



## Termoquímica – Exercícios de complementação

Podemos calcular a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) de um processo de três maneiras:

**1º caso** – Dada a entalpia de formação das substâncias envolvidas

$$\Delta H = \sum H_{\text{formação final}} - \sum H_{\text{formação inicial}} \\ \text{(produtos)} \quad \text{(reagentes)}$$

**2º caso** – Dadas as energias de ligação (substâncias gasosas)

$$\Delta H = \underbrace{\sum \epsilon_{\text{ligação "quebrar"}}}_{\Delta H > 0} + \underbrace{\sum \epsilon_{\text{ligação "formar"}}}_{\Delta H < 0}$$

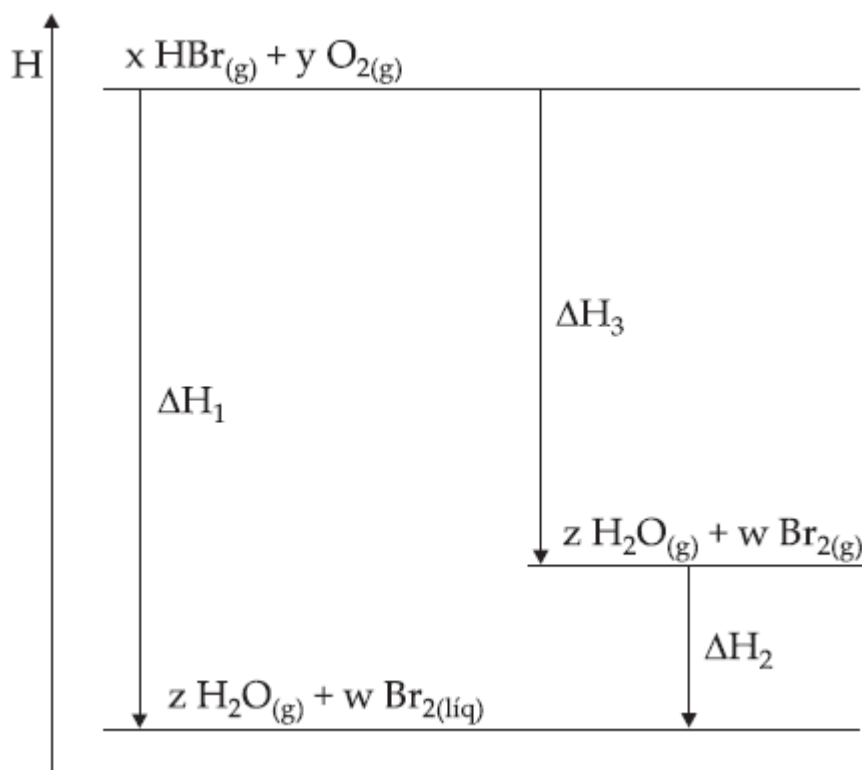
**3º caso** – Lei de Hess: se somarmos equações, o  $\Delta H$  da equação global é a soma dos " $\Delta H$ ".

Ao fazer a soma algébrica das equações, devemos ficar atentos aos seguintes detalhes:

- multiplicando ou dividindo a equação química por um determinado número, o  $\Delta H$  também será multiplicado ou dividido pelo mesmo número;
- invertendo a equação, o sinal do  $\Delta H$  também será invertido.

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

01 (UEL-PR) Uma mistura gasosa de brometo de hidrogênio e de oxigênio reage formando água e bromo. O diagrama de entalpia abaixo está relacionado com esta reação.

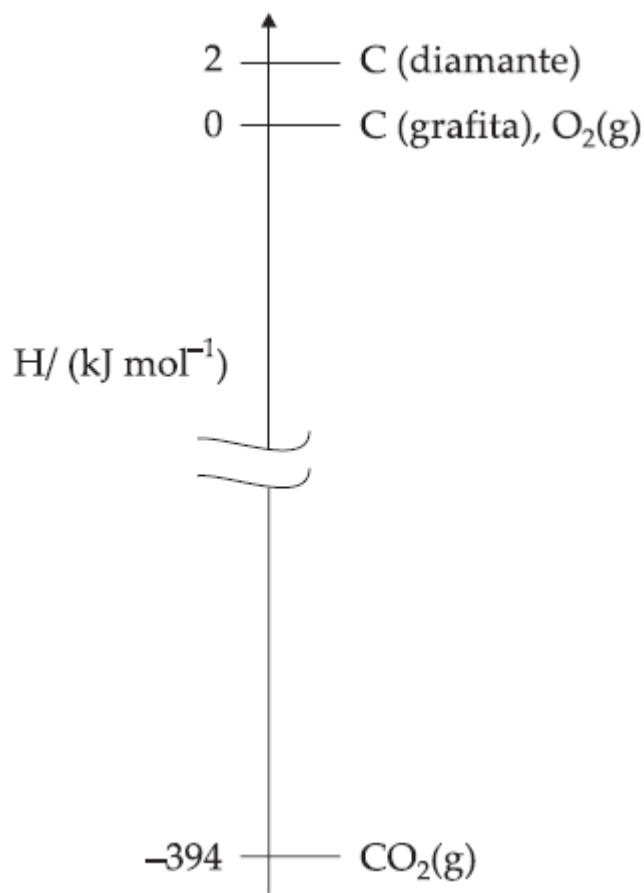


No diagrama,  $x$ ,  $y$ ,  $z$  e  $w$  representam os coeficientes da equação balanceada.

Com relação à reação descrita, é incorreto afirmar que:

- a entalpia de formação de brometo de hidrogênio gasoso é  $\Delta H_3$ .
- $\Delta H_3$  representa a entalpia da reação  $x \text{HBr}(g) + y \text{O}_2(g) \rightarrow z \text{H}_2\text{O}(g) + w \text{Br}_2(g)$
- $\Delta H_3 = \Delta H_1 - \Delta H_2$
- a vaporização do bromo líquido é um processo endotérmico.
- a reação de obtenção de água e de bromo, a partir do brometo de hidrogênio e do oxigênio, é um processo exotérmico.

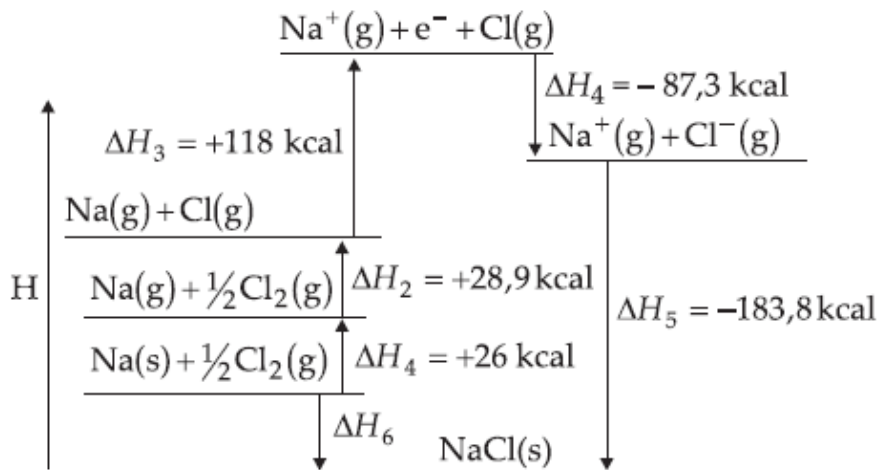
02 (UFMG-MG) Considere o seguinte diagrama de entalpia, envolvendo o dióxido de carbono e as substâncias elementares diamante, grafita e oxigênio.



Considerando o diagrama, assinale a afirmativa FALSA.

- a) a transformação do diamante em grafita é exotérmica.
- b) a variação de entalpia na combustão de 1 mol de diamante é igual  $-392 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- c) a variação de entalpia na obtenção de 1 mol de CO<sub>2</sub>(g), a partir da grafita, é igual a  $-394 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- d) a variação de entalpia na obtenção de 1 mol de diamante, a partir da grafita, é igual a  $2 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

03 (UFPR-PR) Considere o diagrama de entalpia a seguir, no qual os coeficientes se referem a mols, temperatura 25 °C e pressão 1 atm



(Dados: massa molar  ${}_{11}\text{Na} = 23 \text{ g}$ ;  ${}_{17}\text{Cl} = 35,5 \text{ g}$ )

É correto afirmar:

(01) No diagrama estão representados os processos de quebra ou formação de pelo menos três tipos de ligações químicas: covalente, iônica e metálica.

(02)  $\Delta H_6 = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5$

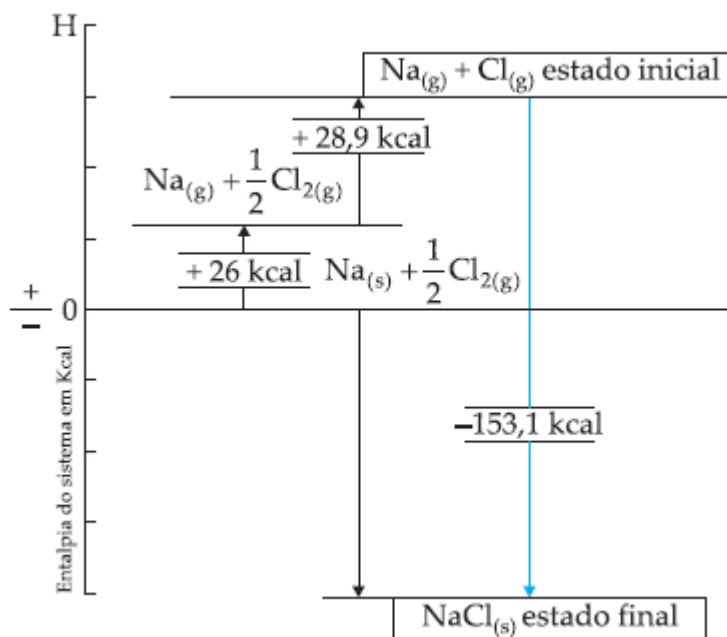
(03) A energia necessária para formar 1 mol de íons cloreto e 1 mol de íons sódio, ambos no estado gasoso, a partir de 1 mol de cloreto de sódio sólido, é igual a + 183,8 kcal.

(04) A variação da entalpia da reação  $\text{NaCl}(s) \rightarrow \text{Na}(s) + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(g)$  é igual a -98,2 kcal.

(05) A formação de 1 mol de íons sódio e 1 mol de íons cloreto, ambos no estado gasoso, a partir de sódio metálico e gás cloro, é um processo exotérmico.

04 (UFRJ-RJ) O diagrama a seguir contém valores de entalpias das diversas etapas de formação de  $\text{NaCl}(s)$ , a partir do  $\text{Na}(s)$  e do  $\text{Cl}_2(g)$ .

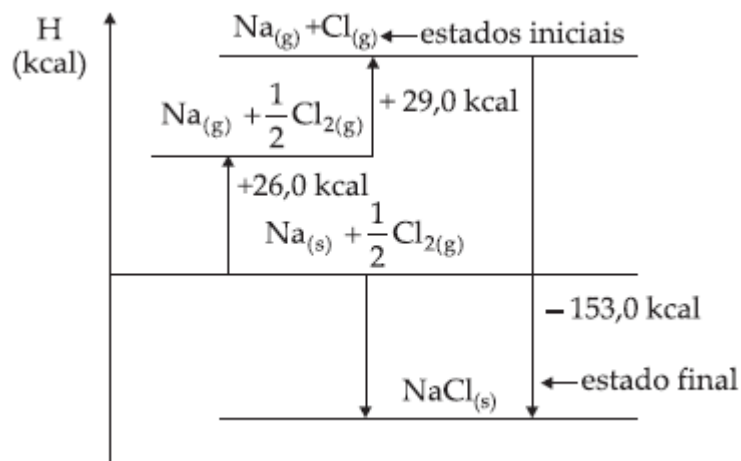
Diagrama de entalpia  
T = 25 °C e P = 1 atm



a) Determine, em kcal, a variação de entalpia,  $\Delta H$ , da reação:  $\text{Na}(s) + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{NaCl}(s)$

b) Explique por que o  $\text{NaCl}$  é sólido na temperatura ambiente.

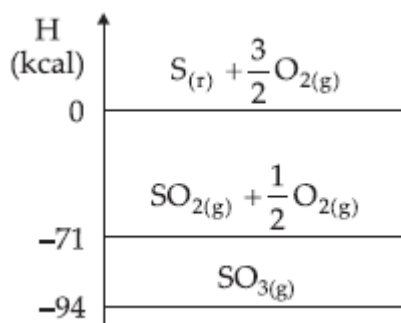
05 (PUC-MG) O diagrama a seguir contém valores das entalpias das diversas etapas de formação do  $\text{NaCl}(s)$ , a partir do  $\text{Na}(s)$  e do  $\text{Cl}_2(g)$ .



Para a reação:  $\text{Na}(s) + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{NaCl}(s)$   
a variação de entalpia ( $\Delta H$ ), em kcal, a 25 °C e 1 atm, é igual a:

- a) -98      b) -153      c) -55      d) +153      e) +98

06 (Cesgranrio-RJ) Observe o gráfico.



