

Unità **5**

Reazioni ed equazioni chimiche

I contenuti

- 5.1** Reazioni: dagli indizi alle equazioni
- 5.2** Calcoli con le moli nelle equazioni chimiche
- 5.3** Calcoli con le masse nelle equazioni chimiche
- 5.4** Il reagente limitante

il Micronauta
La combustione del metano

Chimica in azione

Le ricette di cucina ci dicono quali ingredienti utilizzare e in quale quantità per ottenere un certo numero di porzioni; se dobbiamo cucinare per un numero maggiore di persone, raddoppiamo o triplichiamo le dosi degli ingredienti, a seconda dei casi.

Le equazioni chimiche ci dicono quali sono i reagenti e i prodotti e ci consentono di fare calcoli sulle loro quantità, in massa e in moli, un po' come le ricette di cucina. Con una differenza importante, però: se sbagliamo a leggere gli "ingredienti" o a calcolare le loro "dosi", il risultato a volte può essere... esplosivo!

Gli obiettivi

sapere

- illustrare le principali caratteristiche delle reazioni chimiche
- distinguere l'aspetto qualitativo e quantitativo delle equazioni chimiche
- spiegare il significato di un'equazione bilanciata dal punto di vista macroscopico, molare e particellare

saper fare

- bilanciare per tentativi una reazione chimica
- svolgere problemi di stechiometria con le particelle, con le moli e con i grammi, senza e con agente limitante

5.1 Reazioni: dagli indizi alle equazioni

Quando assistete a uno spettacolo di fuochi d'artificio, vedete esplosioni accompagnate da luce, rumore e altri "effetti speciali". Ciò che osservate sono reazioni chimiche che si manifestano in modo spettacolare. Però esistono anche reazioni che avvengono senza che neppure ce ne accorgiamo, perché i loro effetti non sono immediatamente visibili. Chi si occupa di chimica è abituato a leggere e scrivere equazioni chimiche che descrivono in modo sintetico tutto quello che avviene nelle reazioni, compresi alcuni degli effetti che possiamo cogliere con i nostri sensi... non proprio tutti, però: la forma dei fuochi d'artificio, per esempio, non compare nelle equazioni chimiche.

■ Come si manifestano le reazioni chimiche

Sapete che in una reazione chimica gli atomi dei reagenti si aggregano in maniera diversa nei prodotti della reazione. Se potessimo vedere le particelle che compongono la materia, allora ci renderemmo conto facilmente quando si sta verificando una reazione chimica. Invece, poiché non siamo in grado di vedere direttamente atomi e molecole, ci dobbiamo basare su degli *indizi* per capire se è avvenuta una reazione chimica. A volte, infatti, i cambiamenti che si verificano a livello particellare sono accompagnati da cambiamenti nelle proprietà macroscopiche che possono essere rilevati da uno dei nostri sensi. Certe reazioni, per esempio, sono associate a un *cambiamento di colore*; in altre si verifica la *formazione di un solido* (o *precipitato*) in seguito al mescolamento di due soluzioni perfettamente limpide. La presenza di bolle in un liquido può essere segno che sta avvenendo una reazione con *formazione* (o *sviluppo*) di un gas. Altre volte possiamo accorgerci che sta avvenendo una reazione perché si *libera energia*, che si manifesta sotto forma di *luce* o di *calore*. La **Figura 5.1** mostra alcuni di questi indizi di reazione.



In questa lezione

Domande guida

- Come ci si accorge che sta avvenendo una reazione chimica?
- Quali informazioni sono contenute in un'equazione chimica?
- Che cosa vuol dire che un'equazione chimica è bilanciata?
- Come si fa a bilanciare un'equazione chimica?

Il tuo vocabolario

equazione bilanciata *balanced equation*
coefficienti *coefficients*

Leggimi

I cinque sensi vanno utilizzati con le opportune cautele! Nel laboratorio di chimica, infatti, non devi mai assaggiare o inalare o avvicinare agli occhi – senza un'adeguata protezione – le sostanze che non conosci.

Figura 5.1 Indizi di reazione chimica

Le immagini mostrano alcuni effetti che rivelano ai nostri sensi lo svolgimento di reazioni: **a]** lo sviluppo di bollicine di gas; **b]** lo sviluppo di calore e l'emissione di luce; **c]** la precipitazione di un solido; **d]** il cambiamento di colore via via che la reazione procede.



Figura 5.2 Alcune reazioni chimiche assorbono calore

Nelle confezioni che producono freddo istantaneo si svolge una reazione che assorbe calore; perciò la pelle si raffredda al contatto con questo tipo di impacco.



Molte reazioni, come per esempio le combustioni, emettono sia luce sia calore. Ma ci sono anche reazioni che, al contrario, assorbono calore. Reazioni di questo tipo vengono sfruttate, per esempio, nelle confezioni per impacchi freddi [Figura 5.2]; quando li applichiamo sulla pelle, avvertiamo una sensazione di freddo causata dal passaggio di calore dalla pelle verso l'impacco.

È bene fare attenzione quando usiamo i nostri sensi per capire se sta avvenendo una reazione chimica. Infatti, alcuni cambiamenti macroscopici possono trarci in inganno. Per esempio, quando l'acqua è in ebollizione vediamo bolle di vapore che salgono nel liquido, ma non si tratta di una trasformazione chimica; semplicemente si formano bolle di vapore d'acqua, che è fatto delle stesse molecole dell'acqua liquida. Inoltre, ci sono molte reazioni che non producono effetti visibili, e gli scambi energetici coinvolti sono troppo piccoli per essere rilevati.

Leggimi

Questo esperimento va eseguito sotto la guida di un adulto esperto: l'idrossido è una sostanza caustica, che può schizzare negli occhi, sulla pelle o sui vestiti danneggiandoli.

Un CD come tutor

La scheda di chimica animata **Equazioni chimiche** ti permette di visualizzare una reazione a livello macroscopico e di analizzare la relativa equazione.

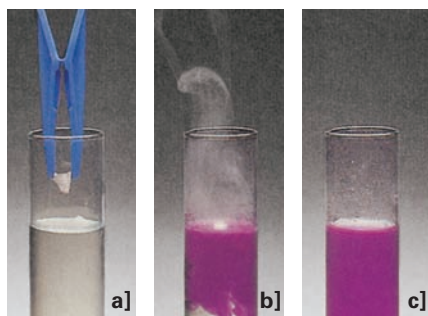


Figura 5.3 La reazione del sodio con l'acqua

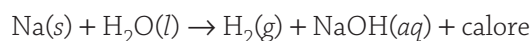
a] Un pezzetto di sodio metallico (Na) viene immerso in una provetta che contiene acqua con un po' di fenolftaleina, una sostanza che cambia colore in seguito alla reazione tra l'acqua e il sodio. **b]** Il sodio reagisce energicamente con l'acqua e si consuma; si formano idrogeno gassoso (H₂) e idrossido di sodio (NaOH). Ci accorgiamo della presenza dell'idrossido di sodio perché la soluzione diventa rosa vicino al sodio che si sta consumando. **c]** Ora l'idrossido di sodio è distribuito in modo uniforme nel volume della soluzione. Se tocchiamo la provetta, sentiamo che la soluzione si è riscaldata a causa del calore prodotto dalla reazione.

■ Che cosa ci dicono le equazioni chimiche

Se immergiamo in acqua un pezzetto di sodio, avviene una reazione piuttosto energica [Figura 5.3], di cui possiamo dare la seguente *descrizione qualitativa*:

il sodio, che è solido, reagisce con l'acqua, un liquido, per dare origine a idrogeno gassoso e a una soluzione di idrossido di sodio; nella reazione si libera calore.

Utilizzando le formule e i simboli di reazione, questo equivale a scrivere:



Come avete visto nella lezione 2.5, per indicare lo stato di aggregazione delle sostanze che partecipano a una reazione chimica, si usano dei simboli scritti tra parentesi tonda dopo la formula di ogni sostanza.

La (s) vicino al simbolo del sodio indica che si tratta di un solido, mentre la (l) vicino ad H₂O e la (g) dopo H₂ indicano che si tratta rispettivamente di un liquido e di un gas. NaOH, invece, è disciolto in acqua e forma una soluzione acquosa; si usa (aq), e non (ac), perché sono le iniziali del termine latino *aqua*.

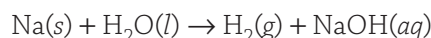
Praticamente tutte le reazioni chimiche coinvolgono scambi di energia, spesso sotto forma di calore. Nella maggior parte dei casi, però, tralascieremo di scrivere il termine relativo all'energia, a meno che ci sia un motivo specifico per parlarne.

| | |
|------|----------------------|
| (s) | solido |
| (l) | liquido |
| (g) | gas |
| (aq) | in soluzione acquosa |

■ Le equazioni chimiche bilanciate

Secondo la legge di conservazione della massa (*vedi* lezione 2.5), *la massa totale delle sostanze che reagiscono è uguale alla massa totale dei prodotti che si formano*. La teoria atomica (*vedi* unità 3) spiega questa legge affermando che gli atomi coinvolti in una trasformazione chimica non vengono né creati né distrutti, ma semplicemente si aggregano in un modo diverso.

Torniamo all'equazione che descrive la reazione del sodio con l'acqua:



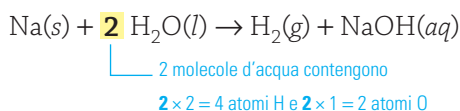
Se contiamo gli atomi di ogni elemento, vediamo che ci sono 2 atomi di idrogeno a sinistra della freccia (entrambi in H₂O), ma ce ne sono 3 a destra (2 in H₂ e 1 in NaOH). L'atomo di idrogeno "in più" tra i prodotti non può certo spuntare dal nulla. L'equazione, per il momento, non ci dà corrette

indicazioni quantitative sulla reazione; in casi come questo si dice che *l'equazione non è bilanciata*.

Un'equazione è bilanciata quando il numero di atomi di ciascun elemento è uguale nei reagenti e nei prodotti.

Per bilanciare un'equazione chimica dobbiamo aggiungere dei numeri, chiamati **coefficienti**, davanti alla formula di alcuni reagenti e/o prodotti, in modo che di ogni elemento sia presente lo stesso numero di atomi nei reagenti e nei prodotti.

Nel caso della nostra reazione, a sinistra “mancano” atomi di idrogeno; proviamo quindi a scrivere un 2 davanti ad H_2O :

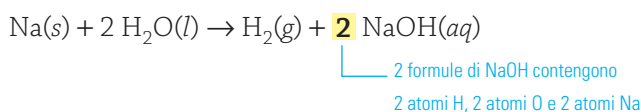


L'aggiunta del coefficiente modifica *il numero* di molecole (o formule), non *il tipo* di molecole. Il coefficiente, infatti, indica che quella molecola va presa più di una volta; moltiplicando l'indice di ogni elemento per il coefficiente della formula, otteniamo il numero di atomi di quell'elemento.

Gli atomi di idrogeno, però, non sono ancora bilanciati: ci sono infatti 4 atomi a sinistra e 3 atomi a destra; inoltre, adesso non sono bilanciati neppure gli atomi di ossigeno: ce ne sono 2 a sinistra e 1 a destra.

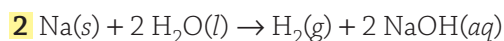
Mancano un atomo di ossigeno e un atomo di idrogeno a destra dell'equazione.

Se guardiamo bene, vediamo che gli atomi di ossigeno e di idrogeno a destra fanno parte dello stesso composto (NaOH); allora, se mettiamo un coefficiente 2 davanti a NaOH otteniamo:



Ora ci sono 4 atomi di idrogeno e 2 di ossigeno da entrambi i lati dell'equazione: questi elementi sono bilanciati.

Ma non è ancora finita: il sodio, infatti, non è più bilanciato, perché ora abbiamo 1 atomo a sinistra e 2 atomi a destra. Ma ormai abbiamo capito il trucco, basta aggiungere un 2 davanti agli atomi di sodio a sinistra:



Ora l'equazione è bilanciata.

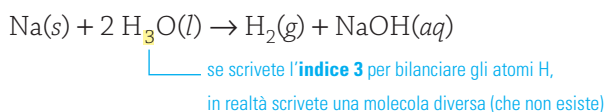
Osservate che, quando davanti a una formula di un'equazione non è scritto nessun numero, è sottinteso il coefficiente 1.

Per scrivere e bilanciare un'equazione chimica, sono dunque necessarie due fasi principali:

- a dare una descrizione qualitativa della reazione, scrivendo le formule dei reagenti e dei prodotti;
- b bilanciare l'equazione chimica, aggiungendo i coefficienti davanti alle formule.

Attenzione! Quando bilanciate una reazione *non dovete*:

- modificare la formula chimica delle sostanze presenti; per esempio:



- aggiungere specie chimiche, reali o inventate, per bilanciare i reagenti e/o i prodotti.

Un CD come tutor

Le schede di chimica animata **Reazioni chimiche sulla nanoscala** e **La legge di conservazione della massa** ti permettono di visualizzare alcune reazioni a livello particellare.

■ Una procedura per bilanciare le equazioni chimiche

Un CD come tutor

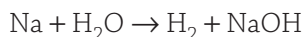
La scheda di chimica animata e il problema assistito **Bilanciare le equazioni chimiche** ti permettono di esercitarti sul bilanciamento delle equazioni chimiche.

Spesso, per bilanciare le equazioni chimiche si procede in modo empirico, per tentativi ed errori; questo modo di procedere funziona per la maggior parte delle reazioni che incontreremo.

