portanto, você está captando essa energia química. E mais ainda: está utilizando-a agora mesmo, pois realiza a tarefa de metabolizar os carboidratos contidos em sua refeição. Podemos afirmar, então, que nosso corpo depende da energia dos alimentos para executar suas funções vitais.

Algumas moléculas semelhantes às de sua alimentação também podem ser utilizadas para movimentar automóveis, como carros e ônibus. O famoso álcool é um combustível produzido a partir da cana-de-açúcar, por exemplo. Além dele, há a gasolina, um combustível que provém de combustíveis fósseis. O aumento da frota de veículos nas cidades e a consequente maior queima desses produtos têm causado muitos problemas ambientais, como a poluição nas grandes cidades, as queimadas, o aumento do efeito estufa e a chuva ácida.

Por enquanto, nesta unidade, veremos que algumas transformações químicas ocorrem com absorção ou liberação de energia.

Bons estudos!

Objetivos de aprendizagem

- Identificar os principais tipos de processos Químicos envolvendo de energia.
- Diferenciar os conceitos de calor e temperatura.
- Reconhecer os aspectos gráficos envolvidos nas transformações químicas que envolvem energia.

Seção 1

Calor x temperatura

É comum a confusão que ocorre entre os conceitos de calor e temperatura, o que faz com que achemos que são a mesma coisa. Isto não é verdade! A temperatura é uma medida associada ao grau de agitação das moléculas de um determinado sistema (como por exemplo, uma panela de água). Já o calor é a energia que foi transferida de (ou para) um corpo, ocasionando seu aquecimento.

Temperatura é uma propriedade física da matéria que está associada ao grau de agitação das moléculas de uma determinada amostra material. É ela (a temperatura) a responsável pela sensação de quente e frio que muitas vezes sentimos ao tocar em um bolo recém-saído do forno ou em uma pedra de gelo. Um instrumento muito comum no nosso dia a dia é o termômetro, e ele serve para medir com mais precisão esta propriedade da matéria.

Já o calor é a quantidade de energia transferida entre dois corpos em função da diferença de temperatura que porventura exista entre eles. Ou seja, calor é a energia térmica em trânsito a qual ocorre sempre do corpo mais quente para o corpo mais frio. O calor pode ser medido em joules (J) ou calorias (cal).

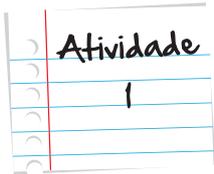


Por exemplo, para aquecermos uma panela com 500 g de água (ou 500 mL de água, uma vez que a densidade da água é igual a 1g/mL), de 25°C até 60°C, é necessário que a coloquemos no fogo, correto? A energia transferida para a água é denominada calor, e a temperatura desta amostra está associada à quantidade de calor que ela recebeu. Podemos afirmar, portanto, que quanto maior a quantidade de calor que um corpo recebe, maior será o seu aumento de temperatura.

Enquanto a medida de temperatura é, normalmente, dada em graus Celsius (°C), a medida de calor é dada em calorias (cal) ou em joules (J). Por definição, uma caloria é a quantidade de calor que provoca, em 1 g de água, o aquecimento de 1°C.

Observe que a diferença de temperatura ocorrida no exemplo acima foi de 35°C. Se este aquecimento fosse feito em um grama de água, poderíamos afirmar que a energia envolvida no processo seria de 35 cal. Porém, como a massa aquecida é de 500 g, a energia envolvida (representada pela letra Q) será 500 vezes maior. Observe o cálculo abaixo:

$$Q = 500 \times 35 = 17500 \text{ cal ou } 17,5 \text{ kcal}$$



Calculando a quantidade de calor em uma transformação

Ao colocar 1 litro de água na geladeira, uma pessoa observou que a temperatura diminuiu de 25°C para 5°C. Calcule a quantidade de calor perdida pela água.

Anote suas respostas em seu caderno



Calor específico

Uma caloria equivale a 4,18 J. Logo, podemos afirmar que, na atividade 1, a quantidade de calor perdida pela amostra de água, expressada em kJ, será de:

$$Q \text{ em kJ} = 20 \times 4,18 = 83,6 \text{ kJ}$$

Nem todas as substâncias aquecem da mesma maneira quando submetidas ao aquecimento. Na prática, a variação de temperatura que ocorre em substâncias distintas, a partir da mesma quantidade de calor fornecida, está relacionada a uma grandeza, denominada **calor específico**.

O calor específico (também chamado de capacidade calorífica específica) de uma substância é a quantidade de calor necessária para aumentar em um grau a temperatura de 1 grama desta mesma substância.

Cada material possui o seu. O calor específico da água é igual a 1 cal/g. °C; no entanto, o calor específico do latão, que é uma liga de zinco e cobre, é de 0,7 cal/g. °C. Isso significa que para aumentar em 1°C a massa de 1 g de latão são necessários apenas 0,7 calorias.

Em termos práticos, a diferença de calor específico entre os materiais significa, por exemplo, que é necessário bem mais calor para aumentar em um grau Celsius um grama de água do que para aumentar a mesma temperatura de um grama de latão. Por isso, a lata esquenta tão depressa, enquanto a água da piscina demora mais.

A energia que nos move

Bom, como estamos falando de obtenção de energia a partir de reações químicas, nada mais adequado do que abordarmos a respiração celular. As células de nosso organismo, através do processo de respiração, produzem energia (armazenada na molécula de ATP), e o combustível para isso é a glicose.

Cada mol de glicose fornece 38 ATP, o que corresponderia a 686 kcal. Os alimentos, portanto, são fontes de energia para nosso organismo, pois é através da sua queima nas células que é liberada a energia necessária para que nosso corpo desempenhe as suas tarefas no dia a dia.

Existem três tipos de moléculas que podem ser metabolizadas e fornecer energia para o nosso organismo. São elas: carboidrato, proteína e gordura.

- Cada grama de proteína produz 4 kcal;
- Cada grama de carboidrato produz 4 kcal;
- Cada grama de gordura produz 9 kcal.

Uma pessoa precisa alimentar-se o suficiente para repor as energias gastas diariamente. Se comermos além do que precisamos, vamos engordar e, se menos, emagrecer.



Figura 2: Pães e frutas, leite, azeite são, respectivamente, fontes alimentícias de carboidratos, proteínas e lipídios. Eles devem estar incluídos em uma dieta, mas, claro, de forma balanceada.

Fonte: <http://www.flickr.com/photos/epsos/8077920518/> - epSos.de

A Tabela 1 representa o consumo energético, em kJ, de algumas das atividades comuns ao ser humano:

Tabela 1: Quadro de gasto energético de algumas das tarefas diárias desempenhadas pelo ser humano!

Atividades	kJ/h	Atividades	kJ/h
Dormir	Desprezível	Tomar banho	145
Estar acordado	40	Dançar	2.000
Ver televisão	130	Jogar tênis	1.800
Estudar sentado	200	Jogar voleibol	630
Estar em pé	220	Jogar futebol	2.100
Caminhar lentamente	500	Nadar	1.800
Comer	150	Correr	2.300

Fonte: Claudio Costa Vera Cruz

Calculando a quantidade de energia que você gasta no seu dia a dia

Com base na Tabela 1 de gasto energético, faça o cálculo de energia que você gasta em um dia normal.

Anote suas respostas em seu caderno

Seção 2

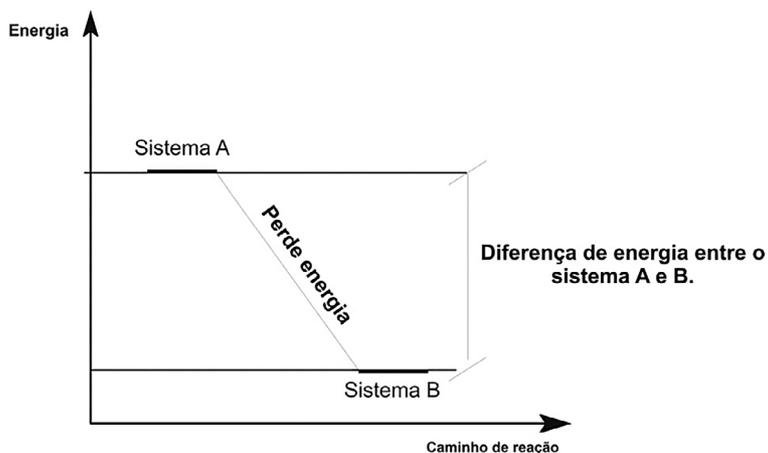
Reações químicas com liberação ou absorção de calor – A variação de energia calorífica e suas consequências no meio

Um sistema qualquer, seja um bloco de gelo ou um balde de gasolina, possui uma determinada quantidade de energia interna. A natureza desta energia pode se dar por diversos fatores como, por exemplo, seu estado físico ou o tipo de ligação química que os átomos das substâncias presentes neste sistema fazem. Podemos afirmar que uma reação química envolve a transformação de um sistema em outro:

Sistema A \longrightarrow Sistema B

Se os valores de energias envolvidos no sistema A e B forem diferentes, podemos afirmar que esta reação irá acontecer com variação de energia. De fato, existem duas possibilidades em relação a essas energias:

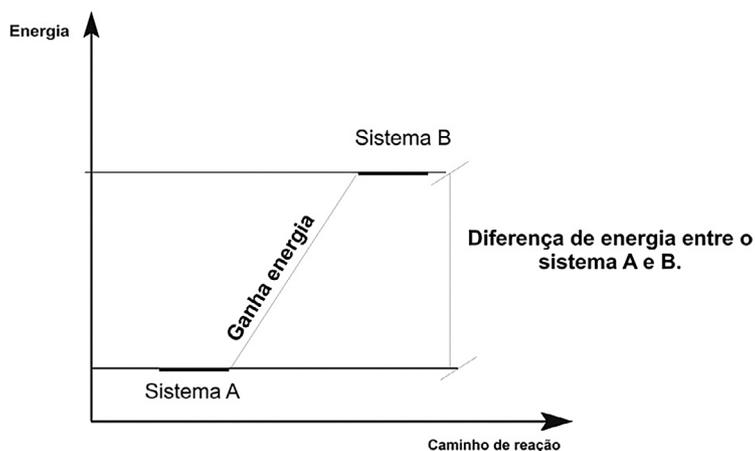
- a. Energia do sistema A maior que a energia do sistema B – Neste caso, o sistema A irá perder energia, para se transformar no sistema B. Observe o gráfico abaixo que representa esta transformação:



Fonte: Claudio Costa Vera Cruz

Esta energia perdida é liberada para o Meio Ambiente e dizemos que esta reação é exotérmica.

- b. Energia do sistema A menor que a energia do sistema B – Neste caso, o sistema A irá ganhar energia para se transformar no sistema B. Observe o gráfico abaixo que representa esta transformação:



Fonte: Claudio Costa Vera Cruz

Esta energia é absorvida do Meio Ambiente e dizemos que a reação é endotérmica.

Algumas reações químicas ocorrem liberando calor, e, outras, absorvendo-o. Aquelas que liberam calor provocam um aquecimento no ambiente em seu entorno e, conseqüentemente, a sensação de calor; um bom exemplo

é uma fogueira (**Figura 3**). Já aquelas que absorvem calor provocam a sensação de frio, como, por exemplo, as compressas instantâneas vendidas em algumas farmácias. Essas compressas contêm substâncias que, quando entram em contato entre si, produzem uma reação que absorve calor provocando a sensação de frio.



Figura 3: Casas que ficam em lugares frios costumam ter lareiras, não é mesmo? A queima da madeira pelo fogo é uma reação química que libera calor, aquecendo o ambiente e quem estiver por perto.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/1254534> - Autor:kasseckert's

Reações que liberam calor são denominadas exotérmicas, e as que absorvem são endotérmicas. O esquema abaixo representa a diferença entre os dois tipos de reação:

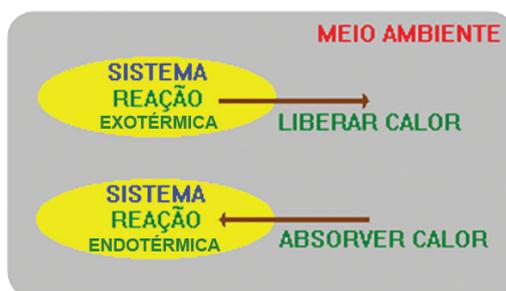


Figura 4: Esquema que mostra o sentido do movimento do calor nos dois tipos diferentes de reação química.

Fonte: Claudio Costa Vera Cruz

Seção 3

Aspectos Gráficos – Analisando uma reação química e sua variação de entalpia

Basicamente, existem dois tipos de energia: a energia cinética e a energia potencial.

A energia cinética está associada ao movimento, como, por exemplo, o da água de um rio ou o de um carro em velocidade. Já a energia potencial está associada ao conteúdo energético armazenado no corpo, capaz de ser aproveitado para produzir trabalho, como, por exemplo, a água de uma hidroelétrica, que, ao cair, produz energia elétrica.

A energia interna de uma substância é a composição de todas essas energias. No entanto, não necessitamos saber exatamente esses valores, uma vez que nos interessa somente a variação da energia entre os estados final e inicial de um determinado sistema. Assim, podemos afirmar que, em uma reação química, a diferença entre o somatório das energias internas das substâncias na forma de reagentes e produtos indica se a reação absorve ou libera energia na forma de calor. A energia liberada ou absorvida é convencionalmente denominada entalpia e seu símbolo é H.

Por exemplo, a queima do carvão pode ser representada pela equação:



Se soubermos os valores das entalpias dos reagentes (carbono e gás oxigênio) e a entalpia dos produtos (somente o gás carbônico), saberemos também a variação de entalpia da reação química.

Essa forma de se pensar fica melhor representada de forma gráfica. Observe o gráfico da Figura 5:

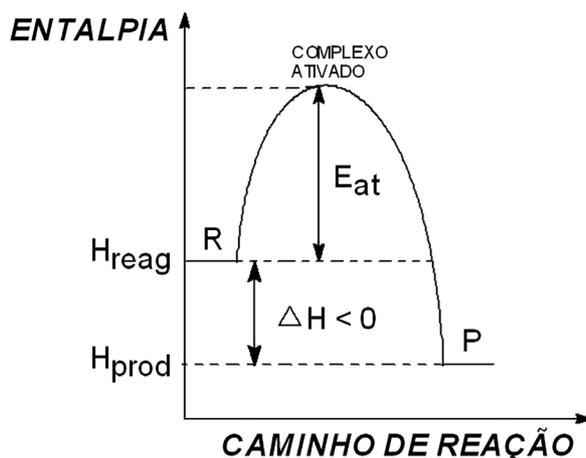


Figura 5: O gráfico representa a variação de entalpia de uma reação exotérmica ao longo da evolução (caminho) desta reação.

Fonte: Claudio Costa Vera Cruz

O gráfico da figura 5 representa uma reação na qual a entalpia dos reagentes (H_{reag}) é maior que a entalpia dos produtos (H_{prod}). Podemos observar que a variação de entalpia (ΔH) é calculada pela diferença entre os estados finais (H_{produtos}) e iniciais ($H_{\text{reagentes}}$). Observe também que a transformação dos reagentes em produtos envolve um ganho inicial de energia, denominando “energia de ativação” (E_{at}), e este ganho é necessário para que a reação ocorra.

Tente pensar que, ao queimar um pedaço de papel, você precisa aproximar uma chama. Esta chama irá fornecer a energia de ativação (E_{at}) necessária para que a reação se inicie e todo papel se queime.

O gráfico da Figura 5 representa uma reação onde, na transformação dos reagentes em produtos, há uma perda de energia para o ambiente externo, e por isso é chamada de reação exotérmica. O inverso é verdadeiro para uma reação que apresenta entalpia dos reagentes menor que a entalpia dos produtos. Ela é denominada endotérmica. Observe o gráfico da **Figura 6**:

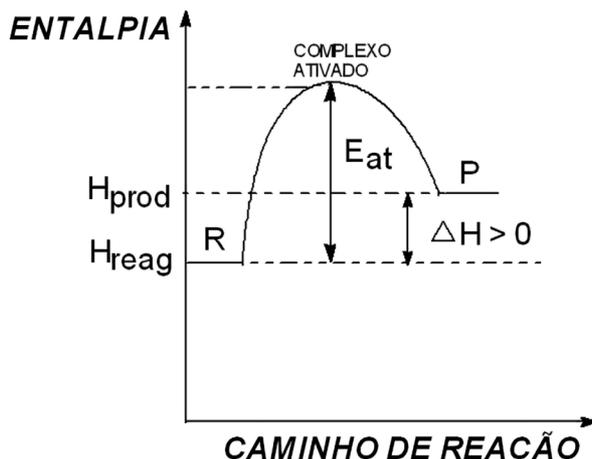


Figura 6: O gráfico representa a variação de entalpia de uma reação endotérmica ao longo da evolução desta reação.

Fonte: Claudio Costa Vera Cruz

Observe que, dependendo da reação ser exotérmica ou endotérmica, o sinal da variação de entalpia associada à ela será positivo (endotérmica) ou negativo (exotérmica), respectivamente. Em outras palavras, podemos afirmar que as reações endotérmicas apresentam entalpia dos produtos maior que a dos reagentes e, portanto, o valor da variação de entalpia é positivo ($\Delta H > 0$). Como já vimos, estas reações absorvem calor do meio ao seu redor.

