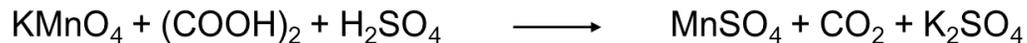
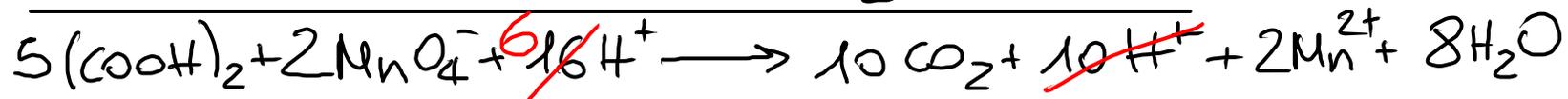
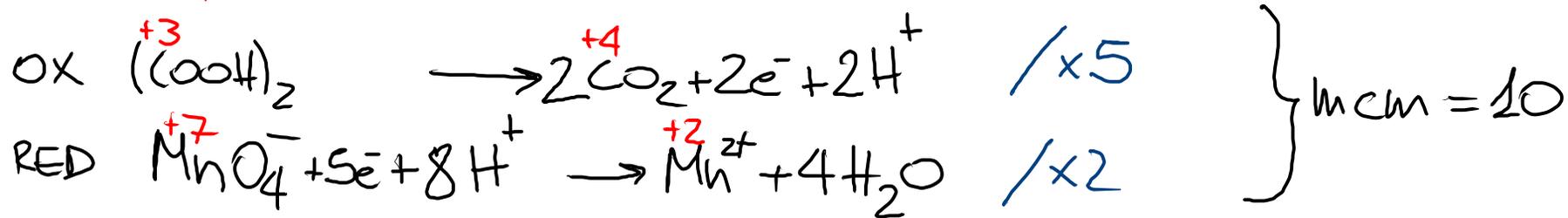
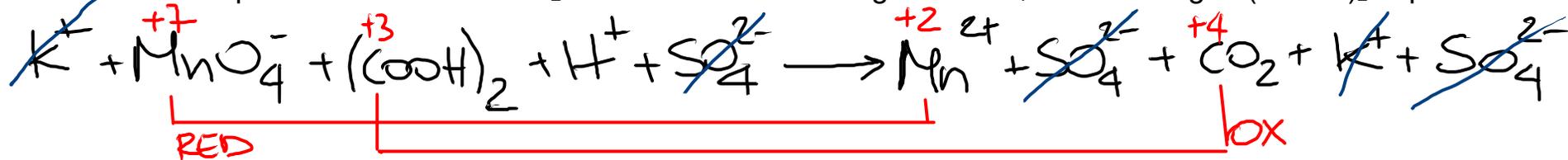


Es. 1

Il permanganato di potassio ossida l'acido ossalico, in ambiente acido, a diossido di carbonio secondo la reazione:

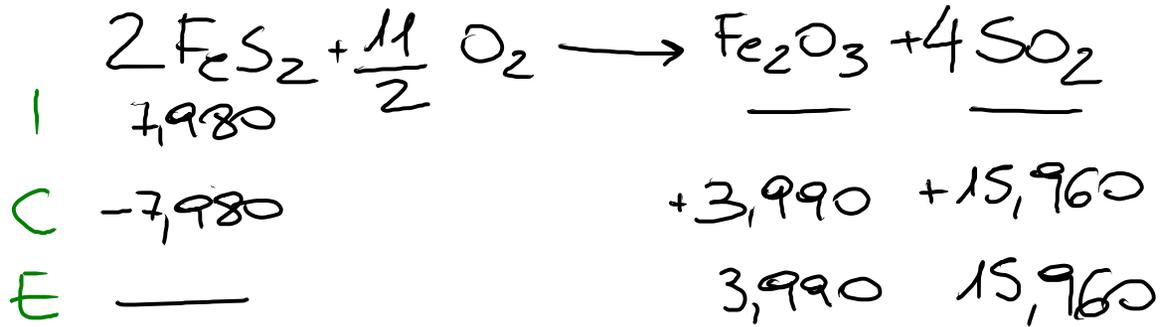


Determinare la quantità massima di CO_2 che si forma da 1.742 g di KMnO_4 e da 1.053 g di $(\text{COOH})_2$ in presenza di un eccesso di acido.



Es. 2

Il minerale pirite, FeS_2 , viene ossidato con aria a temperatura elevata producendo Fe_2O_3 ed SO_2 . Calcolare la quantità massima dei prodotti che si possono ottenere da 1.000 kg di minerale, contenente il 95.74% di FeS_2 .



$$G_{\text{FeS}_2} = G_{\text{minerale}} \cdot \text{Purezza} = 1,000 \cdot \frac{95,74}{100} = 0,9574 \text{ kg}$$

$$n_{\text{FeS}_2} = \frac{G_{\text{FeS}_2}}{MM} = \frac{957,4}{119,975} = 7,980 \text{ mol}$$

$$G_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot MM = 3,990 \cdot 159,688 = 637,2 \text{ g}$$

$$G_{\text{SO}_2} = n_{\text{SO}_2} \cdot MM = 15,960 \cdot 64,064 = 1022 \text{ g}$$

Es. 3

3.77 g di un composto contenente C, H, e Cl occupano un volume di 1.281L alla pressione di 725 torr e alla temperatura di 65 °C.

