

LE REAZIONI CHIMICHE E IL LORO SIGNIFICATO

I PREREQUISITI

- Saper leggere e usare le formule chimiche.
- Conoscere i concetti di ione, molecola, unità formula, acido e base.
- Conoscere il concetto di mole e il principio d'Avogadro.
- Saper eseguire somme algebriche.

Utilizzando il concetto di mole, i chimici riescono a interpretare le equazioni di reazione in termini ponderali, a calcolare cioè i rapporti in massa fra reagenti e prodotti. A tuo parere, sarebbe possibile ottenere questi risultati senza servirsi delle moli, avvalendosi solamente del significato delle equazioni di reazione a livello nanoscopico?

2.1

LE REAZIONI: IL PUNTO FOCALE DELLA CHIMICA

Il concetto di reazione chimica è uno dei primi che hai incontrato in questo testo.

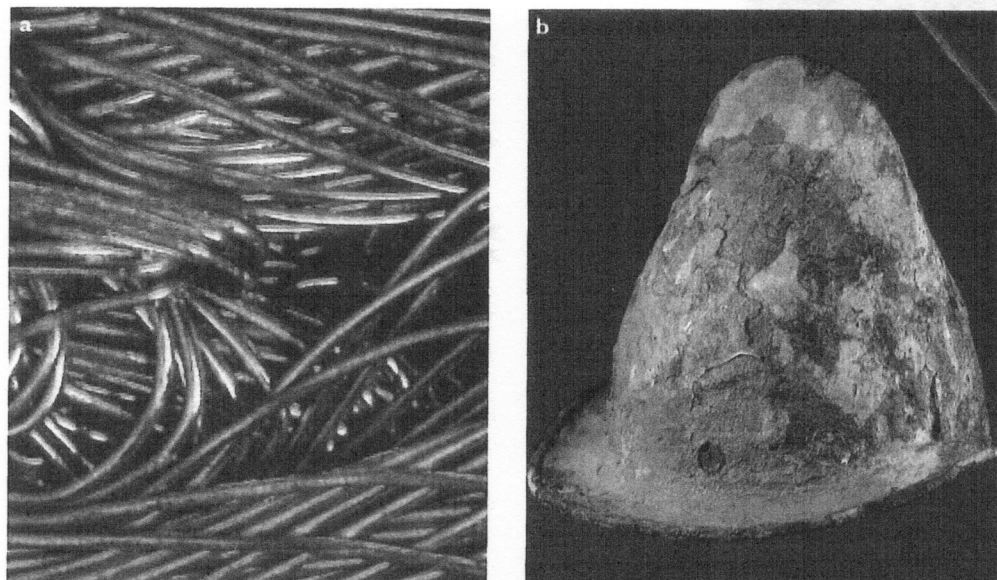
Prende il nome di reazione chimica qualsiasi fenomeno durante il quale una o più sostanze iniziali (dette reagenti) si trasformano in sostanze diverse (chiamate prodotti).

Nel corso di una reazione chimica la materia subisce una profonda trasformazione, che si manifesta attraverso un cambiamento integrale nelle proprietà delle sostanze coinvolte. Un esempio a tutti noto è la formazione della ruggine: il ferro, metallo dalla lucentezza argentea, duttile e malleabile (figura 2.1a), a contatto con l'aria umida reagisce con l'ossigeno (un gas) e l'acqua dando la ruggine solido di colore rosso-bruno, opaco e friabile (figura 2.1b).

Un'altra reazione accompagnata da mutamenti particolarmente evidenti è la reazione dell'idrossido di sodio NaOH (comunemente nota come soda caustica, composto fortemente basico e corrosivo) con acido cloridrico HCl (acido forte altamente corrosivo). Dalla combinazione di due sostanze dall'elevato potere corrosivo ci aspetteremmo un prodotto ancora più aggressivo. Accade invece l'opposto: il prodotto che si forma, oltre all'acqua, è il cloruro di sodio (NaCl), comune sale da cucina, notoriamente innocuo.

