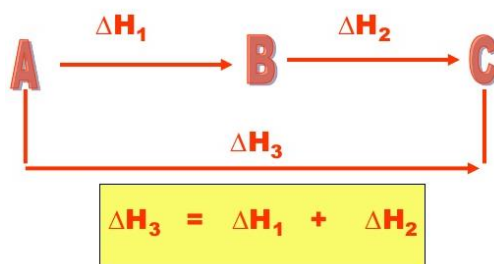


Lei de Hess e Entalpia de ligação

Resumo

Lei de Hess

Em meados do século XIX o químico Germain Hess descobriu que a variação de entalpia (ΔH) de uma reação química dependia apenas do estado inicial e do estado final da reação.



Observe que a entalpia envolvida na transformação de A para C independe se a reação foi realizada em uma única etapa ($A \rightarrow C$), ou em várias etapas ($A \rightarrow B \rightarrow C$).

A partir deste conceito chegamos à conclusão de que é possível calcular a variação de entalpia de uma reação através dos calores das reações intermediárias.

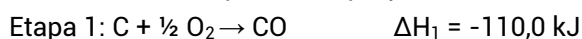
Exemplo:

A reação de combustão completa do carbono é representada por:



Sendo esta a sua reação global com valor de ΔH desconhecido.

Porém, sabemos que esta equação acontece em duas etapas:



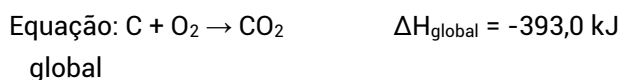
Portanto, conhecendo os valores de ΔH das reações intermediárias, é possível chegar ao valor de ΔH da nossa equação global, somando estas equações intermediárias e cortando os reagentes com produtos iguais de reações distintas:



+



=



Obs.: Repare que a reação global formada pelo somatório das etapas tem que ser idêntica a reação global dada pela questão.

Entalpia de Ligação

Imagine dois átomos ligados e no estado gasoso. A quebra da ligação que une estes dois átomos sempre envolverá absorção de energia, e a união destes dois átomos sempre envolverá liberação de energia. Os processos de união e quebra são opostos, mas sempre envolverão a mesma quantidade de energia quando estivermos falando da mesma ligação.

A energia de ligação é a energia necessária para quebrar 1 mol de ligações no estado gasoso.

Ligação	Energia de ligação(kJ)
H - H	436
C - H	412
Cl - Cl	242
Cl - H	431

Sendo assim, é possível determinar a variação de entalpia de qualquer reação se forem conhecidas as energias de todas as ligações nas substâncias envolvidas.

Basta escrever a reação em duas etapas:

- Quebra de todas as ligações dos reagentes, com variação de entalpia igual à soma de todas as energias de ligação;
- Formação das ligações dos produtos, desta vez **liberando** a energia correspondente à soma das energias de ligação dos produtos.

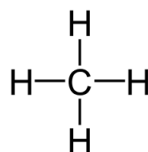
A soma das variações de entalpia nestas duas etapas fornecerá a variação de entalpia global da reação completa.

PSIU!!

- Ligação dos reagentes é quebrada = absorve calor, sinal positivo.
- Ligação dos produtos é formada = libera calor, sinal negativo.

Exemplo 1:

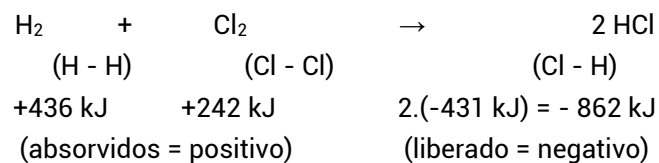
Energia de ligação do composto CH₄



$$4.(C - H) = 4 \cdot 412 = 1648 \text{ kJ}$$

Exemplo 2:

Qual a variação de entalpia(ΔH) da reação abaixo?



