

Prof. Marcus Ennes

Prof. Felipe Garcia

Físico-química

UNIDADE 31: Termoquímica – Parte 2

Dentro do estudo da termoquímica há três formas de calcular a variação de entalpia (ΔH) para um processo. Através das entalpias de formação, da lei de Hess e das energias de ligação. Nesta parte abordaremos mais a fundo a lei de Hess, desenvolvida pelo químico e médico suíço Germain Henri Hess, que envolve a manipulação e soma de equações químicas intermediárias, bem como seus valores de ΔH , com o objetivo de chegar a uma reação única, que representa o processo como um todo, bem como calcular o valor para a sua variação de entalpia (ΔH).



Lei de Hess

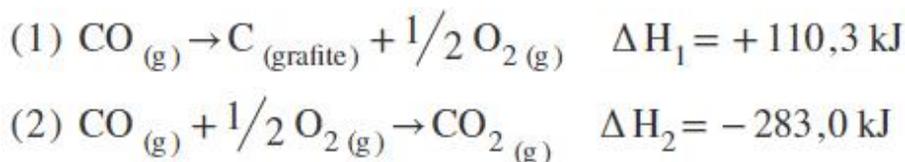
Trata-se de uma lei experimental que diz que a variação de entalpia para uma reação química depende apenas dos estados inicial e final. Também chamada de “lei da soma dos calores de reação”, a lei aborda uma forma de calcular a variação de entalpia para uma reação única, através das variações de entalpia das reações intermediárias.

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

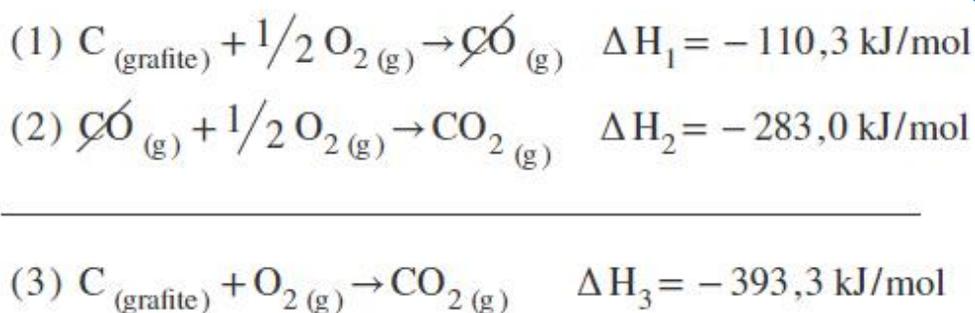
Temos que utilizar a estequiometria como base para a manipulação das equações intermediárias com o objetivo de chegar na equação global. Lembre-se que a energia envolvida no processo, seja endotérmico ($\Delta H > 0$) ou exotérmico ($\Delta H < 0$), é proporcional à quantidade de matéria envolvida. Observe um exemplo:



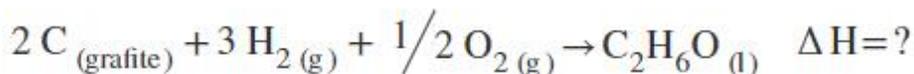
Deseja-se determinar a variação de entalpia para a reação acima. Foram fornecidas duas reações intermediárias, que devem ser manipuladas se necessário e somadas para se obter a reação global. Nesta soma tudo que está nos reagentes em uma equação soma-se com tudo que está nos reagentes na outra equação, e o mesmo ocorre com o que encontra-se nos produtos das duas reações. Caso haja alguma substância igual no reagente de uma reação e no produto da outra, o número de mols irá se subtrair. Seguem as equações químicas:



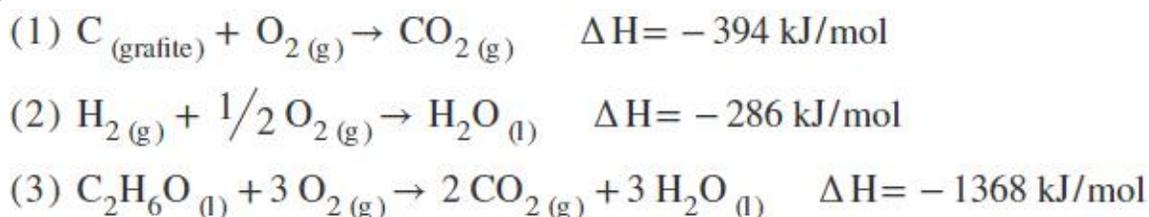
Neste caso será necessário inverter a equação (1), pois o carbono grafite está do lado dos reagentes na equação para a qual deseja-se calcular a variação de entalpia. Após inverter a equação (1) devemos somá-la à equação (2). Lembre-se que ao inverter a equação (1) o sinal para sua variação de entalpia também será invertido. Fazendo as operações teremos:



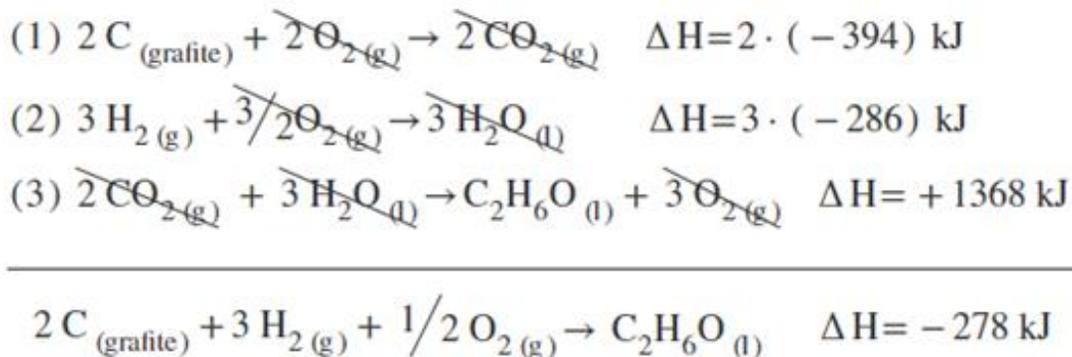
A equação (3) obtida corresponde a equação objetivada desde o início, e com a manipulação e soma foi possível simplificar 1 mol de monóxido de carbono (CO) nos produtos da equação (1) com 1 mol de CO nos reagentes da equação (2). Além disso somamos $(\frac{1}{2} + \frac{1}{2})$ mol de O_2 , pois ambos encontram-se nos reagentes das duas equações. Por fim obtivemos o valor para a variação de entalpia (ΔH_3), que é um somatório dos dois valores de ΔH (ΔH_1 e ΔH_2). Vamos a um segundo exemplo:



Deseja-se calcular a variação de entalpia para a reação acima. Para isso foram fornecidas três equações intermediárias, bem como os valores para suas respectivas variações de entalpia. Iremos manipular estas equações, bem como seus valores de ΔH , com o objetivo de chegar a equação acima:



Será necessário multiplicar a equação (1) por 2, bem como seu valor de ΔH , pois há 2 mol de $C_{(\text{grafite})}$ nos reagentes da reação global. Também será necessário multiplicar a equação (2) por 3, bem como seu valor de ΔH , pois há 3 mol de $H_{2(g)}$ nos reagentes da reação global. O etanol (C_2H_6O) encontra-se nos produtos da reação global, então será necessário inverter a equação (3), invertendo também o sinal de seu ΔH . Com isso teremos:



A equação obtida é a equação objetivada inicialmente, e foi possível simplificar 2 mol de $CO_{2(g)}$, 3 mol de $H_2O_{(l)}$ e 3 mol de $O_{2(g)}$. Como o lado dos reagentes apresentava $(2 + 3/2) = 3,5$ mol de $O_{2(g)}$, e o lado dos produtos apresentava 3 mol de $O_{2(g)}$, após a subtração restou $1/2$ mol de $O_{2(g)}$ nos reagentes. Também foi possível calcular o valor de ΔH para a equação global.

