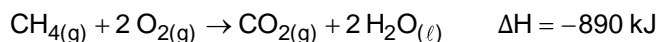


1. (G1 - ifce 2019) O menor dos hidrocarbonetos, o metano (CH_4), é um gás incolor e pode causar danos ao sistema nervoso central se for inalado. Pode ser obtido da decomposição do lixo orgânico, assim como sofrer combustão como mostra a reação balanceada:

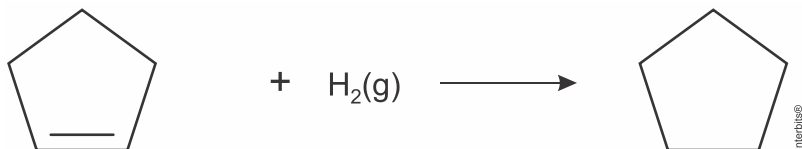


A massa de metano que, em g, precisa entrar em combustão para que sejam produzidos exatamente 54 g de água é igual a

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

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

2. (Ufrgs 2019) Considere a reação de hidrogenação do ciclopenteno, em fase gasosa, formando ciclopentano, e a tabela de entalpias de ligação, mostradas abaixo.

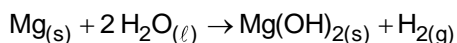


Entalpias de ligação (kJ mol^{-1})	
H-H	437
C-H	414
C-C	335
C=C	600

Qual será o valor da entalpia da reação de hidrogenação do ciclopenteno em kJ/mol ?

- a) -265.
- b) -126.
- c) +126.
- d) +265.
- e) +335.

3. (Upf 2019) Soluções aquosas de hidróxido de magnésio são utilizadas para aliviar indigestões e azia, ou seja, elas se comportam como um antiácido. A obtenção de hidróxido de magnésio pode ser realizada a partir da reação de magnésio metálico com a água. A equação dessa reação química e o valor da entalpia são assim representados:



$$\Delta H = -353 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ de Mg}_{(\text{s})}$$

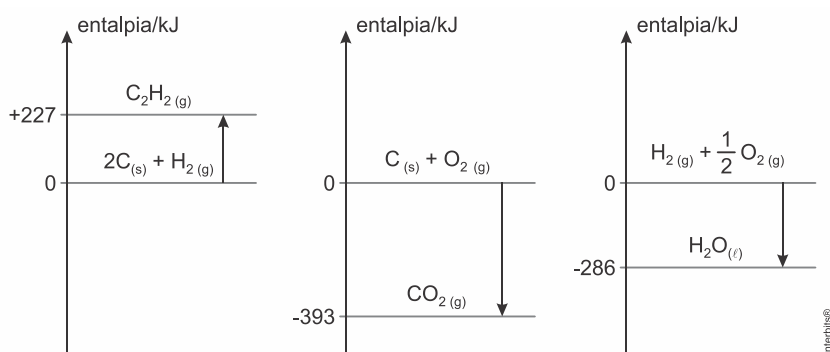
Essa reação é _____ e ao reagir 350 g de $Mg_{(s)}$, nas mesmas condições, a energia _____, em kJ, será de _____.

Dados: $Mg = 24,3$

Assinale a alternativa cujas informações preenchem corretamente as lacunas do enunciado.

- endotérmica, liberada, 123.550.
- exotérmica, absorvida, 128.634.
- endotérmica, absorvida, 5.084.
- exotérmica, liberada, 128.634.
- exotérmica, liberada, 5.084.

4. (Unesp 2018) Analise os três diagramas de entalpia.



O ΔH da combustão completa de 1 mol de acetileno, $C_2H_2(g)$, produzindo $CO_2(g)$ e $H_2O_{(l)}$ é

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

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

Portanto, o ΔH da reação $CO(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$, em kJ/mol de $CO_2(g)$, é igual a

- +172.
- +283.
- +505.
- 505.
- 283.

