



## Entalpia (calor) de Formação e Combustão

### 1. ENTALPIA (CALOR) DE FORMAÇÃO

É a variação de entalpia na formação de 1 mol de uma substância, a partir de seus constituintes elementares no estado padrão (25 °C, 1 atm).

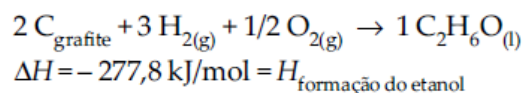
**Obs.** – Constituinte elementar: substância simples na forma alotrópica mais estável (menos enérgica).

**Exemplo**

Elemento	Constituinte elementar	H formação
C	C <sub>(grafite)</sub>	Zero
H	H <sub>2(g)</sub>	Zero
O	O <sub>2(g)</sub>	Zero
S	S <sub>8(rômbico)</sub>	Zero

Todo constituinte elementar (25 °C, 1 atm) possui **entalpia de formação zero**, pois formaríamos 1 mol da substância a partir dela mesma.

**Exemplo**



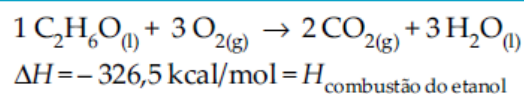
### 2. CÁLCULO DO ΔH DE UMA REAÇÃO

$$\Delta H = \left( \sum H_{\text{formação}} \right)_{\text{Final (Produtos)}} - \left( \sum H_{\text{formação}} \right)_{\text{Inicial (Reagentes)}}$$

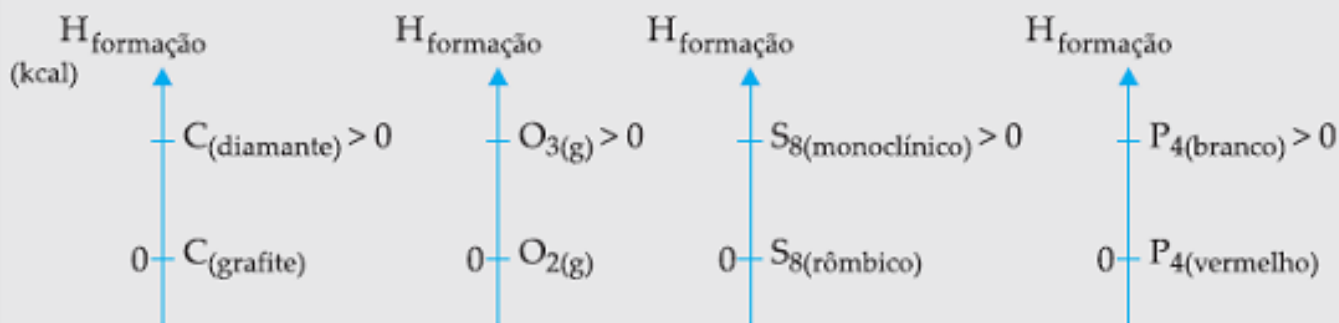
### 3. ENTALPIA (CALOR) DE COMBUSTÃO

É a variação de entalpia na combustão completa de 1 mol da substância (25 °C, 1 atm).

**Exemplo**



**É importante lembrar que todo constituinte elementar possui  $H_{\text{formação}} = 0$ . Graficamente temos:**

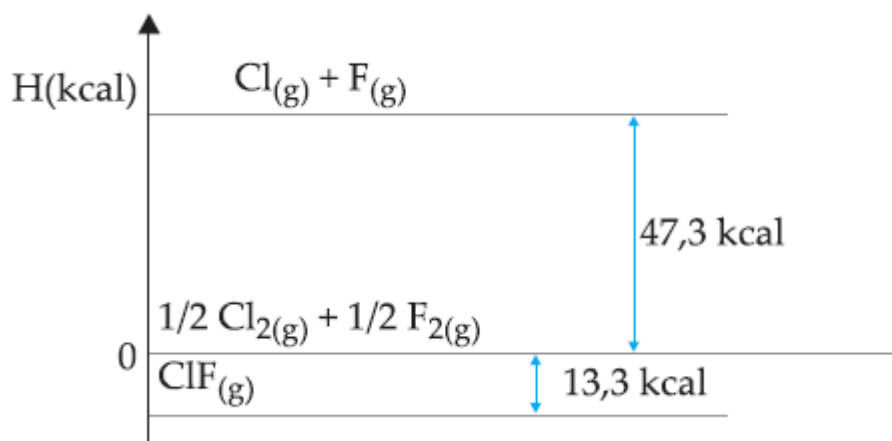


## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**01 (Unicamp-SP)** Considere uma gasolina constituída apenas de etanol e de n-octano, com frações molares iguais. As entalpias de combustão do etanol e do n-octano são - 1 368 e - 5 471 kJ/mol, respectivamente. A densidade dessa gasolina é 0,72 g/cm<sup>3</sup> e a sua massa molar aparente, 80,1 g/mol.

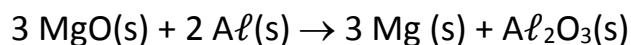
- Escreva a equação química que representa a combustão de um dos componentes dessa gasolina.
- Qual a energia liberada na combustão de 1,0 mol dessa gasolina?
- Qual a energia liberada na combustão de 1,0 litro dessa gasolina?

**02 (Unicruz-RS)** Considerando-se o diagrama abaixo, pode-se afirmar que a entalpia de formação do ClF gasoso é



- a) 47,3 kcal/mol      b) 13,3 kcal/mol      c) - 47,3 kcal/mol      d) 0,6 kcal/mol      e) - 13,3 kcal/mol

**03 (UEL-PR)** Considere as seguintes entalpias de formação em kJ/mol:  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) = -1670$  e  $\text{MgO}(\text{s}) = -604$ . Com essas informações, pode-se calcular a variação da entalpia da reação representada por



Seu valor é igual a

- a) - 1066 kJ      b) - 142 kJ      c) + 142 kJ      d) + 1066 kJ      e) + 2274 kJ

**04 (Mackenzie-SP)**

Substância	Entalpia de formação (kJ / mol)
Dióxido de carbono	- 394
Vapor de água	- 242
Metanol	- 320
Etanol	- 296

Levando-se em conta somente o aspecto energético, o melhor combustível, dentre os álcoois mencionados na tabela acima, apresenta entalpia de combustão igual a:

- a) - 1 198 kJ/mol      b) - 1 218 kJ/mol      c) - 1 810 kJ/mol      d) - 956 kJ/mol      e) - 932 kJ/mol

**05 (PUC-SP)** Os maçaricos são empregados na obtenção de temperaturas elevadas por meio de reações de combustão. Sabendo-se que:

$\Delta H$  de formação do  $\text{CO}_2 = -94 \text{ kcal/mol}$

$\Delta H$  de formação do  $\text{H}_2\text{O} = -68 \text{ kcal/mol}$

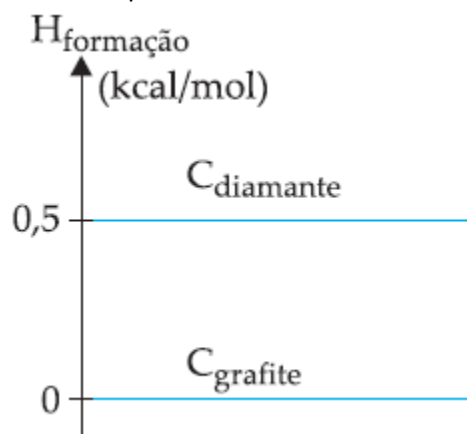
$\Delta H$  de formação do  $\text{CH}_4 = -18 \text{ kcal/mol}$

$\Delta H$  de formação do  $\text{C}_2\text{H}_2 = +54 \text{ kcal/mol}$

e dispondo-se de mesmo número de mols de  $\text{C}_2\text{H}_2$  e de  $\text{CH}_4$ , assinale a alternativa que indica corretamente qual dessas substâncias deverá ser empregada em um maçarico para se obter maior quantidade de calor e quais os valores de  $\Delta H$  de combustão do  $\text{C}_2\text{H}_2$  e do  $\text{CH}_4$ .

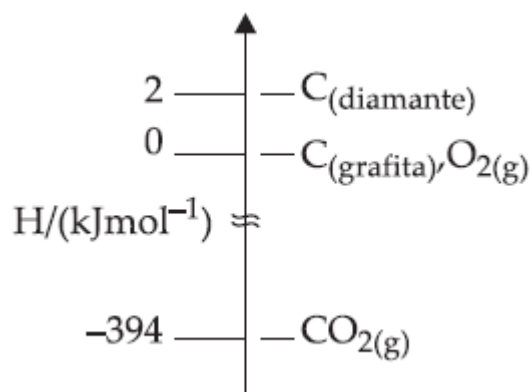
	Substância a ser empregada	$\Delta H$ de combustão em kcal/mol	
		$\text{C}_2\text{H}_2$	$\text{CH}_4$
a)	$\text{C}_2\text{H}_2$	-310	-212
b)	$\text{C}_2\text{H}_2$	-222	-248
c)	$\text{C}_2\text{H}_2$	+310	+212
d)	$\text{CH}_4$	+222	+248
e)	$\text{CH}_4$	-310	-212

**06 (Unisa-SP)** Considerando-se o diagrama de entalpia abaixo:



- a) o  $\text{C}_{\text{grafite}}$  é mais estável e mais abundante do que o  $\text{C}_{\text{diamante}}$ .
- b) o  $\text{C}_{\text{diamante}}$  é mais estável e mais abundante do que o  $\text{C}_{\text{grafite}}$ .
- c) o  $\text{C}_{\text{grafite}}$  é o alótropo mais estável e o  $\text{C}_{\text{diamante}}$  é o alótropo mais abundante.
- d) o  $\text{C}_{\text{diamante}}$  é o alótropo mais estável e o  $\text{C}_{\text{grafite}}$  é o alótropo mais abundante.
- e) o  $\text{C}_{\text{grafite}}$  e o  $\text{C}_{\text{diamante}}$  são alótropos igualmente estáveis e abundantes.

