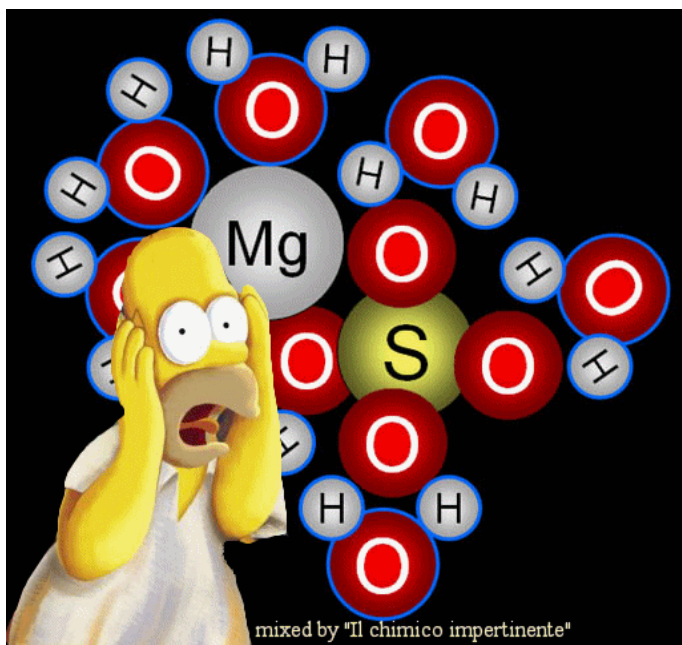


$$2 + 2 = 4$$



La stechiometria

Legge di conservazione della massa

Antoine Lavoisier - 1789

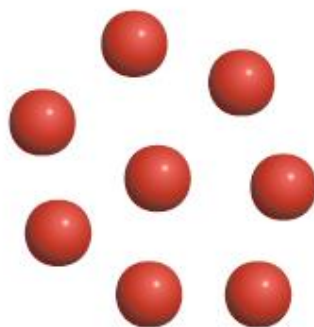
“In una reazione chimica la massa totale si conserva”

(la somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti)

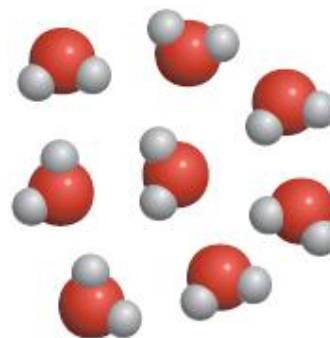
2 g di Idrogeno + 16 g di Ossigeno = 18 g di Acqua



Atomi dell'elemento X



Atomi dell'elemento Y



Composto degli elementi X e Y

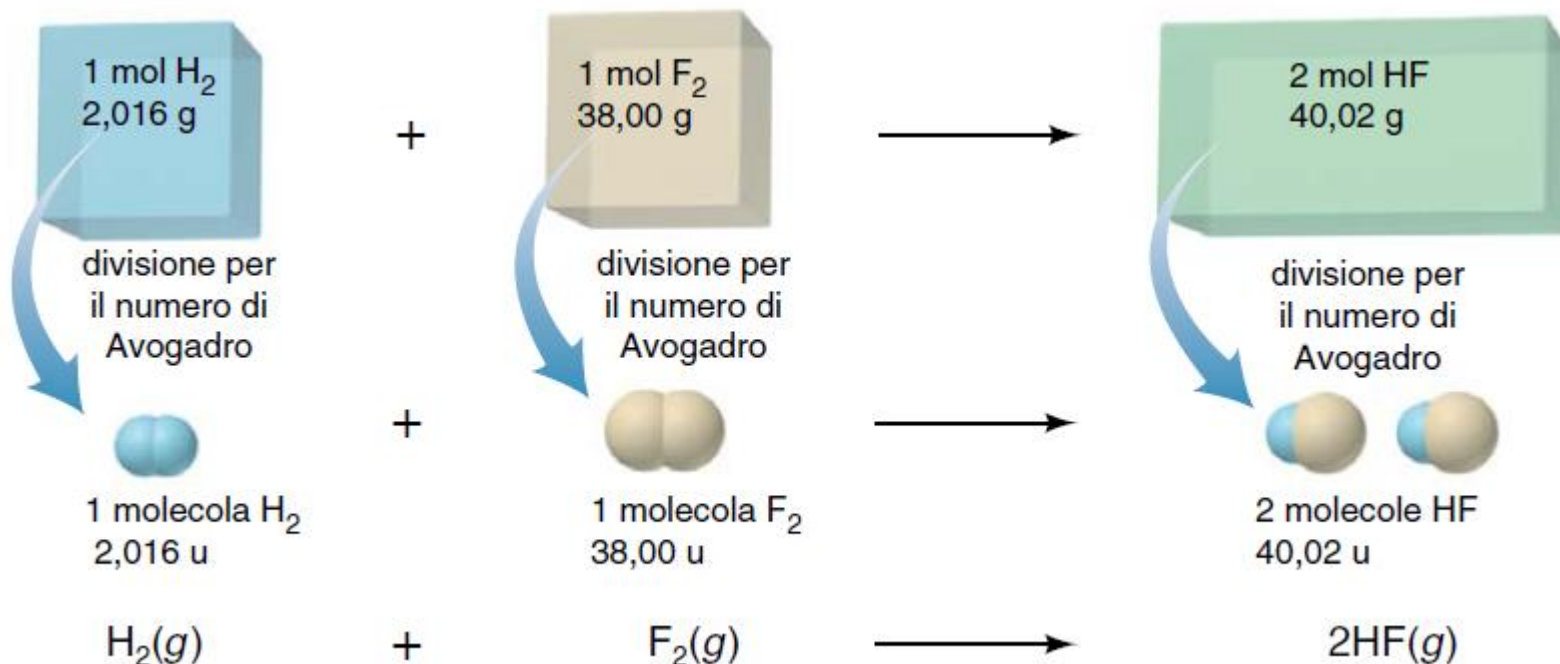


Una **reazione chimica** coinvolge solo la separazione, la combinazione, o il riarrangiamento di atomi; il suo risultato non è la loro creazione dal nulla o la loro distruzione.