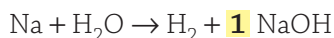
Tuttavia, se vi trovate meglio a seguire una procedura organizzata in passaggi, potete provare con la seguente, che è efficace anche con equazioni abbastanza complicate.

| Procedura | Bilanciare un'equazione chimica |
|-----------|--|
| 1 | Ponete un 1 davanti alla formula che contiene il maggior numero di atomi. Se ci sono due formule con lo stesso numero di atomi, scegliete quella che contiene più elementi. D'ora in poi chiameremo questa formula <i>formula di partenza</i> . |
| 2 | Aggiungete i coefficienti necessari per bilanciare tutti gli elementi che compaiono nei composti; se necessario, potete utilizzare anche coefficienti frazionari. Aspettate a bilanciare le formule che contengono un solo elemento; quando un elemento compare così, lo chiameremo <i>non combinato</i> . Può risultare tutto più facile se si scelgono gli elementi da bilanciare seguendo questo ordine: <ul style="list-style-type: none"> a elementi presenti nella <i>formula di partenza</i> che si trovano in un solo altro composto; b altri elementi presenti nella <i>formula di partenza</i>; c altri elementi presenti all'interno di composti. |
| 3 | Inserite i coefficienti davanti alle formule degli <i>elementi non combinati</i> ; se necessario utilizzate coefficienti frazionari. |
| 4 | Eliminate le frazioni (se ce ne sono) moltiplicando tutti i coefficienti per il minimo comune denominatore; eliminate tutti gli 1 che avevate inserito all'inizio. |
| 5 | Controllate che l'equazione finale sia bilanciata. |

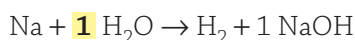
Per chiarire il significato dei singoli passaggi, utilizziamo di nuovo la reazione del sodio con l'acqua, ma tralasciamo per comodità le indicazioni sullo stato fisico di reagenti e prodotti:



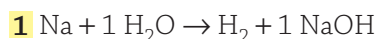
- 1** NaOH è la *formula di partenza* perché contiene tre atomi di tre elementi diversi. Poniamo quindi il coefficiente 1:



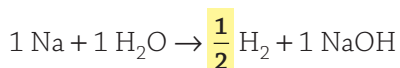
- 2** Cominciamo a bilanciare l'ossigeno perché compare solo in un altro composto, cioè in H₂O. Non serve inserire coefficienti diversi da 1, perché l'ossigeno di NaOH è già bilanciato da quello di H₂O:



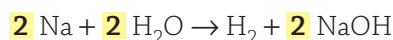
- 3** Bilanciamo ora gli elementi della *formula di partenza* che compaiono non combinati: Na e H. Il Na in NaOH, a destra, richiede che il Na a sinistra abbia coefficiente 1:



Solo un atomo di H in H₂O proviene da NaOH, perciò l'altro deve provenire da H₂; ma, per avere un atomo di idrogeno da H₂, ci serve solo mezza molecola di H₂:

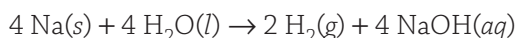


- 4** Per eliminare la frazione 1/2, moltiplichiamo tutto per 2:



- 5** L'equazione è bilanciata, infatti da entrambe le parti ci sono: 2 Na, 4 H, 2 O.

Vedremo nella lezione 5.2 il significato dei coefficienti frazionari, come quello che abbiamo inserito al punto 3. In questo testo eviteremo di utilizzare coefficienti frazionari; seguiremo la regola di scrivere sempre le equazioni chimiche *con coefficienti interi, i più piccoli possibile*. Per esempio, anche se non è sbagliato scrivere:



vi consigliamo di dividere tutti i coefficienti per 2.

Infine, osservate che l'ordine in cui sono scritti reagenti e prodotti può essere cambiato; per esempio, scrivere: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Na}$ è lo stesso che scrivere: $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O}$.

Leggimi

Come vedete, le equazioni chimiche possono essere trattate come quelle algebriche, solo che al posto di x , y o altre variabili ci sono le formule chimiche. Si può moltiplicare (o dividere) un'equazione per un numero moltiplicando (o dividendo) ciascun termine per tale numero.



Esercizio guidato 5.1

Bilanciare un'equazione chimica

Bilanciate l'equazione:

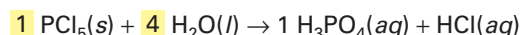


Soluzione

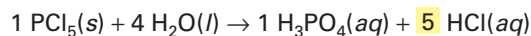
▼ **Individuate la formula di partenza**, cioè quella con il numero più elevato di atomi e/o di elementi, e **assegnatele il coefficiente 1**.



▼ **Ora iniziate a bilanciare gli elementi presenti nella formula di partenza che sono presenti in una sola altra formula**.



Il fosforo e l'ossigeno sono presenti in un'altra formula. C'è 1 atomo di P in H_3PO_4 ; perciò occorre 1 molecola di PCl_5 ; i 4 atomi di O in H_3PO_4 richiedono invece 4 H_2O . L'idrogeno è presente in altri due composti, perciò ce ne occupiamo dopo. ▼ **Ci sono elementi presenti in un solo composto sia a sinistra sia a destra? Se sì, bilanciateli**.



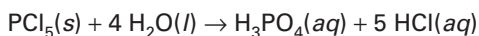
Il cloro è l'unico elemento che compare all'interno di un solo composto sia a destra sia a sinistra della freccia. 5 Cl in PCl_5 vengono bilanciati da 5 HCl.

▼ **A questo punto, rimane da bilanciare solo l'idrogeno**.

L'idrogeno è già bilanciato, perché ci sono 8 atomi da entrambe le parti.

Check Quando non ci sono *elementi non combinati*, l'ultimo elemento dovrebbe sempre risultare già bilanciato, quando arriva il suo turno. È quello che succede in questo caso per l'idrogeno. Se non è così, controllate di non avere commesso qualche errore.

Dato che non sono presenti coefficienti frazionari, è sufficiente togliere i coefficienti uguali a 1 ed effettuare il controllo finale.



Ci sono 1 P, 5 Cl, 8 H, 4 O sia a destra sia a sinistra della freccia. L'equazione è bilanciata.

5.1 Teniamoci in allenamento

Per riassumere

Scrivi una risposta breve e sintetica.

- Che cosa succede a livello particellare quando si svolge una reazione chimica?
- Quali sono i cambiamenti macroscopici che rivelano che sta avvenendo una reazione chimica?
- È possibile indicare nell'equazione chimica che una reazione libera calore? In che modo?
- Perché le equazioni chimiche devono essere bilanciate? In che modo il bilanciamento delle equazioni è collegato alla legge di conservazione della massa?
- Perché quando bilanciamo un'equazione chimica dobbiamo assolutamente evitare di modificare le formule presenti o di aggiungerne di nuove?

Completa con il termine corretto.

- I numeri che si scrivono davanti alle formule quando si bilancia un'equazione si chiamano
- Per bilanciare l'equazione $\text{KClO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ occorre scrivere un davanti a O_2 .
- Le lettere (s), (l) ecc. di fianco alle formule nelle equazioni chimiche indicano lo di reagenti e prodotti.

Spiega la differenza tra i seguenti simboli.

- 9 (g) | (l) | (s) | (aq)

Per esercitarsi

10 Collega correttamente ogni termine della prima colonna (lettere) con il corrispondente della seconda (numeri).

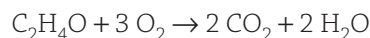
| | | |
|--|---|---|
| $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ | A | 1 equazione correttamente bilanciata, ma relativa a una reazione qualitativamente diversa da tutte le altre |
| $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$ | B | 2 equazione bilanciata in modo corretto, ma con i coefficienti da semplificare |
| $\text{H}_2 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ | C | 3 equazione correttamente bilanciata |
| $4 \text{H}_2 + 2 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O}$ | D | 4 equazione bilanciata in modo scorretto |

11 Quali delle seguenti trasformazioni sono chimiche? Come si rivelano ai nostri sensi?

- l'esplosione di un "botto" per festeggiare il capodanno
- una pozzanghera che evapora



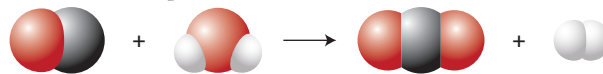
12 Spiega perché la seguente equazione *non è bilanciata*.



13 Bilancia le seguenti equazioni.

- $\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$
- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$
- $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3$
- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- $\text{CuO} + \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \text{HNO}_3$
- $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{O}_2$
- $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$

14 Considera la seguente rappresentazione a livello particellare di un'equazione chimica:



Le sfere bianche rappresentano atomi di idrogeno, quelle grigie atomi di carbonio, quelle rosse atomi di ossigeno. Scrivi l'equazione chimica bilanciata che rappresenta questa reazione.

Per ragionare

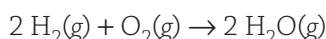
15 Quando il solfuro di idrogeno (H_2S) viene in contatto con l'argento metallico (Ag) in presenza di ossigeno (O_2), si formano solfuro d'argento (Ag_2S) e acqua. Reazioni di questo tipo sono responsabili dell'annerimento degli oggetti di argento esposti all'aria inquinata da composti che contengono zolfo. Scrivi l'equazione bilanciata della reazione descritta.

5.2 Calcoli con le moli nelle equazioni chimiche

Il 6 maggio 1937, al termine di un'emozionante trasvolata atlantica, il dirigibile *Hindenburg* [Figura 5.4] si preparava ad atterrare a Lakehurst, la località di arrivo negli Stati Uniti. Improvvisamente, con grande spavento degli spettatori a terra, il dirigibile esplose in una palla di fuoco. In un tempo brevissimo bruciarono 210 000 metri cubi di idrogeno, il gas utilizzato per farlo "galleggiare" nell'aria, e il dirigibile fu distrutto. La reazione chimica che provocò il disastro può essere descritta in questo modo: "l'idrogeno si combina con l'ossigeno per formare acqua; dalla reazione si sviluppa calore". Un chimico potrà inoltre precisare quante moli di ossigeno e di idrogeno si combinano e quante moli di acqua si formano nella reazione, e sarà anche in grado, per esempio, di calcolare quanta acqua si forma da una certa quantità di idrogeno. Vediamo come.

■ Che cosa ci dicono le equazioni chimiche in termini di particelle e moli

La seguente equazione descrive la reazione in cui l'acqua si forma a partire da idrogeno e ossigeno, la cosiddetta *sintesi* dell'acqua:

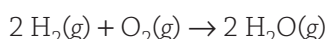


L'equazione ci dice in primo luogo che l'idrogeno reagisce con l'ossigeno per formare acqua e che i reagenti e i prodotti sono nello stato aeriforme. L'equazione, però, ci dà anche indicazioni quantitative sulla reazione che possiamo interpretare a diversi livelli: particelle, moli, masse.

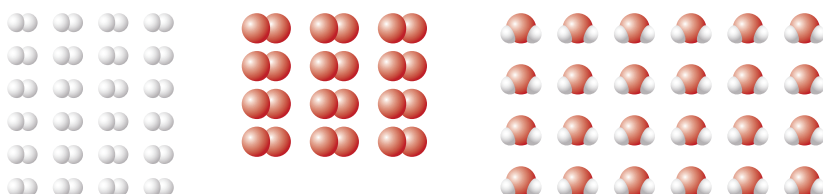
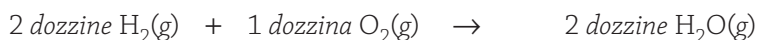
Numero di particelle. Dal punto di vista particellare, l'equazione va letta in questo modo:

2 *molecole* di idrogeno reagiscono con 1 *molecola* di ossigeno per formare 2 *molecole* di acqua.

Se utilizziamo per le molecole i modelli compatti, possiamo rappresentare l'equazione nel modo seguente:



Numero di moli. Possiamo estendere l'interpretazione particellare a qualsiasi quantità che sia multiplo dei coefficienti presenti nell'equazione bilanciata. Per esempio, possiamo pensare all'equazione in termini di dozzine: 2 *dozzine* di molecole di idrogeno reagiscono con 1 *dozzina* di molecole di ossigeno per formare 2 *dozzine* di molecole di acqua.



In questa lezione

Domande guida

- Come si interpreta un'equazione bilanciata dal punto di vista delle particelle e delle moli coinvolte?
- Se si conoscono l'equazione di una reazione e il numero di moli di una delle specie coinvolte, come si ricavano le moli delle altre specie?

Il tuo vocabolario

stechiometria stoichiometry



Figura 5.4 L'esplosione del dirigibile

Hindenburg, avvenuta nel maggio del 1937 alla fine di una trasvolata intercontinentale, dimostra quanto sia grande la quantità di energia che si libera quando l'idrogeno reagisce con l'ossigeno per formare acqua. L'incidente pose fine all'utilizzo dell'idrogeno nei dirigibili. Oggi nei palloni aerostatici (per esempio quelli che riprendono gli eventi sportivi dall'alto) si utilizza l'elio, un gas non reattivo.

Come unità possiamo anche scegliere la “dozzina chimica”, cioè la mole (vedi lezione 4.2):

2 *moli* di molecole di idrogeno reagiscono con 1 *mole* di molecole di ossigeno per formare 2 *moli* di molecole di acqua.

Abbiamo solo cambiato il criterio con cui raggruppare le particelle: con la dozzina ne prendiamo 12 alla volta, con la mole ne consideriamo $6,02 \times 10^{23}$ alla volta. Quando interpretiamo un'equazione chimica mediante le moli, leggiamo i coefficienti dei reagenti e dei prodotti non come numero di particelle, ma come numero di moli.

Questa è ancora una spiegazione a livello particellare, ma ci permette di raggruppare le particelle in quantità più facili da contare, che possiamo utilizzare anche sul piano macroscopico.

Quando si lavora con le moli, anche i *coefficienti frazionari* hanno un senso. Se per esempio dividiamo per 2 tutti i coefficienti dell'equazione, otteniamo: $\text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$, che possiamo leggere così: 1 mole di molecole di idrogeno reagisce con 0,5 moli (cioè *mezza mole*) di molecole di ossigeno per formare 1 mole di molecole di acqua.

A livello di singole particelle, invece, non ha senso parlare di “mezze molecole”; perciò in questo corso useremo sempre, quando possibile, i coefficienti interi più piccoli.


Leggimi

I coefficienti delle equazioni chimiche non hanno niente a che vedere con i grammi di reagenti e prodotti, per lo meno non direttamente.

Massa. Contare le particelle coinvolte in una reazione è impossibile; possiamo invece misurare la massa o qualche altra proprietà *macroscopica* dei campioni. L'equazione bilanciata contiene informazioni sulle particelle e sulle moli, ma *non* ne contiene, almeno direttamente, sulle masse.

Approfondiremo il legame tra il numero di moli e le masse corrispondenti nella prossima lezione.