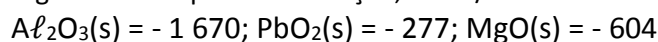
**07 (UFMG-MG)** Considere o seguinte diagrama de entalpia envolvendo o dióxido de carbono e as substâncias elementares diamante, grafita e oxigênio.



Considerando esse 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 a  $-392 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- c) A variação de entalpia na obtenção de 1 mol de  $\text{CO}_2(\text{g})$ , 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  $2 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

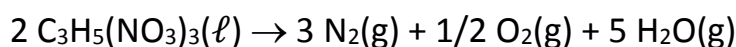
**08 (PUC-Campinas)** Considere as seguintes entalpias de formação, em kJ/mol:



Com essas informações, dentre as reações indicadas abaixo, a mais exotérmica é

- a)  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3/2 \text{ Pb}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{ Al}(\text{s}) + 3/2 \text{ PbO}_2(\text{s})$
- b)  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{ Mg}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{ Al}(\text{s}) + 3 \text{ MgO}(\text{s})$
- c)  $3/2 \text{ PbO}_2 + 2 \text{ Al}(\text{s}) \rightarrow 3/2 \text{ Pb}(\text{s}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$
- d)  $\text{PbO}_2(\text{s}) + 2 \text{ Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{Pb}(\text{s}) + 2 \text{ MgO}(\text{s})$
- e)  $3 \text{ MgO}(\text{s}) + 2 \text{ Al}(\text{s}) \rightarrow 3 \text{ Mg}(\text{s}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$

**09 (Unicoc-SP)** A nitroglicerina é um poderoso explosivo e produz quatro diferentes tipos de gases quando detonada.



Qual a energia liberada, em kJ, quando reagir 1 mol de nitroglicerina?

Dados:  $\Delta H_f[\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241,8 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f[\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3] = -364 \text{ kJ/mol}$

- a) + 1421      b) - 364      c) - 182      d) - 1421      e) + 2842

**10 (Cesgranrio-RJ)** Sejam os dados abaixo:

I) Entalpia de formação da  $\text{H}_2\text{O}(\ell) = -68 \text{ kcal/mol}$

II) Entalpia de formação do  $\text{CO}_2(\text{g}) = -94 \text{ kcal/mol}$

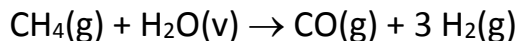
III) Entalpia de combustão do  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell) = -327 \text{ kcal/mol}$

A entalpia de formação do etanol é:

- a) 15,5 kcal/mol
- b) 3,5 kcal/mol
- c) - 28 kcal/mol
- d) - 45 kcal/mol
- e) - 65 kcal/mol

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

### 11 (Mackenzie-SP)



O gás hidrogênio pode ser obtido pela reação acima equacionada.

Dadas as entalpias de formação em kJ/mol,  $\text{CH}_4 = -75$ ,  $\text{H}_2\text{O} = -287$  e  $\text{CO} = -108$  a entalpia da reação a 25 °C e 1 atm é igual a:

- a) + 254 kJ      b) - 127 kJ      c) - 470 kJ      d) + 508 kJ      e) - 254 kJ

### 12 (UFRS-RS) A reação cujo efeito térmico representa o calor de formação do ácido sulfúrico é:

- a)  $\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{SO}_3(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\ell)$   
b)  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{S}(\text{m}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\ell)$   
c)  $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{S}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\ell)$   
d)  $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\ell)$   
e)  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{S}(\text{r}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\ell)$

### 13 Considere as seguintes equações termoquímicas

- I.  $3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{O}_3(\text{g}) \Delta H_1 = + 284,6 \text{ kJ}$   
II.  $\text{C}(\text{graf}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) \Delta H_2 = - 393,3 \text{ kJ}$   
III.  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \Delta H_3 = - 1410,8 \text{ kJ}$   
IV.  $\text{C}_3\text{H}_6(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) \Delta H_4 = - 123,8 \text{ kJ}$   
V.  $\text{I}(\text{g}) \rightarrow \text{I}_2(\text{g}) \Delta H_5 = - 104,6 \text{ kJ}$

Qual é a variação de entalpia que pode ser designada calor de formação?

- a)  $\Delta H_1$       b)  $\Delta H_2$       c)  $\Delta H_3$       d)  $\Delta H_4$       e)  $\Delta H_5$

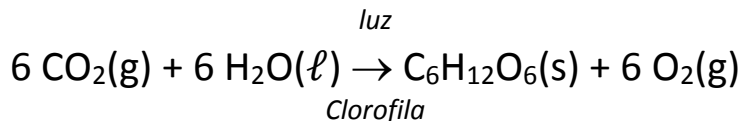
### 14 (Vunesp-SP) O dióxido de carbono pode ser obtido por diferentes reações, três das quais estão expressas nas equações:

1.  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$   
2.  $2 \text{HCl}(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})$   
3.  $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$

O calor de formação ( $\Delta H_f$ ) do dióxido de carbono é determinado pela variação de entalpia:

- a) da reação 1.  
b) da reação 2.  
c) da reação 3.  
d) de qualquer uma das três reações.  
e) de uma outra reação diferente de 1, 2 e 3.

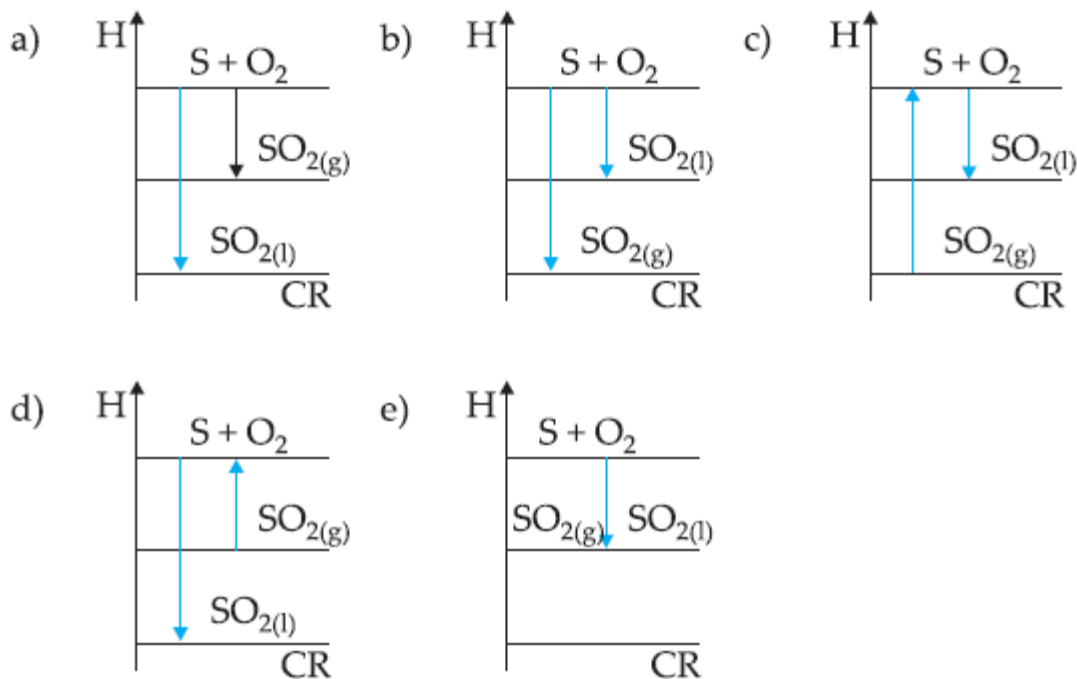
15 (PUC-Campinas-SP) De forma simplificada, a reação da fotossíntese ficaria:



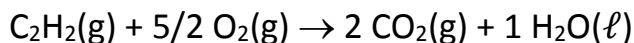
Dadas as entalpias de formação de  $\text{CO}_2$  (– 94 kcal/mol), da  $\text{H}_2\text{O}$  (–58 kcal/mol), da glicose (–242 kcal/mol), pode-se concluir que o processo é:

- a) endotérmico e a energia envolvida, 1152 kcal/mol de glicose.
- b) endotérmico e a energia envolvida, 670 kcal/mol glicose.
- c) exotérmico e a energia envolvida, 1152 kcal/mol glicose.
- d) exotérmico e a energia envolvida, 670 kcal/mol glicose.
- e) endotérmico e a energia envolvida, 392 kcal/mol glicose.

16 (PUC-MG) A formação do  $\text{SO}_2(\ell)$  e  $\text{SO}_2(\text{g})$  é:



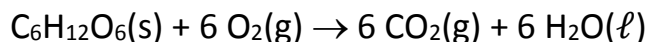
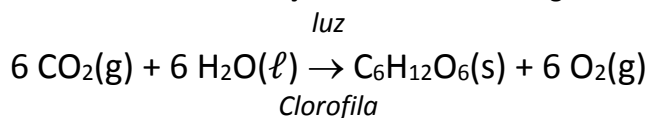
17 Quando o acetileno,  $\text{C}_2\text{H}_2$ , sofre combustão a 25 °C, a quantidade de calor liberada é 310 kcal/mol. Dados os calores de formação:  $\text{CO}_2(\text{g})$  :  $\Delta\text{H}_f = - 94$  kcal/mol;  $\text{H}_2\text{O}(\ell)$  :  $\Delta\text{H}_f = - 68$  kcal/mol



Pode-se concluir que o valor de formação ( $\Delta\text{H}_f$ ) do acetileno gasoso é:

- a) + 144 kcal/mol
- b) - 144 kcal/mol
- c) + 122 kcal/mol
- d) - 54 kcal/mol
- e) + 54 kcal/mol

**18 (Fuvest-SP)** Considere a reação de fotossíntese e a reação de combustão da glicose representadas a seguir:



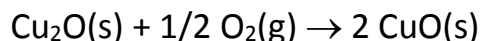
Sabendo que a energia envolvida na combustão de um mol de glicose é  $2,8 \cdot 10^6 \text{ J}$ , ao sintetizar meio mol de glicose, a planta irá liberar ou absorver energia? Determine o calor envolvido nessa reação.

