

**Esempio 1.1.** Calcolare la massa molare molecolare del bromuro di idrogeno (HBr), dati i seguenti valori delle masse molari atomiche:  $MM(\text{Br}) = 79.909 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $MM(\text{H}) = 1.00797 \text{ g mol}^{-1}$ .

Dalle masse molari atomiche si ricava quella molecolare di HBr.

$$MM(\text{HBr}) = MM(\text{H}) + MM(\text{Br}) = 1.00797 \text{ g mol}^{-1} + 79.909 \text{ g mol}^{-1} = 80.917 \text{ g mol}^{-1}.$$

**Esempio 1.2.** Calcolare la massa molare molecolare del perossido di sodio ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ), dati i seguenti valori delle masse molari atomiche:  $MM(\text{O}) = 15.9994 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $MM(\text{Na}) = 22.9898 \text{ g mol}^{-1}$ .

Analogamente all'esempio precedente, la massa molare molecolare di  $\text{Na}_2\text{O}_2$  sarà:

$$MM(\text{Na}_2\text{O}_2) = 2 \times MM(\text{Na}) + 2 \times MM(\text{O}) = 2 \times 22.9898 \text{ g mol}^{-1} + 2 \times 15.9994 \text{ g mol}^{-1} = 77.9784 \text{ g mol}^{-1}.$$

**Esempio 1.3.** Calcolare la massa molare molecolare del composto  $\text{Mn}(\text{HSO}_3)_2$  di (idrogenotriososolfato) (IV) di manganese (II), noto che

$MM(\text{Mn}) = 54.9380 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $MM(\text{H}) = 1.00797 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $MM(\text{S}) = 32.064 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $MM(\text{O}) = 15.9994 \text{ g mol}^{-1}$ .

Analogamente si avrà

$$MM(\text{Mn}(\text{HSO}_3)_2) = MM(\text{Mn}) + 2 \times MM(\text{H}) + 2 \times MM(\text{S}) + 6 \times MM(\text{O});$$

da cui, inserendo i valori indicati:

$$MM(\text{Mn}(\text{HSO}_3)_2) = 54.9380 \text{ g mol}^{-1} + 2 \times 1.00797 \text{ g mol}^{-1} + 2 \times 32.064 \text{ g mol}^{-1} + 6 \times 15.9994 \text{ g mol}^{-1} = 217.078 \text{ g mol}^{-1}.$$

**Esempio 1.4.** Calcolare le moli e il numero di atomi presenti in un campione gassoso di argon, avente massa 23.76 g.

Dalla massa molare dell'elemento si ricavano le moli e quindi il numero di atomi.

$$n(\text{Ar}) = \frac{m(\text{Ar})}{MM(\text{Ar})} = \frac{23.76 \text{ g}}{39.948 \text{ g mol}^{-1}} = 0.5948 \text{ mol}.$$

Il numero di atomi che costituiscono il campione si ricava dal valore della costante di Avogadro ( $N_A$ ).

$$N(\text{atomi}) = n(\text{Ar}) \times N_A = 0.5948 \text{ mol} \times 6.02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 3.582 \cdot 10^{23}.$$

**Esempio 1.5.** Calcolare le moli presenti in un campione di 345 g di acqua. Applicando direttamente la relazione tra moli e massa si risale al valore richiesto.

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{MM(\text{H}_2\text{O})} = \frac{345 \text{ g}}{18.016 \text{ g mol}^{-1}} = 19.1 \text{ mol}$$

**Esempio 1.6.** Calcolare le moli e il numero di atomi degli elementi presenti in 45.8 g di triossocarbonato di calcio.

Dalla massa molare della specie si ricavano le moli; da questo valore, in base alla formula molecolare, si ricavano le moli degli elementi e quindi i corrispondenti atomi.

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{\text{MM}(\text{CaCO}_3)} = \frac{45.8 \text{ g}}{100.087 \text{ g mol}^{-1}} = 0.4576 \text{ mol.}$$

Le moli degli atomi costituenti la molecola saranno quindi:

$$n(\text{Ca}) = 0.4576 \text{ mol}; n(\text{C}) = 0.4576 \text{ mol}; n(\text{O}) = 3 \times 0.4576 \text{ mol} = 1.373 \text{ mol.}$$

Il numero di atomi (N) corrispondenti è quindi:

$$N(\text{Ca}) = N(\text{C}) = 0.4576 \text{ mol} \times 6.02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 2.76 \cdot 10^{23};$$

$$N(\text{O}) = 1.373 \text{ mol} \times 6.02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 8.27 \cdot 10^{23}.$$

