

QUANTITA' di SOSTANZA

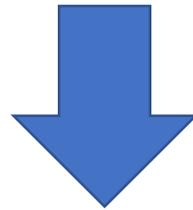
è una grandezza fondamentale del sistema internazionale che «conta» gli atomi nelle sostanze

Grandezza fisica	Simbolo della grandezza	Nome dell'unità di misura	Simbolo dell'unità di misura
<i>lunghezza</i>	<i>l</i>	metro	m
<i>massa</i>	<i>m</i>	kilogrammo	kg
<i>tempo</i>	<i>t</i>	secondo	s
<i>corrente elettrica</i>	<i>I</i>	ampère	A
<i>temperatura</i>	<i>T</i>	kelvin	K
<i>quantità di sostanza</i>	<i>n</i>	mole	mol
<i>intensità luminosa</i>	<i>i_v</i>	candela	cd

Cosa misura la quantità di sostanza?

La materia è costituita da unità discrete:

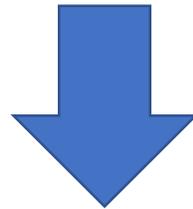
- numero di atomi in molecole
- numero di atomi in unità formula per i reticoli estesi
- numero di molecole o di unità formula presenti in una certa massa di sostanza



Misurare una quantità di sostanza si traduce quindi nel «contare» gli atomi, le molecole o le unità formula presenti in una certa massa di sostanza

Come si misura la quantità di sostanza?

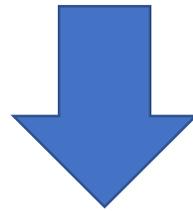
Il problema è che anche piccole porzioni di materia contengono un enorme numero di atomi, molecole o unità formula. Per esempio, un palloncino d'aria contiene circa 10^{23} molecole! Un bicchiere d'acqua o una manciata di chiodi contengono altrettante molecole di H_2O e di atomi di Fe, rispettivamente.



Risulta evidente che usare direttamente il numero di atomi, molecole o unità formula come misura della quantità di sostanza risulta scomodo. Sarebbe come misurare le dimensioni di un campo di calcio esprimendo il valore in mm!

Quale unità di misura allora?

Se chiedo ad un ferramenta 1000 chiodi, il commerciante non si metterà a contarli tutti. Conterà, per esempio, 50 chiodi, li metterà in una scatola, peserà la scatola e mi consegnerà 20 scatole dello stesso peso.



Usa quindi la scatola come «comodo» fattore di conversione per conoscere la quantità di chiodi a partire da una pesata

La mole

È una parola che indica una certa quantità di oggetti come la parola dozzina, paio o coppia

La si potrebbe immaginare come il contenuto di una scatola. Invece di ragionare in numero di oggetti, si ragiona in termini di numero di scatole di oggetti

La mole è la quantità di sostanza che contiene 6.022×10^{23} «oggetti»

Dozzina = 12



Coppia = 2



Da dove esce fuori il numero 6.022×10^{23} ?

La costante di Avogadro

$N_A = 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ è chiamata costante di Avogadro non è un numero puro in quanto rappresenta il numero di oggetti contenuti in una mole. La sua unità di misura è perciò $1/\text{mol}$

6.022×10^{23} è stato scelto in maniera tale che la massa di sostanza espressa in unità di massa atomica coincida con il valore della massa di una mole di quella sostanza (massa molare) espressa in grammi. L'unità di misura della massa molare è quindi g/mol

Valore peso atomico in u = valore massa molare in g/mol

La mole e gli elementi

1 atomo $^{12}\text{C} = 12.00 \text{ u}$

1 mole atomi $^{12}\text{C} = 6.022 \times 10^{23}$ atomi = 12.00 g

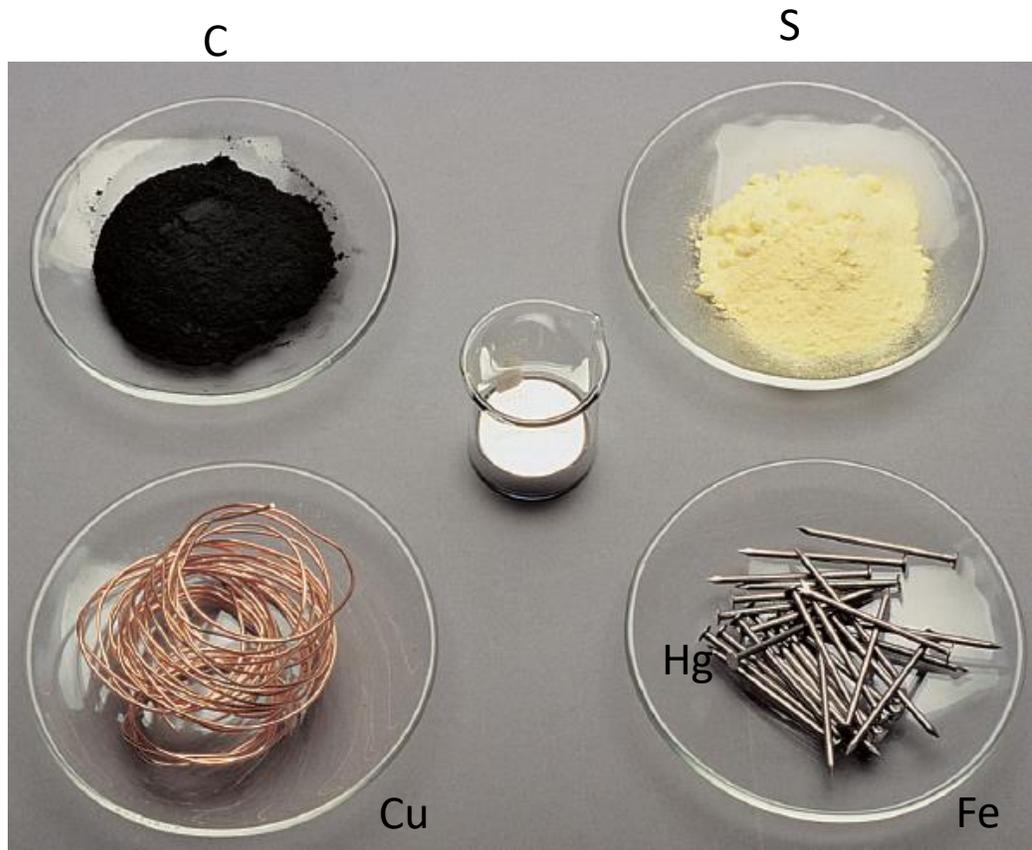
1 mole di atomi di $^{12}\text{C} = 12.00 \text{ g}$

1 mole di atomi di Litio = 6.941 g

Per ogni elemento

Peso atomico (u) = massa molare (gr/mol)

Una mole di:

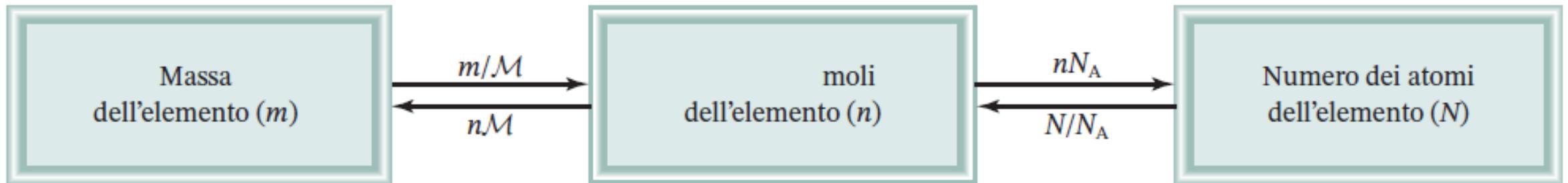


1 mol $O_2(g)$ ha una massa di 32,0 g

1 mol $H_2O(l)$ ha una massa di 18,0 g

1 mol $NaCl(s)$ ha una massa di 58,45 g

Dal peso alle moli agli atomi e viceversa



\mathcal{M} = massa molare in g/mol

N_A = costante di Avogadro

Hai capito cos'è la massa molare di una sostanza elementare?



Quanti atomi ci sono in 0.551 g di potassio (K) ?

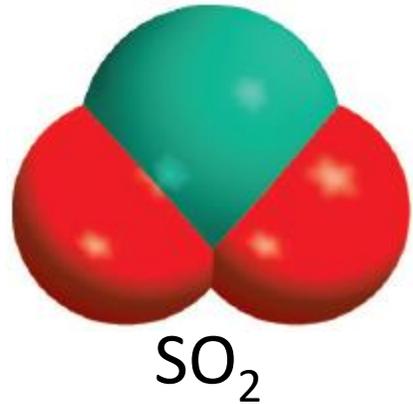
$$1 \text{ mol K} = 39.10 \text{ g K}$$

$$1 \text{ mol K} = 6.022 \times 10^{23} \text{ atomi K}$$

$$0.551 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ mol K}}{39.10 \text{ g K}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ atomi K}}{1 \text{ mol K}} =$$

$$8.49 \times 10^{21} \text{ atomi K}$$

peso molecolare: è la somma delle masse atomiche (in u) in una molecola.



$$\begin{array}{r} 1S \qquad 32.07 \text{ u} \\ 2O \qquad + 2 \times 16.00 \text{ u} \\ \hline \text{SO}_2 \qquad 64.07 \text{ u} \end{array}$$

Per ogni molecola

peso molecolare (u) = massa molare (gr/mol)

1 molecola SO₂ = 64.07 u

1 mole SO₂ = 64.07 g/mol



Hai capito cos'è la massa molare di una molecola?

Quanti atomi di H ci sono in 72.5 g di C_3H_8O ?

$$1 \text{ mol } C_3H_8O = (3 \times 12) + (8 \times 1) + 16 = 60 \text{ g } C_3H_8O$$

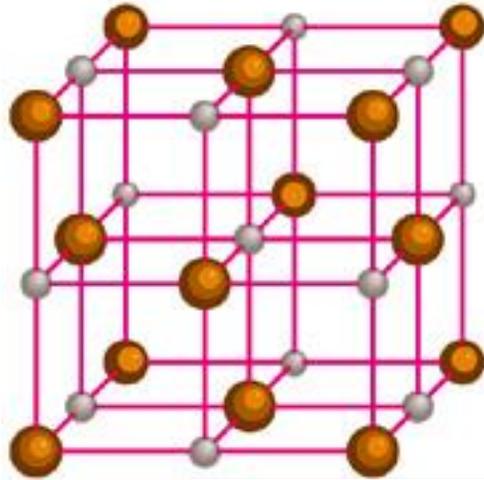
$$1 \text{ mol di molecole di } C_3H_8O = 8 \text{ mol H atomi}$$

$$1 \text{ mol H} = 6.022 \times 10^{23} \text{ atomi H}$$

$$72.5 \text{ g } C_3H_8O \times \frac{1 \text{ mol } C_3H_8O}{60 \text{ g } C_3H_8O} \times \frac{8 \text{ mol H atomi}}{1 \text{ mol } C_3H_8O} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ H atomi}}{1 \text{ mol H atomi}} =$$

$$5.82 \times 10^{24} \text{ atomi H}$$

Peso formula: è la somma delle masse degli atomi (in u) in una unità formula di un composto non molecolare.



NaCl

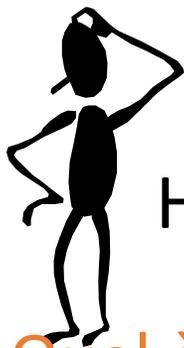
1Na	22.99 u
1Cl	+ 35.45 u
NaCl	<hr/> 58.44 u

Per ogni composto ionico

Peso formula (u) = massa molare (gr/mol)

1 unità formula NaCl = 58.44 u

1 mole NaCl = 58.44 g/mol



Hai capito cos'è il peso formula?

Qual è la massa associata alla formula di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

1 unità formula di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

3 Ca	3×40.08
2 P	2×30.97
8 O	$+ 8 \times 16.00$
	<hr/>
	310.18 u

Conversione massa \leftrightarrow quantità di sostanza

grammi - moli

Moli in massa

$$\text{Moli} \times \frac{\text{grammi}}{1 \text{ mol}} = \text{grammi}$$

↑
massa molare

Massa in moli

$$\text{Grammi} \times \frac{1 \text{ mol}}{\text{grammi}} = \text{moli}$$

↑
1/massa molare

Esempio 2.7**Conversione fra massa e quantità (numero di moli)**

Calcolare la quantità di carbonio (in moli) contenuta in una mina di matita di 0.0265 g (si assumo che la mina della matita sia costituita da grafite pura, una forma di carbonio).

RISOLUZIONE Seguire il piano concettuale per risolvere il problema.

RISULTATO

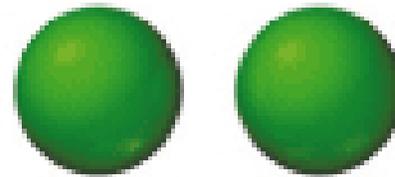
$$0.0265 \text{ g} \cancel{e} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g} \cancel{e}} = 2.21 \times 10^{-3} \text{ mol C}$$

VERIFICA La massa iniziale del carbonio è molto minore della massa molare del carbonio, così ha senso che il risultato (la quantità in moli) sia molto minore rispetto ad 1 mol di carbonio.

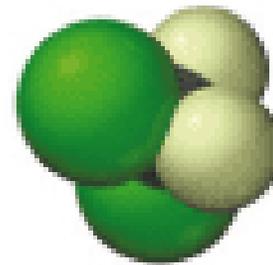
ESERCIZIO DI PROVA 2.7 Calcolare la quantità di rame (in moli) in un foglio di rame puro che pesa 35.8 g.

ESERCIZIO DI PROVA AGGIUNTIVO 2.7 Calcolare la massa (in grammi) di 0.473 mol di titanio.

