INTRODUÇÃO

A termoquímica estuda a quantidade de calor, liberado ou absorvido, envolvido nas reações de químicas.

Por essa razão, as **equações termoquímicas** irão apresentar, além dos reagentes e dos produtos, a quantidade de calor envolvida no processo.

Exemplo:

$H_{2(g)} + C\ell_{2(g)} \rightarrow 2HC\ell_{(g)} + 44{,}2$ kcal

Nesta reação, a quantidade de calor liberada foi de 44,2 kcal.

$NH_{3(g)} + 46{,}0$ kcal $\rightarrow \frac{1}{2} N_{2(g)} + 3/2\ H_{2(g)}$

Nesta reação, a quantidade absorvida de calor durante a reação foi de 46,0 kcal.

ENTALPIA

A entalpia (H) representa a quantidade de calor contida em um sistema, à pressão constante. Dessa maneira, é possível associar a palavra entalpia à energia.

VARIAÇÃO DE ENTALPIA (ΔH)

A quantidade de calor liberada ou absorvida em uma reação, a pressão constante, é chamada de calor de reação ou entalpia de reação.

Observe a equação química genérica abaixo:

$$A + B \rightarrow C + D\ \Delta H$$

Tanto os reagentes, quanto os produtos apresentam sua própria entalpia. Logo, a variação da entalpia de uma reação química é dada pela diferença de entalpia dos estados final e inicial.

A representação dessas entalpias é dada por:

- $\mathbf{H_R}$ → entalpia dos reagentes (A e B)
- $\mathbf{H_P}$ → entalpia dos produtos (C e D)

Assim:

$$\boxed{\Delta H = H_P - H_R}$$

TIPOS DE EQUAÇÕES TERMOQUÍMICAS

As reações químicas podem liberar ou absorver calor. Dependendo dessa condição, essas reações podem ser classificadas em:

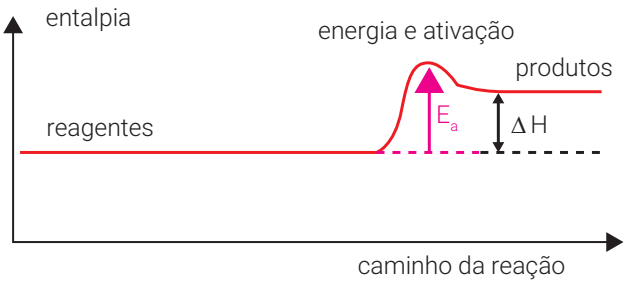
REAÇÃO ENDOTÉRMICA

É uma reação onde ocorre **absorção de energia**. Assim, podemos concluir que a entalpia dos produtos (H_P) é maior que a dos reagentes (H_R):

$$\boxed{H_P > H_R}$$

Sendo assim, como a relação $\Delta H = H_P - H_R$ é válida, tem-se que $\Delta H > 0$ para as reações endotérmicas.

Graficamente, as reações endotérmicas podem ser representadas da seguinte maneira:



$$\boxed{\text{endotérmica: } \Delta H > 0}$$

Quanto à representação das equações termoquímicas, estas podem ser feitas de diferentes maneiras:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{(g)}\ \Delta H = +43 \text{ kcal}$$
$$N_{2(g)} + O_{2(g)} + 43 \text{ kcal} \rightarrow 2NO_{(g)}$$
$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{(g)} - 43 \text{ kcal}$$

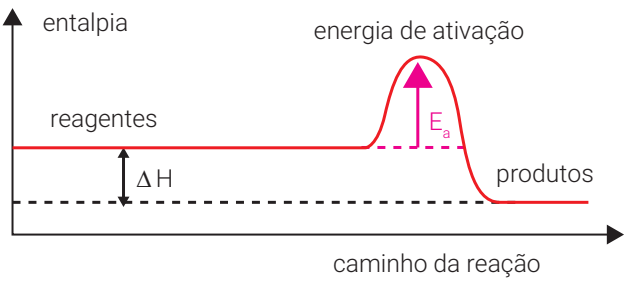
REAÇÃO EXOTÉRMICA

É uma reação onde ocorre **liberação de energia.** Dessa maneira, a entalpia dos reagentes é maior que a dos reagentes.

$$\boxed{H_R > H_P}$$

Sendo assim, como a relação $\Delta H = H_P - H_R$ é válida, tem-se que $\Delta H < 0$ para as reações endotérmicas.

