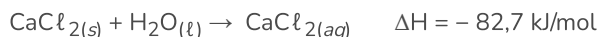


Exercício 1

(UEA 2020) Compressas de emergência quentes são usadas como primeiro socorro em contusões sofridas em práticas esportivas. Essa compressa constitui-se de um saco de plástico contendo uma ampola de água e um produto químico seco, por exemplo, o cloreto de cálcio (CaCl_2). Com uma leve pancada, a ampola se quebra e o cloreto de cálcio se dissolve, conforme a reação representada pela equação:



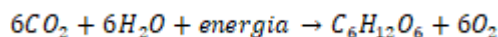
Nesse processo,

- (A) ocorre liberação de 82,7 kJ, pois a reação é exotérmica.
- (B) ocorre evaporação da água, pois a reação é endotérmica.
- (C) ocorre absorção de 82,7 kJ, pois a reação é exotérmica.
- (D) ocorre condensação da água, pois a reação é exotérmica.
- (E) ocorre absorção de 82,7 kJ, pois a reação é endotérmica.

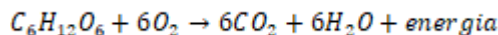
Exercício 2

(IFBA 2016) As reações químicas da fotossíntese e da respiração são representadas, respectivamente, pelas equações abaixo:

Fotossíntese:



Respiração:

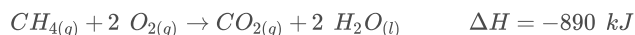


Com base nas reações químicas, pode-se afirmar que:

- a) ambas são exotérmicas.
- b) ambas são endotérmicas.
- c) ambas são combustões completas.
- d) os reagentes da fotossíntese são os mesmos da respiração.
- e) os reagentes da fotossíntese são os produtos da respiração.

Exercício 3

(G1 - IFCE 2019) O menor dos hidrocarbonetos, o metano (CH_4), é um gás incolor e pode causar danos ao sistema nervoso central se for inalado. Pode ser obtido da decomposição do lixo orgânico, assim como sofrer combustão como mostra a reação balanceada:



A massa de metano que, em g, precisa entrar em combustão para que sejam produzidos exatamente 54 g de água é igual a

Dados: $M(\text{H})=1 \text{ gmol}$, $M(\text{C})=12 \text{ gmol}$ e $M(\text{O})=16 \text{ gmol}$.

- a) 36.
- b) 24.
- c) 20.
- d) 44.
- e) 52.

Exercício 4

(UPE-SSA 2019) Analise a tirinha a seguir:



Disponível em: www.mestrevirtual.blogspot.com

O contexto da mensagem veiculada se relaciona principalmente à emissão de

- a) NO_2 e CO_2
- b) O_3 e O_2
- c) CH_4 e $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
- d) Cl_2 e H_2O_2 .
- e) CO_2 e H_2O .

Exercício 5

(Upe-ssa 2 2016) Um fenômeno raro no Nordeste chamou a atenção de moradores de Ouricuri, no Sertão do Estado. No final da tarde da última terça-feira de 2014, caiu granizo na localidade, por cerca de dez minutos. Quando o dia amanheceu, foi possível observar vapores, sendo formados do granizo depositado no chão.

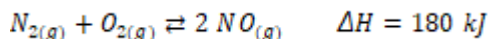
Disponível em: <http://www.jornaldecaruaru.com.br/2014/12/>
Acesso em: junho 2015.

Considerando as informações dessa notícia, o que ocorria com o granizo ao amanhecer?

- a) Um processo exotérmico
- b) Um processo endotérmico
- c) Um processo isotérmico
- d) Uma reação de primeira ordem
- e) Uma reação de segunda ordem

Exercício 6

(Fac. Albert Einstein - Medicina 2016) O NO , óxido nítrico, é um poluente atmosférico formado em câmaras de combustão ou devido à ação de descargas elétricas. A reação a partir dos gases nitrogênio e oxigênio pode ser representada pela equação:



Sobre a formação do óxido nítrico é possível afirmar que:

- I. Se a reação for realizada em recipiente rígido e fechado, mantendo-se a temperatura constante, a pressão também se manterá constante.
- II. O aumento de temperatura aumenta o rendimento da formação do NO .

III. Trata-se de um processo exotérmico, pois o produto apresenta maior energia do que os reagentes.

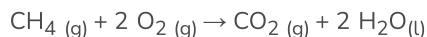
CO_{2(g)}

Pode-se dizer que

- a) apenas as afirmações I e II estão corretas.
- b) apenas as afirmações I e III estão corretas.
- c) apenas as afirmações II e III estão corretas.
- d) todas as afirmações estão corretas.

Exercício 7

(Ufms 2020) Dada a equação termoquímica:



(Dados: calores de formação [kJ/mol, a 25 °C e 1 atm]

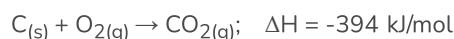
CH_{4(g)}= -74,8; O_{2(g)}= 0; CO_{2(g)}= -393,5; H_{2O(l)}= -285,8 .

calcule a variação da entalpia da reação acima e assinale a alternativa correta.

- a) -252,9 kJ/mol.
- b) -178,1 kJ/mol.
- c) -965,1 kJ/mol.
- d) -890,3 kJ/mol.
- e) -888,0 kJ/mol.

Exercício 8

(Unesp 2021) Analise as equações termoquímicas.



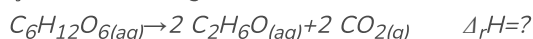
A partir dessas equações, pode-se prever que o ΔH da reação de decomposição do calcário que produz cal viva (cal virgem) e dióxido de carbono seja igual a

- a) +573 kJ/mol.
- b) +1601 kJ/mol.
- c) -2235 kJ/mol.
- d) -1028 kJ/mol.
- e) +179 kJ/mol.

Exercício 9

(Fatec 2020) 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 (Δ_rH) de fermentação da glicose, em kJ/mol.

Entalpias de formação em kJ/mol

| Substância | Exercício 12 | Δ _f H |
|---|-----------------------|------------------|
| C ₆ H ₁₂ O _{6(aq)} | (G1 - cps 2019) | -277 |
| C ₂ H ₆ O _(aq) | João Bosco e Vinícius | -278 |

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

Exercício 10

(Mackenzie 2017) 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.

Exercício 11

(UPF 2015) 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 (H₃CCOCH_{3(l)}) na pele, é provocada uma sensação de frio, justificada em razão de a evaporação ser um processo exotérmico.
 - () A dissolução do H₂SO₄ 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.

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

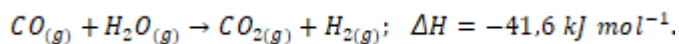
Faróis iluminavam o meu coração
 Feito faísca que virou uma explosão
 E o tempo foi tornando tão intensa a nossa paixão

Na segunda estrofe, a faísca desencadeia uma transformação

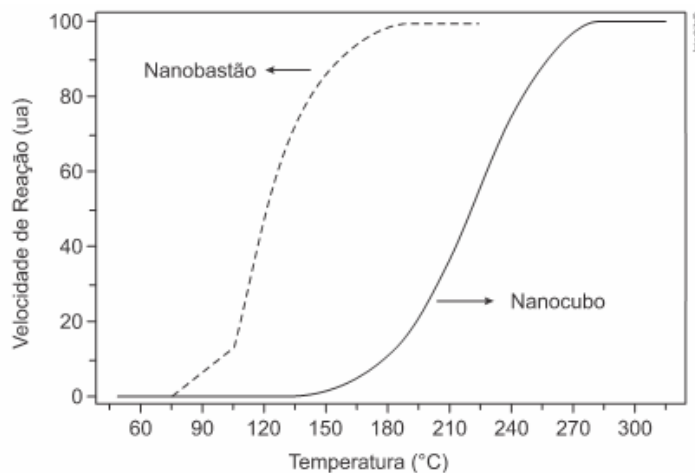
- a) química e exotérmica, pois há liberação de energia.
- b) química e endotérmica, pois há absorção de energia.
- c) física e exotérmica, pois há absorção de energia.
- d) física e endotérmica, pois há liberação de energia.
- e) física e sem variação de energia.

Exercício 13

(Unicamp 2020) Um dos pilares da nanotecnologia é o fato de as propriedades dos materiais dependerem do seu tamanho e da sua morfologia. Exemplo: a maior parte do H_2 produzido industrialmente advém da reação de reforma de hidrocarbonetos: $CH_4(g) + H_2O(g) \rightarrow 3 H_2(g) + CO(g)$. Uma forma de promover a descontaminação do hidrogênio é reagir o CO com largo excesso de água:



A figura abaixo mostra resultados da velocidade (em unidade arbitrária, ua) dessa conversão em função da temperatura, empregando-se um nanocatalisador com duas diferentes morfologias.



Considerando essas informações, é correto afirmar que, com essa tecnologia, a descontaminação do hidrogênio por CO é mais eficiente na presença do catalisador em forma de

- a) nanobastão, pois a transformação do CO ocorreria em temperaturas mais baixas, o que também favoreceria o equilíbrio da reação no sentido dos produtos, uma vez que a reação é exotérmica.
- b) nanobastão, pois a transformação do CO ocorreria em temperaturas mais baixas, o que também favoreceria o equilíbrio

da reação no sentido dos produtos, uma vez que a reação é endotérmica.

c) nanocubo, pois a transformação do CO ocorreria em temperaturas mais elevadas, o que também favoreceria o equilíbrio da reação no sentido dos produtos, uma vez que a reação é exotérmica.

d) nanocubo, pois a transformação do CO ocorreria em temperaturas mais elevadas, o que também favoreceria o equilíbrio da reação no sentido dos produtos, uma vez que a reação é endotérmica.

Exercício 14

(Ufjf-pism 2 2017) Os alimentos ao serem consumidos são digeridos e metabolizados liberando energia química. Uma barra de cereal *light* de avelã com chocolate, que contém 77% de carboidratos, 4% de proteínas e 7% de lipídios, é um dos alimentos utilizados para adquirir energia, uma vez que a energia de combustão das proteínas e dos carboidratos é de 4 kcal/g e, dos lipídios é de 9 kcal/g.

Com base nisso, calcule a quantidade de energia fornecida a um indivíduo que consome uma unidade de 22 gramas dessa barra de cereal.

- a) 3,87 kcal
- b) 7,37 kcal
- c) 162,1 kcal
- d) 85,1 kcal
- e) 387,0 kcal

Exercício 15

(Upf 2016) A transformação dos materiais está presente no setor produtivo e nos afazeres diários. Esses processos envolvem consumo e liberação de energia. A conversão da energia é uma das principais buscas da atual sociedade tecnológica.

Analise as seguintes afirmativas, relacionadas aos processos que envolvem consumo e liberação de energia.

I. A solidificação da água em gelo, em dias de inverno, nas temperaturas negativas, ocorre com liberação de energia.

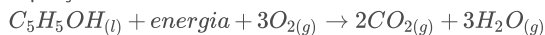
II. A equação

$Fe_2O_3(s) + 3C(s) + energia \rightarrow 2Fe(s) + 3CO_2(g)$ representa a transformação do minério de ferro em ferro metálico, nas siderúrgicas, e é uma reação exotérmica.

III. A decomposição da sacarose é representada pela equação $C_{12}H_{22}O_{11(s)} + energia \rightarrow 12C(s) + 11H_2O(g)$

e necessita de absorção de energia para que a reação química ocorra.

IV. A combustão do etanol nos carros é representada pela equação



e absorve uma grande quantidade de calor, em um processo endotérmico, que depois será utilizado para o movimento do carro.

Está correto apenas o que se afirma em:

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

- d) II, III e IV.
e) I e III.

Exercício 16

(G1 - cps 2016) Energia química é proveniente das ligações químicas entre átomos que são feitas para formar algo. Sendo assim, como tudo no mundo é formado por átomos, tudo tem energia química. Essa energia é manifestada quando acontecem ligações químicas e também quando há rupturas dessas ligações.

Apesar de estar em todos os lugares, a energia química não se manifesta o tempo todo e depende de quais moléculas estarão envolvidas no processo.