NOTAS:



1) O etanol (C_2H_6O) pode ser produzido em laboratório por meio da hidratação do etileno (C_2H_4), conforme a equação:



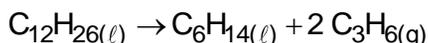
A entalpia dessa reação pode ser calculada por meio da Lei de Hess, utilizando-se as equações:



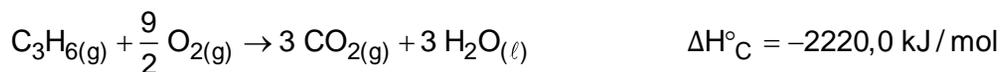
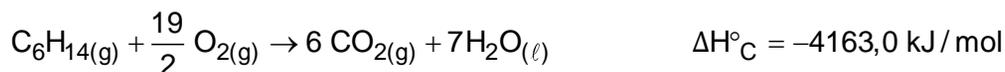
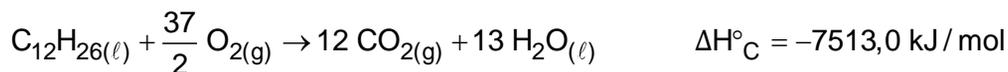
Com base nas informações fornecidas, a produção de 10 mol de etanol

- a) absorve 2689 kJ de energia.
- b) libera 45 kJ de energia.
- c) libera 450 kJ de energia.
- d) absorve 450 kJ de energia.
- e) libera 2689 de energia.

2) 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:



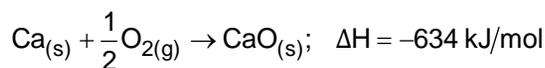
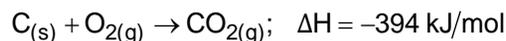
São dadas as equações termoquímicas de combustão completa, no estado-padrão para três hidrocarbonetos:



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 kJ/mol.
- b) -1130,0 kJ/mol.
- c) +1090,0 kJ/mol.
- d) +1130,0 kJ/mol.
- e) +13896,0 kJ/mol.

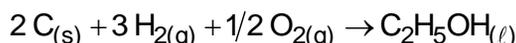
3) Analise as equações termoquímicas.



A partir dessas equações, pode-se prever que o ΔH da reação de decomposição do calcário que produz cal viva (cal virgem) e dióxido de carbono seja igual a

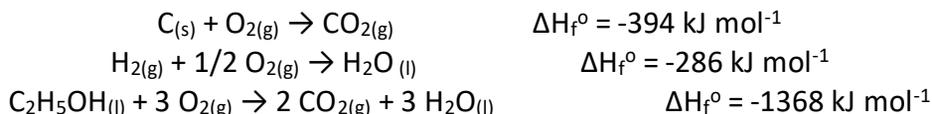
- a) +573 kJ/mol.
- b) +1601 kJ/mol.
- c) -2235 kJ/mol.
- d) -1028 kJ/mol.
- e) +179 kJ/mol.

4) A reação de formação do etanol é definida abaixo.



Embora essa reação, tal como está escrita, não possa ser realizada em laboratório, pode-se calcular seu efeito térmico, mediante uma combinação adequada de outras reações.

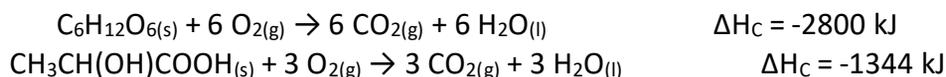
Usando as reações abaixo,



a entalpia da reação de formação do etanol, em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ é

- a) -2048.
- b) -1368.
- c) -278.
- d) +394.
- e) +2048.

5) 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 lático. As equações termoquímicas para a combustão da glicose e do ácido lático são, respectivamente, mostradas a seguir:



O processo anaeróbico é menos vantajoso energeticamente porque

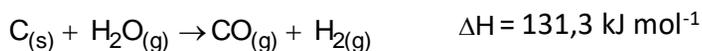
- a) libera 112 kJ por mol de glicose.
- b) libera 467 kJ por mol de glicose.