No caso das reações químicas exotérmicas, a representação gráfica é dada por:



$$\boxed{\text{exotérmica: } \Delta H < 0}$$

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H = -94 \text{ kcal}$$
$$C_{(s)} + O_{2(g)} - 94 \text{ kcal} \rightarrow CO_{2(g)}$$
$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 94 \text{ kcal}$$

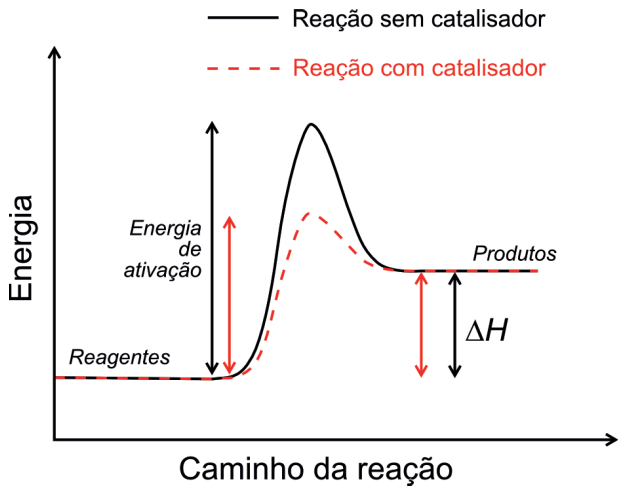
Analisando os gráficos apresentados, observa-se que no ponto de máximo do gráfico tem-se a chamada de energia de ativação, que pode ser definida como:

> **Energia de ativação:** é a quantidade de energia necessária para que uma reação química ocorra. Abaixo dessa quantidade definida, a reação química não se processa.

Quando uma reação química se processa, ocorrem choques entre as moléculas dos reagentes. Nesses choques, as ligações dos reagentes são enfraquecidas e inicia-se a formação de novas ligações. Essa etapa representa o estado intermediário, também chamado de **complexo ativado**.

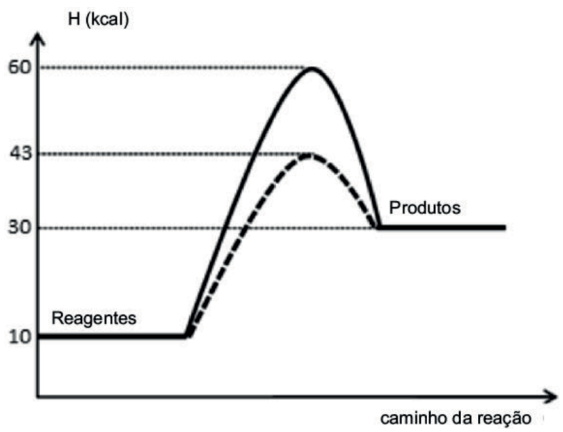
Essa energia de ativação pode sofrer alteração na presença de um **catalisador** no meio reacional. O catalisador é uma substância que tem a capacidade de reduzir a energia de ativação. Esse catalisador não participa efetivamente da reação, ou seja, não é consumido no processo.

Observe o gráfico abaixo, que representa a variação de entalpia de uma reação química na presença e na ausência de um catalisador:



EXERCÍCIO RESOLVIDO

01. Observe o gráfio abaixo e determine o valor da energia de ativação:



a) na presença do catalisador;
b) na ausência do catalisador.

Resolução:

a) Energia de ativação na ausência de catalisador = 60 – 10 = 50 kcal
b) Energia de ativação na presença de catalisador = 43 – 10 = 33 kcal

$\Delta H = H_P - H_R = 30 - 10 = +20$ kcal

PRINCIPAIS TIPOS DE ENTALPIA

- **Casos de entalpia ou calor de formação**

É a energia envolvida na formação de um mol de uma determinada substância, a partir das substâncias simples correspondentes, no estado-padrão.

Exemplo:

$H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O\ (l)\ \Delta H = -68{,}5$ kcal/mol

$H_{2(g)} + S_{(Rômbico)} + 2\ O_{2(g)} \rightarrow H_2SO_{4(\ell)}\ \Delta H = -194{,}5$ kcal/mol

$2\ C_{(grafite)} + 3\ H_{2(g)} + 1/2\ O_2 \rightarrow C_2H_3OH_{(\ell)}\ \Delta H = -66{,}4$ kcal/mol

O valor da entalpia de formação é calculado considerando-se que a entalpia padrão de substâncias simples é igual a 0.

$\Delta H_{f(H_2)} = \Delta H_{f_{(C)}} = \Delta H_{f(O_2)} = 0$

- **Entalpia de combustão**

É a energia liberada na combustão total de um mol de uma determinada substância.

Exemplo:

$CH_{4(g)} + 2\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(\ell)}\ \Delta H = -212{,}8$kcal/mol

$CH_3OH_{(g)} + 3/2\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\ H_2O\ \Delta H = -173{,}6$kcal/mol

- **Entalpia de neutralização**

É a energia liberada na neutralização de um ácido por uma base.

Exemplo:

$HC\ell_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaC\ell_{(aq)} + H_2O\ \Delta H = -13{,}84$ kcal

- **Entalpia de ligação**

É a energia liberada ou absorvida para que as ligações das moléculas sejam rompidas ou formadas. Para que o rompimento de ligações é necessária a absorção de energia, tratando-se, portanto, de um processo **endotérmico**. Já na formação de novas ligações, há liberação de energia, tratando-se, portanto, de um processo **exotérmico.** Isso ocorre, uma vez que a formação de novas ligações confere estabilidade à molécula.