**19** Equacione as reações de formação das seguintes substâncias, no estado padrão:  $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ ;  $\text{HCl}(\text{g})$ ;  $\text{NO}_2(\text{g})$ ;  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ ;  $\text{C}_6\text{H}_6(\ell)$ ;  $\text{HNO}_3(\text{g})$ .

**20 (Fatec-SP)** A combustão do gás hidrogênio pode ser representada pela equação:

- a)  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})$ .
- b)  $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$ .
- c)  $2 \text{H}(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ .
- d)  $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$ .
- e)  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{g})$ .

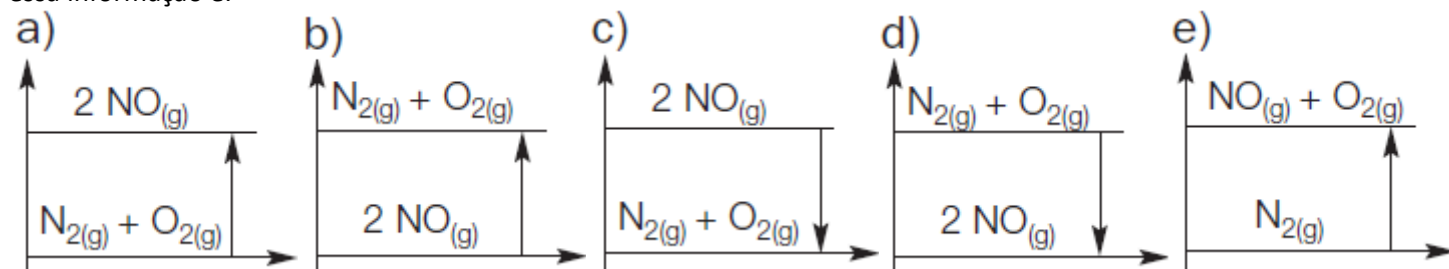
**21 (PUC-MG)** Sendo o  $\Delta H$  de formação do óxido de cobre II igual a  $-37,6 \text{ kcal/mol}$  e o  $\Delta H$  de formação do óxido de cobre I igual a  $-40,4 \text{ kcal/mol}$ , o  $\Delta H$  da reação:



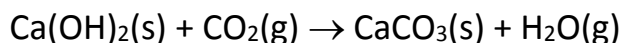
será:

- a)  $-34,8 \text{ kcal}$ .
- b)  $-115,6 \text{ kcal}$ .
- c)  $-5,6 \text{ kcal}$ .
- d)  $+115,6 \text{ kcal}$ .
- e)  $+34,8 \text{ kcal}$ .

**22 (PUC-MG)** A  $25^\circ\text{C}$  e  $1 \text{ atm}$  de pressão, um mol de nitrogênio gasoso, reagindo com um mol de oxigênio gasoso, produz monóxido de nitrogênio gasoso com absorção de  $22 \text{ kcal}$  do produto obtido. O diagrama que representa corretamente essa informação é:



**23 (UNI-RIO)** Os romanos utilizavam CaO como argamassa nas construções rochosas. O CaO era misturado com água, produzindo  $\text{Ca(OH)}_2$ , que reagia lentamente com o  $\text{CO}_2$  atmosférico, dando calcário:



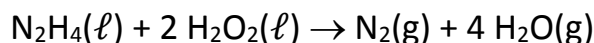
A partir dos dados da tabela, a variação de entalpia da reação, em kJ/mol, será igual a:

Substância	$\Delta H_f$ (kJ/mol)
$\text{Ca(OH)}_2(\text{s})$	-986,1
$\text{CaCO}_3(\text{s})$	-1 206,9
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,5
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-241,8

- a) +138,2.      b) -69,1.      c) -2 828,3.      d) +69,1.      e) -220,8.

**24 (UFCE)** Um dos sistemas de propulsão de foguetes é constituído de uma mistura de hidrazina ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ) e peróxido de hidrogênio ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ).

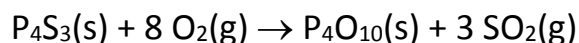
A equação representativa do processo é:



Determine a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) da reação, a 25 °C.

Calor molar de formação a 298 K:  $\text{N}_2\text{H}_4(\ell) = +12 \text{ kcal mol}^{-1}$ ;  $\text{H}_2\text{O}_2(\ell) = -45 \text{ kcal mol}^{-1}$ ;  $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -58 \text{ kcal mol}^{-1}$

**25 (UFF-RJ)** A cabeça de palito de fósforo contém uma substância chamada trissulfeto de tetrafósforo. Este composto inflama na presença de oxigênio, ocorrendo, à pressão normal, a liberação de uma quantidade de calor de 3 677 kJ por mol. A reação referente ao processo está representada a seguir:



Calcule a entalpia padrão de formação do  $\text{P}_4\text{S}_3(\text{s})$ , considerando a seguinte tabela:

Composto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ mol <sup>-1</sup> )
$\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$	-2 940,0
$\text{SO}_2(\text{g})$	-296,8

**26 (Fepar-PR)** Assinale a alternativa que representa apenas substâncias com entalpia padrão ( $H^\circ$ ) igual a zero:

- a)  $\text{Cl}_2(\text{g})$ ;  $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ ;  $\text{C}_{\text{diam}}$ ;  $\text{H}_2(\text{g})$ .  
 b)  $\text{Hg}(\ell)$ ;  $\text{O}_3(\text{g})$ ;  $\text{H}_2(\text{g})$ ;  $\text{Cu}(\text{s})$ .  
 c)  $\text{Cl}_2(\text{g})$ ;  $\text{Hg}(\ell)$ ;  $\text{C}_{\text{graf}}$ ;  $\text{H}_2(\text{g})$ .  
 d)  $\text{Cl}_2(\text{g})$ ;  $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ ;  $\text{S}_{8(\text{mon})}$ ;  $\text{O}_2(\text{g})$ .  
 e)  $\text{Cl}_2(\text{g})$ ;  $\text{Cu}(\ell)$ ;  $\text{C}_{\text{graf}}$ ;  $\text{O}_2(\text{g})$ .

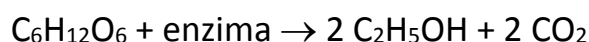


**27 (FISA)** A decomposição de  $\text{CaCO}_3(\text{s})$ , pelo aquecimento, produz  $\text{CaO}(\text{s})$  e  $\text{CO}_2(\text{g})$ . O calor de formação de cada uma dessas espécies é dado pela tabela abaixo. No calor de decomposição de 1 mol de  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  em  $\text{CaO}(\text{s})$  e  $\text{CO}_2(\text{g})$  há:

$\text{CaCO}_3(\text{s})$	– 290 kcal/mol
$\text{CaO}(\text{s})$	– 150 kcal/mol
$\text{CO}_2(\text{g})$	– 94 kcal/mol

- a) liberação de 534 kcal.
- b) absorção de 534 kcal.
- c) absorção de 56 kcal.
- d) liberação de 46 kcal.
- e) absorção de 46 kcal.

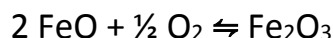
**28 (U.PASSO FUNDO-RS)** A fermentação alcoólica é um processo cujo princípio é a transformação dos açúcares em etanol e dióxido de carbono. A equação que representa esta transformação é:



Conhecendo-se os calores de formação do dióxido de carbono (–94,1 kcal/mol), do etanol (–66,0 kcal/mol e da glicose –302,0 kcal/mol), pode-se afirmar que a fermentação alcoólica ocorre com:

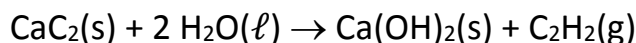
- a) absorção de 18,2 kcal/mol.
- b) absorção de 75,9 kcal/mol.
- c) liberação de 47,8 kcal/mol.
- d) liberação de 18,2 kcal/mol.
- e) liberação de 142,0 kcal/mol.

**29** Sendo o  $\Delta H$  de formação do óxido de ferro (II) igual a – 64,04 kcal/mol e o  $\Delta H$  de formação do óxido de ferro (III) igual a – 196,5 kcal/mol, o  $\Delta H$  da reação:



- a) – 68,4 kcal/mol.
- b) + 68,4 kcal/mol.
- c) – 132,5 kcal/mol.
- d) + 132,5 kcal/mol.
- e) – 260,5 kcal/mol

**30 (Covest-PE)** Uma antiga lâmpada usada em minas queimava acetileno,  $\text{C}_2\text{H}_2$ , que era preparado na própria lâmpada, gotejando-se água sobre carbeto de cálcio,  $\text{CaC}_2$ , de acordo com a reação:



Com as entalpias-padrão de formação listadas na tabela, pode-se afirmar que à temperatura de 298 K:

Substância	Entalpia de formação (kJ/mol)
$\text{CaC}_2(\text{s})$	-59
$\text{H}_2\text{O}(\ell)$	-286
$\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$	-986
$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$	+227

- a) a reação é exotérmica, e a variação de entalpia padrão da reação é – 128 kJ/mol.
- b) a reação é exotérmica, e a variação de entalpia padrão da reação é – 759 kJ/mol.
- c) a entalpia de ativação da reação é 759 kJ/mol.
- d) a reação é endotérmica, e a variação de entalpia padrão da reação é 128 kJ/mol.
- e) a reação é endotérmica, e a variação de entalpia padrão da reação é 759 kJ/mol.

**31** O acetileno é um gás de grande uso comercial, sobretudo em maçaricos de oficinas de lanternagem. Assinale a opção correspondente à quantidade de calor fornecida pela combustão completa de 5,2 kg de acetileno ( $C_2H_2$ ), a 25°C, sabendo-se que as entalpias de formação, a 25°C, são:

( $CO_2(g) = -94,1 \text{ kcal/mol}$ ;  $H_2O(l) = -68,3 \text{ kcal/mol}$ ;  $C_2H_2(g) = +54,2 \text{ kcal/mol}$ )

- a) 1615 kcal.
- b) 6214 kcal.
- c) 21660 kcal.
- d) 40460 kcal.
- e) 62140 kcal.

