

Esercizi e problemi tratti dal libro "La chimica di Rippa"
Cap. 7 La mole e il calcolo stechiometrico

Conversione Massa ↔ Moli

Il numero delle moli si ottiene dividendo la massa m , espressa in grammi, per il valore della massa molare M espressa in g/mol

La massa in grammi m si ottiene moltiplicando la quantità di materia in moli per il valore della massa molare M espressa in g/mol

54. Calcola quante moli di cloro atomico sono contenute in 1.000 kg di CaCl_2

$$1000 \text{ g} : (40.08 + 35.45 \cdot 2) \text{ g/mol} = 9.01 \text{ mol di } \text{CaCl}_2$$
$$9.01 \text{ mol} \cdot 2 = 18.02 \text{ mol di Cl atomico}$$

55. Calcola quante moli di atomi di ossigeno sono contenute in 240 g di $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

$$240 \text{ g} : (22.99 \cdot 2 + 10.81 \cdot 4 + 16.00 \cdot 17 + 1.01 \cdot 20) \text{ g/mol} = 0.63 \text{ mol di } \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$$
$$0.63 \text{ mol} \cdot 17 = 10.71 \text{ mol di ossigeno atomico}$$

56. Calcola il numero di moli di atomi di idrogeno contenuto in 300 g di acqua.

$$300 \text{ g} : (1.01 \cdot 2 + 16.00) \text{ g/mol} = 16.65 \text{ mol di acqua}$$
$$16.65 \text{ mol} \cdot 2 = 33.3 \text{ mol di idrogeno atomico}$$

57. Calcola la composizione percentuale di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

$$M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = (40.08 \cdot 3 + 30.97 \cdot 2 + 16 \cdot 8)$$

$$\% \text{ Ca} = (M_{\text{Ca}} \cdot 3) / M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \cdot 100 = 38.76\%$$

$$\% \text{ P} = (M_{\text{P}} \cdot 2) / M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \cdot 100 = 19.97\%$$

$$\% \text{ O} = (M_{\text{O}} \cdot 8) / M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \cdot 100 = 41.27\%$$

58. Calcola il rapporto tra le percentuali in peso del carbonio contenuto in C_3H_8 (propano) e C_4H_{10} (butano)

$$M_{\text{C}} = 12.01 \text{ g/mol}; M_{\text{H}} = 1.01 \text{ g/mol}; M_{\text{C}_3\text{H}_8} = (12.01 \cdot 3 + 1.01 \cdot 8) \text{ g/mol}; M_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = (12.01 \cdot 4 + 1.01 \cdot 10) \text{ g/mol}$$

$$[(M_{\text{C}} \cdot 3) / M_{\text{C}_3\text{H}_8}] / [(M_{\text{C}} \cdot 4) / M_{\text{C}_4\text{H}_{10}}] = 0.99$$

59. Quanti grammi di cromo sono contenuti in 1.000 kg di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

$$M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = (39.10 \cdot 2 + 52.00 \cdot 2 + 16.00 \cdot 7) \text{ g} = 294.20 \text{ g}$$

$$2 \cdot M_{\text{Cr}} = 2 \cdot 52.00 = 104 \text{ g}$$

Proporzione: In 294.20 g di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ci sono 104 g di cromo, in 1 000 g ce ne saranno x
 $294.20 : 104 = 1000 : x \rightarrow x = 353.50 \text{ g}$

60. C'è più ossigeno in 100 g di KIO_3 o in 200 g di PbO_2 ?

$$M_{\text{KIO}_3} = (39.10 + 126.90 + 16.00 \cdot 3) \text{ g} = 214 \text{ g}; \quad 3 \cdot M_{\text{O}} = 3 \cdot 16.00 = 48 \text{ g}$$

Proporzione: in 214 g di iodato di potassio ci sono 48 g di ossigeno, in 100 g ce ne saranno x

$$214:48=100:x \quad x=22.43 \text{ g di ossigeno}$$

$$M_{\text{PbO}_2} = (207.20+16.00*2) = 239.20 \text{ g} \quad 2*M_{\text{O}} = 2*16.00 = 32.00 \text{ g}$$

Proporzione: in 239.20 g di ossido piombico ci sono 32.00 g di ossigeno, in 200 g ce ne saranno x:
 $239.20:32=200:x \quad x= 26.76 \text{ g di ossigeno}$

Risposta: C'è più ossigeno in 200 g di diossido di piombo.

61. Quanto ferro possiamo ottenere da 10.00 kg di Fe_2O_3 ?

$$M_{\text{ossido ferrico}} = (55.85*2+16.00*3) = 159.70 \text{ g}$$

Proporzione: da 159.70 g di triossido di ferro si ottengono 111.70 g di ferro, da 10.00 kg=10 000 g se ne ottengono x: $159.70:111.70=10\ 000: x \quad x=6\ 994.36 \text{ g} = 6.994 \text{ kg}$

62. Qual è la percentuale di bromo presente in una miscela costituita da 40.0% di CaBr_2 e da 60% di NaBr ?

$$M_{\text{CaBr}_2} = (40.08+79.90*2) = 199.88 \text{ g/mol}$$

$$\% \text{Br} = (\text{parti/totale})*100 = (79.90*2 / 199.88)*100 = 79.95\%$$

$$M_{\text{NaBr}} = (22.99+79.90) = 102.89 \text{ g/mol}$$

$$\% \text{Br} = (\text{parti/totale})*100 = (79.90 / 102.89)*100 = 77.66\%$$

$$\% \text{Br presente nella miscela} = \text{media ponderata delle } \% = 0.40*79.95+0.60*77.66= 78.58\%$$

63. Un composto presenta all'analisi i seguenti risultati: K = 44.89%; S = 18.37%; O = 36.74%. Determina la sua formula empirica.

Si conosce quali sono gli elementi, anche se non è noto con quanti atomi ciascuno di essi è presente. Indicando quindi il loro numero con x, y, z si ha: $\text{K}_x\text{S}_y\text{O}_z$.