Os valores da energia de ligação são tabelados, e, portanto, fixos. Observe os exemplos abaixo:

Ligação	Energia de Ligação (kJ · mol^{-1})
C - H	413
O = O	498
C = O	744
C - C	348
O - H	462

CÁLCULO DA ENTALPIA A PARTIR DE RELAÇÕES ESTEQUIOMÉTRICOS

É possível fazer o cálculo da entalpia a partir de relações estequiométricas. Para tal, é preciso relacionar a energia liberada ou absorvida com quantidade de matéria (mol). A resolução desse tipo de problema estequiométrico seguirá todas as etapas já estudadas.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

02. Dada a reação abaixo:

$$2\ CH_3OH_{(\ell)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 4\ H_2O_{(\ell)} + 2\ CO_{2(g)} \quad \Delta H = -1453\ kJ$$

Determine a energia liberada por 320 g de etanol.

Resolução:

A partir da equação termoquímica, sabe-se que 2 mol de CH_3OH libera 1453 kJ. Sabe-se que 1 mol de metanol apresenta 32 g/mol. Assim, tem-se que:

2 mol CH_3OH ___ 1453 kJ

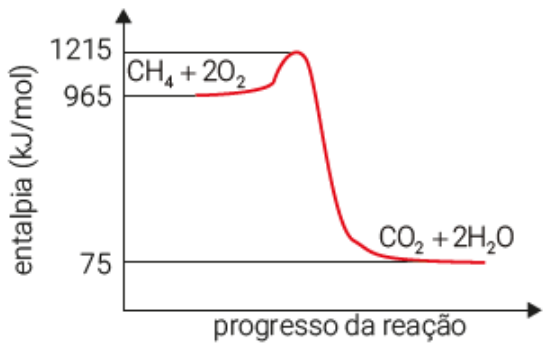
2 x 32 g ___ 1453 kJ

320 g ___ H ::.

H = - 7265 kJ

EXERCÍCIOS PROTREINO

01. Dado o gráfico a seguir:



Aponte:

c) A energia de ativação;

d) O valor de ΔH;

e) A classificação da reação.

02. Classifique os fenômenos a seguir em endotérmicos ou exotérmicos:

a) A combustão completa do metano (CH_4) produzindo CO_2 e H_2O.

b) O derretimento de um iceberg.

c) Formação de vapores a partir de granizos.

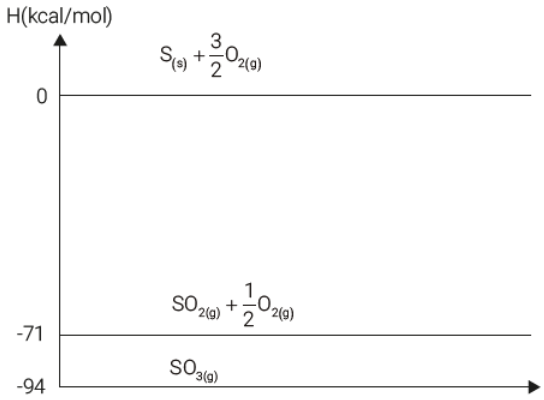
d) Formação de gelo.

03. A partir da reação:

$$C_{(grafite)} + O2_{(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -393{,}5\ kJ/mol$$

Aponte a quantidade de energia liberada na formação de 1280 g de CO_2.

04. Determine o valor da entalpia de combustão de 1 mol de $SO_{2(g)}$, em quilocalorias.



05. Calcule a energia liberada na combustão de 130 g de acetinelno, considerando um rendimento de 80%.

$$C_2H_{2(g)} + 2{,}5\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ CO_{2(g)} + H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = -1.255\ kJ$$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (UFRGS) De acordo com a Lei de Hess, a variação de entalpia de uma reação depende apenas dos estados inicial e final.

Considere as afirmações abaixo, sobre a Lei de Hess.

I. A reação reversa de uma reação endotérmica é sempre exotérmica.

II. A reação de combustão de um açúcar produzindo CO_2 e água terá a mesma variação de entalpia, caso ocorra em um calorímetro ou no organismo humano.

III. Um catalisador adequado propicia um caminho com menor diferença de entalpia entre reagente e produtos.

Quais estão corretas?

a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas I e II.
e) I, II e III.

02. (UFRGS) Duas reações químicas envolvendo o gás metano, juntamente com o seu efeito térmico, são equacionadas abaixo.

$$C_{(graf)} + 2\,H_{2(g)} \rightarrow CH_{4(g)} \qquad \Delta H_I$$
$$CH_{4(g)} + 2\,O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta H_{II}$$

Considere as seguintes afirmações a respeito das reações químicas.

