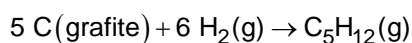
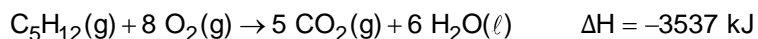


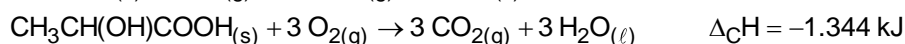
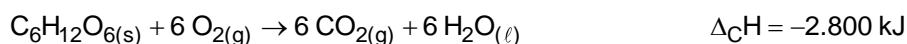
1. (Unesp 2011) O pentano, C_5H_{12} , é um dos constituintes do combustível utilizado em motores de combustão interna. Sua síntese, a partir do carbono grafite, é dada pela equação:



Determine a entalpia (ΔH) da reação de síntese do pentano a partir das seguintes informações:



2. (Enem 2019) Glicólise é um processo que ocorre nas células, convertendo glicose em piruvato. Durante a prática de exercícios físicos que demandam grande quantidade de esforço, a glicose é completamente oxidada na presença de O_2 . Entretanto, em alguns casos, as células musculares podem sofrer um déficit de O_2 e a glicose ser convertida em duas moléculas de ácido láctico. As equações termoquímicas para a combustão da glicose e do ácido láctico são, respectivamente, mostradas a seguir:



O processo anaeróbico é menos vantajoso energeticamente porque

- a) libera 112 kJ por mol de glicose.
- b) libera 467 kJ por mol de glicose.
- c) libera 2.688 kJ por mol de glicose.
- d) absorve 1.344 kJ por mol de glicose.
- e) absorve 2.800 kJ por mol de glicose.

3. (Enem PPL 2019) O etanol é um combustível renovável obtido da cana-de-açúcar e é menos poluente do que os combustíveis fósseis, como a gasolina e o diesel. O etanol tem densidade $0,8 \text{ g/cm}^3$, massa molar 46 g/mol e calor de combustão aproximado de -1.300 kJ/mol . Com o grande aumento da frota de veículos, tem sido incentivada a produção de carros bicombustíveis econômicos, que são capazes de render até 20 km/L em rodovias, para diminuir a emissão de poluentes atmosféricos.

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

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

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Alquimia subterrânea transforma mina de carvão em mina de hidrogênio

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

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

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

4. (Unesp 2011) A passagem do oxigênio líquido para oxigênio gasoso é uma transformação física

- exotérmica, classificada como fusão.
- exotérmica, classificada como ebulição.
- endotérmica, classificada como liquefação.
- endotérmica, classificada como evaporação.
- espontânea, classificada como sublimação.

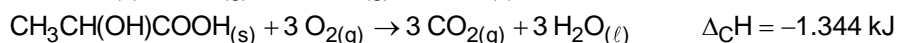
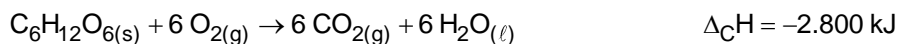
5. (Unesp 2010) A tabela apresenta informações sobre as composições químicas e as entalpias de combustão para três diferentes combustíveis que podem ser utilizados em motores de combustão interna, como o dos automóveis.

Combustível	ΔH combustão Kcal mol ⁻¹	Massas molares g mol ⁻¹
Gasolina (C ₈ H ₁₈)	- 1222,5	114,0
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	- 326,7	46,6
Hidrogênio (H ₂)	- 68,3	2,0

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

- a gasolina é o que apresenta menores impacto ambiental e vantagem energética.
- o álcool é o que apresenta maiores impacto ambiental e vantagem energética.
- o hidrogênio é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.
- a gasolina é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.
- o álcool é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.

6. (Enem 2019 - Adaptada) Glicólise é um processo que ocorre nas células, convertendo glicose em piruvato. Durante a prática de exercícios físicos que demandam grande quantidade de esforço, a glicose é completamente oxidada na presença de O₂. Entretanto, em alguns casos, as células musculares podem sofrer um déficit de O₂ e a glicose ser convertida em duas moléculas de ácido láctico. As equações termoquímicas para a combustão da glicose e do ácido láctico são, respectivamente, mostradas a seguir:

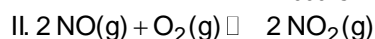
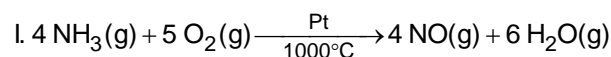


A reação global da conversão de glicose em ácido láctico e sua variação de entalpia estão corretamente representados em

- $C_6H_{12}O_{6(s)} \rightarrow 2 CH_3CH(OH)COOH_{(s)} \quad \Delta H = -224 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- b) $C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 2 CH_3CH(OH)COOH(s)$ $\Delta H = +224 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- c) $C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 2 CH_3CH(OH)COOH(s)$ $\Delta H = +112 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- d) $C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 2 CH_3CH(OH)COOH(s)$ $\Delta H = -112 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- e) $2 C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 4 CH_3CH(OH)COOH(s)$ $\Delta H = -336 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

7. (Unesp 2009) O ácido nítrico é muito utilizado na indústria química como insumo na produção de diversos produtos, dentre os quais os fertilizantes. É obtido a partir da oxidação catalítica da amônia, através das reações:



Calcule as entalpias de reação e responda se é necessário aquecer ou resfriar o sistema reacional nas etapas II e III, para aumentar a produção do ácido nítrico. Considere as reações dos óxidos de nitrogênio em condições padrões ($p = 1 \text{ atm}$ e $t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$), e as entalpias de formação (ΔH_f) em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, apresentadas na tabela.

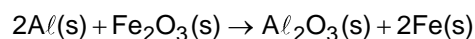
Substância	NO (g)	NO ₂ (g)	H ₂ O(ℓ)	HNO ₃ (aq)
ΔH_f ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	+90,4	+33,9	-285,8	-173,2

8. (Enem PPL 2019 - Adaptada) O etanol é um combustível renovável obtido da cana-de-açúcar e é menos poluente do que os combustíveis fósseis, como a gasolina e o diesel. O etanol tem densidade $0,8 \text{ g/cm}^3$, massa molar 46 g/mol e calor de combustão aproximado de -1.300 kJ/mol . Com o grande aumento da frota de veículos, tem sido incentivada a produção de carros bicombustíveis econômicos, que são capazes de render até 18 km/L em rodovias, para diminuir a emissão de poluentes atmosféricos.

O valor correspondente à energia consumida para que o motorista de um carro econômico, movido a álcool, percorra 720 km na condição de máximo rendimento é mais próximo de

- a) 565 MJ.
b) 452 MJ.
c) 520 MJ.
d) 704,4 MJ
e) 904,3 MJ

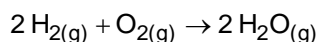
9. (Unesp 2009) Sob certas circunstâncias, como em locais sem acesso a outras técnicas de soldagem, pode-se utilizar a reação entre alumínio (Al) pulverizado e óxido de ferro (Fe_2O_3) para soldar trilhos de aço. A equação química para a reação entre alumínio pulverizado e óxido de ferro (III) é:



O calor liberado nessa reação é tão intenso que o ferro produzido é fundido, podendo ser utilizado para soldar as peças desejadas. Conhecendo-se os valores de entalpia de formação

para o $\Delta_f H^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})) = -1676 \text{ kJ/mol}$ e para o $\Delta_f H^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})) = -824 \text{ kJ/mol}$, nas condições padrão (25°C e 1 atmosfera de pressão), calcule a entalpia dessa reação nessas condições. Apresente seus cálculos.

10. (Enem PPL 2019) O gás hidrogênio é considerado um ótimo combustível – o único produto da combustão desse gás é o vapor de água, como mostrado na equação química.



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

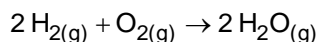
Ligação química	Energia de ligação (kJ/mol)
H–H	437
H–O	463
O = O	494

Massas molares (g/mol): $\text{H}_2 = 2$; $\text{O}_2 = 32$; $\text{H}_2\text{O} = 18$.

Qual é a variação da entalpia, em quilojoule, da reação de combustão do hidrogênio contido no cilindro?

- a) –242.000
- b) –121.000
- c) –2.500
- d) +110.500
- e) +234.000

11. (Enem PPL 2019 - Adaptada) O gás hidrogênio é considerado um ótimo combustível – o único produto da combustão desse gás é o vapor de água, como mostrado na equação química.



Um cilindro contém 2,5 kg de hidrogênio e todo esse gás foi queimado. Nessa reação, são rompidas e formadas ligações químicas que envolvem as energias listadas no quadro.

Ligação química	Energia de ligação (kJ/mol)
H–H	437
H–O	463
O = O	494

Massas molares (g/mol): $\text{H}_2 = 2$; $\text{O}_2 = 32$; $\text{H}_2\text{O} = 18$.

Qual é a variação da entalpia, em quilojoule, da reação de combustão do hidrogênio contido no cilindro?

- a) –242.000
- b) –121.000
- c) –302.500
- d) +110.500
- e) +234.000

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

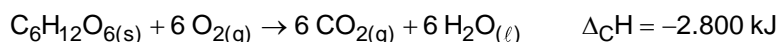
Com o advento dos jogos pan-americanos, estudos relacionados com o metabolismo humano estiveram em evidência e foram tema de reportagens em jornais e revistas. Especial atenção recebeu o consumo de energia pelos atletas, e as formas de obtenção dessa energia pelo corpo humano. A glicose é a fonte primária de energia em nosso organismo e um dos intermediários formados em sua oxidação é o piruvato – forma desprotonada do ácido pirúvico (fórmula molecular $C_3H_4O_3$), que apresenta as funções cetona e ácido carboxílico. O piruvato pode seguir dois caminhos metabólicos:

I: piruvato (via metabólica I) \rightarrow lactato (forma desprotonada do ácido α -hidroxipropiônico)

II: piruvato (via metabólica II) $\rightarrow CO_2 + H_2O$.

12. (Unesp 2008) Cada molécula de glicose produz, pela via metabólica I, duas moléculas de lactato e, pela via metabólica II, seis moléculas de CO_2 e seis de H_2O . Na via metabólica II ocorre liberação de maior quantidade de energia por mol de glicose consumido do que na via metabólica I. Explique a influência da capacidade de transporte do oxigênio para o tecido muscular dos atletas na determinação da via metabólica e a relação entre o desgaste físico dos mesmos e a concentração de lactato nos músculos.

13. (Enem 2018) Por meio de reações químicas que envolvem carboidratos, lipídeos e proteínas, nossas células obtêm energia e produzem gás carbônico e água. A oxidação da glicose no organismo humano libera energia, conforme ilustra a equação química, sendo que aproximadamente 40% dela é disponibilizada para atividade muscular.



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

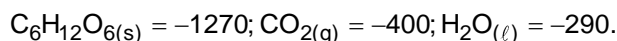
LIMA, L. M.; FRAGA, C. A. M.; BARREIRO, E. J. *Química na saúde*. São Paulo: Sociedade Brasileira de Química, 2010 (adaptado).

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

- a) 6,2.
- b) 15,6.
- c) 70,0.
- d) 622,2.
- e) 1.120,0.

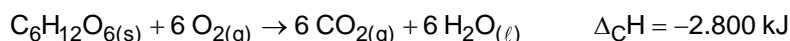
14. (Unesp 2007) A glicose, $C_6H_{12}O_6$, um dos carboidratos provenientes da dieta, é a fonte primordial de energia dos organismos vivos. A energia provém da reação com oxigênio molecular, formando dióxido de carbono e água como produtos. Aplicando a Lei de Hess, calcule a entalpia máxima que pode ser obtida pela metabolização de um mol de glicose.

Entalpias molares de formação, $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$:



15. (Enem 2018 - Adaptada) Por meio de reações químicas que envolvem carboidratos, lipídeos e proteínas, nossas células obtêm energia e produzem gás carbônico e água. A

oxidação da glicose no organismo humano libera energia, conforme ilustra a equação química, sendo que aproximadamente 40% dela é disponibilizada para atividade muscular.



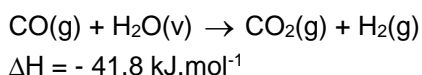
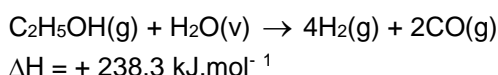
Considere as massas molares (em g mol^{-1}): H = 1; C = 12; O = 16.

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

Na oxidação de 1,0 grama de glicose com um rendimento de 80%, a energia obtida para atividade muscular, em quilojoule, é mais próxima de

- a) 6,20.
- b) 4,98.
- c) 70,00.
- d) 622,20.
- e) 1.120,00.

16. (Unesp 2007) No processo de obtenção de hidrogênio molecular a partir da reforma a vapor do etanol, estão envolvidas duas etapas, representadas pelas equações químicas parciais que se seguem.



Considerando 100 % de eficiência no processo, escreva a equação global e calcule a variação de entalpia total envolvida na reforma de um mol de etanol, usando a Lei de Hess. Mostre os cálculos necessários.

17. (Enem 2018) O carro flex é uma realidade no Brasil. Estes veículos estão equipados com motor que tem a capacidade de funcionar com mais de um tipo de combustível. No entanto, as pessoas que têm esse tipo de veículo, na hora do abastecimento, têm sempre a dúvida: álcool ou gasolina? Para avaliar o consumo desses combustíveis, realizou-se um percurso com um veículo flex, consumindo 40 litros de gasolina e no percurso de volta utilizou-se etanol. Foi considerado o mesmo consumo de energia tanto no percurso de ida quanto no de volta.

O quadro resume alguns dados aproximados sobre esses combustíveis.

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

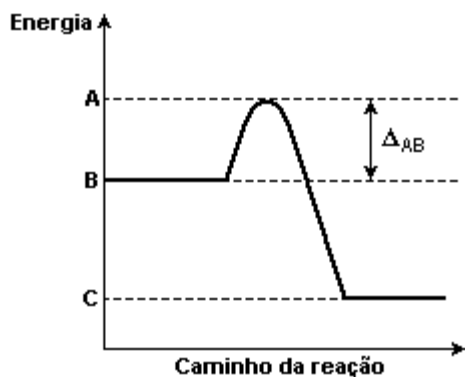
O volume de etanol combustível, em litro, consumido no percurso de volta é mais próximo de

- a) 27.
- b) 32.
- c) 37.

d) 58.

e) 67.