Quando consumimos um alimento, por exemplo, parte da sua energia é transformada pelo nosso organismo e a outra é liberada em forma de calor.

<<http://tinyurl.com/z8mraow>> Acesso em: 10.02.2016. Adaptado.

De acordo com o texto, assinale a alternativa correta.

- a) A energia química é liberada constantemente, pois está em todos os lugares.
b) A energia química se manifesta somente na ruptura das ligações químicas.
c) Parte da energia armazenada no alimento é transformada pelo organismo.
d) Parte da energia armazenada no alimento é absorvida na forma de calor.
e) Apenas em alguns compostos químicos existe energia química.

Exercício 17

(Uece 2016) Josiah Willard Gibbs (1839-1903) foi um pesquisador norte-americano que contribuiu para a determinação da energia livre de um sistema termodinâmico através de uma lei que é associada ao seu nome. Em se tratando de energia livre e de entropia, analise as seguintes proposições:

- I. A energia livre pode ser positiva ou negativa, mas nunca pode ser nula.
II. A energia livre é a totalidade de energia de um sistema termodinâmico, que pode ser usada para a realização de trabalho útil.
III. Toda a reação exotérmica é espontânea.
IV. A variação de entropia de uma reação espontânea pode ser negativa.
V. Em certas reações químicas a variação de entalpia coincide com a variação da energia interna.

É correto o que se afirma somente em:

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

Exercício 18

(Ueg 2018) No gráfico a seguir, é apresentada a variação da energia durante uma reação química hipotética.

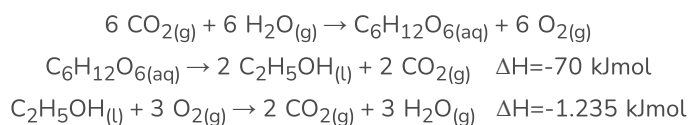


Com base no gráfico, pode-se correlacionar X, Y e Z, respectivamente, como

- a) intermediário da reação, energia de ativação e variação da entalpia.
b) variação da entalpia, intermediário da reação e complexo ativado.
c) complexo ativado, energia de ativação e variação de entalpia.
d) variação da entalpia, energia de ativação e complexo ativado.
e) energia de ativação, complexo ativado e variação da entalpia.

Exercício 19

(Fuvest 2018) A energia liberada na combustão do etanol de cana-de-açúcar pode ser considerada advinda da energia solar, uma vez que a primeira etapa para a produção do etanol é a fotossíntese. As transformações envolvidas na produção e no uso do etanol combustível são representadas pelas seguintes equações químicas:



Com base nessas informações, podemos afirmar que o valor de ΔH para a reação de fotossíntese é

- a) -1.305 kJ/mol.
b) +1.305 kJ/mol.
c) +2.400 kJ/mol.
d) -2.540 kJ/mol.
e) +2.540 kJ/mol.

Exercício 20

(Ufpe 2012) A espontaneidade de uma reação química é importante para avaliar sua viabilidade comercial, biológica ou ambiental. Sobre a termodinâmica de processos químicos, podemos afirmar que:

- () reações espontâneas são sempre exotérmicas.
() reações espontâneas, ocorrendo dentro de sistemas fechados e isolados, causam um aumento da entropia do sistema.
() para reações em sistemas fechados, as variações da entalpia e da entropia não podem ser utilizadas para determinar a sua espontaneidade.
() reações que apresentam variação positiva da entropia são sempre espontâneas.

() para reações ocorrendo em temperatura e pressão constantes, a energia livre de Gibbs é a função termodinâmica que determina a sua espontaneidade.

- F – V – F – F – V.
- F – F – F – V – V.
- V – V – V – F – V.
- F – V – F – V – F.
- V – V – F – V – V.

Exercício 21

(UECE 2018) Considerando a equação de formação da glicose não balanceada $C + H_2 + O_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6$, atente às seguintes equações:

- $C + O_2 \rightarrow CO_2 \quad \Delta H = -94,1 \text{ kcal}$
- $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O \quad \Delta H = -68,3 \text{ kcal}$
- $C_6H_{12}O_6 + 6 O_2 \rightarrow 6 CO_2 + 6 H_2O \quad \Delta H = -673,0 \text{ kcal}$

A massa de glicose formada a partir da reação de 14,4 g de

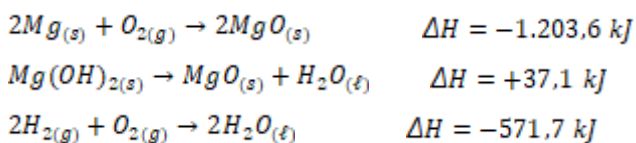
carbono e sua entalpia de formação em $\frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$ serão,

respectivamente,
Dados: C=12; H=1; O=16.

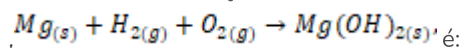
- 36 g e $+301,4 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$
- 36 g e $-301,4 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$
- 18 g e $-201,4 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$
- 18 g e $+201,4 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$

Exercício 22

(UEPA 2015) O hidróxido de magnésio, base do medicamento vendido comercialmente como Leite de Magnésia, pode ser usado como antiácido e laxante. Dadas as reações abaixo:



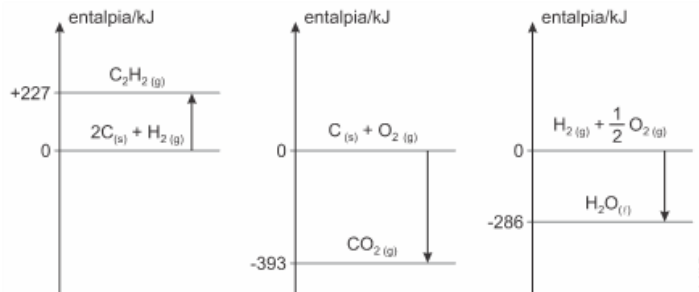
Então, o valor da entalpia de formação do hidróxido de magnésio, de acordo com a reação



- 1.849,5 kJ
- +1.849,5 kJ
- 1.738,2 kJ
- 924,75 kJ
- +924,75 kJ

Exercício 23

(UNESP 2018) Analise os três diagramas de entalpia.



O ΔH da combustão completa de 1 mol de acetileno, $C_2H_{2(g)}$, produzindo $CO_{2(g)}$ e $H_2O_{(l)}$ é

- +1.140 kJ.
- +820 kJ.
- 1.299 kJ.
- 510 kJ.
- 635 kJ.

Exercício 24

(Fuvest 2016) O biogás pode substituir a gasolina na geração de energia. Sabe-se que 60%, em volume, do biogás são constituídos de metano, cuja combustão completa libera cerca de 900 kJ/mol.

Uma usina produtora gera 2.000 litros de biogás por dia. Para produzir a mesma quantidade de energia liberada pela queima de todo o metano contido nesse volume de biogás, será necessária a seguinte quantidade aproximada (em litros) de gasolina:

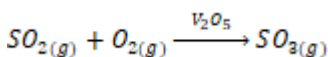
Note e adote:

- Volume molar nas condições de produção de biogás: 24 L/mol;
- energia liberada na combustão completa da gasolina: $4,5 \times 10^4$ kJ/L.

- 0,7
- 1,0
- 1,7
- 3,3
- 4,5

Exercício 25

(UERN 2015) Também denominado anidrido sulfúrico ou óxido sulfúrico, o trióxido de enxofre é um composto inorgânico, representado pela fórmula química SO_3 , é gasoso, incolor, irritante, reage violentamente com a água, é instável e corrosivo. O trióxido de enxofre é obtido por meio da oxidação do dióxido de enxofre, tendo o pentóxido de vanádio como catalisador da reação realizada pelo método de contato. Observe:



Ressalta-se que as entalpias de formação, em kJ/mol, do SO_2 e SO_3 são, respectivamente, -297 e -420. A entalpia de combustão de 12,8 gramas, em kJ, do dióxido de enxofre é igual a

Dados:

S = 32u. O = 16u.

- 123.

- b) +123.
c) -24,6.
d) +24,6.

Exercício 26

(G1 - cps 2016) Energia química é proveniente das ligações químicas entre átomos que são feitas para formar algo. Sendo assim, como tudo no mundo é formado por átomos, tudo tem energia química. Essa energia é manifestada quando acontecem ligações químicas e também quando há rupturas dessas ligações.

Apesar de estar em todos os lugares, a energia química não se manifesta o tempo todo e depende de quais moléculas estarão envolvidas no processo.

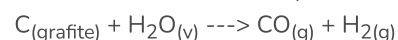
Quando consumimos um alimento, por exemplo, parte da sua energia é transformada pelo nosso organismo e a outra é liberada em forma de calor.

<<http://tinyurl.com/z8mraow>> Acesso em: 10.02.2016. Adaptado. De acordo com o texto, assinale a alternativa correta.

- a) A energia química é liberada constantemente, pois está em todos os lugares.
b) A energia química se manifesta somente na ruptura das ligações químicas.
c) Parte da energia armazenada no alimento é transformada pelo organismo.
d) Parte da energia armazenada no alimento é absorvida na forma de calor.
e) Apenas em alguns compostos químicos existe energia química.

Exercício 27

(Mackenzie 2018) 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



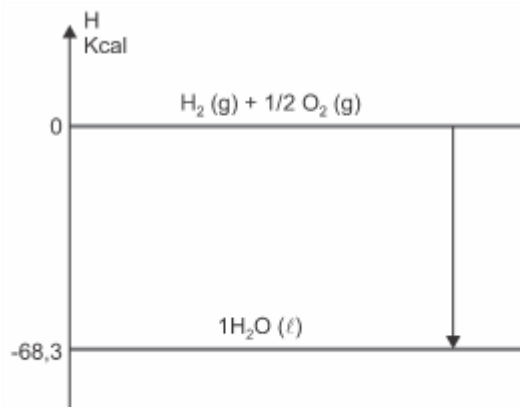
| Substância | $H^0_f(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$ |
|--------------|--|
| $CO_{(g)}$ | -110,5 |
| $H_2O_{(v)}$ | -241,8 |

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.

Exercício 28

(UFU 2018)



Disponível em: <<https://www.colegioweb.com.br/wp-content/uploads/21337.jpg>> Acesso em 30/03/2018.

O esquema ilustra o aspecto energético da reação de formação de água líquida a partir dos gases hidrogênio e oxigênio.

Essa reação é uma

- a) eletrólise, que gera a alteração do número de oxidação do oxigênio e do hidrogênio da molécula de água.
b) queima, com absorção de energia durante toda a etapa da reação química entre os reagentes.
c) combustão, que libera energia na forma de calor e pode ser utilizada na propulsão de naves espaciais.
d) hidrólise, que ocorre com a formação de água pela reação do oxigênio com o hidrogênio.

Exercício 29

(G1 - ifsul 2016) Que alternativa contém apenas fenômenos endotérmicos ou apenas fenômenos exotérmicos?

- a) Queima de carvão – combustão em motores de automóveis – evaporação de líquidos.
b) Secagem de roupas – ebulição da água – derretimento de gelo.
c) Combustão em motores de automóveis – formação de geada – evaporação dos lagos.
d) Evaporação de líquidos – secagem de roupas – explosão de fogos de artifício.

Exercício 30

(FAMERP 2017) A energia liberada na combustão do etanol hidratado é cerca de 70% da energia liberada na combustão de igual volume de gasolina. Considere que o calor específico da água líquida seja $1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$. Em um experimento, a combustão de um volume V de etanol hidratado em um calorímetro permitiu elevar a temperatura de 200 g de água líquida de 25 °C a 60 °C. Caso fosse utilizado nesse experimento igual volume de gasolina no lugar do etanol, a temperatura dessa mesma massa de água iria variar de 25 °C até

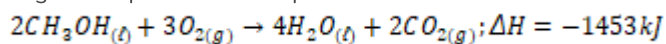
- a) 45 °C.
b) 65 °C.
c) 55 °C.
d) 75 °C.
e) 35 °C.