I. ΔH_I é um exemplo de entalpia de ligação.

II. ΔH_{II} é um exemplo de entalpia de combustão.

III. ΔH_{II} é negativo.

Quais estão corretas?

a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas II e III.
e) I, II e III.

03. (MACKENZIE) A respeito da combustão completa de 1 mol de gás propano, no estado padrão, são feitas as seguintes afirmações:

I. Trata-se de um processo endotérmico.
II. Ocorre com liberação de energia para o meio externo.
III. Há a formação de 3 mols de dióxido de carbono e 4 mols de água.
IV. São consumidos 5 mols de gás oxigênio.

Analisando-se as afirmações acima, estão corretas somente

a) I e II.
b) I, II e III.
c) II, III e IV.
d) I, III e IV.
e) II e IV.

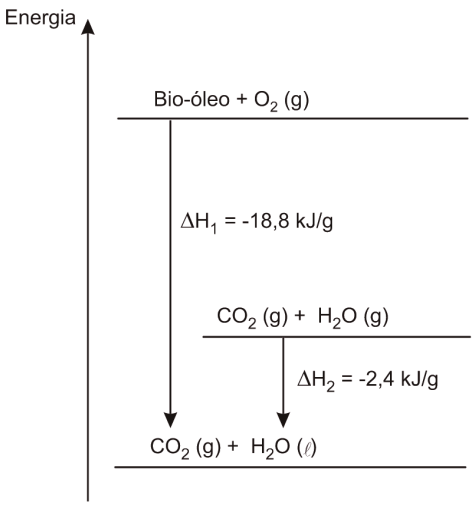
04. (UFRGS) Considere as seguintes afirmações sobre termoquímica.

I. A vaporização do etanol é um processo exotérmico.
II. Os produtos de uma reação de combustão têm entalpia inferior aos reagentes.
III. A reação química da cal viva (óxido de cálcio) com a água é um processo em que ocorre absorção de calor.

Quais estão corretas?

a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas I e II.
e) I, II e III.

05. (ENEM) O aproveitamento de resíduos florestais vem se tornando cada dia mais atrativo, pois eles são uma fonte renovável de energia. A figura representa a queima de um bio-óleo extraído do resíduo de madeira, sendo ΔH_1 a variação de entalpia devido à queima de 1g desse bio-óleo, resultando em gás carbônico e água líquida, e ΔH_2 , a variação de entalpia envolvida na conversão de 1g de água no estado gasoso para o estado líquido.



A variação de entalpia, em kJ, para a queima de 5 g desse bio-óleo resultando em CO_2 (gasoso) e H_2O (gasoso) é:

a) -106
b) -94
c) -82
d) -21,2
e) -16,4

06. (ENEM) Ainda hoje, é muito comum as pessoas utilizarem vasilhames de barro (moringas ou potes de cerâmica não esmaltada) para conservar água a uma temperatura menor do que a do ambiente. Isso ocorre porque:

a) o barro isola a água do ambiente, mantendo-a sempre a uma temperatura menor que a dele, como se fosse isopor.
b) o barro tem poder de "gelar" a água pela sua composição química. Na reação, a água perde calor.
c) o barro é poroso, permitindo que a água passe através dele. Parte dessa água evapora, tomando calor da moringa e do restante da água, que são assim resfriadas.
d) o barro é poroso, permitindo que a água se deposite na parte de fora da moringa. A água de fora sempre está a uma temperatura maior que a de dentro.
e) a moringa é uma espécie de geladeira natural, liberando substâncias higroscópicas que diminuem naturalmente a temperatura da água.

07. (ENEM) O abastecimento de nossas necessidades energéticas futuras dependerá certamente do desenvolvimento de tecnologias para aproveitar a energia solar com maior eficiência. A energia solar é a maior fonte de energia mundial. Num dia ensolarado, por exemplo, aproximadamente 1 kJ de energia solar atinge cada metro quadrado da superfície terrestre por segundo. No entanto, o aproveitamento dessa energia é difícil porque ela é diluída (distribuída por uma área muito extensa) e oscila com o horário e as condições climáticas. O uso efetivo da energia solar depende de formas de estocar a energia coletada para uso posterior.

BROWN, T. Química, a ciência central. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

Atualmente, uma das formas de se utilizar a energia solar tem sido armazená-la por meio de processos químicos endotérmicos que mais tarde podem ser revertidos para liberar calor. Considerando a reação:

$$CH_{4(g)} + H_2O_{(v)} + \text{calor} \rightleftarrows CO_{(g)} + 3H_{2(g)}$$

e analisando-a como potencial mecanismo para o aproveitamento posterior da energia solar, conclui-se que se trata de uma estratégia

a) insatisfatória, pois a reação apresentada não permite que a energia presente no meio externo seja absorvida pelo sistema para ser utilizada posteriormente.
b) insatisfatória, uma vez que há formação de gases poluentes e com potencial poder explosivo, tornando-a uma reação perigosa e de difícil controle.
c) insatisfatória, uma vez que há formação de gás CO que não possui conteúdo energético passível de ser aproveitado posteriormente e é considerado um gás poluente.
d) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com absorção de calor e promove a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.
e) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com liberação de calor havendo ainda a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.