Composizione percentuale in massa



$$\text{Massa percentuale Cl} = \frac{2 \times \text{massa molare Cl}}{\text{massa molare di CCl}_2\text{F}_2} \times 100$$



Esempio 3.14 Composizione percentuale in massa

Calcolare la massa percentuale di Cl nel Freon-112 ($C_2Cl_4F_2$), un CFC refrigerante.

STRATEGIA La formula molecolare indica che ci sono 4 moli di Cl in ogni mole di Freon-112. Si trovi la composizione percentuale in massa dalla formula chimica usando l'equazione che definisce la percentuale in massa. L'impostazione mostra come usare la massa del Cl in 1 mole di $C_2Cl_4F_2$ e la massa molare di $C_2Cl_4F_2$ per trovare la percentuale in massa di Cl.

RISOLUZIONE Calcolare le grandezze necessarie e sostituire i valori nell'equazione per trovare la massa percentuale di Cl.

IMPOSTAZIONE

$$\text{Massa \% Cl} = \frac{4 \times \text{massa molare Cl}}{\text{massa molare } C_2Cl_4F_2} \times 100$$

RELAZIONI UTILIZZATE

$$\text{Massa percentuale elemento X} = \frac{\text{massa dell'elemento X in 1 mol di composto}}{\text{massa di 1 mol del composto}} \times 100$$

RISULTATO

$$\begin{aligned} 4 \times \text{massa molare Cl} &= 4(35.45 \text{ g/mol}) = 141.8 \text{ g/mol} \\ \text{Massa molare di } C_2Cl_4F_2 &= 2(12.01 \text{ g/mol}) + 4(35.45 \text{ g/mol}) + 2(19.00 \text{ g/mol}) \\ &= 24.02 \text{ g/mol} + 141.8 \text{ g/mol} + 38.00 \text{ g/mol} = 203.8 \text{ g/mol} \\ \text{Massa \% Cl} &= \frac{4 \times \text{massa molare Cl}}{\text{massa molare } C_2Cl_4F_2} \times 100 \\ &= \frac{141.8 \text{ g/mol}}{203.8 \text{ g/mol}} \times 100 \\ &= 69.58\% \end{aligned}$$

Ottenere una formula empirica da dati sperimentali

1. Scrivere (o calcolare) tra i dati le masse di ciascun elemento presente in un campione del composto. Se è data la composizione percentuale in massa, assumere di avere 100 g di composto e calcolare la massa di ogni elemento dalle percentuali date.
2. Convertire in moli ciascuna massa indicata nello stadio 1 usando l'appropriata massa molare per ogni elemento come fattore di conversione.

Esempio 3.17

Formula empirica da dati sperimentali

Un composto che contiene azoto e ossigeno è decomposto in laboratorio e produce 24.5 g di azoto e 70.0 g di ossigeno. Calcolare la formula empirica del composto.

DATI: 24.5 g N, 70.0 g O

INCOGNITA: formula empirica

$$24.5 \cancel{\text{g N}} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \cancel{\text{g N}}} = 1.75 \text{ mol N}$$

$$70.0 \cancel{\text{g O}} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \cancel{\text{g O}}} = 4.38 \text{ mol O}$$

Esempio 3.18

Formula empirica da dati sperimentali

Un'analisi di laboratorio dell'aspirina ha determinato la seguente composizione in massa percentuale:

C 60.00%; H 4.48%; O 35.52%

Trovare la formula empirica.

DATI: In 100 g di campione:
60.00 g C, 4.48 g H, 35.52 g O

INCOGNITA: formula empirica

$$60.00 \cancel{\text{g C}} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \cancel{\text{g C}}} = 4.996 \text{ mol C}$$

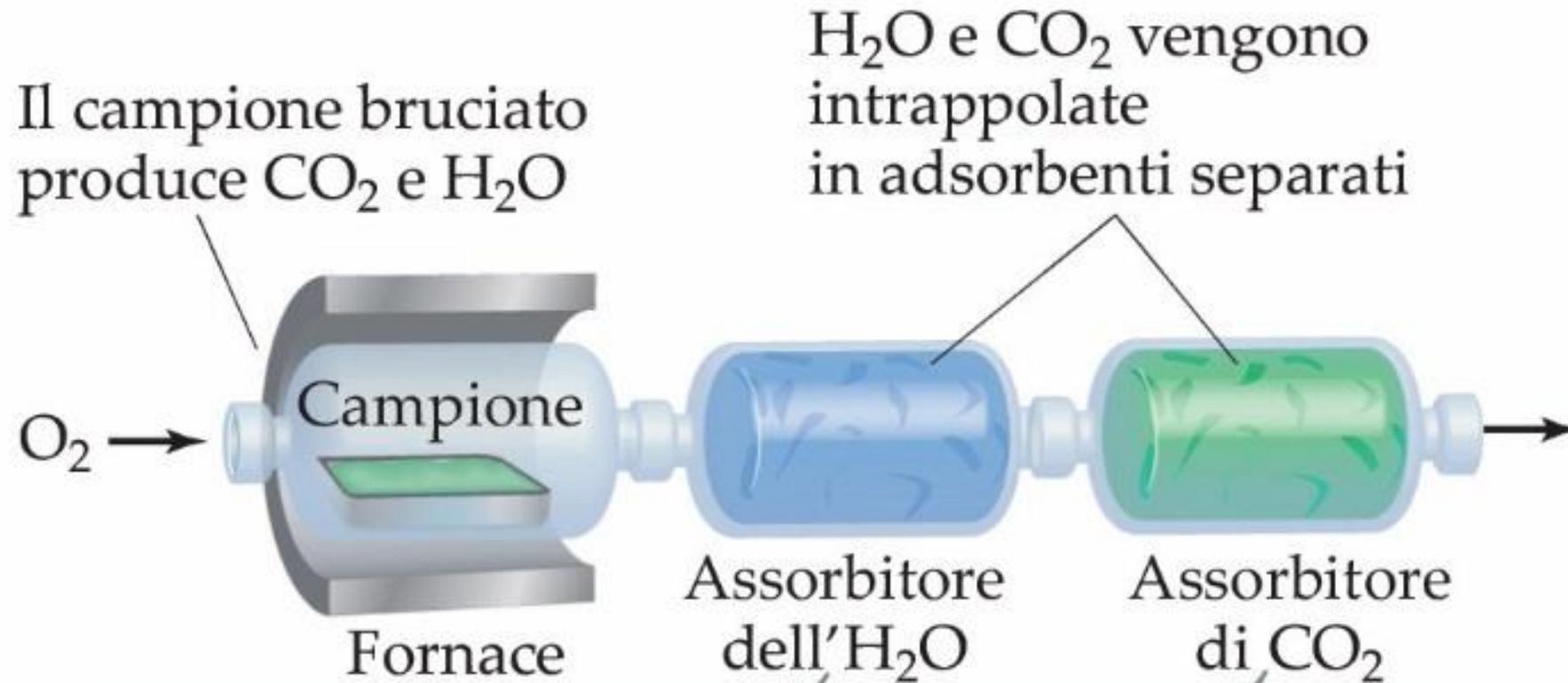
$$4.48 \cancel{\text{g H}} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \cancel{\text{g H}}} = 4.44 \text{ mol H}$$

$$35.52 \cancel{\text{g O}} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \cancel{\text{g O}}} = 2.220 \text{ mol O}$$