Já as reações exotérmicas apresentam entalpia dos produtos menor que a dos reagentes e, portanto, o valor da variação de entalpia é negativo ($\Delta H < 0$). Ao contrário das reações endotérmicas, estas reações liberam calor para o seu entorno.

Seção 4

Você sabe o que é um catalisador?

Na natureza, constatamos que muitas das transformações químicas que ocorrem ao nosso redor acontecem de forma lenta, enquanto que outras, de forma instantânea. A queima imediata do álcool ou o demorado processo de formação do petróleo (o qual dura milhões de anos) são exemplos disso.

No entanto, existem substâncias que podem facilitar o início e o decorrer de reações químicas, e elas se chamam catalisadores. Os catalisadores, apesar de provocarem a aceleração do processo químico, não são consumidos por ele. Ou seja, são substâncias que aumentam a velocidade das reações químicas e não são consumidos durante o processo, sendo regenerados ao final.

Catalisadores são substâncias que possibilitam as reações lentas acontecerem com maior velocidade. Eles atuam diminuindo a barreira de energia (a chamada energia de ativação) necessária aos reagentes para que ocorra a transformação química, como mostra a **Figura 7**:

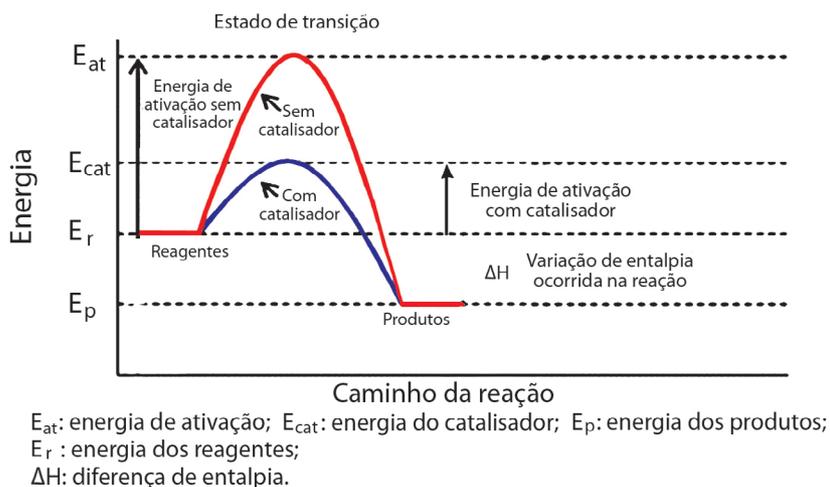


Figura 7: Efeito do uso de catalisadores na velocidade da reação química. Repare no gráfico, que a adição de um catalisador interfere apenas na energia de ativação de uma transformação química, não modificando a variação de entalpia do processo. Fonte (adaptada): <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc28/10-EEQ-5506.pdf>

Um exemplo de catalisadores são as enzimas que atuam em nosso corpo, aumentando a velocidade de algumas reações que, de outra maneira, demorariam anos para acontecer. Estas enzimas são proteínas grandes e complexas (e por isso muito sensíveis a variações do Meio Ambiente como temperatura e acidez) que possibilitam, por exemplo, a digestão rápida dos alimentos que ingerimos.

Seção 5

Os motores de explosão: um exemplo de como se aplicam as reações exotérmicas

Os motores de explosão, também chamados de motores de combustão interna, são dispositivos que transformam a energia calorífica, proveniente de uma reação química, em energia mecânica. Os motores de quatro tempos possuem este nome por possuírem quatro cilindros que funcionam em tempos diferentes, conforme irá mostrar a **Figura 8**.

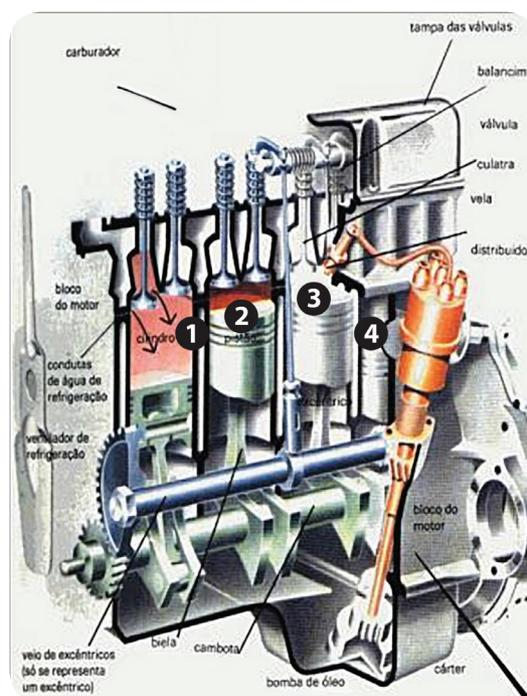


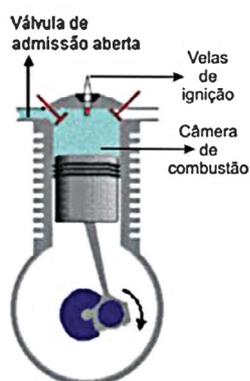
Figura 8: A figura representa um corte esquemático transversal de um típico motor de combustão com quatro cilindros representados pelos números 1, 2, 3 e 4 com todos os seus dispositivos tecnológicos que possibilitam a ocorrência de pequenas explosões.

As explosões que ocorrem no interior dos cilindros são causadas pela queima do combustível, a fim de aproveitar a energia liberada pela combustão de substâncias, tais como gasolina e etanol. A explosão causada pela queima do combustível ocorre na parte superior dos cilindros causando a expansão dos pistões. A força envolvida nesta expansão é transferida pela **biela** ao carro, causando a movimentação de suas rodas.

Biela

Peça do motor responsável por transmitir a força recebida pelo pistão e repassá-la ao virabrequim. A função é de inverter o sentido do movimento, pois ela fica ligada ao pistão fazendo um movimento de subir e descer, mas o virabrequim, que se encontra ligado a sua outra extremidade, realiza um movimento rotativo (circular).

Dos quatro cilindros apontados na figura pelos números 1, 2, 3 e 4, apenas um realiza trabalho (trabalho de expansão de gases). Este é usado para manter os outros três cilindros funcionando no ciclo, além de fazer o eixo das rodas do carro funcionar.



Observe em detalhes como funciona um único cilindro em etapas (tempos):

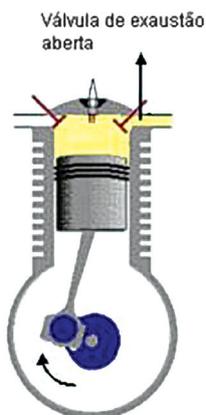
1º tempo (Admissão) - A válvula de admissão (apontada pelo número 1 na Figura 8) se abre, permitindo a entrada da mistura de combustível e ar no interior da câmara de combustão. O pistão está sendo movido para baixo, "sugando" a mistura para seu interior.



2º tempo (Compressão) - A válvula de admissão se fecha, impedindo a saída da mistura de combustível, e o pistão é empurrado para cima, comprimindo a mistura. São adicionadas substâncias que impedem que a mistura passe para o estado líquido em função da compressão. Se isto acontecesse, a mistura, ao voltar para o estado gasoso, iria absorver parte do calor que deveria ser utilizado na movimentação do motor.



3º tempo (Explosão) - Com as válvulas ainda fechadas, a vela de ignição produz uma pequena centelha (energia de ativação), suficiente para que a mistura (combustível e ar) queime, no interior da câmara de combustão. O pistão é violentamente empurrado para baixo, devido à variação na quantidade de gás no interior do cilindro, bem como pela expansão dos gases aquecidos pela liberação de energia decorrente da combustão.



4º tempo (Exaustão) - A válvula de escape é aberta, permitindo que os gases gerados na queima saiam do interior da câmara de combustão. O pistão está sendo movido para cima, ajudando a expulsar os gases do cilindro.

Motores a explosão

Os motores a explosão funcionam a partir da queima de um combustível. Assista a este vídeo que explica, de uma maneira muito interessante, o funcionamento de um motor de explosão: <http://www.youtube.com/watch?v=tUK6os79MPU>



Na próxima unidade continuaremos com o tema Termoquímica. Para acompanhá-la, sem se perder, é preciso estar com os conceitos apresentados aqui bem sedimentados, ok? Reveja a diferença entre calor e temperatura para que não fiquem dúvidas sobre a variação de energia que ocorre nas reações químicas, bem como as consequências da absorção ou liberação de calor relacionadas a elas. Nos vemos por lá!

Resumo

- A obtenção de energia é um dos objetivos perseguidos pelo homem desde os primórdios da civilização, e uma das primeiras formas de energia conhecidas pelo homem é aquela associada ao calor.
- As principais fontes de energia térmica são os combustíveis fósseis que, quando queimados, fazem movimentar veículos automotivos, trens e indústrias.
- Os alimentos fornecem energia aos seres vivos de forma que eles possam desempenhar suas tarefas diárias.
- Calor e temperatura são conceitos que, apesar de relacionados, são bem diferentes.
- Podemos calcular a quantidade de energia em trânsito facilmente, desde que tenhamos um termômetro (para medir a diferença de temperatura) e uma balança (para medirmos a massa da substância aquecida e resfriada).

- Atividades diárias consomem energia. Dê uma revisada no quadro de gasto energético na seção 1.
- Reações que liberam calor causam aumento da temperatura ambiente e são denominadas exotérmicas.
- Reações que absorvem calor causam diminuição da temperatura ambiente e são denominadas endotérmicas.
- A energia de ativação de uma reação é a barreira energética inicial que deve ser transposta para que a reação dê início.
- Os catalisadores são substâncias que diminuem a barreira energética inicial (energia de ativação), causando uma aceleração da reação química.
- Motores de combustão são dispositivos que se aproveitam da energia química contida nas substâncias e transformada em energia calorífica (através de uma reação de combustão), possibilitando a movimentação (energia mecânica) de um carro ou um ônibus.

Veja ainda..

- Vá no site <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc07/aluno.pdf> para ler o excelente artigo que trata das diferenças entre calor e temperatura.
- Vá no site a seguir e veja um excelente documentário da TV francesa da série “legendas da ciência”: http://www.youtube.com/watch?v=0-VIYTgXE9Y&feature=player_embedded. Este capítulo (é o sétimo da série!), denominado “Quente”, trata de algumas invenções que têm como tema a Revolução Industrial e a invenção da máquina a vapor!
- O artigo <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc28/11-EEQ-6906.pdf> propõe uma atividade investigativa sobre enzimas proteolíticas encontradas nas frutas. Aposto que você vai gostar da leitura!

Referências

- QUIMICA, G. D. P. E. E. **Interações e Transformações**, V.3 – Livro do Professor: Edusp; 2002
- QUIMICA, G. D. P. E. E. **Interações e Transformações**, V.1 – Livro do Professor: Edusp; 2002
- BRAGA, Marco; GUERRA, Andréia & REIS, José Cláudio. **Breve História da Ciência Moderna: convergência de saberes (Idade Média)**. Rio de Janeiro, Jorge Zahar, 2003.

- BRAGA, Marco; GUERRA, Andréia & REIS, José Cláudio. **Breve História da Ciência Moderna: das máquinas do mundo ao universo-máquina (séculos Xv a XVII)**. Rio de Janeiro, Jorge Zahar, 2004.
- HUILLIER, Pierre. **De Arquimedes a Einstein: a face oculta da invenção científica**. Rio de Janeiro, Jorge Zahar Editor, 1994.
- WYNN, C. M. **Cinco Maiores Ideias da Ciência, As**: Editora Prestígio.
- ROBERTS, R. M. **Descobertas Acidentais em Ciências**: Papyrus; 1995.
- CHASSOT, Ático. **A Ciência através dos tempos**. São Paulo: Moderna, 1994. 189 p.
- STHATHERN, Paul. **O Sonho de Mendeleiev: a verdadeira história da Química**. 1ª. Edição. Rio de Janeiro: Jorge Zahar Ed., 2002. 264 p.
- JONES, P. A. A. L. **Princípios da Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente**. Porto Alegre: Bookman; 2001.

Atividade 1

Como a densidade da água é igual a 1g/ml, 1l de água corresponde à 1000 ml, que é igual a 1000 g.

A quantidade de calor será dada pela massa de água, em gramas, vezes a variação da temperatura ocorrida.

$$\text{Logo: } Q = 1000 \times 20 = 20.000 \text{ cal ou } 20 \text{ kcal}$$

Atividade 2

Esta atividade apresenta um gabarito aberto. Abaixo uma sugestão de resolução:

Atividade	Tempo da atividade em horas por dia	Total por hora (kJ)	Total no dia (kJ)
Dormir	8	0	0
Estar acordado	16	40	640
Estar sentado vendo TV	2	130	260
Tomar banho	1	145	145
Jogar futebol	1	2100	2100
Comer	1,50	150	225
Caminhar lentamente	2	500	1000
		Total	4370

Respostas
das
Atividades

O que perguntam por aí?

Questão 1

Nossas atividades diárias consomem nossas energias. Abaixo, temos valores da exigência energética para atividades praticadas com pouco ou com muito esforço:

Atividade	Exigência energética em kcal/h
Dormir	90
Ficar de pé.....	100 a 150
Caminhar.....	200 a 250
Ficar senta assistindo aulas.....	150 a 200
Ficar sentado estudando.....	150 a 200
Correr.....	450 a 750
Ficar em repouso.....	90 a 120
Jogar futebol.....	650 a 750

Qual a sua exigência energética diária, considerando exigência energética média dormir 8 horas, ficar de pé 1 hora, caminhar 2 horas, ficar sentado assistindo 6 horas de aula, ficar sentado estudando em casa 2 horas, correr 1 hora, ficar em repouso 2 horas e jogar 2 horas de futebol?

Resposta: Utilizando os valores médios de consumo por atividade, temos:

$$\text{Quantidade total de energia} = 8 \times 90 + 125 \times 1 + 225 \times 2 + 175 \times 6 + 175 \times 2 + 600 \times 1 + 105 \times 2 + 700 \times 2 = 4.905 \text{ kcal}$$

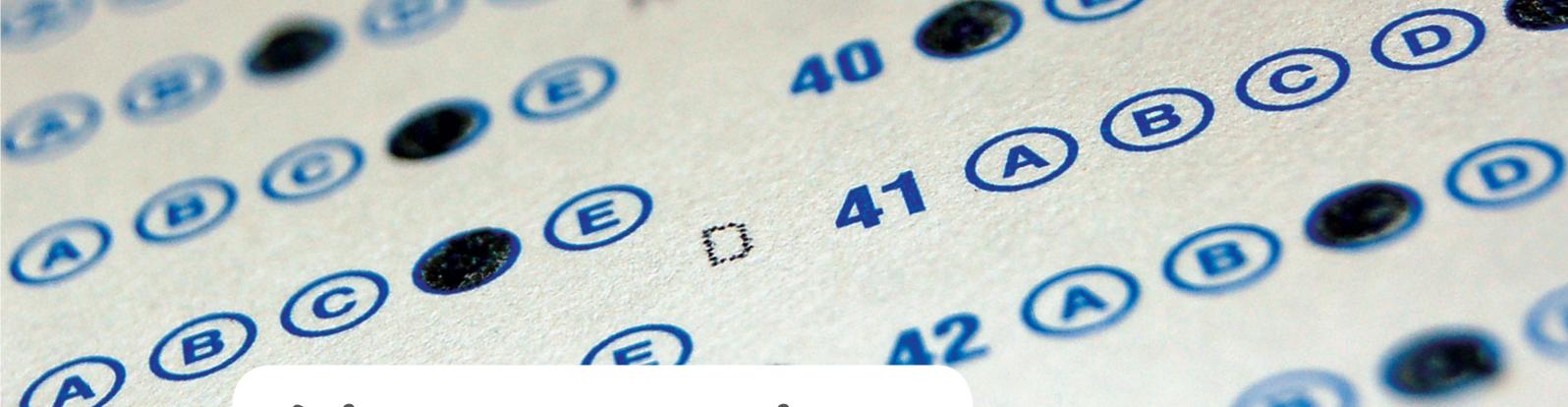
Questão 2 (ENEM 2002)

Uma garrafa de vidro e uma lata de alumínio, cada uma contendo 330 mL de refrigerante, são mantidas em um refrigerador pelo mesmo longo período de tempo. Ao retirá-las do refrigerador com as mãos desprotegidas, tem-se a sensação de que a lata está mais fria que a garrafa. É correto afirmar que:

- (A) a lata está realmente mais fria, pois a capacidade calorífica da garrafa é maior que a da lata.
- (B) a lata está de fato menos fria que a garrafa, pois o vidro possui condutividade menor que o alumínio.
- (C) a garrafa e a lata estão à mesma temperatura, possuem a mesma condutividade térmica, e a sensação deve-se à diferença nos calores específicos.
- (D) a garrafa e a lata estão à mesma temperatura e a sensação é devida ao fato de a condutividade térmica do alumínio ser maior que a do vidro.
- (E) a garrafa e a lata estão à mesma temperatura, e a sensação é devida ao fato de a condutividade térmica do vidro ser maior que a do alumínio.

