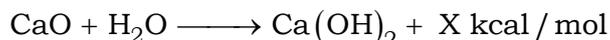


EXERCÍCIOS SOBRE TERMOQUÍMICA - VARIAÇÃO DE ENTALPIA

01. (Cesgranrio) Quando se adiciona cal viva (CaO) à água, há uma liberação de calor devida à seguinte reação química:



Sabendo-se que as entalpias de formação dos compostos envolvidos são a 1 ATM e 25 °C (condições padrão)

$$\Delta H (\text{CaO}) = - 151,9 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H (\text{H}_2\text{O}) = - 68,3 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H (\text{Ca}(\text{OH})_2) = - 235,8 \text{ kcal/mol}$$

Assim, o valor de X da equação anterior será:

- a) 15,6 kcal/mol
- b) 31,2 kcal/mol
- c) 46,8 kcal/mol
- d) 62,4 kcal/mol
- e) 93,6 kcal/mol

02. (UEL) Considere a reação de combustão de 440,0 g de propano, a 25 °C e 1 atm, com liberação de 22.200 kJ.

Para se obter 1110 kJ de calor, nas condições mencionadas, a massa de propano, em gramas, que deve ser utilizada é

- a) 44
- b) 22
- c) 11
- d) 8,8
- e) 4,4

03. (UNIRIO) A quantidade de calor em kcal formado pela combustão de 221,0 g de etino, a 25 °C, conhecendo-se as entalpias (ΔH) de formação do $\text{CO}_2(\text{g})$, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ e etino (g), é aproximadamente igual:

Dados: $\Delta H^\circ(\text{f})$:

$$\text{CO}_2(\text{g}) = - 94,10 \text{ kcal/mol}$$

$$\text{H}_2\text{O}(\ell) = - 68,30 \text{ kcal/mol}$$

$$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) = + 54,20 \text{ kcal/mol}$$

- a) - 2640,95 kcal
- b) - 1320,47 kcal
- c) - 880,31 kcal
- d) - 660,23 kcal
- e) - 528,19 kcal

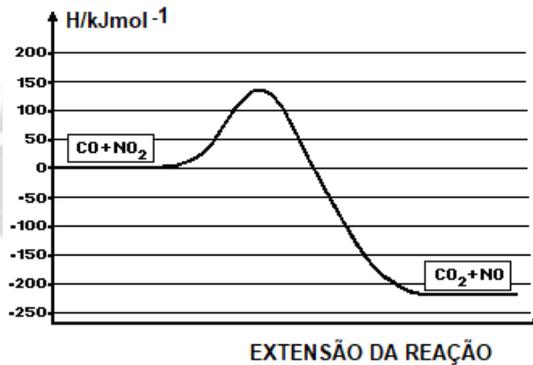
04. (UNITAU) Nas pizzarias há cartazes dizendo "Forno à lenha". A reação que ocorre deste forno para assar a pizza é:

- a) explosiva.
- b) exotérmica.
- c) endotérmica.
- d) higroscópica.
- e) catalisada.

05. (UNESP) A reação da formação de água, a partir de hidrogênio e oxigênio gasosos, é um processo altamente exotérmico. Se as entalpias (H) de reagentes e produtos forem comparadas, vale a relação:

- a) $H_{H_2} + H_{O_2} > H_{H_2O}$
- b) $H_{H_2} + H_{O_2} < H_{H_2O}$
- c) $H_{H_2} + H_{O_2} + H_{H_2O} = 0$
- d) $H_{H_2} + H_{O_2} = H_{H_2O}$
- e) $H_{H_2} = H_{O_2} = H_{H_2O}$

06. (UFMG) O gráfico a seguir representa a variação de energia potencial quando o monóxido de carbono, CO, é oxidado a CO₂ pela ação do NO₂, de acordo com a equação: $CO(g) + NO_2(g) \rightarrow CO_2(g) + NO(g)$.



