

**CEJA** >>

**CENTRO DE EDUCAÇÃO**  
de JOVENS e ADULTOS

**CIÊNCIAS DA  
NATUREZA**

e suas **TECNOLOGIAS** >>

**Química**

**Fascículo 5**

**Unidades 11, 12 e 13**

**Edição revisada 2016**

GOVERNO DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO

Governador  
**Sergio Cabral**

Vice-Governador  
**Luiz Fernando de Souza Pezão**

---

SECRETARIA DE ESTADO DE CIÊNCIA E TECNOLOGIA

Secretário de Estado  
**Gustavo Reis Ferreira**

---

SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO

Secretário de Estado  
**Wilson Risolia**

---

FUNDAÇÃO CECIERJ

Presidente  
**Carlos Eduardo Bielschowsky**

---

FUNDAÇÃO 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!

# 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](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 ( $\Delta H_c$ ) 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.

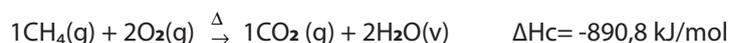
Fonte: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Midsummer\\_bonfire\\_closeup.jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Midsummer_bonfire_closeup.jpg) – Autor: Janne Karaste

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:

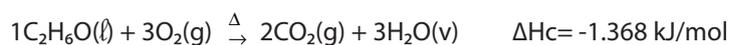
- Combustão completa do gás hidrogênio ( $H_2$ )



- 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 (CO<sub>2</sub>) e água (H<sub>2</sub>O).

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 ( $\Delta H_c$ ) de alguns combustíveis.

**Tabela 1:** Entalpias de combustão ( $\Delta H_c$ ) dos combustíveis mais comuns.

Combustível	Fórmula molecular	$\Delta H_c$ (kJ/mol)
hidrogênio	H <sub>2</sub>	- 289
carbono (carvão)	C	- 393,5
metano	CH <sub>4</sub>	- 891
etino (acetileno, usado em maçarico)	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	- 1.301
etanol (álcool etílico)	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	- 1.367
propano (componente do gás de cozinha)	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	- 2.220
butano (componente do gás de cozinha)	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	- 2.878
octano (componente da gasolina)	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	- 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](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  $\Delta H_c$  fornecidos são equivalentes a 1 mol da substância (kJ/mol), precisamos calcular agora os valores de  $\Delta H_c$  equivalentes a massa que encontramos anteriormente. Ao conhecer as respectivas massas, facilmente calculamos o valor de  $\eta$  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  $\Delta H_c$  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](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 ( $\Delta H_c$  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.

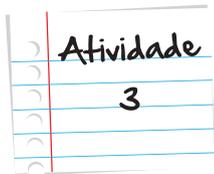
Você ficou responsável por levar o combustível para a “galera” poder cozinhar. Por ter pouco dinheiro, você só tem condições de comprar botijões de acampamento que juntos contêm 3 kg de gás. Para a sua surpresa, o cliente pode escolher entre recipientes cheios de gás propano ou de gás butano. Para que 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

$\Delta H_c$  (kJ/mol): propano = - 2220; butano = - 2878.



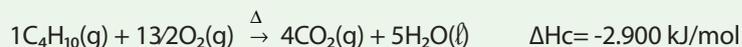
Anote suas respostas em seu caderno



### 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?

Anote suas respostas em seu caderno



### 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.

Saiba Mais

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 fornecida 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 ( $\Delta H < 0$ ).

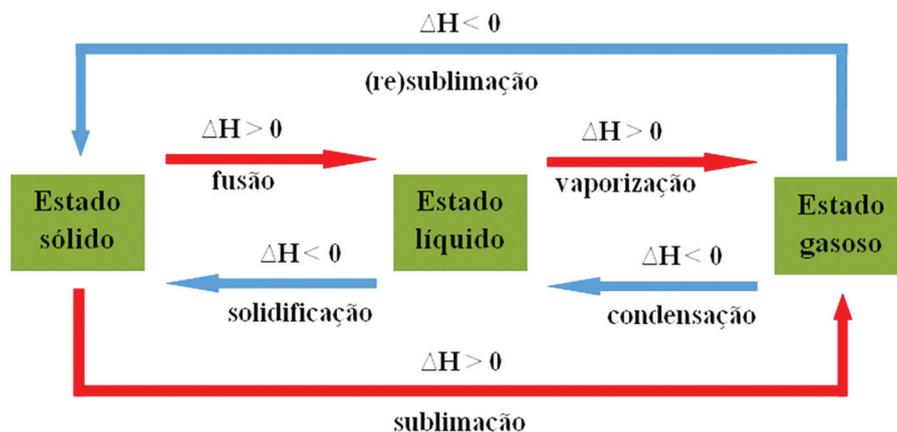


Figura 6: Esquema das mudanças de estado físico. As passagens entre os três estados (sólido, líquido e gasoso) e seus respectivos nomes e variações de entalpia.