Calcoliamo il numero di moli di atomi di potassio, il numero di moli di atomi di zolfo e il numero di moli di ossigeno che sono presenti in 100 g di composto, dividendo la quantità in grammi di ciascun elemento per la rispettiva massa molare:

$$44.89 \text{ g} : 39.10 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 1.15 \text{ mol di atomi di potassio}$$

$$18.37 \text{ g} : 32.06 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0.57 \text{ mol di atomi di zolfo}$$

$$36.74 \text{ g} : 16.00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 2.30 \text{ mol di atomi di ossigeno}$$

Dividiamo per il valore più piccolo e arrotondiamo:

$$x = 1.15 : 0.57 = 2.02 = 2$$

$$y = 0.57 : 0.57 = 1.00 = 1$$

$$z = 2.30 : 0.57 = 4.04 = 4$$

La formula empirica è quindi la seguente: K_2SO_4

64. Un composto presenta all'analisi i seguenti risultati: H = 3.08%; P = 31.60%; O = 65.32%. Determina la sua formula empirica. Vedi n° 63



$$3.08 \text{ g} : 1.01 \text{ g/mol} = 3.05 \text{ mol di atomi di idrogeno}$$

I coefficienti stechiometrici presenti nell'equazione chimica ci dicono che 1 mole di ferro reagisce con 1 mole cloro. Siccome il rapporto tra le moli di ferro e le moli cloro è 1:1, le moli di ferro che reagiscono completamente con 150 g di cloro saranno uguali alle moli che corrispondono ai suddetti grammi. Basta quindi convertirli in moli:

$$150 \text{ g} : (35.45 \cdot 2) \text{ g/mol} = 2.12 \text{ mol di Fe}$$

I grammi di cloruro ferroso (dicloruro di ferro) che si producono sono formati dalla somma dei 150 g di cloro con le moli di ferro convertiti in grammi.

$$2.12 \text{ mol} \cdot 55.85 \text{ g/mol} = 118.40 \text{ g}; \text{ quindi } 150 + 118.40 = 268.40 \text{ g di FeCl}_2$$

69. Determina la massa molare dei seguenti composti:

Definizione: la massa molare di una sostanza è la massa in grammi di una mole di quella sostanza. Viene indicata con M (in corsivo) e la sua unità di misura è grammi/mole = $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. È ovvio che bisogna saper scrivere correttamente la formula dei composti.

- diossido di silicio SiO_2 : $M=(28.09+16.00 \cdot 2)=60.09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- cloruro ferrico FeCl_3 : $M=(55.85+35.45 \cdot 3)=162.20 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- solfato di sodio Na_2SO_4 : $M=(22.99 \cdot 2+32.06+16.00 \cdot 4)=142.04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- acido carbonico H_2CO_3 : $M=(1.01 \cdot 2+12.01+16.00 \cdot 3)=63.02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- acido iodidrico HI : $M=(1.01+126.90)=127.91 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- pentossido di diazoto N_2O_5 : $M=(14.01 \cdot 2+16.00 \cdot 5)=108.02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- perclorato di alluminio $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$: $M=(26.98+35.45 \cdot 3+16.00 \cdot 12)=325.33 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- nitrato di calcio $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$: $M=(40.08+14.01 \cdot 2+16.00 \cdot 6)=164.10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- idrogenofosfato ferroso FeHPO_4 : $M=(55.85+1.01+30.97+16 \cdot 4)=151.83 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- acido ipocloroso HClO : $M=(1.01+35.45+16.00)=52.46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

70. Determina quante moli sono presenti in:

$$\text{Regola: } n.\text{moli} = m(\text{g}) / M(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$$

- 756.0 g di Ne: $756\text{g}/20.18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 37.46 \text{ mol}$
- 0.450 g di Sb: $0.450\text{g}/121.75 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0.0037 = 3.7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- 22 g di P_4 : $22\text{g}/(30.97 \cdot 4) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0.18 \text{ mol}$
- 3.000 kg di acido borico H_3BO_3 : $3\ 000\text{g}/(1.01 \cdot 3+10.81+16.00 \cdot 3) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 48.51 \text{ mol}$
- 80.000 t di KF: $80\ 000\ 000\text{g}/(39.10+19.00) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1\ 376\ 936.32 = 1.3769 \cdot 10^6 \text{ mol}$
- $3.0000 \cdot 10^6$ g di $\text{Ca}(\text{OH})_2$: $3 \cdot 10^6\text{g}/(40.08+16.00 \cdot 2+1.01 \cdot 2) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 40\ 485.83 \text{ mol}$
- 40.00 mg di $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$: $0.04\text{g}/(40.08+35.45 \cdot 2+16.00 \cdot 8) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0.00017 = 1.7 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
- 22.0 g di perossido di sodio Na_2O_2 : $22\text{g}/(22.99 \cdot 2+16.00 \cdot 2) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0.28 \text{ mol}$
- $2.00 \cdot 10^{-3}$ g di KNO_3 : $2 \cdot 10^{-3}\text{g}/(39.10+14.01+16.00 \cdot 3) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0.0000198 = 1.98 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

71. Determina la massa di:

$$\text{Regola: } m(\text{g}) = \text{mol} \cdot M(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$$

- 2.86 mol di HCl: $2.86 \text{ mol} \cdot (1.01+35.45) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 104.28 \text{ g}$
- 2.56 mol di NaI: $2.56 \text{ mol} \cdot (22.99+126.90) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 383.72 \text{ g}$
- 20.8 mol di Mn_2O_7 : $20.8 \text{ mol} \cdot (54.94 \cdot 2+16.00 \cdot 7) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 4\ 615.10 \text{ g}$
- 0.600 mol di HClO_4 : $0.600 \text{ mol} \cdot (1.01+35.45+16.00 \cdot 4) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 60.28 \text{ g}$
- $2.80 \cdot 10^{-5}$ mol di nitrato ferrico $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$: $(2.80 \cdot 10^{-5}) \text{ mol} \cdot (55.85+14.01 \cdot 3+16.00 \cdot 9) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$= 0.00677 = 6.77 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$\text{f. } 2.60 \cdot 10^5 \text{ mol di cloruro di stronzio SrCl}_2 : (2.60 \cdot 10^5) \text{ mol} \cdot (87.62 + 35.45 \cdot 2) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 41\,215\,200 = 4.12 \cdot 10^7 \text{ g}$$

$$\text{g. } 300 \text{ mmol di H}_2\text{O: } 0.3 \text{ g} \cdot (1.01 \cdot 2 + 16) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 5.41 \text{ g}$$