<p>3. Scrivere una pseudoformula per il composto usando le moli di ciascun elemento (dallo stadio 2) come pedice.</p>	$\text{N}_{1.75}\text{O}_{4.38}$	$\text{C}_{4.996}\text{H}_{4.44}\text{O}_{2.220}$
<p>4. Dividere tutti i pedici nella formula per il pedice più piccolo.</p>	$\frac{\text{N}_{1.75}}{1.75} \frac{\text{O}_{4.38}}{1.75} \longrightarrow \text{N}_1\text{O}_{2.5}$	$\frac{\text{C}_{4.996}}{2.220} \frac{\text{H}_{4.44}}{2.220} \frac{\text{O}_{2.220}}{2.220} \longrightarrow \text{C}_{2.25}\text{H}_2\text{O}_1$
<p>5. Se i pedici non sono tutti numeri interi, moltiplicare tutti i pedici per un numero intero (si veda la tabella in basso) per ottenere un insieme di numeri interi come pedici.</p>	$\text{N}_1\text{O}_{2.5} \times 2 \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_5$ <p>La formula empirica corretta è N_2O_5.</p>	$\text{C}_{2.25}\text{H}_2\text{O}_1 \times 4 \longrightarrow \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ <p>La formula empirica corretta è $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$.</p>

Pedice decimale	Moltiplicare per
0.20	5
0.25	4
0.33	3
0.40	5
0.50	2
0.66	3
0.75	4
0.80	5

Analisi per combustione



La massa acquisita da ogni assorbitore corrisponde alla massa di CO_2 e H_2O prodotte

Procedura per...

Ottenere una formula empirica da un'analisi per combustione

1. Scrivere tra i dati le masse di ciascun prodotto di combustione e la massa del campione (se data).

2. Convertire le masse di CO_2 e H_2O dallo stadio 1 in moli usando le appropriate masse molari come fattori di conversione.

Esempio 3.20

Formula empirica da un'analisi per combustione

In seguito a combustione un composto che contiene solo carbonio e idrogeno produce 1.83 g di CO_2 e 0.901 g di H_2O . Trovare la formula empirica del composto.

DATI: 1.83 g di CO_2 , 0.901 g di H_2O

INCOGNITA: formula empirica

$$\begin{aligned} 1.83 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} &\times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44.01 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} \\ &= 0.0416 \text{ mol CO}_2 \\ 0.901 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} &\times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} \\ &= 0.0500 \text{ mol H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Esempio 3.21

Formula empirica da un'analisi per combustione

In seguito a combustione un campione che pesa 0.8233 g di un composto che contiene solo carbonio, idrogeno e ossigeno produce 2.445 g di CO_2 e 0.6003 g di H_2O . Trovare la formula empirica del composto.

DATI: 0.8233 g di campione; 2.445 g di CO_2 ; 0.6003 g di H_2O

INCOGNITA: formula empirica

$$\begin{aligned} 2.445 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} &\times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44.01 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} \\ &= 0.05556 \text{ mol CO}_2 \\ 0.6003 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} &\times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} \\ &= 0.03331 \text{ mol H}_2\text{O} \end{aligned}$$

<p>3. Convertire le moli di CO₂ e le moli di H₂O dallo stadio 2 in moli di C e H usando il fattore di conversione inerente alla formula chimica di CO₂ e H₂O.</p>	$0.0416 \cancel{\text{ mol CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \cancel{\text{ mol CO}_2}}$ $= 0.0416 \text{ mol C}$ $0.0500 \cancel{\text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \cancel{\text{ mol H}_2\text{O}}}$ $= 0.100 \text{ mol H}$	$0.05556 \cancel{\text{ mol CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \cancel{\text{ mol CO}_2}}$ $= 0.05556 \text{ mol C}$ $0.03331 \cancel{\text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \cancel{\text{ mol H}_2\text{O}}}$ $= 0.06662 \text{ mol H}$
<p>4. Se il composto contiene elementi diversi da H e C, trovare la massa di questi elementi sottraendo la somma delle masse di C e H dalla massa del campione. Infine, convertire la massa di questi elementi in moli.</p>	<p>Non ci sono altri elementi, si può procedere allo stadio successivo.</p>	$\text{Massa di C} = 0.05556 \cancel{\text{ mol C}} \times \frac{12.01 \text{ g C}}{\cancel{\text{ mol C}}}$ $= 0.6673 \text{ g C}$ $\text{Massa di H} = 0.06662 \cancel{\text{ mol H}} \times \frac{1.008 \text{ g H}}{\cancel{\text{ mol H}}}$ $= 0.06715 \text{ g H}$ $\text{Massa di O} = 0.8233 \text{ g}$ $- (0.6673 \text{ g} + 0.06715 \text{ g})$ $= 0.0889 \text{ g}$ $\text{Moli di O} = 0.0889 \cancel{\text{ g O}} \times \frac{\text{mol O}}{16.00 \cancel{\text{ g O}}}$ $= 0.00556 \text{ mol O}$
<p>5. Scrivere una pseudo formula del composto usando il numero di moli di ogni elemento (dallo stadio 3 e 4) come pedici.</p>	$\text{C}_{0.0416}\text{H}_{0.100}$	$\text{C}_{0.05556}\text{H}_{0.06662}\text{O}_{0.00556}$

7. Se i pedici non sono numeri interi, moltiplicare tutti i pedici per un numero piccolo e intero per ottenere pedici interi.

$C_1H_{2.4} \times 5 \longrightarrow C_5H_{12}$
La formula empirica corretta è C_5H_{12} .

I pedici sono numeri interi; non sono necessarie altre moltiplicazioni. La formula empirica corretta è $C_{10}H_{12}O$.

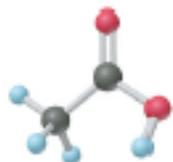
Composti con la stessa formula empirica

Tabella 3.3 Alcuni composti con formula empirica CH₂O (composizione in massa: 40,0% C, 6,71% H, 53,3% O)

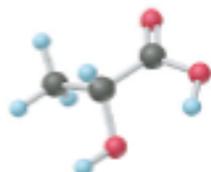
Nome	Formula molecolare	Multiplo secondo un numero intero	M (g/mol)	Impiego o funzione
Formaldeide	CH ₂ O	1	30,03	Disinfettante; conservante di preparati biologici
Acido acetico	C ₂ H ₄ O ₂	2	60,05	Polimeri acetati; aceto (soluzione al 5%)
Acido lattico	C ₃ H ₆ O ₃	3	90,08	Causa l'acidimento del latte; si forma nei muscoli durante l'esercizio fisico
Eritrosio	C ₄ H ₈ O ₄	4	120,10	Si forma durante il metabolismo degli zuccheri
Ribosio	C ₅ H ₁₀ O ₅	5	150,13	Componente di molti acidi nucleici e della vitamina B ₂
Glucosio	C ₆ H ₁₂ O ₆	6	180,16	Importante nutriente per l'apporto di energia alle cellule