Resposta: Letra D

Comentário: A sensação que sentimos ao pegar a lata é de baixa temperatura, mas a temperatura é a mesma. A sensação vem do fato da melhor condutibilidade térmica da lata que absorve mais depressa o calor do nosso corpo para se aquecer. Nós sentimos mais frio. A garrafa de vidro, a qual tem menor condutividade térmica, retira calor do nosso corpo mais lentamente e, por isso, sentimos menos frio.



Atividade extra

Exercício 1 – Cecierj – 2013

Você precisa aquecer 500 g de água para fazer uma compressa quente. A água da sua torneira está a 25 °C e você terá que aquecê-la até 50 °C. Qual a quantidade de calor necessária?

Exercício 2 – Cecierj – 2013

As informações nutricionais de uma embalagem de hambúrguer de carne revelam que uma porção de 80 g de hambúrguer contém 2,4 g de carboidrato, 14 g de proteínas e cerca de 17 g de gordura.

Sabendo-se que cada grama de proteína e de carboidrato produz 4 kcal de energia e que 1 grama de gordura produz 9 kcal, calcule o valor energético de uma porção de hambúrguer.

Exercício 3 – Cecierj – 2013

Identifique, como endotérmica ou exotérmica, cada processo descrito nas situações a seguir:

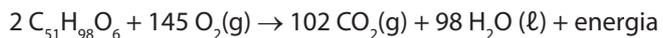
- a. Queima do gás butano em uma das bocas do fogão.



- b. A produção do ferro metálico a partir de um minério chamado hematita, conforme a equação química a seguir:



c. A queima da tripalmitina ($C_{51}H_{98}O_6$), uma gordura existente em doces *diet*, conforme a equação química:



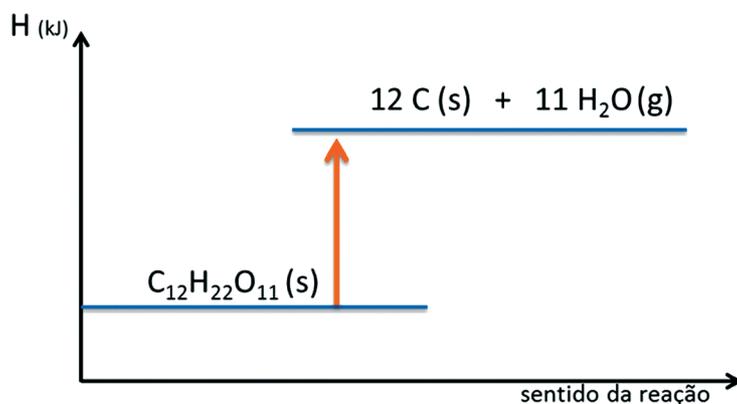
Exercício 4 – Cecierj – 2013

Quando se faz uma calda de açúcar, tem que se tomar muito cuidado para não queimá-la, uma vez que a sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) sofre decomposição facilmente, produzindo um sólido preto (o carvão), que deixa a calda com gosto amargo.



Fonte: <http://www.flickr.com/photos/djtwo/5207975867/> Autor: Dennis Wikinson

O diagrama a seguir representa a decomposição da sacarose:



Fonte: Andrea Borges

Represente essa transformação através de uma equação química e a classifique como uma reação endotérmica ou exotérmica.

Exercício 5 – Adaptado de UFMT – 2008

Quando um atleta sofre uma contusão, são necessários cuidados médicos imediatos. Geralmente, emprega-se uma compressa instantânea ou o uso de gelo no local.

O uso da compressa instantânea fria e a ação do gelo na contusão do atleta são processos, respectivamente:

- a. endotérmico e endotérmico.
- b. endotérmico e exotérmico.
- c. exotérmico e endotérmico.
- d. exotérmico e exotérmico.

Exercício 6 – Adaptado de UFRGS – RS

No filme “O náufrago”, o personagem teve de iniciar uma fogueira a partir do aquecimento de cascas de coco através do calor gerado pelo atrito de pedaços de madeira. Quimicamente, o atrito desses pedaços de madeira serve como:

- a. inibidor.
- b. catalisador.
- c. entalpia inicial.
- d. energia de ativação.

Gabarito

Exercício 1 – Cecierj - 2013

$$Q = 500 \times 25 = 12500 \text{ cal} = 12,5 \text{ kcal}$$

Exercício 2 – Cecierj - 2013

$$\text{Proteínas} = 4 \times 14 = 56 \text{ kcal}$$

$$\text{Carboidratos} = 4 \times 2,4 = 9,6 \text{ kcal}$$

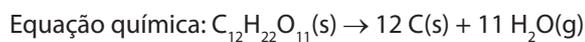
$$\text{Gorduras} = 9 \times 17 = 153 \text{ kcal}$$

$$\text{Total de calorias} = 218,6 \text{ kcal por porção}$$

Exercício 3 – Cecierj - 2013

- a. Exotérmico
- b. Endotérmico
- c. Exotérmico

Exercício 4 – Cecierj - 2013



Como os reagentes possuem menor energia que os produtos, a reação é endotérmica.

Exercício 5 – Adaptado de UFMT - 2008

- A** **B** **C** **D**
-

Exercício 6 – Adaptado de UFRGS - RS

- A** **B** **C** **D**



Termoquímica

Fascículo 5

Unidade 12

Termoquímica

Para início de conversa...

Você já parou para pensar que para realizarmos nossas atividades diárias necessitamos de energia? Precisamos dela para nos locomover, trabalhar, nos divertir com nossos parentes e amigos, entre tantas outras ações. Nossa principal fonte de energia é encontrada nos alimentos que ingerimos, e que fornecem o suficiente e necessário para nossa sobrevivência.



Figura 1: Os alimentos são nossas principais fontes de energia.

Fonte: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Roda_dos_Alimentos.jpg – Autor: Pedro Varela

Mas não são apenas os seres humanos que necessitam de energia. Todas as máquinas criadas pelo homem utilizam energia para funcionarem. E boa parte dessas máquinas obtém essa energia a partir de reações químicas, como, por exemplo, a combustão da gasolina necessária para que os automóveis se movimentem.

Todas as substâncias contêm uma determinada energia conhecida como entalpia. No entanto, nós não conseguimos calcular a entalpia. Na prática, o que fazemos é medir a variação da temperatura durante os processos físicos (mudança de estado físico) e químicos (reação química). Essas trocas de energia são o objeto de estudo da Termoquímica, esse ramo da Química que você começou a estudar na unidade anterior.

Nesta unidade, você entenderá a importância de estudarmos a variação de energia, ou de entalpia, nos processos físicos e químicos e entenderemos por que ela ocorre. Iremos estudar, ainda, a energia envolvida nas reações na forma de calor. Vamos começar?!

Objetivos da Aprendizagem

- Identificar as principais características da reação de combustão, incluindo o conceito de entalpia.
- Calcular o poder calorífico dos combustíveis.
- Reconhecer as mudanças de estado físico das matérias e sua relação com a liberação ou absorção de calor (fenômenos endotérmicos e exotérmicos).
- Calcular a variação de entalpia em processos químicos que envolvam mais de uma reação.

Seção 1

A entalpia de combustão

A combustão é uma reação que acompanha a humanidade desde os primórdios. A partir dela, os homens da caverna podiam se aquecer, já que a combustão é uma reação química em que há uma intensa liberação de energia ($\Delta H < 0$) na forma de calor.

A combustão acontece entre uma substância chamada de combustível, que reage com o gás oxigênio (O_2), denominado comburente. A variação de entalpia, envolvida nas reações de combustão, é conhecida como entalpia de combustão (ΔH_c) ou calor de combustão.



Figura 2: As transformações exotérmicas, como a queima da madeira, liberam calor e transferem essa energia para as áreas vizinhas a ela.

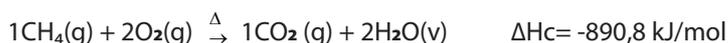
Fonte: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Midsummer_bonfire_closeup.jpg – Autor: Janne Karaste

A partir da energia da combustão, movimentamos nossos veículos à gasolina, a gás, a óleo diesel ou a álcool, e cozinhamos alimentos no fogão. A queima de carvão e gás natural nas termoelétricas é responsável por parte da energia elétrica que consumimos em nossas casas. Vejamos alguns exemplos da representação química destas reações:

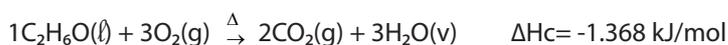
- Combustão completa do gás hidrogênio (H_2)



- Combustão completa do gás metano (CH_4)



- Combustão completa do etanol (C_2H_6O)



Podemos observar pelos exemplos acima que quando os combustíveis são formados por carbono (C) e hidrogênio (H), os produtos da reação serão sempre gás carbônico (CO₂) e água (H₂O).

O conhecimento da quantidade de calor liberada pelos combustíveis é muito importante para que sejamos capazes de comparar o valor energético de cada um deles. É a partir dessa comparação que podemos avaliar, por exemplo, se é mais vantajoso abastecer um automóvel com etanol ou gasolina. Na Tabela 1, são apresentadas as entalpias de combustão (ΔH_c) de alguns combustíveis.

Tabela 1: Entalpias de combustão (ΔH_c) dos combustíveis mais comuns.

Combustível	Fórmula molecular	ΔH_c (kJ/mol)
hidrogênio	H ₂	- 289
carbono (carvão)	C	- 393,5
metano	CH ₄	- 891
etino (acetileno, usado em maçarico)	C ₂ H ₂	- 1.301
etanol (álcool etílico)	C ₂ H ₆ O	- 1.367
propano (componente do gás de cozinha)	C ₃ H ₈	- 2.220
butano (componente do gás de cozinha)	C ₄ H ₁₀	- 2.878
octano (componente da gasolina)	C ₈ H ₁₈	- 5.471

Fonte: Jéssica Vicente



Decifrando a reação de combustão

Uma reação de combustão é aquela na qual:

- I. Há liberação de calor.
- II. Há diminuição de energia.
- III. A variação de entalpia é positiva.

Quais afirmativas estão corretas? Justifique suas respostas.

Anote suas respostas em seu caderno



O fogo é o resultado de um processo termoquímico muito exotérmico (reação de combustão), e é constituído por uma mistura de gases incandescentes que emitem energia sob a forma de luz e calor. Quer ver isso acontecendo? Então acesse o seguinte endereço na Internet: http://webeduc.mec.gov.br/portaldoprofessor/quimica/cd3/conteudo/recursos/6_video/video.html

Neste experimento, você verá como a chama “pula” rapidamente entre dois recipientes próximos.

Fonte imagem: <http://www.sxc.hu/photo/1208075> – Autor: TJ Nuckolls

Multimídia

Seção 2

Cálculo do calor liberado por um combustível

Imagine que você precise viajar e o carro que irá utilizar pode ser abastecido com até 50 litros de combustível. Com qual combustível conseguiríamos percorrer uma distância maior com a mesma quantidade: gasolina ou etanol? Ficou na dúvida? Então, acompanhe meu raciocínio.

Para começar, vamos considerar que a gasolina seja composta apenas de octano, C_8H_{18} , e que o veículo consuma cerca de 3.200 kJ por quilômetro percorrido!

Para sabermos qual combustível seria mais adequado para a viagem, precisaremos realizar os cálculos em etapas! Como os calores de combustão são mostrados em kJ/mol, temos de determinar a quantidade de matéria (número de mols - n) presentes no volume abastecido.

Inicialmente, vamos determinar a massa do etanol e do octano a partir de suas densidades (d), ou seja:

Etanol ($d = 790 \text{ g/L}$)

$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \therefore \text{massa} = \text{volume} \cdot d$$

$$\text{massa} = 50 \times 790$$

$$= 39.500\text{g ou } 39,5 \text{ kg}$$

Gasolina/octano ($d = 700 \text{ g/L}$)

$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \therefore \text{massa} = \text{volume} \cdot d$$

$$\text{massa} = 50 \times 700$$

$$= 35.000\text{g ou } 35 \text{ kg}$$

Sabendo que os valores de ΔH_c fornecidos são equivalentes a 1 mol da substância (kJ/mol), precisamos calcular agora os valores de ΔH_c equivalentes a massa que encontramos anteriormente. Ao conhecer as respectivas massas, facilmente calculamos o valor de η e o calor que cada combustível fornecerá.

Etanol (mol = 46 g/mol; $\Delta H_c = -1.367$ kJ/mol)	Gasolina/octano (mol = 114 g/mol; $\Delta H_c = -5.471$ kJ/mol)
$\eta = \frac{\text{massa}}{\text{mol}} = \frac{39.500\text{g}}{46\text{g/mol}} = 858,7 \text{ mol}$	$\eta = \frac{\text{massa}}{\text{mol}} = \frac{35.000\text{g}}{114\text{g/mol}} = 307,0 \text{ mol}$
$\Delta H_c = - 1.370 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times 858,7 \text{ mol}$	$\Delta H_c = -5.471 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times 307,0 \text{ mol}$
$= - 1,17 \cdot 10^6 \text{ kJ}$	$= - 1,68 \cdot 10^6 \text{ kJ}$

OBS: $1 \cdot 10^6 = 1.000.000$

Com os valores de ΔH_c calculados, percebemos que a gasolina apresentou o maior valor. Conseqüentemente, podemos afirmar que este será o combustível mais vantajoso, pois fornecerá uma maior autonomia.



Fonte da imagem: <http://www.sxc.hu/photo/1351705> – Autor: Goran Anicic

Você sabia que o poder calorífico pode influenciar na escolha de um combustível? Quer entender melhor como isso acontece? Então, acesse o link http://webeduc.mec.gov.br/portaldoprofessor/quimica/cd3/conteudo/recursos/22_animacao/eagora.htm

Nesse endereço, você encontrará uma simulação muito interessante sobre o assunto. Ajude o maquinista a fazer a melhor escolha!

Vamos ver outro exemplo? Caso fôssemos cozinhar, qual seria a quantidade necessária de propano, C_3H_8 , em gramas, para fornecer 250 kJ de calor (ΔH_c ou energia necessária para aquecer cerca de 1 litro de água de 20 a 80 °C)?

Ao dividirmos a energia necessária (-250 kJ) pela entalpia de combustão do propano fornecida pelo problema, podemos determinar o número de mols desse combustível:

$$\frac{-250 \text{ kJ}}{-2.220 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}} = 0,113 \text{ mol}$$

Perceba que essa fonte de energia está nos fornecendo calor por meio de uma reação de combustão. Como essas reações são exotérmicas, o valor da energia requerida (250 kJ) tem obrigatoriamente sinal negativo!

Tendo conhecimento da quantidade de matéria de propano (0,113 mols) consumida para cozinhar, e sendo a massa molecular do propano igual a 44 g/mol, podemos facilmente determinar a massa necessária para fornecer os 250 kJ de calor:

$$\eta = \frac{\text{massa}}{\text{mol}} \therefore \text{massa} = \eta \cdot \text{mol} = 0,113 \text{ mols} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4,97 \text{ g}$$

Logo, uma pequena quantidade de propano (4,97 g) é suficiente para a atividade proposta. Você já parou para pensar o quanto conseguimos cozinhar com um botijão de gás com 13 kg? Mas lembre-se que gás de cozinha é uma mistura (propano e butano, principalmente), e, caso fossemos refazer a conta, levando isso em consideração, precisaríamos saber a sua entalpia.

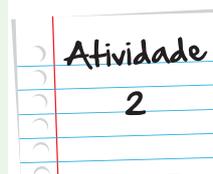
Vamos cozinhar? Mas com que gás?

Você decide acampar com um grupo de amigos, mas todos estão com pouco dinheiro para tal. A solução proposta foi um “racha” das despesas, onde cada um ficaria responsável por levar algo para ajudar na viagem.

Você ficou responsável por levar o combustível para a “galera” poder cozinhar. Por ter pouco dinheiro, você só tem condições de comprar botijões de acampamento que juntos contêm 3 kg de gás. Para a sua surpresa, o cliente pode escolher entre recipientes cheios de gás propano ou de gás butano. Para que não ocorra nenhum imprevisto de acabar o gás enquanto estiverem acampados, você deve escolher aquele que seja mais vantajoso. Lembre-se que o mais vantajoso será aquele que liberar a maior quantidade de energia. Qual você vai escolher? Demonstre os cálculos!

Dados - Massas moleculares: propano = 44 g/mol; butano = 58 g/mol

ΔH_c (kJ/mol): propano = - 2220; butano = - 2878.

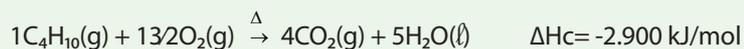


Anote suas respostas em seu caderno



No calor da combustão!

Um botijão de gás de cozinha, contendo apenas gás butano (C_4H_{10}), foi utilizado em um fogão durante algum tempo, apresentando uma diminuição de massa de 580 gramas. Sabendo-se que 1 mol desse gás equivale a 58 gramas e que:



qual foi a quantidade de calor produzida no fogão devido a sua combustão?