Determinare la massa molecolare e la formula molecolare del composto sapendo che la composizione elementare è: C 14.16%, H 2.36 %, Cl 83.46%.

$$pV = nRT = \frac{G}{MM} RT$$

$$MM = \frac{GRT}{pV} = \frac{3,77 \cdot 0,0821 \cdot (273,15 + 65)}{\frac{725}{760} \cdot 1,281} = 85,65 \text{ g/mol}$$

$$C \frac{14,16}{12,0107} = 1,179$$

$$\frac{1,179}{1,179} = 1$$

$$H \frac{2,36}{1,00794} = 2,341$$

$$\frac{2,341}{1,179} = 1,986 \approx 2$$

$$Cl \frac{83,46}{35,453} = 2,354$$

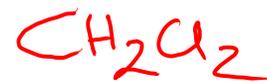
$$\frac{2,354}{1,179} = 1,997 \approx 2$$

Formula MINIMA



$$MM = 84,93 \text{ g/mol}$$

Formula MOLECOLARE



Es. 3

3.77 g di un composto contenente C, H, e Cl occupano un volume di 1.281L alla pressione di 725 torr e alla temperatura di 65 °C.

Determinare la massa molecolare e la formula molecolare del composto sapendo che la composizione elementare è: C 14.16%, H 2.36 %, Cl 83.46%.

$$pV = nRT = \frac{G}{MM} RT$$

$$MM = \frac{GRT}{pV} = \frac{3,77 \cdot 0,0821 \cdot (273,15 + 65)}{\frac{725}{760} \cdot 1,281} = 85,65 \text{ g/mol}$$



$$x = \frac{MM \cdot \%C}{MA_C} = \frac{85,65 \cdot 0,1416}{12,0107} = 1,010 \quad 1$$

$$y = \frac{MM \cdot \%H}{MA_H} = 2,005 \quad 2$$

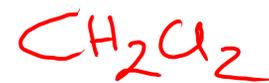
$$z = \frac{MM \cdot \%Cl}{MA_{Cl}} = 2,016 \quad 2$$

Formula MINIMA



$$MM = 84,93 \text{ g/mol}$$

Formula MOLECOLARE



Es. 4

Determinare la pressione esercitata da 0.915 mol di CO₂ contenute in un recipiente del volume di 0.352 L a 10.0 °C, sia utilizzando l'equazione di stato dei gas ideali che l'equazione di Van der Waals ($a = 3.59 \text{ L}^2 \text{ atm mol}^{-2}$; $b = 0.0427 \text{ L mol}^{-1}$).

Gas IDEALE

$$pV = nRT$$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,915 \cdot 0,0821 \cdot (273,15 + 10)}{0,352} = 60,42 \text{ atm}$$

Gas REALE

$$\left(p + a \frac{n^2}{V^2} \right) \cdot (V - nb) = nRT$$

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - a \frac{n^2}{V^2} = \frac{0,915 \cdot 0,0821 \cdot (273,15 + 10)}{0,352 - 0,0427 \cdot 0,915} - 3,59 \cdot \left(\frac{0,915}{0,352} \right)^2 = 44,62 \text{ atm}$$

Es. 5

Calcolare la massa di acqua che può essere riscaldata da 283 a 333 K bruciando 1.00 m³ di C₃H₈ (misurato in condizioni standard). Si può considerare che il 15.0% del calore prodotto dalla combustione sia perso nell'ambiente. Il calore specifico medio dell'acqua nell'intervallo di temperatura considerato è 4.19 kJ kg⁻¹ K⁻¹.

Condizioni STANDARD
25°C, 1 bar

$$\Delta H_{f, C_3H_8}^0 = -103 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \Delta H_{f, CO_2}^0 = -394 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \Delta H_{f, H_2O}^0 = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta H_{\text{reaz}}^0 = (3\Delta H_{f, CO_2}^0 + 4\Delta H_{f, H_2O}^0) - \Delta H_{f, C_3H_8}^0 = -394,3 \cdot 3 - 286,4 \cdot 4 + 103 = -2223 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$n_{C_3H_8} = \frac{PV}{RT} = \frac{10^5 \cdot 1,00}{8,314 \cdot 298,15} = 40,34 \text{ mol}$$

$$Q = |n_{C_3H_8} \cdot \Delta H_{\text{reaz}}^0| = 40,34 \cdot 2223 = 89,68 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

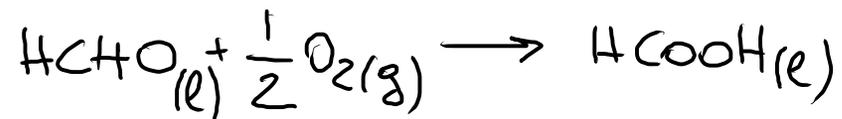
$$Q_{\text{eff}} = Q \cdot \gamma = m_{H_2O} \cdot c_p \cdot \Delta T$$

$$m_{H_2O} = \frac{Q \cdot \gamma}{c_p \cdot \Delta T} = \frac{89,68 \cdot 10^3 \cdot 0,85}{4,19 \cdot (333 - 283)} = 363 \text{ kg}$$

Es. 6

Suggerire in quali condizioni la reazione di ossidazione della formaldeide (HCHO) ad acido formico (HCOOH) è un processo spontaneo.

