



Fórmula da  
Química

# MÓDULO 18

TERMOQUÍMICA

## TERMOQUÍMICA

A energia liberada nas reações químicas está presente em várias atividades da nossa vida diária. Por exemplo, é o calor liberado na queima do gás butano que cozinha os nossos alimentos, é o calor liberado na combustão do álcool ou da gasolina que movimenta nossos veículos e é através das reações químicas dos alimentos no nosso organismo que obtemos a energia necessária para manutenção da vida. A maioria das reações químicas ocorre produzindo variações de energia que frequentemente se manifestam na forma de variações de calor. A termoquímica ocupa-se do estudo quantitativo das variações térmicas que acompanham as reações químicas. Essas reações são de dois tipos:

### REAÇÕES EXOTÉRMICAS: AS QUE LIBERAM CALOR PARA O MEIO AMBIENTE

- **Combustão (queima) do gás butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>)**



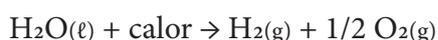
- **Combustão do etanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O)**



Na equação química o calor é representado junto aos produtos para significar que foi produzido, isto é, liberado para o ambiente durante a reação.

### REAÇÕES ENDOTÉRMICAS: AS QUE PARA OCORREREM RETIRAM CALOR DO MEIO AMBIENTE

- **Decomposição da água em seus elementos:**



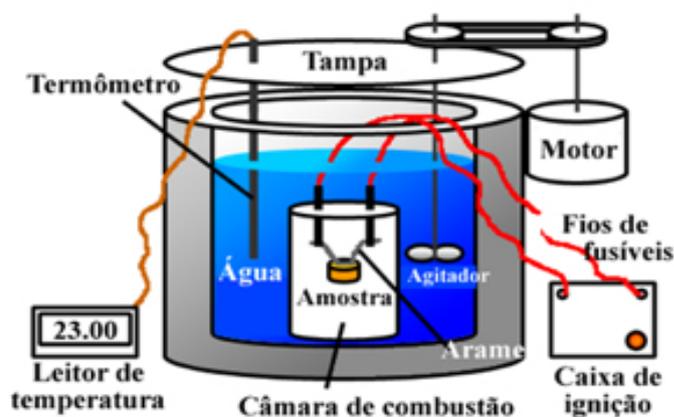
- **Fotossíntese:**



Na equação química a energia absorvida é representada junto aos reagentes significando que foi fornecida pelo ambiente aos reagentes.

## MEDIDA DO CALOR DE REAÇÃO

O calor liberado ou absorvido por um sistema que sofre uma reação química é determinado em aparelhos chamados calorímetros. Estes variam em detalhes e são adaptados para cada tipo de reação que se quer medir o calor. Basicamente, no entanto, um calorímetro é constituído de um recipiente com paredes adiabáticas, contendo uma massa conhecida de água, onde se introduz um sistema em reação. O recipiente é provido de um agitador e de um termômetro que mede a variação de temperatura ocorrida durante a reação.



A determinação do calor liberado ou absorvido numa reação química é efetuada através da expressão:

$$Q = m.c. \Delta t$$

- **Q** é a quantidade de calor liberada ou absorvida pela reação. Esta grandeza pode ser expressa em calorias (cal) ou em Joules (J). O Sistema Internacional de Medidas (SI) recomenda a utilização do Joule, no entanto, a caloria ainda é muito utilizada. Uma caloria (1 cal) é a quantidade de calor necessária para fazer com que 1,0 g de água tenha sua temperatura aumentada de 1,0 °C. Cada caloria corresponde a 4,18 J;
- **m** é a massa, em gramas, de água presente no calorímetro;
- **c** é o calor específico do líquido presente no calorímetro. Para a água seu valor é 1 cal/g . °C;
- **Δt** é a variação de temperatura sofrida pela massa de água devido a ocorrência da reação. É medida em graus Celsius.

A rigor, deve-se considerar a capacidade térmica do calorímetro que inclui, além da capacidade térmica da água, as capacidades térmicas dos materiais presentes no calorímetro (agitador, câmara de reação, fios, termômetro etc.).

O calor de reação pode ser medido a volume constante, num calorímetro hermeticamente fechado, ou à pressão constante, num calorímetro aberto. Experimentalmente, verifica-se que existe uma pequena diferença entre esses dois tipos de medidas calorimétricas. Essa diferença ocorre porque, quando uma reação ocorre à pressão constante, pode haver variação de volume e, portanto, envolvimento de energia na expansão ou contração do sistema.

A variação de energia determinada a volume constante é chamada de variação de energia interna, representada por  $\Delta U$ , e a variação de energia determinada à pressão constante é chamada de variação de entalpia, representada por  $\Delta H$ . A relação entre variação de energia interna e variação de entalpia pode ser representada assim:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

- $\Delta H$  = variação de entalpia ;  $\Delta U$  = variação de energia interna;  $\Delta n$  = quantidade de matéria dos produtos gasosos – quantidade de matéria dos reagentes gasosos;  $R$  = constante dos gases;  $T$  = temperatura em Kelvin.

Como a maioria das reações químicas é realizada em recipientes abertos, à pressão atmosférica local, estudaremos mais detalhadamente a variação de entalpia das reações.

## MEDIDA DO CALOR DE REAÇÃO

O calor, como sabemos, é uma forma de energia e, segundo a Lei da Conservação da Energia, ela não pode ser criada e nem destruída, pode apenas ser transformada de uma forma para outra. Em vista disso, somos levados a concluir que a energia:

- liberada por uma reação química não foi criada, ela já existia antes, armazenada nos reagentes, sob uma outra forma;
- absorvida por uma reação química não se perdeu, ela permanece no sistema, armazenada nos produtos, sob uma outra forma.