Equazioni chimiche

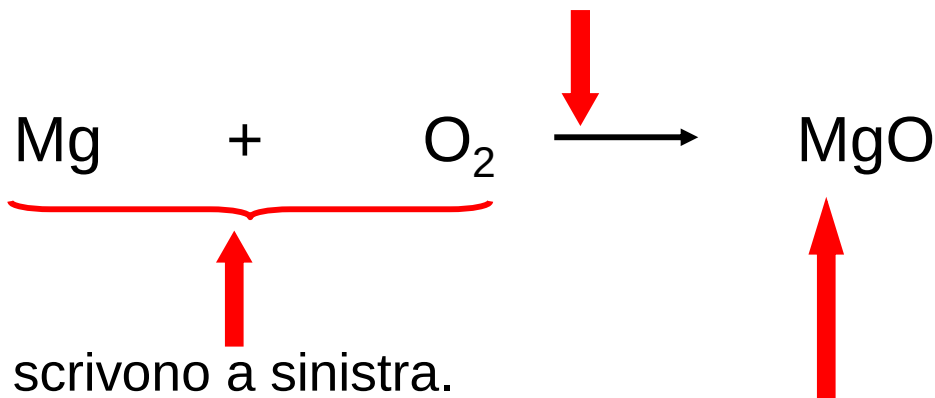
Un'**equazione chimica** è un enunciato in formule che esprime le **identità** e le **quantità** delle sostanze che partecipano a una trasformazione chimica o fisica

La formazione di HF gassoso a livello macroscopico e a livello molecolare



Caratteristiche delle equazioni chimiche

Una **freccia** indica la trasformazione dei reagenti nei prodotti.



I **reagenti** si scrivono a sinistra.

I **prodotti** si scrivono a destra.

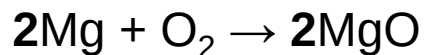
L'equazione deve essere **bilanciata**; lo stesso numero e tipo di atomi deve comparire nei due membri dell'equazione.

Bilanciare un'equazione chimica

traduzione dell'enunciato

Magnesio e ossigeno gassoso
reagiscono per dare ossido di magnesio:
 $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$

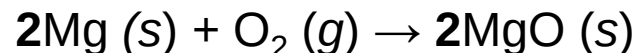
bilanciare gli atomi usando i **coefficienti stechiometrici**: le
formule non possono essere modificate



correggere i coefficienti se necessario

verificare che l'equazione
sia bilanciata

specificare gli stati di
aggregazione



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

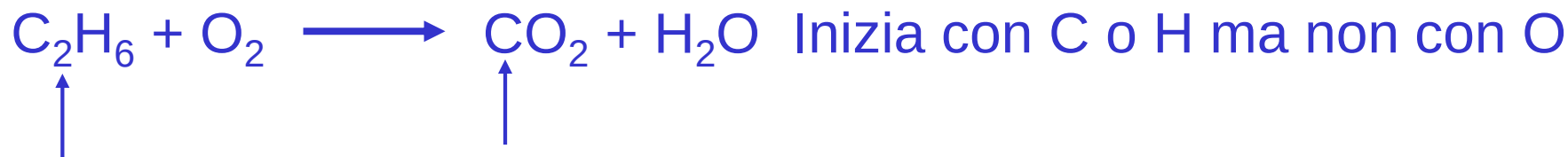


2. Cambia i numeri davanti alle formule chimiche (***coefficienti stechiometrici***) per ottenere lo stesso numero di atomi di ogni elemento da entrambi i lati dell'equazione. Non modificare gli indici.



Bilanciare le equazioni chimiche

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



2 carbonio
a sinistra

1 carbonio
a destra

moltiplica CO_2 per 2



6 idrogeno
a sinistra

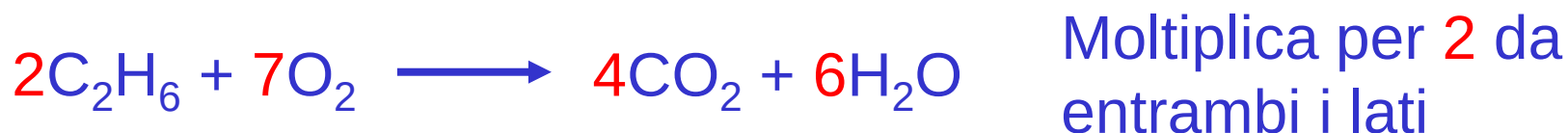
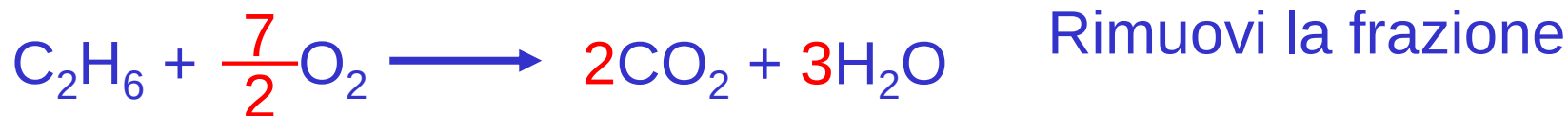
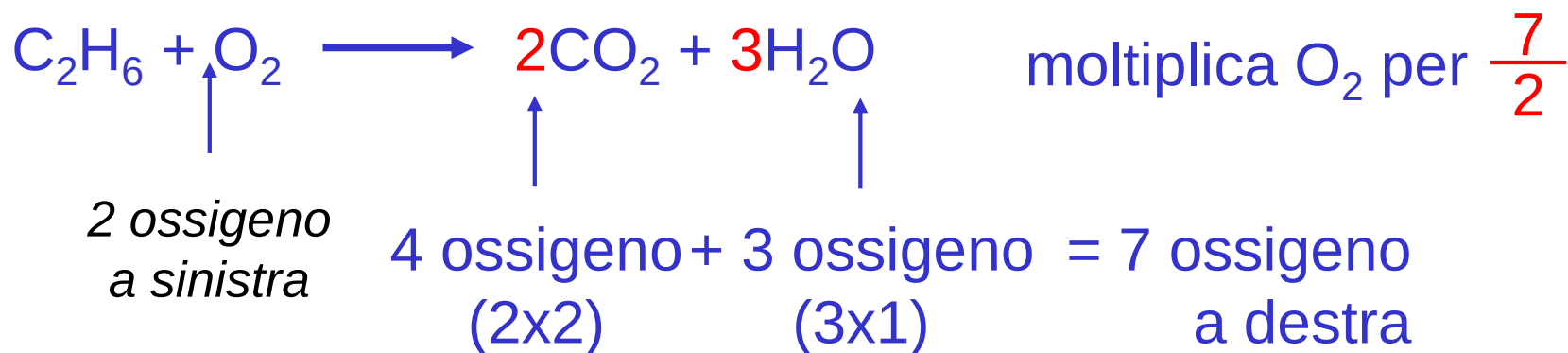
2 idrogeno
a destra