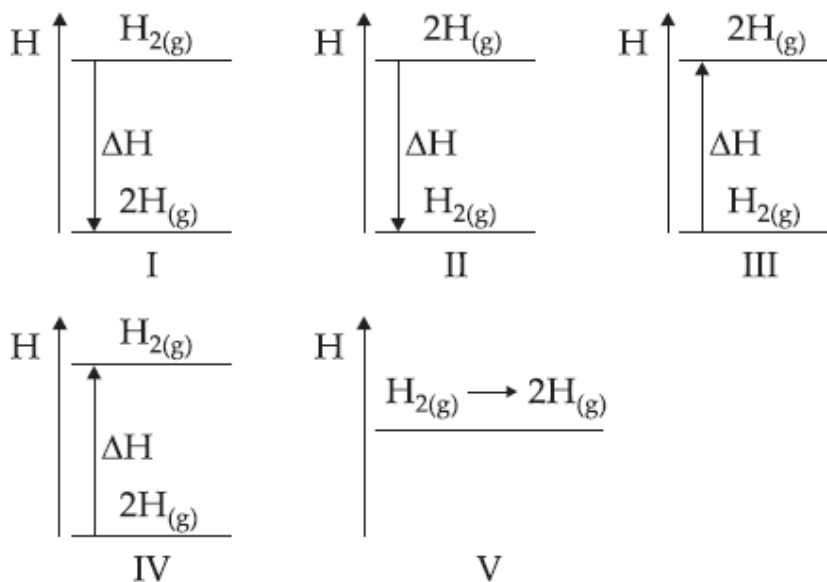
O valor da entalpia de combustão de 1 mol de  $\text{SO}_2(g)$ , em kcal, a 25 °C e 1 atm, é:

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

07 (UEL-PR)  $\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}(\text{g})$

Dado: massa molar do H = 1g/mol

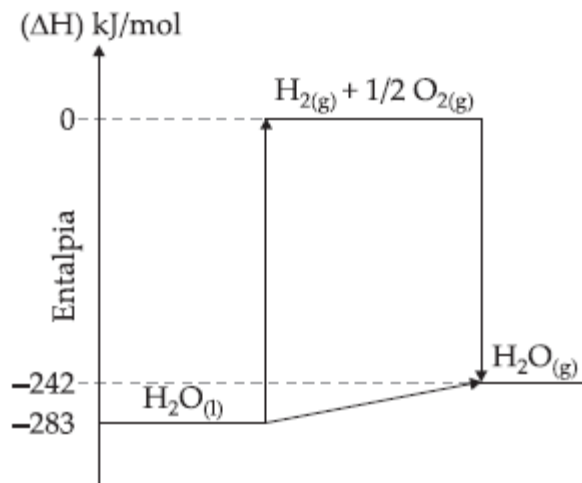
Considere os seguintes diagramas da variação de entalpia para a reação acima:



Qual dos diagramas corresponde à reação?

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

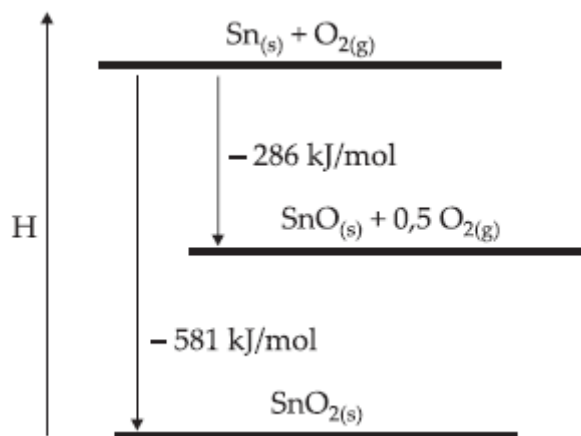
08 (Cesgranrio-RJ) Considere o diagrama de entalpia a seguir.



Assinale a opção que contém a equação termoquímica correta.

- a)  $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \Delta\text{H} = +242 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 b)  $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \Delta\text{H} = -41 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 c)  $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \Delta\text{H} = +283 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 d)  $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \Delta\text{H} = 0 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 e)  $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) \Delta\text{H} = +41 \text{ kJ mol}^{-1}$

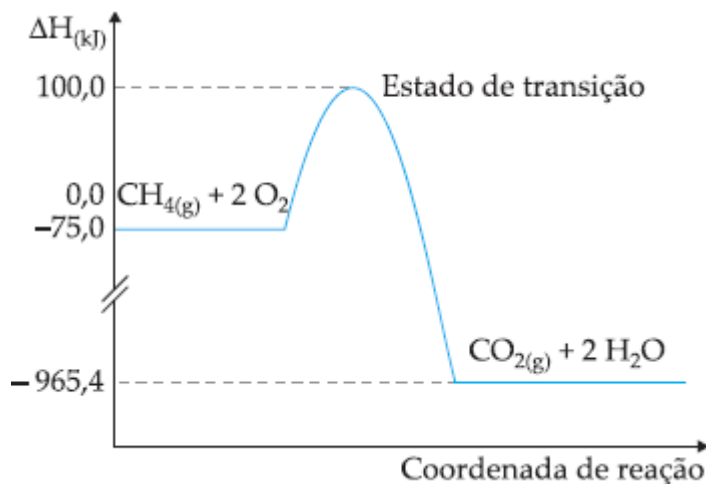
09 (Unicamp-SP) As variações de entalpia ( $\Delta H$ ) do oxigênio, do estanho e dos seus óxidos, a 298 K e 1 bar, estão representadas no diagrama:



Assim, a formação do  $\text{SnO}(s)$ , a partir dos elementos, corresponde a uma variação de entalpia de  $-286 \text{ kJ/mol}$ .

- Calcule a variação de entalpia ( $\Delta H_1$ ) correspondente à decomposição do  $\text{SnO}_2(s)$  nos respectivos elementos, a 298 K e 1 bar.
- Escreva a equação química e calcule a respectiva variação de entalpia ( $\Delta H_2$ ) da reação entre o óxido de estanho (II) e o oxigênio, produzindo o óxido de estanho (IV), a 298 K e 1 bar.

10 (UFC-CE) Os constantes aumentos dos preços dos combustíveis convencionais dos veículos automotores têm motivado a utilização do gás natural ( $\text{CH}_4$ ) como combustível alternativo. Analise o gráfico abaixo, que ilustra as variações de entalpia para a combustão do metano.



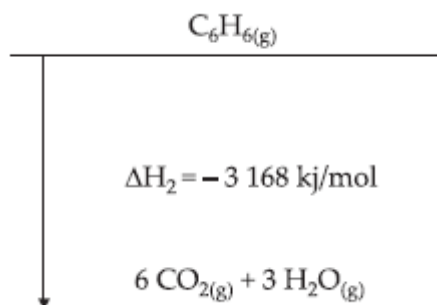
Assinale a alternativa correta.

- A entalpia de combustão do metano,  $\Delta H_c = -890,4 \text{ kJ/mol}$ , equivale ao valor do somatório das entalpias de formação de um mol de  $\text{CO}_2(g)$  e 2 mols de  $\text{H}_2\text{O}(g)$ .
- A energia calorífica consumida para a ativação da reação,  $175 \text{ kJ/mol}$ , é consideravelmente menor do que a energia liberada na combustão do metano,  $\Delta H = -890,4 \text{ kJ/mol}$ .
- A reação de combustão do  $\text{CH}_4$  bem exemplifica um processo exotérmico, com liberação de  $965,4 \text{ kJ}$ , quando um mol deste gás é consumido para produzir 3 mols de produtos gasosos.
- A formação do estado de transição envolve uma variação de entalpia de  $100 \text{ kJ/mol}$ , e o calor de combustão do  $\text{CH}_4$  corresponde ao valor,  $\Delta H = -965,4 \text{ kJ/mol}$ .
- O cálculo termodinâmico, rigorosamente correto, do calor de combustão do  $\text{CH}_4$  envolve todas as etapas representadas no gráfico, isto é:  $\Delta H = (-75+100-965,4) = -940,4 \text{ kJ/mol}$ .

**11 (Fuvest-SP)** Passando acetileno por um tubo de ferro, fortemente aquecido, forma-se benzeno (um trímero do acetileno). Pode-se calcular a variação de entalpia dessa transformação, conhecendo-se as entalpias de combustão completa de acetileno e benzeno gasosos, dando produtos gasosos. Essas entalpias são, respectivamente,  $-1\,256\text{ kJ/mol}$  de  $\text{C}_2\text{H}_2$  e  $-3\,168\text{ kJ/mol}$  de  $\text{C}_6\text{H}_6$ .

a) Calcule a variação de entalpia, por mol de benzeno, para a transformação de acetileno em benzeno ( $\Delta H_1$ ).

O diagrama adiante mostra as entalpias do benzeno e de seus produtos de combustão, bem como o calor liberado na combustão ( $\Delta H_2$ ).



b) Complete o diagrama adiante para a transformação de acetileno em benzeno, considerando o calor envolvido nesse processo ( $\Delta H_1$ ).

Um outro trímero do acetileno é o 1,5 hexadiino. Entretanto, sua formação, a partir do acetileno, não é favorecida. Em módulo, o calor liberado nessa transformação é menor do que o envolvido na formação do benzeno.

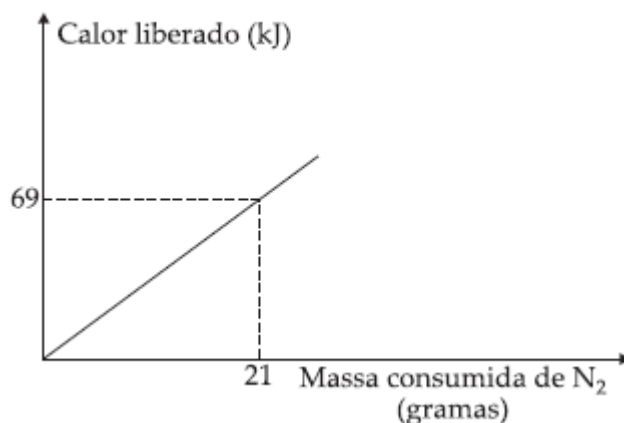
c) No mesmo diagrama, indique onde se localizaria, aproximadamente, a entalpia do 1,5-hexadiino.

d) Indique, no mesmo diagrama, a entalpia de combustão completa ( $\Delta H_3$ ) do 1,5-hexadiino gasoso, produzindo  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$  gasosos. A entalpia de combustão do 1,5 hexadiino, em módulo e por mol de reagente, é maior ou menor do que a entalpia de combustão do benzeno?

**12 (UFRJ-RJ)** F. Haber (Prêmio Nobel —1918) e C. Bosch (Prêmio Nobel - 1931) foram os responsáveis pelo desenvolvimento do processo de obtenção de amônia ( $\text{NH}_3$ ) a partir do nitrogênio ( $\text{N}_2$ ) e do hidrogênio ( $\text{H}_2$ ). O trabalho de Haber e Bosch foi de fundamental importância para a produção de fertilizantes nitrogenados, o que permitiu um aumento considerável na produção mundial de alimentos; por esse motivo, o processo Haber-Bosch é considerado uma das mais importantes contribuições da química para a humanidade.

A amônia, ainda hoje, é produzida com base nesse processo.

a) O gráfico a seguir relaciona o calor liberado pela reação com a massa de nitrogênio consumida.

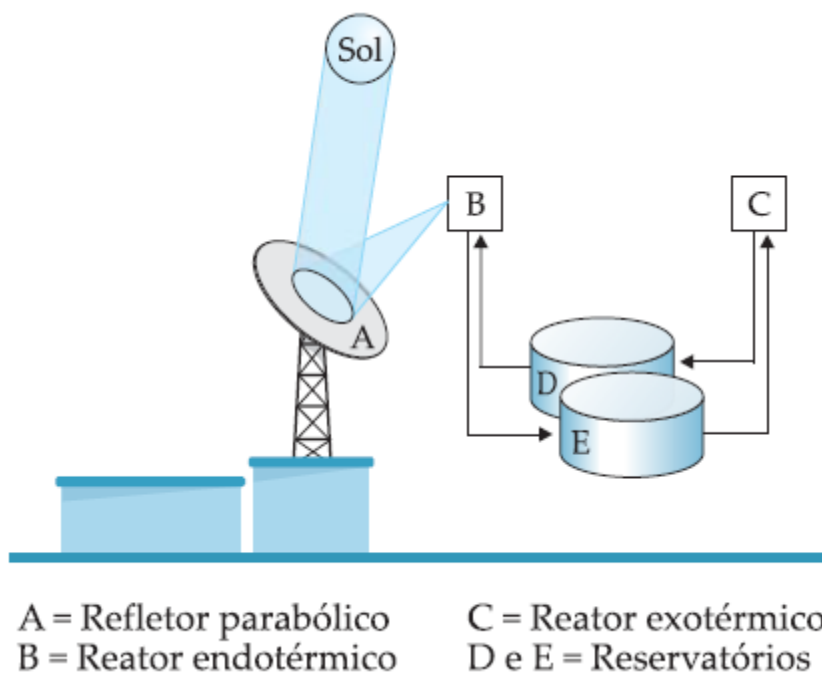


Determine a entalpia de formação da amônia, em kJ. Dado:  $\text{N} = 14$

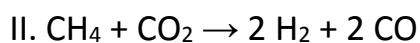
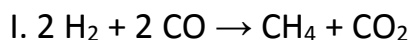
b) Escreva a fórmula estrutural do  $\text{NH}_3$ .



13 (Fuvest-SP) Buscando processos que permitam o desenvolvimento sustentável, cientistas imaginaram um procedimento no qual a energia solar seria utilizada para formar substâncias que, ao reagirem, liberariam energia:



Considere as seguintes reações:



E as energias médias de ligação:

$\text{H-H} = 4,4 \cdot 10^2 \text{ kJ/mol}$

$\text{C=O (CO)} = 10,8 \cdot 10^2 \text{ kJ/mol}$

$\text{C=O (CO}_2) = 8,0 \cdot 10^2 \text{ kJ/mol}$

$\text{C-H} = 4,2 \cdot 10^2 \text{ kJ/mol}$

A associação correta que ilustra tal processo é:

- |    | Reação em B | Conteúdo de D               | Conteúdo de E               |
|----|-------------|-----------------------------|-----------------------------|
| a) | I           | $\text{CH}_4 + \text{CO}_2$ | CO                          |
| b) | II          | $\text{CH}_4 + \text{CO}_2$ | $\text{H}_2 + \text{CO}$    |
| c) | I           | $\text{H}_2 + \text{CO}$    | $\text{CH}_4 + \text{CO}_2$ |
| d) | II          | $\text{H}_2 + \text{CO}$    | $\text{CH}_4 + \text{CO}_2$ |
| e) | I           | $\text{CH}_4$               | CO                          |

14 (UEM-PR) Dadas as seguintes reações a 25 °C e 1 atm:

- I.  $C_{\text{grafite}} + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \Delta H = -394 \text{ kJ}$
- II.  $C_{\text{diamante}} + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \Delta H = -396 \text{ kJ}$
- III.  $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \Delta H = -286 \text{ kJ}$
- IV.  $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(g) \Delta H = -242 \text{ kJ}$
- V.  $C_2H_6O(l) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(l) \Delta H = -1368 \text{ kJ}$
- VI.  $C_{20}H_{42}(s) + \frac{61}{2} O_2(g) \rightarrow 20 CO_2(g) + 21 H_2O(g) \Delta H = -133 \text{ kJ}$

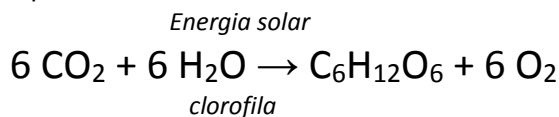
(Dados: H = 1; O = 16; C = 12)

Nessas condições, assinale o que for correto.

