

## Unidade 2 - Exercizos de autoavaliación

1.- Un sistema absorbe 1250 calorías e a súa enerxía interna aumenta en 4500 xulios. Cál será o traballo intercambiado polo sistema ? (Datos: 1 cal= 4,18 J)

2.- Sabendo que para a reacción:  $\text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$  a variación de enerxía interna é de 42650 J/mol en condicións estándar. Calcular nesas condicións:

a) A variación de entalpía. É exotérmica?

b) A calor necesaria para descompoñer 660 g de dióxido de nitróxeno.

(Datos: Masa at. N-14 ; O-16 ;  $R=8,314 \text{ J/(K.mol)}$ )

3.- As entalpías de formación a 25°C do metanol (líquido), dióxido de carbono (gas) e auga (líquida) son, respectivamente, -239,1; -393,5 e -285,8 kJ/mol.

a) Escribe a ecuación de combustión do metanol.

b) Calcula  $\Delta H^\circ$  do proceso de combustión.

c) Calcula  $\Delta U^\circ$  do mesmo proceso a 25 °C.

Datos:  $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\text{mol}^{-1}$ .

4.- A gasolina pode ser considerada como unha mestura de octanos ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ). Sabendo as calores de formación de:  $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -242 \text{ kJ/mol}$ ;  $\text{CO}_2(\text{g}) = -394 \text{ kJ/mol}$  e  $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) = -250 \text{ kJ/mol}$ :

a) Escriba a ecuación (axustada) de combustión da gasolina se os produtos son  $\text{CO}_2(\text{g})$  e  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ .

b) Calcula a calor de reacción  $\Delta H$  (en kJ) e escribe a reacción termoquímica.

c) Calcula a enerxía (en kJ) liberada na combustión de 8 litros de gasolina (densidade =  $800 \text{ kg/m}^3$ ).

5.- Determine a entalpía de formación do hidróxido de potasio a partir dos datos seguintes:

a)  $\text{K}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{KOH}(\text{aq}) + \frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g})$ ;  $\Delta H = -48,0 \text{ kcal}$

b)  $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$  ;  $\Delta H = -68,3 \text{ kcal}$

c)  $\text{KOH}(\text{s}) \rightarrow \text{KOH}(\text{aq})$  ;  $\Delta H = -14,0 \text{ Kcal}$

6.- A calor de formación do  $\text{AgCl}(\text{s})$ , en condicións normais, é -30,3 kcal/mol e a entalpía da reacción  $\text{Pb}(\text{s}) + 2 \text{AgCl}(\text{s}) = \text{PbCl}_2(\text{s}) + 2 \text{Ag}(\text{s})$  vale -25,1 kcal nas mesmas condicións. Calcula:

a) A calor de formación do  $\text{PbCl}_2(\text{s})$ .

b) A calor xerada no proceso cando reaccionan 25,4 g de  $\text{Pb}(\text{s})$ . (M. at.  $\text{Pb}=207$ )

7.- A entalpía de combustión do propano (gas) é -526,3 kcal. As  $\Delta H^\circ$  de formación do dióxido de carbono(gas) e da auga(líquida) son respectivamente -94,03 e -68,30 kcal/mol. Calcular:

a) A entalpía de formación do propano.

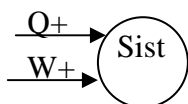
b) Os quilogramos de carbón que, serán necesarios queimar (cun rendemento do 80%), para producir a mesma cantidade de enerxía que a obtida na combustión de 1 kg de propano. Dato: A entalpía de combustión do carbón é de 5,000 kcal/g

8.- Calcular a enerxía do enlace H-Cl no cloruro de hidróxeno coñecendo  $\Delta H_f^\circ(\text{HCl})$  de valor -92,3 kJ/mol e as entalpías de enlace do  $\text{H}_2$  e  $\text{Cl}_2$  que son respectivamente +436 e +242 kJ/mol.

9.- Achar a enerxía media de enlace H-S no sulfhídrico  $\text{H}_2\text{S}$ , sabendo que a entalpía de sublimación do xofre  $\text{S}(\text{s}) \rightarrow \text{S}(\text{g})$  é 277,1 kJ/mol , que a entalpía de formación do  $\text{H}_2\text{S}$  gasoso é -20,1 kJ/mol e a enerxía de disociación do hidróxeno é 436 kJ/mol.