Com relação a esse gráfico e à reação acima, a afirmativa FALSA é

- a) a energia de ativação para a reação direta é cerca de 135 kJmol⁻¹.
- b) a reação inversa é endotérmica.
- c) em valor absoluto, o ΔH da reação direta é cerca de 225 kJmol⁻¹.
- d) em valor absoluto, o ΔH da reação inversa é cerca de 360 kJmol⁻¹.
- e) o ΔH da reação direta é negativo.

07. (PUCRS) Considere as informações a seguir e preencha corretamente as lacunas.

Entalpia padrão das substâncias envolvidas na reação

Composto	ΔH _f ⁰ (kJ / mol)
P ₄ S ₃ (s)	- 151,0
P ₄ O ₁₀ (s)	- 2.940,0
SO ₂ (g)	- 296,8

A reação ocorrida na queima de um palito de fósforo deve-se a uma substância chamada trissulfeto de tetrafósforo, que inflama na presença de oxigênio, e pode ser representada pela equação: $P_4S_3(s) + 8 O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s) + 3 SO_2(g)$.

A quantidade de calor _____ na reação de combustão de 22 g de P₄S₃(s) é, aproximadamente, _____ kJ.

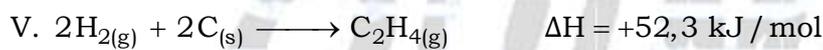
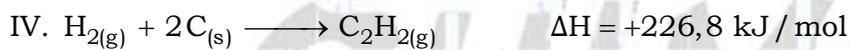
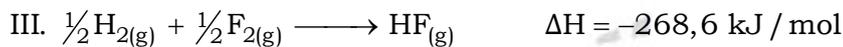
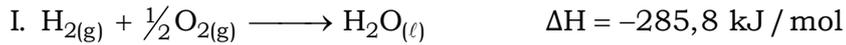
- a) liberado; 367,4
- b) liberado; 338,4
- c) absorvido; 3384
- d) absorvido; 3674
- e) liberado; 3674

08. (UEL) Considere a reação de combustão de 440,0 g de propano, a 25 °C e 1 atm, com liberação de 22.200 kJ. O ΔH de combustão do propano, em kJ/mol, vale

(Dado: massa molar do propano = 44 g/mol)

- a) - 22.200
- b) + 22.200
- c) - 2.220
- d) + 2.220
- e) - 555,0

09. (UEL) Considere as equações termoquímicas a seguir.



Em qual das reações há liberação de MAIOR quantidade de calor por 1,0 mol de hidrogênio consumido?

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

10. (UFMG) A energia que um ciclista gasta ao pedalar uma bicicleta é cerca de 1.800 kJ/hora acima de suas necessidades metabólicas normais. A sacarose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (massa molar = 342 g/mol), fornece aproximadamente 5.400 kJ/mol de energia.

A alternativa que indica a massa de sacarose que esse ciclista deve ingerir, para obter a energia extra necessária para pedalar 1h, é:

- a) 1.026 g
- b) 114 g
- c) 15,8 g
- d) 3,00 g
- e) 0,333 g

11. (FEI) A combustão de 1,0 g de gasolina (C_8H_{18} - 2,2,4 trimetil pentano) libera 11170 cal, de acordo com a equação química: $\text{C}_8\text{H}_{18} + \frac{25}{2}\text{O}_2 \longrightarrow 8\text{CO}_2 + 9\text{H}_2\text{O} + \text{Energia}$.

