

Problemes resolts del tema TERMOQUÍMICA (Q2_B1_2)

1. A pressió atmosfèrica, un determinat sistema augmenta el seu volum en 50 cm^3 .
 - a) Calcula el treball d'expansió del sistema si la pressió es manté constant.
 - b) Justifica el signe del treball.

Sol.: $-5,06 \text{ J}$

Resolució:

a)

Calculem el treball, utilitzant les unitats del SI:

$$P = 1 \text{ atm} \cdot \frac{101300 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 101300 \text{ Pa}$$

$$\Delta V = 50 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \text{ cm}^3} = 50 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$W = -P \cdot \Delta V$$

$$W = -101300 \text{ Pa} \cdot 50 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = -5,06 \text{ J}$$

b)

El treball d'expansió és **- 5,06 J**. El signe negatiu indica que el treball és fet pel sistema i que, per tant, disminuirà la seva energia interna.

2. En els processos termodinàmics que es duen a terme amb líquids i sòlids es pot dir que ΔU i ΔH són pràcticament iguals. Explica per què.

Resolució:

Amb sistemes termodinàmics amb estat únicament líquid i/o sòlid el treball d'expansió és molt petit perquè els sòlids i líquids es dilaten relativament poc, a menys que hi hagi un canvi d'estat a gas, i, per tant, la variació de volum és pràcticament negligible.

$$\Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V$$

Com que $\Delta V \cong 0$

$$\Delta H \cong \Delta U$$

Queden gairebé iguals.

3. Es cremen en una bomba calorimètrica, d'equivalent en aigua 430 g, una massa de 1,44 g de naftalè, $C_{10}H_8$, a volum constant, de manera que per la calor despresa la temperatura dels 2000 g d'aigua que conté augmenta des de 20,2°C a 25,8 °C. Calcula la calor de combustió del naftalè a volum constant, en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
Dades: capacitat calorífica de l'aigua = 4180 J/kg·K

$$\text{Sol.: } -5,06 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Resolució:

Calculem la calor necessària per a elevar la temperatura de l'aigua i del calorímetre:

$$Q = c m \Delta t$$

$$\Delta t = t - t_0 = 25,8 \text{ }^\circ\text{C} - 20,2 \text{ }^\circ\text{C} = 5,60 \text{ }^\circ\text{C} = 5,60 \text{ K}$$

$$Q = 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} (2,000 + 0,430) \text{ kg} \cdot 5,60 \text{ K}$$

$$Q = 56881,44 \text{ J}$$

Calculem la calor molar de combustió del naftalè, ja que la calor absorbida per l'aigua correspon a la despresa per la combustió d'1,44 g de naftalè (massa molar del naftalè = 128,164 g/mol):

$$M_r(C_{10}H_8) = 128,164 \text{ u}$$

$$Q_v = \frac{-56881,44 \text{ J}}{1,44 \text{ g } C_{10}H_8} \cdot \frac{128,164 \text{ g } C_{10}H_8}{1 \text{ mol } C_{10}H_8} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}}$$

$$Q_v = -5,06 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La calor de combustió del naftalè és de: $Q = -5,06 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

4. Calcula la calor produïda en condicions estàndard quan reaccionin totalment 25 kg de CaO en la reacció anomenada apagada de la calç viva:



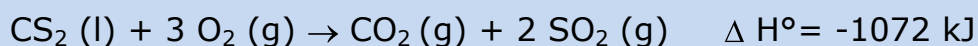
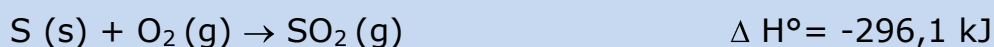
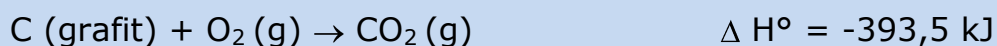
$$\text{Sol.: } -2,91 \cdot 10^4 \text{ kJ}$$

