

Prof. Marcus Ennes

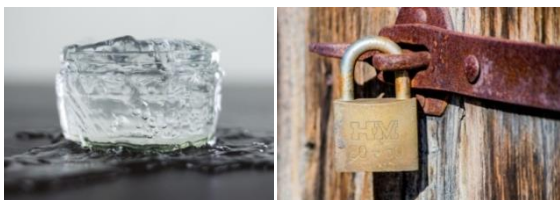
Prof. Felipe Garcia

# Físico-química

## UNIDADE 30: Termoquímica – Parte 1

Na natureza existem dois tipos de fenômenos, os físicos e os químicos. Sabemos que os fenômenos químicos envolvem a mudança na composição das substâncias envolvidas enquanto os fenômenos físicos não provocam mudança na composição.

Se observarmos ao nosso redor poderemos ver diversos exemplos de fenômenos físicos e químicos. Como um bloco de gelo derretendo ou a roupa molhada secando, fenômenos físicos, e a oxidação de uma barra de ferro ou o preparo de um bolo, fenômenos químicos.



Do ponto de vista energético podemos definir duas naturezas para os fenômenos, sejam eles físicos ou químicos: ou eles ocorrem absorvendo energia ou ocorrem liberando energia.

A fusão do gelo ou a evaporação do etanol são exemplos de fenômenos físicos que ocorrem absorvendo energia. Por isso, ao borrifarmos álcool ou passarmos álcool gel na pele temos a sensação de gelado, significa que a energia está sendo absorvida da nossa pele.

Já a combustão de um gás ou da própria madeira são exemplos de fenômenos químicos que ocorrem liberando energia sob a forma de calor. Isso explica a sensação de quente que

temos ao nos aproximarmos de uma fogueira ou da chama de um fogão.

A termoquímica é a parte da química que estuda a natureza energética dos fenômenos químicos. Assim, da mesma forma que foi criado o metro para desenvolver a velocidade, ou o quilo para desenvolver o peso, foi necessário criar uma função para desenvolver o estudo da termoquímica, e esta função é chamada de entalpia.

### Entalpia (H)

A entalpia é o conteúdo energético das substâncias, e é chamada de função de estado. Toda função de estado tem como característica principal a não preocupação com o meio do caminho da reação, apenas com os estados inicial e final. Logo, a entalpia se preocupará apenas com os estados energéticos inicial e final nas reações químicas. Não há maneira de determinar o conteúdo energético das substâncias, na prática o que se mede é a variação de entalpia ( $\Delta H$ ), através da utilização de calorímetros. A variação de entalpia para uma reação química pode ser calculada com a seguinte fórmula:

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

Sendo  $H_{\text{produtos}}$  o somatório da entalpia de todos os produtos, devidamente multiplicados cada um por seu respectivo

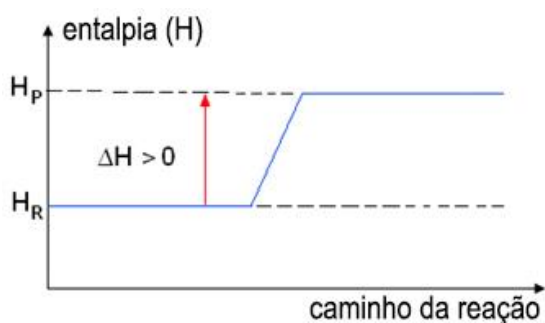
coeficiente estequiométrico, e  $H_{\text{reagentes}}$  o somatório da entalpia de todos os reagentes também multiplicados cada um por seu respectivo coeficiente estequiométrico. Conforme dito anteriormente, há fenômenos que absorvem energia, nos quais o valor de  $\Delta H$  é positivo ( $\Delta H > 0$ ), chamados de endotérmicos, e fenômenos que liberam energia, nos quais o valor de  $\Delta H$  é negativo ( $\Delta H < 0$ ), chamados de exotérmicos.

## $\Delta H$ em reações endotérmicas

No nosso cotidiano temos diversas aplicações das reações endotérmicas, como por exemplo a bolsa de gelo instantâneo, que desenvolve uma reação entre os seus componentes produzindo uma sensação de gelado, ou seja, absorve calor. Desenvolvendo com base na fórmula os fenômenos endotérmicos podemos deduzir uma relação entre a entalpia dos produtos e a entalpia dos reagentes, observe:

$$\Delta H > 0$$
$$H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} > 0$$
$$H_{\text{produtos}} > H_{\text{reagentes}}$$

Pode-se perceber através da relação desenvolvida acima que se a variação de entalpia for positiva a entalpia dos produtos será maior que a entalpia dos reagentes. Podemos também analisar graficamente o processo:



É possível observar no gráfico, que representa genericamente uma reação endotérmica, há dois patamares,  $H_R$  e  $H_P$ . Seguindo pelo caminho da reação (curva não tracejada), teremos o primeiro, que representa

a energia dos reagentes e o segundo, que representa a energia dos produtos. Nota-se que o patamar dos produtos está acima do patamar dos reagentes. Este padrão sempre será seguido nos processos endotérmicos visto que os reagentes absorvem energia para tornarem-se produtos.

