

* Determinare il numero di moli di N_2O_4 in un campione di 115 g

$$n_{N_2O_4} = \frac{g}{MM} = \frac{115}{(2 \cdot 14 + 4 \cdot 16)} = 1,25 \text{ mol}$$

$\underbrace{\hspace{1.5cm}}_{32}$

* Determinare il numero di moli di atomi di N in 43,5 g di $Mg(NO_3)_2$

- in 1 mole di $Mg(NO_3)_2$ sono contenute 2 moli di atomi di N -

$$n_{Mg(NO_3)_2} = \frac{43,5}{148,3} = 0,29 \text{ mol}$$

$$n_N = 2 \cdot n_{Mg(NO_3)_2} = 0,58 \text{ mol}$$

* Determinare il numero totale di atomi di F in 12,15 mol di $C_2HBrClF_3$

- ogni mole di composto contiene 3 moli di F $\Rightarrow n_F = 3 \cdot 12,15 = 36,45 \text{ mol}$

- ogni mole contiene un numero di Avogadro di atomi

$$N^\circ \text{ atomi F} = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 36,45 = 2,195 \cdot 10^{25} \text{ atomi di F}$$

* Determinare la massa in grammi di $3,16 \cdot 10^{24}$ molecole di O_2

- so che $n = g / MM \Rightarrow g = n \cdot MM = n \cdot 32$

$$1 \text{ mol} : 6,02 \cdot 10^{23} = x : 3,16 \cdot 10^{24}$$

$$x = \frac{3,16 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 5,25 \text{ mol}$$

$$g_{O_2} = 5,25 \cdot 32 = 168 \text{ g}$$

Calcolare la composizione percentuale in peso degli elementi nella molecola H_2SO_4

$$MM_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$$

lavorando su 1 mole

$$\%_{\text{H}} = \frac{g_{\text{H}}}{g_{\text{tot}}} \cdot 100 = \frac{2 \cdot MM_{\text{H}}}{98} \cdot 100 = \frac{2 \cdot 1}{98} \cdot 100 = 2,04 \%$$

$$\%_{\text{S}} = \frac{32}{98} \cdot 100 = 32,65 \%$$

$$\%_{\text{O}} = \frac{4 \cdot 16}{98} \cdot 100 = 65,31 \%$$

- La vitamina C è una sostanza che contiene solo C, H, O. Un campione purificato di questo composto contiene 0,808 g di C, 0,922 g di H e 1,102 g di O. Calcolare la formula minima della vitamina C

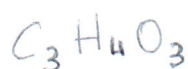
$$M_C = \frac{0,808}{12,0115} = 0,0673 \text{ mol}$$

$$M_H = \frac{0,922}{1,00797} = 0,915 \text{ mol}$$

$$M_O = \frac{1,102}{15,994} = 0,0689 \text{ mol}$$

n / n_{\min}	$\times 2$	$\times 3$
1	2	3
1,36	X ?	2,72
1,02	~ 1	2,04
		3,06

X/21



- Un composto contiene 2,49% di H, 59,27% di O, 38,24% di P ed ha un peso molecolare pari a 161,97 uma. Calcolare la sua formula molecolare

su 100 g di composto

$$g_H = 2,49 \quad m_H = \frac{2,49}{1} = 2,49$$

$$g_O = 59,27 \quad m_O = \frac{59,27}{16} = 3,70$$

$$g_P = 38,24 \quad m_P = \frac{38,24}{31} = 1,23$$

n / n_{\min}

$$2,02 \sim 2$$

3

1



formula minima

$$MM_{\min} = 2 \cdot 1 + 30,97 + 3 \cdot 16 = 80,97$$

$$\frac{MM_{\text{reale}}}{MM_{\min}} = \frac{161,97}{80,97} = 2 \Rightarrow \text{formula molecolare } H_4P_2O_6$$

- Un campione contenente solo C, H e O viene bruciato in presenza di O_2 . 0,1 g di campione generano 0,1910 g di CO_2 e 0,1172 g di H_2O . Calcolare la formula minima del composto.