moltiplica H_2O per 3



Bilanciare le equazioni chimiche

4. Bilancia gli elementi che appaiono in due o più reagenti o prodotti.



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 x 2)

4 C

12 H (2 x 6)

12 H (6 x 2)

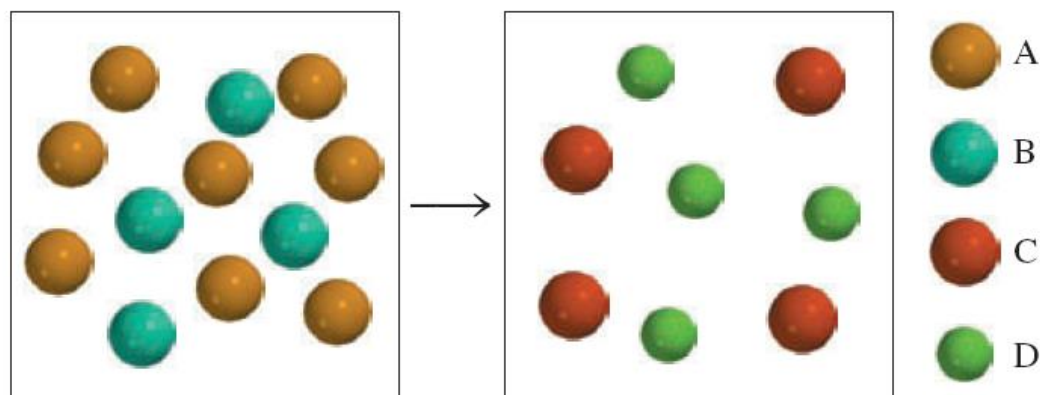
14 O (7 x 2)

14 O (4 x 2 + 6)

Reagenti	Prodotti
4 C	4 C
12 H	12 H
14 O	14 O

3.63 Quale delle seguenti equazioni rappresenta meglio la reazione mostrata nel diagramma?

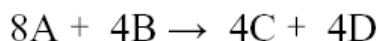
- (a) $8A + 4B \longrightarrow C + D$
- (b) $4A + 8B \longrightarrow 4C + 4D$
- (c) $2A + B \longrightarrow C + D$
- (d) $4A + 2B \longrightarrow 4C + 4D$
- (e) $2A + 4B \longrightarrow C + D$



3.63 Dalla parte dei reagenti ci sono 8 atomi di A e 4 atomi di B.

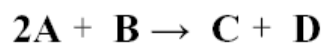
Dalla parte dei prodotti, ci sono 4 atomi di C e 4 atomi di

D. Scrivendo una equazione,



Le equazioni chimiche sono tipicamente scritte con i coefficienti interi più piccoli.

Dividendo l'equazione per quattro otteniamo:



La risposta corretta è la (c).

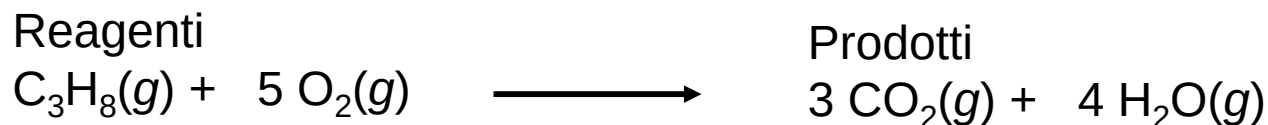
Calcoli stechiometrici

I coefficienti in un'equazione chimica bilanciata rappresentano i numeri relativi di particelle di reagenti e prodotti e i relativi numeri di moli.

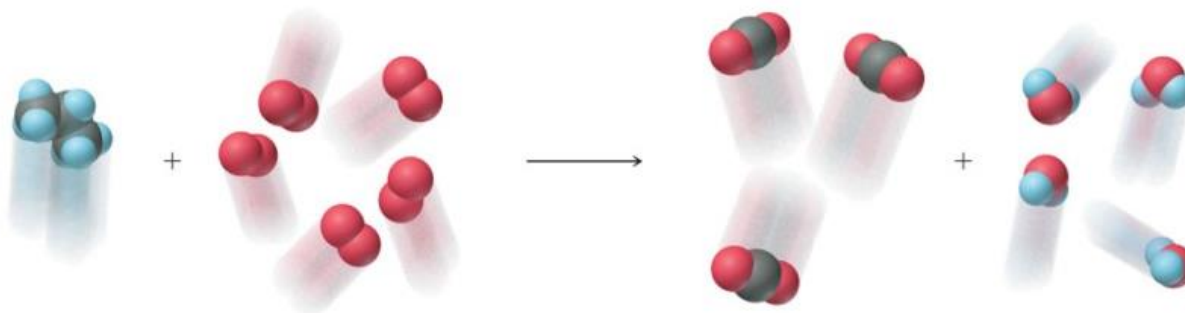
Poiché le moli sono correlate alla massa l'equazione può essere utilizzata per calcolare masse di reagenti e/o prodotti coinvolti in una data reazione.

I rapporti molari derivanti dall'equazione bilanciata rappresentano i fattori conversione.

Informazioni contenute in un'equazione bilanciata



Molecole	1 molecola C_3H_8 + 5 molecole O_2	$\longrightarrow$	3 molecole CO_2 + 4 molecole H_2O
----------	---	-------------------	--



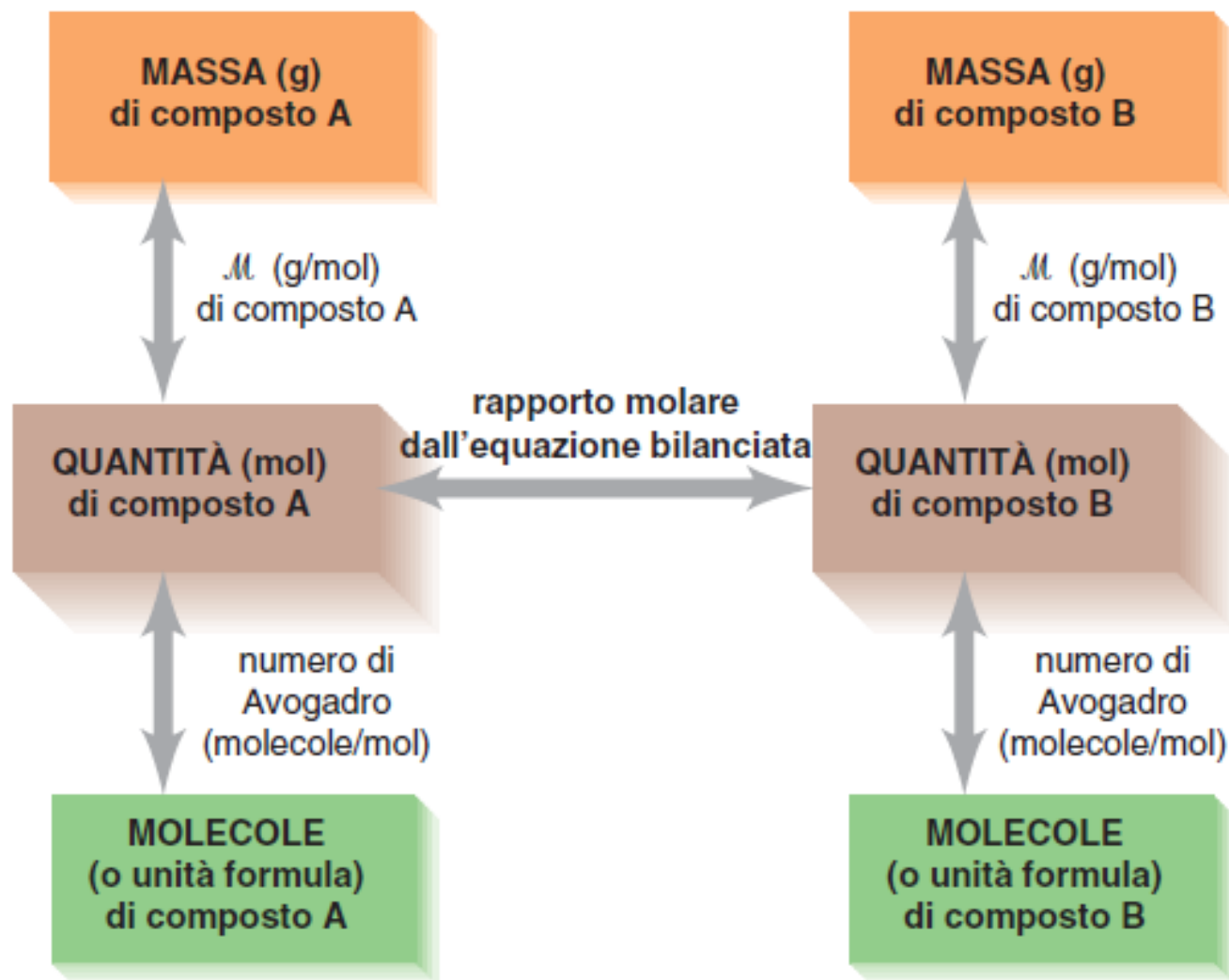
Quantità (mol)	1 mol C_3H_8 + 5 mol O_2	$\longrightarrow$	3 mol CO_2 + 4 mol H_2O
----------------	---	-------------------	--

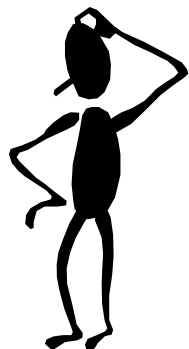
Massa (u)	44,09 u C_3H_8 + 160,00 u O_2	$\longrightarrow$	132,03 u CO_2 + 72,06 u H_2O
-----------	--	-------------------	---

Massa (g)	44,09 g C_3H_8 + 160,00 g O_2	$\longrightarrow$	132,03 g CO_2 + 72,06 g H_2O
-----------	--	-------------------	---

Massa totale(g)	204,09 g	$\longrightarrow$	204,09 g
-----------------	----------	-------------------	----------