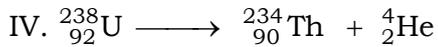
(levar em conta apenas a combustão completa do combustível)

O calor de combustão do isoctano é de:

- a) 11.170 kcal
- b) 7,819 cal
- c) 1.273,4 kcal
- d) 11.170 cal
- e) 7.820 kcal

Dados: H = 1 u ; C = 12u ; O = 16u

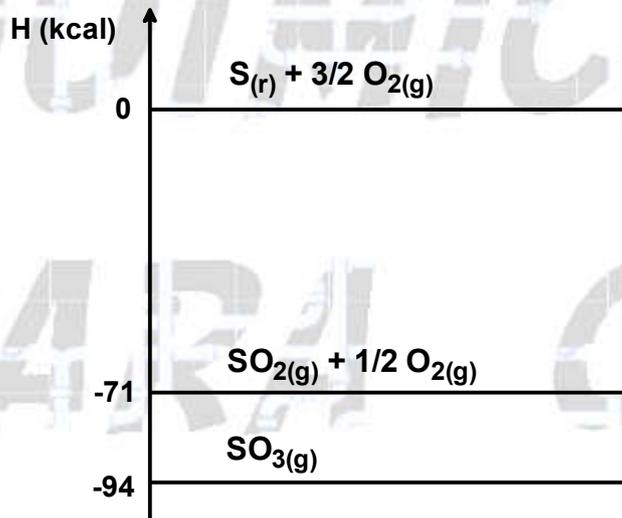
12. (FATEC) Considere as transformações representadas a seguir:



São transformações exotérmicas

- a) I e III.
- b) I e IV.
- c) II e III.
- d) I, II e III.
- e) II e IV.

13. (Cesgranrio) Observe o gráfico.



O valor da entalpia de combustão de 1 mol de $\text{SO}_2(\text{g})$, em kcal, a 25°C e 1 atm, é:

- a) - 71.
- b) - 23.
- c) + 23.
- d) + 71.
- e) + 165.

14. (FUVEST) A oxidação de açúcares no corpo humano produz ao redor de 4,0 quilocalorias por grama de açúcar oxidado. A oxidação de um décimo de mol de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) vai produzir aproximadamente:

Massas atômicas: H = 1,0; C = 12; O = 16.

- a) 40 kcal
- b) 50 kcal
- c) 60 kcal
- d) 70 kcal
- e) 80 kcal

15. (FUVEST) Tanto gás natural como óleo diesel são utilizados como combustível em transportes urbanos. A combustão completa do gás natural e do óleo diesel liberam, respectivamente, 9×10^2 kJ e 9×10^3 kJ por mol de hidrocarboneto. A queima desses combustíveis contribui para o efeito estufa. Para igual energia liberada, quantas vezes a contribuição do óleo diesel é maior que a do gás natural?

(Considere gás natural = CH_4 , óleo diesel = $\text{C}_{14}\text{H}_{30}$)

- a) 1,1.
- b) 1,2.
- c) 1,4.
- d) 1,6.
- e) 1,8.

16. (FUVEST - GV) Qual o calor obtido na queima de 1,000 kg de um carvão que contém 4,0 % de cinzas?

Dados: Massa molar do carbono: 12 g/mol.
Calor de combustão do carbono: 390 kJ/mol.

- a) $3,75 \times 10^2$ kJ
- b) $1,30 \times 10^3$ kJ
- c) $4,70 \times 10^3$ kJ
- d) $3,12 \times 10^4$ kJ
- e) $3,26 \times 10^4$ kJ