Cada substância, portanto, armazena um certo conteúdo de energia, que será alterado quando a substância sofrer uma transformação. A liberação de calor pela reação exotérmica significa que o conteúdo total de energia dos produtos é menor que o dos reagentes. Inversamente, a absorção de energia por uma reação endotérmica significa que o conteúdo total de energia armazenado nos produtos é maior que o dos reagentes. A energia armazenada nas substâncias (reagentes ou produtos) dá-se o nome de conteúdo de calor ou entalpia. Esta é usualmente representada pela letra  $H$ . Numa reação, a diferença entre as entalpias dos produtos e dos reagentes corresponde à variação de entalpia,  $\Delta H$ .

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

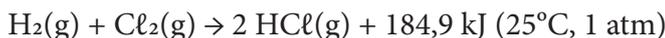
- $\Sigma \Delta H_f$  (produtos) = somatório da variação de entalpia de formação dos produtos;
- $\Sigma \Delta H_f$  (reagentes) = somatório da variação de entalpia de formação dos reagentes.
- Numa reação exotérmica temos que  $H_p < H_r$  e, portanto,  $\Delta H < 0$  (negativo).
- Numa reação endotérmica temos que  $H_p > H_r$  e, portanto,  $\Delta H > 0$  (positivo).

Pode-se definir a variação de entalpia como a quantidade de energia transferida entre sistema e vizinhanças sob a forma de calor a pressão constante.

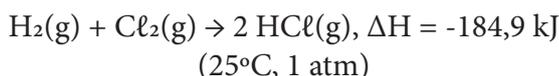
## EQUAÇÕES TERMOQUÍMICAS E GRÁFICOS DE ENTALPIA

As reações, como sabemos, são representadas através de equações químicas. No caso da representação de uma reação que ocorre com variação de entalpia, é importante representar, além da quantidade de calor envolvida, as condições experimentais em que a determinação dessa quantidade de calor foi efetuada. Isso porque o valor do calor de reação é afetado por fatores como a temperatura e a pressão em que se processa a reação, o estado físico e as variedades alotrópicas das substâncias participantes dessa reação. A equação que traz todas essas informações chama-se equação termoquímica.

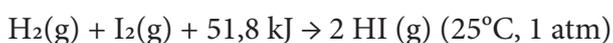
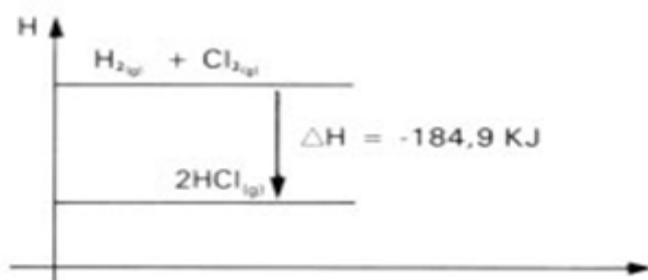
• Exemplos de equações termoquímicas:



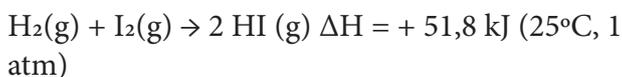
Segundo a equação, 1 mol de hidrogênio gasoso reage com 1 mol de cloro gasoso formando 2 mols de cloreto de hidrogênio gasoso, liberando 184,9 kJ de calor. Tal reação foi realizada à temperatura de 25°C e à pressão de 1 atm. Podemos também escrever essa equação termoquímica utilizando a notação  $\Delta H$ . Neste caso temos:



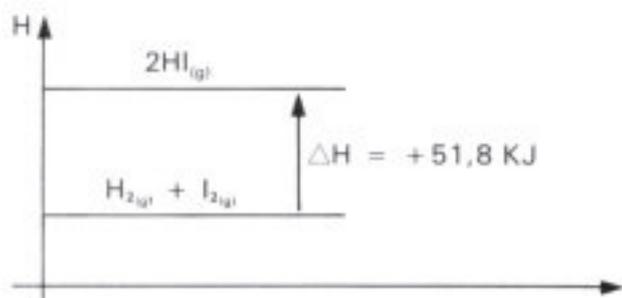
O valor numérico de  $\Delta H$  é precedido do sinal negativo pois a reação é exotérmica. Graficamente, a variação de entalpia que acompanha a reação é representada por:



Segundo a equação, quando, a 25°C e 1 atm, 1 mol de hidrogênio gasoso reage com 1 mol de iodo gasoso, formando 2 mols de iodeto de hidrogênio gasoso, são absorvidos 51,8 kJ de calor. A equação também pode ser escrita utilizando a notação  $\Delta H$ :



O valor numérico de  $\Delta H$  é positivo, pois a reação é endotérmica. Graficamente a variação de entalpia dessa reação pode ser representada por:



## DETERMINAÇÃO INDIRETA DO CALOR DE REAÇÃO

Vimos anteriormente que a variação de entalpia de uma reação é determinada experimentalmente no calorímetro. Existem, no entanto, maneiras indiretas de determinação da variação de entalpia de uma reação. A seguir, discutiremos as mais importantes.

## DETERMINAÇÃO ATRAVÉS DA DEFINIÇÃO DE VARIAÇÃO DE ENTALPIA DE FORMAÇÃO

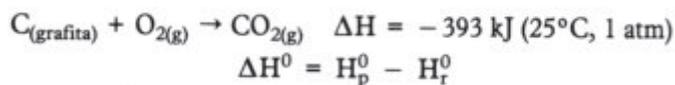
Já vimos que a variação de entalpia  $\Delta H$  de uma reação é a diferença entre as entalpias dos produtos e reagentes de uma reação. Portanto, se conhecêssemos as entalpias absolutas das substâncias, poderíamos calcular, facilmente, a variação de entalpia associada a qualquer reação. Como isto é impossível, pois apenas a diferença das entalpias dos produtos e reagentes pode ser medida, os químicos resolveram atribuir, arbitrariamente, a um grupo de substâncias um determinado valor de entalpia e, a partir disso, construir uma escala relativa de entalpias das demais substâncias.

