

## CAPITOLO 3 STECIOMETRIA

$$3.5 \quad (34.968 \text{ uma})(0.7553) + (36.956 \text{ uma})(0.2447) = \mathbf{35.45 \text{ uma}}$$

### 3.6

**Impostazione:** Ogni isotopo contribuisce alla massa atomica media in base alla sua abbondanza relativa. Moltiplicando la massa di un isotopo per la sua abbondanza isotopica si ha il contributo alla massa atomica media di quel particolare isotopo.

Semberebbero esserci due incognite in questo problema, l'abbondanza isotopica del  ${}^6\text{Li}$  e del  ${}^7\text{Li}$ .

Tuttavia, queste due quantità non sono indipendenti l'una dall'altra; esse sono correlate dal fatto che la loro somma è 1. Considera  $x$  l'abbondanza di  ${}^6\text{Li}$ . Dato che la somma delle due abbondanze deve dare 1, possiamo scrivere

$$\text{Abbondanza } {}^7\text{Li} = (1 - x)$$

**Soluzione:**

$$\text{Massa atomica media di Li} = 6.941 \text{ uma} = x(6.0151 \text{ uma}) + (1 - x)(7.0160 \text{ uma})$$

$$6.941 = -1.0009x + 7.0160$$

$$1.0009x = 0.075$$

$$x = \mathbf{0.075}$$

$x = 0.075$  corrisponde alla abbondanza naturale di **7.5 percento per  ${}^6\text{Li}$** . L'abbondanza naturale di  ${}^7\text{Li}$  è  $(1 - x) = 0.925$  o **92.5 percento**.

### 3.7

Il fattore di conversione richiesto è  $\left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ uma}}{1 \text{ g}}\right)$

$$? \text{ g} = 13.2 \text{ uma} \times \frac{1 \text{ g}}{6.022 \times 10^{23} \text{ uma}} = \mathbf{2.19 \times 10^{-23} \text{ g}}$$

**3.11** In un anno:

$$(6.5 \times 10^9 \text{ persone}) \times \frac{365 \text{ days}}{1 \text{ yr}} \times \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ day}} \times \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \times \frac{2 \text{ particles}}{1 \text{ person}} = 4.1 \times 10^{17} \text{ particelle/anno}$$

$$\text{Tempo totale} = \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ particles}}{4.1 \times 10^{17} \text{ particles/yr}} = \mathbf{1.5 \times 10^6 \text{ anno}}$$

**3.12** Lo spessore del libro in miglia dovrebbe essere:

$$\frac{0.0036 \text{ in}}{1 \text{ page}} \times \frac{1 \text{ ft}}{12 \text{ in}} \times \frac{1 \text{ mi}}{5280 \text{ ft}} \times (6.022 \times 10^{23} \text{ pages}) = 3.4 \times 10^{16} \text{ mi}$$

La distanza, in miglia, che la luce compie in un anno è:

$$1.00 \text{ yr} \times \frac{365 \text{ day}}{1 \text{ yr}} \times \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ day}} \times \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \times \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m}}{1 \text{ s}} \times \frac{1 \text{ mi}}{1609 \text{ m}} = 5.88 \times 10^{12} \text{ mi}$$

Lo spessore del libro in anni-luce è:

$$(3.4 \times 10^{16} \text{ mi}) \times \frac{1 \text{ light-yr}}{5.88 \times 10^{12} \text{ mi}} = \mathbf{5.8 \times 10^3 \text{ light-yr}}$$

Serviranno  $5.8 \times 10^3$  anni alla luce per percorrere il libro dalla prima all'ultima pagina!

$$3.13 \quad 5.10 \text{ mol S} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ S atoms}}{1 \text{ mol S}} = \mathbf{3.07 \times 10^{24} \text{ S atoms}}$$

### 3.14

$$(6.00 \times 10^9 \text{ Co atoms}) \times \frac{1 \text{ mol Co}}{6.022 \times 10^{23} \text{ Co atoms}} = 9.96 \times 10^{-15} \text{ mol Co}$$

### 3.15

$$77.4 \text{ g of Ca} \times \frac{1 \text{ mol Ca}}{40.08 \text{ g Ca}} = 1.93 \text{ mol Ca}$$

### 3.16

**Impostazione:** Sono date le moli di oro e ne è richiesta la massa in grammi. Quale fattore di conversione dobbiamo utilizzare per trasformare le moli in grammi? Trova il fattore di conversione appropriato.

**Soluzione:** Il fattore di conversione necessario per trasformare le moli in grammi è la massa molare. Nella tavola periodica (vedi il retro della copertina del testo), si vede che la massa molare di Au è 197.0 g. Questo può essere espresso come: **1 mol Au = 197.0 g Au**  
Da questa uguaglianza possiamo ricavare due fattori di conversione.

$$\frac{1 \text{ mol Au}}{197.0 \text{ g Au}} \text{ e } \frac{197.0 \text{ g Au}}{1 \text{ mol Au}}$$

Il fattore di conversione a destra è quello corretto. Le moli si semplificano, lasciando l'unità di misura grammi. Scriviamo:

$$? \text{ g Au} = 15.3 \text{ mol Au} \times \frac{197.0 \text{ g Au}}{1 \text{ mol Au}} = 3.01 \times 10^3 \text{ g Au}$$

**Controllo:** È ragionevole una massa di 3010 g per 15.3 moli di Au? Qual è la massa di 1 mole di Au?

### 3.17

$$(a) \quad \frac{200.6 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol Hg}} \times \frac{1 \text{ mol Hg}}{6.022 \times 10^{23} \text{ Hg atomi}} = 3.331 \times 10^{-22} \text{ g/Hg atom}$$

$$(b) \quad \frac{20.18 \text{ g Ne}}{1 \text{ mol Ne}} \times \frac{1 \text{ mol Ne}}{6.022 \times 10^{23} \text{ Ne atomi}} = 3.351 \times 10^{-23} \text{ g/Ne atom}$$

### 3.18

**(a) Impostazione:** Possiamo cercare la massa molare dell'arsenico (As) sulla tavola periodica (74.92 g/mol). Possiamo determinare la massa di un singolo atomo di arsenico (in g/atomo). Quale fattore di conversione è necessario per la conversione tra moli e atomi? Trova il fattore di conversione appropriato in modo che le moli al denominatore si semplifichino e rimanga l'unità atomo al denominatore.

**Soluzione:** Il fattore di conversione richiesto è il Numero di Avogadro. Abbiamo: 1 mole =  $6.022 \times 10^{23}$  particelle (atomi) Da questa uguaglianza, possiamo scrivere due fattori di conversione.

$$\frac{1 \text{ mol Au}}{197.0 \text{ g Au}} \text{ e } \frac{197.0 \text{ g Au}}{1 \text{ mol Au}}$$

Il fattore di conversione a sinistra è quello corretto. Le moli si semplificano, lasciando l'unità atomi al denominatore. Scriviamo:

$$? \text{ g/As atom} = \frac{74.92 \text{ g As}}{1 \text{ mol As}} \times \frac{1 \text{ mol As}}{6.022 \times 10^{23} \text{ As atomi}} = 1.244 \times 10^{-22} \text{ g/As atom}$$

(b) Seguiamo lo stesso metodo descritto nella parte (a).

$$? \text{ g/Ni atom} = \frac{58.69 \text{ g Ni}}{1 \text{ mol Ni}} \times \frac{1 \text{ mol Ni}}{6.022 \times 10^{23} \text{ Ni atomi}} = 9.746 \times 10^{-23} \text{ g/Ni atom}$$

**Controllo:** È corretto che la massa di un singolo atomo di As o Ni sia un numero così piccolo?

### 3.19

$$1.00 \times 10^{12} \text{ Pb atomi} \times \frac{1 \text{ mol Pb}}{6.022 \times 10^{23} \text{ Pb atomi}} \times \frac{207.2 \text{ g Pb}}{1 \text{ mol Pb}} = 3.44 \times 10^{-10} \text{ g Pb}$$

### 3.20

**Impostazione:** La domanda chiede il numero di atomi di Cu. Non possiamo trasformare direttamente i grammi (massa) di rame in atomi.

Qual è l'operazione necessaria per trasformare i grammi di Cu nel numero di atomi corrispondente? Cosa rappresenta il numero di Avogadro?

**Soluzione:** Per calcolare il numero di atomi di Cu, dobbiamo prima trasformare i grammi di Cu in moli di Cu. Utilizziamo la massa molare del rame come fattore di conversione. Una volta ottenute le moli di Cu, possiamo utilizzare il numero di Avogadro per trasformare le moli di rame in atomi di rame.

1 mol Cu = 63.55 g Cu. Il fattore di conversione necessario è:  $\frac{1 \text{ mol Cu}}{63.55 \text{ g Cu}}$

Il numero di Avogadro è indispensabile per la seconda conversione. Abbiamo 1 mol =  $6.022 \times 10^{23}$  particelle (atomi). Da questa uguaglianza, possiamo scrivere due fattori di conversione.

$$\frac{1 \text{ mol Cu}}{6.022 \times 10^{23} \text{ Cu atomi}} \quad \text{e} \quad \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ Cu atomi}}{1 \text{ mol Cu}}$$

Il fattore di conversione a destra è quello necessario perché ha il numero di atomi di Cu al numeratore. Esegui le due conversioni in un singolo passaggio.

grammi di Cu → moli di Cu → numero di atomi di Cu

$$? \text{ atomi di Cu} = 3.14 \text{ g Cu} \times \frac{1 \text{ mol Cu}}{63.55 \text{ g Cu}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ Cu atomi}}{1 \text{ mol Cu}} = \text{atomi di Cu}$$

**Controllo:** 3.14 g di Cu possono contenere un numero di atomi inferiore al numero di Avogadro? Che massa dovrebbe corrispondere ad un numero di Avogadro di atomi di Cu?

### 3.21

Per l'idrogeno:

$$1.10 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ H atomi}}{1 \text{ mol H}} = 6.57 \times 10^{23} \text{ atomi di H}$$

Per il cromo:

$$14.7 \text{ g Cr} \times \frac{1 \text{ mol Cr}}{52.00 \text{ g Cr}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ Cr atomi}}{1 \text{ mol Cr}} = 1.70 \times 10^{23} \text{ atomi di Cr}$$

Ci sono più atomi di idrogeno che di cromo.

### 3.22

$$2 \text{ Pb atomi} \times \frac{1 \text{ mol Pb}}{6.022 \times 10^{23} \text{ Pb atomi}} \times \frac{207.2 \text{ g Pb}}{1 \text{ mol Pb}} = 6.881 \times 10^{-22} \text{ g Pb}$$

$$(5.1 \times 10^{-23} \text{ mol He}) \times \frac{4.003 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}} = 2.0 \times 10^{-22} \text{ g He}$$

2 atomi di piombo hanno una massa maggiore di  $5.1 \times 10^{-23}$  moli di elio.

**3.23** Utilizzando le masse atomiche appropriate,

(a)  $\text{CH}_4$   $12.01 \text{ uma} + 4(1.008 \text{ uma}) = \mathbf{16.04 \text{ uma}}$

(b)  $\text{NO}_2$   $14.01 \text{ uma} + 2(16.00 \text{ uma}) = \mathbf{46.01 \text{ uma}}$

(c)  $\text{SO}_3$   $32.07 \text{ uma} + 3(16.00 \text{ uma}) = \mathbf{80.07 \text{ uma}}$

(d)  $\text{C}_6\text{H}_6$   $6(12.01 \text{ uma}) + 6(1.008 \text{ uma}) = \mathbf{78.11 \text{ uma}}$

(e)  $\text{NaI}$   $22.99 \text{ uma} + 126.9 \text{ uma} = \mathbf{149.9 \text{ uma}}$

(f)  $\text{K}_2\text{SO}_4$   $2(39.10 \text{ uma}) + 32.07 \text{ uma} + 4(16.00 \text{ uma}) = \mathbf{174.27 \text{ uma}}$

(g)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$   $3(40.08 \text{ uma}) + 2(30.97 \text{ uma}) + 8(16.00 \text{ uma}) = \mathbf{310.18 \text{ uma}}$

### 3.24

**Impostazione:** Come possono combinarsi le masse molari di diversi elementi per dare la massa molare di un composto?

**Soluzione:** Per calcolare la massa molare di un composto, è necessario sommare tutte le masse molari degli elementi nella molecola. Per ogni elemento, moltiplichiamo la massa molare corrispondente per il numero di moli di quell'elemento in una mole del composto. Troveremo la massa molare degli elementi sulla tavola periodica (sul retro della copertina del libro).