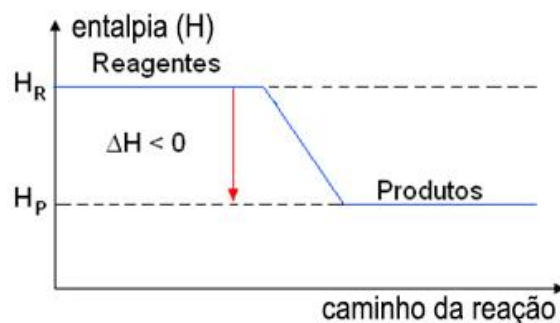
Pensando dessa forma, uma outra maneira de representar um fenômeno endotérmico seria reagentes + energia  $\rightarrow$  produtos. É importante ressaltar que quando escrevemos o processo assim não inserimos o valor de  $\Delta H$ , visto que a própria reação já descreve energeticamente o que acontece.

## $\Delta H$ em reações exotérmicas

Ao nosso redor temos também uma vasta gama de aplicabilidade para as reações exotérmicas. Para o preparo de comida por exemplo precisamos de uma chama, que nada mais é que uma reação química exotérmica entre o gás de cozinha e o oxigênio do ar. Podemos também desenvolver com base na fórmula os fenômenos exotérmicos para deduzir uma relação entre a entalpia dos produtos e a entalpia dos reagentes, observe:

$$\Delta H < 0$$
$$H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} < 0$$
$$H_{\text{produtos}} < H_{\text{reagentes}}$$

A relação desenvolvida acima demonstra que sempre que a variação de entalpia for negativa a entalpia dos produtos será menor que a entalpia dos reagentes. Podemos também analisar graficamente o processo:



Percebe-se a repetição do padrão, ou seja, o gráfico permite observar os dois patamares  $H_R$  e  $H_P$ , o primeiro representando a entalpia dos reagentes e o segundo a entalpia dos produtos. Nota-se que os produtos estão em um patamar energético abaixo dos reagentes. Este padrão sempre será seguido nos processos exotérmicos.

Tendo isso em mente, outra forma de representar um fenômeno exotérmico seria reagentes  $\rightarrow$  produtos + energia. Vale para essa representação a mesma observação do processo endotérmico, quando escrevemos o processo dessa forma não inserimos o valor de  $\Delta H$ , visto que a própria reação já descreve energeticamente o que acontece.

## $\Delta H$ nas mudanças de estado físico

Conforme mencionado inicialmente, há fenômenos físicos e químicos. O estudo da variação de entalpia para os fenômenos físicos consiste na análise da troca de calor para as mudanças de estado físico ou ionizações/dissociações (não esqueça que solvatação é um fenômeno físico). Sabemos instintivamente que se colocarmos gelo na palma da mão esta ficará mais gelada. Isto ocorre pois o gelo ( $H_2O$  no estado sólido) rouba calor da palma da mão.



Percebe-se através da representação acima que o fenômeno é endotérmico, ou seja, absorve 7,3 kJ para cada mol de água que passam do estado sólido para o líquido. Da mesma forma que para 1 mol de água passarem do estado líquido para o estado sólido, o que seria o processo inverso, serão liberados 7,3 kJ:



A entalpia pode receber alguns nomes também. Como entalpia de solidificação (quando a substância passa do estado líquido para o estado sólido), ou entalpia de fusão (quando a substância passa do estado sólido

para o líquido), dentre outros relacionados a mudanças de estado físico ou solvatações.

## Cálculos envolvendo $\Delta H$

Há basicamente três maneiras de calcular a variação de entalpia. A primeira, através da entalpia de formação das substâncias, que é a energia envolvida na formação das substâncias a partir de substâncias simples. A segunda, através da energia de ligação, que vai levar em consideração ligações formadas e rompidas e a terceira, pela lei de Hess, que é baseada na manipulação e adição de reações e suas variações de entalpia.

A estequiometria nos dá a base para o cálculo envolvendo energia. Note que conforme o exemplo anterior representa, a energia está relacionada a uma quantidade de matéria, o mol. Se desejarmos derreter mais do que 1 mol de água no estado sólido, precisamos de mais do que 7,3 kJ. Se por acaso desejássemos derreter 720 g de água, poderíamos calcular a quantidade de calor necessária:

$$1 \text{ mol } H_2O \text{ — } 7,3 \text{ kJ}$$

$$18 \text{ g } H_2O \text{ — } 7,3 \text{ kJ}$$

$$720 \text{ g } H_2O \text{ — } x \text{ kJ}$$

$$x = \frac{720 \cdot 7,3}{18} = 292 \text{ kJ}$$

Vamos utilizar um outro exemplo, uma reação de neutralização ácido-base, que libera energia. Quanto mais ácido e base houver mais energia será liberada, pois a energia é proporcional ao número de mols que reagem. Da mesma forma que se a reação for invertida, o sinal para variação de entalpia também será.

## Entalpia-padrão ( $H^0$ )

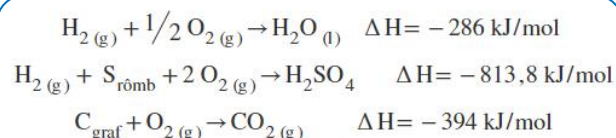
A entalpia de uma substância depende da temperatura, pressão, estado físico, e da variedade alotrópica. Para padronizar então foi

criado um referencial, que é a entalpia-padrão. As entalpias então serão sempre avaliadas em relação a uma mesma condição (estado-padrão). O estado-padrão de uma substância corresponde a forma mais estável da mesma a 1 atm e 25 °C.

Por convenção estabeleceu-se também que toda substância simples (substância formada por apenas um tipo de átomo), como O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, S<sub>rômb</sub>, Fe, C<sub>grafite</sub>, N<sub>2</sub> no estado-padrão e na sua forma alotrópica mais estável terá entalpia (H) igual a zero.

