



b) • calculez le nombre de moles de chaque réactif

$$n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \frac{70.0 \text{ g}}{(2 \times 12.01 + 6 \times 1.008 + 1 \times 16.00) \text{ g/mol}}$$

$$= 1.5195 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{90.0 \text{ g}}{(2 \times 22.99 + 2 \times 52.00 + 7 \times 16.00) \text{ g/mol}}$$

$$= 0.3435 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{400.0 \text{ g}}{(2 \times 1.008 + 1 \times 32.07 + 4 \times 16.00) \text{ g/mol}}$$

$$= 4.0781 \text{ mol}$$

• calculez le nombre de moles de CH_3COOH produits si chaque réactif est limitant

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} : (1.5195 \text{ mol}) \times \left(\frac{3}{3}\right) = 1.5195 \text{ mol}$$

$$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 : (0.3435 \text{ mol}) \times \left(\frac{3}{2}\right) = 0.5153 \text{ mol}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 : (4.0781 \text{ mol}) \times \left(\frac{3}{8}\right) = 1.5293 \text{ mol}$$

⇒ $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ est le vrai réactif limitant

$$\text{masse } \text{CH}_3\text{COOH} = (0.5153 \text{ mol})$$

$$\times (2 \times 12.01 + 4 \times 1.008 + 2 \times 16.00) \text{ g/mol}$$

$$= \underline{\underline{30.9 \text{ g}}}$$

a) négative (on a moins de gaz, donc moins de désordre)

b) si on a 100.0 g de ce composé, calculez le nombre de moles de chaque élément

$$C: 41.01 \text{ g} / 12.01 \text{ g/mol} = 3.42$$

$$S: 27.37 \text{ g} / 32.07 \text{ g/mol} = 0.85$$

$$O: 27.31 \text{ g} / 16.00 \text{ g/mol} = 1.71$$

$$H: 4.30 \text{ g} / 1.008 \text{ g/mol} = 4.27$$

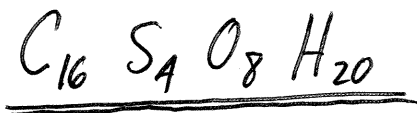
⇒ le rapport C:S:O:H est 4:1:2:5

⇒ formule empirique = $C_4 S O_2 H_5$

⇒ la masse molaire de $C_4 S O_2 H_5$ est
($4 \times 12.01 + 1 \times 32.07 + 2 \times 16.00 + 5 \times 1.008$) = 117.15 g/mol

⇒ soit $486.6 / 117.15 = 4$ fois plus
petit que la vraie masse molaire

⇒ la formule moléculaire est



⇒ la masse d'une seule molécule est

$$468.6 \text{ g/mol} / 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$= \underline{\underline{7.781 \times 10^{-22} \text{ g}}}$$

a) Thomson

b) • calculez le nombre de moles de gaz

$$n_{N_2} = \frac{5.11 \text{ g}}{2 \times 14.01 \text{ g/mol}} = 0.1824 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{7.11 \text{ g}}{2 \times 16.00 \text{ g/mol}} = 0.2222 \text{ mol}$$

$$n_T = 0.1824 + 0.2222 = 0.4046 \text{ mol}$$

• calculez T

$$P_T V = n_T R T \Rightarrow T = \frac{P_T V}{n_T R}$$

$$T = \frac{(1.20)(10.0)}{(0.4046)(0.082057)} = 361.4 \text{ K}$$

• calculez les vitesses (R et M en SI)

$$N_2: v_{\text{quad}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{3(8.3145)(361.4)}{(2 \times 0.01401)}} = \underline{\underline{567 \text{ ms}^{-1}}}$$

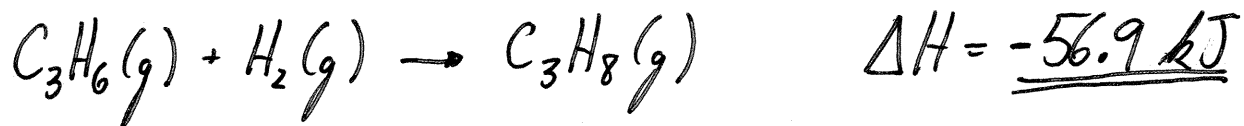
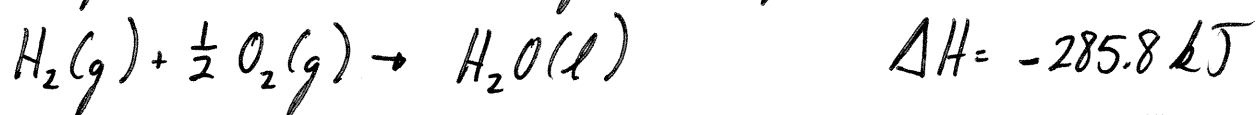
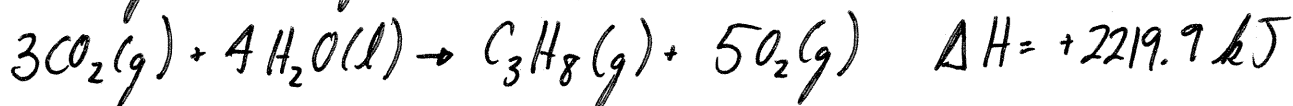
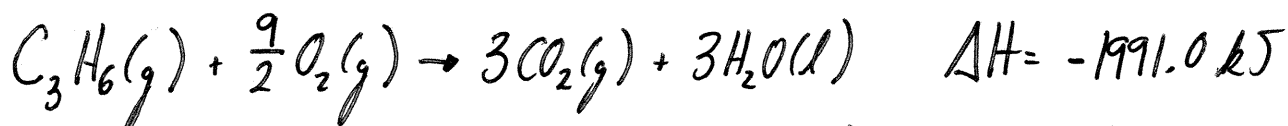
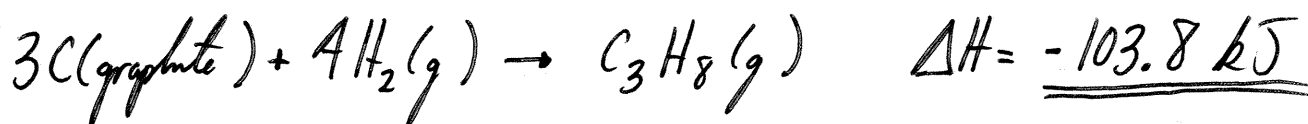
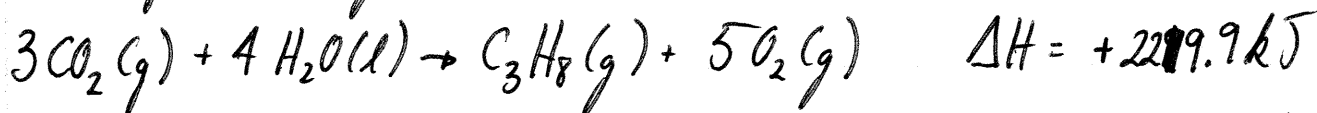
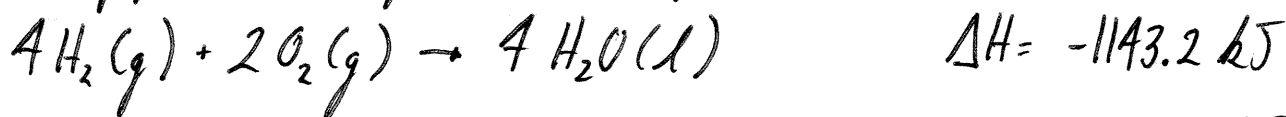
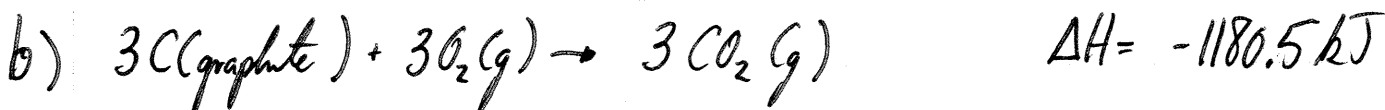
$$O_2: v_{\text{quad}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{3(8.3145)(361.4)}{(2 \times 0.01600)}} = \underline{\underline{531 \text{ ms}^{-1}}}$$

• calculez T pour avoir $V = 10.0 \text{ L}$ et $P = 1.20 \text{ atm}$ avec 0.2222 mol de $O_2(g)$

$$PV = nRT \Rightarrow T = \frac{PV}{nR}$$

$$T = \frac{(1.20)(10.0)}{(0.2222)(0.082057)} = \underline{\underline{658 \text{ K}}}$$

a) nombre d'atomes de ^{12}C dans 12g de ^{12}C



a) 4 (la réponse est 101.7)

$$b) \Delta H^\circ = (1)(-393.5) + (2)(-285.8) - (1)(-74.8) - (2)(0) = \underline{\underline{-890.3 \text{ kJ}}}$$

• à pression constante, $\Delta H = Q = \underline{\underline{-890.3 \text{ kJ}}}$

$$\Delta G^\circ = (1)(-394.4) + (2)(-237.1) - (1)(-50.7) - (2)(0) = \underline{\underline{-817.9 \text{ kJ}}}$$

• calculez ΔS°

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta G^\circ - \Delta H^\circ}{-T}$$

$$\Delta S^\circ = \frac{-817900 - (-890300)}{-298.15} = \underline{\underline{-243 \text{ J/K}}}$$

• calculez ΔU°

$$\Delta U^\circ = \Delta H^\circ - RT\Delta n_{\text{gaz}} = -890300 - (8.3145)(298.15)(-2) = \underline{\underline{-885.3 \text{ kJ}}}$$

• calculez W

$$\Delta U = Q + W \Rightarrow W = \Delta U - Q = -885.3 - (-890.3) = \underline{\underline{+5.0 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta S_{\text{environs}} = \frac{Q_{\text{sys} \rightarrow \text{env}}}{T} = \frac{-Q}{T} = \frac{-(-890300)}{298.15} = \underline{\underline{+2986 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta S_{\text{univers}} = \Delta S + \Delta S_{\text{environs}} = -243 + 2986 = \underline{\underline{+2743 \text{ J/K}}}$$