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

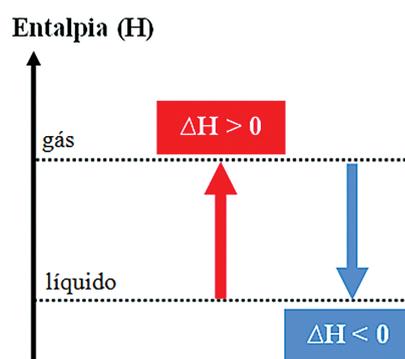


Figura 7: A mudança de estado físico da água altera o seu conteúdo energético (entalpia), acarretando uma alteração no  $\Delta H$  do processo. Note que a variação de entalpia entre os estados é a mesma, independente do estado inicial (seta vermelha e seta azul), apenas variando o sinal do valor de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

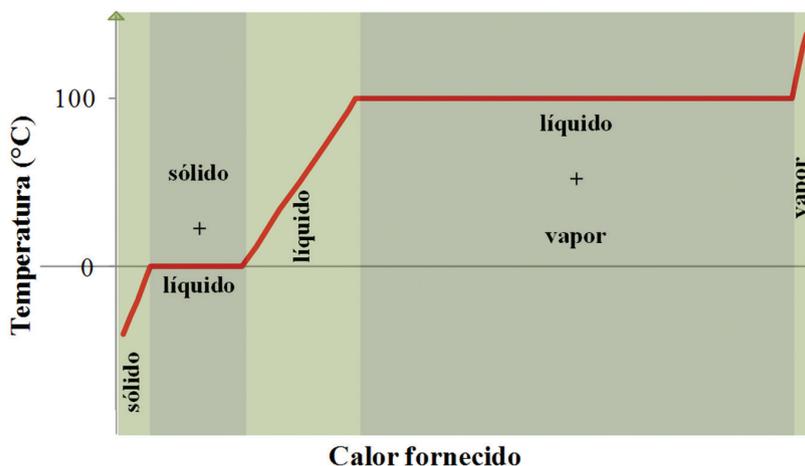
Fonte: Jéssica Vicente

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

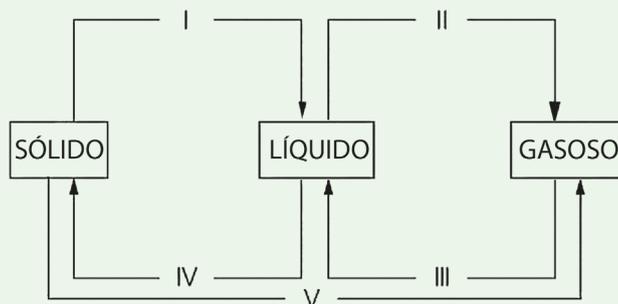
A partir da análise do gráfico, podemos perceber que:

- 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.

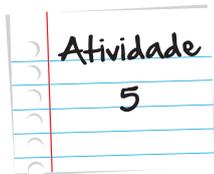
## As várias faces da mesma matéria

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

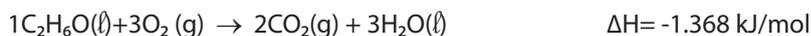
## Seção 4

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

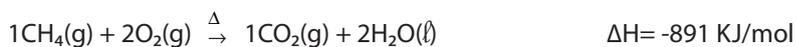
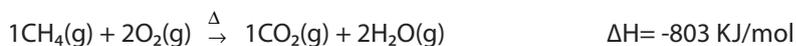
Vimos nas seções anteriores que ocorrem variações de entalpia nas mudanças de estado físico e nas reações de combustão. Essas variações existem devido à diferença entre as energias associadas aos produtos e aos reagentes.

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  $\Delta H$ , 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 ( $\text{CH}_4$ ), 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**.