72. Calcola il numero di moli e il peso in grammi di:

Ricorda che una mole di atomi o di molecole contiene un numero di Avogadro ($N_A = 6.02 \cdot 10^{23}$) di atomi o di molecole, per cui per calcolare le moli di un x numero di atomi o di molecole di una certa sostanza, basta dividere tale numero per il numero di Avogadro. Volendone poi determinarne anche il peso, basta moltiplicare le moli per la massa molare M

a. 3 456 atomi di Ne

$$n = 3\,456 / 6.02 \cdot 10^{23} = 5.74 \cdot 10^{-21} \text{ mol}; \quad m = 5.74 \cdot 10^{-21} \text{ mol} \cdot 20.18 \text{ g/mol} = 1.16 \cdot 10^{-19} \text{ g}$$

b. $23 \cdot 10^{32}$ atomi di antimonio

$$n = 23 \cdot 10^{32} / 6.02 \cdot 10^{23} = 3.82 \cdot 10^9 \text{ mol}; \quad m = 3.82 \cdot 10^9 \cdot 121.75 \text{ g/mol} = 4.65 \cdot 10^{11} \text{ g}$$

c. 56 000 molecole di P_4

$$n = 56\,000 / 6.02 \cdot 10^{23} = 9.30 \cdot 10^{-20} \text{ mol}; \quad m = 9.30 \cdot 10^{-20} \text{ mol} \cdot (30.97 \cdot 4) \text{ g/mol} = 1.15 \cdot 10^{-17} \text{ g}$$

d. $13 \cdot 10^{22}$ molecole di HNO_3

$$n = 13 \cdot 10^{22} / 6.02 \cdot 10^{23} = 0.22 \text{ mol}; \quad m = 0.22 \text{ mol} \cdot (1.01 + 14.01 + 16.00 \cdot 3) \text{ g/mol} = 13.86 \text{ g}$$

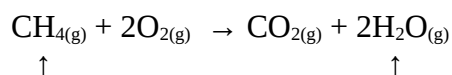
e. $45 \cdot 10^{51}$ molecole di N_2O_3

$$n = 45 \cdot 10^{51} / 6.02 \cdot 10^{23} = 7.48 \cdot 10^{28} \text{ mol}; \quad m = 7.48 \cdot 10^{28} \cdot (14.01 \cdot 2 + 16.00 \cdot 3) \text{ g/mol} = 5.68 \cdot 10^{30} \text{ g}$$

f. 25 887 molecole di tricloruro di arsenico

$$n = 25\,887 / 6.02 \cdot 10^{23} = 4.30 \cdot 10^{-20} \text{ mol}; \quad m = 4.30 \cdot 10^{-20} \text{ mol} \cdot (35.45 \cdot 3 + 74.92) \text{ g/mol} = 7.80 \cdot 10^{-18} \text{ g}$$

73. Calcola quante moli di acqua possono essere ottenute dalla combustione completa di $6.00 \cdot 10^3$ kg di metano, secondo la reazione: $\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$.



I coefficienti stechiometrici presenti nell'equazione chimica ci dicono che da 1 mole di metano si ottengono 2 moli di acqua. Siccome il rapporto tra le moli di metano e le moli di acqua è 1:2, le moli di acqua che si otterranno dalla combustione completa di $6.00 \cdot 10^3$ kg = 6 000 000 g di metano saranno uguali al prodotto delle moli che corrispondono ai suddetti grammi per 2.

$$[6\,000\,000 \text{ g} / (12.01 + 1.01 \cdot 4) \text{ g/mol}] \cdot 2 = 7.48 \cdot 10^5 \text{ mol di acqua}$$

74. Calcola quanti grammi di ossigeno occorrono per reagire con 34.00 g di alluminio

La reazione, bilanciata, è la seguente: $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$



Trasformiamo i grammi di alluminio in moli, dividendo per la massa molare ($M = 26.98 \text{ g/mol}$):

$$34.00\text{g} : 26.98\text{ g/mol} = 1.26\text{ mol di alluminio}$$

Dall'equazione bilanciata constatiamo che per 4 moli di alluminio sono richieste 3 moli di ossigeno; quindi 1.26 moli di alluminio richiedono x moli di ossigeno:

$$4 : 3 = 1.26 : x \quad x = 0.95\text{ mol di ossigeno}$$

Moltiplichiamo ora le moli di ossigeno per la relativa massa molare ($M = 32.00\text{ g/mol}$) e troviamo la massa dell'ossigeno in grammi:

$$0.95\text{ mol} * 32.00\text{ g/mol} = 30.40\text{ g}$$

75. Determina quanti grammi di cloruro di alluminio si possono ottenere facendo reagire completamente 45.00 mol di acido cloridrico con idrossido di alluminio. Nella reazione vengono prodotte anche molecole di acqua.