Exercício 31

(PUC-RJ 2015) 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 $0,80\text{gmL}^{-1}$)

produz energia na forma de calor (em kJ) e CO_2 (em gramas) nas seguintes quantidades respectivamente:



Considere: $M(\text{CH}_3\text{OH}) = 32\text{gmol}^{-1}$, $M(\text{CO}_2) = 44\text{gmol}^{-1}$

- a) $18,2 \times 10^3$ e $1,1 \times 10^3$
b) $21,3 \times 10^3$ e $0,8 \times 10^3$
c) $21,3 \times 10^3$ e $1,1 \times 10^3$
d) $18,2 \times 10^3$ e $0,8 \times 10^3$
e) $36,4 \times 10^3$ e $1,8 \times 10^3$

Exercício 32

(Espcex (Aman) 2019) A reação de combustão completa do etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) produz gás carbônico (CO_2) e água (H_2O).

Dada a tabela abaixo, de calores de formação das espécies químicas, e considerando a reação de combustão completa desse álcool, são feitas as seguintes afirmativas:

| Composto | ΔH_f° (kJ · mol ⁻¹) (25 °C, 1 atm) |
|-------------------------------------|---|
| $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (l) | -278 |
| CO_2 (g) | -394 |
| H_2O (l) | -286 |

- I. O agente oxidante dessa reação é o O_2 .
II. O coeficiente estequiométrico da água, após o balanceamento da equação, é 2.
III. Considerando a densidade do etanol $0,8 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$ (25 °C; 1 atm), a combustão completa de 1.150 mL desse composto libera aproximadamente 27.360 kJ.
IV. A quantidade de calor liberada na combustão de 1 mol de etanol é de $278 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Dados: C=12; H=1; O=16.

Das afirmativas feitas estão corretas apenas

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

Exercício 33

(UEMA 2016) Leia a seguinte manchete recentemente veiculada em emissora de televisão nacional.

“Combustível é uma substância que em contato com outra provoca uma reação química, produzindo energia que é liberada na forma de calor”.

PETROBRAS. Peça publicitária veiculada na TV Globo.

Não é simples definir energia, mas é fácil perceber sua existência. Nesse contexto, pode-se inferir que energia é a

- a) grandeza que se manifesta apenas na forma de luz.
b) grandeza que se manifesta apenas na forma de calor.

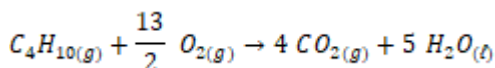
c) grandeza que avalia a capacidade de um sistema realizar trabalho.

d) matéria que tem massa e ocupa lugar em dado espaço do sistema.

e) forma do calor fluir espontaneamente entre corpos com mesma temperatura.

Exercício 34

(Unesp 2020) Para obter energia térmica, com a finalidade de fundir determinada massa de gelo, produziu-se a combustão de um mol de gás butano (C_4H_{10}), a 1 atm e a 25 °C. A reação de combustão desse gás é:



As entalpias-padrão de formação (ΔH) das substâncias citadas estão indicadas na tabela:

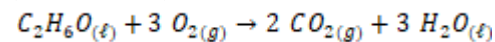
| Substância | ΔH (kJ/mol) |
|------------------------------|---------------------|
| $\text{C}_4\text{H}_{10(g)}$ | -126 |
| $\text{CO}_{2(g)}$ | -393 |
| $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ | -286 |
| $\text{O}_{2(g)}$ | zero |

Considerando que a energia térmica proveniente dessa reação foi integralmente absorvida por um grande bloco de gelo a 0 °C e adotando 320 J/g para o calor latente de fusão do gelo, a massa de água líquida obtida a 0 °C, nesse processo, pelo derretimento do gelo foi de, aproximadamente,

- a) 7 kg.
b) 5 kg.
c) 3 kg.
d) 10 kg.
e) 9 kg.

Exercício 35

(EBMSP 2016)



$$\Delta H^\circ = -1.367 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

O calor liberado em uma reação química, a exemplo da reação de combustão do etanol representada pela equação termoquímica, está associado, entre outros fatores, à diferença entre a energia necessária para a ruptura de ligações químicas das substâncias reagentes e a energia liberada na formação de novas ligações intra e intermoleculares nos produtos.

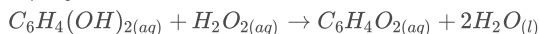
A análise das informações associada aos conhecimentos da termoquímica permitem afirmar:

- a) A quantidade de energia armazenada nas moléculas de etanol é igual à energia liberada durante a sua combustão.
b) O calor associado à combustão total de $1,8 \cdot 10^{24}$ moléculas de etanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)}$, é de, aproximadamente, -2.734 kJ.

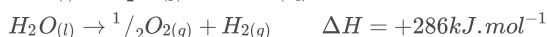
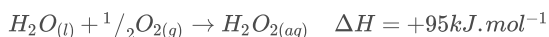
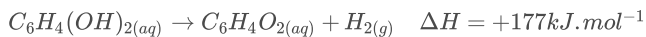
- c) O estado físico das substâncias químicas envolvidas no processo de combustão não interfere no valor da entalpia da reação.
- d) O processo de ruptura de ligações químicas existentes entre os átomos que constituem as substâncias reagentes é endotérmico.
- e) A energia necessária para a ruptura das ligações presentes nas moléculas de etanol e gás oxigênio é maior do que a energia liberada na formação de ligações no dióxido de carbono e água.

Exercício 36

(G1 - ifsul 2017) O besouro-bombardeiro (*Brachynus crepitans*) recebeu esse nome devido ao som explosivo que emite quando é ameaçado, soltando jatos químicos, quentes, coloridos e barulhentos. O besouro gira seu abdômen de um lado para o outro e atira, causando no seu predador um gosto horrível na boca e até mesmo queimaduras leves. Eles possuem duas glândulas que se abrem ao exterior, no final do abdômen. Cada glândula possui dois compartimentos, um contém uma solução aquosa de hidroquinona e peróxido de hidrogênio e o outro contém uma mistura de enzimas. Ao ser atacado, o besouro segrega um pouco da solução do primeiro compartimento no segundo. As enzimas atuam acelerando a reação exotérmica entre a hidroquinona e o peróxido de hidrogênio, segundo a equação:



A energia liberada é suficiente para elevar a temperatura da mistura até o ponto de ebulição. A energia envolvida nessa transformação pode ser calculada, considerando-se os processos:



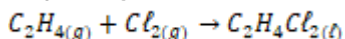
Assim sendo, o calor envolvido na reação que ocorre no organismo do besouro é

- a) +585 kJ/mol
b) +204 kJ/mol
c) -558 kJ/mol
d) -204 kJ/mol

Exercício 37

(UCS 2016) O 1,2-dicloroetano ocupa posição de destaque na indústria química americana. Trata-se de um líquido oleoso e incolor, de odor forte, inflamável e altamente tóxico. É empregado na produção do cloreto de vinila que, por sua vez, é utilizado na produção do PVC, matéria-prima para a fabricação de dutos e tubos rígidos para água e esgoto.

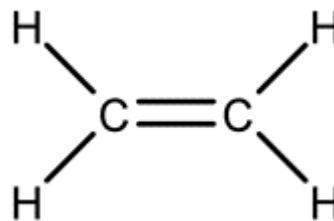
A equação química que descreve, simplificadamente, o processo de obtenção industrial do 1,2-dicloroetano, a partir da reação de adição de gás cloro ao eteno, encontra-se representada abaixo



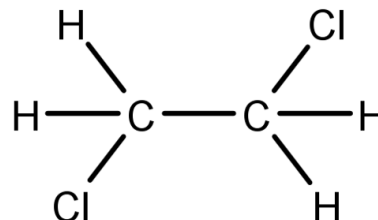
Disponível em: <<http://laboratorios.cetesb.sp.gov.br/wp-content/uploads/sites/47/2013/11/dicloroetano.pdf>>.

Acesso em: 3 set. 15. (Adaptado.)

Dados:



eteno:



1,2-dicloroetano:

| Ligação | Energia de ligação (kJ/mol) |
|---------|-----------------------------|
| C - H | 413,4 |
| C - Cl | 327,2 |
| C - C | 346,8 |
| C = C | 614,2 |
| Cl - Cl | 242,6 |

A variação de entalpia da reação acima é igual a

- a) -144,4 kJ/mol.
b) -230,6 kJ/mol.
c) -363,8 kJ/mol.
d) +428,2 kJ/mol.
e) +445,0 kJ/mol.

Exercício 38

(Ufsj 2012) Abaixo são fornecidas informações sobre alguns combustíveis:

| Combustível | Principal Componente | Energia de Combustão |
|------------------|---|----------------------|
| GLP | C ₄ H ₁₀ + C ₃ H ₈ | -2878 |
| Gasolina | C ₈ H ₁₈ | -5471 |
| Éter de Petróleo | C ₁₀ H ₂₂ | -6823 |
| Etanol | C ₂ H ₆ O | -1368 |

Considerando essas informações, é **INCORRETO** afirmar que

- a) o éter de petróleo é o que libera menor quantidade de energia na combustão e o que menos contribui para o efeito estufa.
b) o GLP é uma mistura de hidrocarbonetos saturados formada principalmente por butano e propano, cuja combustão é exotérmica.
c) um mol de gasolina produz, comparativamente, a segunda maior quantidade de gás carbônico em sua combustão.
d) a reação entre o etanol e o oxigênio atmosférico é exotérmica e a que, comparativamente, gera menor quantidade de energia.

Exercício 39

(Puccamp 2016) A entalpia de combustão do carbono, a 25 °C é de 393,5 kJ/mol. Considerando 1,0 kg de turfa, um tipo de *carvão* mineral que contém somente 60% de carbono, em média, a

energia liberada, em kJ, somente pela queima de carbono é de, aproximadamente,

Dado: Massa molar do C = 12 g/mol

- a) 2 000
- b) 5 000
- c) 10 000
- d) 15 000
- e) 20 000

Exercício 40

Leia o texto a seguir e responda à(s) questão(ões).

A vida em grandes metrópoles apresenta atributos que consideramos sinônimos de progresso, como facilidades de acesso aos bens de consumo, oportunidades de trabalho, lazer, serviços, educação, saúde etc. Por outro lado, em algumas delas, devido à grandiosidade dessas cidades e aos milhões de cidadãos que ali moram, existem muito mais problemas do que benefícios. Seus habitantes sabem como são complicados o trânsito, a segurança pública, a poluição, os problemas ambientais, a habitação etc. Sem dúvida, são desafios que exigem muito esforço não só dos governantes, mas também de todas as pessoas que vivem nesses lugares. Essas cidades convivem ao mesmo tempo com a ordem e o caos, com a pobreza e a riqueza, com a beleza e a feiura. A tendência das coisas de se desordenarem espontaneamente é uma característica fundamental da natureza. Para que ocorra a organização, é necessária alguma ação que restabeleça a ordem. É o que acontece nas grandes cidades: despoluir um rio, melhorar a condição de vida dos seus habitantes e diminuir a violência, por exemplo, são tarefas que exigem muito trabalho e não acontecem espontaneamente. Se não houver qualquer ação nesse sentido, a tendência é que prevaleça a desorganização. Em nosso cotidiano, percebemos que é mais fácil deixarmos as coisas desorganizadas do que em ordem. A ordem tem seu preço. Portanto, percebemos que há um embate constante na manutenção da vida e do universo contra a desordem. A luta contra a desorganização é travada a cada momento por nós. Por exemplo, desde o momento da nossa concepção, a partir da fecundação do óvulo pelo espermatozoide, nosso organismo vai se desenvolvendo e ficando mais complexo. Partimos de uma única célula e chegamos à fase adulta com trilhões delas, especializadas para determinadas funções. Entretanto, com o passar dos anos, envelhecemos e nosso corpo não consegue mais funcionar adequadamente, ocorre uma falha fatal e morremos. O que se observa na natureza é que a manutenção da ordem é fruto da ação das forças fundamentais, que, ao interagirem com a matéria, permitem que esta se organize. Desde a formação do nosso planeta, há cerca de 5^5 bilhões de anos, a vida somente conseguiu se desenvolver às custas de transformar a energia recebida pelo Sol em uma forma útil, ou seja, capaz de manter a organização. Para tal, pagamos um preço alto: grande parte dessa energia é perdida, principalmente na forma de calor. Dessa forma, para que existamos, pagamos o preço de aumentar a desorganização do nosso planeta. Quando o Sol não puder mais fornecer essa energia, dentro de mais 5^5 bilhões de anos, não existirá mais vida na Terra. Com certeza a espécie humana já terá sido extinta muito antes disso.