(a) **massa molare  $\text{Li}_2\text{CO}_3$**   $= 2(6.941 \text{ g}) + 12.01 \text{ g} + 3(16.00 \text{ g}) = \mathbf{73.89 \text{ g}}$

(b) **massa molare  $\text{CS}_2$**   $= 12.01 \text{ g} + 2(32.07 \text{ g}) = \mathbf{76.15 \text{ g}}$

(c) **massa molare  $\text{CHCl}_3$**   $= 12.01 \text{ g} + 1.008 \text{ g} + 3(35.45 \text{ g}) = \mathbf{119.37 \text{ g}}$

(d) **massa molare  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$**   $= 6(12.01 \text{ g}) + 8(1.008 \text{ g}) + 6(16.00 \text{ g}) = \mathbf{176.12 \text{ g}}$

(e) **massa molare  $\text{KNO}_3$**   $= 39.10 \text{ g} + 14.01 \text{ g} + 3(16.00 \text{ g}) = \mathbf{101.11 \text{ g}}$

(f) **massa molare  $\text{Mg}_3\text{N}_2$**   $= 3(24.31 \text{ g}) + 2(14.01 \text{ g}) = \mathbf{100.95 \text{ g}}$

**3.25** Per trovare la massa molare (g/mol), dobbiamo semplicemente dividere la massa (in g) per il numero di moli.

$$\frac{152 \text{ g}}{0.372 \text{ mol}} = \mathbf{409 \text{ g/mol}}$$

### 3.26

**Impostazione:** Data la massa di etano in grammi dobbiamo trovare il numero di molecole di etano. Non possiamo trasformare direttamente i grammi di etano in molecole. Quale grandezza è necessaria ottenere prima, in modo da calcolare poi il numero di molecole? Come possiamo usare il numero di Avogadro?

**Soluzione:** Per calcolare il numero di molecole di etano, dobbiamo prima trasformare i grammi di etano in moli di etano. Utilizziamo la massa molare di etano come fattore di conversione. Una volta ottenute le moli di etano, possiamo utilizzare il Numero di Avogadro per trasformare le moli in molecole di etano.  
massa molare di  $\text{C}_2\text{H}_6 = 2(12.01 \text{ g}) + 6(1.008 \text{ g}) = 30.07 \text{ g}$ .

Il fattore di conversione richiesto è  $\frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6}{30.07 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6}$

Il numero di Avogadro è indispensabile per la seconda trasformazione. Abbiamo  $1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23}$  particelle (molecole). Da questa uguaglianza, possiamo scrivere il fattore di conversione:

$$\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ molecole di etano}}{1 \text{ mol etano}}$$

Scriviamo un singolo passaggio, per le due operazioni viste: **grammi di etano** → **moli di etano** → **numero di molecole di etano**

$$\frac{? \text{ molecole di } \text{C}_2\text{H}_6}{10^{21} \text{ molecole di } \text{C}_2\text{H}_6} = 0.334 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6}{30.07 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ } \text{C}_2\text{H}_6 \text{ molecole}}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6} \quad \mathbf{6.69 \times 10^{21}}$$

**Controllo:** 0.334 g di etano contengono un numero di molecole inferiore al numero di Avogadro? Quale

massa di etano dovrebbe contenere un numero di Avogadro di molecole?

### 3.27

$$1.50 \text{ g glucosio} \times \frac{1 \text{ mol glucosio}}{180.2 \text{ g glucosio}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ molecole di glucosio}}{1 \text{ mol glucosio}} \times \frac{6 \text{ C atomi}}{1 \text{ molecola di glucosio}} = 3.01 \times 10^{22} \text{ atomi di C}$$

Il rapporto tra gli atomi di O e gli atomi di C nel glucosio è 1:1. Quindi, ci sono lo stesso numero di atomi di O e C, per cui il numero di atomi di O =  $3.01 \times 10^{22}$  atomi O.

Il rapporto tra gli atomi di H e gli atomi di C nel glucosio è 2:1. Quindi, ci sono il doppio di atomi di H rispetto a quelli di C, per cui il numero di atomi di H =  $2(3.01 \times 10^{22} \text{ atomi}) = 6.02 \times 10^{22}$  atomi H.

### 3.28

**Impostazione:** Dobbiamo trovare il numero di atomi di N, C, O, e H in  $1.68 \times 10^4$  g di urea. Non possiamo trasformare direttamente i grammi di urea in atomi. Quale grandezza è necessario ottenere prima, in modo da calcolare poi il numero di atomi? Come possiamo usare il numero di Avogadro? Quanti atomi di N, C, O, o H ci sono in 1 molecola di urea?

**Soluzione:** Iniziamo a calcolare il numero di atomi di N in  $1.68 \times 10^4$  g di urea. Prima, dobbiamo trasformare i grammi di urea in numero di molecole di urea. Questo calcolo è simile al Problema 3.26. La formula molecolare dell'urea mostra che ci sono due atomi di N in una molecola, ciò ci consente di calcolare gli atomi di N. Dobbiamo eseguire tre trasformazioni: grammi di urea → moli di urea → molecole di urea → atomi di N

I fattori di conversione richiesti per ogni passaggio sono: 1) la massa molare dell'urea, 2) Il numero di Avogadro, e 3) il numero di atomi di N in 1 molecola di urea. Possiamo eseguire le tre trasformazioni in un unico passaggio:

$$\begin{aligned} ? \text{ atomi di N} &= (1.68 \times 10^4 \text{ g urea}) \times \frac{1 \text{ mol urea}}{60.06 \text{ g urea}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ molecole di urea}}{1 \text{ mol urea}} \times \frac{2 \text{ N atomi}}{1 \text{ molecola di urea}} \\ &= 3.37 \times 10^{26} \text{ atomi di N} \end{aligned}$$

Questo metodo utilizza il rapporto che esiste fra le molecole (urea) e gli atomi (azoto). Possiamo anche risolvere il problema ricavando il rapporto tra le moli di urea rispetto a quelle di azoto utilizzando le seguenti trasformazioni:  
grammi di urea → moli di urea → moli di N → atomi di N Prova tu.

**Controllo:** La risposta sembra ragionevole? Abbiamo  $1.68 \times 10^4$  g urea. Quanti atomi di N dovrebbero contenere 60.06 g di urea?

Possiamo calcolare il numero di atomi degli elementi rimanenti allo stesso modo, oppure possiamo utilizzare il rapporto tra gli atomi nella formula molecolare. Gli atomi di carbonio e di azoto, nella molecola di urea, hanno un rapporto 1:2, gli atomi di ossigeno e azoto hanno un rapporto 1:2, gli atomi di idrogeno e azoto hanno un rapporto 4:2.

$$? \text{ atomi di C} = (3.37 \times 10^{26} \text{ N atomi}) \times \frac{1 \text{ C atom}}{2 \text{ N atomi}} = 1.69 \times 10^{26} \text{ atomi di C}$$

$$? \text{ atomi di O} = (3.37 \times 10^{26} \text{ N atomi}) \times \frac{1 \text{ O atom}}{2 \text{ N atomi}} = 1.69 \times 10^{26} \text{ atomi di O}$$

$$? \text{ atomi di H} = (3.37 \times 10^{26} \text{ N atomi}) \times \frac{4 \text{ H atomi}}{2 \text{ N atomi}} = 6.74 \times 10^{26} \text{ atomi di H}$$

**3.29** La massa molare di  $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$  è 282.5 g. =  $6.74 \times 10^{26}$  atomi di H

$$1.0 \times 10^{-12} \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{282.5 \text{ g}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ molecole}}{1 \text{ mol}} = 2.1 \times 10^9 \text{ molecole}$$

Nota che anche se  $1.0 \times 10^{-12}$  g è una massa molto piccola, essa comprende più di un miliardo di molecole di ferormoni.

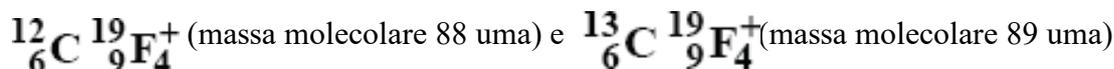
**3.30** Massa di acqua =

$$2.56 \text{ mL} \times \frac{1.00 \text{ g}}{1.00 \text{ mL}} = 2.56 \text{ g}$$

Massa molare di H<sub>2</sub>O = (16.00 g) + 2(1.008 g) = 18.02 g/mol

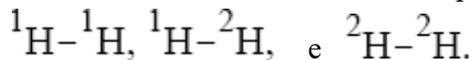
$$\frac{? \text{ molecole di H}_2\text{O}}{10^{22} \text{ molecole}} = 2.56 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ molecole H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 8.56 \times 10^{22}$$

**3.33** Dato che, in pratica, ci sono solo due isotopi del carbonio, ci sono solo due possibilità per CF<sub>4</sub>



Ci dovrebbero essere due picchi nello spettro di massa.

**3.34** Dato che ci sono solo due isotopi dell'idrogeno, essi possono essere accoppiati in tre modi:



Ci saranno tre possibilità per ogni isotopo dello zolfo. Possiamo costruire una tabella riassumendo tutte le possibilità (masse in uma)

	<sup>32</sup> S	<sup>33</sup> S	<sup>34</sup> S	<sup>36</sup> S
<sup>1</sup> H <sub>2</sub>	34	35	36	38
<sup>1</sup> H <sup>2</sup> H	35	36	37	39
<sup>2</sup> H <sub>2</sub>	36	37	38	40

Ci saranno **sette picchi per i** seguenti numeri di massa: 34, 35, 36, 37, 38, 39, e 40.

Spettrometri di massa molto accurati (e costosi!) possono rilevare la differenza di massa tra due <sup>1</sup>H e un <sup>2</sup>H. Quanti picchi verranno rilevati in uno spettrometro di massa ad “alta risoluzione”?

**3.38** Massa molare di SnO<sub>2</sub> = (118.7 g) + 2(16.00 g) = 150.7 g

$$\% \text{Sn} = \frac{118.7 \text{ g/mol}}{150.7 \text{ g/mol}} \times 100\% = 78.77\%$$

$$\% \text{O} = \frac{(2)(16.00 \text{ g/mol})}{150.7 \text{ g/mol}} \times 100\% = 21.23\%$$

**3.39**

**Impostazione:** ricorda la procedura per calcolare la percentuale. Assumi di avere 1 mole di CHCl<sub>3</sub>. La percentuale in massa di ogni elemento (C, H, e Cl) è data dalla massa dell'elemento in 1 mole di CHCl<sub>3</sub>, divisa per la massa molare di CHCl<sub>3</sub>, quindi moltiplica per 100 per trasformare il numero frazionario in percentuale.

**Soluzione:** La massa molare di CHCl<sub>3</sub> = 12.01 g/mol + 1.008 g/mol + 3(35.45 g/mol) = 119.4 g/mol. La massa percentuale di ogni elemento in CHCl<sub>3</sub> si calcola nel modo seguente:

$$\% \text{C} = \frac{12.01 \text{ g/mol}}{119.4 \text{ g/mol}} \times 100\% = 10.06\%$$

$$\% \text{H} = \frac{1.008 \text{ g/mol}}{119.4 \text{ g/mol}} \times 100\% = 0.8442\%$$

$$\% \text{Cl} = \frac{3(35.45 \text{ g/mol})}{119.4 \text{ g/mol}} \times 100\% = 89.07\%$$

**Controllo:** La somma delle percentuali risulta 100%? La somma delle percentuali è  $(10.06\% + 0.8442\% + 89.07\%) = 99.97\%$ . La piccola differenza con il 100% è dovuta agli arrotondamenti.

**3.40** La massa molare dell'alcol cinnamico è 134.17 g/mol.

$$(a) \quad \%C = \frac{(9)(12.01 \text{ g/mol})}{134.17 \text{ g/mol}} \times 100\% = 80.56\%$$

$$\%H = \frac{(10)(1.008 \text{ g/mol})}{134.17 \text{ g/mol}} \times 100\% = 7.51\%$$

$$\%O = \frac{16.00 \text{ g/mol}}{134.17 \text{ g/mol}} \times 100\% = 11.93\%$$

$$(b) \quad 0.469 \text{ g C}_9\text{H}_{10}\text{O} \times \frac{1 \text{ mol C}_9\text{H}_{10}\text{O}}{134.17 \text{ g C}_9\text{H}_{10}\text{O}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ molecules C}_9\text{H}_{10}\text{O}}{1 \text{ mol C}_9\text{H}_{10}\text{O}} = 2.11 \times 10^{21} \text{ molecole C}_9\text{H}_{10}\text{O}$$

**3.41** Composto            Massa molare (g)            % in massa di N

$$(a) \quad (\text{NH}_2)_2\text{CO} \quad 60.06 \quad \frac{2(14.01 \text{ g})}{60.06 \text{ g}} \times 100\% = 46.65\%$$

$$(b) \quad \text{NH}_4\text{NO}_3 \quad 80.05 \quad \frac{2(14.01 \text{ g})}{80.05 \text{ g}} \times 100\% = 35.00\%$$

$$(c) \quad \text{HNC}(\text{NH}_2)_2 \quad 59.08 \quad \frac{3(14.01 \text{ g})}{59.08 \text{ g}} \times 100\% = 71.14\%$$

$$(d) \quad \text{NH}_3 \quad 17.03 \quad \frac{14.01 \text{ g}}{17.03 \text{ g}} \times 100\% = 82.27\%$$

Considerando la percentuale in massa, l'**ammoniaca**,  $\text{NH}_3$ , è una delle maggiori sorgenti di azoto.