- c) libera 2688 kJ por mol de glicose.
- d) absorve 1344 kJ por mol de glicose.
- e) absorve 2800 kJ por mol de glicose.

6) O gás metano pode ser utilizado como combustível, como mostra a equação 1:



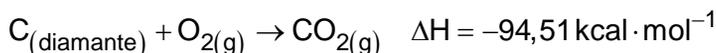
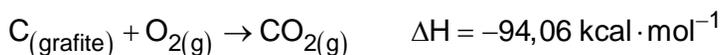
Utilizando as equações termoquímicas abaixo, que julgar necessário, e os conceitos da Lei de Hess, obtenha o valor de entalpia da equação 1.



O valor da entalpia da equação 1, em kJ, é

- a) -704,6
- b) -725,4
- c) -802,3
- d) -524,8
- e) -110,5

7) A fabricação de diamantes pode ser feita, comprimindo-se grafite a uma temperatura elevada, empregando-se catalisadores metálicos, como o tântalo e o cobalto. As reações de combustão desses dois alótropos do carbono são mostradas a seguir.



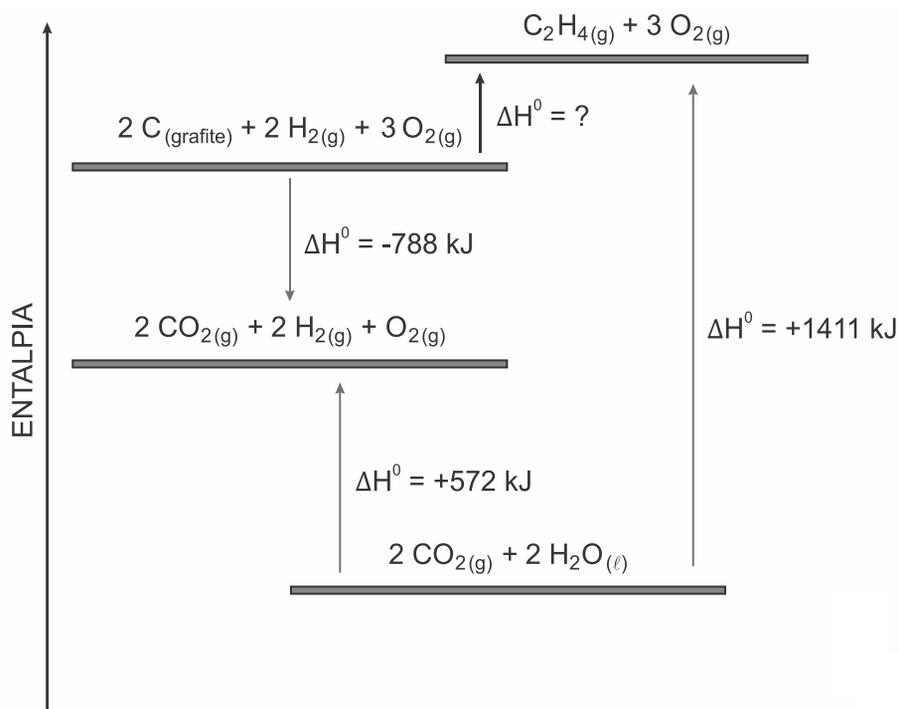
Com base nas reações acima, considere as seguintes afirmações:

- I. De acordo com a Lei de Hess, a variação de entalpia da transformação do $\text{C}_{(\text{grafite})}$ em $\text{C}_{(\text{diamante})}$ é $-0,45 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- II. A queima de 1 mol de $\text{C}_{(\text{diamante})}$ libera mais energia do que a queima de 1 mol de $\text{C}_{(\text{grafite})}$.
- III. A formação de $\text{CO}_{2(g)}$ é endotérmica em ambos os processos.

Assinale a alternativa CORRETA.

- a) Todas as afirmações estão corretas.
- b) Somente I e II estão corretas.
- c) Somente I e III estão corretas.
- d) Somente II e III estão corretas.
- e) Somente a afirmação II está correta.