La reazione, bilanciata, è la seguente: $3\text{ HCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{ H}_2\text{O}$



Dall'equazione bilanciata constatiamo che da 3 moli di acido cloridrico si può ottenere 1 mole di cloruro di alluminio; quindi da 45.00 mol di HCl si ottengono x moli di AlCl_3 :

$$3 : 1 = 45 : x \quad x = 15\text{ mol di AlCl}_3$$

Trasformiamo le moli di cloruro di alluminio in grammi moltiplicandole per la massa molare:

$$15\text{ mol} * (26.98 + 35.45*3)\text{ g/mol} = 1999.85\text{ g di AlCl}_3$$

76. Calcola la quantità in grammi di bromo e di alluminio necessaria per produrre 70.00 g di AlBr_3

La reazione, bilanciata, è la seguente: $2\text{ Al} + 3\text{ Br}_2 \rightarrow 2\text{ AlBr}_3$



Determiniamo la quantità in grammi di bromo necessaria per produrre 70.00 g di AlBr_3 nell'ipotesi che sia presente una quantità sufficiente di Al. Dall'equazione constatiamo che per produrre 2 moli di AlBr_3 sono necessarie 3 moli di bromo; quindi per produrre le moli corrispondenti a 70.00 g di AlBr_3 saranno necessarie x moli di Br_2 :

$$70.00\text{ g} : (26.98 + 79.90*3)\text{ g/mol} = 0.2624\text{ mol di AlBr}_3$$

$$2 : 3 = 0.2624 : x \quad x = 0.3937\text{ mol di bromo}$$

$$0.3937\text{ mol} * (79.02*2)\text{ g/mol} = 62.91\text{ g di bromo}$$

Per calcolare la quantità in grammi di alluminio si può applicare la legge di Lavoisier:

$$m_{\text{alluminio}} + m_{\text{bromo}} = m_{\text{bromuro di alluminio}}$$

$$\text{da cui: } m_{\text{alluminio}} = 70.00 - 62.91 = 7.09\text{ g}$$

77. Considera la reazione $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Se si hanno a disposizione 300 g di

HCl e 200 g di NaOH, quanto NaCl si produce?

Trasformiamo i grammi di HCl e di NaOH in moli:

$$300 \text{ g} : (1.01+35.45) \text{ g/mol} = 8.23 \text{ mol di HCl}$$

$$200 \text{ g} : (22.99+16.00+1.01) \text{ g/mol} = 5 \text{ mol di NaOH}$$

I coefficienti stechiometrici ci dicono che da 1 mole di acido cloridrico e 1 mole di idrossido di sodio si producono 1 mole di cloruro di sodio e 1 mole di acqua. Avendo 5 moli di NaOH ci saranno $(8.23-5) = 3.23$ mol di HCl che non reagiranno (ricorda la legge di Proust). Quindi 5 moli di HCl reagiscono con 5 mol di NaOH per produrre 5 mol di NaCl e 5 mol di H₂O.

Trasformiamo le 5 moli di acido cloridrico in grammi:

$$5 \text{ mol} * (1.01+35.45) \text{ g/mol} = 182.30 \text{ g di HCl}$$

A reagire saranno 200 g di soda caustica e 182.30 g di acido cloridrico. Le sostanze prodotte sono cloruro di sodio e acqua la cui massa complessiva, per la legge di Lavoisier, deve essere uguale a $200 + 182.30 = 382$ g. Trasformiamo le 5 moli di H₂O in grammi:

$$5 \text{ mol} * (1.01*2+16.00) \text{ g/mol} = 90.10 \text{ g di acqua}$$

e quindi: $382.30 - 90.10 = 292.20$ g di cloruro di sodio (sale da cucina).

78. Calcola quante moli di diidrossido di piombo reagiscono con 0.33 mol di HNO₃ per dare Pb(NO₃)₂ e acqua.

L'equazione, bilanciata, della reazione è la seguente: $\text{Pb(OH)}_2 + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb(NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$



I coefficienti stechiometrici ci dicono che il rapporto tra le moli di idrossido piomboso e quelle di acido nitrico è $\frac{1}{2}$. Avendo quindi 0.33 mol di acido nitrico, le moli di idrossido piomboso necessarie per dare nitrato piomboso e acqua dovranno essere: $\frac{1}{2} * 0.33 = 0.165$ mol di Pb(OH)₂.

79. Un campione di un minerale è formato da carbonato di calcio CaCO₃ e solfato di calcio CaSO₄. Il minerale viene trattato con acido cloridrico in eccesso. I due sali reagiscono liberando CO₂ e SO₃ entrambi allo stato gassoso e formando CaCl₂ secondo le reazioni: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ e $\text{CaSO}_4 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Sapendo che si liberano 5.00 g di CO₂ e 3.20 g di SO₃, determina il peso in grammi del campione e la percentuale di CaCO₃ presente.

Consideriamo la prima delle due reazioni, $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, mettendo in relazione il diossido di carbonio con il triossocarbonato di calcio: si libererà 1 mole di CO₂ solo se nel campione è presente una quantità di CaCO₃ pari a 1 mole. Trasformiamo le moli in grammi:

$$1 \text{ mol} * (12.01+16.00*2) \text{ g/mol} = 44.01 \text{ g di CO}_2$$
$$1 \text{ mol} * (40.08+12.01+16.00*3) \text{ g/mol} = 100.09 \text{ g di CaCO}_3$$

Se si liberano solo 5.0g di CO₂ vuol dire che nel campione è presente una quantità di CaCO₃ pari a x

$$44.01 : 100.09 = 5.00 : x \quad \quad x = 11.37 \text{ g di CaCO}_3$$

Lo stesso ragionamento si può fare con la seconda reazione $\text{CaSO}_4 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol} * (32.06 + 16.00 * 3) \text{ g/mol} &= 80.06 \text{ g di triossido di zolfo} \\ 1 \text{ mol} * (40.08 + 32.06 + 16.00 * 4) \text{ g/mol} &= 136.14 \text{ g di tetraossosolfato di calcio} \\ 80.06 : 136.14 &= 3.20 : x & x = 5.44 \text{ g di CaSO}_4 \end{aligned}$$

e quindi:

$$\text{peso in grammi del campione} = 11.37 + 16.81 = 16.81 \text{ g}$$

$$\% \text{ CaCO}_3 = [\text{m(g) CaCO}_3 / \text{m(g) campione}] * 100 = 67.64\%$$

80. L'analisi elementare di un composto ha fornito i seguenti dati: C = 40.0%; H = 6.71%. Il restante è tutto ossigeno. Con altre analisi si è riusciti a determinare il peso molecolare che è di 180.15 u. Qual è la formula molecolare del composto?

Si determina prima la formula empirica (vedi n°63 – prima parte) $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$

$$40.00 \text{ g} : 12.01 \text{ g/mol} = 3.33 \text{ mol di atomi di carbonio presenti in 100 g di composto}$$

$$6.71 \text{ g} : 1.01 \text{ g/mol} = 6.64 \text{ mol di atomi di idrogeno presenti in 100 g di composto}$$

$$53.29 \text{ g} : 16.00 \text{ g/mol} = 3.33 \text{ mol di atomi di ossigeno presenti in 100 g di composto}$$

$$x: \quad 3.33 : 3.33 = 1.00 = 1$$

$$y: \quad 6.64 : 3.33 = 1.99 = 2$$

$$z: \quad 3.33 : 3.33 = 1.00 = 1$$

formula empirica CH_2O

$$\text{P.M.}_{\text{CH}_2\text{O}} = (12.01 + 1.01 * 2 + 16.00) = 30.03 \text{ u}$$

$$\text{P.M. effettivo} / \text{P.M. formula empirica} = 6 \quad \text{e quindi la formula molecolare è: } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

81. L'idrogeno molecolare reagisce con sodio metallico per dare l'idruro di sodio NaH secondo la seguente reazione già bilanciata: $2 \text{Na}_{(s)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NaH}$. Si fanno reagire 6.750 g di Na con 0.010 moli di H_2 . Determina quale reagente è in eccesso e qual è la quantità di NaH formato.

Determinazione del reagente in eccesso

Dall'equazione bilanciata constatiamo che per ogni mole di idrogeno molecolare sono necessarie 2 moli di sodio metallico; il loro rapporto è quindi $1:2 = 0.5$. Trasformiamo i grammi di Na in moli, determiniamo il rapporto tra le moli di H_2 e quelle di Na e lo confrontiamo con quello dedotto dai coefficienti stechiometrici:

$$6.75 \text{ g} : 22.99 \text{ g/mol} = 0.294 \text{ mol di sodio metallico}$$

$$(0.010 \text{ mol di } \text{H}_2 / 0.294 \text{ mol di Na}) = 0.03 < 0.5 \rightarrow \text{il reagente in eccesso è Na metallico}$$

Determinazione della quantità di idruro di sodio formato

Il rapporto stechiometrico determinato con i coefficienti stechiometrici ci dice che le moli di sodio metallico necessarie per reagire con 0.010 mol di H_2 sono $0.010 * 2 = 0.020$ mol di Na

Trasformiamo le moli di idrogeno e di sodio in grammi:

$$0.010 \text{ mol} * (1.01*2) \text{ g/mol} = 0.02 \text{ g di idrogeno molecolare}$$

$$1. \text{ mol} * 22.99 \text{ g/mol} = 0.46 \text{ g di sodio metallico}$$

quindi, per la legge di Lavoisier, $0.02 + 0.46 = 0.48 \text{ g di NaH}$

82. Un composto organico costituito da carbonio, idrogeno e ossigeno fornisce all'analisi i seguenti risultati: C = 63.12%; H = 8.85%; O = 28.03%. Il composto ha un peso molecolare di 114.20 u. Ricavare la formula empirica e la formula molecolare del composto. Vedi n° 63 – prima parte e n° 80 – seconda parte

Formula empirica: $C_xH_yO_z$

$$63.12 \text{ g} : 12.01 \text{ g/mol} = 5.26 \text{ mol di atomi di carbonio in 100 g di composto}$$

$$8.85 \text{ g} : 1.01 \text{ g/mol} = 8.76 \text{ mol di atomi di idrogeno in 100 g di composto}$$

$$28.03 \text{ g} : 16.00 \text{ g/mol} = 1.75 \text{ mol di atomi di ossigeno in 100 g di composto}$$

$$x: \quad 5.26 : 1.75 = 3.01 = 3$$

$$y: \quad 8.76 : 1.75 = 5.01 = 5$$

$$z: \quad 1.75 : 1.75 = 1.00 = 1$$

formula empirica C_3H_5O

$$P.M._{C_3H_5O} = (12.01*3+1.01*5+16.00) = 57.08 \text{ u}$$

$$P.M. \text{ effettivo} / P.M. \text{ formula empirica} = 2$$

$$\text{Formula molecolare} = \text{vera formula del composto} = C_6H_{10}O_2$$

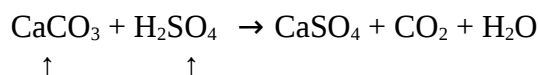
83. Un cubo che ha lo spigolo di 2.60 cm e la densità di 2.70 g/mL è costituito da $CaCO_3$ puro. Calcola quante moli di $CaCO_3$ sono contenute nel cubo e quanti grammi di H_2SO_4 sono necessari per dissolvere il cubo con formazione di solfato di calcio, diossido di carbonio ed acqua.

Calcolo delle moli di carbonato di calcio contenute nel cubo

$$m = d * V = 2.70 \text{ g/mL} * (2.60 \text{ cm})^3 = 47.46 \text{ g} \quad \text{N.B. } 1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

$$n = 47.46 \text{ g} : (40.08+12.01+16.00*3) = 0.47 \text{ mol di } CaCO_3$$

Calcolo dei grammi di acido solforico necessari



Per ogni mole di carbonato di calcio ci vuole una mole di acido tetraossosolforico; se le moli del triossocarbonato di calcio sono 0.47, saranno necessarie 0.47 moli di acido solforico.

$$\text{Trasformiamo le moli in grammi: } 0.47 \text{ mol} * (1.01*2+32.06+16.00*4) \text{ g/mol} = 46.10 \text{ g di } H_2SO_4$$

84. Un cubo che ha lo spigolo di 0.120 m è costituito per l'85% da silicato di piombo $PbSiO_4$ ($d=3.9 \text{ g/mL}$). Calcola quante moli del composto sono presenti nel cubo

Si determina la massa in grammi del cubo moltiplicando la densità per il volume:

$$m = 3.9 \text{ g/mL} * 120^3 \text{ cm}^3 = 6739.20 \text{ g}$$

Si calcola la massa in grammi di silicato di piombo contenuti nel cubo:

$$85/100 * 6739.20 = 5728.32 \text{ g di PbSiO}_4$$

La massa in grammi viene trasformata in moli

$$5728.32 \text{ g} : (207.20+28.09+16.00*4) \text{ g/mol} = 19.14 \text{ mol di PbSiO}_4$$

85. Un composto è costituito per il 5.93% da idrogeno e per il 94.10% da ossigeno. Sapendo che il suo peso molecolare è 34 u, determina la formula molecolare del composto. Vedi n° 63 prima parte e n° 80 seconda parte

Si determina prima la formula empirica: H_xO_y

$$5.93 \text{ g} : 1.01 \text{ g/mol} = 5.87 \text{ mol di atomi di idrogeno in 100 g di composto}$$

$$94.10 \text{ g} : 16.00 \text{ g/mol} = 5.88 \text{ mol di atomi di ossigeno in 100 g di composto}$$

essendo, nel limite dell'errore, $5.87 = 5.88$, la formula empirica è HO

Per determinare la formula molecolare è necessario conoscere il rapporto tra il P.M. effettivo e il P.M. della formula empirica: $34 \text{ u} / (1.01+16.00) \text{ u} = 2$

Quindi la formula molecolare = formula vera = H_2O_2 perossido di idrogeno (acqua ossigenata)

86. Un parallelepipedo a base quadrata è alto 22 cm, è costituito da ferro per il 90% della sua massa e ha una densità di 7.8 g/mL. Per estrarre tutto il ferro sotto forma di solfato ferroso, secondo la seguente reazione, sono necessari 890 g di H_2SO_4 : $Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$. Determina la lunghezza dello spigolo di base del solido e le moli di idrogeno che si liberano nella reazione.

Determinazione della lunghezza dello spigolo di base del solido

Trasformiamo gli 890 g di H_2SO_4 in moli:

$$n = 890 \text{ g} : (1.01*2+32.06+16.00*4) \text{ g/mol} = 9.07 \text{ mol di H}_2\text{SO}_4$$

Il rapporto tra le moli di ferro e quelle di acido solforico è 1 : 1 quindi, se sono necessarie 9.07 moli di acido tetraossosolforico, vuol dire che il ferro è presente con una quantità in grammi corrispondente a 9.07 mol. Trasformiamo le 9.07 mol di ferro in grammi:

$$9.07 \text{ mol} * 55.85 \text{ g/mol} = 506.56 \text{ g di ferro}$$

Siccome i 506.56 g di ferro costituiscono il 90% della massa del parallelepipedo, la massa del solido è quindi: $506.56 * (100/90) = 562.84 \text{ g}$

Conoscendo la massa e la densità, si può determinare il volume del parallelepipedo:
 $V_{\text{parallelepipedo}} = m/d = 72.16 \text{ mL} = 72.16 \text{ cm}^3$

Lo spigolo di base si ottiene, infine, estraendo la radice quadrata dell'area di base del parallelepipedo che, a sua volta, si ottiene dividendo il volume per l'altezza: spigolo di base = 1.81 cm

Determinazione delle moli di idrogeno che si liberano nella reazione

Sono 9.07, come le moli di ferro, di acido solforico e quelle del tetrasolfato di ferro. (N.B. i coefficienti stechiometrici sono tutti uguali a 1).

87. Nel processo detto del “gas d'acqua”, l'idrogeno è prodotto dalla reazione tra acqua e carbon coke a 1 000° C, secondo l'equazione: $C + H_2O \rightarrow CO + H_2$. Determina quale reagente è in eccesso tra 888.50 kg di carbon coke, che contiene carbonio nella misura del 76%, e 60 000 mol di H_2O

Il rapporto stechiometrico fra le moli di carbonio e quelle dell'acqua è 1 : 1.
Calcoliamo la quantità di carbonio contenuta in 888.50 kg di carbon coke:

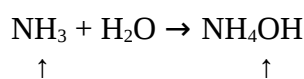
$$76\% \text{ di } 888.50 = 693.03 \text{ kg} = 693\,030 \text{ g di carbonio}$$

Trasformiamo i grammi di carbonio in moli:

$$693\,030 \text{ g} : 12.01 \text{ g/mol} = 57\,704 \text{ mol di carbonio}$$

Le moli di acqua, per rispettare il rapporto stechiometrico 1 : 1, dovrebbero essere 57 704. Ce ne sono 60 000. L'acqua è il reagente in eccesso.

88. Quando si tratta ammoniaca gassosa NH_3 con acqua, si ottiene una soluzione di idrossido di ammonio NH_4OH , secondo la reazione: $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4OH$. Quanti grammi di NH_3 sono necessari per avere 24 mL di NH_4OH a densità 0.91 g/mL?



Una soluzione di 24 mL di idrossido di ammonio a densità 0.91g/mL ha una massa

$$m = 24 \text{ mL} * 0.91 \text{ g/mL} = 21.84 \text{ g}$$

Bisogna quindi calcolare i grammi di ammoniaca necessari per avere 21.84 g di idrossido di ammonio. Dall'equazione si deduce che per formare 1 mole di idrossido di ammonio è necessario 1 mole di ammoniaca. Trasformiamo le moli di NH_3 e di NH_4OH in grammi:

$$1 \text{ mol} * (14.01 + 1.01 * 3) \text{ g/mol} = 17.04 \text{ g di ammoniaca}$$

$$1 \text{ mol} * (14.01 + 1.01 * 5 + 16.00) \text{ g/mol} = 35.06 \text{ g di idrossido di ammonio}$$