Resolució:

Calculem la calor que es produirà :

$$Q_p = 25 \cdot 10^3 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,08 \text{ g CaO}} \cdot \frac{-65,21 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CaO}} = -2,91 \cdot 10^4 \text{ kJ}$$

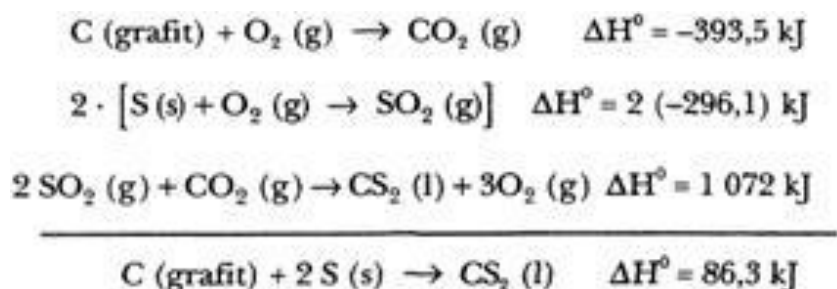
5. Calcula l'entalpia estàndard de la reacció de síntesi del disulfur de carboni, CS₂ (l), a partir dels seus elements, C (grafit), i sofre, S (s), a partir d'aquestes DADES:



Sol.: 86,3 kJ

Resolució:

La reacció demanada és: $\text{C (grafit)} + 2 \text{S (s)} \rightarrow \text{CS}_2 (\text{l})$
 Ordenem les reaccions per a obtenir la reacció anterior:



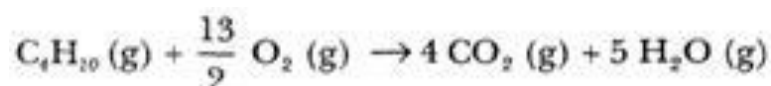
L'entalpia estàndard de formació és **86,3 kJ**.

6. L'entalpia estàndard de combustió del butà és $-2877 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 Escriu la reacció de combustió del butà i calcula la calor que es despendrà al cremar 4 kg de gas en condicions estàndard.

Sol.: $-1,96 \cdot 10^5 \text{ kJ}$

Resolució:

La reacció de combustió igualada és:

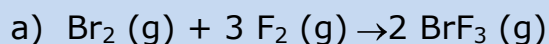


Calculem la calor que es pot obtenir:

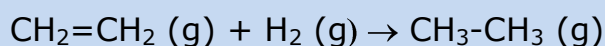
$$\begin{aligned} 4 \text{ kg C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58,84 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{-2877 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \\ = -1,96 \cdot 10^5 \text{ kJ} \end{aligned}$$

En la combustió s'obtenen **$-1,96 \cdot 10^5 \text{ kJ}$**

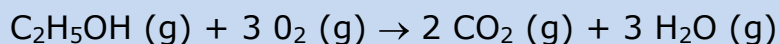
7. Utilitzant els valors de les entalpies d'enllaç que apareixen en la taula del llibre de text, determina d'una manera aproximada l'entalpia estàndard de cadascuna de les reaccions següents:



b) Hidrogenació de l'etilè amb formació d'età:



c) Combustió d'etanol:

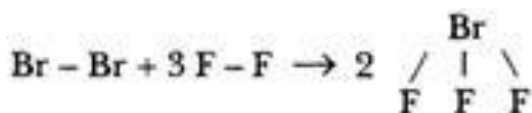


Sol.: a) -537,7 kJ; b) -118,6 kJ; c) -1015,9 kJ

Resolució:

Els enllaços trencats i formats es determinen a partir de les representacions de Lewis de les fórmules de reactius i productes. Cal comptar l'energia necessària per a trencar els enllaços dels reactius i l'energia despesa en la formació dels enllaços dels productes

a)



$$\Delta H^\circ_{\text{Br}-\text{Br}} = 192,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{F}-\text{F}} = 150,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{Br}-\text{F}} = 197 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_r = \sum m \Delta H^\circ_{\text{e. trencats}} - \sum n \Delta H^\circ_{\text{e. formats}}$$