## Respostas

### Exercicio 1



A incógnita é W.

Vemos que co criterio de signos:

$$Q = +1250 \text{ cal} = +1250 \text{ cal} \cdot 4,18 \text{ J/cal} = 5225 \text{ J}$$

$$\Delta U = +4500 \text{ J}$$

Dado:  $\Delta U = Q + W$ ;  $W = \Delta U - Q = 4500 - 5225 = -725 \text{ J}$  o seren negativo significa que é o sistema quen realiza ese traballo.

### Exercicio 2

2.- Na reacción:  $\text{NO}_2 (\text{g}) \rightarrow \frac{1}{2} \text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$  ;  $\Delta U = Q_v = 42650 \text{ J/mol}$

Ó ser unha reacción na que interveñen gases:

$$Q_p = \Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T = 42650 \text{ J/mol} + (1/2 + 1 - 1) \text{ moles} \cdot 8,314 \text{ J/(Kmol)} \cdot 298 \text{ K} = 43890 \text{ J/mol de NO}_2 \text{ (ao ser positiva é endotérmica)}$$

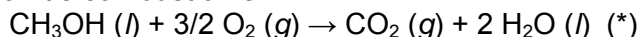
b) A calor que é necesaria aportar para descompoñer 660 g de dióxido de nitróxeno.

$$M_{\text{mol}} \text{NO}_2 = 14 + 16 \cdot 2 = 46 \text{ g/mol}$$

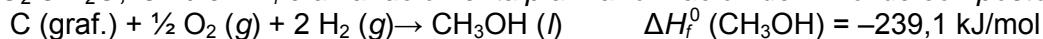
$$660 \text{ g NO}_2 \cdot 1 \text{ mol NO}_2 / 46 \text{ g} \cdot 43890 \text{ J/mol de NO}_2 = 629\,700 \text{ J} = 629,7 \text{ kJ}$$

### Exercicio 3

a) A ecuación de combustión é:



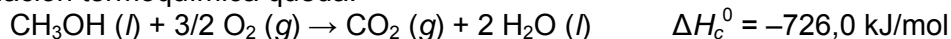
b) Escribimos as reaccións correspondentes as entalpías de formación do metanol,  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ , lembra  $\Delta H_f$  é a *variación entalpía na formación de 1 mol de composto* :



Imos calcular a  $\Delta H^0$  da reacción de combustión (\*), aplicamos a lei de Hess :

$$\Delta H_{\text{combustión}} (\text{CH}_3\text{OH}) = \sum \Delta H_{\text{f}}^0 \text{productos} - \sum \Delta H_{\text{f}}^0 \text{reactivos} = \Delta H_f^0 (\text{CO}_2) + 2 \Delta H_f^0 (\text{H}_2\text{O}) - [\Delta H_f^0 (\text{CH}_3\text{OH}) + 3/2 \Delta H_f^0 (\text{O}_2)] = 1 \text{ mol CO}_2 \cdot (-393,5 \text{ kJ/mol CO}_2) + 2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot (-285,8 \text{ kJ/mol H}_2\text{O}) - [1 \text{ mol CH}_3\text{OH} \cdot (-239,1 \text{ kJ/mol CH}_3\text{OH}) + 3/2 \text{ mol O}_2 \cdot 0] = -726,0 \text{ kJ/mol}$$

A ecuación termoquímica queda:



c) A variación de enerxía interna da reacción de combustión metanol a 25 °C:

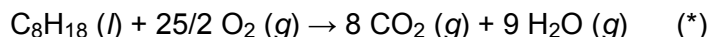
$$\text{O valor da constante } R = 8,314 \text{ J/(K.mol)} = 0,008314 \text{ kJ/(K.mol)}$$

$$\Delta n \text{ dos gases} = 1 \text{ mol CO}_2 - 3/2 \text{ mol O}_2$$

$$\Delta U^0 \text{ comb} = \Delta H^0 - \Delta n(g) RT = -726,0 \text{ kJ/mol} - (1 - 3/2) \text{ mol} \cdot 0,008314 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298,2 \text{ K} = -724,8 \text{ kJ/mol}$$

#### Exercicio 4

a) A ecuación de combustión do octano é:



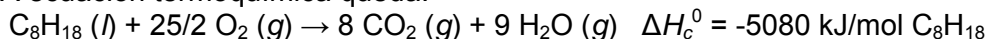
b) Escribimos as reaccións correspondentes as entalpías de formación do octano,  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ , lembra  $\Delta H_f$  é a *variación entalpía na formación de 1 mol de composto* :