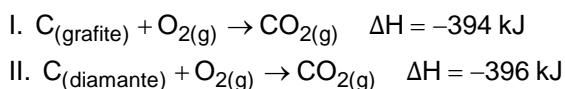
6. (Mackenzie 2018) O gás de água é uma mistura gasosa que contém monóxido de carbono e hidrogênio. Por ser um produto industrial da reação de passagem de vapor de água através do carvão incandescente, seu processo pode ser equacionado por $C_{(grafite)} + H_2O_{(v)} \rightarrow CO_{(g)} + H_2_{(g)}$.

Substância	H_f^0 (kJ·mol ⁻¹)
CO _(g)	-110,5
H ₂ O _(v)	-241,8

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

- 131,3 kJ.
- +131,3 kJ.
- 352,3 kJ.
- +352,3 kJ.
- 0 kJ.

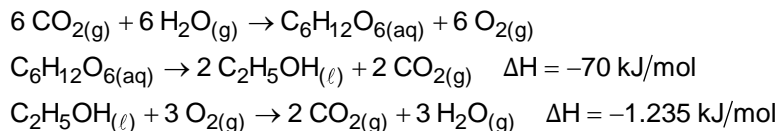
7. (G1 - ifba 2018) Para transformar grafite em diamante, é preciso empregar pressão e temperatura muito elevadas, em torno de 105 atm e 2.000 °C. O carbono precisa ser praticamente vaporizado e, por isso, apesar de o processo ser possível, é difícil. Consideremos, então, as entalpias de combustão do grafite e do diamante:



Quantos kJ são necessários para transformar grafite em diamante?

- +2
- 790
- +790
- +10
- 2

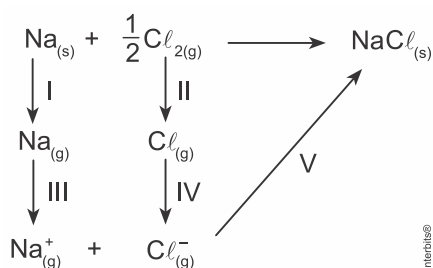
8. (Fuvest 2018) A energia liberada na combustão do etanol de cana-de-açúcar pode ser considerada advinda da energia solar, uma vez que a primeira etapa para a produção do etanol é a fotossíntese. As transformações envolvidas na produção e no uso do etanol combustível são representadas pelas seguintes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



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

- 1.305 kJ/mol.
- +1.305 kJ/mol.
- +2.400 kJ/mol.
- 2.540 kJ/mol.
- +2.540 kJ/mol.

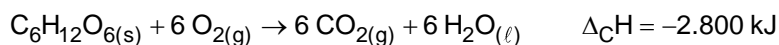
9. (G1 - cftmg 2018) Analise o diagrama de formação do cloreto de sódio:



As etapas endotérmicas, ou seja, que absorvem calor, são apenas

- I, II e III.
- I, II e V.
- I, IV e V.
- II, III e IV.

10. (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.



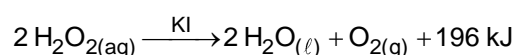
Considere as massas molares (em g mol^{-1}): H = 1; C = 12; O = 16.

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

- 6,2.
- 15,6.
- 70,0.
- 622,2.
- 1.120,0.

11. (Unisc 2017) A equação a seguir apresenta a reação de decomposição da água oxigenada, também denominada peróxido de hidrogênio.



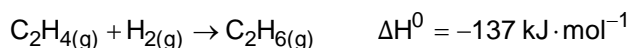
Em relação a esta reação pode-se afirmar que

- é uma reação endotérmica.
- ocorre mais rapidamente em concentrações mais baixas.
- o iodeto de potássio atua como um inibidor da reação.
- ocorre a redução do oxigênio na formação do O_2 .
- é uma reação exotérmica.

12. (Pucsp 2017) Dado:

Energia de ligação	C – H	C – C	H – H
	413 kJ · mol ⁻¹	346 kJ · mol ⁻¹	436 kJ · mol ⁻¹

A reação de hidrogenação do etileno ocorre com aquecimento, na presença de níquel em pó como catalisador. A equação termoquímica que representa o processo é



A partir dessas informações, pode-se deduzir que a energia de ligação da dupla ligação que ocorre entre os átomos de C no etileno é igual a

- a) 186 kJ · mol⁻¹.
- b) 599 kJ · mol⁻¹.
- c) 692 kJ · mol⁻¹.
- d) 736 kJ · mol⁻¹.