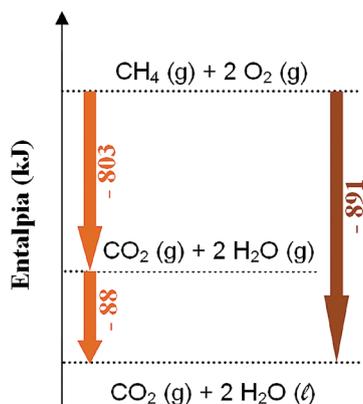
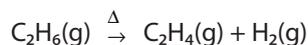


Figura 8: Diagrama da entalpia para a combustão do metano.

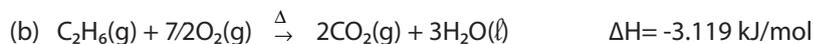
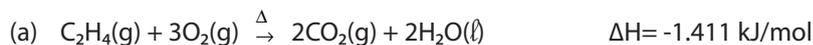
Como a entalpia de vapor da água é 44 kJ/mol maior do que a da água líquida (veja a tabela da **Figura 7**), o sistema libera para as vizinhanças 88 kJ na forma de calor.

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  $\Delta\text{H}$  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 ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ), utilizado na sua produção, é obtido principalmente a partir da desidrogenação do etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ), como mostrado a seguir:



Vamos determinar o calor da reação acima a partir de três reações das quais conhecemos os valores de  $\Delta\text{H}$ :

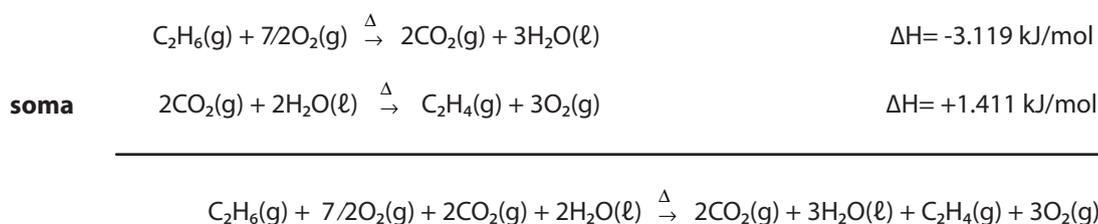


Vamos resolver? Como não temos como obter o calor envolvido na desidrogenação do etano, utilizando as entalpias de combustão da forma que as reações (a), (b) e (c) estejam escritas, a solução do exemplo precisa ser feita em etapas:

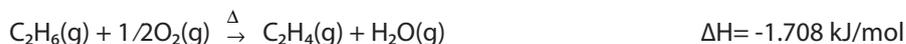
Etapa 1: Como o etano é o reagente da reação de desidrogenação, selecionamos a equação (b) onde ele também é o reagente;

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  $\Delta H_c$  também será invertido;

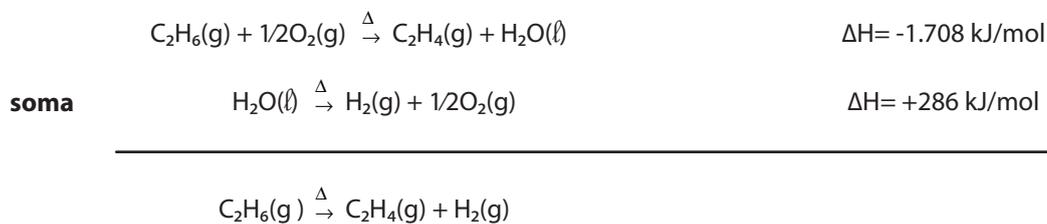
Etapa 3: Somar as duas equações formadas nas etapas anteriores, simplificando quando possível:



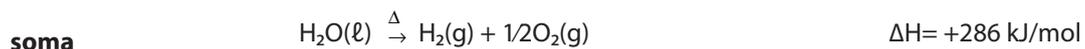
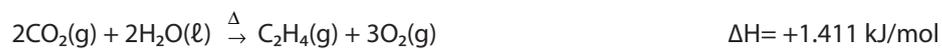
Observe que o gás carbônico ( $CO_2$ ) não está presente na reação de combustão do etano. Isso se deve ao fato de o  $CO_2$  apresentar 2 mols no produto da primeira reação e 2 mols no reagente da segunda reação utilizada. Como consequência, ao somarmos essas duas reações, podemos cancelar o gás carbônico 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.