(Adaptado de: OLIVEIRA, A. O Caos e a Ordem. *Ciência Hoje*. Disponível em: <<http://cienciahoje.uol.com.br/colunas/fisica-sem-misterio/o-caos-ea-ordem>>. Acesso em: 10 abr. 2015.)

(Uel 2016) Com base no texto e nos conhecimentos sobre termoquímica, assinale a alternativa correta.

- a) Com o decorrer dos anos, há o envelhecimento e a desorganização biológica do corpo humano, o que resulta em uma diminuição da entropia.
- b) De acordo com o 2º princípio da termodinâmica, a entropia total de um processo espontâneo ou uma reação espontânea diminui independentemente da temperatura.
- c) As reações químicas, por ocorrerem espontaneamente, processam-se com elevadas velocidades.
- d) A vida se desenvolve às custas de transformar a energia recebida do Sol em uma forma útil, ou seja, a capacidade de manter a auto-organização, o que resulta em diminuição da entropia.
- e) A tendência de processos ou de reações aumentar a desordem do sistema ocorre de forma não espontânea.

Exercício 41

(UFJF-PISM 2 2015) Os melhores combustíveis para uso em foguetes são aqueles que, na menor massa possível, liberam a maior quantidade de energia na sua queima para propelir o voo. O quadro abaixo mostra alguns combustíveis e suas entalpias de combustão.

| Combustível | Metanol | Etanol | Benzeno | O |
|--|---------|-----------|----------|---|
| Fórmula molecular | CH_4O | C_2H_6O | C_6H_6 | C |
| $\frac{\Delta H_{combustão}}{kJ \cdot mol^{-1}}$ | -726 | -1.368 | -3.268 | - |

Com base nessas informações, é **CORRETO** afirmar que o melhor combustível para ser utilizado em foguetes é o:

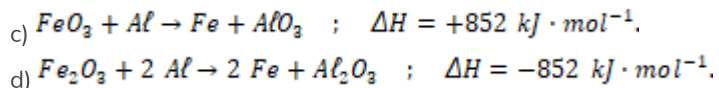
- a) metanol, porque é um álcool de baixa massa molar.
- b) etanol, porque é um combustível potente.
- c) octano, porque apresenta o maior valor de entalpia de combustão por grama de combustível.
- d) octano, porque é o combustível com maior massa molar.
- e) benzeno, porque tem massa e $\Delta H_{combustão}$ intermediários.

Exercício 42

(Unicamp 2018) 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 $2.000^\circ C$. 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) $Fe_2O_3 + 2 Al \rightarrow 2 Fe + Al_2O_3$; $\Delta H = +852 kJ \cdot mol^{-1}$.
- b) $FeO_3 + Al \rightarrow Fe + AlO_3$; $\Delta H = -852 kJ \cdot mol^{-1}$.



Exercício 43

(Fuvest 2017) Sob certas condições, tanto o gás flúor quanto o gás cloro podem reagir com hidrogênio gasoso, formando, respectivamente, os haletos de hidrogênio HF e HCl gasosos. Pode-se estimar a variação de entalpia ΔH de cada uma dessas reações, utilizando-se dados de energia de ligação. A tabela apresenta os valores de energia de ligação dos reagentes e produtos dessas reações a 25 °C e 1 atm.

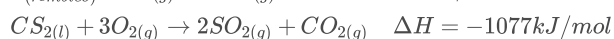
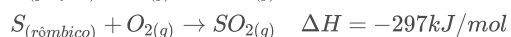
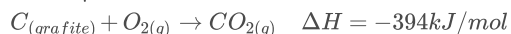
| Molécula | H ₂ | F ₂ | Cl ₂ | HF | HCl |
|-----------------------------|----------------|----------------|-----------------|-----|-----|
| Energia de ligação (kJ/mol) | 435 | 160 | 245 | 570 | 430 |

Com base nesses dados, um estudante calculou a variação de entalpia de cada uma das reações e concluiu, corretamente, que, nas condições empregadas,

- a) a formação de HF é a reação que libera mais energia.
 b) ambas as reações são endotérmicas.
 c) apenas a formação de HCl é endotérmica.
 d) ambas as reações têm o mesmo valor de ΔH
 e) apenas a formação de HCl é exotérmica.

Exercício 44

(G1 - ifba 2016) Observe, a seguir, algumas equações termoquímicas:



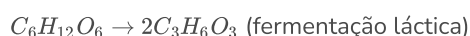
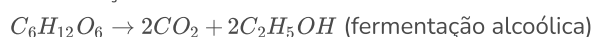
Com base nas informações anteriores, complete as lacunas, tornando a afirmação a seguir verdadeira.

A entalpia de formação do CS₂ a partir de seus elementos formadores, tem $\Delta H = \dots$, sendo, portanto, uma reação \dots .

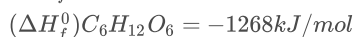
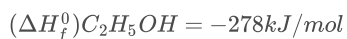
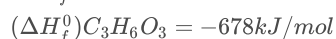
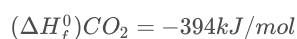
- a) +89 kJ/mol, endotérmica.
 b) +389 kJ/mol, endotérmica.
 c) +1768 kJ/mol, endotérmica.
 d) -1768 kJ/mol, exo térmica.
 e) -2065 kJ/mol, exotérmica.

Exercício 45

(Fac. Albert Einstein - Medicina 2017) 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_f^0)



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.

Exercício 46

(Ime 2018) Considere as seguintes afirmativas:

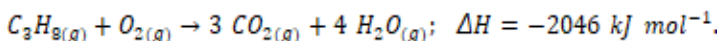
- I. Uma reação química a temperatura e pressão constantes será espontânea se a variação da energia livre de Gibbs (ΔG) for menor que zero.
 II. Em um sistema reacional onde a única forma de trabalho observável é o trabalho de expansão, a variação da entalpia (ΔH) é igual a quantidade de calor liberada ou absorvida pela reação, a pressão constante.
 III. Para uma substância simples que admite mais de uma forma alotrópica, não há variação de entalpia na conversão de uma forma em outra.

São corretas:

- a) Somente I.
 b) Somente II.
 c) Somente III.
 d) I e II.
 e) I e III.

Exercício 47

(Unicamp 2020) 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:



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.

Exercício 48

(Fac. Albert Einstein - Medicina 2020) 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_2 .

Considere os valores das entalpias de formação indicados na tabela.

| Substância | Entalpia de formação (kJ/mol) |
|------------|-------------------------------|
| $CH_4(g)$ | -75 |
| $H_2O(g)$ | -242 |
| $CO(g)$ | -111 |
| $H_2(g)$ | zero |

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

- absorve 101 kJ.
- absorve 69 kJ.
- libera 35 kJ.
- libera 69 kJ.
- libera 101 kJ.

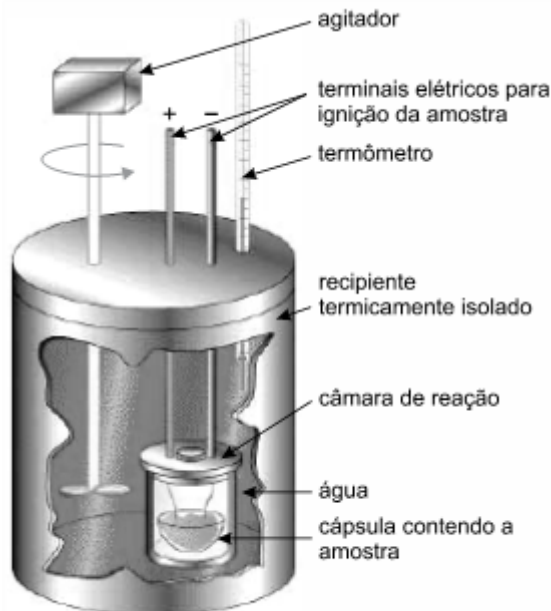
Exercício 49

(Uece 2016) 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

- 37,0 kcal/mol.
- 151,0 kcal/mol.
- +37,0 kcal/mol.
- +151,0 kcal/mol.

Exercício 50

(Unesp 2017) O esquema representa um calorímetro utilizado para a determinação do valor energético dos alimentos.



(<https://quimica2bac.wordpress.com>. Adaptado.)

A tabela nutricional de determinado tipo de azeite de Oliva traz a seguinte informação: “Uma porção de 13mL (colher de sopa) equivale a 108 kcal”

Considere que o calor específico da água seja $1 \text{ kcal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ e que todo o calor liberado na combustão do azeite seja transferido para a água. Ao serem queimados 2,6 mL desse azeite, em um calorímetro contendo 500 g de água inicialmente a $20,0^\circ\text{C}$ e à pressão constante, a temperatura da água lida no termômetro deverá atingir a marca de

- $21,6^\circ\text{C}$
- $33,2^\circ\text{C}$
- $45,2^\circ\text{C}$
- $63,2^\circ\text{C}$
- $52,0^\circ\text{C}$

Exercício 51

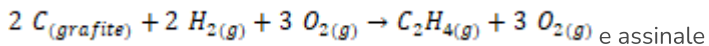
(Feevale 2016) O álcool etílico é bastante utilizado em nosso país. Sabe-se que 1kg de álcool etílico, ao ser queimado, libera uma energia equivalente a 30×10^6 J. Considere que toda essa energia é utilizada para elevar a temperatura em 1°C de certa quantidade de água (calor específico $4\,000 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$). O valor dessa massa de água é

- $7,5 \times 10^1$ kg.
- $7,5 \times 10^2$ kg.
- $7,5 \times 10^3$ kg.
- $1,3 \times 10^2$ kg.
- $1,3 \times 10^3$ kg.

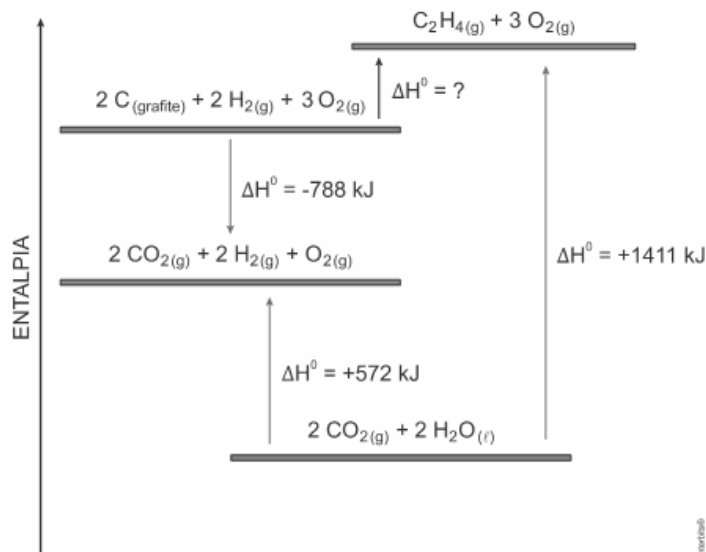
Exercício 52

(G1 - ifpe 2019) O etileno ou eteno (C_2H_4), gás produzido naturalmente em plantas e responsável pelo amadurecimento de frutos, pode ser obtido por “caminhos” diferentes, conforme explicitado no diagrama da Lei de Hess abaixo. A Lei de Hess, uma lei experimental, calcula a variação de entalpia (quantidade de calor absorvido ou liberado) considerando, apenas, os estados inicial e final de uma reação química. Analise o diagrama, calcule

a entalpia (ΔH°) envolvida na reação



e assinale a alternativa que apresenta o valor CORRETO para o ΔH° da reação.