Energia dos reagentes = $+435 + 242 = +677 \text{ kJ}$

Energia dos produtos = -862 kJ

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

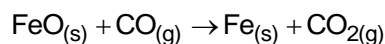
$$\Delta H = +677 \text{ kJ} + (-862 \text{ kJ})$$

$$\Delta H = -184 \text{ kJ} = \text{reação exotérmica}$$

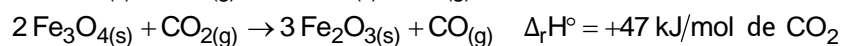
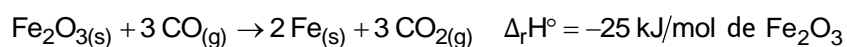
Quer ver este material pelo Dex? Clique [aqui](#)

Exercícios

1. O ferro é encontrado na natureza na forma de seus minérios, tais como a hematita ($\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$), 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:

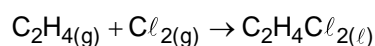


O valor mais próximo de $\Delta_r H^\circ$, em kJ/mol de FeO , para a reação indicada do FeO (sólido) com o CO (gasoso) é

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

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

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



Disponível em: <<http://laboratorios.cetesb.sp.gov.br/wp-content/uploads/sites/47/2013/11/dicloroetano.pdf>>. Acesso em: 3 set. 15. (Adaptado.)

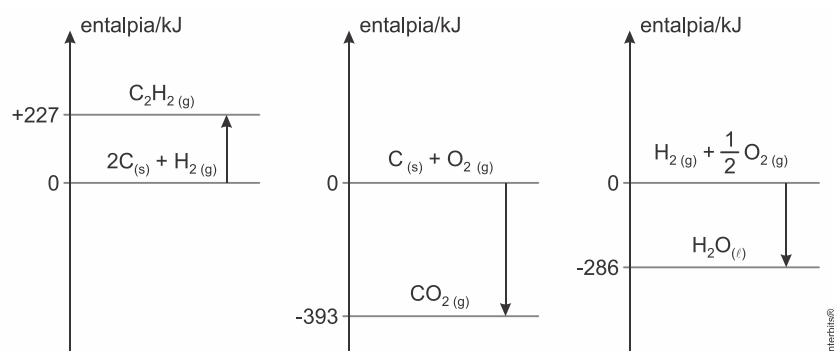
Dados:

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

A variação de entalpia da reação acima é igual a

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

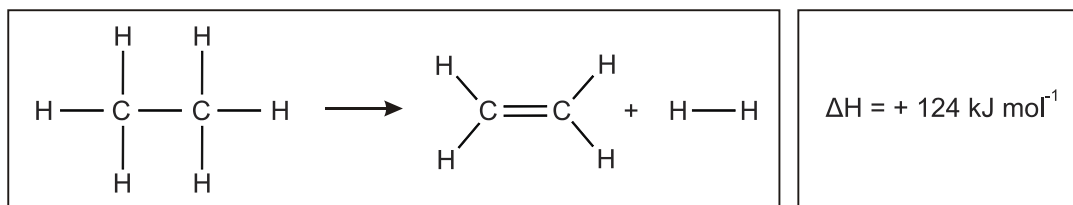
3. Analise os três diagramas de entalpia.



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.

4. Uma alimentação saudável, com muitas frutas, traz incontáveis benefícios à saúde e ao bem-estar. Contudo, a ingestão de fruta verde deixa um sabor adstringente na boca. Por isso, o gás eteno é utilizado para acelerar o amadurecimento das frutas, como a banana. Industrialmente, o eteno é obtido pela desidrogenação do etano, em altas temperaturas (500 °C) e na presença de um catalisador (óxido de vanádio), conforme mostrado na reação a seguir

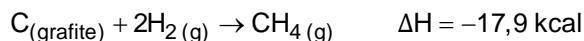
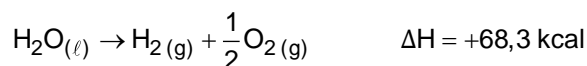
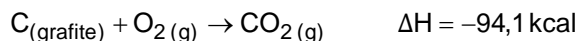


Energia de ligação (kJ mol ⁻¹)	
Ligação	Energia
C – H	412
C – C	348
C = C	612

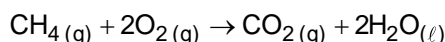
O valor absoluto da energia de ligação H–H em kJ mol⁻¹, é, aproximadamente,

- a) 124.
- b) 436.
- c) 684.
- d) 872.
- e) 1368.

