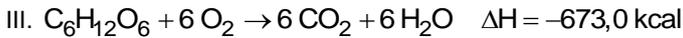
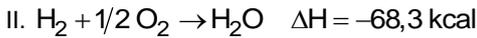
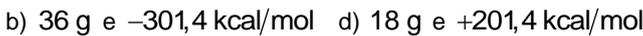
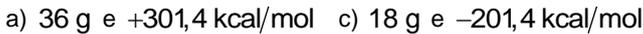


01. (Uece 2018) Considerando a equação de formação da glicose não balanceada $C + H_2 + O_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6$, atente às seguintes equações:

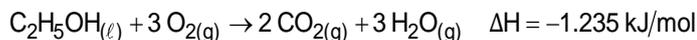
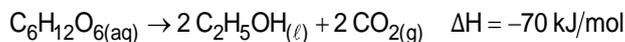
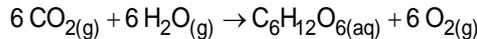


A massa de glicose formada a partir da reação de 14,4 g de carbono e sua entalpia de formação em kcal/mol serão, respectivamente,

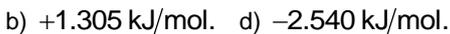
Dados: C = 12; H = 1; O = 16.



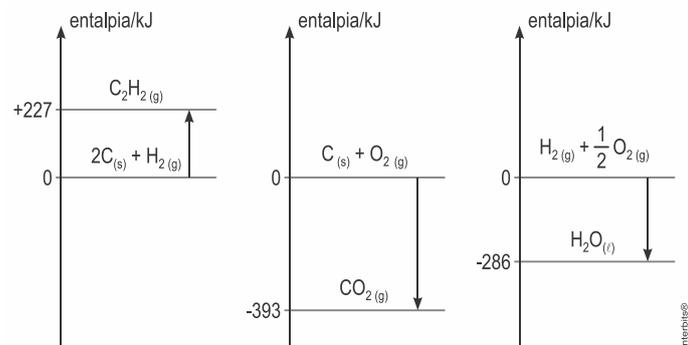
02. (Fuvest 2018) A energia liberada na combustão do etanol de cana-de-açúcar pode ser considerada advinda da energia solar, uma vez que a primeira etapa para a produção do etanol é a fotossíntese. As transformações envolvidas na produção e no uso do etanol combustível são representadas pelas seguintes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



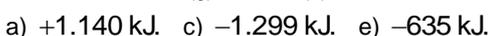
Com base nessas informações, podemos afirmar que o valor de ΔH para a reação de fotossíntese é



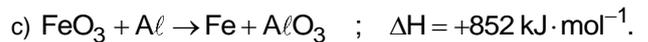
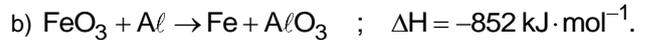
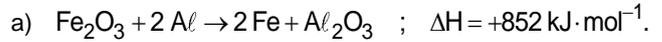
03. (Unesp 2018) Analise os três diagramas de entalpia.



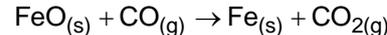
O ΔH da combustão completa de 1 mol de acetileno, $C_2H_2(g)$, produzindo $CO_{2(g)}$ e $H_2O_{(l)}$ é



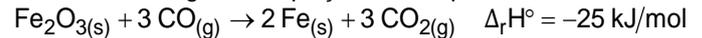
04. (Unicamp 2018) Em 12 de maio de 2017 o Metrô de São Paulo trocou 240 metros de trilhos de uma de suas linhas, numa operação feita de madrugada, em apenas três horas. Na solda entre o trilho novo e o usado empregou-se uma reação química denominada térmica, que permite a obtenção de uma temperatura local de cerca de 2.000 °C. A reação utilizada foi entre um óxido de ferro e o alumínio metálico. De acordo com essas informações, uma possível equação termoquímica do processo utilizado seria