- a) -1.627 kJ
- b) -51 kJ
- c) +1.195 kJ
- d) -1.195 kJ
- e) +51 kJ

Exercício 53

5. (Mackenzie 2017) O etanol, produzido por meio da fermentação do açúcar extraído da cana-de-açúcar, é um combustível renovável extremamente difundido no território nacional, e possui entalpia-padrão de combustão de $-1.368 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Considerando-se os dados fornecidos na tabela abaixo, é correto afirmar que, a entalpia-padrão de formação do etanol é de

| Substância | $H_f^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$ |
|-----------------------------------|---|
| $\text{CO}_{2(\text{g})}$ | -394 |
| $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ | -286 |

- a) $+278 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- b) $+3.014 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- c) $+1.646 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- d) $-278 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- e) $-3.014 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercício 54

(Uefs 2018) A combustão completa de 1 mol de carbono grafita libera 394 kJ. A combustão incompleta de 1 mol de carbono grafita libera 111 kJ.

Portanto, o ΔH da reação $\text{CO}_{(\text{g})} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})}$, em kJ/mol de $\text{CO}_{2(\text{g})}$, é igual a

- a) +172.
- b) +283.
- c) +505.
- d) -505.
- e) -283.

Exercício 55

(UEG 2016) Os hidrocarbonetos são largamente utilizados como combustíveis devido ao seu alto poder calorífico. Dentre eles destacam-se o metano e o butano, os quais apresentam calores de combustão iguais a 208 e $689 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente.

A energia produzida, em $\text{kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$, pela combustão completa de 1000 g de uma mistura de metano e butano na proporção em massa de 2 partes do primeiro para 3 partes do segundo, será aproximadamente

- a) 11900
- b) 13000
- c) 12300
- d) 19300

Exercício 56

(Fuvest 2020) Equipamentos domésticos chamados de vaporizadores para roupa utilizam o vapor de água gerado por um sistema de resistências elétricas a partir de água líquida. Um equipamento com potência nominal de 1.600 W foi utilizado para passar roupas por 20 minutos, consumindo 540 mL de água. Em relação ao gasto total de energia do equipamento, o gasto de energia utilizado apenas para vaporizar a água, após ela já ter atingido a temperatura de ebulição, equivale a, aproximadamente,

Note e adote:

Entalpia de vaporização da água a $100^\circ\text{C} = 40 \text{ kJ/mol}$;

Massa molar da água = 18 g/mol ;

Densidade da água = 1 g/mL .

- a) 0,04%.
- b) 0,062%.
- c) 4,6%.
- d) 40%.
- e) 62%.

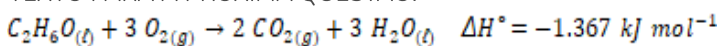
Exercício 57

(UDESC 2015) Em uma aula de Química Geral, o professor falava sobre termoquímica – energia produzida por materiais orgânicos – e, para esclarecer seus alunos, ele falou: “Sabe-se que materiais orgânicos como fezes de animais, se armazenadas dentro de câmaras e colocadas sobre determinadas condições de pressão e temperatura, podem produzir biogás, composto, principalmente, de metano” e concluiu: “o calor de combustão do metano à pressão constante é -880 kJ/mol ”. Com base nestas informações, assinale a alternativa correta.

- a) O metano é um líquido inflamável à pressão atmosférica.
- b) Na molécula de metano cada átomo de hidrogênio é ligado ao átomo de carbono por ligações covalentes e possui estrutura piramidal.
- c) A combustão do gás metano é um processo endotérmico.
- d) A entalpia dos produtos é maior que a dos reagentes.
- e) A queima de $5,0 \text{ Kg}$ de gás metano libera uma energia de $2,75 \times 10^8 \text{ J}$.

Exercício 58

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:



O etanol, $C_2H_6O_{(l)}$, densidade de $0,80 \text{ g mL}^{-1}$, a 25°C , é utilizado na obtenção de energia, de acordo com a reação química representada pela equação, e na produção de bebidas alcoólicas. O etanol, ao ser ingerido, é parcialmente oxidado no organismo, o que leva à produção de etanal, substância química que pode provocar enjoo e dor de cabeça.

(UEFS 2016) Com base na análise das informações e da equação termoquímica que representa a combustão total do etanol, é correto concluir:

Dados: $C=12;H=1;O=16$.

a) O volume ocupado por $1,0 \text{ mol}$ de etanol, a 25°C , é de $36,8 \text{ L}$.

b) O poder calorífico do etanol é de, aproximadamente, $52,6 \text{ kJ g}^{-1}$.

c) A energia liberada na combustão total de $1,5 \text{ L}$ de etanol é de, aproximadamente, $3,6 \cdot 10^4 \text{ kJ}$.

d) A combustão completa de $1,0 \text{ kg}$ de etanol leva à produção de $957,0 \text{ g}$ de dióxido de carbono.

e) A entalpia de combustão do etanol indica a quantidade de energia armazenada nas ligações do $C_2H_6O_{(l)}$.

Exercício 59

Considere que 1 mol de uma substância sólida está em equilíbrio com seu respectivo líquido na temperatura de fusão de -183°C e a 1 atm . Sabendo que a variação de entalpia de fusão dessa substância é $6,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ assinale a opção que apresenta a variação de entropia, em $\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}$

- a) - 20
- b) - 33
- c) + 50
- d) + 67
- e) + 100

Exercício 60

(Uece 2017) O conceito de entropia está intimamente associado à definição de espontaneidade de uma reação química, através da segunda lei da termodinâmica, embora não seja suficiente para caracterizá-la. Considerando os sistemas apresentados a seguir, assinale aquele em que há aumento de entropia.

- a) Liquefação da água.
- b) Síntese da amônia.
- c) Reação do hidrogênio gasoso com oxigênio gasoso para formar água líquida.
- d) Dissolução do nitrato de potássio em água.

Exercício 61

(Espcex (Aman) 2017) O propan-2-ol (álcool isopropílico), cuja fórmula é C_3H_8O , 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_f^0 das espécies participantes desse processo e da densidade do álcool, a quantidade de energia liberada na combustão completa de $10,0\text{L}$ desse álcool será de

$$\Delta H_f^0$$

$$H_2O_{(v)} = -242 \text{ kJ/mol}$$

$$CO_{2(g)} = -394 \text{ kJ/mol}$$

$$C_3H_8O = -163 \text{ kJ/mol}$$

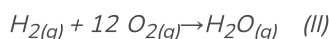
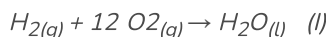
Massa Atômica: $C = 12\text{u}; H = 1\text{u}; O = 16\text{u}$.

Densidade do Álcool = $0,78 \text{ g/mL}$.

- a) 974,783 kJ
- b) 747,752 kJ
- c) 578,536 kJ
- d) 469,247 kJ
- e) 258,310 kJ

Exercício 62

(Ime 2019) Considere as reações abaixo:



Assinale a alternativa correta.

- a) O decréscimo de entropia é menor na reação (I) do que na reação (II).
- b) O acréscimo de entropia na reação (I) é maior do que na reação (II).
- c) O decréscimo de entropia é menor na reação (II) do que na reação (I).
- d) O acréscimo de entropia na reação (II) é maior do que na reação (I).
- e) A variação de entropia é igual em ambas as reações.

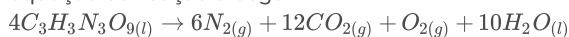
Exercício 63

(ITA 2015) Para determinar a entalpia de vaporização do composto hipotético $MX_4(\ell)$, o mesmo foi colocado num recipiente equipado com uma serpentina de aquecimento resistivo, a 80°C e sob pressão de $1,0 \text{ bar}$. Para a manutenção da temperatura, foi utilizada uma fonte de 30V com passagem de corrente de 900mA durante 30s , tendo sido vaporizados $2,0\text{g}$ de $MX_4(\ell)$. Sabendo que a massa molar desse composto é 200 g mol^{-1} , assinale a opção que apresenta a entalpia molar de vaporização em kJ mol^{-1} , a 80°C .

- a) 4,1
- b) 8,1
- c) 81
- d) 405
- e) 810

Exercício 64

(Espcex (Aman) 2017) Uma das aplicações da trinitroglicerina, cuja fórmula é $C_3H_3N_3O_9$ é a confecção de explosivos. Sua decomposição energética gera como produtos os gases nitrogênio, dióxido de carbono e oxigênio, além de água, conforme mostra a equação da reação a seguir:



Além de explosivo, a trinitroglicerina também é utilizada como princípio ativo de medicamentos no tratamento de angina, uma

doença que acomete o coração. Medicamentos usados no tratamento da angina usam uma dose padrão de 0,6 mg de trinitroglicerina na formulação. Considerando os dados termoquímicos da reação a 25 °C e 1 atm e supondo que essa massa de trinitroglicerina sofra uma reação de decomposição completa, a energia liberada seria aproximadamente de

Dados:

- massas atômicas: C = 12u; H = 1u; N = 14u; O = 16u.

$$\Delta H_f^0(H_2O) = -286 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta H_f^0(CO_2) = -394 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta H_f^0(C_3H_5N_3O_9) = -353,6 \text{ kJ/mol}.$$

- 4,1 J
- 789,2 J
- 1432,3 J
- 5,3 kJ
- 362,7 kJ

Exercício 65

(Ime 2015) Uma certa reação química a pressão e temperatura constantes apresenta uma pequena variação da Energia Livre (ΔG), de valor próximo de zero, uma variação positiva da entropia (ΔS) e uma variação negativa da entalpia (ΔH). Considerando-se apenas estes dados, pode-se afirmar que a reação

- é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\frac{\Delta G}{\Delta H}$ e ela nunca atinge o equilíbrio.
- não é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\frac{\Delta H}{\Delta S}$ e não há variação na composição do meio reacional.
- não é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\frac{\Delta G}{\Delta H}$ e há uma pequena variação na composição do meio reacional.
- é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\frac{\Delta H}{\Delta S}$ e há variação na composição do meio reacional.
- é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\frac{\Delta G}{\Delta H}$ e o equilíbrio é atingido.

Exercício 66

(Uece 2016) 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 kcal/mol. Sabendo-se que a entalpia do produto dióxido de carbono é -94 kcal, pode-se afirmar corretamente que a entalpia de formação do monóxido de carbono é

- 37,0 kcal/mol
- 151,0 kcal/mol
- +37,0 kcal/mol
- +151,0 kcal/mol

Exercício 67

(Unicamp 2020) O Termômetro de Galileu (Figura A) é uma forma criativa de se estimar a temperatura ambiente. Ele consiste

em uma coluna de vidro preenchida com um líquido. Em seu interior, são colocadas várias bolas de vidro colorido calibradas e marcadas para a leitura da temperatura. As bolas de vidro sobem ou descem em função da temperatura. A sensibilidade do Termômetro de Galileu reside na sua capacidade de separar duas leituras de temperaturas. A figura B é um gráfico de densidade em função da temperatura para água e etanol, dois líquidos que poderiam ser usados no termômetro.



Figura A

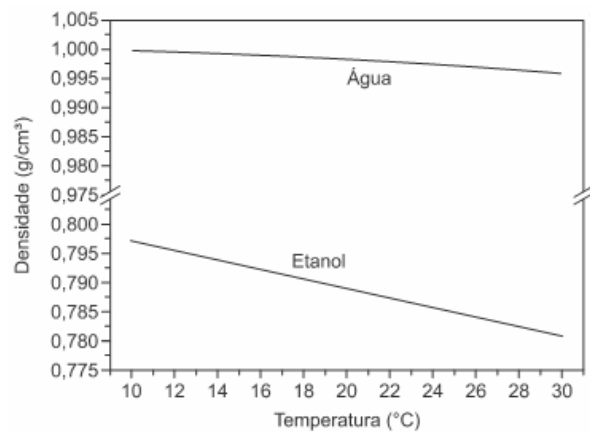


Figura B

De acordo com essas informações e os conhecimentos de química, a leitura correta da temperatura do termômetro representado na Figura A pode ser indicada pela bola de vidro que se situa

- mais abaixo entre as que se encontram na parte de cima do tubo, sendo que a água proporcionaria um termômetro mais sensível.
- mais acima entre as que se encontram na parte de baixo do tubo, sendo que a água proporcionaria um termômetro mais sensível.
- mais acima entre as que se encontram na parte de cima do tubo, sendo que o etanol proporcionaria um termômetro mais sensível.
- mais abaixo entre as que se encontram na parte de cima do tubo, sendo que o etanol proporcionaria um termômetro mais sensível.