8) O etileno ou eteno (C_2H_4), gás produzido naturalmente em plantas e responsável pelo amadurecimento de frutos, pode ser obtido por “caminhos” diferentes, conforme explicitado no diagrama da Lei de Hess abaixo. A Lei de Hess, uma lei experimental, calcula a variação de entalpia (quantidade de calor absorvido ou liberado) considerando, apenas, os estados inicial e final de uma reação química. Analise o diagrama, calcule a entalpia (ΔH°) envolvida na reação $2 C_{(grafite)} + 2 H_{2(g)} + 3 O_{2(g)} \rightarrow C_2H_{4(g)} + 3 O_{2(g)}$ e assinale a alternativa que apresenta o valor CORRETO para o ΔH° da reação.



- a) -1627 kJ
- b) -51 kJ
- c) +1195 kJ
- d) -1195 kJ
- e) +51 kJ

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

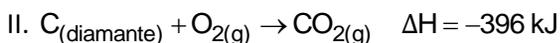
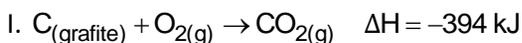
- I. $C + O_2 \rightarrow CO_2 \quad \Delta H = -94,1 \text{ kcal}$
- II. $H_2 + 1/2 O_2 \rightarrow H_2O \quad \Delta H = -68,3 \text{ kcal}$
- III. $C_6H_{12}O_6 + 6 O_2 \rightarrow 6 CO_2 + 6 H_2O \quad \Delta H = -673,0 \text{ kcal}$

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.

- a) 36 g e +301,4 kcal/mol
- b) 36 g e -301,4 kcal/mol
- c) 18 g e -201,4 kcal/mol
- d) 18 g e +201,4 kcal/mol

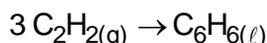
10) Para transformar grafite em diamante, é preciso empregar pressão e temperatura muito elevadas, em torno de 105 atm e 2000 °C. O carbono precisa ser praticamente vaporizado e, por isso, apesar de o processo ser possível, é difícil. Consideremos, então, as entalpias de combustão do grafite e do diamante:



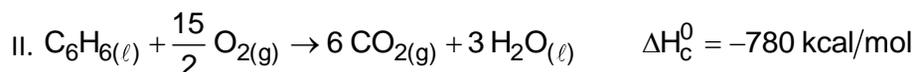
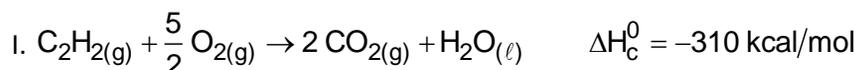
Quantos kJ são necessários para transformar grafite em diamante?

- a) +2
- b) -790
- c) +790
- d) +10
- e) -2

11) 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:



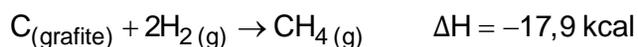
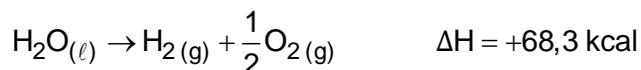
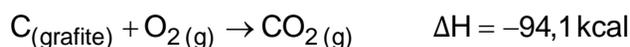
A energia envolvida nesse processo pode ser calculada indiretamente pela variação de entalpia das reações de combustão das substâncias participantes, nas mesmas condições experimentais:



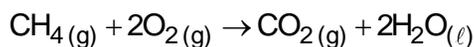
A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal, para a formação de um mol de benzeno é mais próxima de

- a) -1090
- b) -150
- c) -50
- d) +157
- e) +470

12) 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 kcal
- b) -144,5 kcal
- c) -43,7 kcal
- d) +144,5 kcal
- e) +212,8 kcal

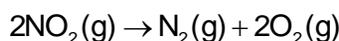
13) O monóxido de nitrogênio (NO) pode ser produzido diretamente a partir de dois gases que são os principais constituintes do ar atmosférico, por meio da reação representada por