Imos calcular a  $\Delta H^\circ$  da reacción de combustión (\*):

$$\Delta H_{\text{combustión}} (\text{C}_8\text{H}_{18}) = \Sigma \Delta H_f^\circ \text{productos} - \Sigma \Delta H_f^\circ \text{reactivos} = 8 \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) + 9 \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) - [\Delta H_f^\circ (\text{C}_8\text{H}_{18}) + 25/2 \Delta H_f^\circ (\text{O}_2)] = 8 \text{ mol CO}_2 \cdot (-394 \text{ kJ/mol CO}_2) + 9 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot (-242 \text{ kJ/mol H}_2\text{O}) - [1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \cdot (-250 \text{ kJ/mol C}_8\text{H}_{18}) + 25/2 \text{ mol O}_2 \cdot 0] = -5080 \text{ kJ}$$

A ecuación termoquímica queda:



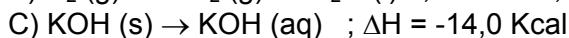
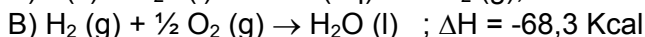
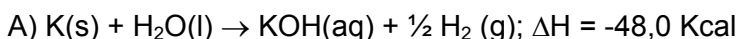
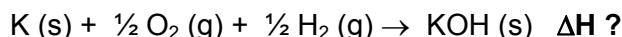
c) Considerando a gasolina como mestura de octanos:

$$n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 \text{ L gasolina} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} \cdot \frac{800 \text{ kg gasolina}}{1 \text{ m}^3} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114 \text{ g}} = 56,1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}$$

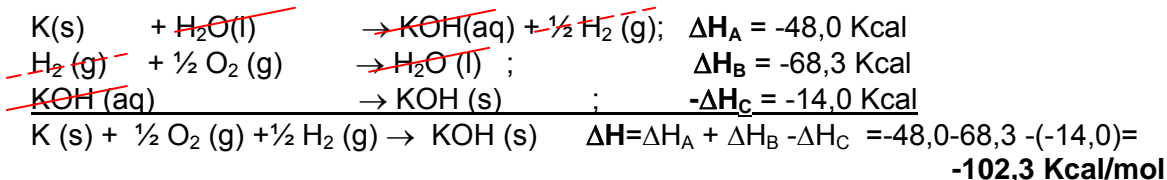
$$Q = 56,1 \text{ mol octano} \cdot 5080 \text{ kJ/mol octano} = 2,85 \cdot 10^5 \text{ kJ (enerxía desprendida)}$$

#### Exercicio 5

Aplicámola lei de Hess tendo en conta que a reacción de formación do hidróxido de potasio é:

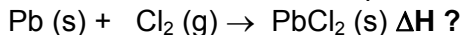


Vemos que  $\Delta H$  resulta da combinación de  $\Delta H_A + \Delta H_B - \Delta H_C$  , en efecto:

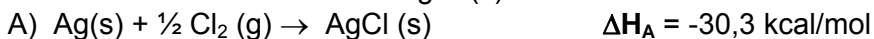


## Exercicio 6

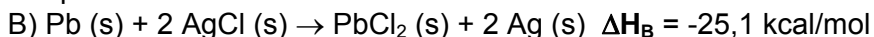
a) Aplicámo-la lei de Hess tendo en conta que a reacción de formación  $\text{PbCl}_2$  (s) é:



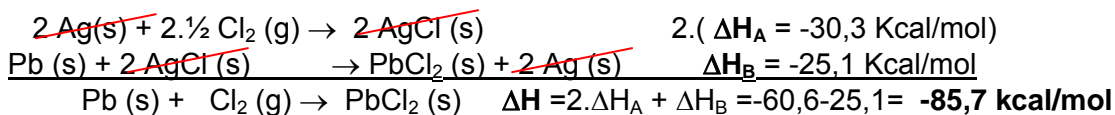
A reacción de formación do  $\text{AgCl}$  (s) é:



E por outra banda temos a reacción:



Vemos que  $\Delta H$  resulta da combinación de  $+2 \cdot \Delta H_A + \Delta H_B$ , en efecto:

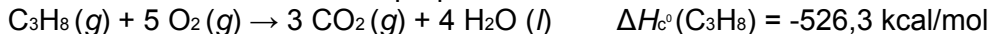


b) A Calor xerada no proceso cando reaccionan 25,4 g de  $\text{Pb}$  (s) será:

$$25,4 \text{ g Pb} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}}{207 \text{ g}} \cdot \frac{85,7 \text{ kcal}}{\text{mol Pb}} = 10,5 \text{ kcal desprendidas}$$

## Exercicio 7

A reacción de combustión do propano é:



a) Pola lei de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 4 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - [5 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2) + \Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8)]$$

Substituíndo nesta ecuación os valores da entalpía de combustión e formación:

$$1 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot (-526,3 \text{ kcal/mol C}_3\text{H}_8) = 3 \text{ mol CO}_2 \cdot (-94,03 \text{ kcal/mol CO}_2) + 4 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot (-68,30 \text{ kcal/mol H}_2\text{O}) - 5 \text{ mol O}_2 \cdot 0 - \Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8)$$

Despexamos da igualdade anterior  $\Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8)$  e obtemos o resultado:

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -28,99 \text{ kcal/mol C}_3\text{H}_8$$

b) A enerxía producida por 1 kg de propano é:

$$Q_1 = 1000 \text{ g C}_3\text{H}_8 \cdot 1 \text{ mol C}_3\text{H}_8 / 44,10 \text{ g C}_3\text{H}_8 \cdot 526,3 \text{ kcal/mol C}_3\text{H}_8 = 1,194 \times 10^4 \text{ kcal/kg propano}$$

A enerxía producida por 1 kg de carbón é:

$$Q_{2 \text{ teórica}} = 1000 \text{ g carbón} \cdot 5,000 \text{ kcal/kg carbón} = 5,000 \cdot 10^3 \text{ kcal/kg carbón}$$

Se o rendemento é do 80%, a enerxía producida realmente é:

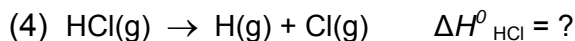
$$Q_{2 \text{ real}} = 80\% \cdot 5,000 \cdot 10^3 \text{ kcal/kg carbón} = 4,000 \cdot 10^3 \text{ kcal/kg carbón}$$

Polo que a masa de carbón necesaria é:

$$m_c = 1 \text{ kg propano} \cdot 1,194 \times 10^4 \text{ kcal/kg propano} \cdot 1 \text{ kg carbón} / 4,000 \cdot 10^3 \text{ kcal/kg carbón} = 2,984 \text{ kg carbón}$$

## Exercicio 8

A enerxía de enlace H-Cl é a entalpía da reacción:



Os datos que temos son a entalpía formación HCl e disociación  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ :



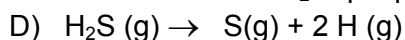
Aplicando a lei de Hess:

$$(4) = - (1) + \frac{1}{2} (2) + \frac{1}{2} (3)$$

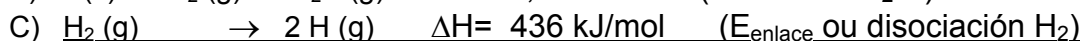
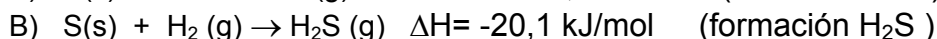
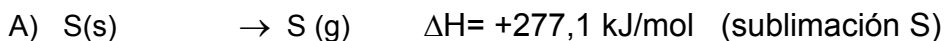
$$\Delta H^\circ_{\text{HCl}} = - (-92,3 \text{ kJ}) + \frac{1}{2} \cdot (+436 \text{ kJ}) + \frac{1}{2} \cdot (+242 \text{ kJ}) = +431 \text{ kJ}$$

## Exercicio 9

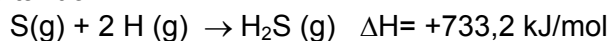
A enerxía de enlace do  $\text{H}_2\text{S}$  que precisamos coñecer é :



Escribimos as reaccións:



Vemos que  $\text{D} = + \text{A} - \text{B} + \text{C}$ , resultando:



Xa que no  $\text{H}_2\text{S}$  existen dous enlaces idénticos S-H, a enerxía de cada un deles será:

$$\text{Enerxía enlace S-H promedio} = +733,2/2 = +366,6 \text{ kJ/mol}$$