01. A entalpia de formação do  $C_2H_6O(l)$  é igual a -1 368 kJ/mol.
02. A entalpia de combustão do  $C_{20}H_{42}(s)$  é igual a -266 kJ/mol.
04. Na transformação de C (grafite) para C (diamante), haverá liberação de 2 kJ/mol.
08. O calor necessário para a vaporização de 90 g de  $H_2O(l)$  é igual a 220 kJ.
16. Na combustão de 46 g de  $C_2H_6O(l)$ , haverá uma liberação de calor maior do que na combustão de 564 g de  $C_{20}H_{42}(s)$ .
32. O  $\Delta H$  da reação II representa a entalpia-padrão de formação do  $CO_2(g)$ .

Soma das alternativas corretas ( )

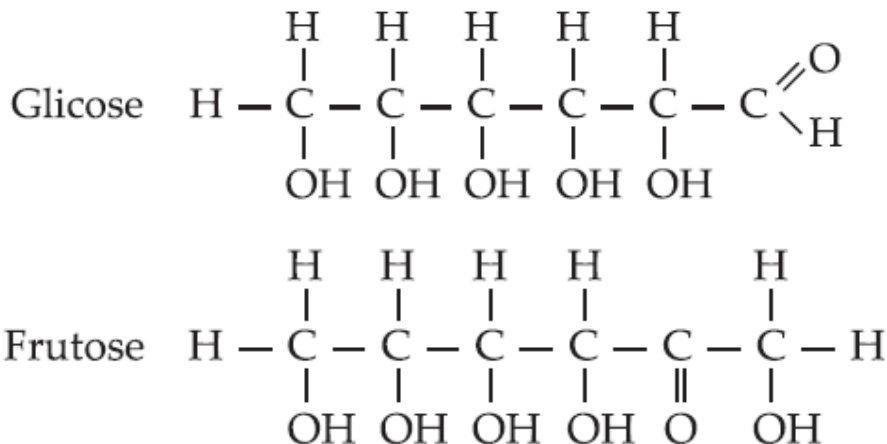
15 (Fuvest-SP) Calcula-se que  $1,0 \cdot 10^{16}$  kJ da energia solar são utilizados na fotossíntese, no período de um dia. A reação da fotossíntese pode ser representada por



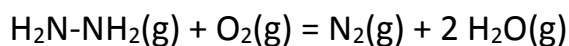
e requer, aproximadamente,  $3,0 \cdot 10^3$  kJ por mol de glicose formada.

- a) Quantas toneladas de  $CO_2$  podem ser retiradas, por dia, da atmosfera, através da fotossíntese?
- b) Se, na fotossíntese, se formasse frutose em vez de glicose, a energia requerida (por mol) nesse processo teria o mesmo valor? Justifique, com base nas energias de ligação.

São conhecidos os valores das energias médias de ligação entre os átomos: C-H, C-C, C=O, H-O, C-O.



**16 (Unicamp-SP)** A hidrazina ( $\text{H}_2\text{N-NH}_2$ ) tem sido utilizada como combustível em alguns motores de foguete. A reação de combustão que ocorre pode ser representada, simplificada, pela seguinte equação:



A variação de entalpia dessa reação pode ser estimada a partir dos dados de entalpia das ligações químicas envolvidas. Para isso, considera-se uma absorção de energia quando a ligação é rompida, e uma liberação de energia quando uma ligação é formada. A tabela abaixo apresenta dados de entalpia por mol de ligações rompidas.

Ligação	Entalpia/ $\text{kJ mol}^{-1}$
H — H	436
H — O	464
N — N	163
N = N	514
N $\equiv$ N	946
C — H	413
N — H	389
O = O	498
O — O	134
C = O	799

- a) Calcule a variação de entalpia para a reação de combustão de um mol de hidrazina.  
b) Calcule a entalpia de formação da hidrazina sabendo-se que a entalpia de formação da água no estado gasoso é de  $-242 \text{ kJmol}^{-1}$ .

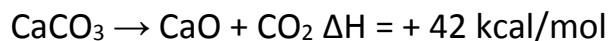
**17 (UFGO-GO)** Determine a entalpia de formação do ácido clorídrico gasoso.

Dados:

- I.  $1 \text{ H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ H}(\text{g}) \Delta H^0 = 436 \text{ kJ/mol}$   
II.  $1 \text{ Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ Cl}(\text{g}) \Delta H^0 = 243 \text{ kJ/mol}$   
III.  $1 \text{ HCl}(\text{g}) \rightarrow 1 \text{ H}(\text{g}) + 1 \text{ Cl}(\text{g}) \Delta H^0 = 431 \text{ kJ/mol}$

Indique os cálculos.

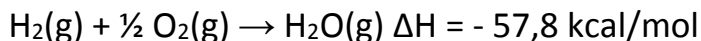
**18 (PUC-SP)** Relativamente à reação dada pela equação:



pede-se:

- a) indicar o sentido da troca de calor entre sistema e vizinhanças;  
b) calcular a quantidade de calor trocada por um sistema no qual são obtidos 224 g de óxido de cálcio.

19 Seja a equação termoquímica:



Na reação mencionada, quando forem consumidos 8,0 g de oxigênio, haverá:

- a) liberação de 115,6 kcal.
- b) absorção de 115,6 kcal.
- c) liberação de 57,8 kcal.
- d) absorção de 57,8 kcal.
- e) liberação de 28,9 kcal.

20 (UFAL-AL) Considere a seguinte equação termoquímica:



Pode-se, conseqüentemente, afirmar que a formação de 2,0 mols de  $\text{NH}_3(\text{g})$  consome:

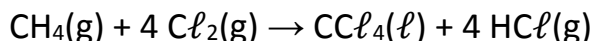
- a) 2,0 mols de  $\text{H}_2$ , com liberação de calor.
- b) 1,5 mol de  $\text{H}_2$ , com absorção de calor.
- c) 1,5 mol de  $\text{H}_2$ , com liberação de calor.
- d) 1,0 mol de  $\text{N}_2$ , com absorção de calor.
- e) 1,0 mol de  $\text{N}_2$ , com liberação de calor.

21 (Fuvest-SP) Qual é a energia envolvida na obtenção de 10 g de cobre metálico através da reação entre uma solução de sal de cobre e zinco? O processo libera ou absorve a energia?

Dados: massa molar do cobre = 63,5 g/mol



22 (Fuvest-SP) Na reação representada por:



há liberação de 108 kJ de energia térmica por mol de  $\text{HCl}(\text{g})$  formado. Nas mesmas condições, qual será a energia térmica na formação de 73,0 g de  $\text{HCl}(\text{g})$ ?

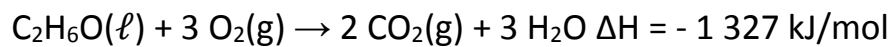
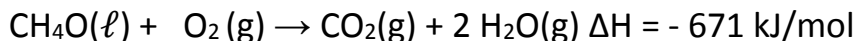
Dados: massas atômicas  $\text{H} = 1,0$ ;  $\text{Cl} = 35,5$ .

- a) 54 kJ
- b) 108 kJ
- c) 162 kJ
- d) 216 kJ
- e) 432 kJ

23 (Acafe-SC) Cada grama de álcool etílico ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) fornece 7 kcal ao organismo humano, dando-lhe energia e reduzindo a fome. No entanto essa é uma energia vazia, pois não contém as substâncias alimentícias necessárias à manutenção do corpo saudável, tais como vitaminas e aminoácidos, o que leva os alcoólatras a um estado de deficiência nutricional múltipla. A massa de álcool necessária para produzir 3 010 kcal, energia suficiente para manter um indivíduo por um dia, será:

- a) 21 000 g
- b) 19 780 g
- c) 322 g
- d) 430 g
- e) 138 460 g

24 (Unicamp-SP) A combustão do metanol (CH<sub>4</sub>O) e a do etanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O) podem ser representadas pelas equações:



Sabe-se que as densidades desses dois líquidos são praticamente iguais. Na combustão de um mesmo volume de cada um, qual liberará mais calor? Mostre como você chegou a essa conclusão.

Dados: Massas molares: metanol = 32 g/mol e etanol = 46 g/mol

25 Na comparação entre combustíveis, um dos aspectos a ser levado em conta é o calor liberado na sua queima. Um outro é o preço. Considere a tabela:

Combustível	$\Delta H$ combustão
Hidrogênio molecular	- 242 kJ/mol
Álcool (etanol)	- 1230 kJ/mol
Gasolina (composição média C <sub>8</sub> H <sub>18</sub> )	- 5110 kJ/mol

a) Escreva as equações químicas correspondentes à combustão completa dessas substâncias.

b) Calcule a energia liberada na combustão completa de 1,0 kg de hidrogênio e de 1,0 kg de álcool. A energia liberada na combustão da gasolina é de 44 800 kJ/kg.

Sob o ponto de vista energético, qual dos três combustíveis é o mais eficiente por kg consumido?

26 (Fuvest-SP) Abaixo são fornecidos dados relativos ao etanol hidratado e à gasolina:

Combustível	Calor de Combustão (kcal/g)	Densidade (kg/L)	Preço por litro (U.M)*
Etanol Hidratado	6,0	0,80	65
Gasolina	11,5	0,70	100

\* U.M. = Unidade Monetária Arbitrário

Calcule:

a) as energias liberadas na combustão de 1L de cada combustível;

b) o custo, em UM, de 1 000 kcal provenientes da queima do etanol e da gasolina.

**27 (ENEM)** Um dos problemas dos combustíveis que contêm carbono e que sua queima produz dióxido de carbono. Portanto, uma característica importante, ao se escolher um combustível, é analisar seu calor de combustão ( $\Delta H_{\text{combustão}}$ ), completa de um mol de combustível no estado padrão.

O quadro seguinte relaciona algumas substâncias que contêm carbono e seu  $\Delta H_{\text{combustão}}$ .

Substância	Fórmula	$\Delta H_c^0$ (kJ/mol)
benzeno	$C_6H_6$ (l)	-3 268
etanol	$C_2H_5OH$ (l)	-1 368
glicose	$C_6H_{12}O_6$ (s)	-2 808
metano	$CH_4$ (g)	-890
octano	$C_8H_{18}$ (l)	-5 471

ATKINS, P. *Princípios de Química*. Bookman, 2007 (adaptado).

Neste contexto, qual dos combustíveis, quando queimado completamente, libera mais dióxido de carbono no ambiente pela mesma quantidade de energia produzida?

- Benzeno.
- Metano.
- Glicose.
- Octano.
- Etanol.

**28 (ENEM)** Nas últimas décadas, o efeito estufa tem-se intensificado de maneira preocupante, sendo esse efeito muitas vezes atribuído à intensa liberação de  $CO_2$  durante a queima de combustíveis fósseis para geração de energia.

O quadro traz as entalpias-padrão de combustão a  $25^\circ C$  ( $\Delta H_{\text{combustão}}$ ) do metano, do butano e do octano.

composto	fórmula molecular	massa molar (g/mol)	$\Delta H_{25}^0$ (kJ/mol)
metano	$CH_4$	16	- 890
butano	$C_4H_{10}$	58	- 2.878
octano	$C_8H_{18}$	114	- 5.471

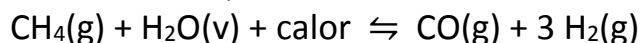
À medida que aumenta a consciência sobre os impactos ambientais relacionados ao uso da energia, cresce a importância de se criar políticas de incentivo ao uso de combustíveis mais eficientes. Nesse sentido, considerando-se que o metano, o butano e o octano sejam representativos do gás natural, do gás liquefeito de petróleo (GLP) e da gasolina, respectivamente, então, a partir dos dados fornecidos, é possível concluir que, do ponto de vista da quantidade de calor obtido por mol de  $CO_2$  gerado, a ordem crescente desses três combustíveis é:

- gasolina, GLP e gás natural.
- gás natural, gasolina e GLP.
- gasolina, gás natural e GLP.
- gás natural, GLP e gasolina.
- GLP, gás natural e gasolina.

**29 (ENEM)** O abastecimento de nossas necessidades energéticas futuras dependerá certamente do desenvolvimento de tecnologias para aproveitar a energia solar com maior eficiência. A energia solar é a maior fonte de energia mundial. Num dia ensolarado, por exemplo, aproximadamente 1 kJ de energia solar atinge cada metro quadrado da superfície terrestre por segundo. No entanto, o aproveitamento dessa energia é difícil porque ela é diluída (distribuída por uma área muito extensa) e oscila com o horário e as condições climáticas. O uso efetivo da energia solar depende de formas de estocar a energia coletada para uso posterior.

BROWN, T. Química e Ciência Central. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

Atualmente, uma das formas de se utilizar a energia solar tem sido armazená-la por meios de processos químicos endotérmicos que mais tarde podem ser revertidos para liberar calor. Considerando a reação:



e analisando-a como potencial mecanismo para o aproveitamento posterior da energia solar, conclui-se que se trata de uma estratégia:

- insatisfatória, pois a reação apresentada não permite que a energia presente no meio externo seja absorvida pelo sistema para ser utilizada posteriormente.
- insatisfatória, uma vez que há formação de gases poluentes e com potencial poder explosivo, tornando-a uma reação perigosa e de difícil controle.
- insatisfatória, uma vez que há formação de gás CO que não possui conteúdo energético passível de ser aproveitado posteriormente e é considerado um gás poluente.
- satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com absorção de calor e promove a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.
- satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com liberação de calor havendo ainda a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.

**30 (ENEM)** No que tange à tecnologia de combustíveis alternativos, muitos especialistas em energia acreditam que os álcoois vão crescer em importância em um futuro próximo. Realmente, álcoois como metanol e etanol têm encontrado alguns nichos para uso doméstico como combustíveis há muitas décadas e, recentemente, vêm obtendo uma aceitação cada vez maior como aditivos, ou mesmo como substitutos para gasolina em veículos.