Exercício 68

(Udesc 2016) A Termoquímica estuda a energia e o calor associados a reações químicas e/ou transformações físicas de substâncias ou misturas. Com relação a conceitos, usados nessa área da química, assinale a alternativa incorreta

- A quebra de ligação química é um processo endotérmico. Já a formação de ligações são processos exotérmicos. Dessa forma, a variação de entalpia para uma reação química vai depender do balanço energético entre quebra e formação de novas ligações.
- A variação de energia que acompanha qualquer transformação deve ser igual e oposta à energia que acompanha o processo inverso.
- A entalpia H de um processo pode ser definida como o calor envolvido no mesmo, medido à pressão constante. A variação de entalpia do processo permite classificá-lo como endotérmico,

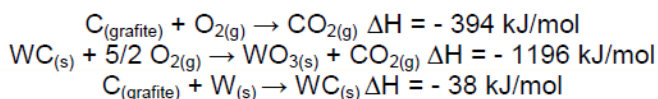
quando absorve energia na forma de calor, ou exotérmico quando libera energia.

d) O fenômeno de ebulição e o de fusão de uma substância são exemplos de processos físicos endotérmicos.

e) A lei de Hess afirma que a variação de energia deve ser diferente, dependendo se um processo ocorrer em uma ou em várias etapas.

Exercício 69

(UPE-SSA 2019) Como alternativa para fazer a TARDIS (sua máquina do tempo em formato de cabine da polícia) voltar ao presente, uma vez que a energia estava baixa, o Doutor pensou em utilizar a combustão do tungstênio metálico (W^0), em grande quantidade no local onde estava preso. Ele não encontrou informações sobre o calor de combustão do metal, apenas os dados a seguir:



Dada: Massa Molar ($W^0 = 184 \text{ g/mol}$).

Sabendo que a TARDIS, para voltar aos dias atuais, precisa de cerca de $9,2 \times 10^6 \text{ KJ}$, qual massa aproximada do metal o Doutor deve utilizar?

- a) 1,0 ton
- b) 2,0 ton
- c) 5,0 ton
- d) 10 ton
- e) 20 ton

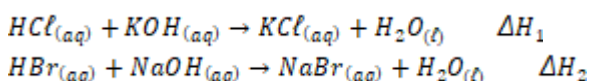
Exercício 70

(Uem 2012) Assinale o que for correto.

- 01) A energia que se transfere de um corpo a outro, devido apenas à diferença de temperatura entre esses corpos, é denominada energia térmica ou calor.
- 02) Uma reação química em que a energia interna total dos reagentes é maior do que a energia interna total dos produtos da reação é denominada reação exotérmica.
- 04) Os processos de transmissão de calor sempre envolvem o transporte de massa.
- 08) A entropia é, por definição, a quantidade de calor liberada ou absorvida em uma reação que ocorre a volume constante.
- 16) Quando uma substância passa de uma fase para outra, em uma mudança que envolve calor latente, há variação de temperatura durante essa mudança como resposta à reorganização da estrutura ou das partículas dessa substância.

Exercício 71

(UFJF-PISM 2 2016) A entalpia de neutralização corresponde ao calor liberado quando 1 mol de íons H^+ reage com 1 mol de íons OH^- para a formação de 1 mol de H_2O . Com relação às entalpias de neutralização das reações abaixo, escolha a opção correta.



- a) $\Delta H_1 > 0$ e $\Delta H_2 < 0$
- b) $\Delta H_1 = \Delta H_2 = 0$

- c) $\Delta H_1 = \Delta H_2 < 0$
- d) $\Delta H_1 < \Delta H_2 < 0$
- e) $\Delta H_1 < 0$ e $\Delta H_2 > 0$

Exercício 72

(UFPA 2016) Considere que uma pessoa de 70 kg necessita de 400 kJ de energia para caminhar 2 km e que essa energia é obtida pelo corpo somente pela “queima” completa da glicose ($C_6H_{12}O_6$). Da energia produzida por essa reação, somente 40% é utilizada para se movimentar, pois os outros 60% são utilizados nas mais diversas funções do organismo. Assumindo que a energia para essa caminhada venha exclusivamente da ingestão de um alimento com conteúdo total de glicose de 40% em massa, a massa, em gramas, desse alimento que deve ser ingerido é de aproximadamente

Dado: Energia liberada pela “queima” completa de 1 g de $C_6H_{12}O_6 = 16 \text{ kJ}$.

- a) 312
- b) 156.
- c) 100.
- d) 62,5.
- e) 25

Exercício 73

(Unicamp 2015) Um artigo científico recente relata um processo de produção de gás hidrogênio e dióxido de carbono a partir de metanol e água. Uma vantagem dessa descoberta é que o hidrogênio poderia assim ser gerado em um carro e ali consumido na queima com oxigênio. Dois possíveis processos de uso do metanol como combustível num carro – combustão direta ou geração e queima do hidrogênio – podem ser equacionados conforme o esquema abaixo:

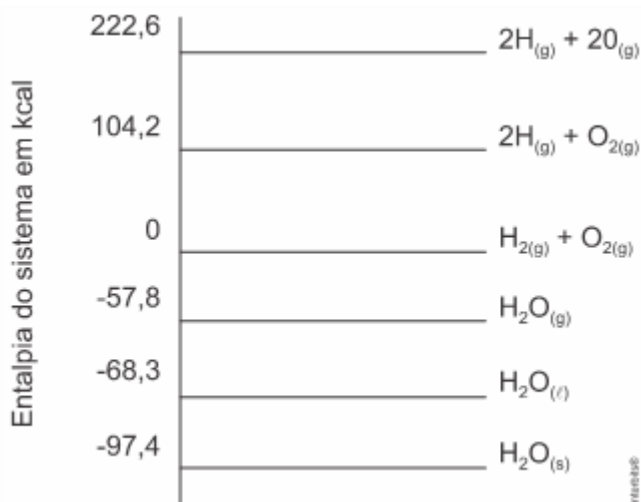
| | |
|--|--------------------------------|
| $CH_3OH(g) + \frac{3}{2} O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(g)$ | combustão direta |
| $CH_3OH(g) + H_2O(g) \rightarrow CO_2(g) + 3H_2(g)$ | geração e queima de hidrogênio |
| $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$ | |

De acordo com essas equações, o processo de geração e queima de hidrogênio apresentaria uma variação de energia

- a) diferente do que ocorre na combustão direta do metanol, já que as equações globais desses dois processos são diferentes.
- b) igual à da combustão direta do metanol, apesar de as equações químicas globais desses dois processos serem diferentes.
- c) diferente do que ocorre na combustão direta do metanol, mesmo considerando que as equações químicas globais desses dois processos sejam iguais.
- d) igual à da combustão direta do metanol, já que as equações químicas globais desses dois processos são iguais.

Exercício 74

(Fcmmg 2017) Este diagrama registra as energias envolvidas na formação da água sólida, líquida e gasosa, bem como outras transformações.



Analisando o diagrama, assinale a alternativa INCORRETA:

- O calor de fusão de 3,0 mols de água é de 87,3 kcal.
- O valor da energia da ligação H-H é de 104,2 kcal/mol.
- A entalpia de formação de 36 g de água sólida é de -194,8 kcal.
- A dissociação de 1,0 mol de água no estado gasoso, nas condições ambientes, absorve 290,9 kcal.

Exercício 75

(Ueg 2019) As chalconas são uma classe de moléculas que possuem vários tipos de atividades farmacológicas. No processo de cristalização de um dos derivados de chalcona, mediu-se uma variação da energia livre de Gibbs e da entalpia a 27 °C de -64 kcal·mol⁻¹ e -164 kcal·mol⁻¹, respectivamente.

Nesse caso, a temperatura, em Kelvin, a partir da qual a cristalização sofrerá uma transição de um processo espontâneo para não-espontâneo, será de aproximadamente

- 492
- 605
- 164
- 228
- 300

Exercício 76

(UECE 2018) Através da eletrólise, houve a decomposição da água em hidrogênio e oxigênio. Considerando-se os seguintes valores de energia de ligação para as várias substâncias envolvidas no processo: E(H-H) = 104,30 kcal/mol; E(O=O) = 119,13 kcal/mol e E(O-H) = 111,72 kcal/mol; é correto afirmar que o valor da variação de entalpia da reação descrita acima, em kcal/mol é aproximadamente

- 80,0.
- 120,0.
- 60,0.
- 90,0.
- 145,0.

Exercício 77

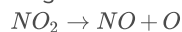
(PUC-SP 2016) Dados:

Entalpia de formação padrão do O₃ = 143 kJ/mol

Entalpia de ligação O = O: 498 kJ/mol

$NO + O_3 \rightarrow NO_2 + O_2 \quad \Delta H^0 = -200 \text{ kJ}$

Diversas reações ocorrem na atmosfera devido à ação da luz solar e à presença de poluentes. Uma das reações relevantes é a decomposição do dióxido de nitrogênio em óxido nítrico e oxigênio atômico.



A partir dos dados é possível concluir que essa reação é

- endotérmica, absorvendo 306 kJ a cada mol de NO₂ decomposto.
- endotérmica, absorvendo 441 kJ a cada mol de NO₂ decomposto.
- exotérmica, absorvendo 306 kJ a cada mol de NO₂ decomposto.
- exotérmica, liberando 441 kJ a cada mol de NO₂ decomposto.

Exercício 78

(Ita 2017) Em relação às funções termodinâmicas de estado de um sistema, assinale a proposição ERRADA.

- A variação de energia interna é nula na expansão de n mols de um gás ideal a temperatura constante.
- A variação de energia interna é maior do que zero em um processo endotérmico a volume constante.
- A variação de entalpia é nula em um processo de várias etapas em que os estados inicial e final são os mesmos.
- A variação de entropia é maior do que zero em um processo endotérmico a pressão constante.
- A variação de entropia é nula quando n mols de um gás ideal sofrem expansão livre contra pressão externa nula.

Exercício 79

(Ime 2017) Um isótopo de cromo, de massa atômica 54, constitui 53% da massa de um óxido formado exclusivamente pelo isótopo e por oxigênio. A partir dessa informação, pode-se estimar que a fórmula mínima do óxido e o calor específico do cromo-54 são:

- CrO₃ e 0,12 cal/(g °C)
- CrO₃ e 0,18 cal/(g °C)
- Cr₂O₆ e 0,12 cal/(g °C)
- Cr₂O₃ e 0,16 cal/(g °C)
- Cr₄O e 0,18 cal/(g °C)

Exercício 80

(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 (CH₂)_n enquanto um açúcar pode ser representado por (CH₂O)_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

- os mesmos, mas as quantidades de energia são diferentes.
- diferentes, mas as quantidades de energia são iguais.
- os mesmos, assim como as quantidades de energia.
- diferentes, assim como as quantidades de energia.

Exercício 81

Considere o cilindro de um motor de combustão interna (motor de automóvel) onde o octano, no estado gasoso, sofre combustão, gerando produtos no estado gasoso.

A expansão da câmara de combustão, com o conseqüente deslocamento do pistão, deve-se

- a) à energia de vaporização dos produtos.
- b) às mudanças de estado físico entre reagentes e produtos.
- c) ao deslocamento do equilíbrio, em direção aos produtos.
- d) à diminuição da entropia no processo.
- e) ao aumento no número de moléculas.