Assim, atribuiu-se às variedades alotrópicas mais estáveis das substâncias simples, a 25 °C e 1 atm, entalpias iguais a zero. Essas condições experimentais são chamadas de condições padrão ou estado padrão, e a entalpia, determinada nessas condições, é a entalpia padrão. A entalpia padrão é representada por  $H^\circ$ . Por exemplo, têm entalpias padrão zero as substâncias:  $\text{O}_2$  gasoso,  $\text{H}_2$  gasoso,  $\text{I}_2$  sólido, C grafite,  $\text{S}_8$  rômico etc., e têm entalpias padrão diferentes de zero as substâncias:  $\text{O}_2$  líquido, O gasoso,  $\text{H}_2$  líquido,  $\text{I}_2$  gasoso, C diamante,  $\text{S}_8$  monoclinico etc. A entalpia padrão de uma substância qualquer pode ser calculada tomando-se como referência a variação de entalpia da reação de formação, também chamada de entalpia de formação, dessa substância a partir de seus elementos, no estado padrão.

Calor de formação ou entalpia de formação é o nome dado à variação de entalpia associada à formação de um mol de uma substância a partir de seus elementos constituintes, na forma de substâncias simples mais estável e no estado padrão. A entalpia de formação é representada por  $\Delta H^\circ_f$ .

Acompanhe a seguir a determinação da entalpia padrão de formação do dióxido de carbono gasoso:

- Reação de formação do  $\text{CO}_2(\text{g})$ :



como  $\Delta H_{\text{f},(\text{grafita})}^0 = 0$

$$\Delta H_{\text{f},\text{O}_{2(\text{g})}}^0 = 0$$

temos que  $\Delta H_{\text{f},\text{CO}_{2(\text{g})}}^0 = -393 \text{ kJ}$ , ou seja, a entalpia padrão do  $\text{CO}_2$  é  $-393 \text{ kJ}$ . Observe que a entalpia padrão é igual a entalpia de formação da substância.

A tabela a seguir traz as entalpias padrão de algumas substâncias.

| Entalpia padrão ( $\Delta H^0$ ) em kcal/mol |        |
|--|--------|
| $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$              | - 68,3 |
| $\text{HCl} (\text{g})$                      | - 22,0 |
| $\text{HBr} (\text{g})$                      | - 8,8  |
| $\text{HI} (\text{g})$                       | + 6,2  |
| $\text{CO} (\text{g})$                       | - 26,4 |
| $\text{CO}_2 (\text{g})$                     | - 94,1 |
| $\text{NH}_3 (\text{g})$                     | - 11,0 |
| $\text{SO}_2 (\text{g})$                     | - 70,9 |
| $\text{CH}_4 (\text{g})$                     | - 17,9 |
| $\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})$            | + 11,0 |
| $\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g})$            | - 20,5 |
| $\text{C}_2\text{H}_2 (\text{g})$            | + 53,5 |
| $\text{C}_6\text{H}_6 (\text{l})$            | + 12,3 |

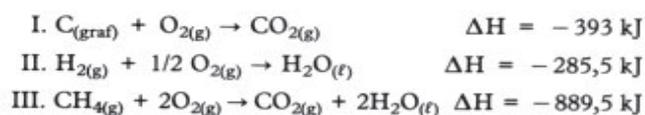
Conhecendo-se as entalpias padrão das substâncias, a variação de entalpia de uma reação pode ser determinada com facilidade.

## Lei de Hess

Em 1849, o químico Germain Henri Hess, efetuando inúmeras medidas dos calores de reação, verificou que:

**O calor liberado ou absorvido numa reação química depende apenas dos estados finais pelos quais a reação passa.**

Esta é a lei da atividade dos calores de reação ou lei de Hess. De acordo com essa lei é possível calcular a variação de entalpia de uma reação através da soma algébrica de equações químicas que possuam  $\Delta H$  conhecidos. Por exemplo, a partir das equações:



É possível determinar a variação de entalpia da reação de formação do metano,  $\text{CH}_4$ , reação essa que não permite medidas calorimétricas precisas de seu calor de reação por ser lenta e apresentar reações secundárias.

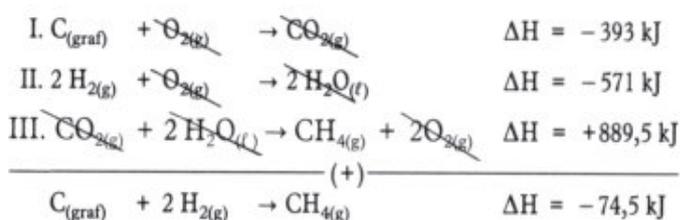
A soma algébrica das reações dadas deve, portanto, resultar na reação de formação do metano, cujo queremos determinar:



No entanto, para obtermos essa equação devemos efetuar as seguintes operações:

- multiplicar a reação II por 2, para que o número de mols de  $\text{H}_2(\text{g})$  seja igual a 2, conseqüentemente o  $\Delta H$  também será multiplicado por 2;
- inverter a reação III, para que  $\text{CH}_4(\text{g})$  passe para o segundo membro da equação. Em vista disso, o  $\Delta H$  também terá seu sinal invertido, isto é, se a reação é exotérmica, invertendo-se o seu sentido, passará a ser endotérmica e vice-versa;
- somar algebricamente as equações e os  $\Delta H$ .