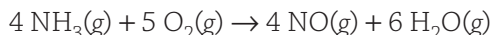
È bene che sappiate interpretare le equazioni chimiche da tutti i punti di vista, in modo da utilizzare quello giusto a seconda della situazione. La seguente tabella riassume quanto abbiamo visto per la reazione in cui si forma acqua a partire da idrogeno e ossigeno.

| |
|---|
| $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ |
|  |
| 2 molecole H_2 + 1 molecola $\text{O}_2 \rightarrow$ 2 molecole H_2O |
| 24 molecole H_2 + 12 molecole $\text{O}_2 \rightarrow$ 24 molecole H_2O |
| $2 \times (6,02 \times 10^{23})$ molecole H_2 + $1 \times (6,02 \times 10^{23})$ molecole $\text{O}_2 \rightarrow$ $\rightarrow 2 \times (6,02 \times 10^{23})$ molecole H_2O |
| 2 mol H_2 + 1 mol $\text{O}_2 \rightarrow$ 2 mol H_2O |

■ Calcoli con le particelle nelle equazioni chimiche

Ora che abbiamo acquisito una certa dimestichezza nell'interpretazione delle reazioni chimiche, vediamo in che modo si possono risolvere i più comuni problemi di **stechiometria**, quelli cioè che si occupano dei *rapporti quantitativi* tra le diverse sostanze presenti in un'equazione chimica. Quanto cloruro di sodio occorre per produrre una certa quantità di sodio? Quanto ossigeno si deve utilizzare per bruciare una certa quantità di metano?

Applichiamo quello che abbiamo visto nel paragrafo precedente per interpretare la seguente reazione, i cui effetti sono illustrati nella **Figura 5.5**:



Dal punto di vista delle singole particelle, possiamo leggere l'equazione in questo modo: 4 *molecole* di NH_3 reagiscono con 5 *molecole* di O_2 per formare 4 *molecole* di NO e 6 *molecole* di H_2O .

E se invece avessimo 40 molecole di NH_3 , cioè dieci volte tanto, quante molecole di O_2 sarebbero necessarie? La risposta è ancora dieci volte tanto, cioè $5 \times 10 = 50$.

Ma se le molecole di NH_3 fossero 308, quante dovrebbero essere le molecole di O_2 ? In questo caso la risposta è meno ovvia.

L'equazione chimica è come una "ricetta" che ci dice in quale rapporto i reagenti si combinano per formare i prodotti; i coefficienti dell'equazione forniscono i fattori di conversione per passare dal numero di unità di una sostanza a quello di un'altra nella reazione.

Nel nostro esempio, l'equazione ci dice che sono necessarie 5 molecole di O_2 ogni 4 molecole di NH_3 ; si può anche scrivere così:

$$\frac{5 \text{ molecole } \text{O}_2}{4 \text{ molecole } \text{NH}_3}$$

Questa è un'espressione QUANTI IN UNO e si può utilizzare come fattore di conversione per passare dalle molecole di O_2 a quelle di NH_3 e viceversa.

Tornando alla domanda iniziale, "Quante molecole di O_2 servono per far reagire 308 molecole di NH_3 ?", ora possiamo rispondere applicando l'espressione QUANTI IN UNO che abbiamo trovato:

$$308 \text{ molecole } \text{NH}_3 \times \frac{5 \text{ molecole } \text{O}_2}{4 \text{ molecole } \text{NH}_3} = 385 \text{ molecole } \text{O}_2$$

Possiamo rispondere alla stessa domanda anche in un altro modo, cioè impostando la seguente proporzione:

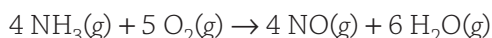
$$\frac{4 \text{ molecole } \text{NH}_3}{5 \text{ molecole } \text{O}_2} = \frac{308 \text{ molecole } \text{NH}_3}{x \text{ molecole } \text{O}_2}$$

da cui, ricavando la x , otteniamo:

$$x = \frac{5 \text{ molecole } \text{O}_2}{4 \text{ molecole } \text{NH}_3} \times 308 \text{ molecole } \text{NH}_3 = 385 \text{ molecole } \text{O}_2$$

■ Calcoli con le moli nelle equazioni chimiche

Sappiamo che l'equazione:



si può leggere anche in questo modo: 4 *moli* di molecole di NH_3 reagiscono con 5 *moli* di molecole di O_2 per dare 4 *moli* di molecole di NO e 6 *moli* di molecole di H_2O . Il fattore di conversione QUANTI IN UNO è dunque:

$$\frac{5 \text{ mol } \text{O}_2}{4 \text{ mol } \text{NH}_3}$$

Questo *rapporto molare* ci dice che per la reazione sono necessarie 5 moli di O_2 ogni 4 moli di NH_3 .



Figura 5.5 Ossidi di azoto e inquinamento

Negli impianti di incenerimento dei rifiuti la combustione produce monossido di azoto, NO , che viene immesso nell'atmosfera. L'ossido NO , prodotto principalmente dai motori degli autoveicoli, è un inquinante che può causare gravi danni alla salute e all'ambiente; contribuisce infatti alla formazione delle piogge acide, dell'ozono e dello smog nei grandi centri urbani e nelle zone industriali.

In modo analogo, occorrono 5 moli di O_2 per produrre 4 moli di NO:

$$\frac{5 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol NO}}$$

Inoltre, 5 moli di O_2 danno 6 moli di H_2O :

$$\frac{5 \text{ mol } O_2}{6 \text{ mol } H_2O}$$

Come sempre, valgono anche gli inversi dei fattori di conversione:

$$\frac{4 \text{ mol } NH_3}{5 \text{ mol } O_2} \quad \frac{4 \text{ mol NO}}{5 \text{ mol } O_2} \quad \frac{6 \text{ mol } H_2O}{5 \text{ mol } O_2}$$

Se conosciamo il numero di moli di una qualsiasi specie chimica presente in una reazione, reagente o prodotto che sia, con un solo passaggio possiamo calcolare le moli di qualunque altra specie.

Calcoliamo per esempio quante moli di H_2O si formano a partire da 3,20 mol di NH_3 . Il percorso prevede un solo passaggio:



Leggimi

Ricordati che nei fattori di conversione la quantità richiesta si deve trovare al numeratore (cioè sopra la linea di frazione).

Dei vari rapporti molari che l'equazione bilanciata mette a disposizione, quello che serve in questo caso è:

$$\frac{6 \text{ mol } H_2O}{4 \text{ mol } NH_3}$$

Il calcolo da svolgere è dunque il seguente:

$$3,20 \text{ mol } NH_3 \times \frac{6 \text{ mol } H_2O}{4 \text{ mol } NH_3} = 4,80 \text{ mol } H_2O$$

In questo calcolo, 6 e 4 sono numeri esatti, perciò non influenzano il numero di cifre significative del risultato.

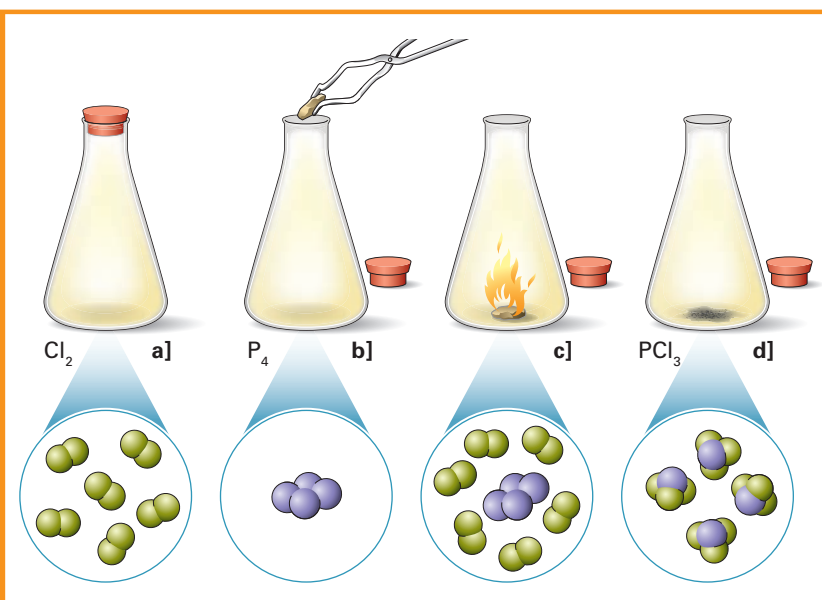
Possiamo applicare questi calcoli a qualunque reazione bilanciata, anche la più complessa, come mostrano la **Figura 5.6** e gli *esercizi guidati* che seguono.

Figura 5.6 La reazione tra fosforo e cloro

produce tricloruro di fosforo. **a]** Il cloro è un gas giallognolo formato da molecole biatomiche di formula Cl_2 . **b]** Il fosforo è un solido formato da molecole di formula P_4 . **c]** Quando le due sostanze vengono messe a contatto, avviene una vivace reazione che libera calore; **d]** come unico prodotto si forma il tricloruro di fosforo, che ha formula PCl_3 .

Immagini per imparare

- 1 Qual è l'equazione chimica che descrive questa reazione?
- 2 Come si legge l'equazione in termini di moli?
- 3 Quali sono i fattori di conversione per passare dalle moli di fosforo e di cloro alle moli di tricloruro di fosforo?
- 4 Se si fanno reagire 0,010 mol di fosforo con 0,060 mol di cloro, quante moli di PCl_3 si ottengono? Puoi rispondere "a occhio" oppure usando un fattore di conversione opportuno.

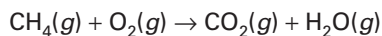




Esercizio guidato 5.2

Determinare le moli di un reagente date quelle di un altro reagente

Quante moli di ossigeno sono necessarie per bruciare completamente 2,40 mol di metano, CH_4 ? L'equazione chimica (*da bilanciare*) è:



Soluzione

▼ Per prima cosa, bilanciate l'equazione.



L'equazione bilanciata è: $\text{CH}_4(g) + 2 \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(g)$

▼ Ora elaborate il "piano di lavoro". Individuate i DATI, le RICHIESTE, l'espressione QUANTI IN UNO e il PERCORSO.



DATI 2,40 mol CH_4 RICHIESTE mol O_2

QUANTI IN UNO

$$\frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_4}$$

PERCORSO mol CH_4 → mol O_2

Il fattore di conversione da utilizzare deriva dall'espressione QUANTI IN UNO che lega la quantità di partenza a quella richiesta. ▼ Completate la risoluzione.

$$2,40 \text{ mol CH}_4 \times \frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 4,80 \text{ mol}$$



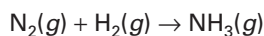
Il metano viene comunemente utilizzato negli impianti civili di riscaldamento e per alimentare i fornelli delle cucine a gas. Nel laboratorio di chimica viene usato in genere nei bruciatori Bunsen.



Esercizio guidato 5.3

Determinare le moli di un reagente date quelle di un prodotto

L'ammoniaca, NH_3 , viene ottenuta a partire dagli elementi che la costituiscono secondo l'equazione (*da bilanciare*):



Quante moli di idrogeno sono necessarie per produrre 4,20 mol di NH_3 ?

Soluzione

Potete procedere come nell'esercizio guidato 5.2. ▼ Svolgete il problema senza ulteriori suggerimenti.



L'equazione bilanciata è: $\text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g) \rightarrow 2 \text{NH}_3(g)$

Il "piano di lavoro" è il seguente:

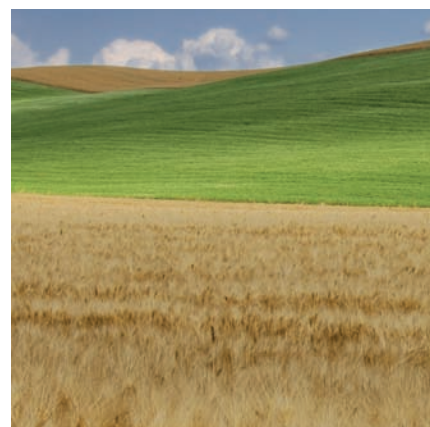
DATI 4,20 mol NH_3 RICHIESTE mol H_2

QUANTI IN UNO

$$\frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3}$$

PERCORSO mol NH_3 → mol H_2

$$4,20 \text{ mol NH}_3 \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 6,30 \text{ mol H}_2$$



L'ammoniaca viene utilizzata nella produzione di fertilizzanti azotati largamente impiegati in agricoltura.

5.2 Teniamoci in allenamento

Per riassumere

Scrivi una risposta breve e sintetica.

- Come si interpretano le equazioni chimiche bilanciate?
- Che cosa sono i problemi di stechiometria?
- Che cosa si utilizza in un calcolo stechiometrico per passare dalle moli di una sostanza a quelle di un'altra?

Completa con il termine corretto.

- I coefficienti delle equazioni chimiche non esprimono direttamente le di reagenti e prodotti che partecipano alla reazione.
- L'equazione $C_2H_6(g) + 7/2 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(l)$ è scritta in modo corretto solo se la interpretiamo a livello delle
- L'equazione $2 H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 H_2O(g)$ ci dice che per ogni molecola di O_2 occorrono molecole di H_2 .
- L'equazione $4 NH_3(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 4 NO(g) + 6 H_2O(g)$ ci dice che ogni mol di NH_3 si formano mol di H_2O .

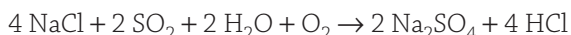
Per esercitarsi

- 8 Collega correttamente ogni termine della prima colonna (lettere) con il corrispondente della seconda (numeri).

| | | | |
|--|---|---|---|
| $CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l)$ | A | 1 | da 0,020 mol del composto di carbonio e idrogeno si ottengono 0,060 mol di CO_2 |
| $C_2H_4(g) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 2 H_2O(l)$ | B | 2 | da 0,050 mol del composto di carbonio e idrogeno si ottengono 0,050 mol di CO_2 |
| $C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(l)$ | C | 3 | da 0,010 mol del composto di carbonio e idrogeno si ottengono 0,040 mol di CO_2 |
| $C_4H_8(g) + 6 O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 4 H_2O(l)$ | D | 4 | da 0,060 mol del composto di carbonio e idrogeno si ottengono 1,20 mol di CO_2 |

Per ragionare

- 9 Uno dei metodi per produrre il solfato di sodio, Na_2SO_4 , utilizzato nella fabbricazione della carta, coinvolge la reazione:

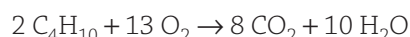


Rispondi alle seguenti domande.

- Quante molecole di H_2O reagiscono con 4 formule di $NaCl$?
- Qual è il fattore di conversione per passare dalle molecole di SO_2 alle molecole di HCl ?

- Quante moli di SO_2 occorrono per produrre una mole di Na_2SO_4 ?
- Qual è il fattore di conversione per passare dalle moli di HCl alle moli di SO_2 ?

- 10 Il butano, C_4H_{10} , è un combustibile utilizzato per il riscaldamento domestico nelle aree dove non arrivano le tubature del gas. L'equazione per la combustione del butano è:



Rispondi alle seguenti domande.