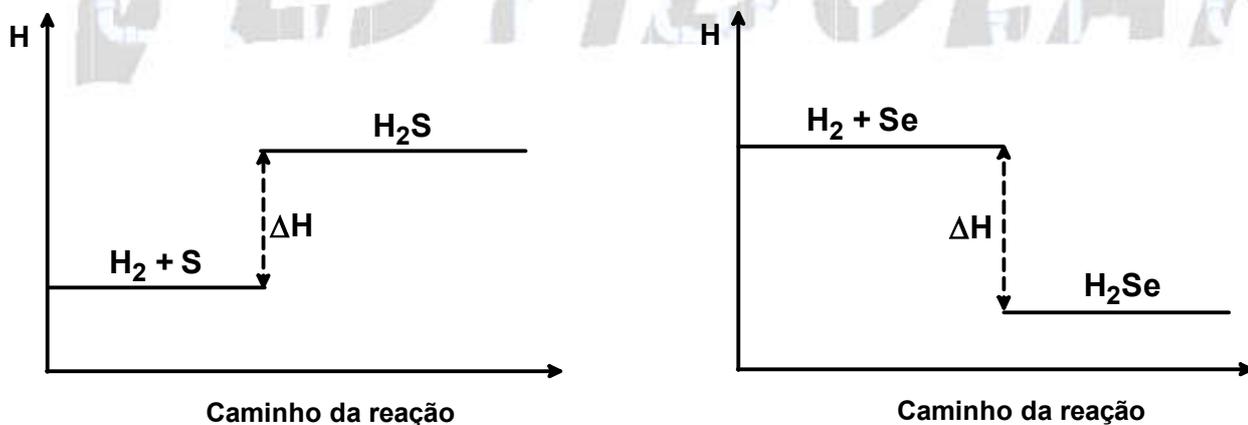
17. (UEL) Um medicamento polivitamínico e polimineral traz a seguinte informação técnica em sua bula: "Este medicamento consiste na associação do acetato de tocoferol (vitamina E), ácido ascórbico (vitamina C) e os oligoelementos zinco, selênio, cobre e magnésio. Estas substâncias encontram-se numa formulação adequada para atuar sobre os radicais livres. O efeito antioxidante do medicamento fortalece o sistema imunológico e combate o processo de envelhecimento."

O selênio, elemento presente na composição do comprimido, pertence ao grupo do oxigênio na tabela periódica. A tabela mostra os calores de formação e as constantes de ionização de quatro substâncias.

Substância	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
Entalpia de formação (kJ)/mol	-242	-21	+77	+143
Constante de ionização $H_2X \rightleftharpoons H^+ + HX^-$	$1,0 \times 10^{-14}$	$1,2 \times 10^{-7}$	$1,9 \times 10^{-4}$	$2,3 \times 10^{-3}$

I. H₂O é a substância mais estável.

II. Os gráficos que representam as entalpias de formação do H₂S e do H₂Se em função do caminho da reação, são:



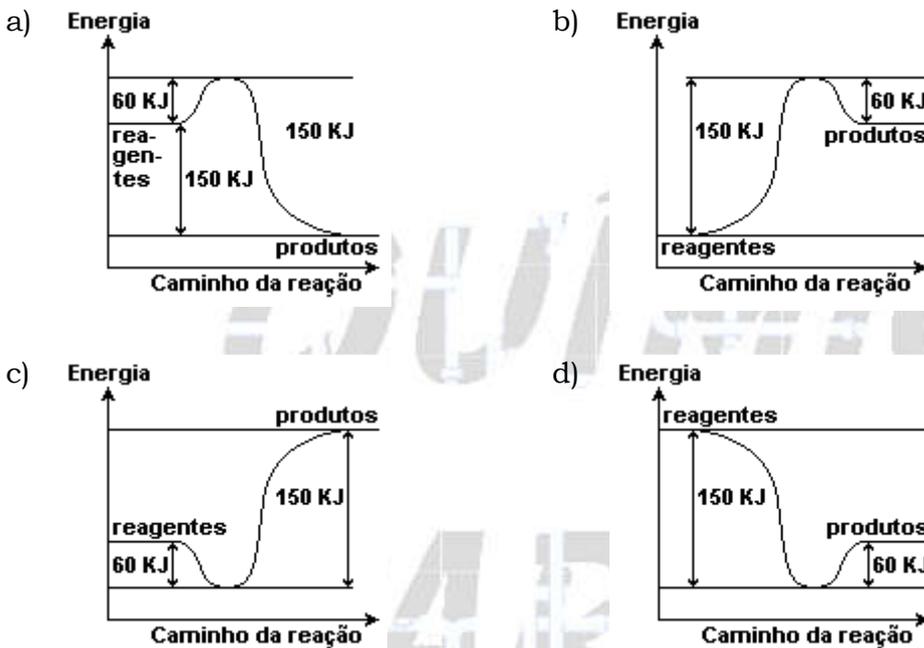
III. Na formação das substâncias relacionadas na tabela, a reação que absorve maior quantidade de energia é a de formação do H₂O.