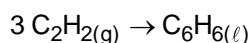
13. (Mackenzie 2017) O etanol, produzido por meio da fermentação do açúcar extraído da cana-de-açúcar, é um combustível renovável extremamente difundido no território nacional, e possui entalpia-padrão de combustão de $-1.368 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

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

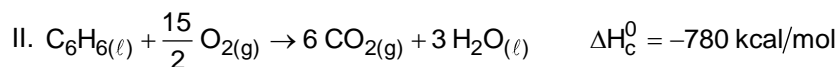
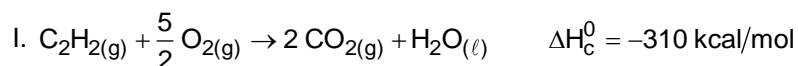
Substância	H ^o _f (kJ · mol ⁻¹)
CO _{2(g)}	-394
H ₂ O _(ℓ)	-286

- a) +278 kJ · mol⁻¹
- b) +3.014 kJ · mol⁻¹
- c) +1.646 kJ · mol⁻¹
- d) -278 kJ · mol⁻¹
- e) -3.014 kJ · mol⁻¹

14. (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:



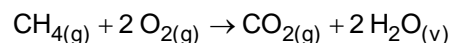
A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal, para a formação de um mol de benzeno é mais próxima de

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

15. (Unigranrio - Medicina 2017) Cálculos de entalpias reacionais são em alguns casos efetuados por meio das energias de ligação das moléculas envolvidas, onde o saldo de energias de ligação rompidas e refeitas é considerado nesse procedimento. Alguns valores de energia de ligação entre alguns átomos são fornecidos no quadro abaixo:

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C - H	413
O = O	494
C = O	804
O - H	463

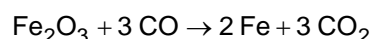
Considere a reação de combustão completa do metano representada na reação abaixo:



A entalpia reacional, em kJ/mol, para a combustão de um mol de metano segundo a reação será de:

- a) -820
- b) -360
- c) +106
- d) +360
- e) +820

16. (Udesc 2014) A indústria siderúrgica utiliza-se da redução de minério de ferro para obter o ferro fundido, que é empregado na obtenção de aço. A reação de obtenção do ferro fundido é representada pela reação:



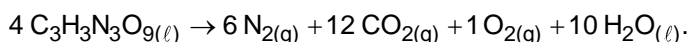
A entalpia de reação (ΔH_r°) a 25°C é:

Dados: Entalpia de formação (ΔH_f°) a 25°C, kJ/mol.

ΔH°_f , kJ/mol.	Fe_2O_3	Fe	CO	CO_2
	- 824,2	0	- 110,5	- 393,5

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

17. (Espcex (Aman) 2017) Uma das aplicações da trinitroglicerina, cuja fórmula é $\text{C}_3\text{H}_3\text{N}_3\text{O}_9$, é a confecção de explosivos. Sua decomposição energética gera como produtos os gases nitrogênio, dióxido de carbono e oxigênio, além de água, conforme mostra a equação da reação a seguir:



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

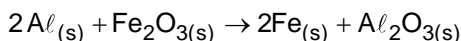
Dados:

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

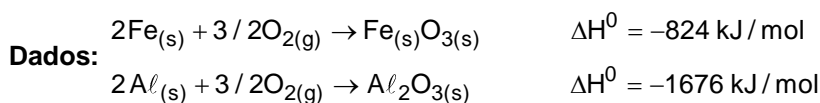
- $\Delta H^{\circ}_f(\text{H}_2\text{O}) = -286 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^{\circ}_f(\text{CO}_2) = -394 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^{\circ}_f(\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9) = -353,6 \text{ kJ/mol}$.

- a) 4,1 J.
 b) 789,2 J.
 c) 1.432,3 J.
 d) 5,3 kJ.
 e) 362,7 kJ.

18. (Ufsm 2012) O alumínio reage com o óxido de ferro, a altas temperaturas, de acordo com a seguinte reação:



Assinale a alternativa que apresenta a entalpia padrão dessa reação, em kJ/mol.