FIGURA 2.1

La formazione di ruggine su un pezzo di ferro è un tipico esempio di reazione chimica: il ferro (a), metallo lucente, duttile e malleabile, a contatto con l'ossigeno e l'acqua diventa ruggine (b), assumendo proprietà del tutto diverse.



Il problema fondamentale per un chimico è riuscire a prevedere se una o più sostanze in determinate condizioni daranno luogo a una reazione e, in caso affermativo, quali prodotti si formeranno.

Pertanto, egli avrà compiuto un importante passo nella comprensione di un fenomeno chimico quando sarà giunto a scrivere un'equazione che indichi le formule dei reagenti e dei prodotti e i loro rapporti quantitativi, rispettando sia la teoria atomico-molecolare sia la legge di conservazione della massa.



Da quali indizi puoi supporre che si stia svolgendo una reazione chimica?

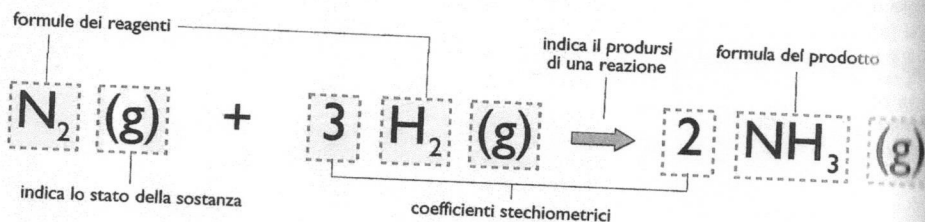
2.2

LE EQUAZIONI DI REAZIONE E IL LORO BILANCIAMENTO

Le **equazioni di reazione** (o **equazioni chimiche**) sono rappresentazioni sintetiche delle reazioni chimiche. In un'equazione di reazione troviamo:

- le **formule dei reagenti e dei prodotti** separate da una freccia;
- alcuni **simboli** (di uso frequente ma non obbligatorio) che sono posti dopo ogni formula e **specificano lo stato fisico** della sostanza, e precisamente:
 - **(s)** se si tratta di una sostanza solida;
 - **(l)** se si tratta di una sostanza liquida;
 - **(g)** se si tratta di un gas;
 - **(aq)** se si tratta di una sostanza disciolta in acqua;
- i **coefficienti di reazione** (o **coefficienti stechiometrici**), numeri interi (l'unità si omette) che precedono le formule e indicano i rapporti numerici fra le molecole e le unità formula coinvolte nella reazione.

ESEMPIO La reazione di sintesi dell'ammoniaca gassosa, NH_3 , a partire dall'azoto e dall'idrogeno elementari è descritta dall'equazione chimica:



Tale equazione significa che *una molecola di azoto e tre molecole di idrogeno reagiscono dando due molecole di ammoniaca*.

Durante una reazione chimica le molecole iniziali si trasformano in molecole di tipo diverso e anche il loro numero può variare, quindi i coefficienti stechiometrici dei reagenti possono differire da quelli dei prodotti. Gli atomi invece non cambiano né per tipo né per numero: questo è il motivo per cui durante le reazioni chimiche la massa si conserva, come affermato dalla legge di Lavoisier.

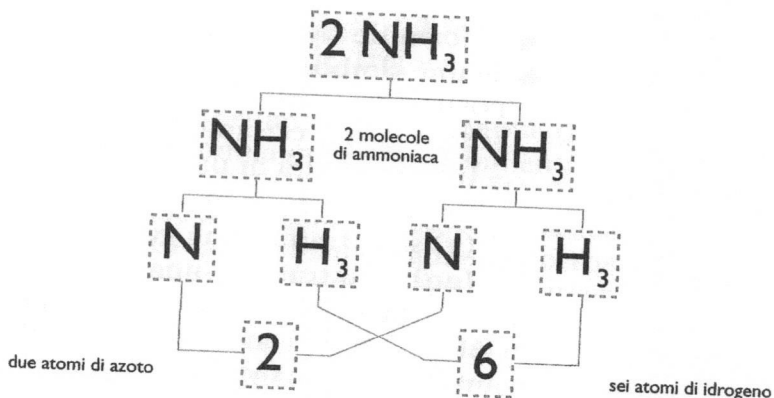
Di conseguenza, **i coefficienti di reazione devono essere tali che il numero degli atomi di ciascun elemento nei reagenti sia uguale al numero degli atomi dello stesso elemento nei prodotti**. In altre parole un'equazione chimica, scritta correttamente, deve essere **bilanciata**.