Assim temos:



## ENERGIA DE LIGAÇÃO

Energia de ligação é a energia fornecida para romper 1 mol de ligações entre dois átomos em um sistema gasoso, a 25 °C e 1 atm. A energia de ligação pode ser determinada experimentalmente. Na tabela abaixo estão relacionadas as energias de algumas ligações.

| Ligação | Energia de ligação kcal/mol de ligações |
|---------|---|
| H - H   | 104,2                                   |
| Cl - Cl | 57,8                                    |
| H - Cl  | 103,0                                   |
| O = O   | 118,3                                   |
| Br - Br | 46,1                                    |
| H - Br  | 87,5                                    |
| C - C   | 83,1                                    |
| C - H   | 99,5                                    |
| C - Cl  | 78,5                                    |

Observe que os valores tabelados são todos positivos, isto porque o rompimento de ligações é um processo que consome energia, ou seja, é um processo endotérmico. A formação de ligações, ao contrário, é um processo que libera energia, processo exotérmico. Para se determinar o  $\Delta H$  de uma reação a partir dos valores de energias de ligação devemos considerar:

- que todas as ligações dos reagentes são rompidas e determinar a quantidade de energia consumida nesse processo;
- que as ligações existentes nos produtos foram todas formadas a partir de átomos isolados e determinar a quantidade de energia liberada nesse processo.

O  $\Delta H$  será correspondente à soma algébrica das energias envolvidas nos dois processos, o de ruptura e o de formação de ligações. É importante salientar que este método fornece valores aproximados de  $\Delta H$ . Ele é muito útil na previsão da ordem de grandeza da variação de entalpia de uma reação.

## TIPOS DE CALORES E ESPONTANEIDADE DAS REAÇÕES

A variação da entalpia recebe uma denominação particular da natureza da reação:

- Calor de combustão ou entalpia de combustão: É o  $\Delta H$  associado à reação de combustão, no estado padrão, de um mol de uma substância.
- Calor de dissolução ou entalpia de dissolução: É o  $\Delta H$  associado a dissolução 1 mol de uma substância em água suficiente para preparar uma solução diluída.
- Calor de neutralização ou entalpia de neutralização: É o  $\Delta H$  da reação de neutralização de 1 equivalente-grama de um ácido por 1 equivalente de uma base, ambos na forma de soluções aquosas diluídas,

## ESPONTANEIDADE DAS REAÇÕES

Muito dos processos que ocorrem à sua volta são espontâneos, isto é, uma vez iniciados prosseguem sem a necessidade de ajuda externa. A dissolução do sal em água e a queima de carvão são exemplos de processos espontâneos. Os processos não espontâneos são aqueles que apenas são possíveis através do fornecimento contínuo de energia do meio ambiente. O cozimento de alimentos, a obtenção de metais, são exemplos de processos não espontâneos.

A constatação de que a maioria dos processos espontâneos ocorrem com liberação de energia, levou à ideia de que apenas processos exotérmicos, que ocorriam com diminuição de energia do sistema, eram espontâneos. De fato, isto é verdade para muitas reações; existem, no entanto, processos espontâneos que absorvem calor. Portanto, além do fator energia, existe um outro que influencia a espontaneidade de um processo. Este fator chama-se entropia, e é representado pela letra S. A entropia está associada à ordem ou à desordem de um sistema. Quanto mais desorganizado o sistema maior será sua entropia. Exemplos de processos que ocorrem com aumento de entropia:

- a evaporação de um líquido: no estado gasoso as moléculas movimentam-se com mais liberdade do que no estado líquido, estão, portanto, mais desorganizadas;
- a dissolução de qualquer substância em um líquido também produz um sistema em que a desorganização é maior.

Da mesma forma que para a entalpia, para a determinação da entropia das substâncias foi necessário estabelecer, arbitrariamente, a entropia de algumas substâncias e, a partir disso, construir uma escala relativa de entropias. Estabeleceu-se que uma substância, na forma de um cristal perfeito, a zero Kelvin, tem entropia zero.

A tabela a seguir relaciona as entropias padrão ( $S^\circ$ ) de algumas substâncias.

| Substância                    | Entropia padrão (cal/mol . K) a 25°C |
|-------------------------------|--------------------------------------|
| Ca (g)                        | 9,95                                 |
| Ag (g)                        | 10,20                                |
| CaO (g)                       | 9,5                                  |
| Br <sub>2</sub> (l)           | 36,4                                 |
| Hg (l)                        | 18,17                                |
| He (gás)                      | 30,13                                |
| N <sub>2</sub> (gás)          | 45,7                                 |
| Metano, CH <sub>4</sub> (gás) | 44,5                                 |

A espontaneidade de um processo é determinada pelos fatores entalpia e entropia. São espontâneos os processos que ocorrem com diminuição de entalpia e aumento de entropia. Não são espontâneos os processos que ocorrem com aumento de entalpia e diminuição de entropia. Quando um processo ocorre com aumento ou diminuição simultânea de entalpia e entropia, para se prever a espontaneidade ou não da reação é necessário lançar mão de uma grandeza que relaciona a entropia e a entalpia. Esta grandeza é a energia livre de Gibbs (G) e é dada pela equação:

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

- $\Delta G$  é a variação de energia livre do sistema, dada em kcal/mol;
- $\Delta H$  é a variação de entalpia, dada em kcal/mol;
- T é a temperatura absoluta (K);
- $\Delta S$  é a variação de entropia, dada em cal/K . mol.