## Entalpia de formação (H<sub>f</sub>)

Define-se como entalpia de formação a energia envolvida na formação de 1 mol de determinada substância a partir de substâncias simples no estado-padrão. Também pode ser chamado de calor de formação ou entalpia-padrão de formação. Temos alguns exemplos:



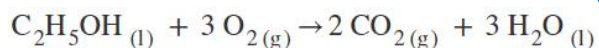
Os valores de entalpia de formação podem ser descritos ou apresentados em uma tabela:

Substância	$\Delta H_f^0$ (kJ/mol)
CH <sub>4</sub> (g)	-74,9
CO <sub>2</sub> (g)	-394
H <sub>2</sub> O (g)	-286
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (l)	-278
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (g)	-84,5
CaO (s)	-635,5
NaCl (s)	-413
SO <sub>3</sub> (g)	-396

Utilizaremos alguns dados desta tabela para fazer dois exemplos envolvendo as relações entre a variação de entalpia e as entalpias de formação de reagentes e produtos.

## Cálculo do $\Delta H$ a partir das entalpias de formação (H<sub>f</sub>)

Vamos a um exemplo no qual calcularemos a variação de entalpia para uma reação (mais especificamente uma reação de combustão) a partir das entalpias de formação das substâncias envolvidas:

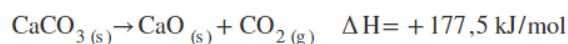


Aplicando a fórmula temos que:

$$\begin{aligned} \Delta H &= H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} \\ \Delta H &= (2 \cdot H_f^0 \text{CO}_2 + 3 \cdot H_f^0 \text{H}_2\text{O}) - (H_f^0 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \\ \Delta H &= (2 \cdot (-394) + 3 \cdot (-286)) - (-278) \\ \Delta H &= -1646 + 278 = -1368 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

A partir deste resultado pode-se confirmar que a reação de combustão do etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) é exotérmica, ou seja, libera energia. A energia liberada equivale a 1368 kJ para cada mol de etanol consumido. Lembre-se que a entalpia-padrão de formação do oxigênio é zero pois substâncias simples no estado-padrão e na sua forma alotrópica mais estável tem entalpia igual a zero.

Agora vamos a um exemplo no qual calcularemos a entalpia de formação de uma substância a partir da entalpia de formação das outras substâncias envolvidas e da variação de entalpia da reação:



Aplicando a fórmula temos que:

$$\begin{aligned} \Delta H &= H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} \\ \Delta H &= (H_f^0 \text{CaO} + H_f^0 \text{CO}_2) - (H_f^0 \text{CaCO}_3) \\ 177,5 &= (-635,5 - 394) - (H_f^0 \text{CaCO}_3) \\ (H_f^0 \text{CaCO}_3) &= -177,5 - 1029,5 = -1207 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$





## ATIVIDADES PROPOSTAS

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Uma das consequências das trocas de calor, que ocorrem durante uma transformação química realizada em meio aquoso, é a variação de temperatura do sistema. Se o sistema receber calor, esse sofrerá um aumento de temperatura e, se ceder calor, terá queda de temperatura.

Durante uma reação química realizada em meio aquoso, observa-se a variação da temperatura do sistema de 22 °C para 28 °C.

1) Conclui-se, corretamente, que se trata de uma reação

- exotérmica, pois cedeu calor para o sistema.
- exotérmica, pois absorveu calor do sistema.
- endotérmica, pois cedeu calor para o sistema.
- endotérmica, pois absorveu calor do sistema.
- isotérmica, pois não houve troca de energia.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Um incêndio atingiu uma fábrica de resíduos industriais em Itapevi, na Grande São Paulo. O local armazenava três toneladas de fosfeto de alumínio. De acordo com a Companhia Ambiental do Estado de São Paulo (Cetesb), o fosfeto de alumínio reagiu com a água usada para apagar as chamas, produzindo hidróxido de alumínio e fosfina.

A fosfina é um gás tóxico, incolor, e não reage com a água, porém reage rapidamente com o oxigênio liberando calor e produzindo pentóxido de difósforo. Segundo os médicos, a inalação do pode causar queimadura tanto na pele quanto nas vias respiratórias devido à formação de ácido fosfórico.

2) Os gráficos 1, 2 e 3 representam a variação da energia em função do caminho da reação para três transformações químicas, sendo o reagente e o produto de cada reação.

Gráfico 1

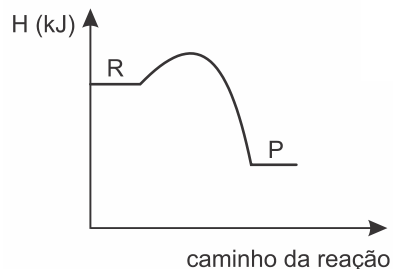


Gráfico 2

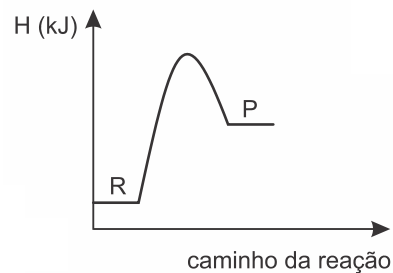
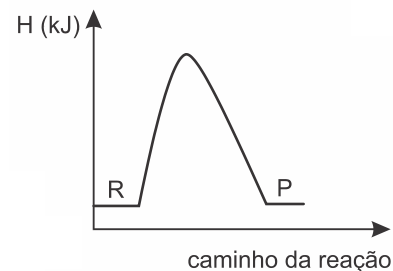