- a) + 2500
 b) + 852
 c) + 824
 d) - 824
 e) - 852

Gabarito:

Resposta da questão 1:

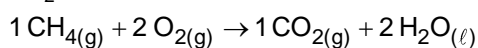
[B]

$$\text{CH}_4 = 1 \times 12 + 4 \times 1 = 16$$

$$M_{\text{CH}_4} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{H}_2\text{O} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18$$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$16 \text{ g} \text{ ————— } 2 \times 18 \text{ g}$$

$$m_{\text{CH}_4} \text{ ————— } 54 \text{ g}$$

$$m_{\text{CH}_4} = \frac{16 \text{ g} \times 54 \text{ g}}{2 \times 18 \text{ g}} = 24 \text{ g}$$

Resposta da questão 2:

[B]

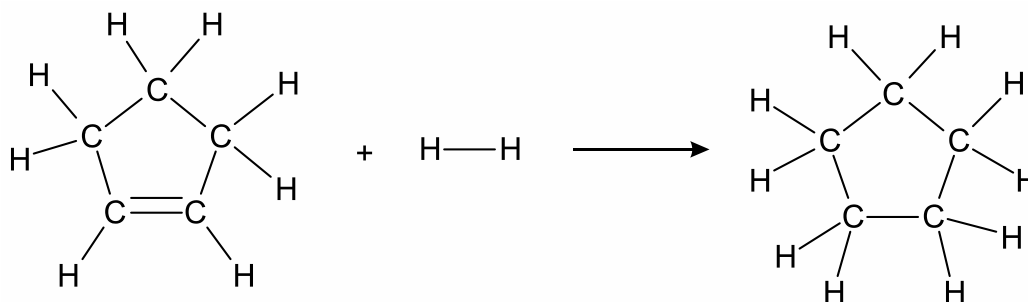
A entalpia de reação de hidrogenação é calculada somando-se todas as entalpias de ligação dos reagentes (que são positivas) com todas as entalpias de ligação dos produtos (que são negativas).

$$\Delta H = [4 \times (\text{C}-\text{C}) + 1 \times (\text{C}=\text{C}) + 8 \times (\text{C}-\text{H}) + 1 \times (\text{H}-\text{H})] + [5 \times (\text{C}-\text{C}) + 10 \times (\text{C}-\text{H})]$$

$$\Delta H = [4 \times (+335 \text{ kJ}) + 1 \times (+600 \text{ kJ}) + 8 \times (+414 \text{ kJ}) + 437 \text{ kJ}] + [5 \times (-335 \text{ kJ}) + 10 \times (-414 \text{ kJ})]$$

$$\Delta H = [+1.340 \text{ kJ} + 600 \text{ kJ} + 3.312 \text{ kJ} + 437 \text{ kJ}] + [-1.675 \text{ kJ} - 4.140 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = +5.689 \text{ kJ} - 5.815 \text{ kJ} = -126 \text{ kJ/mol}$$



Resposta da questão 3:

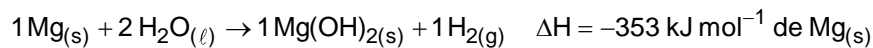
[E]

$$Mg = 24,3$$

$$M_{Mg} = 24,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H = -353 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$\Delta H < 0 \Rightarrow$ Reação exotérmica



$$24,3 \text{ g} \text{ ————— } 353 \text{ kJ liberados}$$

$$350 \text{ g} \text{ ————— } E_{\text{liberada}}$$

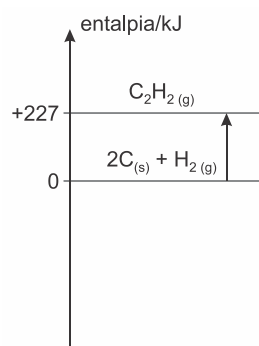
$$E_{\text{liberada}} = \frac{350 \text{ g} \times 353 \text{ kJ}}{24,3 \text{ g}}$$

$$E_{\text{liberada}} = 5.084,36 \text{ kJ}$$

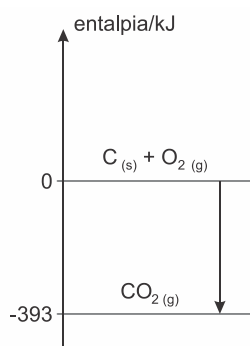
$$E_{\text{liberada}} = 5.084 \text{ kJ}$$