A energia livre de Gibbs mede a capacidade que um sistema possui de realizar trabalho. São espontâneos os processos onde a capacidade de realizar trabalho do sistema diminui, ou seja,  $\Delta G < 0$ . Processos não espontâneos são aqueles onde a capacidade do sistema realizar trabalho aumenta, ou seja,  $\Delta G > 0$ .



## QUESTÕES DE REVISÃO



### 1. (ENEM - 2010)

No que tange à tecnologia de combustíveis alternativos, muitos especialistas em energia acreditam que os álcoois vão crescer em importância em um futuro próximo. Realmente, álcoois 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<br>(CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH) | 0,79                    | -726,0                      |
| Etanol<br>(CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH)  | 0,79                    | -1367,0                     |

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

- metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 22,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
- etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 29,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
- metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 17,9 kJ de energia por litro de combustível queimado.
- etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 23,5 kJ de energia por litro de combustível queimado.
- etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 33,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.



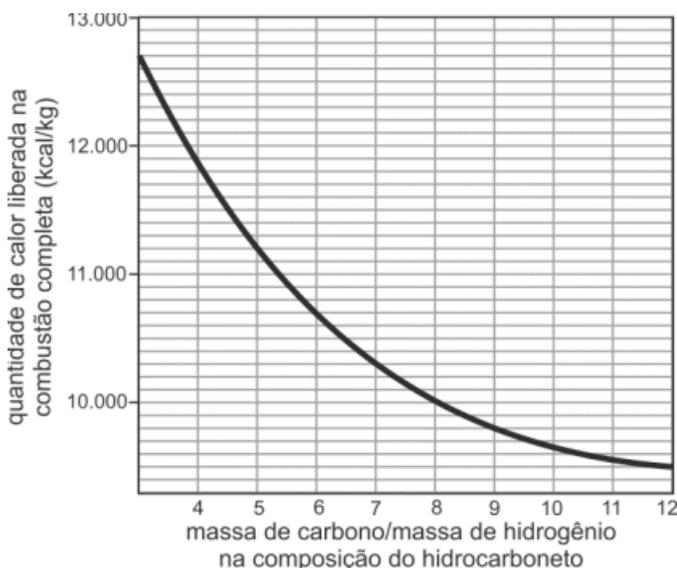
## 2. (ENEM - 2010)

Em nosso cotidiano, utilizados as palavras “calor” e “temperatura” de forma diferente de como elas são usadas no meio científico. Na linguagem corrente, calor é identificado como “algo quente” e temperatura mede a “a quantidade de calor de um corpo”. Esses significados, no entanto, não conseguem explicar diversas situações que podem ser verificadas na prática. Do ponto de vista científico, que situação pratica mostra a limitação dos conceitos corriqueiros de calor e temperatura?

- A) A temperatura da água pode ficar constante durante o tempo em que estiver fervendo.
- B) Uma mãe coloca a mão na água da banheira do bebê para verificar a temperatura da água
- C) A chama de um fogão pode se usada para aumentar a temperatura da água em uma panela
- D) A água quente que está em uma caneca é passada para outra a fim de diminuir a temperatura.
- E) Um forno pode fornecer calor para uma vasilha de água que está em seu interior com menor temperatura do que a dele.

## 3. (FUVEST - 2013)

A partir de considerações teóricas, foi feita uma estimativa do poder calorífico (isto é, da quantidade de calor liberada na combustão completa de 1 kg de combustível) de grande número de hidrocarbonetos. Dessa maneira, foi obtido o seguinte gráfico de valores teóricos:



Com base no gráfico, um hidrocarboneto que libera 10.700 kcal/kg em sua combustão completa pode ser representado pela fórmula:

- (A) CH<sub>4</sub> (B) C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> (C) C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> (D) C<sub>5</sub>H<sub>8</sub> (E) C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>

## 4. (FUVEST - 2012)

O monóxido de nitrogênio (NO) pode ser produzido diretamente a partir de dois gases que são os principais constituintes do ar atmosférico, por meio da reação representada por



O NO pode ser oxidado, formando o dióxido de nitrogênio (NO<sub>2</sub>), um poluente atmosférico produzido nos motores a explosão:



Tal poluente pode ser decomposto nos gases N<sub>2</sub> e O<sub>2</sub>:



Essa última transformação

- A) libera quantidade de energia maior do que 114 kJ.
- B) libera quantidade de energia menor do que 114 kJ.
- C) absorve quantidade de energia maior do que 114 kJ.
- D) absorve quantidade de energia menor do que 114 kJ.
- E) ocorre sem que haja liberação ou absorção de energia.

## 5. (ENEM - 2011)

Um dos problemas dos combustíveis que contêm carbono e que sua queima produz dióxido de carbono. Portanto, uma característica importante, ao se escolher um combustível, é analisar seu calor de combustão ( $\Delta H_c^\circ$ ), 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  $\Delta H_c^\circ$ .

| Substância | Fórmula   | $\Delta H_c^\circ$ (kJ/mol) |
|------------|---|-----------------------------|
| benzeno    | C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (l)                 | -3.268                      |
| etanol     | C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (l)              | -1.368                      |
| glicose    | C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (s) | -2.808                      |
| metano     | CH <sub>4</sub> (g)                               | -890                        |
| octano     | C <sub>8</sub> H <sub>18</sub> (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.



## 6. (ENEM - 2010)

As mobilizações para promover um planeta melhor para as futuras gerações são cada vez mais frequentes. A maior parte dos meios de transporte de massa é atualmente movida pela queima de um combustível fóssil. A título de exemplificação do ônus causado por essa prática basta saber que um carro produz, em média, cerca de 200 g de dióxido de carbono por km percorrido.