Gráfico 3



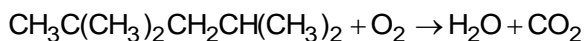
Entre os gráficos 1, 2 e 3, aquele que representa corretamente a reação da fosfina com o oxigênio, descrita no texto, é o

- gráfico 1, pois a reação é endotérmica e apresenta  $\Delta H^\circ < 0$ .
- gráfico 1, pois a reação é exotérmica e apresenta  $\Delta H^\circ < 0$ .
- gráfico 2, pois a reação é endotérmica e apresenta  $\Delta H^\circ > 0$ .
- gráfico 2, pois a reação é exotérmica e apresenta  $\Delta H^\circ < 0$ .
- gráfico 3, pois a reação é endotérmica e apresenta  $\Delta H^\circ > 0$ .

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

A qualidade da gasolina é definida de acordo com o índice de octanagem do combustível. A gasolina é uma mistura de hidrocarbonetos que variam sua cadeia carbônica de quatro a doze átomos de carbono (gasolina automotiva) e de

cinco a dez átomos de carbono (gasolina de aviação), a média de átomos de carbono geral das cadeias é de oito carbonos. As gasolinas que possuem alto índice de isoctano são considerados combustíveis de alta qualidade e poder de combustão. A equação não-balanceada abaixo representa a reação de combustão do isoctano:



$$\Delta H = -11,5 \text{ kcal/mol}$$

3) A reação sofrida pelo isoctano é do tipo

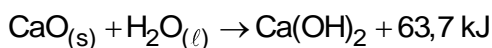
- a) exotérmica, pois apresenta entalpia dos reagentes menor que a dos produtos.
- b) endotérmica, pois apresenta entalpia dos reagentes menor que a dos produtos.
- c) exotérmica, pois apresenta entalpia dos produtos menor que a dos reagentes.
- d) endotérmica, pois apresenta entalpia dos produtos menor que a dos reagentes.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

A calagem é uma etapa do preparo do solo para o cultivo agrícola em que materiais de caráter básico são adicionados ao solo para neutralizar a sua acidez, corrigindo o pH desse solo.

Os principais sais, adicionados ao solo na calagem, são o calcário e a cal virgem. O calcário é obtido pela moagem da rocha calcária, sendo composto por carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ) e/ou de magnésio ( $\text{MgCO}_3$ ). A cal virgem, por sua vez, é constituída de óxido de cálcio ( $\text{CaO}$ ) e óxido de magnésio ( $\text{MgO}$ ), sendo obtida pela queima completa (calcinação) do carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ).

4) Ao apagar-se a cal, conforme reação abaixo,



afirma-se que temos uma reação

- a) endotérmica, que absorve 63,7 kJ.
- b) exotérmica, que absorve 63,7 kJ.
- c) exotérmica, que libera 63,7 kJ.
- d) endotérmica, que libera 63,7 kJ.

5) A termoquímica estuda a energia que é liberada ou absorvida, sob a forma de calor, em pressão constante, em processos como mudanças de fases e reações químicas. Sobre a termoquímica, analise as afirmações a seguir e marque **V** para **verdadeiro** e **F** para **falso**.

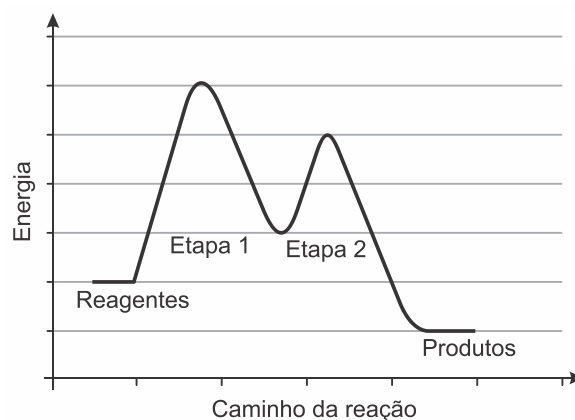
- ( ) Uma reação de combustão é uma reação exotérmica, na qual a variação de entalpia tem sinal negativo.
- ( ) Quando uma reação endotérmica ocorre, o sistema formado pelos participantes dessa reação absorve calor das vizinhanças.
- ( ) Derramando-se gotas de propanona ( $\text{H}_3\text{CCOCH}_3(l)$ ) na pele, é provocada uma sensação de frio, justificada em razão de a evaporação ser um processo exotérmico.
- ( ) A dissolução do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentrado em água é um processo exotérmico, que pode ser confirmado pela diminuição da temperatura.
- ( ) O processo de fusão do gelo absorve calor da vizinhança, assim, a variação de entalpia tem sinal negativo.

A sequência **correta** de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é:

- a) V – F – V – F – V.
- b) V – V – V – F – F.
- c) F – V – V – F – V.
- d) V – V – F – F – F.
- e) F – V – F – V – V.

6) Para a obtenção de um determinado produto, realiza-se uma reação em 2 etapas.

O caminho dessa reação é representado no diagrama a seguir.



Considere as afirmações abaixo, sobre essa reação.

- I. A etapa determinante da velocidade da reação é a etapa 2.
- II. A reação é exotérmica.
- III. A energia de ativação da etapa 1 é maior que a energia de ativação da etapa 2.

Quais estão corretas?