Combustíveis Alternativos

As primeiras formas de energia utilizadas pelo homem foram o esforço humano e esforço dos animais. Atualmente, nosso complexo estilo de vida só é possível pelo uso intensivo dos combustíveis fósseis. O gás natural, o petróleo e o carvão fornecem grande parte da energia necessária para movimentar as modernas máquinas usadas na indústria, no comércio e nas residências. Embora haja imensas reservas desses hidrocarbonetos ao redor do mundo, eles são recursos não renováveis, e um dia esgotarão. Além disso, não são bem distribuídos ao redor do mundo, acarretando impactos negativos nos países que precisam comprá-los sempre que há racionamento ou aumento de preços.

Vivemos numa época de transição, onde métodos alternativos e autossustentáveis de geração de energia são pesquisados e usados, como a energia eólica, solar e das marés. Além desses, combustíveis produzidos a partir de fontes renováveis têm uma participação cada vez maior, sendo o etanol e o biodiesel os mais promissores no Brasil.

O etanol (C_2H_6O) é produzido a partir da fermentação biológica dos açúcares presentes na cana-de-açúcar (Brasil), milho (Estados Unidos) ou beterraba (Europa). No Brasil, o percentual de etanol que é misturado à gasolina varia entre 18 e 25%. O átomo de oxigênio presente na molécula do etanol auxilia na combustão, reduzindo as emissões de dióxido de carbono (CO_2) e hidrocarbonetos.



Figura 3: A sacarose, açúcar presente na cana-de-açúcar, é facilmente quebrada pelas enzimas envolvidas no processo de produção de etanol e é um dos motivos de os produtores brasileiros produzirem a um custo menor do que a Europa e os Estados Unidos, que usam o álcool proveniente, respectivamente, do milho e da beterrada.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/354315> – Autor: Robert Lincolne

Já o biodiesel pode ser produzido a partir de uma infinidade de fontes de óleos e gorduras de origem vegetal ou animal, os quais não podem ser utilizados diretamente nos motores devido a diversos inconvenientes (alta viscosidade, formação de depósitos no motor, ressecamento das borrachas e dutos de combustível, entre outros). A principal forma de produção desse biocombustível é a partir da reação de transesterificação. Nesta reação, óleos e gorduras reagem com um álcool na presença de um catalisador, formando biodiesel e glicerina.

Apesar do etanol e do biodiesel produzirem dióxido de carbono, quando queimados, a quantidade de gás gerado por grama de biocombustível é menor do que os derivados de petróleo. Além disso, enquanto o Sol continuar a brilhar e tivermos terras férteis, sempre poderemos contar com a produção de suas fontes de origem.



Figura 4: Etapas envolvidas na produção de biodiesel.

Seção 3

A variação de entalpia nos fenômenos físicos

Embora não ocorra reação química nas mudanças de estado físico, elas também apresentam variações de entalpia. Esse efeito é facilmente observado, quando deixamos um cubo de gelo exposto ao sol. Em pouco tempo, o gelo passará do estado sólido para o líquido.



Figura 5: O orvalho é resultado de uma transformação física. Ele é formado quando a água do ar, que está na forma de vapor, entra em contato com superfícies frias. Efeito semelhante pode ser observado ao servirmos uma bebida bem gelada.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/1389401> – Autor: Mihai Tamasila; <http://www.sxc.hu/photo/971007> – Autor: Alessandro Paiva

Durante a mudança de estado físico de uma substância, é fornecido energia, principalmente na forma de calor, para que as partículas que a compõem possam superar a energia de atração entre elas, mudando sua conformação. Assim, as mudanças de estado em que as moléculas ficam mais afastadas no estado final, como a vaporização (líquido \rightarrow gás), requerem absorção de energia, e, por isso, são endotérmicas ($\Delta H > 0$). Já nas mudanças de fase que aumentam o contato entre as moléculas (diminuição da distância entre elas), como a solidificação (líquido \rightarrow sólido), ocorre liberação de energia, portanto, são exotérmicas ($\Delta H < 0$).

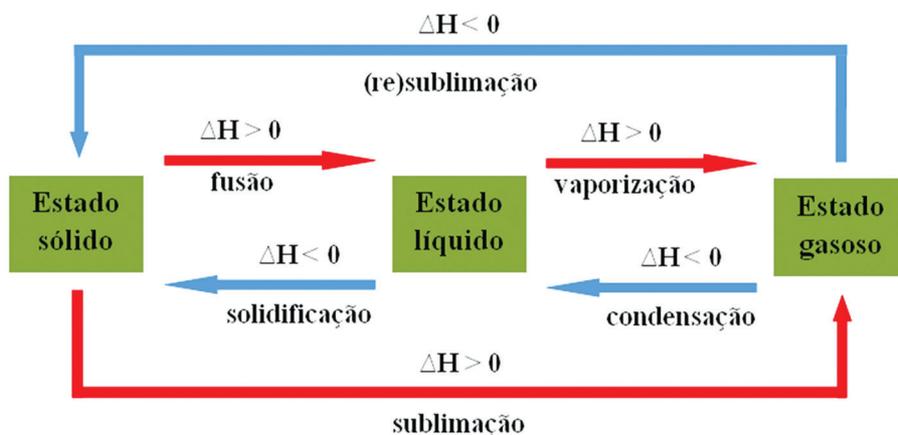


Figura 6: Esquema das mudanças de estado físico. As passagens entre os três estados (sólido, líquido e gasoso) e seus respectivos nomes e variações de entalpia.

Fonte: Jéssica Vicente

Agora, vamos analisar as reações de formação da água nos estados líquido e gasoso (g):



Observe que a variação de entalpia na formação da água líquida ($\Delta H = -286 \text{ kJ/mol}$) é maior do que no estado gasoso ($\Delta H = -242 \text{ kJ/mol}$). Essa diferença ($\Delta H = +44 \text{ kJ/mol}$) é equivalente à energia necessária para a vaporização da água. Ou seja, quanto mais compacta a forma física de uma substância, maior será a sua energia. No caso, a água no estado líquido apresenta suas moléculas mais próximas umas das outras do que no estado de vapor.

Fenômeno físico	Entalpia (kJ/mol)
fusão	+ 7
solidificação	- 7
vaporização	+ 44
condensação	- 44
sublimação	+51
(re)sublimação	- 51

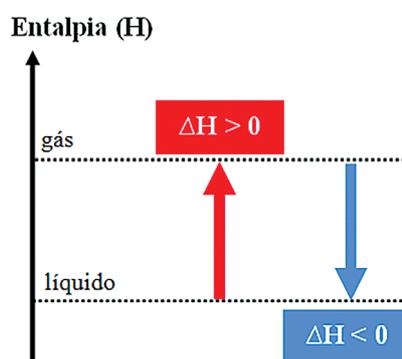


Figura 7: A mudança de estado físico da água altera o seu conteúdo energético (entalpia), acarretando uma alteração no ΔH do processo. Note que a variação de entalpia entre os estados é a mesma, independente do estado inicial (seta vermelha e seta azul), apenas variando o sinal do valor de ΔH em uma mesma temperatura. O mesmo efeito é observado em qualquer mudança de estado físico. É o que mostra a tabela..

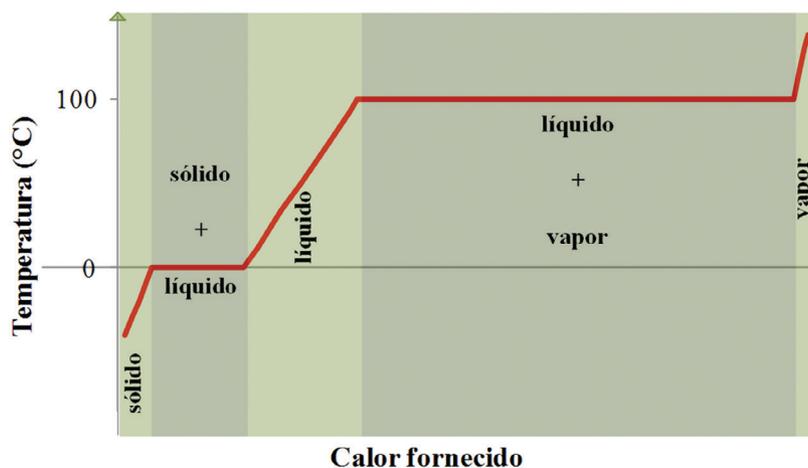
Fonte: Jéssica Vicente

Saiba Mais

Curvas de aquecimento e de resfriamento

A energia necessária para uma substância mudar de estado a uma determinada temperatura é igual aos calores envolvidos no aquecimento/resfriamento e na mudança de estado físico. Uma forma prática de observarmos esse fenômeno é com o auxílio das curvas de aquecimento e de resfriamento que mostram a variação da temperatura de uma amostra à pressão constante.

Para entender melhor, vamos usar como exemplo o que ocorre ao aquecermos um bloco de gelo. Observe a curva de aquecimento da água mostrada a seguir:



Fonte: Jéssica Vicente

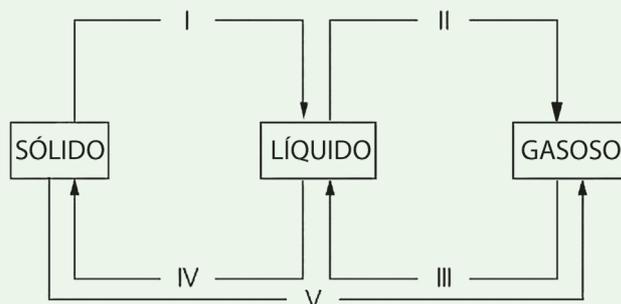
A partir da análise do gráfico, podemos perceber que:

- a temperatura do bloco de gelo aumenta até atingir a temperatura de 0 °C, isto é, a temperatura ou ponto de fusão da água;
- a partir desse instante, toda a energia adicionada é usada para vencer as forças atrativas entre as moléculas. Por isso, durante algum tempo, a temperatura permanece constante até que todo o gelo tenha sido derretido;
- somente após o término da fusão é que a temperatura volta a subir continuamente até atingir a temperatura de 100 °C, ou seja, o ponto ou temperatura de ebulição;
- nesse momento, as moléculas de água começam a absorver energia suficiente para escaparem para o estado de vapor. Assim, a temperatura permanece constante, a 100 °C, até que todo o líquido seja transformado em vapor;
- depois que toda a amostra evapora e o aquecimento da amostra continua, sua temperatura novamente volta a subir.

Caso seja realizado o processo inverso, ou seja, o resfriamento do vapor, ocorrerá o processo inverso (condensação → solidificação) e a curva passará a ser chamada curva de resfriamento.

As várias faces da mesma matéria

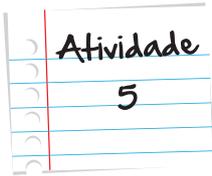
O esquema a seguir é referente a alterações do estado físico de uma certa substância. Determine o nome de cada mudança de estado físico (I, II, III, IV e V) e indique quais processos são endotérmicos.



Anote suas respostas em seu caderno

Atividade

4



A relação entre a transferência de calor e os estados da matéria

Acerca das mudanças de estado de agregação das moléculas de determinada matéria, considere as afirmações a seguir:

I. Solidificação é a passagem de um material do estado líquido para o estado sólido. O processo ocorre quando o material é resfriado, caracterizando um fenômeno endotérmico.

II. Considere a mudança de estado: cânfora (sólida) → cânfora (gasosa). Essa mudança de estado é um fenômeno endotérmico.

III. A mudança do estado gasoso para o estado líquido ocorre com liberação de calor.

Está(ão) correta(s):

- a) Somente as afirmativas II e III.
- b) Somente a afirmativa III.
- c) As afirmativas I, II e III.
- d) Somente a afirmativa I.
- e) Somente a afirmativa II.

Anote suas respostas em seu caderno



Entre na Internet e acesse o endereço <http://www.youtube.com/watch?v=4LxJ8v8X6xs&feature=related>. Lá você encontrará uma excelente animação de como se comportam as moléculas nos diferentes estados físicos da matéria.

Saiba Mais

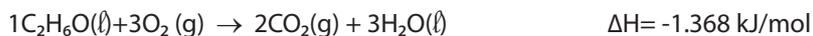
Seção 4

A entalpia das reações químicas. Aplicação prática da lei de Hess

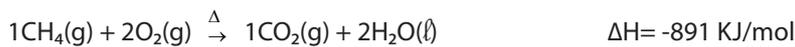
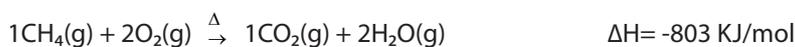
Vimos nas seções anteriores que ocorrem variações de entalpia nas mudanças de estado físico e nas reações de combustão. Essas variações existem devido à diferença entre as energias associadas aos produtos e aos reagentes.

Porém, não só apenas as reações de combustão são acompanhadas por mudanças de entalpia. Como veremos a seguir, em todas as reações químicas são observadas variações na entalpia. A análise dessas variações é útil em várias áreas de estudo, como na escolha do melhor combustível e na determinação do calor envolvido em uma reação hipotética a partir de reações conhecidas, entre outras aplicações.

Assim, como nas mudanças de estado físico, a variação de entalpia envolvida em uma reação química é igual para as reações direta e inversa, mas com seus sinais de entalpia contrários. Ou seja, se na reação direta o valor de entalpia for negativo, a reação inversa terá o mesmo valor, só que positivo. Vejamos o exemplo a seguir:



Os valores de ΔH , envolvidos nas reações químicas, dependem dos estados físicos do início e no final da reação e, portanto, é necessário conhecermos também o estado físico de cada substância. No caso da combustão do metano (CH_4), por exemplo, podemos escrever as seguintes reações:



Observe que a entalpia da segunda reação é maior do que a primeira. É o mesmo fenômeno descrito na geração de água a partir da combustão do gás hidrogênio (veja a primeira seção desta aula). Isto ocorre porque, além da energia liberada na combustão do metano, o sistema libera energia para as vizinhanças para que ocorra a condensação da água, o que exige a liberação de mais energia, como esquematizado na **Figura 8**.

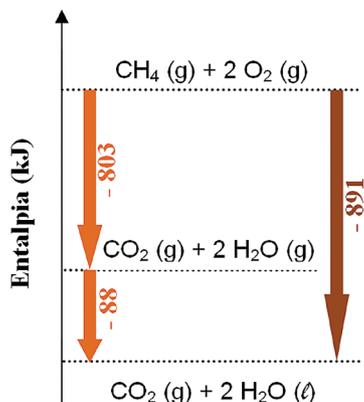


Figura 8: Diagrama da entalpia para a combustão do metano.

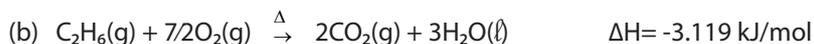
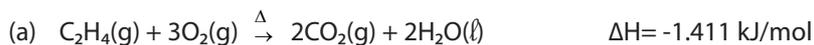
Como a entalpia de vapor da água é 44 kJ/mol maior do que a da água líquida (veja a tabela da **Figura 7**), o sistema libera para as vizinhanças 88 kJ na forma de calor.

Uma consequência direta da observação feita é que podemos considerar qualquer transformação química como o resultado de uma sequência de reações químicas, acompanhadas ou não de mudanças de estado. O valor de ΔH para o processo global será a soma de todas as variações de entalpia que ocorrem ao longo do processo. Esta afirmação é denominada Lei de Hess.