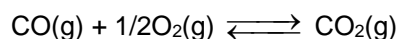
18. (Unesp 2006) A oxidação da glicose no nosso organismo, levando a dióxido de carbono e água, é um processo bioquímico. O perfil energético dessa reação pode ser representado esquematicamente pelo gráfico:



a) O que se pode afirmar sobre a entalpia desta reação? Qual o significado de Δ_{AB} ?

b) Compare a oxidação da glicose em nosso organismo, até CO_2 e H_2O , com a sua combustão completa, feita num frasco de laboratório. Pode-se afirmar que este último processo envolve maior quantidade de energia? Justifique sua resposta.

19. (Unesp 2006) O monóxido de carbono, um dos gases emitidos pelos canos de escapamento de automóveis, é uma substância nociva, que pode causar até mesmo a morte, dependendo de sua concentração no ar. A adaptação de catalisadores aos escapamentos permite diminuir sua emissão, pois favorece a formação do CO_2 , conforme a equação a seguir:



Sabe-se que as entalpias de formação para o CO e para o CO_2 são, respectivamente, $-110,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ e $-393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. É correto afirmar que, quando há consumo de 1 mol de oxigênio por esta reação, serão

- a) consumidos 787 kJ.
- b) consumidos 183 kJ.
- c) produzidos 566 kJ.
- d) produzidos 504 kJ.
- e) produzidos 393,5 kJ.

20. (Enem 2018 - Adaptada) O carro flex é uma realidade no Brasil. Estes veículos estão equipados com motor que tem a capacidade de funcionar com mais de um tipo de combustível. No entanto, as pessoas que têm esse tipo de veículo, na hora do abastecimento, têm sempre a dúvida: álcool ou gasolina? Para avaliar o consumo desses combustíveis, realizou-se um percurso com um veículo flex, consumindo 50 litros de gasolina e no percurso de volta utilizou-se etanol. Foi considerado o mesmo consumo de energia tanto no percurso de ida quanto no de volta.

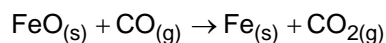
O quadro resume alguns dados aproximados sobre esses combustíveis.

Combustível	Densidade (g mL ⁻¹)	Calor de combustão (kcal g ⁻¹)
Etanol	0,8	-6
Gasolina	0,5	-10

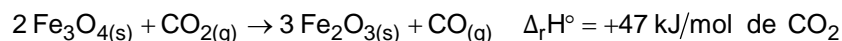
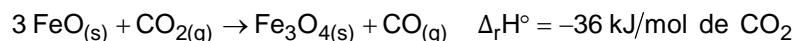
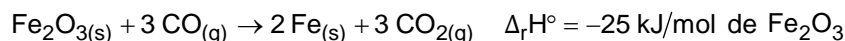
O volume de etanol combustível, em litro, consumido no percurso de volta é mais próximo de

- a) 27.
- b) 32.
- c) 37.
- d) 48.
- e) 52.

21. (Enem 2017) O ferro é encontrado na natureza na forma de seus minérios, tais como a hematita (α -Fe₂O₃), a magnetita (Fe₃O₄) e a wustita (FeO). Na siderurgia, o ferro-gusa é obtido pela fusão de minérios de ferro em altos fornos em condições adequadas. Uma das etapas nesse processo é a formação de monóxido de carbono. O CO (gasoso) é utilizado para reduzir o FeO (sólido), conforme a equação química:



Considere as seguintes equações termoquímicas:

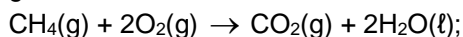


O valor mais próximo de $\Delta_r H^\circ$, em kJ/mol de FeO, para a reação indicada do FeO (sólido) com o CO (gasoso) é

- a) -14.
- b) -17.
- c) -50.
- d) -64.
- e) -100.

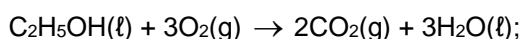
22. (Unesp 2005) O gás natural, o etanol e a gasolina são três dos principais combustíveis utilizados no Brasil. A seguir, são apresentadas as equações termoquímicas para a combustão de cada um deles.

gás natural



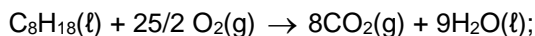
$$\Delta H = -900 \text{ kJ}$$

etanol



$$\Delta H = -1400 \text{ kJ}$$

octano



$$\Delta H = -5500 \text{ kJ}$$

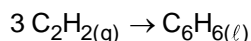
(principal componente da gasolina)

Dadas as massas molares, em $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$:

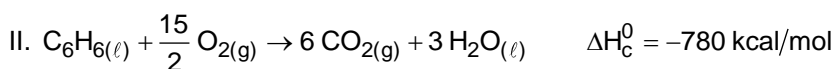
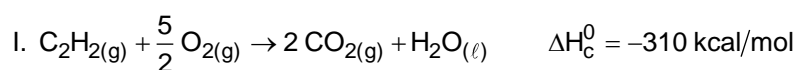
$\text{CH}_4 = 16$; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46$; $\text{C}_8\text{H}_{18} = 114$.

- a) Qual destes combustíveis libera a maior quantidade de energia por unidade de massa? Apresente seus cálculos.
- b) A queima de 1L de gasolina produz cerca de 34100 kJ. Calcule a massa de etanol necessária para a produção desta mesma quantidade de calor. Apresente seus cálculos.

23. (Enem 2016) O benzeno, um importante solvente para a indústria química, é obtido industrialmente pela destilação do petróleo. Contudo, também pode ser sintetizado pela trimerização do acetileno catalisada por ferro metálico sob altas temperaturas, conforme a equação química:



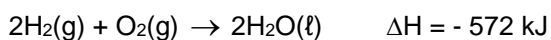
A energia envolvida nesse processo pode ser calculada indiretamente pela variação de entalpia das reações de combustão das substâncias participantes, nas mesmas condições experimentais:



A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal, para a formação de um mol de benzeno é mais próxima de

- a) -1.090.
b) -150.
c) -50.
d) +157.
e) +470.

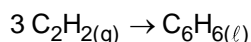
24. (Unesp 2005) Considere a equação a seguir:



É correto afirmar que a reação é:

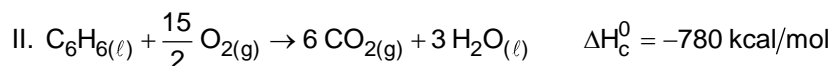
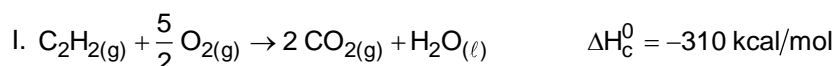
- a) exotérmica, liberando 286 kJ por mol de oxigênio consumido.
b) exotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de água produzida.
c) endotérmica, consumindo 572 kJ para dois mols de água produzida.
d) endotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de oxigênio consumido.
e) endotérmica, consumindo 286 kJ por mol de água produzida.

25. (Enem 2016 - Adaptada) O benzeno, um importante solvente para a indústria química, é obtido industrialmente pela destilação do petróleo. Contudo, também pode ser sintetizado pela trimerização do acetileno catalisada por ferro metálico sob altas temperaturas, conforme a equação química:



A energia envolvida nesse processo pode ser calculada indiretamente pela variação de entalpia

das reações de combustão das substâncias participantes, nas mesmas condições experimentais:



A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal, para a formação de 1,5 mol de benzeno é mais próxima de

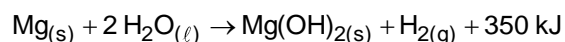
- a) -1.090.
- b) -550.
- c) -225.
- d) +157.
- e) +470.

26. (Unesp 2004) O gás butano (C_4H_{10}) é o principal componente do gás de cozinha, o GLP (gás liquefeito de petróleo). A água fervente (H_2O , com temperatura igual a 100°C , no nível do mar) é utilizada para diversas finalidades: fazer café ou chá, cozinhar, entre outras. Considere que para o aumento de 1°C na temperatura de 1 g de água são necessários 4 J, que esse valor pode ser tomado como constante para a água líquida sob 1 atmosfera de pressão e que a densidade da água a 25°C é aproximadamente igual a $1,0 \text{ g.mL}^{-1}$.

a) Calcule a quantidade de calor necessária para elevar a temperatura de 1 L de água, no nível do mar, de 25°C até o ponto de ebulição. Apresente seus cálculos.

b) Dadas as entalpias-padrão de formação (ΔH_f^0) para o butano gasoso (-126 kJ.mol^{-1}), para o dióxido de carbono gasoso (-394 kJ.mol^{-1}), para a água líquida (-242 kJ.mol^{-1}) e para o oxigênio gasoso (0 kJ.mol^{-1}), escreva a equação química para a combustão do butano e calcule a entalpia-padrão de combustão (ΔH_c^0) para esse composto.

27. (Enem PPL 2016) Atualmente, soldados em campo, seja em treinamento ou em combate, podem aquecer suas refeições, prontas e embaladas em bolsas plásticas, utilizando aquecedores químicos, sem precisar fazer fogo. Dentro dessas bolsas existe magnésio metálico em pó e, quando o soldado quer aquecer a comida, ele coloca água dentro da bolsa, promovendo a reação descrita pela equação química:



O aquecimento dentro da bolsa ocorre por causa da

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

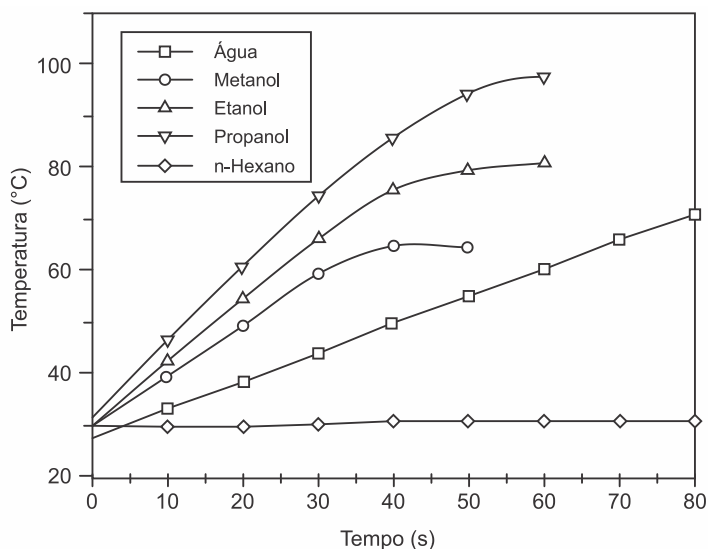
28. (Unesp 2004) Comparando duas panelas, simultaneamente sobre dois queimadores iguais de um mesmo fogão, observa-se que a pressão dos gases sobre a água fervente na panela de pressão fechada é maior que aquela sobre a água fervente numa panela aberta. Nessa situação, e se elas contêm exatamente as mesmas quantidades de todos os ingredientes, podemos afirmar que, comparando com o que ocorre na panela aberta, o tempo de cozimento na panela de pressão fechada será

- a) menor, pois a temperatura de ebulição será menor.

- b) menor, pois a temperatura de ebulição será maior.
 c) menor, pois a temperatura de ebulição não varia com a pressão.
 d) igual, pois a temperatura de ebulição independe da pressão.
 e) maior, pois a pressão será maior.

29. (Enem 2016) O aquecimento de um material por irradiação com micro-ondas ocorre por causa da interação da onda eletromagnética com o dipolo elétrico da molécula. Um importante atributo do aquecimento por micro-ondas é a absorção direta da energia pelo material a ser aquecido. Assim, esse aquecimento é seletivo e dependerá, principalmente, da constante dielétrica e da frequência de relaxação do material.

O gráfico mostra a taxa de aquecimento de cinco solventes sob irradiação de micro-ondas.



BARBOZA, A. C. R. N. et al. Aquecimento em forno de micro-ondas. Desenvolvimento de alguns conceitos fundamentais. *Química Nova*. n. 6. 2001 (adaptado).

No gráfico, qual solvente apresenta taxa média de aquecimento mais próxima de zero, no intervalo de 0 s a 40 s?

- a) H_2O
 b) CH_3OH
 c) CH_3CH_2OH
 d) $CH_3CH_2CH_2OH$
 e) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$

30. (Unesp 2003) Em uma cozinha, estão ocorrendo os seguintes processos:

- I. gás queimando em uma das "bocas" do fogão e
 II. água fervendo em uma panela que se encontra sobre esta "boca" do fogão.

Com relação a esses processos, pode-se afirmar que:

- a) I e II são exotérmicos.
 b) I é exotérmico e II é endotérmico.
 c) I é endotérmico e II é exotérmico.
 d) I é isotérmico e II é exotérmico.
 e) I é endotérmico e II é isotérmico.

31. (Enem PPL 2016) Para comparar a eficiência de diferentes combustíveis, costuma-se determinar a quantidade de calor liberada na combustão por mol ou grama de combustível. O quadro mostra o valor de energia liberada na combustão completa de alguns combustíveis.

Combustível	ΔH_C° a 25 °C (kJ/mol)
Hidrogênio (H ₂)	-286
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	-1.368
Metano (CH ₄)	-890
Metanol (CH ₃ OH)	-726
Octano (C ₈ H ₁₈)	-5.471

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

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

Qual combustível apresenta maior liberação de energia por grama?

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

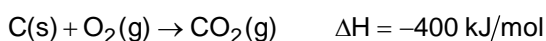
32. (Unesp 2003) O metano (CH₄), também conhecido como gás do lixo, ao sofrer combustão, apresenta entalpia-padrão de combustão (ΔH_C°) igual a - 890 kJ/mol.

a) Escreva a reação de combustão do metano, indicando a entalpia-padrão de combustão (ΔH_C°) da reação.

b) Sabendo que a massa molar do metano é 16 g/mol, calcule a massa deste gás que ao sofrer combustão apresenta $\Delta H_C = - 222,6$ kJ.

33. (Enem PPL 2015) O urânio é um elemento cujos átomos contêm 92 prótons, 92 elétrons e entre 135 e 148 nêutrons. O isótopo de urânio ²³⁵U é utilizado como combustível em usinas nucleares, onde, ao ser bombardeado por nêutrons, sofre fissão de seu núcleo e libera uma grande quantidade de energia ($2,35 \times 10^{10}$ kJ/mol). O isótopo ²³⁵U ocorre naturalmente em minérios de urânio, com concentração de apenas 0,7%. Para ser utilizado na geração de energia nuclear, o minério é submetido a um processo de enriquecimento, visando aumentar a concentração do isótopo ²³⁵U para, aproximadamente, 3% nas pastilhas. Em décadas anteriores, houve um movimento mundial para aumentar a geração de energia nuclear buscando substituir, parcialmente, a geração de energia elétrica a partir da queima do carvão, o que diminui a emissão atmosférica de CO₂ (gás com massa molar igual a 44 g/mol).