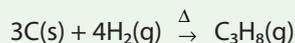
Após essas etapas, é possível utilizar as equações (a), (b) e (c) para fornecer a entalpia de formação do eteno a partir do etano. Basta somarmos os com os sinais utilizados para chegarmos à equação desejada.



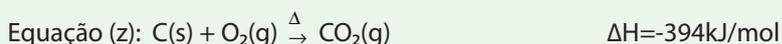
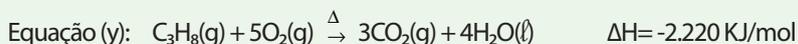
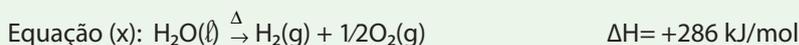
Achou difícil? Então que tal uma atividade para testar se você aprendeu? Não deixe de realizar a atividade, pois essa é a melhor maneira de tirar suas dúvidas!

## Calculando a entalpia de um processo global

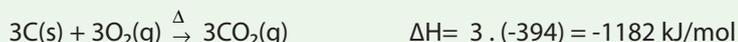
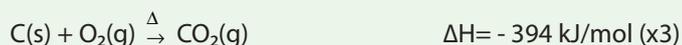
Agora que você acompanhou como calcular a entalpia de uma reação química a partir da entalpia de outras reações, é a sua vez de tentar sozinho. Calcule a entalpia envolvida na síntese do propano ( $C_3H_8$ ), gás normalmente encontrado em botijões de acampamento.



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



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 ( $\Delta H_c$ ).
- 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  $\Delta H$  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](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.

Respostas  
das  
Atividades

### 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:

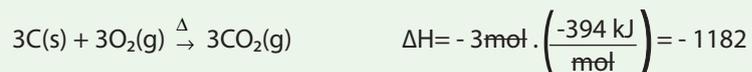
- O valor encontrado no primeiro cálculo é multiplicado por 1.000g/1Kg, apenas para que haja a conversão de unidade.
- Ao encontrarmos o valor de  $\Delta H$  em kJ/kg, estamos calculando apenas o valor da variação de entalpia equivalente a 1 kg de substância. Como será adquirido 3 kg de um dos gases, 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 ( $3\text{C}(\text{s}) + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$ ).

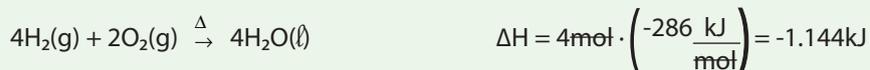
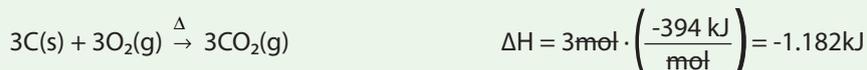
Como esta equação possui 3 mol de carbono, precisamos multiplicar a reação (z) por 3 (três). Note que o valor do calor de combustão do carbono ( $\Delta\text{H}_\text{c}$ ) também foi multiplicado por 3, de forma a convertê-lo (de kJ/mol para kJ).



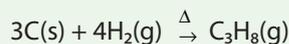
O gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) não está presente na equação de síntese do propano. Para que o mesmo não esteja mais presente ao somarmos as equações, invertemos a equação (y), assim como o seu sinal de  $\Delta\text{H}_\text{c}$ . Perceba que, quando formos fazer a simplificação, poderemos assim eliminar os 3 mols de  $\text{CO}_2$  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  $\Delta\text{H}_\text{c}$ . Ao somarmos o sistema, teremos como resultado a equação de síntese do propano, assim como seu valor de  $\Delta\text{H}_\text{c}$



**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 ( $\text{CO}_2$ ). Três dos mais promissores combustíveis alternativos são o hidrogênio ( $\text{H}_2$ ), o etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) e o metano ( $\text{CH}_4$ ). 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)
$\text{H}_2$	2	270
$\text{CH}_4$	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:**

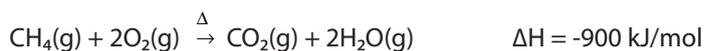
Atenção ao texto da questão: O combustível mais econômico, ou seja, o que teve a menor massa consumida, e o combustível mais poluente, que é aquele que produziu a maior massa de dióxido de carbono.