Vamos ver outro exemplo da aplicação dessa lei? Um dos plásticos muito utilizados atualmente é o polietileno. O etileno (C_2H_4), utilizado na sua produção, é obtido principalmente a partir da desidrogenação do etano (C_2H_6), como mostrado a seguir:



Vamos determinar o calor da reação acima a partir de três reações das quais conhecemos os valores de ΔH :

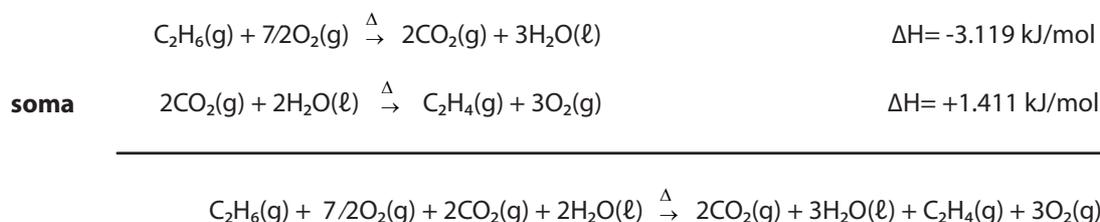


Vamos resolver? Como não temos como obter o calor envolvido na desidrogenação do etano, utilizando as entalpias de combustão da forma que as reações (a), (b) e (c) estejam escritas, a solução do exemplo precisa ser feita em etapas:

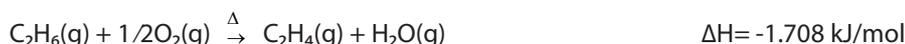
Etapa 1: Como o etano é o reagente da reação de desidrogenação, selecionamos a equação (b) onde ele também é o reagente;

Etapa 2: O eteno (ou etileno) é o produto da reação de desidrogenação, certo? Dentre as reações nas quais se conhece a entalpia, apenas a equação (a) é a que apresenta essa substância. No entanto, precisamos invertê-la para que o eteno seja o produto, assim como na reação de desidrogenação. Se vamos invertê-la, o sinal do valor do ΔH_c também será invertido;

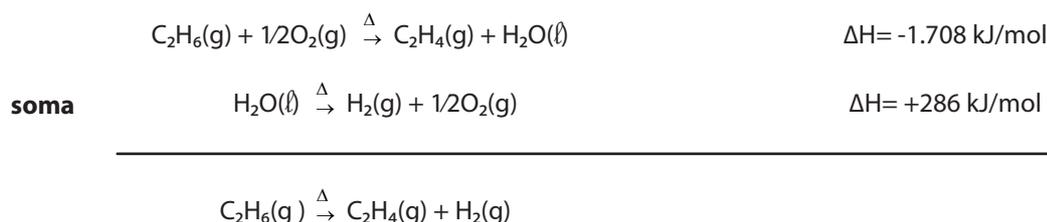
Etapa 3: Somar as duas equações formadas nas etapas anteriores, simplificando quando possível:



Observe que o gás carbônico (CO_2) não está presente na reação de combustão do etano. Isso se deve ao fato de o CO_2 apresentar 2 mols no produto da primeira reação e 2 mols no reagente da segunda reação utilizada. Como consequência, ao somarmos essas duas reações, podemos cancelar o gás carbônico presente em quantidades iguais em ambos os lados da reação, de forma que eles não apareçam na reação final. Já no caso da água (H_2O), como no produto da reação final há 1 mol de água a mais do que no reagente, restará após a simplificação 1 mol no produto da reação final. Ou seja,



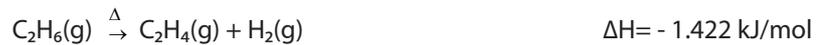
Etapa 4: Veja que a reação obtida da soma acima ainda não é igual à reação de desidrogenação do etano que queremos, não é verdade? Para chegarmos a ela, é necessário cancelar o reagente O_2 e adicionar o produto H_2 . Sendo assim, é necessário o uso da equação (c) invertida. E novamente vamos somá-las e simplificar o que for possível.



Após essas etapas, é possível utilizar as equações (a), (b) e (c) para fornecer a entalpia de formação do eteno a partir do etano. Basta somarmos os com os sinais utilizados para chegarmos à equação desejada.



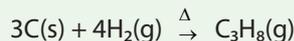
soma



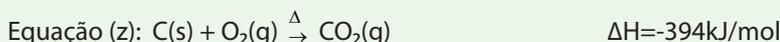
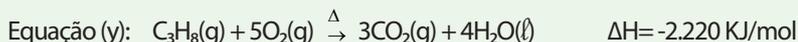
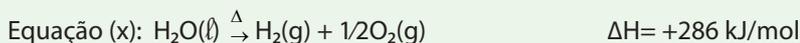
Achou difícil? Então que tal uma atividade para testar se você aprendeu? Não deixe de realizar a atividade, pois essa é a melhor maneira de tirar suas dúvidas!

Calculando a entalpia de um processo global

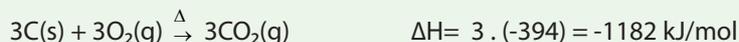
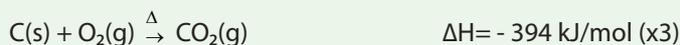
Agora que você acompanhou como calcular a entalpia de uma reação química a partir da entalpia de outras reações, é a sua vez de tentar sozinho. Calcule a entalpia envolvida na síntese do propano (C_3H_8), gás normalmente encontrado em botijões de acampamento.



Dados:



Dica: Algumas reações precisarão ser multiplicadas por fatores para que as simplificações possam ocorrer. Com isso, as entalpias das reações são multiplicadas também, já que nesse módulo trabalhamos com a unidade kJ/mol. Veja o exemplo abaixo:



A entalpia da equação (c) é para a combustão de 1 mol de carbono. Para 3 mols, temos de multiplicar o valor da entalpia da reação por 3, como mostrado acima.

Anote suas
respostas em
seu caderno

Atividade

6

Estudamos nesta unidade que a energia necessária para realização das transformações que nos cercam, inclusive aquelas que ocorrem dentro de nós, vem, em última instância, das diversas reações químicas. Na unidade anterior, vimos também que certas reações químicas, vitais para o funcionamento do nosso organismo, são muito lentas e, por isso, se faz necessária a participação de catalisadores para acelerar o processo. Mas será que os catalisadores são os únicos elementos capazes de afetar a velocidade de uma reação química? Posso adiantar para você que não. Mas isso é assunto para a nossa próxima unidade. Não perca!

Resumo

- A reação de combustão acontece entre um combustível e o gás oxigênio. A variação de entalpia deste tipo de reação é chamada de entalpia ou calor de combustão (ΔH_c).
- Quando o combustível da reação é formado por carbono e hidrogênio, os produtos serão sempre gás carbônico e água.
- Para determinar a vantagem de usar um combustível em detrimento de outro, é preciso conhecer sua entalpia de combustão, ou seja, o calor que o combustível fornece ao reagir com o comburente.
- Nas mudanças de estado físico da matéria, não ocorrem reações químicas, mas temos variações de entalpia, pois é preciso fornecer ou retirar calor para que a transformação ocorra.
- Para que as moléculas de determinada substância afastem-se, é preciso absorção de energia; portanto, são mudanças de estado consideradas endotérmicas. São elas: fusão (sólido \rightarrow líquido), vaporização (líquido \rightarrow gasoso) e sublimação (sólido \rightarrow gasoso).
- Para que as moléculas de determinada substância aproximem-se, é necessário que haja liberação de energia; portanto, são mudanças de estado consideradas exotérmicas. São elas: solidificação (líquido \rightarrow sólido), condensação (gasoso \rightarrow líquido) e resublimação (gasoso \rightarrow sólido).
- A lei de Hess diz que o valor de ΔH de uma transformação química é o resultado da soma das variações de entalpia de cada uma das reações que ocorrem ao longo de todo o processo. Essa variação também dependerá dos estados físicos iniciais e finais das substâncias que fazem parte do processo.

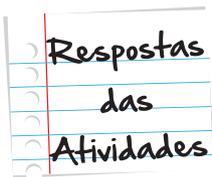
Veja ainda

Quer aprender os conceitos de nossa aula de uma forma diferente e divertida? Que tal um jogo virtual? Acesse o link http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_termotrilha.htm e divirta-se!

Referências

- Atkins, P.; Jones, L.. **Princípios de química**. 3ª edição; Bookman, 2007. 968p.
- Brescia, F.; Arents, J.; Meislich, H.; Turk, A. **General Chemistry**. Harcourt Brace Jovanovich International Edition; Fifth edition; 1988.

- Kotz, J. C.; Purcell, K. F. **Chemistry & Chemical reactivity**. Saunders College Publishing; Orlando – Florida; Second edition; 1991.
- Kotz, J. C.; Wood, J.L.; Joesten, M.D.; Moore, J.W. **The chemical world: Concepts and applications**; Saunders College Publishing; Orlando – Florida; 1994. 954p.
- Peruzzo, F. M.; Canto, E. L.. **Química 2: Química na abordagem do cotidiano**; volume 2; 5ª edição; São Paulo: Moderna, 2009. 488p.
- Urbesco, J.; Salvador, E. **Conecte Química – Físico-química**. volume 2; 1ª edição; São Paulo: Saraiva, 2011. 461p.
- Urbesco, J.; Salvador, E. **Química – Físico-química**. volume 2; 10ª edição; São Paulo: Saraiva, 2005. 512p.



Atividade 1

- I. Correta. Toda reação de combustão é exotérmica.
- II. Correta. O calor liberado para as vizinhanças acarreta na diminuição da energia do sistema.
- III. Errada. Toda reação de combustão possui $\Delta H < 0$.

Atividade 2

Propano	Butano
$\Delta H = - 2.220 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44\text{g}} = - 50,5 \text{ kJ/g}$	$\Delta H = - 2.878 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{58\text{g}} = - 49,6 \text{ kJ/g}$
$\Delta H = - 50,5 \frac{\text{kJ}}{\text{g}} \cdot \frac{1.000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = - 50.500 \text{ kJ/kg}$	$\Delta H = - 49,6 \frac{\text{kJ}}{\text{g}} \cdot \frac{1.000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = - 49.600 \text{ kJ/kg}$
$\Delta H = - 50.500 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \cdot 3 \text{ kg} = - 151,500 \text{ kJ}$	$\Delta H = - 49.600 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \cdot 3 \text{ kg} = - 148,800 \text{ kJ}$

O melhor combustível a ser comprado é o gás propano.

Observações:

- O valor encontrado no primeiro cálculo é multiplicado por 1.000g/1Kg, apenas para que haja a conversão de unidade.
- Ao encontrarmos o valor de ΔH em kJ/kg, estamos calculando apenas o valor da variação de entalpia equivalente a 1 kg de substância. Como será adquirido 3 kg de um dos gases, é necessário multiplicar esse valor em kJ/kg por 3 (três), ou seja, pela quantidade de gás a ser adquirido.

Atividade 6

Começamos por utilizar a reação (z), já que o carbono (C) é a primeira substância que está representada na reação de síntese do propano ($3\text{C}(\text{s}) + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$).

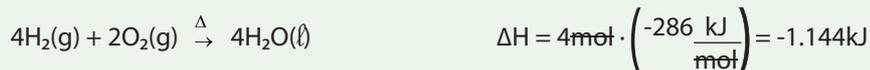
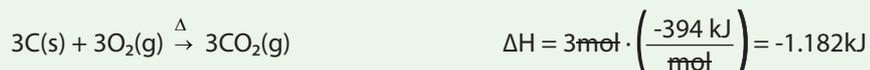
Como esta equação possui 3 mol de carbono, precisamos multiplicar a reação (z) por 3 (três). Note que o valor do calor de combustão do carbono (ΔH_c) também foi multiplicado por 3, de forma a convertê-lo (de kJ/mol para kJ).



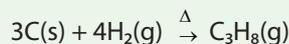
O gás carbônico (CO_2) não está presente na equação de síntese do propano. Para que o mesmo não esteja mais presente ao somarmos as equações, invertemos a equação (y), assim como o seu sinal de ΔH_c . Perceba que, quando formos fazer a simplificação, poderemos assim eliminar os 3 mols de CO_2 nas equações (z) e (y).



Finalmente, ao adicionarmos a equação (x), resolvemos o sistema. No entanto, para que isso fosse possível, esta foi multiplicada por 4 (quatro). O mesmo procedimento foi realizado com seu ΔH_c . Ao somarmos o sistema, teremos como resultado a equação de síntese do propano, assim como seu valor de ΔH_c



soma



$$\Delta\text{H} = -1.182 + 2.220 - 1.144 = -106 \text{ kJ}$$

O que perguntam por aí?

Questão 1 (UERJ 2011)

O hidrogênio (H_2) vem sendo considerado um possível substituto dos combustíveis altamente poluentes de origem fóssil, como o dodecano ($C_{12}H_{26}$), utilizado na aviação.

Sabe-se que, sob condições-padrão, as entalpias de combustão do dodecano e do hidrogênio molecular são respectivamente iguais a - 7500 e - 280 kJ/mol.

Dadas as massa atômicas (u) $H=1$ e $C=12$, a massa de hidrogênio (em gramas) necessária para gerar a mesma quantidade de energia que a gerada por 1 g de dodecano equivale a:

- (A) 0,157
- (B) 0,315
- (C) 0,471
- (D) 0,630

Comentários:

Inicialmente, calcula-se a massa molar dos dois combustíveis: Dodecano ($C_{12}H_{26}$): $(12 \cdot 12) + (1 \cdot 26) = 170$ g

Hidrogênio (H_2): $1 \cdot 2 = 2$ g

Sabe-se que 1 mol de moléculas de dodecano libera 7500 kJ; logo, a energia liberada por 1 g desse composto será:

$$170 \text{ g} \text{ --- } - 7500 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ g} \text{ --- } x$$

$$y = \frac{1 \text{ g} \cdot (-7500 \text{ kJ})}{(170 \text{ g})} = - 44,12 \text{ kJ}$$

Sabe-se também que 1 mol de moléculas de hidrogênio libera 280 kJ. Assim, a massa de hidrogênio para liberar 44,12 kJ será:

$$2 \text{ g} \text{ --- } - 280 \text{ kJ}$$

$$y \text{ g} \text{ --- } - 44,12 \text{ kJ}$$

$$y = \frac{(-44,12 \text{ kJ}) \cdot 2 \text{ g}}{(-280 \text{ kJ})} = 0,315 \text{ g}$$

Portanto, a massa de hidrogênio que gera a mesma energia que 1 g de dodecano é igual a 0,315 g.

Resposta: B

Questão 2 (ENEM 2009)

Vários combustíveis alternativos estão sendo procurados para reduzir a demanda por combustíveis fósseis, cuja queima prejudica o meio ambiente devido à produção de dióxido de carbono (CO_2). Três dos mais promissores combustíveis alternativos são o hidrogênio (H_2), o etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) e o metano (CH_4). A queima de 1 mol de cada um desses combustíveis libera uma determinada quantidade de calor, que está apresentada na tabela a seguir.

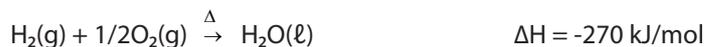
Combustível	Massa molar (g/mol)	Calor liberado na queima (kJ/mol)
H_2	2	270
CH_4	16	900
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	46	1350

Considere que foram queimadas massas independentes desses três combustíveis, de forma tal que, em cada queima, foram liberados 5.400 kJ. O combustível mais econômico, ou seja, o que teve a menor massa consumida, será:

- (A) o etanol, que teve apenas 46 g de massa consumida.
- (B) o hidrogênio, que teve apenas 40 g de massa consumida.
- (C) o hidrogênio, que teve apenas 20 g de massa consumida.
- (D) o etanol, que teve apenas 96 g de massa consumida.
- (E) o hidrogênio, que teve apenas 2 g de massa consumida.

Comentários:

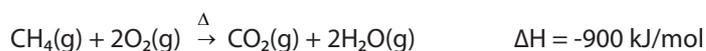
Atenção ao texto da questão: O combustível mais econômico, ou seja, o que teve a menor massa consumida, e o combustível mais poluente, que é aquele que produziu a maior massa de dióxido de carbono.

COMBUSTÍVEL MAIS ECONÔMICO

$$2 \text{ g (1 mol)} \quad \text{---} \quad -270 \text{ kJ}$$

$$x \quad \text{---} \quad -5400 \text{ kJ}$$

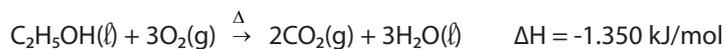
$$y = \frac{(-5400 \text{ kJ}) \cdot 2 \text{ g}}{(-270 \text{ kJ})} = 40 \text{ g de H}_2$$



$$16 \text{ g (1 mol)} \quad \text{---} \quad -900 \text{ kJ}$$

$$y \quad \text{---} \quad -5400 \text{ kJ}$$

$$y = \frac{(-5400 \text{ kJ}) \cdot 16 \text{ g}}{(-900 \text{ kJ})} = 96 \text{ g de CH}_4$$



$$46 \text{ g (1 mol)} \quad \text{---} \quad -1350 \text{ kJ}$$

$$z \quad \text{---} \quad -5400 \text{ kJ}$$

$$y = \frac{(-5400 \text{ kJ}) \cdot 46 \text{ g}}{(-1.350 \text{ kJ})} = 184 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

Então, o hidrogênio é o mais econômico, pois com uma quantidade menor ele fornece a mesma energia que os outros dois.

Resposta: B

Questão 3 (FUVEST)

O naftaleno, comercialmente conhecido como naftalina, empregado para evitar baratas em roupas, funde em temperaturas superiores a 80°C . Sabe-se que bolinhas de naftalina, à temperatura ambiente, têm suas massas constantemente diminuídas, terminando por desaparecer sem deixar resíduo. Esta observação pode ser explicada pelo fenômeno da:

- a) fusão
- b) sublimação
- c) solidificação
- d) liquefação
- e) ebulição

Comentários:

Observamos a diminuição da massa da naftalina porque ela muda do estado sólido para o estado gasoso, processo físico conhecido como sublimação.