Resposta da questão 4:

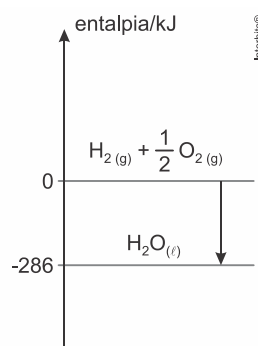
[C]



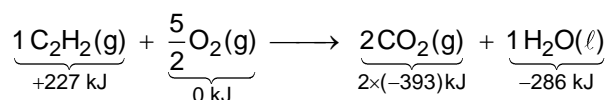
$$\Delta H_{\text{formação } C_2H_2} = +227 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_{\text{formação } CO_2} = -393 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_{\text{formação } H_2O} = -286 \text{ kJ/mol}$$

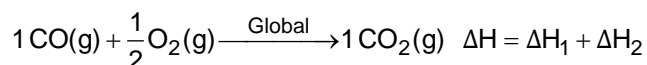
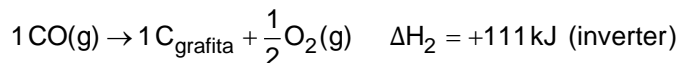
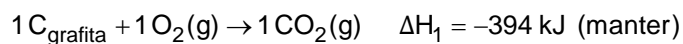
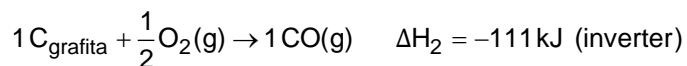
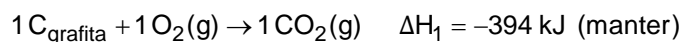


$$\Delta H = [2 \times (-393 \text{ kJ}) + (-286 \text{ kJ})] - [+227 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}]$$

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

Resposta da questão 5:

[E]

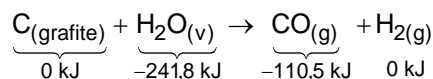


$$\Delta H = (-394 + 111) \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -283 \text{ kJ}$$

Resposta da questão 6:

[B]



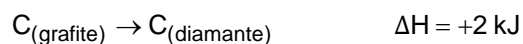
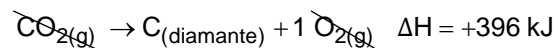
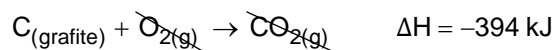
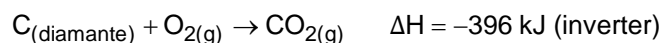
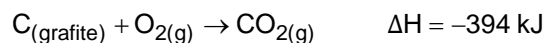
$$\Delta H = H_{\text{Produtos}} - H_{\text{Reagentes}}$$

$$\Delta H = [-110,5 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}] - [0 \text{ kJ} + (-241,8 \text{ kJ})]$$

$$\Delta H = +131,3 \text{ kJ}$$

Resposta da questão 7:

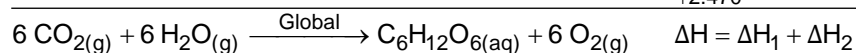
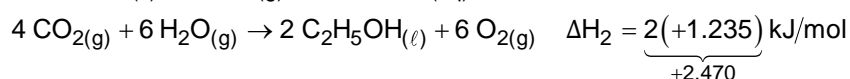
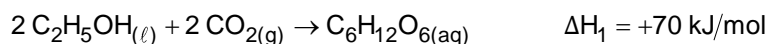
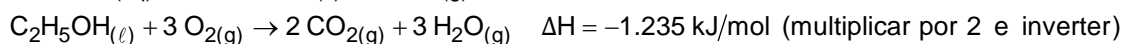
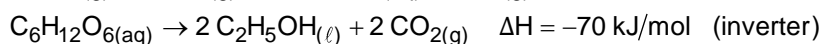
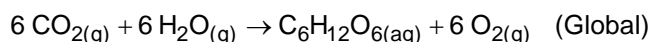
[A]



Resposta da questão 8:

[E]

Aplicando a lei de Hess, vem:



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

$$\Delta H = (+70 + 2.470) \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +2.540 \text{ kJ}$$

Resposta da questão 9:

[A]

Etapa I. Endotérmica, pois ao passar do estado sólido para o gasoso (sublimação), o sódio irá absorver energia.

Etapa II. Endotérmica, o gás cloro (Cl_2) absorve energia na sua atomização.

Etapa III. Endotérmica. Trata-se da ionização do sódio em fase gasosa, processo que absorve energia.

Etapa IV. Exotérmica. Formação do íon cloreto (Cl^-) em fase gasosa, a energia é liberada pela adição de um elétron a um átomo no estado gasoso (energia de ionização).

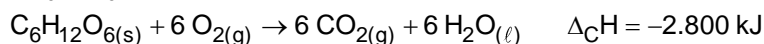
Etapa V. Exotérmica. Ocorre liberação de energia na formação do sal a partir de substâncias simples.

Resposta da questão 10:

[A]

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180$$

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 180 \text{ g/mol}$$



$$180 \text{ g} \xrightarrow{\hspace{10em}} 2.800 \text{ kJ} \times \frac{40}{100} \quad (\text{obtidos})$$

$$1 \text{ g} \xrightarrow{\hspace{10em}} \text{E}$$

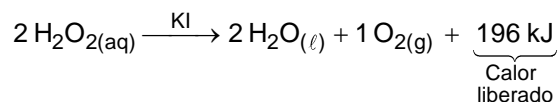
$$E = \frac{1 \text{ g} \times 2.800 \text{ kJ} \times \frac{40}{100}}{180 \text{ g}}$$

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

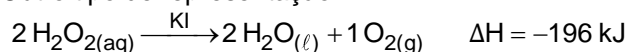
Resposta da questão 11:

[E]

Trata-se de uma reação que libera calor para o meio (196 kJ), portanto, exotérmica.



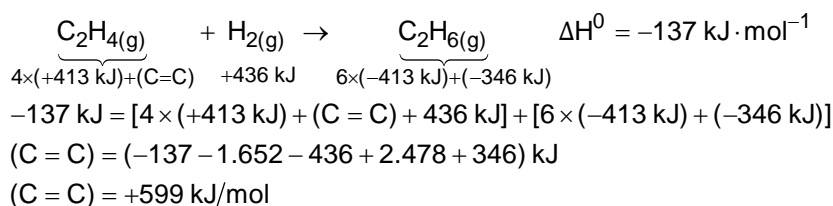
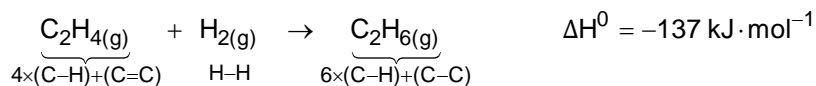
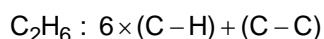
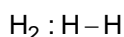
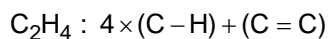
Outro tipo de representação:



$\Delta H < 0$ (reação exotérmica)

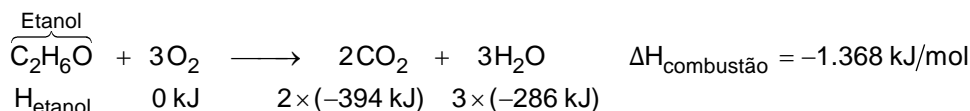
Resposta da questão 12:

[B]



Resposta da questão 13:

[D]