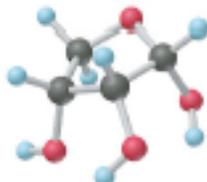
CH₂O



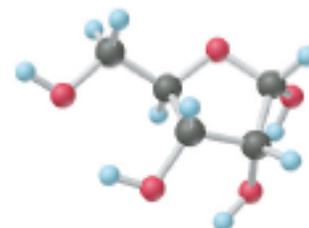
C₂H₄O₂



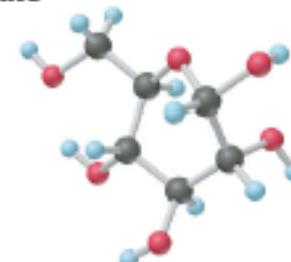
C₃H₆O₃



C₄H₈O₄



C₅H₁₀O₅



C₆H₁₂O₆

Esempio 3.19 Calcolo della formula molecolare dalla formula empirica e massa molare

Il butandione, il componente principale responsabile dell'odore e del sapore di burro e formaggio, contiene gli elementi carbonio, idrogeno e ossigeno. La formula empirica del butandione è C_2H_3O e la sua massa molare è 86.09 g/mol . Trovare la sua formula molecolare.

PREMESSA È fornita la formula empirica e la massa molare del butandione e si chiede di trovare la formula molecolare.

DATI: Formula empirica = C_2H_3O
Massa molare = 86.09 g/mol
INCOGNITA: formula molecolare

STRATEGIA Una formula molecolare è sempre un multiplo intero della formula empirica. Dividere la massa molare per la massa della formula empirica per ottenere il numero intero.

Formula molecolare = formula empirica $\times n$

$$n = \frac{\text{massa molare}}{\text{massa molare della formula empirica}}$$

RISOLUZIONE Calcolare la massa della formula empirica.

Massa molare della formula empirica

$$= 2(12.01 \text{ g/mol}) + 3(1.008 \text{ g/mol}) + 16.00 \text{ g/mol} = 43.04 \text{ g/mol}$$

Dividere la massa molare della formula empirica per trovare n .

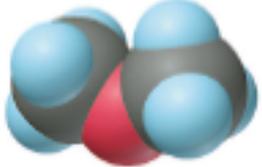
$$n = \frac{\text{massa molare}}{\text{massa molare dalla formula empirica}} = \frac{86.09 \text{ g/mol}}{43.04 \text{ g/mol}} = 2$$

Moltiplicare la formula empirica per n per ottenere la formula molecolare.

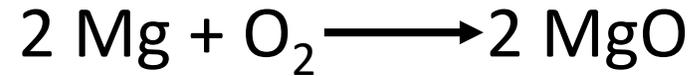
Formula molecolare = $C_2H_3O \times 2$
 $= C_4H_6O_2$

Composti con la stessa formula molecolare

Tabella 3.4 Due composti con formula molecolare C₂H₆O

Proprietà	Etanolo	Dimetiletere
<i>M</i> (g/mol)	46,07	46,07
Colore	Incolore	Incolore
Temperatura di fusione	-117 °C	-138,5 °C
Temperatura di ebollizione	78,5 °C	-25 °C
Densità (a 20 °C)	0,789 g/mL (liquido)	0,00195 g/mL (gas)
impiego	Inebriante nelle bevande alcoliche	Nella refrigerazione
Formula di struttura e modello <i>space-filling</i>	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$ 	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$ 

Come “leggere” un’ equazione chimica



2 atomi Mg + 1 molecola O₂ danno 2 unità formula MgO

2 moli Mg + 1 mole O₂ danno 2 moli MgO

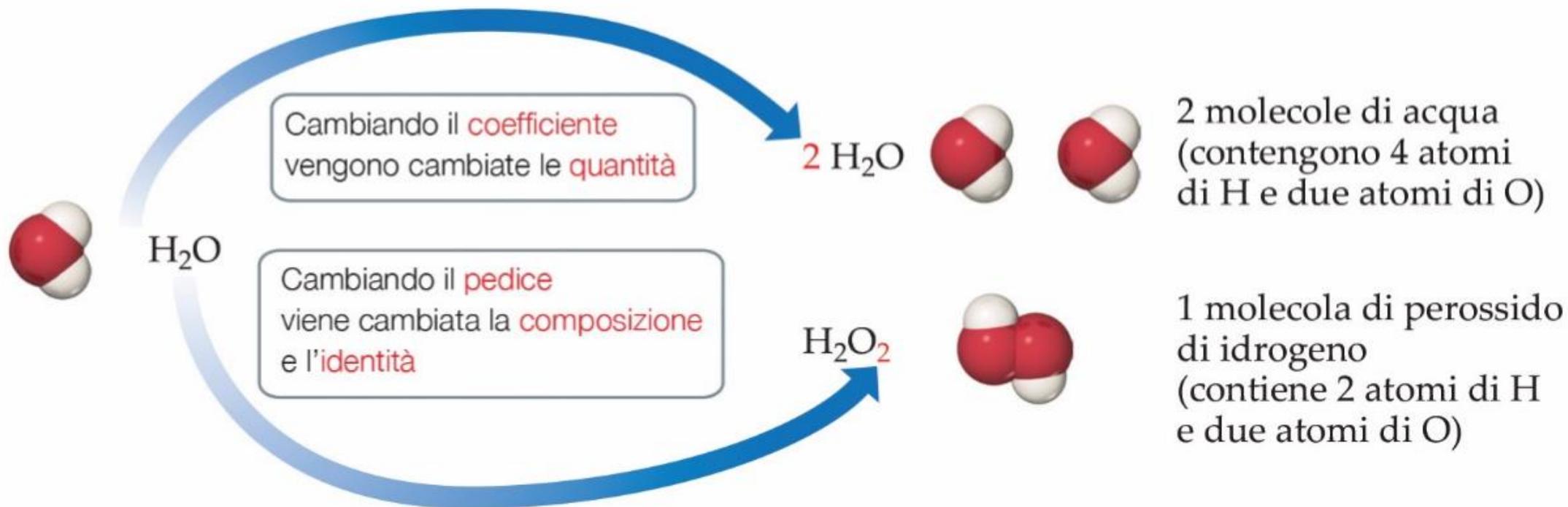
48.6 grammi Mg + 32.0 grammi O₂ danno 80.6 g MgO



NON E'

2 grammi Mg + 1 grammo O₂ dà 2 grammi MgO

Differenza tra pedici e coefficienti stechiometrici



Bilanciare le equazioni chimiche

1. Scrivi la formula corretta per i reagenti e per i prodotti, che compaiono rispettivamente dal lato sinistro e destro dell'equazione.

L'etano reagisce con l'ossigeno per formare diossido di carbonio e acqua

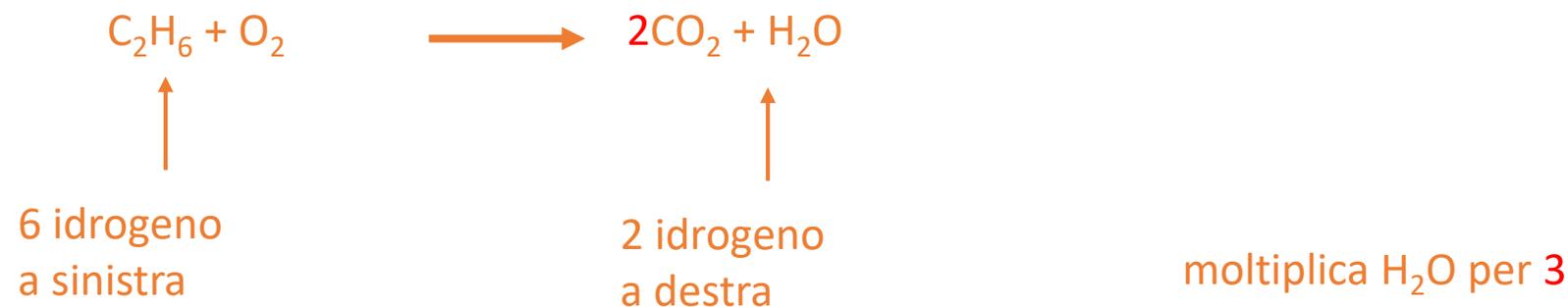
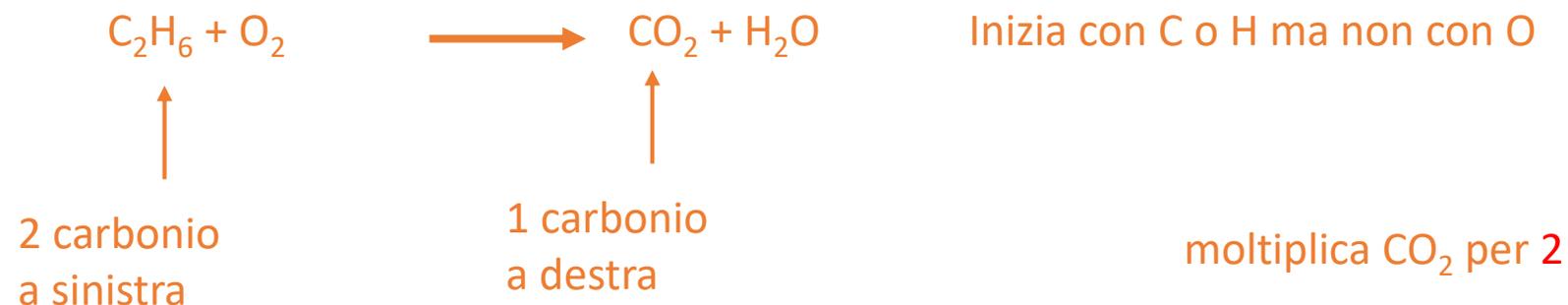


2. Cambia i numeri dinanzi alle formule chimiche (*coefficienti stechiometrici*) per ottenere lo stesso numero di atomi di ogni elemento da entrambi i lati dell'equazione. Non modificare gli indici.



Bilanciare le equazioni chimiche

3. Inizia a bilanciare gli elementi che appaiono in un solo reagente e prodotto.



Bilanciare le equazioni chimiche

5. Controlla di avere lo stesso numero di ogni tipo di atomo da entrambi i lati dell'equazione.



4 C (2 × 2)

4 C

12 H (2 × 6)

12 H (6 × 2)

14 O (7 × 2)

14 O (4 × 2 + 6)

Reagenti

Prodotti

4 C

4 C

12 H

12 H

14 O

14 O



Il metanolo brucia in aria secondo l'equazione



Se 209 g di metanolo sono utilizzati per la combustione, quanta massa di acqua viene prodotta?

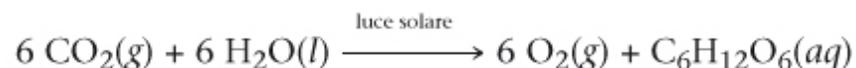
grammi CH_3OH \longrightarrow moli CH_3OH \longrightarrow moli H_2O \longrightarrow grammi H_2O
massa molare CH_3OH coefficienti equazione chimica massa molare H_2O

$$209 \text{ g } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol CH}_3\text{OH}}}{32.0 \text{ g } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}}} \times \frac{4 \cancel{\text{ mol H}_2\text{O}}}{2 \cancel{\text{ mol CH}_3\text{OH}}} \times \frac{18.0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{ mol H}_2\text{O}}} =$$

235 g H_2O

Esempio 4.1 Stechiometria

Nella fotosintesi, le piante convertono il diossido di carbonio e l'acqua in glucosio ($C_6H_{12}O_6$) secondo la seguente reazione:



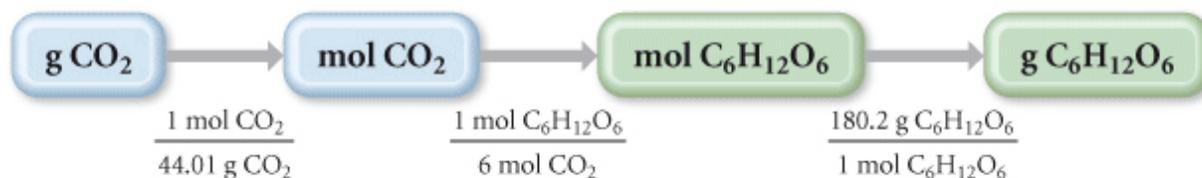
Si supponga che una data pianta consumi 37.8 g di CO_2 in una settimana. Assumendo che ci sia acqua a sufficienza per far reagire tutto il CO_2 , che massa di glucosio (in grammi) può sintetizzare la pianta da questa quantità di CO_2 ?

PREMESSA Il problema fornisce la massa del diossido di carbonio e chiede di trovare la massa di glucosio che può essere prodotta.

DATI: 37.8 g CO_2
INCOGNITE: g $C_6H_{12}O_6$

STRATEGIA L'impostazione segue questo schema generale: massa di A \rightarrow quantità di A (in moli) \rightarrow quantità di B (in moli) \rightarrow massa di B. Dall'equazione chimica, si deduce la relazione tra le moli di diossido di carbonio e le moli di glucosio. Si utilizzano le masse molecolari per le conversioni tra grammi e moli.