Exercício 82

(Ime 2020) Uma medida quantitativa da estabilidade de um composto sólido iônico é a sua energia de rede, definida como a energia requerida para decompor completamente 1 mol desse composto nos seus íons em fase gasosa. Considere os seguintes dados:

- I. a entalpia padrão de formação do CaCl_2 é $-790 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- II. a primeira energia de ionização do átomo de cálcio é $590 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- III. a segunda energia de ionização do átomo de cálcio é $1146 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- IV. a vaporização de um mol de $\text{Ca}_{(s)}$ consome $190 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- V. a energia de ligação do Cl_2 é $242 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- VI. a afinidade eletrônica do Cl é $-349 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Com base nessas informações, estima-se que a energia de rede do CaCl_2 em $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ seja:

- a) 790
- b) 1029
- c) 2070
- d) 2260
- e) 2609

Exercício 83

(Uem 2014) Assinale o que for **correto**.

Dado: $0 \text{ K} = -273 \text{ }^\circ\text{C}$.

- 01) Quanto mais exotérmica for uma reação e, ao mesmo tempo, quanto maior for o aumento de entropia do processo, mais espontânea será a reação.
- 02) A energia livre de Gibbs (G) é uma grandeza termodinâmica cuja variação ΔG corresponde à máxima energia útil que é possível retirar de um sistema (energia aproveitável).
- 04) Se ΔG for positivo, a reação é espontânea.
- 08) Para uma reação com $\Delta H \neq 0$, quanto mais próxima estiver do equilíbrio, maior será a quantidade de trabalho disponível que pode ser utilizado.
- 16) Uma determinada reação que possui variação de entalpia ΔH de $+8,399 \text{ kcal/mol}$ e variação de entropia ΔS de $37 \text{ cal/K}\cdot\text{mol}$ será espontânea em temperaturas maiores do que $-46 \text{ }^\circ\text{C}$.

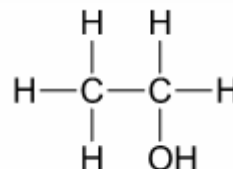
Exercício 84

(Espcex (Aman) 2016) Quantidades enormes de energia podem ser armazenadas em ligações químicas e a quantidade empírica estimada de energia produzida numa reação pode ser calculada a partir das energias de ligação das espécies envolvidas. Talvez a ilustração mais próxima deste conceito no cotidiano seja a

utilização de combustíveis em veículos automotivos. No Brasil alguns veículos utilizam como combustível o Álcool Etílico Hidratado Combustível, conhecido pela sigla AEHC (atualmente denominado comercialmente apenas por *ETANOL*).

Considerando um veículo movido a AEHC com um tanque de capacidade de 40 L completamente cheio, além dos dados de energia de ligação química fornecidos e admitindo-se rendimento energético da reação de 100% densidade do AEHC de $0,8 \text{ g/cm}^3$ e que o AEHC é composto, em massa, por 96% da substância etanol e 4% de água, a quantidade aproximada de calor liberada pela combustão completa do combustível deste veículo será de

Dados: massas atômicas: C = 12 u; O = 16 u; H = 1u



Etanol:

| Energia de ligação (kJ/mol) | | | |
|-----------------------------|------------------|-----------------|--|
| Tipo de ligação | Energia (kJ/mol) | Tipo de ligação | |
| C – C | 348 | H – O | |
| C – H | 413 | O = O | |
| C = O | 799 | C – O | |

- a) $2,11 \times 10^5 \text{ kJ}$
- b) $3,45 \times 10^3 \text{ kJ}$
- c) $8,38 \times 10^5 \text{ kJ}$
- d) $4,11 \times 10^4 \text{ kJ}$
- e) $0,99 \times 10^4 \text{ kJ}$

Exercício 85

(Uece 2017) O conceito de entropia está intimamente associado à definição de espontaneidade de uma reação química, através da segunda lei da termodinâmica, embora não seja suficiente para caracterizá-la. Considerando os sistemas apresentados a seguir, assinale aquele em que há aumento de entropia.

- a) Liquefação da água.
- b) Síntese da amônia.
- c) Reação do hidrogênio gasoso com oxigênio gasoso para formar água líquida.
- d) Dissolução do nitrato de potássio em água.

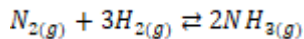
Exercício 86

(Ime 2016) Um sistema A transfere, naturalmente, uma determinada quantidade de energia, na forma de calor, para um sistema B, que envolve totalmente A. Assinale a única alternativa correta.

- a) A entropia do Universo decrescerá.
- b) A entropia do sistema A crescerá.
- c) O aumento da entropia do sistema B será maior do que o decréscimo da entropia do sistema A.
- d) O aumento da entropia do sistema B será menor do que o decréscimo da entropia do sistema A.
- e) O aumento da entropia do sistema B será necessariamente igual ao decréscimo da entropia do sistema A.

Exercício 87

(UECE 2016) Os químicos alemães Fritz Haber (1868-1934) e Carl Bosch (1874-1940) desenvolveram, em 1909, um processo de produção de amônia, matéria-prima para a fabricação de explosivos utilizados durante a Primeira Guerra Mundial. De acordo com o processo Haber, a obtenção da amônia se faz através da reação:



Para essa reação, a variação de entalpia é negativa, sugerindo que ela ocorra a baixas temperaturas. No entanto, a reação é favorecida por elevada temperatura, garantindo alta energia de ativação para

- quebrar as ligações entre os átomos de hidrogênio.
- quebrar as ligações entre os átomos de nitrogênio.
- melhorar, simultaneamente, o rendimento da amônia e a velocidade da reação.
- reorganizar a estrutura na molécula da amônia.

Exercício 88

(Pucrs 2016) O fogo sempre foi objeto de fascínio e instrumento de extrema utilidade para o ser humano. Mesmo hoje, com o uso cada vez mais disseminado da energia elétrica, não deixamos de utilizar o fogo no cotidiano: ainda queimamos carvão na churrasqueira, lenha na lareira, gás liquefeito de petróleo no fogão e parafina nas velas.

Sobre esse assunto, são apresentadas as seguintes afirmativas:

- A combustão é uma reação redox em que o comburente age como oxidante.
- Na combustão do gás de cozinha, há produção de água, mas na do carbono não há.
- A velocidade de combustão do carvão em pedaços é igual à do carvão em pó.
- As reações de combustão são exotérmicas e liberam gás carbônico.

Em relação à combustão, são corretas somente as afirmativas

- I e II.
- I e III.
- I e IV.
- II e III.
- II e IV.

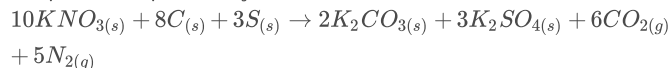
Exercício 89

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

A química dos fogos de artifício

Os fogos de artifício foram descobertos na China há mais de 2.000 anos e de maneira acidental – alquimistas chineses tentavam produzir um elixir mágico e, a partir de uma mistura de mel, enxofre e nitrato de potássio, acabaram por produzir um explosivo que é o precursor da pólvora, utilizada até os tempos atuais. A combustão da pólvora produz energia suficiente para vaporizar e excitar eletronicamente espécies químicas que, instáveis, emitem fótons em diferentes regiões do espectro eletromagnético, produzindo as diferentes cores que hoje

conhecemos em um espetáculo com fogos de artifício. A combustão da pólvora pode ser representada, de maneira simplificada, pela reação abaixo:



Disponível em:

<<https://www.compoundchem.com/2013/12/30/the-chemistry-of-fireworks/>>. [Adaptado]. Acesso em: 23 set. 2018.

(UFSC 2019) Sobre o assunto e com base nas informações acima, é correto afirmar que:

- a combustão da pólvora caracteriza um processo exotérmico.
- para que ocorra a combustão completa de 202,2 g de nitrato de potássio, são necessários 19,2 g de carbono e 19,3 g de enxofre.
- se 10 mol de nitrato de potássio entrarem em combustão em um sistema com excesso de carbono e de enxofre, serão produzidos 264 g de dióxido de carbono e 280 g de nitrogênio gasoso.
- na combustão de um mol de nitrato de potássio, serão produzidos 11 mol de produtos gasosos.
- na combustão da pólvora, o carbono sofre redução, passando do estado de oxidação zero para -2.
- o potássio sofre oxidação no processo de combustão, convertendo-se em carbonato de potássio e em sulfato de potássio.

Exercício 90

(Ime 2016) Um sistema é composto por dois balões idênticos resistentes, porém não inquebráveis, A e B, os quais estão conectados por meio de um tubo, também resistente, no qual se encontra uma válvula, tipo torneira. Este sistema encontra-se perfeitamente isolado termicamente do universo. Inicialmente as condições do sistema são as seguintes: temperatura constante; a válvula encontra-se fechada; o balão A contém um mol de um gás ideal monoatômico; e o balão B encontra-se perfeitamente evacuado. No tempo $t = 0$, a torneira é aberta repentinamente, permitindo que o gás ideal se expanda em direção ao balão B por um orifício pequeno. Indique qual das alternativas abaixo é a correta.

- O balão B quebrar-se-á devido ao impacto do gás ideal, liberado bruscamente, contra sua parede.
- O trabalho gerado pela expansão do gás aquecerá o sistema.
- O gás em expansão absorverá calor da vizinhança fazendo o sistema se resfriar.
- O valor da variação da energia interna ΔU da expansão será igual a zero.
- Na expansão, a variação da energia interna ΔU do sistema será menor que zero.

Exercício 91

(Ime 2017) Para o grafite,

$$\rho = 2250 \text{ kg/m}^3, \quad H^0 = 0, \quad S^0 = 5,7 \times 10^{-3} \text{ kJ.mol}^{-1}.K^{-1}$$

Para o diamante,

$$\rho = 3500 \text{ kg/m}^3, \quad H^0 \neq 0, \quad S^0 = 2,4 \times 10^{-3} \text{ kJ.mol}^{-1}.K^{-1}$$

Na conversão do grafite em diamante,

$$\Delta G^0 = 2900 \text{ kJ/mol}$$

Com base nestas informações, é correto afirmar que:

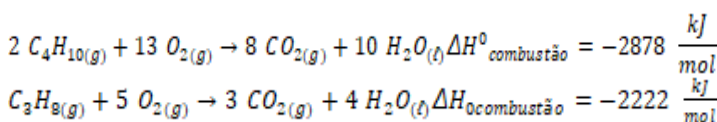
- a) grafite e diamante são exemplos de carbono puro, mas não são formas alotrópicas de um mesmo elemento.
- b) em altas pressões, o diamante é menos estável que o grafite.
- c) o diamante pode se transformar, de forma espontânea, em grafite.
- d) a conversão do grafite em diamante é exotérmica.
- e) altas pressões favorecem a formação de grafite.

Exercício 92

(UPE-SSA 2 2016) Uma nova marca de gás para fogão lançou, no mercado, um botijão com 13 kg de hidrocarbonetos, sendo 55% em massa de butano (C_4H_{10}) e 45% em massa de propano (C_3H_8).

Desprezando possíveis perdas, qual o calor liberado no consumo de todo o conteúdo do recipiente?

Dados: $C=12 \text{ g/mol}$; $H=1 \text{ g/mol}$;



- a) $3,5 \times 10^4 \text{ kJ}$
- b) $3,5 \times 10^5 \text{ kJ}$
- c) $4,8 \times 10^5 \text{ kJ}$
- d) $6,5 \times 10^4 \text{ kJ}$
- e) $6,5 \times 10^5 \text{ kJ}$

Exercício 93

(Pucrs 2016) Para responder à questão, considere o texto e a tabela a seguir.

A sociedade contemporânea vem usando combustíveis fósseis em grande escala, e isso está causando uma série de problemas ambientais. Um dos mais graves é a mudança climática que vem se desencadeando com o aumento da concentração de CO_2 na atmosfera. Um modo de amenizar o problema, sem contudo solucioná-lo, seria dar preferência àqueles combustíveis fósseis que fornecem mais energia para uma mesma quantidade de CO_2 produzido.