COMBUSTÍVEL MAIS ECONÔMICO

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

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

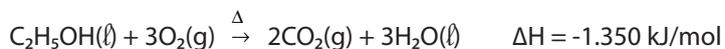
$$y = \frac{(-5400 \text{ kJ}) \cdot 2 \text{ g}}{(-270 \text{ kJ})} = 40 \text{ g de H}_2$$



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

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

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



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

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

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

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  $80^{\circ}\text{C}$ . 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

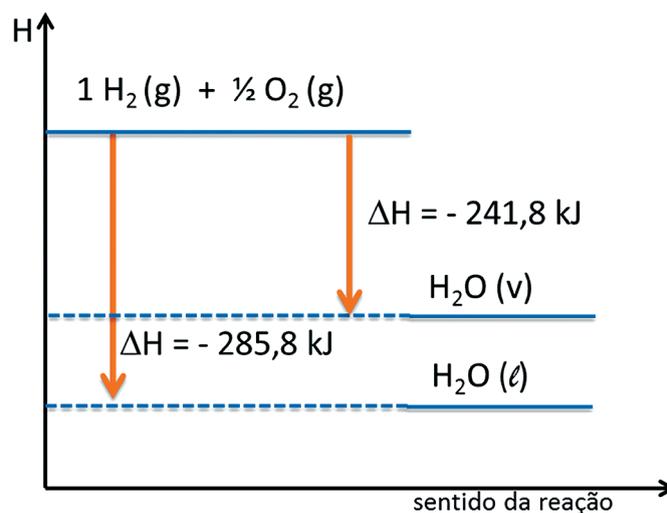
Um dos componentes do GLP (gás liquefeito do petróleo) é o propano ( $C_3H_8$ ). A sua combustão pode ser representada pela seguinte equação química:



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

## Exercício 2 - Cecierj - 2013

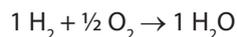
O diagrama a seguir mostra a síntese (formação) da água:



Fonte: Andrea Borges

Sobre ele, responda as questões a seguir:

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

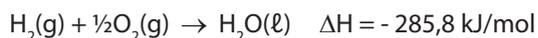


Por que os valores de variação de entalpia, representados no diagrama, são diferentes?

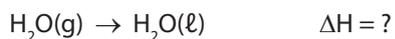
b. Escreva a equação termoquímica de decomposição da água no estado líquido.

### Exercício 3 – Cecierj – 2013

Considere as seguintes equações termoquímicas:

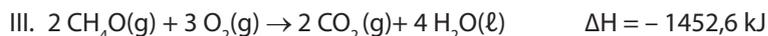
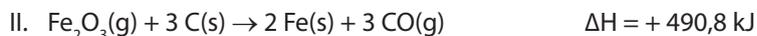


A partir delas, calcule a variação de entalpia na transformação da água de estado gasoso para estado líquido.



### 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.

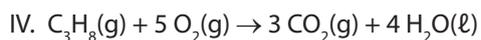
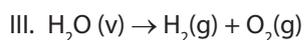
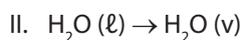
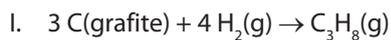
b. I e III.

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 <sub>3</sub> OH)	790	-726,0
Etanol (CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> 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.

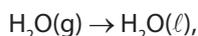
b. A reação de decomposição da água é a reação inversa da reação de formação da água. Sendo assim, o valor de  $\Delta H$  deve ter o seu sinal invertido:



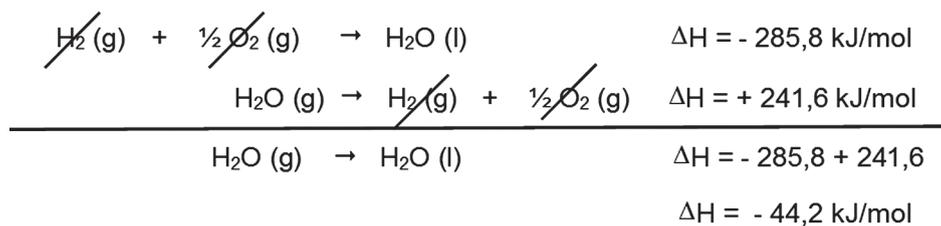
Preste atenção que o valor de  $\Delta H$  teve o seu sinal trocado: se a reação é exotérmica em um sentido ( $\Delta H$  negativo), o sentido inverso será endotérmico ( $\Delta H$  positivo).

## Exercício 3 – Cecierj – 2013

Para você determinar o valor de  $\Delta H$  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  $\Delta H$  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 -----  $\Delta E$  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 -----  $\Delta E$  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**