IMPOSTAZIONE



RELAZIONI UTILIZZATE

massa molecolare $CO_2 = 44.01 \text{ g/mol}$
 $6 \text{ mol } CO_2 : 1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6$
massa molecolare $C_6H_{12}O_6 = 180.2 \text{ g/mol}$

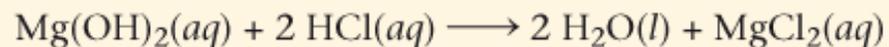
RISOLUZIONE Seguire l'impostazione per risolvere il problema. Iniziare con i grammi di CO_2 e utilizzare i fattori di conversione per arrivare ai grammi di $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

RISULTATO

$$37.8 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}}}{44.01 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}}{6 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}} \times \frac{180.2 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol } \cancel{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}} = 25.8 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

VERIFICA L'unità di misura della risposta è corretta. La grandezza del risultato (25.8 g) è minore della massa iniziale di CO_2 (37.8 g). Questo risultato è ragionevole poiché ciascun atomo di carbonio in CO_2 è legato a due atomi di ossigeno, mentre in $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ciascun carbonio è legato soltanto ad un atomo di ossigeno e a due atomi d'idrogeno, che sono molto meno pesanti dell'ossigeno. Quindi, la massa del glucosio prodotto dovrebbe essere minore della massa di diossido di carbonio che partecipa alla reazione.

ESERCIZIO DI PROVA 4.1 L'idrossido di magnesio, il principio attivo del latte di magnesia, neutralizza l'acido dello stomaco, essenzialmente HCl , secondo la seguente reazione:



Che massa di HCl , in grammi, può essere neutralizzata da una dose di latte di magnesia che contenga 3.26 g di $\text{Mg}(\text{OH})_2$?

Esempio 4.2 Stechiometria

L'acido solforico (H_2SO_4) è un componente della pioggia acida che si forma quando SO_2 , un inquinante, reagisce con l'ossigeno e l'acqua secondo la seguente reazione:



Per generare l'elettricità utilizzata in una casa di medie dimensioni, si producono circa 25 kg di SO_2 l'anno. Assumendo che siano presenti O_2 ed H_2O a sufficienza, che massa di H_2SO_4 , in kg, si può formare da questa quantità di SO_2 ?

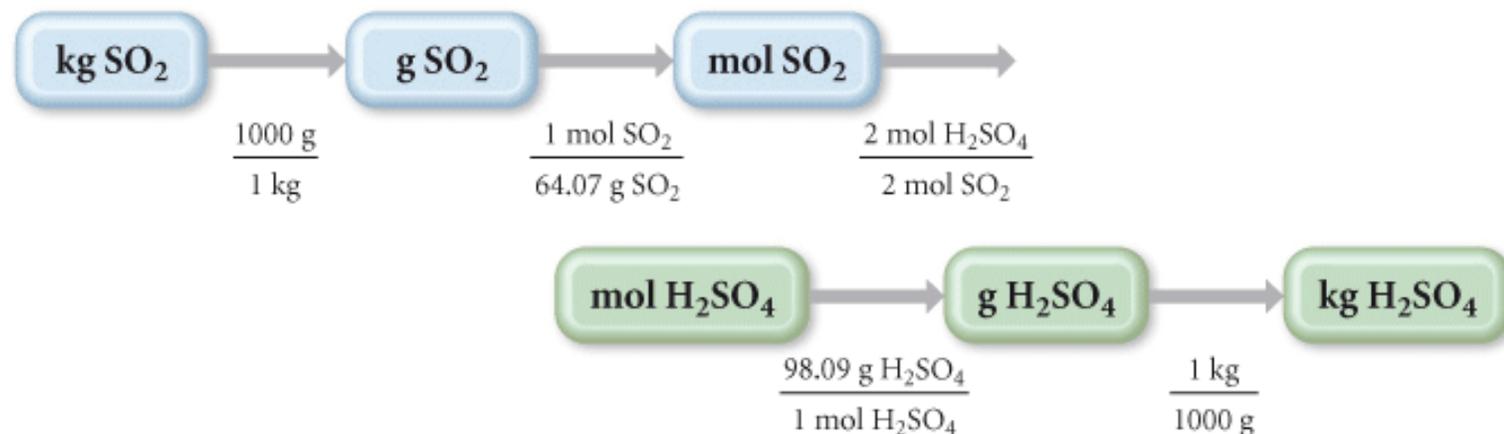
PREMESSA Il problema fornisce la massa del diossido di zolfo e chiede di trovare la massa di acido solforico.

DATI: 25 kg SO_2
INCOGNITA: kg H_2SO_4

STRATEGIA L'impostazione segue il seguente schema base: massa → quantità (in moli) → quantità (in moli) → massa. Poiché la quantità iniziale di SO₂ è data in kg, è necessario convertirla in grammi. È possibile dedurre la relazione fra le moli di diossido di zolfo e le moli di acido solforico dall'equazione chimica. Poiché la quantità finale è richiesta in kg, alla fine si effettua la conversione in kg.

RISOLUZIONE Seguire l'impostazione per risolvere il problema. Iniziare con la quantità iniziale di SO₂ in chilogrammi e utilizzare i fattori di conversione per arrivare ai kg di H₂SO₄.

IMPOSTAZIONE



RELAZIONI UTILIZZATE

1 kg = 1000 g
 massa molecolare SO₂ = 64.07 g/mol

2 mol SO₂ : 2 mol H₂SO₄
 massa molecolare H₂SO₄ = 98.09 g/mol

SOLUZIONE

$$25 \text{ kg SO}_2 \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol SO}_2}{64.07 \text{ g SO}_2} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol SO}_2} \times \frac{98.09 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 38 \text{ kg H}_2\text{SO}_4$$

Esempio 4.3 Reagente limitante e resa teorica

L'ammoniaca, NH_3 , può essere sintetizzata dalla seguente reazione:



Partendo da 86.3 g di NO e 25.6 g di H_2 , trovare la resa teorica di ammoniaca in grammi.

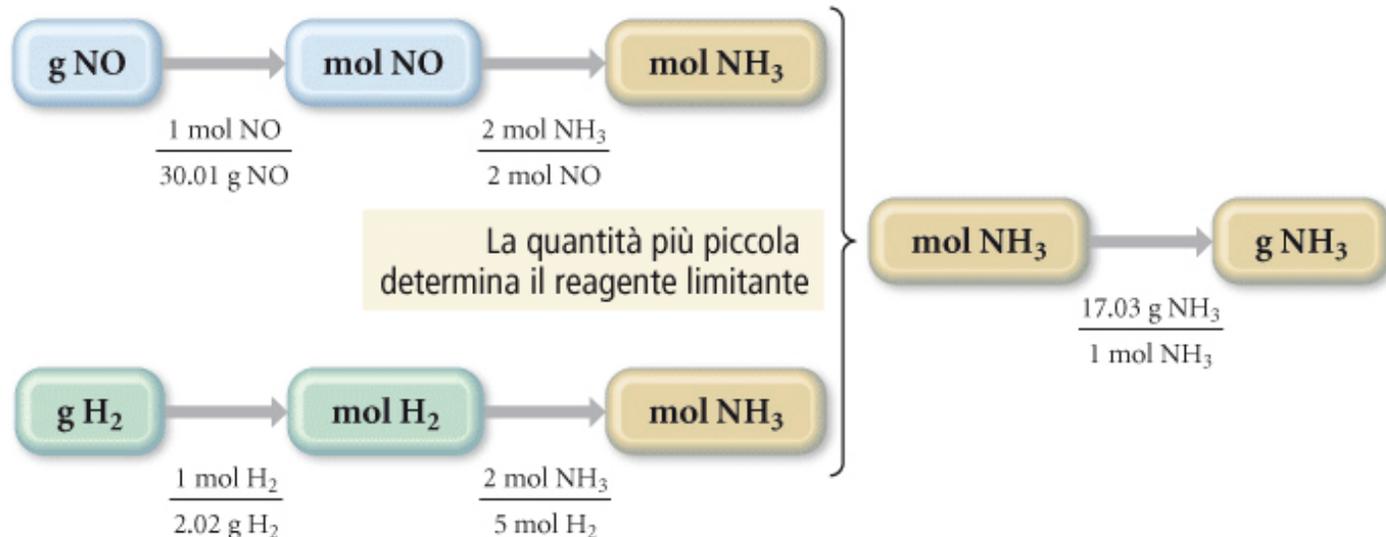
PREMESSA L'esercizio fornisce la massa di ciascun reattivo in grammi e chiede di trovare la resa teorica di un prodotto.