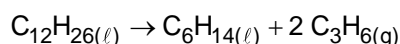
5. Um dos maiores problemas do homem, desde os tempos pré-históricos, é encontrar uma maneira de obter energia para aquecê-lo nos rigores do inverno, acionar e desenvolver seus artefatos, transportá-lo de um canto a outro e para a manutenção de sua vida e lazer. A reação de combustão é uma maneira simples de se obter energia na forma de calor. Sobre a obtenção de calor, considere as equações a seguir.



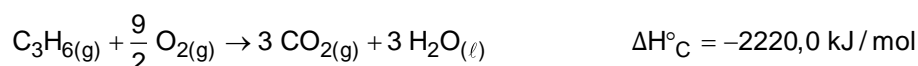
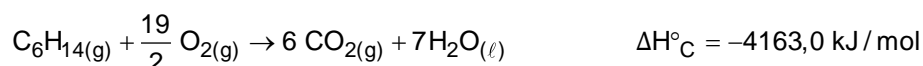
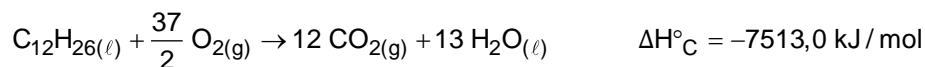
Assinale a alternativa que apresenta, corretamente, o valor do calor de combustão (ΔH) do metano (CH_4) na equação a seguir.



- a) $-212,8 \text{ kcal}$
b) $-144,5 \text{ kcal}$
c) $-43,7 \text{ kcal}$
d) $+144,5 \text{ kcal}$
e) $+212,8 \text{ kcal}$
6. O craqueamento (craking) é a denominação técnica de processos químicos na indústria por meio dos quais moléculas mais complexas são quebradas em moléculas mais simples. O princípio básico desse tipo de processo é o rompimento das ligações carbono-carbono pela adição de calor e/ou catalisador. Um exemplo da aplicação do craqueamento é a transformação do dodecano em dois compostos de menor massa molar, hexano e propeno (propileno), conforme exemplificado, simplificadaamente, pela equação química a seguir:



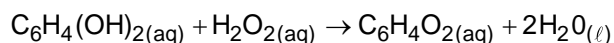
São dadas as equações termoquímicas de combustão completa, no estado-padrão para três hidrocarbonetos:



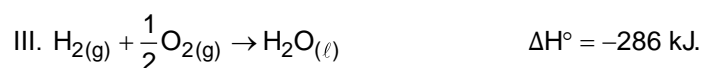
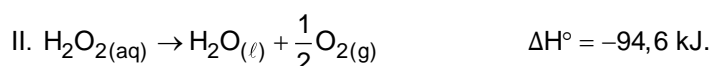
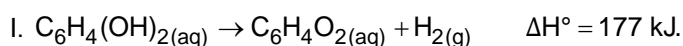
Utilizando a Lei de Hess, pode-se afirmar que o valor da variação de entalpia-padrão para o craqueamento do dodecano em hexano e propeno, será

- a) $-13896,0 \text{ kJ/mol}$.
b) $-1130,0 \text{ kJ/mol}$.
c) $+1090,0 \text{ kJ/mol}$.
d) $+1130,0 \text{ kJ/mol}$.
e) $+13896,0 \text{ kJ/mol}$.

7. Um inseto conhecido como besouro bombardeiro consegue afugentar seus predadores lançando sobre eles um “aerossol químico”, um vapor na forma de fina névoa. Esse aerossol resulta de uma reação química entre as substâncias hidroquinona, $C_6H_4(OH)_2$, e o peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , catalisada por uma enzima. Além do efeito térmico da reação, a quinona, $C_6H_4O_2$, produzida atua como repelente contra outros insetos e animais. A reação de formação do aerossol químico pode ser representada pela equação:



Considere as reações representadas pelas equações I, II e III:



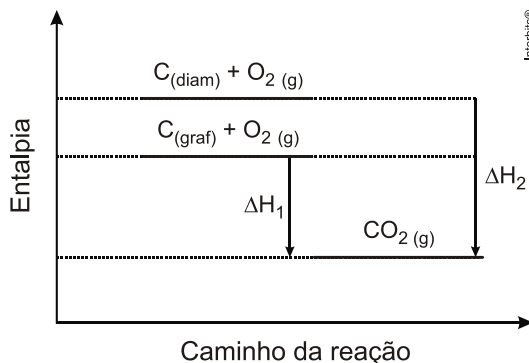
Relacionando as equações I, II e III, pode-se afirmar que, para afugentar os predadores, o besouro bombardeiro libera uma quantidade de calor equivalente a