- Quante moli di ossigeno, O_2 , servono per bruciare 3,40 mol di butano?
- Quante moli di diossido di carbonio si formano dalla combustione di 4,68 mol di butano?
- Quante moli di H_2O si formano in una combustione che produce anche 0,568 mol di CO_2 ?
- Se si consumano 2,45 mol di O_2 , quante moli di H_2O si formano?
- Quante moli di O_2 si consumano in una reazione che produce 0,212 mol di CO_2 ?

5.3 Calcoli con le masse nelle equazioni chimiche

Quando un cuoco deve preparare una torta per otto persone, sa bene come dosare le quantità degli ingredienti, anche se la ricetta è per sei persone. In modo simile chi conosce la chimica, sulla base dell'equazione di una reazione, è in grado di decidere le quantità dei reagenti da mescolare per ottenere una data quantità di prodotto. Per esempio, l'acido cloridrico e l'idrossido di sodio, due sostanze che è meglio non toccare – né tantomeno ingerire –, reagiscono per formare l'innocuo cloruro di sodio. Un chimico esperto può facilmente calcolare quanto idrossido di sodio e quanto acido cloridrico deve dosare per ottenere i 2 g di sale con cui condire la sua insalata.

In questa lezione

Domande guida

- Se si conoscono l'equazione di una reazione e il numero di grammi, o di moli, di una delle specie presenti, come si ricavano i grammi delle altre specie?

Il tuo vocabolario

percorso da massa a massa
mass-to-mass path

■ Il percorso da massa a massa

Nella lezione precedente abbiamo detto che l'equazione bilanciata contiene informazioni sulle particelle e sulle moli, ma *non* ne contiene, almeno direttamente, sulle masse. Infatti, non possiamo dire: 2 grammi di idrogeno reagiscono con 1 grammo di ossigeno per formare 2 grammi di acqua.

Sappiamo però che la *massa molare* costituisce il tramite fra il numero di moli e la massa corrispondente. Date le masse molari, *approssimate ai grammi*, di H_2 (2 g/mol), di O_2 (32 g/mol) e di H_2O (18 g/mol), possiamo interpretare l'equazione $2 H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 H_2O(g)$ in questo modo:

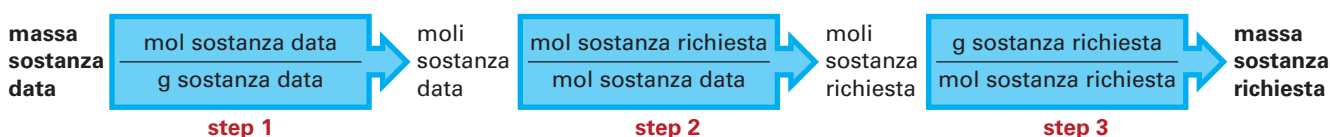
4 *grammi* di idrogeno reagiscono con 32 *grammi* di ossigeno per formare 36 *grammi* di acqua.

A questo punto, siamo finalmente in grado di risolvere il problema che sta alla base sia della produzione industriale delle sostanze chimiche sia della pianificazione degli esperimenti di laboratorio:

quanto prodotto otteniamo da una certa quantità di materiale di partenza?
O viceversa, *quanto materiale di partenza ci occorre per ottenere una certa quantità di prodotto?*

Per risolvere problemi di questo tipo, vi serviranno tutte le abilità di calcolo che avete sviluppato fin qui; dovrete utilizzarle tutte insieme all'interno di uno stesso problema. Dovrete infatti saper calcolare le masse molari, utilizzarle per determinare le moli, bilanciare le equazioni e interpretarle dal punto di vista delle moli. E tutto in un solo problema.

Vediamo in pratica di che cosa stiamo parlando. Anzitutto, prima di risolvere qualsiasi problema di stechiometria, occorre bilanciare l'equazione della reazione che si sta studiando e stabilire i fattori di conversione che servono per passare dalle quantità delle specie date a quelle delle specie richieste, ovvero – per il momento – le masse molari. In genere, occorrono tre passaggi, se si parte dalle masse e si arriva di nuovo alle masse. I tre passaggi di quello che chiameremo **percorso da massa a massa** sono i seguenti:



$$\text{g sostanza data} \times \underbrace{\frac{\text{mol sostanza data}}{\text{g sostanza data}}}_{\text{step 1}} \times \underbrace{\frac{\text{mol sostanza richiesta}}{\text{mol sostanza data}}}_{\text{step 2}} \times \underbrace{\frac{\text{g sostanza richiesta}}{\text{mol sostanza richiesta}}}_{\text{step 3}}$$

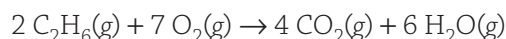
Tradotti in parole, i tre passaggi del percorso da massa a massa si possono riassumere come segue:

| Procedura | Risolvere un problema di stechiometria |
|-----------|---|
| 1 | Trasformate in moli la massa in grammi della specie data. |
| 2 | Trasformate in moli della specie richiesta le moli della specie data. |
| 3 | Trasformate in massa in grammi le moli della specie richiesta. |

Un CD come tutor

La scheda di chimica animata **Relazioni di massa nelle reazioni chimiche** ti permette di svolgere calcoli stechiometrici su reazioni che puoi anche osservare in brevi filmati.

Può anche succedere che il dato di partenza sia la massa di una sostanza e la richiesta sia quella di trovare le moli, anziché la massa, di una seconda sostanza. In questo caso è sufficiente svolgere i primi due passaggi della procedura e il terzo non serve. Oppure il dato di partenza potrebbero essere le moli di una sostanza, anziché la sua massa: in questo caso non servirà il primo passaggio. Applichiamo ora l'intero percorso alla combustione dell'etano, C_2H_6 , e determiniamo quanti grammi di ossigeno servono per bruciare completamente 155 g di etano secondo la seguente reazione:

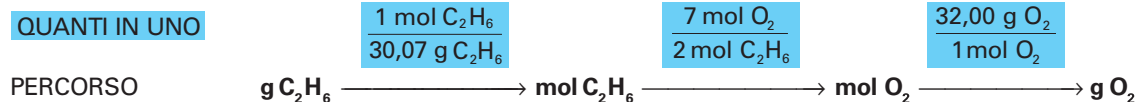


Per prima cosa, dato che l'equazione è già bilanciata, calcoliamo le masse molari della sostanza data (etano, C_2H_6) e di quella richiesta (ossigeno, O_2):

$$\text{massa molare } \text{C}_2\text{H}_6 \quad 30,07 \text{ g/mol } \text{C}_2\text{H}_6$$

$$\text{massa molare } \text{O}_2 \quad 32,00 \text{ g/mol } \text{O}_2$$

Il percorso che dobbiamo seguire è:



Seguiamo la procedura descritta per lo svolgimento dei problemi stechiometrici.

- 1** Anzitutto dobbiamo trasformare la quantità di etano da grammi a moli. Cominciamo a impostare i calcoli:

$$155 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6}{30,07 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6} \times \text{---} \times \text{---} =$$

Se svolgiamo i calcoli solo fino a questo punto, otteniamo le moli di C_2H_6 .

- 2** Ora continuiamo il calcolo per convertire le moli di C_2H_6 in moli di O_2 :

$$155 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6}{30,07 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6} \times \frac{7 \text{ mol } \text{O}_2}{2 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6} \times \text{---} =$$

Se svolgiamo i calcoli fino a questo punto, otteniamo le moli di O_2 .

- 3** Infine convertiamo le moli di ossigeno in grammi:

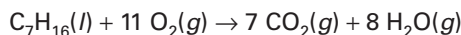
$$155 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6}{30,07 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6} \times \frac{7 \text{ mol } \text{O}_2}{2 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6} \times \frac{32,00 \text{ g } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{O}_2} = 577 \text{ g } \text{O}_2$$



Esercizio guidato 5.4

Determinare le moli di un prodotto dati i grammi di un altro prodotto

Quante moli di acqua si producono nella combustione di una certa quantità di eptano, C_7H_{16} , sapendo che da questa reazione si producono anche 115 g di CO_2 ? L'equazione bilanciata è:



Soluzione

▼ Calcolate la massa molare delle sostanze date.

massa molare CO_2 44,01 g/mol CO_2

DATI 115 g CO_2 RICHIESTE mol H_2O

QUANTI IN UNO

$$\frac{1 \text{ mol } CO_2}{44,01 \text{ g } CO_2}$$

$$\frac{8 \text{ mol } H_2O}{7 \text{ mol } CO_2}$$

PERCORSO g CO_2 → mol CO_2 → mol H_2O

La quantità richiesta sono le moli di H_2O , perciò sono sufficienti i passaggi 1 e 2 della procedura. ▼ (1) Impostate la conversione g CO_2 → mol CO_2 , ma aspettate a calcolare il risultato.

$$115 \text{ g } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44,01 \text{ g } CO_2} \times \text{---} =$$

▼ (2) Ora potete completare il problema effettuando la conversione mol CO_2 → mol H_2O .

$$115 \text{ g } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44,01 \text{ g } CO_2} \times \frac{8 \text{ mol } H_2O}{7 \text{ mol } CO_2} = 2,99 \text{ mol } H_2O$$

Un CD come tutor

Su questo argomento puoi svolgere il problema assistito **La resa percentuale**.



L'eptano è un idrocarburo che, insieme ad altri composti simili, è presente nella benzina, la cui combustione nel motore delle automobili produce i gas di scarico responsabili dell'inquinamento urbano.



5.3 Teniamoci in allenamento

Per riassumere

Scrivi una risposta breve e sintetica.

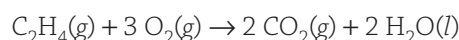
- 1 Qual è la prima cosa da fare per risolvere un problema di stechiometria?
- 2 Quali sono i tre passaggi del percorso da massa a massa che serve a risolvere i problemi stechiometrici? Sono sempre necessari tutti e tre?

Completa con il termine corretto.

- 3 Il fattore di conversione che occorre nel percorso da massa a massa è la
- 4 I calcoli stechiometrici si possono effettuare solo quando le equazioni di reazione sono

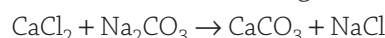
Per esercitarsi

5 Collega correttamente ogni termine della prima colonna (lettere) con il corrispondente della seconda (numeri), in riferimento alla seguente reazione:

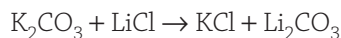


| | | | |
|------------------|---|---|----------------|
| 1,2 mol C_2H_4 | A | 1 | 0,8 mol CO_2 |
| 1,2 mol O_2 | B | 2 | 2,4 mol CO_2 |
| 1,2 mol H_2O | C | 3 | 1,2 mol CO_2 |

6 Calcola la massa del carbonato di calcio, $CaCO_3$, che si forma quando si fa reagire completamente con carbonato di sodio, Na_2CO_3 , una soluzione che contiene 0,523 g di cloruro di calcio, $CaCl_2$. La reazione che avviene (da bilanciare) è la seguente:

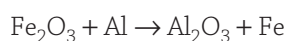


- 7 Una soluzione di cloruro di litio, LiCl , reagisce completamente con una soluzione di carbonato di potassio, K_2CO_3 , e si formano 3,36 g di carbonato di litio, Li_2CO_3 . Quanti grammi di cloruro di litio erano presenti nella soluzione? La reazione (*da bilanciare*) è la seguente:



- 8 Una reazione che produce una grande quantità di calore, e perciò viene utilizzata per la saldatura, è quella in cui l'ossido di ferro(III) reagisce con l'alluminio per produrre ossido di alluminio e ferro metallico.

La reazione (*da bilanciare*) è:



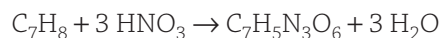
Quanti grammi di Fe_2O_3 reagiscono con 47,1 g di alluminio?

- 9 Un tipo di estintore molto comune si basa sulla reazione del bicarbonato di sodio, NaHCO_3 , con l'acido solforico, H_2SO_4 , per produrre diossido di carbonio, CO_2 , il quale sviluppa la pressione necessaria a spruzzare acqua o schiuma sul fuoco. L'equazione, già bilanciata, è:



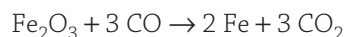
Se un estintore contiene 596 g di bicarbonato di sodio, quanti grammi di acido solforico sono richiesti per farli reagire completamente?

- 10 Trinitrotoluene è il nome chimico dell'esplosivo TNT, la cui formula è $\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6$. Il TNT si produce facendo reagire il toluene, C_7H_8 , con l'acido nitrico, HNO_3 , secondo la reazione (già bilanciata):



Quanti kilogrammi di acido nitrico sono necessari per far reagire completamente 1,90 kg di toluene e quanti kilogrammi di TNT si producono nella reazione?

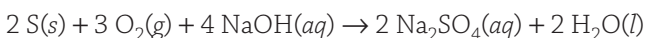
- 11 Il ferro metallico si estrae dall'ematite, Fe_2O_3 , il suo minerale più abbondante, mediante un processo basato sulla reazione (già bilanciata):



Quanti kilogrammi di ferro si possono ottenere da 778 kg di Fe_2O_3 ?

Per ragionare

- 12 Non sempre le reazioni avvengono completamente, cioè con una resa del 100%; talvolta avvengono solo in parte. Per esempio, se una reazione ha una resa dell'80%, si otterrà solo l'80% del prodotto che si otterrebbe se avvenisse completamente. Il solfato di sodio si può ottenere dalla reazione:



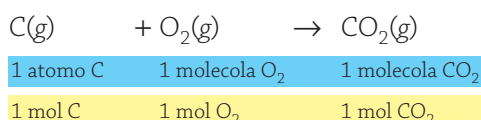
La *resa percentuale* del processo è del 79,8%. Calcola quanti grammi di Na_2SO_4 si possono ottenere se si fanno reagire 36,9 g di NaOH .

5.4 Il reagente limitante

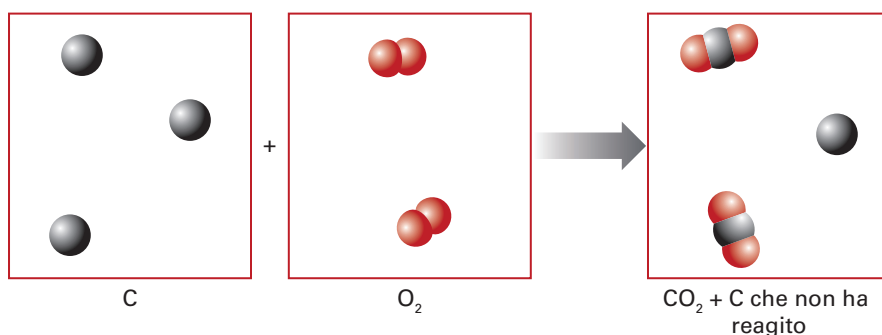
Considerate la situazione illustrata nella **Figura 5.7**. Avete a disposizione prosciutto, insalata, pomodori, fette di formaggio, maionese... e due panini. Beh, al massimo potrete preparare due panini imbottiti. I chimici, quando eseguono le reazioni in laboratorio, si trovano spesso ad affrontare problemi di questo tipo. Nelle reazioni chimiche, infatti, una quantità insufficiente di uno qualsiasi dei reagenti limita la quantità di prodotti che si può ottenere.

■ Reagente limitante e reagente in eccesso

Il carbonio reagisce con l'ossigeno per formare diossido di carbonio:



La "ricetta" di questa reazione è la seguente: 1 atomo di carbonio reagisce con 1 molecola di ossigeno per formare 1 molecola di diossido di carbonio. In termini di moli: 1 mol C reagisce con 1 mol O₂ per formare 1 mol CO₂. Immaginate di mettere in un recipiente 3 atomi di carbonio e 2 molecole di ossigeno e di lasciare che la reazione proceda finché carbonio e ossigeno non hanno reagito completamente. Quante molecole di CO₂ si ottengono? C'è un reagente che non si consuma del tutto? Di questo, quante particelle restano? Per rispondere a queste domande aiutiamoci con una figura:



Carbonio e ossigeno, in questa reazione, si combinano in un rapporto di uno a uno (1:1), cioè 1 atomo di carbonio per 1 molecola di ossigeno. Se si parte con 3 atomi di carbonio e 2 molecole di ossigeno, la reazione termina quando le 2 molecole di ossigeno hanno reagito. L'ossigeno è il reagente che si consuma completamente nella reazione e limita la quantità di diossido di carbonio che possiamo ottenere; il carbonio, invece, è presente in eccesso.

Il reagente che viene consumato completamente in una reazione chimica si chiama reagente limitante. Il reagente che non si consuma completamente si chiama reagente in eccesso.

In questo caso l'ossigeno è il reagente limitante, mentre il carbonio è il reagente in eccesso.

Naturalmente, ciò che abbiamo visto per le singole molecole e i singoli atomi vale anche per le moli. La quantità di prodotto che si può formare è limitata dal numero di moli del reagente limitante e dunque va calcolata a partire da questo numero di moli.

In questa lezione

Domande guida

- Se si conoscono le quantità di due reagenti, come si fa, sulla base dell'equazione, a decidere quale dei due è il reagente limitante?
- Come si calcolano le quantità dei prodotti in una reazione in cui è presente un reagente limitante?

Il tuo vocabolario

reagente limitante *limiting reactant*
reagente in eccesso *excess reactant*



Figura 5.7 Il reagente limitante... in cucina

Non importa quanti ingredienti sono disponibili per la farcitura; con due panini si preparano al massimo due panini imbottiti.

Supponiamo di partire con 3 mol di carbonio e 2 mol di ossigeno; il rapporto tra le moli è lo stesso che abbiamo visto per le particelle (3 atomi di carbonio e 2 molecole di ossigeno). Se reagiscono 2 mol del reagente limitante – l'ossigeno – si formano 2 mol di diossido di carbonio. Come ci dice l'equazione della reazione, per ogni mole di CO_2 che si produce, se ne deve consumare una di C. Possiamo riassumere questa analisi a livello delle moli come segue:

| | C | + | O ₂ | → | CO ₂ |
|--|----|---|----------------|---|-----------------|
| moli iniziali | 3 | | 2 | | 0 |
| moli che hanno reagito (–) o prodotte (+) | –2 | | –2 | | +2 |
| moli finali | 1 | | 0 | | 2 |

Figura 5.8 La reazione tra metanolo e ossigeno

Quando il metanolo (CH_3OH) brucia, si combina con l'ossigeno dell'aria per formare CO_2 e H_2O . **a]** La reazione viene avviata con un fiammifero. **b]** Il metanolo mentre brucia: la reazione si svolge alla superficie di contatto tra il liquido e l'aria nel becher. **c]** Quando la superficie di contatto tra metanolo e ossigeno viene aumentata, versando il metanolo, la reazione diventa molto più vigorosa e tutto il metanolo brucia.

Il concetto di reagente limitante è molto importante da un punto di vista pratico, sia in laboratorio sia nei processi industriali. La **Figura 5.8** vi consente di mettervi alla prova; gli esercizi guidati vi mostrano come si procede nei calcoli quando il rapporto tra i reagenti non è semplicemente 1:1.

Immagini per imparare

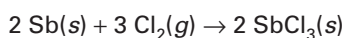
- 1 Scrivi l'equazione bilanciata della reazione di combustione del metanolo.
- 2 Nella figura si usano circa 50 mL di metanolo, che corrispondono a 1,2 mol. Quante moli di O_2 servirebbero per consumarle tutte?
- 3 Sono disponibili le moli di O_2 che servono a bruciare tutto il metanolo?
- 4 Qual è il reagente limitante?
- 5 Quanti grammi di CO_2 si producono dalla reazione?



Esercizio guidato 5.5

Reagente limitante e reagente in eccesso

Dalla reazione tra antimonio in polvere e cloro gassoso si produce cloruro di antimonio, secondo l'equazione:



Si introducono 0,167 mol di Sb in una beuta che contiene 0,267 mol di Cl_2 .

- a. Quante moli di SbCl_3 si ottengono se il reagente limitante si consuma completamente?
- b. Quante moli rimangono dell'elemento in eccesso?

Soluzione

Per i problemi di questo tipo vi suggeriamo di usare una tabella come quella utilizzata per la reazione tra carbonio e ossigeno descritta nel testo, perché si tratta di uno strumento molto utile. ▼ **Impostate la tabella.**

| | 2 Sb | + | 3 Cl ₂ | → | 2 SbCl ₃ |
|--|-------|---|-------------------|---|---------------------|
| moli iniziali | 0,167 | | 0,267 | | 0 |
| moli che hanno reagito (–) o prodotte (+) | | | | | |
| moli finali | | | | | |

Un modo per individuare il reagente limitante è quello di scegliere uno dei due reagenti e chiedersi: "Se il reagente A fosse il reagente limitante, quante moli del reagente B gli servirebbero per reagire completamente?".

Se il numero di moli di B necessarie è maggiore del numero di moli realmente disponibili, allora è B il reagente limitante; se invece il numero di moli di B necessarie è minore del numero di moli realmente disponibili, allora B è in eccesso e A è il reagente limitante.

Proviamo a svolgere questo ragionamento partendo da entrambi i reagenti. Naturalmente dovremo arrivare alle stesse conclusioni.

Se Sb fosse il reagente limitante, quante moli di Cl_2 sarebbero richieste?

$$0,167 \text{ mol Sb} \times \frac{3 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol Sb}} = 0,251 \text{ mol Cl}_2$$

Dalla tabella si vede che ci sono 0,267 mol di Cl_2 , cioè *più di quelle richieste*. Perciò Cl_2 è in eccesso e Sb è il reagente limitante.

Se Cl_2 fosse il reagente limitante, quante moli di Sb sarebbero richieste?

$$0,267 \text{ mol Cl}_2 \times \frac{2 \text{ mol Sb}}{3 \text{ mol Cl}_2} = 0,178 \text{ mol Sb}$$

Dalla tabella si vede che ci sono 0,167 mol di Sb, cioè *meno di quelle richieste*. Perciò Sb è il reagente limitante.

Abbiamo così stabilito, per due vie diverse, che l'antimonio è il reagente limitante. ▼ **Completate la tabella.**

| | 2 Sb | + | 3 Cl_2 | → | 2 SbCl_3 |
|--|--------|---|-----------------|---|-------------------|
| moli iniziali | 0,167 | | 0,267 | | 0 |
| moli che hanno reagito (-) o prodotte (+) | -0,167 | | -0,251 | | +0,167 |
| moli finali | 0 | | 0,016 | | 0,167 |

Check Vi è chiaro perché si formano 0,167 mol di SbCl_3 ?

La reazione consuma completamente le 0,167 mol di Sb, che è il reagente limitante. Ma SbCl_3 è in rapporto 1:1 con Sb; l'equazione infatti ci dice che occorrono 2 mol di Sb per ottenere altrettante moli di SbCl_3 .

Perciò il numero di moli di SbCl_3 prodotte è uguale al numero di moli di Sb consumate, cioè 0,167.

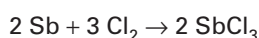
Esercizio guidato 5.6

Reagente limitante e massa dei prodotti

Calcolate la massa in grammi di cloruro di antimonio (SbCl_3) che si può produrre dalla reazione di 129 g di antimonio con 106 g di cloro gassoso. Calcolate anche i grammi che restano dell'elemento in eccesso.

Soluzione

▼ La reazione è la stessa dell'*esercizio guidato* 5.5; **provate a riscrivere l'equazione di reazione senza consultare l'esercizio.**



Questa volta partiamo dalle masse, anziché dalle moli; perciò è necessario anzitutto convertire le masse in moli.

Un CD come tutor

Le schede di chimica animata **Reazioni controllate dalla quantità di un reagente (1) e (2)** e il problema assistito **Reagenti limitanti** ti permettono di svolgere problemi stechiometrici con il reagente limitante in reazioni che puoi anche osservare in brevi filmati.

Possiamo aggiungere alla tabella una riga con le masse di partenza in grammi e una con le masse molari.

Completiamo insieme le prime due righe della tabella, come qui sotto; ▼ **quindi completate voi la terza.**

| | 2 Sb | + | 3 Cl ₂ | → | 2 SbCl ₃ |
|----------------------|-------|---|-------------------|---|---------------------|
| massa iniziale (g) | 129 | | 106 | | 0 |
| massa molare (g/mol) | 121,8 | | 70,90 | | 228,2 |
| moli iniziali | | | | | |

| | 2 Sb | + | 3 Cl ₂ | → | 2 SbCl ₃ |
|---|-------|---|-------------------|---|---------------------|
| massa iniziale (g) | 129 | | 106 | | 0 |
| massa molare (g/mol) | 121,8 | | 70,90 | | 228,2 |
| moli iniziali | 1,06 | | 1,50 | | 0 |
| moli che hanno reagito (-) o prodotte (+) | | | | | |
| moli finali | | | | | |

Il lavoro svolto finora ci porta al punto di partenza dell'*esercizio guidato* 5.5. ▼ **Completate la tabella.**

| | 2 Sb | + | 3 Cl ₂ | → | 2 SbCl ₃ |
|---|-------|---|-------------------|---|---------------------|
| massa iniziale (g) | 129 | | 106 | | 0 |
| massa molare (g/mol) | 121,8 | | 70,90 | | 228,2 |
| moli iniziali | 1,06 | | 1,50 | | 0 |
| moli che hanno reagito (-) o prodotte (+) | -1,00 | | -1,50 | | +1,00 |
| moli finali | 0,06 | | 0 | | 1,00 |
| massa finale (g) | | | | | |

Per l'ultimo passaggio ▼ **dovete convertire le moli finali in grammi, utilizzando la massa molare come fattore di conversione.**

| | 2 Sb | + | 3 Cl ₂ | → | 2 SbCl ₃ |
|---|-------|---|-------------------|---|---------------------|
| massa iniziale (g) | 129 | | 106 | | 0 |
| massa molare (g/mol) | 121,8 | | 70,90 | | 228,2 |
| moli iniziali | 1,06 | | 1,50 | | 0 |
| moli che hanno reagito (-) o prodotte (+) | -1,00 | | -1,50 | | +1,00 |
| moli finali | 0,06 | | 0 | | 1,00 |
| massa finale (g) | 7 | | 0 | | 228 |

Nella reazione si formano 228 g di prodotto e rimangono 7 g del reagente in eccesso, cioè l'antimonio.



5.4 Teniamoci in allenamento

Per riassumere

Scrivi una risposta breve e sintetica.

- Quando si pone, nei calcoli stechiometrici, il problema del reagente limitante?
- Come si procede per decidere quale dei reagenti è quello limitante?

Completa con il termine corretto.

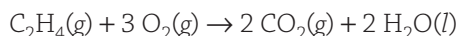
- Da 7 scarpe destre e 12 scarpe sinistre si possono ottenere al massimo paia di scarpe.
- Se per la reazione dell'equazione $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{NO}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ si dispone di 1 mol di NH_3 e 1 mol di O_2 , il reagente limitante è

Spiega la differenza tra i seguenti termini.

- reagente limitante | reagente in eccesso

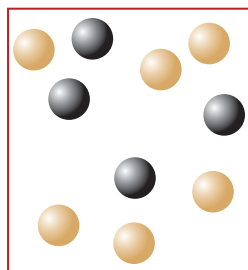
Per esercitarsi

- Collega correttamente ogni termine della prima colonna (lettere) con il corrispondente della seconda (numeri), in riferimento alla seguente reazione:

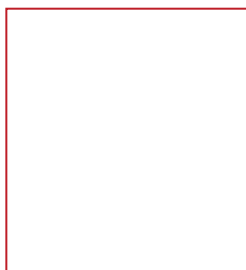


| | | | |
|---|----------|----------|-------------------------|
| 0,11 mol C_2H_4 + 0,22 mol O_2 | A | 1 | 4,6 mol CO_2 |
| 2,3 mol C_2H_4 + 10 mol O_2 | B | 2 | 0,044 mol CO_2 |
| 0,022 mol C_2H_4 + 0,066 mol O_2 | C | 3 | 0,15 mol CO_2 |

- Considera l'ipotetica reazione $2 \text{A} + \text{B} \rightarrow \text{A}_2\text{B}$. La figura mostra un insieme di particelle mescolate prima che avvenga la reazione; gli atomi di A sono quelli di colore oro, gli atomi di B sono quelli neri. Rappresenta con un disegno le particelle dopo la reazione. Spiega il tuo ragionamento.

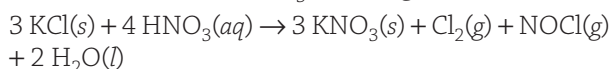


prima



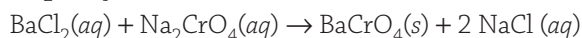
dopo

- Quante moli di nitrato di potassio, KNO_3 , si possono produrre da 7,94 mol di cloruro di potassio, KCl , e 9,96 mol di acido nitrico, HNO_3 , nella seguente reazione?



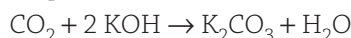
Calcola anche il numero di moli che rimangono del reagente in eccesso. (**Suggerimento:** compila la tabella solo per le specie che ti interessano, cioè KCl , HNO_3 e KNO_3 .)

- Una soluzione che contiene 1,63 g di BaCl_2 viene mescolata con una soluzione che contiene 2,40 g di Na_2CrO_4 . Si verifica la reazione:



Calcola quanti grammi di BaCrO_4 si formano e quanti grammi rimangono del reagente in eccesso.

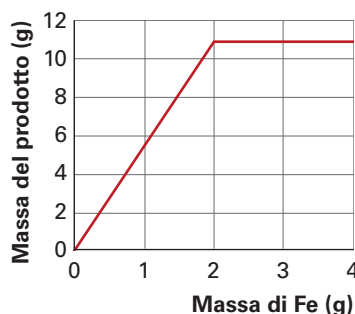
- Il diossido di carbonio può essere rimosso dall'aria mediante reazione con l'idrossido di potassio, KOH . L'equazione che descrive la reazione è:



Se si fanno reagire 15,6 g di CO_2 con 4,30 g di KOH , quanti grammi di K_2CO_3 si formano? E quanti grammi del reagente in eccesso rimangono alla fine della reazione?

Per ragionare

- In un esperimento si aggiungono diverse quantità di ferro, Fe , a una stessa quantità di bromo, Br_2 . Dalla reazione si forma un unico composto, che può essere separato dalla miscela di reazione e pesato. Il grafico riporta sull'asse delle ascisse le diverse masse di ferro utilizzate nell'esperimento e sull'asse delle ordinate le masse di prodotto ottenute con ognuna delle quantità di ferro. Spiega perché la quantità di prodotto cresce in proporzione con la quantità del ferro, finché questa rimane bassa, mentre smette di crescere e resta costante quando la quantità di ferro diventa più grande di un certo limite.



il Micronauta

La combustione del metano

Quanto ossigeno per ogni metano?

Che cosa vedi

La combustione del metano e quelle degli altri composti formati da idrogeno e carbonio (idrocarburi) sono tra le reazioni chimiche più importanti per la nostra società.

I prodotti della combustione sono sempre acqua e diossido di carbonio, come nel caso della combustione del metano illustrata nella figura A. La reazione inoltre libera molto calore.



1. Ci scalda più la fiamma o il diossido? La quantità di diossido di carbonio liberata nell'atmosfera dalla combustione di composti a base di carbonio (non solo idrocarburi, ma anche carbone, legna e altro) è enorme ed è una delle cause del riscaldamento globale del pianeta.



2. Il gas naturale è formato principalmente da metano. Si trova in depositi sotterranei e viene perlopiù trasportato tramite gasdotti. L'Italia fa largo uso di gas naturale, che importa soprattutto da Russia e Algeria.

A QUANDO APRIAMO IL RUBINETTO DEL GAS E AVVICINIAMO IL FIAMMIFERO, IL **METANO** CHE ESCE DAL BUNSEN SI COMBINA CON L'**OSSIGENO** DELL'ARIA E SI FORMA LA FIAMMA. LA REAZIONE LIBERA MOLTO **CALORE**, MA I PRODOTTI CHE SI FORMANO SONO DEL TUTTO INNOCUI: **ACQUA** E **DIOSSIDO DI CARBONIO**.

L'ossigeno (O₂) contenuto nell'aria è uno dei reagenti (il comburente)

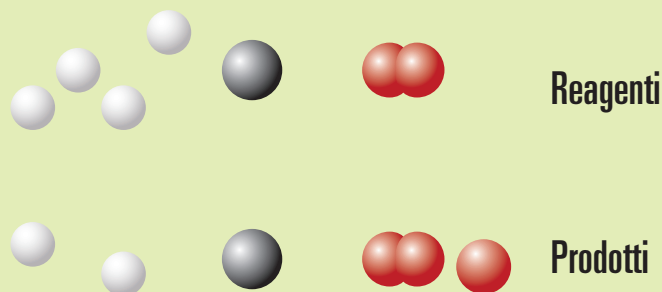
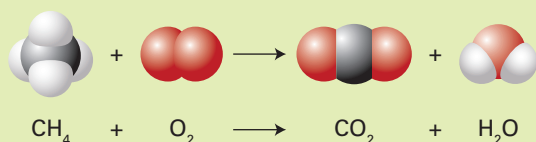
L'azoto (N₂) non partecipa alla reazione

Il metano (CH₄) è l'altro reagente (il combustibile)

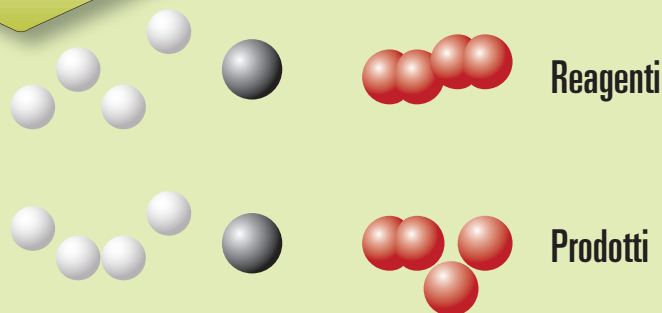
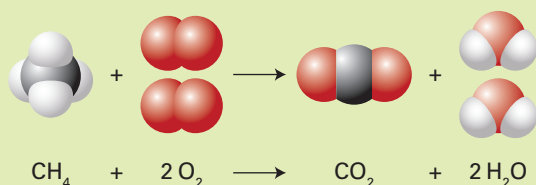
I prodotti della reazione di combustione sono **acqua (H₂O)** e **diossido di carbonio (CO₂)**

I REAGENTI E I PRODOTTI SONO QUELLI GIUSTI, MA SE SMONTIAMO LE MOLECOLE E CONTIAMO TUTTI GLI ATOMI...

... CI ACCORGIAMO CHE I CONTI NON TORNANO PERCHÉ IL MUCCHIETTO DEGLI ATOMI DI IDROGENO È PIÙ GRANDE SOPRA (REAGENTI) CHE SOTTO (PRODOTTI), MENTRE PER GLI ATOMI DI OSSIGENO ACCADE IL CONTRARIO.



bilanciamento



ORA L'EQUAZIONE È **BILANCIATA**: TUTTI GLI ATOMI CHE CI SONO NEI REAGENTI SONO PRESENTI ANCHE NEI PRODOTTI E VICEVERSA. PER OGNI MOLECOLA DI METANO OCCORRONO DUE MOLECOLE DI OSSIGENO!!!



3. Sempre quella!!! Le centrali termoelettriche, le automobili e anche... gli accendini funzionano grazie alla combustione di idrocarburi. I prodotti sono sempre H_2O e CO_2 .



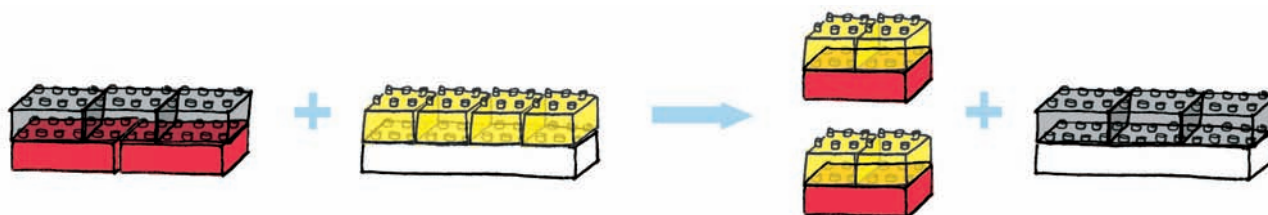
E ora rispondi

- Osserva i disegni della figura A. Sai spiegare come vengono in contatto i reagenti della reazione di combustione che avviene nel bunsen e quali sono i prodotti?
- Osserva i disegni della figura B. Sai spiegare perché nell'equazione bilanciata della combustione del metano bisogna scrivere due atomi di ossigeno?
- Qual è la principale caratteristica delle reazioni di combustione?
- Da dove viene il metano che utilizziamo nelle nostre case?

Chimica in azione

Minilab

Reazioni e... costruzioni modulari



Probabilmente avete ancora in casa qualche gioco di costruzioni: lo utilizzeremo per costruire molecole che poi modificheremo come in una reazione chimica.

Come avviene nelle reazioni, i nostri "mattoncini-atomi" saranno sempre gli stessi, ma cambierà la loro disposizione.

Provate a simulare una reazione chimica con i mattoncini colorati delle costruzioni e a scrivere l'equazione bilanciata corrispondente. Se siete senza mattoncini (o i vostri fratelli e sorelle più piccoli non ve li lasciano usare...), potete riprodurre questo "esperimento" disegnandolo su un foglio.

1 Costruite i reagenti: vi servono uno o più composti o elementi formati da mattoncini di vari colori. Un reagente potrebbe essere costituito da due mattoni rossi (simbolo R) e tre neri (simbolo N) e la sua formula sarebbe R_2N_3 ; un altro potrebbe invece avere formula BG_4 (B = bianco; G = giallo) ed essere quindi formato da un mattoncino bianco e quattro gialli.

2 Ora fate avvenire la reazione: scomponete i reagenti e ricombinate i mattoncini a vostra disposizione in modo da formare composti o elementi diversi dai reagenti. *Ricordate che tutti i mattoncini che utilizzate come reagenti devono comparire anche nei prodotti.*

3 Ripetete l'esperimento con vari reagenti e prodotti e fate in modo di utilizzare anche più molecole di una stessa sostanza di partenza.

Conclusioni

Per finire, scrivete le equazioni delle reazioni che avete realizzato. Una equazione potrebbe essere la seguente:



Scrivete l'equazione bilanciata di tutte le reazioni che avete effettuato, ricordando che, anche nell'equazione, tutti i mattoncini dei reagenti devono comparire nei prodotti.



Esperimento filmato

La reazione tra zinco e acido cloridrico

Lo zinco (Zn) e l'acido cloridrico (HCl) reagiscono per formare idrogeno gassoso (H_2) e una soluzione acquosa di cloruro di zinco ($ZnCl_2$). L'equazione bilanciata che descrive la reazione è:

$$Zn(s) + 2 HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

Nell'esperimento faremo reagire lo stesso numero di moli di HCl con diverse quantità di zinco e utilizzeremo dei palloncini, posti sopra il re-

cipiente di reazione, per raccogliere l'idrogeno gassoso che si sviluppa. Più il palloncino si gonfia, maggiore è la quantità di idrogeno gassoso che si forma.

Procedura sperimentale



step 1
Pesiamo una prima quantità di zinco (7,04 g).



step 2
Pesiamo una seconda quantità di Zn (3,27 g).



step 3
Pesiamo infine una terza quantità di Zn (1,31 g).



step 4
Tutte e tre queste beute contengono la stessa quantità di HCl, e cioè 0,100 mol.



step 5
Abbiamo versato la prima quantità di zinco nella beuta 1, la seconda nella beuta 2 e la terza nella beuta 3; questo è il risultato che abbiamo ottenuto.



Chimica ovunque

La stechiometria del CO₂ nei gas di scarico delle automobili

Uno dei principali problemi ambientali che tutti, politici e cittadini, dobbiamo affrontare riguarda il contributo che i gas di scarico delle automobili danno alla presenza nell'atmosfera di diossido di carbonio.

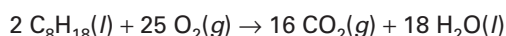
Il CO₂ contribuisce al cosiddetto **effetto serra**, un processo per cui alcuni dei gas presenti nell'atmosfera, i *gas serra*, si comportano come i vetri di una serra: infatti, permettono alla luce solare di raggiungere la superficie terrestre, che si riscalda, ma tendono a impedire che il calore emesso dalla superficie terrestre si disperda del tutto nello spazio.

L'effetto serra è indispensabile alla vita sul nostro pianeta, perché in sua assenza la temperatura sarebbe troppo bassa per consentire la vita come la conosciamo; però, negli ultimi secoli si sta verificando un graduale aumento della temperatura media della Terra, chiamato **riscaldamento globale**. La preoccupazione di alcuni scienziati è che l'aumento della concentrazione dei gas serra, in particolare del CO₂, sia in relazione con questo aumento generalizzato della temperatura terrestre. La causa principale dell'aumento di CO₂ atmosferico è la combustione dei combustibili fossili.

Vediamo ora, con l'aiuto della stechiometria che avete imparato in questa unità, in che modo i gas di scarico delle automobili contribuiscono alla presenza di CO₂ nell'atmosfera. Facciamo qualche ipotesi: ammettiamo che la nostra "automobile media" percorra 100 km con 7 L di benzina, che per-

corra 100 km alla settimana e che la benzina sia composta da ottano puro, C₈H₁₈, che ha una densità di 0,7 g/mL. Quanto diossido di carbonio emette questa auto in un anno?

Per prima cosa ci serve l'equazione della combustione della benzina:



Adesso calcoliamo la massa di CO₂ emessa da una sola automobile in un anno:

$$\begin{aligned} & 1 \text{ anno} \times \frac{52 \text{ settimane}}{\text{anno}} \times \frac{100 \text{ km}}{\text{settimana}} \times \frac{7 \text{ L C}_8\text{H}_{18}}{100 \text{ km}} \times \\ & \times \frac{1000 \text{ mL C}_8\text{H}_{18}}{\text{L C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{0,7 \text{ g C}_8\text{H}_{18}}{\text{mL C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114,22 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \times \\ & \times \frac{16 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{44,01 \text{ g CO}_2}{\text{mol CO}_2} = \\ & = 8 \times 10^5 \text{ g CO}_2 \text{ (o } 8 \times 10^2 \text{ kg CO}_2\text{)} \end{aligned}$$

Le emissioni di CO₂ della nostra "automobile media" si avvicinano dunque a una tonnellata all'anno.

Ora... quante automobili ci sono in tutto il mondo? E quante di queste automobili percorrono più dei 100 km alla settimana della nostra "automobile media"? E che cosa dire di tutti gli altri mezzi di trasporto? Non c'è dubbio che stiamo producendo quantità spropositate di CO₂.

Le piante catturano il diossido di carbonio dall'atmosfera e lo trasformano nella loro biomassa e in ossigeno attraverso la fotosintesi. Un incremento della vegetazione potrebbe quindi consumare una parte del CO₂ che produciamo: è stato calcolato che servono poco più di 4000 m² di alberi per consumare tutte le emissioni che un automobilista produce in un anno. Ma questi sono dati da usare con cautela, perché sulla Terra siamo più di sei miliardi. Se anche una sola persona su cento guidasse la macchina, servirebbero comunque 2,4 × 10¹¹ m² di alberi, una quantità enorme.

La brutta notizia è che, anche se ancora non guidate l'automobile, siete ugualmente in parte responsabili per le emissioni di CO₂; dai combustibili fossili, infatti, attualmente si ricava circa il 90% dell'energia utilizzata dai Paesi industrializzati per produrre i beni che acquistate.

Osservazioni | Elaborazione dati

- 1 Annota nella tabella i valori sperimentali, tralasciando per il momento di completare la quarta colonna.

| Beuta | HCl (mol) | Zn (g) | Zn (mol) | Il pallone si gonfia del tutto? | Nella beuta rimane dello zinco? |
|-------|-----------|--------|----------|---------------------------------|---------------------------------|
| 1 | | | | | |
| 2 | | | | | |
| 3 | | | | | |

- 2 Cerca la massa molare dello zinco, calcola le moli di zinco che sono state aggiunte in ciascuna beuta e inserisci questi valori nella tabella.
- 3 Sulla base dell'equazione bilanciata, decidi quante moli di zinco servirebbero esattamente per far reagire le moli di HCl presenti nelle tre beute.

Risultati e conclusioni

- a Commenta i dati relativi ai tre esperimenti per quanto riguarda il numero di moli dei due reagenti. Le moli di zinco bastano a far reagire tutto l'HCl? Ci sono reagenti limitanti?
- b In che modo le osservazioni sperimentali riportate nelle ultime due colonne della tabella confermano le conclusioni del punto a?

Per capire...

1. Un motorino percorre 35 km con un litro di benzina. Ammettendo anche in questo caso che il combustibile sia ottano puro e che il motorino percorra 50 km alla settimana, qual è l'emissione di CO₂ in un anno?
2. Rifletti. Perché la riforestazione difficilmente può essere l'unico rimedio alla produzione di CO₂?
3. Rifletti. Pensi di poter dare un contributo personale per ridurre la quantità di CO₂ prodotto?

L'unità in sintesi

Rivedi gli argomenti di questa unità attraverso le risposte alle domande guida, lezione per lezione.

5.1 Reazioni: dagli indizi alle equazioni

- Una reazione chimica può essere segnalata da: *cambiamento di colore, formazione di un prodotto solido* (o precipitato), *formazione* (o sviluppo) *di un gas, emissione di calore o di luce*.
- Un'equazione chimica fornisce le formule dei reagenti e dei prodotti, a volte accompagnate dall'indicazione del loro stato fisico, e può essere completata da indicazioni sull'energia coinvolta. In questo senso, l'equazione fornisce una sintetica *descrizione qualitativa* della reazione.
- Un'equazione è **bilanciata** quando il numero di atomi di ciascun elemento è uguale nei reagenti e nei prodotti, in accordo con la legge di conservazione della massa.
- Per bilanciare un'equazione chimica occorre aggiungere dei **coefficienti** davanti alle formule per indicare quante volte ogni specie chimica deve essere considerata. I numeri scritti in una formula (gli indici) non devono mai essere modificati, perché in questo modo si modificerebbe l'identità chimica delle sostanze.

5.2 Calcoli con le moli nelle equazioni chimiche

- I coefficienti presenti in un'equazione chimica indicano sia il numero di particelle dei reagenti e dei prodotti che partecipano alla reazione, sia il numero delle moli.
- I coefficienti presenti in un'equazione chimica si possono usare come fattori di conversione per trasformare le moli di una sostanza nelle moli di un'altra. Un'equazio-

ne bilanciata fornisce una descrizione quantitativa di una reazione e permette di risolvere problemi di **stechiometria**, quelli cioè che si occupano dei rapporti quantitativi tra le diverse sostanze presenti nelle reazioni.

5.3 Calcoli con le masse nelle equazioni chimiche

- Data un'equazione chimica, per ricavare dalla massa (in grammi) di una sostanza la massa (in grammi) di un'altra sostanza si può procedere secondo un **percorso da massa a massa** che prevede i seguenti tre passaggi:
 - convertire, mediante la massa molare, la massa della sostanza di partenza nel numero di moli;
 - convertire questo numero di moli nel numero di moli della sostanza richiesta;
 - convertire il numero di moli della sostanza richiesta in massa servendosi della massa molare di tale sostanza.

Non sempre occorre svolgere tutti e tre i passaggi.

5.4 Il reagente limitante

- Il **reagente limitante** è quello che viene consumato completamente in una reazione, mentre il reagente che non si consuma completamente si chiama **reagente in eccesso**. Per determinare quale tra i reagenti è quello limitante, si calcola la quantità di prodotto che può essere ottenuta a partire dalla quantità disponibile di ciascun reagente. Il reagente che dà la quantità di prodotto minima è il reagente limitante.
- I problemi stechiometrici con il reagente limitante si risolvono con un percorso da massa a massa in cui il calcolo delle moli finali si effettua sulla base delle moli iniziali del reagente limitante.

Per preparare la verifica

Reazioni chimiche ed equazioni

1 Vero o falso?

- In una reazione chimica il numero e il tipo di atomi che compongono le molecole sono uguali prima o dopo la reazione, ma il numero e il tipo di molecole cambiano. V F
- Se facciamo fondere del ghiaccio in un bicchiere, possiamo affermare che è avvenuta una reazione chimica, poiché il ghiaccio ha subito un cambiamento visibile. V F
- In un'equazione chimica il simbolo (s) vicino alla formula di un composto indica che si

tratta di un composto solubile, mentre (aq) si trova solo vicino alla formula dell'acqua. V F

- Un'equazione chimica è bilanciata quando tutti gli atomi presenti a sinistra della freccia si trovano anche a destra, e viceversa. V F
- L'equazione $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ non è bilanciata, perché il numero totale di moli dei reagenti è maggiore del numero totale di moli dei prodotti. V F

2 Completa ogni frase evidenziando il termine corretto tra quelli indicati in parentesi.

- Per bilanciare un'equazione chimica bisogna inserire dei numeri, chiamati [*indici / coefficienti / parametri*],

davanti a una o più delle formule in essa presenti, allo scopo di indicare che quelle specie chimiche [vanno prese più di una volta / sono composte da più atomi / hanno una massa pari a tanti grammi quanto è il numero].

- b. Per bilanciare un'equazione chimica, una delle cose da [fare / non fare] è cambiare la formula chimica di un composto; bisogna inoltre [evitare / fare in modo] di aggiungere qualche nuova specie chimica, da una parte o dall'altra dell'equazione, per bilanciare un elemento.

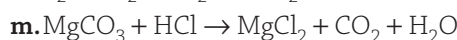
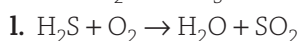
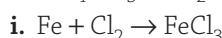
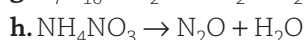
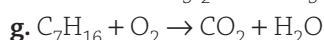
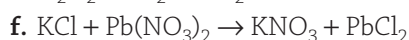
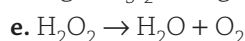
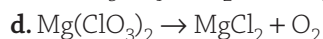
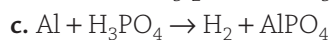
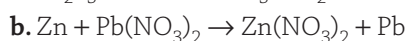
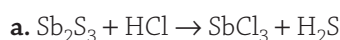
3 Scrivi un breve testo per spiegare qual è la relazione tra i seguenti termini.

equazione chimica, stato di aggregazione, liquido, soluzione

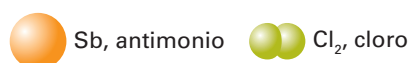
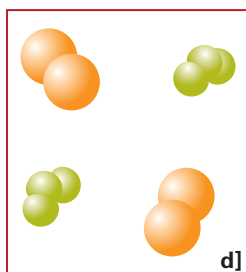
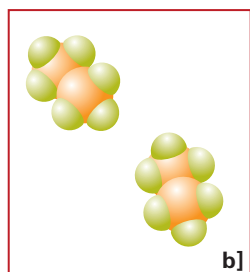
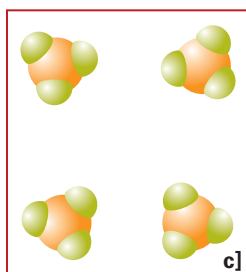
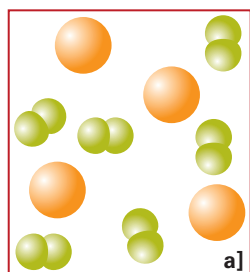
Risolvi i seguenti quesiti e problemi.

- 4 Perché l'equazione $P + 3 I_2 \rightarrow 2 PI_3$ non è bilanciata?

- 5 Bilancia le seguenti equazioni.



- 6 Considera la reazione tra gli elementi antimonio e cloro per formare tricloruro di antimonio, $SbCl_3$. Scrivi e bilancia l'equazione della reazione e scegli quali delle figure seguenti meglio rappresentano i reagenti e i prodotti.



- 7 Idrogeno, azoto, ossigeno, fluoro, cloro, bromo e iodio esistono in forma di molecole biatomiche alla temperatura e alla pressione a cui avviene la maggior parte delle reazioni chimiche. In queste condizioni, ci sono situazioni in cui le formule di questi elementi possono essere scritte in un'equazione chimica senza l'indice 2 al piede del simbolo?

Calcoli con le moli nelle equazioni chimiche

8 Vero o falso?

- a. I coefficienti di un'equazione chimica bilanciata esprimono le relazioni tra reagenti e prodotti in termini di massa (grammi di reagenti e di prodotti). V F
- b. Quando si lavora con le moli per bilanciare le equazioni chimiche, si possono accettare anche coefficienti frazionari. V F
- c. Se conosciamo il numero di moli di una qualsiasi specie chimica presente in una reazione, reagente o prodotto che sia, possiamo con un solo passaggio ottenere le moli di qualunque altra specie. V F

9 Completa ogni frase evidenziando il termine corretto tra quelli indicati in parentesi.

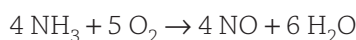
- a. Rispetto a un'equazione non bilanciata, un'equazione bilanciata contiene in più anche informazioni [sulla struttura / sulle quantità / sulle formule] delle sostanze presenti: possiamo infatti leggere i coefficienti dei reagenti e dei prodotti come numeri di [grammi / atomi / moli].
- b. Nelle equazioni chimiche bilanciate la somma delle masse dei reagenti [è uguale / non è uguale] alla somma delle masse dei prodotti; inoltre la somma delle moli dei reagenti [corrisponde sempre / può non corrispondere] alla somma delle moli dei prodotti.

10 Scrivi un breve testo per spiegare qual è la relazione tra i seguenti termini.

reazione bilanciata, moli, masse

Risolvi i seguenti quesiti e problemi.

- 11 Il primo stadio del processo Ostwald per la produzione dell'acido nitrico è la reazione tra ammoniaca e ossigeno descritta dalla seguente equazione:



Utilizza questa equazione bilanciata per rispondere alle seguenti domande.

- a. Quante moli di ammoniaca reagiranno con 95,3 mol di ossigeno?
- b. Quante moli di monossido di azoto, NO, si otterranno dalla reazione di 2,89 mol di ammoniaca?

- c. Se si ottengono 3,5 mol di acqua, quante saranno le moli di monossido di azoto prodotte?
- 12** Considera l'equazione chimica per la reazione tra carbonio e ossigeno:
- $$\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$$
- Scrivi una descrizione di questa equazione:
- a livello particellare;
 - a livello di moli.
- 13** Quando il solfuro di idrogeno (H_2S) reagisce con l'ossigeno, si formano acqua e diossido di zolfo (SO_2) secondo l'equazione:
- $$2 \text{H}_2\text{S}(g) + 3 \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(l) + 2 \text{SO}_2(g)$$
- Se si fanno reagire completamente 4 mol di solfuro di idrogeno:
- quante moli di ossigeno verranno consumate?
 - quante moli di acqua si formeranno?
 - quante moli di diossido di zolfo verranno prodotte?

Calcoli con le masse nelle equazioni chimiche

14 Vero o falso?

- I problemi di stechiometria si possono risolvere anche utilizzando equazioni non bilanciate. V F
- Nella risoluzione dei problemi di stechiometria, la trasformazione delle quantità delle sostanze date in quelle delle sostanze richieste si effettua utilizzando direttamente le masse. V F
- Per poter calcolare le masse dei prodotti ottenuti in una reazione conoscendo le masse dei reagenti, anzitutto è necessario trasformare le masse dei reagenti in moli. V F

Risolvi i seguenti problemi.

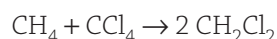
- 15** Considera la seguente reazione tra ammoniaca (NH_3) e ossigeno:
- $$4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$$
- Quante moli di ammoniaca possono reagire con 268 g di ossigeno?
 - Se durante la reazione si consumano 31,7 mol di ammoniaca, quanti grammi di acqua verranno prodotti?
 - Quanti grammi di ammoniaca servono per produrre 404 g di monossido di azoto (NO)?
 - Se nel corso della reazione si formano 6,41 g di acqua, quanti grammi di monossido di azoto si otterranno?

- 16** Date le masse molari (approssimate ai grammi) di H_2 (2 g/mol), di O_2 (32 g/mol) e di H_2O (18 g/mol), e l'equazione:



se abbiamo a disposizione 2 g di idrogeno:

- quanti grammi di ossigeno saranno necessari perché l'idrogeno reagisca completamente?
 - quanti grammi di acqua si formeranno?
- 17** L'idrossido di calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, reagisce con l'acido cloridrico secondo la seguente reazione (da bilanciare):
- $$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- Quanti grammi di idrossido di calcio possono reagire con 0,174 mol di HCl?
- 18** L'esplosione della nitroglicerina, $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3$, è descritta dalla seguente reazione:
- $$4 \text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3 \rightarrow 12 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{N}_2 + \text{O}_2$$
- Quanti grammi di diossido di carbonio si producono nell'esplosione di 21,0 g di nitroglicerina?
- 19** A partire dall'equazione:



calcola quanti grammi di tetracloruro di carbonio sono necessari affinché 24,7 g di metano, CH_4 , reagiscano completamente.

- 20** Il carbonato di calcio solido, CaCO_3 , si decompone in ossido di calcio solido, CaO , e diossido di carbonio gassoso. Quanti grammi di carbonato di calcio sono necessari per formare 22,8 g di diossido di carbonio?

Il reagente limitante

21 Vero o falso?

- In una reazione il reagente che si consuma completamente si chiama reagente in eccesso. V F
- Nella reazione $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ la massa in grammi dell'idrogeno (H_2) che reagisce è maggiore della massa in grammi dell'ammoniaca (NH_3) che si forma. V F
- La massa molare dell'idrogeno gassoso (H_2) è 2,016 g e la massa molare del cloro gassoso (Cl_2) è 70,90 g. Se 20 g di idrogeno vengono posti a reagire con 71 g di cloro secondo la reazione: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$, parte del cloro risulterà in eccesso e non reagirà. V F

22 Completa ogni frase evidenziando il termine corretto tra quelli indicati in parentesi.

- Avendo a disposizione 180 tazzine da caffè e 120 piattini, si possono mettere insieme **[10 / 15 / 12]**

servizi da caffè per 12 persone completi e alla fine avanzeranno [60 piattini / 60 tazzine / 30 tazzine e 30 piattini].

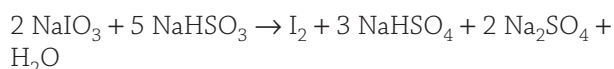
- b.** Il reagente che viene usato completamente in una reazione si chiama reagente [in eccesso / di riferimento / limitante], mentre il reagente che non si consuma completamente si chiama reagente [in eccesso / di riferimento / limitante].
- c.** In una generica reazione $A + B \rightarrow C$, spesso occorre individuare il reagente limitante. Un modo per riconoscerlo è quello di scegliere uno dei due reagenti e chiedersi: “Se il reagente A fosse il reagente limitante, [quanti grammi / quante moli] di reagente B servirebbero per [ottenere il prodotto C e non un altro / reagire completamente / reagire almeno in parte]?”

23 Scrivi un breve testo per spiegare qual è la relazione tra i seguenti termini.

reagente limitante, completamente, grammi, moli

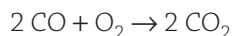
Risolvi i seguenti problemi.

24 Uno dei modi per preparare lo iodio è descritto dalla reazione:



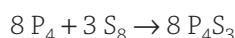
- a.** Se 6,00 kg di iodato di sodio, NaIO_3 , vengono fatti reagire con 7,33 kg di NaHSO_3 , quanti kilogrammi di iodio si formeranno?
- b.** Quale reagente sarà in eccesso?
- c.** Quanti saranno i kilogrammi in eccesso di tale reagente?

25 Il monossido di carbonio, CO , è il principale inquinante prodotto nei processi di combustione della benzina. Le case automobilistiche installano sugli autoveicoli dei catalizzatori che convertono il monossido di carbonio in diossido di carbonio secondo l'equazione:



- a.** Se 12,6 g di monossido di carbonio reagiscono con 5,22 g di ossigeno gassoso, quanti grammi di diossido di carbonio si formano?
- b.** Qual è la quantità del reagente in eccesso che avanzerà alla fine della reazione?

26 L'estremità infiammabile dei fiammiferi “antivento” è costituita da trisolfuro di tetrafosforo, P_4S_3 , e vetro polverizzato; P_4S_3 viene prodotto combinando direttamente gli elementi:



- a.** Se 133 g di fosforo vengono mescolati con 126 g di zolfo, quanti grammi del composto si otterranno?
- b.** Quale dei due elementi e in che quantità risulterà in eccesso?

Per gli appassionati

27 Scrivi e bilancia l'equazione per la reazione del butano, C_4H_{10} , con l'ossigeno, in cui si formano diossido di carbonio e acqua. Usa l'equazione bilanciata come aiuto per rispondere alle seguenti domande.

- a.** Descrivi a parole la reazione a livello particellare.
- b.** Se tu potessi utilizzare un modello a stecche e sfere per rappresentare i reagenti e i prodotti (ogni atomo corrisponde a una sfera), quale dovrebbe essere il numero minimo di sfere necessario per rappresentare contemporaneamente sia i reagenti sia i prodotti?
- c.** Quante dovrebbero essere le sfere se, una volta costruiti i modelli dei reagenti, potessi utilizzare le stesse sfere per riarrangiarle in modo da formare i prodotti?
- d.** Descrivi a parole la reazione a livello di moli.
- e.** Usa la descrizione a livello di moli del punto **d** e le masse molari arrotondate al grammo per mostrare che in questa reazione la massa effettivamente si conserva.

28 La cosiddetta pioggia acida contiene acido solforico, H_2SO_4 , originato dalla combustione di combustibili contenenti zolfo. Il processo di formazione di questo acido avviene in tre passaggi principali:

- a.** lo zolfo solido viene bruciato, cioè si combina con l'ossigeno dell'aria per formare diossido di zolfo gassoso, SO_2 ;
- b.** in presenza della luce solare, il diossido di zolfo reagisce con l'ossigeno dell'aria per formare triossido di zolfo gassoso, SO_3 ;
- c.** quando la pioggia viene a contatto con il triossido di zolfo, la reazione produce acido solforico.

Scrivi e bilancia le equazioni relative a ognuno dei passaggi del processo, indicando anche gli stati di aggregazione di reagenti e prodotti.

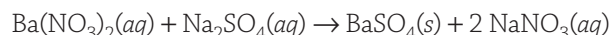
29 Quanti grammi di idrossido di magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, precipitano se 2,09 g di idrossido di potassio, KOH , vengono aggiunti a una soluzione di nitrato di magnesio, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$?

30 Una delle reazioni che avvengono in una pila a secco può essere descritta nel modo seguente: lo zinco metallico reagisce con cloruro d'ammonio, NH_4Cl , per formare cloruro di zinco, ZnCl_2 , ammoniaca, NH_3 , e idrogeno. Calcola i grammi di zinco consumati, se all'interno della pila vengono prodotti 7,05 g di ammoniaca.

31 Lo zolfo solido reagisce con monossido di carbonio per formare diossido di zolfo gassoso e carbonio solido. Quanti grammi di monossido di carbonio sono necessari affinché 25,5 g di zolfo possano reagire completamente?

- 32** Non sempre le reazioni avvengono completamente. Quando non sono complete, si definisce **resa percentuale** il rapporto tra la quantità effettiva di prodotto ottenuto e quella "teorica", moltiplicato per 100. Per esempio, se in una certa reazione, secondo i calcoli che hai imparato in questa unità, si dovevano ottenere 100 g di prodotto e invece se ne sono ottenuti solo 80 g, la resa percentuale della reazione è dell'80%.

Prova a calcolare la resa percentuale nel caso seguente considerando la reazione:



sapendo che da 3,18 g di $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ si sono ottenuti 2,69 g di BaSO_4 .

(Suggerimento: la prima cosa da fare è calcolare la quantità "teorica" di BaSO_4 che si dovrebbe formare se la reazione fosse completa.)



Test di autoverifica

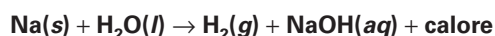
Puoi svolgere questo test in modo interattivo sul CD

Scegli la risposta che meglio completa la frase o che risponde alla domanda.

1 Le equazioni chimiche devono essere bilanciate per rispettare:

- A la legge di conservazione della massa
- B la legge delle proporzioni multiple
- C la legge della composizione costante
- D la legge di conservazione dell'energia

2 Una semplice descrizione di tipo qualitativo della seguente reazione:

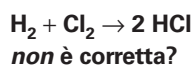


SODIO ACQUA IDROGENO IDROSSIDO DI SODIO

potrebbe essere: "il sodio solido reagisce con l'acqua allo stato liquido..."

- A come l'idrogeno gassoso reagisce con una soluzione di idrossido di sodio; nella reazione si sviluppa calore"
- B e con l'idrogeno gassoso per formare una soluzione di idrossido di sodio; la reazione ha bisogno di calore per avvenire"
- C per dare origine a una soluzione di idrossido di sodio e a idrogeno gassoso; nella reazione si sviluppa calore"
- D per dare origine a idrogeno gassoso e a una soluzione di idrossido di sodio; la reazione ha bisogno di calore per avvenire"

3 Quale delle seguenti descrizioni della reazione:



- A una molecola di idrogeno reagisce con una molecola di cloro per dare due molecole di acido cloridrico
- B una particella di idrogeno reagisce con una particella di cloro per dare due particelle di acido cloridrico
- C una mole di idrogeno reagisce con una mole di cloro per dare due moli di acido cloridrico
- D 1 g di idrogeno reagisce con 1 g di cloro per dare 2 g di acido cloridrico

4 Un'equazione chimica è bilanciata quando:

- A tutti gli atomi presenti a sinistra della freccia si trovano anche a destra e viceversa

- B il numero di moli dei reagenti equivale al numero di moli dei prodotti
- C tutte le molecole presenti a sinistra della freccia si trovano anche a destra, e viceversa
- D gli stessi elementi sono presenti sia a destra sia a sinistra della freccia

5 Quando si bilancia un'equazione chimica, quale delle seguenti operazioni è corretto eseguire?

- A cambiare una formula chimica per bilanciare un elemento
- B aggiungere qualche specie chimica da una parte o dall'altra dell'equazione per bilanciare un elemento
- C scrivere i coefficienti davanti alle formule
- D cambiare gli indici degli elementi nelle formule

6 Quale delle seguenti reazioni è correttamente bilanciata?

- A $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- B $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- C $\text{PCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 2 \text{HCl}$
- D $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{HBr} \rightarrow \text{PbBr}_2 + 2 \text{HNO}_3$

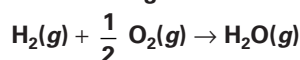
7 Per bilanciare correttamente l'equazione:



occorre:

- A aggiungere 3 sia davanti ad H_2S sia davanti ad HCl
- B aggiungere 2 davanti ad H_2S e 3 davanti ad HCl
- C aggiungere 2 davanti ad H_2S e modificare Bi_2S_3 in Bi_2S_2
- D aggiungere 3 davanti ad H_2S e 2 davanti ad HCl

8 Quale dei seguenti modi di leggere l'equazione chimica:



è corretto?

- A 1 g di idrogeno reagisce con 0,5 g di ossigeno per dare 1 g di acqua
- B 1 mol di molecole di idrogeno reagisce con 0,5 mol di molecole di ossigeno per formare 1 mol di molecole di acqua
- C 2 atomi di idrogeno reagiscono con 1/2 atomo di ossigeno per formare una molecola di acqua

D per formare una certa quantità di acqua occorre pesare una massa di idrogeno doppia rispetto a quella dell'ossigeno

- 9 Considera la seguente rappresentazione a livello particellare di una trasformazione chimica; le sfere bianche rappresentano atomi di idrogeno, quelle nere atomi di carbonio e quelle rosse atomi di ossigeno.



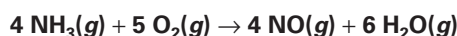
L'equazione che descrive questa trasformazione è:

- A $\text{OH} + \text{C}_2\text{O} \rightarrow \text{HO}_2 + \text{C}_2$
 B $\text{H}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$
 C $\text{CO} + \text{H}_2\text{C} \rightarrow \text{C}_2\text{O} + \text{H}_2$
 D $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$

- 10 Quale delle seguenti affermazioni che riguardano le equazioni chimiche bilanciate *non* è corretta?

- A la somma del numero totale delle moli dei reagenti equivale alla somma del numero totale delle moli dei prodotti
 B la somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti
 C il numero di atomi di un certo elemento è lo stesso sia a sinistra sia a destra della freccia
 D il numero totale di atomi dei reagenti corrisponde al numero totale di atomi dei prodotti

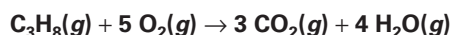
- 11 La seguente equazione chimica si riferisce alla reazione di combustione di sostanze che contengono ammoniaca, NH_3 , con formazione di monossido di azoto, NO :



Quante moli di ossigeno sono necessarie affinché 200 mol di NH_3 reagiscano completamente?

- A 160 mol C 250 mol
 B 200 mol D 1000 mol

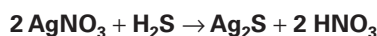
- 12 La reazione di combustione del propano, C_3H_8 , è la seguente:



Se dalla combustione di una certa quantità di propano si sono formate 30 mol di CO_2 , quante moli di ossigeno sono servite per far reagire tutto il propano?

- A 30 mol C 150 mol
 B 18 mol D 50 mol

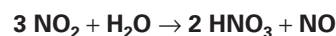
- 13 Nella seguente reazione:



si forma solfuro di argento, Ag_2S . Sapendo che la massa molare del solfuro di argento è 247,9 g/mol, quante moli di nitrato di argento, AgNO_3 , sono necessarie perché si formino 743,7 g di solfuro di argento?

- A 495,8 mol C 2/3 mol
 B 6 mol D 1,5 mol

- 14 Se nella reazione:



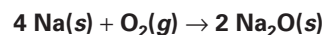
si formano 1,80 mol di NO ,

- A allora si formano anche 3,60 mol di HNO_3
 B allora si consumano 3,60 mol di H_2O
 C allora si formano anche 5,40 mol di NO_2
 D allora si formano anche 1,80 mol di HNO_3

- 15 Quante paia di scarpe effettivamente utilizzabili potete mettere insieme a partire da 781 scarpe sinistre e 817 scarpe destre dello stesso tipo e dello stesso numero?

- A 817 C 781
 B 36 D 799

- 16 Il sodio reagisce con l'ossigeno per formare ossido di sodio:



Immagina di mettere in un recipiente di reazione due atomi di sodio e due molecole di ossigeno e di lasciare che la reazione proceda finché almeno uno dei due reagenti non si sia consumato completamente. Quante molecole di Na_2O si ottengono?

- A 2 C 4
 B 0 D 1

- 17 Dalla reazione tra alluminio in polvere e cloro gassoso si produce cloruro di alluminio, secondo l'equazione:



Introducendo 0,24 mol di Al in una beuta che contiene 0,30 mol di Cl_2 , quante moli di AlCl_3 si ottengono se il reagente limitante si consuma completamente?

- A 0,20 mol C 0,30 mol
 B 0,24 mol D 0,12 mol

- 18 Dalla reazione tra alluminio in polvere e cloro gassoso si produce cloruro di alluminio, secondo la reazione:



Si introducono 53,96 g di Al (la cui massa molare è 26,98 g/mol) in una beuta che contiene 283,6 g di Cl_2 (massa molare 70,9 g/mol). Quanti grammi di AlCl_3 (massa molare 133,33 g/mol) si ottengono se il reagente limitante si consuma completamente?

- A 88,89 g C 400,0 g
 B 266,7 g D 200,0 g

Puoi controllare le tue risposte in fondo a questo volume.