Um dos principais constituintes da gasolina é o octano ( $C_8H_{18}$ ). Por meio da combustão do octano é possível a liberação de energia, permitindo que o carro entre em movimento. A equação que representa a reação química desse processo demonstra que

- A) no processo há liberação de oxigênio, sob a forma de  $O_2$ .
- B) o coeficiente estequiométrico para a água é de 8 para 1 do octano.
- C) no processo há consumo de água, para que haja liberação de energia.
- D) o coeficiente estequiométrico para o oxigênio é de 12,5 para 1 de octano.
- E) o coeficiente estequiométrico para o gás carbônico é de 9 para 1 de octano.

## 7. (UFC - 2009)

Considerando a reação de combustão completa da sacarose ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) e de acordo com os valores de entalpia padrão de formação abaixo, assinale a alternativa que expressa corretamente o valor da entalpia padrão de formação (em kJ/mol) de um mol de sacarose. Dados:

$$\Delta H_f^\circ (H_2O, l) = -286 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta H_f^\circ (CO_2, g) = -394 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta H_f^\circ (O_2, g) = 0;$$

$$\Delta H^\circ \text{ combustão} (C_{12}H_{22}O_{11}, s) = -5.654 \text{ kJ/mol}.$$

- A) 220.
- B) 110.
- C) - 1.110.
- D) - 2.220.
- E) - 4.440.

## 8. (UNESP - 2010)

A tabela apresenta informações sobre as composições químicas e as entalpias de combustão para três diferentes combustíveis que podem ser utilizados em motores de combustão interna, como o dos automóveis.

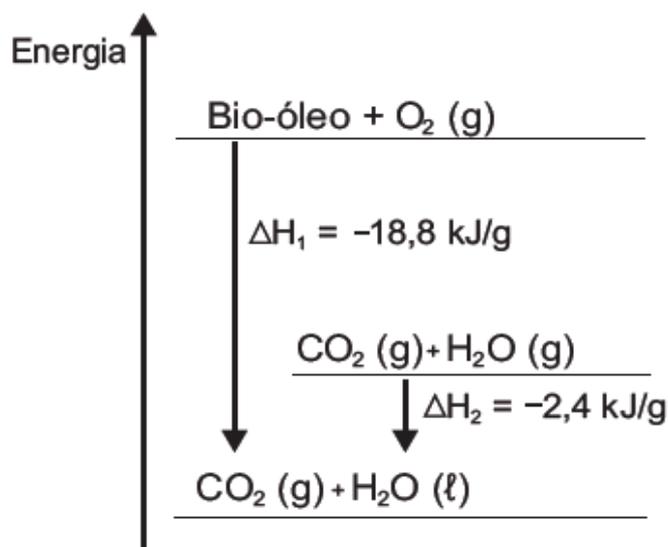
| Combustível              | $\Delta H$ combustão<br>Kcal mol <sup>-1</sup> | Massas molares g<br>mol <sup>-1</sup> |
|--------------------------|--|---------------------------------------|
| Gasolina ( $C_8H_{18}$ ) | -1222,5  | 114,0                                 |
| Etanol ( $C_2H_5OH$ )    | -326,7   | 46,0                                  |
| Hidrogênio ( $H_2$ )     | -68,3  | 2,0                                   |

Com base nas informações apresentadas e comparando esses três combustíveis, é correto afirmar que

- A) a gasolina é o que apresenta menores impacto ambiental e vantagem energética.
- B) o álcool é o que apresenta maiores impacto ambiental e vantagem energética.
- C) o hidrogênio é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.
- D) a gasolina é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.
- E) o álcool é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.

## 9. (ENEM - 2015)

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  $CO_2$  (gasoso) e  $H_2O$  (gasoso) é:

- (A) -106. (B) -94,0. (C) -82,0. (D) -21,2. (E) -16,4.

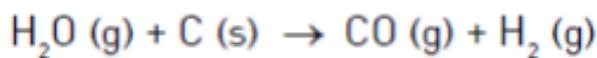


### 10. (UERJ - 2014)

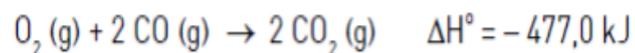
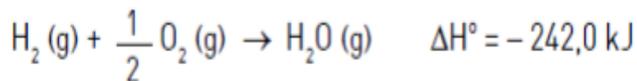
O trióxido de diarsênio é um sólido venenoso obtido pela reação do arsênio (As) com o gás oxigênio. Sua entalpia padrão de formação é igual a  $-660 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Escreva a equação química completa e balanceada da obtenção do trióxido de diarsênio. Em seguida, calcule a quantidade de energia, em quilojoules, liberada na formação desse sólido a partir da oxidação de 1,5 kg de arsênio.

### 11. (UERJ - 2013)

A equação química abaixo representa a reação da produção industrial de gás hidrogênio.



Na determinação da variação de entalpia dessa reação química, são consideradas as seguintes equações termoquímicas, a  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm:



Calcule a energia, em quilojoules, necessária para a produção de 1 kg de gás hidrogênio e nomeie o agente redutor desse processo industrial.

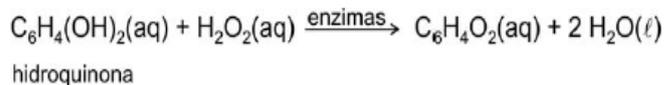
### 12. (FUVEST - 2009)

O debate atual em torno dos biocombustíveis, como o álcool de cana-de-açúcar e o biodiesel, inclui o efeito estufa. Tal efeito garante temperaturas adequadas à vida na Terra, mas seu aumento indiscriminado é danoso. Com relação a esse aumento, os biocombustíveis são alternativas preferíveis aos combustíveis fósseis porque

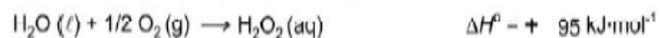
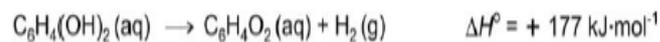
- A) são renováveis e sua queima impede o aquecimento global.
- B) retiram da atmosfera o  $\text{CO}_2$  gerado em outras eras.
- C) abrem o mercado para o álcool, cuja produção diminuiu o desmatamento.
- D) são combustíveis de maior octanagem e de menores taxas de liberação de carbono.
- E) contribuem para a diminuição da liberação de carbono, presente nos combustíveis fósseis.

