

QUÍMICA

com Pedro Nunes

Termoquímica
Exercícios

Exercícios

1. (ESPCEX (AMAN) 2024) A hidrogenação do propeno, sob adequadas condições reacionais e uso de catalisador, é utilizada na indústria petroquímica para obtenção do propano. Considere a tabela de energias de ligação a seguir:

Tipo de ligação	kJ mol^{-1}
C = C	614
C - C	347
C - H	413
H - H	436

Considerando a hidrogenação completa de 1 mol de propeno, o valor estimado da variação de entalpia dessa reação é de

- a) -123 kJ
b) +290 kJ.
c) -390 kJ
d) + 224 kJ
e) -657 kJ

2. (UEA 2024) O fogão a lenha, utilizado para preparação dos alimentos em muitas moradias, é considerado um patrimônio cultural no Brasil.

A queima da lenha corresponde à reação de combustão das substâncias presentes em sua composição. A reação de combustão é um processo

- a) endotérmico, e sua variação de entalpia, ΔH° tem valor maior do que zero.
b) exotérmico, e sua variação de entalpia, ΔH° tem valor igual a zero.
c) endotérmico, e sua variação de entalpia, ΔH° tem valor igual a zero.
d) exotérmico, e sua variação de entalpia, ΔH° tem valor menor do que zero.
e) exotérmico, e sua variação de entalpia, ΔH° tem valor maior do que zero.



(https://ecofogao.com. Adaptado.)

3. (UNESP 2024) Analise a tabela, que apresenta valores da entalpia padrão de combustão completa ($\Delta_c H^\circ$) de três substâncias diferentes.

Substância	Fórmula	Produtos da combustão completa	combustão completa (kJ/mol)
Ácido acético	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2(\ell)$	$\text{CO}_{2(\text{g})}$ e $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	- 874
Carbono	$\text{C}(\text{s, grafita})$	$\text{CO}_{2(\text{g})}$	- 394
Hidrogênio	$\text{H}_{2(\text{g})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	- 286

A partir desses valores de entalpia de combustão, é possível calcular a entalpia de formação do ácido acético, que é, em kJ/mol , igual a

- a) - 486.
b) + 1052.
c) - 1554.
d) - 296.
e) + 19,4.

4. (UNESP 2023) Considere as seguintes informações sobre o óleo diesel, uma mistura de hidrocarbonetos de fórmula geral $\text{C}_n\text{H}_{(2n+2)}$:

Fórmula molecular média: $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$

Massa molar média: 170 g/mol

Poder calorífico aproximado: 45000 kJ/kg

Um gerador de potência igual a 180 kW trabalhou sob regime de potência máxima durante 1 hora. Caso fosse possível transformar em energia elétrica toda a energia que se obtém pela queima do óleo diesel, a quantidade de óleo diesel consumida pelo gerador em uma hora seria próxima de

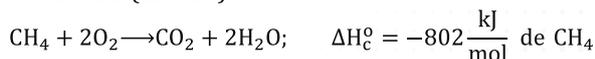
- a) 254 mol.
b) 169 mol.
c) 42 mol.
d) 85 mol.
e) 210 mol.

5. (PUCCAMP MEDICINA 2023) A substituição dos combustíveis tradicionais por hidrogênio tem ganhos energéticos e ambientais.

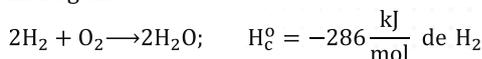
Dados:

Reações de combustão

Gás natural (metano):



Hidrogênio:



Comparando-se a reação de combustão desse combustível com a do gás natural, conclui-se que, para cada 1,0 g de combustível consumido, em termos energéticos, a combustão do hidrogênio gera cerca de

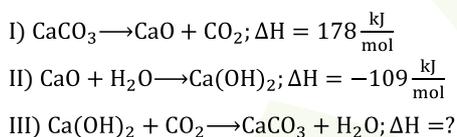
Dados:

Massas molares (g/mol): H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0

- a) 1,5 vezes mais energia. d) 4,5 vezes mais energia.
b) 2,9 vezes mais energia. e) 5,8 vezes mais energia.
c) 3,6 vezes mais energia.