**Esempio 1.7.** Calcolare la massa di atomi di idrogeno contenuta in 134.7 g di acido triossosolfurico.

L'acido triossosolfurico,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , ha massa molare  $82.081 \text{ g mol}^{-1}$ . La massa considerata corrisponde a:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_3) = 134.7 \text{ g} / 82.081 \text{ g mol}^{-1} = 1.641 \text{ mol.}$$

Dalla formula molecolare si ha che:

$$n(\text{H}) = 2 \times n(\text{H}_2\text{SO}_3) = 3 \times 1.641 \text{ mol} = 3.282 \text{ mol,}$$

corrispondenti a:

$$m(\text{H}) = 3.282 \text{ mol} \times 1.008 \text{ g mol}^{-1} = 3.308 \text{ g.}$$

**Esempio 1.8.** Calcolare la massa molare dell'argon (gas monoatomico), sapendo che  $3.553 \cdot 10^{16}$  atomi hanno una massa di  $2.357 \mu\text{g}$ .

La massa di un singolo atomo è:

$$m(\text{atomo}) = \frac{2.357 \cdot 10^{-6}}{3.553 \cdot 10^{16}} = 6.634 \cdot 10^{-23} \text{ g.}$$

La massa di una mole di atomi sarà:

$$\text{MM}(\text{Ar}) = m(\text{atomo}) \times N_A = 6.634 \cdot 10^{-23} \text{ g} \times 6.02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 39.95 \text{ g mol}^{-1}$$

**Esempio 1.9.** Una miscela solida è costituita da 12.76 g di  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e 7.650 g di  $\text{MgCO}_3$ . Calcolare le moli e la percentuale in massa di carbonio e ossigeno contenuti nel campione.

Dalle moli dei carbonati si ricavano quelle di carbonio e ossigeno, quindi le loro moli.

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{\text{MM}(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = \frac{12.76 \text{ g}}{105.989 \text{ g mol}^{-1}} = 0.1204 \text{ mol};$$

$$n(\text{MgCO}_3) = \frac{m(\text{MgCO}_3)}{\text{MM}(\text{MgCO}_3)} = \frac{7.650 \text{ g}}{84.314 \text{ g mol}^{-1}} = 0.09073 \text{ mol.}$$

Le moli totali sono quindi:

$$n_{\text{tot}} = 0.1204 \text{ mol} + 0.09073 \text{ mol} = 0.2111 \text{ mol.}$$

Queste corrisponderanno alle moli di carbonio totali, per una massa di carbonio:

$$m(\text{C}) = 0.2111 \text{ mol} \times 12.011 \text{ g mol}^{-1} = 2.536 \text{ g.}$$

Le moli di ossigeno sono:

$$n(\text{O}) = 3 \times n_{\text{tot}} = 3 \times 0.2111 \text{ mol} = 0.6333 \text{ mol,}$$

per una massa di ossigeno:

$$m(\text{O}) = 0.6333 \text{ mol} \times 16.00 \text{ g mol}^{-1} = 10.133 \text{ g.}$$

Le percentuali in massa richieste si calcolano considerando la massa totale di campione solido;

$$\%(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{m_{\text{tot}}} = \frac{2.536 \text{ g} \times 100}{20.41 \text{ g}} = 12.42;$$

$$\%(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{m_{\text{tot}}} = \frac{10.133 \text{ g} \times 100}{20.41 \text{ g}} = 49.65;$$

**Esempio 1.10.** Calcolare la massa di triossido di ferro che contiene 77.25 g di ossigeno. Calcolare inoltre le moli di ferro presenti nel campione.

Dalla massa di ossigeno si ricavano le moli, da questo valore la massa di composto ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ).

$$n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{\text{MM}(\text{O})} = \frac{77.25 \text{ g}}{16.00 \text{ g mol}^{-1}} = 4.828 \text{ mol.}$$

Le moli di ossido saranno quindi:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{n(\text{O})}{3} = \frac{4.828 \text{ mol}}{3} = 1.609 \text{ mol.}$$

La massa di campione sarà quindi:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = n(\text{Fe}_2\text{O}_3) \times \text{MM}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1.609 \text{ mol} \times 159.69 \text{ g mol}^{-1} = 257.0 \text{ g.}$$

Le moli di ferro saranno:

$$n(\text{Fe}) = 2 \times n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 3.218 \text{ mol.}$$

**Esempio 1.11.** Una analisi di un campione incognito di un alogeno in forma molecolare di massa 5.078 g indica che questo è costituito da 0.0716 moli. Individuare l'elemento considerato, facendo riferimento ai valori delle masse molari atomiche, o pesi atomici, riportate sulle tavole periodiche.