O NO pode ser oxidado, formando o dióxido de nitrogênio (NO_2), um poluente atmosférico produzido nos motores a explosão:



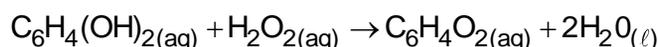
Tal poluente pode ser decomposto nos gases N_2 e O_2 :



Essa última transformação

- a) libera quantidade de energia maior do que 114 kJ.
- b) libera quantidade de energia menor do que 114 kJ.
- c) absorve quantidade de energia maior do que 114 kJ.
- d) absorve quantidade de energia menor do que 114 kJ.
- e) ocorre sem que haja liberação ou absorção de energia.

14) 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:



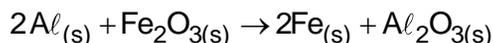
Considere as reações representadas pelas equações I, II e III:

- I. $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = 177 \text{ kJ.}$
- II. $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -94,6 \text{ kJ.}$
- III. $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) \quad \Delta H^\circ = -286 \text{ kJ.}$

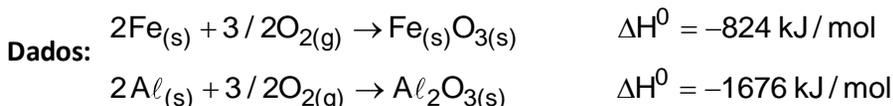
Relacionando as equações I, II e III, pode-se afirmar que, para afugentar os predadores, o besouro bombardeiro libera uma quantidade de calor equivalente a

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

15) O alumínio reage com o óxido de ferro, a altas temperaturas, de acordo com a seguinte reação:

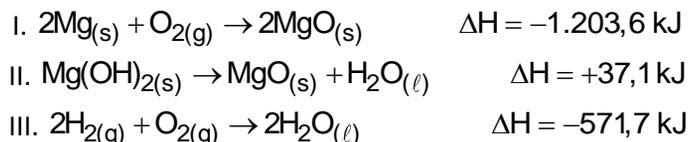


Assinale a alternativa que apresenta a entalpia padrão dessa reação, em kJ/mol.



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

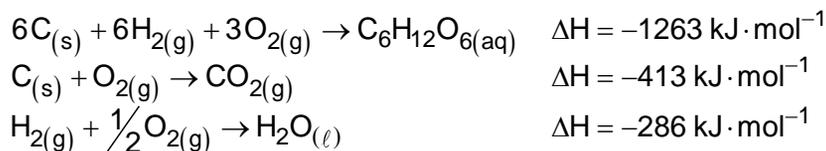
16) O hidróxido de magnésio, base do medicamento vendido comercialmente como Leite de Magnésia, pode ser usado como antiácido e laxante. Dadas as reações abaixo:



Então, o valor da entalpia de formação do hidróxido de magnésio, de acordo com a reação $\text{Mg}_{(s)} + \text{H}_2(g) + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$, é:

- a) -1849,5 kJ
- b) +1849,5 kJ
- c) -1738,2 kJ
- d) -924,75 kJ
- e) +924,75 kJ

17) Considere as equações químicas abaixo.

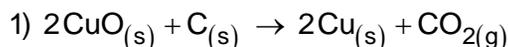


As células usam glicose, um dos principais produtos da fotossíntese, como fonte de energia e como intermediário metabólico. Com base nas equações acima, qual é a energia envolvida ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) na queima metabólica de 1 mol de glicose?

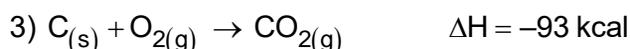
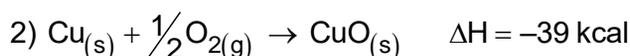
Considere a equação química dessa queima como $C_6H_{12}O_6(aq) + 6O_2(g) \rightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(l)$.

- a) -3931.
- b) -2931.
- c) -1931.
- d) +1931.
- e) +2931.