**32 (Fuvest-SP)** Os hidrocarbonetos isômeros ANTRACENO e FENANTRENO diferem em suas entalpias (energias). Esta diferença de entalpia pode ser calculada medindo-se o calor de combustão total desses compostos em idênticas condições de pressão e temperatura. Para o antraceno, há liberação de 7060 kJ/mol e para o fenantreno, há liberação de 7040 kJ/mol. Sendo assim, para 10 mols de cada composto, a diferença de entalpia é igual a:

- a) 20 kJ, sendo o antraceno o mais energético.
- b) 20 kJ, sendo o fenantreno o mais energético.
- c) 200 kJ, sendo o antraceno o mais energético.
- d) 200 kJ, sendo o fenantreno o mais energético.
- e) 2000 kJ, sendo o antraceno o mais energético.

**33 (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 44 g/mol). 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 (g/mol)	Calor liberado na queima (kJ/mol)
$H_2$	2	270
$CH_4$	16	900
$C_2H_5OH$	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 menor massa consumida, e o combustível mais poluente, que é aquele que produziu a maior massa de dióxido de carbono foram, respectivamente.

- a) O etanol, que teve apenas 46g de massa consumida, e o metano, que produziu 900g de  $CO_2$ .
- b) O hidrogênio, que teve apenas 40g de massa consumida, e o etanol, que produziu 352g de  $CO_2$ .
- c) O hidrogênio, que teve apenas 20g de massa consumida, e o metano, que produziu 264g de  $CO_2$ .
- d) O etanol, que teve apenas 96g de massa consumida, e o metano que produziu 176g de  $CO_2$ .
- e) O hidrogênio, que teve apenas 2g de massa consumida, e o etanol, que produziu 1350g de  $CO_2$ .

**34 (Covest-PE)** A gasolina é composta majoritariamente por octano ( $C_8H_{18}$ ), e o gás natural veicular (GNV), por metano ( $CH_4$ ). A energia liberada pela combustão completa do octano e do metano são, respectivamente, de 47 kJ/g e 54 kJ/g. A combustão do gás hidrogênio, que tem sido proposto como uma forma de energia alternativa, libera aproximadamente 120 kJ/g. Sabendo-se que as massas atômicas de C, H e O são 12, 1 e 16 g/mol, respectivamente, é correto afirmar que a:

- a) entalpia de combustão da gasolina é de 2.679 kJ/mol.
- b) entalpia de combustão do hidrogênio é 2.400 kJ/mol.
- c) entalpia de combustão do metano é 864 kJ/mol.
- d) combustão do hidrogênio produz  $CO_2$  e água.
- e) entalpia da reação  $C_8H_{18} + 7 H_2 \rightarrow 8 CH_4$  não pode ser calculada combinando-se as equações de combustão de octano, metano e hidrogênio de forma apropriada.

35 As reações químicas envolvem energia. Nos automóveis, a forte energia é a queima de certos compostos orgânicos. A tabela a seguir fornece os valores de calor padrão de combustão, a 25 °C, de alguns compostos orgânicos.

Substância	Entalpia de combustão (kcal/mol)
CH <sub>3</sub> OH(ℓ)	-173,6
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH(ℓ)	-326,7
C <sub>8</sub> H <sub>18</sub> (ℓ)	-1320,6

Com base nessas informações e nos conhecimentos sobre reações químicas, julgue os itens a seguir:

- (1) A combustão da gasolina é uma reação química que libera calor.
- (2) A combustão completa da gasolina produz dióxido de carbono, água e energia.
- (3) A combustão completa de um mol de octano produz 16 mols de dióxido de carbono.
- (4) O calor envolvido na combustão completa de 57g de octano é igual a – 660,3 kcal.
- (5) A combustão de 1 mol de metanol libera mais energia que a combustão de 1 mol de etanol.

36 Considere a combustão de 0,5g de metano. O calor liberado e a massa de água formada nesta combustão são, respectivamente, iguais a: Dados: Calor de combustão do metano = 803,7 kJ/mol; C = 12 u; H = 1 u; O = 16 u.

- a) 25,1 kJ e 1,12g.
- b) 251,1 kJ e 11,25g.
- c) 50,2 kJ e 1,12g.
- d) 25,1 kJ e 11,25g.
- e) 50,2 kJ e 2,25g.

37 (UEA-AM) Quando um combustível é formado somente de carbono e hidrogênio, os produtos de sua combustão completa são sempre CO<sub>2</sub>(g) e H<sub>2</sub>O(ℓ). As tabelas seguintes fornecem as entalpias de formação (tabela 1) e de combustão (tabela 2) de diversas substâncias.

Tabela 1		Tabela 2	
Substância	Entalpia de formação em kcal/mol	Substância	Entalpia de combustão em kcal/mol
metano (g)	- 18	metano (g)	y
etano (g)	- 23	etano (g)	- 369
água (l)	x		
CO <sub>2</sub> ( g )	- 94		

Os valores de “x” e “y” são, respectivamente:

- a) – 158 e – 24.
- b) – 68 e – 212.
- c) – 534 e – 124.
- d) + 534 e + 124.
- e) – 158 e + 212.

38 (UFJF-MG) A entalpia de combustão completa da sacarose, C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>(s), é – 5635 kJ/mol a 25°C e 1 atm, sendo CO<sub>2</sub>(g) e H<sub>2</sub>O(ℓ) os únicos produtos da reação. Utilizando esses dados e sabendo que ΔH<sub>f</sub> = – 394kJ/mol (CO<sub>2</sub>(g)) e ΔH<sub>f</sub> = – 286 kJ/mol (H<sub>2</sub>O(ℓ)), responda às seguintes questões.

- a) A reação de combustão da sacarose é exotérmica ou endotérmica?
- b) Escreva a equação química balanceada da reação de combustão da sacarose sólida.
- c) Calcule a entalpia de formação da sacarose sólida, a 25 °C e 1 atm.

**39 (ENEM)** Nas últimas décadas, o efeito estufa tem-se intensificado de maneira preocupante, sendo esse efeito muitas vezes atribuído à intensa liberação de CO<sub>2</sub> durante a queima de combustíveis fósseis para geração de energia. O quadro traz as entalpias-padrão de combustão a 25 °C ( $\Delta H$ ) do metano, do butano e do octano.

Composto	Fórmula Molecular	Massa Molar (g/mol)	$\Delta H_{\text{combustão}}$ (kJ/mol)
Metano	CH <sub>4</sub>	16	-890
Butano	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	58	-2878
Octano	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	114	-5471

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<sub>2</sub> 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.

**40 (UFPE-PE)** Uma mistura gasosa de massa total 132,0g é formada por igual número de mols de etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) e butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>). A combustão total dos gases constituintes dessa mistura libera para o ambiente.

Dados: Os calores de combustão dos gases etano e butano, são, respectivamente, - 1.428kJ/mol e 2.658kJ/mol MA C=12u, MA H=1u

- 4.897kJ.
- 8.172kJ.
- 3.372kJ.
- 4.086 kJ.
- 6.129kJ.

**41 (UFPE-PE)** Há muito que se conhece que o metanol e o etanol podem ser usados como combustíveis de veículos automotores, pois queimam facilmente, no ar, liberando energia. Há previsões de que os álcoois vão crescer em importância como combustíveis automotivos, já que, na atualidade, têm nichos de mercado, em escala internacional, muito promissores. Utilize a tabela como subsídio à sua resposta.

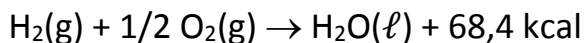
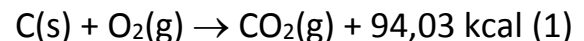
Combustível	Densidade (g/mL)	$\Delta H$ (combustão) (kJ/g)
Metanol	0,80	23
Etanol	0,80	30
Gasolina	0,75	43

**Dados:** MA (C) = 12u, MA (H) = 1u, MA (O) = 16u

Em relação aos combustíveis metanol, etanol e gasolina, é CORRETO afirmar que

- o metanol libera mais energia por mL do que o etanol e a gasolina pura.
- 1,0 mL de etanol libera mais energia que 1,0mL de gasolina pura.
- a diferença entre a energia liberada na combustão de 1,0 mL de gasolina pura e 1,0 mL de metanol é 13,85kJ.
- 1,0 mL de etanol, quando queimado, libera aproximadamente 50% a mais de energia que 1,0 mL de metanol.
- a energia liberada, quando se queima 1,0 mL de gasolina, é maior de que quando se queima 1,0 mL de etanol + 1,0 mL de metanol juntos.

**42 (UFMA-MA)** Com relação às reações abaixo, pode-se afirmar que:



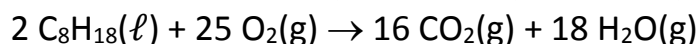
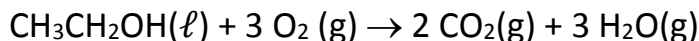
- I. Na combustão do carbono são produzidos 94,03 kcal de calor por grama de carbono.  
II. A queima de combustíveis fósseis carbonados pode, simplificada, ser representada pela reação (1).  
III. Na combustão do hidrogênio, são produzidos 34,2 kcal de calor por grama de hidrogênio.  
IV. A energia liberada por grama de hidrogênio é mais que quatro vezes o valor do calor produzido na combustão de 1g de carbono.

Assinale a opção que contém somente afirmações verdadeiras.

Dados: C (12 u); H (1 u)

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

**43 (UNICAP-PE)** A energia produzida na forma de trabalho e a quantidade emitida de gases que contribuem com o aquecimento global são dois fatores importantes na escolha de um combustível para veículos automotores. A quantidade de energia produzida na forma de trabalho pode ser avaliada pela diferença entre quantidades de produtos e de reagentes gasosos das reações de combustão. Quanto maior for essa diferença, mais trabalho é realizado.



Comparando a combustão completa do etanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) e da gasolina (representada pelo hidrocarboneto  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ), nas equações acima, julgue as afirmações a seguir:

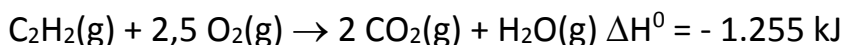
- (1) quantidades iguais, em mol, de gasolina e de etanol produzem a mesma quantidade de energia na forma de trabalho;  
(2) a gasolina produz oito vezes mais trabalho que uma quantidade, em mol, equivalente de etanol;  
(3) o etanol produz aproximadamente 25% do trabalho produzido por quantidade, em mol, equivalente de gasolina;  
(4) a gasolina produz quatro vezes mais gases que contribuem para o aquecimento global do que uma quantidade, em mol, equivalente de etanol;  
(5) os dois combustíveis são equivalentes em termos de poluição e de eficiência energética, quando se consideram quantidades equivalentes em mol.