IV. Entre as substâncias relacionadas na tabela, o H₂Te é o ácido mais forte.

Estão corretas apenas as afirmativas:

- a) I e II.
- b) I e IV.
- c) III e IV.
- d) I, II e III.
- e) II, III e IV.

18. (PUCMG) Considere uma reação que possui uma energia de ativação de 60 kJ e uma variação de entalpia de -150 kJ. Qual dos diagramas energéticos a seguir representa CORRETAMENTE essa reação?



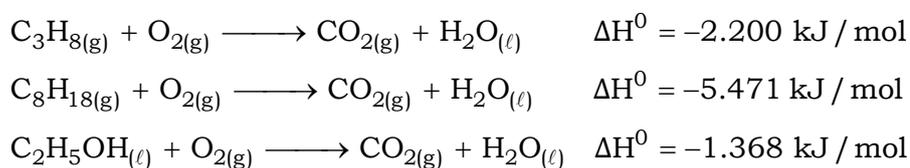
19. (PUCSP) A respeito dos processos,

- I. $C(\text{gr}) + 2H_2(\text{g}) \rightarrow CH_4(\text{g}) \quad \Delta H = -x \text{ cal}$
- II. $C(\text{gr}) + 4H(\text{g}) \rightarrow CH_4(\text{g}) \quad \Delta H = -x' \text{ cal}$

é correto afirmar que

- a) $x = x'$ porque as massas de $CH_4(\text{g})$ formadas são iguais.
- b) $x < x'$ porque a entalpia de $H_2(\text{g})$ é menor que a do $H(\text{g})$ e a do $C(\text{gr})$ é menor que a do $C(\text{g})$.
- c) $x < x'$ porque o número de mols dos reagentes em I é menor que em II.
- d) $x > x'$ porque no processo I os reagentes não estão no mesmo estado físico.
- e) $x = x'$ porque nos dois processos os reagentes e os resultantes pertencem às mesmas espécies químicas.

20. (UEL) No Brasil, são utilizados combustíveis obtidos de diferentes fontes. Do petróleo são extraídos, por exemplo, o propano, constituinte do gás de botijão, e o n-octano, principal constituinte da gasolina. Da cana de açúcar é obtido o etanol, empregado como combustível automotor. As equações termoquímicas de combustão, não balanceadas, dos combustíveis propano, n-octano e etanol são respectivamente representadas por:



Com base nas fórmulas dos combustíveis e nas equações, considere as afirmativas a seguir.

- I. A soma dos coeficientes estequiométricos da reação de combustão do etanol é 8.
- II. 50 g de n-octano libera maior quantidade de energia do que 100 g de propano.
- III. O propano e o n-octano são hidrocarbonetos saturados.
- IV. O n-octano é aquele que libera maior quantidade de CO₂(g) por mol de combustível.

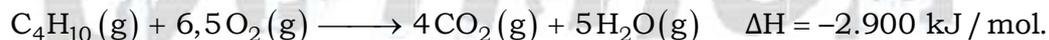
Estão corretas apenas as afirmativas:

- a) I e II. b) II e III. c) III e IV. d) I, II e IV. e) I, III e IV.

21. (UNESP - adaptado) As entalpias de formação de NO e NO₂ gasosos são, respectivamente, 90,4 kJ/mol e 33,9 kJ/mol.

Calcule o calor da reação, no estado gasoso, entre NO e O₂ para formar NO₂.

22. (UNICAMP) Um botijão de gás de cozinha, contendo butano, foi utilizado em um fogão durante um certo tempo, apresentando uma diminuição de massa de 1,0 kg. Sabendo-se que:



- a) Qual a quantidade de calor que foi produzida no fogão devido à combustão do butano?
- b) Qual o volume, a 25 °C e 1,0 atm, de butano consumido?