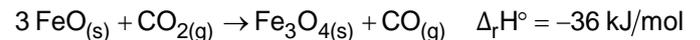
05. (Enem 2017) O ferro é encontrado na natureza na forma de seus minérios, tais como a hematita ($\alpha - Fe_2O_3$), a magnetita (Fe_3O_4) e a wustita (FeO). Na siderurgia, o ferro-gusa é obtido pela fusão de minérios de ferro em altos fornos em condições adequadas. Uma das etapas nesse processo é a formação de monóxido de carbono. O CO (gasoso) é utilizado para reduzir o FeO (sólido), conforme a equação química:



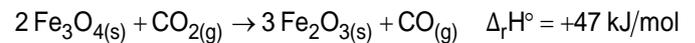
Considere as seguintes equações termoquímicas:



de Fe_2O_3

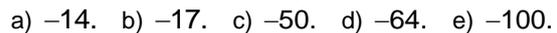


de CO_2

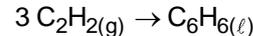


de CO_2

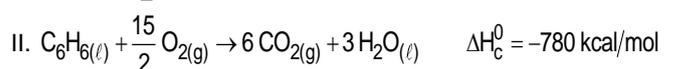
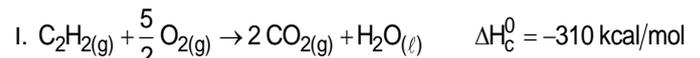
O valor mais próximo de $\Delta_r H^\circ$, em kJ/mol de FeO, para a reação indicada do FeO (sólido) com o CO (gasoso) é



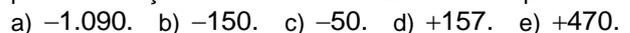
06. (Enem 2016) O benzeno, um importante solvente para a indústria química, é obtido industrialmente pela destilação do petróleo. Contudo, também pode ser sintetizado pela trimerização do acetileno catalisada por ferro metálico sob altas temperaturas, conforme a equação química:



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



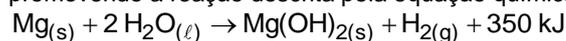
A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal, para a formação de um mol de benzeno é mais próxima de



07. (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

- redução sofrida pelo oxigênio, que é uma reação exotérmica.
- oxidação sofrida pelo magnésio, que é uma reação exotérmica.
- redução sofrida pelo magnésio, que é uma reação endotérmica.
- oxidação sofrida pelo hidrogênio, que é uma reação exotérmica.
- redução sofrida pelo hidrogênio, que é uma reação endotérmica.

08. (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	$\Delta H_{\text{C}}^{\circ}$ 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 1 g/mol, 12 g/mol e 16 g/mol, respectivamente.

Qual combustível apresenta maior liberação de energia por grama?

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

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

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

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

- +278 kJ · mol⁻¹
- +3.014 kJ · mol⁻¹
- +1.646 kJ · mol⁻¹
- 278 kJ · mol⁻¹
- 3.014 kJ · mol⁻¹

10. (Uffj-pism 2 2017) Os alimentos ao serem consumidos são digeridos e metabolizados liberando energia química. Uma barra de cereal *light* de avelã com chocolate, que contém 77% de

carboidratos, 4% de proteínas e 7% de lipídios, é um dos alimentos utilizados para adquirir energia, uma vez que a energia de combustão das proteínas e dos carboidratos é de 4 kcal g^{-1}

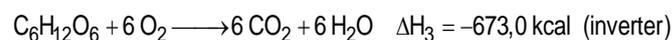
e, dos lipídios é de 9 kcal g^{-1} .

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

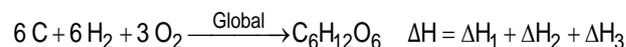
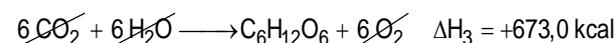
- 3,87 kcal.
- 7,37 kcal.
- 162,1 kcal.
- 85,1 kcal.
- 387,0 kcal.