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

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Dadas as equações químicas abaixo, responda à(s) questão(ões):

- I.  $\text{Metano} + \text{Ar} \xrightarrow{E} \text{produtos} \quad \Delta H^\circ - 802(\text{kJ/mol})$
- II.  $\text{HCl} + \text{KOH} \longrightarrow \text{produtos} \quad \Delta H^\circ - 55(\text{kJ/mol})$
- III.  $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{produtos} \quad \Delta H^\circ + 178,2(\text{kJ/mol})$

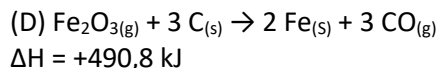
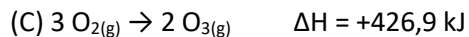
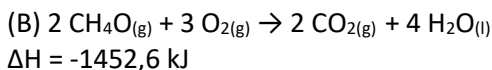
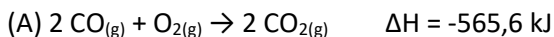
7) Julgue os itens a seguir relativos às reações químicas dadas.

- I. As reações I e II são exotérmicas.
- II. Todas as reações liberam energia na forma de calor.
- III. A reação II é endotérmica.
- IV. Para promover a reação III, a reação I é mais eficiente que a II, pois libera mais calor.

Estão corretas:

- a) Apenas II e III
- b) Apenas I e II
- c) Apenas I e IV
- d) Apenas III e IV
- e) Todas

8) Dadas as seguintes equações:



Considere as seguintes proposições em relação às equações:

- I. As reações (A) e (B) são endotérmicas.
- II. As reações (A) e (B) são exotérmicas.
- III. As reações (C) e (D) são exotérmicas.
- IV. As reações (C) e (D) são endotérmicas.
- V. A reação com maior liberação de energia é a (B).
- VI. A reação com maior liberação de energia é a (D).

Assinale a alternativa **correta**.

- a) Somente as afirmativas II, III e V são verdadeiras.
- b) Somente as afirmativas I, III e VI são verdadeiras.
- c) Somente as afirmativas I, IV e VI são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas II, V e VI são verdadeiras.
- e) Somente as afirmativas II, IV e V são verdadeiras.

9) Leia o trecho da letra da música *Química*, de João Bosco e Vinícius.

Desde o primeiro dia que a gente se viu  
Impressionante a química que nos uniu  
E o tempo foi tornando tão intenso o nosso amor

Faróis iluminavam o meu coração  
Feito faísca que virou uma explosão  
E o tempo foi tornando tão intensa a nossa paixão

Na segunda estrofe, a faísca desencadeia uma transformação

- a) química e exotérmica, pois há liberação de energia.
- b) química e endotérmica, pois há absorção de energia.
- c) física e exotérmica, pois há absorção de energia.

- d) física e endotérmica, pois há liberação de energia.  
e) física e sem variação de energia.

10) Atualmente, soldados em campo, seja em treinamento ou em combate, podem aquecer suas refeições, prontas e embaladas em bolsas plásticas, utilizando aquecedores químicos, sem precisar fazer fogo. Dentro dessas bolsas existe magnésio metálico em pó e, quando o soldado quer aquecer a comida, ele coloca água dentro da bolsa, promovendo a reação descrita pela equação química:



O aquecimento dentro da bolsa ocorre por causa da

- a) redução sofrida pelo oxigênio, que é uma reação exotérmica.  
b) oxidação sofrida pelo magnésio, que é uma reação exotérmica.  
c) redução sofrida pelo magnésio, que é uma reação endotérmica.  
d) oxidação sofrida pelo hidrogênio, que é uma reação exotérmica.

11) Uma das maneiras de se obter industrialmente o hidrogênio é pelo processo conhecido como “reforma de hidrocarbonetos a vapor”, que envolve a reação entre hidrocarboneto e água no estado gasoso, gerando como produtos gasosos CO e H<sub>2</sub>.

Considere os valores das entalpias de formação indicados na tabela.

Substância	Entalpia de formação (kJ/mol)
CH <sub>4(g)</sub>	-75
H <sub>2</sub> O <sub>(g)</sub>	-242
CO <sub>(g)</sub>	-111
H <sub>2(g)</sub>	zero

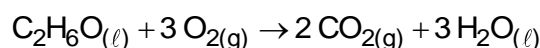
A partir das informações fornecidas, calcula-se que a produção de cada mol de hidrogênio pela reforma a vapor do metano

- a) absorve 101 kJ.  
b) absorve 69 kJ.  
c) libera 35 kJ.

- d) libera 69 kJ.  
e) libera 101 kJ.

12) O álcool etílico combustível, mais popularmente conhecido como etanol, é uma fonte de energia limpa e renovável, proveniente de várias matérias-primas como beterraba, milho e cana-de-açúcar, sendo esta última o insumo agrícola mais utilizado na produção de etanol no Brasil.

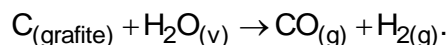
Ao contrário dos combustíveis fósseis, o etanol é uma fonte de energia natural e limpa, pois sua composição não contém poluentes que sejam prejudiciais à saúde e ao meio ambiente. Desde o momento em que brota no campo, a cana-de-açúcar passa a absorver parte do gás carbônico utilizado na produção e no consumo do etanol. A crescente fabricação brasileira de carros *flex* (movidos a gasolina e etanol), iniciada em 2003, foi o que permitiu o avanço da utilização do etanol no Brasil. Atualmente, 97,7% dos carros produzidos no país podem ser abastecidos com etanol ou gasolina, puros ou misturados em qualquer proporção. A equação química que representa o processo de combustão do etanol encontra-se mostrada a seguir.



Sabendo-se que a entalpia de formação da H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub> é -286 kJ/mol; que a do CO<sub>2(g)</sub> é -393,5 kJ/mol e que a do C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O<sub>(l)</sub> é -277,6 kJ/mol, verifica-se que a energia liberada na combustão de 1,0 mol de etanol é:

- a) -1367,4 kJ/mol  
b) -401,9 kJ/mol  
c) +401,9 kJ/mol  
d) -348,6 kJ/mol  
e) +1367,4 kJ/mol

13) O gás de água é uma mistura gasosa que contém monóxido de carbono e hidrogênio. Por ser um produto industrial da reação de passagem de vapor de água através do carvão incandescente, seu processo pode ser equacionado por:





Substância	H <sup>o</sup> <sub>f</sub> (kJ · mol <sup>-1</sup> )
CO <sub>(g)</sub>	-110,5
H <sub>2</sub> O <sub>(v)</sub>	-241,8

Considerando-se os valores de entalpia de formação acima tabelados, todos no estado-padrão, pode-se afirmar que a entalpia dessa reação é igual a

- a) -131,3 kJ
- b) +131,3 kJ
- c) -352,3 kJ
- d) +352,3 kJ
- e) 0 kJ

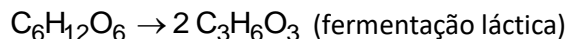
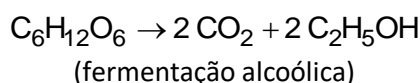
14) O propan-2-ol (álcool isopropílico), cuja fórmula é C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O é vendido comercialmente como álcool de massagem ou de limpeza de telas e de monitores. Considerando uma reação de combustão completa com rendimento de 100% e os dados de entalpias padrão de formação (ΔH<sup>o</sup><sub>f</sub>) das espécies participantes desse processo e da densidade do álcool, a quantidade de energia liberada na combustão completa de 10,0L desse álcool será de

Dados:

Entalpia de Formação (ΔH <sup>o</sup> <sub>f</sub> )	H <sub>2</sub> O <sub>(v)</sub> = -242 kJ/mol	CO <sub>2(g)</sub> = -394 kJ/mol	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> O = -163 kJ/mol
Massa Atômica (u)	C = 12	H = 1	O = 16
Densidade do Álcool (g/mL)	d = 0,78		

- a) 974.783 kJ
- b) 747.752 kJ
- c) 578.536 kJ
- d) 469.247 kJ
- e) 258.310 kJ

15) A fermentação é um processo anaeróbico de síntese de ATP, fornecendo energia para o metabolismo celular. Dois dos processos de fermentação mais comuns a partir da glicose são a fermentação alcoólica e a fermentação láctica.



Dados: Entalpia de formação (ΔH<sup>o</sup><sub>f</sub>):

- ΔH<sup>o</sup><sub>f</sub> do CO<sub>2</sub> = -394 kJ·mol<sup>-1</sup>;
- ΔH<sup>o</sup><sub>f</sub> do C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O<sub>3</sub> = -678 kJ·mol<sup>-1</sup>;
- ΔH<sup>o</sup><sub>f</sub> do C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH = -278 kJ·mol<sup>-1</sup>;
- ΔH<sup>o</sup><sub>f</sub> do C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> = -1268 kJ·mol<sup>-1</sup>;

Sobre a energia envolvida nesses processos de fermentação, é possível afirmar que

- a) a fermentação láctica absorve energia enquanto que a fermentação alcoólica libera energia.
- b) os dois processos são endotérmicos, absorvendo a mesma quantidade de energia para uma mesma massa de glicose fermentada.
- c) a fermentação alcoólica libera uma quantidade de energia maior do que a fermentação láctica para uma mesma massa de glicose envolvida.
- d) a fermentação láctica libera uma quantidade de energia maior do que a fermentação alcoólica para uma mesma massa de glicose envolvida.

16) Um motociclista foi de Salvador-BA para Feira de Santana-BA, percorrendo no total 110,0 km. Para percorrer o trajeto, sua motocicleta flex consumiu 5 litros de etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, d = 0,8 g·cm<sup>-3</sup>) tendo um consumo médio de 22,0 km/L.

Com base nos dados de entalpia de formação de algumas substâncias, o calor envolvido na combustão completa por litro de etanol foi, em kJ, aproximadamente,

Substância	Entalpia da formação (kJ · mol <sup>-1</sup> )
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH <sub>(ℓ)</sub> , etanol	-277,8
CO <sub>2(g)</sub>	-393,5
O <sub>2(g)</sub>	0
H <sub>2</sub> O <sub>(ℓ)</sub>	-286,0

- a) -1367
- b) +1367

- c) -18200
- d) +10936
- e) -23780

17) O óxido de magnésio é utilizado como matéria prima ou precursor na síntese de vários compostos de magnésio para aplicação química, industrial e farmacêutica. Quando se adiciona óxido de magnésio (MgO) à água, há uma liberação de calor devido à seguinte reação química:



Sabendo-se que as entalpias de formação dos compostos envolvidos são a 1 atm e 25 °C (condições-padrão):

- $\Delta H (\text{MgO}) = -152 \text{ kcal/mol};$
- $\Delta H (\text{H}_2\text{O}) = -68 \text{ kcal/mol};$
- $\Delta H (\text{Mg}(\text{OH})_2) = -240 \text{ kcal/mol};$

Em relação à reação e o calor envolvido no processo, assinale a alternativa **CORRETA**.