08. (ENEM) Um dos problemas dos combustíveis que contêm carbono é que sua queima produz dióxido de carbono. Portanto, uma característica importante, ao se escolher um combustível, é analisar seu calor de combustão (ΔH_C^o), definido como a energia liberada na queima completa de um mol de combustível no estado padrão. O quadro seguinte relaciona algumas substâncias que contêm carbono e seu ΔH_C^o.

Substância	Fórmula	ΔH_c^o (kJ/mol)
benzeno	C_6H_6 (ℓ)	- 3 268
etanol	C_2H_5OH (ℓ)	- 1 368
glicose	$C_6H_{12}O_6$ (s)	- 2 808
metano	CH_4 (g)	- 890
octano	C_818_6 (ℓ)	- 5 471

Neste contexto, qual dos combustíveis, quando queimado completamente, libera mais dióxido de carbono no ambiente pela mesma quantidade de energia produzida?

a) Benzeno.
b) Metano.
c) Glicose.
d) Octano.
e) Etanol.

09. (ENEM PPL) Para comparar a eficiência de diferentes combustíveis, costuma-se determinar a quantidade de calor liberada na combustão por mol ou grama de combustível. O quadro mostra o valor de energia liberada na combustão completa de alguns combustíveis.

Combustível	ΔH_c^o a 25 °C (kJ/mol)
Hidrogênio (H_2)	-286
Etanol (C_2H_5OH)	-1.368
Metano (CH_4)	-890
Metanol (CH_3OH)	-726
Octano (C_8H_{18})	-5.471

As massas molares dos elementos H, C e O são iguais a 1 g/mol, 12 g/mol e 16 g/mol, respectivamente.

ATKINS, P. Princípios de química. Porto Alegre: Bookman, 2007 (adaptado).

Qual combustível apresenta maior liberação de energia por grama?

a) Hidrogênio.
b) Etanol.
c) Metano.
d) Metanol.
e) Octano.

10. (ENEM) Por meio de reações químicas que envolvem carboidratos, lipídeos e proteínas, nossas células obtêm energia e produzem gás carbônico e água. A oxidação da glicose no organismo humano libera energia, conforme ilustra a equação química, sendo que aproximadamente 40% dela é disponibilizada para atividade muscular.

$$C_6H_{12}O_{6(s)} + 6\ O_{2(g)} \rightarrow 6\ CO_{2(g)} + 6\ H_20_{(\ell)} \qquad \Delta CH = -2800kJ$$

Considere as massas molares (em g·mol^{-1}); H = 1; C = 12; O = 16.

LIMA, L. M.; FRAGA, C. A. M.; BARREIRO, E. J. Química na saúde. São Paulo: Sociedade Brasileira de Química, 2010 (adaptado).

Na oxidação de 1,0 grama de glicose, a energia obtida para atividade muscular, em quilojoule, é mais próxima de

a) 6,2.
b) 15,6.
c) 70,0.
d) 622,2.
e) 1120,0.

11. (ENEM) Nas últimas décadas, o efeito estufa tem-se intensificado de maneira preocupante, sendo esse efeito muitas vezes atribuído à intensa liberação de CO_2 durante a queima de combustíveis fósseis para geração de energia. O quadro traz as entalpias-padrão de combustão a 25 °C (ΔH^0_{25}) do metano, do butano e do octano.

Composto	Fórmula molecular	Massa molar (g/mol)	ΔH^0_{25} (kJ/mol)
metano	CH_4	16	- 890
butano	C_4H_{10}	58	- 2.878
octano	C_8H_{18}	114	- 5.471

À medida que aumenta a consciência sobre os impactos ambientais relacionados ao uso da energia, cresce a importância de se criar políticas de incentivo ao uso de combustíveis mais eficientes. Nesse sentido, considerando-se que o metano, o butano e o octano sejam representativos do gás natural, do gás liquefeito de petróleo (GLP) e da gasolina, respectivamente, então, a partir dos dados fornecidos, é possível concluir que, do ponto de vista da quantidade de calor obtido por mol de CO_2 gerado, a ordem crescente desses três combustíveis é

a) gasolina, GLP e gás natural.
b) gás natural, gasolina e GLP.
c) gasolina, gás natural e GLP.
d) gás natural, GLP e gasolina.
e) GLP, gás natural e gasolina.

12. (UERJ) A lactose é hidrolisada no leite "*sem lactose*", formando dois carboidratos, conforme a equação química:

lactose + água → glicose + galactase

Se apenas os carboidratos forem considerados, o valor calórico de 1 litro tanto do leite integral quanto do leite "*sem lactose*" é igual a -90 kcal, que corresponde à entalpia-padrão de combustão de 1 mol de lactose.

