

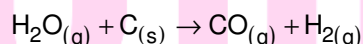
Lista de exercícios - Bloco 2 - Aula 14 - Termoquímica (Lei de Hess)

1. (Ufg 2014) A variação de entalpia (ΔH) é uma grandeza relacionada à variação de energia que depende apenas dos estados inicial e final de uma reação. Analise as seguintes equações químicas:

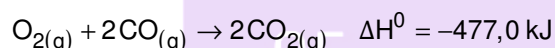
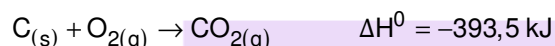
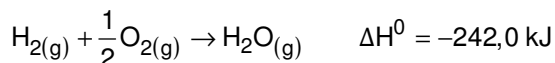
- i) $C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(\ell)$ $\Delta H^\circ = -2.220 \text{ kJ}$
 ii) $C(\text{grafite}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H^\circ = -394 \text{ kJ}$
 iii) $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(\ell)$ $\Delta H^\circ = -296 \text{ kJ}$

Ante o exposto, determine a equação global de formação do gás propano e calcule o valor da variação de entalpia do processo.

2. (Uerj 2013) A equação química abaixo representa a reação da produção industrial de gás hidrogênio.

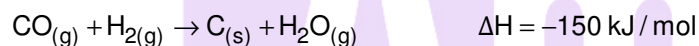


Na determinação da variação de entalpia dessa reação química, são consideradas as seguintes equações termoquímicas, a $25^\circ C$ e 1 atm :



Calcule a energia, em quilojoules, necessária para a produção de 1 kg de gás hidrogênio e nomeie o agente redutor desse processo industrial.

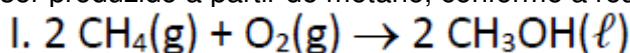
3. (Udesc 2013) Considere as seguintes reações e suas variações de entalpia, em kJ/mol.



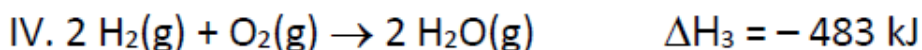
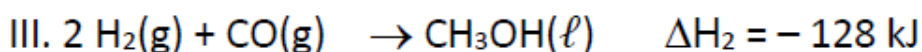
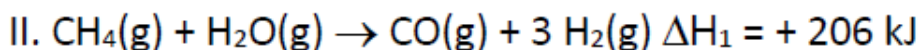
Pode-se afirmar que a variação de entalpia, para a combustão completa de 1 mol de $C(s)$, formando $CO_2(g)$, é

- a) -654 kJ/mol
 b) -504 kJ/mol
 c) $+504 \text{ kJ/mol}$
 d) $+654 \text{ kJ/mol}$
 e) -354 kJ/mol

4. (UFRJ-RJ) O metanol, um combustível líquido, tem sido utilizado como substituto da gasolina, e pode ser produzido a partir do metano, conforme a reação representada a seguir:

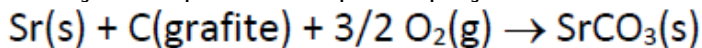


Dado que:

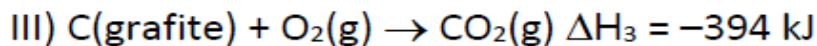
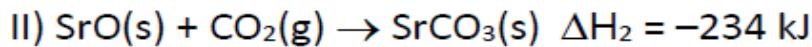
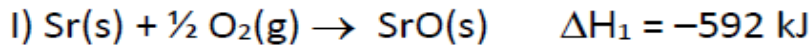


- a) Calcule a variação de entalpia (ΔH°) da reação I, a partir dos dados fornecidos.
 b) Determine o calor liberado na reação III, quando 280 gramas de monóxido de carbono são consumidos.

5. (FMTM-MG) A cor vermelha de certos fogos de artifício é devida ao carbonato de estrôncio, cuja formação é representada pela equação:



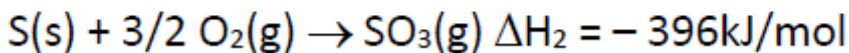
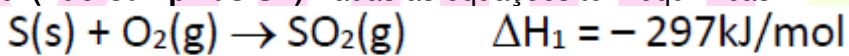
Sendo dados os ΔH°



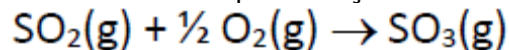
Pode-se afirmar que a entalpia de formação do carbonato de estrôncio, em kJ/mol, é:

- a) -628
- b) -986
- c) +986
- d) -1 220
- e) +1 220

6. (Puc-Campinas-SP) Dadas as equações termoquímicas:



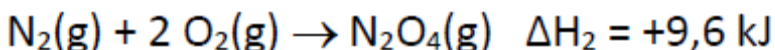
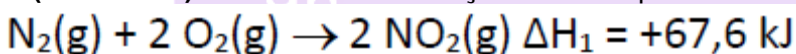
Pode-se concluir que a reação:



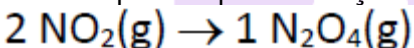
tem ΔH , em kJ/mol, igual a:

- a) +693 b) -693 c) +99,0 d) -99,0 e) +44,5

7. (Fuvest-SP) Com base nas variações de entalpia associadas às reações a seguir:

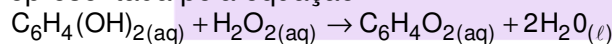


Pode-se prever que a variação de entalpia associada à reação de dimerização do NO_2 será igual a:

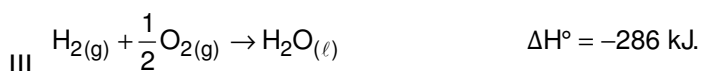
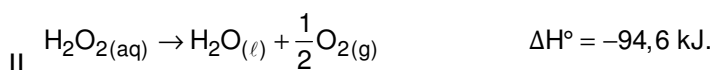
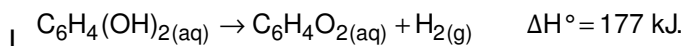


- a) -58,0 kJ b) +58,0 kJ c) -77,2 kJ d) +77,2 kJ e) +648 kJ

8. (Unimontes 2014) 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, $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2$, e o peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , catalisada por uma enzima. Além do efeito térmico da reação, a quinona, $\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2$, produzida atua como repelente contra outros insetos e animais. A reação de formação do aerossol químico pode ser representada pela equação:



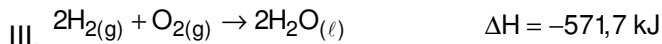
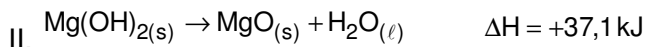
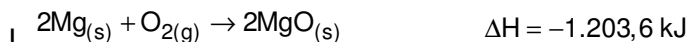
Considere as reações representadas pelas equações I, II e III:



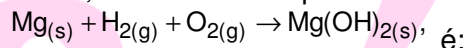
Relacionando as equações I, II e III, pode-se afirmar que, para afugentar os predadores, o besouro bombardeiro libera uma quantidade de calor equivalente a

- a) 557,6 kJ.
- b) 203,6 kJ.
- c) 368,4 kJ.
- d) 407,2 kJ.

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



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



a) $-1.849,5 \text{ kJ}$

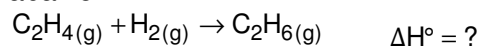
b) $+1.849,5 \text{ kJ}$

c) $-1.738,2 \text{ kJ}$

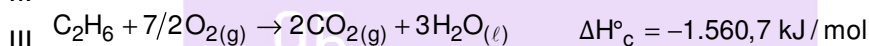
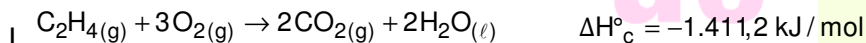
d) $-924,75 \text{ kJ}$

e) $+924,75 \text{ kJ}$

10. (Uepg 2014) Deseja-se determinar o valor de ΔH° da reação de hidrogenação do eteno, representada abaixo.



Para tanto, dispõem-se das seguintes entalpias-padrão de combustão:



Assim, utilizando a Lei de Hess para calcular o valor de ΔH° desejado, assinale o que for correto.

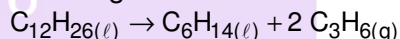
01) Deve-se multiplicar a reação I por 2.

02) Deve-se inverter a reação III.

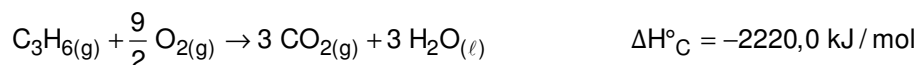
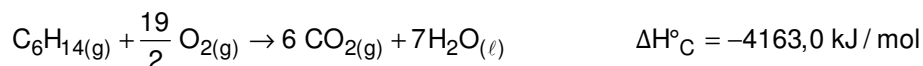
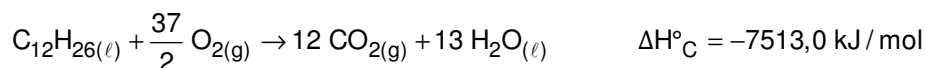
04) O valor do ΔH° desejado é $-136,3 \text{ kJ}$.

08) A reação de hidrogenação do eteno é endotérmica.

11. (Mackenzie 2014) O craqueamento (cracking) 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, simplificada, 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) $+13896,0 \text{ kJ/mol}$.