Dados: o volume molar de um gás ideal a 25 °C e 1,0 atm é igual a 24,51 litros; massas atômicas relativas: C = 12; H = 1.

23. (FUVEST) Os principais constituintes do "gás de lixo" e do "gás liquefeito de petróleo" são, respectivamente, o metano e o butano.

- a) Comparando volumes iguais dos dois gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, qual deles fornecerá maior quantidade de energia na combustão? Justifique sua resposta a partir da hipótese de Avogadro para os gases.
- b) Poder calorífico de um combustível pode ser definido como a quantidade de calor liberado por quilograma de material queimado. Calcule o poder calorífico do gás metano.

Massas molares:	Calores de combustão (ΔH):
metano = 16 g/mol	metano = 208 kcal/mol
butano = 58 g/mol	butano = 689 kcal/mol

24. (FUVEST) Em automóveis, o hidrogênio é um possível combustível alternativo à gasolina.

- a) Usando os dados a seguir, calcule a pressão da quantidade de hidrogênio que fornece a mesma energia e ocupa o mesmo volume, a 27 °C, que um litro de gasolina.

Calores de combustão:

gasolina: $3,0 \times 10^7$ J/L

hidrogênio: $2,4 \times 10^5$ J/mol

Constante dos gases: 8×10^{-2} L atm mol⁻¹ K⁻¹.

- b) Qual a vantagem do hidrogênio e a desvantagem da gasolina como combustíveis, em termos
 - b1) ambientais?
 - b2) da disponibilidade das fontes naturais das quais são obtidos?

25. (UNESP) O calor liberado na combustão completa do acetileno (C_2H_2) gasoso, a $25^\circ C$, é de -1.298 kJ/mol . Determinar a entalpia de formação do acetileno.

São fornecidos os seguintes dados a $25^\circ C$:

entalpia de formação de CO_2 gasoso = -393 kJ/mol

entalpia de formação de H_2O líquida = -285 kJ/mol .

26. (UNICAMP) As informações contidas a seguir foram extraídas de rótulos de bebidas chamadas "energéticas", muito comuns atualmente, e devem ser consideradas para a resolução da questão.

"Cada 500 mL contém"

Valor energético = 140 CAL

Carboidratos (sacarose) = 35 g

Sais minerais = 0,015 moles*

Proteínas = 0 g

Lípidios = 0 g

*(valor calculado a partir do rótulo)

A unidade CAL utilizada para expressar o "valor energético", como especificado no rótulo, significa 1000 calorias. Essa unidade é obsoleta, e sua relação com a unidade recomendada de energia, o joule (J), é: 1 caloria = 4,184 J. Portanto, o valor energético escrito no rótulo equivale a 586 kJ (quilojoule).

Dados:



Substância	Massa molar (g/mol)	Entalpia de formação (kJ/mol)
Sacarose	342	- 2.222
$CO_2(g)$	44	- 395
$H_2O(l)$	18	- 285

a) Calcule, com base nos dados da tabela, o valor da variação de entalpia (ΔH), em kJ/mol, para a combustão da sacarose sólida formando dióxido de carbono gasoso e água líquida.

b) Considerando que a reação de combustão da sacarose anteriormente representada possa ser utilizada no cálculo do "valor energético", qual a contribuição da sacarose (carboidratos) para o "valor energético" da bebida (dar em porcentagem)?

