

1. (Uel 2013) A tabela, a seguir, mostra as entalpias padrão de formação  $\Delta H_f^\circ$  a 25°C.

Substância	Fórmula	$\Delta H_f^\circ \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
Metanol	$\text{CH}_3\text{OH}_{(\ell)}$	-238,6
Etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\ell)}$	-277,7
Gás carbônico	$\text{CO}_{2(g)}$	-393,5
Água	$\text{H}_2\text{O}_{(v)}$	-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.

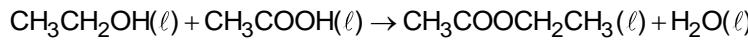
- a) Compare a quantidade de energia liberada (kJ) pela combustão de 1,00g de metanol com a produzida por 1,00g de etanol. Justifique sua resposta.  
b) Se um automóvel da fórmula Indy gastar 5 litros de etanol ( $d=0,80\text{g/mL}$ ) por volta em um determinado circuito, calcule a energia liberada (kJ) pelo seu motor em cada volta.

2. (Ufpr 2013) Fullerenos são compostos de carbono que podem possuir forma esférica, elipsóide ou cilíndrica. Fullerenos esféricos são também chamados buckyballs, pois lembram a bola de futebol. A síntese de fullerenos pode ser realizada a partir da combustão incompleta de hidrocarbonetos em condições controladas.

- a) Escreva a equação química balanceada da reação de combustão de benzeno a  $\text{C}_{60}$ .  
b) Fornecidos os valores de entalpia de formação na tabela a seguir, calcule a entalpia da reação padrão do item a.

Espécie	$\Delta_f H^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$
$\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$	-286
$\text{C}_6\text{H}_6_{(\ell)}$	49
$\text{C}_{60}_{(s)}$	2327

3. (Uftm 2012) O acetato de etila é um solvente bastante utilizado na indústria química e também pode ser utilizado como flavorizante, para conferir sabor artificial de maçã ou pera aos alimentos. Este composto pode ser preparado a partir da reação apresentada a seguir:

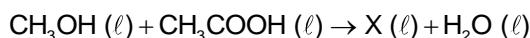


Na tabela são apresentadas as entalpias padrão de combustão ( $\Delta H_c^\circ$ ).

Substância	$\Delta H_c^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(\ell)}$	-1368
$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\ell)}$	-875
$\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3_{(\ell)}$	-2231

- a) Como é conhecida a reação orgânica apresentada na equação química? Identifique as funções orgânicas presentes nos compostos participantes da reação.  
b) Calcule o calor de reação da reação de preparação do acetato de etila.

4. (Unifesp 2012) Considere a reação orgânica representada na equação e os valores de entalpia-padrão de formação ( $\Delta H_f^\circ$ ) das substâncias participantes da reação.

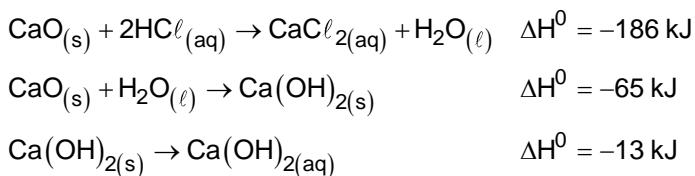


Substância	$\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
$\text{CH}_3\text{OH} (\ell)$	- 239
$\text{CH}_3\text{COOH} (\ell)$	- 484
$\text{X} (\ell)$	- 442
$\text{H}_2\text{O} (\ell)$	- 286

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

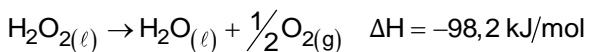
- a) Escreva a fórmula estrutural da substância X e indique a função orgânica à qual ela pertence.  
 b) Calcule a entalpia da reação descrita. Como essa reação é classificada quanto ao calor de reação?

5. (Uftm 2012) O cloreto de cálcio é um composto que tem grande afinidade com água, por isso é utilizado como agente secante nos laboratórios químicos e como antimofo nas residências. Este sal pode ser produzido na reação de neutralização do hidróxido de cálcio com ácido clorídrico. A entalpia dessa reação pode ser calculada utilizando as seguintes equações termoquímicas:



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

6. (Unesp 2012) Considere a decomposição da água oxigenada, em condições normais, descrita pela equação:



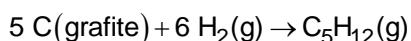
Com base na informação sobre a variação de entalpia, classifique a reação como exotérmica ou endotérmica e justifique sua resposta.

Calcule a variação de entalpia na decomposição de toda a água oxigenada contida em 100 mL de uma solução aquosa antisséptica que contém água oxigenada na concentração de 3 g/100 mL.

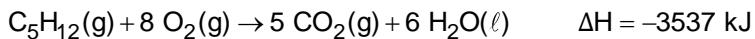
7. (Ita 2012) A tabela mostra a variação de entalpia de formação nas condições-padrão a 25 °C de algumas substâncias. Calcule a variação da energia interna de formação, em  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , nas condições-padrão dos compostos tabelados. Mostre os cálculos realizados.

Substância	$\Delta H_f^0(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$
$\text{AgCl(s)}$	-127
$\text{CaCO}_3(\text{s})$	-1207
$\text{H}_2\text{O(l)}$	-286
$\text{H}_2\text{S(g)}$	-20
$\text{NO}_2(\text{g})$	+34

8. (Unesp 2011) O pentano,  $\text{C}_5\text{H}_{12}$ , é um dos constituintes do combustível utilizado em motores de combustão interna. Sua síntese, a partir do carbono grafite, é dada pela equação:



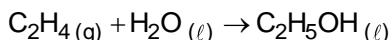
Determine a entalpia ( $\Delta H$ ) da reação de síntese do pentano a partir das seguintes informações:



9. (Pucrj 2011) Combustível é todo produto utilizado com a finalidade de produzir energia a partir de sua queima ou combustão. O etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) é um combustível que, quando injetado nas câmaras de combustão dos veículos, reage com oxigênio e libera energia. A quantidade de calor liberada pela combustão completa de 1 mol de etanol é 295 kcal.

- Escreva a reação balanceada de combustão completa do etanol (reação do etanol com o  $\text{O}_2$ ).
- Calcule a energia produzida, na forma de calor, pela combustão de 1 kg de etanol.
- Calcule a massa de  $\text{CO}_2$  produzida pela combustão completa de 46 g de etanol.

10. (Ufg 2011) No Brasil, parte da frota de veículos utiliza etanol obtido da cana-de-açúcar como combustível em substituição à gasolina. Entretanto, o etanol pode ser obtido de outras formas, como a reação entre água e etileno, representada pela equação química abaixo.



- Calcule a variação de entalpia dessa reação a partir das seguintes equações termoquímicas não balanceadas:

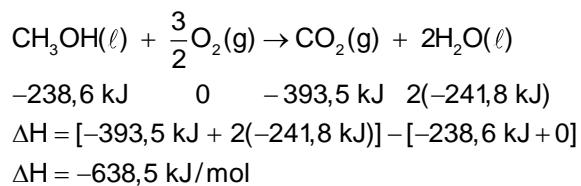


- Identifique a natureza do processo quanto à variação de entalpia na obtenção do etanol.

**Gabarito:****Resposta da questão 1:**

a) Teremos as seguintes equações de combustão:

Para o metanol:

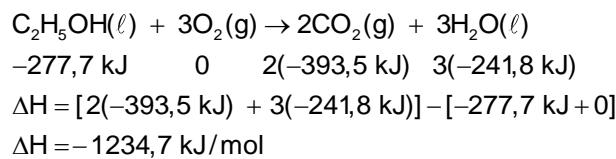


32 g —— 638,5 kJ liberados

1 g ——  $E_{\text{Metanol}}$

$E_{\text{Metanol}} = 19,95 \text{ kJ}$  liberados

Para o etanol:



46 g —— 1234,7 kJ liberados

1 g ——  $E_{\text{Etanol}}$

$E_{\text{Etanol}} = 26,84 \text{ kJ}$  liberados

Portanto o etanol libera mais energia por grama ( $26,84 \text{ kJ} > 19,95 \text{ kJ}$ ).

b) Um automóvel da fórmula Indy pode gastar 5 litros de etanol ( $d = 0,80 \text{ g/mL}$ ) por volta em um determinado circuito, então:

$$5 \text{ L} = 5000 \text{ mL}; d_{\text{etanol}} = 0,80 \text{ g/mL}.$$

1 mL —— 0,80 g

5000 mL ——  $m_{\text{etanol}}$

$$m_{\text{etanol}} = 4000 \text{ g}$$

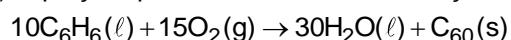
1 g(etanol) —— 26,84 kJ liberados

4000 g(etanol) —— E

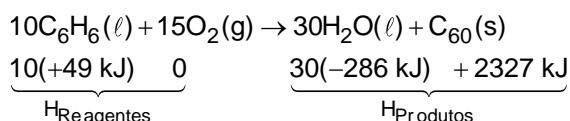
$$E = 107.360 \text{ kJ}$$

**Resposta da questão 2:**

a) Equação química balanceada da reação de combustão de benzeno a  $\text{C}_{60}$ :



b) Teremos:



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

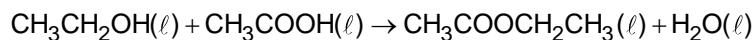
$$\Delta H = [30(-286 \text{ kJ}) + 2327 \text{ kJ}] - [10(+49 \text{ kJ}) + 0]$$

$$\Delta H = -6743 \text{ kJ/mol C}_{60}$$

$$\Delta H = -674,3 \text{ kJ/mol C}_6\text{H}_6$$

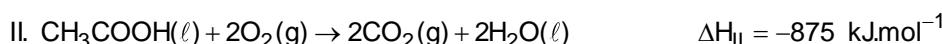
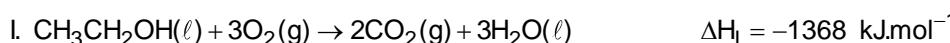
### Resposta da questão 3:

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



Álcool      Ácido carboxílico      Éster

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

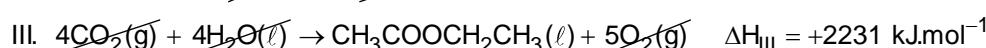
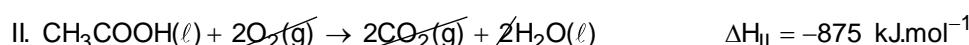
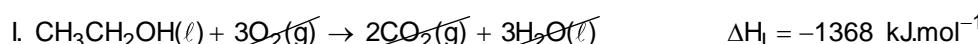


Devemos:

Manter a equação I.

Manter a equação II.

Inverter a equação III.

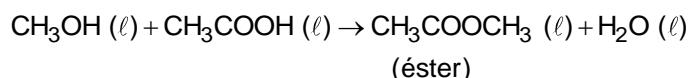


$$\Delta H_{\text{total}} = \Delta H_{\text{I}} + \Delta H_{\text{II}} + \Delta H_{\text{III}}$$

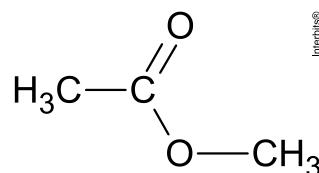
$$\Delta H_{\text{total}} = (-1368 - 875 + 2231) \text{ kJ/mol}^{-1} = -12 \text{ kJ/mol}^{-1}$$

### Resposta da questão 4:

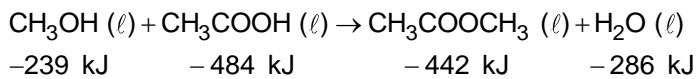
a) Teremos a seguinte reação química:



Fórmula estrutural do éster X:



b) A partir da equação química, teremos:



$$H_{\text{Produtos}} = -442 \text{ kJ} - 286 \text{ kJ} = -728 \text{ kJ}$$

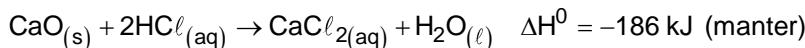
$$H_{\text{Reagentes}} = -239 \text{ kJ} + (-484 \text{ kJ}) = -723 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = H_{\text{Produtos}} - H_{\text{Reagentes}} = -728 \text{ kJ} - (-723 \text{ kJ}) = -5 \text{ kJ}$$

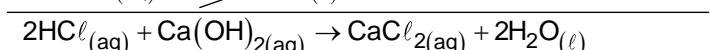
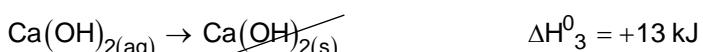
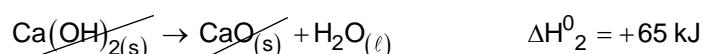
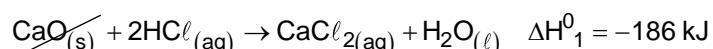
Como o valor da variação de entalpia é negativo, a reação é exotérmica.

### Resposta da questão 5:

a) Aplicando a Lei de Hess, vem:

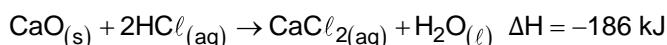


Então,



$$\Delta H_{\text{final}} = \Delta H_1^0 + \Delta H_2^0 + \Delta H_3^0 = -186 + 65 + 13 = -108 \text{ kJ}$$

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



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

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

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

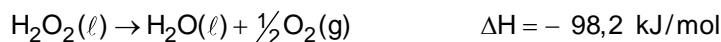
### Resposta

### da

### questão

6:

Como o  $\Delta H < 0$ , concluímos que a reação é exotérmica.



$$34,02 \text{ g} \longrightarrow \begin{array}{l} \text{Libera} \\ 98,2 \text{ kJ} \end{array}$$

$$3 \text{ g} \longrightarrow \begin{array}{l} \text{Libera} \\ E \end{array}$$

$$E = 8,66 \text{ kJ} \text{ (liberados)} \Rightarrow \Delta H = -8,66 \text{ kJ}/3 \text{ g H}_2\text{O}_2(\ell)$$

### Resposta da questão 7:

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

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

A partir da primeira lei da termodinâmica vem:

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

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

onde,

$\Delta U$ : Variação da energia interna do sistema

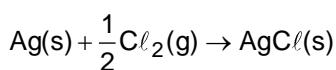
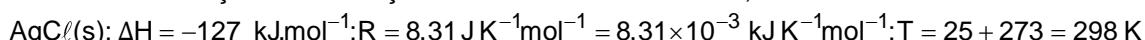
$\Delta H$ : Variação da entalpia

Então,

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

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

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

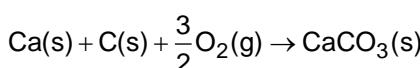


$$\Delta n = n_{\text{produtos gasosos}} - n_{\text{reagentes gasosos}} = 0,0 - 0,5 = -0,5 \text{ mol}$$

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

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

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

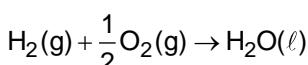
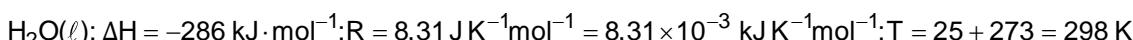


$$\Delta n = n_{\text{produtos gasosos}} - n_{\text{reagentes gasosos}} = 0,0 - 1,5 = -1,5 \text{ mol}$$

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

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

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

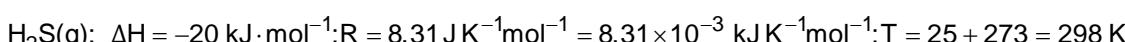


$$\Delta n = n_{\text{produtos gasosos}} - n_{\text{reagentes gasosos}} = 0,0 - 1,5 = -1,5 \text{ mol}$$

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

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

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



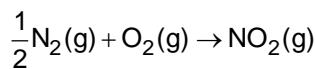
$$\Delta n = n_{\text{produtos gasosos}} - n_{\text{reagentes gasosos}} = 1,0 - 1,0 = -0,0 \text{ mol}$$

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

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

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

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



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

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

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

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

### Resposta da questão 8:

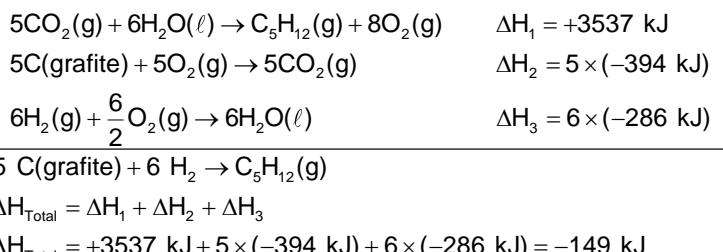
Para obtermos a equação global, devemos:

1º) Inverter a primeira equação.

2º) Manter a segunda equação e multiplicar por cinco.

3º) Multiplicar a terceira equação por seis.

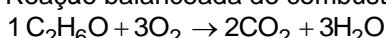
Teremos:



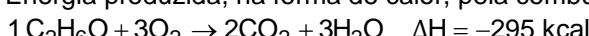
### Resposta da questão 9:

Teremos:

a) Reação balanceada de combustão completa do etanol:



b) Energia produzida, na forma de calor, pela combustão de 1 kg de etanol:

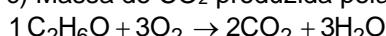


$$46 \text{ g} \longrightarrow 295 \text{ kcal liberados}$$

$$1000 \text{ g} \longrightarrow E$$

$$E = 6.413,04 \text{ kcal}$$

c) Massa de CO<sub>2</sub> produzida pela combustão completa de 46 g de etanol:

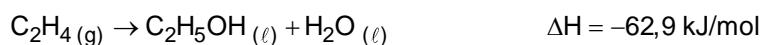
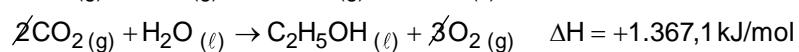
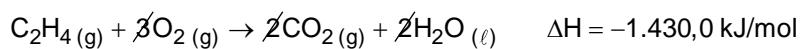
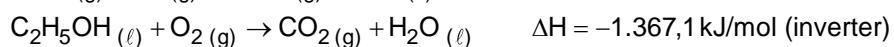
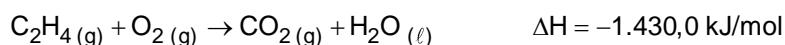


$$46 \text{ g} \longrightarrow \underbrace{2 \times 44 \text{ g}}_{88 \text{ g}}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 88 \text{ g}$$

### Resposta da questão 10:

a)



b) Trata-se de uma reação exotérmica, pois  $\Delta H < 0$ .