

QUESTÕES RESOLVIDAS DE TERMOQUÍMICA

01. (UERJ) Denomina-se beta-oxidação a fase inicial de oxidação mitocondrial de ácidos graxos saturados. Quando esses ácidos têm número par de átomos de carbono, a beta-oxidação produz apenas acetil-CoA, que pode ser oxidado no ciclo de Krebs. Considere as seguintes informações:

- cada mol de acetil-CoA oxidado produz 10 mols de ATP;
- cada mol de ATP produzido armazena 7 kcal.

Sabe-se que a beta-oxidação de 1 mol de ácido palmítico, que possui 16 átomos de carbono, gera 8 mols de acetil-CoA e 26 mols de ATP.

A oxidação total de 1 mol de ácido palmítico, produzindo CO₂ e H₂O, permite armazenar sob a forma de ATP a seguinte quantidade de energia, em quilocalorias:

- a) 36 b) 252 c) 742 d) 1008

Resolução:

Alternativa C

Cada mol de acetil-CoA produz 10 mols de ATP (ciclo de Krebs).

Teremos:

8 mols de acetilCoA ao serem oxidados formarão 8×10 mols de ATP (80 mols de ATP).

Sabe-se que a beta-oxidação de 1 mol de ácido palmítico, que possui 16 átomos de carbono, gera 8 mols de acetil-CoA e 26 mols de ATP.

Quantidade total de mols de ATP: 26 + 80 = 106 mols de ATP.

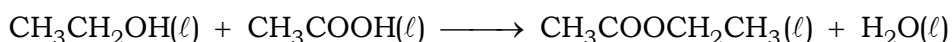
Cada mol de ATP produzido armazena 7 kcal, então:

$$1 \text{ mol} \text{ ——— } 7 \text{ kcal}$$

$$106 \text{ mol} \text{ ——— } E$$

$$E = 742 \text{ kcal}$$

02. (UFTM) O acetato de etila é um solvente bastante utilizado na indústria química e também pode ser utilizado como flavorizante, para conferir sabor artificial de maçã ou pera aos alimentos. Este composto pode ser preparado a partir da reação apresentada a seguir:



Na tabela são apresentadas as entalpias padrão de combustão (ΔH_c°).

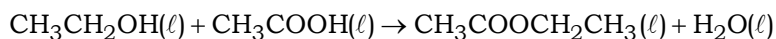
Substância	ΔH_c° (kJ.mol ⁻¹)
CH ₃ CH ₂ OH(ℓ)	- 1368
CH ₃ COOH(ℓ)	- 875
CH ₃ COOCH ₂ CH ₃ (ℓ)	- 2231

a) Como é conhecida a reação orgânica apresentada na equação química? Identifique as funções orgânicas presentes nos compostos participantes da reação.

b) Calcule o calor de reação da reação de preparação do acetato de etila.

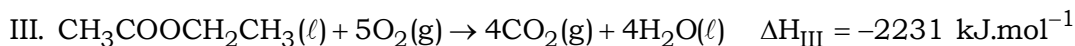
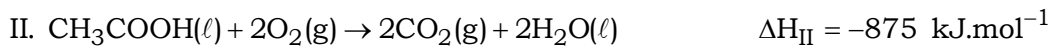
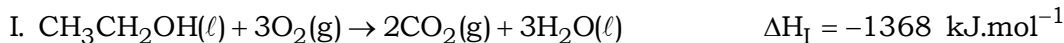
Resolução:

a) A reação orgânica apresentada na equação química é uma esterificação.



Alcool Ácido carboxílico Éster

b) Para calcularmos o calor de reação da reação de preparação do acetato de etila devemos aplicar a lei de Hess às equações de combustão dos compostos orgânicos presentes na reação de esterificação.

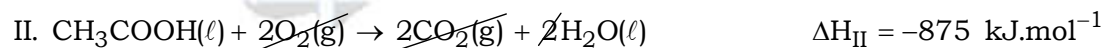


Devemos:

Manter a equação I.

Manter a equação II.

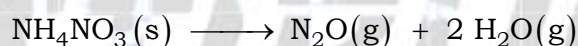
Inverter a equação III.



$$\Delta H_{\text{total}} = \Delta H_{\text{I}} + \Delta H_{\text{II}} + \Delta H_{\text{III}}$$

$$\Delta H_{\text{total}} = (-1368 - 875 + 2231) \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = -12 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

03. (UESPI) O N_2O é conhecido como gás hilariante, pois age sobre o sistema nervoso central, provocando riso de forma histérica. Esse gás pode ser produzido pela decomposição térmica do nitrato de amônio, de acordo com a equação:



Utilizando os dados termoquímicos abaixo, calcule a quantidade de calor liberada nesse processo de obtenção do gás hilariante.

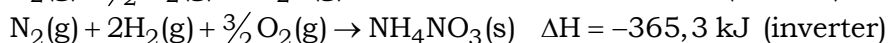


a) 205,1 kJ b) 36,7 kJ c) 146,3 kJ d) 95,4 kJ e) 46,7 kJ

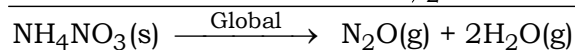
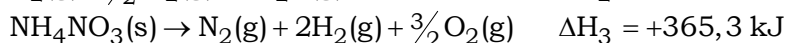
Resolução:

Alternativa B

Aplicando a Lei de Hess, teremos:



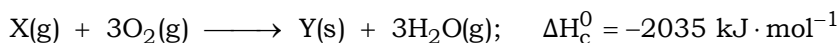
Então,



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = (-483,6 + 81,6 + 365,3) \text{ kJ} = -36,7 \text{ kJ}$$

São 36,7 kJ liberados.

04. (ITA) Considere a reação de combustão do composto X, de massa molar igual a 27,7 g.mol⁻¹, representada pela seguinte equação química balanceada:



Calcule o valor numérico, em kJ, da quantidade de calor liberado na combustão de:

a) 1,0 × 10³ g de X

b) 1,0 × 10² g mol de X

c) 2,6 × 10²² moléculas de X

d) uma mistura de 10,0 g de X e 10,0 g de O₂.