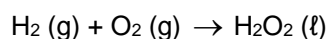
A queima do carvão é representada pela equação química:



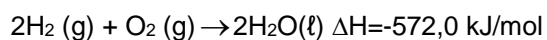
Qual é a massa de CO₂, em toneladas, que deixa de ser liberada na atmosfera, para cada 100 g de pastilhas de urânio enriquecido utilizadas em substituição ao carvão como fonte de energia?

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

34. (Unesp 2003) O peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , é um líquido incolor cujas soluções são alvejantes e anti-sépticas. Esta "água oxigenada" é preparada num processo cuja equação global é:



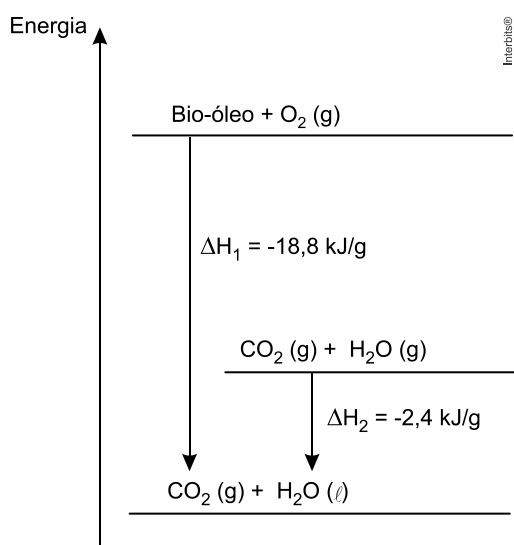
Dadas as equações das semi-reações:



pergunta-se:

- a) Qual o ΔH da reação do processo global?
- b) Esta reação é exotérmica ou endotérmica? Justifique sua resposta.

35. (Enem 2015) O aproveitamento de resíduos florestais vem se tornando cada dia mais atrativo, pois eles são uma fonte renovável de energia. A figura representa a queima de um bio-óleo extraído do resíduo de madeira, sendo ΔH_1 a variação de entalpia devido à queima de 1 g desse bio-óleo, resultando em gás carbônico e água líquida, e ΔH_2 , a variação de entalpia envolvida na conversão de 1 g de água no estado gasoso para o estado líquido.

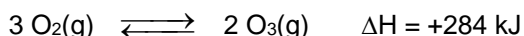


A variação de entalpia, em kJ, para a queima de 5 g desse bio-óleo resultando em CO_2 (gasoso) e H_2O (gasoso) é:

- a) -106.

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

36. (Unesp 2003) Ozonizador é um aparelho vendido no comércio para ser utilizado no tratamento da água. Nesse aparelho é produzido ozônio (O_3) a partir do oxigênio do ar (O_2), que mata os microorganismos presentes na água. A reação de obtenção do ozônio a partir do oxigênio pode ser representada pela equação:



Com base nessa equação, e considerando a transformação de 1000 g de $O_2(g)$ em $O_3(g)$, a quantidade de calor envolvida na reação é

- a) 2958,33 kJ e a reação é endotérmica.
- b) 1479,16 kJ e a reação é exotérmica.
- c) 739,58 kJ e a reação é exotérmica.
- d) 369,79 kJ e a reação é endotérmica.
- e) 184,90 kJ e a reação é endotérmica.

37. (Unesp 2001) Na fabricação de chapas para circuitos eletrônicos, uma superfície foi recoberta por uma camada de ouro, por meio de deposição a vácuo.

a) Sabendo que para recobrir esta chapa foram necessários 2×10^{20} átomos de ouro, determine o custo do ouro usado nesta etapa do processo de fabricação.

Dados:

$N_0 = 6 \times 10^{23}$; massa molar do ouro = 197g/mol;

1g de ouro = R\$17,00 ("Folha de S. Paulo", 20/8/2000.)

b) No processo de deposição, ouro passa diretamente do estado sólido para o estado gasoso. Sabendo que a entalpia de sublimação do ouro é 370 kJ/mol, a 298 K, calcule a energia mínima necessária para vaporizar esta quantidade de ouro depositada na chapa.

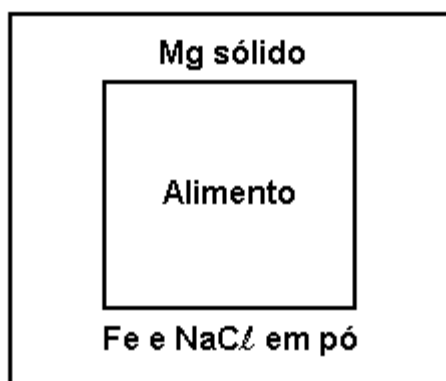
38. (Enem PPL 2014) A escolha de uma determinada substância para ser utilizada como combustível passa pela análise da poluição que ela causa ao ambiente e pela quantidade de energia liberada em sua combustão completa. O quadro apresenta a entalpia de combustão de algumas substâncias. As massas molares dos elementos H, C e O são, respectivamente, iguais a 1g/mol, 12g/mol e 16g/mol.

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

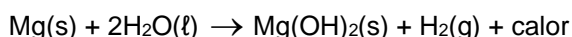
Levando-se em conta somente o aspecto energético, a substância mais eficiente para a obtenção de energia, na combustão de 1 kg de combustível, é o

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

39. (Unesp 2001) Rações militares de emergência são fornecidas em embalagens de plástico aluminizado, contendo dois recipientes independentes e impermeáveis, conforme esquema mostrado a seguir.



Para o aquecimento do alimento, introduz-se água no recipiente externo, através de orifício próprio. Em presença de Fe e NaCl, a reação



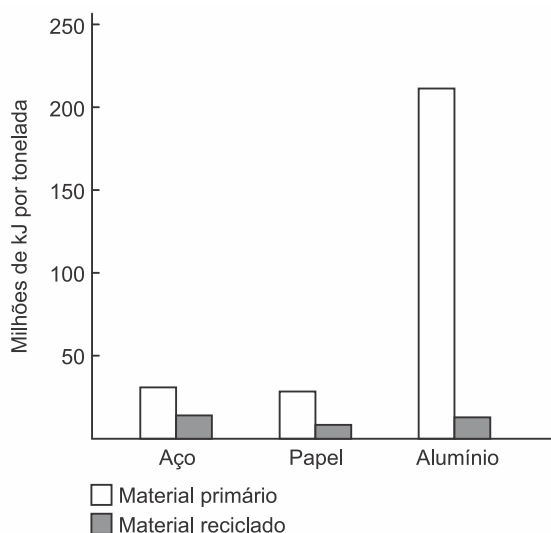
ocorre rapidamente.

- a) Calcule a quantidade de energia desprendida nas condições padrão, quando 0,10 mol de Mg(s) reagir completamente com a água adicionada.
- b) Hidróxido de magnésio também pode ser obtido pela reação entre óxido de magnésio sólido e água líquida. Escreva a equação balanceada que representa esta reação química e calcule a entalpia de formação do óxido de magnésio.

Dados:

entalpias padrão de formação, em kJ/mol: $\text{H}_2\text{O(l)} = -285$; $\text{Mg(OH)}_2\text{(s)} = -930$.

40. (Enem PPL 2011) A reciclagem exerce impacto considerável sobre a eficiência energética. Embora restaurar materiais que foram descartados também consuma energia, é possível que essa energia seja substancialmente menor. O gráfico seguinte indica a quantidade de energia necessária para a produção de materiais primários e reciclados. A maioria dos metais ocorre na crosta terrestre como óxidos que devem ser reduzidos para recuperar o metal elementar, o que consome grande quantidade de energia. As entalpias-padrão de formação dos óxidos de alumínio e ferro são, respectivamente: $-1.675,7$ kJ/mol e $-824,2$ kJ/mol.



SPIRO, T. G.; STIGLIANI, W. M. *Química Ambiental*. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2008 (adaptado).

Dados: $A\ell = 27$; $Fe = 56$.

A energia gasta na obtenção do alumínio a partir do seu material primário é maior do que a do aço, porque o alumínio

- forma seu óxido absorvendo menos energia que o ferro.
- requer 200 vezes mais energia para ser isolado do seu minério do que o ferro.
- requer praticamente o dobro de energia para ser isolado do seu óxido do que requer o ferro, no estado padrão.
- apresenta entalpia de formação no seu óxido menor do que a entalpia do ferro.
- apresenta somente uma valência constante, enquanto o ferro pode apresentar normalmente duas valências.

41. (Enem 2011) Um dos problemas dos combustíveis que contêm carbono é que sua queima produz dióxido de carbono. Portanto, uma característica importante, ao se escolher um combustível, é analisar seu calor de combustão (ΔH_c°), definido como a energia liberada na queima completa de um mol de combustível no estado padrão. O quadro seguinte relaciona algumas substâncias que contêm carbono e seu ΔH_c° .

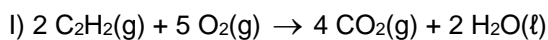
Substância	Fórmula	ΔH_c° (kJ/mol)
benzeno	C_6H_6 (l)	- 3 268
etanol	C_2H_5OH (l)	- 1 368
glicose	$C_6H_{12}O_6$ (s)	- 2 808
metano	CH_4 (g)	- 890
octano	C_8H_{18} (l)	- 5 471

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

- Benzeno.
- Metano.
- Glicose.
- Octano.

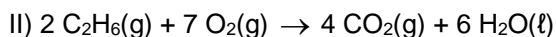
e) Etanol.

42. (Unesp 2000) São dadas as equações termoquímicas a 25°C e 1atm:



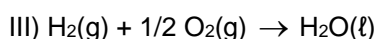
(combustão do acetileno)

$$\Delta H_1 = -2602 \text{ kJ}$$



(combustão do etano)

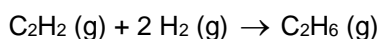
$$\Delta H_2 = -3123 \text{ kJ}$$



(formação de água)

$$\Delta H_3 = -286 \text{ kJ}$$

a) Aplique a lei de Hess para a determinação do ΔH da reação de hidrogenação do acetileno, de acordo com a equação:

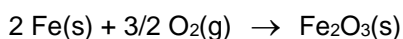


b) Calcule o ΔH da reação de hidrogenação do acetileno.

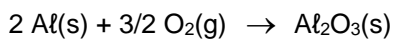
43. (Unesp 1997) A reação entre alumínio e óxido de ferro (III) pulverizados é exotérmica, e fornece como produtos ferro metálico e óxido de alumínio (III) sólidos.

a) Escreva a equação balanceada da reação, indicando os estados de agregação de reagentes e produtos.

b) Calcule a variação de entalpia deste processo químico, a partir das entalpias de reação dadas a seguir:



$$\Delta H_1 = -824,2 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_2 = -1676 \text{ kJ/mol}$$

44. (Enem 2010) No que tange à tecnologia de combustíveis alternativos, muitos especialistas em energia acreditam que os alcoóis vão crescer em importância em um futuro próximo.

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

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

Álcool	Densidade a 25°C (g/mL)	Calor de Combustão (kJ/mol)
Metanol (CH ₃ OH)	0,79	- 726,0
Etanol (CH ₃ CH ₂ OH)	0,79	- 1367,0

Dados: Massas molares em g/mol:

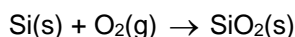
H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0.

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

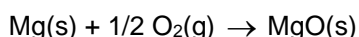
- metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 22,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
- etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 29,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
- metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 17,9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

45. (Unesp 1997) Silício elementar, na forma sólida, pode ser obtido pela reação entre dióxido de silício pulverizado e magnésio metálico.

- Escreva a equação balanceada da reação, indicando os estados de agregação de reagentes e produtos.
- Calcule a variação de entalpia deste processo químico a partir das entalpias de reação dadas a seguir:



$$\Delta H_1 = -910,9 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_2 = -601,8 \text{ kJ/mol}$$

46. (Enem 2010) O abastecimento de nossas necessidades energéticas futuras dependerá certamente do desenvolvimento de tecnologias para aproveitar a energia solar com maior eficiência. A energia solar é a maior fonte de energia mundial. Num dia ensolarado, por exemplo, aproximadamente 1 kJ de energia solar atinge cada metro quadrado da superfície terrestre por segundo. No entanto, o aproveitamento dessa energia é difícil porque ela é diluída (distribuída por uma área muito extensa) e oscila com o horário e as condições climáticas. O uso efetivo da energia solar depende de formas de estocar a energia coletada para uso posterior.

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

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



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

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

- c) insatisfatória, uma vez que há formação de gás CO que não possui conteúdo energético passível de ser aproveitado posteriormente e é considerado um gás poluente.
- d) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com absorção de calor e promove a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.
- e) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com liberação de calor havendo ainda a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.

47. (Unesp 1996) Quanto a massa de 1,25g de Fe reage com enxofre para formar FeS sólido, há liberação de 2,24 kJ, na forma de calor.

Escreva a equação para a reação de 1 mol de Fe, indicando a quantidade de calor liberado, segundo as convenções termoquímicas.

(massas molares, em g/mol: Fe = 56; S = 32)

48. (Enem cancelado 2009) Vários combustíveis alternativos estão sendo procurados para reduzir a demanda por combustíveis fósseis, cuja queima prejudica o meio ambiente devido à produção de dióxido de carbono (massa molar igual a 44 g mol⁻¹). Três dos mais promissores combustíveis alternativos são o hidrogênio, o etanol e o metano. A queima de 1 mol de cada um desses combustíveis libera uma determinada quantidade de calor, que estão apresentadas na tabela a seguir.

Combustível	Massa molar (g mol ⁻¹)	Calor liberado na queima (kJ mol ⁻¹)
H ₂	2	270
CH ₄	16	900
C ₂ H ₅ OH	46	1350

Considere que foram queimadas massas, independentemente, desses três combustíveis, de forma tal que em cada queima foram liberados 5400 kJ. O combustível mais econômico, ou seja, o que teve a menor massa consumida, e o combustível mais poluente, que é aquele que produziu a maior massa de dióxido de carbono (massa molar igual a 44 g mol⁻¹), foram, respectivamente,

- a) o etanol, que teve apenas 46 g de massa consumida, e o metano, que produziu 900 g de CO₂.
- b) o hidrogênio, que teve apenas 40 g de massa consumida, e o etanol, que produziu 352 g de CO₂.
- c) o hidrogênio, que teve apenas 20 g de massa consumida, e o metano, que produziu 264 g de CO₂.
- d) o etanol, que teve apenas 96 g de massa consumida, e o metano, que produziu 176 g de CO₂.
- e) o hidrogênio, que teve apenas 2 g de massa consumida, e o etanol, que produziu 1350 g de CO₂.

49. (Unesp 1995) A reação de formação de água, a partir de hidrogênio e oxigênio gasosos, é um processo altamente exotérmico. Se as entalpias (H) de reagentes e produtos forem comparadas, vale a relação:

- a) $H_{H_2} + H_{O_2} \approx H_{H_2O}$
- b) $H_{H_2} + H_{O_2} \wedge H_{H_2O}$
- c) $H_{H_2} + H_{O_2} + H_{H_2O} = 0$
- d) $H_{H_2} + H_{O_2} = H_{H_2O}$
- e) $H_{H_2} = H_{O_2} = H_{H_2O}$

50. (Enem 2009) Nas últimas décadas, o efeito estufa tem-se intensificado de maneira preocupante, sendo esse efeito muitas vezes atribuído à intensa liberação de CO_2 durante a queima de combustíveis fósseis para geração de energia. O quadro traz as entalpias-padrão de combustão a 25 °C (ΔH°_{25}) do metano, do butano e do octano.

composto	fórmula molecular	massa molar (g/mol)	ΔH°_{25} (kJ/mol)
metano	CH_4	16	- 890
butano	C_4H_{10}	58	- 2.878
octano	C_8H_{18}	114	- 5.471

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

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

51. (Unesp 1994) As entalpias de formação de NO e NO_2 gasosos são, respectivamente, 90,4 e 33,9 kJ/mol.

- a) Calcule o calor da reação, no estado gasoso, entre NO e O_2 para formar NO_2 .
 b) Num sistema que contém NO , O_2 e NO_2 , em equilíbrio, como se deve alterar a temperatura e a pressão para aumentar a produção de NO_2 ?

52. (Enem 2000) Ainda hoje, é muito comum as pessoas utilizarem vasilhames de barro (moringas ou potes de cerâmica não esmaltada) para conservar água a uma temperatura menor do que a do ambiente. Isso ocorre porque:

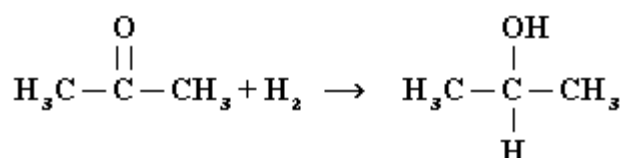
- a) o barro isola a água do ambiente, mantendo-a sempre a uma temperatura menor que a dele, como se fosse isopor.
 b) o barro tem poder de "gelar" a água pela sua composição química. Na reação, a água perde calor.
 c) o barro é poroso, permitindo que a água passe através dele. Parte dessa água evapora, tomando calor da moringa e do restante da água, que são assim resfriadas.

- d) o barro é poroso, permitindo que a água se deposite na parte de fora da moringa. A água de fora sempre está a uma temperatura maior que a de dentro.
e) a moringa é uma espécie de geladeira natural, liberando substâncias higroscópicas que diminuem naturalmente a temperatura da água.

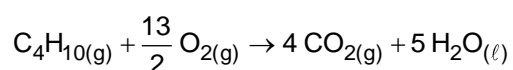
53. (Unesp 1993) O 2-propanol pode ser preparado por hidrogenação da acetona em fase gasosa, segundo a reação expressa pela equação a seguir.

Nas condições de reação, os calores de formação da acetona e do 2-propanol são, respectivamente, -216 e -272 kJ/mol.

- a) Calcule o calor de reação na hidrogenação da acetona a 2-propanol.
b) Se a reação for executada em recipiente fechado, em que sentido será deslocado o equilíbrio quando a temperatura for aumentada? Justifique sua resposta.



54. (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
$\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$	-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.

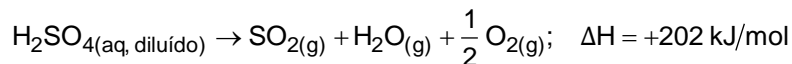
55. (Unesp 1991) Definir, ou conceituar, e discutir, usando exemplos quando julgar conveniente:

- a) entalpia molar padrão de formação de uma substância;
- b) Lei de Hess e sua aplicação em Termoquímica;
- c) constante do produto de solubilidade de um sal pouco solúvel;
- d) efeito do íon comum no equilíbrio de um sal pouco solúvel com seus íons em solução aquosa.

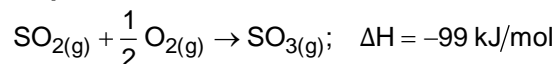
56. (Unesp 2018) A regeneração do ácido sulfúrico (H_2SO_4) em geral não é economicamente vantajosa, mas é uma imposição das leis ambientais. Nessa regeneração, normalmente se utiliza o ácido proveniente de sínteses orgânicas, que está diluído e contaminado. (Mariana de Mattos V. M. Souza. *Processos inorgânicos*, 2012. Adaptado.)

O processo de regeneração é feito em três etapas principais:

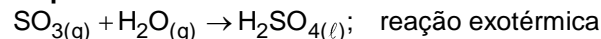
Etapas I



Etapas II



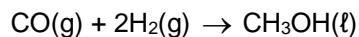
Etapas III



- a) Classifique as etapas I e II como endotérmica ou exotérmica.
- b) Calcule a massa mínima de $\text{SO}_{3(\text{g})}$ que deve reagir completamente com água para obtenção de 98 g de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\ell)}$ na etapa III.

Dados: H = 1; S = 32; O = 16.

57. (Unesp 1991) O metanol é um combustível que recentemente assumiu grande importância em nosso país. Ele pode ser preparado sinteticamente através da reação de CO em H_2 segundo a reação:



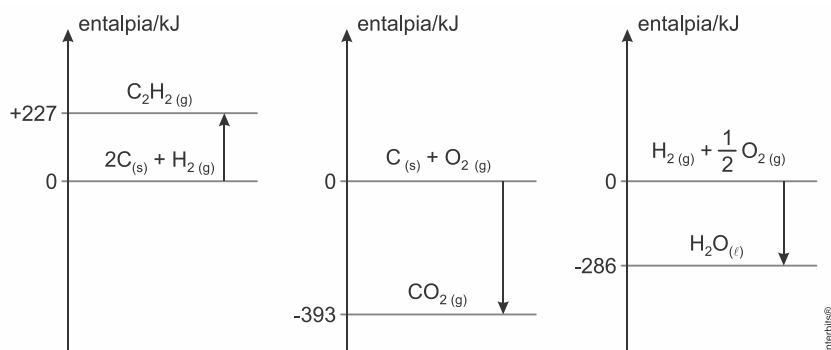
Essa reação processa-se sob pressão e em presença de catalisador.

O calor da combustão do metanol a 25°C é de -727kJ por mol de metanol. Os produtos da combustão são CO_2 gasoso e H_2O líquida.

As entalpias de formação a 25°C de CO gasoso, CO_2 gasoso e de H_2O líquida são, respectivamente, -110 , -393 e -286 kJ/mol .

Determine o calor da reação, indicando o procedimento utilizado para o cálculo.

58. (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

- a) +1.140 kJ.
- b) +820 kJ.
- c) -1.299 kJ.
- d) -510 kJ.
- e) -635 kJ.

59. (Unesp 1990) O calor liberado na combustão completa do acetileno (C_2H_2) gasoso, a $25^\circ C$, é de -1298kJ/mol.

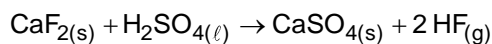
Determinar a entalpia de formação do acetileno.

São fornecidos os seguintes dados a $25^\circ C$:

entalpia de formação de CO_2 gasoso = -393kJ/mol

entalpia de formação de H_2O líquida = -285kJ/mol.

60. (Unesp 2017) O ácido fluorídrico, importante matéria-prima para obtenção de diversos compostos fluorados, pode ser preparado pela reação:

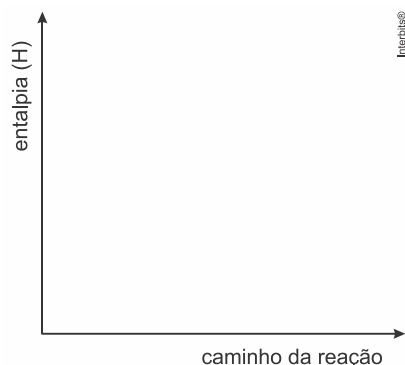


Considere os dados:

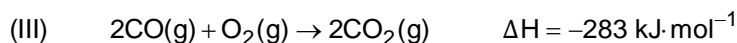
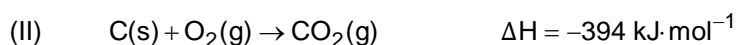
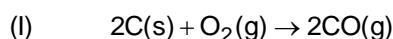
Reação	ΔH (kJ/mol de produto)
$\frac{1}{2} H_{2(g)} + \frac{1}{2} F_{2(g)} \rightarrow HF_{(g)}$	-273
$Ca_{(s)} + F_{2(g)} \rightarrow CaF_{2(s)}$	-1.228
$Ca_{(s)} + S_{(s)} + 2 O_{2(g)} \rightarrow CaSO_{4(s)}$	-1.435
$H_{2(g)} + S_{(s)} + 2 O_{2(g)} \rightarrow H_2SO_{4(l)}$	-814

A partir dos dados apresentados na tabela e utilizando a Lei de Hess, calcule o ΔH da reação de preparação do $HF_{(g)}$ a partir de 1 mol de $CaF_{2(s)}$ e informe se ela é exotérmica ou endotérmica.

Represente, no diagrama apresentado abaixo, a reação de preparação do HF.

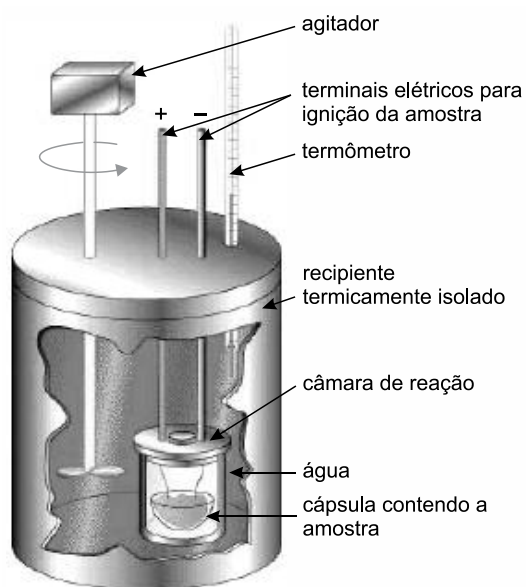


61. (Unesp 1989) A entalpia da reação (I) não pode ser medida diretamente em um calorímetro porque a reação de carbono com excesso de oxigênio produz uma mistura de monóxido de carbono e dióxido de carbono gasosos. As entalpias das reações (II) e (III), a 20°C e 1 atmosfera, estão indicadas nas equações termoquímicas a seguir:



- a) Calcular a entalpia da reação (I) nas mesmas condições.
b) Considerando o calor envolvido, classificar as reações (I), (II) e (III).

62. (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 13 mL (1 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 °C e à pressão constante, a temperatura da água lida no termômetro deverá atingir a marca de

- a) 21,6 °C.
- b) 33,2 °C.
- c) 45,2 °C.
- d) 63,2 °C.
- e) 52,0 °C.

63. (Unesp 2016) Em 1840, o cientista Germain Henri Hess (1802-1850) enunciou que a variação de entalpia (ΔH) em uma reação química é independente do caminho entre os estados inicial e final da reação, sendo igual à soma das variações de entalpias em que essa reação pode ser desmembrada.

Durante um experimento envolvendo a Lei de Hess, através do calor liberado pela reação de neutralização de uma solução aquosa de ácido cianídrico (HCN) e uma solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH), foi obtido o valor de $2,9 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$ para a entalpia nesta reação. Sabendo que a entalpia liberada pela neutralização de um ácido forte e uma base forte é de $13,3 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$ que o ácido cianídrico é um ácido muito fraco e que o hidróxido de sódio é uma base muito forte, calcule a entalpia de ionização do ácido cianídrico em água e apresente as equações químicas de todas as etapas utilizadas para esse cálculo.

64. (Unesp 2014) Foram queimados 4,00 g de carvão até CO_2 em um calorímetro. A temperatura inicial do sistema era de 20,0 °C e a final, após a combustão, 31,3 °C. Considere a capacidade calorífica do calorímetro = $21,4 \text{ kcal}/^\circ\text{C}$ e despreze a quantidade de calor armazenada na atmosfera dentro do calorímetro. A quantidade de calor, em kcal/g, liberada na queima do carvão, foi de

- a) 670.
- b) 62,0.
- c) 167.
- d) 242.
- e) 60,5.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Leia o texto para responder à(s) questão(ões) a seguir.

Insumo essencial na indústria de tintas, o dióxido de titânio sólido puro (TiO_2) pode ser obtido a partir de minérios com teor aproximado de 70% em TiO_2 que, após moagem, é submetido à seguinte sequência de etapas:

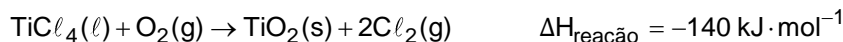
I. aquecimento com carvão sólido



II. reação do titânio metálico com cloro molecular gasoso



III. reação do cloreto de titânio líquido com oxigênio molecular gasoso

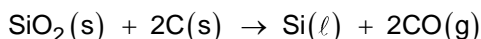


65. (Unesp 2014) Considerando as etapas I e II do processo, é correto afirmar que a reação para produção de 1 mol de $\text{TiCl}_4(\ell)$ a partir de $\text{TiO}_2(\text{s})$ é

- a) exotérmica, ocorrendo liberação de 1 354 kJ.
- b) exotérmica, ocorrendo liberação de 254 kJ.
- c) endotérmica, ocorrendo absorção de 254 kJ.
- d) endotérmica, ocorrendo absorção de 1 354 kJ.
- e) exotérmica, ocorrendo liberação de 804 kJ.

66. (Unesp 2013) A areia comum tem como constituinte principal o mineral quartzo (SiO_2), a partir do qual pode ser obtido o silício, que é utilizado na fabricação de *microchips*.

A obtenção do silício para uso na fabricação de processadores envolve uma série de etapas. Na primeira, obtém-se o silício metalúrgico, por reação do óxido com coque, em forno de arco elétrico, à temperatura superior a 1 900 °C. Uma das equações que descreve o processo de obtenção do silício é apresentada a seguir:



Dados:

$$\Delta H_f^0 \text{ SiO}_2 = -910,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

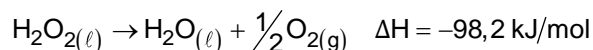
$$\Delta H_f^0 \text{ CO} = -110,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

De acordo com as informações do texto, é correto afirmar que o processo descrito para a obtenção do silício metalúrgico corresponde a uma reação

- a) endotérmica e de oxirredução, na qual o Si^{4+} é reduzido a Si.
- b) espontânea, na qual ocorre a combustão do carbono.
- c) exotérmica, na qual ocorre a substituição do Si por C.
- d) exotérmica, na qual ocorre a redução do óxido de silício.
- e) endotérmica e de dupla troca.

67. (Unesp 2012) Considerando a utilização do etanol como combustível para veículos automotores, escreva a equação química balanceada da sua combustão no estado gasoso com $\text{O}_2(\text{g})$, produzindo $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Dadas para o etanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{g})$ a massa molar ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) igual a 46 e a densidade igual a $0,80 \text{ g/cm}^3$, calcule a massa, em gramas, de etanol consumida por um veículo com eficiência de consumo de 10 km/L, após percorrer 115 km, e o calor liberado em kJ, sabendo-se que o calor de combustão do etanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{g})$ é igual a $-1 277 \text{ kJ/mol}$.

68. (Unesp 2012) Considere a decomposição da água oxigenada, em condições normais, descrita pela equação:



Com base na informação sobre a variação de entalpia, classifique a reação como exotérmica ou endotérmica e justifique sua resposta.

Calcule a variação de entalpia na decomposição de toda a água oxigenada contida em 100 mL de uma solução aquosa antisséptica que contém água oxigenada na concentração de 3 g/100 mL.

69. (Unesp 2011) Diariamente podemos observar que reações químicas e fenômenos físicos implicam em variações de energia. Analise cada um dos seguintes processos, sob pressão atmosférica.

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

II. O derretimento de um *iceberg*.

III. O impacto de um tijolo no solo ao cair de uma altura h .

Em relação aos processos analisados, pode-se afirmar que:

- a) I é exotérmico, II e III são endotérmicos.
- b) I e III são exotérmicos e II é endotérmico.
- c) I e II são exotérmicos e III é endotérmico.
- d) I, II e III são exotérmicos.
- e) I, II e III são endotérmicos.

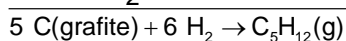
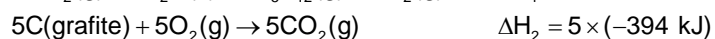
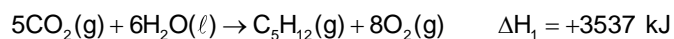
Gabarito:

Resposta da questão 1:

Para obtermos a equação global, devemos:

- 1º) Inverter a primeira equação.
- 2º) Manter a segunda equação e multiplicar por cinco.
- 3º) Multiplicar a terceira equação por seis.

Teremos:



$$\Delta H_{\text{Total}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H_{\text{Total}} = +3537 \text{ kJ} + 5 \times (-394 \text{ kJ}) + 6 \times (-286 \text{ kJ}) = -149 \text{ kJ}$$

Resposta da questão 2:

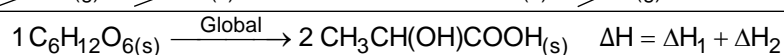
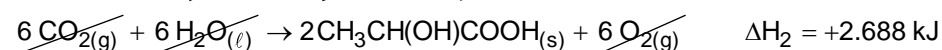
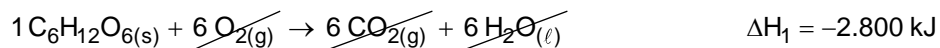
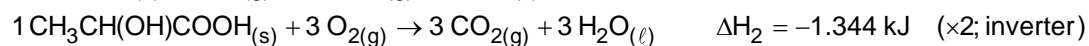
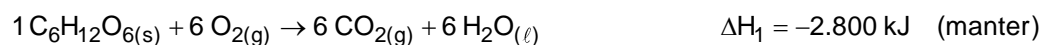
[A]

Glicose: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$.

Ácido láctico: $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}(\text{s})$.

De acordo com o texto do enunciado a glicose pode ser convertida em duas moléculas de ácido láctico (equação global): $1 \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) \rightarrow 2 \text{ CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}(\text{s})$.

Aplicando a lei de Hess às equações termoquímicas mostradas, para obter a equação global, vem:



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$\Delta H = -2.800 \text{ kJ} + 2.688 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -112 \text{ kJ}$$

O processo libera 112 kJ por mol de glicose.

Resposta da questão 3:

[B]

$$20 \text{ km} \text{ ————— } 1 \text{ L}$$

$$400 \text{ km} \text{ ————— } V_{\text{etanol}}$$

$$V_{\text{etanol}} = \frac{400 \text{ km} \times 1 \text{ L}}{20 \text{ km}} = 20 \text{ L}$$

$$d_{\text{etanol}} = 0,8 \text{ g/cm}^3 = 800 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$d_{\text{etanol}} = \frac{m_{\text{etanol}}}{V_{\text{etanol}}} \Rightarrow 800 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = \frac{m_{\text{etanol}}}{20 \text{ L}}$$

$$m_{\text{etanol}} = 800 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \times 20 \text{ L} = 16.000 \text{ g}$$

Calor de combustão do etanol = -1.300 kJ/mol

46 g de etanol ————— 1.300 kJ liberados e consumidos

16.000 g de etanol ————— E

$$E = \frac{16.000 \text{ g} \times 1.300 \text{ kJ}}{46 \text{ g}} = 452.173,91 \text{ k J}$$

$\underbrace{\hspace{10em}}_{10^3}$

$$E = 452,17391 \times \underbrace{10^3 \times 10^3}_{10^6} \text{ J}$$

$$E \approx 452 \text{ MJ}$$

Resposta da questão 4:

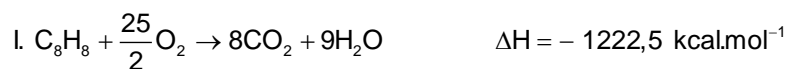
[D]

A transformação: $\text{O}_{2(l)} + \text{calor} \rightleftharpoons \text{O}_{2(g)}$ é endotérmica, classificada como evaporação (mudança do estado líquido para o estado gasoso).

Resposta da questão 5:

[C]

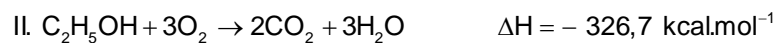
De acordo com a tabela teremos as seguintes reações de combustão:



114 g ----- (libera) 1222,5 kcal

1 g ----- E_I

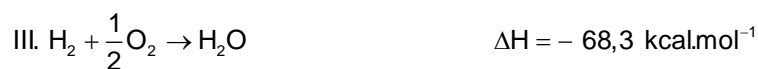
$$E_I = 10,72 \text{ kcal}$$



46 g ----- (libera) 326,7 kcal

1 g ----- E_{II}

$$E_{II} = 7,10 \text{ kcal}$$



2 g ----- (libera) 68,3 kcal

1 g ----- E_{III}

$$E_{III} = 34,15 \text{ kcal}$$

O hidrogênio é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética (libera maior quantidade de energia por grama queimado).

Resposta da questão 6:

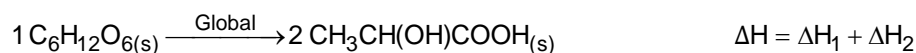
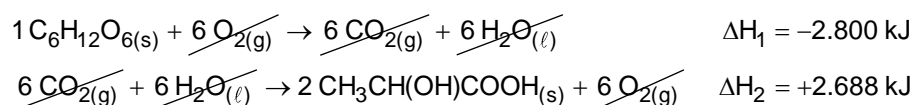
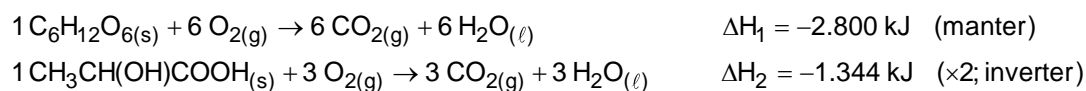
[D]

Glicose: $C_6H_{12}O_{6(s)}$.

Ácido láctico: $CH_3CH(OH)COOH_{(s)}$.

De acordo com o texto do enunciado, a glicose pode ser convertida em duas moléculas de ácido láctico (equação global): $1 C_6H_{12}O_{6(s)} \rightarrow 2 CH_3CH(OH)COOH_{(s)}$.

Aplicando a lei de Hess às equações termoquímicas mostradas, para obter a equação global, vem:



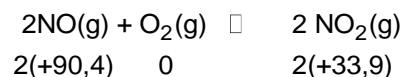
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$\Delta H = -2.800 \text{ kJ} + 2.688 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -112 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Resposta da questão 7:

Cálculo da entalpia de reação para II:

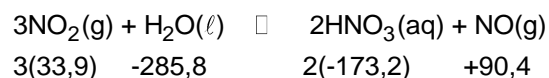


$$\Delta H = H_{\text{PRODUTOS}} - H_{\text{REAGENTES}}$$

$$\Delta H = [2(33,9)] - [2(90,4)]$$

$$\Delta H = -113 \text{ kJ}$$

Cálculo da entalpia de reação para III:



$$\Delta H = H_{\text{PRODUTOS}} - H_{\text{REAGENTES}}$$

$$\Delta H = [2(-173,2) + 90,4] - [3(33,9) + (-285,8)]$$

$$\Delta H = -71,9 \text{ kJ}$$

Como as etapas II e III são exotérmicas ($\Delta H < 0$), é necessário diminuir a temperatura para deslocar os equilíbrios no sentido da síntese de ácido nítrico.

Resposta da questão 8:

[E]

$$18 \text{ km} \text{ ————— } 1 \text{ L}$$

$$720 \text{ km} \text{ ————— } V_{\text{etanol}}$$

$$V_{\text{etanol}} = \frac{720 \text{ km} \times 1 \text{ L}}{18 \text{ km}} = 40 \text{ L}$$

$$d_{\text{etanol}} = 0,8 \text{ g/cm}^3 = 800 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$d_{\text{etanol}} = \frac{m_{\text{etanol}}}{V_{\text{etanol}}} \Rightarrow 800 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = \frac{m_{\text{etanol}}}{40 \text{ L}}$$

$$m_{\text{etanol}} = 800 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \times 40 \text{ L} = 32.000 \text{ g}$$

$$\text{Calor de combustão do etanol} = -1.300 \text{ kJ/mol}$$

$$46 \text{ g de etanol} \text{ ————— } 1.300 \text{ kJ liberados e consumidos}$$

$$32.000 \text{ g de etanol} \text{ ————— } E$$

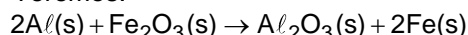
$$E = \frac{32.000 \text{ g} \times 1.300 \text{ kJ}}{46 \text{ g}} = 904.347,82 \frac{\text{kJ}}{10^3} \text{ J liberados e consumidos}$$

$$E = 904,34782 \times 10^3 \frac{\text{kJ}}{10^3} = 904,34782 \times \underbrace{10^3 \times 10^3}_{\text{M}} \text{ J liberados e consumidos}$$

$$E \approx 904,3 \text{ MJ liberados e consumidos}$$

Resposta da questão 9:

Teremos:



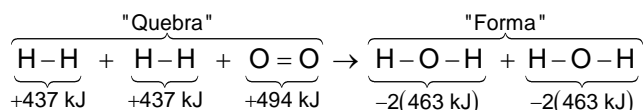
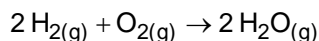
$$\underbrace{0 \text{ kJ} \quad - 824 \text{ kJ}}_{H_{\text{reagentes}}} \quad \underbrace{- 1676 \text{ kJ} \quad 0 \text{ kJ}}_{H_{\text{produtos}}}$$

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

$$\Delta H = -1676 - (-824) = -852 \text{ kJ/mol (Fe}_2\text{O}_3(s) \text{ e Al}_2\text{O}_3(s))$$

Resposta da questão 10:

[B]



$$\Delta H = H_{\text{"Quebra"}} + H_{\text{"Forma"}}$$

$$\Delta H = [+437 \text{ kJ} + 437 \text{ kJ} + 494 \text{ kJ}] + [-2(463 \text{ kJ}) + (-2(463 \text{ kJ}))]$$

$$\Delta H = +1368 \text{ kJ} + (-1852 \text{ kJ})$$

$$\Delta H = -484 \text{ kJ}$$

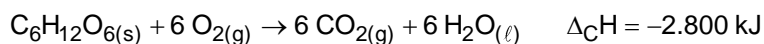
Na via metabólica I temos o acúmulo ou aumento da concentração de lactato nos músculos dos atletas. Quanto maior a concentração de lactato, menor a quantidade de energia liberada.

Resposta da questão 13:

[A]

$$C_6H_{12}O_6 = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180$$

$$M_{C_6H_{12}O_6} = 180 \text{ g/mol}$$



$$180 \text{ g} \text{ ————— } 2.800 \text{ kJ} \times \frac{40}{100} \text{ (obtidos)}$$

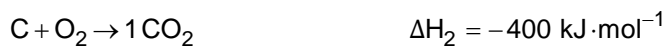
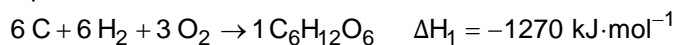
$$1 \text{ g} \text{ ————— } E$$

$$E = \frac{1 \text{ g} \times 2.800 \text{ kJ} \times \frac{40}{100}}{180 \text{ g}}$$

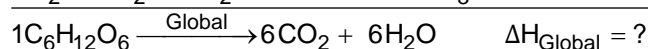
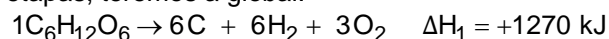
$$E = 6,222 \text{ kJ} \approx 6,2 \text{ kJ}$$

Resposta da questão 14:

Aplicando a Lei de Hess, teremos:



Invertendo a primeira equação, multiplicando a segunda e a terceira por seis e somando as três etapas, teremos a global:



$$\Delta H_{\text{Global}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H_{\text{Global}} = [+1270 - (6 \times 400) - (6 \times 290)] \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{Global}} = -2870 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Resposta da questão 15:

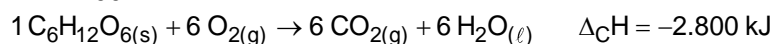
[B]

$$C_6H_{12}O_6 = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180$$

$$M_{C_6H_{12}O_6} = 180 \text{ g/mol}$$

$$40\% = \frac{40}{100} = 0,40 \text{ (atividade muscular)}$$

$$80\% = \frac{80}{100} = 0,80 \text{ (rendimento)}$$



$$180 \text{ g} \text{ ————— } 2.800 \text{ kJ} \times 0,80$$

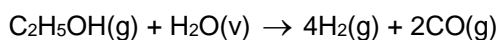
$$0,40 \times 1 \text{ g} \text{ ————— } E$$

$$E = \frac{0,40 \times 1 \text{ g} \times 2.800 \text{ kJ} \times 0,80}{180 \text{ g}} = 4,977 \text{ kJ}$$

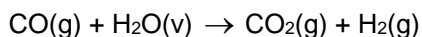
$$E \approx 4,98 \text{ kJ}$$

Resposta da questão 16:

Temos:

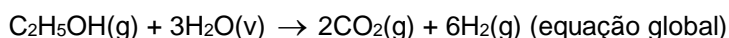
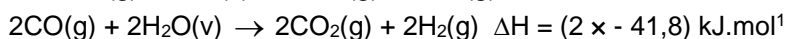
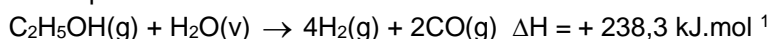


$$\Delta H = + 238,3 \text{ kJ.mol}^{-1}$$



$$\Delta H = - 41,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Para obtermos a equação global etanol devemos multiplicar por dois a segunda etapa e somar com a primeira:



Aplicando a lei de Hess, ou seja, somando os dois valores de ΔH , teremos a variação de entalpia total:

$$\Delta H(\text{total}) = + 238,3 - 2 \times 41,8 = + 154,7 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

Resposta da questão 17:

[D]

Para o percurso no qual foi utilizada a gasolina, vem:

$$d_{\text{gasolina}} = 0,7 \text{ g/mL} = 700 \text{ g/L}$$

$$1 \text{ L} \text{ ————— } 700 \text{ g de gasolina}$$

$$40 \text{ L} \text{ ————— } 40 \times 700 \text{ g de gasolina}$$

$$m_{\text{gasolina utilizado no percurso}} = 28.000 \text{ g}$$

$$\text{Calor de combustão da gasolina} = -10 \text{ kcal/g}$$

$$\text{Energia (gasolina)} = 28.000 \times (-10 \text{ kcal}) = -280.000 \text{ kcal}$$

Considerando-se a mesma liberação de energia pelo etanol, vem:

Energia (etanol) = -280.000 kcal

Calor de combustão do etanol = -6 kcal/g

1 g de etanol ————— - 6 kcal

m_{etanol} ————— - 280.000 kcal

$$m_{\text{etanol}} = \frac{1 \text{ g} \times (-280.000 \text{ kcal})}{(-6 \text{ kcal})}$$

$$m_{\text{etanol}} = \left(\frac{280.000}{6} \right) \text{ g}$$

$d_{\text{etanol}} = 0,8 \text{ g/mL} = 800 \text{ g/L}$

1 L ————— 800 g de etanol

$$V_{\text{etanol}} \text{ ————— } \left(\frac{280.000}{6} \right) \text{ de etanol}$$

$$V_{\text{etanol}} = \frac{1 \text{ L} \times \left(\frac{280.000}{6} \right)}{800}$$

$$V_{\text{etanol}} = 58,33 \text{ L} \approx 58 \text{ L}$$

Resposta da questão 18:

a) Pelo gráfico podemos observar que ocorre liberação de energia, ou seja, a reação é exotérmica (a entalpia dos produtos (C) está abaixo da entalpia dos reagentes (A)).

Δ_{AB} representa a energia de ativação da reação.

b) Mantendo-se as mesmas condições de temperatura, a quantidade de energia liberada na oxidação de um mol de glicose em nosso organismo até CO_2 e H_2O é a mesma liberada na combustão de um mol de glicose em um frasco de laboratório, pois a variação de entalpia por mol de glicose é a mesma.

A reação de oxidação da glicose no nosso organismo ocorre na presença de enzimas que catalisam o processo e por isso ele ocorre em temperaturas menores do que num frasco de laboratório.

Resposta da questão 19:

[C]

Resposta da questão 20:

[E]

Para o percurso no qual foi utilizada a gasolina, vem:

$d_{\text{gasolina}} = 0,5 \text{ g/mL} = 500 \text{ g/L}$

1 L ————— 500 g de gasolina

50 L ————— $50 \times 500 \text{ g}$ de gasolina

$m_{\text{gasolina utilizada no percurso}} = 25.000 \text{ g}$

Calor de combustão da gasolina = -10 kcal/g

Energia (gasolina) = $25.000 \times (-10 \text{ kcal}) = -250.000 \text{ kcal}$

Considerando-se a mesma liberação de energia pelo etanol, vem:

Energia (etanol) = -250.000 kcal

Calor de combustão do etanol = -6 kcal/g

1 g de etanol ————— - 6 kcal

m_{etanol} ————— - 250.000 kcal

$$m_{\text{etanol}} = \frac{1 \text{ g} \times (-250.000 \text{ kcal})}{(-6 \text{ kcal})}$$

$$m_{\text{etanol}} = \left(\frac{250.000}{6} \right) \text{ g}$$

$d_{\text{etanol}} = 0,8 \text{ g/mL} = 800 \text{ g/L}$

1 L ————— 800 g de etanol

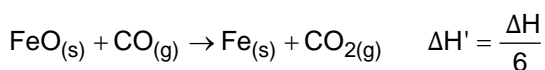
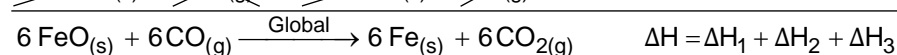
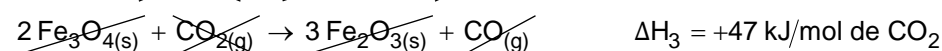
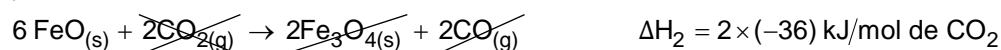
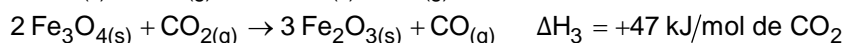
$$V_{\text{etanol}} \text{ ————— } \left(\frac{250.000}{6} \right) \text{ g de etanol}$$

$$V_{\text{etanol}} = \frac{1 \text{ L} \times \left(\frac{250.000}{6} \right) \text{ g}}{800 \text{ g}}$$

$$V_{\text{etanol}} = 52,08 \text{ L} \approx 52 \text{ L}$$

Resposta da questão 21:

[B]



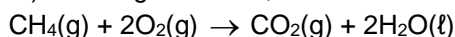
$$\Delta H' = \frac{\Delta H}{6} = \frac{[3 \times (-25) + 2 \times (-36) + 47] \text{ kJ}}{6}$$

$$\Delta H' = -16,6666 \text{ kJ} \approx -16,7 \text{ kJ}$$

O valor mais próximo é -17 kJ.

Resposta da questão 22:

a) Para o gás natural, temos:



1 mol

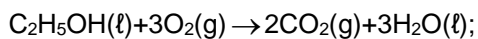
$$\Delta H = -900 \text{ kJ}$$

16 g de CH₄ ----- libera 900 kJ

1 g de CH₄ ----- x

$$x = 56,25 \text{ kJ.}$$

Para o etanol, temos:



1 mol

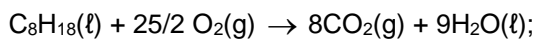
$$\Delta H = -1400\text{kJ}$$

46 g de etanol ----- libera 1400 kJ

1 g de etanol ----- y

$$y = 30,43 \text{ kJ.}$$

Para o octano, temos:



1 mol

$$\Delta H = -5500\text{kJ}$$

114 g de octano ----- libera 5500 kJ

1 g de octano ----- z

$$z = 48,24 \text{ kJ.}$$

56,25 kJ > 48,24 kJ > 30,43 kJ. O metano libera maior quantidade de energia por unidade de massa.

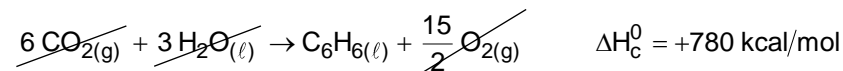
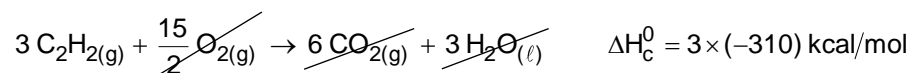
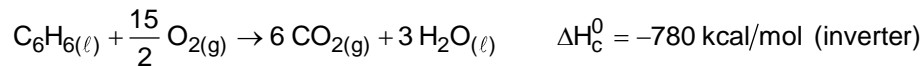
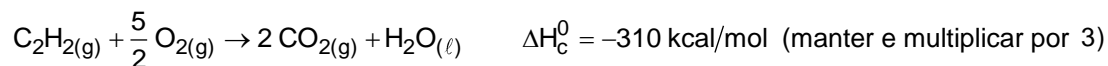
b) 46 g de etanol ----- libera 1400 kJ

x ----- 34100 kJ

$$x = 1120,43 \text{ g de etanol.}$$

Resposta da questão 23:

[B]



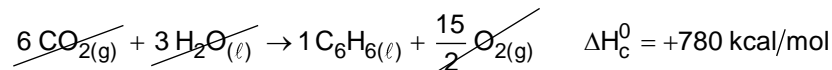
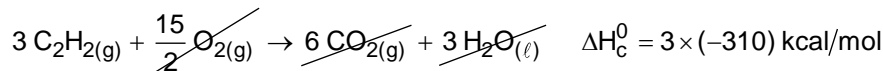
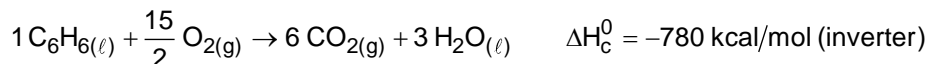
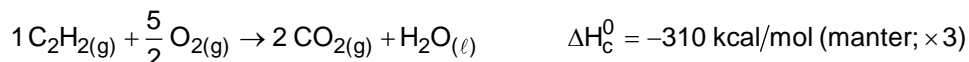
$$\Delta H = -150 \text{ kcal/mol}$$

Resposta da questão 24:

[B]

Resposta da questão 25:

[C]



$$\Delta H = -150 \text{ kcal/mol}$$

1 mol de $\text{C}_6\text{H}_6(\ell)$ ——— 150 kcal liberados

1,5 mol de $\text{C}_6\text{H}_6(\ell)$ ——— E

$$E = \frac{1,5 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_6(\ell) \times 150 \text{ kcal liberados}}{1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_6(\ell)} = 225 \text{ kcal liberados}$$

$$\Delta H' = -225 \text{ kcal}$$

Resposta da questão 26:

a) $\Delta T = 100^\circ\text{C} - 25^\circ\text{C} = 75^\circ\text{C}$

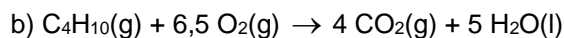
1 g (H_2O) ----- 4 J

1000 g (H_2O) ----- x

x = 4000J ----- 1°C

y ----- 75°C

y = 300000 J ou 300 kJ

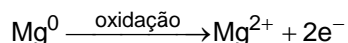
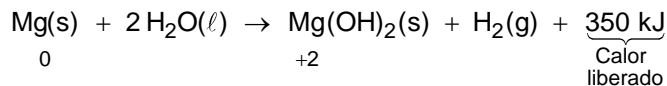


$$\Delta H = - 2660 \text{ kJ/mol}$$

Resposta da questão 27:

[B]

O aquecimento dentro da bolsa ocorre por causa da oxidação sofrida pelo magnésio, que é uma reação exotérmica, ou seja, que libera calor (350 kJ).



Resposta da questão 28:

[B]

Resposta da questão 29:

[E]

De acordo com o gráfico a curva demarcada com o símbolo \diamond (n-hexano) apresenta a menor inclinação, ou seja, para esta curva a variação de temperatura tende a zero.

A fórmula do n-hexano é $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.

Resposta da questão 30:

[B]

Resposta da questão 31:

[A]

O hidrogênio apresenta maior liberação de energia por grama (143 kJ liberados).

Para o hidrogênio ($\text{H}_2 = 2$):

$$\frac{286 \text{ kJ (liberados)}}{2 \text{ g}} = \frac{143 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

Para o etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46$):

$$\frac{1368 \text{ kJ (liberados)}}{46 \text{ g}} = \frac{29,739 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

Para o metano ($\text{CH}_4 = 16$):

$$\frac{890 \text{ kJ (liberados)}}{16 \text{ g}} = \frac{55,625 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

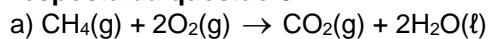
Para o metanol ($\text{CH}_3\text{O} = 31$):

$$\frac{726 \text{ kJ (liberados)}}{31 \text{ g}} = \frac{23,419 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

Para o octano ($\text{C}_8\text{H}_{18} = 114$):

$$\frac{5471 \text{ kJ (liberados)}}{114 \text{ g}} = \frac{47,991 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

Resposta da questão 32:



$$\Delta H^\circ_{\text{C}} = -890 \text{ kJ/mol}$$

b) $m = 4,0 \text{ g}$

Resposta da questão 33:

[D]

100 g de pastilhas de urânio têm 3% de U-235.

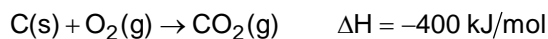
$$m_{U-235} = 0,03 \times 100 \text{ g} = 3,0 \text{ g}$$

$$235 \text{ g de U-235} \text{ ————— } 2,35 \times 10^{10} \text{ kJ}$$

$$3,0 \text{ g de U-235} \text{ ————— } E$$

$$E = 3,0 \times 10^8 \text{ kJ}$$

$$M_{CO_2} = 44 \text{ g/mol}$$



$$44 \text{ g} \text{ ————— } 400 \text{ kJ liberados}$$

$$m_{CO_2} \text{ ————— } 3,0 \times 10^8 \text{ kJ liberados}$$

$$m_{CO_2} = 0,33 \times 10^8 \text{ g} = 33,0 \times 10^6 \text{ g}$$

$$m_{CO_2} = 33,0 \text{ t}$$

Resposta da questão 34:

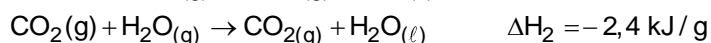
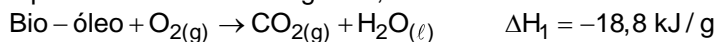
a) $\Delta H = -188,0 \text{ kJ}$

b) Reação exotérmica, porque o ΔH é negativo.

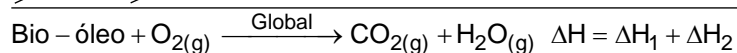
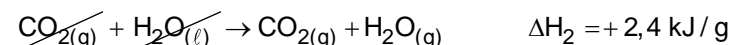
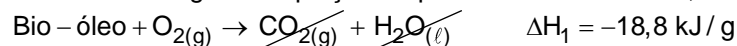
Resposta da questão 35:

[C]

A partir da análise do diagrama, vem:



Invertendo a segunda equação e aplicando a Lei de Hess, teremos:



$$\Delta H = -18,8 + 2,4 = -16,4 \text{ kJ/g}$$

$$1 \text{ g} \text{ ————— } -16,4 \text{ kJ (liberados)}$$

$$5 \text{ g} \text{ ————— } \underbrace{5 \times (-16,4) \text{ kJ}}_{-82,0 \text{ kJ}} \text{ (liberados)}$$

$$\text{Variação de entalpia} = -82,0 \text{ kJ}$$

Resposta da questão 36:

[A]

Resposta da questão 37:

a) R\$ 1,12

b) 0,124 kJ

Resposta da questão 38:

[E]

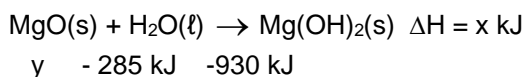
Substância	Fórmula	Energia
Acetileno	C ₂ H ₂	-1298 kJ/mol de C ₂ H ₂ C ₂ H ₂ = 26 g/mol $E = \frac{-1298 \text{ kJ/mol de C}_2\text{H}_2}{26 \text{ g/mol}} = 49,923 \text{ kJ/g}$ Para 1000 g (1 kg): 49.923 kJ
Etano	C ₂ H ₆	-1558 kJ/mol de C ₂ H ₆ C ₂ H ₆ = 30 g/mol $E = \frac{-1558 \text{ kJ/mol de C}_2\text{H}_6}{30 \text{ g/mol}} = 51,933 \text{ kJ/g}$ Para 1000 g (1 kg): 51.933 kJ
Etanol	C ₂ H ₅ OH	-1366 kJ/mol de C ₂ H ₅ OH C ₂ H ₅ OH = 46 g/mol $E = \frac{-1366 \text{ kJ/mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46 \text{ g/mol}} = 29,696 \text{ kJ/g}$ Para 1000 g (1 kg): 29.696 kJ
Hidrogênio	H ₂	-242 kJ/mol de H ₂ H ₂ = 2 g/mol $E = \frac{-242 \text{ kJ/mol de H}_2}{2 \text{ g/mol}} = 121 \text{ kJ/g}$ Para 1000 g (1 kg): 121.000 kJ
Metanol	CH ₃ OH	-558 kJ/mol de CH ₃ OH CH ₃ OH = 31 g/mol $E = \frac{-558 \text{ kJ/mol de CH}_3\text{OH}}{31 \text{ g/mol}} = 18 \text{ kJ/g}$ Para 1000 g (1 kg): 18.000 kJ

Conclusão: a substância mais eficiente para a obtenção de energia, na combustão de 1 kg (1.000 g) de combustível, é o hidrogênio (121.000 kJ).

Resposta da questão 39:

a) 36 kJ

b) A equação química do processo é:



$$\Delta H = \sum \Delta H_f \text{ produtos} - \sum \Delta H_f \text{ reagentes}$$

$$x = -930 + 285 - y$$

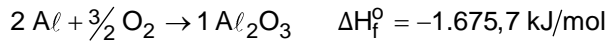
$$y = (-645 - x) \text{ kJ}$$

O valor da entalpia de formação (y) do MgO(s) seria facilmente obtido se fosse fornecido o valor do ΔH da reação entre MgO(s) e H₂O(l).

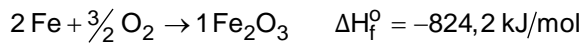
Resposta da questão 40:

[D]

[A] Incorreta. O alumínio forma seu óxido liberando mais energia que o ferro.



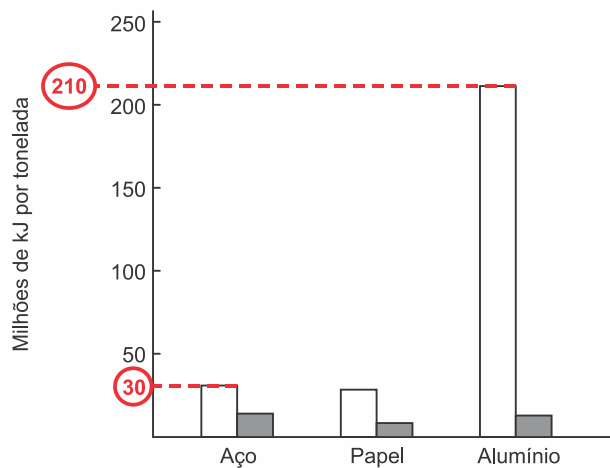
$\Delta H < 0 \Rightarrow 1.675,7 \text{ kJ}$ de energia liberados por mol de Al_2O_3 formado.



$\Delta H < 0 \Rightarrow 824,2 \text{ kJ}$ de energia liberados por mol de Fe_2O_3 formado.

1.675,7 kJ liberados > 824,2 kJ liberados

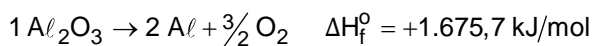
[B] Incorreta. O alumínio requer 7 vezes mais energia para ser isolado do seu minério do que o ferro.



$$\frac{210 \text{ milhões de kJ/tonelada}}{30 \text{ milhões de kJ/tonelada}} = 7$$

[C] Incorreta. O alumínio requer praticamente o quádruplo de energia para ser isolado do seu óxido do que requer o ferro, no estado padrão.

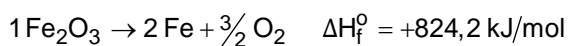
Para um mesmo valor "m" de massa:



$$2 \times 27 \text{ g} \text{ ————— } 1.675,7 \text{ kJ absorvidos}$$

$$m \text{ ————— } E_{\text{Al}}$$

$$E_{\text{Al}} = \frac{m \times 1.675,7 \text{ kJ}}{2 \times 27 \text{ g}} = 31,03 \times m \text{ kJ/g}$$



$$2 \times 56 \text{ g} \text{ ————— } 824,2 \text{ kJ absorvidos}$$

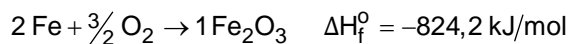
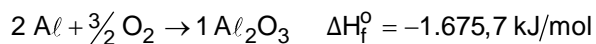
$$m \text{ ————— } E_{\text{Fe}}$$

$$E_{\text{Fe}} = \frac{m \times 824,2 \text{ kJ}}{2 \times 56 \text{ g}} = 7,36 \times m \text{ kJ/g}$$

$$\frac{E_{\text{Al}}}{E_{\text{Fe}}} = \frac{31,03 \times m \text{ kJ/g}}{7,36 \times m \text{ kJ/g}} = 4,2$$

$$\frac{E_{\text{Al}}}{E_{\text{Fe}}} \approx 4 \Rightarrow E_{\text{Al}} = 4 \times E_{\text{Fe}}$$

[D] Correta. O alumínio apresenta entalpia de formação no seu óxido ($-1.675,7$ kJ/mol) menor do que a entalpia do ferro ($-824,2$ kJ/mol).



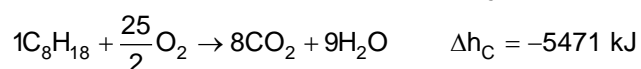
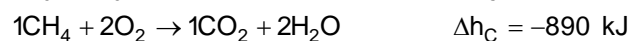
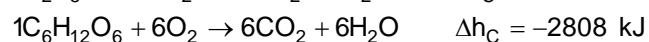
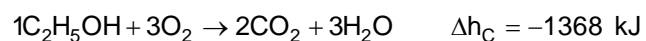
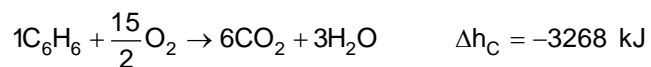
$$-1.675,7 \text{ kJ} < -824,2 \text{ kJ}$$

[E] Incorreta. As valências do ferro (+2 e +3) e do alumínio (+3) não estão associadas à energia gasta na obtenção dos metais, pois para isto utiliza-se um gerador.

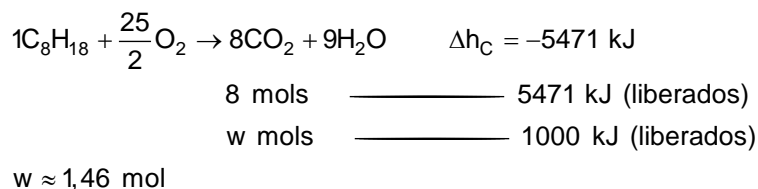
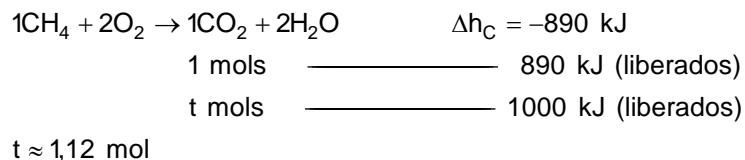
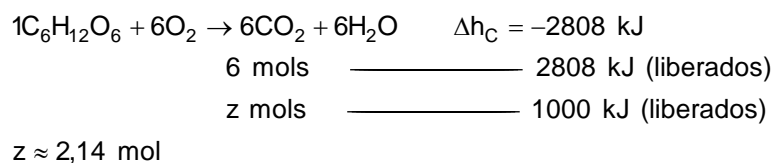
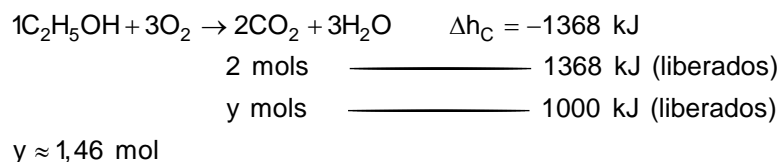
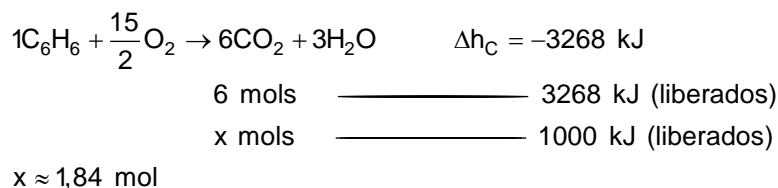
Resposta da questão 41:

[C]

Reações de combustão:



Para uma mesma quantidade de energia liberada (1000 kJ), teremos;



Conclusão: Para uma mesma quantidade de energia liberada (1000 kJ) a glicose libera maior quantidade de CO_2 .

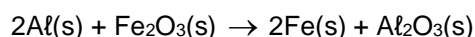
Resposta da questão 42:

a) Dividir equação I por 2, inverter dividir equação II por 2, multiplicar equação III por 2.

b) $\Delta H = -311,5 \text{ kJ}$

Resposta da questão 43:

a) Equação balanceada da reação:



b) $\Delta H = -851,8 \text{ kJ}$

Resposta da questão 44:

[D]

Cálculo da energia liberada por litro de metanol:

Massa molar do metanol = $32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
1 L metanol \Rightarrow 790 g

32 g (metanol) — 726 kJ
790 g (metanol) — E_1
 $E_1 = 17923,1 \text{ kJ} = 17,9 \text{ MJ}$

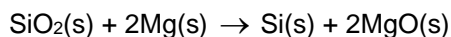
Cálculo da energia liberada por litro de etanol:
Massa molar do etanol = $46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
1L etanol \Rightarrow 790 g

46 g (etanol) — 1367 kJ
790 g (etanol) — E_2
 $E_2 = 23476,7 \text{ kJ} = 23,5 \text{ MJ}$

É mais vantajoso usar o etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 23,5 MJ de energia por litro de combustível queimado.

Resposta da questão 45:

a) Equação balanceada da reação:



Reagentes e produtos ocorrem no estado sólido

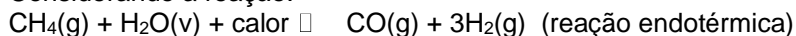
b) A variação de entalpia deste processo é:

$$\Delta H = - 292,7 \text{ kJ/mol}$$

Resposta da questão 46:

[D]

Considerando a reação:



E analisando-a como potencial mecanismo para o aproveitamento posterior da energia solar, conclui-se que se trata de uma estratégia satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com absorção de calor e promove a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.

Resposta da questão 47:



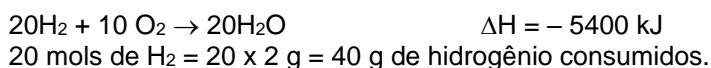
Resposta da questão 48:

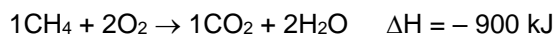
[B]

Teremos:

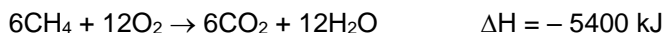


Multiplicando por 20, vem:

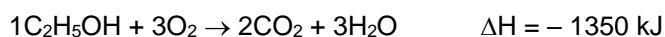




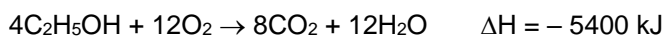
Multiplicando por 6, vem:



Foram produzidos 6 mols de $\text{CO}_2 = 6 \times 44 \text{ g} = 264 \text{ g}$.



Multiplicando por 4, vem:



Foram produzidos 8 mols de $\text{CO}_2 = 8 \times 44 \text{ g} = 352 \text{ g}$.

Resposta da questão 49:

[A]

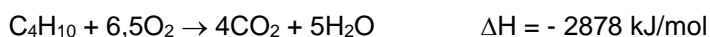
Resposta da questão 50:

[A]

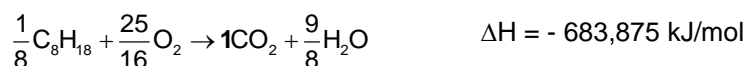
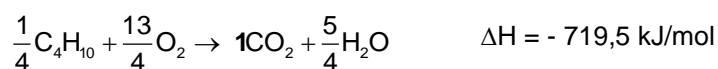
De acordo com a tabela:

composto	fórmula molecular	massa molar (g/mol)	ΔH°_{25} (kJ/mol)
metano	CH_4	16	- 890
butano	C_4H_{10}	58	- 2.878
octano	C_8H_{18}	114	- 5.471

Teremos:



Como a comparação deve ser feita para 1 mol de CO_2 liberado por cada combustível devemos dividir a segunda equação por dois e a terceira por oito e então comparar os respectivos "novos" ΔH obtidos:

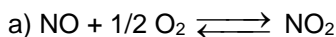


Lembrando que o sinal negativo significa energia liberada, a ordem crescente de liberação será:

$$683,875 \text{ kJ} < 719,5 \text{ kJ} < 890 \text{ kJ}$$

Ou seja, gasolina, GLP e gás natural.

Resposta da questão 51:



$$\Delta H = -56,6 \text{ kJ}$$

b) Diminuição da temperatura e aumento da pressão.

Resposta da questão 52:

[C]

O barro é poroso, permitindo que a água passe através dele. Parte dessa água evapora ($\text{H}_2\text{O}_{(\ell)} + \text{calor} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{v})}$), absorvendo calor da moringa e do restante da água, que são assim resfriadas.

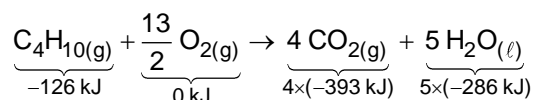
Resposta da questão 53:

a) $\Delta H = -56 \text{ kJ/mol}$

b) Deslocamento para esquerda (princípio de Le Chatelier)

Resposta da questão 54:

[E]



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

$$\Delta H = [4 \times (-393 \text{ kJ}) + 5 \times (-286 \text{ kJ})] - [-126 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = [-1572 - 1430] - [-126 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = -2876 \text{ kJ} = -2876 \times 10^3 \text{ J}$$

$$Q = 2876 \times 10^3 \text{ J} \text{ (liberados na combustão e absorvidos pelo gelo)}$$

$$Q = m \times L_{\text{fusão}}$$

$$L_{\text{fusão}} \text{ (calor latente de fusão)} = 320 \text{ J/g}$$

$$Q = m \times L_{\text{fusão}}$$

$$2876 \times 10^3 \text{ J} = m \times 320 \text{ J/g}$$

$$m = \frac{2876 \times 10^3 \text{ J}}{320 \text{ J/g}} = 8987,5 \text{ g}$$

$$m \approx 9 \text{ kg}$$

Resposta da questão 55:

a) ΔH° é a energia envolvida na síntese de 1 mol da substância a partir de seus elementos na forma alotrópica mais estável a 25°C e 1atm.

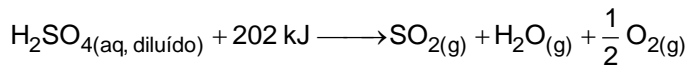
b) A energia envolvida numa reação química só depende dos estados inicial e final.

c) Kps é o valor do produto das concentrações mol/l de seus íons (na solução saturada) elevadas aos seus respectivos coeficientes.

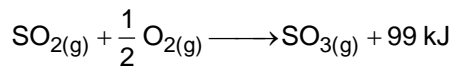
d) A adição de um íon comum diminui a solubilidade do sal.

Resposta da questão 56:

a) Etapa I: endotérmica, pois a variação de entalpia (ΔH) é positiva (ocorre absorção de calor).



Etapa II: exotérmica, pois a variação de entalpia (ΔH) é negativa (ocorre liberação de calor).



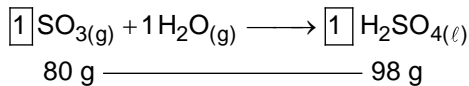
b) A massa mínima de $\text{SO}_3(\text{g})$ que deve reagir completamente com água é de 80 g.

$$\text{SO}_3 = 32 + 3 \times 16 = 80$$

$$M_{\text{SO}_3} = 80 \text{ g/mol}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \times 1 + 1 \times 32 + 4 \times 16 = 98$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$$

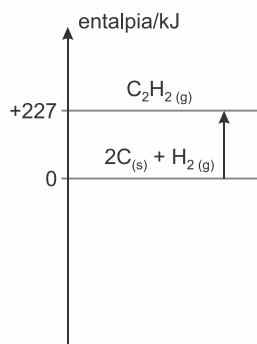


Resposta da questão 57:

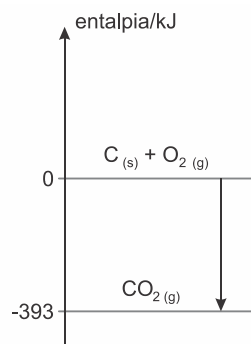
$$\Delta H = -128 \text{ kJ}$$

Resposta da questão 58:

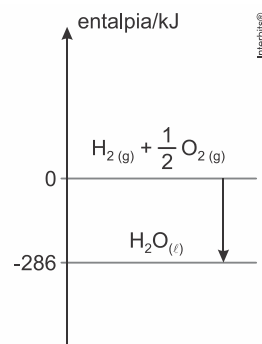
[C]



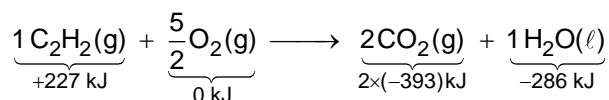
$$\Delta H_{\text{formação } \text{C}_2\text{H}_2} = +227 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_{\text{formação } \text{CO}_2} = -393 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_{\text{formação } \text{H}_2\text{O}} = -286 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = [2 \times (-393 \text{ kJ}) + (-286 \text{ kJ})] - [+227 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}]$$

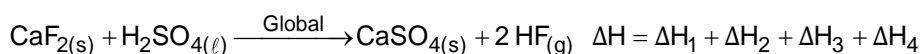
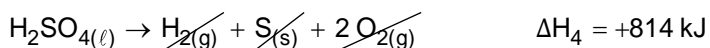
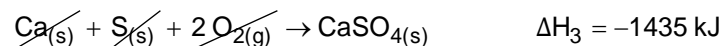
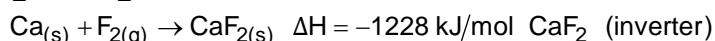
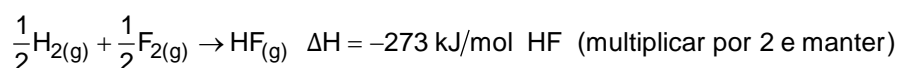
$$\Delta H = -1.299 \text{ kJ}$$

Resposta da questão 59:

$$\Delta H_f \text{C}_2\text{H}_2 = +227 \text{ kJ/mol}$$

Resposta da questão 60:

A partir das informações contidas no enunciado da questão, vem:



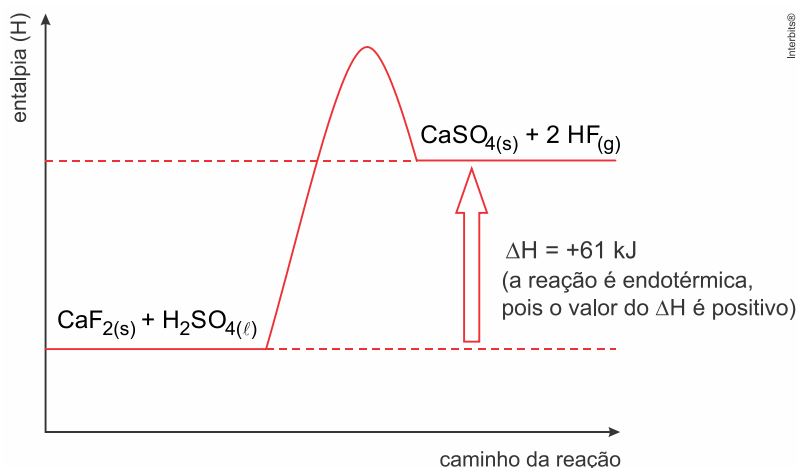
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

$$\Delta H = 2 \times (-273 \text{ kJ}) + (+1228 \text{ kJ}) + (-1435 \text{ kJ}) + (+814 \text{ kJ})$$

$$\Delta H = -546 \text{ kJ} + 1228 \text{ kJ} - 1435 \text{ kJ} + 814 \text{ kJ}$$

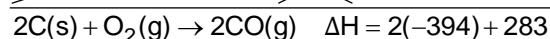
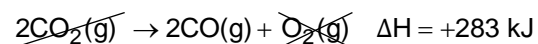
$$\Delta H = +61 \text{ kJ}$$

Representação da reação de preparação do $\text{HF}(\text{g})$ a partir de 1 mol de $\text{CaF}_2(\text{s})$:



Resposta da questão 61:

a) Teremos:



$$\Delta H = -505 \text{ kJ}$$

b) As reações I, II e III são exotérmicas, pois o valor da variação de entalpia é negativo.

Resposta da questão 62:

[D]

108 kcal ——— 13 mL (1 colher de sopa de azeite)

Q ——— 2,6 mL

$$Q = \frac{108 \text{ kcal} \times 2,6 \text{ mL}}{13 \text{ mL}} = 21,6 \text{ kcal}$$

$$Q = m \times c \times \Delta T$$

$$c = 1 \text{ kcal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$$

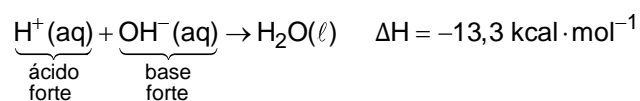
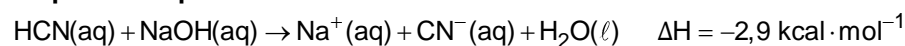
$$m = 500 \text{ g} = 0,5 \text{ kg}$$

$$T_{\text{inicial}} = 20,0 \text{ }^\circ\text{C}$$

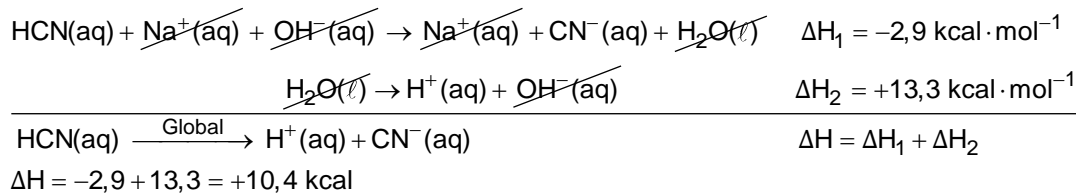
$$21,6 = 0,5 \times 1 \times (T_{\text{final}} - 20,0)$$

$$T_{\text{final}} = 63,2 \text{ }^\circ\text{C}$$

Resposta da questão 63:



Então,



Resposta da questão 64:

[E]

A variação de temperatura do calorímetro é dada por:

$$\Delta T = (31,3^\circ\text{C} - 20,0^\circ\text{C})$$

$$\Delta T = 11,3^\circ\text{C}$$

A capacidade do calorímetro é dada por:

$$21,4 \text{ kcal} \text{ — } 1^\circ\text{C}$$

$$x \text{ — } 11,3^\circ\text{C}$$

$$x = \frac{21,4 \text{ kcal} \times 11,3^\circ\text{C}}{1^\circ\text{C}}$$

$$x = 241,8 \text{ kcal}$$

Assim, a quantidade de calor que irá ser liberado será:

$$4 \text{ g} \text{ — } 241,8 \text{ kcal liberados}$$

$$1 \text{ g} \text{ — } Q$$

$$Q = \frac{1 \text{ g} \times 241,8 \text{ kcal}}{4 \text{ g}}$$

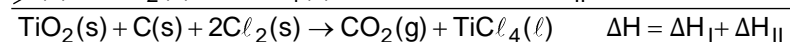
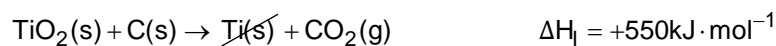
$$Q = 60,45 \text{ kcal liberados}$$

$$Q \approx 60,5 \text{ kcal} \cdot \text{g}^{-1}$$

Resposta da questão 65:

[B]

Aplicando a Lei de Hess, vem:

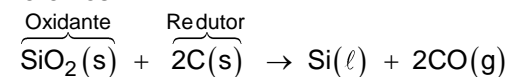


$$\Delta H = +550 - 804 = -254 \text{ kJ}$$

Resposta da questão 66:

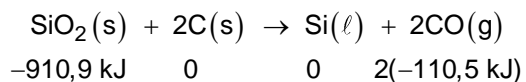
[A]

Teremos:



$$+4 \text{ ————— } 0 \text{ (redução)}$$

$$0 \text{ ————— } +2 \text{ (oxidação)}$$



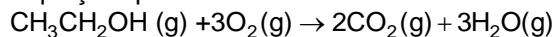
$$\Delta H = H_{\text{Produtos}} - H_{\text{Reagentes}}$$

$$\Delta H = 2(-110,5 \text{ kJ}) - (-910,9 \text{ kJ}) = +689,9 \text{ kJ}$$

$\Delta H > 0$; a reação é endotérmica.

Resposta da questão 67:

Equação química balanceada da combustão do etanol:



Para obtermos a massa de etanol consumida devemos utilizar a densidade ($0,80 \text{ g/cm}^3 = 800 \text{ g/L}$), a eficiência de consumo e os quilômetros percorridos.

10 km — 1 L de etanol

115 km — V_{etanol}

$$V_{\text{etanol}} = 11,5 \text{ L}$$

A partir da densidade, calculamos a massa de etanol utilizada:

$$d = 800 \text{ g/L}$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \times V \Rightarrow m_{\text{etanol}} = 800 \times 11,5 = 9200 \text{ g}$$

De acordo com o enunciado, a combustão de 1 mol de etanol (46 g) libera 1277 kJ, então:

46 g — 1277 kJ (liberados)

9200 g — E

$$E = 255.400 \text{ kJ (calor liberado)}$$

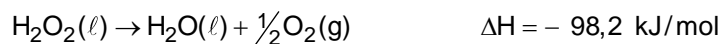
Conclusões:

A massa de etanol consumida é de 9200 g.

O calor liberado é de 255.400 kJ.

Resposta da questão 68:

Como o $\Delta H < 0$, concluímos que a reação é exotérmica.



34,02 g ————— Libera
98,2 kJ

3 g ————— Libera
E

$$E = 8,66 \text{ kJ (liberados)} \Rightarrow \Delta H = -8,66 \text{ kJ/3 g H}_2\text{O}_2(\ell)$$

Resposta da questão 69:

[B]

I. Combustão completa do metano: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{calor}$, processo exotérmico.

- II. O derretimento de um *iceberg*: $\text{H}_2\text{O}_{(s)} + \text{calor} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$, processo endotérmico.
- III. Parte da energia cinética é transformada em calor, portanto, processo exotérmico.