Algumas das propriedades físicas desses combustíveis são mostradas no quadro seguinte.

Álcool	Densidade a 25 °C (g/mL)	Calor de Combustão (kJ/mol)
Metanol (CH <sub>3</sub> OH)	0,79	-726,0
Etanol (CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH)	0,79	-1367,0

BAIRD, C. Química Ambiental. São Paulo: Artmed, 1995 (adaptado).

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

Considere que, em pequenos volumes, o custo de produção de ambos os álcoois seja o mesmo. Dessa forma, do ponto de vista econômico, é mais vantajoso utilizar:

- metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 22,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
- etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 29,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
- metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 17,9 MJ de energia por litro de combustível queimado.
- etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 23,5 MJ de energia por litro de combustível queimado.
- etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 33,7 MJ de energia por litro de combustível queimado.

31 (ENEM) Arroz e feijão formam um “par perfeito”, pois fornecem energia, aminoácidos e diversos nutrientes. O que falta em um deles pode ser encontrado no outro. Por exemplo, o arroz pobre no aminoácido lisina, que é encontrado em abundância no feijão, e o aminoácido metionina é abundante no arroz e pouco encontrado no feijão. A tabela seguinte apresenta informações nutricionais desses dois alimentos.

	arroz (1 colher de sopa)	feijão (1 colher de sopa)
calorias	41 kcal	58 kcal
carboidratos	8,07 g	10,6 g
proteínas	0,58 g	3,53 g
lipídios	0,73 g	0,18 g
colesterol	0 g	0 g

Silva, R. S. *Arroz e feijão, um par perfeito*.  
Disponível em: <http://www.correpar.com.br>. Acesso em: 01 fev. 2009.

A partir das informações contidas no texto e na tabela, conclui-se que:

- os carboidratos contidos no arroz são mais nutritivos que os do feijão.
- o arroz é mais calórico que o feijão por conter maior quantidade de lipídios.
- as proteínas do arroz têm a mesma composição de aminoácidos que as do feijão.
- a combinação de arroz com feijão contém energia e nutrientes e é pobre em colesterol.
- duas colheres de arroz e três de feijão são menos calóricas que três colheres de arroz e duas de feijão.

32 (ENEM) Vários combustíveis alternativos estão sendo procurados para reduzir a demanda por combustíveis fósseis, cuja queima prejudica o meio ambiente devido à produção de dióxido de carbono (massa molar igual a  $44 \text{ g mol}^{-1}$ ). Três dos mais promissores combustíveis alternativos são o hidrogênio, o etanol e o metano. A queima de 1 mol de cada um desses combustíveis libera uma determinada quantidade de calor, que estão apresentadas na tabela a seguir.

Combustível	Massa molar ( $\text{g mol}^{-1}$ )	Calor liberado na queima ( $\text{kJ mol}^{-1}$ )
$\text{H}_2$	2	270
$\text{CH}_4$	16	900
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	46	1350

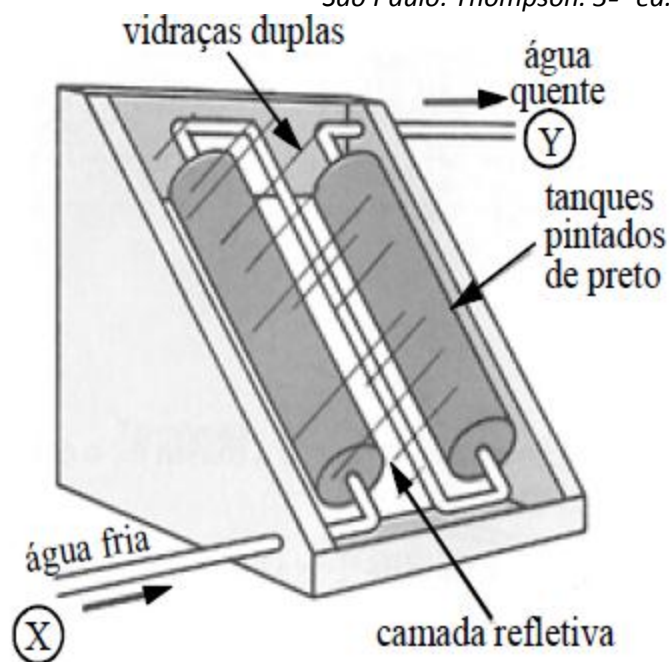
Considere que foram queimadas massas, independentemente, desses três combustíveis, de forma tal que em cada queima foram liberados 5400 kJ. O combustível mais econômico, ou seja, o que teve a menor massa consumida, e o combustível mais poluente, que é aquele que produziu a maior massa de dióxido de carbono (massa molar igual a  $44 \text{ g mol}^{-1}$ ), foram, respectivamente,

- o etanol, que teve apenas 46 g de massa consumida, e o metano, que produziu 900 g de  $\text{CO}_2$ .
- o hidrogênio, que teve apenas 40 g de massa consumida, e o etanol, que produziu 352 g de  $\text{CO}_2$ .
- o hidrogênio, que teve apenas 20 g de massa consumida, e o metano, que produziu 264 g de  $\text{CO}_2$ .
- o etanol, que teve apenas 96 g de massa consumida, e o metano, que produziu 176 g de  $\text{CO}_2$ .
- o hidrogênio, que teve apenas 2 g de massa consumida, e o etanol, que produziu 1350 g de  $\text{CO}_2$ .



**33 (ENEM)** O uso mais popular de energia solar está associado ao fornecimento de água quente para fins domésticos. Na figura ao lado, é ilustrado um aquecedor de água constituído de dois tanques pretos dentro de uma caixa termicamente isolada e com cobertura de vidro, os quais absorvem energia solar.

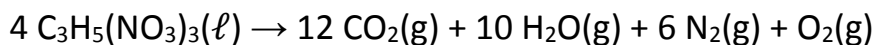
A. Hinrichs e M. Kleinbach. *Energia e meio ambiente*. São Paulo: Thompson. 3ª ed. 2004, p. 529 (com adaptações).



Nesse sistema de aquecimento,

- os tanques, por serem de cor preta, são maus absorvedores de calor e reduzem as perdas de energia.
- a cobertura de vidro deixa passar a energia luminosa e reduz a perda de energia térmica utilizada para o aquecimento.
- a água circula devido à variação de energia luminosa existente entre os pontos X e Y.
- a camada refletiva tem como função armazenar energia luminosa.
- o vidro, por ser bom condutor de calor, permite que se mantenha constante a temperatura no interior da caixa.

**34 (UNIFESP-SP)** A explosão da nitroglicerina,  $C_3H_5(NO_3)_3$ , explosivo presente na dinamite, ocorre segundo a reação:



São fornecidas as seguintes informações:

Entalpia de formação de $CO_2$ gasoso	$-400 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Entalpia de formação de $H_2O$ gasoso	$-240 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Entalpia de formação de $C_3H_5(NO_3)_3$ líquido	$-365 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Volume molar de gás ideal a $0^\circ\text{C}$ e 1 atm de pressão	22,4 L

Considerando que ocorra a explosão de 1 mol de nitroglicerina e que a reação da explosão seja completa, calcule:

- o volume de gases, medido nas condições normais de pressão e temperatura.
- a entalpia da reação, expressa em  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

**35 (UNIFESP-SP)** Considere a reação orgânica representada na equação e os valores de entalpia-padrão de formação ( $\Delta H_f^\circ$ ) das substâncias participantes da reação.



Substância	$\Delta H_f^\circ$ (kJ · mol <sup>-1</sup> )
CH <sub>3</sub> OH (ℓ)	- 239
CH <sub>3</sub> COOH (ℓ)	- 484
X (ℓ)	- 442
H <sub>2</sub> O (ℓ)	- 286

A substância X é um líquido inflamável usado como solvente na fabricação de colas.

- Escreva a fórmula estrutural da substância X e indique a função orgânica à qual ela pertence.
- Calcule a entalpia da reação descrita. Como essa reação é classificada quanto ao calor de reação?

**36 (VUNESP-SP)** Considerando a utilização do etanol como combustível para veículos automotores, escreva a equação química balanceada da sua combustão no estado gasoso com O<sub>2</sub>(g), produzindo CO<sub>2</sub>(g) e H<sub>2</sub>O(g). Dadas para o etanol CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH(g) a massa molar (g.mol<sup>-1</sup>) igual a 46 e a densidade igual a 0,80g/cm<sup>3</sup>, calcule a massa, em gramas, de etanol consumida por um veículo com eficiência de consumo de 10km/L, após percorrer 115km, e o calor liberado em kJ, sabendo-se que o calor de combustão do etanol CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH(g) é igual a -1277kJ/mol.

**37 (UNIOESTE-PR)** A entalpia padrão de formação do metano é -889,5 kJmol<sup>-1</sup> e a do metanol é -723,1 kJmol<sup>-1</sup>. Calcule a energia necessária para oxidar 1,12 litros de metano, considerando-o como um gás ideal, para metanol nas condições ambiente de temperatura e pressão.

38 (UFSC-SC) Considere a tabela abaixo, em que  $\Delta H_c$  representa a entalpia de combustão para os compostos listados, a 25°C:

Nome IUPAC	Nome usual	Estado físico (25 °C)	$\Delta H_c$ (kJ/mol)
Etanol	Álcool etílico	Líquido	-1366,8
Etano	Etano	Gás	-1560,7
Eteno	Etileno	Gás	-1411,2
Etino	Acetileno	Gás	-1301,1
2,2,4-trimetilpentano	Isoctano	Líquido	-5462,6

Com base nos dados acima, é **CORRETO** afirmar que:

01. as reações de combustão para os compostos listados na tabela são exotérmicas, ou seja, ocorrem com liberação de calor para o meio, e representam transformações químicas.
02. as quantidades de energia liberadas por mol a partir da combustão do acetileno e do etileno são menores que a quantidade de energia liberada por mol na combustão do etano devido à presença de ligações  $\pi$  no acetileno e no etileno.
04. a combustão completa de um mol de isoctano, um hidrocarboneto que é um dos principais componentes da gasolina, requer o fornecimento de 5462,6 kJ de energia e a presença de 25 mol de oxigênio molecular.
08. a combustão completa do acetileno pode ser representada pela equação química  $2 C_2H_2 + 5 O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 2 H_2O$ .
16. a 25 °C, o isoctano é encontrado na forma líquida em função da atuação de forças intermoleculares dipolo-dipolo, mais intensas que as forças de van der Waals presentes, por exemplo, na molécula de acetileno, que é um gás na mesma temperatura.
32. para produzir a mesma quantidade de energia proveniente da combustão de 57 g de isoctano, são necessários aproximadamente 92 g de etanol.

39 (UEM-PR) Assinale a(s) alternativa(s) **correta(s)**.

01. Quando um processo endotérmico ocorre em um sistema à pressão constante, esse sistema absorve calor do ambiente e sua entalpia aumenta.
02. O  $\Delta H$  de uma reação depende do estado físico dos reagentes e dos produtos.
04. O  $\Delta H$  de uma reação depende da quantidade de reagentes e de produtos.
08. A queima de 1 mol de carbono grafite libera a mesma quantidade de energia liberada na queima de 1 mol de carbono diamante.
16. Se a energia da ligação C – C é 348 kJ/mol, pode-se concluir que a energia da ligação C  $\equiv$  C é 1.044 kJ/mol.

40 (UEL-PR) A tabela, a seguir, mostra as entalpias padrão de formação  $\Delta H_f^\circ$  a 25 °C.

Substância	Fórmula	$\Delta H_f^\circ \frac{kJ}{mol}$
Metanol	$CH_3OH_{(l)}$	-238,6
Etanol	$C_2H_5OH_{(l)}$	-277,7
Gás carbônico	$CO_{2(g)}$	-393,5
Água	$H_2O_{(v)}$	-241,8

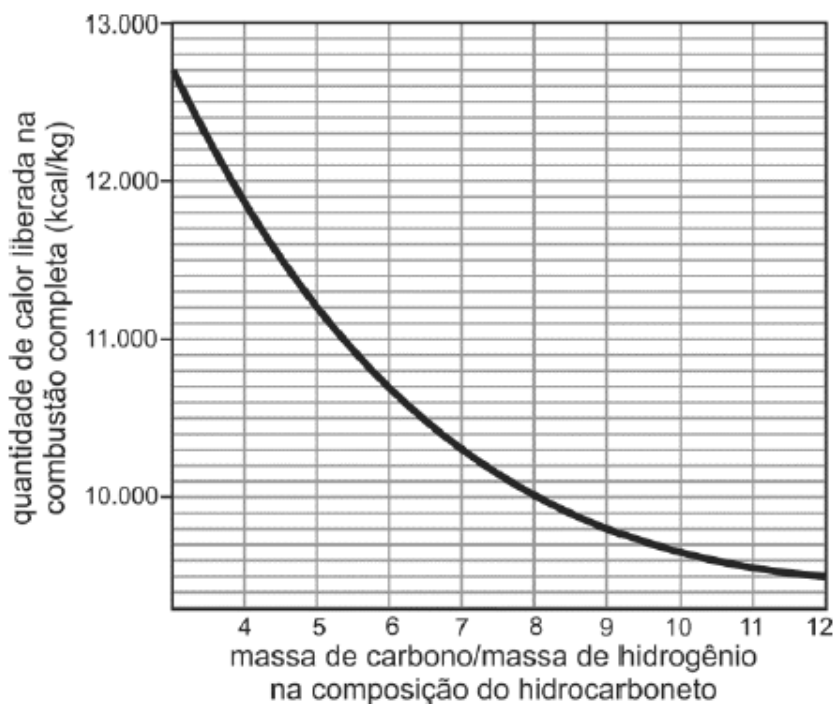
O metanol já foi usado como combustível na fórmula Indy, com o inconveniente de produzir chama incolor e ser muito tóxico. Atualmente, utiliza-se etanol, proveniente da fermentação do caldo na cana-de-açúcar, o mesmo utilizado em automóveis no Brasil.

a) Compare a quantidade de energia liberada (kJ) pela combustão de 1,00 g de metanol com a produzida por 1,00 g de etanol. Justifique sua resposta.

b) Se um automóvel da fórmula Indy gastar 5 litros de etanol ( $d=0,80g/mL$ ) por volta em um determinado circuito, calcule a energia liberada (kJ) pelo seu motor em cada volta.