- a) 557,6 kJ.
 - b) 203,6 kJ.
 - c) 368,4 kJ.
 - d) 407,2 kJ.
 - e) 468,3 kJ.
8. Com base no seguinte quadro de entalpias de ligação, assinale a alternativa que apresenta o valor da entalpia de formação da água gasosa.

Ligação	Entalpia ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
H – O	464
H – H	436
O = O	498
O – O	134

- a) $-243 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- b) $-134 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- c) $+243 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- d) $+258 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- e) $+1.532 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

9. A alotropia dos elementos químicos afeta a entalpia da reação. Duas das formas alotrópicas do carbono são o grafite e o diamante. Observe o diagrama de entalpia a seguir.



Dados:

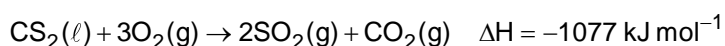
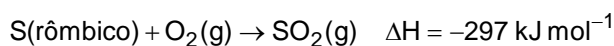
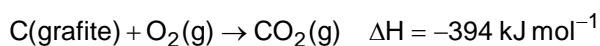
$$\Delta H_1 = -393,1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_2 = -395,0 \text{ kJ/mol}$$

Ante o exposto, conclui-se que a conversão de diamante em grafite envolve

- absorção de 1,9 kJ/mol.
- liberação de 1,9 kJ/mol.
- absorção de 788 kJ/mol.
- liberação de 788 kJ/mol.
- absorção de 395 kJ/mol.

10. Observe, a seguir, algumas equações termoquímicas:



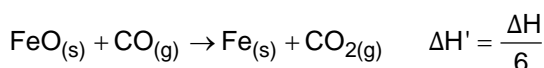
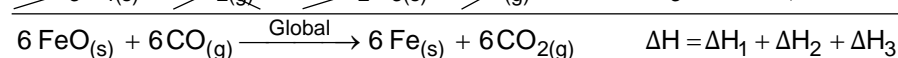
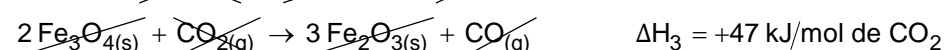
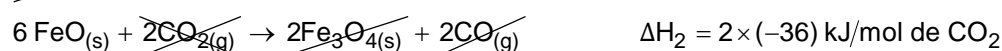
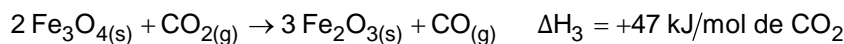
Com base nas informações anteriores, complete as lacunas, tornando a afirmação a seguir verdadeira.

A entalpia de formação do $\text{CS}_2(\ell)$, a partir de seus elementos formadores, tem $\Delta H = \underline{\hspace{2cm}}$, sendo, portanto, uma reação $\underline{\hspace{2cm}}$.

- +89 kJ mol⁻¹, endotérmica.
- +389 kJ mol⁻¹, endotérmica.
- +1768 kJ mol⁻¹, endotérmica.
- 1768 kJ mol⁻¹, exotérmica.
- 2065 kJ mol⁻¹, exotérmica.

Gabarito

1. B

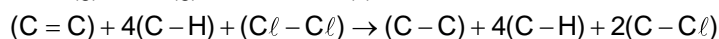
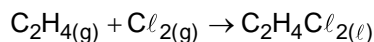


$$\Delta H' = \frac{\Delta H}{6} = \frac{[3 \times (-25) + 2 \times (-36) + 47] \text{ kJ}}{6}$$

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

O valor mais próximo é -17 kJ.