Relazioni quantità-massa-numero in un'equazione chimica





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

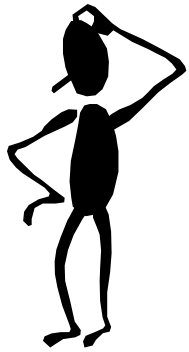
massa molare
 CH_3OH

coefficienti
equazione chimica

massa molare
 H_2O

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

$$235 \text{ g H}_2\text{O}$$



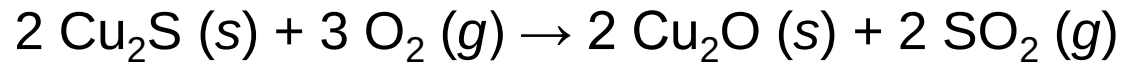
Il rame si ottiene dopo l'arrostimento del minerale solfuro di rame (I) per formare ossido di rame (I) e diossido di zolfo.

a) Quanti moli di ossigeno sono necessarie per arrostitre 10 mol di solfuro di rame (I)?

SOLUZIONE: $2 \text{ Cu}_2\text{S (s)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Cu}_2\text{O (s)} + 2 \text{ SO}_2 \text{ (g)}$

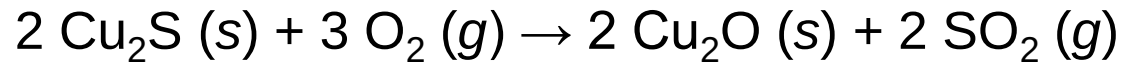
$$10.0 \text{ mol } \cancel{\text{Cu}_2\text{S}} \times \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \cancel{\text{mol Cu}_2\text{S}}} = \boxed{15.0 \text{ mol O}_2}$$

b) Quanti grammi di diossido di zolfo si formano?



$$10.0 \text{ mol } \cancel{\text{Cu}_2\text{S}} \times \frac{2 \cancel{\text{mol SO}_2}}{2 \cancel{\text{mol Cu}_2\text{S}}} \times \frac{64.07 \text{ g SO}_2}{1 \cancel{\text{mol SO}_2}} = \boxed{641 \text{ g SO}_2}$$

b) Quanti kilogrammi di ossigeno sono necessari per formare 2,86 kg di ossido di rame (I)?

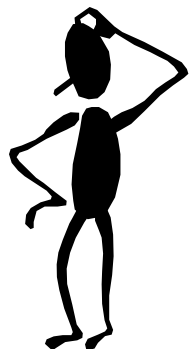


$$2.86 \text{ kg } \cancel{\text{Cu}_2\text{O}} \times \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol Cu}_2\text{O}}{143.10 \text{ g } \cancel{\text{Cu}_2\text{O}}} = 20.0 \text{ mol Cu}_2\text{O}$$

$$20.0 \text{ mol } \cancel{\text{Cu}_2\text{O}} \times \frac{3 \text{ mol } \cancel{\text{O}_2}}{2 \text{ mol } \cancel{\text{Cu}_2\text{O}}} \times \frac{32.00 \text{ g } \cancel{\text{O}_2}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{O}_2}} \times \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} = \boxed{0.959 \text{ kg O}_2}$$

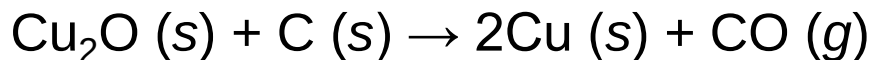
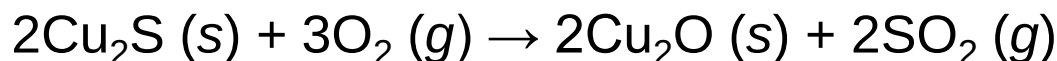
Reazioni in sequenza

- Le reazioni avvengono spesso in sequenza.
- Il prodotto di una reazione diventa il reagente della successiva.
- La reazione complessiva è la somma delle varie reazioni;
 - Ogni sostanza che si forma in una reazione ed è utilizzata in quella successiva può essere eliminata.

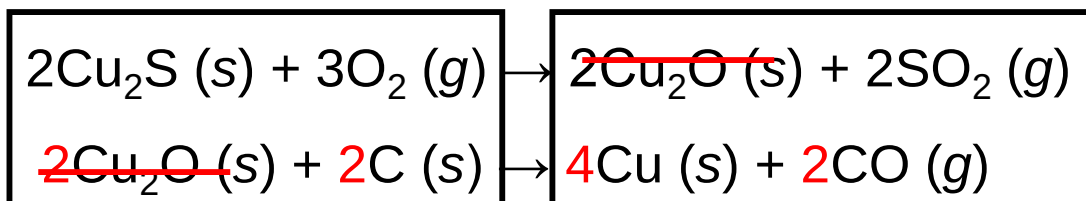


L'arrostimento è il primo passaggio nell'estrazione del rame dalla calcocite (Cu_2S). Nel passaggio successivo l'ossido di rame (I) reagisce con carbonio polverizzato per dare rame metallico e monossido di carbonio gassoso. Si scriva un'equazione complessiva bilanciata per la sequenza in due passaggi.

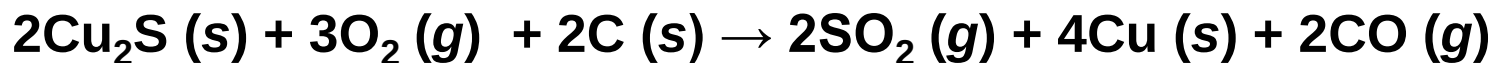
SOLUZIONE: Scrittura delle singole equazioni bilanciate:



Aggiustamento dei coefficienti



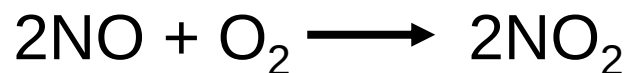
Addizione delle due equazioni ed elisione della sostanza in comune:



Reagenti limitanti

- In tutte le reazioni viste sin qui si è assunto che i reagenti fossero presenti nelle quantità corrette per reagire completamente.
- In realtà, un reagente può **limitare** la quantità di prodotto che si può formare
- Il reagente **limitante** sarà completamente consumato nella reazione
- Il reagente che *non* è limitante si dice in **eccesso** – parte di questo reagente rimarrà inalterata alla fine della reazione.

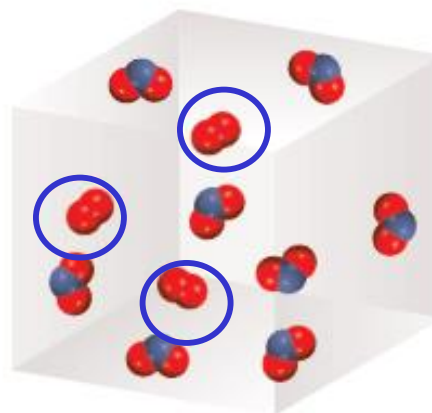
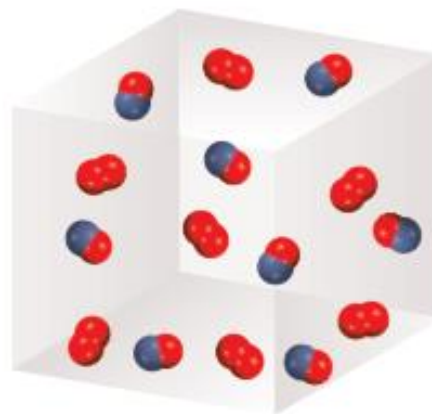
Reagenti limitanti



NO è il reagente limitante

O₂ è il reagente in eccesso

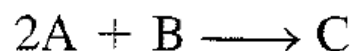
Prima dell'inizio della reazione



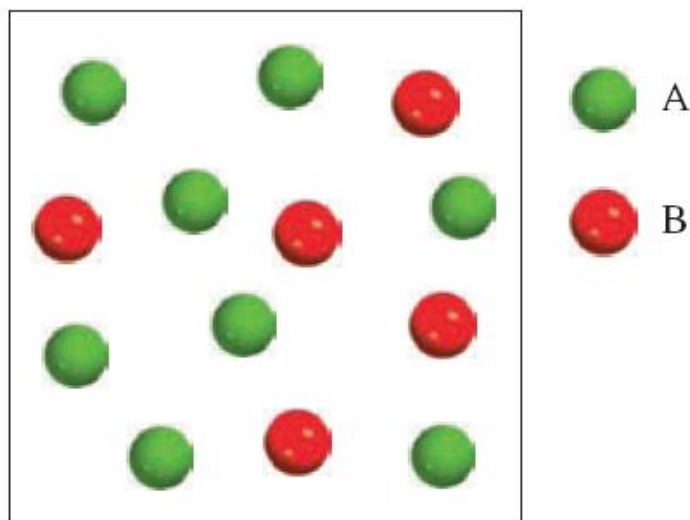
Dopo il completamento della reazione



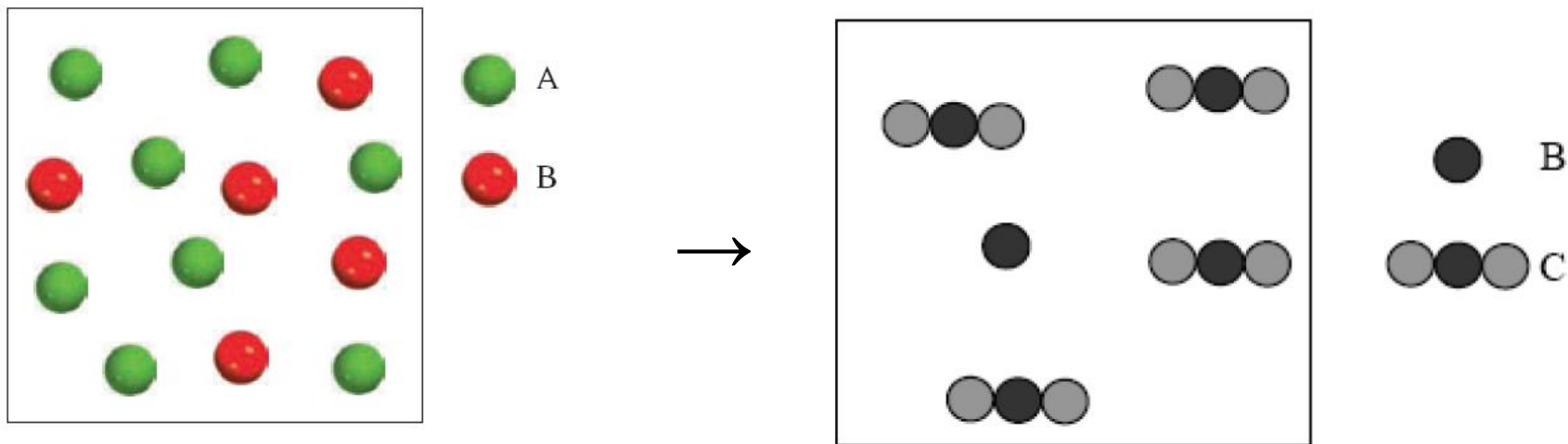
Considera la reazione:



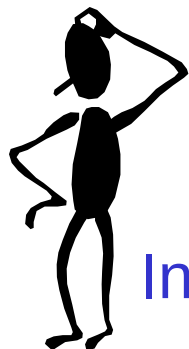
nel diagramma in cui è rappresentata la reazione, quale dei reagenti (A o B) è il reagente limitante? Assumendo che la reazione vada a completamento, disegna una rappresentazione, con un modello molecolare, delle quantità di reagenti e di prodotti rimaste dopo la reazione. Il prodotto C è composto da ABA.



2A	B	C
8	4	4
10	5	



2A	B	C= ABA
8	4 di 5	4
0	avanzo 1	4



Hai capito cos'è il reagente limitante?

In un processo, 124 g di Al reagiscono con 601 g di Fe_2O_3



Calcola la massa di Al_2O_3 che si è formata.

g Al $\longrightarrow$ mol Al $\longrightarrow$ mol Fe_2O_3 necessarie $\longrightarrow$ g Fe_2O_3 necessari

oppure

g Fe_2O_3 $\longrightarrow$ mol Fe_2O_3 $\longrightarrow$ mol Al necessarie $\longrightarrow$ g Al necessari

$$\cancel{124 \text{ g Al}} \times \frac{\cancel{1 \text{ mol Al}}}{\cancel{27.0 \text{ g Al}}} \times \frac{\cancel{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}}{\cancel{2 \text{ mol Al}}} \times \frac{160. \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{\cancel{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}} = 367 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

124 g Al $\longrightarrow$ reagiscono con 367 g Fe_2O_3

Hai più Fe_2O_3 (601 g) quindi **Al è il reagente limitante**

Utilizza il reagente limitante (Al) per calcolare la quantità di prodotto che può essere ottenuta.

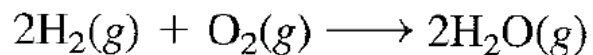


$$\cancel{124 \text{ g Al}} \times \frac{\cancel{1 \text{ mol Al}}}{\cancel{27.0 \text{ g Al}}} \times \frac{\cancel{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}}{\cancel{2 \text{ mol Al}}} \times \frac{102. \text{ g Al}_2\text{O}_3}{\cancel{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}} = 234 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

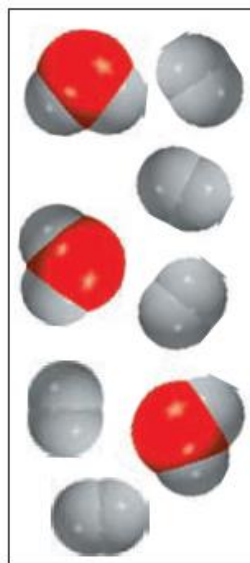
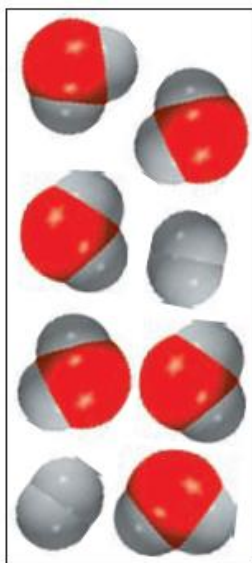
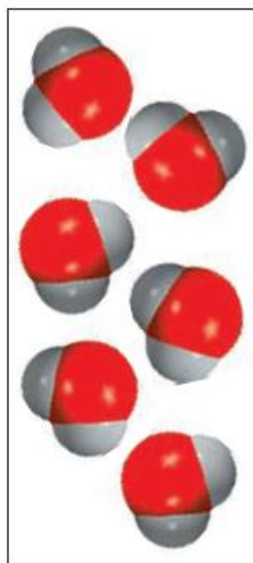
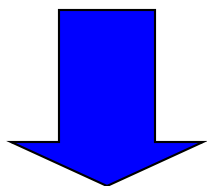
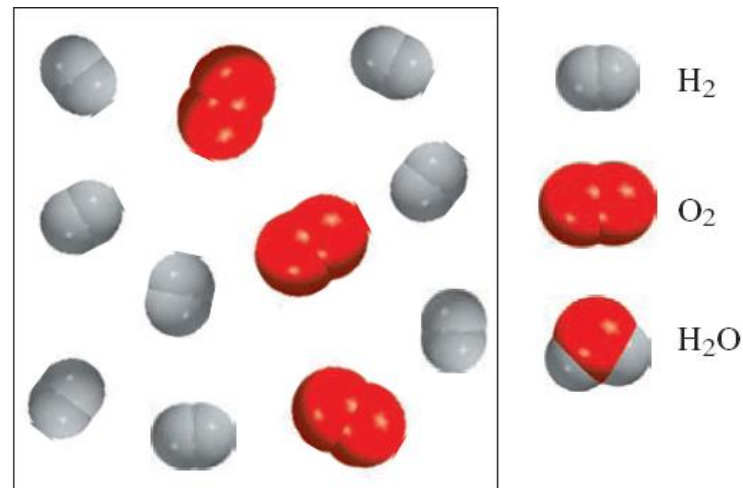
2 Al	1 Fe ₂ O ₃	1 Al ₂ O ₃
124 g pari a 4.59 mol	2.29 mol	2.29 mol pari a 234 g
7.52 mol sono troppe	601 g pari a 3.76 mol	



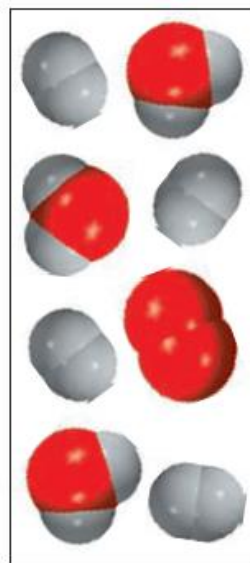
Considera la reazione dell'idrogeno gassoso con l'ossigeno gassoso:



Assumendo che la reazione sia completa, quale dei diagrammi mostrati sotto rappresenta la quantità di reagenti e di prodotti rimasti dopo la reazione?



(c)



(d)

2H_2	O_2	$2\text{H}_2\text{O}$
8	4	-
6	3	6

E avanzano
 $8-6=2$ molecole di H_2

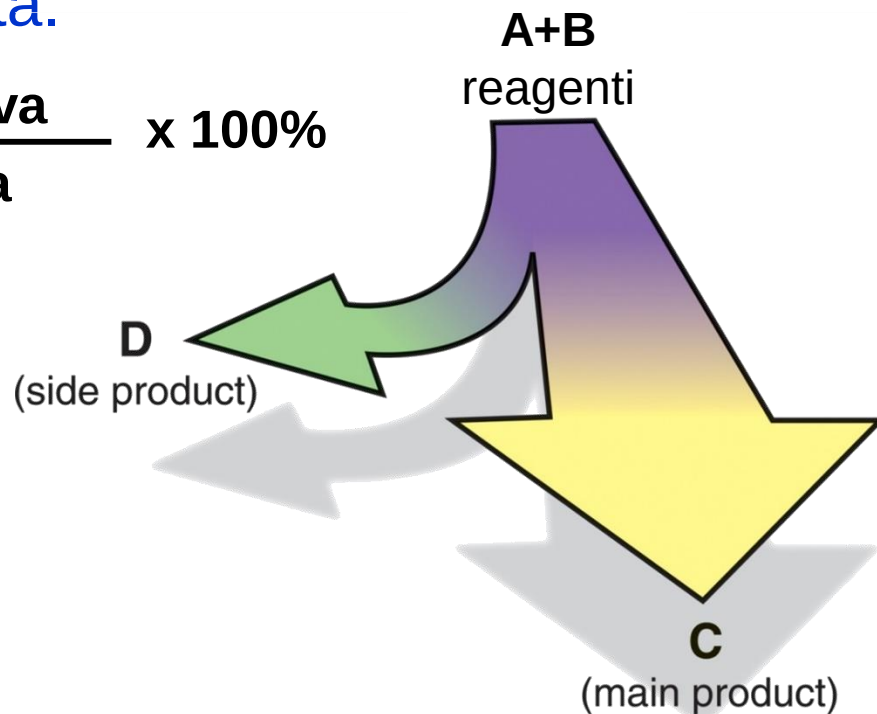
Resa delle reazioni

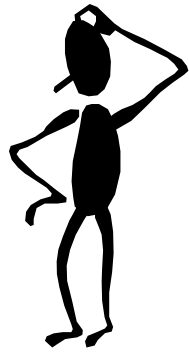
La **resa teorica** è la quantità di prodotto calcolata utilizzando i rapporti molari dell'equazione bilanciata.

La **resa effettiva** è la quantità di prodotto ottenuta in realtà.

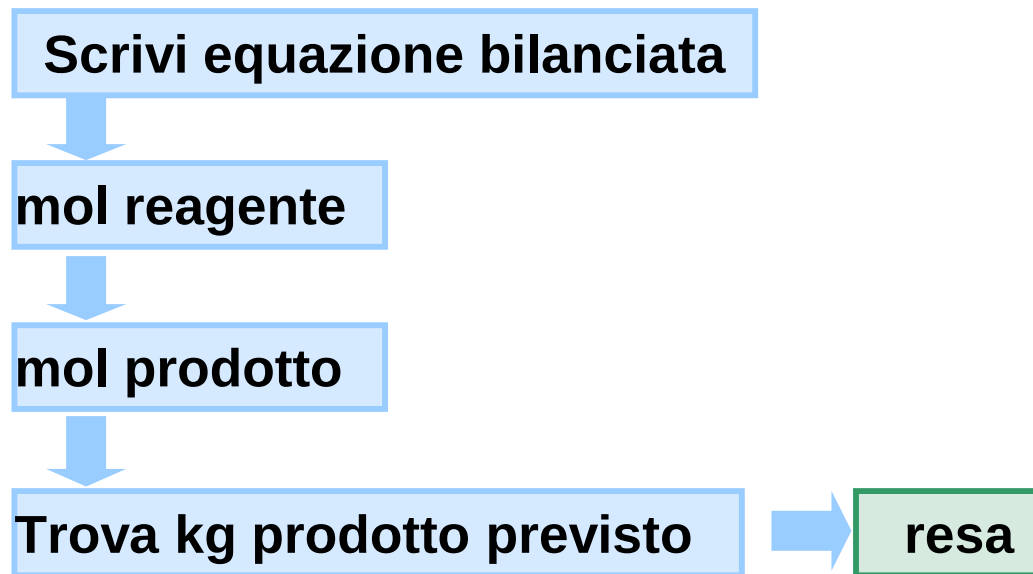
$$\text{Resa percentuale \%} = \frac{\text{resa effettiva}}{\text{resa teorica}} \times 100\%$$

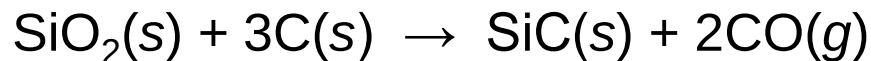
$$\text{Purezza della sostanza \%} = \frac{m_{\text{eff}}}{m_{\text{tot}}} \times 100\%$$





Il carburo di silicio (SiC) è un importante materiale ceramico che viene prodotto facendo reagire a temperatura elevata la sabbia (SiO_2) con carbonio polverizzato. Si forma anche monossido di carbonio. Quando si trasformano 100 kg di sabbia, si ottengono 51,4 kg di SiC . Qual è la resa percentuale di SiC in questo processo?





$$100.0 \text{ kg } \cancel{\text{SiO}_2} \times \frac{10^3 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{kg}}} \times \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60.09 \cancel{\text{g SiO}_2}} = 1664 \text{ mol SiO}_2$$

$$\text{mol SiO}_2 = \text{mol SiC} = 1664 \text{ mol SiC}$$

$$1664 \cancel{\text{mol SiC}} \times \frac{40.10 \cancel{\text{g SiC}}}{1 \cancel{\text{mol SiC}}} \times \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \cancel{\text{g}}} = 66.73 \text{ kg}$$

$$\frac{51.4 \text{ kg}}{66.73 \text{ kg}} \times 100 = \boxed{77.0\%}$$