GABARITO:

Resposta da questão 1: [B]



Aplicando a lei de Hess:



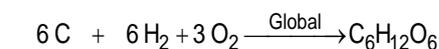
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H = 6 \times (-94,1) \text{ kcal} + 6 \times (-68,3) \text{ kcal} + 673,0 \text{ kcal}$$

$$\Delta H = -301,4 \text{ kcal/mol}$$

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

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



$$6 \times 12 \text{ g} \text{ ————— } 180 \text{ g}$$

$$14,4 \text{ g} \text{ ————— } m_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}$$

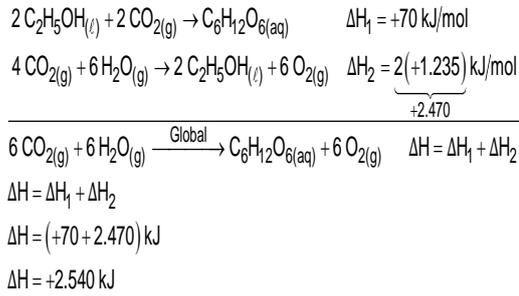
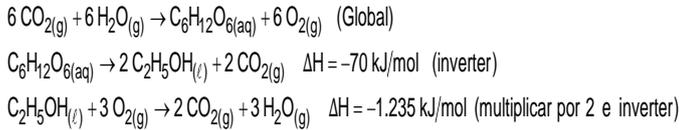
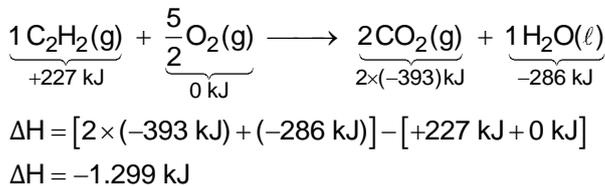
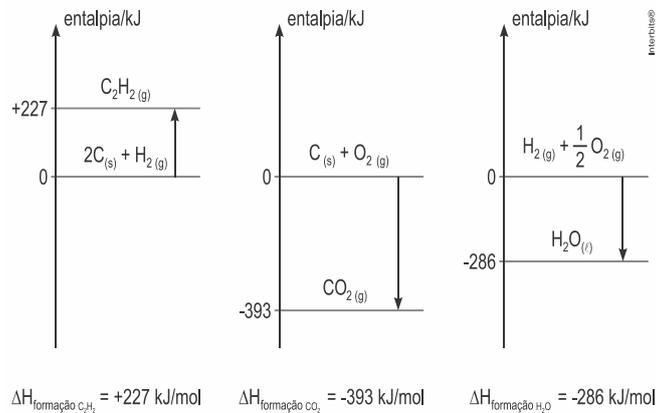
$$m_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{14,4 \text{ g} \times 180 \text{ g}}{6 \times 12 \text{ g}}$$

$$m_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 36 \text{ g}$$

Resposta da questão 2: [E]

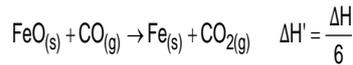
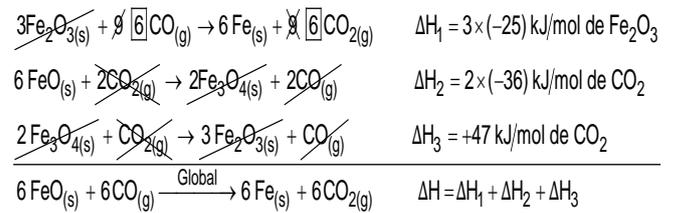
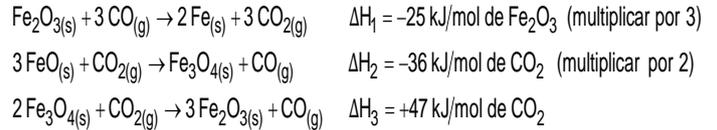
Aplicando a lei de Hess, vem:



**Resposta da questão 3: [C]****Resposta da questão 4: [D]**

Trata-se de uma reação aluminotérmica na qual o alumínio é oxidado por outro metal.