Resposta: B

Atividade extra

Exercício 1 - Cecierj - 2013

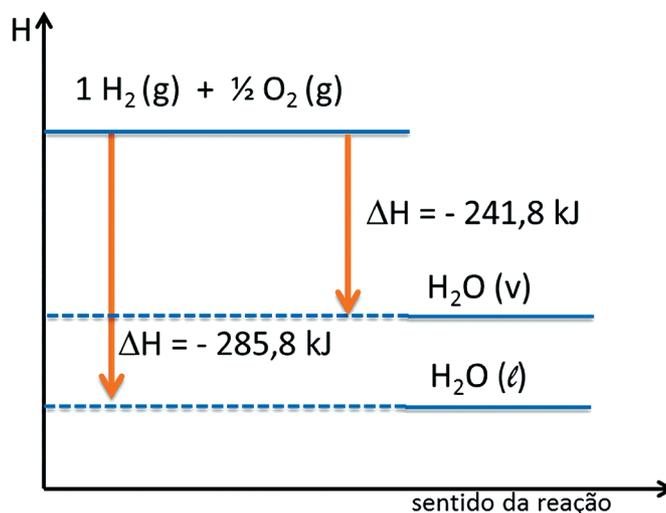
Um dos componentes do GLP (gás liquefeito do petróleo) é o propano (C_3H_8). A sua combustão pode ser representada pela seguinte equação química:



Qual será a quantidade de calor liberada quando 3 mols de propano forem queimados?

Exercício 2 - Cecierj - 2013

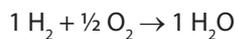
O diagrama a seguir mostra a síntese (formação) da água:



Fonte: Andrea Borges

Sobre ele, responda as questões a seguir:

a. A equação química da formação da água pode ser escrita da seguinte forma:

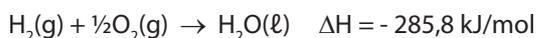


Por que os valores de variação de entalpia, representados no diagrama, são diferentes?

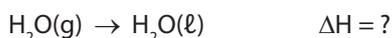
b. Escreva a equação termoquímica de decomposição da água no estado líquido.

Exercício 3 – Cecierj – 2013

Considere as seguintes equações termoquímicas:

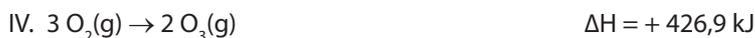
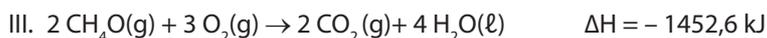


A partir delas, calcule a variação de entalpia na transformação da água de estado gasoso para estado líquido.



Exercício 4 – Adaptado de UFRJ – 2009

Dadas as seguintes equações:

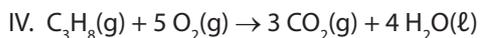
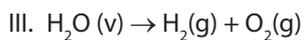
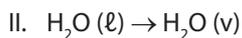
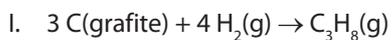


Em relação ao calor envolvido nos processos citados, pode-se concluir que as reações exotérmicas são:

- a. I e II.
- b. I e III.
- c. II e IV.
- d. III e IV.

Exercício 5 – Cecierj – 2013

Dadas as seguintes equações:



Qual das reações corresponde a uma reação de combustão?

- a. I
- b. II
- c. III
- d. IV

Exercício 6 – Cecierj – 2013

Considere a reação de combustão de 2 g de gás hidrogênio, a 25 °C e 1 atm, com liberação de 289 kJ de energia

Qual a massa de gás hidrogênio, em gramas, que deve ser utilizada para se obter 2890 kJ de calor?

- a. 40.
- b. 20.
- c. 10.
- d. 2.

Exercício 7 – Adaptado de ENEM - 2010

Em relação à tecnologia de combustíveis alternativos, muitos especialistas em energia acreditam que os alcoóis vão crescer ainda mais em importância em um futuro próximo, destacando-se o metano e o etanol. Algumas das propriedades físicas desses combustíveis são mostradas no quadro a seguir:

Álcool	Densidade a 25°C (g/L)	Calor de combustão (kJ/mol)
Metanol (CH ₃ OH)	790	-726,0
Etanol (CH ₃ CH ₂ OH)	790	-1367,0

BAIRD, C. Química Ambiental, São Paulo: Artmed, 1995 (adaptado).

Considerando que o custo de produção de ambos os alcoóis seja o mesmo. Efetue o cálculo do valor liberado por um litro de combustível e indique, de acordo com os dados fornecidos, qual é o mais vantajoso para se utilizar:

Dados: Massas molares: metanol = 32 g/mol e etanol = 46 g/mol

Exercício 8 – Adaptado de UFRJ – 2008

Considere os processos a seguir:

- I. Queima do carvão.
- II. Fusão do gelo.
- III. Combustão da madeira.
- IV. Funcionamento de um motor de explosão.

Qual destes processos é endotérmico?

- a. O primeiro
- b. O segundo
- c. O terceiro
- d. O quarto

Gabarito

Exercício 1 – Cecierj – 2013

São produzidos 2044 kJ/mol de propano, ou seja, para cada 1 mol de propano queimado.

Para a queima de 3 mols, serão produzidos:

$$3 \times 2044 \text{ kJ} = 6132 \text{ kJ}$$

Exercício 2 – Cecierj – 2013

a. Porque a água é formada em estados físicos diferentes que possuem entalpias diferentes.

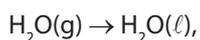
b. A reação de decomposição da água é a reação inversa da reação de formação da água. Sendo assim, o valor de ΔH deve ter o seu sinal invertido:



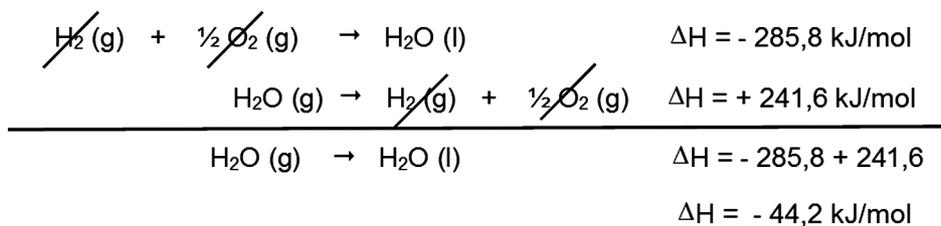
Preste atenção que o valor de ΔH teve o seu sinal trocado: se a reação é exotérmica em um sentido (ΔH negativo), o sentido inverso será endotérmico (ΔH positivo).

Exercício 3 – Cecierj – 2013

Para você determinar o valor de ΔH para a reação abaixo:



você deve somar as seguintes equações químicas:



Repare que a segunda equação química teve que ser invertida para que a $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ fique do lado dos reagentes (o sinal de ΔH também foi trocado).

Exercício 4 – Adaptado de UFRJ – 2009

- A** **B** **C** **D**

Exercício 5 – Cecierj – 2013

- A** **B** **C** **D**

Exercício 6 – Cecierj – 2013

- A** **B** **C** **D**

Exercício 7 – Adaptado de ENEM – 2010

Energia liberada por litro de metanol: 32g (1 mol metanol) ----- 726 kJ

790 g ----- ΔE metanol

$$\Delta E \text{ metanol} = 790 \times 426 / 32$$

$$\Delta E \text{ metanol} = 17.923 \text{ kJ}$$

Energia liberada por litro de etanol: 46 g (1 mol etanol) ----- 1367 kJ

790 g ----- ΔE etanol

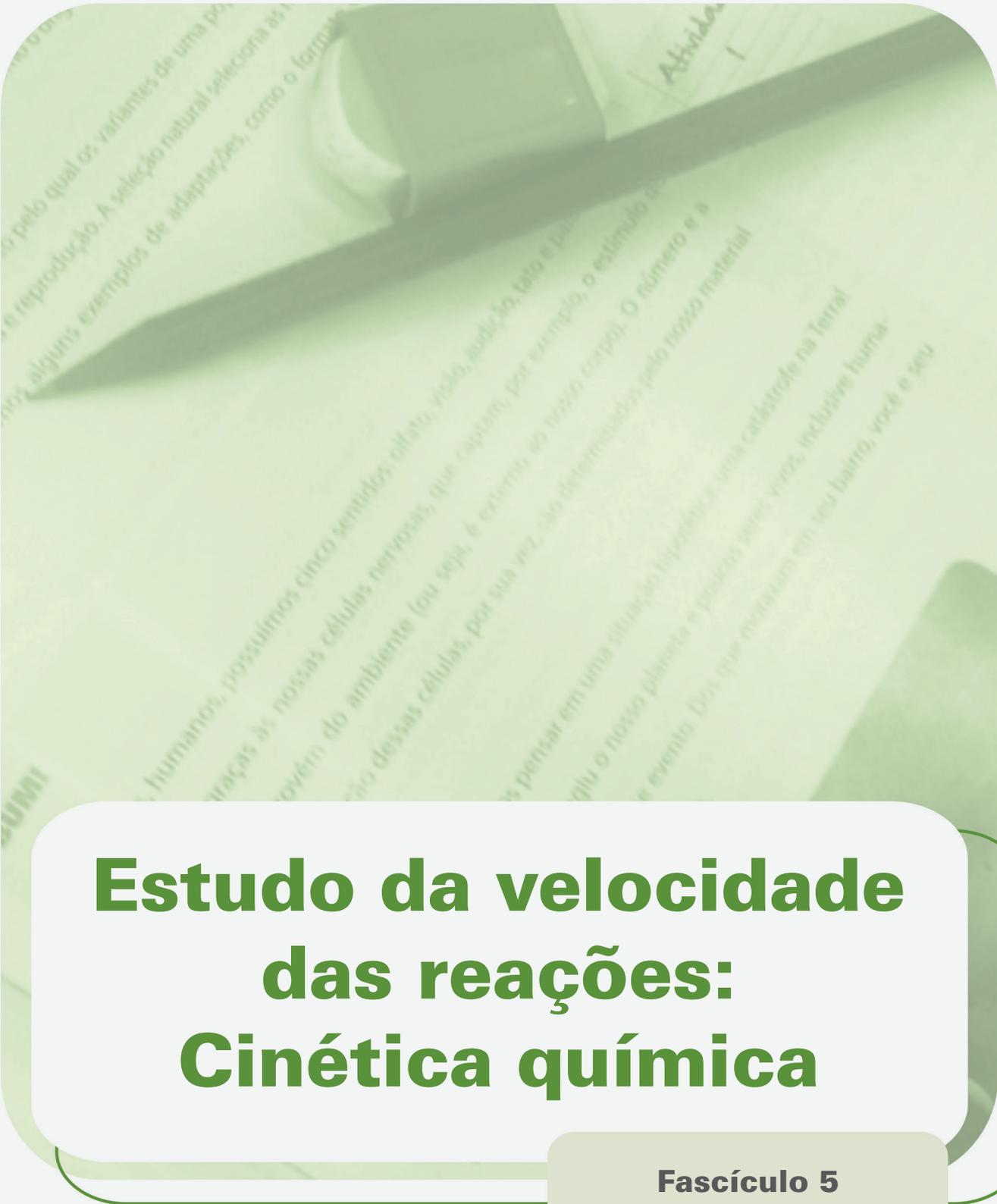
$$\Delta E \text{ etanol} = 1367 \times 790 / 46$$

$$\Delta E \text{ etanol} = 23476 \text{ kJ}$$

É mais vantajoso utilizar o etanol ($\Delta E = 17923 \text{ kJ}$) e não o metanol ($\Delta E = 23476 \text{ kJ}$), pois a sua combustão libera maior quantidade de energia.

Exercício 8 – Adaptado de UFRJ – 2008

- A** **B** **C** **D**



Estudo da velocidade das reações: Cinética química

**Fascículo 5
Unidade 13**

Estudo da velocidade das reações: Cinética Química

Para início de conversa...

Você alguma vez já parou para reparar na forma com que mastiga os alimentos? Não? Então vamos conversar a esse respeito.

A mastigação adequada, por si só, traz grandes benefícios à digestão, uma vez que a correta trituração dos alimentos, feita pelos dentes, é capaz de reduzi-los em pedaços menores, o que aumenta a capacidade de ação das enzimas presentes na saliva.

Deste modo, a adequada mastigação (trituração adequada dos alimentos) é uma boa medida para facilitar a digestão, tornando-a mais rápida e eficiente.



Figura 1: O processo digestivo inicia-se na boca. Por isso, é importante ficar atento à forma como você ingere os alimentos. Coma com calma e mastigue bem suas refeições.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/1088098> - Autor: Sergio Catala

Grande parte dos problemas digestivos podem ter origem na mastigação insuficiente. Engolir os alimentos em pedaços grandes torna a digestão mais lenta, porque, entre outras coisas, as enzimas terão maior dificuldade para agir sobre eles. É assim que aparecem transtornos, como azia, má digestão, sonolência após a refeição etc.

Você deve estar se perguntando por que estamos falando sobre mastigação e digestão em uma aula de química, não é mesmo? O fato é que a digestão é um bom exemplo de que as reações químicas podem ocorrer com velocidades diferentes.

Nesta unidade, abordaremos a Cinética Química, que é a área da Ciência que estuda a rapidez com que ocorrem as reações e quais fatores podem alterá-la.

Objetivos de aprendizagem

- Calcular a velocidade média de uma reação.
- Avaliar a influência de diferentes fatores, como temperatura, concentração, superfície de contato e outros, sobre a velocidade de uma reação química.

Seção 1

A rapidez das reações químicas

As reações químicas ocorrem o tempo todo no nosso dia a dia, seja em nosso próprio corpo, como a digestão e a respiração, ou em outros eventos que ocorrem ao nosso redor, como no caso da formação de ferrugem e da queima de combustíveis.

Assim como esses exemplos, podemos encontrar uma infinidade de reações químicas presentes em nosso cotidiano que se processam com velocidades diferentes e, por isso, é fundamental o estudo da rapidez com que essas transformações acontecem.

Reações rápidas

Uma reação química é considerada rápida quando apresenta grande consumo de seus reagentes em um curto intervalo de tempo e, conseqüentemente, uma rápida formação de produtos.

Muitas vezes, é importante que uma reação química seja rápida como, por exemplo, no momento da batida de um carro. Para esse evento, é fundamental que o **airbag** seja acionado instantaneamente.

Airbag

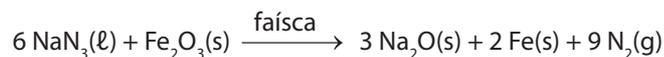
Palavra de origem inglesa que poderia ser traduzida para o Português como "bolsa de ar". Na verdade, é uma bolsa plástica que fica localizada dentro do volante do motorista (no caso do passageiro da frente, fica acima do porta-luvas), que infla rapidamente num acidente de carro



Figura 2: Os *airbags* são inflados em apenas 4 centésimos de segundo, após a colisão do automóvel, protegendo assim o motorista e o passageiro de lesões mais graves.

Fonte: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Airbag1.jpg> – Autor: DaimlerChrysler AG; <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Airbag2.jpg> – Autor: DaimlerChrysler AG; <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Airbag3.jpg> – Autor: DaimlerChrysler AG

Mas como é possível que o *airbag* seja inflado no momento da colisão? É que dentro do *airbag* existe um dispositivo que produz uma faísca necessária para que ocorra a seguinte reação:



A reação produz uma grande quantidade de gás nitrogênio (N_2), fazendo com que a bolsa plástica aumente rapidamente de volume, criando um anteparo macio para o motorista e/ou para os passageiros, prevenindo assim, lesões graves na cabeça e no tórax.

Reações lentas

As reações lentas são aquelas em que, como o nome sugere, os reagentes se combinam lentamente e ocorrem em longos períodos de tempo.

Um dos mais sérios problemas ambientais, o crescimento do volume de lixo doméstico, é causado pela lenta reação de degradação de alguns materiais encontrados no lixo.

Tabela 1: Tempo de degradação de alguns materiais encontrados no lixo dos grandes centros urbanos.

Material	Tempo de degradação
Pano	6 a 12 meses
Plástico	50 a 450 anos
Metais	200 anos
Papel	3 a 6 meses
Vidro	400 000 anos
Madeira pintada	15 anos
Filtro de cigarro	5 anos

Quantidade de substâncias x tempo de reação

Antes que uma reação química tenha início, a quantidade de reagentes é máxima e a quantidade de produtos é zero. À medida que a reação se desenvolve, os reagentes vão sendo consumidos e, portanto, a quantidade de reagentes vai diminuindo até se tornar mínima (ou eventualmente zero). Ao mesmo tempo, os produtos vão sendo formados. Logo, a quantidade de produtos, que no início é baixa, começa a aumentar, até que no final da reação, torna-se máxima.

A Figura 3 expressa esse processo em um gráfico da concentração em quantidade de matéria (mol/L) de reagentes e produtos, em função do tempo. Assim, obtemos as seguintes curvas:

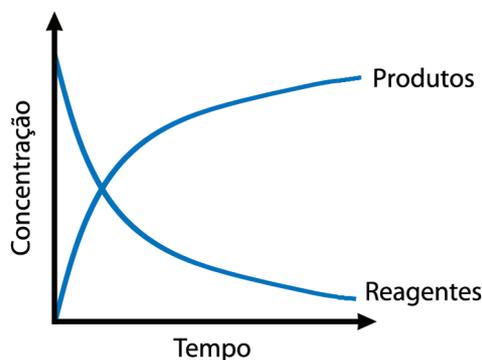


Figura 3: No gráfico, podemos observar que, com o passar do tempo, a concentração dos reagentes decresce e a concentração dos produtos cresce.