L'equazione di reazione dell'esempio precedente è bilanciata: in entrambi i membri dell'equazione il numero di atomi di azoto è pari a due, mentre quello degli atomi di idrogeno è sei. I coefficienti stechiometrici riguardano l'intera formula da essi preceduta.

ESEMPIO Il simbolo:



indica due molecole di ammoniaca, ciascuna delle quali è costituita da un atomo di azoto e tre atomi di idrogeno, per un totale di due atomi di azoto e sei atomi di idrogeno.



Il bilanciamento di una equazione chimica si effettua in genere attraverso più passaggi. Si bilanciano in successione gli elementi presenti nell'equazione di reazione finché tutti risultano in eguale numero sia a destra che a sinistra della freccia, seguendo alcune regole:

Regola	Esempio
<p>1. Prima di tutto scrivi un'equazione non bilanciata riportando nel primo membro le formule dei reagenti e nel secondo quelle dei prodotti. Se le formule delle sostanze coinvolte nella reazione non sono note devono essere determinate mediante analisi chimica. Ricordati che le formule corrispondono a una ben precisa composizione delle sostanze e, quindi, non devono essere modificate durante il bilanciamento: le equazioni chimiche si bilanciano ponendo gli opportuni coefficienti, non cambiando gli indici nelle formule.</p>	<p>Devi bilanciare la reazione di neutralizzazione, in soluzione acquosa, dell'idrossido di calcio, Ca(OH)_2, a opera dell'acido nitrico, HNO_3, con produzione di nitrato di calcio, $\text{Ca(NO}_3)_2$, e di acqua. L'equazione non bilanciata è:</p> $\text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
<p>2. Esamina l'equazione per individuare gli atomi non bilanciati e comincia a bilanciarli, partendo preferibilmente dagli elementi presenti solamente in un reagente e in un prodotto.</p>	<p>In questo caso, il calcio è già bilanciato, presentando un atomo da ambo i lati della freccia; tutti gli altri elementi sono sbilanciati. Ti conviene iniziare il bilanciamento dall'azoto, che compare solo in una formula in entrambi i membri dell'equazione; a tal fine, poni un 2 davanti ad HNO_3:</p> $\text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) + 2\text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
<p>3. Bilancia gli atomi dei restanti elementi. Spesso conviene bilanciare per ultimo l'idrogeno; dopo il bilanciamento dell'idrogeno, l'ossigeno risulta generalmente già bilanciato, confermando così la correttezza della procedura.</p>	<p>Restano da bilanciare solo gli atomi di idrogeno e di ossigeno. Poiché ci sono 4 atomi di idrogeno nel primo membro e soltanto 2 nel secondo, poni un 2 prima di H_2O:</p> $\text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) + 2\text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
<p>4. Controlla che gli atomi di tutti gli elementi siano bilanciati.</p>	<p>L'equazione di reazione è già bilanciata: anche il numero degli atomi di ossigeno, infatti, è uguale a 8 sia nei reagenti che nei prodotti.</p>

PROBLEMA RISOLTO

IL BILANCIAMENTO DI UN'EQUAZIONE DI REAZIONE

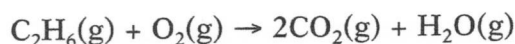
Bilancia l'equazione di reazione relativa alla combustione dell'etano, C_2H_6 , sapendo che i prodotti sono diossido di carbonio e vapor d'acqua.

SOLUZIONE

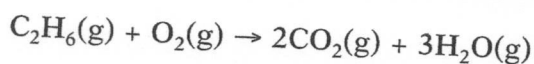
Per prima cosa devi scrivere l'equazione non bilanciata:



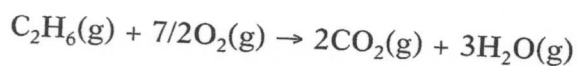
Puoi cominciare il bilanciamento dal carbonio o dall'idrogeno, entrambi i quali compaiono una sola volta in ciascun membro dell'equazione. Cominciamo per esempio dal carbonio ponendo un 2 davanti a CO_2 :



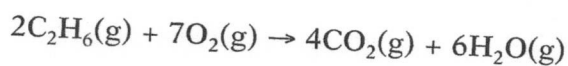
- Bilancia ora l'idrogeno: poiché vi sono 6 atomi di idrogeno a sinistra della freccia e solo 2 a destra, metti un 3 davanti ad H_2O :



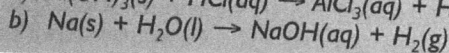
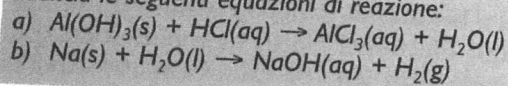
- L'ossigeno non è ancora bilanciato. Vi è però una difficoltà: per avere lo stesso numero di atomi di tale elemento nei due membri, devi porre davanti a O_2 un coefficiente stechiometrico frazionario: $7/2$. L'equazione risulterebbe:



- Perché fosse possibile questa reazione, dovrebbero esistere le mezza molecole! Devi allora togliere il coefficiente frazionario moltiplicando tutti i coefficienti per 2. Ottieni così l'equazione conclusiva:



Bilancia le seguenti equazioni di reazione:



2.3

I CALCOLI STECHIOMETRICI

Finora abbiamo interpretato le equazioni di reazione a livello nanoscopico, ossia in termini di atomi, molecole e unità formula. Questo tipo di interpretazione, tuttavia, è poco utile per l'esecuzione dei **calcoli stechiometrici** (calcoli delle quantità delle sostanze che prendono parte a una reazione).

Questi calcoli servono per sapere, per esempio, quanti grammi di un determinato reagente sono necessari per ottenere una data quantità di prodotto oppure quanti grammi di un reagente si combinano con una quantità nota di un altro reagente, ciò che è molto utile da un punto di vista pratico.

Per esempio, riferendoci alla neutralizzazione dell'idrossido di calcio con acido nitrico, possiamo chiederci quanti grammi di acido nitrico occorrono per preparare 30 g di nitrato di calcio oppure quanti grammi di tale acido reagiscono con 45 g di idrossido di calcio.

Per passare in un'equazione di reazione dal livello nanoscopico a quello macroscopico (grammi, kilogrammi, tonnellate) dobbiamo servirci della mole (vedi *Modulo A, Unità 4*).

Prendiamo in esame, a titolo d'esempio, l'equazione della combinazione dell'azoto con l'ossigeno per dare monossido di azoto NO, reazione che non avviene a temperatura ambiente, ma si produce nei cilindri dei motori delle auto a causa dell'alta temperatura dovuta alla combustione del carburante (figura 2.2).

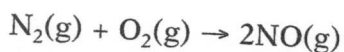
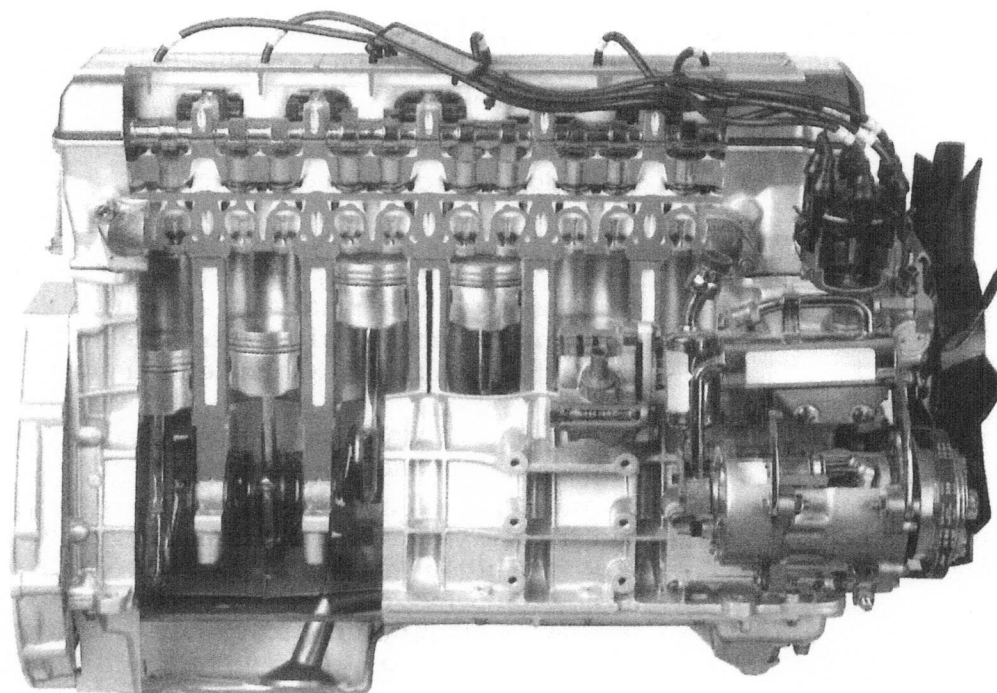


FIGURA 2.2

Il monossido di azoto è un prodotto della combinazione dell'azoto con l'ossigeno che avviene alle alte temperature prodotte nei cilindri dei motori dalla combustione del carburante.



L'equazione ci dice che *una molecola di azoto e una di ossigeno reagiscono dando due molecole di monossido di azoto.*

Di conseguenza, 2 molecole di azoto e 2 di ossigeno reagiscono dando 4 molecole di ossido di azoto; 3 molecole di azoto e 3 di ossigeno producono 6 molecole di ossido di azoto, e così via. In particolare, $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole d'azoto si combinano con $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di ossigeno producendo $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di ossido di azoto, ovvero *una mole di azoto si combina con una mole di ossigeno dando due moli di monossido d'azoto.* Sappiamo, infatti, che una mole di ogni sostanza molecolare è formata da un numero di Avogadro di molecole = $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole.

Poiché questa reazione si svolge fra sostanze gassose, l'equazione che la descrive può essere letta anche in un terzo modo.

Dato che, in base al principio di Avogadro, un determinato numero di moli di gas diversi nelle medesime condizioni di temperatura e di pressione occupa lo stesso volume, se tutti i gas che partecipano alla reazione si trovano alla stessa temperatura e alla stessa pressione, *un volume di azoto si combina con un volume di ossigeno dando due volumi di monossido d'azoto.*

I tre diversi significati che abbiamo individuato per l'equazione della sintesi del monossido d'azoto a partire dai suoi elementi valgono per qualsiasi equazione di reazione.

Possiamo dunque sostenere che:

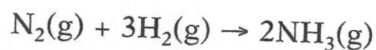
in un'equazione chimica bilanciata i coefficienti stechiometrici sono proporzionali:

- ai numeri delle molecole e unità formula che partecipano alla reazione;
- ai numeri delle moli delle sostanze coinvolte nella reazione;
- ai volumi delle sostanze gassose coinvolte nella reazione.

PROBLEMA RISOLTO

● **CALCOLI STECHIOMETRICI RELATIVI A MASSE E VOLUMI DI REAGENTI E PRODOTTI**

L'ammoniaca si prepara per combinazione dell'azoto con l'idrogeno secondo l'equazione di reazione:



Utilizzando questa equazione, calcola:

- quanti grammi e litri di idrogeno in condizioni normali reagiscono con 5,32 grammi di azoto e quanti grammi di ammoniaca si formano;
- il volume di ammoniaca che si può preparare con 24,0 l di idrogeno nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione.

SOLUZIONE

- Per calcolare le quantità in grammi di idrogeno e di ammoniaca, procedi in questo modo:

- converti i grammi di azoto in moli, dividendoli per la massa molare dell'azoto stesso (28,01 g/mol):

$$\frac{5,32 \text{ g}}{28,01 \text{ g/mol}} = 0,190 \text{ mol di N}_2$$

- ottieni poi dai coefficienti stechiometrici il numero di moli delle altre sostanze coinvolte nella reazione:

$$0,190 \text{ mol di N}_2 \cdot 3 = 0,570 \text{ mol di H}_2$$

$$0,190 \text{ mol di N}_2 \cdot 2 = 0,380 \text{ mol di NH}_3$$

- converti infine le moli dell'idrogeno e dell'ammoniaca in grammi, moltiplicandole per le loro masse molari (rispettivamente 2,016 g/mol e 17,03 g/mol):

$$0,570 \text{ mol di H}_2 \cdot 2,016 \text{ g/mol} = 1,15 \text{ g di H}_2$$

$$0,380 \text{ mol di NH}_3 \cdot 17,03 \text{ g/mol} = 6,47 \text{ g di NH}_3$$

In conclusione, reagiscono 1,15 g di idrogeno e si producono 6,47 g di ammoniaca. I risultati sono in accordo con la legge di conservazione della massa:

$$\text{massa dei reagenti} = 5,32 \text{ g di N}_2 + 1,15 \text{ g di H}_2 = 6,47 \text{ g}$$

$$\text{massa del prodotto} = 6,47 \text{ g di NH}_3$$

Per calcolare i litri di idrogeno in c.n. che reagiscono, devi ricordare che il volume molare di un qualsiasi gas in c.n. è pari a 22,41 l/mol. Poiché si combinano 0,570 moli di idrogeno, ottieni:

$$\begin{array}{rcl} \text{numero delle moli di H}_2 & \cdot & \text{volume molare} & = & \text{volume di H}_2 \\ 0,570 \text{ mol} & \cdot & 22,41 \text{ l/mol} & = & 12,8 \text{ l di H}_2 \text{ in c.n.} \end{array}$$

- b) Per calcolare il volume dell'ammoniaca, devi tenere conto che, sulla base dell'equazione di reazione, con tre litri di idrogeno si possono preparare due litri di ammoniaca. Pertanto, puoi ottenere il volume richiesto risolvendo la seguente proporzione:

$$3 \text{ l di H}_2 : 2 \text{ l di NH}_3 = 24,0 \text{ l di H}_2 : x \text{ l di NH}_3$$

$$x = \frac{2 \text{ l di NH}_3 \cdot 24,0 \text{ l di H}_2}{3 \text{ l di H}_2}$$

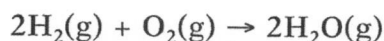
$$x = 16,0 \text{ l di NH}_3$$

Si formano quindi 16,0 l di ammoniaca.

I reagenti limitanti

Nella pratica di laboratorio capita spesso che uno dei reagenti sia *in difetto* rispetto alla *quantità stechiometrica* (quantità necessaria per la trasformazione completa degli altri reagenti). Gli altri reagenti sono dunque *in eccesso* e reagiscono solo parzialmente. Da questo, puoi comprendere come le quantità dei prodotti siano proporzionali alla quantità del reagente in difetto, che viene detto perciò **reagente limitante**.

ESEMPIO L'idrogeno e l'ossigeno reagiscono tra loro con formazione d'acqua:



Supponiamo di far reagire due moli di idrogeno con due moli di ossigeno. Dall'equazione di reazione ricaviamo che due moli di idrogeno si combinano con una sola mole di ossigeno; pertanto, una mole di ossigeno è in eccesso e non reagisce mentre l'idrogeno è in difetto e reagisce completamente formando due moli di vapor d'acqua. Puoi notare che la quantità d'acqua prodotta dipende dalla quantità di idrogeno iniziale, che funge quindi da reagente limitante. L'ossigeno in eccesso non influisce affatto sulla quantità d'acqua che si forma. Naturalmente, quello che abbiamo detto per le moli vale anche per i volumi dei gas.

Per esempio, due litri di idrogeno posti a reagire con due litri di ossigeno nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione producono due litri di vapor d'acqua (se in tali condizioni l'acqua è allo stato di vapore). Un litro di ossigeno non reagisce e si ritrova inalterato al termine della reazione.

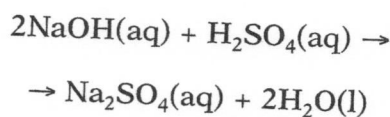
PROBLEMA RISOLTO

CALCOLI STECHIOMETRICI IN REAZIONI CON REAGENTE LIMITANTE

Per produrre il solfato di sodio si può usare la reazione fra idrossido di sodio e acido solforico (figura 2.3 a pagina seguente). Calcola quanto solfato di sodio si ottiene ponendo a reagire in soluzione acquosa 15,8 g di idrossido di sodio e 20,6 g di acido solforico. Determina inoltre quanti grammi del reagente in eccesso rimangono non combinati al termine della reazione.

SOLUZIONE

L'equazione della reazione in oggetto è la seguente:



in cui il rapporto stechiometrico fra le moli di NaOH e H_2SO_4 è 2 : 1.

Calcola ora il numero delle moli dei due reagenti all'inizio della reazione (le loro masse molari sono, rispettivamente, 40,00 g/mol e 98,08 g/mol):

$$\frac{15,8 \text{ g}}{40,00 \text{ g/mol}} = 0,395 \text{ mol di NaOH}$$

$$\frac{20,6 \text{ g}}{98,08 \text{ g/mol}} = 0,210 \text{ mol di H}_2\text{SO}_4$$

Il rapporto fra le moli iniziali di NaOH e H_2SO_4 è dunque:

$$\frac{0,395}{0,210} = 1,88 < 2$$

Tale rapporto cioè è minore del rapporto stechiometrico NaOH/ H_2SO_4 . Ciò significa che l'idrossido di sodio è il reagente limitante.

Per determinare quanto solfato di sodio si forma, devi quindi avvalerti delle moli iniziali di NaOH. Dall'equazione di reazione, deduci che le moli di Na_2SO_4 sono la metà di quelle di NaOH:

$$\frac{0,395 \text{ mol di NaOH}}{2} = 0,198 \text{ mol di Na}_2\text{SO}_4$$

Poiché la massa molare di Na_2SO_4 è pari a 142,04 g/mol, la quantità di solfato di sodio formatosi risulta:

$$0,198 \text{ mol di Na}_2\text{SO}_4 \cdot 142,04 \text{ g/mol} = 28,1 \text{ g di Na}_2\text{SO}_4$$

Anche le moli di acido solforico che reagiscono sono la metà di quelle dell'idrossido di sodio iniziale, vale a dire 0,198 mol. Le moli di H_2SO_4 non combinate si ricavano per differenza dalle moli iniziali:

$$(0,210 - 0,198) \text{ mol} = 0,012 \text{ mol di H}_2\text{SO}_4 \text{ residuo}$$

I grammi di H_2SO_4 che rimangono inalterati alla fine della reazione sono quindi:

$$0,012 \text{ mol} \cdot 98,08 \text{ g/mol} = 1,2 \text{ g di H}_2\text{SO}_4 \text{ residuo}$$

FIGURA 2.3

Flacone contenente acido solforico, composto dello zolfo esavalente. È un liquido oleoso, pesante e incolore ed è fortemente corrosivo.