Gli alogeni si presentano nella loro struttura più stabile in forma molecolare biatomica. Dai dati si ricava la massa molare dell'alogeno:

$$\text{MM} = \frac{m}{n} = \frac{5.078 \text{ g}}{0.0716 \text{ mol}} = 70.9 \text{ g mol}^{-1}.$$

Questa massa molare corrisponde a quella del cloro molecolare ( $\text{Cl}_2$ ), con massa molare atomica di 35.453 g mol<sup>-1</sup>.

**Esempio 1.12.** Dati sperimentali indicano che il cloro naturale è costituito da due isotopi con diverse masse e abbondanze percentuali:  $^{37}\text{Cl} = (6.1383 \cdot 10^{-23} \text{g}; 24.230\%)$  e  $^{35}\text{Cl} = (5.8067 \cdot 10^{-23} \text{g}; 75.770\%)$ . Calcolare la massa atomica del cloro ad abbondanza naturale e la corrispondente massa molare.

I due isotopi differiscono per il numero di neutroni che costituiscono il nucleo. Attraverso i valori delle percentuali si calcola la "medie pesata" della massa atomica:

$$m_{\text{atomica}} = \frac{\sum_i (m \times \%)}{100}$$

Si avrà quindi:

$$m(\text{atomica}) = \frac{6.1383 \cdot 10^{-23} \text{g} \times 24.230}{100} + \frac{5.8067 \cdot 10^{-23} \text{g} \times 75.770}{100} = 5.8870 \cdot 10^{-23} \text{g}.$$

La massa molare sarà:

$$m_{\text{atomica}} \times N_A = 5.8870 \cdot 10^{-23} \text{g} \times 6.02214 \cdot 10^{23} \text{mol}^{-1} = 35.453 \text{g mol}^{-1}.$$

**Esempio 1.13.** La massa molare del bromo ad abbondanza naturale è  $79.904 \text{g mol}^{-1}$ . Sapendo che esso è costituito dagli isotopi  $^{79}\text{Br}$  e  $^{81}\text{Br}$  aventi masse atomiche rispettivamente di  $1.3118 \cdot 10^{-22} \text{g}$  e  $1.3450 \cdot 10^{-22} \text{g}$ , calcolare le abbondanze isotopiche percentuali.

Dalla massa molare si ricava la massa media di un atomo di bromo:

$$m(\text{Br}) = \frac{79.904 \text{g mol}^{-1}}{6.02214 \cdot 10^{23}} = 1.3268 \cdot 10^{-22} \text{g}.$$

Ponendo  $x = \% \text{ di } ^{79}\text{Br}$  e  $y = \% \text{ di } ^{81}\text{Br}$  si avrà che:

$$x + y = 100 \quad (1)$$

Dalla definizione di massa atomica media (pesata) si avrà:

$$m_{\text{atomica}}(\text{Br}) = 1.3268 \cdot 10^{-22} \text{g} = \frac{1.3118 \cdot 10^{-22} \text{g} \times x}{100} + \frac{1.3450 \cdot 10^{-22} \text{g} \times y}{100} \quad (2)$$

Ponendo a sistema e risolvendo si avrà:

$$x = \% \text{ di } ^{79}\text{Br} = 50.42; \quad y = \% \text{ di } ^{81}\text{Br} = 49.58$$

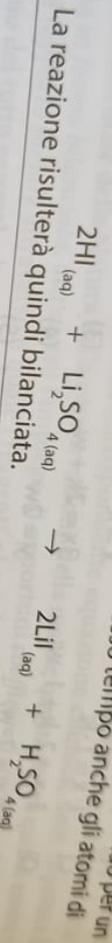
## ESERCIZI

**Esercizio 1.1.** Calcolare le percentuali in massa degli atomi presenti nel tricloruro di alluminio,  $\text{AlCl}_3$ .

**Esempio 2.3.** Bilanciare la seguente reazione acido-base in soluzione acquosa:

i) Il primo passo consiste nel bilanciamento del catione metallico ( $\text{Li}^+$ , legato allo ione tetraossolfato nei reagenti e come ioduro nei prodotti). Come si vede, esso è presente con due atomi nei reagenti ed uno solo nei prodotti, dove verrà quindi moltiplicato per un fattore 2:

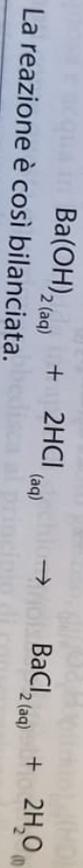
ii) A questo punto occorre bilanciare lo iodio, il non metallo, moltiplicando per un fattore 2 lo ioduro di idrogeno, bilanciando allo stesso tempo anche gli atomi di idrogeno:

**Esempio 2.4.**

Bilanciare la seguente reazione acido-base in soluzione acquosa:

i) Come si vede, il metallo è già bilanciato. Per prima cosa si bilancia quindi l'alogeno presente con due atomi nei prodotti e con uno nei reagenti, ponendo un fattore 2 davanti a  $\text{HCl}$ :

ii) Si bilancia ora l'idrogeno, presente con due atomi nei prodotti e quattro nei reagenti, ponendo un fattore due davanti all'acqua. Questo bilancerà anche gli atomi di ossigeno:

**Esempio 2.5.**

Bilanciare la seguente reazione acido-base in fase eterogenea:

i) Si bilancia prima il magnesio, ponendo un coefficiente 3 davanti al triossocarbonato di magnesio:



ii) Si bilancerà successivamente il fosforo, presente con due atomi nei prodotti e uno solo nei reagenti:

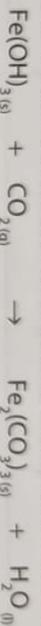


iii) Si bilanceranno infine gli atomi di idrogeno (sei atomi nei reagenti e due nei prodotti), che è presente in uno solo dei prodotti e gli atomi di carbonio (tre nei reagenti e uno nei prodotti):



La reazione è così bilanciata.

**Esempio 2.6.** Bilanciare la seguente reazione acido-base in fase eterogenea:



i) Si bilancia inizialmente il metallo:



ii) Si bilancia successivamente il carbonio, presente con tre atomi nei prodotti e uno nei reagenti:



iii) Si bilancia infine l'idrogeno (sei nei reagenti e due nei prodotti), ponendo un fattore 3 davanti alla molecola di acqua:



Si bilancia così anche l'ossigeno e quindi la reazione. Analogo risultato si sarebbe ottenuto considerando prima il bilanciamento dell'ossigeno (dodici atomi nei reagenti e dieci nei prodotti). Questo si riscontra sempre nelle reazioni in cui si produce acqua, i cui due elementi sono correlati.

**Esempio 2.7.** Bilanciare la seguente reazione acido-base in fase eterogenea:



i) Si bilancia inizialmente il fosforo (un atomo nei reagenti e tre nei prodotti):



ii) Si bilancia successivamente l'idrogeno (nove atomi nei reagenti e cinque nei prodotti) moltiplicando per un fattore tre l'acqua:



Questo bilancia anche l'ossigeno e quindi la reazione.

**Esempio 2.8.** Bilanciare la seguente reazione acido-base in fase eterogenea:



i) Il metallo (Mo) è bilanciato, si bilancia quindi prima il fosforo, presente con sei atomi nei prodotti e uno nei reagenti, mediante l'opportuno coefficiente:



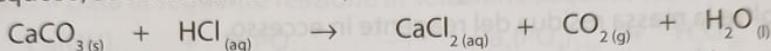
ii) Si bilancia quindi l'idrogeno (diciotto atomi nei reagenti e quattordici nei prodotti) moltiplicando per un fattore 3 l'acqua. Questo bilancerà anche l'ossigeno e quindi la reazione:



la reazione tra 1.00 mol di A con 2.50 mol di B, non porterà alla formazione di 2.00 mol di C, in quanto B (fattore limitante) è in difetto rispetto ad A. Le moli di A effettivamente reagite saranno infatti  $2.50/3 = 0.833$  mol, formando quindi solamente 1.67 mol di prodotto.

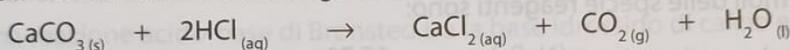
Alcune reazioni, per cause ad esempio dovute all'insorgenza di reazioni parallele, di decomposizione dei reagenti o dei prodotti nelle condizioni di reazione, o di difficoltà pratica nella separazione degli stessi, portano all'ottenimento di quantità inferiori di prodotto, rispetto a quanto teoricamente prevedibile. In questo caso si riporterà la conversione percentuale, o *resa*, rispetto alla quantità teorica aspettata. Esempi verranno di seguito illustrati per elucidare ed approfondire i punti precedentemente esposti.

**Esempio 2.18.** Calcolare la massa di diossido di carbonio che si forma teoricamente dalla reazione di 157 g di triossocarbonato di calcio con un eccesso di cloruro di idrogeno acquoso, secondo la reazione (da bilanciare):



Calcolare inoltre la massa teorica di cloruro di idrogeno necessaria per la completa conversione del triossocarbonato di calcio.