Para entender melhor como isso acontece vamos usar, como exemplo, a reação de decomposição do pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5), de acordo com a seguinte equação:



A Tabela 2 mostra alguns dados de uma reação realizada com solução de concentração inicial do reagente (N_2O_5) igual a 2,0 mol/L. Durante alguns intervalos de tempo (0, 5 e 10 minutos), as concentrações de pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5), dióxido de nitrogênio (NO_2) e de oxigênio (O_2) foram medidas.

Tabela 2: Os valores mostram que a concentração de N_2O_5 (reagente) diminui com o tempo e que as concentrações de NO_2 e de O_2 (produtos) aumentam com o tempo.

Medida	Tempo (min)	$[N_2O_5]$ (mol/L)	$[NO_2]$ (mol/L)	$[O_2]$ (mol/L)
1	0	2,0	0	0
2	5	1,2	1,6	0,4
3	10	0,7	2,6	0,65

Esses dados mostram que, com o tempo, a concentração em quantidade de matéria de pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5) diminui. Como é o reagente, ele é consumido no processo. Já as concentrações de dióxido de nitrogênio (NO_2) e de oxigênio (O_2) aumentam com o tempo, pois são produtos da reação, ou seja, são formados no processo.

Velocidade média

A velocidade média (v_m) é calculada em função de uma das substâncias participantes da reação. É a razão entre a quantidade consumida ou produzida da substância (Δ quantidade) e o intervalo de tempo (Δt) em que a reação ocorreu.

$$V_m = \frac{\Delta \text{quantidade}}{\Delta t}$$

Vamos voltar ao exemplo da reação de decomposição do pentóxido de dinitrogênio:



Como explicado anteriormente, podemos calcular tanto a velocidade média de consumo de pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5), como a velocidade de formação do dióxido de nitrogênio (NO_2) ou do oxigênio (O_2).

Calcularemos a velocidade média de consumo do pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5), usando os valores encontrados na Tabela 2. Ela será a razão entre a variação da concentração em quantidade de matéria (em mol/L) e o intervalo de tempo (em minutos) no qual essa variação ocorre.

Por exemplo, no intervalo de 0 a 5 minutos, a velocidade média de decomposição será:

$$V_m = \frac{|\Delta [\text{N}_2\text{O}_5]|}{\Delta t} = \frac{|[\text{N}_2\text{O}_5]_2 - [\text{N}_2\text{O}_5]_1|}{t_2 - t_1} = \frac{|1,2 - 2,0|}{5 - 0} = \frac{|-0,8|}{5} = 0,16 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

Note que o valor numérico da variação da concentração é precedido de sinal negativo (-0,8), o que indica que o pentóxido de dinitrogênio está sendo consumido, ou seja, a concentração dos reagentes no estado final é sempre menor que aquela no estado inicial.

Normalmente, procura-se expressar a velocidade média de uma reação com valores positivos. Então, considere-se a variação de quantidade de reagente em módulo, evitando-se assim valores negativos para o resultado final.

Seguindo raciocínio semelhante, podemos calcular a velocidade média de consumo no intervalo de 5 a 10 minutos:

$$V_m = \frac{|\Delta [\text{N}_2\text{O}_5]|}{\Delta t} = \frac{|[\text{N}_2\text{O}_5]_3 - [\text{N}_2\text{O}_5]_2|}{t_3 - t_2} = \frac{|0,7 - 1,2|}{10 - 5} = \frac{|-0,5|}{5} = 0,10 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

Comparando a V_m referente ao intervalo 0 a 5 min com a V_m do intervalo 5 e 10, é possível comprovar que a velocidade média diminui com o tempo de reação. Esse comportamento pode ser observado em todas as reações químicas, ou seja, à medida que os reagentes são consumidos, a reação se torna mais lenta.

Mas a velocidade de uma reação química pode ser influenciada por diversos fatores. Veremos isso na próxima seção. Antes, porém, que tal uma atividade para testar se você entendeu como fazer o cálculo da velocidade média?

Calculando a velocidade média da reação

Usando os valores fornecidos na Tabela 2, calcule a velocidade média de formação do dióxido de nitrogênio (NO_2):

- No intervalo de 0 a 5 minutos.
- No intervalo de 5 a 10 minutos.

Anote suas
respostas em
seu caderno



Seção 2

Fatores que influenciam na velocidade de uma reação

A velocidade das reações químicas depende de vários fatores, como:

- a temperatura em que a reação ocorre,
- a concentração dos reagentes,
- a superfície de contato,
- a participação de catalisadores,
- a presença de luz e
- a eletricidade.

Vamos analisar cada um deles separadamente? Então, começaremos com a influência da temperatura.

Temperatura

Muitos acontecimentos do nosso cotidiano podem servir para demonstrar a influência da temperatura na velocidade das reações. Por exemplo, a carne bovina mantém-se própria para o consumo por poucas horas, se ficar sob temperatura ambiente (temperatura de 25° C). Quando armazenada numa geladeira doméstica (temperatura de 6° C), é possível mantê-la por uns três dias. Já quando é guardada num *freezer* (temperatura de - 18° C), é possível usá-la em nossa alimentação após meses.

Para sua melhor conservação, os alimentos são guardados em refrigeradores ou *freezers*, que mantêm temperaturas menores que a do ambiente. A explicação para isso é que baixas temperaturas diminuem a rapidez das reações responsáveis pela decomposição, porque interferem na atividade das enzimas.



Figura 4: A melhor maneira de conservar os alimentos é colocando na geladeira ou no freezer.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/15900> - Autor: Andras Deak

Vejam agora outro exemplo: a velocidade de reação no cozimento do feijão preto. Você sabia que o cozimento do feijão preto em panela aberta dura aproximadamente 60 minutos?

Agora pense e responda: de que maneira você poderia cozinhar o feijão mais rápido?

Se respondeu que é só aumentar o fogo, você está errado!

Na verdade, se você aumentar o fogo, a água ferverá mais depressa, porém, sua temperatura não aumentará mais do que a temperatura de ebulição da água (100° C). Então, após o início da ebulição, nunca aumente o fogo para cozinhar o alimento mais depressa, fazendo isso você apenas desperdiçará gás.

Para aumentar a velocidade de cozimento do feijão, devemos usar uma panela de pressão, pois, dentro dela, a água ferve a uma temperatura maior, aproximadamente 120°C , o que favorece o cozimento mais rápido, aproximadamente 20 minutos.

Então, podemos concluir que, quanto maior a temperatura em que acontece uma reação, mais rápida ela será.



Figura 5: Com a panela de pressão, cozinhamos os alimentos em menos tempo do que em panelas abertas, por isso, ela permite a economia no consumo do gás.

Autor imagem: Marcus André

A temperatura de ebulição e a pressão

Você sabia que a temperatura de ebulição depende da pressão? Sim, quando a pressão sofre um aumento, a temperatura sobe também.

A pressão padrão, ou seja, a pressão ao nível do mar, é de 1 atmosfera, como na cidade do Rio de Janeiro. Sendo assim, a temperatura de ebulição da água, nessa cidade, é de 100°C .

Já nos lugares mais altos, como a cidade de Petrópolis, a pressão é menor que 1 atmosfera. Lá, a temperatura de ebulição da água é de aproximadamente 98°C , ou seja, é menor que na cidade do Rio de Janeiro.

Dentro de uma panela de pressão, a pressão pode chegar até 2 atmosferas e, por isso, a temperatura de ebulição da água é aproximadamente de 120°C .



Superfície de contato

Outro fator de grande importância na velocidade de uma reação é a superfície de contato das substâncias. Assim, dizemos que quanto mais fragmentados estiverem os reagentes (e, assim, maior é sua superfície de contato), maior será a velocidade da reação.

Em nosso dia a dia, observamos várias reações que acontecem com maior ou menor velocidade em virtude da superfície de contato. Vejamos o exemplo da carne. A carne na forma moída, geralmente, apresenta um prazo de validade menor do que a peça inteira. Isso porque a superfície de contato na carne moída é muito maior do que em uma peça inteira. A partir desta constatação, pode-se concluir que a reação de decomposição é mais veloz na forma moída.



Figura 6: A carne moída apresenta maior superfície de contato; logo, possui menor prazo de validade. Uma peça de carne apresenta menor superfície de contato; logo, possui maior prazo de validade.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/572816> – Autor: Yucel Tellici; <http://www.sxc.hu/photo/1097284> - Autor: lockstockb's

Testando a rapidez das reações

Esta será uma atividade prática; portanto, para chegar à resposta, você precisará arregañar as mangas! Mas não se assuste, pois é muito fácil de fazer, e você só precisará de:

- 2 comprimidos de antiácido efervescentes (você encontra facilmente em qualquer farmácia)
- água
- 4 copos transparentes



Procedimento 1

Corte um comprimido de antiácido ao meio e triture uma das metades. Coloque volumes iguais de água, à mesma temperatura, em dois copos. Em um deles, coloque a metade não triturada; no outro, coloque a metade triturada. Mas atenção, as duas ações devem ser executadas ao mesmo tempo. Em seguida, observe atentamente o que acontece com a velocidade de liberação das bolhas em cada um dos copos.

Procedimento 2

Corte outro comprimido de antiácido ao meio. Coloque volumes iguais de água em dois copos, mas, dessa vez, coloque um com água na temperatura ambiente, e, no outro, água aquecida quase à ebulição. Coloque uma metade do comprimido (sem triturar dessa vez) em cada um dos copos, ao mesmo tempo. Novamente, observe atentamente o que acontece em cada um dos copos.

Agora que já fez os experimentos, responda:

- a) No procedimento 1, em qual dos copos a reação ocorreu com maior rapidez? Explique esse fato.
- b) No procedimento 2, em qual dos copos a reação ocorreu com maior rapidez? Explique esse fato.

Anote suas respostas em seu caderno



Concentração dos reagentes

Imagine a seguinte situação, temos um pedaço de carvão em brasa no quintal de uma casa, exposto ao ar atmosférico. Nessa situação hipotética, as moléculas de oxigênio (O_2) presentes no ar colidem com o carvão e você deve lembrar que o oxigênio é necessário para que ocorra a combustão, não é verdade? No entanto, apenas 21% das moléculas que compõem o ar são de O_2 (g). As demais moléculas, como nitrogênio e dióxido de carbono, por exemplo, também colidem com o carvão, mas não participam da reação de queima do carvão. Nessa situação, o carvão queima lentamente.

Se colocarmos esse carvão em brasa em um frasco contendo gás oxigênio puro, ele se inflamará rapidamente. Isso se deve ao fato de que, nesse caso, todas as moléculas que se chocam com o carvão são de O_2 (g), o que permite concluir que o aumento da concentração de oxigênio, que passou de 20% para 100%, provocou um aumento na velocidade da reação.



Saiba Mais

Lei da Ação das Massas ou Lei da Velocidade

A velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações, em quantidade de matéria (mol/L), dos reagentes, elevados a expoentes que são determinados experimentalmente.

A velocidade instantânea (v) de uma reação pode ser calculada pela seguinte expressão:

$$v = k [A]^x \cdot [B]^y$$

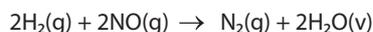
k → constante de velocidade da reação

$[A]$ e $[B]$ → concentrações dos reagentes (mol/L)

x e y → são os expoentes determinados experimentalmente

Para determinar a expressão da lei de velocidade da reação, deve-se fazer uma série de experimentos onde, na comparação entre dois desses experimentos, apenas um dos reagentes tem a sua concentração variada.

Vamos lançar mão de um exemplo para o entendimento ficar mais fácil. Imagine que em um laboratório, foram efetuadas diversas experiências para a reação:



A partir destes experimentos, foram encontrados os seguintes resultados:

Experimento	[H ₂] (mol/L)	[NO] (mol/L)	v (mol.L-1.s-1)
I	0,5	0,5	15
II	1,0	0,5	30
III	0,5	1,0	60

Saiba Mais

Vamos começar, comparando os experimentos I e II:

Veja que, neste caso, é a concentração de H₂ que varia e a de NO permanece constante; logo, somente H₂ será responsável pela alteração da velocidade.

Outra observação possível é que, à medida que a concentração de H₂ é dobrada, o valor da velocidade de reação também é dobrado; logo, se pode concluir que o expoente da substância H₂ é igual a 1 (por ser igual ao aumento da velocidade).

[H ₂] (mol/L)		Velocidade de Reação	
0,5	2 ^x	15	2 ¹
1,0		30	

Agora vamos comparar os experimentos I e III:

Neste caso, é a concentração de NO que varia e a de H₂ permanece constante; logo, somente o NO será responsável pela alteração da velocidade.

Observa-se que à medida que a concentração de NO é dobrada o valor da velocidade de reação é quadruplicado; logo, se pode concluir que o expoente da substância NO é igual a 2 (por ser a metade do aumento da velocidade)

NO (mol/L)		Velocidade de Reação	
0,5	2 ^y	15	4 = 2 ²
1,0		60	

Logo, podemos concluir que a expressão da lei de velocidade para esta equação será:

$$V = k [H_2]^1 \cdot [NO]^2$$

Para determinar a constante de velocidade (k), basta substituir os valores de um dos experimentos nesta expressão.

Utilizando os valores do experimento III, teremos:

$$60 = k [0,5]^1 \cdot [1,0]^2$$

$$60 = k \cdot 0,5$$

$$k = 60/0,5$$

$$k = 120$$

Influência dos catalisadores

Nas indústrias químicas, quase todos os processos químicos utilizam catalisadores em algum momento. Sem o auxílio dos catalisadores, seria bem mais difícil produzir fertilizantes, remédios e combustíveis.

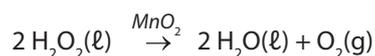
Como você já aprendeu, os catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade com que um produto é formado por diminuir a energia de ativação da reação. É por isso que, sem eles, não teríamos em abundância vários produtos industrializados, tanto pelo aumento da produção quanto pela redução dos custos envolvidos no processo.



Figura 7: No nosso organismo, para que possamos aproveitar os nutrientes (carboidratos, proteínas e gorduras) presentes nos alimentos que ingerimos, precisamos da ajuda de catalisadores biológicos, chamados de enzimas.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/1196135> - Autor: Ilker

O gás oxigênio, por exemplo, pode ser obtido pela reação de decomposição da água oxigenada (H_2O_2). Essa reação é lenta, no entanto, a adição de dióxido de manganês (MnO_2), como catalisador, permite que ela se processe com maior rapidez.



Ao final da reação, a quantidade inicial de dióxido de manganês é recuperada, pois os catalisadores não são consumidos no processo.

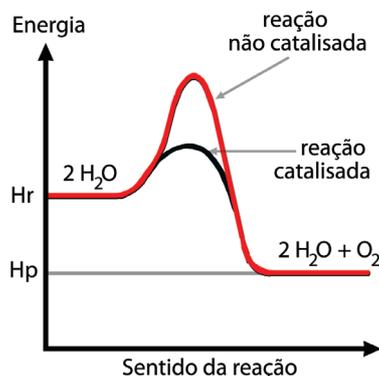


Figura 8: Observe que no gráfico da reação não catalisada a energia de ativação é alta e, portanto, a reação se passa em uma velocidade menor comparada a reação catalisada que apresenta uma energia de ativação baixa.

Catalisadores e controle da poluição

A queima de combustíveis nos veículos automotivos lança na atmosfera materiais indesejáveis, o que poderia aumentar os níveis de poluição de forma proporcional ao número de veículos nas ruas.

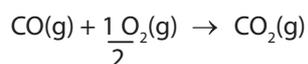
Um dos produtos dessa queima é o CO, um gás incolor, sem cheiro nem gosto, e que não irrita os olhos. Mas seus efeitos sobre a saúde são muito sérios, pois a **hemoglobina** tem afinidade muito grande pelo CO (duzentas e dez vezes maior que pelo oxigênio). A hemoglobina combinada com o CO (forma o que chamamos de carboxiemoglobina) impede que o processo de respiração ocorra de forma perfeita, pois ela fica saturada desse gás e, por isso, não leva para as células o oxigênio de que elas necessitam.

Hemoglobina

Proteína presente em grandes quantidades dentro das células vermelhas do sangue (hemácias). Ela é a grande responsável pelo transporte do oxigênio que respiramos para todos os tecidos do corpo, já que sua estrutura tem grande afinidade por essa molécula.

O CO pode causar tonturas, vertigens e até morte. Quando alguém fica com o automóvel em funcionamento em uma garagem sem ventilação, pode morrer por asfixia depois de inalar por algum tempo os gases expelidos pelo escapamento. O CO é, sem dúvida, um dos poluentes mais perigosos do ar da cidade, e ele sai em grandes quantidades dos veículos movidos a gasolina.

Uma forma de reduzir a emissão de CO pelos veículos com motor de combustão é o uso de catalisadores que ficam nos chamados *conversores catalíticos* e têm a função de acelerar a oxidação dos gases emitidos após a combustão. É no conversor catalítico que o CO é transformado em CO₂, conforme a seguinte equação:



Saiba Mais

Que tal ver um catalisador em ação, acelerando uma reação? Então, acesse o seguinte link na Internet: www.youtube.com/watch?v=lzeBUofNFKs



O vídeo mostra com clareza dois fatores que alteram as velocidades das reações, o catalisador e a concentração do reagente.

