

2. STECHIOMETRIA

Relazioni di massa nelle reazioni chimiche



©Stephen Frisch/McGraw-Hill Education



©Ken Karp/McGraw-Hill Education

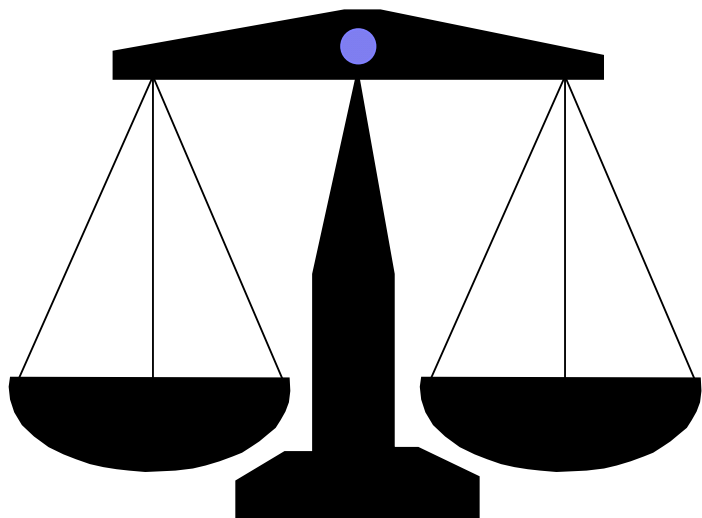
Micro mondo
atomi & molecole



Macro mondo
grammi

Massa atomica è la massa di un atomo
espressa in unità di massa atomica (uma)

Per definizione un uma pesa 1/12 della massa dell'isotopo carbonio-12, che contiene 12 particelle nucleari (6 p e 6 n).



Standard di riferimento:
1 atomo ^{12}C “pesa” 12 uma

Con questa scala

$^1\text{H} = 1.008$ uma (circa
8,4% del ^{12}C)

$^{16}\text{O} = 16.00$ uma

1 1A 1 H 1.008	2 2A	<div><div>24 Cr 52.00</div><div>Atomic number</div><div>Atomic mass</div></div>										13 3A 5 B 10.81	14 4A 6 C 12.01	15 5A 7 N 14.01	16 6A 8 O 16.00	17 7A 9 F 19.00	18 8A 2 He 4.003
3 Li 6.941	4 Be 9.012	Massa atomica media (12.01)										13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
11 Na 22.99	12 Mg 24.31	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La 138.9	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.9	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (257)	105 Ha (260)	106 Sg (263)	107 Ns (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110	111	112						

24
Cr
52.00

Atomic number

Atomic mass

Massa atomica media (12.01)



Metals

Metalloids

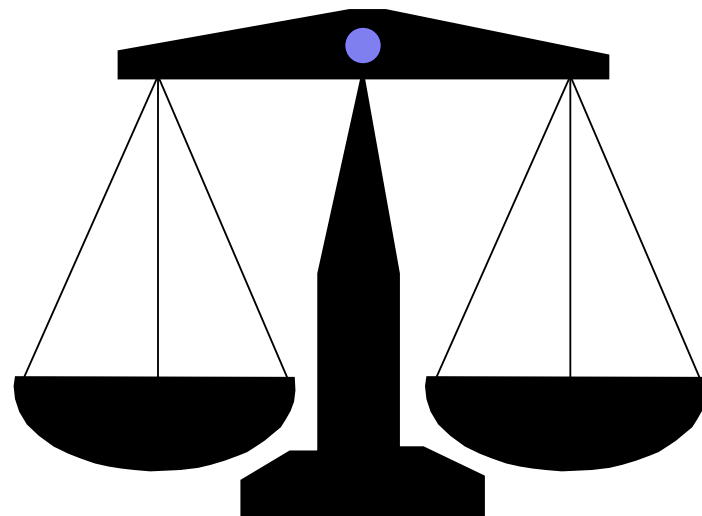
Nonmetals

58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (147)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.3	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0
90 Th 232.0	91 Pa (231)	92 U 238.0	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (249)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No (254)	103 Lr (257)

Rame naturale è:

69.09% ^{63}Cu (62.93 uma)

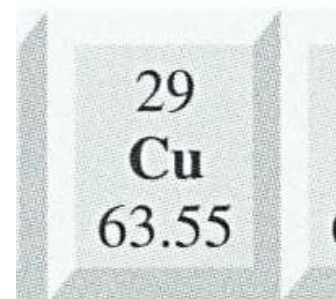
30.91% ^{65}Cu (64.9278 uma)



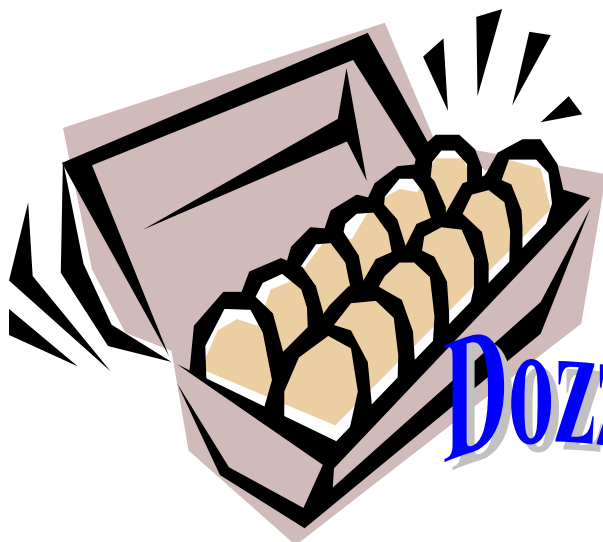
massa atomica media del rame:

$$0.69 \times 62.93 + 0.3091 \times 64.9278 = 63.55 \text{ uma}$$

Le percentuali sono state convertite in frazioni: 69.09/100 e 30.91/100 e troviamo quindi il contributo di ogni singolo isotopo.