41 (FUVEST) A partir de considerações teóricas, foi feita uma estimativa do poder calorífico (isto é, da quantidade de calor liberada na combustão completa de 1 kg de combustível) de grande número de hidrocarbonetos.

Dessa maneira, foi obtido o seguinte gráfico de valores teóricos:



Com base no gráfico, um hidrocarboneto que libera 10.700 kcal/kg em sua combustão completa pode ser representado pela fórmula: (Dados: C = 12, H = 1)

- a)  $CH_4$
- b)  $C_2H_4$
- c)  $C_4H_{10}$
- d)  $C_5H_8$
- e)  $C_6H_6$

42 (FUVEST) A matriz energética brasileira é constituída, principalmente, por usinas hidrelétricas, termelétricas, nucleares e eólicas, e também por combustíveis fósseis (por exemplo, petróleo, gasolina e óleo diesel) e combustíveis renováveis (por exemplo, etanol e biodiesel).

a) Para cada tipo de usina da tabela abaixo, assinale no mapa da página de respostas, utilizando o símbolo correspondente, um estado, ou a divisa de estados limítrofes, em que tal usina pode ser encontrada.

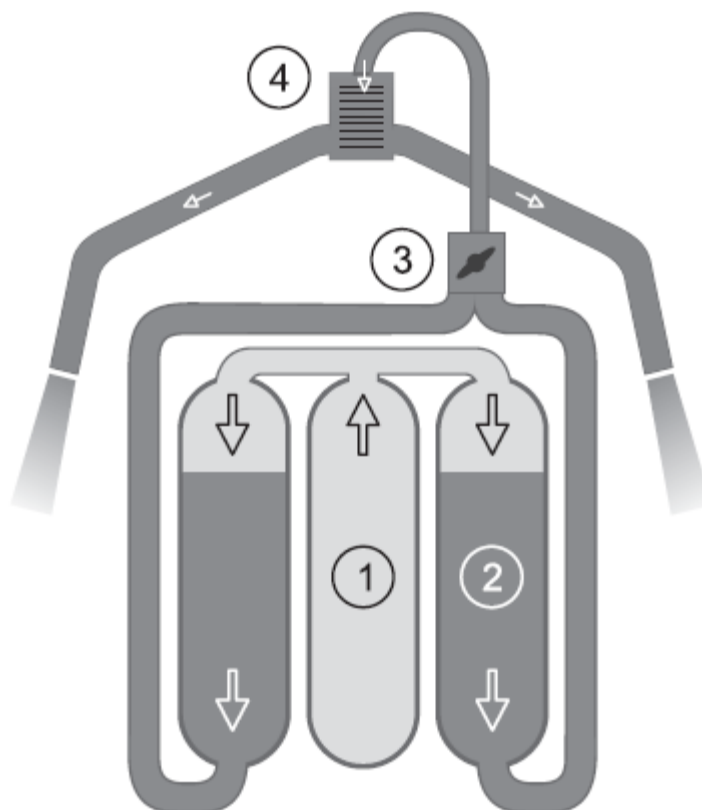
Usina	Símbolo
Hidrelétrica binacional em operação	●
Hidrelétrica de grande porte em construção	■
Nuclear em operação	▲
Eólica em operação	Y

A entalpia de combustão do metano gasoso, principal componente do gás natural, corrigida para 25 °C, é  $-213$  kcal/mol e a do etanol líquido, à mesma temperatura, é  $-327$  kcal/mol.

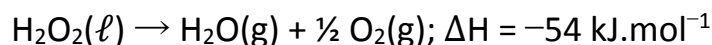


b) Calcule a energia liberada na combustão de um grama de metano e na combustão de um grama de etanol. Com base nesses valores, qual dos combustíveis é mais vantajoso sob o ponto de vista energético? Justifique. Dados: Massa molar (g/mol):  $\text{CH}_4 = 16$ ;  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} = 46$

43 (UNICAMP) Na década de 1960, desenvolveu-se um foguete individual denominado “Bell Rocket Belt”, que fez grande sucesso na abertura das Olimpíadas de 1984.



Simplificadamente, esse foguete funciona à base da decomposição de peróxido de hidrogênio contido no compartimento 2, onde ele é estável. Abrindo-se a válvula 3, o peróxido de hidrogênio passa para o compartimento 4, onde há um catalisador. Nesse compartimento, o peróxido se decompõe muito rapidamente, de acordo com a equação abaixo:

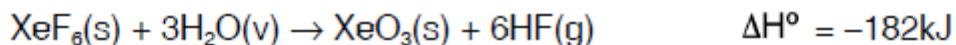


Com base nessas informações, responda:

- No funcionamento do dispositivo há liberação ou absorção de energia? Justifique.
- Considerando a decomposição total de 68 quilogramas de peróxido de hidrogênio contidos no dispositivo, quantos metros cúbicos de gases são produzidos? Leve em conta que nas condições de uso do dispositivo o volume molar gasoso é de  $0,075 \text{ m}^3\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Substância química	Entalpia padrão de formação, $\Delta H_f^\circ$ , em $\text{kJmol}^{-1}$ *
$\text{XeF}_6(\text{s})$	-298
$\text{HF}(\text{g})$	-268

\*Valores aproximados



O primeiro composto de gás nobre foi obtido em 1962 por Neil Bartlett, enquanto trabalhava como docente na Universidade de British Columbia, Estados Unidos. O trabalho repercutiu no meio científico e acabou com a crença de que os gases nobres eram quimicamente inertes. Desde aquela época, vários compostos de xenônio com flúor e com oxigênio foram preparados, a exemplo dos fluoretos,  $\text{XeF}_2(\text{s})$ ,  $\text{XeF}_4(\text{s})$  e  $\text{XeF}_6(\text{s})$ , obtidos diretamente da reação entre os dois elementos químicos, e dos compostos contendo oxigênio, formados quando esses fluoretos reagem com água, como mostra a equação química que representa a hidrólise lenta do hexafluoreto de xenônio, na presença de umidade do ar, que leva à produção de trióxido de xenônio,  $\text{XeO}_3(\text{s})$ .

Com base nessas informações, na equação termoquímica de hidrólise de  $\text{XeF}_6(\text{s})$  e considerando os valores das variações de entalpia apresentados na tabela e o valor da variação de entalpia padrão de  $\text{H}_2\text{O}(\text{v})$  igual a  $-242 \text{ kJmol}^{-1}$ :

- calcule o valor da variação de entalpia padrão,  $\Delta H^\circ$ , do trióxido de xenônio,  $\text{XeO}_3(\text{s})$ , e justifique a maior estabilidade do  $\text{XeF}_6(\text{s})$  em relação a do  $\text{XeO}_3(\text{s})$ , admitindo que os valores das variações de entalpia correspondem ao padrão de formação dessas substâncias;
- escreva a fórmula estrutural de  $\text{XeF}_2$  com os pares de elétrons não-ligantes do átomo central e os valores dos ângulos formados entre as ligações  $\text{Xe} - \text{F}$ .

**45 (UFMG)** A água contida em uma moringa ou bilha de barro (recipiente cerâmico poroso) tem uma temperatura inferior à temperatura do ambiente. Esse fenômeno se deve à evaporação da água na superfície externa do recipiente, depois que ela se difunde através dos poros do material cerâmico.

Utilizando argumentos que envolvam a *variação de entalpia*, **EXPLIQUE** por que a evaporação da água na superfície externa da moringa é responsável pelo fato de a temperatura da água nela contida manter-se inferior à temperatura ambiente.

**46 (UFMG)** Em um experimento, no qual a temperatura ambiente se manteve a  $25^\circ\text{C}$ , colocaram-se 2,0 kg de água, a  $25^\circ\text{C}$ , em um recipiente de material cerâmico, de massa e temperatura iguais às da água. Observou-se, após algum tempo, que a temperatura da água e a do recipiente que a contém diminuiu de  $1,0^\circ\text{C}$ , ou seja, passou de  $25^\circ\text{C}$  para  $24^\circ\text{C}$ . Sabe-se que, para elevar de  $1,0^\circ\text{C}$  a temperatura de 1,0 g de água, são necessários 4,2 J e, para igual elevação de temperatura de 1,0 g de material cerâmico, são necessários 0,92 J. Sabe-se, ainda, que a variação de entalpia de vaporização da água é igual a  $2,4 \text{ kJ g}^{-1}$ .

Utilizando as informações acima e outros conhecimentos necessários, **CALCULE**, em gramas, a massa mínima de água que deve ter-se evaporado para que tenha ocorrido a diminuição da temperatura observada.

**47 (UFG-GO)** Os processos metabólicos que ocorrem em diferentes partes do organismo permitem a obtenção da energia necessária às funções vitais. A energia química liberada nesses processos pode ser dissipada na forma de calor ou armazenada para que o organismo possa usá-la quando necessário. Na oxidação total (aeróbica) de 1 mol de glicose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) são liberados 700 kcal, formando dióxido de carbono e água. O processo de oxidação parcial (anaeróbica) ocorre nas leveduras, e a glicose é convertida em etanol e dióxido de carbono, liberando 30 kcal.

Ante o exposto,

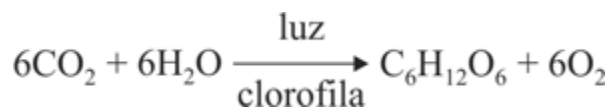
- escreva as equações químicas balanceadas relacionadas aos dois processos de oxidação da glicose;
- calcule a energia relacionada à combustão de 2 mols de etanol.

**48 (UNB)****A Amazônia é o pulmão do mundo**

Militantes ambientalistas adoram dizer que a Amazônia é o pulmão do mundo. Porém a maior floresta tropical do planeta está mais para alvéolo pulmonar. Mesmo produzindo cerca de 95 toneladas de oxigênio por ano, a mata também precisa do gás para sobreviver. De fato, a floresta tem importância realmente ímpar não por ser pulmão do mundo, mas por conter inumeráveis espécies de plantas, animais e micro-organismos, bem como por ser importante no sequestro de carbono da atmosfera. Durante a fotossíntese, florestas tropicais armazenam mais CO<sub>2</sub> que outros tipos de bioma.

Correio Braziliense, 13/5/2012, p. 24 (com adaptações).

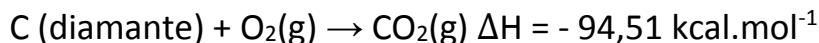
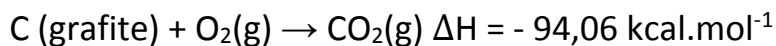
Considere a reação da fotossíntese apresentada abaixo.



Sabendo-se que as entalpias padrão de formação do CO<sub>2</sub>, da água e da glicose são, respectivamente, iguais a -427 kJ/mol, -280 kJ/mol e -1.036 kJ/mol, infere-se que essa reação é:

- a) endotérmica, e a variação de energia é maior que 3.000 kJ/mol.
- b) exotérmica, e a variação de energia é maior que -850 kJ/mol.
- c) exotérmica, e a variação de energia é menor que -3.000 kJ/mol.
- d) endotérmica, e a variação de energia é menor 850 kJ/mol.

**49 (UFJF-MG)** 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(grafite) em C(diamante) é - 0,45 kcal.mol<sup>-1</sup>.
- II) A queima de 1 mol de C(diamante) libera mais energia do que a queima de 1 mol de C(grafite).
- III) A formação de CO<sub>2</sub>(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.

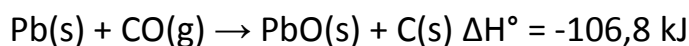


**50 (UFJF-MG)** O chumbo e seus derivados têm muitas aplicações: baterias, tubulações, solda, cerâmica, protetor contra radiações (Raio X), entre outras. Entretanto, é tóxico para o organismo, sendo preciso muito cuidado com seu manuseio.

**a)** A aplicação mais conhecida é a bateria de chumbo em meio de ácido sulfúrico. Quando essa bateria é descarregada, o chumbo metálico é oxidado a sulfato de chumbo e o dióxido de chumbo é reduzido a sulfato de chumbo. Quais são os números de oxidação do chumbo nas substâncias citadas?

Chumbo metálico	Sulfato de chumbo	Dióxido de chumbo

**b)** Um dos compostos que pode ser usado para preparar sais de chumbo é o óxido de chumbo. Usando as reações abaixo, encontre a variação de entalpia para a formação do óxido de chumbo sólido, a partir do chumbo metálico e do oxigênio gasoso.



**c)** A reação de formação do  $\text{PbO(s)}$  é exotérmica ou endotérmica? Justifique sua resposta.

**d)** Se 310,5 g de chumbo metálico reagirem com oxigênio suficiente para formar óxido de chumbo, qual a quantidade de calor (em kJ) envolvida no processo? Esse calor é absorvido ou liberado?

# GABARITO

## 01- Alternativa A

$\Delta H_3$  não representa entalpia de formação.

## 02- Alternativa B

Combustão de 1 mol  $C_{\text{Diamante}}$

$$\Delta H = H_p - H_i \rightarrow \Delta H = -394 - (+2) \rightarrow \Delta H = -396 \text{ kJ}$$

## 03-

01. V

02. F

03. V

04. F (+ 98,2 kcal)

05. F (endotérmico)

## 04-

a) De acordo com o gráfico:  $\Delta H = 153,1 - (28,9+26) \rightarrow \Delta H = -98,2 \text{ kcal}$

b) Todo composto iônico é um sólido cristalino a 25 °C e 1atm. Possui elevado ponto de fusão devido a atração iônica muito forte.