La reazione in forma bilanciata è la seguente:



Dai rapporti stechiometrici si ha che le moli di diossido di carbonio prodotte corrispondono a quelle di carbonato reagite. Si avrà quindi:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{\text{MM}(\text{CaCO}_3)} = \frac{157 \text{ g}}{100.09 \text{ g mol}^{-1}} = 1.568 \text{ mol};$$

queste corrisponderanno a:  $m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \times \text{MM}(\text{CO}_2) = 1.568 \text{ mol} \times 44.01 \text{ g mol}^{-1} = 69.0 \text{ g}$ .

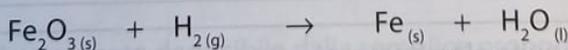
La massa di HCl si colcola in modo analogo, considerando però che le specie interessate sono in rapporto stechiometrico 1:2; si avrà quindi:

$$n(\text{HCl}) = 2 \times n(\text{CO}_2) = 3.172 \text{ mol};$$

da cui:

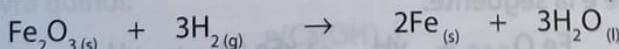
$$m(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) \times \text{MM}(\text{HCl}) = 3.172 \text{ mol} \times 36.458 \text{ g mol}^{-1} = 116 \text{ g}.$$

**Esempio 2.19.** Data la reazione di riduzione del triossido di ferro (III) con idrogeno (da bilanciare):



Calcolare la quantità minima di idrogeno necessario per la completa riduzione di 386 g ossido nel corrispondente metallo e la massa di acqua formatasi alla fine della reazione.

La reazione bilanciata è:



Le moli di ossido metallico sono:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{\text{MM}(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{386 \text{ g}}{159.69 \text{ g mol}^{-1}} = 2.417 \text{ mol}.$$

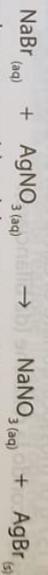
Dalla stechiometria della reazione si osserva che l'idrogeno è in rapporto stechiometrico 3:1 con l'ossido. Si avrà quindi:  $n(\text{H}_2) = 3 \times n(\text{Fe}_x\text{O}_y) = 3 \times 2,417 \text{ mol} = 7,251 \text{ mol}$ , da cui

$$m(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \times \text{MM}(\text{H}_2) = 7,31 \text{ g.}$$

Sempre dalla reazione si osserva che le moli di acqua formate corrispondono a quelle di idrogeno molecolare reagite ( $n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2)$ ). Si ha quindi:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2) \times \text{MM}(\text{H}_2\text{O}) = 7,251 \text{ mol} \times 18,016 \text{ g mol}^{-1} = 131 \text{ g.}$$

**Esempio 2.20.** In base alla seguente reazione calcolare la massa di bromuro di argento che si forma facendo reagire 31,56 g di bromuro di sodio con 45,8 g di triossoritrato di argento:



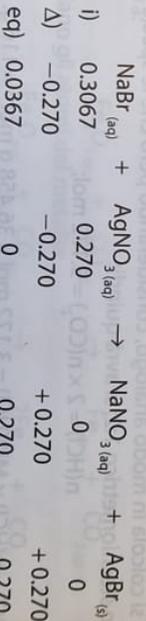
Calcolare inoltre la massa residua del reagente in eccesso.

Questa è una reazione di metatesi (scambio di ioni) con formazione di una specie solida, insolubile nell'ambiente acquoso di reazione. Dalle moli dei reagenti si evince per confronto diretto il reagente in difetto, che limita cioè la conversione della specie in eccesso. Le moli delle specie reagenti sono:

$$n(\text{NaBr}) = \frac{m(\text{NaBr})}{\text{MM}(\text{NaBr})} = \frac{15,78 \text{ g}}{102,894 \text{ g mol}^{-1}} = 0,3067 \text{ mol};$$

$$n(\text{AgNO}_3) = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{\text{MM}(\text{AgNO}_3)} = \frac{45,8 \text{ g}}{169,87 \text{ g mol}^{-1}} = 0,270 \text{ mol.}$$

Dai dati ottenuti si vede che il reagente limitante è il sale di argento; dallo schema di reazione si ha:



La massa di bromuro di argento sarà quindi:

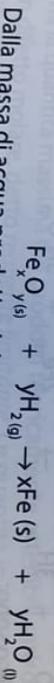
$$m(\text{AgBr}) = 0,270 \text{ mol} \times 187,77 \text{ g mol}^{-1} = 50,7 \text{ g};$$

la massa residua di NaBr sarà:

$$m(\text{NaBr}) = 0,0367 \text{ mol} \times 102,894 \text{ g mol}^{-1} = 3,78 \text{ g.}$$

**Esempio 2.21.** In seguito al trattamento con un eccesso di idrogeno gassoso di 25,4 g di un ossido di ferro di formula  $\text{Fe}_x\text{O}_y$  sono stati ottenuti 7,90 g di acqua. Calcolare la formula empirica dell'ossido.