2. A



$$614,2 + 1653,6 + 242,6 \rightarrow 346,8 + 1653,6 + 654,4$$

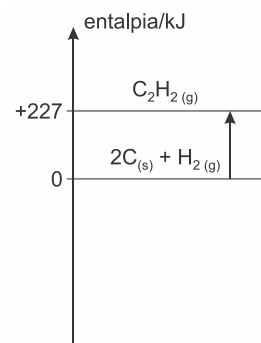
$$(2.510,4) \rightarrow (2.654,8)$$

$$+2.510,4 \text{ kJ (absorvido)} \rightarrow +2.654,8 \text{ kJ (liberado)}$$

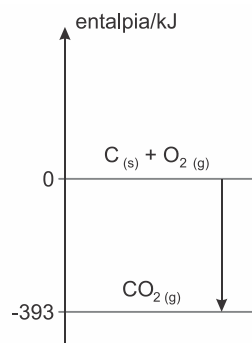
$$\Delta H = 2.510,4 - 2.654,8$$

$$\Delta H = -144,4 \text{ kJ}$$

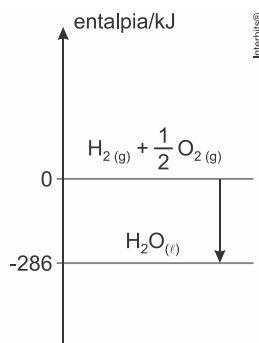
3. C



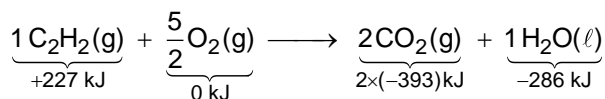
$$\Delta H_{\text{formação C}_2\text{H}_6} = +227 \text{ kJ/mol}$$



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



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

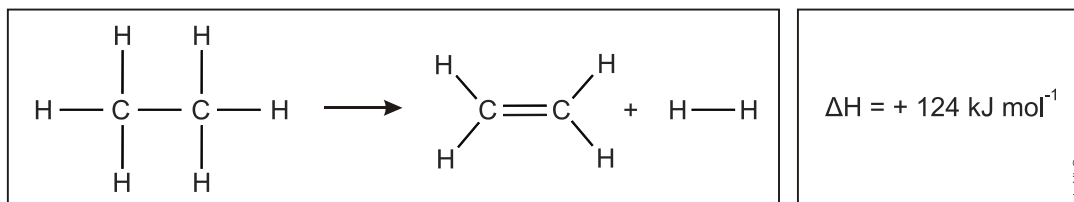


$$\Delta H = [2 \times (-393 \text{ kJ}) + (-286 \text{ kJ})] - [+227 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}]$$

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

4. B

A partir da análise das energias de ligação, teremos:



$$\Delta H = +[6(\text{C}-\text{H}) + (\text{C}-\text{C})] - [4(\text{C}-\text{H}) - (\text{C}=\text{C}) - (\text{H}-\text{H})]$$

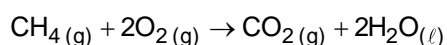
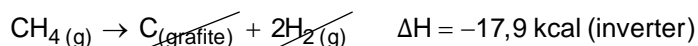
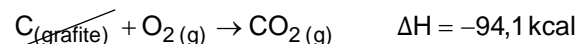
$$\Delta H = 2(\text{C}-\text{H}) + (\text{C}-\text{C}) - (\text{C}=\text{C}) - (\text{H}-\text{H})$$

$$+124 = 2(412) + (348) - (612) - (\text{H}-\text{H})$$

$$(\text{H}-\text{H}) = -124 + 2(412) + (348) - (612)$$

$$(\text{H}-\text{H}) = +436 \text{ kJ/mol}$$

5. A

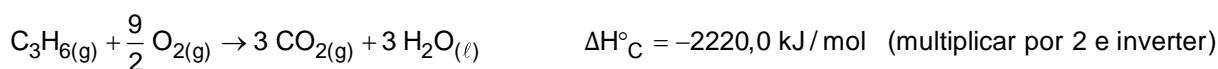
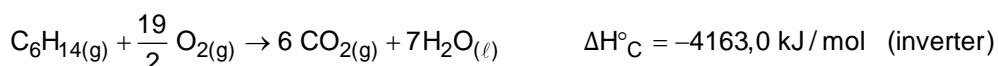
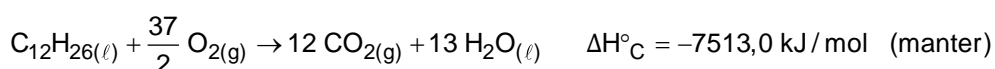