## 05- Alternativa A

$$\Delta H = (26+29) - 153 = -98 \text{ kcal}$$

## 06- Alternativa B

$$\Delta H = (-94) - (-71) = -94+71 \rightarrow \Delta H = -23 \text{ kcal/mol}$$

## 07- Alternativa C

A quebra de uma ligação é um processo endotérmico ( $\Delta H > 0$ )

## 08- Alternativa C

a)  $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(g) \Delta H = -242 \text{ kJ mol}^{-1}$

b)  $H_2O(l) \rightarrow H_2O(g) \Delta H = +41 \text{ kJ mol}^{-1}$

c)  $H_2O(l) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \Delta H = +283 \text{ kJ mol}^{-1}$

d)  $H_2O(g) \rightarrow H_2 + \frac{1}{2} O_2(g) \Delta H = +242 \text{ kJ mol}^{-1}$

e)  $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \Delta H = -283 \text{ kJ mol}^{-1}$

## 09-

a)  $SnO_2(s) \rightarrow Sn(s) + O_2(g) \Delta H = +581 \text{ kJ/mol}$

b)  $SnO(s) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow SnO_2(s) \Delta H = 581 - 286 \rightarrow \Delta H = -295 \text{ kJ/mol}$

## 10- Alternativa B

a) A entalpia de combustão do metano,  $\Delta H_c = -890,4 \text{ kJ/mol}$ , equivale à diferença entre a entalpia dos produtos menos a entalpia dos reagentes.

b) A energia calorífica consumida para a ativação da reação, 175 kJ/mol, é consideravelmente menor do que a energia liberada na combustão do metano,  $\Delta H = -890,4 \text{ kJ/mol}$ .

c) A reação de combustão do  $CH_4$  bem exemplifica um processo exotérmico, com liberação de 890,4 kJ, quando um mol deste gás é consumido para produzir 3 mols de produtos gasosos.

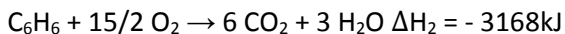
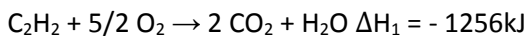
d) A formação do estado de transição envolve uma variação de entalpia de 175 kJ/mol, e o calor de combustão do  $CH_4$  corresponde ao valor,  $\Delta H = -890,4 \text{ kJ/mol}$ .

e) O cálculo termodinâmico, rigorosamente correto, do calor de combustão do  $CH_4$   $\Delta H_c = -890,4 \text{ kJ/mol}$ , equivale à diferença entre a entalpia dos produtos menos a entalpia dos reagentes.

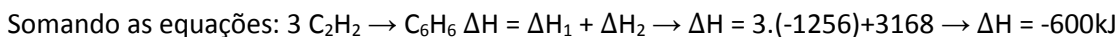
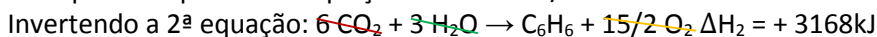
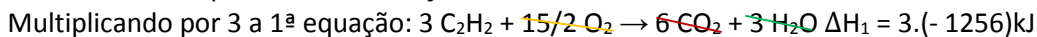
11-

a)

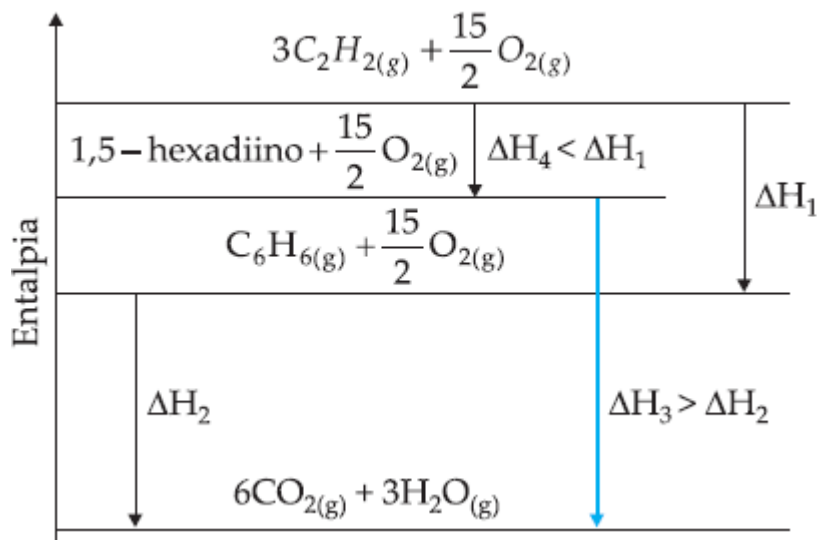
Dados:



Calculando o  $\Delta H$  para a transformação de acetileno em benzeno:



b)



c)  $\Delta H_4$  corresponde à variação de entalpia da formação de 1,5-hexadiino a partir do acetileno. De acordo com o enunciado  $\Delta H_4 < \Delta H_1$ , em módulo.

A entalpia do 1,5-hexadiino terá valor intermediário entre as entalpias de 3mols de acetileno e a de 1mol de benzeno.

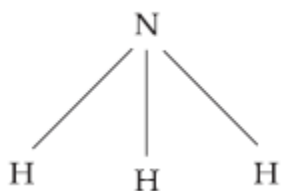
d) Em módulo o diagrama mostra que:  $\Delta H_3 > \Delta H_2$ .

12-



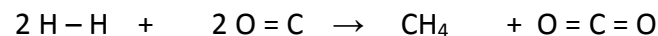
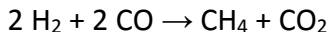
Cálculo da entalpia de formação da amônia:  $\frac{69 \text{kJ}}{21 \text{g-N}_2} \cdot \frac{28 \text{g-N}_2}{1 \text{mol-N}_2} \cdot \frac{0,5 \text{mol-N}_2}{1 \text{mol-N}_2} = 46 \text{kJ/mol NH}_3$

b)



### 13- Alternativa B

Cálculo do  $\Delta H$  para o processo I:



$$2 \cdot (+4,4 \cdot 10^2) \quad 2 \cdot (+10,8 \cdot 10^2) \quad 4 \cdot (-4,2 \cdot 10^2) \quad 2 \cdot (-8 \cdot 10^2)$$

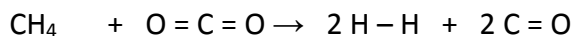
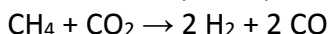
$$\sum E_{\text{quebrar}} = +30,4 \cdot 10^2 \quad \sum E_{\text{formar}} = -32,8 \cdot 10^2$$

$$\Delta H = \sum E_{\text{quebrar}} + \sum E_{\text{formar}}$$

$$\Delta H = (+30,4 \cdot 10^2) + (-32,8 \cdot 10^2)$$

$$\Delta H = -2,4 \cdot 10^2 \text{ kJ (processo exotérmico)}$$

Cálculo do  $\Delta H$  para o processo II:



$$4 \cdot (+4,2 \cdot 10^2) \quad 2 \cdot (+8 \cdot 10^2) \quad 2 \cdot (-4,4 \cdot 10^2) \quad 2 \cdot (-10,8 \cdot 10^2)$$

$$\sum E_{\text{quebrar}} = +32,8 \cdot 10^2 \quad \sum E_{\text{formar}} = -30,4 \cdot 10^2$$

$$\Delta H = \sum E_{\text{quebrar}} + \sum E_{\text{formar}}$$

$$\Delta H = (+32,8 \cdot 10^2) + (-30,4 \cdot 10^2)$$

$$\Delta H = +2,4 \cdot 10^2 \text{ kJ (processo endotérmico)}$$

No reator B, ocorre a reação endotérmica (II), enquanto no reator C, ocorre a reação exotérmica (I).

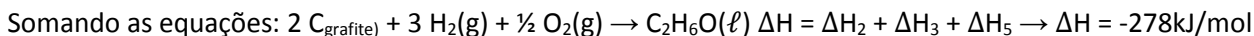
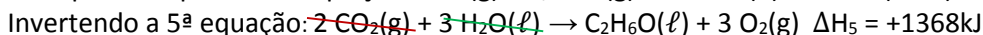
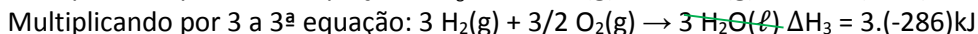
No reservatório D, existem as substâncias ( $\text{CH}_4$  e  $\text{CO}_2$ ) que irão sofrer processo endotérmico em B, produzindo as substâncias ( $\text{H}_2$  e  $\text{CO}$ ), que serão transferidas para o reservatório E e enviadas ao reator C, onde sofrerão processo exotérmico.

### 14- Soma: 08+16 = 24

01. Falso: Entalpia de formação é -278 kJ



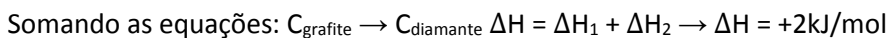
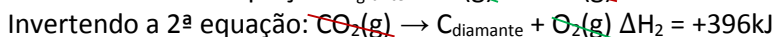
Calculando o  $\Delta H$  de formação do etanol:



02. Falso: Entalpia de combustão é -133 kJ

04. Falso: Absorção de 2 kJ/mol

Calculando o  $\Delta H$  para transformação de C(grafite) para C(diamante):



08. Verdadeiro

Equação de vaporização da água:  $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Invertendo a 3ª equação:  $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \Delta H_3 = +286\text{kJ}$

Conservando a 4ª equação:  $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \Delta H_4 = -242\text{kJ}$

Somando as equações:  $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \Delta H = \Delta H_3 + \Delta H_4 \rightarrow \Delta H = +44\text{kJ/mol}$

Calculando o  $\Delta H$  de vaporização de 90g de água:  $90\text{g H}_2\text{O} \cdot \frac{1\text{mol H}_2\text{O}}{18\text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{44\text{kJ}}{1\text{mol H}_2\text{O}} = 220\text{kJ}$

16. Verdadeiro

$\text{C}_2\text{H}_6\text{O} \rightarrow M = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 1 \cdot 16 \rightarrow M = 46\text{g/mol}$

$\text{C}_{20}\text{H}_{42} \rightarrow M = 20 \cdot 12 + 42 \cdot 1 \rightarrow M = 282\text{g/mol}$

Na combustão de 46g (1mol) de  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\ell)$ , haverá uma liberação de 1368kJ e na combustão de 564g (2mol) de  $\text{C}_{20}\text{H}_{42}(\text{s})$  haverá liberação de 266kJ.

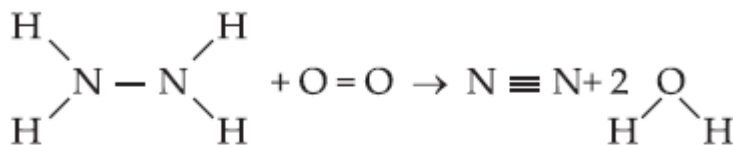
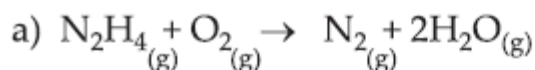
32. Falso:– Reação I que representa a entalpia-padrão de formação do  $\text{CO}_2$ .

15-

a)  $1 \cdot 10^{16}\text{kJ} \cdot \frac{1\text{mol glicose}}{3 \cdot 10^3\text{kJ}} \cdot \frac{6\text{mol CO}_2}{1\text{mol glicose}} \cdot \frac{44\text{g CO}_2}{1\text{mol CO}_2} \cdot \frac{1\text{ton CO}_2}{10^6\text{g CO}_2} = 8,8 \cdot 10^8\text{ton CO}_2$

b) Sim, pois tanto a glicose quanto a frutose têm 7 ligações C-H, 5 ligações C-C, 5 ligações C-O, 5 ligações O-H e 1 ligação C=O.

16-



**Ligações Rompidas**

$$4 (\text{N} - \text{H}) = 4 \cdot (+389)$$

$$1 (\text{N} - \text{N}) = 1 \cdot (+163)$$

$$1 (\text{O} = \text{O}) = 1 \cdot (+498)$$

$$\sum H_{\text{Lig. Reagente}} = +2217\text{kJ}$$

**Ligações Formadas**

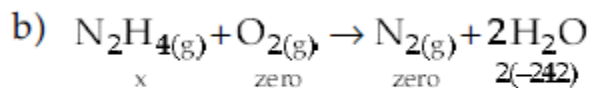
$$1 (\text{N} \equiv \text{N}) = 1 \cdot (-946)$$

$$4 (\text{H} - \text{O}) = 4 \cdot (-464)$$

$$\sum H_{\text{Lig. Produto}} = -2802\text{kJ}$$

$$\Delta H = +2217 + (-2802)$$

$$\Delta H = -585\text{KJ}$$



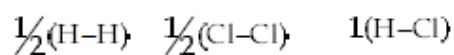
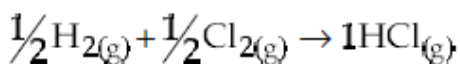
$$\Delta H = \sum H_{\text{Formação produtos}} - \sum H_{\text{Formação reagentes}}$$

$$\Delta H = (-484) - (x)$$

$$\Delta H = -484 - (-585) \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \Delta H = +101 \text{ kJ/mol N}_2\text{H}_4$$

17-



$$\Delta H = H_{\text{formação do HCl}}(\text{g})$$

Como o  $\Delta H$  é a energia de ligação (estado gasoso), temos:

$$\sum H_{\text{quebrar ligações (reagentes)}} = \frac{1}{2} \cdot (+436) + \frac{1}{2} \cdot (+243) = +339,5 \text{ kJ}$$

$$\sum H_{\text{formar ligações (produto)}} = 1 \cdot (-431) = -431,0 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = (+339,5) + (-431,0) = -91,5 \text{ kJ/mol HCl}(\text{g})$$

18-

a) Como a reação é endotérmica logo o calor é transferido da vizinhança para o sistema.

$$b) 224\text{g-CaO} \cdot \frac{1\text{mol-CaO}}{56\text{g-CaO}} \cdot \frac{42\text{kcal}}{1\text{mol-CaO}} = 168\text{kcal}$$

19- Alternativa E

$$8\text{g-O}_2 \cdot \frac{1\text{mol-O}_2}{32\text{g-O}_2} \cdot \frac{57,8\text{kcal}}{0,5\text{mol-O}_2} = 28,9\text{kcal}$$

20- Alternativa E

Para formação de 2mol de  $\text{NH}_3$  há um consumo de 1mol de  $\text{N}_2$  e 3mol de  $\text{H}_2$  com liberação de 46kJ de calor.