DATI: 86.3 g NO, 25.6 g H_2

INCOGNITE: resa teorica di $\text{NH}_3(g)$

STRATEGIA Determinare quale reagente produce la minor quantità di prodotto convertendo la quantità in grammi di ciascun reagente nella quantità in moli di reagente e poi nella quantità in moli del prodotto. Utilizzare le masse molecolari per convertire i grammi in moli ed utilizzare le relazioni stechiometriche (dedotte dall'equazione chimica) per convertire le moli di reagente in moli di prodotto. Si ricordi che il reagente che *produce la minor quantità di prodotto* è il reagente limitante. Si converta il numero di moli di prodotto ottenuto utilizzando il reagente limitante in grammi di prodotto.

IMPOSTAZIONE



RELAZIONI UTILIZZATE

massa molecolare NO = 30.01 g/mol

massa molecolare H₂ = 2.02 g/mol

2 mol NO : 2 mol NH₃ (dall'equazione chimica)

5 mol H₂ : 2 mol NH₃ (dall'equazione chimica)

massa molecolare NH₃ = 17.03 g/mol

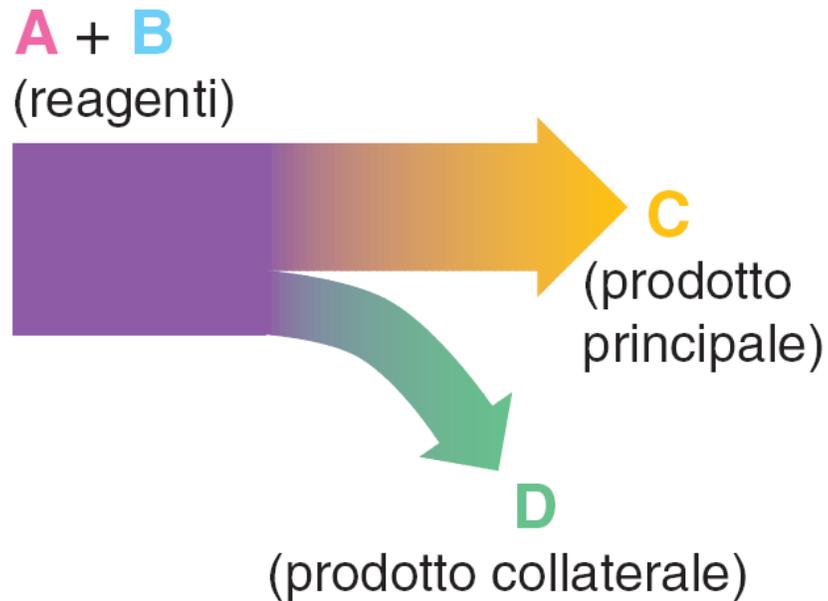
Resa di una reazione

Resa teorica quantità di prodotto che risulterebbe se tutto il reagente limitante reagisse.

Resa effettiva quantità di prodotto effettivamente ottenuta dalla reazione.

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

Resa effettiva e resa percentuale

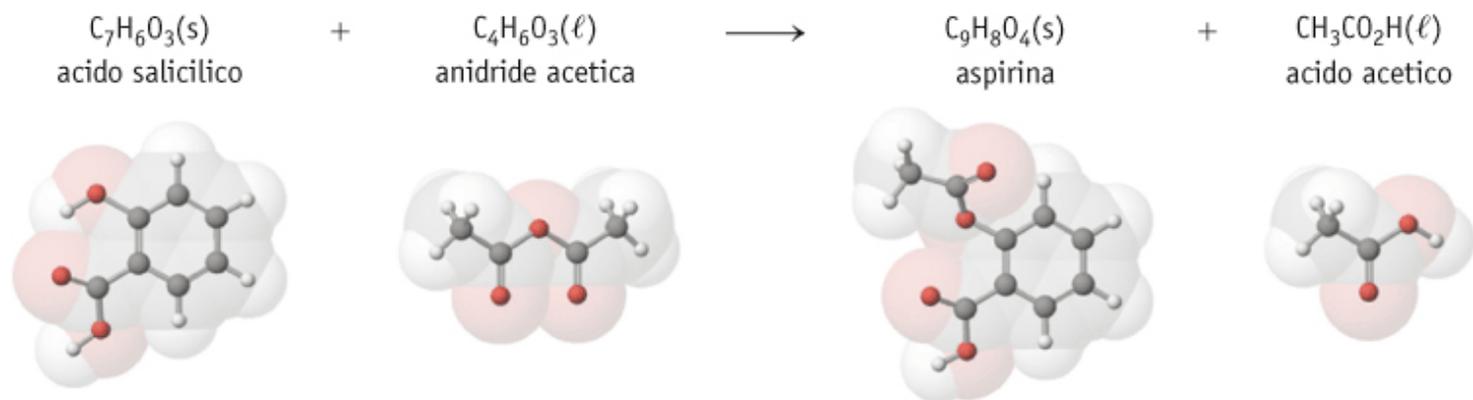


Reagente non reagito



FIGURA 4.3 Resa percentuale. Sebbene non si tratti di una reazione chimica, la preparazione del pop-corn è una buona analogia tra resa teorica e resa effettiva. Si parte da 16 chicchi di grano-turco e si trova che solo 12 sono esplosi. La resa percentuale della "reazione" è $(12/16) \times 100\%$, o 75%.

L'acido salicilico viene utilizzato per la sintesi dell'aspirina secondo la reazione:



**Si parte da 14.4 g di ac. salicilico e si formano 6.26 g di aspirina.
L'anidride acetica è in eccesso (l'ac. salicilico è il reagente limitante)
Calcolare la resa percentuale della reazione**

Moli di ac. Salicilico: $14.4/138.1 = 0.104$ mol

Moli massime di aspirina: rapporto stechiometrico 1/1, quindi 0.104 mol

Resa teorica di aspirina = $0.104 \times 180.2 = 18.2$ g

Resa effettiva percentuale di aspirina = $(6.26 / 18.2) \times 100\% = 33.3\%$