La Mole e il numero di Avogadro



Dozzina = 12



Coppia = 2

La **mole (mol)** è la quantità di una sostanza che contiene tante unità elementari (atomi, molecole o altre particelle) quanti sono gli atomi contenuti esattamente in 12 g di ^{12}C

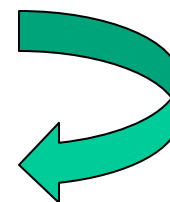
$$1 \text{ mol} = N_A = 6.0221367 \times 10^{23}$$

Numero di Avogadro (N_A)

Massa molare è la massa di 1 mole di unità (atomi o molecole) di una sostanza in grammi

1 mole atomi ^{12}C = 6.022×10^{23} atomi = 12.00 g (massa molare)

12.00 uma (massa atomica)



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

1 mole di atomi di Cu = 63.55 g di Cu

Per ogni elemento

massa molare (grammi) = massa atomica (uma)

Una mole di:

12,011 g

C



200,59 g



S

32,06 g



63,546 g



Cu

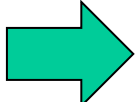
55,845 g



Fe

Conoscendo la massa molare e il numero di Avogadro possiamo ricavare il peso di un singolo atomo e quindi convertire uma in g

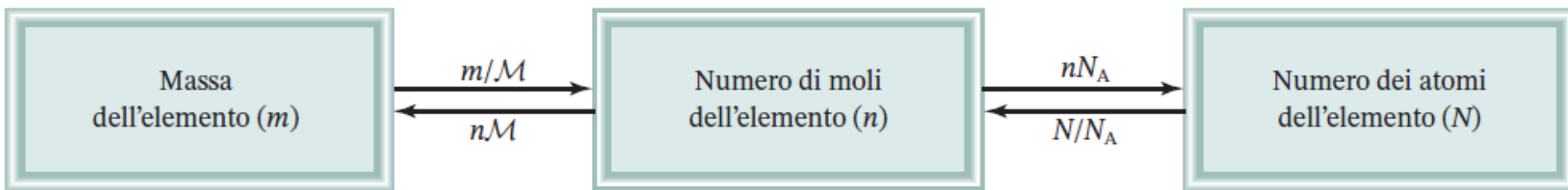
$$\frac{12.00 \text{ g}}{6.022 \times 10^{23} \text{ atomi } ^{12}\text{C}} = 1.993 \times 10^{-23} \text{ g (1 atomo } ^{12}\text{C)}$$

 **12 uma (1 atomo ^{12}C) = $1.993 \times 10^{-23} \text{ g}$**

$$1 \text{ uma} = 12\text{uma} / 1.993 \times 10^{-23} \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ uma/g}$$

Ossia

$$1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ uma}$$

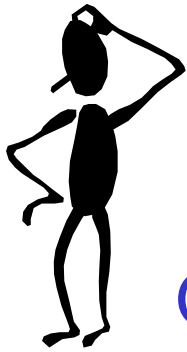


\mathcal{M} = massa molare in g/mol

N_A = numero di Avogadro

$$\frac{1 \text{ mol X}}{\text{Massa molare di X}}$$

$$\frac{1 \text{ mol X}}{6.022 \times 10^{23} \text{ X atomi}}$$



Hai capito cos'è la massa molare?

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

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

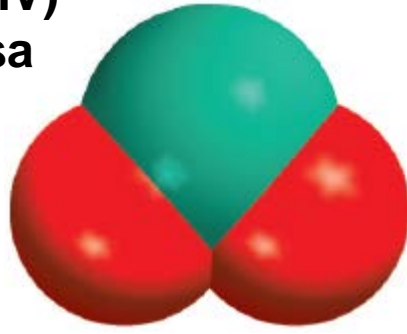
$$1 \text{ mol K} = 6.022 \times 10^{23} \text{ atomi K}$$

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

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

Massa molecolare (o peso molecolare) è la somma delle masse atomiche (in uma) in una molecola.

Diossido di zolfo (IV)
Anidride solforosa

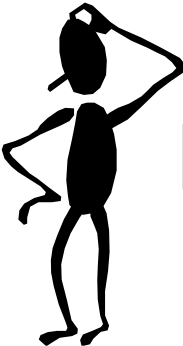


1S	32.07 uma
2O	<u>+ 2 × 16.00 uma</u>
SO ₂	64.07 uma

Per ogni molecola
massa molecolare (uma) = massa molare (grammi)

$$1 \text{ molecola SO}_2 = 64.07 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mole SO}_2 = 64.07 \text{ g}$$



Hai capito cos'è la massa molecolare?

Quanti atomi di H ci sono in 72.5 g di $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$?

$$1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8\text{O} = (3 \times 12) + (8 \times 1) + 16 = 60 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}$$

$$1 \text{ mol di molecole di } \text{C}_3\text{H}_8\text{O} = 8 \text{ mol H atomi}$$

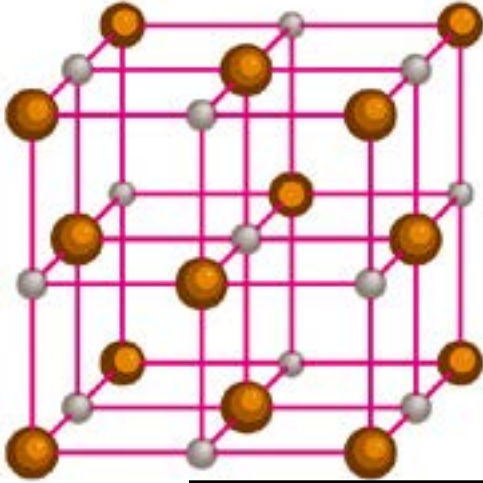
$$1 \text{ mol H} = 6.022 \times 10^{23} \text{ atomi H}$$

Grammi di composto \longrightarrow Moli di composto \longrightarrow Moli di H \longrightarrow Atomi di H

$$72.5 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}}{60 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}} \times \frac{8 \text{ mol H atomi}}{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ H atomi}}{1 \text{ mol H atomi}} =$$

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

Massa dell'unità formula è la somma delle masse degli atomi (in uma) in una unità formula di un composto ionico.

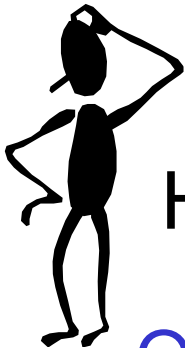


NaCl

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

Per ogni composto ionico
Massa dell'unità formula (uma) =
= massa molare (grammi)

$$1 \text{ unità formula NaCl} = 58.44 \text{ uma}$$
$$1 \text{ mole NaCl} = 58.44 \text{ g}$$



Hai capito cos'è la massa dell'unità formula?

Qual è la massa dell'unità formula di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

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

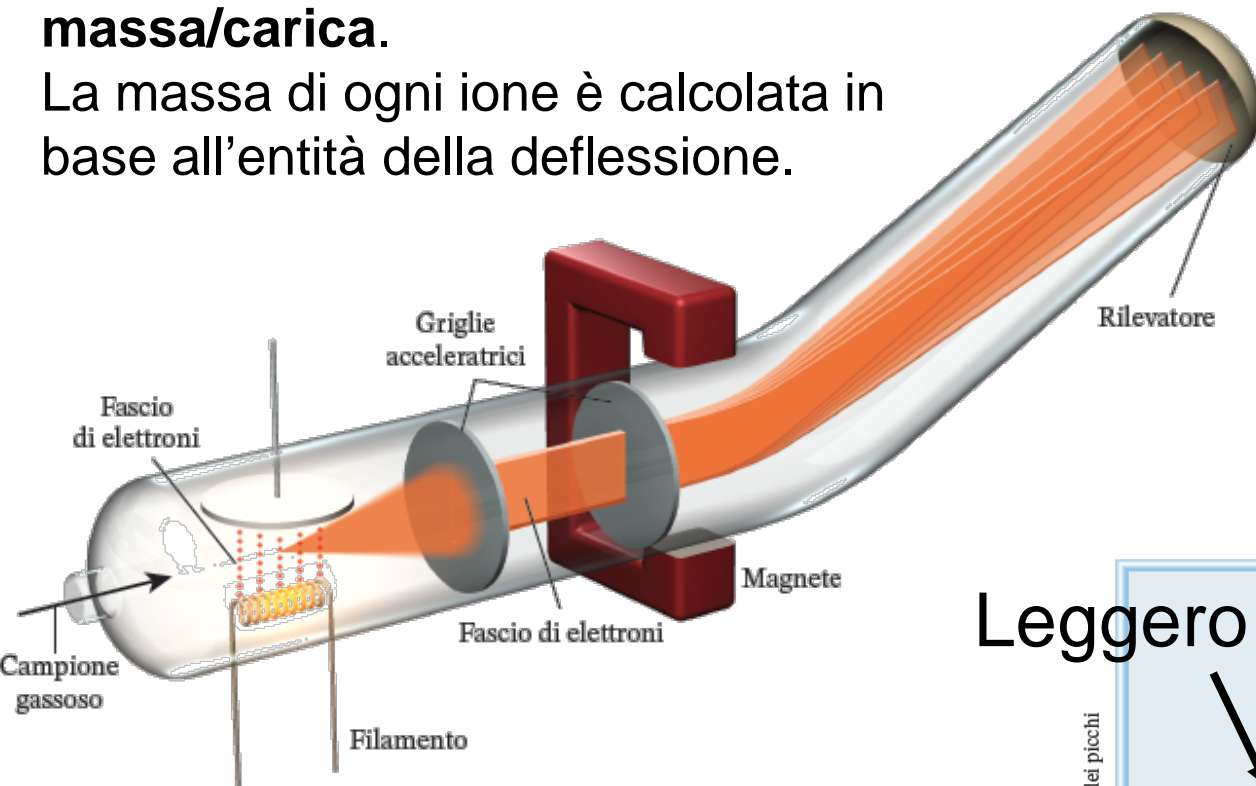
3 Ca		3×40.08
2 P		2×30.97
8 O	$+$	8×16.00
		<hr/>
		310.18 uma

Lo spettrometro di massa

Campione gassoso bombardato da fascio di e⁻, si formano ioni positivi che vengono accelerati e deviati da campo magnetico.

La deviazione dipende dal rapporto **massa/carica**.

La massa di ogni ione è calcolata in base all'entità della deflessione.

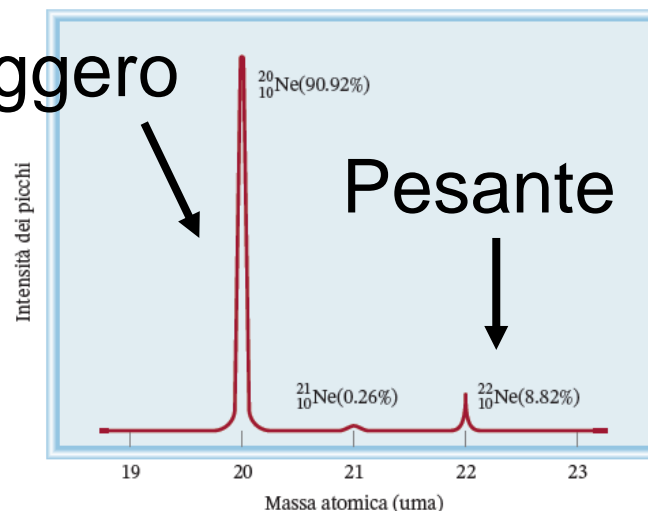


Al rivelatore, in seguito all'urto producono un segnale elettrico e la quantità di corrente sarà proporzionale al numero di ioni. In questo modo è stata anche misurata l'**abbondanza isotopica**.

$$E_c = \frac{1}{2} \times m \times v^2$$
$$v = (2 \times E_c / m)^{1/2}$$
$$F = e \times v \times H$$

$$m/e = \frac{H^2 r^2}{2V}$$

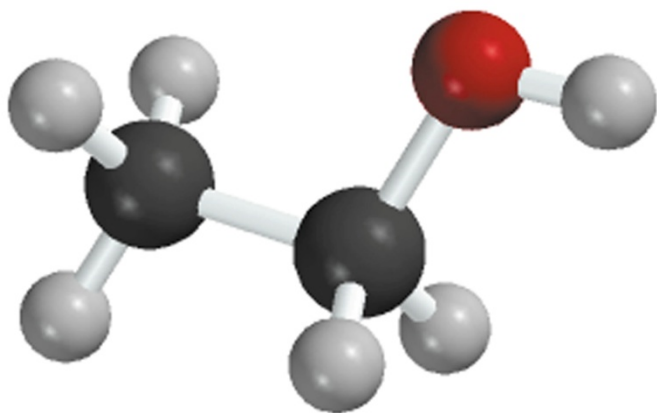
Leggero



***La composizione percentuale di un elemento
in un composto =***

$$\frac{n \times \text{massa molare elemento}}{\text{massa molare composto}} \times 100\%$$

n è il numero di moli dell'elemento in **1 mole** del composto



$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
(etanolo)

$$\%C = \frac{2 \times (12.01 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 52.14\%$$

$$\%H = \frac{6 \times (1.008 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 13.13\%$$

$$\%O = \frac{1 \times (16.00 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 34.73\%$$

$$52.14\% + 13.13\% + 34.73\% = 100.0\%$$

Composizione percentuale e formula empirica

Percentuale
in massa

Trasforma in grammi
e dividi per la massa
molare

Moli di
ogni elemento

Dividi per il valore
inferiore del numero
di moli

Rapporto molare
tra gli elementi

Riconduci gli indici
a numeri interi

Formula
empirica

Determina la formula empirica di un composto che ha la seguente composizione percentuale in massa: K 24.75%, Mn 34.77%, O 40.51%.