18) A reação de redução óxido de cobre II ($CuO(s)$) pelo grafite ($C(s)$) pode ser representada pela equação 1:



Dados: A equação 2 e 3 mostram os valores de ΔH de outras reações:

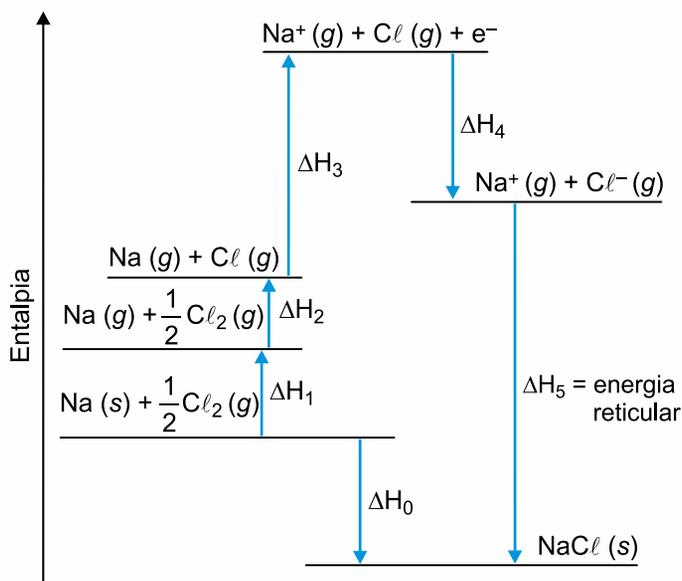


Com base nesses dados, pode-se afirmar que a reação 1 tem ΔH (em kcal) igual a:

- a) +171 (reação endotérmica)
- b) -15 (reação exotérmica)
- c) +132 (reação endotérmica)
- d) -54 (reação exotérmica)
- e) +15 (reação endotérmica)

19) A variação de entalpia, associada à formação de um cristal iônico sólido a partir de seus íons no estado gasoso, é conhecida como energia reticular. Essa energia é difícil de ser medida diretamente, mas pode ser calculada de forma indireta, utilizando-se a Lei de Hess, a partir de outras transformações, cuja variação de entalpia é conhecida. Esse caminho para a determinação da energia reticular é conhecido como ciclo de Born-Haber. O diagrama a seguir mostra as etapas desse ciclo para o cloreto de sódio ($NaCl$).

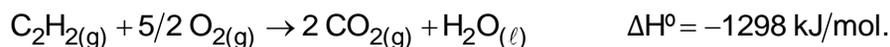
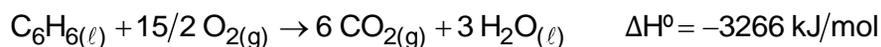
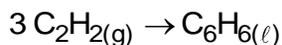
Ciclo de Born-Haber para o cloreto de sódio



Nesse diagrama, a sublimação do sódio metálico, a primeira energia de ionização do elemento sódio e a afinidade eletrônica do elemento cloro correspondem, respectivamente, aos valores de

- a) ΔH_2 , ΔH_3 e ΔH_4
- b) ΔH_1 , ΔH_0 , e ΔH_5
- c) ΔH_1 , ΔH_4 e ΔH_3
- d) ΔH_2 , ΔH_4 e ΔH_3
- e) ΔH_1 , ΔH_3 e ΔH_4

20) Sob condições apropriadas a síntese do benzeno pode ser obtida a partir do acetileno.



Baseado nos conceitos químicos e nas informações fornecidas assinale a alternativa que contém o valor da energia absorvida ou liberada na síntese de 195 g de benzeno a partir do acetileno.

Dados: C: 12 g/mol e H: 1 g/mol

- a) -1968 kJ
- b) -628 kJ
- c) +628 kJ
- d) -1570 kJ



GABARITOS

- 1) D
- 2) C
- 3) E
- 4) C
- 5) A
- 6) C
- 7) E
- 8) E
- 9) B
- 10) A
- 11) B
- 12) A
- 13) B
- 14) B
- 15) E
- 16) D
- 17) B
- 18) B
- 19) E
- 20) D