- a) A reação é exotérmica e libera 20 kcal/mol.
- b) A reação é endotérmica e o valor de X é 40 kcal/mol.
- c) A reação é exotérmica e o valor de X é -40 kcal/mol.
- d) A reação é endotérmica e absorve 40 kcal/mol.
- e) O magnésio se reduz e libera 20 kcal/mol.

18) Combustível é uma substância química que libera calor durante uma reação de combustão. A combustão é denominada completa quando esse combustível é oxidado ao máximo. Para se determinar a quantidade de calor liberado em uma combustão completa, faz-se necessário calcular a variação de entalpia de combustão. São dados os calores de formação, a seguir, dos seguintes compostos:

- $H_f^{\circ} \text{CO}_{(g)} = -110 \text{ kJ/mol},$
- $H_f^{\circ} \text{CO}_{2(g)} = -394 \text{ kJ/mol}$
- $H_f^{\circ} \text{H}_2\text{O}_{(l)} = -286 \text{ kJ/mol}.$

Partindo-se de 180 g de uma mistura combustível, sendo a quantidade em mol do  $\text{H}_{2(g)}$  quatro vezes a quantidade do  $\text{CO}_{(g)}$ , quando

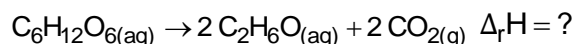
completamente queimada, liberará:

Dados: C = 12; O = 16.

- a) 2850 kJ/mol
- b) 7140 kJ/mol
- c) 7690 kJ/mol
- d) 11400 kJ/mol
- e) 13783 kJ/mol

19) Uma das áreas de aplicação dos conhecimentos de biotecnologia no mercado de trabalho é a produção de alimentos, bebidas e biocombustíveis que utilizam micro-organismos em sua fabricação. Nesse contexto, um dos processos utilizados é a fermentação de carboidratos.

A equação química que representa a reação que ocorre na fermentação alcoólica da glicose é



Assinale a alternativa que apresenta o valor correto da entalpia padrão da reação ( $\Delta H^{\circ}$ ) de fermentação da glicose, em kJ/mol.

Entalpias de formação em kJ/mol:

Substância	$\Delta_f H$
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq})$	-1277
$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{aq})$	-278
$\text{CO}_2(\text{g})$	-394

- a) -67
- b) -32
- c) +16
- d) +32
- e) +67

20) 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.

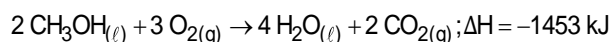
Combustível	$\Delta H_c^\circ$ a 25°C (kJ/mol)
Hidrogênio (H <sub>2</sub> )	-286
Etanol (C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH)	-1368
Metano (CH <sub>4</sub> )	-890
Metanol (CH <sub>3</sub> OH)	-726
Octano (C <sub>8</sub> H <sub>18</sub> )	-5471

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

Qual combustível apresenta maior liberação de energia por grama?

- Hidrogênio.
- Etanol.
- Metano.
- Metanol.
- Octano.

21) O metanol é um álcool utilizado como combustível em alguns tipos de competição automotiva, por exemplo, na Fórmula Indy. A queima completa (ver reação termoquímica abaixo) de 1L de metanol (densidade 0,80 g/mL) produz energia na forma de calor (em kJ) e CO<sub>2</sub> (em gramas) nas seguintes quantidades respectivamente:

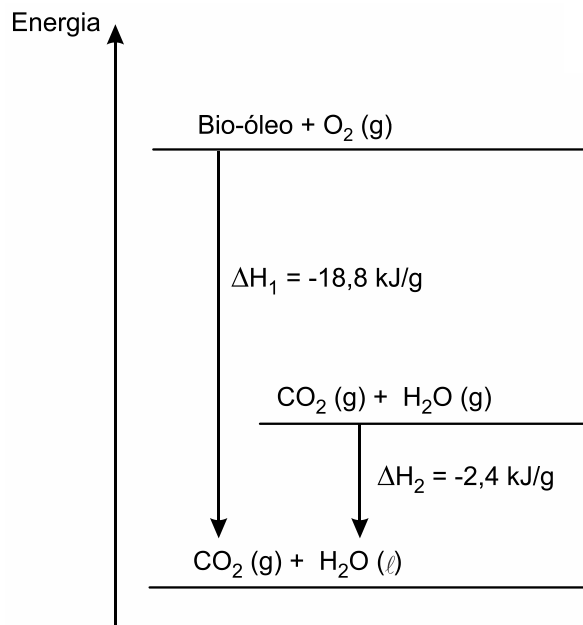


Considere:  $M(\text{CH}_3\text{OH}) = 32 \text{ g mol}^{-1}$

$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g mol}^{-1}$

- $18,2 \cdot 10^3$  e  $1,1 \cdot 10^3$
- $21,3 \cdot 10^3$  e  $0,8 \cdot 10^3$
- $21,3 \cdot 10^3$  e  $1,1 \cdot 10^3$
- $18,2 \cdot 10^3$  e  $0,8 \cdot 10^3$
- $36,4 \cdot 10^3$  e  $1,8 \cdot 10^3$

22) 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  $\Delta H_1$  a variação de entalpia devido à queima de 1 g desse bio-óleo, resultando em gás carbônico e água líquida, e  $\Delta H_2$  a variação de entalpia envolvida na conversão de 1 g de água no estado gasoso para o estado líquido.