**44 (UFPE-PE)** O ácido nítrico é um ácido inorgânico industrialmente muito importante. Admita que, em uma das etapas do processo de obtenção desse ácido, ocorra a reação de combustão do  $\text{NH}_3\text{(g)}$  com liberação de 432,8 kcal e com a formação de 12 mols de  $\text{H}_2\text{O(g)}$ . Sabendo-se que as entalpias normais do  $\text{NH}_3\text{(g)}$ ,  $\text{NO(g)}$  e  $\text{H}_2\text{O(g)}$  são, respectivamente, - 11,0kcal/mol, + 21,6 kcal/mol e - 57,8 kcal/mol, é correto afirmar em relação a essa reação que:

MA(O) = 16u, MA( N) = 14u, MA( H) = 1u

- a) a quantidade exata de oxigênio utilizada nessa reação foi 280,0g.  
b) foram consumidos nessa reação, apenas, 2,0 mols de amônia.  
c) o calor de combustão da amônia gasosa é 216,4 kcal.  
d) quando se formam 4,0 mols de  $\text{NO(g)}$ , também se formam 4,0 mols de  $\text{H}_2\text{O(g)}$ .  
e) 432,8 kcal/mol correspondem a 8 vezes o calor de combustão do  $\text{NH}_3\text{(g)}$  a 25 °C.

**45 (PUC-RJ)** A combustão completa do etino (mais conhecido como acetileno) é representada na equação abaixo.



Assinale a alternativa que indica a quantidade de energia, na forma de calor, que é liberada na combustão de 130 g de acetileno, considerando o rendimento dessa reação igual a 80%.

- a) - 12.550 kJ
- b) - 6.275 kJ
- c) - 5.020 kJ
- d) - 2.410 kJ
- e) - 255 kJ

**46 (FGV-SP)** Para a geração de energia mediante queima de carvão analisa-se a possibilidade de se usar um tipo de carvão importado que tem as seguintes características: poder calorífico igual a 10kcal/g e teor de enxofre igual a 0,5%. A geração de  $10 \times 10^{12}$  kcal de energia lançaria na atmosfera a seguinte quantidade de dióxido de enxofre: (dados – massas molares: S = 32 g/mol e O = 16 g/mol)

- a) 10.000 ton
- b) 5.000 ton
- c)  $10 \times 10^6$  ton
- d)  $5 \times 10^6$  ton
- e) 2.500 ton

**47 (PUC-SP)** Desde a Revolução Industrial, a concentração de  $\text{CO}_2$  na atmosfera vem aumentando, como resultado da queima de combustíveis fósseis, em grande escala, para produção de energia. A tabela abaixo apresenta alguns dos combustíveis utilizados em veículos. O poder calorífico indica a energia liberada pela combustão completa de uma determinada massa de combustível.

Combustível	fórmula molecular <sup>*</sup>	massa molar (g/mol)	poder calorífico (kJ/g)
Álcool combustível	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	46	30
gasolina	$\text{C}_8\text{H}_{18}$	114	47
gás natural	$\text{CH}_4$	16	54

Considerando a combustão completa desses combustíveis, é possível calcular a taxa de energia liberada por mol de  $\text{CO}_2$  produzido. Os combustíveis que liberam mais energia, para uma mesma quantidade de  $\text{CO}_2$  produzida, são, em ordem decrescente,

- a) gasolina, gás natural e álcool combustível.
- b) gás natural, gasolina e álcool combustível.
- c) álcool combustível, gás natural e gasolina.
- d) gasolina, álcool combustível e gás natural.
- e) gás natural, álcool combustível e gasolina.

**48 (UERJ-RJ)** A metabolização do etanol das bebidas alcoólicas pelo organismo humano se dá através de uma combustão na qual, reagindo com o oxigênio, o etanol forma dióxido de carbono e água. Apesar de o organismo receber a energia produzida por esta combustão, o consumo de tais bebidas não é recomendado, pois, dentre outros fatores, não contém vitaminas nem aminoácidos. Considere as seguintes informações:

substância	entalpia padrão de formação (kcal/mol)
H <sub>2</sub> O	-68,5
CO <sub>2</sub>	-94,1
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	-66,2

Sabendo que a combustão ocorre nas condições padrão e que 1 caloria alimentar (Cal) equivale a 1 kcal, calcule a quantidade de calorias alimentares resultante da metabolização de 9,2 g de etanol, contidos em uma certa dose de bebida alcoólica.

**49 (Mackenzie-SP)**

#### Biodiesel

A Terra agradece O biodiesel é um combustível biodegradável capaz de substituir o diesel tanto em uso veicular, quanto na geração de energia. Pode ser obtido pela reação de óleos vegetais (soja, amendoim e outros) ou de gorduras animais com o etanol. Desse processo, obtém-se também glicerina, que é empregada na fabricação de sabonetes e detergentes. Há várias espécies vegetais no Norte e Nordeste do Brasil das quais podem ser extraídos óleos para produzir o biodiesel, tais como dendê, babaçu e mamona.

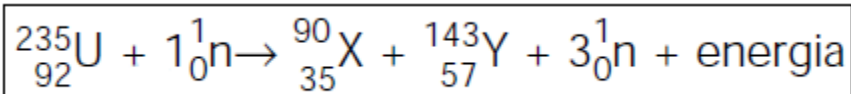
No Semiárido brasileiro e na região Norte, a inclusão social pode ser incrementada com a produção de biodiesel. Reduzir a poluição ambiental é hoje um objetivo mundial e o uso do biodiesel, se comparado ao do diesel do petróleo, é vantajoso pela diminuição sensível da emissão na atmosfera, dos gases estufa, monóxido de carbono e dióxido de carbono, e de dióxido de enxofre. A combustão total de 1,0g de biodiesel de fórmula molecular C<sub>20</sub>H<sub>36</sub>O<sub>2</sub> faz a temperatura do calorímetro subir 5°C. Se para variar em 1°C a temperatura do calorímetro são necessários 9,6kJ/°C, então o calor de combustão desse biodiesel em kJ/mol é:

- a) 14784,0kJ/mol.      b) 2956,8kJ/mol.      c) 1392,0kJ/mol.      d) 1540,0kJ/mol.      e) 7770,0kJ/mol.

**50 (UFSCAR-SP)** A queima de 1 litro de gasolina fornece 33 kJ de energia. A fissão de somente 1 g de  ${}_{92}^{235}\text{U}$  fornece  $8,25 \times 10^7$  kJ de energia.

A bomba de Hiroshima, utilizada pelos Estados Unidos contra o Japão no final da Segunda Guerra Mundial, tinha uma quantidade de urânio de aproximadamente 16 kg. Essa é a massa crítica necessária para a obtenção da reação em cadeia de fissão e, conseqüentemente, a explosão. Uma esfera de urânio de 12 cm de diâmetro tem essa massa de urânio.

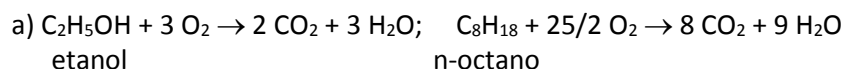
a) Considerando a gasolina como sendo constituída por octano (C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>), escreva a reação de combustão completa da gasolina devidamente balanceada. Copie a equação de fissão do urânio dada a seguir no seu caderno de respostas e, analisando a Classificação Periódica, complete a reação, dando os símbolos e os nomes dos elementos X e Y resultantes da fissão do  ${}_{92}^{235}\text{U}$ .



b) Sabendo que um caminhão-tanque tem capacidade para transportar 40.000 L de gasolina, quantos milhões de caminhões-tanque cheios seriam necessários para produzir quantidade de energia similar àquela liberada na explosão da bomba de Hiroshima?

## GABARITO

01-



b) 1mol de gasolina é constituída por 0,5mol de n-octano + 0,5mol de etanol

Com isso temos:

$$0,5 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O} \cdot \frac{1368 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}} = 684 \text{ kJ}$$

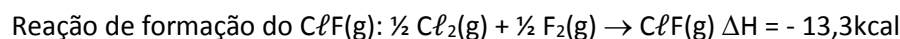
$$0,5 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{5471 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = 2735,5 \text{ kJ}$$

Total de energia liberada para 1mol de gasolina:  $684\text{kJ} + 2735,5\text{kJ} = +3419,5$

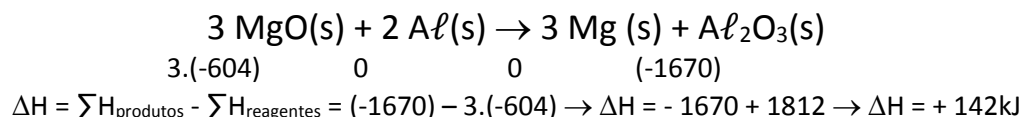
c)

$$1\text{L gasolina} \cdot \frac{1000\text{cm}^3 \text{ gasolina}}{1\text{L gasolina}} \cdot \frac{0,72\text{g gasolina}}{1\text{cm}^3 \text{ gasolina}} \cdot \frac{1\text{mol gasolina}}{80,1\text{g gasolina}} \cdot \frac{3419,5\text{kJ}}{1\text{mol gasolina}} = 3,07 \cdot 10^4 \text{kJ}$$

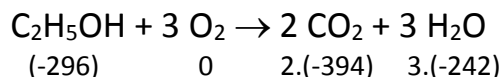
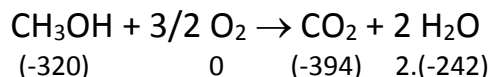
02- Alternativa E