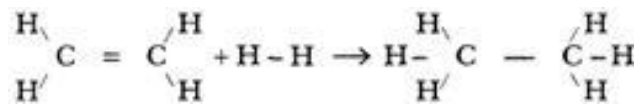
$$\Delta H^\circ_r = 1 \cdot \Delta H^\circ_{\text{Br}-\text{Br}} + 3 \cdot \Delta H^\circ_{\text{F}-\text{F}} - 6 \Delta H^\circ_{\text{Br}-\text{F}}$$

$$\Delta H^\circ_r = 1 \text{ mol} \cdot 192,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 3 \text{ mol} \cdot 150,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} -$$

$$- 6 \text{ mol} \cdot 197 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = - 537,7 \text{ kJ}$$

L'entalpia estàndard és - **537,7 kJ**

b)



$$\Delta H^\circ_{\text{C}-\text{C}} = 620 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{C}-\text{H}} = 414 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{H}-\text{H}} = 436,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{C}-\text{C}} = 347 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_r = \sum m \Delta H^\circ_{\text{e. trencats}} - \sum n \Delta H^\circ_{\text{e. formats}}$$

$$\Delta H^\circ_r = 4 \cdot \Delta H^\circ_{\text{C}-\text{H}} + \Delta H^\circ_{\text{C}-\text{C}} + \Delta H^\circ_{\text{H}-\text{H}} -$$

$$- 6 \cdot \Delta H^\circ_{\text{C}-\text{H}} - \Delta H^\circ_{\text{C}-\text{C}}$$

$$\Delta H^\circ_r = 4 \text{ mol} \cdot 414 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 620 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} +$$

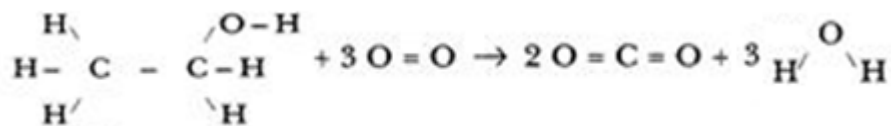
$$+ 1 \text{ mol} \cdot 436,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 6 \text{ mol} \cdot 414 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} -$$

$$- 1 \text{ mol} \cdot 347 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H^\circ_r = -118,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

L'entalpia estàndard és - **118,6 kJ·mol⁻¹**.

c)



$$\Delta H^\circ_{\text{C}-\text{H}} = 414 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{C}-\text{C}} = 347 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{O}-\text{O}} = 498,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{C}-\text{O}} = 351 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{C}=\text{O}} = 745 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{O}-\text{H}} = 460 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_r = \sum m \Delta H^\circ_{\text{e. trencats}} - \sum n \Delta H^\circ_{\text{e. formats}}$$

$$\Delta H^\circ_f = 5 \cdot \Delta H^\circ_{\text{C-H}} + 1 \cdot \Delta H^\circ_{\text{C-C}} + 1 \cdot \Delta H^\circ_{\text{C-O}} +$$

$$+ 1 \cdot \Delta H^\circ_{\text{O-H}} + 3 \cdot \Delta H^\circ_{\text{O-O}} - 4 \cdot \Delta H^\circ_{\text{C-O}} -$$

$$- 6 \cdot \Delta H^\circ_{\text{O-H}}$$

$$\Delta H^\circ_f = 5 \text{ mol} \cdot 414 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 347 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot$$

$$\cdot 1 \text{ mol} \cdot 351 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 460 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 3 \cdot 498,7$$

$$\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 4 \cdot 745 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 6 \text{ mol} \cdot 460 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H^\circ_f = -1015,9 \text{ kJ}$$

L'entalpia estàndard és - **1015,9 kJ·mol⁻¹**.