21-

$$10\text{g-Cu} \cdot \frac{1\text{mol-Cu}}{63,5\text{g-Cu}} \cdot \frac{233\text{kJ}}{1\text{mol-Cu}} = 36,7\text{kJ}$$

Com isso temos  $\Delta H = -36,7\text{kJ}$  (reação exotérmica que ocorre com liberação de energia)

## 22- Alternativa D

$$73\text{g HCl} \cdot \frac{1\text{mol HCl}}{36,5\text{g HCl}} \cdot \frac{108\text{kJ}}{1\text{mol HCl}} = 216\text{kJ}$$

## 23- Alternativa D

$$3010\text{kcal} \cdot \frac{1\text{g etanol}}{7\text{kcal}} = 430\text{g etanol}$$

## 24-

Considerando-se a mesma densidade, volumes iguais apresentam massas iguais.

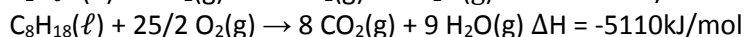
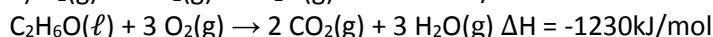
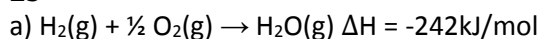
Calculando o calor liberado para uma mesma massa em gramas:

$$\rightarrow \text{para o CH}_4\text{O: massa (g) CH}_4\text{O} \cdot \frac{1\text{mol CH}_4\text{O}}{32\text{g CH}_4\text{O}} \cdot \frac{671\text{kJ}}{1\text{mol CH}_4\text{O}} = 21\text{mKJ}$$

$$\rightarrow \text{para o C}_2\text{H}_6\text{O: massa (g) C}_2\text{H}_6\text{O} \cdot \frac{1\text{mol C}_2\text{H}_6\text{O}}{46\text{g C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{1327\text{kJ}}{1\text{mol C}_2\text{H}_6\text{O}} = 28,8\text{mKJ}$$

Com isso, concluímos que o etanol libera maior quantidade de calor para uma mesma massa.

## 25-



b) Cálculo da energia liberada na combustão de 1kg:

$$\rightarrow \text{para o H}_2: 1\text{kg H}_2 \cdot \frac{1000\text{g H}_2}{1\text{kg H}_2} \cdot \frac{1\text{mol H}_2}{2\text{g H}_2} \cdot \frac{242\text{kJ}}{1\text{mol H}_2} = 121000\text{kJ}$$

$$\rightarrow \text{para o C}_2\text{H}_6\text{O: } 1\text{kg C}_2\text{H}_6\text{O} \cdot \frac{1000\text{g C}_2\text{H}_6\text{O}}{1\text{kg C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{1\text{mol C}_2\text{H}_6\text{O}}{46\text{g C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{1230\text{kJ}}{1\text{mol C}_2\text{H}_6\text{O}} = 26739\text{kJ}$$

Portanto o H<sub>2</sub> é o combustível mais eficiente por kg consumido.

## 26-

a) Cálculo da energia liberada proveniente da queima de 1L:

$$\rightarrow \text{para o etanol: } 1\text{L etanol} \cdot \frac{0,8\text{kg etanol}}{1\text{L etanol}} \cdot \frac{1000\text{g etanol}}{1\text{kg etanol}} \cdot \frac{6\text{kcal}}{1\text{g etanol}} = 4800\text{kcal}$$

$$\rightarrow \text{para a gasolina: } 1\text{L gasolina} \cdot \frac{0,7\text{kg gasolina}}{1\text{L gasolina}} \cdot \frac{1000\text{g gasolina}}{1\text{kg gasolina}} \cdot \frac{11,5\text{kcal}}{1\text{g gasolina}} = 8050\text{kcal}$$

b) Cálculo do custo, em UM, de 1000kcal de calor liberado proveniente da queima:

$$\rightarrow \text{para o etanol: } 1000\text{kcal} \cdot \frac{1\text{g etanol}}{6\text{kcal}} \cdot \frac{1\text{kg etanol}}{1000\text{g etanol}} \cdot \frac{1\text{L etanol}}{0,8\text{kg etanol}} \cdot \frac{65\text{UM}}{1\text{L etanol}} = 13,54\text{UM}$$

$$\rightarrow \text{para a gasolina: } 1000\text{kcal} \cdot \frac{1\text{g gasolina}}{11,5\text{kcal}} \cdot \frac{1\text{kg gasolina}}{1000\text{g gasolina}} \cdot \frac{1\text{L gasolina}}{0,7\text{kg gasolina}} \cdot \frac{100\text{UM}}{1\text{L gasolina}} = 12,42\text{UM}$$

### 27- Alternativa C

Cálculo da quantidade de CO<sub>2</sub> produzida para a mesma quantidade e energia:

→ para o benzeno: C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> + 15/2 O<sub>2</sub> → 6 CO<sub>2</sub> + 3 H<sub>2</sub>O ΔH = - 3268kJ

$$X \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_6}{3268 \text{ kJ}} \cdot \frac{6 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_6} = 1,84 \cdot 10^{-3} X \text{ mol CO}_2$$

→ para o etanol: C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH + 3 O<sub>2</sub> → 2 CO<sub>2</sub> + 3 H<sub>2</sub>O ΔH = - 1368kJ

$$X \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1368 \text{ kJ}} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 1,46 \cdot 10^{-3} X \text{ mol CO}_2$$

→ para a glicose: C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> + 6 O<sub>2</sub> → 6 CO<sub>2</sub> + 6 H<sub>2</sub>O ΔH = - 2808kJ

$$X \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{2808 \text{ kJ}} \cdot \frac{6 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 2,14 \cdot 10^{-3} X \text{ mol CO}_2$$

→ para o metano: CH<sub>4</sub> + 2 O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O ΔH = - 890kJ

$$X \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{890 \text{ kJ}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CH}_4} = 1,12 \cdot 10^{-3} X \text{ mol CO}_2$$

→ para o octano: C<sub>8</sub>H<sub>18</sub> + 25/2 O<sub>2</sub> → 8 CO<sub>2</sub> + 9 H<sub>2</sub>O ΔH = - 5471kJ

$$X \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}}{5471 \text{ kJ}} \cdot \frac{8 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}} = 1,46 \cdot 10^{-3} X \text{ mol CO}_2$$

### 28- Alternativa A

Cálculo da quantidade de calor obtido por mol de CO<sub>2</sub> gerado:

→ para o metano (gás natural): CH<sub>4</sub> + 2 O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O ΔH = - 890kJ

$$1 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{890 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{CH}_4} = 890 \text{ kJ}$$

→ para o butano (GLP): C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> + 13/2 O<sub>2</sub> → 4 CO<sub>2</sub> + 5 H<sub>2</sub>O ΔH = - 2878kJ

$$1 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10}}{4 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{2878 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10}} = 719,5 \text{ kJ}$$

→ para o octano (gasolina): C<sub>8</sub>H<sub>18</sub> + 25/2 O<sub>2</sub> → 8 CO<sub>2</sub> + 9 H<sub>2</sub>O ΔH = - 5471kJ

$$1 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}}{8 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{5471 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}} = 683,9 \text{ kJ}$$

### 29- Alternativa D

Conforme a afirmação:

“Uma das formas de se utilizar a energia solar tem sido armazená-la por meio de processos químicos endotérmicos que mais tarde podem ser revertidos para liberar calor.”

A reação: CH<sub>4</sub>(g) + H<sub>2</sub>O(v) + calor ⇌ CO(g) + 3 H<sub>2</sub>(g) é endotérmica e produz substâncias combustíveis que em contato com um comburente (O<sub>2</sub>) podem fornecer energia.

### 30- Alternativa D

Cálculo da quantidade de calor liberado proveniente da queima de 1L de cada combustível:

$$\rightarrow \text{para o metanol: } 1 \text{ L metanol} \cdot \frac{1000 \text{ mL metanol}}{1 \text{ L metanol}} \cdot \frac{0,79 \text{ g metanol}}{1 \text{ mL metanol}} \cdot \frac{1 \text{ mol metanol}}{32 \text{ g metanol}} \cdot \frac{726 \text{ kJ}}{1 \text{ mol metanol}} = 17,9 \text{ MJ}$$

$$\rightarrow \text{para o etanol: } 1 \text{ L etanol} \cdot \frac{1000 \text{ mL etanol}}{1 \text{ L etanol}} \cdot \frac{0,79 \text{ g etanol}}{1 \text{ mL etanol}} \cdot \frac{1 \text{ mol etanol}}{46 \text{ g etanol}} \cdot \frac{1367 \text{ kJ}}{1 \text{ mol etanol}} = 23,5 \text{ MJ}$$

Considerando que o volume dos dois combustíveis é o mesmo, é mais vantajoso utilizar o etanol, pois a sua combustão completa libera maior quantidade de energia.



### 31- Alternativa D

Típica questão de inteligência de texto. A alternativa **D**, correta, é diretamente confirmada pelos dados da tabela e do enunciado. Nela se afirma que “a combinação de arroz e feijão contém energia e nutrientes” (informação do enunciado) e que a combinação é “pobre em colesterol” (dado confirmado pela tabela). As demais alternativas ou são incorretas, ou não são diretamente confirmadas pelas informações fornecidas.

### 32- Alternativa B

Cálculo da massa de cada combustível necessária para liberar a mesma quantidade de energia mencionada no texto (5400 kJ):

$$\rightarrow \text{para o H}_2: 5400\text{kJ} \cdot \frac{1\text{mol H}_2}{270\text{kJ}} \cdot \frac{2\text{g H}_2}{1\text{mol H}_2} = 40\text{g H}_2$$

$$\rightarrow \text{para o CH}_4: 5400\text{kJ} \cdot \frac{1\text{mol CH}_4}{900\text{kJ}} \cdot \frac{16\text{g CH}_4}{1\text{mol CH}_4} = 96\text{g CH}_4$$

$$\rightarrow \text{para o C}_2\text{H}_5\text{OH}: 5400\text{kJ} \cdot \frac{1\text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1350\text{kJ}} \cdot \frac{46\text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1\text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 184\text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

O combustível mais econômico, que teve a menor massa consumida, é o H<sub>2</sub>.

Cálculo da massa de CO<sub>2</sub> proveniente da queima de cada combustível:

→ para o CH<sub>4</sub>: CH<sub>4</sub> + 2 O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O ΔH = - 900kJ

$$96\text{g CH}_4 \cdot \frac{1\text{mol CH}_4}{16\text{g CH}_4} \cdot \frac{1\text{mol CO}_2}{1\text{mol CH}_4} \cdot \frac{44\text{g CO}_2}{1\text{mol CO}_2} = 264\text{g CO}_2$$

→ para o C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH: C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH + 3 O<sub>2</sub> → 2 CO<sub>2</sub> + 3 H<sub>2</sub>O ΔH = - 1350kJ

$$184\text{g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{1\text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46\text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{2\text{mol CO}_2}{1\text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{44\text{g CO}_2}{1\text{mol CO}_2} = 352\text{g CO}_2$$

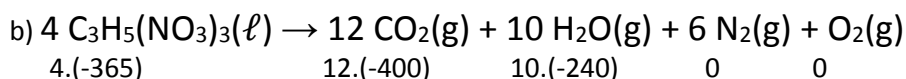
O combustível que produziu uma maior quantidade de CO<sub>2</sub> para uma mesma quantidade de energia liberada é o C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH.

### 33- Alternativa B

A cobertura de vidro é transparente à luz visível, que é absorvida pelos dois tanques pretos. Eles acabam se aquecendo e, assim, parte do calor é transferida para a água, aquecendo-a, enquanto outra parte é irradiada. O calor irradiado é refletido na cobertura de vidro (efeito estufa), voltando para os tanques.

### 34-

$$\text{a) } 1\text{mol nitroglicerina} \cdot \frac{29\text{mols gases}}{4\text{mol nitroglicerina}} \cdot \frac{22,4\text{L gases}}{1\text{mol gases}} = 162,4\text{L gases}$$



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

$$\Delta H = [12.(-400) + 10.(-240)] - [4.(-365)]$$

$$\Delta H = [-7200] - [-1460]$$

$$\Delta H = -7200 + 1460$$

$$\Delta H = -5740\text{kJ}$$

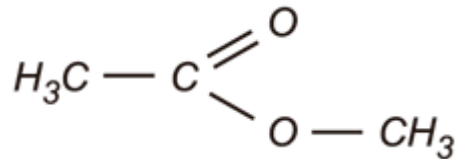
$$\text{Para 1mol de nitroglicerina, temos: } 1\text{mol nitroglicerina} \cdot \frac{5740\text{kJ}}{4\text{mol nitroglicerina}} = 1435\text{kJ}$$

Portanto ficamos com: ΔH = -1435kJ/mol

35-

a) a equação química será:  $\text{CH}_3\text{OH}(\ell) + \text{CH}_3\text{COOH}(\ell) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOCH}_3(\ell) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

Com isso temos a fórmula estrutural de X que pertence a função éster:



b)  $\text{CH}_3\text{OH}(\ell) + \text{CH}_3\text{COOH}(\ell) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOCH}_3(\ell) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$   
(-239)      (-484)      (-442)      (-286)

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

$$\Delta H = [-442] - [(-239) + (-484)]$$

$$\Delta H = [-728] - [-723]$$

$$\Delta H = -728 + 723$$

$$\Delta H = -5 \text{ kJ/mol (reação exotérmica)}$$

36-

A equação química de combustão do etanol é:  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Cálculo da massa de etanol:

$$115 \text{ km} \cdot \frac{1 \text{ L etanol}}{10 \text{ km}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ etanol}}{1 \text{ L etanol}} \cdot \frac{0,8 \text{ g etanol}}{1 \text{ cm}^3 \text{ etanol}} = 9200 \text{ g etanol}$$

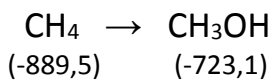
Cálculo da quantidade de calor liberado proveniente da combustão do etanol:

$$9200 \text{ g etanol} \cdot \frac{1 \text{ mol etanol}}{46 \text{ g etanol}} \cdot \frac{1277 \text{ kJ}}{1 \text{ mol etanol}} = 2,55 \cdot 10^5 \text{ kJ}$$

37-

Cálculo do  $\Delta H$  da oxidação do metano a metanol:

[O]



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

$$\Delta H = [-723,1] - [-889,5]$$

$$\Delta H = -723,1 - (-889,5)$$

$$\Delta H = +166,4 \text{ kJ/mol}$$

Cálculo da energia necessária para oxidar 1,12L de metano nas CNTP:

$$1,12 \text{ L CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{22,4 \text{ L CH}_4} \cdot \frac{166,4 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CH}_4} = 8,32 \text{ kJ}$$

38- Soma das alternativas verdadeiras: 01+02+08+32=43

(01) Verdadeiro

(02) Verdadeiro

(04) Falso.  $C_8H_{18} + 25/2 O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 9 H_2O \Delta H = - 5462,6kJ$

(08) Verdadeiro

(16) Falso. Isoctano é um hidrocarboneto, logo suas moléculas no estado líquido estão ligadas entre si através de interações fracas denominadas interações dipolo induzido (Forças de Van de Waals).