Assumindo que as entalpias-padrão de combustão da glicose e da galactose são iguais, a entalpia de combustão da glicose, em kcal/mol, é igual a:

a) -45
b) -60
c) -120
d) -180

13. (UECE) Durante a Segunda Guerra Mundial, o monóxido de carbono foi usado como combustível alternativo nos veículos para suprir a falta de gasolina. O monóxido de carbono era obtido em equipamentos conhecidos como gasogênios, pela combustão parcial da madeira. Nos motores dos automóveis, o monóxido de carbono era convertido em gás carbônico ao reagir com o oxigênio, e liberava 57,0 kcal/mol. Sabendo-se que a entalpia do produto dióxido de carbono é -94,0 kcal, pode-se afirmar corretamente que a entalpia de formação do monóxido de carbono é

a) -37,0 kcal/mol
b) -151,0 kcal/mol
c) +37,0 kcal/mol
d) +151,0 kcal/mol

14. (ENEM PPL) A escolha de uma determinada substância para ser utilizada como combustível passa pela análise da poluição que ela causa ao ambiente e pela quantidade de energia liberada em sua combustão completa. O quadro apresenta a entalpia de combustão de algumas substâncias. As massas molares dos elementos H, C e O são, respectivamente, iguais a 1 g/mol, 12 g/mol e 16 g/mol.

Substância	Fórmula	Entalpia de combustão (kJ/mol)
Acetileno	C_2H_2	-1298
Etano	C_2H_6	-1558
Etanol	C_2H_5OH	-1366
Hidrogênio	H_2	-242
Metanol	CH_3OH	-558

Levando-se em conta somente o aspecto energético, a substância mais eficiente para a obtenção de energia, na combustão de1 kg de combustível, é o

a) etano.
b) etanol.
c) metanol.
d) acetileno.
e) hidrogênio.

15. (ENEM PPL) O urânio é um elemento cujos átomos contêm 92 prótons, 92 elétrons e entre 135 e 148 nêutrons. O isótopo de urânio ^{235}U é utilizado como combustível em usinas nucleares, onde, ao ser bombardeado por nêutrons, sofre fissão de seu núcleo e libera uma grande quantidade de energia ($2{,}35\times10^{10}$ kJ/mol). O isótopo ^{235}U ocorre naturalmente em minérios de urânio, com concentração de apenas 0,7%. Para ser utilizado na geração de energia nuclear, o minério é submetido a um processo de enriquecimento, visando aumentar a concentração do isótopo ^{235}U para, aproximadamente, 3% nas pastilhas. Em décadas anteriores, houve um movimento mundial para aumentar a geração de energia nuclear buscando substituir, parcialmente, a geração de energia elétrica a partir da queima do carvão, o que diminui a emissão atmosférica de CO_2 (gás com massa molar igual a 44 g/mol).

A queima do carvão é representada pela equação química:

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H = -400\ kJ/mol$$

Qual é a massa de CO_2, em toneladas, que deixa de ser liberada na atmosfera, para cada 100 g de pastilhas de urânio enriquecido utilizadas em substituição ao carvão como fonte de energia?

a) 2,10
b) 7,70
c) 9,00
d) 33,0
e) 300

16. (UNICAMP) Em 12 de maio de 2017 o Metrô de São Paulo trocou 240 metros de trilhos de uma de suas linhas, numa operação feita de madrugada, em apenas três horas. Na solda entre o trilho novo e o usado empregou-se uma reação química denominada térmita, que permite a obtenção de uma temperatura local de cerca de 2.000 °C

A reação utilizada foi entre um óxido de ferro e o alumínio metálico.

De acordo com essas informações, uma possível equação termoquímica do processo utilizado seria

a) $Fe_2O_3 + 2\ A\ell \rightarrow 2\ Fe + A\ell_2O_3$; $\Delta H = +\ 852\ kJ{\cdot}mol^{-1}$
b) $FeO_3 + A\ell \rightarrow Fe + A\ell O_3$; $\Delta H = -\ 852\ kJ{\cdot}mol^{-1}$
c) $FeO_3 + A\ell \rightarrow Fe + A\ell O_3$; $\Delta H = +\ 852\ kJ{\cdot}mol^{-1}$
d) $Fe_2O_3 + 2\ A\ell \rightarrow 2\ Fe + A\ell_2O_3$; $\Delta H = -\ 852\ kJ{\cdot}mol^{-1}$
e) $2\ FeO + A\ell \rightarrow A\ell O_2 + 2\ Fe$; $\Delta H = +\ 852\ kJ{\cdot}mol^{-1}$

17. (ENEM) No que tange à tecnologia de combustíveis alternativos, muitos especialistas em energia acreditam que os alcoóis vão crescer em importância em um futuro próximo.

Realmente, alcoóis como metanol e etanol têm encontrado alguns nichos para uso doméstico como combustíveis há muitas décadas e, recentemente, vêm obtendo uma aceitação cada vez maior como aditivos, ou mesmo como substitutos para gasolina em veículos.