Tabela – Estruturas moleculares e entalpias de combustão de alguns compostos encontrados em combustíveis fósseis

| | | |
|-----|---|-------------------------------------|
| I | CH_4 | $\Delta H_c = -890 \text{ kJ/mol}$ |
| II | CH_3- CH_2- CH_2- CH_3 | $\Delta H_c = -2880 \text{ kJ/mol}$ |
| III | | $\Delta H_c = -5460 \text{ kJ/mol}$ |
| IV | | $\Delta H_c = -5470 \text{ kJ/mol}$ |

Com base nas informações, assinale a alternativa correta:

- a) A queima do composto I é a que mais libera energia por mol de combustível.
- b) O composto II é o componente majoritário do GNV e sua combustão é endotérmica.
- c) Os compostos III e IV são os que mais liberam energia por mol de CO_2 produzido.
- d) Os compostos III e IV são isômeros e denominam-se respectivamente 2,4,4-trimetilpentano e octano.
- e) Os compostos III e IV são menos voláteis que I e II, embora todos sejam apolares.

Exercício 94

(Ime 2020) O astrônomo britânico Arthur Eddington cunhou o termo “seta do tempo” para distinguir uma direção no tempo nos fenômenos naturais, ou seja, o fato de que o estado 2 de um sistema macroscópico ocorre após o estado 1. Podemos afirmar que o valor da entropia do estado 2 de um sistema fechado que evoluiu a partir do estado 1:

- a) é igual ao valor da entropia do estado 1.
- b) é menor que o valor da entropia do estado 1.
- c) é maior que o valor da entropia do estado 1.
- d) independe do valor da entropia do estado 1.
- e) depende do caminho percorrido entre os estados.

Exercício 95

(Uepg 2014) Sobre os princípios básicos da termoquímica, assinale o que for correto.

- 01) Uma transformação, que ocorre com diminuição de entalpia, pode ser espontânea.
- 02) Sob altas temperaturas, a entropia (S) dos sistemas aumenta.
- 04) A substância $O_{2(g)}$ no estado padrão, a $25^\circ C$ e 1atm, tem entalpia igual a zero.
- 08) Uma reação que ocorre com liberação de calor apresenta valor de ΔH negativo.
- 16) O valor do ΔH de um processo que ocorre em etapas depende apenas das entalpias inicial e final e não do número de etapas.

Exercício 96

(Fuvest 2022) Oxigênio (O_2) e ozônio (O_3) estão em constante processo de consumo e produção na estratosfera, como representado pelas equações químicas a seguir. As reações I e II ilustram etapas da produção de ozônio a partir de oxigênio, e a reação III mostra a restauração de oxigênio a partir de ozônio.

| | Reação | ΔH (kcal/mol de O_2) |
|-----|-----------------------------------|---------------------------------|
| I | $O_2 \rightarrow 2 O_g$ | -118 |
| II | $2 O_2 + 2 O_g \rightarrow 2 O_3$ | ΔH_{II} |
| III | $2 O_3 \rightarrow 3 O_2$ | +21 |

O ΔH_{II} , relacionado à reação II, pode ser calculado a partir dos dados fornecidos para as reações I e III. O valor de ΔH_{II} , em kcal/mol de O_2 consumido, é igual a:

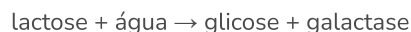
- a) -90,5
- b) -55,0
- c) +27,5
- d) +48,5
- e) +55,0

Exercício 97

(Uerj 2019) Utilize as informações abaixo para responder à(s) questão(ões) a seguir.

Na produção industrial dos comercialmente chamados leites “sem lactose”, o leite integral é aquecido a altas temperaturas. Após o resfriamento, adiciona-se ao leite a enzima lactase. Com esse processo, o produto gera menos desconforto aos intolerantes à lactose, que é o carboidrato presente no leite integral.

A lactose é hidrolisada no leite “sem lactose”, formando dois carboidratos, conforme a equação química:



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

GABARITO

Exercício 1

(A) ocorre liberação de 82,7 kJ, pois a reação é exotérmica.

Exercício 2

e) os reagentes da fotossíntese são os produtos da respiração.

Exercício 3

b) 24.

Exercício 4

a) NO_2 e CO_2

Exercício 5

b) Um processo endotérmico

Exercício 6

a) apenas as afirmações I e II estão corretas.

Exercício 7

d) -890,3 kJ/mol.

Exercício 8

e) +179 kJ/mol.

Exercício 9

a) -67

Exercício 10

c) II, III e IV.

Exercício 11

d) $V - V - F - F - F$.

Exercício 12

a) química e exotérmica, pois há liberação de energia.

Exercício 13

a) nanobastão, pois a transformação do CO ocorreria em temperaturas mais baixas, o que também favoreceria o equilíbrio da reação no sentido dos produtos, uma vez que a reação é exotérmica.

Exercício 14

d) 85,1 kcal

Exercício 15

e) I e III.

Exercício 16

c) Parte da energia armazenada no alimento é transformada pelo organismo.

Exercício 17

d) II, IV e V.

Exercício 18

d) variação da entalpia, energia de ativação e complexo ativado.

Exercício 19

e) +2.540 kJ/mol.

Exercício 20

a) $F - V - F - F - V$.

Exercício 21

b) $36 \text{ g e } -301,4 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$

Exercício 22

d) $-924,75 \text{ kJ}$

Exercício 23

c) -1.299 kJ .

Exercício 24

b) 1,0

Exercício 25

c) $-24,6$.

Exercício 26

c) Parte da energia armazenada no alimento é transformada pelo organismo.

Exercício 27

b) $+131,3 \text{ kJ}$.

Exercício 28

c) combustão, que libera energia na forma de calor e pode ser utilizada na propulsão de naves espaciais.

Exercício 29

b) Secagem de roupas – ebulição da água – derretimento de gelo.

Exercício 30

d) $75 \text{ }^\circ\text{C}$.

Exercício 31

a) $18,2 \times 10^3 \text{ e } 1,1 \times 10^3$

Exercício 32

e) I e III.

Exercício 33

c) grandeza que avalia a capacidade de um sistema realizar trabalho.

Exercício 34

e) 9 kg .

Exercício 35

d) O processo de ruptura de ligações químicas existentes entre os átomos que constituem as substâncias reagentes é endotérmico.

Exercício 36

d) -204 kJ/mol

Exercício 37

a) $-144,4 \text{ kJ/mol}$.

Exercício 38

a) o éter de petróleo é o que libera menor quantidade de energia na combustão e o que menos contribui para o efeito estufa.

Exercício 39

e) 20 000

Exercício 40

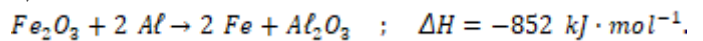
d) A vida se desenvolve às custas de transformar a energia recebida do Sol em uma forma útil, ou seja, a capacidade de manter a auto-organização, o que resulta em diminuição da entropia.

Exercício 41

c) octano, porque apresenta o maior valor de entalpia de combustão por grama de combustível.

Exercício 42

d)

**Exercício 43**

a) a formação de HF é a reação que libera mais energia.

Exercício 44

a) $+89 \text{ kJ/mol}$, endotérmica.

Exercício 45

d) a fermentação láctica libera uma quantidade de energia maior do que a fermentação alcoólica para uma mesma massa de glicose envolvida.

Exercício 46

d) I e II.

Exercício 47

d) a fritadeira a ar, sendo cerca de 2 vezes maior que o consumo do fogão a gás.

Exercício 48

b) absorve 69 kJ .

Exercício 49

a) $-37,0 \text{ kcal/mol}$.

Exercício 50

d) $63,2 \text{ }^\circ\text{C}$

Exercício 51

c) $7,5 \times 10^3 \text{ kg}$.

Exercício 52

e) $+51 \text{ kJ}$

Exercício 53

d) $-278 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercício 54

e) -283.

Exercício 55

c) 12300

Exercício 56

e) 62%.

Exercício 57

e) A queima de 5,0 Kg de gás metano libera uma energia de $2,75 \times 10^8 \text{ J}$.

Exercício 58

c) A energia liberada na combustão total de $1,5 \text{ L}$ ^{1,5 L} de etanol é de, aproximadamente, $3,6 \cdot 10^4 \text{ kJ}$.

Exercício 59

d) + 67

Exercício 60

d) Dissolução do nitrato de potássio em água.

Exercício 61

e) 258,310 kJ

Exercício 62

c) O decréscimo de entropia é menor na reação (II) do que na reação (I).

Exercício 63

c) 81

Exercício 64

a) 4,1 J

Exercício 65

d) é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\frac{\Delta H}{\Delta S}$ e há variação na composição do meio reacional.

Exercício 66

a) -37,0 kcal/mol

Exercício 67

d) mais abaixo entre as que se encontram na parte de cima do tubo, sendo que o etanol proporcionaria um termômetro mais sensível.

Exercício 68

e) A lei de Hess afirma que a variação de energia deve ser diferente, dependendo se um processo ocorrer em uma ou em várias etapas.

Exercício 69

b) 2,0 ton

Exercício 70

01) A energia que se transfere de um corpo a outro, devido apenas à diferença de temperatura entre esses corpos, é denominada energia térmica ou calor.

02) Uma reação química em que a energia interna total dos reagentes é maior do que a energia interna total dos produtos da reação é denominada reação exotérmica.

Exercício 71

c) $\Delta H_1 = \Delta H_2 < 0$

Exercício 72

b) 156.

Exercício 73

d) igual à da combustão direta do metanol, já que as equações químicas globais desses dois processos são iguais.

Exercício 74

d) A dissociação de 1,0 mol de água no estado gasoso, nas condições ambientes, absorve 290,9 kcal.

Exercício 75

a) 492

Exercício 76

c) 60,0.

Exercício 77

a) endotérmica, absorvendo 306 kJ a cada mol de NO_2 decomposto.

Exercício 78

e) A variação de entropia é nula quando n mols de um gás ideal sofrem expansão livre contra pressão externa nula.

Exercício 79

a) CrO_3 e 0,12 cal/(g °C)

Exercício 80

a) os mesmos, mas as quantidades de energia são diferentes.

Exercício 81

e) ao aumento no número de moléculas.

Exercício 82

d) 2260

Exercício 83

01) Quanto mais exotérmica for uma reação e, ao mesmo tempo, quanto maior for o aumento de entropia do processo, mais espontânea será a reação.

02) A energia livre de Gibbs (G) é uma grandeza termodinâmica cuja variação ΔG corresponde à máxima

energia útil que é possível retirar de um sistema (energia aproveitável).

16) Uma determinada reação que possui variação de entalpia ΔH de +8,399 kcal/mol e variação de entropia ΔS de $37\text{cal/K}\cdot\text{mol}$ será espontânea em temperaturas maiores do que -46°C .

Exercício 84

c) $8,38 \times 10^5$ kJ

Exercício 85

d) Dissolução do nitrato de potássio em água.

Exercício 86

c) O aumento da entropia do sistema B será maior do que o decréscimo da entropia do sistema A.

Exercício 87

b) quebrar as ligações entre os átomos de nitrogênio.

Exercício 88

a) I e II.

Exercício 89

01. a combustão da pólvora caracteriza um processo exotérmico.

02. para que ocorra a combustão completa de 202,2 g de nitrato de potássio, são necessários 19,2 g de carbono e 19,3 g de enxofre.

Exercício 90

d) O valor da variação da energia interna ΔU da expansão será igual a zero.

Exercício 91

c) o diamante pode se transformar, de forma espontânea, em grafite.

Exercício 92

e) $6,5 \times 10^5$ kJ

Exercício 93

e) Os compostos III e IV são menos voláteis que I e II, embora todos sejam apolares.

Exercício 94

d) independe do valor da entropia do estado 1.

Exercício 95

01) Uma transformação, que ocorre com diminuição de entalpia, pode ser espontânea.

02) Sob altas temperaturas, a entropia (S) dos sistemas aumenta.

04) A substância $\text{O}_2(\text{g})$ no estado padrão, a 25°C e 1atm, tem entalpia igual a zero.

08) Uma reação que ocorre com liberação de calor apresenta valor de ΔH negativo.

Exercício 96

c) +27,5

Exercício 97

a) -45