De acordo com a Lei de Hess, a variação de entalpia final corresponde ao somatório das variações de entalpias das reações intermediárias, assim teremos:

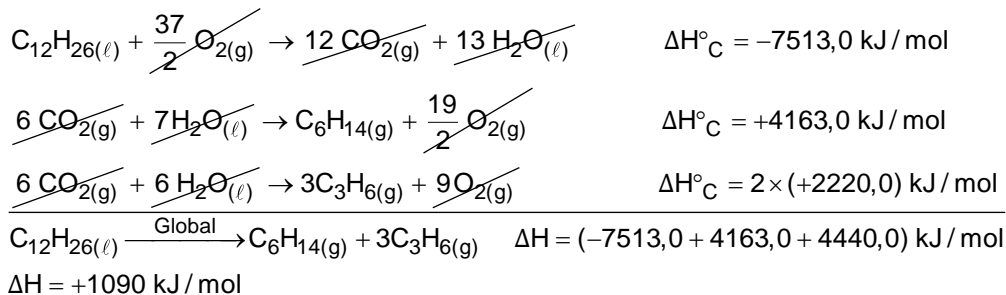
$$-94,1 - 2 \cdot (68,3) + 17,9 = -212,8 \text{ Kcal}$$

6. C

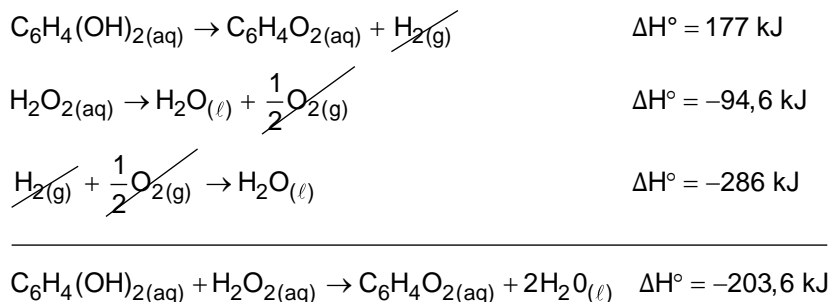
Teremos:



Então,

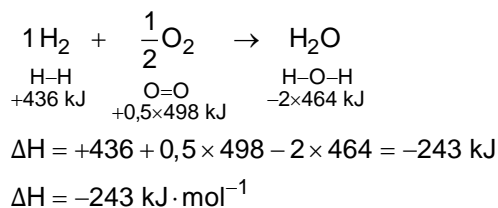


7. B



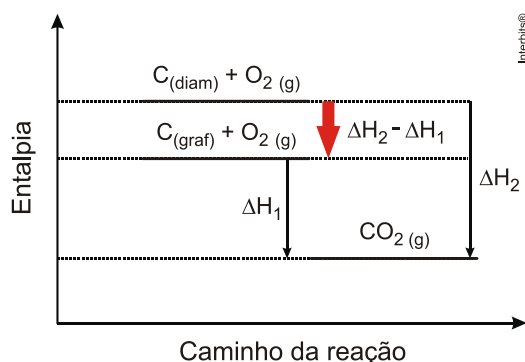
8. A

Cálculo da entalpia de formação da água gasosa:



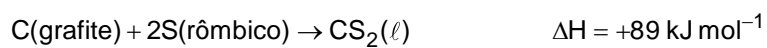
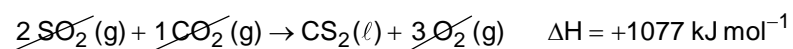
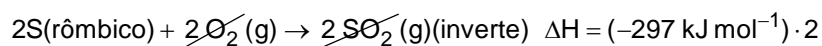
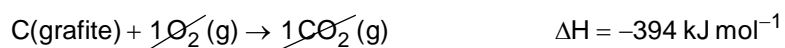
9. B

Teremos:



$$\Delta H_2 - \Delta H_1 = -395,0 - (-393,1) = -1,9 \text{ kJ (liberação de energia).}$$

10. A



Como $\Delta H > 0$, trata-se de uma reação endotérmica.