Algumas das propriedades físicas desses combustíveis são mostradas no quadro seguinte.

Álcool	Densidade a 25°C (g/mL)	Calor de Combustão (kJ/mol)
Metanol (CH_3OH)	0,79	– 726,0
Etanol (CH_3CH_2OH)	0,79	– 1367,0

Dados massas molares em g/mol: H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0.

Considere que, em pequenos volumes, o custo de produção de ambos os alcoóis seja o mesmo. Dessa forma, do ponto de vista econômico, é mais vantajoso utilizar

a) metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 22,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
b) etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 29,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
c) metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 17,9 MJ de energia por litro de combustível queimado.
d) etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 23,5 MJ de energia por litro de combustível queimado.
e) etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 33,7 MJ de energia por litro de combustível queimado.

18. (ENEM) O carro flex é uma realidade no Brasil. Estes veículos estão equipados com motor que tem a capacidade de funcionar com mais de um tipo de combustível. No entanto, as pessoas que têm esse tipo de veículo, na hora do abastecimento, têm sempre a dúvida: álcool ou gasolina? Para avaliar o consumo desses combustíveis, realizou-se um percurso com um veículo flex, consumindo 40 litros de gasolina e no percurso de volta utilizou-se etanol. Foi considerado o mesmo consumo de energia tanto no percurso de ida quanto no de volta.

O quadro resume alguns dados aproximados sobre esses combustíveis.

Combustível	Densidade (gmL^{-1})	Calor de combustão ($kcal\ g^{-1}$)
Etanol	0,8	-6
Gasolina	0,7	-10

O volume de etanol combustível, em litro, consumido no percurso de volta é mais próximo de

a) 27
b) 32
c) 37
d) 58
e) 67

19. (ENEM PPL) O etanol é um combustível renovável obtido da cana-de-açúcar e é menos poluente do que os combustíveis fósseis, como a gasolina e o diesel. O etanol tem densidade 0,8 g/cm^3, massa molar 46 g/mol e calor de combustão aproximado de -1.300 kJ/mol. Com o grande aumento da frota de veículos, tem sido incentivada a produção de carros bicombustíveis econômicos, que são capazes de render até 20 km/L em rodovias, para diminuir a emissão de poluentes atmosféricos.

O valor correspondente à energia consumida para que o motorista de um carro econômico, movido a álcool, percorra 400 km na condição de máximo rendimento é mais próximo de

a) 565 MJ
b) 452 MJ
c) 520 MJ
d) 390 MJ
e) 348 MJ

20. (UNICAMP) Numa fritadeira a ar com potência de 1400 W, um pedaço de carne ficou pronto para ser consumido após 18 minutos de funcionamento do equipamento. Um cozimento semelhante foi realizado em menor tempo em um fogão a gás. Nesse caso, foram consumidos 16 gramas de gás propano, cuja reação de combustão é dada por:

$$C_3H_{8(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(g)};\ \Delta H = -2046\ kJ\,mol^{-1}.$$

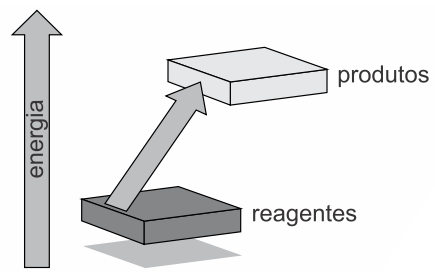
Comparando os dois processos de cozimento, o consumo de energia foi maior empregando-se

Dados: C = 12; H = 1.

a) o fogão a gás, sendo cerca de 1,5 vezes maior que o consumo da fritadeira a ar.
b) o fogão a gás, sendo cerca de 12 vezes maior que o consumo da fritadeira a ar.
c) a fritadeira a ar, sendo cerca de 6 vezes maior que o consumo do fogão a gás.
d) a fritadeira a ar, sendo cerca de 2 vezes maior que o consumo do fogão a gás.

EXERCÍCIOS DE APROFUNDAMENTO

01. (UNICID) Analise o diagrama de uma reação química:



a) O processo representado pelo diagrama é endotérmico ou exotérmico? Justifique sua resposta.
b) Considere as equações:

$$C_{(s)} + 2\,S_{(s)} \rightarrow CS_{2(\ell)} \quad \Delta H = +92\ kJ$$
$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H = -393\ kJ$$
$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,NO_{(g)} \quad \Delta H = +180\ kJ$$
$$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(\ell)} \quad \Delta H = -286\ kJ$$

Selecione as reações químicas que podem ser usadas como exemplos para o diagrama. Justifique sua resposta.

02. (UERJ) Café quentinho a qualquer hora: chegou ao Brasil o café *hot when you want*, que, em português, significa "quente quando você quiser". Basta apertar um botão no fundo da lata, esperar três minutos e pronto! Café quentinho por 20 minutos!