01. A 02. B

03. A 04. B

05. A 06. D

07. A 08. C

09. C 10. B

11. C 12. E

13. B 14. D

15. C 16. D

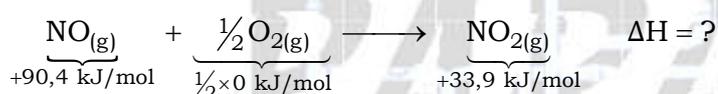
17. B 18. A

19. B 20. C

21. Teremos:

$$\Delta H_f^0(\text{NO}_{(g)}) = +90,4 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0(\text{NO}_{2(g)}) = +33,9 \text{ kJ/mol}$$



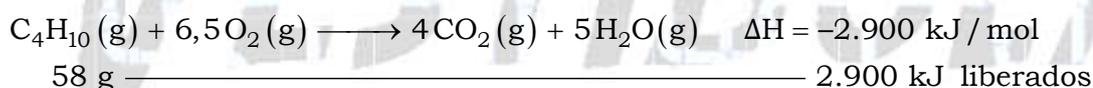
$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = [+33,9 \text{ kJ}] - [+90,4 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = -56,5 \text{ kJ}$$

22. a) Cálculo da quantidade de calor produzida no fogão devido à combustão do butano:

$$M_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 58 \text{ g}; 1\text{kg} = 1.000 \text{ g}$$



$$58 \text{ g} \text{ ————— } 2.900 \text{ kJ liberados}$$

$$1.000 \text{ g} \text{ ————— } E$$

$$E = 50.000 \text{ kJ}$$

$$E = 5,0 \times 10^4 \text{ kJ}$$

b) Cálculo do volume de butano consumido:

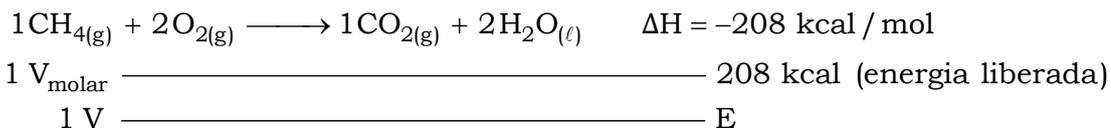
$$58 \text{ g de butano} \text{ ————— } 24,51 \text{ L}$$

$$1.000 \text{ g de butano} \text{ ————— } V$$

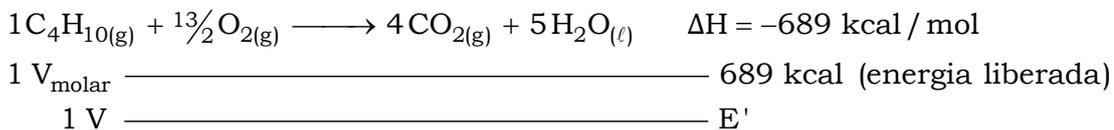
$$V = 422,5862 \text{ L}$$

$$V \approx 422,6 \text{ L}$$

23. a) De acordo com a hipótese de Avogadro, nas mesmas condições de pressão e temperatura, 1 mol de qualquer gás ocupará um volume constante (V_{molar}). Então:



$$E = 208 \frac{V}{V_{\text{molar}}} \text{ kcal}$$

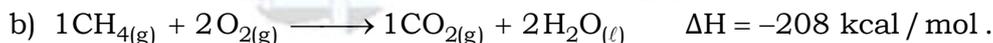


$$E' = 689 \frac{V}{V_{\text{molar}}} \text{ kcal}$$

$$689 \frac{V}{V_{\text{molar}}} \text{ kcal} > 208 \frac{V}{V_{\text{molar}}} \text{ kcal}$$

$$E' > E$$

Conclusão : o butano fornecerá maior quantidade de energia.



$$M_{\text{CH}_4} = 16 \text{ g} = 16 \times 10^{-3} \text{ kg}$$

$$16 \times 10^{-3} \text{ kg de metano} \text{ ————— } 208 \text{ kcal (energia liberada)}$$

$$1 \text{ kg de metano} \text{ ————— } \text{P.C.}$$

$$\text{P.C.} = \frac{1 \text{ kg} \times 208 \text{ kcal}}{16 \times 10^{-3} \text{ kg}} = 13 \times 10^3 \text{ kcal}$$