	HCHO	O ₂	HCOOH
ΔH_f° (kJ mol ⁻¹)	-116	0	-409
S_f° (J mol ⁻¹ K ⁻¹)	218.7	205.0	129.0



$$\Delta H_{\text{reaz}}^\circ = (\Delta H_{f, \text{HCOOH}}^\circ) - (\Delta H_{f, \text{HCHO}}^\circ + \frac{1}{2} \Delta H_{f, \text{O}_2}^\circ) = -409 - (-116 + \frac{1}{2} \cdot 0) = -293 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta S_{\text{reaz}}^\circ = S_{f, \text{HCOOH}}^\circ - (S_{f, \text{HCHO}}^\circ + \frac{1}{2} S_{f, \text{O}_2}^\circ) = 129,0 - (218,7 + \frac{1}{2} 205,0) = -192,2 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\Delta G_{\text{reaz}}^\circ = \Delta H_{\text{reaz}}^\circ - T \cdot \Delta S_{\text{reaz}}^\circ < 0$$

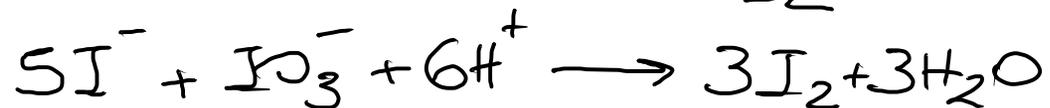
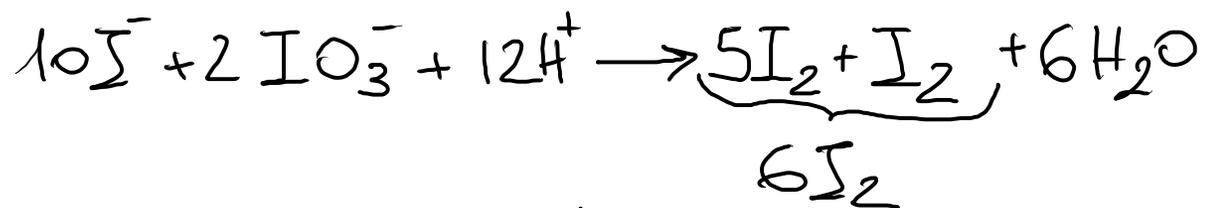
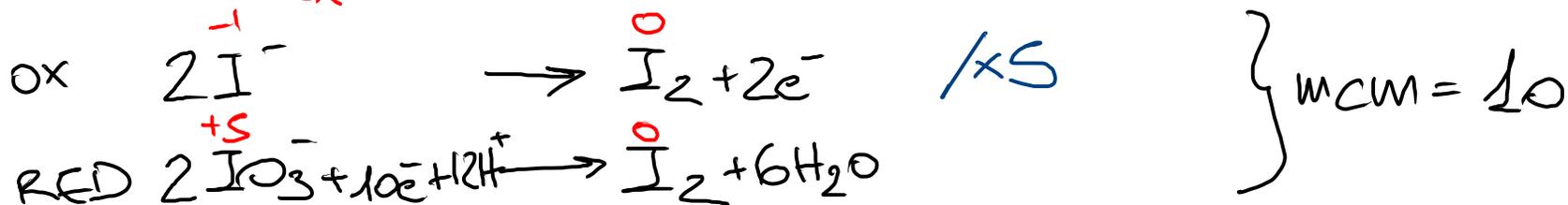
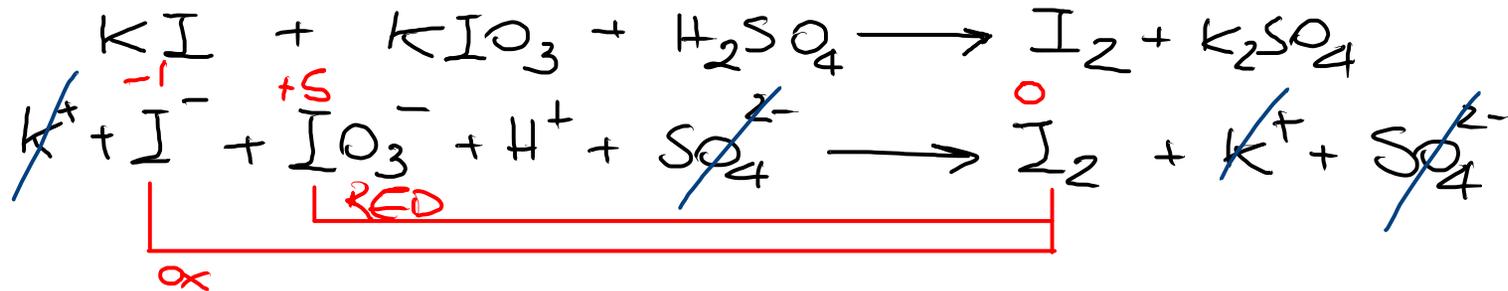
$$\Delta H_{\text{reaz}}^\circ < T \Delta S_{\text{reaz}}^\circ$$

$$T < \frac{\Delta H_{\text{reaz}}^\circ}{\Delta S_{\text{reaz}}^\circ}$$

$$T < \frac{-293 \cdot 10^3 \text{ J mol}^{-1}}{-192,2 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}} = 1524 \text{ K}$$

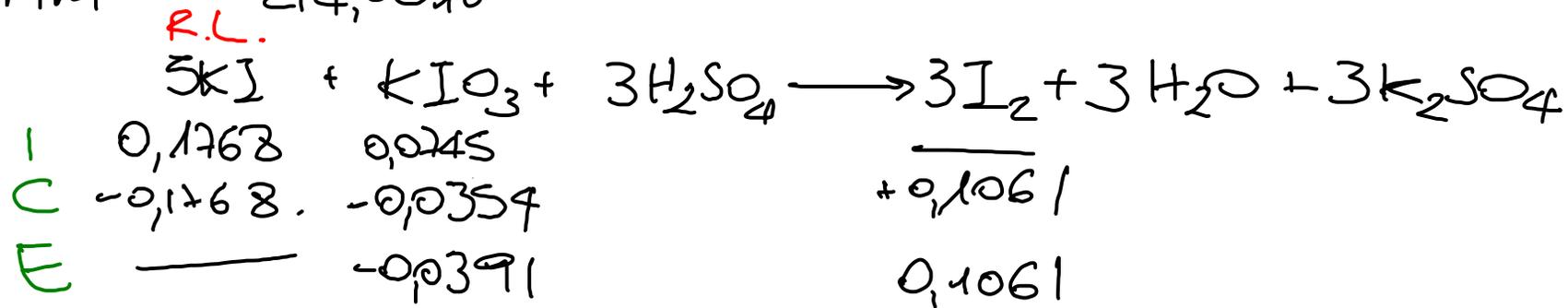
Es. 7

29.35 g di ioduro di potassio vengono fatti reagire con 17.95 g di iodato di potassio in ambiente acido per acido solforico. Calcolare la quantità massima di iodio molecolare che si può ottenere dalla reazione.



$$M_{KI} = \frac{G_{KI}}{MM} = \frac{29,35}{166,0020} = 0,1768 \text{ mol}$$

$$M_{KIO_3} = \frac{G_{KIO_3}}{MM} = \frac{14,95}{214,0010} = 0,0745 \text{ mol}$$



$$M_{KI,th} = 5 M_{KIO_3} = 5 \cdot 0,0745 = 0,3725 \text{ mol}$$

$$M_{I_2} = M_{KI} \cdot \frac{3}{5} = 0,1768 \cdot \frac{3}{5} = 0,1061 \text{ mol}$$

$$G_{I_2} = M_{I_2} \cdot MM = 0,1061 \cdot 253,80894 = 26,93 \text{ g}$$

Es. 8

Dimostrare che, alla temperatura di 300 K, il cloro esiste sotto forma di molecole biatomiche sapendo che per la dissociazione del cloro biatomico gassoso a cloro atomico gassoso risulta $\Delta H^\circ = 242.7 \text{ kJ mol}^{-1}$ e $\Delta S^\circ = 110 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$



$$\Delta G_{\text{recl}}^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = 242,7 - 300 \cdot 110 \cdot 10^{-3} = 209,7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

NON SPONTANEA



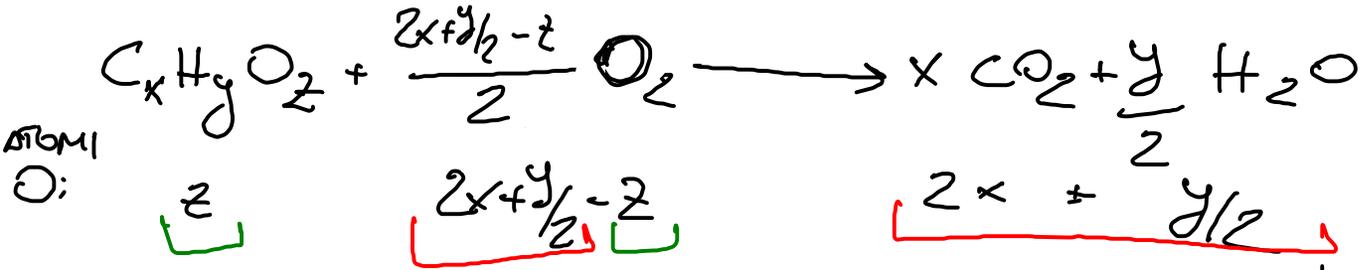
$$\Delta H^\circ = -242,7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta S^\circ = -110 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ = -209,7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Es. 9

Un composto organico avente MM = 74.10 g/mol contiene C, H, e O. 0.1342 g di tale composto bruciano producendo 0.240 g di CO₂ e 0.0982 g di H₂O. Determinare la formula chimica del composto.



$$n_{C_x H_y O_z} = \frac{G_{C_x H_y O_z}}{MM} = \frac{0,1342}{74,10} = 1,81 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{CO_2} = \frac{G_{CO_2}}{MM} = \frac{0,240}{44,0095} = 5,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

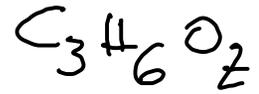
$$n_{H_2O} = \frac{G_{H_2O}}{MM} = \frac{0,0982}{18,0153} = 5,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\frac{n_{C_x H_y O_z}}{n_{CO_2}} = \frac{1}{x} = \frac{1,81 \cdot 10^{-3}}{5,45 \cdot 10^{-3}}$$

$$x = \frac{5,45}{1,81} = 3,01 \approx 3$$

$$\frac{n_{H_2O}}{n_{C_x H_y O_z}} = \frac{y/2}{1} = \frac{5,45 \cdot 10^{-3}}{1,81 \cdot 10^{-3}}$$

$$y = 2 \cdot \frac{5,45}{1,81} = 6,02 \approx 6$$



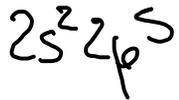
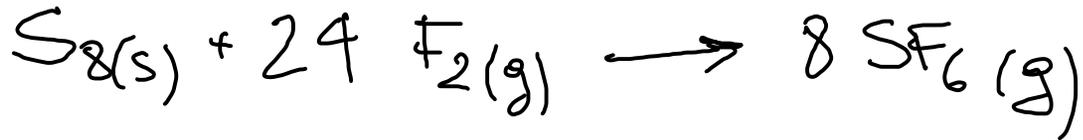
$$MM_{C_xH_yO_z} = xMA_C + yMA_H + zMA_O$$

$$z = \frac{MM_{C_xH_yO_z} - xMA_C - yMA_H}{MA_O}$$
$$= \frac{74,10 - 3 \cdot 12,0107 - 6 \cdot 1,00794}{15,9994} = 2,00$$



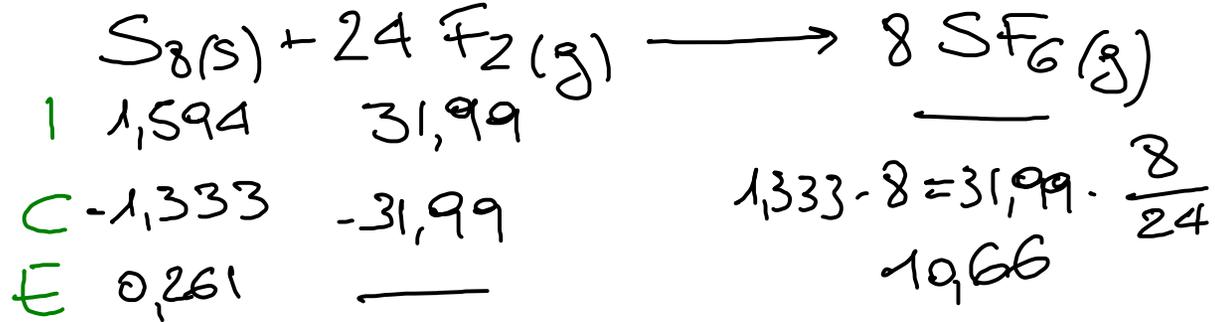
Es. 10

409 g di zolfo (S₈) vengono fatti reagire con 793 L di fluoro gassoso misurati in condizioni standard (25 °C, 1 bar) ottenendo SF₆, anch'esso gassoso. Calcolare la massima quantità di SF₆ che è possibile ottenere e il volume occupato dal gas alla fine della reazione.



MM

$$n_{\text{S}_8} = \frac{G_{\text{S}_8}}{\text{MM}} = \frac{409}{256,520} = 1,594 \text{ mol} \quad n_{\text{F}_2} = \frac{pV}{RT} = \frac{0,793 \cdot 1 \cdot 10^5}{8,314 \cdot 298,15} = 31,99 \text{ mol}$$



$$G_{\text{SF}_6} = n_{\text{SF}_6} \cdot \text{MM} = 10,66 \cdot 146,055 = 1,548 \cdot 10^3 \text{ g}$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{10,66 \cdot 8,314 \cdot 298,15}{10^5} = 0,264 \text{ m}^3 = 264 \text{ L}$$

Es. 11

La saccarina è un dolcificante con formula $C_7H_5NO_3S$. Un campione di 0.2165 g di dolcificante, bruciato in presenza di un eccesso di un BaO, produce 0.2070g di $BaSO_4$. Determinare la percentuale di saccarina nel dolcificante.



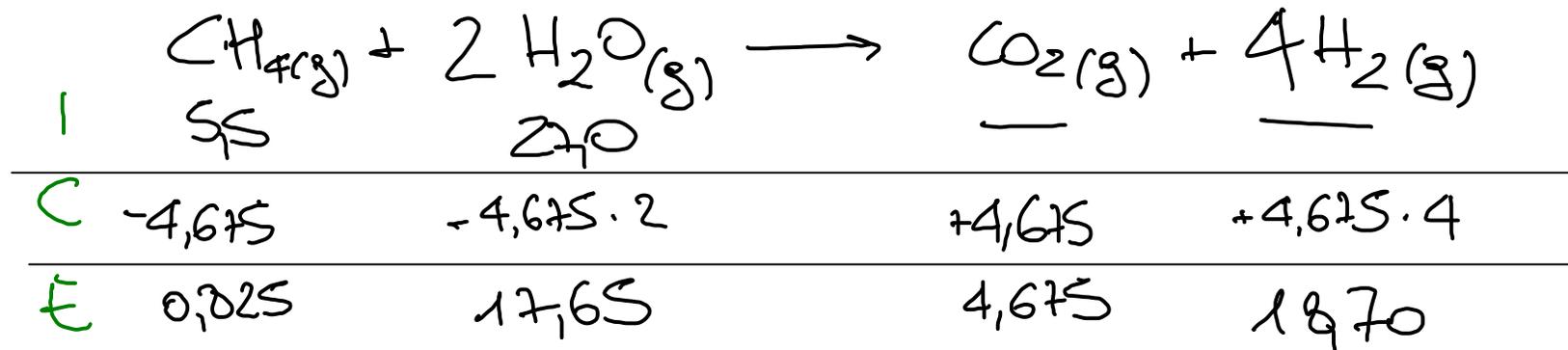
$$n_{\text{saccarina}} = n_{BaSO_4} = \frac{G_{BaSO_4}}{MM} = \frac{0,2070}{233,390} = 8,87 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$G_{\text{saccarina}} = n_{\text{saccarina}} \cdot MM = 8,87 \cdot 10^{-4} \cdot 183,1745 = 0,1625 \text{ g}$$

$$\%_{\text{saccarina}} = \frac{G_{\text{saccarina}}}{G_{\text{dolcificante}}} \cdot 100 = \frac{0,1625}{0,2165} \cdot 100 = 75,06 \%$$

Es. 12

In un reattore indeformabile da 125 L, vengono mescolate 5.5 mol di CH₄ e 27.0 mol di H₂O. Riscaldando a 550 °C, avviene la reazione di steam reforming del metano, che porta alla produzione di CO₂ e H₂. Considerando una resa dell'85%, calcolare la composizione della miscela gassosa finale e la pressione all'interno del recipiente.



$$M_{\text{CO}_2, \text{th}} = M_{\text{CH}_4, \text{in}} = 5,5 \text{ mol}$$

$$M_{\text{CO}_2} = M_{\text{CO}_2, \text{th}} \cdot Y = 5,5 \cdot \frac{85}{100} = 4,675 \text{ mol}$$

$$M_{\text{TOT}} = M_{\text{CH}_4} + M_{\text{H}_2\text{O}} + M_{\text{CO}_2} + M_{\text{H}_2} = 0,825 + 17,65 + 4,675 + 18,70 = 41,85 \text{ mol}$$

$$x_{\text{CH}_4} = \frac{m_{\text{CH}_4}}{m_{\text{TOT}}} = \frac{0,825}{41,85} = 0,0197$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{m_{\text{TOT}}} = \frac{17,65}{41,85} = 0,422$$

$$x_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{m_{\text{TOT}}} = \frac{4,675}{41,85} = 0,112$$

$$x_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{m_{\text{TOT}}} = \frac{18,70}{41,85} = 0,447$$

$$P_{\text{CH}_4} = \frac{m_{\text{CH}_4} \cdot RT}{V} = P_{\text{TOT}} \cdot x_{\text{CH}_4}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}} RT}{V} = P_{\text{TOT}} \cdot x_{\text{H}_2\text{O}}$$

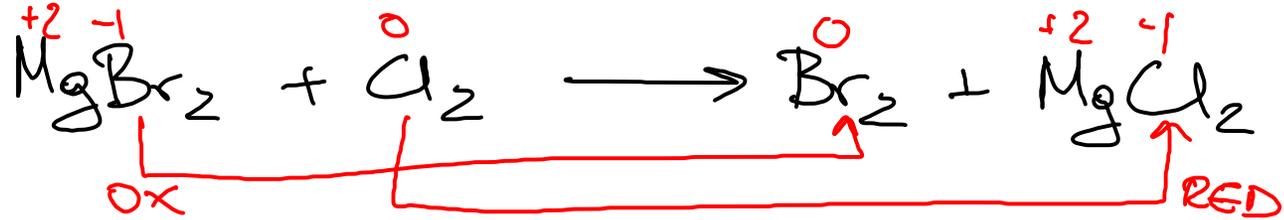
$$P_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2} RT}{V} = P_{\text{TOT}} \cdot x_{\text{CO}_2}$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2} RT}{V} = P_{\text{TOT}} \cdot x_{\text{H}_2}$$

$$P_{\text{TOT}} = \sum_i P_i = \frac{m_{\text{TOT}} \cdot RT}{V} = \frac{41,85 \cdot 20821 \cdot (273,15 + 55)}{125} = 22,62 \text{ atm}$$

Es. 13

Facendo gorgogliare Cl_2 in una soluzione contenente 176.6 g di MgBr_2 si ottengono 135.7 g di Br_2 . Calcolare la resa della reazione.



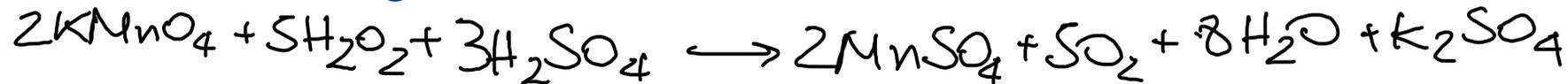
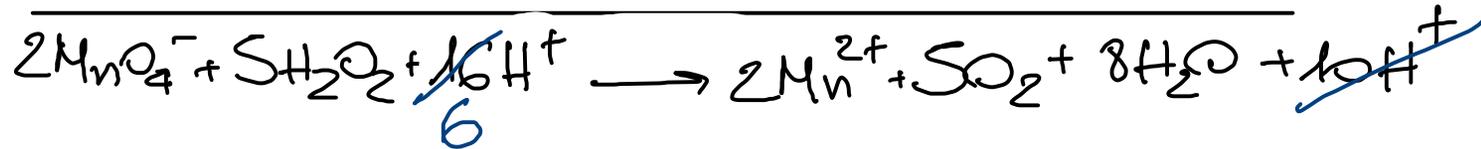
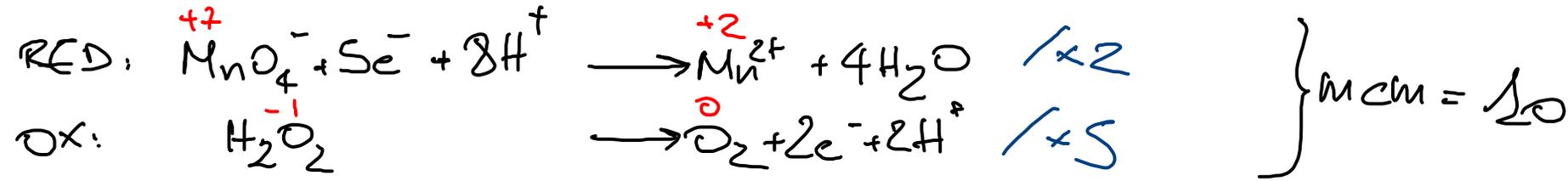
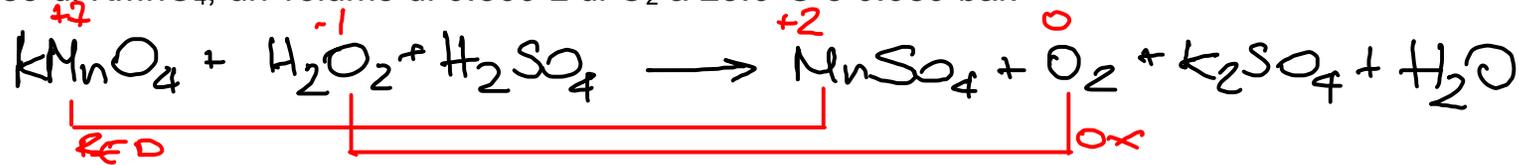
$$n_{\text{MgBr}_2} = \frac{G_{\text{MgBr}_2}}{MM} = \frac{176,6}{174,113} = 0,9592 \text{ mol} = n_{\text{Br}_2, th}$$

$$G_{\text{Br}_2, th} = n_{\text{Br}_2, th} \cdot MM = 0,9592 \cdot 159,808 = 153,3 \text{ g}$$

$$Y = \frac{G_{\text{Br}_2}}{G_{\text{Br}_2, th}} \cdot 100 = \frac{135,7}{153,3} \cdot 100 = 88,52\%$$

Es. 14

Il contenuto di H_2O_2 nell'acqua ossigenata commerciale viene determinato per mezzo di soluzioni di KMnO_4 che, in presenza di H_2SO_4 , ossida H_2O_2 ad O_2 riducendosi a MnSO_4 . Calcolare la quantità in grammi di H_2O_2 di un campione di acqua ossigenata che sviluppa, con un eccesso di KMnO_4 , un volume di 0.860 L di O_2 a 25.0°C e 0.989 bar.



$$n_{\text{O}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{0,989 \cdot 10^5 \cdot 0,860 \cdot 10^{-3}}{8,314 \cdot 298,15} = 3,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = n_{\text{H}_2\text{O}_2}$$

$$G_{\text{H}_2\text{O}_2} = n_{\text{H}_2\text{O}_2} \cdot MM = 3,43 \cdot 10^{-2} \cdot 34,0147 = 1,167 \text{ g}$$

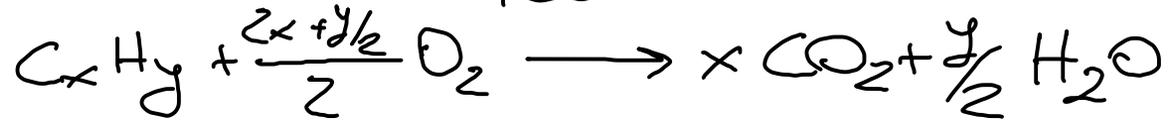
Es. 15

1.892g di un composto organico costituito da C e H occupano, alla pressione di 580 torr ed alla temperatura di 150°C, un volume di 1.103 L. Dalla combustione completa del composto, si ottengono 6.396g di CO₂. Calcolare la formula chimica del composto organico.

$$C_xH_y$$

$$PV = nRT = \frac{G}{MM} RT$$

$$MM = \frac{GRT}{PV} = \frac{1,892 \cdot 0,0821 \cdot (273,15 + 150)}{\frac{580}{760} \cdot 1,103} = 78,08 \text{ g/mol}$$



C₆H₆

$$n_{C_xH_y} = \frac{G_{C_xH_y}}{MM} = \frac{1,892}{78,08} = 0,02424 \text{ mol}$$

$$n_{CO_2} = \frac{G_{CO_2}}{MM} = \frac{6,396}{44,0095} = 0,1453 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{CO_2}}{n_{C_xH_y}} = \frac{x}{1} = \frac{0,1453}{0,02424} = 5,994 \approx 6$$

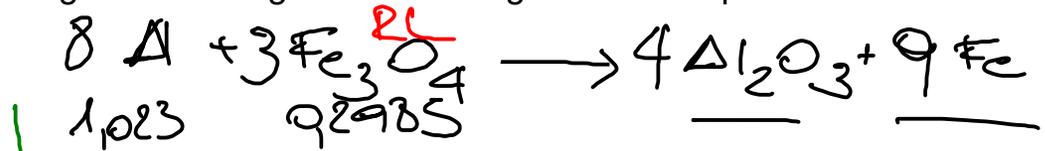
$$MM_{C_xH_y} = xMA_C + yMA_H$$

$$y = \frac{MM_{C_xH_y} - xMA_C}{MA_H}$$

$$= \frac{78,08 - 6 \cdot 12,0107}{1,00794} = 5,968 \approx 6$$

Es. 16

La reazione della termite viene utilizzata per produrre facilmente del metallo fuso. Calcolare il calore sviluppato quando 27.60 g di Al vengono fatti reagire con 69.12 g di Fe₃O₄ sapendo che ΔH°_fAl₂O₃ = - 1676 kJ/mol e ΔH°_fFe₃O₄ = - 1121 kJ/mol.



1 1,023 0,2985
 C - 0,796 - 0,2985
 E 0,227

$$M_{\text{Al}} = \frac{G_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}} = \frac{27,60}{26,981538} = 1,023 \text{ mol}$$

$$M_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = \frac{G_{\text{Fe}_3\text{O}_4}}{MM} = \frac{69,12}{231,533} = 0,2985 \text{ mol}$$

$$M_{\text{Al,th}} = M_{\text{Fe}_3\text{O}_4} \cdot \frac{8}{3} = 0,2985 \cdot \frac{8}{3} = 0,796 \text{ mol}$$

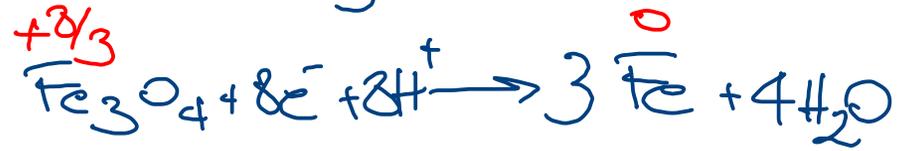
$$\Delta H_{\text{reat}} = (4 \Delta H_{f, \text{Al}_2\text{O}_3} + 9 \cancel{\Delta H_{f, \text{Fe}}}) - (8 \cancel{\Delta H_{f, \text{Al}}} + 3 \Delta H_{f, \text{Fe}_3\text{O}_4}) = -4 \cdot 1676 + 3 \cdot 1121 = -3341 \text{ kJ/mol}$$

$$Q = \left| \frac{\Delta H_{\text{reat}}}{3} \cdot M_{\text{Fe}_3\text{O}_4} \right| = \frac{3341}{3} \cdot 0,2985 = 332 \text{ kJ}$$

Bilanciare:

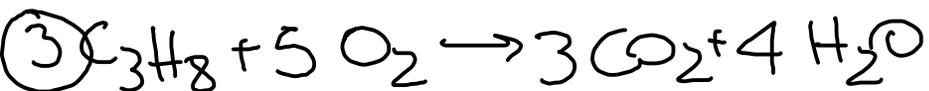
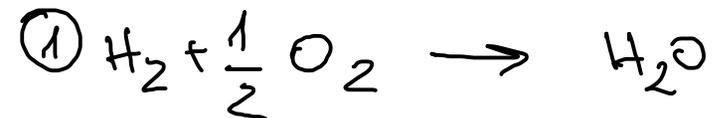
- Acido: HCl
- Base: NaOH

$$\begin{aligned} & \times -2 \\ \text{Fe}_3\text{O}_4 & 3x - 2 \cdot 4 = 0 \\ & x = +\frac{8}{3} \end{aligned}$$

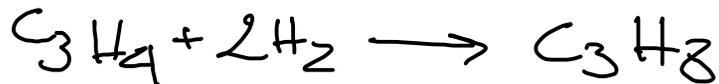
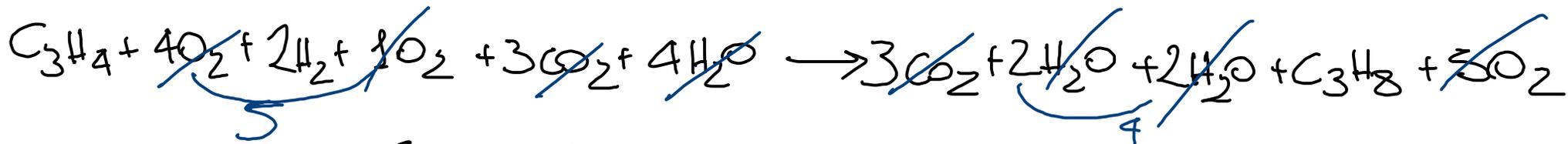


Es. 17

Sapendo che $\Delta H^\circ_{\text{Comb}}$ di H_2 , C_3H_4 e C_3H_8 valgono rispettivamente - 571.6 kJ/mol, -1937 kJ/mol e - 2220 kJ/mol, calcolare il ΔH° della reazione:



$$(4) = (2) + 2(1) - (3)$$

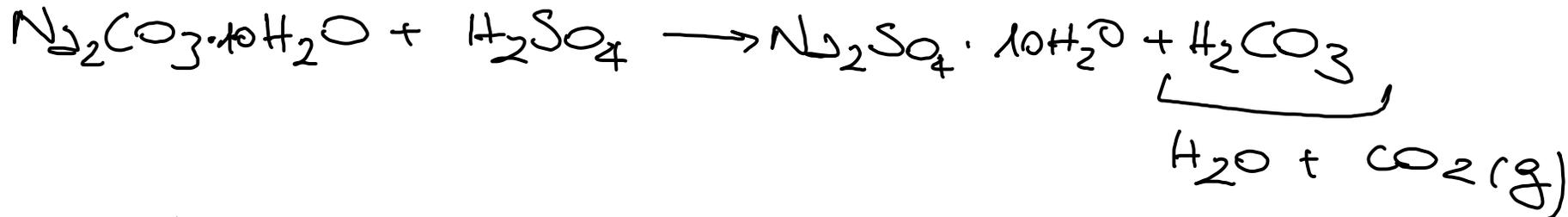


$$\Delta H^\circ_4 = \Delta H^\circ_2 + 2\Delta H^\circ_1 - \Delta H^\circ_3 = -1937 - 2 \cdot 571,6 + 2220 = -752,2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Legge di HESS

Es. 18

Facendo reagire 150 g di una miscela di $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ e $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ con un eccesso di H_2SO_4 si sono sviluppati 3.52 L di gas, misurati a 25°C e 1.00 atm. Calcolare la composizione percentuale della miscela.



$$M_{\text{CO}_2} \frac{pV}{RT} = \frac{1,00 \cdot 3,52}{0,0821 \cdot 298,15} = 0,1438 \text{ mol} = M_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}$$

$$G_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = M_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} \cdot \text{MM} = 0,1438 \cdot (\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = 41,15 \text{ g}$$

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$

$$\%_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = \frac{G_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}}{G_{\text{miscela}}} \cdot 100 = \frac{41,15}{150} \cdot 100 = 27,4\%$$

Es. 19

Una sostanza liquida a temperatura ambiente ha la seguente composizione percentuale in peso: C 92.1%, H 7.9%. La sua densità gassosa alla temperatura di 100°C e alla pressione di 1.00 bar è di 2.53 g/dm³. Calcolare la formula molecolare della sostanza.

Determinazione MM

$$MM = \frac{GRT}{PV} = d \cdot \frac{RT}{P} = 2,53 \cdot 10^3 \frac{\text{g}}{\text{m}^3} \cdot \frac{8,314 \cdot 373,15}{1,00 \cdot 10^5} = 78,49 \text{ g/mol}$$

Determinazione Formula molecolare

C_xH_y

$$x = \frac{MM \cdot \%C}{MA_C \cdot 100} = \frac{78,49 \cdot 92,10}{12,011 \cdot 100} = 6,02 \approx 6$$

$$y = \frac{MM \cdot \%H}{MA_H \cdot 100} = \frac{78,49 \cdot 7,9}{1,00794 \cdot 100} = 6,15 \approx 6$$