(32) Verdadeiro.

Cálculo da energia liberada proveniente da queima:

$$\rightarrow \text{isooctano: } 57g_{\text{isooctano}} \cdot \frac{1 \text{ mol isooctano}}{114g_{\text{isooctano}}} \cdot \frac{5462,6kJ}{1 \text{ mol isooctano}} = 2731,3kJ$$

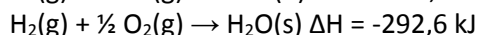
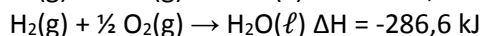
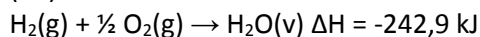
$$\rightarrow \text{etanol: } 92g_{\text{etanol}} \cdot \frac{1 \text{ mol etanol}}{46g_{\text{etanol}}} \cdot \frac{1366,8kJ}{1 \text{ mol etanol}} = 2733,6kJ$$

39- Soma das alternativas verdadeiras: 01+02+04+16=23

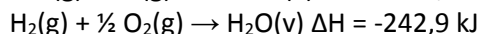
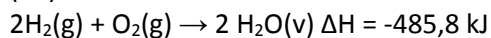
(01) Verdadeiro

Processo endotérmico ocorre com absorção de calor e apresenta  $\Delta H$  positivo.

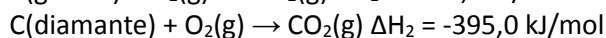
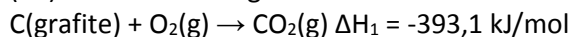
(02) Verdadeiro. Estados físicos diferentes apresentam variações de entalpia diferentes.



(04) Verdadeiro. Quantidades diferentes de reagentes e produtos apresentam variações de entalpia diferentes.



(08) Falso. Carbono grafite e carbono diamante são formas alotrópicas que possuem entalpias diferentes.



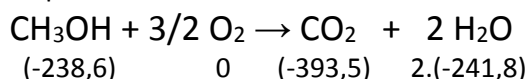
(16) Verdadeiro.

Na ligação tripla, a densidade eletrônica é maior. Isso gera uma distância menor entre os átomos de carbono, sendo necessária uma maior absorção de energia para romper essa ligação.

40-

a) Cálculo da quantidade de energia liberada na combustão de 1mol de cada combustível:

→ para o metanol:



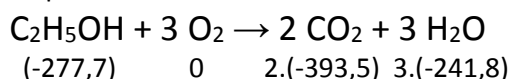
$$\Delta H = \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = [(-393,5)+2.(-241,8)] - [-238,6]$$

$$\Delta H = -877,1+238,6$$

$$\Delta H = -638,5kJ/mol$$

→ para o etanol:



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

$$\Delta H = [2.(-393,5)+3.(-241,8)] - [-277,7]$$

$$\Delta H = -1512,4+277,7$$

$$\Delta H = -1234,7kJ/mol$$

Cálculo da quantidade de energia liberada para 1g de cada combustível:

$$\rightarrow \text{para o metanol: } 1 \text{ g metanol} \cdot \frac{1 \text{ mol metanol}}{32 \text{ g metanol}} \cdot \frac{638,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol metanol}} = 20 \text{ kJ}$$

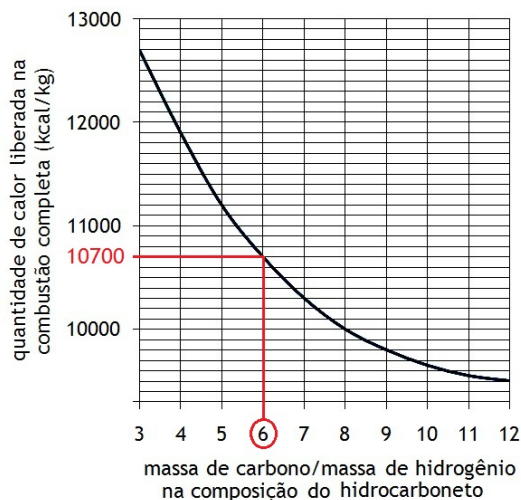
$$\rightarrow \text{para o etanol: } 1 \text{ g etanol} \cdot \frac{1 \text{ mol etanol}}{46 \text{ g etanol}} \cdot \frac{1234,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol etanol}} = 26,8 \text{ kJ}$$

b) Cálculo da energia liberada na queima de 5L de etanol:

$$5 \text{ L etanol} \cdot \frac{1000 \text{ mL etanol}}{1 \text{ L etanol}} \cdot \frac{0,8 \text{ g etanol}}{1 \text{ mL etanol}} \cdot \frac{26,8 \text{ kJ}}{1 \text{ g etanol}} = 107200 \text{ kJ}$$

#### 41- Alternativa B

De acordo com o gráfico temos que o hidrocarboneto que libera 10.700 kcal/kg tem a relação massa de carbono/massa de hidrogênio igual a 6, conforme pode ser observado abaixo:



Então, podemos escrever:  $\frac{\text{massa carbono}}{\text{massa hidrogênio}} = 6$  equação (I)

Sabemos que:  $n = \frac{m}{M} \rightarrow m = n \cdot M$

Com isso ficamos com:  $m(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot M(\text{C})$  e  $m(\text{H}) = n(\text{H}) \cdot M(\text{H})$

Substituindo na equação (I), temos:

$$\frac{n(\text{C}) \cdot M(\text{C})}{n(\text{H}) \cdot M(\text{H})} = 6 \rightarrow \frac{n(\text{C}) \cdot 12 \text{ g/mol}}{n(\text{H}) \cdot 1 \text{ g/mol}} = 6 \rightarrow n(\text{C}) \cdot 12 = n(\text{H}) \cdot 6 \rightarrow n(\text{H}) = 2 \cdot n(\text{C})$$

Sabemos agora que no hidrocarboneto em questão o número de mols de H é o dobro do número de mols de C. Observando as alternativas, notamos que a única que apresenta um hidrocarboneto com essa característica é a "B".

42-

a)



b) Cálculo da energia liberada pela combustão completa de 1 g de metano gasoso:

$$1\text{g CH}_4 \cdot \frac{1\text{mol CH}_4}{16\text{g CH}_4} \cdot \frac{213\text{kcal}}{1\text{mol CH}_4} = 13,3\text{kcal}$$

Cálculo da energia liberada pela combustão completa de 1 g de etanol líquido:

$$1\text{g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{1\text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46\text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{327\text{kcal}}{1\text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 7,1\text{kcal}$$

Portanto, sob o ponto de vista energético, o metano é mais vantajoso, pois liberou uma maior quantidade de energia por grama, considerando a combustão completa dos dois combustíveis.

43-

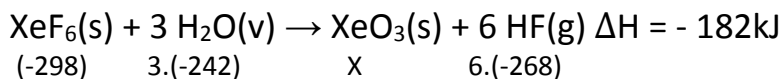
a) No funcionamento do dispositivo, há liberação de energia, pois a reação química envolvida é exotérmica ( $\Delta H < 0$ ).

b) A equação de decomposição do peróxido de hidrogênio mostra que a cada 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}_2(\ell)$  que reage são produzidos 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  e 0,5 mol de  $\text{O}_2(\text{g})$ , com isso temos:

$$68\text{kg H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{1000\text{g H}_2\text{O}_2}{1\text{kg H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1\text{mol H}_2\text{O}_2}{34\text{g H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1,5\text{mol gases}}{1\text{mol H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{0,075\text{m}^3 \text{ gases}}{1\text{mol gases}} = 225\text{m}^3 \text{ gases}$$

44-

Cálculo da variação de entalpia,  $\Delta H^\circ$ , do  $\text{XeO}_3(\text{s})$ , a partir das variações de entalpia de formação de  $\text{XeF}_6(\text{s})$  e de  $\text{HF}(\text{g})$ , do valor da variação de entalpia padrão de  $\text{H}_2\text{O}(\text{v})$  e da variação de entalpia da reação química representada pela equação termoquímica:



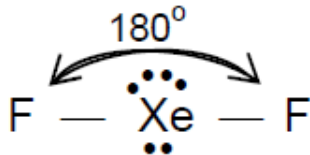
$$\Delta H = \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}}$$

$$-182 = [X + 6.(-268)] - [(-298) + 3.(-242)]$$

$$X = \Delta H^\circ (\text{XeO}_3) = +402\text{kJ/mol}$$

• Na formação do  $\text{XeF}_6$ , há liberação de  $298\text{kJmol}^{-1}$ , enquanto que a variação padrão de entalpia do  $\text{XeO}_3$  é de  $+402\text{kJmol}^{-1}$  o que justifica a maior estabilidade do hexafluoreto de xenônio em relação à do trióxido de xenônio, pois possui menor energia.

- A fórmula estrutural de XeF<sub>2</sub> é linear e representada por:



45-

Quando ocorre a mudança da água do estado físico para o estado de vapor, ela se processa com absorção de grande quantidade de energia (processo físico endotérmico). Neste caso o pote tem que ceder calor e isso leva a uma diminuição na temperatura da água. Em outras palavras, os filtros cerâmicos ou potes de “barro” possuem pequenos orifícios (poros) que permite a passagem da água para a superfície externa, propiciando o fenômeno da evaporação (mudança do estado líquido para gasoso). A passagem do estado líquido para o gasoso é um processo no qual ocorre absorção de energia, isto é, o calor é retirado do pote e da água em seu interior. A retirada do calor diminui a temperatura gradualmente da água, tornando a mais agradável para ser consumida.

O resfriamento produzido depende de várias condições, citando uma delas, podemos fazer referência a temperatura do ambiente, ou seja, quanto mais quente está o ar ao redor do pote mais intenso será o fenômeno de evaporação do líquido e por isso mais fria ficará a água na parte interna do reservatório. Outro aspecto que pode ser observado, com a maior temperatura ambiente, é o maior umedecimento da superfície externa do pote, excluindo-se a ideia de vazamento como muitos pensam.

46-

Cálculo da quantidade de calor envolvido na variação de 25 °C para 24 °C:

$$\rightarrow \text{para a água: } Q = m \cdot c \cdot \Delta T \rightarrow Q = 2000 \cdot 4,2 \cdot (25-24) \rightarrow Q = 8,4 \text{ kJ}$$

$$\rightarrow \text{para a cerâmica: } Q = m \cdot c \cdot \Delta T \rightarrow Q = 2000 \cdot 0,92 \cdot (25-24) \rightarrow Q = 1,84 \text{ kJ}$$

Cálculo da quantidade de calor total retirado do pote de cerâmica e da água, necessário para ocorrer a vaporização:

$$Q = 8,4 \text{ kJ} + 1,84 \text{ kJ} \rightarrow Q = 10,24 \text{ kJ}$$

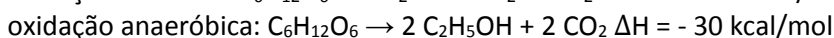
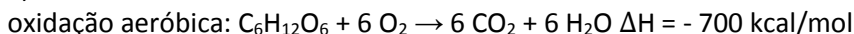
Portanto, esta é a quantidade de calor que a água absorve para vaporizar.

Cálculo da quantidade da massa mínima de água que vaporiza na diminuição de temperatura observada:

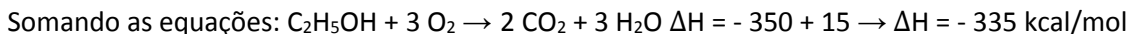
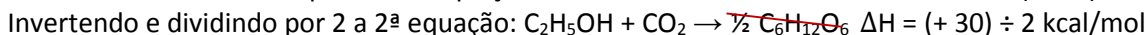
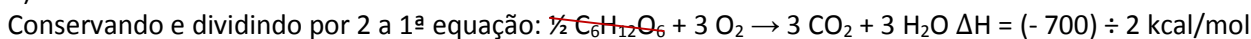
$$10,24 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ g H}_2\text{O}}{2,4 \text{ kJ}} = 4,27 \text{ g H}_2\text{O}$$

47-

a)

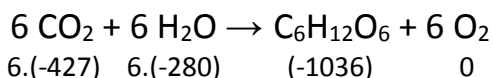


b)



b)  $2 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{335 \text{ kcal}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 670 \text{ kcal}$

48- Alternativa A



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

$$\Delta H = [-1036] - [6.(-427)+6.(-280)]$$

$$\Delta H = -1036+4242$$

$$\Delta H = +3206 \text{ kJ/mol}$$

## 49- Alternativa E

I) Falso

Conservando a 1ª equação:  $C(\text{grafite}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \Delta H_1 = -94,06 \text{ kcal/mol}$ Invertendo a 2ª equação:  $CO_2(g) \rightarrow C(\text{diamante}) + O_2(g) \Delta H_2 = +94,51 \text{ kcal/mol}$ Somando as duas equações:  $C(\text{grafite}) \rightarrow C(\text{diamante}) \Delta H = -94,06 + 94,51 \rightarrow \Delta H = +0,45 \text{ kcal/mol}$ 

II) Verdadeiro.

III) Falso

A formação do  $CO_2$  é exotérmica nos dois casos ( $\Delta H < 0$ )

50-

a)

Chumbo metálico	Sulfato de chumbo	Dióxido de chumbo
zero	+2	+4

b)



c)

A reação de formação do óxido de chumbo é exotérmica porque o  $\Delta H$  é menor que zero.

d)