### 03- Alternativa C



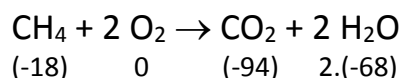
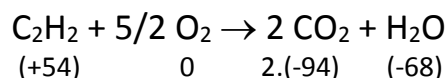
## 04- Alternativa B



$$\begin{aligned}\Delta H &= \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}} \\ \Delta H &= [(-394) + 2 \cdot (-242)] - [(-320)] \\ \Delta H &= [-394 - 484] - [-320] \\ \Delta H &= -878 + 320 \\ \Delta H &= -558 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta H &= \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}} \\ \Delta H &= [2.(-394) + 3.(-242)] - [(-296)] \\ \Delta H &= [-788-726] - [-296] \\ \Delta H &= -1514+296 \\ \Delta H &= -1218 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

## 05- Alternativa A



$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{combustão}} &= \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}} \\ \Delta H_{\text{combustão}} &= [2 \cdot (-94) + (-68)] - [+54] \\ \Delta H_{\text{combustão}} &= [-188 - 68] - [+54] \\ \Delta H_{\text{combustão}} &= -256 - 54 \\ \Delta H_{\text{combustão}} &= -310 \text{ kcal/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{combustão}} &= \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}} \\ \Delta H_{\text{combustão}} &= [(-94) + 2 \cdot (-68)] - [-18] \\ \Delta H_{\text{combustão}} &= [-94 - 136] - [-18] \\ \Delta H_{\text{combustão}} &= -230 + 18 \\ \Delta H_{\text{combustão}} &= -212 \text{ kcal/mol}\end{aligned}$$

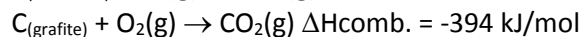
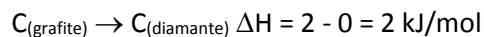


## 06- Alternativa A

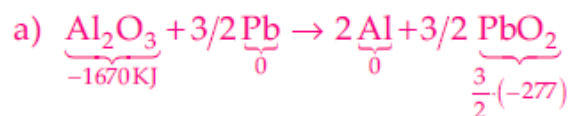
$C_{\text{grafite}}$  :  $H_{\text{formação}} = 0$ , mais estável (menos energético) e mais abundante.

$C_{\text{diamante}}$  :  $H_{\text{formação}} > 0$ , menos estável (mais energético) e menos abundante.

## 07- Alternativa B



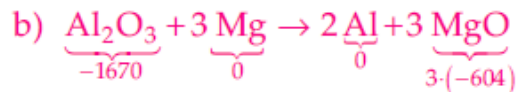
## 08- Alternativa C



$$\Delta H = H_f - H_i$$

$$\Delta H = -415,5 - (-1670)$$

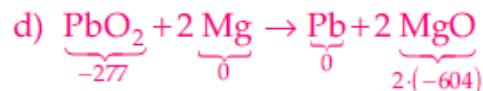
$$\Delta H = 1254,5 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = H_f - H_i$$

$$\Delta H = -1812 - (-1670)$$

$$\Delta H = -142 \text{ kJ}$$



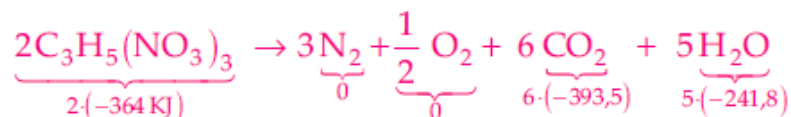
$$\Delta H = H_f - H_i$$

$$\Delta H = -1208 - (-277)$$

$$\Delta H = -931 \text{ kJ}$$



## 09- Alternativa D



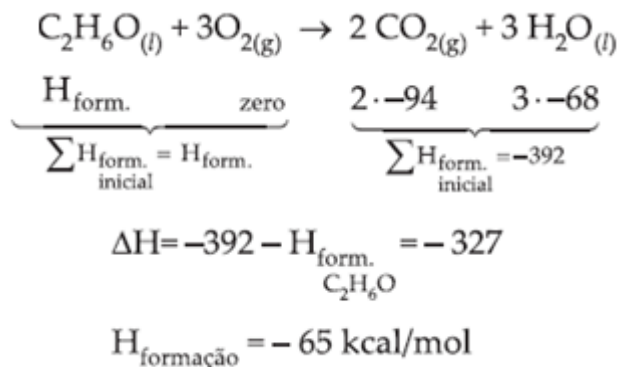
$$\Delta H = H_f - H_i$$

$$\Delta H = -3570 - (-728)$$

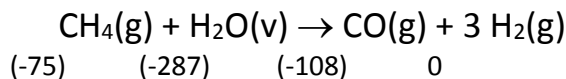
$$\Delta H = -2842 \text{ kJ} / 2 \text{ mols nitroglicerina}$$

$$\Delta H = -1421 \text{ kJ} / \text{mol nitroglicerina}$$

10- Alternativa E



11- Alternativa A



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

$$\Delta H = (-108) - [(-75) + (-287)]$$

$$\Delta H = -108 - [-362]$$

$$\Delta H = -108 + 362$$

$$\Delta H = +254 \text{ kJ/mol}$$

12- Alternativa E

A reação que corresponde ao calor de formação utiliza os reagentes no estado padrão termoquímico, ou seja, com menor entalpia originando 1mol de produto.

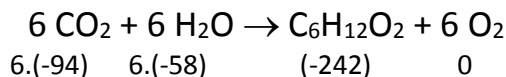
13- Alternativa B

A reação que corresponde ao calor de formação utiliza os reagentes no estado padrão termoquímico, ou seja, com menor entalpia originando 1mol de produto.

14- Alternativa C

A reação que corresponde ao calor de formação utiliza os reagentes no estado padrão termoquímico, ou seja, com menor entalpia originando 1mol de produto.

15- Alternativa B



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

$$\Delta H = (-242) - [6 \cdot (-94) + 6 \cdot (-58)]$$

$$\Delta H = -242 - [-564 - 348]$$

$$\Delta H = -242 + 912$$

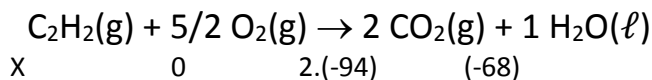
$$\Delta H = +670 \text{ kJ/mol}$$

16- Alternativa A

A reação que corresponde ao calor de formação utiliza os reagentes no estado padrão termoquímico, ou seja, com menor entalpia originando 1mol de produto.

A entalpia do  $\text{SO}_2(g)$  é maior que a entalpia do  $\text{SO}_2(l)$ .

17- Alternativa E



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

$$-310 = [2 \cdot (-94) + (-68)] - [\text{X}]$$

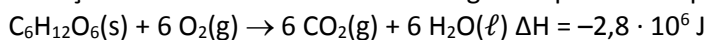
$$-310 = [-256] - [\text{X}]$$

$$-\text{X} = -310 + 256$$

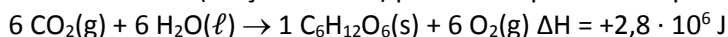
$$\text{X} = \Delta H_f = +54 \text{ kJ/mol}$$

18-

A reação de combustão de um mol de glicose pode ser representada por:



Já a sua síntese (reação inversa) pode ser representada por:



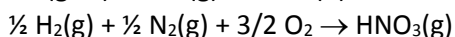
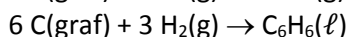
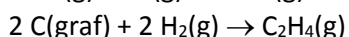
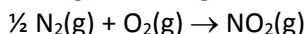
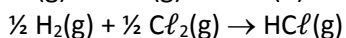
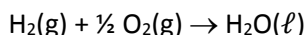
Podemos perceber que, para sintetizar 1 mol de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , a planta absorve  $2,8 \cdot 10^6 \text{ J}$ . Assim, temos:

$$0,5 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{2,8 \cdot 10^6 \text{ J}}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 1,4 \cdot 10^6 \text{ J}$$

19-

A reação que corresponde ao calor de formação utiliza os reagentes no estado padrão termoquímico, ou seja, com menor entalpia, originando 1mol de produto.

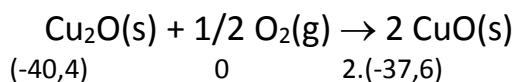
Com isso temos:



20- Alternativa D

A reação de combustão do hidrogênio ocorre da seguinte forma:  $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$ , ou ainda,  $2 \text{ H}_2(\text{g}) + 1 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}(\ell)$

21- Alternativa A



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

$$\Delta H = [2.(-37,6)] - [-40,4]$$

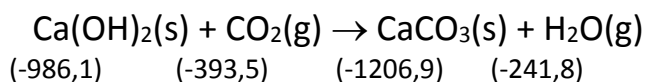
$$\Delta H = -75,2 + 40,4$$

$$\Delta H = -34,8 \text{ kcal}$$

22- Alternativa A

Reação que ocorre com absorção de energia é endotérmica, ou seja, que possui  $\Delta H$  positivo.

23- Alternativa B



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

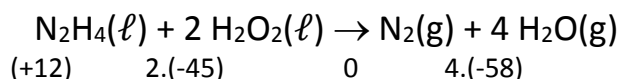
$$\Delta H = [(-1206,9) + (-241,8)] - [(-986,1) + (-393,5)]$$

$$\Delta H = [-1448,7] - [-1379,6]$$

$$\Delta H = -1448,7 + 1379,6$$

$$\Delta H = -69,1 \text{ kJ/mol}$$

24-



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

$$\Delta H = [4.(-58)] - [+12 + 2.(-45)]$$

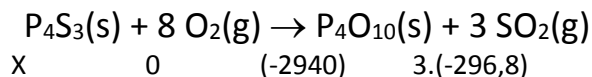
$$\Delta H = [-232] - [+12 - 90]$$

$$\Delta H = [-232] - [-78]$$

$$\Delta H = -232 + 78$$

$$\Delta H = -154 \text{ kcal}$$

25-



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

$$-3677 = [-2940 + 3.(-296,8)] - [\text{X}]$$

$$-3677 = [-2940 - 890,4] - [\text{X}]$$

$$-3677 = [-3830,4] - [\text{X}]$$

$$-3677 = -3830,4 - \text{X}$$

$$-3677 + 3830,4 = -\text{X}$$

$$\text{X} = -153,4 \text{ kJ/mol}$$

### 26- Alternativa C

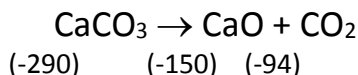
Substâncias no estado padrão termoquímico, apresentam estado físico ou alotrópico mais estável, apresentam menor energia e por convenção possuem entalpia igual a zero.

Metais: sólidos à temperatura ambiente, exceto o Hg(l).

Formas alotrópicas mais estáveis: O<sub>2</sub>(g), C<sub>(grafite)</sub>, S<sub>(rômbico)</sub>, P<sub>(vermelho)</sub>.

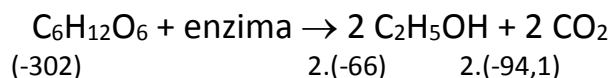
Ametais: N<sub>2</sub>(g), F<sub>2</sub>(g), Cl<sub>2</sub>(g), Br<sub>2</sub>(l), I<sub>2</sub>(s) e também H<sub>2</sub>(g).

### 27- Alternativa E



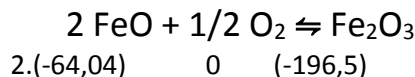
$$\begin{aligned}\Delta H &= \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}} \\ \Delta H &= [(-150) + (-94)] - [-290] \\ \Delta H &= [-244] - [-290] \\ \Delta H &= -244 + 290 \\ \Delta H &= +46 \text{ kcal/mol}\end{aligned}$$

### 28- Alternativa D



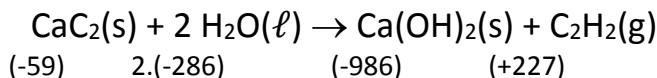
$$\begin{aligned}\Delta H &= \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}} \\ \Delta H &= [2.(-66) + 2.(-94,1)] - [-302] \\ \Delta H &= [-320,2] - [-302] \\ \Delta H &= -320,2 + 302 \\ \Delta H &= -18,2 \text{ kcal/mol}\end{aligned}$$

### 29- Alternativa A



$$\begin{aligned}\Delta H &= \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}} \\ \Delta H &= [-196,5] - [2.(-64,04)] \\ \Delta H &= [-196,5] - [-128,08] \\ \Delta H &= -196,5 + 128,08 \\ \Delta H &= -68,42 \text{ kcal/mol}\end{aligned}$$

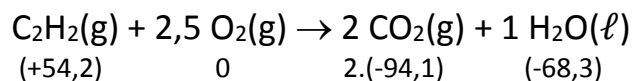
### 30- Alternativa A



$$\begin{aligned}\Delta H &= \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}} \\ \Delta H &= [(-986) + 227] - [(-59) + 2.(-286)] \\ \Delta H &= [-759] - [-631] \\ \Delta H &= -759 + 631 \\ \Delta H &= -128 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

### 31- Alternativa E

Cálculo do  $\Delta H$  de combustão do  $C_2H_2$ :

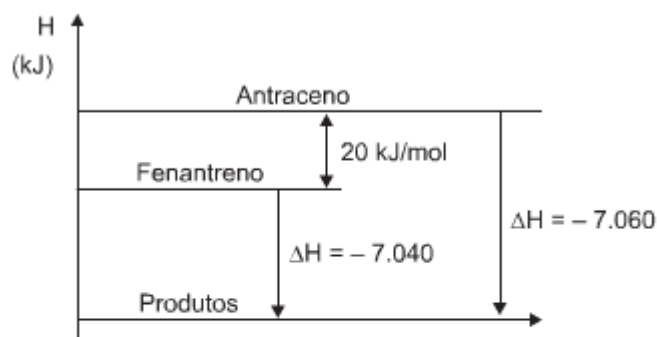


$$\begin{aligned} \Delta H &= \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}} \\ \Delta H &= [2 \cdot (-94,1) + (-68,3)] - [+54,2] \\ \Delta H &= [-256,5] - [+54,2] \\ \Delta H &= -256,5 - 54,2 \\ \Delta H &= -310,7 \text{ kcal/mol} \end{aligned}$$

Cálculo do  $\Delta H$  referente à queima de 5,2kg de acetileno:

$$5,2 \text{ kg } C_2H_2 \cdot \frac{1000 \text{ g } C_2H_2}{1 \text{ kg } C_2H_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26 \text{ g } C_2H_2} \cdot \frac{310,7 \text{ kcal}}{1 \text{ mol } C_2H_2} = 62140 \text{ kcal}$$

### 32- Alternativa C



$$\begin{array}{l} 20 \text{ kJ} \text{ — } 1 \text{ mol} \\ x \text{ — } 10 \text{ mols} \end{array}$$

$$x = 200 \text{ kJ}$$

$$\therefore \Delta H = 200 \text{ kJ}$$

### 33- Alternativa B

De acordo com o texto: 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.

Cálculo da massa consumida de combustível para 5400kJ:

$$\rightarrow \text{para o } H_2: 5400 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{270 \text{ kJ}} \cdot \frac{2 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 40 \text{ g } H_2 \text{ (mais econômico)}$$

$$\rightarrow \text{para o } CH_4: 5400 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{900 \text{ kJ}} \cdot \frac{16 \text{ g } CH_4}{1 \text{ mol } CH_4} = 40 \text{ g } CH_4$$

$$\rightarrow \text{para o } C_2H_5OH: 5400 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{1350 \text{ kJ}} \cdot \frac{46 \text{ g } C_2H_5OH}{1 \text{ mol } C_2H_5OH} = 184 \text{ g } C_2H_5OH$$

Cálculo da massa de gás carbônico formado para cada combustível:

→ para o  $H_2$ :  $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$

Portanto a queima do hidrogênio não produz gás carbônico.

→ para o  $CH_4$ :  $1 CH_4 + 2 O_2 \rightarrow 1 CO_2 + 2 H_2O$

$$96g CH_4 \cdot \frac{1mol CH_4}{16g CH_4} \cdot \frac{1mol CO_2}{1mol CH_4} \cdot \frac{44g CO_2}{1mol CO_2} = 264g CO_2$$

→ para o  $C_2H_5OH$ :  $C_2H_5OH + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$

$$184g C_2H_5OH \cdot \frac{1mol C_2H_5OH}{46g C_2H_5OH} \cdot \frac{2mol CO_2}{1mol C_2H_5OH} \cdot \frac{44g CO_2}{1mol CO_2} = 352g CO_2 \text{ (maior massa)}$$

### 34- Alternativa C

Cálculo do  $\Delta H$  de combustão dos combustíveis:

→ para o octano ( $C_8H_{18}$ ):

$$\frac{114g C_8H_{18}}{1mol C_8H_{18}} \cdot \frac{47kJ}{1g C_8H_{18}} = 5358kJ$$

→ para o metano ( $CH_4$ ):

$$\frac{16g CH_4}{1mol CH_4} \cdot \frac{54kJ}{1g CH_4} = 864kJ$$

→ para o hidrogênio ( $H_2$ ):

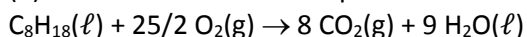
$$\frac{2g H_2}{1mol H_2} \cdot \frac{120kJ}{1g H_2} = 240kJ$$

35-

(1) **Verdadeiro.** A combustão da gasolina é uma reação química que libera calor.

(2) **Verdadeiro.** A combustão completa da gasolina produz dióxido de carbono, água e energia.

(3) **Falso.** A combustão completa de um mol de octano produz 16 mols de dióxido de carbono.



(4) **Verdadeiro.** O calor envolvido na combustão completa de 57g de octano é igual a – 660,3 kcal.

$$57g C_8H_{18} \cdot \frac{1mol C_8H_{18}}{114g C_8H_{18}} \cdot \frac{1320,6kcal}{1mol C_8H_{18}} = 660,3kJ$$

(5) **Falso.** A combustão de 1 mol de metanol libera mais energia que a combustão de 1 mol de etanol.

A queima de 1mol de metanol libera 173,6kcal e na queima de 1mol de etanol libera 326,7kcal.

### 36- Alternativa A

Cálculo da quantidade de calor liberado na queima de 0,5g de  $CH_4$ :

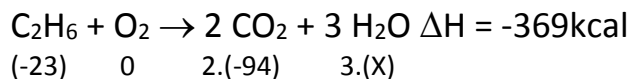
$$0,5g CH_4 \cdot \frac{1mol CH_4}{16g CH_4} \cdot \frac{803,7kJ}{1mol CH_4} = 25,12kJ$$

Cálculo da massa de água formada na queima de 0,5g de  $CH_4$ :

$$0,5g CH_4 \cdot \frac{1mol CH_4}{16g CH_4} \cdot \frac{2mol H_2O}{1mol CH_4} \cdot \frac{18g H_2O}{1mol H_2O} = 1,125g CO_2$$

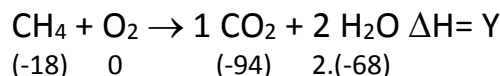
### 37- Alternativa B

Cálculo do valor de X:



$$\begin{aligned} \Delta H &= \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}} \\ -369 &= [2.(-94) + 3.(X)] - [-23] \\ -369 &= [-188 + 3X] + 23 \\ -369 &= -188 + 3X + 23 \\ X &= -68,0 \text{kcal/mol} \end{aligned}$$

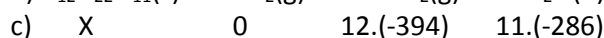
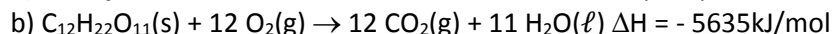
Cálculo do valor de Y:



$$\begin{aligned} \Delta H &= \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}} \\ \Delta H &= [-94 + 2.(-68)] - [-18] \\ \Delta H &= [-94 - 136] + 18 \\ \Delta H &= -230 + 18 \\ \Delta H &= -212 \text{kcal/mol} \end{aligned}$$

### 38-

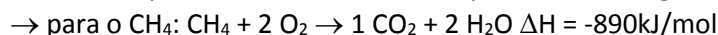
a) A reação de combustão da sacarose é exotérmica, pois possui  $\Delta H$  negativo, o que implica em liberação de calor.



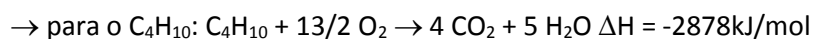
$$\begin{aligned} \Delta H &= \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}} \\ -5635 &= [12.(-394) + 11.(-286)] - [X] \\ -5635 &= [-4728 - 3146] - X \\ -5635 &= -7874 - X \\ X &= -2239 \text{kJ/mol} \end{aligned}$$

### 39- Alternativa A

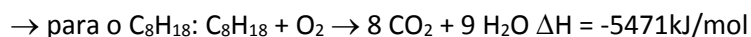
Cálculo da quantidade de calor obtido por mol de  $\text{CO}_2$  gerado:



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



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



$$1 \text{mol } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{mol } \text{C}_8\text{H}_{18}}{8 \text{mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{5471 \text{kJ}}{1 \text{mol } \text{C}_8\text{H}_{18}} = 684 \text{kJ}$$



#### 40- Alternativa E

$$\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow M = 2.12 + 6.1 = 24 + 6 = 30\text{g/mol}$$

$$\text{C}_4\text{H}_{10} \rightarrow M = 4.12 + 10.1 = 48 + 10 = 58\text{g/mol}$$

Cálculo das massas de  $\text{C}_2\text{H}_6$  e  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , sabendo-se que:

$$m(\text{C}_2\text{H}_6) + m(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 132$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_6)30 + M(\text{C}_4\text{H}_{10})58 = M(\text{mistura})88$$

Com isso ficamos:

$$\frac{m(\text{C}_2\text{H}_6)}{30} = \frac{132}{88} \rightarrow m(\text{C}_2\text{H}_6) = 45\text{g} \text{ e } \frac{m(\text{C}_4\text{H}_{10})}{58} = \frac{132}{88} \rightarrow m(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 87\text{g}$$

Cálculo da energia liberada proveniente da queima de 45g de  $\text{C}_2\text{H}_6$  e 87g de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ :

$$45\text{g } \text{C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{1\text{mol } \text{C}_2\text{H}_6}{30\text{g } \text{C}_2\text{H}_6} \cdot \frac{1428\text{kJ}}{1\text{mol } \text{C}_2\text{H}_6} = 2142\text{kJ}$$

$$87\text{g } \text{C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1\text{mol } \text{C}_4\text{H}_{10}}{58\text{g } \text{C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{2658\text{kJ}}{1\text{mol } \text{C}_4\text{H}_{10}} = 3987\text{kJ}$$

Cálculo da energia total liberada proveniente da mistura gasosa:  $2142 + 3987 = 6129\text{kJ}$

#### 41- Alternativa C

Cálculo da energia liberada proveniente da queima de 1mL de cada combustível:

→ para o metanol:

$$1\text{mL metanol} \cdot \frac{0,8\text{g metanol}}{1\text{mL metanol}} \cdot \frac{23\text{kJ}}{1\text{g metanol}} = 18,4\text{kJ}$$

→ para o etanol:

$$1\text{mL etanol} \cdot \frac{0,8\text{g etanol}}{1\text{mL etanol}} \cdot \frac{30\text{kJ}}{1\text{g etanol}} = 24\text{kJ}$$

→ para a gasolina:

$$1\text{mL gasolina} \cdot \frac{0,75\text{g gasolina}}{1\text{mL gasolina}} \cdot \frac{43\text{kJ}}{1\text{g gasolina}} = 32,25\text{kJ}$$

#### 42- Alternativa E

I) Falso. Na combustão do carbono são produzidos 94,03kcal por mol de carbono.

II) Falso. Os combustíveis fósseis são hidrocarbonetos.

$$\text{III) Verdadeiro. } 1\text{g } \text{H}_2 \cdot \frac{1\text{mol } \text{H}_2}{2\text{g } \text{H}_2} \cdot \frac{68,4\text{kcal}}{1\text{mol } \text{H}_2} = 34,2\text{kcal}$$

$$\text{IV) Verdadeiro. } 1\text{g } \text{C} \cdot \frac{1\text{mol } \text{C}}{12\text{g } \text{C}} \cdot \frac{94,03\text{kcal}}{1\text{mol } \text{C}} = 7,84\text{kcal, com isso temos: } \frac{34,2\text{kcal}}{7,84\text{kcal}} = 4,4$$

43-

Cálculo da quantidade de energia produzida na forma de trabalho através da diferença entre as quantidades de produtos e de reagentes gasosos através da reação de combustão:

→ para **1mol** de etanol: 5mol gases formados – 3mol gases consumidos = 2mol gases

→ para **1mol** de octano: 17mol gases formados – 12,5mol gases consumidos = 4,5mol gases

Quanto maior a diferença, mais trabalho é realizado, sendo assim, a combustão de 1mol de octano realiza mais trabalho do que a combustão de 1mol de etanol.

(1) Falso. (vide cálculo realizado)

(2) Falso. (a gasolina produz 2,25 vezes mais trabalho do que o equivalente em mol de etanol)

(3) Falso. (a gasolina produz 44,4% do trabalho produzido ao equivalente em mol de etanol)

(4) Verdadeiro.

(5) Falso. (vide cálculo realizado)

#### 44- Alternativa E

Equação balanceada:  $8 \text{ NH}_3(\text{g}) + 10 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 12 \text{ H}_2\text{O}(\text{g}) + 8 \text{ NO}(\text{g}) \Delta H = - 432,8\text{kcal}$

a) Falso. Massa de oxigênio consumido:  $10.18\text{g} = 180\text{g}$

b) Falso. Foram consumidos 8mols de  $\text{NH}_3$

c) Falso.  $\frac{432,8\text{kcal}}{8\text{mols NH}_3} = 54,1\text{kcal.mol}^{-1}$

d) Falso. Para se formar 4mols de  $\text{H}_2\text{O}$  são formados 6mols de  $\text{H}_2\text{O}$ .

e) Verdadeiro.  $\frac{432,8\text{kcal}}{54,1\text{kcal}} = 8$

#### 45- Alternativa C

Cálculo da quantidade de calor liberado proveniente da queima de 130g de acetileno com rendimento de 80%:

$$130\text{g C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{1\text{mol C}_2\text{H}_2}{26\text{g C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{1255\text{kcal}}{1\text{mol C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{80\%}{100\%} = 5020\text{kJ}$$

#### 46- Alternativa B

$$10.10^{12}\text{kcal} \cdot \frac{1\text{g C}}{10\text{kcal}} \cdot \frac{0,5\text{g S}}{100\text{g C}} \cdot \frac{1\text{ton S}}{10^6\text{g S}} = 5000\text{ton S}$$

#### 47- Alternativa D

Cálculo da quantidade de energia liberada para mesma quantidade de  $\text{CO}_2$  produzida:

→ para o álcool combustível:  $1 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ CO}_2 + 3 \text{ H}_2\text{O} \Delta H = - 30\text{kJ/g}$

$$X\text{mol CO}_2 \cdot \frac{1\text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{2\text{mol CO}_2} \cdot \frac{46\text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1\text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{30\text{kJ}}{1\text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 690X\text{kJ}$$

→ para a gasolina:  $1 \text{ C}_8\text{H}_{18} + 25/2 \text{ O}_2 \rightarrow 8 \text{ CO}_2 + 9 \text{ H}_2\text{O} \Delta H = - 47\text{kJ/g}$

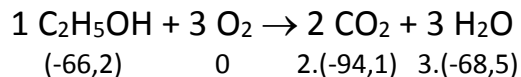
$$X\text{mol CO}_2 \cdot \frac{1\text{mol C}_8\text{H}_{18}}{8\text{mol CO}_2} \cdot \frac{114\text{g C}_8\text{H}_{18}}{1\text{mol C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{47\text{kJ}}{1\text{g C}_8\text{H}_{18}} = 670X\text{kJ}$$

→ para o gás natural:  $1 \text{ CH}_4 + 2 \text{ O}_2 \rightarrow 1 \text{ CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} \Delta H = - 54\text{kJ/g}$

$$X\text{mol CO}_2 \cdot \frac{1\text{mol CH}_4}{1\text{mol CO}_2} \cdot \frac{16\text{g CH}_4}{1\text{mol CH}_4} \cdot \frac{54\text{kJ}}{1\text{g CH}_4} = 864X\text{kJ}$$

48-

Cálculo do  $\Delta H$  de combustão do etanol:



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

$$\Delta H = [2.(-94,1) + 3.(-68,5)] - [-66,2]$$

$$\Delta H = [-188,2 - 205,5] + 66,2$$

$$\Delta H = -393,7 + 66,2$$

$$\Delta H = -327,5 \text{ kcal/mol}$$

Cálculo da quantidade de calorias alimentares resultante da metabolização de 9,2g de etanol:

$$9,2\text{g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{1\text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46\text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{327,5\text{kcal}}{1\text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{1\text{cal alimentar}}{1\text{kcal}} = 65,5\text{cal alimentar}$$

49- Alternativa A

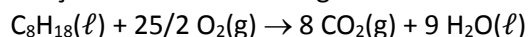
$$\text{C}_{20}\text{H}_{36}\text{O}_2 \rightarrow M = 20.12 + 36.1 + 2.16 = 308\text{g/mol}$$

$$\frac{5^\circ\text{C}}{1\text{g biodiesel}} \cdot \frac{9,6\text{kJ}}{1^\circ\text{C}} \cdot \frac{308\text{g biodiesel}}{1\text{mol biodiesel}} = 14784\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

50-

a)

Reação de combustão da gasolina:



Reação de fissão nuclear do urânio:



$$\text{b) } 16\text{kg } {}_{92}^{235}\text{U} \cdot \frac{1000\text{g } {}_{92}^{235}\text{U}}{1\text{kg } {}_{92}^{235}\text{U}} \cdot \frac{8,25 \cdot 10^7 \text{ kJ}}{1\text{g } {}_{92}^{235}\text{U}} \cdot \frac{1\text{L gasolina}}{33\text{kJ}} \cdot \frac{1 \text{ caminhão tanque}}{40000\text{L gasolina}} = 1 \cdot 10^6 \text{ caminhões tanque}$$