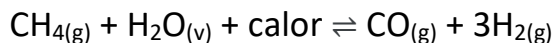
A variação de entalpia, em kJ, para a queima de 5 g desse bio-óleo resultando em CO<sub>2</sub> (gasoso) e H<sub>2</sub>O (gasoso) é:

- 106
- 94
- 82
- 21,2
- 16,4

23) 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.

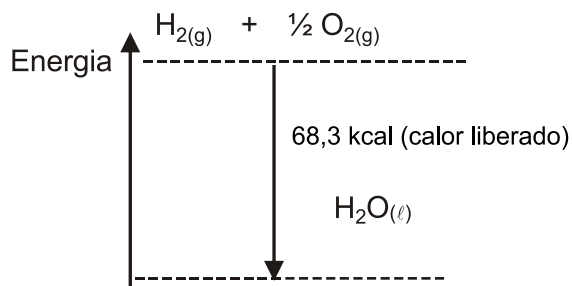
Atualmente, uma das formas de se utilizar a energia solar tem sido armazená-la por meio de processos químicos endotérmicos que mais tarde podem ser revertidos para liberar calor. Considerando a reação:



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

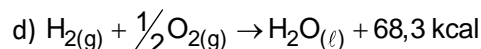
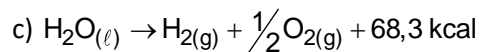
- a) insatisfatória, pois a reação apresentada não permite que a energia presente no meio externo seja absorvida pelo sistema para ser utilizada posteriormente.
- b) insatisfatória, uma vez que há formação de gases poluentes e com potencial poder explosivo, tornando-a uma reação perigosa e de difícil 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.

24) Normalmente uma reação química libera ou absorve calor. Esse processo é representado no seguinte diagrama, considerando uma reação específica.



Com relação a esse processo, assinale a equação química correta.

- a)  $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) - 68,3 \text{ kcal}$
- b)  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) - 68,3 \text{ kcal} \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$



TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Alquimia subterrânea transforma mina de carvão em mina de hidrogênio

Em uma área de mineração de carvão localizada no sul da Polônia, um grupo de cientistas está usando uma mina de carvão para avaliar experimentalmente um método alternativo para a produção de energia limpa e, assim, oferecer uma utilização para pequenos depósitos de carvão ou minas exauridas, que são tradicionalmente deixados de lado, representando passivos ambientais.

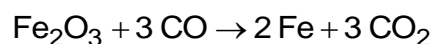
Na teoria e no laboratório, a injeção de oxigênio e de vapor no carvão resulta na produção de hidrogênio. No processo, oxigênio líquido é colocado em um reservatório especial, localizado nas galerias da mina de carvão, onde se transforma em oxigênio gasoso, começando o processo denominado de gaseificação de carvão.

(www.inovacaotecnologica.com.br. Adaptado.)

25) A passagem do oxigênio líquido para oxigênio gasoso é uma transformação física

- a) exotérmica, classificada como fusão.
- b) exotérmica, classificada como ebulição.
- c) endotérmica, classificada como liquefação.
- d) endotérmica, classificada como evaporação.
- e) espontânea, classificada como sublimação.

26) A indústria siderúrgica utiliza-se da redução de minério de ferro para obter o ferro fundido, que é empregado na obtenção de aço. A reação de obtenção do ferro fundido é representada pela reação:



A entalpia de reação ( $\Delta H$ ) a 25°C é:

Dados: Entalpia de formação ( $\Delta H_f^\circ$ ) a 25°C, kJ/mol.

$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Fe	CO	CO <sub>2</sub>
	-824,2	0	-110,5	-393,5

- a) 24,8 kJ/mol  
 b) -24,8 kJ/mol  
 c) 541,2 kJ/mol  
 d) -541,2 kJ/mol  
 e) 1328,2 kJ/mol

27) Geralmente usados por atletas, existem dispositivos de primeiros socorros que, através de reações endotérmicas ou exotérmicas, podem gerar compressas frias ou quentes. Esses dispositivos, constituídos por bolsas plásticas em que o sólido e a água estão separados, misturam-se e esfriam ou aquecem, quando golpeados. Exemplos de compostos usados nas referidas compressas são mostrados nas equações a seguir.

<b>A</b>	$\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$ $\Delta H = +26,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
<b>B</b>	$\text{CaCl}_2(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$ $\Delta H = -82,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Em relação às equações, analise as afirmativas:

- I. A equação A irá produzir uma compressa fria, e a equação B, uma compressa quente.  
 II. Na equação B, a entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes.  
 III. Se, na equação A, forem usados 2 moles de nitrato de amônio, o valor de  $\Delta H$  ficará inalterado.

Está(ão) correta(s):

- a) apenas I.  
 b) apenas III.  
 c) apenas I e II.  
 d) apenas II e III.  
 e) I, II e III.

28) 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 <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	-1298
Etano	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	-1558
Etanol	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	-1366
Hidrogênio	H <sub>2</sub>	-242
Metanol	CH <sub>3</sub> OH	-558

Levando-se em conta somente o aspecto energético, a substância mais eficiente para a obtenção de energia, na combustão de 1 kg de combustível, é o

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





## GABARITOS

1) A

2) B

3) C

4) C

5) D

6) D

7) C

8) E

9) A

10) B

11) B

12) A

13) B

14) E

15) D

16) E

17) A

18) B

19) A

20) A

21) A

22) C

23) D

24) D

25) D

26) B

27) C

28) E