La reazione generale è la seguente:



Dalla massa di acqua prodotta si ricavano le moli di ossigeno:

$$n(\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{7,90 \text{ g}}{18,016 \text{ g mol}^{-1}} = 0,438 \text{ mol}; \text{ la massa di ossigeno è:}$$

$$m(\text{O}) = 0.438 \text{ mol} \times 16.00 \text{ g mol}^{-1} = 7.016 \text{ g.}$$

La massa di ferro presente nel campione sarà quindi:  $m(\text{Fe}) = 25.4 \text{ g} - 7.016 \text{ g} = 18.38 \text{ g}$ ;

le corrispondenti moli di ferro sono:  $n(\text{Fe}) = \frac{18.38 \text{ g}}{55.845 \text{ g mol}^{-1}} = 0.329 \text{ mol}$ .

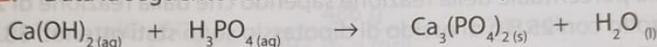
Da questi valori si ricava:

$\text{Fe}_{0.329}\text{O}_{0.438}$ ; dividendo per il numero più piccolo si ha:  $\text{Fe}_1\text{O}_{1.33}$ ; moltiplicando ambedue i coefficienti per 3, in modo da avere tutti i valori espressi da numeri interi si avrà infine:



Questa formula corrisponde al cosiddetto "ossido ferroso-ferrico" o *magnetite*, dalle sue caratteristiche magnetiche, un ossido misto  $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ .

**Esempio 2.22.** Data la seguente reazione in soluzione acquosa (da bilanciare):



Calcolare la massa di solido formatasi e la massa eventualmente rimasta del reagente in eccesso, ponendo a reagire 142.7 g di acido tetraossofosforico con 158.4 g di idrossido di calcio.

Questa è una reazione acido-base di Brønsted tra la base idrossido di calcio e l'acido tetraossofosforico, una specie trifunzionale, con formazione del corrispondente sale di (tetraossofosfato) di tricalcio e acqua. La reazione bilanciata è:



Le moli dei reagenti sono:

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{158.4 \text{ g}}{74.093 \text{ g mol}^{-1}} = 2.138 \text{ mol};$$

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{142.7 \text{ g}}{97.994 \text{ g mol}^{-1}} = 1.456 \text{ mol.}$$

Le moli di idrossido di calcio sono maggiori di quelle di acido, ma questo non induce a pensare che la prima sia la specie in eccesso. In base alla reazione infatti le moli di idrossido teoricamente necessarie per la completa conversione dell'acido nel suo sale dovrebbero essere:

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2)_{\text{teoriche}} = \frac{3}{2}n(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{3 \times 1.456}{2} = 2.184 \text{ mol, un valore maggiore di quello}$$

effettivamente presente. L'idrossido di calcio sarà quindi il reagente limitante (in difetto stechiometrico).

Una via alternativa, direttamente deducibile dalla semplice proporzione numerica, consiste nel dividere ciascun valore per il rispettivo coefficiente stechiometrico; il fattore (f) con valore maggiore indicherà il reagente in eccesso.

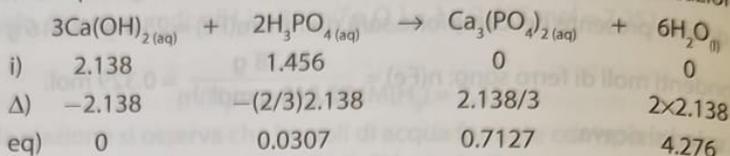
Nel nostro caso si avrà quindi:

$$f(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{n(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{3} = 0.713;$$

$$f(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{n(\text{H}_3\text{PO}_4)}{2} = 0.728.$$

Come si vede,  $f(\text{Ca}(\text{OH})_2) < f(\text{H}_3\text{PO}_4)$ ; l'idrossido sarà quindi il fattore limitante.

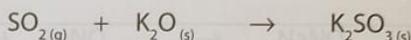
Le quantità delle specie coinvolte si calcoleranno secondo lo schema di reazione:



La massa di prodotto sarà:  $m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 0.7127 \text{ mol} \times 310.18 \text{ g mol}^{-1} = 221.1 \text{ g}$ .

La massa residua di acido sarà:  $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0.0307 \text{ mol} \times 97.994 \text{ g mol}^{-1} = 3.005 \text{ g}$ .

**Esempio 2.23.** Il diossido di zolfo reagisce con l'ossido di dipotassio per dare triossosolfato di dipotassio, secondo la reazione in fase eterogenea:



Calcolare la resa percentuale della reazione sapendo che dalla reazione di 23.7 g di diossido di zolfo con 25.8 g di ossido di dipotassio sono stati ottenuti 38.56 g di triossosolfato di dipotassio solido.

Dalla reazione si vede che le specie iniziali reagiscono secondo rapporti stechiometrici unitari. Dalle moli delle specie si ha indicazione del reagente limitante:

$$n(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{SO}_2)}{\text{MM}(\text{SO}_2)} = \frac{23.7 \text{ g}}{64.07 \text{ g mol}^{-1}} = 0.370 \text{ mol};$$

$$n(\text{K}_2\text{O}) = \frac{m(\text{K}_2\text{O})}{\text{MM}(\text{K}_2\text{O})} = \frac{25.8 \text{ g}}{94.20 \text{ g mol}^{-1}} = 0.274 \text{ mol}.$$

$\text{K}_2\text{O}$  è quindi il reagente limitante, che reagirà formando teoricamente un corrispondente quantitativo in moli di prodotto. Le moli di triossosolfato effettivamente formate sono invece:

$$n(\text{K}_2\text{SO}_3)_{\text{effettive}} = \frac{38.56 \text{ g}}{158.26 \text{ g mol}^{-1}} = 0.2436 \text{ mol}.$$

La resa percentuale della reazione sarà quindi:

$$r = \frac{n_{\text{effettive}}}{n_{\text{teoriche}}} \times 100 = \frac{0.2436 \text{ mol}}{0.274 \text{ mol}} \times 100 = 88.9 \%$$

Alternativamente si sarebbe potuto calcolare tale valore dalle masse teoriche e sperimentali:

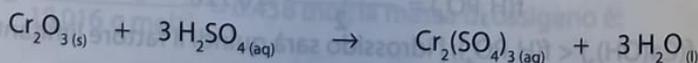
$$r = \frac{m_{\text{effettiva}}}{m_{\text{teorica}}} \times 100 = \frac{38.56 \text{ g}}{0.274 \text{ mol} \times 158.26 \text{ g mol}^{-1}} \times 100 = 88.9 \%$$

Questo perché, per una data sostanza, il rapporto tra le masse corrisponde al rapporto

tra le corrispondenti moli:

$$\frac{m_{\text{eff}}}{m_{\text{teor}}} = \frac{n_{\text{eff}} \times \text{MM}}{n_{\text{teor}} \times \text{MM}} = \frac{n_{\text{eff}}}{n_{\text{teor}}}$$

**Esempio 2.24.** Sia data la reazione in fase eterogenea tra 237.6 g di triossido di dicromo e 385.8 g di acido tetraossosolforico, per dare tri(tetraossosolfato) di dicromo e acqua:



Calcolare la resa percentuale della reazione sapendo che dalla reazione sono stati ottenuti 486 g di tri(tetraossosolfato) di dicromo.

Le moli iniziali sono:

$$n(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \frac{237.6 \text{ g}}{151.99 \text{ g mol}^{-1}} = 1.563 \text{ mol};$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{385 \text{ g}}{98.08 \text{ g mol}^{-1}} = 3.934 \text{ mol}.$$

L'acido è il reagente limitante, in quanto  $\frac{3.934}{3} = 1.311$ , valore minore di quello delle moli di ossido. Le moli di prodotto che potrebbero teoricamente formarsi sono:

$$n(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3)_{\text{teor}} = \frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{3} = \frac{3.934 \text{ mol}}{3} = 1.311 \text{ mol}, \text{ quelle effettivamente formatesi sono invece:}$$

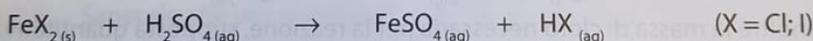
$$n(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3)_{\text{eff}} = \frac{486 \text{ g}}{392.16 \text{ g mol}^{-1}} = 1.24 \text{ mol}.$$

La resa percentuale della reazione sarà quindi:

$$r = \frac{1.24 \text{ mol}}{1.311 \text{ mol}} \times 100 = 94.5 \text{ \%}.$$

**Esempio 2.25.** Per trattamento di 2.000 g di una miscela solida di dicloruro di ferro (II) e diioduro di ferro (II) con acido tetraossosolforico si ottengono 1.686 g di tetraossosolfato di ferro (II) e i corrispondenti alogenuri di idrogeno. Determinare la composizione percentuale in massa della miscela di partenza.

Dallo schema di reazione si ha:



Le moli di solfato corrispondono alle moli totali degli alogenuri di ferro presenti nel campione:

$n(\text{FeSO}_4) = n(\text{FeCl}_2) + n(\text{FeI}_2)$ ; sapendo che  $m = n \times \text{MM}$  si ha:

$$\frac{m(\text{FeSO}_4)}{\text{MM}(\text{FeSO}_4)} = \frac{m(\text{FeCl}_2)}{\text{MM}(\text{FeCl}_2)} + \frac{m(\text{FeI}_2)}{\text{MM}(\text{FeI}_2)}$$

ponendo, ad esempio,  $x = m(\text{FeCl}_2)$ ;  $y = m(\text{FeI}_2)$  si ha:

$$x + y = 2.000 \quad (1)$$

$$\frac{1.686}{\text{MM}(\text{FeSO}_4)} = \frac{x}{\text{MM}(\text{FeCl}_2)} + \frac{y}{\text{MM}(\text{FeI}_2)} \quad (2)$$

ponendo a sistema le (1) e (2), risolvendo, si avrà:  $x = 1.698 \text{ g}$ ;  $y = 0.3110 \text{ g}$ , da cui

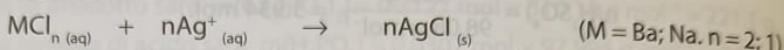
$$\%(\text{FeCl}_2) = \frac{1.698 \times 100}{2.000} = 84.40; \quad \%(\text{FeI}_2) = 100 - \%(\text{FeCl}_2) = 100 - 84.40 = 15.60$$

**Esempio 2.26.** Una miscela di dicloruro di bario e cloruro di sodio di massa 43.2 g ha dato, per trattamento con un eccesso di triossionitrato di argento, una massa di 73.14 g di cloruro di argento. Supponendo la reazione quantitativa calcolare la composizione percentuale degli alogenuri nella miscela incognita.

Dalla massa di cloruro di argento si ricavano le moli di ioni  $\text{Cl}^-$  presenti nella miscela incognita.

$$\text{Le moli di cloruro di argento sono: } n(\text{AgCl}) = \frac{73.14 \text{ g}}{143.32 \text{ g mol}^{-1}} = 0.5103 \text{ mol.}$$

La reazione di formazione di questa specie a partire dagli alogenuri iniziali si può schematizzare come:



Ponendo ad esempio  $x = m(\text{BaCl}_2)$  e  $y = m(\text{NaCl})$  si avrà:  $x + y = 43.2 \text{ g}$  (1)

Dalla stechiometria della reazione si vede che per ogni mole di cloruro di bario si formeranno il doppio delle moli di cloruro di argento. Si avrà quindi:

$$\frac{n(\text{BaCl}_2)}{2} + n(\text{NaCl}) = n(\text{AgCl}) \quad (2)$$

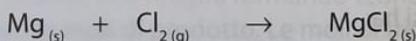
Ponendo a sistema la (2) con la (1), considerando che  $n = m/\text{MM}$ , si avrà risolvendo:

$$x = m(\text{BaCl}_2) = 15.6 \text{ g}; y = m(\text{NaCl}) = 27.6 \text{ g};$$

$$\text{da cui: } \%(\text{BaCl}_2) = 36.1; \%(\text{NaCl}) = 63.9.$$

## ESERCIZI

**Esercizio 2.1.** Calcolare la massa di magnesio metallico necessaria per preparare 127.5 g di cloruro di magnesio per reazione con cloro molecolare, secondo la reazione:



Calcolare inoltre la massa di cloro necessaria per la reazione, supposta quantitativa.

$$[\text{Risultato: } m(\text{Mg}) = 32.19 \text{ g}; m(\text{Cl}_2) = 94.94 \text{ g}]$$

**Esercizio 2.2.** Calcolare la massa di ioduro di potassio necessaria per formare quantitativamente ioduro di argento da una soluzione acquosa contenente disciolti 37.6 g di triossonitrato di argento e 156.3 g di tetraossoclorato di argento. Calcolare inoltre la massa di AgI solido formatasi

$$[\text{Risultato: } m(\text{KI}) = 162.2 \text{ g}; m(\text{AgI}) = 229.4 \text{ g}]$$

**Esercizio 2.3.** Una soluzione acquosa di tetraossosolfato di trilitio contiene disciolti 64.7 g di sale. Calcolare la massa di cloruro di idrogeno necessaria per la completa conversione di tale sostanza in cloruro di litio e tetraossosolfato di triidrogeno, secondo la reazione:



$$[\text{Risultato: } m(\text{HCl}) = 61.1 \text{ g}]$$

**Esercizio 2.4.** Calcolare la massa di acido tetraossosolforico (VI) necessaria per la completa conversione di 37.50 g di triossido di ferro a tri(tetraossosolfato) di ferro, secondo la reazione indicata:



$$[\text{Risultato: } m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 60.10 \text{ g}]$$