A água oxigenada (H₂O₂) decompõe-se em água (H₂O) e oxigênio (O₂). Como o processo é lento, utiliza-se o MnO₂ como catalisador para acelerar a reação, aumentando a concentração de oxigênio no interior do frasco de vidro. No ar atmosférico existe, aproximadamente, 21% de oxigênio, mas no interior do frasco que aparece no vídeo teremos quase 100% de oxigênio. Por isso, a velocidade de combustão do palito de madeira dentro do frasco é muito maior que fora do frasco.

Multimídia

Influência da luz

Você já deve ter observado que diversos produtos são comercializados em frascos escuros ou opacos. Alguma vez se perguntou o porquê disso?

A função dessa característica dos recipientes é dificultar ou impedir a entrada de luz, o que provocaria reações indesejadas nas substâncias que abrigam.

A garrafa de cerveja, por exemplo, é escura, pois a luz pode provocar reações que alteram o sabor da bebida. Já os medicamentos recebem embalagens que os protegem da luminosidade para que não ocorra a degradação das substâncias que o constituem, principalmente do **princípio ativo**.

Princípio ativo

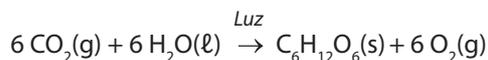
É a substância presente no medicamento, responsável pelo seu efeito farmacológico, ou seja, é aquela que tem ação sobre o organismo.



Figura 9: A cerveja e o xarope são envasados em vidro escuro para evitar reações indesejadas causadas pela luz.

Autor imagem: Marcus André

Outro bom exemplo da influência da luz nas reações químicas é a fotossíntese. Esse é o processo realizado pelos seres vivos clorofilados (plantas, algas e certas bactérias), que ocorre necessariamente na presença de luz, convertendo gás carbônico e água em carboidratos (glicose) e oxigênio. Veja a equação da fotossíntese:



Nesta reação, a luz solar, captada pela planta, fornece a energia necessária para oxidar a água e reduzir o gás carbônico. Voltaremos a falar sobre fotossíntese, com mais detalhes, na próxima unidade.

Eletricidade

O último fator que vamos analisar dentre aqueles que podem influenciar a velocidade de uma reação química é a eletricidade.

Em alguns casos, faíscas elétricas energizam sistemas gasosos, gerando energia de ativação que, por sua vez, permite aceleração da reação. Um bom exemplo desse fenômeno são as centelhas elétricas, geradas pelas velas dos veículos automotores que permitem o desencadeamento da reação de explosão da mistura ar-gasolina. São faíscas elétricas que também desencadeiam as reações que permitem que os *airbags* dos veículos sejam inflados pela expansão do nitrogênio liberado no processo. Lembra desse assunto lá do início da aula? Viu como está tudo interligado?

Bom, agora que você já está “por dentro” do assunto reações químicas, vamos pensar juntos sobre a seguinte questão: Em uma reação temos sempre algum (ou alguns) reagente(s) sendo convertido(s) em produto(s), correto? Você já parou para se perguntar se os produtos formados poderiam voltar a ser reagentes? Será que ao se transformarem em outros elementos eles perdem suas características originais e não podem mais recuperá-las?

Deixaremos essa pergunta “no ar” para você tentar decifrar essa questão, mas não se desespere se não conseguir respondê-la, pois voltaremos a esse assunto na próxima unidade. Aguardo você por lá!

Resumo

- A Cinética química é a ciência que estuda a velocidade das reações químicas.
- As reações químicas processam-se com velocidades diferentes e podem ser divididas em rápidas e lentas.
- Uma reação química rápida apresenta grande consumo de reagentes e formação de produtos em um curto espaço de tempo, enquanto as lentas ocorrem em longos períodos de tempo.
- Em uma reação química, ao longo do tempo, a concentração dos reagentes diminui, enquanto a dos produtos aumenta.
- Velocidade média de uma reação é a razão entre a variação da quantidade consumida ou formada de uma substância e a variação do tempo da reação.
- Vários fatores alteram as velocidades das reações químicas, como a temperatura, a concentração dos reagentes, a superfície de contato, o uso de catalisadores, a presença de luz e de eletricidade.
- O aumento da temperatura, aumenta a velocidade das reações.

- Quanto mais pulverizado for o reagente sólido, maior será a superfície de contato e maior será a velocidade das reações.
- Quanto maior a concentração dos reagentes, maior será a velocidade da reação.
- O catalisador aumenta a velocidade de uma reação, diminuindo sua energia de ativação.
- Tanto a luz quanto a eletricidade também podem tornar uma reação mais rápida.

Veja ainda

Esses são alguns artigos bem interessantes sobre cinética química que trazem em seu texto vários experimentos sobre esse tema que está tão presente em nosso cotidiano:

- <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/v11a06.pdf>
- <http://www.diaadiaeducacao.pr.gov.br/portals/pde/arquivos/616-4.pdf>
- <http://www.pontociencia.org.br/#cinet> (este site apresenta vários experimentos sobre cinética química, busque os que envolvem velocidade da reação)

Além das indicações anteriores, vale a pena ler esse ótimo artigo que explica com detalhes a química por trás do *airbag*, assunto que você viu nesta unidade: <http://chc.cienciahoje.uol.com.br/a-quimica-por-dentro-do-%E2%80%98airbag%E2%80%99/>

Referências

- BRADY, James. **Química: a matéria e suas transformações**. Rio de Janeiro: LTC, 2002.
- EMSLEY, John. **Moléculas em exposição**. São Paulo: Edgard Blücher, 2001.
- FELTRE, Ricardo. **Química volume 2** – Química Geral. São Paulo: Editora Moderna, 2009.
- FISHER, Len. **A ciência do cotidiano: Como aproveitar a ciência nas atividades do dia a dia**. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2004.
- KOTZ, J. C. **Química Geral 2: e reações químicas**. São Paulo: Pioneira Thomsom Learning, 2005.
- MASTERTON; SLOWINSKI; STANITSKI. **Princípios da Química**. Rio de Janeiro: Guanabara-Koogan, 1985.

Atividade 1

$$\text{a) } V_{\text{mNO}_2} = \frac{1,6 - 0}{5 - 0} = \frac{1,6}{5} = 0,32 \text{ mol/L. min}$$

$$\text{b) } V_{\text{mNO}_2} = \frac{2,6 - 1,6}{10 - 5} = \frac{1,0}{5} = 0,20 \text{ mol/L. min}$$

Atividade 2

a) No copo onde se encontra o comprimido triturado. Os antiácidos efervescentes, quando triturados, dissolvem-se com uma velocidade maior, pois a superfície de contato é maior para reagir com a água.

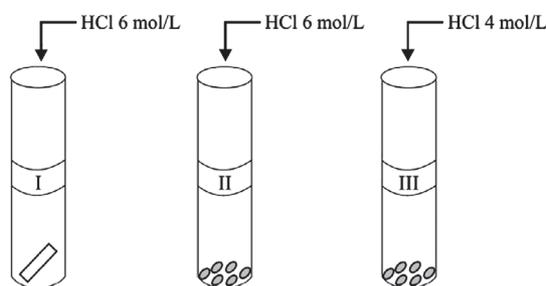
b) No copo onde se encontra a água aquecida. De um modo geral, quanto maior a temperatura, mais rapidamente se processa a reação.



O que perguntam por aí?

Questão 1 (UNIFESP - 2010)

Em uma aula de laboratório de química, foram realizados três experimentos para o estudo da reação entre zinco e ácido clorídrico. Em três tubos de ensaio rotulados como I, II e III, foram colocados, em cada um, $5,0 \cdot 10^{-3}$ mol (0,327 g) de zinco e 4,0 mL de solução de ácido clorídrico, nas concentrações indicadas na figura. Foi anotado o tempo de reação até ocorrer o desaparecimento completo do metal. A figura mostra o esquema dos experimentos, antes da adição do ácido no metal.



Qual experimento deve ter ocorrido com menor tempo de reação? Justifique.

Resposta: O experimento II ocorreu em menor tempo, visto que foram utilizados HCl 6 mol/L (maior concentração) e zinco metálico, de acordo com a ilustração, com maior superfície de contato.

Questão 2 (UDESC – 2009)

A deterioração dos alimentos ocorre por meio das reações químicas que formam substâncias impróprias ao consumo humano e que também alteram suas características organolépticas.

Em relação às proposições abaixo, pode-se afirmar que:

- I. Se se pulverizar uma substância sólida, ela reagirá mais lentamente.
- II. Quanto maior a temperatura, maior será a velocidade da reação, salvo raras exceções.
- III. Quanto maior a concentração dos reagentes, maior será a velocidade da reação.

Assinale a alternativa **correta**.

- a. Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
- b. Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
- c. Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- d. Somente a afirmativa II é verdadeira.
- e. Todas as afirmativas são verdadeiras.

Resposta: C

Comentários: Apenas a I é incorreta, pois pulverizando a substância sólida, aumenta a superfície de contato, ou seja, a reação ocorre mais rapidamente.

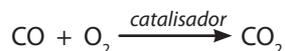
Questão 3 (UNESP – 2006)

O monóxido de carbono é um dos poluentes gasosos gerados pelo funcionamento de motores a gasolina. Segundo relatório recente da Cetesb sobre a qualidade do ar no Estado de São Paulo, nos últimos vinte anos houve uma redução no nível de emissão desse gás de 33,0 g para 0,34 g por quilômetro rodado. Um dos principais fatores que contribuiu para a diminuição da poluição por monóxido de carbono foi a obrigatoriedade de produção de carros equipados com conversores catalíticos.

Responda por que o monóxido de carbono deve ser eliminado e explique quimicamente como atua o conversor catalítico nesse processo.

Gabarito: O monóxido de carbono produzido pela queima incompleta da gasolina nos motores deve ser eliminado, pois, quando inspirado, combina-se com a hemoglobina do sangue, prejudicando o transporte de oxigênio para as células.

O conversor catalítico diminui a energia de ativação de certas reações que consomem o monóxido de carbono (CO), como, por exemplo:



Como o CO passa a ser consumido mais rapidamente, observa-se redução no nível de emissão desse gás na atmosfera.

Questão 4 (UNESP – 2003)

Comparando duas panelas simultaneamente sobre dois queimadores iguais de um mesmo fogão, observa-se que a pressão dos gases sobre a água fervente na panela de pressão fechada é maior que aquela sobre a água fervente em uma panela aberta. Nessa situação, e se elas contêm exatamente as mesmas quantidades de todos os ingredientes, podemos afirmar que, comparando com o que ocorre na panela aberta, o tempo de cozimento na panela de pressão fechada será:

- a. menor, pois a temperatura de ebulição será menor.
- b. menor, pois a temperatura de ebulição será maior.
- c. menor, pois a temperatura de ebulição não varia com a pressão.
- d. igual, pois a temperatura de ebulição independe da pressão.
- e. maior, pois a pressão será maior.

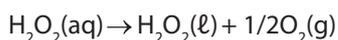
Resposta: B

Comentários: Quanto maior a temperatura para o cozimento dos alimentos, maior será a velocidade de cozimento dos alimentos, e o tempo de preparo será menor.

Questão 5 (ITA - 2009)

O mel contém uma mistura complexa de carboidratos, enzimas, aminoácidos, ácidos orgânicos, minerais etc. O teor de carboidratos no mel é de cerca de 70% da massa de mel, sendo a glicose e a frutose os açúcares em maior proporção. A acidez do mel é atribuída à ação da enzima *glucose oxidase* presente no mel, que transforma a glicose em ácido glucônico e H_2O_2 .

O peróxido de hidrogênio, gerado na oxidação da glicose pela enzima *glucose oxidase*, decompõe-se, produzindo água e gás oxigênio. Calcule a velocidade média, em mol/L. s, de decomposição do peróxido de hidrogênio entre 0 e 10 minutos.



Tempo (min)	$[H_2O_2]$ (mol/L)
0	0,8
10	0,5

Resposta: $v_m = 5,0 \times 10^{-4}$ mol/L. s

Comentários: 10 minutos = 600 segundos

$$V_m = \frac{0,5 - 0,8}{600 - 0} = \frac{-0,3}{600} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L. s}$$

Atividade extra

Exercício 1 - Adaptado de UFRRJ - 2006

Dada a tabela a seguir, em relação à reação $2 \text{HBr} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Br}_2$:

Tempo (min)	Quantidade de matéria (em mols) de HBr
0	0,200
5	0,175
10	0,070
15	0,040
20	0,024

Qual a velocidade média, em mol/min, desta reação em relação ao HBr, no intervalo de 0 a 5 minutos?

- a. 0,5
- b. 1,25
- c. 0,125
- d. 0,005

Exercício 2 – Adaptado de UFMG – 2009

Observe a tabela a seguir, em relação a reação $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$:

Tempo (s)	Quantidade de matéria (em mols) de SO_3
0	0,0
5	1,0
10	5,0
20	10,0

Qual a velocidade média (em mol/s), desta reação em relação ao SO_3 , no intervalo de 0 a 20 segundos?

- a. 5
- b. 2
- c. 0,5
- d. 0,2

Exercício 3 – Cecierj – 2013

Um aluno resolveu testar a velocidade de uma reação química. Para isso, ele pegou dois copos com a mesma quantidade de água, sendo um a temperatura ambiente e outro com água a 70°C .

Ele adicionou um comprimido efervescente contendo 1g de vitamina C em cada um dos copos e determinou o tempo que levava para a completa dissolução do comprimido.

Veja, abaixo, os resultados obtidos:

	Copo 1	Copo 2
Temperatura da água	25°C	70°C
Massa de Vitamina C	1000 mg	1000 mg
Tempo de dissolução completa do comprimido	50 segundos	20 segundos

Para esse experimento:

- Calcule a velocidade média da dissolução do comprimido, em mg/s, em cada copo.
- Justifique a diferença encontrada.

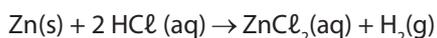
Exercício 4 – Cecierj – 2013

Você já tentou acender uma fogueira de São João? A grande dica é colocar pequenos pedaços de madeira para acendê-la e só depois colocar toras de madeira?

Por que será?

Exercício 5 – Cecierj – 2013

O zinco reage com ácido clorídrico diluído segundo a reação abaixo:



Suponha que um aluno, em um laboratório de química, precise dissolver 10 g de zinco em uma solução de ácido clorídrico a 1 mol/L. Em qual das opções, a velocidade seria maior? Você pode marcar mais de uma opção.

- Triturar o zinco até ficar pó.
- Aquecer a mistura
- Diluir a solução de ácido clorídrico usada
- Usar uma solução de ácido clorídrico com concentração 3 mol/L.
- Esfriar a mistura.

Exercício 6 – Cecierj – 2013

Você saberia dizer por que a água oxigenada deve ser guardada em frasco escuro? A luz provoca a decomposição da substância peróxido de hidrogênio (água oxigenada), conforme a reação a seguir:



Para retardar a reação de decomposição da água oxigenada, devemos:

- a. deixar o frasco perto de uma janela, à luz do sol.
- b. adicionar um catalisador.
- c. deixar o frasco aberto.
- d. guardar na geladeira.

Exercício 7 – Adaptado de UERJ – 2007

A sabedoria popular indica que, para acender uma lareira, devemos utilizar inicialmente lascas de lenha e só depois colocarmos as toras. Em condições reacionais idênticas e utilizando massas iguais de madeira em lascas e em toras, verifica-se que madeira em lascas queima com mais velocidade.

O fator determinante, para essa maior velocidade da reação, é o aumento da:

- a. pressão.
- b. temperatura.
- c. concentração.
- d. superfície de contato.

Exercício 8 – Adaptado de UERJ – 2005

Quando se leva uma esponja de aço à chama de um bico de gás, a velocidade da reação é tão grande que incendeia o material rapidamente. O mesmo não ocorre ao se levar uma lâmina de aço à chama.

Qual o fator que determina a diferença de velocidades de reação nessa experiência?

Gabarito

Exercício 1 - Adaptado de UFRRJ - 2006

A **B** **C** **D**

Exercício 2- Adaptado de UFMG - 2009

A **B** **C** **D**

Exercício 3 - Cecierj - 2013

a. Copo 1:

$$v = \frac{1000}{50} = 20 \frac{mg}{s}$$

Copo 2:

$$v = \frac{1000}{20} = 50 \frac{mg}{s}$$

b. No copo 2 a velocidade da reação é maior devido ao fato da temperatura ser maior.

Exercício 4 - Cecierj - 2013

Os pedaços pequenos de madeira possuem maior superfície de contato para a ocorrência da reação química. Logo, será mais fácil acender a fogueira com pedaços pequenos de madeira.

Exercício 5 - Cecierj - 2013

Você deverá marcar as opções: a, b e d.

Exercício 6 – Cecierj – 2013

- A** **B** **C** **D**

Exercício 7 – Adaptado de UERJ – 2007

- A** **B** **C** **D**

Exercício 8 – Adaptado de UERJ – 2005

O fator que determina a diferença de velocidades de reação na experiência citada é a superfície de contato.