6. (UNICAMP 2023) A caliação ou pintura com cal hidratada (Ca(OH)_2) é uma das formas mais antigas para o revestimento da fachada de edifícios. A cal virgem (CaO) – produzida a partir do aquecimento do calcário (CaCO_3) –, ao ser colocada em água, forma a cal hidratada que, uma vez aplicada à parede e em contato com o CO_2 do ar atmosférico, vai se transformando em seu precursor, o carbonato de cálcio. Dessa forma, o carbonato de cálcio fica aderido à parede, protegendo-a, conservando-a e embelezando-a.

Considere as equações a seguir:



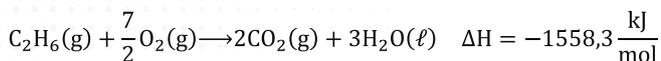
Levando em conta apenas as equações do processo de transformação e produção do carbonato de cálcio (equações I a III), pode-se afirmar que o processo

- a) pode ser considerado carbono neutro e que a última equação representa uma reação que levaria ao aquecimento da parede onde a cal foi aplicada.
 b) pode ser considerado carbono neutro e que a última equação representa uma reação que levaria ao resfriamento da parede onde a cal foi aplicada.
 c) não pode ser considerado carbono neutro e que a última equação representa uma reação que levaria ao aquecimento da parede onde a cal foi aplicada.
 d) não pode ser considerado carbono neutro e que a última equação representa uma reação que levaria ao resfriamento da parede onde a cal foi aplicada.

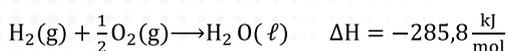
7. (PUCPR 2023) Germain Henri Hess (1802-1850) Hess nasceu em Genebra, na Suíça. Médico e químico estudioso da termodinâmica, ele foi um dos pioneiros da Físico-Química. Em 1840, ao estudar os calores das reações químicas, enunciou uma lei que ficou conhecida como Lei de Hess: “A variação de entalpia de uma reação química depende apenas dos estados inicial e final da reação, não importando o caminho da reação”.

Analise as equações químicas apresentadas a seguir.

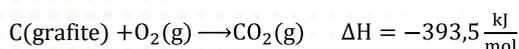
Combustão do etano:



Formação da água:



Formação do dióxido de carbono:



Utilizando a lei de Hess, determine a variação de entalpia (ΔH) da reação de formação do etano gasoso a partir de hidrogênio gasoso e carbono grafite.

- a) -43,05 kJ/mol d) +307,1 kJ/mol
 b) -86,1 kJ/mol e) -409,2 kJ/mol
 c) +86,1 kJ/mol

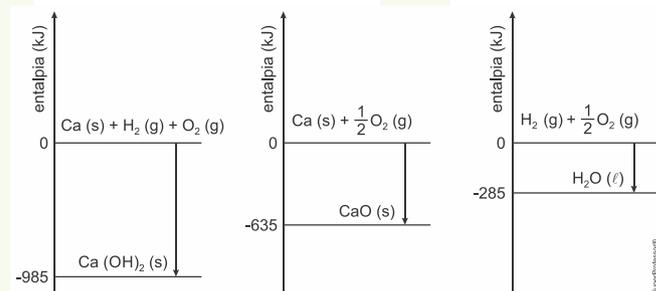
8. (UERJ 2023) A reação química entre metano e cloro molecular produz ácido clorídrico e diclorometano, sendo este segundo composto empregado como solvente em processos industriais. Os valores de energia de ligação envolvidos na reação estão apresentados na tabela a seguir.