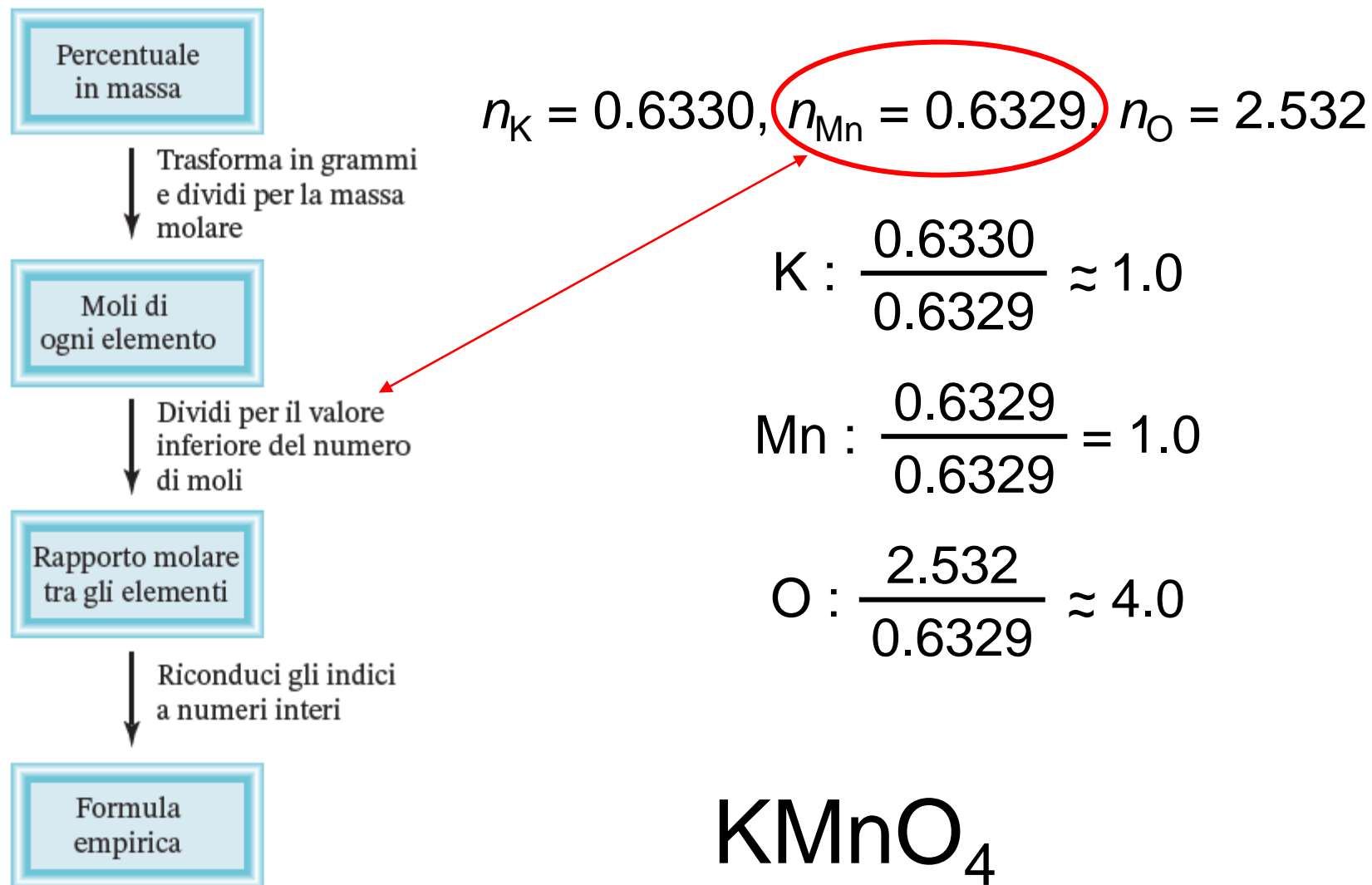
100g

$$n_K = 24.75 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ mol K}}{39.10 \text{ g K}} = 0.6330 \text{ mol K}$$

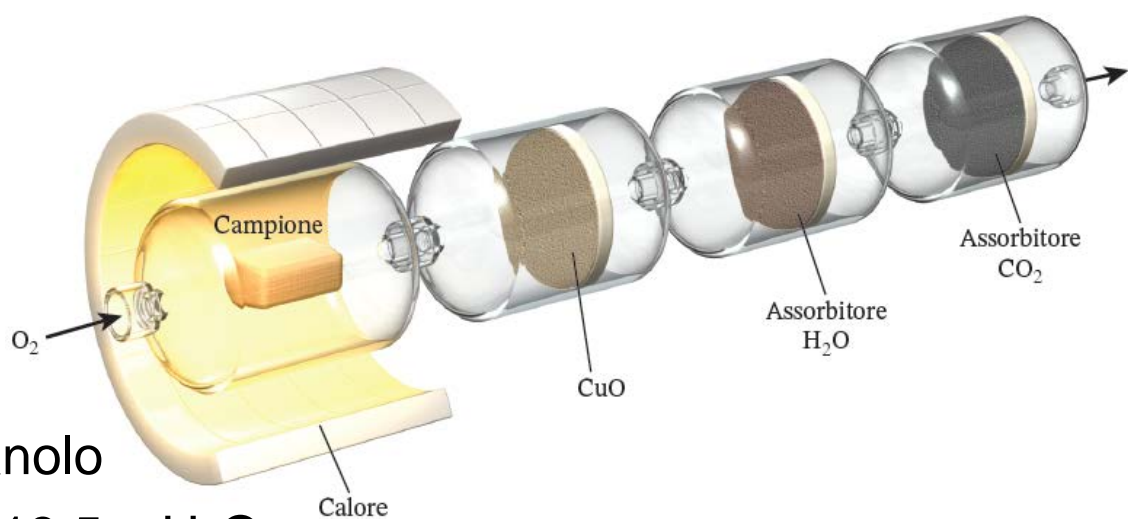
$$n_{Mn} = 34.77 \text{ g Mn} \times \frac{1 \text{ mol Mn}}{54.94 \text{ g Mn}} = 0.6329 \text{ mol Mn}$$

$$n_O = 40.51 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 2.532 \text{ mol O}$$

Composizione percentuale e formula empirica



Permanganato di potassio



Combustione 11.5 g etanolo
Si ottiene 22.0 g CO₂ e 13.5 g H₂O

g CO₂ \longrightarrow mol CO₂ \longrightarrow mol C \longrightarrow g C 6.0 g C = 0.5 mol C

g H₂O \longrightarrow mol H₂O \longrightarrow mol H \longrightarrow g H 1.5 g H = 1.5 mol H

g di O = g di campione – (g di C + g di H) 4.0 g O = 0.25 mol O

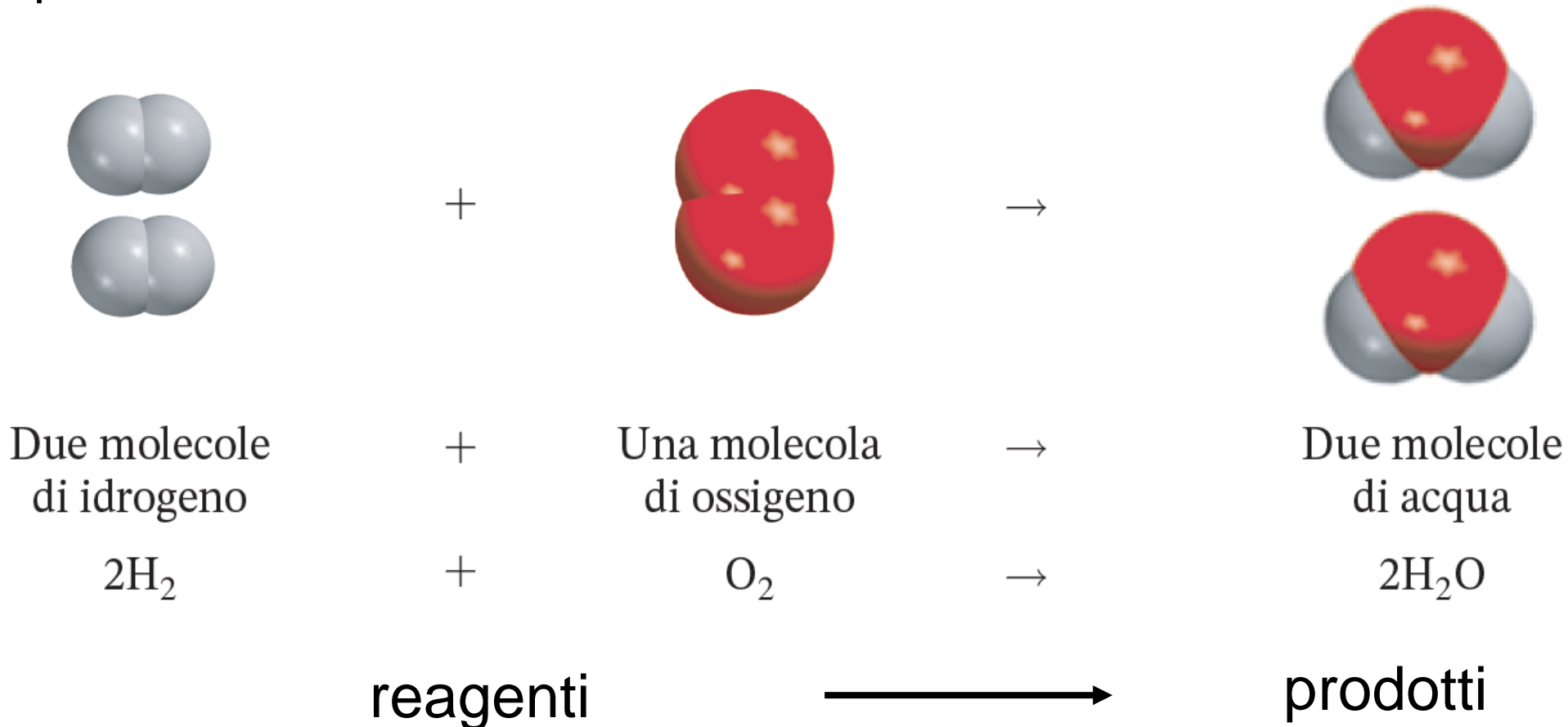
formula empirica C_{0.5}H_{1.5}O_{0.25}

Dividi per l'indice più piccolo (0.25)

formula empirica C₂H₆O

Il processo nel quale una sostanza (o più sostanze) si trasforma in una (o più) sostanza differente è detto **reazione chimica**

Una **equazione chimica** utilizza simboli chimici per mostrare quello che avviene durante una reazione chimica



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

Ma si può dire che

2 mol di Mg sono «stechiometricamente equivalenti» a 2 mol di MgO
Il rapporto molare o stechiometrico tra Mg e MgO sarà di 2:2 ossia di 1:1

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

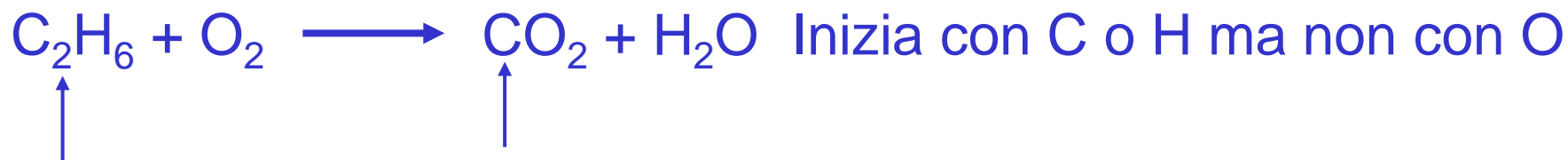


2. Cambia i numeri dinanzi alle formule chimiche (***coefficienti stechiometrici***) per ottenere lo stesso numero di atomi di ogni elemento da entrambi i lati dell'equazione. Non modificare gli indici.



Bilanciare le equazioni chimiche

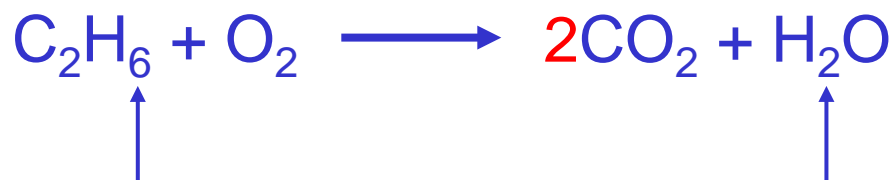
3. Inizia a bilanciare gli elementi che appaiono in una sola sostanza (nei reagenti e nei prodotti).



2 carbonio
a sinistra

1 carbonio
a destra

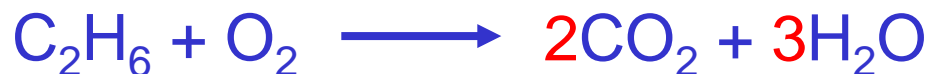
moltiplica CO_2 per 2



6 idrogeno
a sinistra

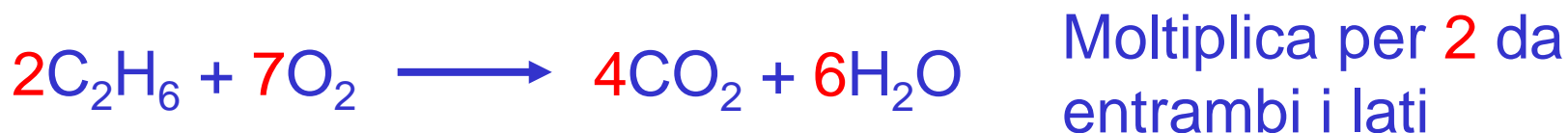
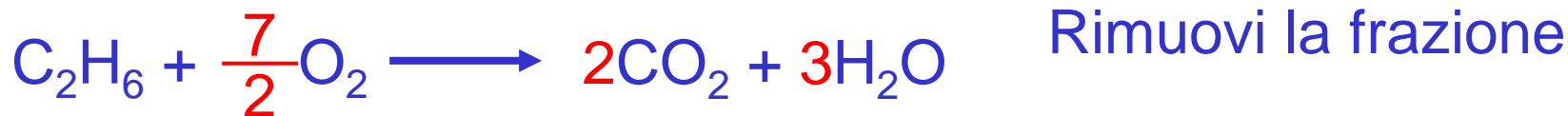
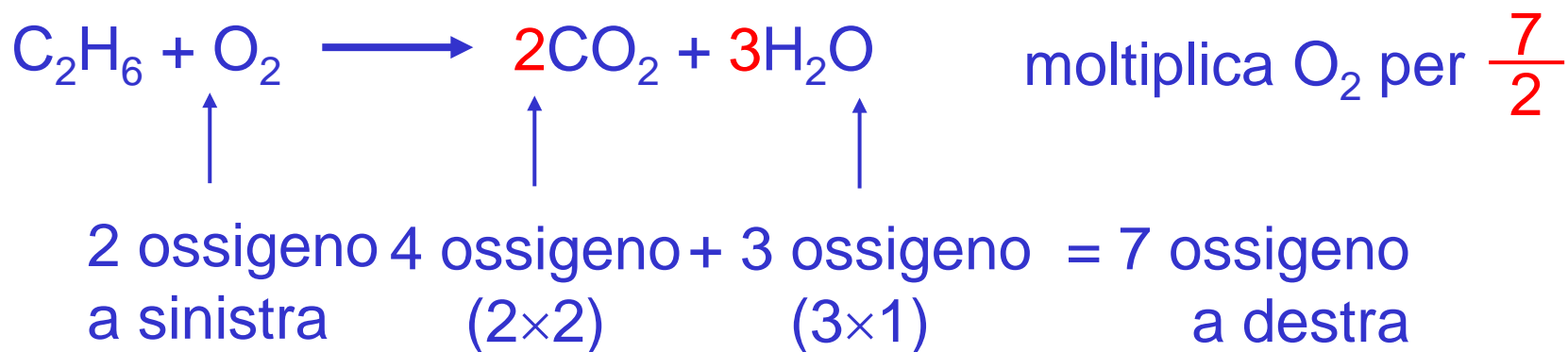
2 idrogeno
a destra

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 (2×2)

4 C

12 H (2×6)

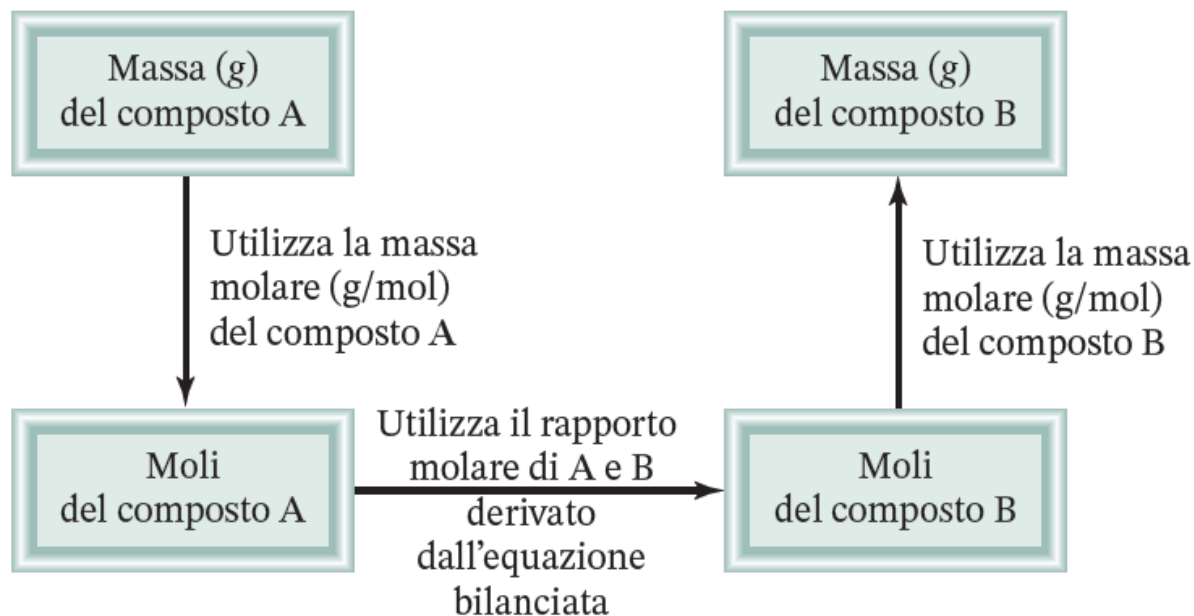
12 H (6×2)

14 O (7×2)

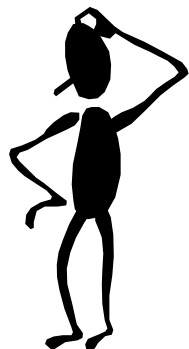
14 O ($4 \times 2 + 6$)

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

Quantità di Reagenti e Prodotti



1. Scrivi l'equazione chimica bilanciata
2. Trasforma in moli le quantità note di sostanze
3. Utilizza i coefficienti dell'equazione chimica bilanciata per calcolare il numero di moli delle sostanze in quantità non nota
4. Trasforma le moli delle sostanze nelle unità richieste



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

$$\text{moli CH}_3\text{OH} = 209 \text{ g CH}_3\text{OH} \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32.0 \text{ g CH}_3\text{OH}} = 6,5$$

1:2

$$\text{moli H}_2\text{O} = 6,5 \text{ mol CH}_3\text{OH} \times (2) \longrightarrow 2 \text{ moli CH}_3\text{OH} / 4 \text{ moli H}_2\text{O}$$

$$13,06 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{18.0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 235 \text{ g H}_2\text{O}$$

Reagente limitante

Il reagente limitante determina la formazione della minore quantità possibile di prodotto

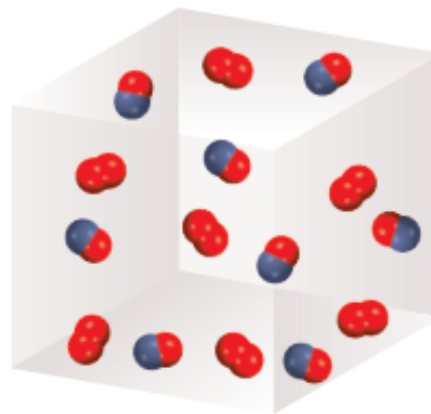


NO è il reagente limitante

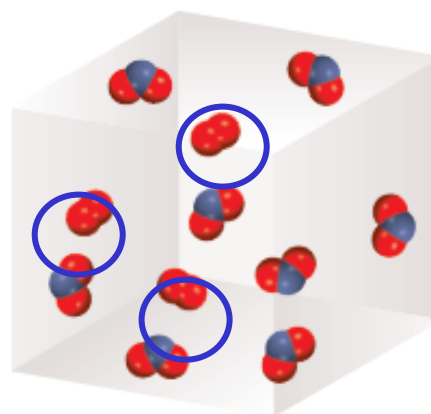
O₂ è il reagente in eccesso

Una volta consumato tutto il reagente limitante, non si può formare altro prodotto

Prima dell'inizio della reazione



8moli NO
7moli O₂

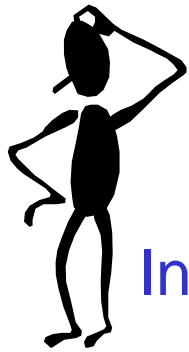


~~8moli NO~~

3moli O₂

Dopo il completamento della reazione





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

O

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

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

Inizia con 124 g Al \longrightarrow Necessiti di 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.



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



Si formano 234 g di Al_2O_3
E rimangono 234 g di Fe_2O_3 che è il
reagente in eccesso

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.

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

STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI



STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI



Una **soluzione** è una miscela omogenea di 2 o più sostanze

Il **soluto** è (sono) la (e) sostanza (e) presente (i) in minor quantità

Il **solvente** è la sostanza presente in maggiore quantità

Tabella 10.1 Tipi di soluzioni

Soluto	Solvente	Stato della soluzione risultante	Esempi
Gas	Gas	Gas	Aria
Gas	Liquido	Liquido	Seltz (CO_2 in acqua)
Gas	Solido	Solido	H_2 gassoso in palladio
Liquido	Liquido	Liquido	Etanolo in acqua
Solido	Liquido	Liquido	NaCl in acqua
Solido	Solido	Solido	Ottone (Cu/Zn), lega per saldare (Sn/Pb)

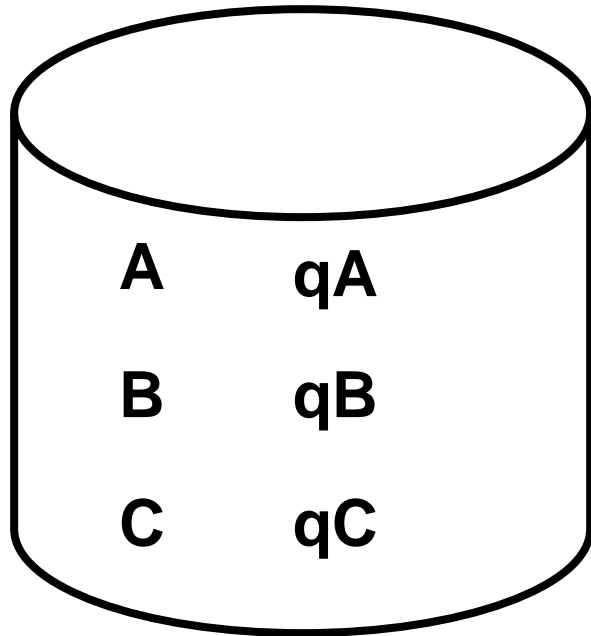


STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI



COMPOSIZIONE PERCENTUALE

$$\% \text{ in peso di A} = qA / q_t \cdot 100$$



$$q_t = qA + qB + qC$$

%

peso

moli

atomi

STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI



DENSITA'

Indica il peso di una mole di soluzione

$$d = m/V = \text{g/ml oppure kg/l}$$

Abbiamo una soluzione al 20% in peso di acido solforico ($d=1,12\text{g/ml}$)

➤ Quanti g di soluzione occorre prendere per avere 450g di acido?

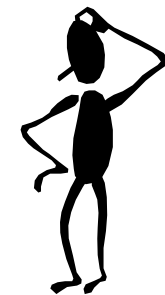
100g {
20g soluto (H_2SO_4)
80g solvente (H_2O)

$$\% \text{ in peso di A} = qA/qt * 100$$

$$qt = \frac{q \text{ H}_2\text{SO}_4}{\% \text{ H}_2\text{SO}_4} \times 100 = \frac{450 \times 100}{20} = 2.250\text{g}$$

STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI

Abbiamo una soluzione al 20% in peso di acido solforico ($d=1,12\text{g/ml}$)



100g $\left\{ \begin{array}{l} 20\text{g soluto (H}_2\text{SO}_4\text{)} \\ 80\text{g solvente (H}_2\text{O)} \end{array} \right.$

➤ Il Volume della stessa soluzione che contiene $1,8 \times 10^{-2}$ moli di acido ?

mol acido \longrightarrow g acido \longrightarrow g di soluzione \longrightarrow V di soluzione

$$\text{g acido} = n \times \text{P.M.} = 1,8 \times 10^{-2} \times 98 = 1,76\text{g}$$

$$\text{g di soluzione} = \frac{1,76\text{g}}{20} \times 100 = 8,8\text{g}$$

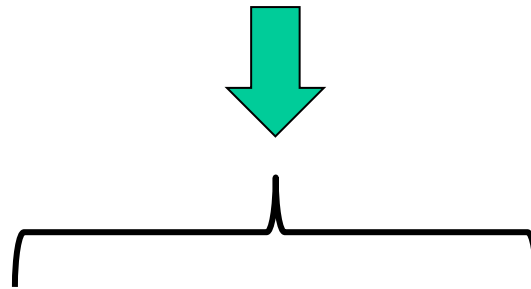
$$d = m/V = \text{g/ml} \quad \longrightarrow \quad V = m/d = 8,8/1,12 = 7,85\text{ml}$$

STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI



COMPOSIZIONE DELLE SOLUZIONI

La **concentrazione** di una soluzione è la quantità di soluto presente in una determinata quantità di solvente o di soluzione.



MOLARITA'

MOLALITA'

STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI



MOLARITA' (M)

$$M = \frac{\text{moli di soluto}}{1 \text{ l di soluzione}}$$

$$M = \frac{n}{V}$$

Non rappresenta le moli effettivamente presenti nel volume di soluzione in esame, ma il numero di moli che sarebbero presenti se si avesse 1 l di quella soluzione

$$n = V (l) * M$$

Possiamo risalire al numero di moli presenti in un volume V

$$V (l) = n / M$$

Possiamo risalire a Volume che contiene quel determinato numero di moli n

STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI



MOLARITA' (M)



- Calcolare la M di una soluzione di acido cloridrico (HCl) ottenuta aggiungendo **2,15g di HCl** a **250ml di H₂O** (si trascuri la variazione di volume)

$$\text{g} \longrightarrow \text{moli} \quad \text{PM} \quad \longrightarrow \quad 2,15/36,5 = 5,89 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$M = \frac{5,89 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{250 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 0,236 \text{ mol/l}$$

ml \longrightarrow l

STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI



MOLARITA' (M)



Quale massa di KI è necessaria per preparare 500 mL di una soluzione di KI 2.80 M?

volume di una soluzione di KI $\xrightarrow{M_{KI}}$ moli di KI $\xrightarrow{PM_{KI}}$ grammi di KI

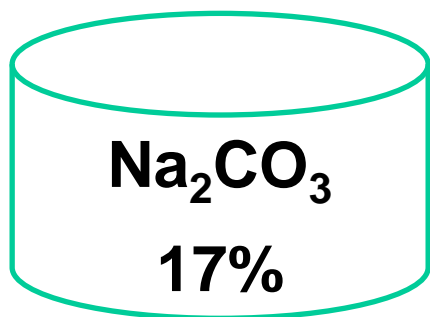
$$500 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{2.80 \text{ mol KI}}{1 \text{ L solz}} \times \frac{166 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}} = 232 \text{ g KI}$$

STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI

RELAZIONE TRA PERCENTUALE IN PESO E MOLARITA' (M)



Calcolare la M di una soluzione contenente carbonato di sodio al 17% in peso con $d=1,08$ g/ml



$$M = \frac{\% \cdot d}{\text{PM (del soluto)}} \cdot 10$$

$$M = \frac{17 \cdot 1,08}{106} \cdot 10 = 1,73 \text{ mol/l}$$

STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI

RELAZIONE TRA PERCENTUALE IN PESO E MOLARITA' (M)

■ M → G di 1 l di soluzione

$$\text{g della soluzione} = d \cdot 1000 \text{ ml} \quad (\text{g H}_2\text{O} + \text{g NaCO}_3)$$

$$\text{■ g soluto} = \text{g soluzione} \cdot \frac{\%}{100}$$

$$\text{g soluto} = d \cdot 1000 \text{ ml} \cdot \frac{\%}{100}$$

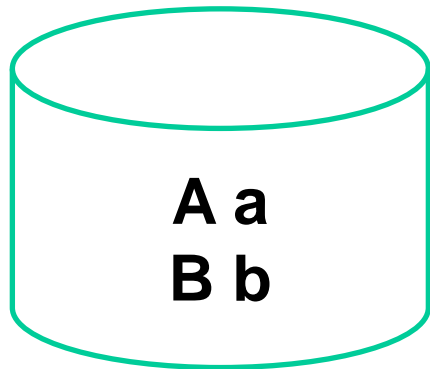
$$\text{■ } M = \frac{\text{g soluto}}{\text{PM}} = \frac{d \cdot \cancel{1000} \text{ ml} \cdot \%}{\text{PM} \cdot \cancel{100}}$$

STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI



MOLALITA' (m)

$$m = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{Kg di solvente}}$$



$$m = \frac{a/\text{PM}}{b/1000} = \frac{a}{\text{PM} \cdot b} \cdot 1000$$

STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI

MOLALITA' (m)



$$m = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{Kg di solvente}} \quad \rightarrow \quad \frac{a}{\text{PM} \cdot b} \cdot 1000$$



Abbiamo una soluzione di cromato di potassio al 5,5%. Calcola la molalità

{	K_2CrO_4	5,5g	$m =$	$\frac{5,5}{194 \cdot 94,5}$	$\cdot 1000 =$	0,3 mol/Kg
	H_2O	94,5g				

STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI



MOLALITA' (m) \leftrightarrow MOLARITA' (M) *Occorre la densità*



Qual è la molalità di una soluzione 5.86 M di etanolo ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) la cui densità è 0.927 g/mL?

Assumiamo 1 L di soluzione:

5.86 moli di etanolo = 270 g di etanolo

927 g di soluzione ($1000 \text{ mL} \times 0.927 \text{ g/mL}$)

Massa del solvente = massa della soluzione – massa del soluto

$$= 927 \text{ g} - 270 \text{ g} = 657 \text{ g} = 0.657 \text{ kg}$$

$$m = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{massa del solvente (kg)}} = \frac{5.86 \text{ moli } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}{0.657 \text{ kg di solvente}} = 8.92 \text{ mol/Kg}$$

STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI



MOLALITA' (m) \leftrightarrow MOLARITA' (M)



Qual è la molarità M di una soluzione 0,28 mol/Kg di $\text{Al}(\text{HCO}_3)_3$ con densità 1,02 g/ml?

Devo risalire alla massa della
soluzione E
al V della soluzione

g H_2O (1000)
g soluto

$$\text{g soluto} = n \cdot \text{PM} = 0,28 \cdot 210 = 58,8\text{g}$$

$$\text{m soluzione} = 1000\text{g} + 58,8\text{g} = 1058,8\text{g}$$

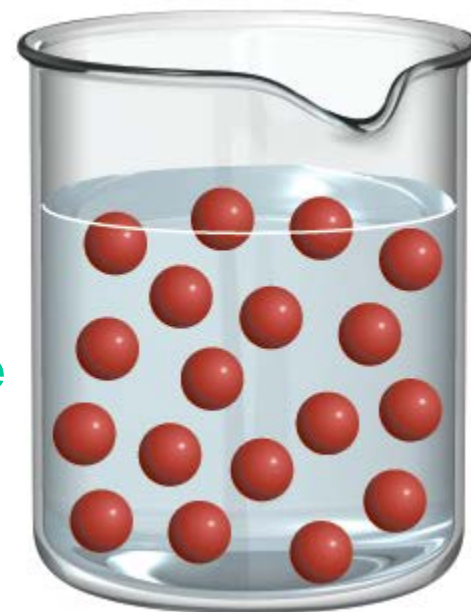
$$V = m / d = 1058,8\text{g} / 1,02 = 1,038 \text{ l}$$

$$\text{M} = 0,28 / 1,038\text{l} = 0,27 \text{ mol/l}$$

STECIOMETRIA NELLE SOLUZIONI



La *diluizione* è il procedimento per preparare una soluzione meno concentrata da una soluzione più concentrata.



Diluizione
→
Aggiungi Solvente

**Moli di soluto
prima della diluizione (i)**

=

**Moli di soluto
dopo la diluizione (f)**

$$M_i V_i$$

=

$$M_f V_f$$