$$\text{P.C.} = 13.000 \text{ kcal}$$

ou

$$\text{P.C.} = 1,3 \times 10^4 \text{ kcal}$$

24. a) Cálculo da pressão pedida:

$$\text{Gasolina : } 3,0 \times 10^7 \text{ J / L}$$

$$\text{Hidrogênio : } 2,4 \times 10^5 \text{ J / mol}$$

$$1 \text{ mol de hidrogênio} \text{ ————— } 2,4 \times 10^5 \text{ J}$$

$$n_{\text{hidrogênio}} \text{ ————— } 3,0 \times 10^7 \text{ J}$$

$$n_{\text{hidrogênio}} = \frac{3,0 \times 10^7 \text{ J} \times 1 \text{ mol}}{2,4 \times 10^5 \text{ J}} = 1,25 \times 10^2 \text{ mol}$$

$$T = 27 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$V = 1 \text{ L}$$

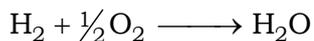
$$R = 8 \times 10^{-2} \text{ Latm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$P \times V = n_{\text{hidrogênio}} \times R \times T$$

$$P \times 1 \text{ L} = 1,25 \times 10^2 \text{ mol} \times 8 \times 10^{-2} \text{ Latm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 300 \text{ K}$$

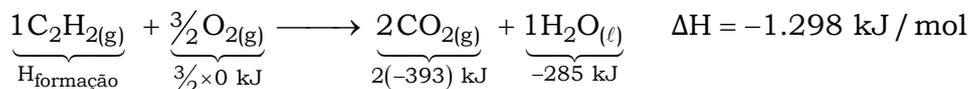
$$P = 3.000 \text{ atm}$$

b1) A combustão do hidrogênio não polui a atmosfera, pois forma apenas água.



b2) A gasolina é obtida do petróleo que é uma fonte finita (combustível fóssil), enquanto que o hidrogênio é obtido a partir da água que é uma fonte abundante e, teoricamente renovável sob o ponto de vista do ciclo da água.

25. Teremos:



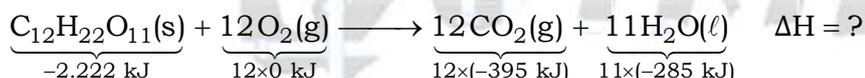
$$\Delta\text{H} = \text{H}_{\text{produtos}} - \text{H}_{\text{reagentes}}$$

$$-1.298 = [2(-393) + (-285)] - [\text{H}_{\text{formação}} + 0]$$

$$\text{H}_{\text{formação}} = -1.071 \text{ kJ} + 1.298 \text{ kJ}$$

$$\text{H}_{\text{formação}} = +227 \text{ kJ/mol}$$

26. a) Teremos:

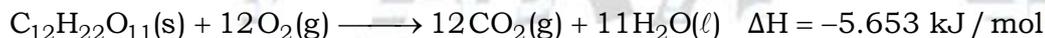


$$\Delta\text{H} = \text{H}_{\text{produtos}} - \text{H}_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta\text{H} = [12 \times (-395) + 11 \times (-285)] - [-2.222 + 12 \times 0]$$

$$\Delta\text{H} = -5.653 \text{ kJ/mol}$$

b) Teremos:



$$342 \text{ g} \text{ ————— } 5.653 \text{ kJ liberados}$$

$$35 \text{ g} \text{ ————— } \text{E}$$

$$\text{E} = \frac{35 \text{ g} \times 5.653 \text{ kJ}}{342 \text{ g}}$$

$$\text{E} = 578,52339 \text{ kJ} \approx 578,5 \text{ kJ}$$

Valor energético da bebida $\approx 586 \text{ kJ}$

$$586 \text{ kJ} \text{ ————— } 100 \%$$

$$578,5 \text{ kJ} \text{ ————— } \text{p}$$

$$\text{p} = \frac{578,5 \text{ kJ} \times 100 \%}{586 \text{ kJ}}$$

$$\text{p} = 98,72 \%$$