LIGAÇÃO	ENERGIA DE LIGAÇÃO (kJ/mol)
C – H	410
Cl-Cl	240
C-Cl	330
H-Cl	430

A energia, em quilojoules, liberada na formação de 1,0 mol de diclorometano é igual a:

- a) 220 c) 640
 b) 400 d) 850

9. (UNESP 2023) Analise os diagramas de entalpias de reações parciais, associadas com a reação de cal viva sólida, $\text{CaO}_{(s)}$, com água líquida, para a produção de cal hidratada sólida, $\text{Ca(OH)}_{2(s)}$.



A variação de entalpia dessa reação de cal viva com água líquida, para produzir cal hidratada, é igual a

- a) - 1 905 kJ/mol.
 b) - 65 kJ/mol.
 c) + 95 kJ/mol.
 d) - 1 620 kJ/mol.
 e) + 2 890 kJ/mol.

10. (FATEC 2023) A combustão de 1,0 kg de hidrogênio libera 28.700 kcal, que corresponde a uma grande quantidade de energia, e não gera gases poluentes. Isso torna o hidrogênio uma excelente alternativa de combustível para carros. Estudos demonstram que um carro de passeio, abastecido com apenas 5,6 kg de gás hidrogênio, pode percorrer até 640 km.

Considerando que um carro de passeio só consiga utilizar 20% da energia liberada pela combustão do hidrogênio, assinale a alternativa que apresenta corretamente o valor aproximado da energia, em kcal, utilizada por um carro de passeio que foi abastecido com 5,6 kg de hidrogênio.

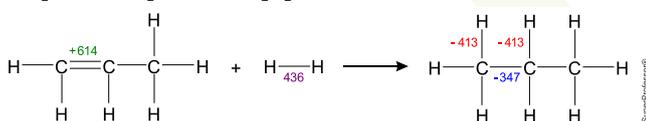
- a) $1,0 \times 10^3$ d) $2,1 \times 10^4$
b) $1,6 \times 10^3$ e) $3,2 \times 10^4$
c) $1,9 \times 10^4$

GABARITO

1. [A] 3. [A] 5. [B] 7. [B] 9. [B]
2. [D] 4. [D] 6. [A] 8. [A] 10. [E]

GABARITO E RESOLUÇÃO:

Resposta da questão 1: [A]



$$\Delta H = H^{\circ}_{\text{quebra}} + H^{\circ}_{\text{formação}}$$

$$\Delta H = +614 \text{ kJ} + 436 \text{ kJ} - 413 \text{ kJ} - 413 \text{ kJ} - 347 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -123 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Resposta da questão 2: [D]

A reação de combustão é um processo exotérmico (libera energia), e sua variação de entalpia, ΔH° tem valor menor do que zero, já que ocorre perda de energia no sistema. Ou seja, a entalpia dos produtos é menor do que a entalpia dos reagentes.

Resposta da questão 3: [A]

A partir das informações contidas na tabela fornecida no texto, montam-se as equações de combustão e aplica-se a lei de Hess

$$\Delta H = -874 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ (inverter)}$$

$$\Delta H = -394 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} (\times 2; \text{manter})$$

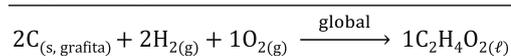
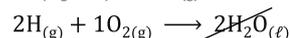
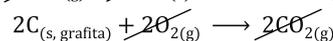
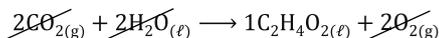
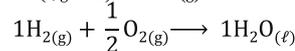
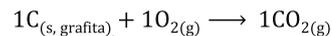
$$\Delta H = -286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} (\times 2; \text{manter})$$

$$\Delta H_1 = +874 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_3 = 2(-286) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_2 = 2(-394) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