### 13. (FUVEST - 2010)

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



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



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

- A)  $-558 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- B)  $-204 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- C)  $+177 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- D)  $+558 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- E)  $+585 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

### 14. (UERJ - 2013)

Substâncias com calor de dissolução endotérmico são empregadas na fabricação de balas e chicletes, por causarem sensação de frescor. Um exemplo é o xilitol, que possui as seguintes propriedades:

| Propriedade            | Valor                                     |
|------------------------|---|
| massa molar            | 152 g/mol                                 |
| entalpia de dissolução | + 5,5 kcal/mol                            |
| solubilidade           | 60,8 g/100 g de água a $25^\circ\text{C}$ |

Considere M a massa de xilitol necessária para a formação de 8,04 g de solução aquosa saturada de xilitol, a  $25^\circ\text{C}$ . A energia, em quilocalorias, absorvida na dissolução de M corresponde a:

- A) 0,02
- B) 0,11
- C) 0,27
- D) 0,48



### 15. (UERJ - 2011)

O hidrogênio vem sendo considerado um possível substituto dos combustíveis altamente poluentes de origem fóssil, como o dodecano, 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  $-280 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . 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

### 16. (UERJ - 2011)

O metanal é um poluente atmosférico proveniente da queima de combustíveis e de atividades industriais. No ar, esse poluente é oxidado pelo oxigênio molecular formando ácido metanóico, um poluente secundário. Na tabela abaixo, são apresentadas as energias das ligações envolvidas nesse processo de oxidação.

| Ligação | Energia de ligação ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) |
|---------|--|
| O = O   | 498  |
| C - H   | 413  |
| C - O   | 357  |
| C = O   | 744  |
| O - H   | 462  |

Em relação ao metanal, determine a variação de entalpia correspondente à sua oxidação, em  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , e nomeie sua geometria molecular.

### 17. (UERJ - 2015)

Considere os seguintes valores das entalpias-padrão da síntese do HCl, a partir dos mesmos reagentes no estado gasoso.

- $\text{HCl}(\text{g}): \Delta H_0 = -92,5 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$
- $\text{HCl}(\text{l}): \Delta H_0 = -108,7 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$

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

### 18. (UNESP - 2012)

Considere a decomposição da água oxigenada, em condições normais, descrita pela equação:  
 $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H = -98,2 \text{ kJ/mol}$   
Com base na informação sobre a variação de entalpia, classifique a reação como exotérmica ou endotérmica e justifique sua resposta. Calcule a variação de entalpia na decomposição de toda a água oxigenada contida em 100 mL de uma solução aquosa antisséptica que contém água oxigenada na concentração de 3 g/100 mL.

### 19. (UNICAMP - 2016)

Podemos obter energia no organismo pela oxidação de diferentes fontes. Entre essas fontes destacam-se a gordura e o açúcar. A gordura pode ser representada por uma fórmula mínima  $(\text{CH}_2)_n$  enquanto um açúcar pode ser representado por  $(\text{CH}_2\text{O})_n$ . Considerando essas duas fontes de energia, podemos afirmar corretamente que, na oxidação total de 1 grama de ambas as fontes em nosso organismo, os produtos formados são

- A) os mesmos, mas as quantidades de energia são diferentes.
- B) diferentes, mas as quantidades de energia são iguais.
- C) os mesmos, assim como as quantidades de energia.
- D) diferentes, assim como as quantidades de energia.

### 20. (UNIFESP - 2013)

A explosão da nitroglicerina,  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3$ , explosivo presente na dinamite, ocorre segundo a reação:  
 $4 \text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3(\text{l}) \rightarrow 12 \text{CO}_2(\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 6 \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

São fornecidas as seguintes informações:

|   |                                       |
|---|---------------------------------------|
| Entalpia de formação de $\text{CO}_2$ gasoso                          | - 400 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ |
| Entalpia de formação de $\text{H}_2\text{O}$ gasoso                   | - 240 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ |
| Entalpia de formação de $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3$ líquido | - 365 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ |
| Volume molar de gás ideal 0 °C e 1 atm de pressão                     | 22,4 L                                |

Considerando que ocorra a explosão de 1 mol de nitroglicerina e que a reação da explosão seja completa, calcule:

- A) o volume de gases, medido nas condições normais de pressão e temperatura.
- B) a entalpia da reação, expressa em  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

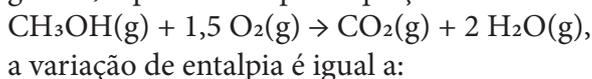


21. (FCM-MG 2008)

Considere as entalpias de ligação no quadro abaixo:

| Ligação | Entalpia/ $\text{kJ mol}^{-1}$ |
|---------|--------------------------------|
| C – H   | 413                            |
| C – O   | 336                            |
| C = O   | 805                            |
| O = O   | 498                            |
| O – H   | 464                            |

Com base nesses valores, é CORRETO afirmar que, para a combustão completa de 1 mol de metanol gasoso, representada pela equação:



- A) 248 kJ/mol
- B) – 248 kJ/mol
- C) 680 kJ/mol
- D) – 680 kJ/mol

22. (FCM-MG 2013)

A combustão incompleta de 114g de octano,  $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$ , produz volumes iguais de monóxido de carbono, CO, e dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão. As entalpias de formação nas condições padrão das substâncias envolvidas nesse processo estão dadas na tabela.

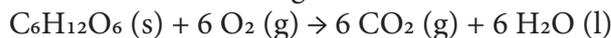
| Substância                          | $\Delta H_f^\circ / (\text{kJ/mol})$ |
|-------------------------------------|--------------------------------------|
| $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$ | - 250                                |
| $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$      | - 242                                |
| CO (g)                              | - 111                                |
| $\text{CO}_2(\text{g})$             | - 394                                |

O valor CORRETO da variação de entalpia dessa combustão incompleta é:

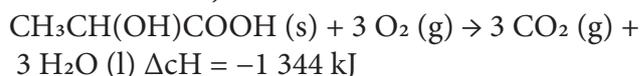
- A)  $\Delta H = - 5080 \text{ kJ}$
- B)  $\Delta H = - 4198 \text{ kJ}$
- C)  $\Delta H = - 3948 \text{ kJ}$
- D)  $\Delta H = - 1770 \text{ kJ}$

23. (ENEM - 2019)

Glicólise é um processo que ocorre nas células, convertendo glicose em piruvato. Durante a prática de exercícios físicos que demandam grande quantidade de esforço, a glicose é completamente oxidada na presença de  $\text{O}_2$ . Entretanto, em alguns casos, as células musculares podem sofrer um déficit de  $\text{O}_2$  e a glicose ser convertida em duas moléculas de ácido láctico. As equações termoquímicas para a combustão da glicose e do ácido láctico são, respectivamente, mostradas a seguir:



$$\Delta cH = -2 800 \text{ kJ}$$



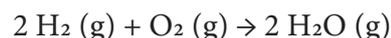
$$\Delta cH = -1 344 \text{ kJ}$$

O processo anaeróbico é menos vantajoso energeticamente porque

- A) libera 112 kJ por mol de glicose.
- B) libera 467 kJ por mol de glicose.
- C) libera 2 688 kJ por mol de glicose.
- D) absorve 1 344 kJ por mol de glicose.
- E) absorve 2 800 kJ por mol de glicose.

24. (ENEM - PPL - 2019)

O gás hidrogênio é considerado um ótimo combustível — o único produto da combustão desse gás é o vapor de água, como mostrado na equação química.



Um cilindro contém 1 kg de hidrogênio e todo esse gás foi queimado. Nessa reação, são rompidas e formadas ligações químicas que envolvem as energias listadas no quadro.

| Ligação química | Energia de ligação ( $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ ) |
|-----------------|---|
| H–H             | 437   |
| H–O             | 463   |
| O=O             | 494   |

Massas molares ( g/mol ):  $\text{H}_2 = 2$ ;  $\text{O}_2 = 32$ ;  $\text{H}_2\text{O} = 18$ . Qual é a variação da entalpia, em quilojoule, da reação de combustão do hidrogênio contido no cilindro?

- A) –242 000
- B) –121 000
- C) –2 500
- D) +110 500
- E) +234 000



**25.** (ENEM - PPL - 2019)

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  $0,8 \text{ g/cm}^3$ , massa molar  $46 \text{ g/mol}$  e calor de combustão aproximado de  $-1300 \text{ kJ/mol}$ . Com o grande aumento da frota de veículos, tem sido incentivada a produção de carros bicompostíveis econômicos, que são capazes de render até  $20 \text{ km/L}$  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  $400 \text{ km}$  na condição de máximo rendimento é mais próximo de

- A)  $565 \text{ MJ}$ .
- B)  $452 \text{ MJ}$ .
- C)  $520 \text{ kJ}$ .
- D)  $390 \text{ kJ}$ .
- E)  $348 \text{ kJ}$ .

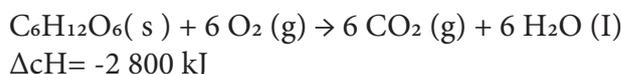
**26.** (ENEM - PPL - 2018)

Bebidas podem ser refrigeradas de modo mais rápido utilizando-se caixas de isopor contendo gelo e um pouco de sal grosso comercial. Nesse processo ocorre o derretimento do gelo com consequente formação de líquido e resfriamento das bebidas. Uma interpretação equivocada, baseada no senso comum, relaciona esse efeito à grande capacidade do sal grosso de remover calor do gelo. Do ponto de vista científico, o resfriamento rápido ocorre em razão da

- A) variação da solubilidade do sal.
- B) alteração da polaridade da água.
- C) elevação da densidade do líquido.
- D) modificação da viscosidade do líquido.
- E) diminuição da temperatura de fusão do líquido.

**27.** (ENEM - 2018)

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.



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

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

Na oxidação de  $1,0 \text{ grama}$  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)  $1120,0$ .

**28.** (ITA - 2018)

O perclorato de amônio (PA) é um dos componentes mais utilizados em propelentes de foguetes. Para aperfeiçoar seu desempenho, hidrogênio pode ser utilizado como aditivo. Considere dadas as entalpias de combustão destas espécies:  $\Delta_c H_{\text{PA}} = -189 \text{ kJ mol}^{-1}$ ;  $\Delta_c H_{\text{H}_2} = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Com base nessas informações, assinale a opção que apresenta a equação linear da variação da entalpia de combustão da mistura de PA com  $\text{H}_2$  em função da quantidade de  $\text{H}_2$ .

- A)  $y = -0,48x + 189$
- B)  $y = -0,48x - 189$
- C)  $y = -0,48x + 208$
- D)  $y = -0,97x - 189$
- E)  $y = -0,97x - 208$