Resolução:

a) Teremos:

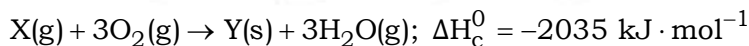


$$27,7 \text{ g} \xrightarrow{\hspace{10em}} 2035 \text{ kJ (liberados)}$$

$$1,0 \times 10^{-3} \text{ g} \xrightarrow{\hspace{10em}} E \text{ kJ (liberados)}$$

$$E = 73,47 \times 10^{-3} \text{ kJ}$$

b) Teremos:

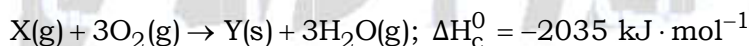


$$1,0 \text{ mol} \xrightarrow{\hspace{10em}} 2035 \text{ kJ (liberados)}$$

$$1,0 \times 10^2 \text{ mol} \xrightarrow{\hspace{10em}} E' \text{ kJ (liberados)}$$

$$E' = 203,50 \times 10^3 \text{ kJ}$$

c) Teremos:

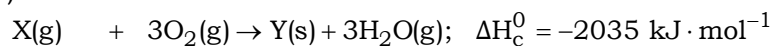


$$6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \xrightarrow{\hspace{10em}} 2035 \text{ kJ (liberados)}$$

$$2,6 \times 10^{22} \text{ moléculas} \xrightarrow{\hspace{10em}} E'' \text{ kJ (liberados)}$$

$$E'' = 87,89 \text{ kJ}$$

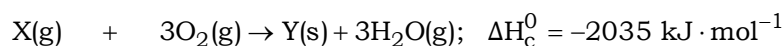
d) Teremos:



$$27,7 \text{ g} \xrightarrow{96 \text{ g}} 2035 \text{ kJ (liberados)}$$

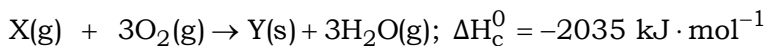
$$\cancel{10,0 \text{ g}} \xrightarrow{10,0 \text{ g}} E \text{ kJ (liberados)}$$

(excesso)



$$\left. \begin{array}{l} 27,7 \text{ g} \xrightarrow{96 \text{ g}} \\ m_X \xrightarrow{10,0 \text{ g}} \end{array} \right\} m_X = \frac{27,7 \text{ g} \times 10,0 \text{ g}}{96 \text{ g}} = 2,89 \text{ g}$$

Então :



$$27,7 \text{ g} \text{ ————— } 2035 \text{ kJ (liberados)}$$

$$2,89 \text{ g} \text{ ————— } E''' \text{ kJ (liberados)}$$

$$E''' = 212,32 \text{ kJ}$$

05. (UNIOESTE) O ferro possui calor específico de $0,46 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}$ e o alumínio o dobro deste valor. A densidade do ferro é $7,9 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ e do alumínio é a $2.700 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$. Com estas informações, assinale, respectivamente, a alternativa que possui a energia necessária para aquecer uma panela de ferro e outra de alumínio, ambas com cerca de 500 mL dos metais, em 1°C .

- a) 1817 J e 1242 J.
- b) 1877 J e 1717 J.
- c) 3726 J e 1212 J.
- d) 1887 J e 3634 J.
- e) 1887 J e 1212 J.

Resolução:

Alternativa A

1 – Cálculo das massas de metais a partir de suas densidades (lembrar que $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$)

Alumínio:

$$1 \text{ mL} \text{ ————— } 2,7 \text{ g}$$

$$500 \text{ mL} \text{ ————— } m_{Al}$$

$$m_{Al} = 1350 \text{ g}$$

Ferro:

$$1 \text{ mL} \text{ ————— } 7,9 \text{ g}$$

$$500 \text{ mL} \text{ ————— } m_{Fe}$$

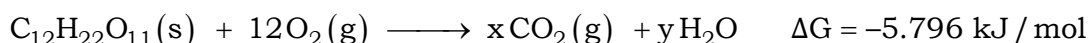
$$m_{Fe} = 3950 \text{ g}$$

Pela calorimetria, calcula-se o calor absorvido para um corpo usando-se a seguinte expressão:
 $Q = m \times c \times \Delta T$

Para o ferro, teremos: $Q = 3950 \times 0,46 \times 1 = 1817 \text{ J}$.

Para o alumínio, teremos: $Q = 1350 \times 0,92 \times 1 = 1242 \text{ J}$.

06. (UESPI) A sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, também conhecida como açúcar de mesa ou açúcar comum comercial, é encontrada na cana de açúcar e na beterraba. No Brasil, a sacarose é obtida por cristalização do caldo de cana e utilizada na alimentação, na fabricação de álcool etc. A combustão da sacarose produz dióxido de carbono e água, conforme a equação a seguir:



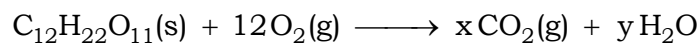
Com relação a esta reação, é correto afirmar que os coeficientes **x** e **y** são, respectivamente:

- a) 6 e 10 e a reação é espontânea.
- b) 8 e 6 e a reação é não-espontânea.
- c) 11 e 12 e a reação é espontânea.
- d) 12 e 11 e a reação é espontânea.
- e) 8 e 11 e a reação é não-espontânea.

Resolução:

Alternativa D

Teremos:



$$x = 12 \text{ e } y = 11$$

Como o valor de ΔG (energia livre ou energia livre de Gibbs ou energia útil) é negativo, conclui-se que o processo é espontâneo.

Observações teóricas:

Cientistas calcularam que para “arrumar e organizar” as moléculas “bagunçadas” se gasta uma energia associada ao **grau de organização do sistema**. Esta energia é igual ao produto da temperatura absoluta pela variação de entropia sofrida pelo sistema ($T \times \Delta S$).

Resumidamente:

$$\text{Energia liberada na reação} = \Delta H$$

$$\text{Energia gasta na organização} = \Delta S \times T$$

$$\text{Saldo de Energia} = \Delta H - \Delta S \times T$$

Este saldo de energia aproveitável é denominado **ENERGIA LIVRE (OU ENERGIA LIVRE DE GIBBS OU ENERGIA ÚTIL)**, e é representado por ΔG , ou seja,

$$\Delta G = \Delta H - \Delta S \times T$$

Onde:

ΔG : variação da energia livre de Gibbs

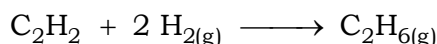
ΔH : variação de entalpia

ΔS : variação de entropia

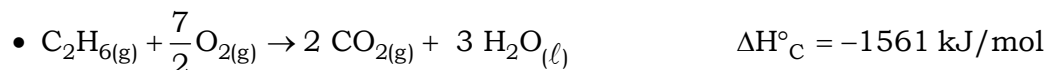
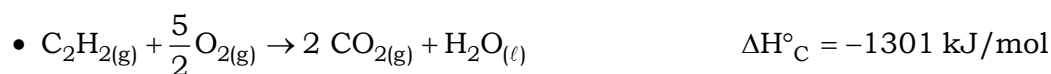
T: temperatura (em Kelvin)

- Quando $\Delta G > 0$ o processo não será espontâneo. Ou seja, só com ajuda de energia externa o processo conseguirá chegar ao final.
- Quando $\Delta G = 0$ o processo estará em equilíbrio. Ou seja, não sofre alteração.
- Quando $\Delta G < 0$ o processo é espontâneo e irreversível. Ou seja, o processo libera energia de modo que as moléculas finais ficarão em um nível energético menor e, portanto, mais estável.