**3.42** Assumiamo di avere esattamente 100 g di sostanza.

$$n_C = 44.4 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 3.70 \text{ mol C}$$

$$n_H = 6.21 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 6.16 \text{ mol H}$$

$$n_S = 39.5 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32.07 \text{ g S}} = 1.23 \text{ mol S}$$

$$n_O = 9.86 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 0.616 \text{ mol O}$$

Quindi, giungiamo alla formula  $\text{C}_{3.70}\text{H}_{6.16}\text{S}_{1.23}\text{O}_{0.616}$ . Dividendo per il numero di moli inferiore (0.616 moli) otteniamo la formula empirica,  $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{S}_2\text{O}$ .

Per determinare la formula molecolare, dobbiamo dividere la massa molare per la massa empirica.

$$\text{massa molare} / \text{massa empirica} = \frac{162 \text{ g}}{162.3 \text{ g}} \approx 1$$

Quindi, la formula molecolare e la formula empirica coincidono,  $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{S}_2\text{O}$ .

### 3.43

#### METODO 1:

*Passaggio 1:* Assumi di avere esattamente 100 g di sostanza. 100 g è una quantità conveniente, perché tutte le percentuali sommate danno 100%. La percentuale di ossigeno può essere calcolata per differenza:

$$100\% - (19.8\% + 2.50\% + 11.6\%) = 66.1\%$$

In 100 g di PAN ci saranno 19.8 g C, 2.50 g H, 11.6 g N, e 66.1 g O.

*Passaggio 2:* Calcola il numero di moli di ogni elemento nel composto. Ricorda, una *formula empirica* ci dice quali elementi sono presenti e il minimo rapporto tra essi. Questo rapporto è anche un rapporto molare. Usa la massa molare di questi elementi come fattore di conversione per ottenere le moli.

$$n_{\text{C}} = 19.8 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 1.65 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = 2.50 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 2.48 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{N}} = 11.6 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \text{ g N}} = 0.828 \text{ mol N}$$

$$n_{\text{O}} = 66.1 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 4.13 \text{ mol O}$$

*Passaggio 3:* Cerca di trasformare in numeri piccoli gli indici dividendoli tutti per il minore. La formula è  $\text{C}_{1.65}\text{H}_{2.48}\text{N}_{0.828}\text{O}_{4.13}$ . Dividendo gli indici per 0.828 otteniamo la formula empirica,  $\text{C}_2\text{H}_3\text{NO}_5$ .

Per determinare la formula molecolare, ricorda che la massa molare/ massa empirica sarà un numero intero maggiore o uguale ad uno.

massa molare / massa molare empirica  $\geq 1$  (valore intero)

In questo caso,  
massa molare / massa molare empirica =  $\frac{120 \text{ g}}{121.05 \text{ g}} \approx 1$

Quindi, la formula molecolare e la formula empirica coincidono,  $\text{C}_2\text{H}_3\text{NO}_5$ .

#### METODO 2:

*Passaggio 1:* Moltiplica la massa % (trasformata in decimali) di ogni elemento per la massa molare.

Così potrai trasformarla in grammi (per ogni elemento). Poi, usa la massa molare per ottenere le moli di ogni elemento.

$$n_{\text{C}} = (0.198) \times (120 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 1.98 \text{ mol C} \approx \mathbf{2 \text{ mol C}}$$

$$n_{\text{H}} = (0.0250) \times (120 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 2.98 \text{ mol H} \approx \mathbf{3 \text{ mol H}}$$

$$n_{\text{N}} = (0.116) \times (120 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \text{ g N}} = 0.994 \text{ mol N} \approx \mathbf{1 \text{ mol N}}$$

$$n_{\text{O}} = (0.661) \times (120 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 4.96 \text{ mol O} \approx \mathbf{5 \text{ mol O}}$$

*Passaggio 2:* Così abbiamo utilizzato la massa molare per calcolare le moli di ogni elemento presenti nel composto, questo metodo dà direttamente la formula molecolare. La formula è  $\text{C}_2\text{H}_3\text{NO}_5$ .

*Passaggio 3:* Cerca di ridurre la formula molecolare ai numeri interi più piccoli per determinare la formula empirica. La formula è già ridotta ai numeri interi più piccoli. Le formule molecolare ed empirica coincidono. La formula empirica è  $\text{C}_2\text{H}_3\text{NO}_5$ .

### 3.44

$$24.6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159.7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = \mathbf{0.308 \text{ mol Fe}}$$

**3.45** Trasformiamo:

$$? \text{ g S} = 246 \text{ g Hg} \times \frac{1 \text{ mol Hg}}{200.6 \text{ g Hg}} \times \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Hg}} \times \frac{32.07 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 39.3 \text{ g S}$$

**3.46** L'equazione bilanciata è:  $2\text{Al}(s) + 3\text{I}_2(s) \longrightarrow 2\text{AlI}_3(s)$

Trasformiamo: g di Al  $\rightarrow$  mol di Al  $\rightarrow$  mol di I<sub>2</sub>  $\rightarrow$  g di I<sub>2</sub>

$$20.4 \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{26.98 \text{ g Al}} \times \frac{3 \text{ mol I}_2}{2 \text{ mol Al}} \times \frac{253.8 \text{ g I}_2}{1 \text{ mol I}_2} = 288 \text{ g I}_2$$

**3.47**

**Impostazione:** Il fluoruro di stagno(II) è composto da Sn e F. La massa di F può essere calcolata dalla percentuale in massa nel composto. Come possiamo calcolare la percentuale in massa di un elemento?

**Soluzione:** prima, dobbiamo trovare la % in massa del fluoro in SnF<sub>2</sub>. Poi, potremo trasformare questa percentuale in frazione e moltiplicarla per la massa del composto (24.6 g), per determinare la massa di fluoro in 24.6 g di SnF<sub>2</sub>. La percentuale in massa di fluoro nel fluoruro di stagno(II) si calcola nel modo seguente:

$$\begin{aligned} \text{mass \% F} &= \frac{\text{mass of F in 1 mol SnF}_2}{\text{molar mass of SnF}_2} \times 100\% \\ &= \frac{2(19.00 \text{ g})}{156.7 \text{ g}} \times 100\% = 24.25\% \text{ F} \end{aligned}$$

Trasformando questa percentuale in frazione, otteniamo  $24.25/100 = 0.2425$ . Poi, moltiplichiamo la frazione per la massa totale del composto.

$$? \text{ g F in 24.6 g SnF}_2 = (0.2425)(24.6 \text{ g}) = 5.97 \text{ g F}$$

**Controllo:** Nota che la massa percentuale di F è approssimativamente il 25 per cento, cioè circa un quarto della massa dovrebbe essere F. Un quarto di circa 24 g è 6 g, che è circa il risultato.

**Note:** Questo problema avrebbe potuto essere risolto in maniera simile al Problema 3.46. Puoi eseguire le seguenti trasformazioni: g di SnF<sub>2</sub>  $\rightarrow$  moli di SnF<sub>2</sub>  $\rightarrow$  moli di F  $\rightarrow$  g di F

**3.48** In ogni caso, assumi 100 g di composto.

$$\begin{aligned} \text{(a)} \quad 2.1 \text{ g H} &\times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 2.1 \text{ mol H} \\ 65.3 \text{ g O} &\times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 4.08 \text{ mol O} \\ 32.6 \text{ g S} &\times \frac{1 \text{ mol S}}{32.07 \text{ g S}} = 1.02 \text{ mol S} \end{aligned}$$

Questo dà la formula H<sub>2.1</sub>S<sub>1.02</sub>O<sub>4.08</sub>. Dividendo per 1.02 otteniamo la formula empirica, **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**.

$$\begin{aligned} \text{(b)} \quad 20.2 \text{ g Al} &\times \frac{1 \text{ mol Al}}{26.98 \text{ g Al}} = 0.749 \text{ mol Al} \\ 79.8 \text{ g Cl} &\times \frac{1 \text{ mol Cl}}{35.45 \text{ g Cl}} = 2.25 \text{ mol Cl} \end{aligned}$$

Questo dà la formula, Al<sub>0.749</sub>Cl<sub>2.25</sub>. Dividendo per 0.749 otteniamo la formula empirica, **AlCl<sub>3</sub>**.

### 3.49 (a)

**Impostazione:** In una formula chimica, gli indici rappresentano il rapporto tra il numero di moli di ogni elemento che si combina per formare il composto. Quindi, è necessario trasformare la massa percentuale in moli per determinare la formula empirica. Se assumi di avere esattamente 100 g di composto, conosci la massa di ogni elemento nel composto? Come puoi quindi trasformare i grammi in moli?

**Soluzione:** Se abbiamo 100 g di composto, allora ogni percentuale può essere trasformata direttamente in grammi. In questo campione, ci saranno 40.1 g di C, 6.6 g di H, e 53.3 g di O. Dato che gli indici nella formula rappresentano il rapporto tra il numero di moli, è necessario trasformare i grammi di ogni elemento in moli. Il fattore di conversione necessario è la massa molare di ogni elemento. Assumi che  $n$  rappresenti il numero di moli di ogni elemento, allora

$$n_{\text{C}} = 40.1 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 3.34 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = 6.6 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 6.5 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{O}} = 53.3 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 3.33 \text{ mol O}$$

Quindi, giungiamo alla formula  $\text{C}_{3.34}\text{H}_{6.5}\text{O}_{3.33}$ , che dà la tipologia e i rapporti molari degli atomi presenti. Tuttavia, le formule chimiche devono essere scritte con indici interi. Cerca di trasformare gli indici in numeri interi, dividendoli per il più piccolo (3.33).

$$\text{C: } \frac{3.34}{3.33} \approx 1 \quad \text{H: } \frac{6.5}{3.33} \approx 2 \quad \text{O: } \frac{3.33}{3.33} = 1$$

Questo dà la formula empirica,  $\text{CH}_2\text{O}$ .

**Controllo:** Gli indici in  $\text{CH}_2\text{O}$  sono ridotti ai minimi numeri interi?

(b) Seguendo la stessa procedura proposta nella parte (a), troviamo:

$$n_{\text{C}} = 18.4 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 1.53 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{N}} = 21.5 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \text{ g N}} = 1.53 \text{ mol N}$$

Dividendo per il numero più piccolo di moli (1.53 mol) otteniamo la formula empirica,  $\text{KC}_2\text{N}_2$ .

**3.50** La massa molare di  $\text{CaSiO}_3$  è 116.17 g/mol.

$$\% \text{Ca} = \frac{40.08 \text{ g}}{116.17 \text{ g}} = 34.50\%$$

$$\% \text{Si} = \frac{28.09 \text{ g}}{116.17 \text{ g}} = 24.18\%$$

$$\% \text{O} = \frac{(3)(16.00 \text{ g})}{116.17 \text{ g}} = 41.32\%$$

**Controllo:** Verifica che la somma delle percentuali sia 100%.  $(34.50\% + 24.18\% + 41.32\%) = 100.00\%$

**3.51** La massa molare empirica di  $\text{CH}$  è approssimativamente 13.02 g. Confrontala con la massa molare per determinare la formula molecolare.

Ricorda che la massa molare divisa per la massa empirica sarà un numero intero maggiore o uguale ad uno.

massa molare / massa empirica  $\geq 1$  (integer values)

In questo caso, massa molare / massa empirica  $= \frac{78 \text{ g}}{13.02 \text{ g}} \approx 6$

Quindi, ci sono sei unità CH in ogni molecola di composto, così la formula molecolare è **C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>**.

**3.52** Trova la massa molare corrispondente ad ogni formula.

Per C<sub>4</sub>H<sub>5</sub>N<sub>2</sub>O: 4(12.01 g) + 5(1.008 g) + 2(14.01 g) + (16.00 g) = 97.10 g

Per C<sub>8</sub>H<sub>10</sub>N<sub>4</sub>O<sub>2</sub>: 8(12.01 g) + 10(1.008 g) + 4(14.01 g) + 2(16.00 g) = 194.20 g

La formula molecolare è **C<sub>8</sub>H<sub>10</sub>N<sub>4</sub>O<sub>2</sub>**.

### 3.53

#### METODO 1:

*Passaggio 1:* Assumi di avere esattamente 100 g di sostanza. 100 g è una quantità conveniente, perché la somme di tutte le percentuali dovrà risultare 100%. In 100 g di MSG ci saranno 35.51 g C, 4.77 g H, 37.85 g O, 8.29 g N e 13.60 g Na.

*Passaggio 2:* Calcola il numero di moli di ogni elemento nel composto. Ricorda che una *formula empirica* ci dice quali elementi sono presenti e il minimo rapporto esistente tra gli atomi. Questo rapporto è anche un rapporto molare.

Siano  $n_C$ ,  $n_H$ ,  $n_O$ ,  $n_N$ , e  $n_{Na}$  il numero di moli degli elementi presenti. Usa la massa molare di questi elementi come fattore di conversione per ottenere le moli.

$$n_H = 4.77 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 4.73 \text{ mol H}$$

$$n_O = 37.85 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 2.366 \text{ mol O}$$

$$n_N = 8.29 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \text{ g N}} = 0.592 \text{ mol N}$$

$$n_{Na} = 13.60 \text{ g Na} \times \frac{1 \text{ mol Na}}{22.99 \text{ g Na}} = 0.5916 \text{ mol Na}$$

Quindi, otteniamo la formula C<sub>2.957</sub>H<sub>4.73</sub>O<sub>2.366</sub>N<sub>0.592</sub>Na<sub>0.5916</sub>, che dà l'identità e il rapporto tra gli atomi presenti. Tuttavia, le formule chimiche sono scritte con numeri interi.

*Passaggio 3:* Cerca di trasformare gli indici in numeri interi, dividendo tutti gli indici per quello inferiore.

$$\text{C: } \frac{2.957}{0.5916} = 4.998 \approx 5 \qquad \text{H: } \frac{4.73}{0.5916} = 8.00 \qquad \text{O: } \frac{2.366}{0.5916} = 3.999 \approx 4$$

$$\text{N: } \frac{0.592}{0.5916} = 1.00 \qquad \text{Na: } \frac{0.5916}{0.5916} = 1$$

Questo consente di ottenere la formula empirica per MSG, C<sub>5</sub>H<sub>8</sub>O<sub>4</sub>NNa.

Per determinare la formula molecolare, ricorda che il rapporto massa molare/massa empirica deve essere un numero intero maggiore o uguale ad 1.

massa molare / massa empirica  $\geq 1$  (integer values)

In questo caso, massa molare / massa empirica  $= \frac{169 \text{ g}}{169.11 \text{ g}} \approx 1$

Quindi, la formula molecolare e la formula empirica coincidono, **C<sub>5</sub>H<sub>8</sub>O<sub>4</sub>NNa**. Il fatto che la formula molecolare e la formula empirica siano uguali non ci dovrebbe sorprendere, infatti MSG sta per glutammato *mono-sodico*.

#### METODO 2:

*Passaggio 1:* Moltiplica la % in massa (trasformata in decimale) di ogni elemento per la massa molare per ottenere i grammi di ogni elemento. Quindi, utilizza la massa molare per ottenere le moli di ogni

elemento.

$$n_{\text{C}} = (0.3551) \times (169 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 5.00 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = (0.0477) \times (169 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 8.00 \text{ mol H}$$

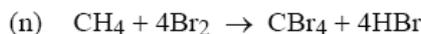
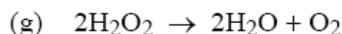
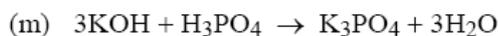
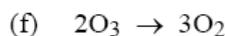
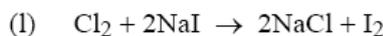
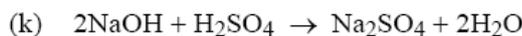
$$n_{\text{O}} = (0.3785) \times (169 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 4.00 \text{ mol O}$$

$$n_{\text{N}} = (0.0829) \times (169 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \text{ g N}} = 1.00 \text{ mol N}$$

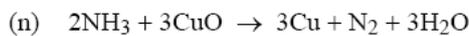
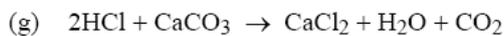
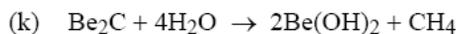
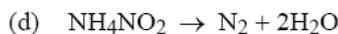
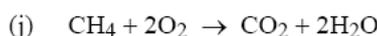
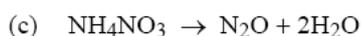
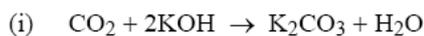
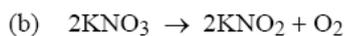
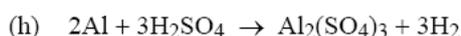
$$n_{\text{Na}} = (0.1360) \times (169 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol Na}}{22.99 \text{ g Na}} = 1.00 \text{ mol Na}$$

*Passaggio 2:* Dato che utilizziamo la massa molare per calcolare le moli di ogni elemento presenti nel composto, otterremo direttamente la formula molecolare. La formula è **C<sub>5</sub>H<sub>8</sub>O<sub>4</sub>NNa**.

**3.58** Le equazioni bilanciate sono le seguenti:



**3.59** Le equazioni bilanciate sono le seguenti:

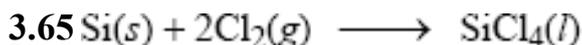


**3.62** Dalla parte dei reagenti ci sono 8 atomi di A e 4 atomi di B. Dalla parte dei prodotti, ci sono 4 atomi di C e 4 atomi di D. Scrivendo una equazione,  $8\text{A} + 4\text{B} \rightarrow 4\text{C} + 4\text{D}$ . Le equazioni chimiche sono tipicamente scritte con i coefficienti interi più piccoli. Dividendo l'equazione per quattro otteniamo: **2A + B → C + D**. La risposta corretta è la (c).

**3.63** Dalla parte dei reagenti ci sono 6 atomi di A e 4 atomi di B. Dalla parte dei prodotti, ci sono 4 atomi di C e 2 atomi di D. Scrivendo una equazione,  $6\text{A} + 4\text{B} \rightarrow 4\text{C} + 2\text{D}$ . Le equazioni chimiche sono tipicamente scritte con i coefficienti interi più piccoli. Dividendo l'equazione per due otteniamo: **3A + 2B → 2C + D**. La risposta corretta è la (d).

**3.64** Il rapporto molare dall'equazione bilanciata è 2 moli  $\text{CO}_2$  : 2 moli  $\text{CO}$ .

$$3.60 \text{ mol CO} \times \frac{2 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol CO}} = 3.60 \text{ mol CO}_2$$



**Impostazione:** Osservando l'equazione bilanciata, come possiamo confrontare le quantità di Cl<sub>2</sub> e SiCl<sub>4</sub>? Possiamo fare il confronto sulla base del rapporto tra le moli dei composti nell'equazione bilanciata.

**Soluzione:** Poiché l'equazione bilanciata è fornita dal problema, il rapporto tra le moli del Cl<sub>2</sub> e del SiCl<sub>4</sub> è noto: 2 moli di Cl<sub>2</sub>  $\approx$  1 mole SiCl<sub>4</sub>. Da questa relazione ricaviamo due fattori di conversione.

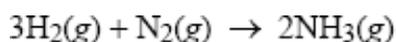
$$\frac{2 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol SiCl}_4} \text{ e } \frac{1 \text{ mol SiCl}_4}{2 \text{ mol Cl}_2}$$

Qual è il fattore di conversione necessario per convertire dalle moli di SiCl<sub>4</sub> alle moli di Cl<sub>2</sub>? Il fattore di conversione sulla sinistra è quello corretto. Le "moli di SiCl<sub>4</sub>" si semplificano lasciando come unità di misura le "moli di Cl<sub>2</sub>" per la risposta. Noi calcoliamo le moli di Cl<sub>2</sub> reagite come di seguito:

$$? \text{ mol Cl}_2 \text{ reagite } = 0.507 \text{ mol SiCl}_4 \times \frac{2 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol SiCl}_4} = 1.01 \text{ mol Cl}_2$$

**Controllo:** Ti sembra che la risposta sia ragionevole? Le moli di Cl<sub>2</sub> che hanno reagito Possono essere il doppio delle moli di SiCl<sub>4</sub> che sono state prodotte?

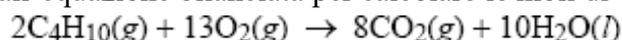
**3.66** Partendo dalla quantità di ammoniaca prodotta (6.0 moli), possiamo usare il rapporto tra le moli dell'equazione bilanciata per calcolare le moli di H<sub>2</sub> e N<sub>2</sub> che hanno reagito per produrre 6.0 moli di NH<sub>3</sub>.



$$? \text{ mol H}_2 = 6.0 \text{ mol NH}_3 \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 9.0 \text{ mol H}_2$$

$$? \text{ mol N}_2 = 6.0 \text{ mol NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 3.0 \text{ mol N}_2$$

**3.67** Partendo dalle 5.0 moli di C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, possiamo utilizzare il rapporto tra le moli ricavato dall'equazione bilanciata per calcolare le moli di CO<sub>2</sub> formate.

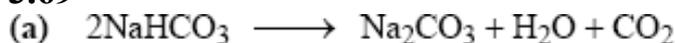


$$? \text{ mol CO}_2 = 5.0 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \times \frac{8 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 20 \text{ mol CO}_2 = 2.0 \times 10^1 \text{ mol CO}_2$$

**3.68** È conveniente in questo problema utilizzare l'unità di misura ton-moli. Normalmente utilizziamo g-moli. 1 g-moli di SO<sub>2</sub> ha una massa pari a 64.07 g. Allo stesso modo, 1 ton-moli di SO<sub>2</sub> ha una massa pari a 64.07 ton. Abbiamo bisogno di completare la seguente conversione: ton SO<sub>2</sub> → ton/moli SO<sub>2</sub> → ton/moli S → ton S.

$$(2.6 \times 10^7 \text{ tons SO}_2) \times \frac{1 \text{ ton-mol SO}_2}{64.07 \text{ ton SO}_2} \times \frac{1 \text{ ton-mol S}}{1 \text{ ton-mol SO}_2} \times \frac{32.07 \text{ ton S}}{1 \text{ ton-mol S}} = 1.3 \times 10^7 \text{ tons S}$$

**3.69**



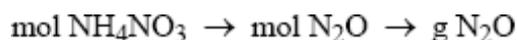
(b) Massa molare NaHCO<sub>3</sub> = 22.99 g + 1.008 g + 12.01 g + 3(16.00 g) = 84.01 g

Massa molare CO<sub>2</sub> = 12.01 g + 2(16.00 g) = 44.01 g

La reazione bilanciata mostra che una mole di CO<sub>2</sub> si forma a partire da due moli di NaHCO<sub>3</sub>.

$$\begin{aligned} \text{Massa NaHCO}_3 &= 20.5 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44.01 \text{ g CO}_2} \times \frac{2 \text{ mol NaHCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{84.01 \text{ g NaHCO}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3} \\ &= 78.3 \text{ g NaHCO}_3 \end{aligned}$$





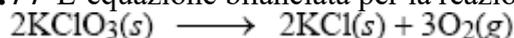
$$? \text{ g N}_2\text{O} = 0.46 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \times \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} \times \frac{44.02 \text{ g N}_2\text{O}}{1 \text{ mol N}_2\text{O}} = 2.0 \times 10^1 \text{ g N}_2\text{O}$$

**3.76** La quantità di ammoniaca necessaria è:

$$1.00 \times 10^8 \text{ g (NH}_4\text{)}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol (NH}_4\text{)}_2\text{SO}_4}{132.2 \text{ g (NH}_4\text{)}_2\text{SO}_4} \times \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol (NH}_4\text{)}_2\text{SO}_4} \times \frac{17.03 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}}$$

$$= 2.58 \times 10^4 \text{ kg NH}_3$$

**3.77** L'equazione bilanciata per la reazione di decomposizione è :

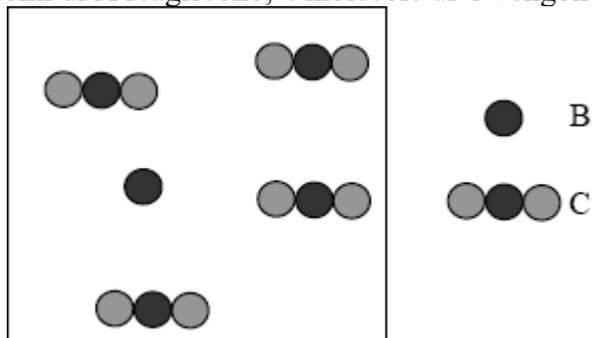


$$? \text{ g O}_2 = 46.0 \text{ g KClO}_3 \times \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122.6 \text{ g KClO}_3} \times \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3} \times \frac{32.00 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 18.0 \text{ g O}_2$$

**3.80**  $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$

(a) Il numero di atomi mostrato nella figura è 5. L'equazione bilanciata mostra 2 moli A  $\approx$  1 mole B. Quindi, ci servono 10 atomi di A per reagire completamente con 5 atomi di B. Ci sono solamente 8 atomi di A presenti nella figura. Non ci sono abbastanza atomi di A per reagire completamente con B. **A è il reagente limitante.**

(b) Ci sono 8 atomi di A. Dal momento che il rapporto molare tra A e B è 2:1, 4 atomi di B reagiranno con 8 atomi di A, lasciando 1 atomo di B in eccesso. Il rapporto molare tra A e C è quindi 2:1. Quando 8 atomi di A reagiscono, 4 molecole di C vengono prodotte.

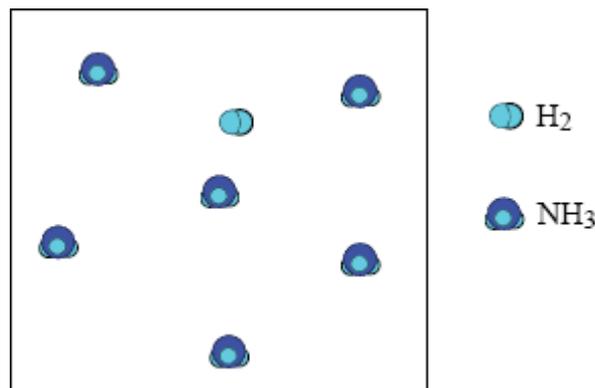


**3.81**  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

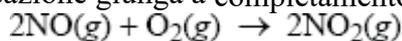
(a) Il numero di molecole di  $\text{N}_2$  mostrato in figura è 3. L'equazione bilanciata mostra 3 moli  $\text{H}_2 \approx$  1 mole  $\text{N}_2$ . Quindi, a noi servono 9 molecole di  $\text{H}_2$  per reagire completamente con 3 molecole di  $\text{N}_2$ . Ci sono 10 molecole di  $\text{H}_2$  presenti nella figura.  $\text{H}_2$  è in eccesso.

**$\text{N}_2$  è il reagente limitante.**

(b) 9 molecole di  $\text{H}_2$  reagiranno con 3 molecole di  $\text{N}_2$ , lasciando 1 molecola di  $\text{H}_2$  in eccesso. Il rapporto molare tra  $\text{N}_2$  e  $\text{NH}_3$  è 1:2. Quando 3 molecole di  $\text{N}_2$  reagiscono, 6 molecole di  $\text{NH}_3$  possono essere prodotte.



**3.82** Questo è un problema di reagente limitante. Calcoliamo le moli di NO<sub>2</sub> prodotte assumendo che la reazione giunga a completamento per ciascun reagente.



$$0.886 \text{ mol NO} \times \frac{2 \text{ mol NO}_2}{2 \text{ mol NO}} = 0.886 \text{ mol NO}_2$$

$$0.503 \text{ mol O}_2 \times \frac{2 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 1.01 \text{ mol NO}_2$$

NO è il **reagente limitante**; limita la quantità di prodotto che si produce. La quantità di prodotto che si forma è **0.886 moli di NO<sub>2</sub>**.

**3.83 Impostazione:** Nota che per questa reazione è data la quantità di entrambi i reagenti presenti, quindi probabilmente è un problema sul reagente limitante. Il reagente che produce meno moli di prodotto è il reagente limitante, poiché limita la quantità di prodotto ottenibile. Come possiamo convertire dalla quantità di reagente alla quantità di prodotto? Esegui questo calcolo per ciascun reagente e poi confronta le moli di prodotto, NO<sub>2</sub>, formate dai quantitativi dati di O<sub>3</sub> e NO per determinare quale di questi è il reagente limitante.

**Soluzione:** Sviluppiamo due calcoli separatamente. Prima, partendo con 0,740g O<sub>3</sub>, calcoliamo il numero di moli di NO<sub>2</sub> che sarebbero prodotte se tutto l'O<sub>3</sub> reagisse. Completiamo la seguente conversione: grammi di O<sub>3</sub> → moli di O<sub>3</sub> → moli di NO<sub>2</sub>.

Combinando queste due conversioni in un calcolo, scriviamo:

$$? \text{ mol NO}_2 = 0.740 \text{ g O}_3 \times \frac{1 \text{ mol O}_3}{48.00 \text{ g O}_3} \times \frac{1 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol O}_3} = 0.0154 \text{ mol NO}_2$$

Poi, partendo con 0,670 g di NO, completiamo le conversioni simili: Grammi NO ÷ moli di NO ÷ moli di NO<sub>2</sub>. Combinando queste due conversioni in un unico passaggio, scriviamo:

$$? \text{ mol NO}_2 = 0.670 \text{ g NO} \times \frac{1 \text{ mol NO}}{30.01 \text{ g NO}} \times \frac{1 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol NO}} = 0.0223 \text{ mol NO}_2$$

Il quantitativo iniziale di O<sub>3</sub> limita la quantità di prodotto che può essere formato; perciò è il reagente limitante. Il problema richiede i grammi di NO<sub>2</sub> prodotti. Sappiamo già le moli di NO<sub>2</sub> prodotte (0,0154 moli). Usa la massa molare di NO<sub>2</sub> come fattore di conversione per convertire in grammi (massa molare NO<sub>2</sub>=46,01 g)

$$? \text{ g NO}_2 = 0.0154 \text{ mol NO}_2 \times \frac{46.01 \text{ g NO}_2}{1 \text{ mol NO}_2} = 0.709 \text{ g NO}_2$$

**Controllo:** La risposta sembra ragionevole? Sono formate 0,0154 moli di prodotto. Quale è la massa di una mole di NO<sub>2</sub>?

**Impostazione:** Lavorando a ritroso, possiamo determinare le moli di NO che hanno reagito per produrre 0,0154 moli di NO<sub>2</sub>. La quantità residua di NO è la differenza tra il quantitativo iniziale e quello che ha reagito.

**Soluzione:** Partendo con 0,0154 moli di NO<sub>2</sub>, possiamo determinare le moli di NO che hanno reagito utilizzando il rapporto molare dell'equazione bilanciata. Possiamo calcolare le moli iniziali di NO partendo con 0,670 g e usando la massa molare del NO come fattore di conversione

$$\text{mol NO}_{\text{reagite}} = 0.0154 \text{ mol NO}_2 \times \frac{1 \text{ mol NO}}{1 \text{ mol NO}_2} = 0.0154 \text{ mol NO}$$

$$\text{mol NO}_{\text{iniziali}} = 0.670 \text{ g NO} \times \frac{1 \text{ mol NO}}{30.01 \text{ g NO}} = 0.0223 \text{ mol NO}$$

$$\text{mol NO}_{\text{residue}} = \text{mol NO}_{\text{iniziali}} - \text{mol NO}_{\text{reagite}}$$

$$\text{mol NO}_{\text{residue}} = 0.0223 \text{ mol NO} - 0.0154 \text{ mol NO} = 0.0069 \text{ mol NO}$$

### 3.84

(a) L'equazione bilanciata è:  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

(b) L'equazione bilanciata mostra un rapporto molare di 3 moli di  $\text{CO}_2$  : 1 mole di  $\text{C}_3\text{H}_8$ . La massa di  $\text{CO}_2$  prodotta è:

$$3.65 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \times \frac{3 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} \times \frac{44.01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 482 \text{ g CO}_2$$

**3.85** Questo è un problema sul reagente limitante. Calcoliamo le moli di  $\text{Cl}_2$  prodotte assumendo la reazione completa di ciascun reagente:

$$0.86 \text{ mol MnO}_2 \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = 0.86 \text{ mol Cl}_2$$

$$48.2 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.46 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{4 \text{ mol HCl}} = 0.330 \text{ mol Cl}_2$$

**HCl** è il reagente limitante; esso limita la quantità di prodotto ottenibile. Sarà utilizzato per primo. La quantità di prodotto ottenuta è 0,330 moli di  $\text{Cl}_2$ . Quindi, convertiamo in grammi.

$$? \text{ g Cl}_2 = 0.330 \text{ mol Cl}_2 \times \frac{70.90 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 23.4 \text{ g Cl}_2$$

**3.88** L'equazione bilanciata è data:  $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}$

L'equazione bilanciata mostra un rapporto molare L'equazione bilanciata mostra un rapporto molare di 2 moli HF : 1 mole  $\text{CaF}_2$ . La resa teorica di HF è:

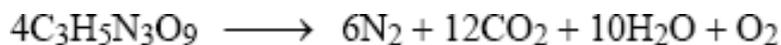
$$(6.00 \times 10^3 \text{ g CaF}_2) \times \frac{1 \text{ mol CaF}_2}{78.08 \text{ g CaF}_2} \times \frac{2 \text{ mol HF}}{1 \text{ mol CaF}_2} \times \frac{20.01 \text{ g HF}}{1 \text{ mol HF}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 3.08 \text{ kg HF}$$

La resa attuale è data dal problema (2.86 kg HF).

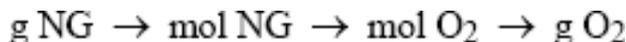
$$\text{Resa \%} = \frac{\text{Resa effettiva}}{\text{Resa teorica}} \times 100\%$$

$$\text{Resa \%} = \frac{2.86 \text{ kg}}{3.08 \text{ kg}} \times 100\% = 92.9\%$$

**3.89 (a)** Partiamo dall'equazione chimica bilanciata. Questa è data dal problema. Usiamo NG come abbreviazione per la nitroglicerina. La massa molare della NG = 227.1 g/moli.



Segui la seguente impostazione per risolvere questo problema.



Calcola i grammi di  $\text{O}_2$  usando l'impostazione sopra.

$$? \text{ g O}_2 = 2.00 \times 10^2 \text{ g NG} \times \frac{1 \text{ mol NG}}{227.1 \text{ g NG}} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol NG}} \times \frac{32.00 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 7.05 \text{ g O}_2$$

(b) La resa teorica è stata calcolata nella parte (a), e la resa effettiva è data dal problema (6.55 g). La resa percentuale è quindi:

$$\text{Resa \%} = \frac{\text{Resa effettiva}}{\text{Resa teorica}} \times 100\%$$

$$\text{Resa \%} = \frac{6.55 \text{ g O}_2}{7.05 \text{ g O}_2} \times 100\% = 92.9\%$$

**3.90** L'equazione bilanciata mostra un rapporto molare di 1 mole  $\text{TiO}_2$  : 1 mole  $\text{FeTiO}_3$ . La massa molare di  $\text{FeTiO}_3$  è 151.7 g/moli, e la massa molare di  $\text{TiO}_2$  è 79.88 g/moli. La resa teorica di  $\text{TiO}_2$  è:

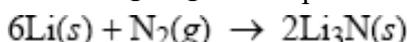
$$8.00 \times 10^6 \text{ g FeTiO}_3 \times \frac{1 \text{ mol FeTiO}_3}{151.7 \text{ g FeTiO}_3} \times \frac{1 \text{ mol TiO}_2}{1 \text{ mol FeTiO}_3} \times \frac{79.88 \text{ g TiO}_2}{1 \text{ mol TiO}_2} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}}$$

$$= 4.21 \times 10^3 \text{ kg TiO}_2$$

La resa effettiva è data dal problema ( $3.67 \times 10^3 \text{ kg TiO}_2$ ).

$$\text{Resa \%} = \frac{\text{Resa effettiva}}{\text{Resa teorica}} \times 100\% = \frac{3.67 \times 10^3 \text{ kg}}{4.21 \times 10^3 \text{ kg}} \times 100\% = 87.2\%$$

**3.91** Questo è un problema sul reagente limitante. Calcoliamo le moli di  $\text{Li}_3\text{N}$  prodotte assumendo che la reazione giunga a completamento per ciascun reagente.



$$12.3 \text{ g Li} \times \frac{1 \text{ mol Li}}{6.941 \text{ g Li}} \times \frac{2 \text{ mol Li}_3\text{N}}{6 \text{ mol Li}} = 0.591 \text{ mol Li}_3\text{N}$$

$$33.6 \text{ g N}_2 \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{28.02 \text{ g N}_2} \times \frac{2 \text{ mol Li}_3\text{N}}{1 \text{ mol N}_2} = 2.40 \text{ mol Li}_3\text{N}$$

Li è il reagente limitante; questo limita la quantità di prodotto ottenibile. La quantità di prodotto ottenuta è: 0.591 moli di  $\text{Li}_3\text{N}$ . Convertiamo questo in grammi.

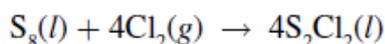
$$? \text{ g Li}_3\text{N} = 0.591 \text{ mol Li}_3\text{N} \times \frac{34.83 \text{ g Li}_3\text{N}}{1 \text{ mol Li}_3\text{N}} = 20.6 \text{ g Li}_3\text{N}$$

Questa è la resa teorica di  $\text{Li}_3\text{N}$ . La resa effettiva è data dal problema (5.89 g). La resa percentuale è:

$$\text{Resa \%} = \frac{\text{Resa effettiva}}{\text{Resa teorica}} \times 100\% = \frac{5.89 \text{ g}}{20.6 \text{ g}} \times 100\% = 28.6\%$$

### 3.92

Questo è un problema sul reagente limitante. Calcoliamo le moli di  $\text{S}_2\text{Cl}_2$  prodotte assumendo una reazione completa per ciascun reagente.



$$4.06 \text{ g S}_8 \times \frac{1 \text{ mol S}_8}{256.56 \text{ g S}_8} \times \frac{4 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ mol S}_8} = 0.0633 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2$$

$$6.24 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{70.90 \text{ g Cl}_2} \times \frac{4 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2}{4 \text{ mol Cl}_2} = 0.0880 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2$$

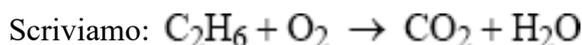
$\text{S}_8$  è il reagente limitante: limita la quantità di prodotto ottenibile. La quantità di prodotto ottenuta è 0.0633 moli di  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ . Convertiamolo in grammi.

$$? \text{ g S}_2\text{Cl}_2 = 0.0633 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2 \times \frac{135.04 \text{ g S}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2} = 8.55 \text{ g S}_2\text{Cl}_2$$

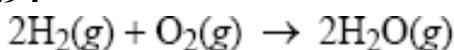
Questa è la resa teorica di  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ . La resa effettiva è indicata nel problema (6.55 g). La resa percentuale ( $\text{resa \%} = \text{resa effettiva} / \text{resa teorica}$ ) è:

$$\% \text{ yield} = \frac{\text{actual yield}}{\text{theoretical yield}} \times 100\% = \frac{6.55 \text{ g}}{8.55 \text{ g}} \times 100\% = 76.6\%$$

**3.93** Tutto il carbonio contenuto nell'idrocarburo produce CO<sub>2</sub>, e tutto l'idrogeno contenuto nell'idrocarburo produce acqua. Nel diagramma, noi troviamo 4 molecole di CO<sub>2</sub> e 6 molecole di H<sub>2</sub>O. Questo dà un rapporto molare tra carbonio e idrogeno di 4:12. Scriviamo la formula C<sub>4</sub>H<sub>12</sub>, che si reduce alla formula empirica CH<sub>3</sub>. La massa molare empirica è circa uguale a 15 g, che corrisponde alla metà della massa dell'idrocarburo. Quindi, la formula molecolare è doppia rispetto alla formula empirica, ed è C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>. Dal momento che questa è una reazione di combustione, l'altro reagente è O<sub>2</sub>.



### 3.94



Partiamo da 8 molecole di H<sub>2</sub> e 3 molecole di O<sub>2</sub>. L'equazione bilanciata mostra 2 moli H<sub>2</sub>  $\rightleftharpoons$  1 mole O<sub>2</sub>. Se 3 molecole di O<sub>2</sub> reagiscono, devono reagire 6 molecole di H<sub>2</sub>, rimangono 2 molecole di H<sub>2</sub> in eccesso. L'equazione bilanciata mostra inoltre che 1 mole di O<sub>2</sub>  $\rightleftharpoons$  2 moli di H<sub>2</sub>O. Se 3 molecole di O<sub>2</sub> reagiscono, verranno prodotte 6 molecole di H<sub>2</sub>O. Dopo la reazione completa, ci saranno **2 molecole di H<sub>2</sub>** e **6 molecole di H<sub>2</sub>O**. Il diagramma corretto è la scelta (b).

**3.95** Per prima cosa convertiamo in moli di HNO<sub>3</sub> prodotte.

$$1.00 \text{ ton HNO}_3 \times \frac{2000 \text{ lb}}{1 \text{ ton}} \times \frac{453.6 \text{ g}}{1 \text{ lb}} \times \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63.02 \text{ g HNO}_3} = 1.44 \times 10^4 \text{ mol HNO}_3$$

Ora lavoriamo a ritroso per calcolare la quantità di reagente necessaria per produrre  $1.44 \times 10^3$  moli di HNO<sub>3</sub>. Dal momento che il problema dice di assumere una resa dell'80% per ciascun passo, la quantità di reagente necessario per ciascun passaggio sarà *maggiore* di un fattore 100% / 80%, rispetto ad un calcolo stechiometrico standard nel quale si assuma una resa del 100%.

Riferendosi all'equazione bilanciata nell' *ultimo passaggio*, calcoliamo le moli di NO<sub>2</sub>.

$$(1.44 \times 10^4 \text{ mol HNO}_3) \times \frac{2 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol HNO}_3} \times \frac{100\%}{80\%} = 3.60 \times 10^4 \text{ mol NO}_2$$

Ora, calcoliamo la quantità di NO necessaria per produrre  $3.60 \times 10^4$  moli NO<sub>2</sub>. Seguendo la stessa procedura descritta sopra, e riferendoci all'equazione bilanciata nel *passaggio intermedio*, calcoliamo le moli di NO.

$$(3.60 \times 10^4 \text{ mol NO}_2) \times \frac{1 \text{ mol NO}}{1 \text{ mol NO}_2} \times \frac{100\%}{80\%} = 4.50 \times 10^4 \text{ mol NO}$$

Ora, calcoliamo la quantità di NH<sub>3</sub> necessaria a produrre  $4.5 \times 10^4$  moli di NO. Riferendoci all'equazione bilanciata nel *primo passaggio*, le moli di NH<sub>3</sub> sono:

$$(4.50 \times 10^4 \text{ mol NO}) \times \frac{4 \text{ mol NH}_3}{4 \text{ mol NO}} \times \frac{100\%}{80\%} = 5.63 \times 10^4 \text{ mol NH}_3$$

Infine, convertendo in grammi di NH<sub>3</sub>:

$$5.63 \times 10^4 \text{ mol NH}_3 \times \frac{17.03 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 9.59 \times 10^5 \text{ g NH}_3$$

### 3.96

Sia x l'abbondanza isotopica di <sup>85</sup>Rb. Poiché la somma delle due abbondanze deve essere 1, possiamo scrivere: Abbondanza <sup>87</sup>Rb = (1 - x)

$$\begin{aligned} \text{Massa atomica media di Rb} &= 85.47 \text{ uma} = x(84.912 \text{ uma}) + (1 - x)(86.909 \text{ uma}) \\ 85.47 &= -1.997x + 86.909 \\ 1.997x &= 1.44 \\ x &= \mathbf{0.721} \end{aligned}$$

$x = 0.721$  corrisponde a un'abbondanza isotopica di  $^{85}\text{Rb}$  del 72,1%. L'abbondanza isotopica di  $^{87}\text{Rb}$  è  $(1 - x) = 0.279$  o **27,9%**.

**3.97** Assumiamo che tutto il Cl del composto produca HCl e tutto l'O produca H<sub>2</sub>O. Quindi, abbiamo bisogno di trovare il numero di moli di Cl in HCl e il numero di moli di O in H<sub>2</sub>O.

$$\text{mol Cl} = 0.233 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.46 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol HCl}} = 0.00639 \text{ mol Cl}$$

$$\text{mol O} = 0.403 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0.0224 \text{ mol O}$$

Dividendo per il numero di moli minore (0.00639 moli) troviamo la formula ClO<sub>3.5</sub>. Moltiplicando entrambi gli indici per due otteniamo la formula empirica, **Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>**.

**3.98** Il numero di moli di Y in 84.10 g di Y è:

$$27.22 \text{ g X} \times \frac{1 \text{ mol X}}{33.42 \text{ g X}} \times \frac{1 \text{ mol Y}}{1 \text{ mol X}} = 0.8145 \text{ mol Y}$$

La massa molare di Y è:

$$\text{Massa molare di Y} = \frac{84.10 \text{ g Y}}{0.8145 \text{ mol Y}} = 103.3 \text{ g/mol}$$

La massa atomica di Y è **103.3 uma**.

**3.99** Questo calcolo riguarda la composizione percentuale. Ricordando che,

$$\text{Percentuale in massa di un elemento} = \frac{\text{massa di elemento in 1 mole di composto}}{\text{massa molare del composto}} \times 100\%$$

Le masse molari sono: Al, 26.98 g/moli; Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, 342.2 g/moli; H<sub>2</sub>O, 18.02 g/moli. Così, utilizzando  $x$  come numero di molecole di H<sub>2</sub>O

$$\text{massa \% Al} = \left( \frac{2(\text{massa molare di Al})}{\text{massa molare di Al}_2(\text{SO}_4)_3 + x(\text{massa molare di H}_2\text{O})} \right) \times 100\%$$

$$8.20\% = \left( \frac{2(26.98 \text{ g})}{342.2 \text{ g} + x(18.02 \text{ g})} \right) \times 100\%$$

$$x = \mathbf{17.53}$$

Arrotondando ad un numero intero di molecole di acqua  $x = \mathbf{18}$ . Quindi, la formula è **Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> 18 H<sub>2</sub>O**.

**3.100** La quantità di Fe che ha reagito è:  $\frac{1}{8} \times 664 \text{ g} = 83.0 \text{ g reagito}$

La quantità di Fe che rimane è:  $664 \text{ g} - 83.0 \text{ g} = \mathbf{581 \text{ g}}$

Così, 83.0 g di Fe reagiscono per formare il composto Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, che ha due moli di atomi di Fe per ciascuna mole di composto. La massa di Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> prodotta è:

$$83.0 \text{ g Fe} \times \frac{1 \text{ mol Fe}}{55.85 \text{ g Fe}} \times \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Fe}} \times \frac{159.7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = \mathbf{119 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}$$

La massa finale della barra di Fe e della ruggine è:  $581 \text{ g Fe} + 119 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 = 700 \text{ g}$

**3.101** La massa di ossigeno in MO è  $39.46 \text{ g} - 31.70 \text{ g} = 7.76 \text{ g O}$ . Quindi, ogni  $31.70 \text{ g}$  di M, ci sono  $7.76 \text{ g}$  di O nel composto MO. La formula molecolare mostra un rapporto molare di 1 mole M : 1 mole O. Per prima cosa, calcola le moli di M che reagiscono con  $7.76 \text{ g}$  di O.

$$\text{mol M} = 7.76 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} \times \frac{1 \text{ mol M}}{1 \text{ mol O}} = 0.485 \text{ mol M}$$

$$\text{massa molare M} = \frac{31.70 \text{ g M}}{0.485 \text{ mol M}} = 65.4 \text{ g/mol}$$

Quindi, la massa atomica di M è **65.4 uma**. Il metallo più probabile è lo **Zn**.

### 3.102



(b) Assumiamo che un campione puro produca una resa teorica di  $\text{H}_2$ . L'equazione bilanciata mostra un rapporto molare di 1 mole  $\text{H}_2$  : 1 mole Zn. La resa teorica di  $\text{H}_2$  è:

$$3.86 \text{ g Zn} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{65.39 \text{ g Zn}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \times \frac{2.016 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0.119 \text{ g H}_2$$

$$\text{percentuale di purezza} = \frac{0.0764 \text{ g H}_2}{0.119 \text{ g H}_2} \times 100\% = 64.2\%$$

(c) Assumiamo che le impurezze siano inerti e che non reagiscano con l'acido solforico per produrre idrogeno.

**3.103** Il testo del problema suggerisce che la resa effettiva sia minore della resa teorica. La resa percentuale sarà uguale alla purezza percentuale dell'ossido di ferro(III). Troviamo la resa teorica:

$$(2.62 \times 10^3 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3) \times \frac{1000 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159.7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{55.85 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} \times \frac{1 \text{ kg Fe}}{1000 \text{ g Fe}}$$

$$= 1.83 \times 10^3 \text{ kg Fe}$$

$$\text{Resa percentuale} = \frac{\text{Resa effettiva}}{\text{Resa teorica}} \times 100\%$$

$$\text{Resa percentuale} = \frac{1.64 \times 10^3 \text{ kg Fe}}{1.83 \times 10^3 \text{ kg Fe}} \times 100\% = 89.6\% = \text{Purezza di Fe}_2\text{O}_3$$

**3.104** L'equazione bilanciata è

$$\frac{5.0 \times 10^2 \text{ g glucosio}}{1 \text{ day}} \times \frac{1 \text{ mol glucosio}}{180.2 \text{ g glucosio}} \times \frac{6 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol glucosio}} \times \frac{44.01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{365 \text{ days}}{1 \text{ yr}} \times (6.5 \times 10^9 \text{ Persone})$$

$$= 1.7 \times 10^{15} \text{ g CO}_2/\text{yr}$$

**3.105** Il carboidrato contiene il 40 percento di carbonio; quindi il restante 60% è costituito da idrogeno e ossigeno. Il problema stabilisce che il rapporto tra idrogeno ed ossigeno è 2:1. Questo rapporto di 2:1 può essere anche scritto come  $\text{H}_2\text{O}$ . Consideriamo  $100 \text{ g}$  di composto.

$$40.0 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 3.33 \text{ mol C}$$

$$60.0 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g H}_2\text{O}} = 3.33 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Dividendo per 3.33 si ottiene la formula empirica **CH<sub>2</sub>O**. Per trovare la formula molecolare, si divide la massa molare per la massa empirica

$$\frac{\text{Massa molare}}{\text{Massa empirica}} = \frac{178 \text{ g}}{30.03 \text{ g}} \approx 6$$

Così, ci sono sei unità CH<sub>2</sub>O in ciascuna molecola di composto, quindi la formula molecolare è (CH<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>, ovvero **C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>**.

**3.106** La massa del metallo (X) nell'ossido del metallo è 1.68 g. La massa di ossigeno nell'ossido del metallo è 2.40 g – 1.68 g = 0.72 g di ossigeno. In seguito, troviamo il numero di moli di metallo e di ossigeno

$$\text{moli X} = 1.68 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol X}}{55.9 \text{ g X}} = 0.0301 \text{ moli di X}$$

$$\text{moli O} = 0.72 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 0.045 \text{ moli di O}$$

Questo ci consente di ottenere la seguente formula X<sub>0.0301</sub>O<sub>0.045</sub>. Dividendo per il più piccolo dei numeri di moli calcolate (0.0301 moli) si ottiene la formula X<sub>1.00</sub>O<sub>1.5</sub>. Moltiplicando per due si ottiene la formula empirica, **X<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**.

L'equazione bilanciata è: **X<sub>2</sub>O<sub>3</sub>(s) + 3CO(g) → 2X(s) + 3CO<sub>2</sub>(g)**

**3.107** Entrambi i composti contengono solo Mn e O. Quando il primo composto viene riscaldato, si libera ossigeno gassoso. Determiniamo le formule empiriche dei due composti, poi potremo scrivere l'equazione bilanciata.

(a) **Composto X:** Consideriamo 100 g di composto.

$$63.3 \text{ g Mn} \times \frac{1 \text{ mol Mn}}{54.94 \text{ g Mn}} = 1.15 \text{ mol Mn}$$

$$36.7 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 2.29 \text{ mol O}$$

Dividendo per il più piccolo dei numeri di moli (1.15 moli) si ottiene la formula empirica, **MnO<sub>2</sub>**.

**Composto Y:** Consideriamo 100 g di composto.

$$72.0 \text{ g Mn} \times \frac{1 \text{ mol Mn}}{54.94 \text{ g Mn}} = 1.31 \text{ mol Mn}$$

$$28.0 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 1.75 \text{ mol O}$$

Dividendo per il più piccolo dei numeri di moli si ottiene MnO<sub>1.33</sub>. Ricorda che una formula empirica deve contenere solo indici interi. Moltiplicando per un fattore di 3 si ottiene la formula empirica **Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub>**.

(b) L'equazione non bilanciata è: **MnO<sub>2</sub> → Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub> + O<sub>2</sub>**

Bilanciando direttamente si ottiene: **3MnO<sub>2</sub> → Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub> + O<sub>2</sub>**

**3.108** Per evitare errori di arrotondamento, consideriamo una cifra decimale in più in questo calcolo. Consideriamo 100 g di composto. Allora:

$$\text{mol Na} = 32.08 \text{ g Na} \times \frac{1 \text{ mol Na}}{22.99 \text{ g Na}} = 1.3954 \text{ mol Na}$$

$$\text{mol O} = 36.01 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 2.2506 \text{ mol O}$$

$$\text{mol Cl} = 19.51 \text{ g Cl} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{35.45 \text{ g Cl}} = 0.55035 \text{ mol Cl}$$

Dal momento che il Cl è contenuto solo in NaCl, le moli di Cl saranno uguali alle moli di Na contenute in NaCl.

**moli Na (in NaCl) = 0.55035 moli**

Il numero di moli di Na nei due composti rimanenti sono:  $1.3954 \text{ moli} - 0.55035 \text{ moli} = 0.84505 \text{ moli}$  Na.

Per ricavare le moli dei due composti rimanenti definiamo:

$$x = \text{moli di Na}_2\text{SO}_4$$

$$y = \text{moli di NaNO}_3$$

Allora, dal rapporto tra le moli di Na and O in ciascun composto, possiamo scrivere:

$$2x + y = \text{moli Na} = 0.84505 \text{ moli}$$

$$4x + 3y = \text{moli O} = 2.2506 \text{ moli}$$

Risolvendo le due equazioni con le due incognite si ottiene:

$$x = 0.14228 = \text{moli Na}_2\text{SO}_4$$

$$y = 0.56050 = \text{moli NaNO}_3$$

Infine, convertiamo nella massa di ciascun composto per calcolare la percentuale in massa di ciascun composto nel campione. Ricorda, la quantità di campione è 100 g.

$$\text{massa \% NaCl} = 0.55035 \text{ mol NaCl} \times \frac{58.44 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \times \frac{1}{100 \text{ g campione}} \times 100\% = 32.16\% \text{ NaCl}$$

$$\text{massa \% Na}_2\text{SO}_4 = 0.14228 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \times \frac{142.1 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \times \frac{1}{100 \text{ g campione}} \times 100\% = 20.22\% \text{ Na}_2\text{SO}_4$$

$$\text{massa \% NaNO}_3 = 0.56050 \text{ mol NaNO}_3 \times \frac{85.00 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ mol NaNO}_3} \times \frac{1}{100 \text{ g campione}} \times 100\% = 47.64\% \text{ NaNO}_3$$

**3.109** Assumiamo che l'aumento in massa risulti dall'elemento azoto. La massa di azoto è:

$$0.378 \text{ g} - 0.273 \text{ g} = 0.105 \text{ g N}$$

Ora è possibile calcolare la formula empirica. Convertiamo la massa in moli di ciascun elemento.

$$0.273 \text{ g Mg} \times \frac{1 \text{ mol Mg}}{24.31 \text{ g Mg}} = 0.0112 \text{ mol Mg}$$

$$0.105 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \text{ g N}} = 0.00749 \text{ mol N}$$

Dividendo per il più piccolo dei numeri di moli si ottiene Mg<sub>1.5</sub>N. Ricorda che una formula empirica deve contenere solo indici interi. Moltiplicando per un fattore 2 si ottiene la formula empirica **Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>**. Il nome di questo composto è **nitrato di magnesio**.

**3.110** Le equazioni bilanciate sono:



Se definiamo  $x = \text{massa di CH}_4$ , allora la massa di C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> è  $(13.43 - x) \text{ g}$ .

Poi, dobbiamo calcolare la massa di CO<sub>2</sub> e la massa di H<sub>2</sub>O prodotti da entrambi i composti CH<sub>4</sub> e C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>. La somma delle masse di CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O è 64.84 g

$$? \text{ g CO}_2 \text{ (da } \text{CH}_4) = x \text{ g CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16.04 \text{ g CH}_4} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \times \frac{44.01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 2.744x \text{ g CO}_2$$

$$? \text{ g H}_2\text{O (da } \text{CH}_4) = x \text{ g CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16.04 \text{ g CH}_4} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CH}_4} \times \frac{18.02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2.247x \text{ g H}_2\text{O}$$

$$\begin{aligned} ? \text{ g CO}_2 \text{ (da } \text{C}_2\text{H}_6) &= (13.43 - x) \text{ g C}_2\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{30.07 \text{ g C}_2\text{H}_6} \times \frac{4 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_2\text{H}_6} \times \frac{44.01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \\ &= 2.927(13.43 - x) \text{ g CO}_2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} ? \text{ g H}_2\text{O (da } \text{C}_2\text{H}_6) &= (13.43 - x) \text{ g C}_2\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{30.07 \text{ g C}_2\text{H}_6} \times \frac{6 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol C}_2\text{H}_6} \times \frac{18.02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \\ &= 1.798(13.43 - x) \text{ g H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Sommando le masse di CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O:

$$2.744x \text{ g} + 2.247x \text{ g} + 2.927(13.43 - x) \text{ g} + 1.798(13.43 - x) \text{ g} = 64.84 \text{ g}$$

$$0.266x = 1.383$$

$$x = 5.20 \text{ g}$$

La frazione di CH<sub>4</sub> nella miscela è  $\frac{5.20 \text{ g}}{13.43 \text{ g}} = \mathbf{0.387}$

**3.111** L'area della superficie di acqua si può calcolare assumendo che il piatto sia circolare.

$$\text{Area superficiale di acqua} = \pi r^2 = \pi (10 \text{ cm})^2 = 3.1 \times 10^2 \text{ cm}^2$$

L'area della sezione di una molecola di acido stearico in cm<sup>2</sup> è:

$$0.21 \text{ nm}^2 \times \left( \frac{1 \times 10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}} \right)^2 \times \left( \frac{1 \text{ cm}}{0.01 \text{ m}} \right)^2 = 2.1 \times 10^{-15} \text{ cm}^2 \text{ molecole}$$

Assumendo che non ci sia nessuno spazio vuoto tra le molecole, possiamo calcolare il numero di molecole di acido stearico che occuperanno un'area di  $3.1 \times 10^2 \text{ cm}^2$ .

$$(3.1 \times 10^2 \text{ cm}^2) \times \frac{1 \text{ molecole}}{2.1 \times 10^{-15} \text{ cm}^2} = 1.5 \times 10^{17} \text{ molecole}$$

Poi, calcoliamo le moli di acido stearico nel campione di  $1.4 \times 10^{-4} \text{ g}$ . In seguito, possiamo calcolare il numero di Avogadro (il numero di molecole per mole).

$$1.4 \times 10^{-4} \text{ g acido stearico} \times \frac{1 \text{ mol acido stearico}}{284.5 \text{ g acido stearico}} = 4.9 \times 10^{-7} \text{ mol acido stearico}$$

$$\text{Numero di Avogadro } (N_A) = \frac{1.5 \times 10^{17} \text{ molecole}}{4.9 \times 10^{-7} \text{ mol}} = \mathbf{3.1 \times 10^{23} \text{ molecole s/mol}}$$

**3.112** Le equazioni per la reazione di combustione dell'ottano sono:



La quantità di ottano bruciato è 2650 g (1 gallone con una densità 2.650 kg/gallone). Definiamo  $x$  la massa di ottano convertita in CO<sub>2</sub>; quindi  $(2650 - x) \text{ g}$  è la massa di ottano convertita in CO.

Le quantità di CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O prodotti da  $x$  g di ottano sono:

$$x \text{ g C}_8\text{H}_{18} \times \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114.2 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{16 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{44.01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 3.083x \text{ g CO}_2$$

$$x \text{ g C}_8\text{H}_{18} \times \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114.2 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{18 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{18.02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1.420x \text{ g H}_2\text{O}$$

Le quantità di CO e H<sub>2</sub>O prodotti da  $(2650 - x)$ g di ottano sono:

$$(2650 - x) \text{ g C}_8\text{H}_{18} \times \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114.2 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{16 \text{ mol CO}}{2 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{28.01 \text{ g CO}}{1 \text{ mol CO}} = (5200 - 1.962x) \text{ g CO}$$

$$(2650 - x) \text{ g C}_8\text{H}_{18} \times \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114.2 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{18 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{18.02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = (3763 - 1.420x) \text{ g H}_2\text{O}$$

La massa totale di CO<sub>2</sub> + CO + H<sub>2</sub>O prodotta è 11530 g. Possiamo scrivere: **11530 g = 3.083x + 1.420x + 5200 - 1.962x + 3763 - 1.420x** **x = 2290 g**

Dal momento che  $x$  è la quantità di ottano convertita in CO<sub>2</sub>, ora possiamo calcolare l'efficienza del processo.

$$\text{efficienza} = \frac{\text{g ottano convertito}}{\text{g ottano totale}} \times 100\% = \frac{2290 \text{ g}}{2650 \text{ g}} \times 100\% = \mathbf{86.42\%}$$

**3.113** Per il primo passaggio della sintesi, la resa è del 90% o 0.9. Per il secondo passaggio, la resa sarà 90% di 0.9 o anche  $(0.9 \times 0.9) = 0.81$ . Per il terzo passaggio, la resa sarà il 90% di 0.81 o anche  $(0.9 \times 0.9 \times 0.9) = 0.73$ . Vediamo che la resa sarà:

$$\text{resa} = (0.9)^n$$

dove  $n$  = numero di passaggio nella reazione. Per 30 passaggi,  $\text{resa} = (0.9)^{30} = 0.04 = \mathbf{4\%}$

**3.114** La massa di acqua persa durante il riscaldamento della miscela è  $(5.020 \text{ g} - 2.988 \text{ g}) = 2.032 \text{ g}$  di acqua. Quindi, definendo  $x$  = massa di CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O, allora la massa di MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O è  $(5.020 - x)$ g. Possiamo calcolare la quantità di acqua persa da ciascun sale basandoci sulla percentuale in massa di acqua in ciascun sale idrato. Possiamo scrivere:

$$(\text{massa CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})(\% \text{ H}_2\text{O}) + (\text{massa MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})(\% \text{ H}_2\text{O}) = \text{massa totale H}_2\text{O} = 2.032 \text{ g H}_2\text{O}$$

Calcola la % di H<sub>2</sub>O in ciascun idrato.

$$\% \text{ H}_2\text{O (CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{(5)(18.02 \text{ g})}{249.7 \text{ g}} \times 100\% = 36.08\% \text{ H}_2\text{O}$$

$$\% \text{ H}_2\text{O (MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = \frac{(7)(18.02 \text{ g})}{246.5 \text{ g}} \times 100\% = 51.17\% \text{ H}_2\text{O}$$

Sostituendo nell'equazione sopra otteniamo:

$$(x)(0.3608) + (5.020 - x)(0.5117) = 2.032 \text{ g}$$

$$0.1509x = 0.5367$$

$$x = 3.557 \text{ g} = \text{mass of CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

Infine, la percentuale in massa di CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O nella miscela è:  $\frac{3.557 \text{ g}}{5.020 \text{ g}} \times 100\% = \mathbf{70.86\%}$

### 3.115

Se assumiamo 100 g di composto, le masse di Cl e X sono rispettivamente 67.2 e 32.8 g. Possiamo calcolare le moli di Cl.

$$67.2 \cancel{\text{g Cl}} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{35.45 \cancel{\text{g Cl}}} = 1.896 \text{ mol Cl}$$

Quindi, utilizzando il rapporto molare dalla formula chimica ( $\text{XCl}_3$ ), possiamo calcolare le moli di X contenute in 32.8 g.

$$1.896 \cancel{\text{mol Cl}} \times \frac{1 \text{ mol X}}{3 \cancel{\text{mol Cl}}} = 0.6320 \text{ mol X}$$

0.6320 moli di X hanno una massa di 32.8 g. Il calcolo della massa molare di X è:

$$\frac{32.8 \text{ g X}}{0.6320 \text{ mol X}} = \mathbf{51.9 \text{ g/mol}}$$

L'elemento è molto probabilmente il **romo** (massa molare = 52.00 g/mol).

**3.116** La massa molare dell'emoglobina è:

$$2952(12.01 \text{ g}) + 4664(1.008 \text{ g}) + 812(14.01 \text{ g}) + 832(16.00 \text{ g}) + 8(32.07 \text{ g}) + 4(55.85 \text{ g}) = \mathbf{6.532 \times 10^4 \text{ g}}$$

**3.117** Se assumiamo 100 g della miscela, allora ci sono 29.96 g di Na nella miscela (29.96% di Na in massa). Questa quantità di Na è uguale alla massa di Na in NaBr più la massa di Na in  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

$$29.96 \text{ g Na} = \text{massa di Na in NaBr} + \text{massa di Na in Na}_2\text{SO}_4$$

Per calcolare la massa di Na in ciascun composto, i grammi di composto devono essere convertiti in grammi di Na usando la percentuale in massa di Na nel composto. Se  $x$  è uguale alla massa di NaBr, allora la massa di  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  è  $100 - x$ . Ricordiamo che abbiamo assunto 100 g di miscela. Impostiamo la seguente espressione e risolviamola in funzione di  $x$ .

$$29.96 \text{ g Na} = \text{massa di Na in NaBr} + \text{massa di Na in Na}_2\text{SO}_4$$

$$29.96 \text{ g Na} = \left[ x \cancel{\text{g NaBr}} \times \frac{22.99 \text{ g Na}}{102.89 \cancel{\text{g NaBr}}} \right] + \left[ (100 - x) \cancel{\text{g Na}_2\text{SO}_4} \times \frac{(2)(22.99 \text{ g Na})}{142.05 \cancel{\text{g Na}_2\text{SO}_4}} \right]$$

$$29.96 = 0.22344x + 32.369 - 0.32369x$$

$$0.10025x = 2.409$$

$$x = 24.03 \text{ g, che equivale alla massa di NaBr.}$$

La massa di  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  è  $100 - x$  che corrisponde a 75.97 g. Poiché abbiamo assunto 100 g di composto, la percentuale in massa di NaBr nella miscela è **24.03%** e la massa % di  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  è **75.97%**.

### 3.118

Sulla base della stechiometria del problema, il reagente A è il reagente limitante. Innanzitutto, calcoliamo la resa teorica della reazione.

$$4.0 \cancel{\text{mol A}} \times \frac{3 \text{ mol C}}{3 \cancel{\text{mol A}}} = 4.0 \text{ mol C}$$

$$\text{La resa percentuale della reazione è: } \% \text{ yield} = \frac{2.8 \text{ mol C}}{4.0 \text{ mol C}} \times 100\% = 70\% = \mathbf{7.0 \times 10^1 \%}$$

### 3.119

$$(a) \quad 0.400 \cancel{\text{g aspirin}} \times \frac{1 \cancel{\text{mol aspirin}}}{180.15 \cancel{\text{g aspirin}}} \times \frac{1 \cancel{\text{mol salicylic acid}}}{1 \cancel{\text{mol aspirin}}} \times \frac{138.12 \text{ g salicylic acid}}{1 \cancel{\text{mol salicylic acid}}} = \mathbf{0.307 \text{ g salicylic acid}}$$

$$(b) \quad 0.307 \text{ g salicylic acid} \times \frac{1}{0.749} = \mathbf{0.410 \text{ g salicylic acid}}$$

Se hai difficoltà a decidere se moltiplicare o dividere per 0.749 nel calcolo, ricorda che se solo il 74.9% di acido salicilico fosse convertito in aspirina, sarebbe necessario far reagire una quantità maggiore di acido salicilico per produrre la stessa quantità di aspirina.

$$(c) \quad 9.26 \cancel{\text{g salicylic acid}} \times \frac{1 \cancel{\text{mol salicylic acid}}}{138.12 \cancel{\text{g salicylic acid}}} \times \frac{1 \text{ mol aspirin}}{1 \cancel{\text{mol salicylic acid}}} = 0.06704 \text{ mol aspirin}$$

$$8.54 \cancel{\text{g acetic anhydride}} \times \frac{1 \cancel{\text{mol acetic anhydride}}}{102.09 \cancel{\text{g acetic anhydride}}} \times \frac{1 \text{ mol aspirin}}{1 \cancel{\text{mol acetic anhydride}}} = 0.08365 \text{ mol aspirin}$$

Il reagente limitante è l'acido salicilico. La resa teorica dell'aspirina è:

$$0.06704 \cancel{\text{mol aspirin}} \times \frac{180.15 \text{ g aspirin}}{1 \cancel{\text{mol aspirin}}} = \mathbf{12.1 \text{ g aspirin}}$$

$$\text{La resa percentuale è: } \% \text{ yield} = \frac{10.9 \text{ g}}{12.1 \text{ g}} \times 100\% = \mathbf{90.1\%}$$

### 3.120

Le equazioni bilanciate per la combustione dello zolfo e la reazione tra SO<sub>2</sub> e CaO sono:



Innanzitutto, trova la quantità di zolfo presente nel consumo giornaliero di carbone.

$$(6.60 \times 10^6 \text{ kg coal}) \times \frac{1.6\% \text{ S}}{100\%} = 1.06 \times 10^5 \text{ kg S} = 1.06 \times 10^8 \text{ g S}$$

Ogni giorno quantità necessaria di CaO è:

$$(1.06 \times 10^8 \cancel{\text{g S}}) \times \frac{1 \cancel{\text{mol S}}}{32.07 \cancel{\text{g S}}} \times \frac{1 \cancel{\text{mol SO}_2}}{1 \cancel{\text{mol S}}} \times \frac{1 \cancel{\text{mol CaO}}}{1 \cancel{\text{mol SO}_2}} \times \frac{56.08 \cancel{\text{g CaO}}}{1 \cancel{\text{mol CaO}}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \cancel{\text{g}}} = \mathbf{1.85 \times 10^5 \text{ kg CaO}}$$

**3.121** La massa molare dell'aria può essere calcolata moltiplicando la massa molare di ciascun componente per la propria abbondanza relativa e facendo poi la somma. Ricordiamo che il gas azoto e ossigeno sono diatomici.

$$\mathbf{\text{massa molare dell'aria}} = (0.7808)(28.02 \text{ g/mol}) + (0.2095)(32.00 \text{ g/mol}) + (0.0097)(39.95 \text{ g/mol}) = 28.97 \text{ g/mol}$$

### 3.122

(a) Le osservazioni possono indicare sia che la quantità dell'isotopo più abbondante è aumentata sia che la quantità dell'isotopo meno abbondante è diminuita. Una possibile spiegazione è che l'isotopo meno abbondante stesse subendo un decadimento radioattivo, e così la sua massa sarebbe diminuita nel tempo

$$(b) \quad 16 \text{ amu, CH}_4 \qquad 17 \text{ amu, NH}_3 \qquad 18 \text{ amu, H}_2\text{O} \qquad 64 \text{ amu, SO}_2$$

(c) La formula C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> può essere anche scritta come CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>. Un frammento CH<sub>3</sub> può staccarsi da questa molecola dando un picco a 15 uma. Nessun frammento della molecola CO<sub>2</sub> può avere una massa di 15 uma. Quindi la sostanza che ha generato lo spettro di massa è molto probabilmente C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>.

(d) Per prima cosa, calcoliamo le masse di CO<sub>2</sub> e C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>.

$$\text{massa molecolare CO}_2 = 12.00000 \text{ uma} + 2(15.99491 \text{ uma}) = 43.98982 \text{ uma}$$

$$\text{massa molecolare C}_3\text{H}_8 = 3(12.00000 \text{ uma}) + 8(1.00797 \text{ uma}) = 44.06376 \text{ uma}$$

Queste masse differiscono solo di 0.07394 uma. La misura deve essere precisa a  $\pm 0.030$  uma.

$$43.98982 + 0.030 \text{ uma} = 44.02 \text{ uma}$$

$$44.63761 - 0.030 \text{ uma} = 44.03 \text{ uma}$$

(e) Per analizzare un campione di oro, gli scienziati per prima cosa riscaldano un minuscolo punto (circa 0.01 cm di diametro e di spessore) del campione con un laser ad alta potenza. L'oro (e i suoi elementi in tracce) vaporizzato vengono flussati da un flusso di gas argon all'interno dello spettrometro di massa. Il confronto dello spettro di massa con un repertorio di spettri di massa di oro avente origini conosciute identificherà la fonte dell'oro, come le impronte digitali identificano gli individui. Questa tecnica può essere utilizzata su oggetto grande come un lingotto o su un piccolo articolo di gioielleria.

**3.123 (a)** È necessario confrontare la % in massa di K in entrambi i composti KCl e K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

$$\%K \text{ in KCl} = \frac{39.10 \text{ g}}{74.55 \text{ g}} \times 100\% = 52.45\% \text{ K}$$

$$\%K \text{ in K}_2\text{SO}_4 = \frac{2(39.10 \text{ g})}{174.27 \text{ g}} \times 100\% = 44.87\% \text{ K}$$

Il prezzo è dipendente dalla %K.

$$\frac{\text{Prezzo di K}_2\text{SO}_4}{\text{Prezzo di KCl}} = \frac{\%K \text{ in K}_2\text{SO}_4}{\%K \text{ in KCl}}$$

$$\text{Prezzo di K}_2\text{SO}_4 = \text{Prezzo di KCl} \times \frac{\%K \text{ in K}_2\text{SO}_4}{\%K \text{ in KCl}}$$

$$\text{Prezzo di K}_2\text{SO}_4 = \frac{\$0.55}{\text{kg}} \times \frac{44.87\%}{52.45\%} = \$0.47/\text{kg}$$

**Il prezzo di K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = × = \$0.47 /kg**

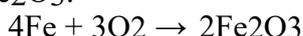
(b) Prima, calcola il numero di moli di K in 1.00 kg di KCl.

$$(1.00 \times 10^3 \text{ g KCl}) \times \frac{1 \text{ mol KCl}}{74.55 \text{ g KCl}} \times \frac{1 \text{ mol K}}{1 \text{ mol KCl}} = 13.4 \text{ mol K}$$

In seguito, calcola la quantità di K<sub>2</sub>O necessario per fornire 13.4 moli K.

$$13.4 \text{ mol K} \times \frac{1 \text{ mol K}_2\text{O}}{2 \text{ mol K}} \times \frac{94.20 \text{ g K}_2\text{O}}{1 \text{ mol K}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 0.631 \text{ kg K}_2\text{O}$$

**3.124** La decomposizione del KClO<sub>3</sub> produce gas ossigeno (O<sub>2</sub>) che reagisce con il Fe per produrre Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.



Quando 15.0 g di Fe vengono riscaldati in presenza di gas O<sub>2</sub>, l'incremento di massa è dovuto all'ossigeno. La massa dell'ossigeno reagita è

$$17.9 \text{ g} - 15.0 \text{ g} = 2.9 \text{ g O}_2$$

Da questa massa di O<sub>2</sub>, possiamo ora calcolare la massa di Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> prodotto e la massa di KClO<sub>3</sub> decomposto.

$$2.9 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32.00 \text{ g O}_2} \times \frac{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{3 \text{ mol O}_2} \times \frac{159.7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 9.6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

La reazione di decomposizione bilanciata del  $\text{KClO}_3$  è:  $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ . La massa di  $\text{KClO}_3$  decomposta è:

$$2.9 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32.00 \text{ g O}_2} \times \frac{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{3 \text{ mol O}_2} \times \frac{159.7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 9.6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

**3.125** Le formule possibili per il bromuro di metallo potrebbero  $\text{MBr}$ ,  $\text{MBr}_2$ ,  $\text{MBr}_3$ , etc. Assumendo di partire da 100 g di composto, possiamo determinare le moli di Br nel composto. Per ciascuna formula, dalla massa e dalle moli del metallo, noi possiamo calcolare la massa molare del metallo incognito. La massa molare di metallo ottenuta, che corrisponde ad un valore presente sulla tavola periodica, indicherà la formula corretta.

Considerando 100 g di composto, noi abbiamo 53.79 g Br e 46.21 g del metallo (M). Le moli di Br nel composto sono:

$$53.79 \text{ g Br} \times \frac{1 \text{ mol Br}}{79.90 \text{ g Br}} = 0.67322 \text{ mol Br}$$

Se la formula è  $\text{MBr}$ , le moli di M sono quindi 0.67322 moli. Se la formula è  $\text{MBr}_2$ , le moli di M sono  $0.67322/2 = 0.33661$ , e così via. Per ciascuna formula ( $\text{MBr}$ ,  $\text{MBr}_2$ , and  $\text{MBr}_3$ ), noi calcoliamo la massa molare del metallo.

$$\text{MBr: } \frac{46.21 \text{ g M}}{0.67322 \text{ mol M}} = 68.64 \text{ g/mol} \quad (\text{non è questo metallo})$$

$$\text{MBr}_2: \frac{46.21 \text{ g M}}{0.33661 \text{ mol M}} = 137.3 \text{ g/mol} \quad (\text{il metallo è il bario. La formula è BaBr}_2)$$

$$\text{MBr}_3: \frac{46.21 \text{ g M}}{0.22441 \text{ mol M}} = 205.9 \text{ g/mol} \quad (\text{non è questo metallo})$$