Le moli di CO_2 corrispondono alle moli di C nel composto e quelle di acqua sono la metà delle moli di H

	M_H	M_C	M_O
1 M_{CO_2}	0	1	2
1 M_{H_2O}	2	0	1

$$\frac{M_{CO_2}}{M_C} = \frac{1}{1} \rightarrow M_{CO_2} = M_C$$

$$\frac{M_{H_2O}}{M_H} = \frac{1}{2} \rightarrow M_{H_2O} = \frac{1}{2} M_H$$

$$\rightarrow M_H = 2 M_{H_2O}$$

$$M_{CO_2} = \frac{0,1910}{44,01} = 4,340 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = M_C$$

$$M_{H_2O} = \frac{0,1172}{18,02} = 6,504 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \rightarrow M_H = 13,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M_{O_2} = ?$$

$$g_{tot} = g_H + g_C + g_O \Rightarrow g_O = g_{tot} - g_H - g_C =$$

$$= 0,1 - 13,0 \cdot 10^{-3} \cdot 1,01 - 4,34 \cdot 10^{-3} \cdot 12,01 =$$

$$= 3,474 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

$$M_O = \frac{3,474 \cdot 10^{-2}}{16,00} = 2,171 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M_{min} = 2,171 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n / n_{min}$$

$$C \quad 2$$

$$H \quad 6$$

$$O \quad 1$$



ANALISI INDIRETTA

Un campione di 0,1888 g di un idrocarburo* produce 0,6260 g di CO_2 e 0,1602 g di H_2O all'analisi per combustione. La sua massa molecolare è 106 u. Determinare formula minima e molecolare

* contenente solo C e H

$$\begin{array}{c|c|c} m_{\text{CO}_2} & m_{\text{C}} & m_{\text{O}} \\ \hline 1 & 1 & 2 \end{array}$$

$$\frac{m_{\text{CO}_2}}{m_{\text{C}}} = \frac{1}{1} \rightarrow m_{\text{CO}_2} = m_{\text{C}}$$

$$m_{\text{CO}_2} = \frac{0,6260}{44,01} = 0,01422 \text{ mol} = m_{\text{C}}$$

$$\begin{array}{c|c|c} m_{\text{H}_2\text{O}} & m_{\text{H}} & m_{\text{O}} \\ \hline 1 & 2 & 1 \end{array}$$

$$\frac{m_{\text{H}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{2}{1} \Rightarrow m_{\text{H}} = 2 \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,1602}{18} = 0,0089 \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}} = 2 \cdot 0,0089 = 0,0178 \text{ mol}$$

	m/m_{min}	x 2	x 3	
C	$\frac{0,01422}{0,01422} = 1$	2	3	<div style="border: 1px solid black; padding: 10px; display: inline-block;"> x 4 4 5 </div>
H	$\frac{0,0178}{0,01422} = 1,25$	2,5	3,75	

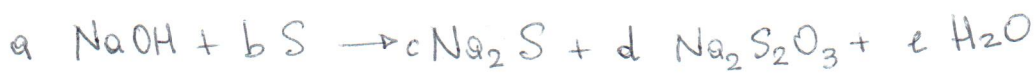
formula minima C_4H_5

$$MM_{\text{min}} = 53$$

$$\frac{MM_{\text{reale}}}{MM_{\text{min}}} = \frac{106}{53} = 2$$

formula molecolare = C_8H_{10}

BILANCIAMENTO



consideriamo tutte le relazioni possibili:

Per Na: $a = 2c + d$

Per O: $a = 3d + e$

Per H: $a = 2e$

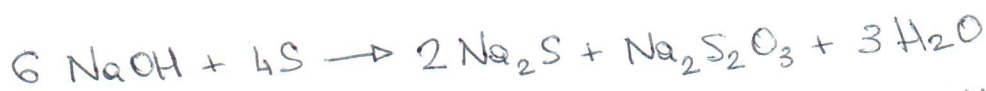
Per S: $b = c + d$

Abbiamo 5 incognite, ma solo 4 equazioni

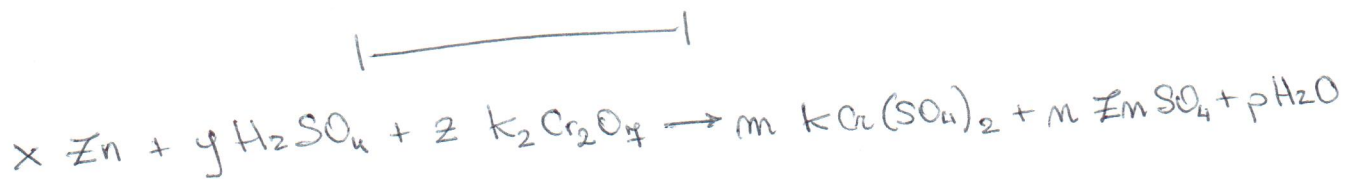
↓
assegniamo arbitrariamente il valore 1 a una delle incognite e risolviamo

Es: per $d = 1$

$$\begin{cases} a = 2c + d \\ a = 3d + e \\ a = 2e \\ b = c + d \\ d = 1 \end{cases} \leadsto \begin{cases} a = 6 \\ b = 4 \\ c = 2 \\ d = 1 \\ e = 3 \end{cases}$$



* Qualunque scelta dell'incognita va bene. Ottenuti i risultati bisogna ricordare di riportare i minimi coeff. interi.



Zn: $x = m$

H: $2y = 2p$

S: $y = 2m + p$

O: $4y = 7z = 8m + 4m + p$

K: $2z = m$

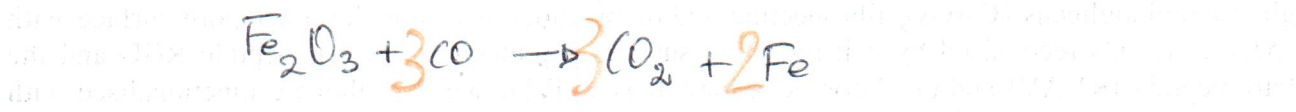
Cr: $2z = m$ *

per $z = 1 \leadsto$

$$\begin{cases} x = 3 \\ y = 7 \\ z = 1 \\ m = 2 \\ n = 3 \\ p = 7 \end{cases}$$

* K e Cr danno due eq corrispondenti: ne usiamo solo una

Calcolare la massa di CO_2 che si ottiene per reazione completa di 2 kg di Fe_2O_3 con CO secondo la reazione che bilanciare

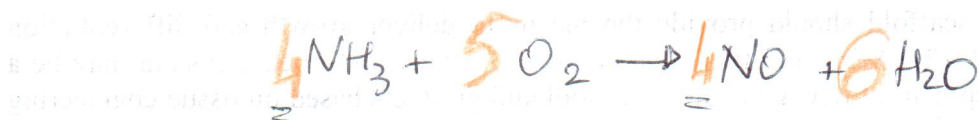


$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{2000}{159,7} = 12,52 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 3 n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 37,56 \text{ mol}$$

$$g_{\text{CO}_2} = 37,56 \text{ mol} \cdot 44 = 1653$$

Calcolare la quantità di NH_3 necessaria e preparare 60g di NO secondo la reaz



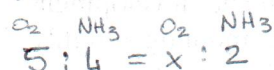
$$n_{\text{NO}} = \frac{60}{30} = 2$$

$$n_{\text{NH}_3} = n_{\text{NO}} = 2$$

$$g_{\text{NH}_3} = 2 \cdot 17 = 34 \text{ g}$$

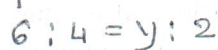
in più:

→ quanto ossigeno è stato consumato?



$$x = \frac{2 \cdot 5}{4} = 2,5 \text{ mol} \rightarrow g_{\text{O}_2} = 80 \text{ g}$$

quanta acqua è stata prodotta?



$$y = \frac{2 \cdot 6}{4} = 3 \text{ mol} \quad g_{\text{H}_2\text{O}} = 54 \text{ g}$$

6 g di una lega di oro (Au) e argento (Ag) vengono trattati con HNO_3 . Si ottengono 5 g di AgNO_3 secondo la reazione



Calcolare la quantità in peso di Au nella lega e la quantità di NO generata nella stessa reazione

$$g_{\text{Au}} + g_{\text{Ag}} = 6 \text{ g}$$

$$n_{\text{AgNO}_3} = \frac{5}{169,87} = 0,029 \text{ mol} = n_{\text{Ag}}$$

$$g_{\text{Ag}} = 0,029 \cdot 107,87 = 3,18 \text{ g}$$

MM_{Ag}

$$g_{\text{Au}} = g_{\text{tot}} - g_{\text{Ag}} = 6,00 - 3,18 = 2,8 \text{ g}$$

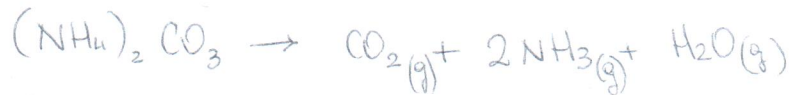
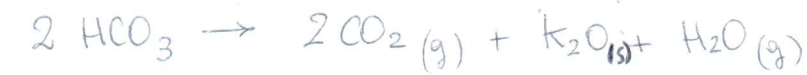
$$\%_{\text{Au}} = \frac{g_{\text{Au}}}{g_{\text{tot}}} \cdot 100 = \frac{2,8}{6,0} \cdot 100 = 46,7 \%$$

$$n_{\text{NO}} = \frac{1}{3} n_{\text{Ag}} = 9,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$g_{\text{NO}} = 9,67 \cdot 10^{-3} \cdot (14+16) = 0,29 \text{ g}$$

ANALISI INDIRETTA

4,78 g di una miscela contenente KHCO_3 e carbonato di ammonio $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ per riscaldamento subiscono una perdita in peso del 77%.
Calcolare la quantità dei due sali e la composizione percentuale della miscela



all'esame potrebbero trovare le reazioni non bilanciate

$$\begin{cases} g_{\text{KHCO}_3} + g_{(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3} = 4,78 \\ g_{\text{K}_2\text{O}} = \frac{23}{100} \cdot 4,78 = 1,1 \text{ g} \end{cases}$$

pongo $x = g_{\text{KHCO}_3}$ e $y = g_{(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3}$

$$g_{\text{K}_2\text{O}} = M_{\text{K}_2\text{O}} \cdot g_{4,2}$$

ma $M_{\text{K}_2\text{O}} = \frac{1}{2} M_{\text{HCO}_3}$ (per stechiometria della reazione)

↓

$$g_{\text{K}_2\text{O}} = \frac{1}{2} M_{\text{HCO}_3} \cdot g_{4,2} = \frac{1}{2} \cdot \frac{g_{\text{HCO}_3}}{101} \cdot 94,2$$

$$\begin{cases} x + y = 4,78 \\ \frac{1}{2} \frac{x}{101} \cdot 94,2 = 1,1 \end{cases} \quad \dots \rightsquigarrow \begin{cases} x = 2,359 \text{ g KHCO}_3 \\ y = 2,421 \text{ g (NH}_4)_2\text{CO}_3 \end{cases}$$

$$\% \text{ KHCO}_3 = \frac{2,359}{4,78} \cdot 100 = 49,35 \%$$

$$\% (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 = 100 - 49,35 = 50,65 \%$$

Reagente limitante

Quanta CO_2 viene prodotta dalla reazione fra 1,93 g di C_2H_4 (acetilene) e 5,92 g di O_2 secondo la reazione



$$M_{\text{C}_2\text{H}_4} = \frac{1,93}{28,06} = 0,0688 \text{ mol}$$

$$M_{\text{O}_2} = \frac{5,92}{32} = 0,185 \text{ mol}$$

teoria	caso specifico
$\text{C}_2\text{H}_4 : \text{O}_2$	$\text{C}_2\text{H}_4 : \text{O}_2$

$$1 : 3 = 0,0688 : x$$

$$x = 3 \cdot 0,0688 = 0,206 \text{ mol} \leftarrow \text{mol di } \text{O}_2 \text{ di cui avrei bisogno per consumare tutto l'acetilene che ho a disposizione}$$

Ma $M_{\text{O}_2} = 0,185 < 0,206 \Rightarrow \text{O}_2$ è il reagente limitante

teoria	caso specifico
$\text{O}_2 : \text{CO}_2$	$\text{O}_2 : \text{CO}_2$

$$3 : 2 = 0,185 : y$$

$$y = \frac{2 \cdot 0,185}{3} = 0,123 \text{ mol}$$

$$g_{\text{CO}_2} = 0,123 \cdot 44 = 5,41 \text{ g}$$

Quanti grammi di MnO_2 si ottengono dalla reazione di 114,8 g di Cu_2S con 1683g di KMnO_4 secondo l'equazione



$$n_{\text{Cu}_2\text{S}} = \frac{114,8}{159,1} = 0,721 \text{ mol}$$

$$n_{\text{KMnO}_4} = \frac{168,3}{158,1} = 1,064 \text{ mol}$$

$$\text{per } \text{Cu}_2\text{S} : \frac{0,721}{3} = 0,240$$

$$\text{KMnO}_4 : \frac{1,064}{8} = 0,133$$

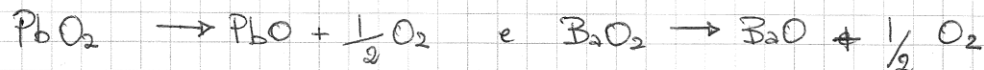
$$0,133 < 0,240 \Rightarrow \text{KMnO}_4 \text{ reagente limitante}$$

$$\text{per ottenere } n_{\text{MnO}_2} = 0,133 \cdot 8 = 1,064 \text{ (come evidente da stechiometria)}$$

$$g_{\text{MnO}_2} = 1,064 \text{ mol} \cdot 87 \text{ g/mol} = 92,56 \text{ g}$$

ANALISI INDIRETTA

Per riscaldamento i composti PbO_2 e BaO_2 si decompongono secondo le seguenti reazioni:



Determinare la composizione di una miscela dei due composti sapendo che 10 g di essa sviluppano per riscaldamento 0,76 g di O_2 .

$$(*) \quad g_{\text{tot}} = 10 \text{ g} = g_{\text{PbO}_2} + g_{\text{BaO}_2}$$

$$(MM_{\text{PbO}_2} = 207 + 2 \cdot 16 = 239)$$

$$(MM_{\text{BaO}_2} = 137 + 2 \cdot 16 = 169)$$

$$(*) \quad g_{\text{O}_2} = 0,76 \text{ g}$$

Non so quante mol di PbO_2 e BaO_2 ho in 10g di miscela. MA se x avevo di moli di PbO_2 queste hanno sviluppato certamente $\frac{x}{2}$ mol di O_2 . Lo stesso per BaO_2 . L'ossigeno totale sviluppato sarà la somma di quello proveniente dalla combustione di PbO_2 + quello che viene da BaO_2 .

$$1^\circ \quad x = g_{\text{PbO}_2} \quad \text{e} \quad y = g_{\text{BaO}_2}$$

$$2^\circ \quad x = n_{\text{PbO}_2} \quad y = n_{\text{BaO}_2}$$

$$\begin{cases} x + y = 10 \text{ g} \\ \frac{1}{2} \frac{x}{239} + \frac{1}{2} \frac{y}{169} = \frac{0,76}{2 \cdot 16} \end{cases}$$

$$\begin{cases} 239x + 169y = 10 \\ \frac{1}{2}x + \frac{1}{2}y = \frac{0,76}{2 \cdot 16} \end{cases}$$

1° metodo $X = g_{PbO_2}$ $y = g_{BaO_2}$

$$\begin{cases} x + y = 10 \text{ g} \\ \frac{1}{2} \frac{x}{239} + \frac{1}{2} \frac{y}{169} = 0,02375 \end{cases}$$

$$\begin{cases} x = 10 - y \\ \frac{10 - y}{478} + \frac{y}{338} = 0,02375 \end{cases}$$

$$\begin{cases} - \\ 3380 - 338y + 478y = 3822,5 \end{cases}$$

$$\begin{cases} - \\ 140y = 462,5 \end{cases}$$

$$\begin{cases} x = 10 - y \\ y = 3,3 \end{cases} \Rightarrow \begin{matrix} x = 6,7 \text{ g} \\ y = 3,3 \text{ g} \end{matrix}$$

2° metodo $X = m_{PbO_2}$ $y = m_{BaO_2}$

$$\begin{cases} 239x + 169y = 10 \\ \frac{1}{2}x + \frac{1}{2}y = 0,02375 \end{cases}$$

$$\begin{cases} x = \frac{10 - 169y}{239} \\ x + y = 0,0475 \end{cases}$$

$$\begin{cases} - \\ \frac{10 - 169y}{239} + y = 0,0475 \end{cases}$$

$$\begin{cases} - \\ 10 - 169y + 239y = 11,3525 \end{cases}$$

$$\begin{cases} - \\ 70y = 1,3525 \end{cases}$$

$$\begin{cases} - \\ y = 0,019 \text{ mol} \Rightarrow y = 0,019 \cdot 169 = 3,3 \text{ g} \end{cases}$$

$$\Rightarrow \begin{matrix} x = 6,7 \text{ g} \\ y = 3,3 \text{ g} \end{matrix}$$

$$\%PbO_2 = \frac{6,7}{10} \cdot 100 = 67\% \Rightarrow \%BaO_2 = 33\%$$