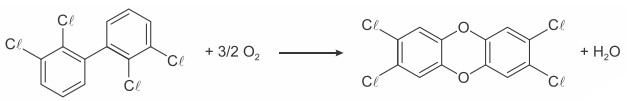
Adaptado de www1.folha.uol.com.br, 15/02/2002.

Para garantir o aquecimento, as latas desse produto possuem um compartimento com óxido de cálcio e outro com água. Ao pressionar o botão, essas duas substâncias se misturam, gerando energia e esquentando o café rapidamente.

Escreva a equação química que representa a reação entre o óxido de cálcio e a água, nomeando o produto formado.

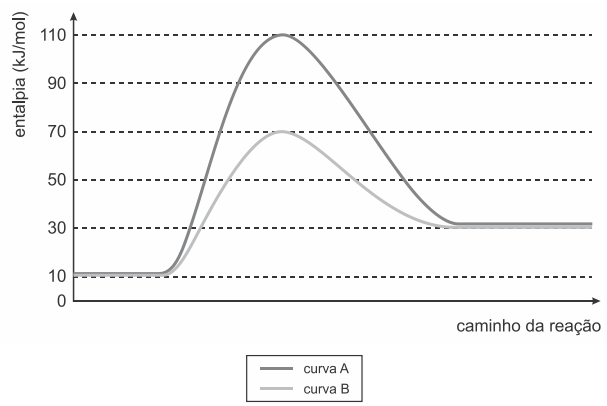
Classifique, ainda, a reação química ocorrida quanto ao calor envolvido.

03. (UFPR) Policlorobifenila, conhecido como PCB, é uma classe de compostos sintéticos aromáticos que foi extensivamente utilizada em fluidos refrigerantes para transformadores, capacitores e motores elétricos, devido à excelente propriedade dielétrica e estabilidade química. O descarte inapropriado de PCB no meio ambiente causa diversos problemas, em função da alta toxicidade e longevidade no ambiente. Os PCBs são agentes carcinogênicos para humanos e animais. A remediação de solos contaminados com PCB é bastante difícil, devido à alta estabilidade desses compostos. A incineração desses solos em temperaturas inferiores a 700 °C produz compostos voláteis perigosos, como as dioxinas. Dioxinas são ainda mais tóxicas e são agentes carcinogênicos e teratogênicos. A equação a seguir corresponde à reação de oxidação de 1,1'-bifenila, 2,2',3,3'-tetracloro (Δ_fH^0 = 73,2 kJmol^{-1}) em 2,3,7,8-tetraclorodibenzon-p-dioxina (Δ_fH^0 = -114,4 kJmol^{-1}). A entalpia de formação da água nas condições de reação é (Δ_fH^0 = -241,8 kJmol^{-1}).



a) Calcule a entalpia da reação ilustrada. Mostre como chegou ao valor.
b) Essa reação é endotérmica? Explique como se chega a tal conclusão.

04. (UERJ) Observe no gráfico os valores de entalpia ao longo do caminho de uma reação de hidrogenação do pent-2-eno, em duas condições: presença e ausência de catalisador.



Indique a curva que representa a reação química na presença de catalisador e calcule, em kJ/mol, sua energia de ativação.

Determine, ainda, a variação de entalpia dessa reação, em kJ/mol, e nomeie o produto formado.

05. (UERJ) Considere os seguintes valores das entalpias-padrão da síntese do HCℓ, a partir dos mesmos regentes no estado gasoso.

$$HC\ell_{(g)} : \Delta H^0 = -92{,}5 kJ \times mol^{-1}$$
$$HC\ell_{(\ell)} : \Delta H^0 = -108{,}7 kJ \times mol^{-1}$$

Calcule a entalpia-padrão, em $kJmol^{-1}$, de vaporização do HCℓ e nomeie duas mudanças de estado físico dessa substância que sejam exotérmicas.

GABARITO

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. D	05. C	09. A	13. A	17. D.
02. D	06. C	10. A	14. E	18. D
03. C	07. D	11. A	15. D	19. B
04. B	08. C	12. A	16. D	20. D

EXERCÍCIOS DE APROFUNDAMENTO

01. a) Endotérmico, uma vez que há absorção de energia.

b) Primeira e terceira reações, onde $\Delta H > 0$

02. $CaO_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow Ca(OH)_{2(aq)}$

O produto formado é o hidróxido de cálcio e a reação é exotérmica.

03. a) $\Delta H = -429{,}4$ kJ/mol

b) Não, a reação é exotérmica ($\Delta H < 0$)

04. Curva B: presença de catalisador, uma vez eu a energia de ativação é menor.

$E_{ativação} = 60$ kJ

$\Delta H = +20$ kJ

Produto formado: pentano.

05. $\Delta H = +16{,}2$ kJ/mol

Mudanças de estado exotérmicas : solidificação e liquefação

ANOTAÇÕES