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



$$\Delta H = +874 \text{ kJ} + 2(-394) \text{ kJ} + 2(-286) \text{ kJ}$$

$$\Delta H = 486 \text{ kJ/mol}$$

Resposta da questão 4: [D]

$$1W = 1J \cdot s^{-1}$$

$$P = 180 \text{ kW} = 180 \text{ kJ} \cdot s^{-1}$$

$$\Delta t = 1 \text{ hora} = 60 \text{ min} = 3600 \text{ s}$$

$$P = \frac{E}{\Delta t} \Rightarrow E = P \times \Delta t$$

$$E = 180 \text{ kJ} \cdot s^{-1} \times 3600 \text{ s} = 648.000 \text{ kJ}$$

$$\text{Poder calorífico} = 45.000 \text{ kJ/kg}$$

$$45.000 \text{ kJ} \text{ ——— } 1 \text{ kg de óleo diesel}$$

$$648.000 \text{ kJ} \text{ ——— } m_{\text{óleo diesel}}$$

$$m_{\text{óleodiesel}} = \frac{648.000 \text{ kJ} \times 1 \text{ kg}}{45.000 \text{ kJ}} = 14,4 \text{ kg}$$

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

$$m_{\text{óleodiesel}} = 14.400 \text{ g}$$

$$M_{\text{óleodiesel}} = 170 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{óleodiesel}} = \frac{m_{\text{óleodiesel}}}{M_{\text{óleodiesel}}} = \frac{14.400 \text{ g}}{170 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 84,7 \text{ mol}$$

$$n_{\text{óleodiesel}} = 85 \text{ mol}$$

Resposta da questão 5: [B]

Por se tratar de uma questão de estequiometria, vamos para as massas molares:

$$\text{CH}_4 = 16 \text{ g/mol}$$

$$\text{H}_2 = 2 \text{ g/mol}$$

Sabe-se que a combustão do metano gera 802 kJ para cada 1 mol de substância e também que isso é equivalente a 16 gramas do composto, então:

$$16 \text{ g} \text{ ——— } -802 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ g} \text{ ——— } x$$

$$x = -50,12 \text{ kJ}$$

Também temos que a combustão do hidrogênio gera 286 kJ para cada 1 mol de substância e também que isso é equivalente a 2 gramas do composto, então:

$$2 \text{ g} \text{ ——— } -286 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ g} \text{ ——— } x$$

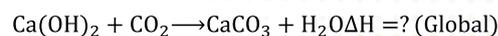
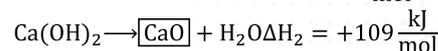
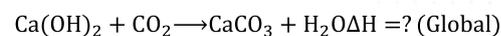
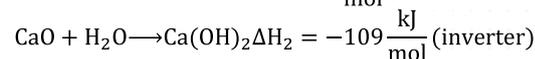
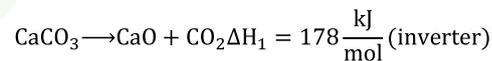
$$x = -143 \text{ kJ}$$

Fazendo a razão entre as energias:

$$x = \frac{-143}{-50,12}$$

$$x = 2,85 \text{ vezes maior}$$

Resposta da questão 6: [A]



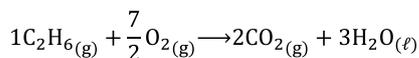
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$\Delta H = -178 \text{ kJ} + (+109 \text{ kJ})$$

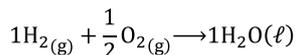
$$\Delta H = -69 \text{ kJ/mol}$$

O processo pode ser considerado carbono neutro, pois o CO_2 não é liberado para o ambiente, ou seja, reage com CaO e, também, exotérmico ($\Delta H < 0$) pois libera calor. Este calor poderia causar o aquecimento da parede onde a cal foi aplicada.