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

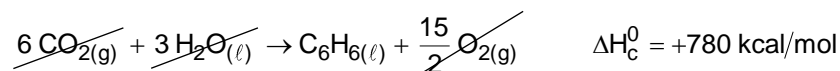
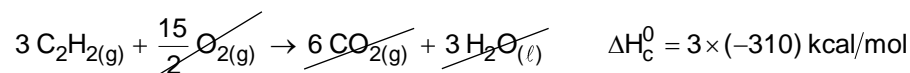
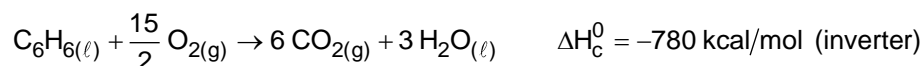
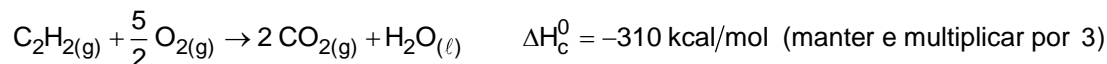
$$-1.368 \text{ kJ} = [2 \times (-394 \text{ kJ}) + 3 \times (-286 \text{ kJ})] - [H_{\text{etanol}} + 0 \text{ kJ}]$$

$$H_{\text{etanol}} = (1.368 - 788 - 858 + 0) \text{ kJ}$$

$$H_{\text{etanol}} = -278 \text{ kJ/mol}$$

Resposta da questão 14:

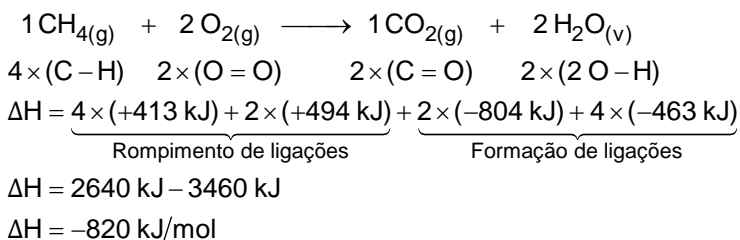
[B]



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

Resposta da questão 15:

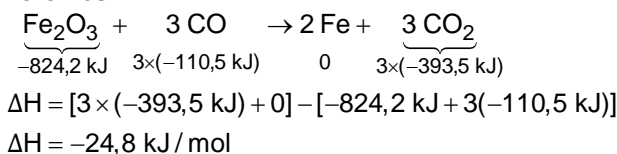
[A]



Resposta da questão 16:

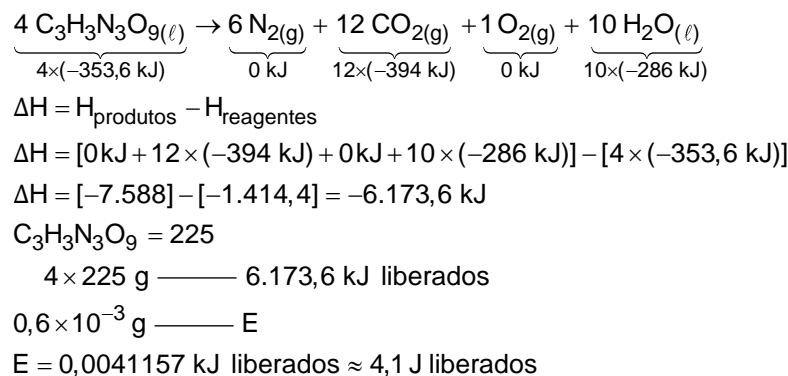
[B]

Teremos:



Resposta da questão 17:

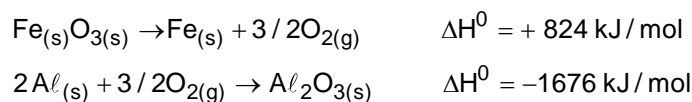
[A]



Resposta da questão 18:

[E]

Pode-se aplicar a Lei de Hess para determinar o valor da variação de entalpia da reação citada. Sendo assim, faz-se uma manipulação matemática das equações parciais para que, quando somadas, seja obtida a equação desejada. Observe:



Observação: A primeira equação foi invertida, invertendo-se também o sinal do ΔH^0 .

Assim, valor da variação de entalpia de $2 \text{Al}_{(\text{s})} + \text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{s})} \rightarrow 2 \text{Fe}_{(\text{s})} + \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{s})}$ é obtido pela somatória dos valores de ΔH^0 das equações acima:

$$\Delta H = +824 - 1676 = -852 \text{ kJ/mol.}$$