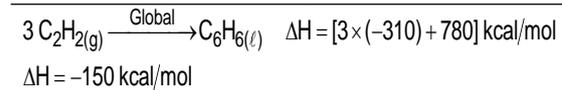
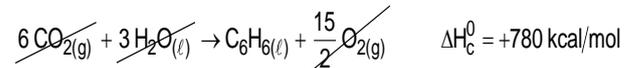
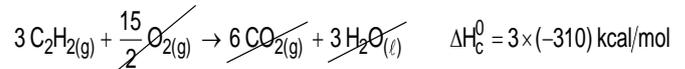
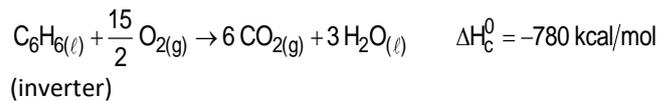
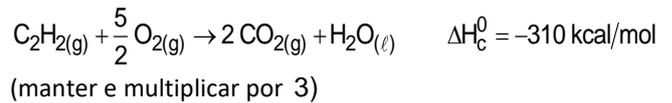
Esta reação é exotérmica ($\Delta H < 0$) e libera muito calor.

**Resposta da questão 5: [B]**

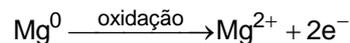
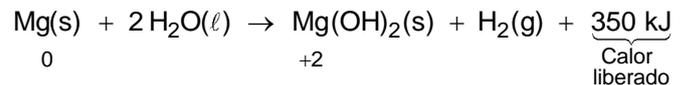
$$\Delta H' = \frac{\Delta H}{6} = \frac{[3 \times (-25) + 2 \times (-36) + 47] \text{ kJ}}{6}$$

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

O valor mais próximo é -17 kJ.

Resposta da questão 6: [B]**Resposta da questão 7: [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 8: [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 ($\text{CH}_4 = 16$):

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

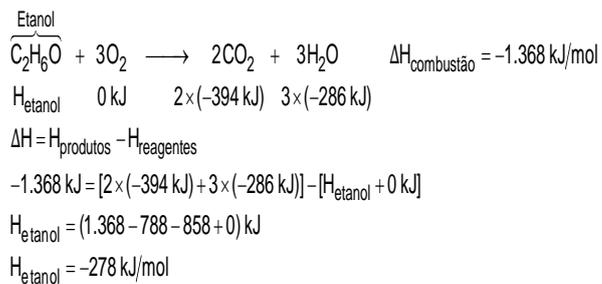
Para o metanol ($\text{CH}_3\text{O} = 31$):

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

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 9: [D]



Resposta da questão 10: [D]

1 barra $\left\{ \begin{array}{l} 77\% \text{ de carboidratos} \\ 4\% \text{ de prote\u00ednas} \\ 7\% \text{ de lip\u00eddeos} \end{array} \right.$

Quantidade energ\u00e9tica:

carboidrato: 4 kcal/g

prote\u00ednas: 4 kcal/g

lip\u00eddeos: 9 kcal/g

$$22 \text{ g} \left\{ \begin{array}{l} 77\% = 16,94 \text{ g de carboidratos } (\times 4) = 67,76 \text{ kcal} \\ 4\% = 0,88 \text{ g de prote\u00ednas } (\times 4) = 3,52 \text{ kcal} \\ 7\% = 1,54 \text{ g de lip\u00eddeos } (\times 9) = 13,86 \text{ kcal} \end{array} \right.$$

$$67,76 + 3,52 + 13,86 = 85,14 \text{ kcal}$$