07. (Mackenzie) A hidrogenação do acetileno é efetuada pela reação desse gás com o gás hidrogênio, originando, nesse processo, o etano gasoso, como mostra a equação química abaixo.



É possível determinar a variação da entalpia para esse processo, a partir de dados de outras equações termoquímicas, por meio da aplicação da Lei de Hess.



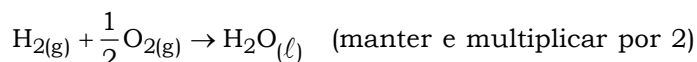
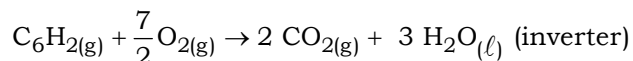
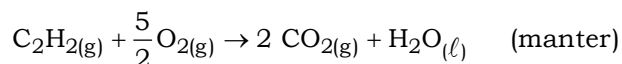
Assim, usando as equações termoquímicas de combustão no estado-padrão, é correto afirmar que a variação da entalpia para a hidrogenação de 1 mol de acetileno, nessas condições, é de

- a) – 256 kJ/mol. b) – 312 kJ/mol. c) – 614 kJ/mol. d) – 814 kJ/mol. e) – 3148 kJ/mol.

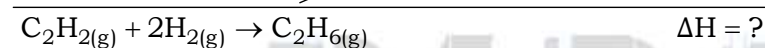
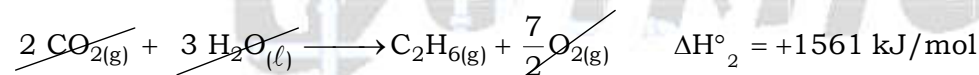
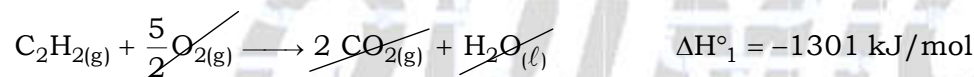
Resolução:

Alternativa B

Aplicando a Lei de Hess, vem:

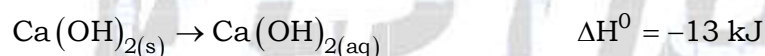
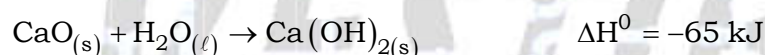
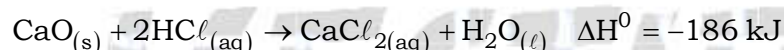


Teremos:



$$\Delta H = \Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2 + \Delta H^\circ_3 = -1301 + 1561 + 2(-286) = -312 \text{ kJ}$$

08. (UFTM) O cloreto de cálcio é um composto que tem grande afinidade com água, por isso é utilizado como agente secante nos laboratórios químicos e como antimoho nas residências. Este sal pode ser produzido na reação de neutralização do hidróxido de cálcio com ácido clorídrico. A entalpia dessa reação pode ser calculada utilizando as seguintes equações termoquímicas:

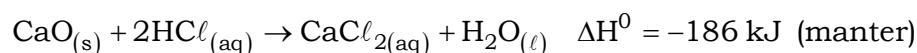


a) Calcule a entalpia da reação de neutralização da solução de hidróxido de cálcio com solução de ácido clorídrico.

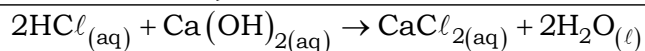
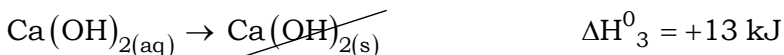
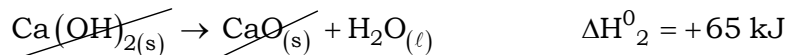
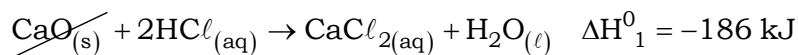
b) Calcule a energia envolvida na neutralização de 280 g de óxido de cálcio sólido com solução de ácido clorídrico. Essa reação é endotérmica ou exotérmica?

Resolução:

a) Aplicando a Lei de Hess, vem:

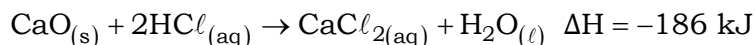


Então,



$$\Delta H_{\text{final}}^0 = \Delta H^0_1 + \Delta H^0_2 + \Delta H^0_3 = -186 + 65 + 13 = -108 \text{ kJ}$$

b) A partir da primeira reação $\text{CaO}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{CaCl}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$, teremos:



$$56 \text{ g} \text{ ----- } 186 \text{ kJ (liberados)}$$

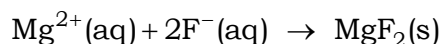
$$280 \text{ g} \text{ ----- } E$$

$$E_{(\text{liberada})} = 930 \text{ kJ} \Rightarrow \text{Reação exotérmica.}$$

09. (UFPR) O fluoreto de magnésio é um composto inorgânico que é transparente numa larga faixa de comprimento de onda, desde 120 nm (região do ultravioleta) até 8 mm (infravermelho próximo), sendo por isso empregado na fabricação de janelas óticas, lentes e prismas.

Dados:

	ΔH_{form}^0 (kJ.mol ⁻¹)
Mg ²⁺ (aq)	-467
F ⁻ (aq)	-335
MgF ₂ (s)	-1124

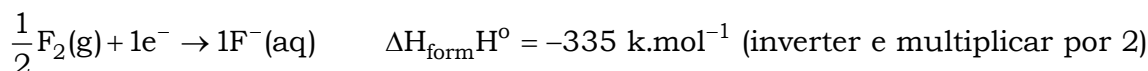
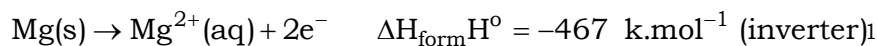


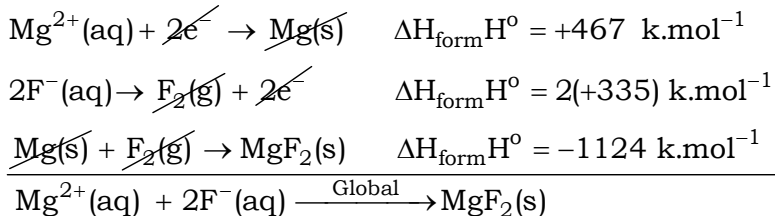
a) Escreva as equações químicas associadas às entalpias de formação fornecidas na tabela e mostre como calcular a entalpia da reação de formação do fluoreto de magnésio a partir de seus íons hidratados, utilizando a Lei de Hess.

b) Calcule a entalpia para a reação de formação do fluoreto de magnésio a partir de seus íons hidratados (equação fornecida nos dados acima), com base nos dados de entalpia de formação padrão fornecidos.

Resolução:

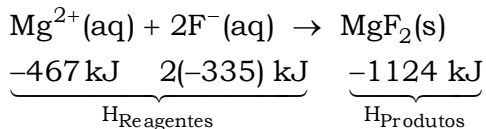
a) A partir da tabela obtemos as seguintes equações:





$$\Delta H_{\text{total}} = (+467 + 2(+335) - 1124) \text{ kJ} = +13 \text{ kJ}$$

b) Teremos:



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

$$\Delta H = -1124 - (-467 + 2(-335)) = +13 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = H_p - H_r$$

$$\Delta H = (-1124 - (-467 - 670)) \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +13 \text{ kJ}$$

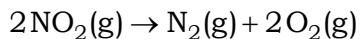
10. (FUVEST) O monóxido de nitrogênio (NO) pode ser produzido diretamente a partir de dois gases que são os principais constituintes do ar atmosférico, por meio da reação representada por



O NO pode ser oxidado, formando o dióxido de nitrogênio (NO₂), um poluente atmosférico produzido nos motores a explosão:



Tal poluente pode ser decomposto nos gases N₂ e O₂:



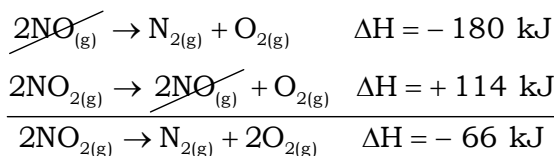
Essa última transformação

- libera quantidade de energia maior do que 114 kJ.
- libera quantidade de energia menor do que 114 kJ.
- absorve quantidade de energia maior do que 114 kJ.
- absorve quantidade de energia menor do que 114 kJ.
- ocorre sem que haja liberação ou absorção de energia.

Resolução:

Alternativa B

Aplicando a Lei de Hess devemos inverter as duas equações e obteremos a reação de decomposição do poluente (NO₂):

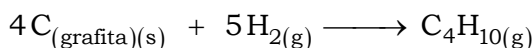


A reação é exotérmica e a quantidade de energia liberada é menor do que 114 kJ.

11. (ESPECEX (AMAN)) Considere, no quadro abaixo, as seguintes entalpias de combustão nas condições-padrão (25 °C e 1 atm), expressas em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Fórmula molecular e fase de agregação	ΔH° (combustão)
$\text{C}_{\text{grafita(s)}}$	- 393,3
$\text{H}_{2(\text{g})}$	- 285,8
$\text{C}_4\text{H}_{10(\text{g})}$	- 2878,6

A alternativa que corresponde ao valor da entalpia da reação abaixo, nas condições-padrão, é:

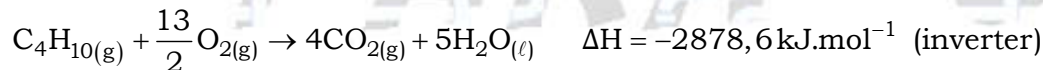


- a) $+68,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- b) $-123,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- c) $+248,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- d) $+174,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- e) $-352,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

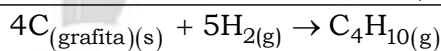
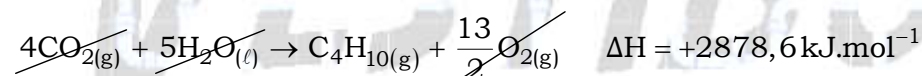
Resolução:

Alternativa B

Teremos:

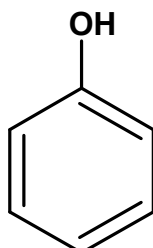


Aplicando a Lei de Hess, vem:



$$\Delta H_{\text{final}} = -1573,2 - 1429,0 + 2878,6 = -123,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

12. (UFTM) O fenol é um composto que pode ser utilizado na fabricação de produtos de limpeza, para desinfecção de ambientes hospitalares.



fenol

Considere as entalpias-padrão de formação, relacionadas na tabela.

substâncias	ΔH_f° (kJ · mol ⁻¹)
fenol (s)	-165
H ₂ O (ℓ)	-286
CO ₂ (g)	-394

A energia liberada, em kJ, na combustão completa de 1 mol de fenol é

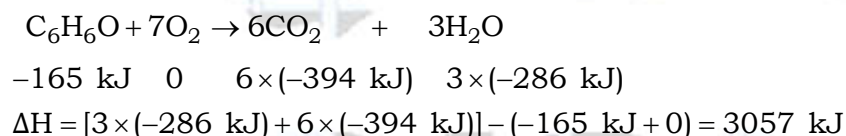
- a) 515.
- b) 845.
- c) 1 875.
- d) 2 733.
- e) 3 057.

Resolução:

Alternativa E

Teremos:

Fenol: C₆H₆O.



13. (ITA) Considere as reações representadas pelas seguintes equações químicas:

- I. C(s) + 2H₂(g) → CH₄(g)
- II. N₂O(g) → N₂(g) + ½O₂(g)
- III. 2NI₃(s) → N₂(g) + 3I₂(g)
- IV. 2O₃(g) → 3O₂(g)

Assinale a opção que apresenta a(s) reação(ões) química(s) na(s) qual(is) há uma variação negativa de entropia.

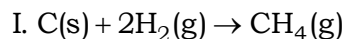
- a) Apenas I
- b) Apenas II e IV
- c) Apenas II e III e IV
- d) Apenas III
- e) Apenas IV

Resolução:

Alternativa A

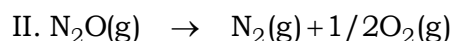
- I. C(s) + 2H₂(g) → CH₄(g)
- II. N₂O(g) → N₂(g) + ½O₂(g)
- III. 2NI₃(s) → N₂(g) + 3I₂(g)
- IV. 2O₃(g) → 3O₂(g)

Análise das reações químicas:



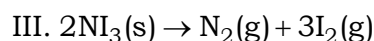
(2 mols de gás) \rightarrow (1 mol de gás) $\Delta S < 0$

É formada menor quantidade de gás, diminui a desordem: variação negativa de entropia



(1 mol de gás) \rightarrow ($\frac{3}{2}$ mol de gás) $\Delta S > 0$

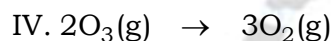
É formada maior quantidade de gás, aumenta a desordem: variação positiva de entropia



(sólido) \rightarrow (gasoso) $\Delta S > 0$

(0 mols de gás) \rightarrow (4 mols de gás)

Ocorre formação de gás, aumenta a desordem: variação positiva de entropia

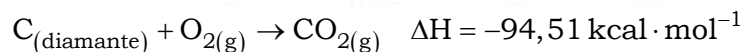


(2 mols de gás) \rightarrow (3 mols de gás) $\Delta S > 0$

É formada maior quantidade de gás, aumenta a desordem:

variação positiva de entropia

14. (UFJF) 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 $C_{(\text{grafite})}$ em $C_{(\text{diamante})}$ é $-0,45 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$.

II. A queima de 1 mol de $C_{(\text{diamante})}$ libera mais energia do que a queima de 1 mol de $C_{(\text{grafite})}$.

III. A formação de $CO_{2(g)}$ é endotérmica em ambos os processos.

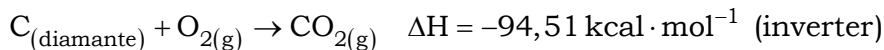
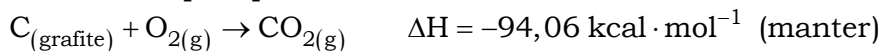
Assinale a alternativa CORRETA.

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

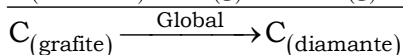
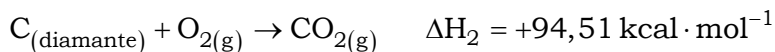
Resolução:

Alternativa E

I. Incorreta, pois pela Lei de Hess, temos:



Então, vem:



$$\Delta H_{\text{total}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -94,06 + 94,51 = +0,45 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

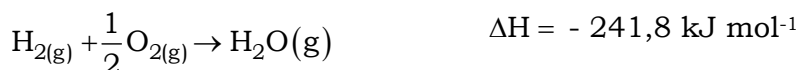
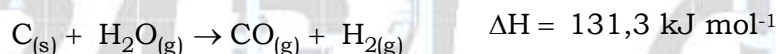
II. Correta, pois $94,51 \text{ kcal} > 94,06 \text{ kcal}$.

III. Incorreta. Ambas as reações são exotérmicas, pois apresenta variação de entalpia menor que zero.

15. (UDESC) 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.

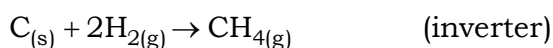
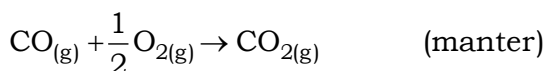
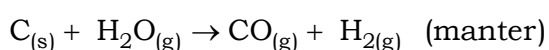


O valor da entalpia da equação 1, em kJ, é

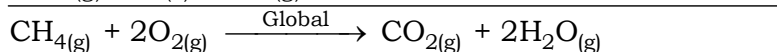
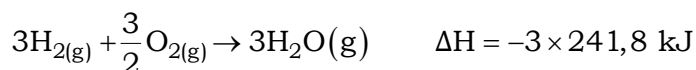
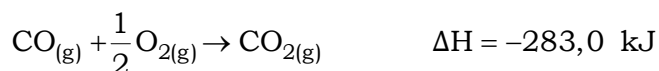
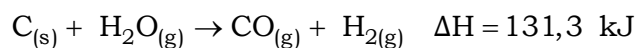
- a) -704,6
- b) -725,4
- c) -802,3
- d) -524,8
- e) -110,5

Resolução:

Alternativa C



Então:



$$\Delta H_{\text{total}} = +131,3 \text{ kJ} - 283,0 \text{ kJ} - 3 \times 241,8 \text{ kJ} + 74,8 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{total}} = -802,3 \text{ kJ}$$

16. (ITA) A tabela mostra a variação de entalpia de formação nas condições-padrão a 25 °C de algumas substâncias. Calcule a variação da energia interna de formação, em $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, nas condições-padrão dos compostos tabelados. Mostre os cálculos realizados.

Substância	ΔH_f^0 ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
AgCl(s)	- 127
CaCO ₃ (s)	- 1207
H ₂ O(l)	- 286
H ₂ S(g)	- 20
NO ₂ (g)	+ 34

Resolução:

Num sistema mantido à pressão constante P, a pressão externa (P_{ext}) deve ser igual à pressão interna. Aquecendo o sistema ele expande à pressão constante e, neste caso, o trabalho será dado por:

$$\text{Trabalho} = P_{\text{ext}} \times \Delta V = P \times \Delta V$$

A partir da primeira lei da termodinâmica vem:

$$\Delta H = \Delta U + \text{Trabalho}$$

$$\Delta U = \Delta H - \text{Trabalho}$$

onde,

ΔU : Variação da energia interna do sistema

ΔH : Variação da entalpia

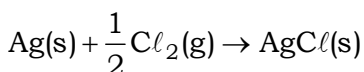
Então,

$$\Delta U = \Delta H - P \times \Delta V$$

$$P \times \Delta V = \Delta n \times R \times T \Rightarrow \Delta U = \Delta H - \Delta n \times R \times T$$

Analisando as reações de formação das substâncias da tabela, teremos:

$$\text{AgCl}(s); \Delta H = -127 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}; R = 8,31 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} = 8,31 \times 10^{-3} \text{ kJK}^{-1}\text{mol}^{-1}; T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$



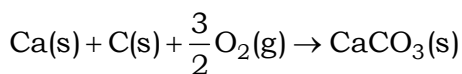
$$\Delta n = n_{\text{produtos gasosos}} - n_{\text{reagentes gasosos}} = 0,0 - 0,5 = -0,5 \text{ mol}$$

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n \times R \times T$$

$$\Delta U = -127 - (-0,5 \times 8,31 \times 10^{-3} \times 298) = -125,76 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta U_{\text{AgCl(s)}} = -125,76 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\text{CaCO}_3(\text{s}); \Delta H = -1207 \text{ kJ.mol}^{-1}; R = 8,31 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} = 8,31 \times 10^{-3} \text{ kJK}^{-1}\text{mol}^{-1}; T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$



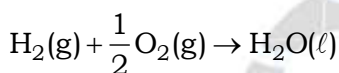
$$\Delta n = n_{\text{produtos gasosos}} - n_{\text{reagentes gasosos}} = 0,0 - 1,5 = -1,5 \text{ mol}$$

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n \times R \times T$$

$$\Delta U = -1207 - (-1,5 \times 8,31 \times 10^{-3} \times 298) = -1203,29 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta U_{\text{CaCO}_3(\text{s})} = -1203,29 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\text{H}_2\text{O}(\ell); \Delta H = -286 \text{ kJ.mol}^{-1}; R = 8,31 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} = 8,31 \times 10^{-3} \text{ kJK}^{-1}\text{mol}^{-1}; T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$



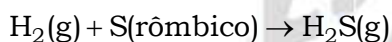
$$\Delta n = n_{\text{produtos gasosos}} - n_{\text{reagentes gasosos}} = 0,0 - 1,5 = -1,5 \text{ mol}$$

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n \times R \times T$$

$$\Delta U = -286 - (-1,5 \times 8,31 \times 10^{-3} \times 298) = -282,28 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta U_{\text{H}_2\text{O}(\ell)} = -282,28 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\text{H}_2\text{S}(\text{g}); \Delta H = -20 \text{ kJ.mol}^{-1}; R = 8,31 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} = 8,31 \times 10^{-3} \text{ kJK}^{-1}\text{mol}^{-1}; T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$



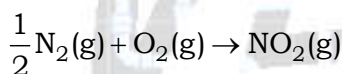
$$\Delta n = n_{\text{produtos gasosos}} - n_{\text{reagentes gasosos}} = 1,0 - 1,0 = -0,0 \text{ mol}$$

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n \times R \times T$$

$$\Delta U = -20 - (-0,0 \times 8,31 \times 10^{-3} \times 298) = -20 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta U_{\text{H}_2\text{S}(\text{g})} = -20 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\text{NO}_2(\text{g}); \Delta H = +34 \text{ kJ.mol}^{-1}; R = 8,31 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} = 8,31 \times 10^{-3} \text{ kJK}^{-1}\text{mol}^{-1}; T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$



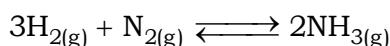
$$\Delta n = n_{\text{produtos gasosos}} - n_{\text{reagentes gasosos}} = 1,0 - 1,5 = -0,5 \text{ mol}$$

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n \times R \times T$$

$$\Delta U = +34 - (-0,5 \times 8,31 \times 10^{-3} \times 298) = +35,24 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta U_{\text{NO}_2(\text{g})} = +35,24 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

17. (UFJF) A síntese da amônia foi desenvolvida por Haber-Bosh e teve papel importante durante a 1ª Guerra Mundial. A Alemanha não conseguia importar salitre para fabricação dos explosivos e, a partir da síntese de NH_3 , os alemães produziam o HNO_3 e deste chegavam aos explosivos de que necessitavam. A equação que representa sua formação é mostrada abaixo:



a) A partir da equação química para a reação de formação da amônia, descrita acima, e sabendo que a reação apresenta $\Delta H < 0$, o que aconteceria com o equilíbrio, caso a temperatura do sistema aumentasse?

b) Calcule a variação de entalpia da formação da amônia, a partir das energias de ligação mostradas na tabela a seguir, a 298 K:

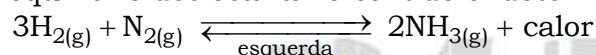
Ligação	Energia de Ligação (kJ.mol ⁻¹)
H - H	436
N \equiv N	944
H - N	390

c) Suponha que a uma determinada temperatura T foram colocados, em um recipiente de 2,0 litros de capacidade, 2,0 mols de gás nitrogênio e 4,0 mols de gás hidrogênio. Calcule o valor da constante de equilíbrio, K_c , sabendo que havia se formado 2,0 mols de amônia ao se atingir o equilíbrio.

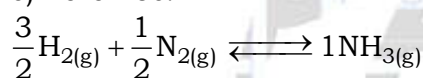
d) Considere que a lei de velocidade para a reação de formação da amônia é $v = k [H_2]^3 [N_2]$. Calcule quantas vezes a velocidade final aumenta, quando a concentração de nitrogênio é duplicada e a de hidrogênio é triplicada, mantendo-se a temperatura constante.

Resolução:

a) Como a reação de formação de amônia é exotérmica, com a elevação da temperatura o equilíbrio deslocaria no sentido endotérmico, ou seja, para a esquerda.



b) Teremos:



$$+ \frac{3}{2} \times (H - H) = + \left(\frac{3}{2} \times 436\right) \text{ kJ (quebra)}$$

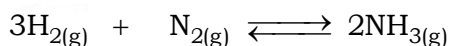
$$+ \frac{1}{2} \times (N \equiv N) = + \left(\frac{1}{2} \times 944\right) \text{ kJ (quebra)}$$

$$- 3 \times (N - H) = - (3 \times 390) \text{ kJ (formação)}$$

$$(+ 654 + 472 - 1170) \text{ kJ} = - 44 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{formação}} (NH_3) = - 44 \text{ kJ}$$

c) Teremos:



$$\frac{4 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \quad \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \quad 0 \quad (\text{início})$$

$$- \frac{3 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \quad - \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \quad + \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \quad (\text{durante})$$

$$\frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \quad \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \quad \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \quad (\text{equilíbrio})$$

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 [N_2]^1} \Rightarrow K_C = \frac{\left(\frac{2}{2}\right)^2}{\left(\frac{1}{2}\right)^3 \left(\frac{1}{2}\right)^1} = 16$$

d) A velocidade final aumenta 54 vezes:

$$v_{\text{inicial}} = k[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]^1$$

$$v_{\text{final}} = k(3[\text{H}_2]^3)(2[\text{N}_2]^1)$$

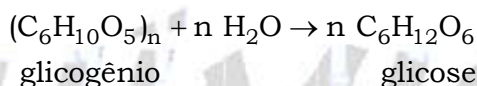
$$v_{\text{final}} = 27k[\text{H}_2]^3 \times 2[\text{N}_2]^1 \Rightarrow v_{\text{final}} = (27 \times 2)k[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]^1$$

$$v_{\text{final}} = 54 \times k[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]^1$$

$$v_{\text{final}} = 54 \times v_{\text{inicial}}$$

18. (UERJ) Cada mol de glicose metabolizado no organismo humano gera o equivalente a 3 000 kJ de energia. A atividade da célula nervosa, em condições normais, depende do fornecimento constante dessa fonte energética.

A equação química a seguir representa a obtenção de glicose a partir do glicogênio.



Considere uma molécula de glicogênio de massa molar igual a $4,86 \cdot 10^6 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

A metabolização da glicose originada da hidrólise dessa molécula de glicogênio proporciona o ganho de energia, em quilojoules, equivalente a:

- a) $1,50 \cdot 10^{-16}$ b) $2,70 \cdot 10^{14}$ c) $3,20 \cdot 10^{-12}$ d) $6,50 \cdot 10^{-10}$

Resolução:

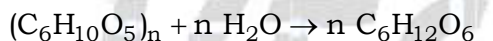
Alternativa A

A questão se refere a uma molécula, mas fornece a massa molar.

$$6 \times 10^{23} \text{ moléculas (glicogênio)} \text{ ————— } 4,86 \cdot 10^6 \text{g}$$

$$1 \text{ molécula (glicogênio)} \text{ ————— } m$$

$$m = 0,81 \times 10^{-17} \text{ g}$$



$$162 \times n \text{ g} \text{ ————— } n \times 180 \text{ g}$$

$$0,81 \times 10^{-17} \text{ g} \text{ ————— } m'$$

$$m' = 0,9 \times 10^{-17} \text{ g}$$

$$180 \text{ g (glicose)} \text{ ————— } 3000 \text{ kJ}$$

$$0,9 \times 10^{-17} \text{ g (glicose)} \text{ ————— } E$$

$$E = 15 \times 10^{-17} \text{ kJ} = 1,5 \times 10^{-16} \text{ kJ}$$

19. (ITA) São descritos abaixo dois experimentos, I e II, nos quais há sublimação completa de uma mesma quantidade de dióxido de carbono no estado sólido a 25 °C:

I. O processo é realizado em um recipiente hermeticamente fechado, de paredes rígidas e indeformáveis.

II. O processo é realizado em cilindro provido de um pistão, cuja massa é desprezível e se desloca sem atrito.

A respeito da variação da energia interna do sistema (ΔU), calor (q) e trabalho (w), nos experimentos I e II, assinale a opção que contém a afirmação **errada**.

- a) $q_I > 0$ b) $|w_{II}| > |w_I|$ c) $\Delta U_I > \Delta U_{II}$ d) $|w_{II}| \neq 0$ e) $\Delta U_{II} = q_{II}$

Resolução:

Alternativa E

O processo I é realizado em um recipiente hermeticamente fechado, de paredes rígidas e indeformáveis, consequentemente o trabalho é nulo.

$$\Delta U_I = q_I + w_I = q_I + 0 = q_I$$

$$\Delta U_I = q_I \text{ (o processo ocorre com absorção de calor)}$$

$$q_I > 0 \text{ (processo endotérmico)}$$

O processo II é realizado em cilindro provido de um pistão, cuja massa é desprezível e se desloca sem atrito. Logo, a sublimação do CO_2 ocorre devido ao deslocamento do pistão.

$w_{II} < 0$, devido à expansão.

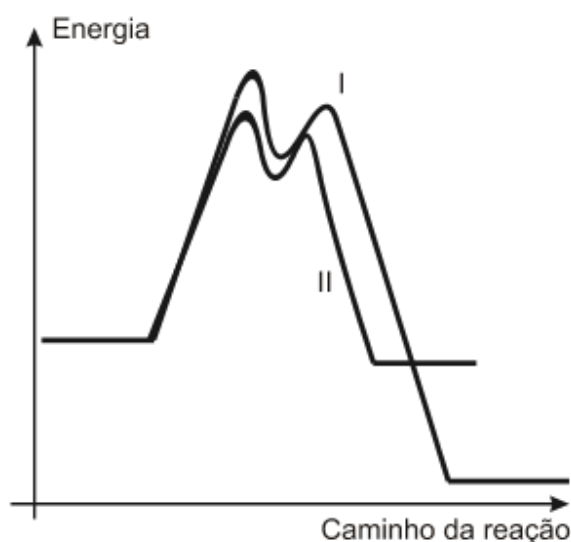
$$\Delta U_{II} = q_{II} - w_{II}$$

Como temos a mesma quantidade de CO_2 sublimando a $25^\circ C$, concluímos que: $q_I = q_{II}$.

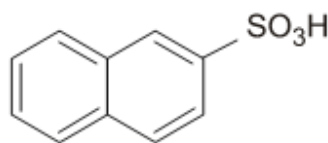
Como q_I é maior do que zero, q_{II} também. Então, $\Delta U_{II} = q_I - w_{II}$.

Consequentemente, $\Delta U_I > \Delta U_{II}$.

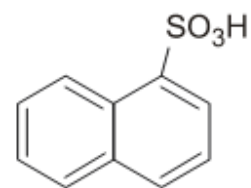
20. (UNIFESP) O naftaleno é um composto utilizado como matéria-prima na produção de diversos produtos químicos, como solventes, corantes e plásticos. É uma substância praticamente insolúvel em água, 3 mg/100 mL, e pouco solúvel em etanol, 7,7 g/100 mL. A reação de sulfonação do naftaleno pode ocorrer por dois diferentes mecanismos, a $160^\circ C$ representado na curva I (mecanismo I) e a $80^\circ C$, representado na curva II (mecanismo II).



Os principais produtos de reação obtidos são:



mecanismo I



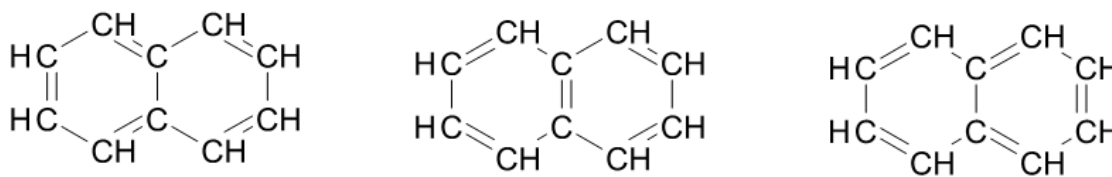
mecanismo II

a) Represente as estruturas de ressonância do naftaleno. Explique as diferenças de solubilidade do naftaleno nos solventes relacionados.

b) Explique por que o mecanismo I ocorre em temperatura maior que o mecanismo II. Classifique as reações que ocorrem nas curvas I e II, quanto ao calor de reação.

Resolução:

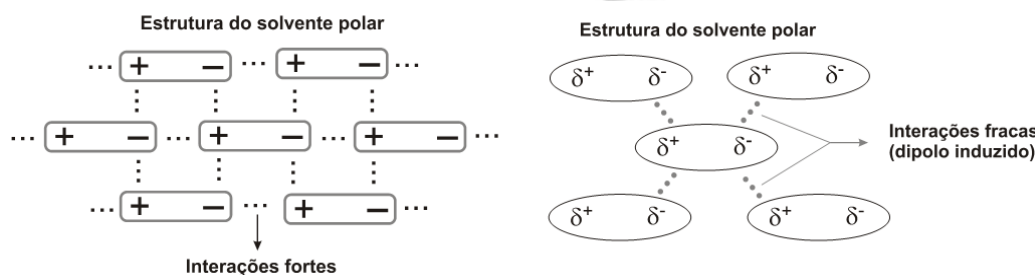
a) As estruturas ressonantes do naftaleno podem ser representadas por:



O naftaleno é um composto apolar, insolúvel em água e pouco solúvel em etanol, pois, a água é uma molécula polar (HOH) e o etanol possui uma região polar (OH) e outra apolar (CH₃CH₂-).

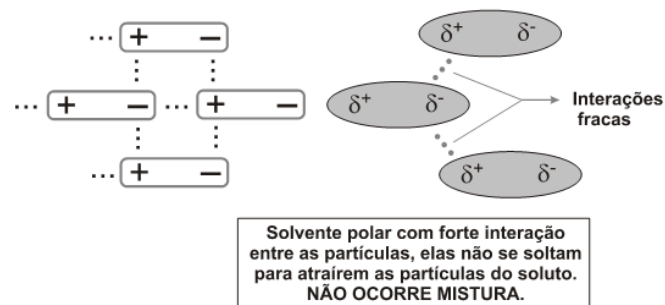
Observe os esquemas a seguir.

Análise antes da mistura

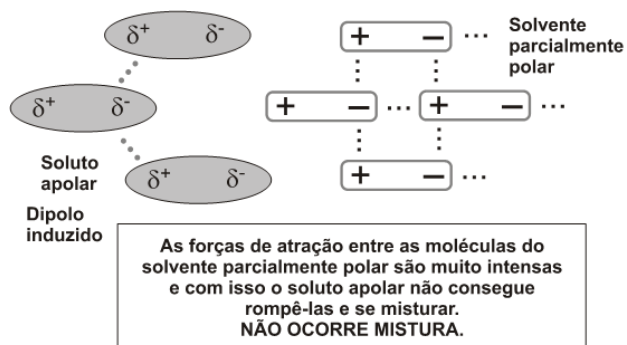


Análise após a mistura

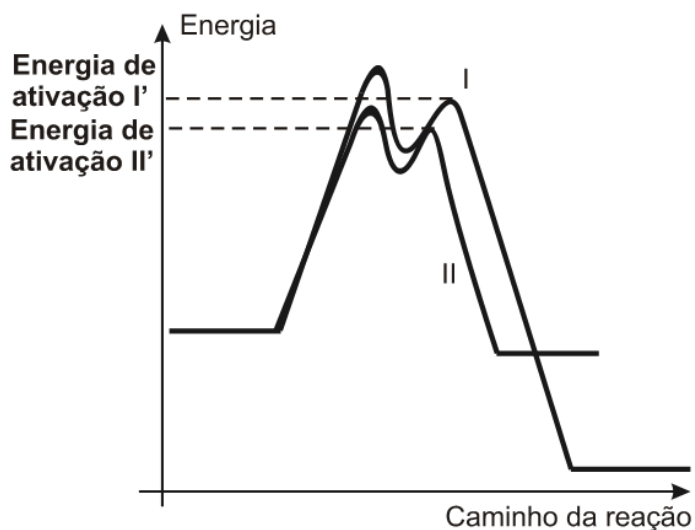
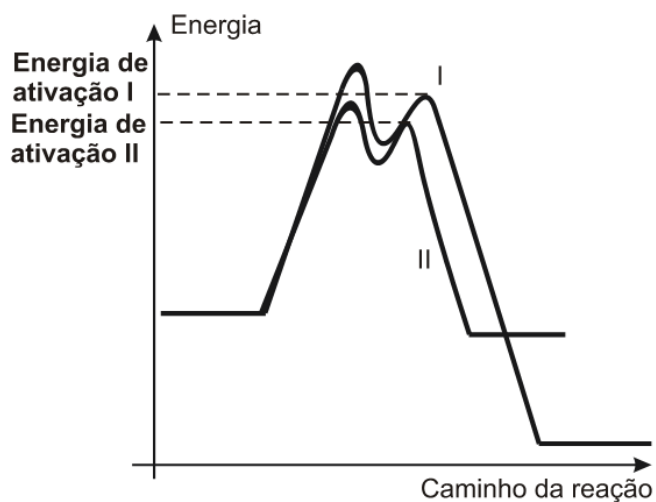
1º Caso: soluto apolar (naftaleno) e solvente polar (água)



2º caso: soluto apolar (naftaleno) e solvente parcialmente polar (etanol)



b) Observe as energias de ativação nas etapas dos mecanismos I e II:



Como podemos observar a energia de ativação é maior no processo I do que no processo II, conseqüentemente a temperatura deve ser maior no processo I para esta energia ser atingida.

Quanto ao calor de formação os mecanismos I e II são exotérmicos, pois a entalpia dos produtos é menor do que a dos reagentes. Observe:

