

**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  $\text{CaCl}_2$** 

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

$$9.01 \text{ mol} \cdot 2 = 18.02 \text{ mol di Cl atomico}$$

**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  $\text{C}_3\text{H}_8$  (propano) e  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  (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  $\text{KIO}_3$  o in 200 g di  $\text{PbO}_2$ ?**

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

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

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

$$M \text{ PbO}_2 = (207.20 + 16.00 \cdot 2) = 239.20 \text{ g}; 2 \cdot M \text{ O} = 2 \cdot 16.00 = 32.00 \text{ g}$$

Proporzione: in 239.20 g di ossido piombico ci sono 32.00 g di ossigeno, in 200 g ce ne saranno  $x$ :

$$239.20 : 32 = 200 : x \rightarrow x = 26.76 \text{ g di ossigeno}$$

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

**61. Quanto ferro possiamo ottenere da 10.00 kg di  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?**

$$M \text{ Fe}_2\text{O}_3 = (55.85 \cdot 2 + 16.00 \cdot 3) = 159.70 \text{ g}$$

Proporzione: da 159.70 g di triossido di ferro si ottengono 111.70 g di ferro, da 10.00 kg = 10 000 g

$$\text{se ne ottengono } x: 159.70 : 111.70 = 10\,000 : x \rightarrow x = 6\,994.36 \text{ g} = 6.994 \text{ kg}$$

**62. Qual è la percentuale di bromo presente in una miscela costituita da 40.0% di  $\text{CaBr}_2$  e da 60% di  $\text{NaBr}$ ?**

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

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

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

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

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

**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:  $K_xS_yO_z$ .

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**

$H_xP_yO_z$

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

$$31.60 \text{ g} : 30.97 \text{ g/mol} = 1.02 \text{ mol di atomi di fosforo}$$

$$65.32 \text{ g} : 16.00 \text{ g/mol} = 4.08 \text{ mol di atomi di ossigeno}$$

$$x = 3.05 : 1.02 = 2.99 = 3$$

$$y = 1.02 : 1.02 = 1.00 = 1$$

$$z = 4.08 : 1.02 = 4.00 = 4 \text{ formula empirica: } H_3PO_4 \text{ acido fosforico (tetraossosfosforico)}$$

**65. Un composto presenta all'analisi i seguenti risultati: Ca = 25.60%; Cr = 33.30%; O = 41.10%. Determina la sua formula empirica. Vedi n° 63**

$Ca_xCr_yO_z$

$$25.60 \text{ g} : 40.08 \text{ g/mol} = 0.64 \text{ mol di atomi di calcio}$$

$$33.30 \text{ g} : 52.00 \text{ g/mol} = 0.64 \text{ mol di atomi di cromo}$$

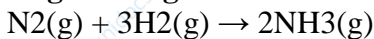
$$41.10 \text{ g} : 16.00 \text{ g/mol} = 2.57 \text{ mol di atomi di ossigeno}$$

$$x = 0.64 : 0.64 = 1.00 = 1$$

$$y = 0.64 : 0.64 = 1.00 = 1$$

$$z = 2.57 : 0.64 = 4.02 = 4 \text{ formula empirica: } CaCrO_4 \text{ tetraossocromato di calcio (cromato di calcio)}$$

**66. Data la seguente reazione  $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$ , quante moli di azoto reagiscono con 24 g di idrogeno?**

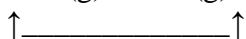
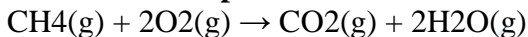


Dalla reazione si deduce che se 1 mole di azoto reagisce con 3 moli di idrogeno, x moli di azoto reagiranno con le moli di idrogeno che corrispondono a 24 g.

$$\text{Trasformiamo i g di idrogeno in moli: } 24 \text{ g} : (1.01 \cdot 2) \text{ g/mol} = 11.88 \text{ mol}$$

$$\text{Proporzione: } 1 : 3 = x : 11.88 \rightarrow x = 3.96 = 4 \text{ mol}$$

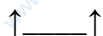
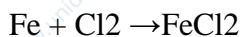
**67. Considera la reazione  $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$ . Quante moli di anidride carbonica sono prodotte dalla reazione completa di 300 g di  $CH_4$ ?**



I coefficienti stechiometrici presenti nell'equazione chimica ci dicono che da 1 mole di metano si produce 1 mole di anidride carbonica. Siccome il rapporto tra le moli di metano e le moli di anidride carbonica è 1:1, le moli di anidride carbonica che si produrranno dalla reazione completa di 300 g di metano saranno uguali alle moli che corrispondono ai suddetti grammi. Basta quindi convertirli in moli:

$$300 \text{ g} : (12.01 + 1.01 \cdot 4) \text{ g/mol} = 18.69 \text{ mol di } CO_2$$

**68. Considera la reazione  $Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_2$ . Quante moli di ferro reagiscono completamente con 150 g di cloro? Quanti grammi di  $FeCl_2$  si producono?**



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.

a. diossido di silicio  $\text{SiO}_2$ :  $M = (28.09 + 16.00 \cdot 2) = 60.09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

b. cloruro ferrico  $\text{FeCl}_3$ :  $M = (55.85 + 35.45 \cdot 3) = 162.20 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

c. solfato di sodio  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ :  $M = (22.99 \cdot 2 + 32.06 + 16.00 \cdot 4) = 142.04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

d. acido carbonico  $\text{H}_2\text{CO}_3$ :  $M = (1.01 \cdot 2 + 12.01 + 16.00 \cdot 3) = 63.02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

e. acido iodidrico  $\text{HI}$ :  $M = (1.01 + 126.90) = 127.91 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

f. pentossido di diazoto  $\text{N}_2\text{O}_5$ :  $M = (14.01 \cdot 2 + 16.00 \cdot 5) = 108.02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

g. perclorato di alluminio  $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$ :  $M = (26.98 + 35.45 \cdot 3 + 16.00 \cdot 12) = 325.33 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

h. nitrato di calcio  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ :  $M = (40.08 + 14.01 \cdot 2 + 16.00 \cdot 6) = 164.10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

i. idrogenofosfato ferroso  $\text{FeHPO}_4$ :  $M = (55.85 + 1.01 + 30.97 + 16 \cdot 4) = 151.83 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

l. acido ipocloroso  $\text{HClO}$ :  $M = (1.01 + 35.45 + 16.00) = 52.46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

### 70. Determina quante moli sono presenti in:

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

a. 756.0 g di Ne:  $756 \text{ g} / 20.18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 37.46 \text{ mol}$

b. 0.450 g di Sb:  $0.450 \text{ g} / 121.75 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0.0037 = 3.7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

c. 22 g di  $\text{P}_4$ :  $22 \text{ g} / (30.97 \cdot 4) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0.18 \text{ mol}$

d. 3.000 kg di acido borico  $\text{H}_3\text{BO}_3$ :  $3000 \text{ g} / (1.01 \cdot 3 + 10.81 + 16.00 \cdot 3) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 48.51 \text{ mol}$

e. 80.000 t di KF:  $80000000 \text{ g} / (39.10 + 19.00) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1376936.32 = 1.3769 \cdot 10^6 \text{ mol}$

f.  $3.0000 \cdot 10^6 \text{ g}$  di  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ :  $3 \cdot 10^6 \text{ g} / (40.08 + 16.00 \cdot 2 + 1.01 \cdot 2) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 40485.83 \text{ mol}$

g. 40.00 mg di  $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ :  $0.04 \text{ g} / (40.08 + 35.45 \cdot 2 + 16.00 \cdot 8) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0.00017 = 1.7 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

h. 22.0 g di perossido di sodio  $\text{Na}_2\text{O}_2$ :  $22 \text{ g} / (22.99 \cdot 2 + 16.00 \cdot 2) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0.28 \text{ mol}$

i.  $2.00 \cdot 10^{-3} \text{ g}$  di  $\text{KNO}_3$ :  $2 \cdot 10^{-3} \text{ g} / (39.10 + 14.01 + 16.00 \cdot 3) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0.0000198 = 1.98 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

### 71. Determina la massa di:

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

a. 2.86 mol di  $\text{HCl}$ :  $2.86 \text{ mol} \cdot (1.01 + 35.45) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 104.28 \text{ g}$

b. 2.56 mol di  $\text{NaI}$ :  $2.56 \text{ mol} \cdot (22.99 + 126.90) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 383.72 \text{ g}$

c. 20.8 mol di  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ :  $20.8 \text{ mol} \cdot (54.94 \cdot 2 + 16.00 \cdot 7) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 4615.10 \text{ g}$

d. 0.600 mol di  $\text{HClO}_4$ :  $0.600 \text{ mol} \cdot (1.01 + 35.45 + 16.00 \cdot 4) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 60.28 \text{ g}$

e.  $2.80 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$  di nitrato ferrico  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ :  $(2.80 \cdot 10^{-5} \text{ mol}) \cdot$

$$(55.85 + 14.01 \cdot 3 + 16.00 \cdot 9) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

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

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

$$41215200 = 4.12 \cdot 10^7 \text{ g}$$

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

### 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 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

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

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

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

c. 56 000 molecole di  $P_4$

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

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

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

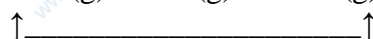
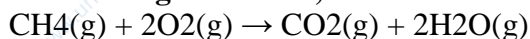
e.  $45 \cdot 10^{51}$  molecole di  $N_2O_3$

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

f. 25 887 molecole di tricloruro di arsenico

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

**73. Calcola quante moli di acqua possono essere ottenute dalla combustione completa di  $6.00 \cdot 10^3$  kg di metano, secondo la reazione:  $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$ .**

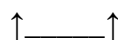


I coefficienti stechiometrici presenti nell'equazione chimica ci dicono che da 1 mole di metano si ottengono 2 moli di acqua. Siccome il rapporto tra le moli di metano e le moli di acqua è 1:2, le moli di acqua che si otterranno dalla combustione completa di  $6.00 \cdot 10^3$  kg = 6 000 000 g di metano 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:  $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$



Trasformiamo i grammi di alluminio in moli, dividendo per la massa molare ( $M = 26.98$  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:

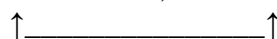
$$4 : 3 = 1.26 : x \quad x = 0.95 \text{ mol di ossigeno}$$

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

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

**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:  $3HCl + Al(OH)_3 \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$



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:

$$15 \text{ mol} \cdot (26.98 + 35.45 \cdot 3) \text{ g/mol} = 1999.85 \text{ g di } AlCl_3$$

**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:  $2Al + 3Br_2 \rightarrow 2AlBr_3$



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

$\text{AlBr}_3$  saranno necessarie  $x$  moli di  $\text{Br}_2$ :

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

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

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

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

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

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

$(8.23-5) = 3.23 \text{ mol di HCl}$  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  $\text{H}_2\text{O}$ .

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  $200 + 182.30 = 382 \text{ g}$ . Trasformiamo le 5 moli di  $\text{H}_2\text{O}$  in grammi:

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

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

**78. Calcola quante moli di diidrossido di piombo reagiscono con 0.33 mol di  $\text{HNO}_3$  per dare  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e acqua.**

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

↑ \_\_\_\_\_ ↑

I coefficienti stechiometrici ci dicono che il rapporto tra le moli di idrossido piomboso e quelle di acido nitrico è .. Avendo quindi 0.33 mol di acido nitrico, le moli di idrossido piomboso necessarie per dare nitrato piomboso e acqua dovranno essere:  $. * 0.33 = 0.165 \text{ mol di } \text{Pb}(\text{OH})_2$ .

**79. Un campione di un minerale è formato da carbonato di calcio  $\text{CaCO}_3$  e solfato di calcio  $\text{CaSO}_4$ . Il minerale viene trattato con acido cloridrico in eccesso. I due sali reagiscono liberando  $\text{CO}_2$  e  $\text{SO}_3$  entrambi allo stato gassoso e formando  $\text{CaCl}_2$  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  $\text{CO}_2$  e 3.20 g di  $\text{SO}_3$ , determina il peso in grammi del campione e la percentuale di  $\text{CaCO}_3$  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  $\text{CO}_2$  solo se nel campione è presente una quantità di  $\text{CaCO}_3$  pari a 1 mole. Trasformiamo le moli in grammi:

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

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

Se si liberano solo 5.0g di  $\text{CO}_2$  vuol dire che nel campione è presente una quantità di  $\text{CaCO}_3$  pari a  $x$

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

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

$1 \text{ mol} * (32.06+16.00*3) \text{ g/mol} = 80.06 \text{ g di triossido di zolfo}$

$1 \text{ mol} * (40.08+32.06+16.00*4) \text{ g/mol} = 136.14 \text{ g di tetraossosolfato di calcio}$

$80.06 : 136.14 = 3.20 : x \quad x = 5.44 \text{ g di } \text{CaSO}_4$

e quindi:

peso in grammi del campione =  $11.37 + 16.81 = 16.81$  g

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

**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)  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$

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

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

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

x:  $3.33 : 3.33 = 1.00 = 1$

y:  $6.64 : 3.33 = 1.99 = 2$

z:  $3.33 : 3.33 = 1.00 = 1$  formula empirica  $\text{CH}_2\text{O}$

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

P.M. effettivo / P.M. formula empirica = 6 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:  $2 \text{Na}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NaH}$ . Si fanno reagire 6.750 g di Na con 0.010 moli di  $\text{H}_2$ . 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  $\text{H}_2$  e quelle di Na e lo confrontiamo con quello dedotto dai coefficienti stechiometrici:

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

$(0.010 \text{ mol di } \text{H}_2 / 0.294 \text{ mol di Na}) = 0.03 < 0.5 \rightarrow$  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  $\text{H}_2$  sono  $0.010 * 2 = 0.020$  mol di Na

Trasformiamo le moli di idrogeno e di sodio in grammi:

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

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

quindi, per la legge di Lavoisier,  $0.02 + 0.46 = 0.48$  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:  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$

$63.12 \text{ g} : 12.01 \text{ g/mol} = 5.56$  mol di atomi di carbonio in 100 g di composto

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

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

x:  $5.26 : 1.75 = 3.01 = 3$

y:  $8.76 : 1.75 = 5.01 = 5$

z:  $1.75 : 1.75 = 1.00 = 1$  formula empirica  $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}$

P.M. $\text{C}_3\text{H}_5\text{O} = (12.01 * 3 + 1.01 * 5 + 16.00) = 57.08$  u

P.M. effettivo / P.M. formula empirica = 2

Formula molecolare = vera formula del composto =  $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_2$

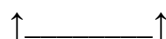
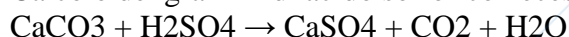
**83. Un cubo che ha lo spigolo di 2.60 cm e la densità di 2.70 g/mL è costituito da  $\text{CaCO}_3$  puro. Calcola quante moli di  $\text{CaCO}_3$  sono contenute nel cubo e quanti grammi di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  sono necessari per dissolvere il cubo con formazione di solfato di calcio, diossido di carbonio ed acqua.**

Calcolo delle moli di carbonato di calcio contenute nel cubo

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

$$n = 47.46 \text{ g} : (40.08 + 12.01 + 16.00 \cdot 3) = 0.47 \text{ mol di CaCO}_3$$

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.

Trasformiamo le moli in grammi:  $0.47 \text{ mol} \cdot (1.01 \cdot 2 + 32.06 + 16.00 \cdot 4) \text{ g/mol} = 46.10 \text{ g di H}_2\text{SO}_4$

**84. Un cubo che ha lo spigolo di 0.120 m e costituito per l'85% da silicato di piombo**

**PbSiO<sub>4</sub> (d=3.9 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:

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

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

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

La massa in grammi viene trasformata in moli

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

**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<sub>x</sub>O<sub>y</sub>

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

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

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<sub>2</sub>O<sub>2</sub> perossido di idrogeno (acqua ossigenata)

**86. Un parallelepipedo a base quadrata e alto 22 cm, e 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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:**

**Fe + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → FeSO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>. 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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> in moli:

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

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:

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

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

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<sub>2</sub>O → CO + H<sub>2</sub>. 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<sub>2</sub>O**

Il rapporto stechiometrico fra le moli di carbonio e quelle dell'acqua e 1 :1.

Calcoliamo la quantità di carbonio contenuta in 888.50 kg di carbon coke:

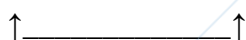
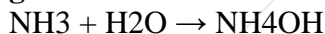
76% di 888.50 = 693.03 kg = 693 030 g di carbonio

Trasformiamo i grammi di carbonio in moli:

693 030 g : 12.01 g/mol = 57 704 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 e il reagente in eccesso.

**88. Quando si tratta ammoniac gassosa NH<sub>3</sub> con acqua, si ottiene una soluzione di idrossido di ammonio NH<sub>4</sub>OH, secondo la reazione: NH<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O → NH<sub>4</sub>OH. Quanti grammi di NH<sub>3</sub> sono necessari per avere 24 mL di NH<sub>4</sub>OH 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 ammoniac necessari per avere 21.84 g di idrossido di ammonio. Dall'equazione si deduce che per formare 1 mole di idrossido di ammonio e necessario 1 mole di ammoniac. Trasformiamo le moli di NH<sub>3</sub> e di NH<sub>4</sub>OH in grammi:

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

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

Con i dati a disposizione si può impostare la proporzione:

$$17.04 : 35.06 = x : 21.84 \rightarrow x = 10.61 \text{ g di NH}_3$$

**89. Determina la formula di un composto, sapendo che il suo peso molecolare è 113 u e che la sua composizione percentuale è: carbonio 31.86%, idrogeno 5.31%, cloro 62.83%.**

Vedi n° 63 prima parte e n° 80 seconda parte

Formula empirica: C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>Cl<sub>z</sub>

$$1. \text{ g} : 12.01 \text{ g/mol} = 2.65 \text{ mol di atomi di carbonio in 100 g di composto}$$

$$1. \text{ g} : 1.01 \text{ g/mol} = 5.26 \text{ mol di atomi di idrogeno in 100 g di composto}$$

$$1. \text{ g} : 35.45 \text{ g/mol} = 1.77 \text{ mol di atomi di cloro in 100 g di composto}$$

$$x: 2.65:1.77=1.50=1.5; y: 5.26:1.77=2.98=3; z: 1.77:1.77=1.00=1$$

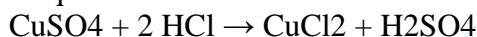
Non è possibile arrotondare 1.5; lo moltiplichiamo quindi per 2 ottenendo 3. Affinché siano mantenuti i rapporti di combinazione ottenuti, tutti gli altri indici devono essere moltiplicati per 2:



Per determinare la formula molecolare bisogna moltiplicare la formula empirica per il numero naturale che si ottiene dal rapporto tra il P.M. della formula molecolare e il P.M. della formula empirica. In questo caso il rapporto è uguale a 1, quindi la formula molecolare coincide con quella empirica.

**90. Da un campione di solfato rameico CuSO<sub>4</sub>, del peso di 450 g che viene trattato con acido cloridrico, si ottengono cloruro rameico CuCl<sub>2</sub> e acido solforico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Sapendo che si producono 250 g di cloruro rameico, calcola la percentuale di impurità presente nel campione.**

L'equazione della reazione bilanciata è la seguente:



Da essa si deduce che per ogni mole di CuSO<sub>4</sub> si produce 1 mole di CuCl<sub>2</sub>. Trasformiamo i grammi di CuCl<sub>2</sub> in moli: 250 g : (63.55+35.45\*2) g/mol = 1.86 mol di dicloruro di rame.

Le moli di CuCl<sub>2</sub> prodotte sono 1.86. Il solfato rameico deve essere presente con una quantità pari a 1.86 mol.

Trasformiamo le moli di CuSO<sub>4</sub> in grammi: 1.86 mol\*(63.55+32.06+16.00)g/mol=296.87 g. Il campione non contiene, quindi, solo CuSO<sub>4</sub>, ma una quantità di impurità pari a 450 – 296.87 = 153.13 g. In percentuale: 153.13 g / 450 g \*100 = 34.03%.

**91. Determina la composizione percentuale dei seguenti composti**

regola: %elemento = (P.A.elemento \* n. atomi) / P.M.composto \* 100

a. Ossido di magnesio MgO

$$\% \text{ Mg} = 24.31 \text{ u} / (24.31 + 16.00) \text{ u} * 100 = 60.31\%$$

$$\% \text{ O} = 16.00 \text{ u} / (24.31 + 16.00) \text{ u} * 100 = 39.69\%$$

b. Anidride clorica Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

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

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

c. Ossido Ferrico Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

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

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

d. Acido permanganico HMnO<sub>4</sub>

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

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

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

e. Acido solfidrico H<sub>2</sub>S

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

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

f. Carbonato ferrico Fe<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>

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

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

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

g. Bromuro mercurico HgBr<sub>2</sub>

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

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

h. Bicromato di potassio K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

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

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

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

i. Formaldeide HCHO

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

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

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

l. Ottano C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>

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

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

m. Benzene C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>

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

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

n. Metanolo CH<sub>3</sub>OH

$$\% \text{ C} = 12.01 \text{ u} / (12.01 + 1.01 * 4 + 16.00) \text{ u} * 100 = 37.47\%$$

$$\% \text{ H} = (1.01 * 4) \text{ u} / (12.01 + 1.01 * 4 + 16.00) \text{ u} * 100 = 12.61\%$$

$$\% \text{ O} = 16.00 \text{ u} / (12.01 + 1.01 * 4 + 16.00) \text{ u} * 100 = 49.92\%$$

o. Colesterolo C<sub>27</sub>H<sub>44</sub>O

$$\% \text{ C} = (12.01 * 27) \text{ u} / (12.01 * 27 + 1.01 * 44 + 16.00) \text{ u} * 100 = 84.29\%$$

$$\% \text{ H} = (1.01 * 44) \text{ u} / (12.01 * 27 + 1.01 * 44 + 16.00) \text{ u} * 100 = 11.55\%$$

$$\% \text{ O} = 16.00 \text{ u} / (12.01 * 27 + 1.01 * 44 + 16.00) \text{ u} * 100 = 4.16\%$$

p. Acetone C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O

$$\% \text{ C} = (12.01 * 3) \text{ u} / (12.01 * 3 + 1.01 * 6 + 16.00) \text{ u} * 100 = 62.02\%$$

$$\% \text{ H} = (1.01 * 6) \text{ u} / (12.01 * 3 + 1.01 * 6 + 16.00) \text{ u} * 100 = 10.43\%$$

$$\% \text{ O} = 16.00 \text{ u} / (12.01 * 3 + 1.01 * 6 + 16.00) \text{ u} * 100 = 27.54\%$$

**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<sub>x</sub>H<sub>y</sub>O<sub>z</sub>

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

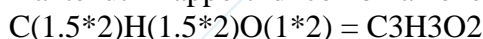
dividiamo i risultati ottenuti per il valore più piccolo:

$$4.22 : 2.82 = 1.50 = 1.5$$

$$4.21 : 2.82 = 1.49 = 1.5$$

$$2.82 : 2.82 = 1.00 = 1$$

Non è possibile arrotondare 1.5; lo moltiplichiamo quindi per 2 ottenendo 3. Affinché 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<sub>x</sub>O<sub>y</sub>

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<sub>x</sub>O<sub>y</sub>

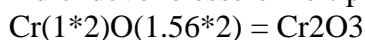
68.50g : 52.00 g/mol = 1.26 moli di atomi di cromo presenti in 100 g di composto

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. Affinché 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: K<sub>x</sub>P<sub>y</sub>O<sub>z</sub>

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

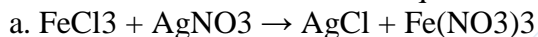
$$1.41 : 0.47 = 3$$

$$0.47 : 0.47 = 1$$

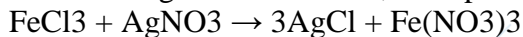
$$1.89 : 0.47 = 4.02 = 4 \text{ formula empirica: } K_3PO_4$$

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

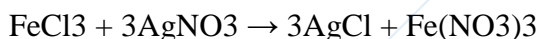
Per bilanciare un'equazione chimica bisogna inserire gli opportuni coefficienti stechiometrici davanti alle formule delle sostanze indicate, così da rendere uguale il numero degli atomi di ciascun elemento nei due membri dell'equazione.



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



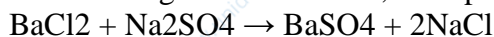
bilanciamo adesso gli atomi di argento inserendo a sinistra davanti alla formula che contiene questo elemento il coefficiente stechiometrico 3.



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

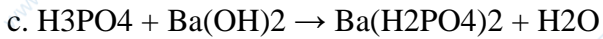


bilanciamo gli atomi di cloro, moltiplicando il composto che lo contiene a destra per 2:

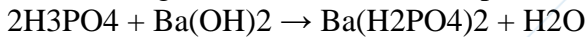


notiamo che anche il bario, il sodio e lo ione solfato sono bilanciati: l'equazione è già

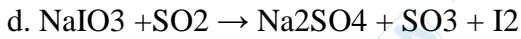
stechiometricamente corretta.



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  $\text{SO}_2$  e 4 davanti a  $\text{SO}_3$ ; l'equazione stechiometricamente corretta è:

