CAPITOLO

2

Le reazioni chimiche e la stechiometria. I gas

Un'equazione chimica bilanciata è una ricetta scritta in moli: per cucinare in grammi, o in litri di gas, bisogna saperla tradurre.

OBIETTIVI

1. Bilanciare equazioni di combustione di idrocarburi e alcoli, eliminando i coefficienti frazionari.
2. Usare i coefficienti come rapporti molari e risolvere problemi massa → moli → moli → massa, particelle o volume.
3. Individuare il reagente limitante e calcolare la quantità di reagente in eccesso, la resa teorica, la resa percentuale e la purezza.
4. Applicare l'equazione di stato dei gas ideali e il volume molare, indicando sempre le condizioni.
5. Calcolare la densità e la massa molare di un gas e le pressioni parziali in una miscela.
6. Risolvere problemi di stechiometria in cui reagenti o prodotti sono gas.

INDICE DEL CAPITOLO

2.1 Le equazioni chimiche: bilanciare anche le combustioni 2

2.2 Che cosa dice, in quantità, un'equazione bilanciata 4

2.3 Il reagente limitante, la resa e la purezza 6

2.4 I gas come strumento: l'equazione di stato 9

2.5 Miscele di gas e stechiometria con i gas 13

Scienze naturali 3 · Parte I · La quantità chimica e la struttura dell'atomo · versione 1.0
Capitolo 2: Le reazioni chimiche e la stechiometria. I gas · pagine 41–62 del volume completo · estratto per lo studio

Una bombola di GPL, un altoforno, un airbag, una compressa effervescente: in ognuno di questi casi qualcuno deve sapere *quanto* reagente serve e *quanto* prodotto si otterrà. Per farlo si legge un'equazione chimica bilanciata come una ricetta in moli e la si traduce in grammi, in litri di gas o in numero di molecole.

Nel cap. 1 hai imparato a contare le particelle pesandole, con la mole. In questo capitolo userai la mole per fare i conti delle reazioni: è la **stechiometria**, la parte della chimica che studia i rapporti quantitativi fra le sostanze che reagiscono e quelle che si formano. Poiché molti reagenti e prodotti sono gas, che si misurano più comodamente in litri che in grammi, imparerai anche a usare l'equazione di stato dei gas ideali come uno strumento di calcolo.

2.1 Le equazioni chimiche: bilanciare anche le combustioni

DA RICORDARE

Richiamo. Un'equazione chimica descrive una reazione: a sinistra i reagenti, a destra i prodotti, separati dalla freccia →. Gli *indici* (i numeri in basso nelle formule) dicono di quali atomi è fatta ogni sostanza e non si cambiano mai; i *coefficienti stechiometrici*, davanti alle formule, dicono quante particelle di ciascuna sostanza intervengono. Un'equazione è bilanciata quando ogni elemento compare con lo stesso numero di atomi a sinistra e a destra, come vuole la legge di conservazione della massa. Lo stato fisico si indica fra parentesi: (s) solido, (l) liquido, (g) gas, (aq) in soluzione acquosa. Vedi *Scienze naturali 1*, cap. 6.

Il metodo per tentativi che conosci funziona bene per le equazioni semplici, come $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$. Con le *combustioni*, le reazioni con l'ossigeno che liberano calore e luce, conviene invece seguire un ordine preciso, perché l'ossigeno compare in più prodotti e un tentativo a caso rischia di sbilanciare ciò che era già a posto.

2.1.1 La combustione degli idrocarburi

Gli *idrocarburi* sono composti formati solo da carbonio e idrogeno: il metano CH_4 del gas di città, il propano C_3H_8 e il butano C_4H_{10} del GPL, l'ottano C_8H_{18} tra i componenti della benzina. Quando bruciano completamente in abbondanza di ossigeno, producono diossido di carbonio e acqua. Il procedimento più sicuro è:

1. bilancia il **carbonio**: il coefficiente di CO_2 è uguale al numero di atomi di C dell'idrocarburo;
2. bilancia l'**idrogeno**: il coefficiente di H_2O è la metà del numero di atomi di H;

3. bilancia per ultimo l'**ossigeno**, che a sinistra compare solo come O_2, un elemento: conta gli atomi di O dei prodotti e dividi per 2;
4. se il coefficiente di O_2 è frazionario, moltiplica *tutti* i coefficienti per il denominatore, per ottenere i numeri interi più piccoli.

Per il propano: 3 atomi di C danno 3 CO_2; 8 atomi di H danno 4 H_2O; a destra ci sono $3 \cdot 2 + 4 \cdot 1 = 10$ atomi di O, cioè 5 molecole di O_2.

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)$$

ESEMPIO SVOLTO

La combustione del butano

Problema. Bilancia l'equazione della combustione completa del butano, $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$.

Soluzione. *Carbonio.* 4 atomi di C → 4 CO_2. *Idrogeno.* 10 atomi di H → 5 H_2O. *Ossigeno.* A destra ci sono $4 \cdot 2 + 5 \cdot 1 = 13$ atomi di O, quindi servono 13/2 molecole di O_2:

$$C_4H_{10} + \frac{13}{2}\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$$

Coefficienti interi. Mezza molecola di ossigeno non esiste: moltiplichiamo tutto per 2.

$$2\ C_4H_{10}(g) + 13\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 10\ H_2O(g)$$

Risultato. L'equazione qui sopra è bilanciata: C: 8 = 8; H: 20 = 20; O: 26 = 16 + 10. Una scrittura con coefficienti frazionari, come quella intermedia, è accettata quando si ragiona in moli (13/2 mol di O_2 hanno senso), ma l'equazione si presenta di solito con gli interi più piccoli.

2.1.2 La combustione degli alcoli

Gli alcoli, come l'etanolo C_2H_5OH dei disinfettanti e delle bevande alcoliche, contengono già un atomo di ossigeno nella molecola. Il metodo è lo stesso, con un'attenzione in più al momento di bilanciare l'ossigeno: dagli atomi di O dei prodotti bisogna togliere quelli già presenti nel combustibile. Per l'etanolo: 2 atomi di C → 2 CO_2; 6 atomi di H → 3 H_2O; a destra ci sono $2 \cdot 2 + 3 = 7$ atomi di O, uno dei quali viene dall'etanolo, per cui l'ossigeno deve fornirne 6, cioè 3 molecole di O_2.

$$C_2H_5OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

2.2 Che cosa dice, in quantità, un'equazione bilanciata

2.2.1 I coefficienti sono rapporti fra moli

Torniamo alla sintesi dell'ammoniaca, la reazione su cui si basa la produzione industriale dei fertilizzanti azotati:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$$

A livello delle particelle l'equazione dice che 1 molecola di azoto reagisce con 3 molecole di idrogeno e forma 2 molecole di ammoniaca. Il rapporto resta lo stesso se moltiplichiamo tutto per 10, per 1000 o per il numero di Avogadro: $6{,}022 \times 10^{23}$ molecole di N_2 reagiscono con $3 \times 6{,}022 \times 10^{23}$ molecole di H_2. Quindi **1 mol di N_2 reagisce con 3 mol di H_2 e forma 2 mol di NH_3**. I coefficienti stechiometrici, letti in moli, forniscono i **rapporti molari** fra le sostanze di una reazione: per esempio $n(NH_3) : n(N_2) = 2 : 1$.

I coefficienti non sono invece rapporti fra masse. Una mole di N_2 ha massa 28,02 g, tre moli di H_2 hanno massa 6,05 g e due moli di NH_3 hanno massa 34,07 g: la massa si conserva (28,02 g + 6,05 g = 34,07 g), ma i grammi non stanno affatto nel rapporto 1 : 3 : 2. Per passare dai coefficienti alle masse bisogna sempre passare per le moli.

2.2.2 La mappa stechiometrica

Ogni problema di stechiometria si risolve con lo stesso percorso in tre tappe, riassunto nella Figura 2.1. Indichiamo con A la sostanza di cui conosci la quantità e con B quella che cerchi; a e b sono i loro coefficienti nell'equazione bilanciata.

1. **Dai dati alle moli di A.** Da una massa: $n_A = m_A/M_A$; da un numero di particelle: $n = N/N_A$; da un volume di gas: con il volume molare o con l'equazione dei gas, che vedrai più avanti in questo capitolo.
2. **Dalle moli di A alle moli di B**, con il rapporto dei coefficienti: $n_B = n_A \cdot b/a$. È l'unico passaggio in cui entra l'equazione chimica.
3. **Dalle moli di B al risultato**: $m_B = n_B \cdot M_B$, oppure un numero di particelle o un volume di gas.

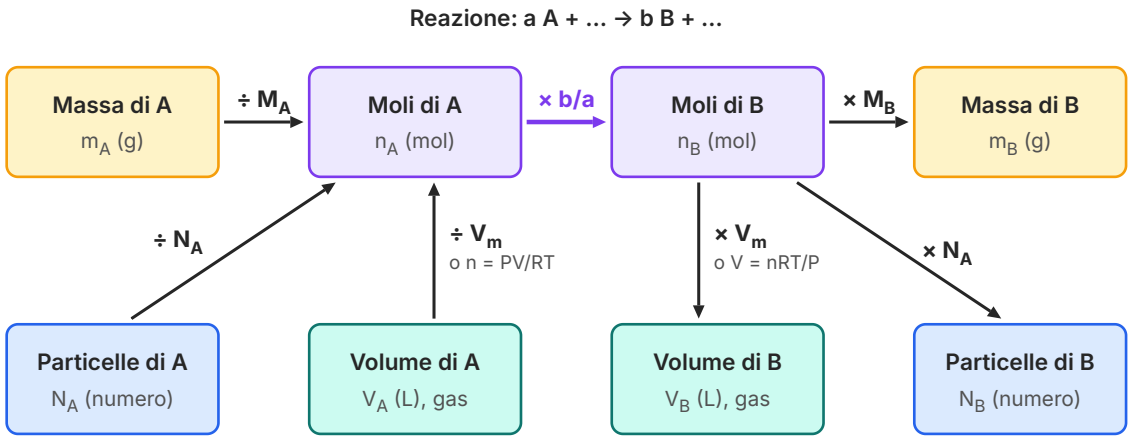


Figura 2.1 La mappa stechiometrica. Il passaggio centrale (in viola) usa il rapporto fra i coefficienti dell'equazione bilanciata e vale solo per le quantità di sostanza in moli; gli altri passaggi convertono masse, numeri di particelle e volumi di gas in moli, e viceversa.

Per le cifre significative vale la regola del cap. 1; i coefficienti stechiometrici sono numeri esatti e, come le masse atomiche dell'appendice, non limitano la precisione del risultato.

ESEMPIO SVOLTO

Quanto diossido di carbonio produce una bombola di propano?

Problema. Quale massa di CO_2 si forma bruciando completamente 1,00 kg di propano? Quale massa di ossigeno si consuma?

Soluzione. *Equazione.* $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$. Masse molari: $M(C_3H_8) = 3 \cdot 12{,}01 + 8 \cdot 1{,}008 = 44{,}09$ g/mol; $M(CO_2) = 44{,}01$ g/mol; $M(O_2) = 32{,}00$ g/mol.

1. Moli di propano. $n = 1000\ \text{g} / 44{,}09\ \text{g/mol} = 22{,}68$ mol.

2. Rapporto molare. $n(CO_2) = 22{,}68\ \text{mol} \cdot 3/1 = 68{,}04$ mol; $n(O_2) = 22{,}68\ \text{mol} \cdot 5/1 = 113{,}4$ mol.

3. Masse. $m(CO_2) = 68{,}04\ \text{mol} \cdot 44{,}01\ \text{g/mol} = 2994\ \text{g} \approx 2{,}99$ kg; $m(O_2) = 113{,}4\ \text{mol} \cdot 32{,}00\ \text{g/mol} = 3629\ \text{g} \approx 3{,}63$ kg.

Risultato. Bruciando 1,00 kg di propano si formano circa 2,99 kg di CO_2 e si consumano circa 3,63 kg di O_2.

Commento. Da 1 kg di combustibile si ottengono quasi 3 kg di CO_2. Non è una violazione della conservazione della massa: la maggior parte della massa del diossido di carbonio è ossigeno, preso dall'aria. Infatti 1,00 kg + 3,63 kg = 4,63 kg di reagenti, pari alla massa dei prodotti, CO_2 e acqua.

2.3 Il reagente limitante, la resa e la purezza

2.3.1 Chi finisce per primo

Per montare una bicicletta servono un telaio e due ruote. Con 10 telai e 16 ruote si montano 8 biciclette, non 10: le ruote finiscono per prime e restano 2 telai inutilizzati. Anche se le ruote sono più numerose dei telai, sono loro a *limitare* la produzione, perché ne servono due per ogni bicicletta.

In una reazione accade lo stesso. Se i reagenti non sono mescolati esattamente nel rapporto stechiometrico, uno di essi si consuma completamente mentre degli altri ne avanza una parte. Il **reagente limitante** è quello che si esaurisce per primo e stabilisce la quantità massima di prodotto; gli altri sono reagenti in eccesso (*Scienze naturali 1*, cap. 6), e una loro parte resta alla fine della reazione. Nella Figura 2.2 tre molecole di azoto e sei di idrogeno reagiscono secondo l'equazione $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$: le sei molecole di idrogeno bastano per due sole molecole di azoto, quindi l'idrogeno è il limitante, anche se le sue molecole sono il doppio di quelle di azoto.

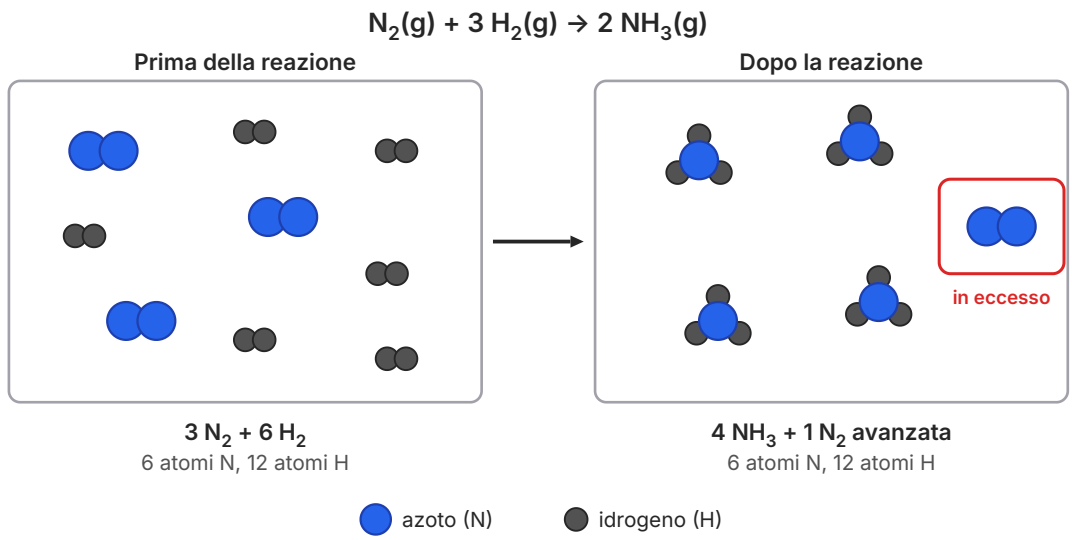


Figura 2.2 Il reagente limitante a livello delle particelle (schema non in scala). Le 6 molecole di H_2 reagiscono con 2 delle 3 molecole di N_2 e formano 4 molecole di NH_3; avanza una molecola di N_2, il reagente in eccesso. Il numero di atomi di ciascun elemento è lo stesso prima e dopo la reazione.

Per trovare il reagente limitante si calcolano le moli di ciascun reagente e si divide ciascun valore per il proprio coefficiente: il reagente con il quoziente *n*/coefficiente **minore** è il limitante. Il quoziente dice infatti «quante volte» la reazione, come è scritta, può avvenire con quella quantità di reagente. Tutti i calcoli sui prodotti partono poi dalle moli del limitante. È utile or-

ganizzare i dati in una *tabella di reazione* con tre righe: quantità iniziali, variazioni (proporzionali ai coefficienti, negative per i reagenti) e quantità finali.

ESEMPIO SVOLTO

Azoto e idrogeno: chi limita?

Problema. Si fanno reagire 28,0 g di N_2 e 8,00 g di H_2, fino all'esaurimento di uno dei due. Quanta ammoniaca si forma, al massimo? Quanto reagente in eccesso avanza?

Soluzione. *Moli.* $n(N_2) = 28{,}0\ g / 28{,}02\ g/mol = 0{,}999\ mol$; $n(H_2) = 8{,}00\ g / 2{,}016\ g/mol = 3{,}97\ mol$.

Confronto. N_2: 0,999/1 = 0,999; H_2: 3,97/3 = 1,32. Il quoziente minore è quello dell'azoto: **N_2 è il reagente limitante**, anche se la sua massa è più del triplo di quella dell'idrogeno.

Tabella 2.1 Tabella di reazione per $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$ con 28,0 g di N_2 e 8,00 g di H_2 (quantità in moli).

	N_2	H_2	NH_3
inizio	0,999	3,968	0
variazione	−0,999	−3 × 0,999 = −2,998	+2 × 0,999 = +1,999
fine	0	0,970	1,999

Prodotto. $m(NH_3) = 1{,}999\ mol \cdot 17{,}03\ g/mol = 34{,}0\ g$. *Eccesso.* Avanzano 0,970 mol di H_2, cioè $0{,}970\ mol \cdot 2{,}016\ g/mol = 1{,}96\ g$.

Verifica. 34,0 g + 1,96 g = 36,0 g, uguale alla massa iniziale 28,0 g + 8,00 g.

Risultato. Si formano al massimo 34,0 g di NH_3; dell'idrogeno, in eccesso, avanzano 1,96 g.

ERRORE FREQUENTE

Ragionare con le masse invece che con le moli. «In $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$, 1 g di azoto reagisce con 3 g di idrogeno»; «il limitante è il reagente di cui c'è meno massa». Sono entrambe sbagliate: i coefficienti sono rapporti fra moli, e il limitante si riconosce solo confrontando n/coefficiente. Nell'esempio qui sopra l'idrogeno ha la massa minore, ma è in eccesso.

2.3.2 Resa teorica, effettiva e percentuale

La quantità di prodotto calcolata con la stechiometria, a partire dal reagente limitante, è la **resa teorica**: il massimo che quella reazione può dare. In laboratorio e nell'industria se ne ottiene quasi sempre di meno. La reazione può non arrivare a completamento; i reagenti possono dare anche *reazioni secondarie*, che formano sottoprodotti indesiderati; una parte del prodotto si perde nei travasi, rimane sulla carta da filtro o nella vetreria. La massa di prodotto effettivamente raccolta e misurata è la **resa effettiva**, e il loro rapporto è la **resa percentuale**:

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

Una resa percentuale non può superare il 100 %. Se il calcolo dà un valore maggiore, c'è un errore: il prodotto spesso è ancora umido o contiene impurezze che ne aumentano la massa.

2.3.3 La purezza dei reagenti

I reagenti reali non sono sostanze pure al 100 %: un minerale contiene altri minerali, un prodotto commerciale contiene additivi. La **purezza** di un campione è la percentuale in massa della sostanza che ci interessa: un calcare con purezza del 92,0 % in carbonato di calcio contiene 92,0 g di $CaCO_3$ ogni 100 g. Nei calcoli stechiometrici si usa solo la massa della sostanza pura, perché le impurezze non partecipano alla reazione considerata.

ESEMPIO SVOLTO

Dal calcare alla calce viva

Problema. Riscaldando il calcare in una fornace si ottiene la calce viva (ossido di calcio), usata nell'edilizia e nella produzione del cemento: $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$. Si riscaldano 500 g di un calcare che contiene il 92,0 % in massa di $CaCO_3$ e si raccolgono 240 g di CaO. Calcola la resa teorica e la resa percentuale.

Soluzione. *Massa di reagente puro.* $m(CaCO_3) = 500\ g \cdot 92{,}0/100 = 460\ g$.

Moli. $M(CaCO_3) = 40{,}08 + 12{,}01 + 3 \cdot 16{,}00 = 100{,}09$ g/mol; $n = 460\ g / 100{,}09\ g/mol = 4{,}596$ mol. Il rapporto molare $CaCO_3$: CaO è 1 : 1.

Resa teorica. $m(CaO) = 4{,}596\ mol \cdot 56{,}08\ g/mol = 258\ g$.

Resa percentuale. $240\ g / 258\ g \times 100 = 93{,}1$ %.

Risultato. La resa teorica è di 258 g di CaO, la resa percentuale del 93,1 %.

Commento. Se avessimo trascurato la purezza, avremmo usato 500 g di $CaCO_3$ e calcolato una resa teorica di 280 g e una resa percentuale dell'85,7 %, attribuendo alla reazione una perdita che dipende invece dalle impurezze.

Nell'industria la scelta di quale reagente mettere in eccesso è economica. Nelle combustioni l'aria, che non costa nulla, si fornisce in eccesso, così che il combustibile bruci completamente; in molti processi si usa in eccesso il reagente più economico per consumare fino in fondo quello più costoso.

2.4 I gas come strumento: l'equazione di stato

2.4.1 Le variabili di stato

Pesare un gas è scomodo; misurarne il volume, la pressione e la temperatura è facile. Lo stato di un campione di gas è descritto da quattro grandezze, le **variabili di stato**: la quantità di sostanza n, la pressione P, il volume V e la temperatura assoluta T. Bastano tre di esse per determinare la quarta.

- **Pressione**: la forza esercitata per unità di superficie, $P = F/A$ (*Scienze naturali 1*, cap. 2). Nel SI si misura in pascal (1 Pa = 1 N/m^2); si usano anche il kilopascal, il bar (1 bar = 10^5 Pa), l'atmosfera (1 atm = 101 325 Pa) e il millimetro di mercurio (1 atm = 760 mmHg), ancora comune in medicina per la pressione del sangue.
- **Volume**: in chimica si usano il litro e il millilitro (1 L = 1 dm^3 = 10^{-3} m^3). Un gas occupa tutto il volume del recipiente che lo contiene.
- **Temperatura**: nelle leggi dei gas va sempre espressa in kelvin, $T = t + 273{,}15$, dove t è la temperatura in gradi Celsius. Con i gradi Celsius le formule darebbero risultati assurdi, come un volume nullo a 0 °C.

2.4.2 Il principio di Avogadro e il volume molare

Nel primo anno hai incontrato il principio di Avogadro: volumi uguali di gas diversi, alla stessa temperatura e alla stessa pressione, contengono lo stesso numero di molecole (*Scienze naturali 1*, cap. 6). Ne segue che una mole di qualunque gas, in condizioni fissate, occupa sempre lo stesso volume: il **volume molare** V_m, cioè il volume di una mole, che per un solido o un liquido dipende dalla sostanza (cap. 1), per un gas è lo stesso per tutti. Il suo valore dipende dalla temperatura e dalla pressione, e per questo va sempre accompagnato dalle condizioni a cui si riferisce. Due condizioni di riferimento sono di uso comune:

- le **condizioni normali** (c.n.), 0 °C e 1 atm, in cui V_m = 22,41 L/mol;
- le **condizioni ambiente standard**, 25 °C e 1 bar, in cui V_m = 24,79 L/mol.

Alla stessa temperatura e pressione, quindi, i volumi dei gas che reagiscono e che si formano stanno fra loro come i coefficienti dell'equazione bilanciata: è la legge dei volumi di Gay-Lussac, che hai studiato nel primo anno e che ora sai spiegare con le moli.

ERRORE FREQUENTE

«Una mole occupa 22,4 litri». Vale solo per un gas, che si comporta in modo quasi ideale, a 0 °C e 1 atm. A 25 °C e 1 bar il volume molare è 24,79 L/mol, a 100 °C e 1 atm è circa 30,6 L/mol. E non vale per liquidi e solidi: una mole di acqua liquida, 18,02 g, occupa circa 18 mL, più di mille volte meno di una mole di vapore. Prima di usare un volume molare, chiediti: è un gas? A quale temperatura e pressione?

2.4.3 L'equazione di stato dei gas ideali

Le esperienze sui gas raccolte fra il Seicento e l'Ottocento si riassumono in un'unica relazione, l'**equazione di stato dei gas ideali**:

$$PV = nRT$$

dove R è la **costante dei gas**, uguale per tutti i gas. Il suo valore numerico dipende dalle unità: R = 8,314 J/(mol·K) se la pressione è in pascal e il volume in metri cubi (1 Pa · m^3 = 1 J); R = 0,082 06 L·atm/(mol·K) se la pressione è in atmosfere e il volume in litri. Scegli un solo sistema di unità e convertici tutti i dati prima di sostituirli.

L'equazione contiene il volume molare come caso particolare. Per 1 mol a 273,15 K e 1 atm si ha $V = nRT/P$ = 1 · 0,082 06 · 273,15 / 1 = 22,41 L; per 1 mol a 298,15 K e 10^5 Pa si ha V = 8,314 · 298,15 / 10^5 = 0,024 79 m^3 = 24,79 L. Il vantaggio di $PV = nRT$ è che funziona in qualunque condizione: quale pressione esercitano 3,20 g di ossigeno, cioè 0,100 mol, in un pallone da 2,00 L a 27 °C? $P = nRT/V$ = 0,100 · 0,082 06 · 300,15 / 2,00 = 1,23 atm.

Se n e due delle altre variabili restano costanti, l'equazione si riduce alle leggi dei gas che studi in Fisica (Figura 2.3):

- a n e T costanti, PV = costante (legge di Boyle): se la pressione raddoppia, il volume si dimezza;
- a n e P costanti, V/T = costante (legge di Charles): il volume è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta;
- a n e V costanti, P/T = costante (legge di Gay-Lussac): in un recipiente rigido la pressione cresce con la temperatura assoluta, ed è per questo che una bomboletta spray non va mai scaldata.

Per una stessa quantità di gas che passa da uno stato 1 a uno stato 2 vale quindi $P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$.

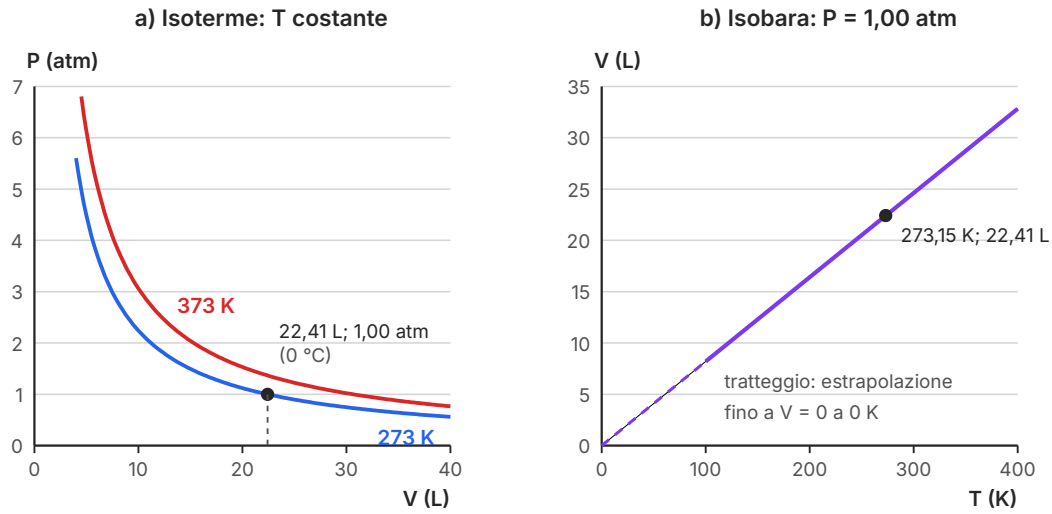


Figura 2.3 Due casi particolari dell'equazione $PV = nRT$, calcolati per 1,00 mol di gas ideale. a) Isoterme: a temperatura costante la pressione è inversamente proporzionale al volume (legge di Boyle); a temperatura più alta la curva si sposta verso l'alto. b) Isobara a 1,00 atm: il volume è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta (legge di Charles). Il tratto tratteggiato è un'estrapolazione: un gas reale condensa prima di arrivare a 0 K.

IN SINTESI

- Moli e massa: $n = m/M$; moli e particelle: $N = n \cdot N_A$.
- Rapporto molare: $n_B = n_A \cdot b/a$; reagente limitante: il minore fra i valori n/coefficiente.
- Resa percentuale = resa effettiva / resa teorica × 100.
- Gas ideali: $PV = nRT$, T in kelvin; $R = 8{,}314$ J/(mol·K) = 0,082 06 L·atm/(mol·K).
- Volume molare dei gas: 22,41 L/mol a 0 °C e 1 atm; 24,79 L/mol a 25 °C e 1 bar.
- Densità di un gas: $d = PM/RT$; pressione parziale: $P_i = \chi_i \cdot P_{tot}$.

2.4.4 Gas ideali e gas reali

Un **gas ideale** è un modello: un gas le cui particelle hanno un volume proprio trascurabile rispetto al volume del recipiente e non si attraggono né si respingono, se non negli urti. Un **gas reale** si discosta da questo comportamento perché le sue molecole occupano spazio e si attraggono, tanto più quanto più sono vicine. Le deviazioni sono piccole a bassa pressione e ad alta temperatura, e crescono ad alta pressione e vicino alla temperatura a cui il gas condensa. A pressione atmosferica l'errore commesso con $PV = nRT$ è di solito inferiore all'1 % (Tabella 2.2), ed è per questo che l'equazione è così utile in chimica. Nelle bombole, invece, non basta: secon-

do gli stessi dati NIST, a 25 °C e 200 bar una mole di azoto occupa 0,1308 L, circa il 5,6 % in più del valore ideale di 0,1239 L, perché a quella pressione il volume proprio delle molecole non è più trascurabile.

Tabella 2.2 Volume molare di alcuni gas reali a 0 °C e 1 atm, confrontato con il valore ideale 22,41 L/mol. Dati: NIST Chemistry WebBook, *Thermophysical Properties of Fluid Systems* (consultato nell'ottobre 2026); scarti calcolati.

Gas	V_m reale (L/mol)	Scarto dal valore ideale
idrogeno, H_2	22,428	+0,06 %
azoto, N_2	22,404	−0,05 %
ossigeno, O_2	22,392	−0,10 %
diossido di carbonio, CO_2	22,263	−0,67 %

APPROFONDIMENTO

Approfondimento · Dalle leggi dei gas all'equazione di stato

L'equazione $PV = nRT$ è il punto d'arrivo di quasi due secoli di misure. Nel 1662 Robert Boyle pubblicò la relazione inversa fra pressione e volume. Il francese Jacques Charles osservò negli anni Ottanta del Settecento che gas diversi si dilatano allo stesso modo quando vengono scaldati, ma non pubblicò i suoi risultati; fu Joseph Louis Gay-Lussac, nel 1802, a renderli noti con misure proprie, citando l'osservazione inedita di Charles. Nel 1801 John Dalton aveva studiato le miscele di gas e la legge delle pressioni parziali, e nel 1811 Amedeo Avogadro propose il principio che porta il suo nome. Nel 1834 l'ingegnere francese Émile Clapeyron riunì queste leggi in un'unica equazione.

2.4.5 Densità e massa molare di un gas

Poiché $n = m/M$, l'equazione dei gas si può scrivere $PV = (m/M)RT$. Dividendo per V si ottiene la densità $d = m/V$ di un gas:

$$d = \frac{PM}{RT}$$

A parità di temperatura e pressione, la densità di un gas è proporzionale alla sua massa molare. L'aria secca, che è un miscuglio, si comporta come un gas di massa molare media 28,97 g/mol (valore calcolato dalla composizione riportata più avanti): a 25 °C e 1 atm la sua densità è 1,18 g/L. Il diossido di carbonio, con M = 44,01 g/mol, ha densità 1,80 g/L ed è più pesante dell'aria; l'elio, con M = 4,003 g/mol, ha densità 0,164 g/L e solleva i palloncini. La relazione si usa anche al contrario, per ricavare la massa molare di un gas sconosciuto dalla sua densità: $M = dRT/P$. Un gas con densità 1,80 g/L a 25 °C e 1 atm ha M = 1,80 · 0,082 06 · 298,15 / 1,00 =

44,0 g/mol, compatibile con CO_2. La densità diminuisce quando la temperatura aumenta: l'aria calda di una mongolfiera è meno densa di quella esterna.

2.5 Miscele di gas e stechiometria con i gas

2.5.1 Le pressioni parziali

In una miscela di gas ideali ogni componente si comporta come se fosse solo nel recipiente: le sue molecole urtano le pareti indipendentemente dalle altre. La **pressione parziale** di un gas in una miscela è la pressione che quel gas eserciterebbe se occupasse da solo l'intero volume, alla stessa temperatura. La **legge di Dalton delle pressioni parziali** afferma che la pressione totale di una miscela di gas è la somma delle pressioni parziali dei componenti:

$$P_{tot} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

Poiché per ogni componente $P_i = n_i RT/V$, la pressione parziale è proporzionale al numero di moli. Si definisce **frazione molare** χ_i di un componente il rapporto fra le sue moli e le moli totali della miscela: $\chi_i = n_i/n_{tot}$. È un numero puro, compreso fra 0 e 1, e la somma delle frazioni molari di tutti i componenti è 1. Ne segue $P_i = \chi_i \cdot P_{tot}$ (Figura 2.4).

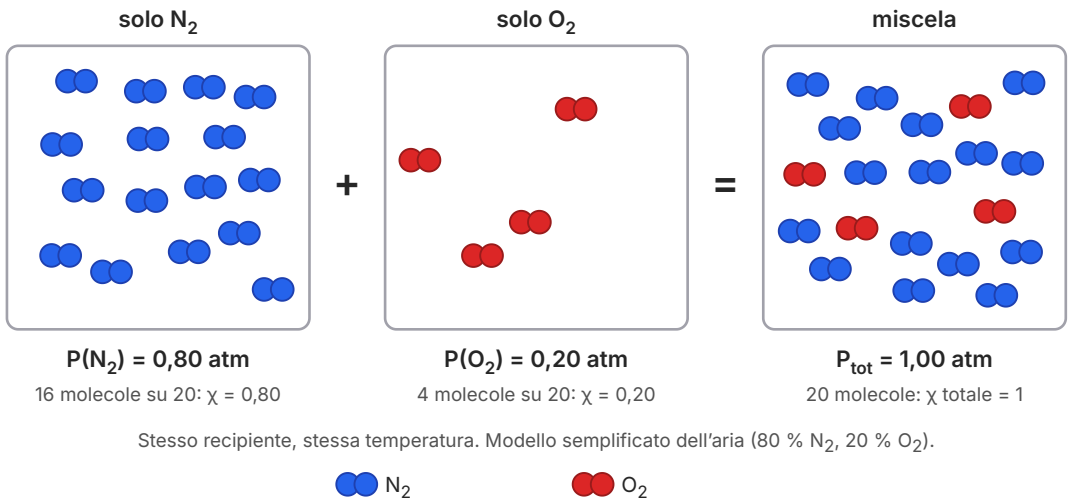


Figura 2.4 La legge di Dalton delle pressioni parziali (schema non in scala). Nello stesso recipiente e alla stessa temperatura, 16 molecole di N_2 da sole esercitano 0,80 atm e 4 molecole di O_2 da sole 0,20 atm; mescolate, esercitano 1,00 atm. La pressione parziale di ogni gas è proporzionale alla sua frazione molare χ.

Per i gas ideali la frazione molare coincide con la frazione in volume, perché volumi uguali contengono lo stesso numero di molecole. Per questo la composizione dell'aria si dà in percentuali

in volume. L'aria secca contiene il 78,08 % di azoto, il 20,95 % di ossigeno e lo 0,934 % di argon (NASA, *Earth Fact Sheet*); il diossido di carbonio è una piccola frazione, in aumento: la sua media globale annua è stata di 425,62 parti per milione nel 2025 (NOAA, Global Monitoring Laboratory). Al livello del mare, con una pressione totale di 1 atm = 101,3 kPa, la pressione parziale dell'ossigeno è 0,2095 · 101,3 kPa = 21,2 kPa.

COLLEGAMENTI

Educazione alla salute · L'aria in montagna, sott'acqua e in cantina. Salendo di quota la frazione molare dell'ossigeno resta circa il 21 %, ma la pressione totale diminuisce: secondo il modello dell'atmosfera standard, a 5500 m è circa la metà di quella al livello del mare, e così la pressione parziale dell'ossigeno, che è ciò che conta per il passaggio del gas dai polmoni al sangue. Sott'acqua accade il contrario: ogni 10 m di acqua di mare aggiungono circa 1 atm, e un subacqueo a 30 m respira aria a circa 4 atm, con tutte le pressioni parziali quadruplicate; ad alta pressione parziale l'azoto ha effetti narcotici e l'ossigeno diventa tossico, limiti di cui tiene conto l'addestramento dei subacquei. Infine il diossido di carbonio, più denso dell'aria, si accumula nelle parti basse degli ambienti chiusi: nelle cantine dove fermenta il mosto può raggiungere concentrazioni pericolose, e non si deve mai entrare in un locale di fermentazione chiuso senza averlo arieggiato.

2.5.2 Stechiometria con i gas

Quando reagenti e prodotti sono gas, la mappa della Figura 2.1 si completa con il volume. Se tutti i volumi sono misurati alla stessa temperatura e pressione, i rapporti fra volumi coincidono con i rapporti molari e non serve neppure calcolare le moli. Per bruciare 10 L di metano, $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$, servono 20 L di ossigeno, misurati nelle stesse condizioni; poiché l'ossigeno è il 20,95 % dell'aria, occorrono 20 L / 0,2095 = 95 L di aria. Se invece le condizioni sono diverse, o il dato è una massa, si passa per le moli con $PV = nRT$ o con il volume molare.

ESEMPIO SVOLTO

L'azoto di un airbag

Problema. Nei primi airbag per automobili il gas era prodotto dalla decomposizione dell'azoturo di sodio (sodio azide), innescata elettricamente: $2\ NaN_3(s) \rightarrow 2\ Na(s) + 3\ N_2(g)$. Quale volume di azoto, a 25 °C e 1,00 bar, si ottiene da 65,0 g di NaN_3? Quale massa di NaN_3 serve per 60,0 L di azoto nelle stesse condizioni?

Soluzione. *Moli di reagente.* $M(NaN_3) = 22{,}99 + 3 \cdot 14{,}01 = 65{,}02$ g/mol; $n = 65{,}0\ g / 65{,}02\ g/mol = 1{,}00$ mol.

Rapporto molare. $n(N_2) = 1{,}00\ mol \cdot 3/2 = 1{,}50$ mol.

Volume. A 25 °C e 1 bar $V_m = 24{,}79$ L/mol: $V = 1{,}50\ mol \cdot 24{,}79\ L/mol = 37{,}2$ L. Con l'equazione dei gas si ottiene lo stesso: $V = nRT/P = 1{,}50 \cdot 8{,}314 \cdot 298{,}15 / 10^5 = 0{,}0372\ m^3$.

Il problema inverso. $n(N_2) = 60{,}0\ L / 24{,}79\ L/mol = 2{,}420$ mol; $n(NaN_3) = 2{,}420\ mol \cdot 2/3 = 1{,}614$ mol; $m = 1{,}614\ mol \cdot 65{,}02\ g/mol = 105$ g.

Risultato. Da 65,0 g di NaN_3 si ottengono 37,2 L di N_2 (25 °C, 1 bar); per 60,0 L ne servono 105 g.

Commento. Il sodio metallico che si forma è pericoloso: nella cartuccia altri reagenti, come nitrato di potassio e silice, lo trasformavano in silicati innocui. L'azoturo di sodio è anche molto tossico, e gli airbag più recenti usano per lo più altri generatori di gas.

ESPERIENZA DI LABORATORIO

Bicarbonato e aceto: trovare il reagente limitante

Obiettivo. Individuare, da un grafico, il rapporto in cui reagiscono l'idrogenocarbonato di sodio (bicarbonato di sodio) e l'acido acetico dell'aceto, e il reagente limitante in ogni prova:

$$NaHCO_3(s) + CH_3COOH(aq) \rightarrow CH_3COONa(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

Materiale. Bilancia (sensibilità 0,01 g); tredici becher da 250 mL (uno per prova); cilindro graduato; aceto di vino bianco; bicarbonato da cucina; spatola, vetrino da orologio, bacchetta.

1. In ogni becher versa 50 mL di aceto. Supponiamo che l'etichetta indichi che questo volume contiene 3,00 g di acido acetico.
2. Pesa su un vetrino una quantità di bicarbonato diversa per ogni becher, da 0,50 g a 6,00 g a intervalli di 0,50 g (dodici prove), più una prova di controllo senza bicarbonato.
3. Pesa insieme becher con l'aceto e vetrino con il bicarbonato; versa il bicarbonato poco alla volta, mescolando, per evitare che la schiuma trabocchi.
4. Quando l'effervescenza è finita, mescola per un minuto e ripesa becher e vetrino. La diminuzione di massa è la massa di CO_2 uscita.

Sicurezza. Occhiali di protezione; l'aceto irrita gli occhi. Le soluzioni finali si possono smaltire nel lavandino con abbondante acqua.

Risultato atteso. Finché il bicarbonato è il reagente limitante, la CO_2 liberata cresce in proporzione alla sua massa; quando l'acido acetico si esaurisce, aggiungere altro bicarbonato non libera più gas e il grafico diventa orizzontale (Figura 2.5). Il punto di rottura indica le quantità stechiometriche: 3,00 g di acido acetico (0,0500 mol) reagiscono con 0,0500 mol di bicarbonato, cioè 4,20 g, e liberano al massimo 2,20 g di CO_2. Nelle misure reali i valori sono un po' più bassi, perché una piccola parte del gas resta disciolta nella soluzione.

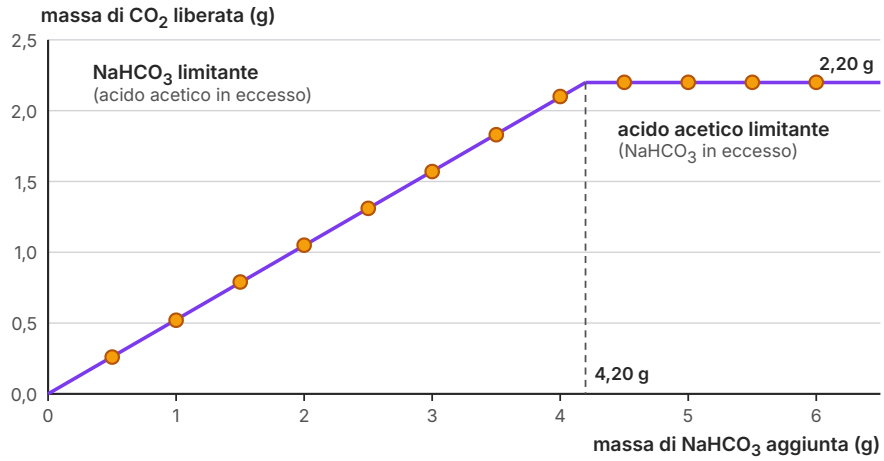


Figura 2.5 Massa di CO_2 liberata da 50 mL di aceto contenenti 3,00 g di acido acetico, in funzione della massa di $NaHCO_3$ aggiunta. Dati di esempio calcolati dall'equazione bilanciata (punti ogni 0,50 g). Il punto di rottura, a 4,20 g di bicarbonato e 2,20 g di CO_2, corrisponde al rapporto stechiometrico 1 : 1 in moli.

Domande. Perché la massa di CO_2 non continua a crescere? Quale reagente è in eccesso nella prova con 6,00 g di bicarbonato, e di quanto? Come cambierebbe il grafico usando 100 mL dello stesso aceto?

SINTESI

- Nelle combustioni si bilancia prima il carbonio, poi l'idrogeno e per ultimo l'ossigeno; un coefficiente frazionario di O_2 si elimina moltiplicando tutti i coefficienti.
- La stechiometria studia i rapporti quantitativi nelle reazioni; i coefficienti di un'equazione bilanciata sono rapporti fra moli (o fra particelle), non fra masse.
- Ogni calcolo segue la mappa: dati → moli di A → moli di B (rapporto dei coefficienti) → massa, particelle o volume di B.
- Il reagente limitante è quello con il valore minore di n/coefficiente: si esaurisce per primo e fissa la quantità di prodotto; degli altri avanza una parte.
- La resa teorica è il massimo calcolato; la resa effettiva è quella misurata; la resa percentuale è il loro rapporto × 100 e non supera il 100 %.
- Con un reagente impuro si usa nei calcoli solo la massa di sostanza pura, ricavata dalla percentuale di purezza.
- Lo stato di un gas è descritto da n, P, V, T; la temperatura va sempre in kelvin.
- Per un gas ideale $PV = nRT$; le leggi di Boyle, Charles e Gay-Lussac ne sono casi particolari. Ad alta pressione e bassa temperatura i gas reali se ne discostano.
- Il volume molare di un gas è 22,41 L/mol a 0 °C e 1 atm e 24,79 L/mol a 25 °C e 1 bar; questi valori non valgono per liquidi e solidi.
- La densità di un gas, $d = PM/RT$, è proporzionale alla massa molare e permette di ricavarla.
- In una miscela di gas la pressione totale è la somma delle pressioni parziali (Dalton); $P_i = \chi_i \cdot P_{tot}$.
- Per gas misurati alla stessa temperatura e pressione, i rapporti fra volumi coincidono con i rapporti molari.

ESERCIZI

Comprendere e ricordare

1. ● I coefficienti di un'equazione chimica bilanciata indicano:

   A. i rapporti fra le masse dei reagenti e dei prodotti

   B. il numero di atomi presenti in ciascuna molecola

   C. i rapporti fra le quantità di sostanza (moli) dei reagenti e dei prodotti

   D. la velocità con cui ciascuna sostanza reagisce

2. ● Nella reazione $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$, con quante moli di idrogeno reagiscono 3 mol di ossigeno?
   A. 6 mol
   B. 1,5 mol
   C. 3 mol
   D. 2 mol

3. ● Il reagente limitante di una reazione è:
   A. il reagente con la massa minore
   B. il reagente con il coefficiente stechiometrico minore
   C. il reagente che avanza alla fine della reazione
   D. il reagente che si esaurisce per primo e determina la quantità massima di prodotto

4. ● Nell'equazione $PV = nRT$ la temperatura va espressa:
   A. in gradi Celsius
   B. in kelvin
   C. in gradi Celsius o in kelvin, indifferentemente
   D. in joule

5. ●● Il valore 22,41 L/mol è il volume occupato da una mole:
   A. di qualsiasi sostanza, a qualsiasi temperatura
   B. di qualsiasi gas a 25 °C e 1 bar
   C. di un gas ideale a 0 °C e 1 atm
   D. di acqua liquida a 0 °C e 1 atm

6. ●● A temperatura e quantità di gas costanti, la pressione di un gas raddoppia. Il volume:
   A. raddoppia
   B. resta uguale
   C. si riduce a un quarto
   D. si dimezza

7. ●● Uno studente calcola una resa percentuale del 108 %. La spiegazione più probabile è che:
   A. il prodotto raccolto era ancora umido o impuro
   B. la reazione ha prodotto più materia di quanta ne contenessero i reagenti
   C. il reagente limitante era in eccesso
   D. la resa teorica non dipende dal reagente limitante

8. ●● Due recipienti uguali, alla stessa temperatura e pressione, contengono uno elio e l'altro diossido di carbonio. I due gas hanno:
   A. la stessa massa e lo stesso numero di molecole
   B. lo stesso numero di molecole ma masse diverse
   C. lo stesso numero di atomi
   D. la stessa densità

9. ●●● In una miscela di gas a 2,0 atm la frazione molare dell'ossigeno è 0,25. La pressione parziale dell'ossigeno è:
   A. 0,25 atm
   B. 2,0 atm
   C. 0,50 atm
   D. 8,0 atm

Vero o falso

10. ● Moltiplicando per uno stesso numero tutti i coefficienti di un'equazione bilanciata, l'equazione resta bilanciata.

11. ● Il reagente limitante è sempre quello di cui si usa la massa minore.

12. ●● Una mole di acqua liquida a 0 °C e 1 atm occupa 22,41 L.

13. ● Alla stessa temperatura e pressione, volumi uguali di gas diversi contengono lo stesso numero di molecole.

14. ●● A pressione costante, la densità di un gas aumenta se lo si riscalda.

15. ● In una miscela di gas la pressione parziale di ogni componente è proporzionale alla sua frazione molare.

Applicare

16. ● Bilancia le equazioni di combustione completa, con i coefficienti interi più piccoli: a) $C_5H_{12} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ (pentano); b) $C_6H_{14} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ (esano); c) $C_3H_7OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ (propan-1-olo).

17. ● Il ferro reagisce con l'ossigeno secondo l'equazione $4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$. Quante moli di O_2 servono per 0,60 mol di ferro? Quante moli di Fe_2O_3 si formano?

18. ●● Quale massa di acqua si forma dalla combustione completa di 10,0 g di metano, $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$? Quale massa di ossigeno si consuma?

19. ●●● Si fanno reagire 5,40 g di alluminio e 14,2 g di cloro: $2\ Al + 3\ Cl_2 \rightarrow 2\ AlCl_3$. Individua il reagente limitante, calcola la massa di $AlCl_3$ che si può formare e la massa di reagente in eccesso che avanza.

20. ●● Nell'altoforno l'ossido di ferro(III) è ridotto dal monossido di carbonio: $Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$. Da 1,00 kg di Fe_2O_3 si ottengono 620 g di ferro. Calcola la resa teorica e la resa percentuale.

21. ●●● Un campione di marmo di 12,5 g reagisce con un eccesso di acido cloridrico, $CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$, e libera 5,06 g di CO_2. Supponendo che le impurezze non reagiscano, calcola la purezza del marmo in carbonato di calcio.

22. ● Calcola il volume occupato da 0,500 mol di ossigeno a 25 °C e 1,00 atm.

23. ●● Un pallone rigido da 2,00 L contiene 3,20 g di O_2 a 27 °C. Calcola la pressione in atmosfere e in kilopascal.

24. ●● Un gas sconosciuto ha densità 1,25 g/L a 0 °C e 1 atm. Calcolane la massa molare e indica quale dei seguenti gas potrebbe essere: N_2, O_2, CO_2.

25. ●●● Il magnesio reagisce con un eccesso di acido cloridrico: $Mg + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$. Quale volume di idrogeno, misurato a 25 °C e 1 bar, si ottiene da 0,486 g di magnesio?

Leggere dati e figure

26. ●● Osserva la Figura 2.5. a) Quanta CO_2 si libera con 2,00 g di bicarbonato? Verifica il valore con un calcolo. b) Perché oltre 4,20 g il grafico diventa orizzontale? c) Quale massa di bicarbonato avanza nella prova con 6,00 g?

27. ●●● Osserva la Tabella 2.2. a) Quale gas si discosta di più dal comportamento ideale? b) Il suo volume molare reale è maggiore o minore di quello ideale? Proponi una spiegazione in termini di forze fra le molecole. c) Con quale errore percentuale l'equazione dei gas ideali calcolerebbe le moli di CO_2 contenute in 10,0 L a 0 °C e 1 atm?

28. ●●● Osserva la Figura 2.3a. a) Leggi sull'isoterma a 273 K la pressione corrispondente a 10 L e verifica che il prodotto PV è lo stesso che nel punto (22,41 L; 1,00 atm). b) Perché l'isoterma a 373 K sta più in alto? c) Calcola il volume di 1,00 mol di gas a 373 K e 1,00 atm e controlla il risultato sul grafico b.

Indagare e argomentare

29. ●● Durante la fermentazione del mosto si libera diossido di carbonio. Spiega, usando la densità dei gas, perché questo gas si accumula nella parte bassa di una cantina chiusa e indica due comportamenti di sicurezza da seguire.

30. ●●● Progetta un esperimento per verificare che in $Mg + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$ il volume di idrogeno raccolto dipende dalla massa di magnesio finché il magnesio è il reagente limitante. Indica la variabile indipendente, la variabile dipendente, le variabili da tenere costanti, come misuri il gas e le norme di sicurezza.

31. ●●● Spiega perché, nella produzione industriale, si sceglie spesso di mettere in eccesso uno dei reagenti, e perché la resa effettiva di una reazione è quasi sempre minore di quella teorica. Fai almeno un esempio per ciascuna delle due affermazioni.

PER APPROFONDIRE

- [TRO] N. J. Tro, *Chemistry: A Molecular Approach*: i capitoli sulla stechiometria delle reazioni (reagente limitante, resa) e sui gas, con molti problemi risolti passo per passo.
- [ATK] P. Atkins, L. Jones, L. Laverman, *Chemical Principles*: le sezioni sui gas ideali e reali e sulle miscele di gas, per chi vuole vedere come si corregge l'equazione dei gas ideali.

Glossario del capitolo

Condizioni ambiente standard
Temperatura di 25 °C e pressione di 1 bar; in queste condizioni il volume molare di un gas ideale è 24,79 L/mol.

Condizioni normali (c.n.)
Temperatura di 0 °C e pressione di 1 atm; in queste condizioni il volume molare di un gas ideale è 22,41 L/mol.

Costante dei gas
Costante R dell'equazione di stato dei gas ideali, uguale per tutti i gas: 8,314 J/(mol·K) = 0,082 06 L·atm/(mol·K).

Equazione di stato dei gas ideali
Relazione $PV = nRT$ fra pressione, volume, quantità di sostanza e temperatura assoluta di un gas ideale.

Frazione molare
Rapporto fra le moli di un componente di una miscela e le moli totali, $\chi_i = n_i/n_{tot}$; è un numero puro fra 0 e 1.

Gas ideale
Modello di gas le cui particelle hanno volume proprio trascurabile e non interagiscono fra loro se non negli urti; obbedisce esattamente a $PV = nRT$.

Gas reale
Gas le cui molecole occupano spazio e si attraggono; si discosta dal modello ideale soprattutto ad alta pressione e a bassa temperatura.

Legge di Dalton delle pressioni parziali
In una miscela di gas la pressione totale è la somma delle pressioni parziali dei componenti.

Pressione parziale
Pressione che un componente di una miscela di gas eserciterebbe se occupasse da solo l'intero volume, alla stessa temperatura: $P_i = \chi_i \cdot P_{tot}$.

Purezza
Percentuale in massa, in un campione, della sostanza che interessa; nei calcoli stechiometrici si usa solo la massa di sostanza pura.

Rapporto molare
Rapporto fra le quantità di sostanza di due specie che partecipano a una reazione, dato dai coefficienti dell'equazione bilanciata.

Reagente limitante
Reagente che si esaurisce per primo in una reazione e determina la quantità massima di prodotto; ha il valore minore di n/coefficiente.

Resa effettiva
Quantità di prodotto realmente ottenuta e misurata al termine di una reazione.

Resa percentuale
Rapporto fra resa effettiva e resa teorica, moltiplicato per 100.

Resa teorica
Quantità massima di prodotto calcolata con la stechiometria a partire dal reagente limitante.

Stechiometria
Parte della chimica che studia i rapporti quantitativi fra le sostanze che reagiscono e quelle che si formano in una reazione.

Variabili di stato
Grandezze che descrivono lo stato di un gas: quantità di sostanza, pressione, volume e temperatura.

Volume molare
Volume occupato da una mole di sostanza; per un gas dipende da temperatura e pressione ma non dalla natura del gas (22,41 L/mol a 0 °C e 1 atm).

Soluzioni

1. C. I coefficienti, letti in moli, danno i rapporti molari; non sono rapporti fra masse.

2. A. Il rapporto $H_2 : O_2$ è 2 : 1, quindi 3 mol · 2 = 6 mol di H_2.

3. D. Il limitante si esaurisce per primo; si riconosce dal valore minore di *n*/coefficiente, non dalla massa.

4. B. Le leggi dei gas richiedono la temperatura assoluta, in kelvin.

5. C. 22,41 L/mol vale per un gas (ideale) in condizioni normali, 0 °C e 1 atm.

6. D. Legge di Boyle: PV costante, quindi se P raddoppia V si dimezza.

7. A. Una resa superiore al 100 % è impossibile: di solito il prodotto contiene ancora acqua o impurezze.

8. B. Per il principio di Avogadro il numero di molecole (e di moli) è lo stesso; le masse sono diverse perché le masse molari sono diverse (4,003 e 44,01 g/mol).

9. C. $P(O_2) = \chi \cdot P_{tot} = 0{,}25 \cdot 2{,}0$ atm = 0,50 atm.

10. V. I rapporti fra i coefficienti non cambiano; per convenzione si scelgono gli interi più piccoli.

11. F. Il limitante si individua confrontando le moli divise per i coefficienti; un reagente con massa minore può essere in eccesso (per esempio l'idrogeno nella sintesi dell'ammoniaca).

12. F. Il volume molare vale solo per i gas: una mole di acqua liquida, 18,02 g, occupa circa 18 mL.

13. V. È il principio di Avogadro.

14. F. Da $d = PM/RT$, a pressione costante la densità diminuisce quando la temperatura aumenta (mongolfiera).

15. V. $P_i = \chi_i \cdot P_{tot}$.

16. a) $C_5H_{12} + 8\ O_2 \rightarrow 5\ CO_2 + 6\ H_2O$; b) $2\ C_6H_{14} + 19\ O_2 \rightarrow 12\ CO_2 + 14\ H_2O$ (prima 19/2 di O_2, poi tutto × 2); c) $2\ C_3H_7OH + 9\ O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 8\ H_2O$ (a destra 3 · 2 + 4 = 10 atomi di O, 1 dal combustibile: 9/2 di O_2, poi × 2).

17. $n(O_2) = 0{,}60$ mol · 3/4 = 0,45 mol; $n(Fe_2O_3) = 0{,}60$ mol · 2/4 = 0,30 mol.

18. $n(CH_4) = 10{,}0$ g / 16,04 g/mol = 0,6234 mol; $n(H_2O) = 2 \cdot 0{,}6234 = 1{,}247$ mol; $m(H_2O) = 1{,}247$ mol · 18,02 g/mol = 22,5 g. $n(O_2) = 1{,}247$ mol; $m(O_2) = 1{,}247$ mol · 32,00 g/mol = 39,9 g.

19. $n(Al) = 5{,}40/26{,}98 = 0{,}2001$ mol; $n(Cl_2) = 14{,}2/70{,}90 = 0{,}2003$ mol. Quozienti: Al 0,2001/2 = 0,1001; Cl_2 0,2003/3 = 0,0668: il limitante è il **cloro**. $n(AlCl_3) = 0{,}2003 \cdot 2/3 = 0{,}1335$ mol; $m = 0{,}1335 \cdot 133{,}33$ g/mol = 17,8 g. Al consumato 0,1335 mol; avanzano 0,0666 mol · 26,98 g/mol = 1,80 g di alluminio. (Controllo: 5,40 + 14,2 = 19,6 g = 17,8 + 1,80 g.)

20. $n(Fe_2O_3) = 1000$ g / 159,70 g/mol = 6,262 mol; $n(Fe) = 2 \cdot 6{,}262 = 12{,}52$ mol; resa teorica = 12,52 · 55,85 = 699 g. Resa percentuale = 620/699 × 100 = 88,6 %.

21. $n(CO_2) = 5{,}06/44{,}01 = 0{,}1150$ mol = $n(CaCO_3)$; $m(CaCO_3) = 0{,}1150 \cdot 100{,}09 = 11{,}5$ g; purezza = 11,51/12,5 × 100 = 92,1 %.

22. $T = 298{,}15$ K; $V = nRT/P = 0{,}500 \cdot 0{,}082\,06 \cdot 298{,}15 / 1{,}00 = 12{,}2$ L.

23. $n = 3{,}20/32{,}00 = 0{,}100$ mol; $T = 300{,}15$ K; $P = 0{,}100 \cdot 0{,}082\,06 \cdot 300{,}15 / 2{,}00 = 1{,}23$ atm = 1,23 · 101,325 kPa = 125 kPa.

24. $M = dRT/P = 1{,}25 \cdot 0{,}082\,06 \cdot 273{,}15 / 1 =$ 28,0 g/mol (oppure 1,25 g/L · 22,41 L/mol): è compatibile con N_2 (28,02 g/mol), non con O_2 (32,00) né con CO_2 (44,01).

25. $n(Mg) = 0{,}486/24{,}31 = 0{,}019\,99$ mol = $n(H_2)$; $V = 0{,}019\,99 \cdot 24{,}79$ L/mol = 0,496 L (496 mL).

26. a) Circa 1,05 g; calcolo: 2,00/84,01 = 0,0238 mol di $NaHCO_3$ = mol di CO_2; 0,0238 · 44,01 = 1,05 g (con

2,00 g il bicarbonato è limitante). b) Oltre 4,20 g (0,0500 mol) l'acido acetico è esaurito: è diventato il limitante e altro bicarbonato non reagisce. c) Avanzano 6,00 − 4,20 = 1,80 g di bicarbonato.

27. a) Il diossido di carbonio (−0,67 %). b) Minore: le attrazioni fra le molecole di CO_2, più intense che fra quelle di N_2 o O_2, le avvicinano e riducono il volume rispetto al gas ideale. c) n ideale = 10,0/22,41 = 0,4462 mol; n reale = 10,0/22,263 = 0,4492 mol: errore di circa −0,7 %.

28. a) Sulla curva a 273 K, a 10 L, si legge circa 2,2 atm (calcolo: 0,082 06 · 273,15/10 = 2,24 atm); $PV \approx 22{,}4$ L·atm, come 22,41 L · 1,00 atm. b) A volume costante la pressione è proporzionale alla temperatura assoluta: a 373 K ogni punto è 373/273 ≈ 1,37 volte più alto. c) V = 0,082 06 · 373,15 / 1,00 = 30,6 L; sul grafico b, a 373 K, si legge circa 31 L.

29. Traccia di risposta. $d = PM/RT$: a parità di T e P, la CO_2 (44,01 g/mol, 1,80 g/L a 25 °C) è più densa dell'aria (circa 28,97 g/mol, 1,18 g/L), quindi tende a stratificarsi in basso e a spostare l'aria, riducendo la pressione parziale dell'ossigeno. Comportamenti: arieggiare a lungo il locale prima di entrare e tenerlo ventilato; non entrare da soli; usare un rilevatore di CO_2; non chinarsi verso il fondo delle vasche.

30. Traccia di risposta. Variabile indipendente: massa di magnesio (per esempio 0,05; 0,10; 0,15; 0,20 g, pesata alla bilancia). Variabile dipendente: volume di H_2, raccolto in una siringa a gas o in un cilindro capovolto pieno d'acqua. Costanti: quantità e concentrazione di acido (diluito, fornito dall'insegnante), temperatura, pressione, recipiente. Prova di controllo senza magnesio. Il grafico $V(H_2)$ in funzione della massa di Mg cresce linearmente e diventa orizzontale quando l'acido diventa limitante. Sicurezza: occhiali e guanti; l'idrogeno è infiammabile, quindi nessuna fiamma libera nel laboratorio e locale aerato; smaltimento delle soluzioni secondo le indicazioni dell'insegnante.

31. Traccia di risposta. Eccesso: si mette in eccesso il reagente più economico o più facile da recuperare, così che quello più costoso si consumi completamente (aria nelle combustioni, monossido di carbonio nell'altoforno). Resa minore della teorica: reazioni incomplete, reazioni secondarie che formano sottoprodotti, perdite nei passaggi di separazione e purificazione (filtrazioni, travasi, cristallizzazioni). Esempio: nella produzione della calce dal calcare una parte del carbonato può non decomporsi e una parte di polvere si perde.