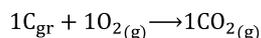
Resposta da questão 7: [B]



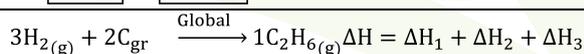
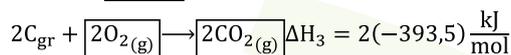
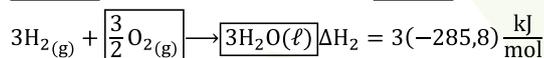
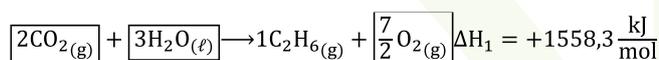
$$\Delta H_1 = -1558,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \text{ (inverter)}$$



$$\Delta H_2 = -285,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} (\times 3; \text{manter})$$



$$\Delta H_3 = -393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} (\times 2; \text{manter})$$



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

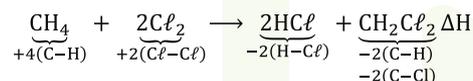
$$\Delta H = +1558,3\text{kJ} + 3(-285,8)\text{kJ} + 2(-393,5)\text{kJ}$$

$$\Delta H = +1558,3\text{kJ} - 857,4\text{kJ} - 787\text{kJ}$$

$$\Delta H = -86,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Resposta da questão 8: [A]

A entalpia de “quebra” das ligações é positiva e a entalpia de “formação” das ligações é negativa.



$$= \Delta H_{(\text{quebradeligações})} + \Delta H_{(\text{formaçãodeligações})} \Delta H$$

$$= [+4(\text{C}-\text{H}) + 2(\text{Cl}-\text{Cl})]$$

$$+ [-2(\text{H}-\text{Cl}) - 2(\text{C}-\text{H}) - 2(\text{C}-\text{Cl})] \Delta H$$

$$= +4(410\text{kJ}) + 2(240\text{kJ}) - 2(430\text{kJ}) - 2(410\text{kJ})$$

$$- 2(330\text{kJ}) \Delta H$$

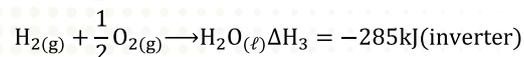
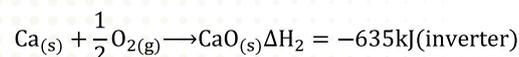
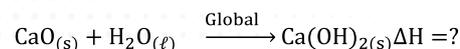
$$= +1640\text{kJ} + 480\text{kJ} - 860\text{kJ} - 820\text{kJ} - 660\text{kJ}$$

$$\Delta H = -220 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

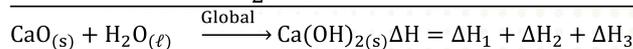
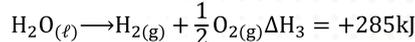
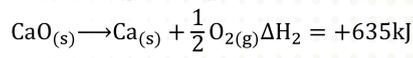
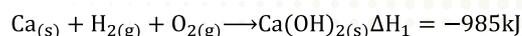
220kJ liberados por molde CH_2Cl_2 formado.

Resposta da questão 9: [B]

De acordo com a reação global e os diagramas, vem:



Então:



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

$$\Delta H = -985\text{kJ} + 635\text{kJ} + 285\text{kJ} = -65\text{kJ}$$

$$\Delta H = -65 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Resposta da questão 10: [E]

$$1\text{kg}(\text{H}_2) \text{ ————— } 28.700\text{kcal}$$

$$5,6\text{kg}(\text{H}_2) \text{ ————— } E$$

$$E = \frac{5,6\text{kg} \times 28.700\text{kcal}}{1\text{kg}} = 160.720\text{kcal}$$

$$160.720\text{kcal} \quad 100\%$$

$$E_{(\text{utilizada})} \quad 20\%$$

$$E_{(\text{utilizada})} = \frac{160.720\text{kcal} \times 20\%}{100\%}$$

$$= 32.144\text{kcal} = 3,2144 \times 10^4\text{kcal}$$

$$E_{(\text{utilizada})} = 3,2 \times 10^4\text{kcal}$$



Anote aqui



Estamos juntos nessa!



CURSO
FERNANDA PESSOA
ONLINE

TODOS OS DIREITOS RESERVADOS.