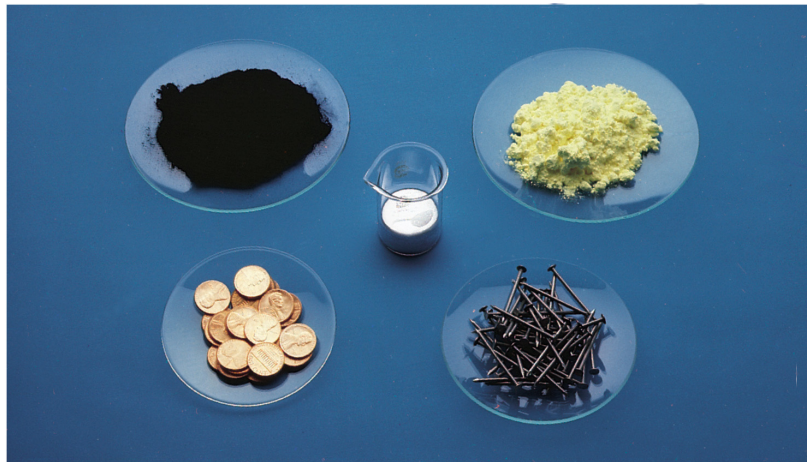


Relazioni di massa nelle reazioni chimiche

Capitolo 3

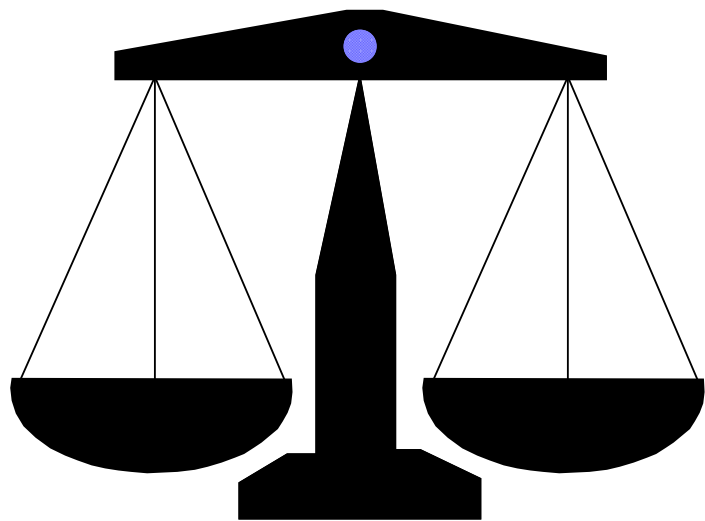


Micro mondo
atomi & molecole



Macro mondo
grammi

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



Per definizione:
1 atomo ^{12}C “pesa” 12 uma

Con questa scala

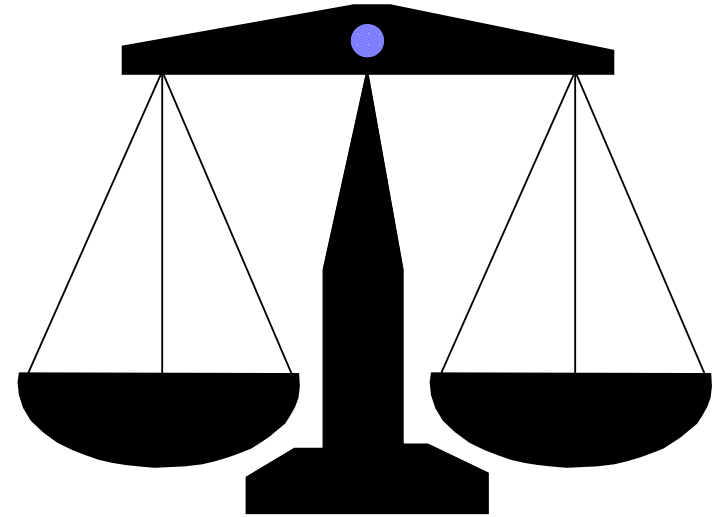
$^1\text{H} = 1.008$ uma

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

Litio naturale è:

7.42% ${}^6\text{Li}$ (6.015 uma)

92.58% ${}^7\text{Li}$ (7.016 uma)



massa atomica media del litio:

$$\frac{7.42 \times 6.015 + 92.58 \times 7.016}{100} = 6.941 \text{ uma}$$

1 1A H 1.008	2 2A He 4.003											13 3A B 10.81	14 4A C 12.01	15 5A N 14.01	16 6A O 16.00	17 7A F 19.00	18 8A Ne 20.18
3 Li 6.941	4 2A Be 9.012											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 Sc 44.96	4 4B Ti 47.88	5 5B V 50.94	6 6B Cr 52.00	7 7B Mn 54.94	8 8B Fe 55.85	9 8B Co 58.93	10 8B Ni 58.69	11 1B Cu 63.55	12 2B Zn 65.39	13 Ga 69.72	14 Ge 72.59	15 As 74.92	16 Se 78.96	17 Br 79.90	18 Kr 83.80
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						

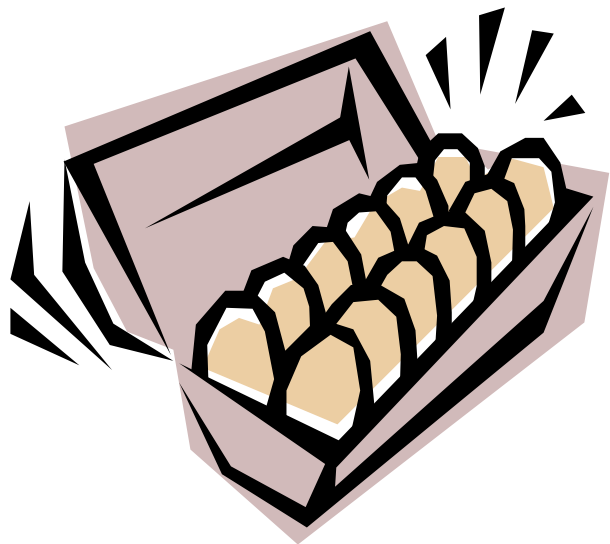
24 — Atomic number
Cr
 52.00 — Atomic mass

Massa atomica media (6.941)

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)

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 of uova
scarpe
marmi
atomi in grammi

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

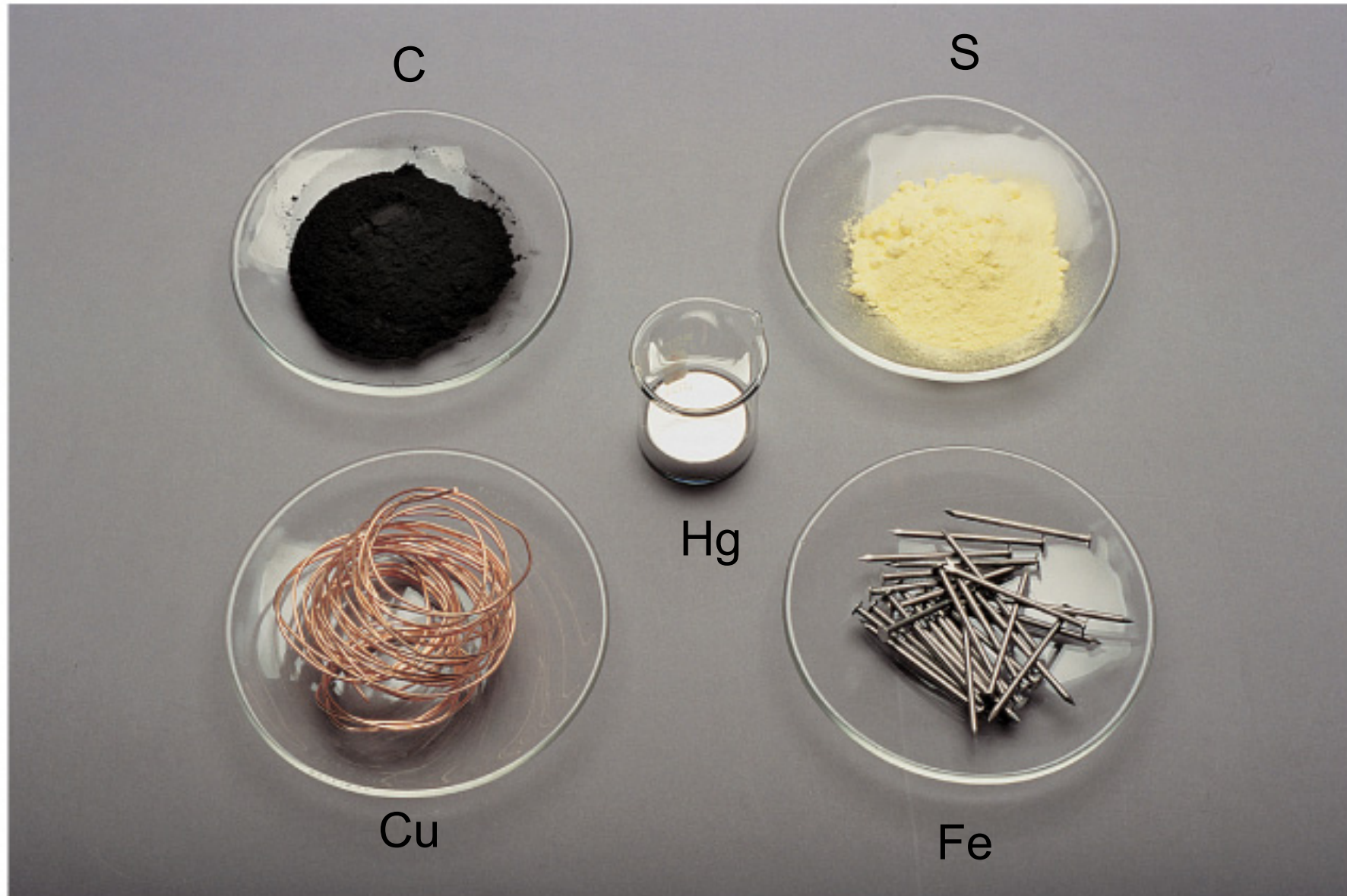
$$1 \text{ atomo } ^{12}\text{C} = 12.00 \text{ uma}$$

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

$$1 \text{ mole atomi litio} = 6.941 \text{ g di Li}$$

Per ogni elemento
massa atomica (uma) = massa molare (grammi)

Una mole di:



$$\frac{1 \text{ atomo } ^{12}\text{C}}{12.00 \text{ uma}} \times \frac{12.00 \text{ g}}{6.022 \times 10^{23} \text{ atomi } ^{12}\text{C}} = \frac{1.66 \times 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ uma}}$$

$$1 \text{ uma} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g} \quad \text{o} \quad 1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ uma}$$

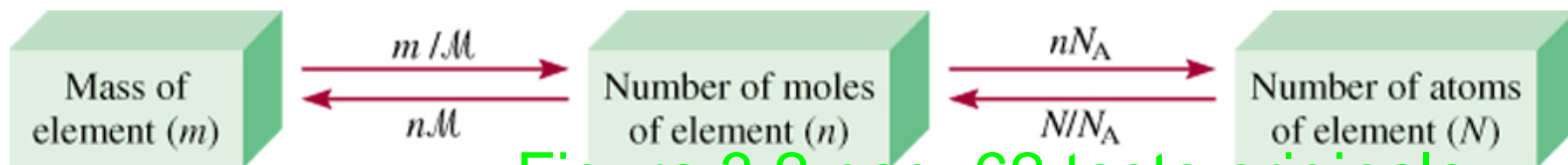
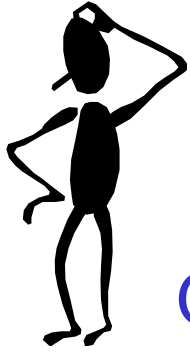


Figura 3.2 pag. 62 testo originale

M = massa molare in g/mol

N_A = numero di Avogadro



Hai capito cos'è la massa molare?

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

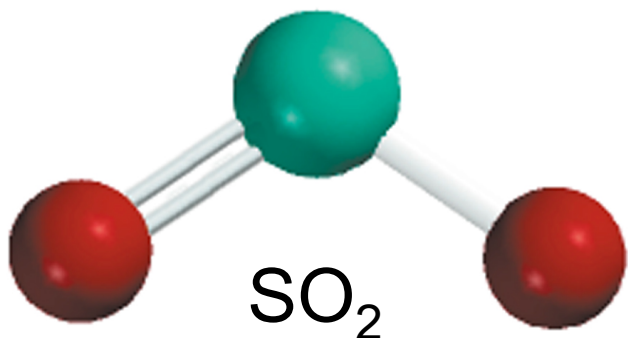
$$1 \text{ mol K} = 39.10 \text{ g K}$$

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

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

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

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

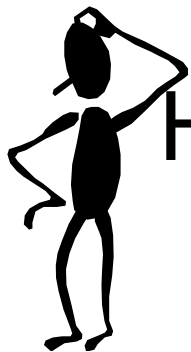


$$\begin{array}{r} 1\text{S} \qquad 32.07 \text{ uma} \\ 2\text{O} \quad \underline{+ 2 \times 16.00 \text{ uma}} \\ \text{SO}_2 \qquad 64.07 \text{ uma} \end{array}$$

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

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

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



Hai capito cos'è la massa molecolare?

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

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

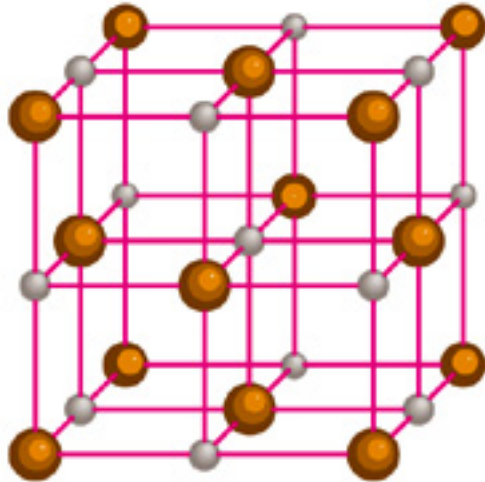
$$1 \text{ mol di molecole di } C_3H_8O = 8 \text{ mol H atomi}$$

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

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

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

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

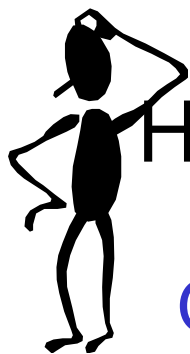


	1Na	22.99 uma
NaCl	1Cl	<u>+ 35.45 uma</u>
	NaCl	58.44 uma

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

1 unità formula NaCl = 58.44 uma

1 mole NaCl = 58.44 g NaCl



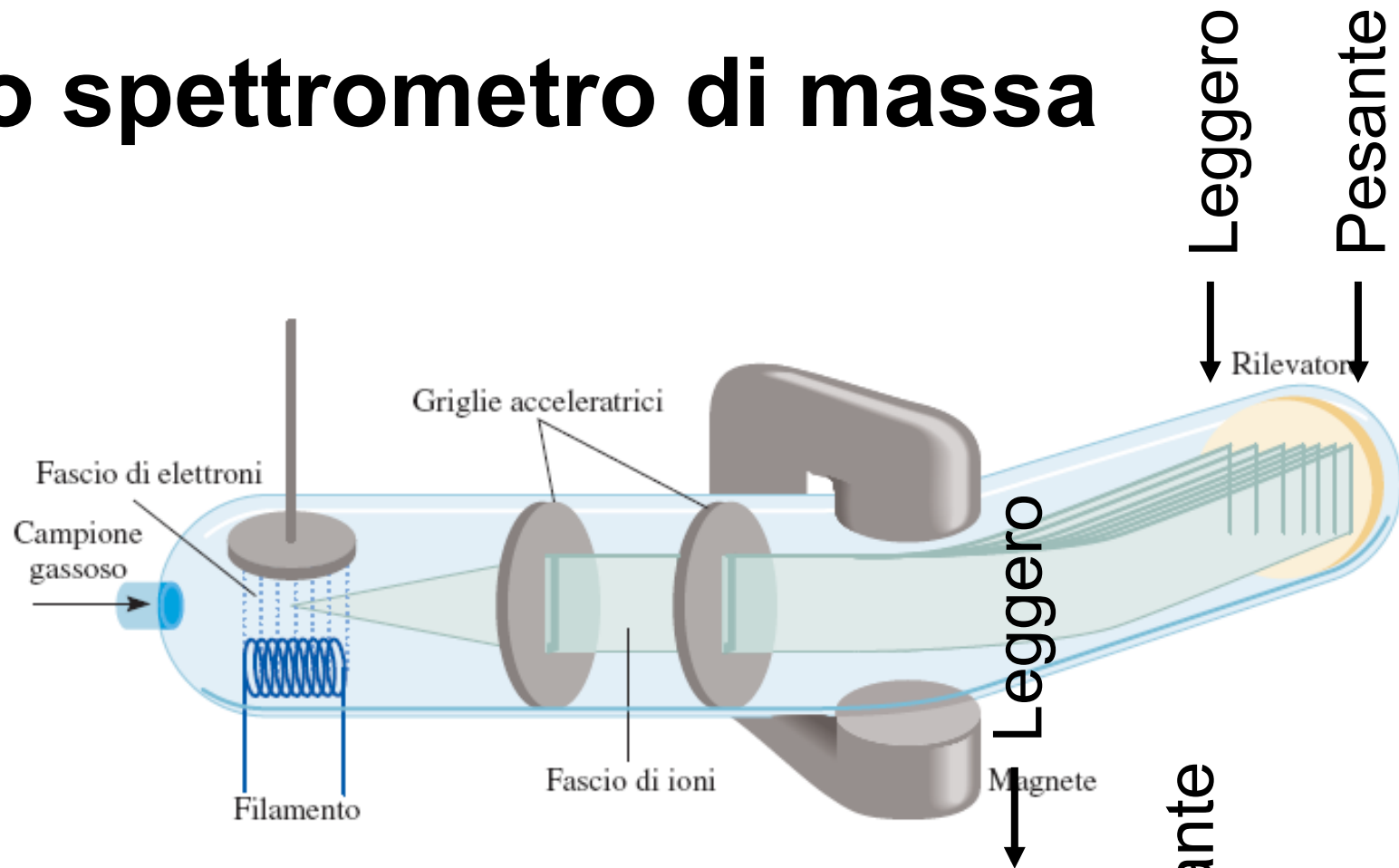
Hai capito cos'è la massa dell'unità formula?

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

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

$$\begin{array}{r} 3 \text{ Ca} \quad 3 \times 40.08 \\ 2 \text{ P} \quad 2 \times 30.97 \\ 8 \text{ O} \quad + \quad 8 \times 16.00 \\ \hline 310.18 \text{ uma} \end{array}$$

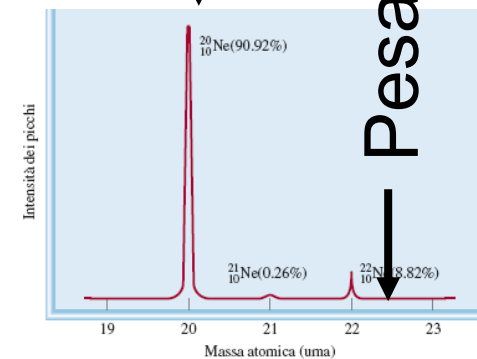
Lo spettrometro di massa



$$KE = 1/2 \times m \times v^2$$

$$v = (2 \times KE/m)^{1/2}$$

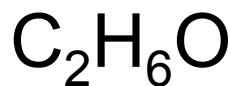
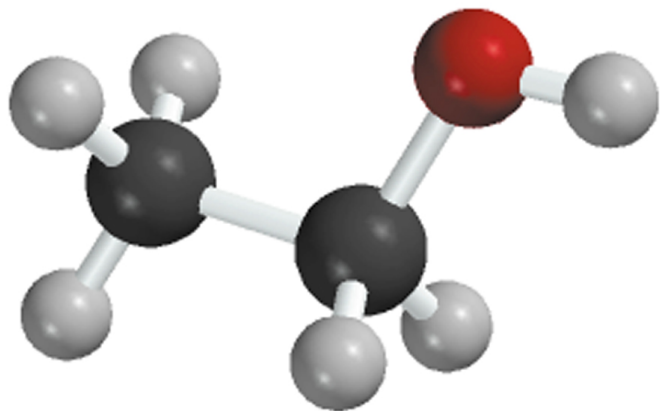
$$F = q \times v \times B$$



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



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

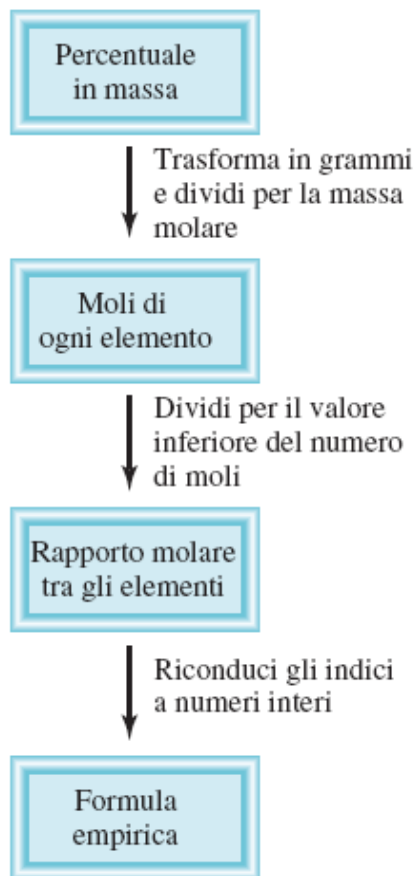
$$\%H = \frac{6 \times (1.008 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 13.13\%$$

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

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

Composizione percentuale e formula empirica

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



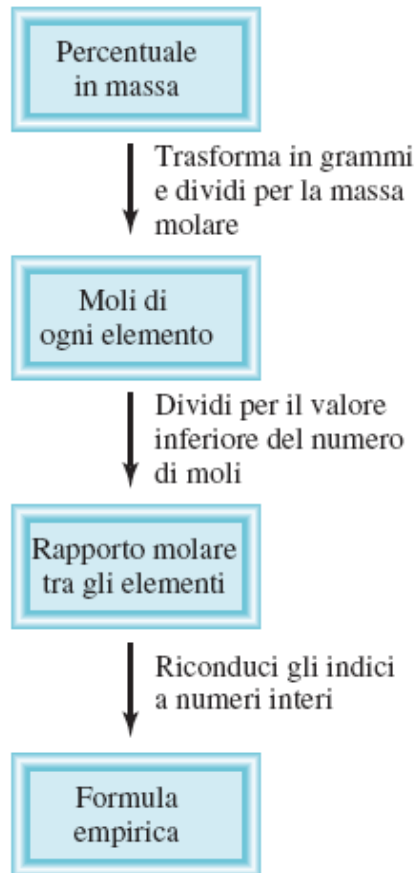
$$n_{\text{K}} = 24.75 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ mol K}}{39.10 \text{ g K}} = 0.6330 \text{ mol K}$$

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

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

Composizione percentuale e formula empirica

$$n_{\text{K}} = 0.6330, n_{\text{Mn}} = 0.6329, n_{\text{O}} = 2.532$$

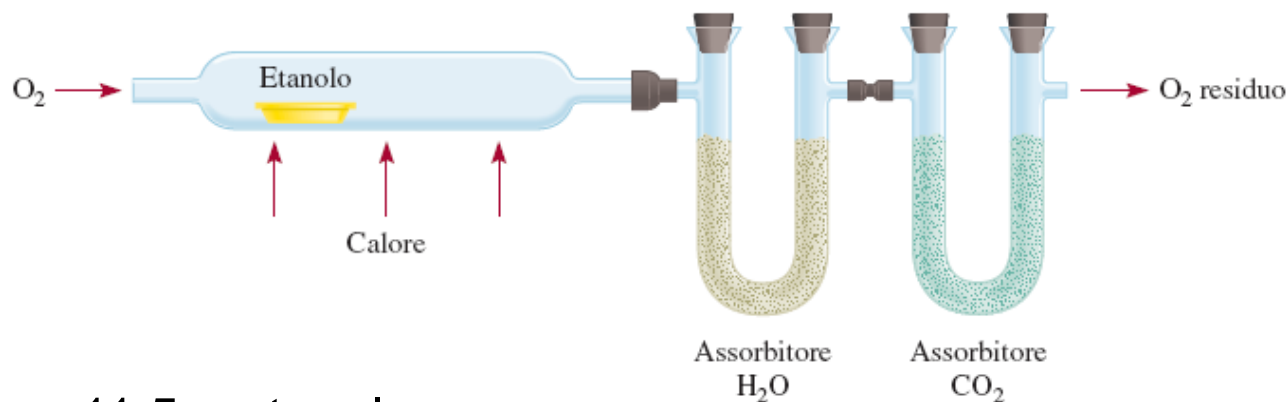


$$\text{K} : \frac{0.6330}{0.6329} \approx 1.0$$

$$\text{Mn} : \frac{0.6329}{0.6329} = 1.0$$

$$\text{O} : \frac{2.532}{0.6329} \approx 4.0$$





Combustione 11.5 g etanolo

Si ottiene 22.0 g CO₂ e 13.5 g H₂O

g CO₂ → mol CO₂ → mol C → g C 6.0 g C = 0.5 mol C

g H₂O → mol H₂O → mol H → g H 1.5 g H = 1.5 mol H

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

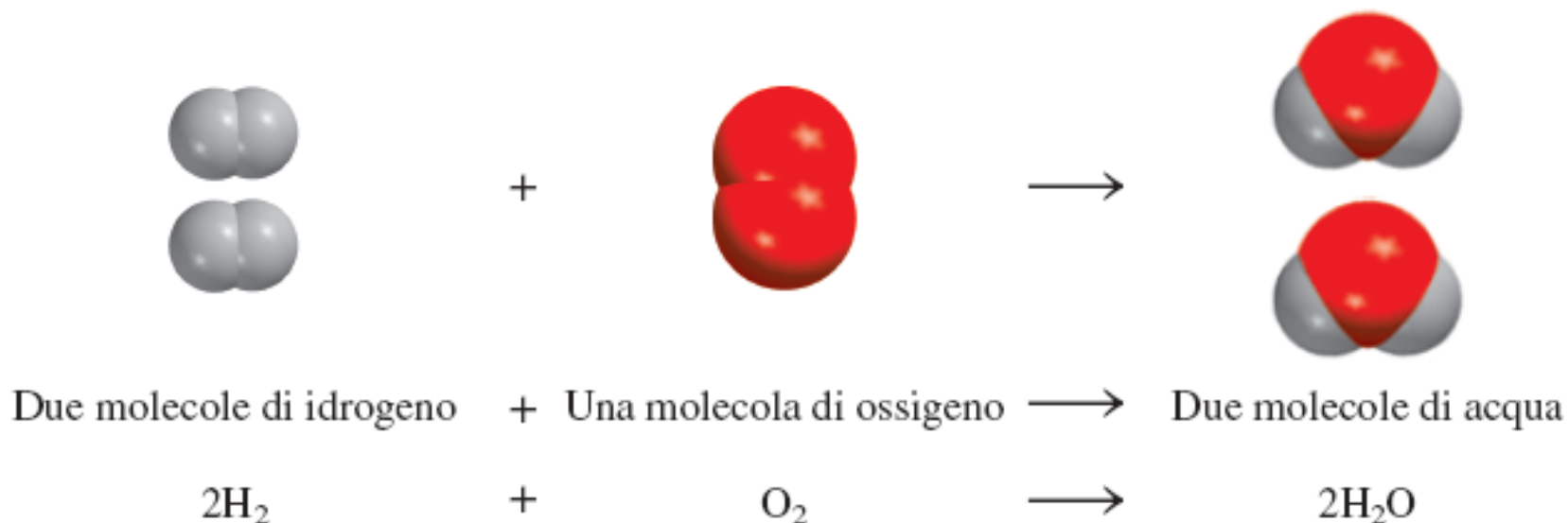
formula empirica C_{0.5}H_{1.5}O_{0.25}

Dividi per l'indice più piccolo (0.25)

formula empirica C₂H₆O

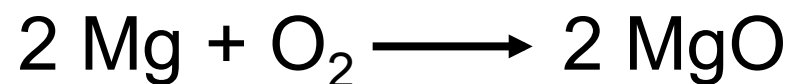
Il processo nel quale una sostanza (o più sostanze) si trasforma in una (o più) sostanza differente è detto **reazione chimica**

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



reagenti → prodotti

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

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.



2 carbonio
a sinistra

1 carbonio
a destra

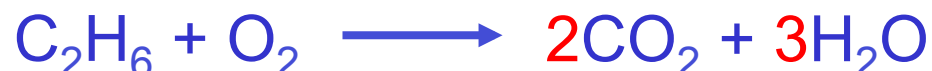
moltiplica CO_2 per 2



6 idrogeno
a sinistra

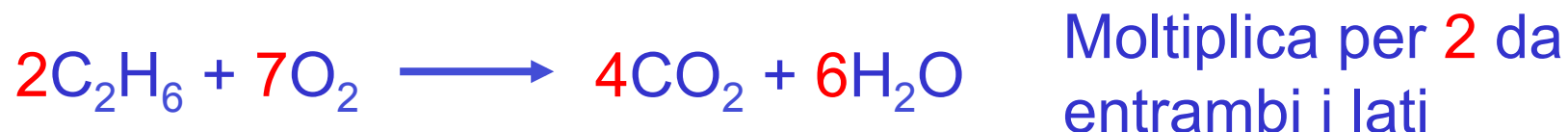
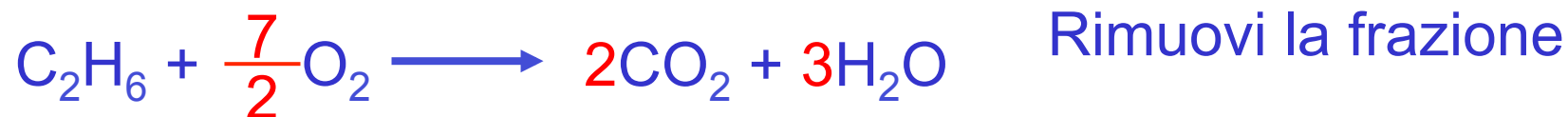
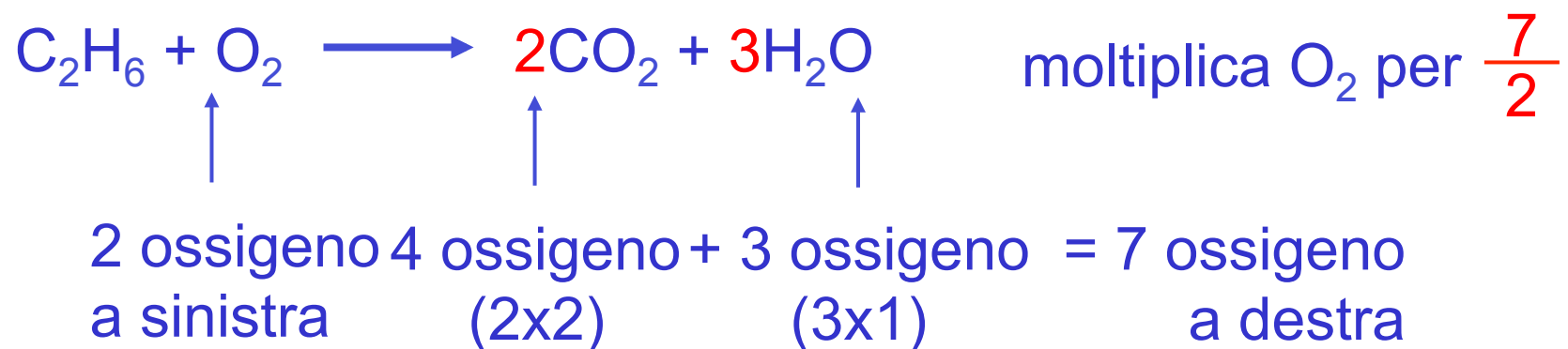
2 idrogeno
a destra

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)

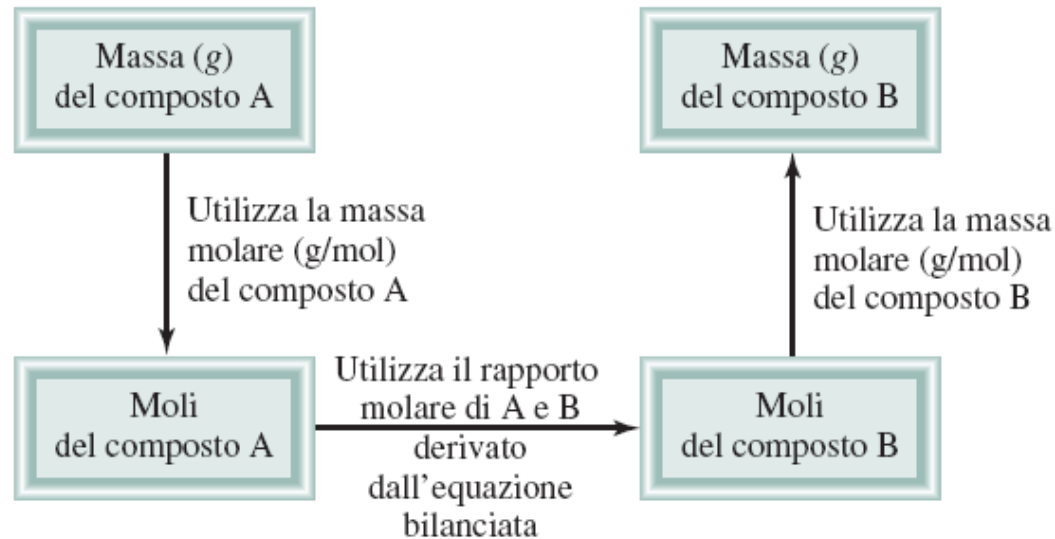
12 H (6 x 2)

14 O (7 x 2)

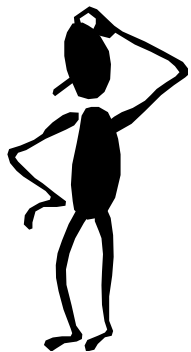
14 O (4 x 2 + 6)

<u>Reagenti</u>	<u>Prodotti</u>
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

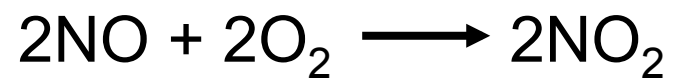
coefficienti
equazione chimica

massa molare
 H_2O

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

235 g H_2O

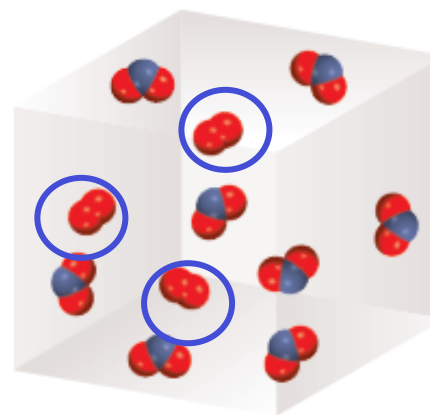
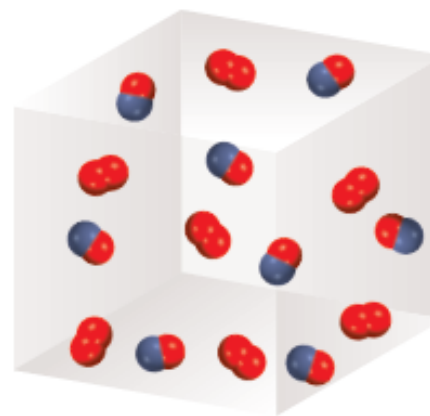
Reagente limitante



NO è il reagente limitante

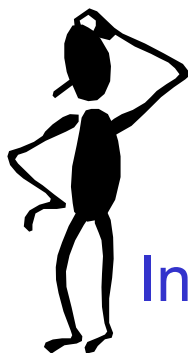
O₂ è il reagente in eccesso

Prima dell'inizio della reazione



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

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

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.



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



Resa di una reazione

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

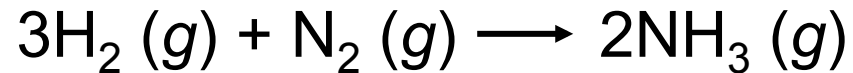
Resa effettiva quantità di prodotto effettivamente ottenuta dalla reazione.

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

Chimica in azione: fertilizzanti chimici



Le piante necessitano di: N, P, K, Ca, S, & Mg



FLUORAPATITE