Con i dati a disposizione si può impostare la proporzione:

$$17.04 : 35.06 = x : 21.84 \rightarrow x = 10.61 \text{ g di } NH_3$$

$$\% \text{Cl} = (35.45 \cdot 2) \text{ u} / (35.45 \cdot 2 + 16.00 \cdot 5) \text{ u} \cdot 100 = 46.98\%$$

$$\% \text{O} = (16.00 \cdot 5) \text{ u} / (35.45 \cdot 2 + 16.00 \cdot 5) \text{ u} \cdot 100 = 53.02\%$$

c. Ossido Ferrico Fe_2O_3

$$\% \text{Fe} = (55.85 \cdot 2) \text{ u} / (55.85 \cdot 2 + 16.00 \cdot 3) \text{ u} \cdot 100 = 69.94\%$$

$$\% \text{O} = (16.00 \cdot 3) \text{ u} / (55.85 \cdot 2 + 16.00 \cdot 3) \text{ u} \cdot 100 = 30.06\%$$

d. Acido permanganico HMnO_4

$$\% \text{H} = 1.01 \text{ u} / (1.01 + 54.94 + 16.00 \cdot 4) \text{ u} \cdot 100 = 0.84\%$$

$$\% \text{Mn} = 54.94 \text{ u} / (1.01 + 54.94 + 16.00 \cdot 4) \text{ u} \cdot 100 = 45.80\%$$

$$\% \text{O} = (16.00 \cdot 4) \text{ u} / (1.01 + 54.94 + 16.00 \cdot 4) \text{ u} \cdot 100 = 53.36\%$$

e. Acido solfidrico H_2S

$$\% \text{H} = (1.01 \cdot 2) \text{ u} / (1.01 \cdot 2 + 32.06) \text{ u} \cdot 100 = 5.93\%$$

$$\% \text{S} = 32.06 \text{ u} / (1.01 \cdot 2 + 32.06) \text{ u} \cdot 100 = 94.07\%$$

f. Carbonato ferrico $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$

$$\% \text{Fe} = (55.85 \cdot 2) \text{ u} / (55.85 \cdot 2 + 12.01 \cdot 3 + 16.00 \cdot 9) \text{ u} \cdot 100 = 38.29\%$$

$$\% \text{C} = (12.01 \cdot 3) \text{ u} / (55.85 \cdot 2 + 12.01 \cdot 3 + 16.00 \cdot 9) \text{ u} \cdot 100 = 12.35\%$$

$$\% \text{O} = (16.00 \cdot 9) \text{ u} / (55.85 \cdot 2 + 12.01 \cdot 3 + 16.00 \cdot 9) \text{ u} \cdot 100 = 49.36\%$$

g. Bromuro mercurico HgBr_2

$$\% \text{Hg} = 200.59 \text{ u} / (200.59 + 79.90 \cdot 2) \text{ u} \cdot 100 = 55.66\%$$

$$\% \text{Br} = (79.90 \cdot 2) \text{ u} / (200.59 + 79.90 \cdot 2) \text{ u} \cdot 100 = 44.34\%$$

h. Bicromato di potassio $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

$$\% \text{K} = (39.10 \cdot 2) \text{ u} / (39.10 \cdot 2 + 52.00 \cdot 2 + 16.00 \cdot 7) \text{ u} \cdot 100 = 26.58\%$$

$$\% \text{Cr} = (52.00 \cdot 2) \text{ u} / (39.10 \cdot 2 + 52.00 \cdot 2 + 16.00 \cdot 7) \text{ u} \cdot 100 = 35.35\%$$

$$\% \text{O} = (16.00 \cdot 7) \text{ u} / (39.10 \cdot 2 + 52.00 \cdot 2 + 16.00 \cdot 7) \text{ u} \cdot 100 = 38.07\%$$

i. Formaldeide HCHO

$$\% \text{H} = (1.01 \cdot 2) \text{ u} / (1.01 \cdot 2 + 12.01 + 16.00) \text{ u} \cdot 100 = 6.73\%$$

$$\% \text{C} = 12.01 \text{ u} / (1.01 \cdot 2 + 12.01 + 16.00) \text{ u} \cdot 100 = 39.99\%$$

$$\% \text{O} = 16.00 \text{ u} / (1.01 \cdot 2 + 12.01 + 16.00) \text{ u} \cdot 100 = 53.28\%$$

l. Ottano C_8H_{18}

$$\% \text{C} = (12.01 \cdot 8) \text{ u} / (12.01 \cdot 8 + 1.01 \cdot 18) \text{ u} \cdot 100 = 84.09\%$$

$$\% \text{H} = (1.01 \cdot 18) \text{ u} / (12.01 \cdot 8 + 1.01 \cdot 18) \text{ u} \cdot 100 = 15.91\%$$

m. Benzene C_6H_6

$$\% \text{C} = (12.01 \cdot 6) \text{ u} / (12.01 \cdot 6 + 1.01 \cdot 6) \text{ u} \cdot 100 = 92.24\%$$

$$\% \text{H} = (1.01 \cdot 6) \text{ u} / (12.01 \cdot 6 + 1.01 \cdot 6) \text{ u} \cdot 100 = 7.76\%$$

n. Metanolo CH₃OH

$$\begin{aligned}\% C &= 12.01 \text{ u} / (12.01 + 1.01 \cdot 4 + 16.00) \text{ u} \cdot 100 = 37.47\% \\ \% H &= (1.01 \cdot 4) \text{ u} / (12.01 + 1.01 \cdot 4 + 16.00) \text{ u} \cdot 100 = 12.61\% \\ \% O &= 16.00 \text{ u} / (12.01 + 1.01 \cdot 4 + 16.00) \text{ u} \cdot 100 = 49.92\%\end{aligned}$$

o. Colesterolo C₂₇H₄₄O

$$\begin{aligned}\% C &= (12.01 \cdot 27) \text{ u} / (12.01 \cdot 27 + 1.01 \cdot 44 + 16.00) \cdot 100 = 84.29\% \\ \% H &= (1.01 \cdot 44) \text{ u} / (12.01 \cdot 27 + 1.01 \cdot 44 + 16.00) \cdot 100 = 11.55\% \\ \% O &= 16.00 \text{ u} / (12.01 \cdot 27 + 1.01 \cdot 44 + 16.00) \cdot 100 = 4.16\%\end{aligned}$$

p. Acetone C₃H₆O

$$\begin{aligned}\% C &= (12.01 \cdot 3) \text{ u} / (12.01 \cdot 3 + 1.01 \cdot 6 + 16.00) \text{ u} \cdot 100 = 62.02\% \\ \% H &= (1.01 \cdot 6) \text{ u} / (12.01 \cdot 3 + 1.01 \cdot 6 + 16.00) \text{ u} \cdot 100 = 10.43\% \\ \% O &= 16.00 \text{ u} / (12.01 \cdot 3 + 1.01 \cdot 6 + 16.00) \text{ u} \cdot 100 = 27.54\%\end{aligned}$$

92. Determina la formula empirica dei seguenti composti, di cui conosciamo la composizione percentuale

a. C=50.70%; H=4.25%; O=45.05%

formula empirica: C_xH_yO_z

50.70g : 12.01 g/mol = 4.22 moli di atomi di carbonio presenti in 100 g di composto

4.25g : 1.01 g/mol = 4.21 moli di atomi di idrogeno presenti in 100 g di composto

45.05g : 16.00 g/mol = 2.82 moli di atomi di ossigeno presenti in 100 g di composto

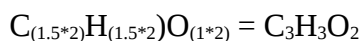
dividiamo i risultati ottenuti per il valore più piccolo:

$$4.22 : 2.82 = 1.50 = 1.5$$

$$4.21 : 2.82 = 1.49 = 1.5$$

$$2.82 : 2.82 = 1.00 = 1$$

Non è possibile arrotondare 1.5; lo moltiplichiamo quindi per 2 ottenendo 3. Affinchè siano mantenuti i rapporti di combinazione ottenuti, tutti gli altri indici devono essere moltiplicati per 2:



b. H=5.93%; O=94.07%

formula empirica: H_xO_y

5.93g : 1.01 g/mol = 5.87 moli di atomi di idrogeno presenti in 100 g di composto

94.07g : 16.00g/mol = 5.88 moli di atomi di ossigeno presenti in 100 g di composto

Il rapporto è 1:1, quindi la formula empirica è HO

c. Cr=68.50%; O=31.50%

formula empirica: Cr_xO_y

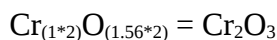
68.50g : 52.00 g/mol = 1.26 moli di atomi di cromo presenti in 100 g di composto

31.50g : 16.00 g/mol = 1.97 moli di atomi di ossigeno presenti in 100 g di composto

dividiamo per il più piccolo:

$$1.26 : 1.26 = 1.00 = 1$$

1.97 : 1.26 = 1.56 che non è possibile arrotondare; lo moltiplichiamo per 2 ottenendo 3.13 che è possibile arrotondare a 3. Affinchè siano mantenuti i rapporti di combinazione ottenuti, tutti gli altri indici devono essere moltiplicati per 2:



d. K=55.20%; P=14.60%; O=30.20% formula empirica: $\text{K}_x\text{P}_y\text{O}_z$

55.20g : 39.10 g/mol = 1.41 moli di atomi di potassio presenti in 100 g di composto

14.60g : 30.97 g/mol = 0.47 moli di atomi di fosforo presenti in 100 g di composto

30.20g : 16.00 g/mol = 1.89 moli di atomi di ossigeno presenti in 100 g di composto

dividiamo per il più piccolo

$$1.41 : 0.47 = 3$$

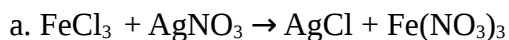
$$0.47 : 0.47 = 1$$

$$1.89 : 0.47 = 4.02 = 4$$

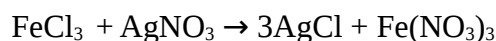
formula empirica: K_3PO

93. Aggiungi i coefficienti stechiometrici, dove occorre, per bilanciare le seguenti equazioni chimiche:

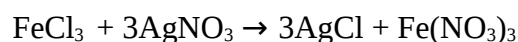
Per bilanciare un'equazione chimica bisogna inserire gli opportuni coefficienti stechiometrici davanti alle formule delle sostanze indicate, così da rendere uguale il numero degli atomi di ciascun elemento nei due membri dell'equazione.



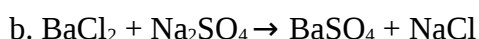
bilanciamo gli atomi di cloro, moltiplicando la molecola che lo contiene a destra per 3:



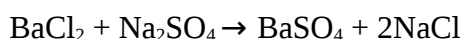
bilanciamo adesso gli atomi di argento inserendo a sinistra davanti alla formula che contiene questo elemento il coefficiente stechiometrico 3.



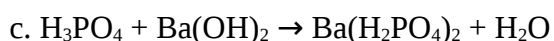
a questo punto controlliamo che anche lo ione nitrato sia bilanciato; l'equazione, così come è scritta ora, è stechiometricamente corretta.



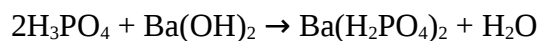
bilanciamo gli atomi di cloro, moltiplicando il composto che lo contiene a destra per 2:



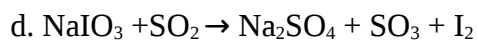
notiamo che anche il bario, il sodio e lo ione solfato sono bilanciati: l'equazione è già stechiometricamente corretta.



bilanciamo gli atomi di fosforo moltiplicando per 2 la molecola a sinistra che lo contiene:



l'idrogeno, il bario, l'ossigeno e il gruppo fosfato sono già bilanciati per cui l'equazione, così come è scritta ora, è stechiometricamente corretta.



bilanciamo gli atomi di sodio e di iodio moltiplicando per 2 il composto che li contiene a sinistra:



per bilanciare gli atomi di zolfo e di ossigeno mettiamo il coefficiente stechiometrico 5 davanti a SO_2 e 4 davanti a SO_3 ; l'equazione stechiometricamente corretta è:

