

# Relazioni di massa nelle reazioni chimiche

## *Capitolo 3*

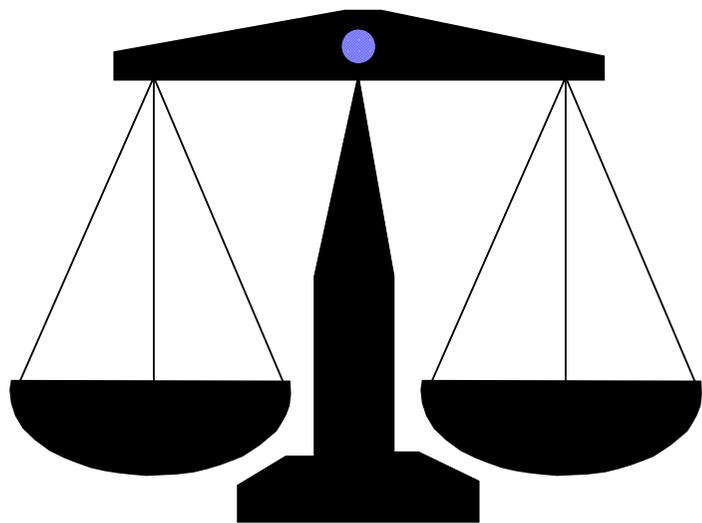


Micro mondo  
atomi & molecole



Macro mondo  
grammi

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



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

Con questa scala

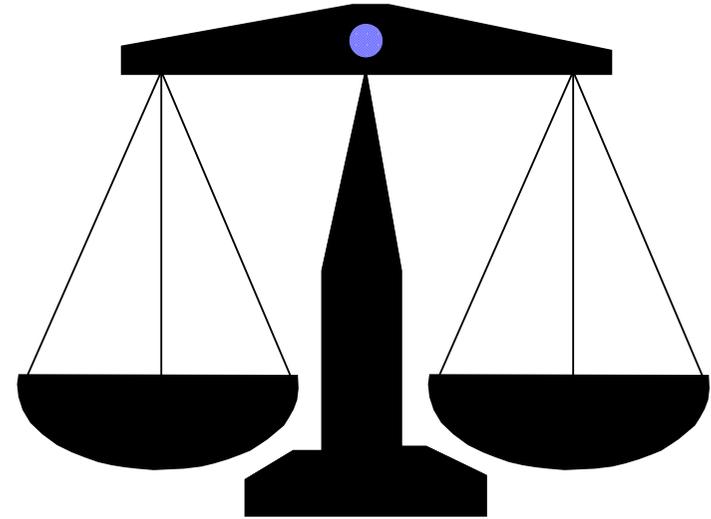
$^1\text{H} = 1.008$  uma

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

Litio naturale è:

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

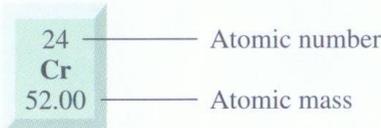
92.58%  ${}^7\text{Li}$  (7.016 uma)



***massa atomica media del litio:***

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

|                              |                               |                               |                               |                              |                               |                               |                               |                               |                                |                                |                                |                               |                               |                               |                               |                               |                                |
|------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|
| 1<br>1A<br><b>H</b><br>1.008 | 2<br>2A<br><b>He</b><br>4.003 |                               |                               |                              |                               |                               |                               |                               |                                |                                |                                | 13<br>3A<br><b>B</b><br>10.81 | 14<br>4A<br><b>C</b><br>12.01 | 15<br>5A<br><b>N</b><br>14.01 | 16<br>6A<br><b>O</b><br>16.00 | 17<br>7A<br><b>F</b><br>19.00 | 18<br>8A<br><b>Ne</b><br>20.18 |
| 3<br><b>Li</b><br>6.941      | 4<br>2A<br><b>Be</b><br>9.012 | 3<br>3B<br><b>Sc</b><br>44.96 | 4<br>4B<br><b>Ti</b><br>47.88 | 5<br>5B<br><b>V</b><br>50.94 | 6<br>6B<br><b>Cr</b><br>52.00 | 7<br>7B<br><b>Mn</b><br>54.94 | 8<br>8B<br><b>Fe</b><br>55.85 | 9<br>8B<br><b>Co</b><br>58.93 | 10<br>8B<br><b>Ni</b><br>58.69 | 11<br>1B<br><b>Cu</b><br>63.55 | 12<br>2B<br><b>Zn</b><br>65.39 | 13<br><b>Al</b><br>26.98      | 14<br><b>Si</b><br>28.09      | 15<br><b>P</b><br>30.97       | 16<br><b>S</b><br>32.07       | 17<br><b>Cl</b><br>35.45      | 18<br><b>Ar</b><br>39.95       |
| 19<br><b>K</b><br>39.10      | 20<br><b>Ca</b><br>40.08      | 21<br><b>Sc</b><br>44.96      | 22<br><b>Ti</b><br>47.88      | 23<br><b>V</b><br>50.94      | 24<br><b>Cr</b><br>52.00      | 25<br><b>Mn</b><br>54.94      | 26<br><b>Fe</b><br>55.85      | 27<br><b>Co</b><br>58.93      | 28<br><b>Ni</b><br>58.69       | 29<br><b>Cu</b><br>63.55       | 30<br><b>Zn</b><br>65.39       | 31<br><b>Ga</b><br>69.72      | 32<br><b>Ge</b><br>72.59      | 33<br><b>As</b><br>74.92      | 34<br><b>Se</b><br>78.96      | 35<br><b>Br</b><br>79.90      | 36<br><b>Kr</b><br>83.80       |
| 37<br><b>Rb</b><br>85.47     | 38<br><b>Sr</b><br>87.62      | 39<br><b>Y</b><br>88.91       | 40<br><b>Zr</b><br>91.22      | 41<br><b>Nb</b><br>92.91     | 42<br><b>Mo</b><br>95.94      | 43<br><b>Tc</b><br>(98)       | 44<br><b>Ru</b><br>101.1      | 45<br><b>Rh</b><br>102.9      | 46<br><b>Pd</b><br>106.4       | 47<br><b>Ag</b><br>107.9       | 48<br><b>Cd</b><br>112.4       | 49<br><b>In</b><br>114.8      | 50<br><b>Sn</b><br>118.7      | 51<br><b>Sb</b><br>121.8      | 52<br><b>Te</b><br>127.6      | 53<br><b>I</b><br>126.9       | 54<br><b>Xe</b><br>131.3       |
| 55<br><b>Cs</b><br>132.9     | 56<br><b>Ba</b><br>137.3      | 57<br><b>La</b><br>138.9      | 72<br><b>Hf</b><br>178.5      | 73<br><b>Ta</b><br>180.9     | 74<br><b>W</b><br>183.9       | 75<br><b>Re</b><br>186.2      | 76<br><b>Os</b><br>190.2      | 77<br><b>Ir</b><br>192.2      | 78<br><b>Pt</b><br>195.1       | 79<br><b>Au</b><br>197.0       | 80<br><b>Hg</b><br>200.6       | 81<br><b>Tl</b><br>204.4      | 82<br><b>Pb</b><br>207.2      | 83<br><b>Bi</b><br>209.0      | 84<br><b>Po</b><br>(210)      | 85<br><b>At</b><br>(210)      | 86<br><b>Rn</b><br>(222)       |
| 87<br><b>Fr</b><br>(223)     | 88<br><b>Ra</b><br>(226)      | 89<br><b>Ac</b><br>(227)      | 104<br><b>Rf</b><br>(257)     | 105<br><b>Ha</b><br>(260)    | 106<br><b>Sg</b><br>(263)     | 107<br><b>Ns</b><br>(262)     | 108<br><b>Hs</b><br>(265)     | 109<br><b>Mt</b><br>(266)     | 110                            | 111                            | 112                            |                               |                               |                               |                               |                               |                                |



Massa atomica media (6.941)

Metals

Metalloids

Nonmetals

|                          |                          |                          |                          |                          |                          |                          |                          |                          |                          |                           |                           |                           |                           |
|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|
| 58<br><b>Ce</b><br>140.1 | 59<br><b>Pr</b><br>140.9 | 60<br><b>Nd</b><br>144.2 | 61<br><b>Pm</b><br>(147) | 62<br><b>Sm</b><br>150.4 | 63<br><b>Eu</b><br>152.0 | 64<br><b>Gd</b><br>157.3 | 65<br><b>Tb</b><br>158.9 | 66<br><b>Dy</b><br>162.5 | 67<br><b>Ho</b><br>164.9 | 68<br><b>Er</b><br>167.3  | 69<br><b>Tm</b><br>168.9  | 70<br><b>Yb</b><br>173.0  | 71<br><b>Lu</b><br>175.0  |
| 90<br><b>Th</b><br>232.0 | 91<br><b>Pa</b><br>(231) | 92<br><b>U</b><br>238.0  | 93<br><b>Np</b><br>(237) | 94<br><b>Pu</b><br>(242) | 95<br><b>Am</b><br>(243) | 96<br><b>Cm</b><br>(247) | 97<br><b>Bk</b><br>(247) | 98<br><b>Cf</b><br>(249) | 99<br><b>Es</b><br>(254) | 100<br><b>Fm</b><br>(253) | 101<br><b>Md</b><br>(256) | 102<br><b>No</b><br>(254) | 103<br><b>Lr</b><br>(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  $^{12}\text{C}$

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

Numero di Avogadro ( $N_A$ )

**Massa molare** è la massa di 1 mole of uova  
scarpe  
marmi  
atomi in grammi

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

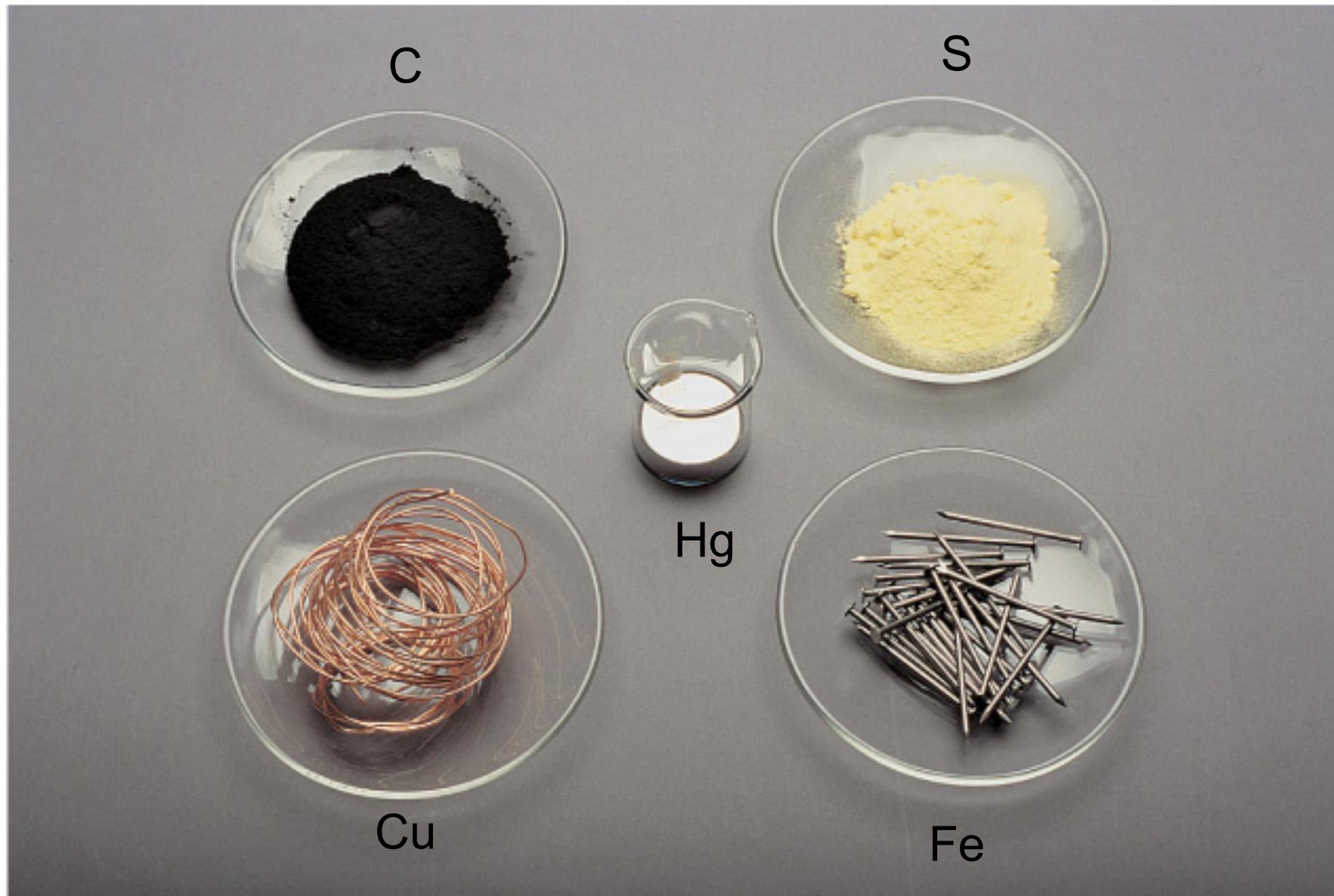
$$1 \text{ atomo } ^{12}\text{C} = 12.00 \text{ uma}$$

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

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

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

Una mole di:



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

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

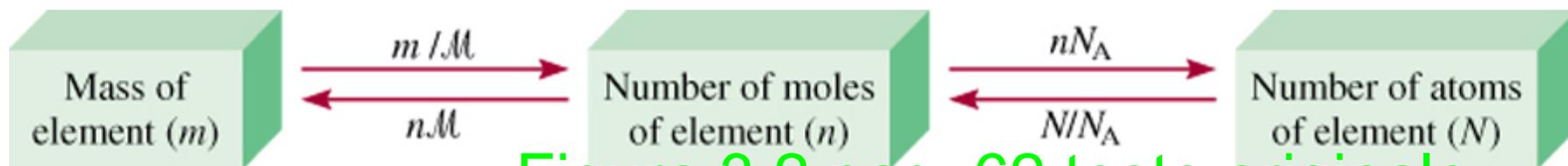


Figura 3.2 pag. 62 testo originale

$M$  = 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) ?

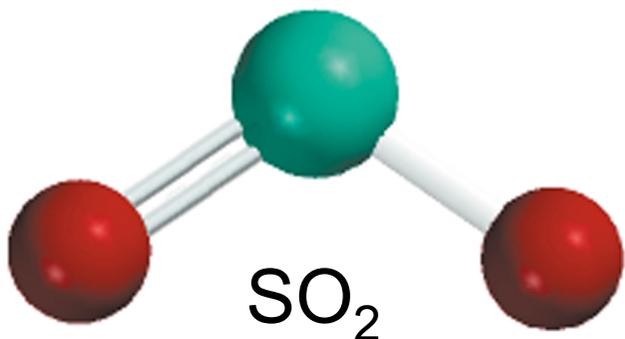
$$1 \text{ mol K} = 39.10 \text{ g K}$$

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

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

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

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

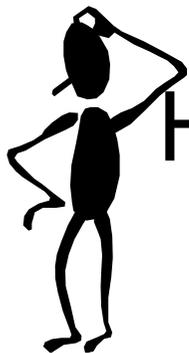


$$\begin{array}{r} 1\text{S} \qquad 32.07 \text{ uma} \\ 2\text{O} \quad \underline{+ 2 \times 16.00 \text{ uma}} \\ \text{SO}_2 \qquad 64.07 \text{ uma} \end{array}$$

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  $C_3H_8O$  ?

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

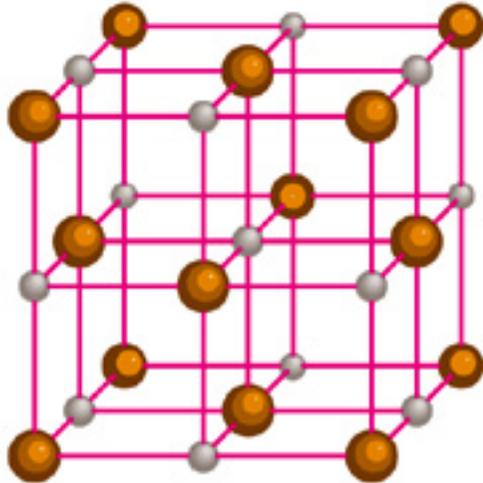
$$1 \text{ mol di molecole di } C_3H_8O = 8 \text{ mol H atomi}$$

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

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

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

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

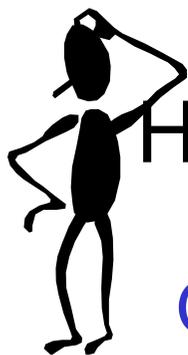


|      |      |                    |
|------|------|--------------------|
|      | 1Na  | 22.99 uma          |
| NaCl | 1Cl  | <u>+ 35.45 uma</u> |
|      | NaCl | 58.44 uma          |

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



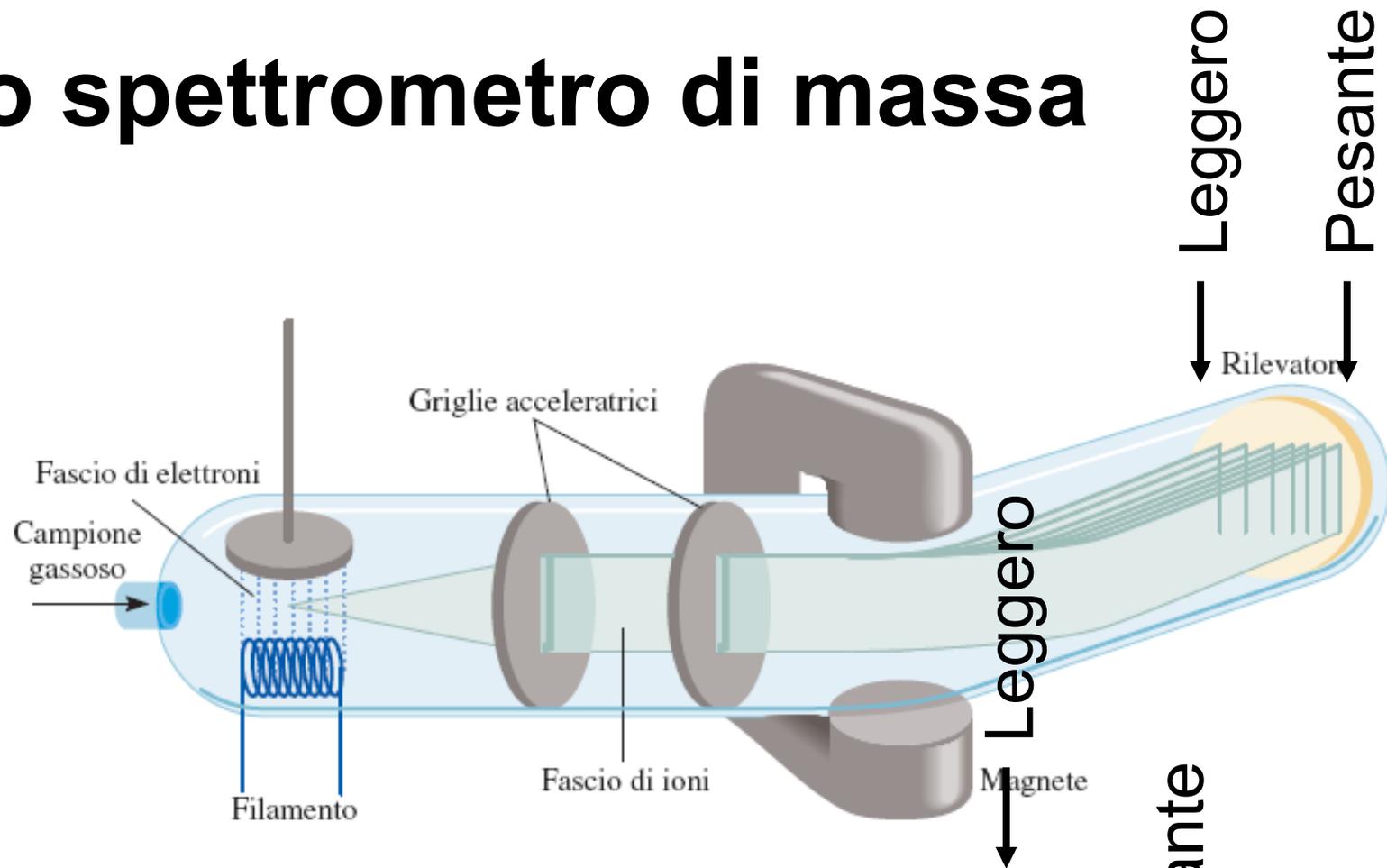
Hai capito cos'è la massa dell'unità formula?

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

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

|      |                    |
|------|--------------------|
| 3 Ca | 3 x 40.08          |
| 2 P  | 2 x 30.97          |
| 8 O  | <u>+ 8 x 16.00</u> |
|      | 310.18 uma         |

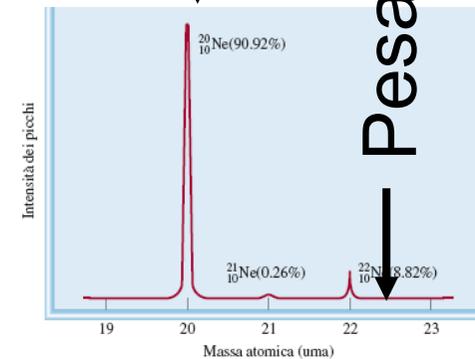
# Lo spettrometro di massa



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

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

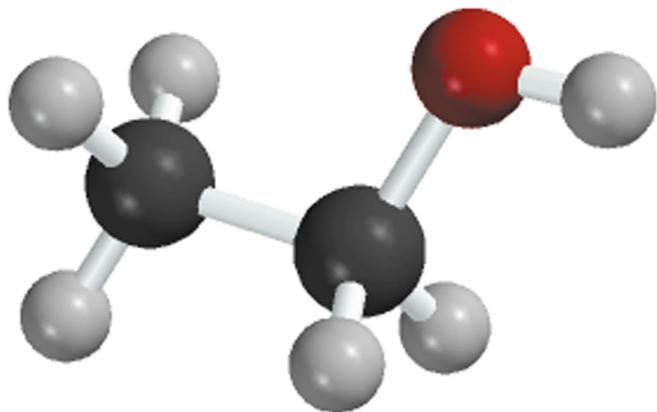
$$F = q \times v \times B$$



***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



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

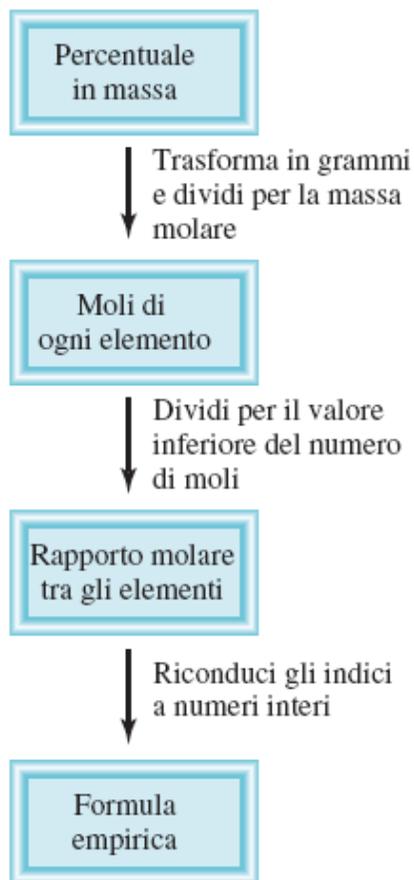
$$\%H = \frac{6 \times (1.008 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 13.13\%$$

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

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

# 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%.



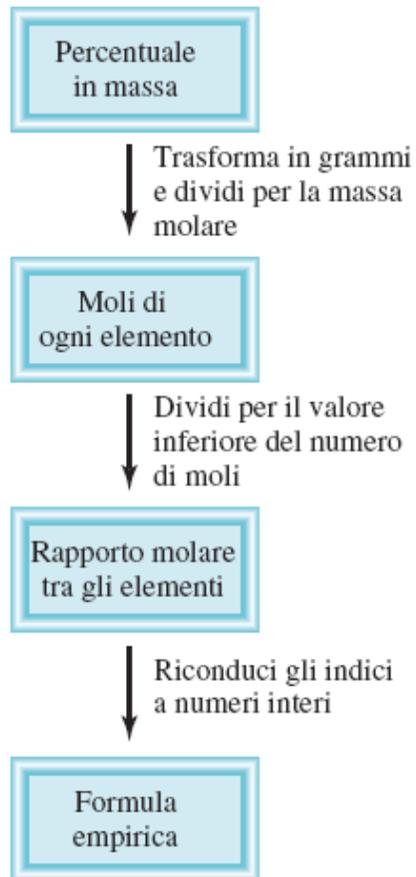
$$n_{\text{K}} = 24.75 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ mol K}}{39.10 \text{ g K}} = 0.6330 \text{ mol K}$$

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

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

# Composizione percentuale e formula empirica

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

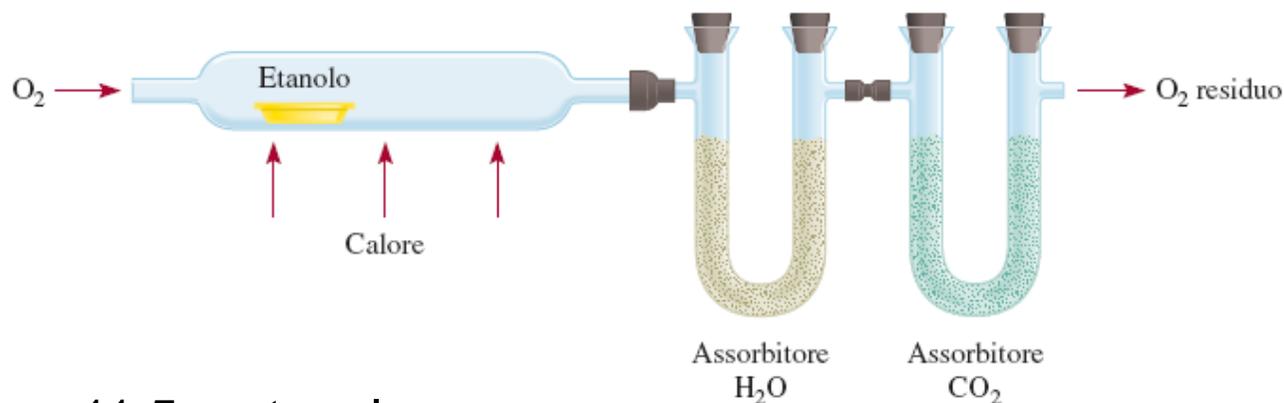


$$\text{K} : \frac{0.6330}{0.6329} \approx 1.0$$

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

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





Combustione 11.5 g etanolo

Si ottiene 22.0 g CO<sub>2</sub> e 13.5 g H<sub>2</sub>O

g CO<sub>2</sub> → mol CO<sub>2</sub> → mol C → g C    6.0 g C = 0.5 mol C

g H<sub>2</sub>O → mol H<sub>2</sub>O → 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

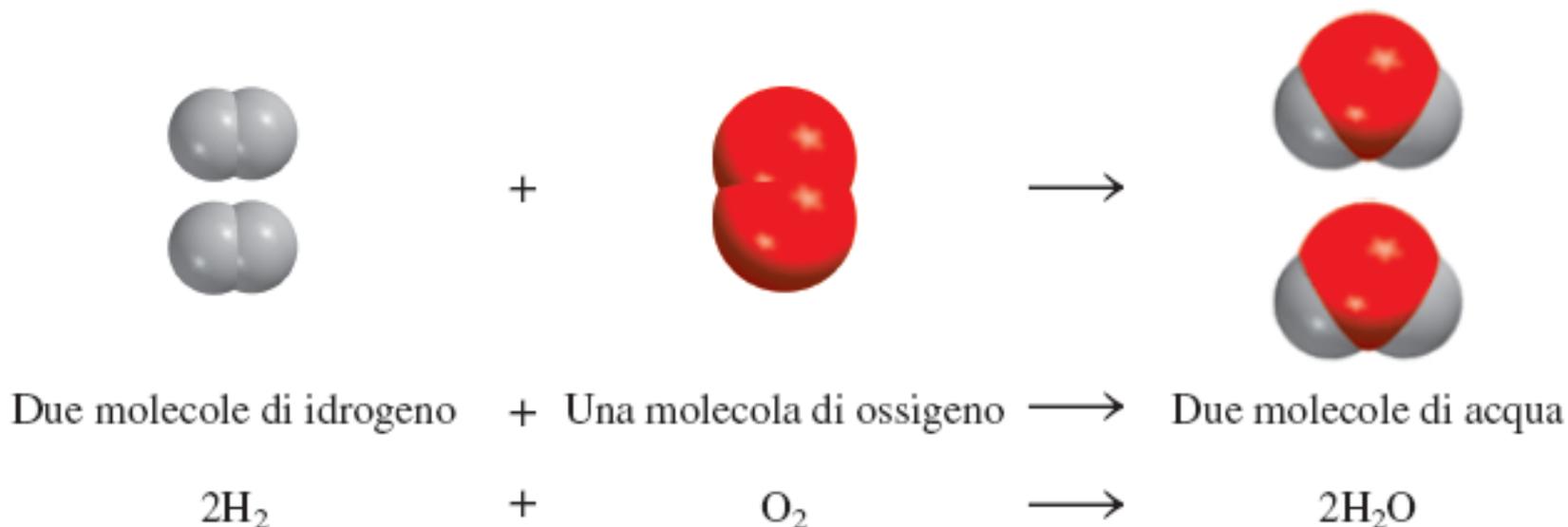
formula empirica C<sub>0.5</sub>H<sub>1.5</sub>O<sub>0.25</sub>

Dividi per l'indice più piccolo (0.25)

formula empirica C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O

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 O<sub>2</sub> danno 2 unità formula MgO

2 moli Mg + 1 mole O<sub>2</sub> danno 2 moli MgO

48.6 grammi Mg + 32.0 grammi O<sub>2</sub> danno 80.6 g MgO



**NON E’**

2 grammi Mg + 1 grammo O<sub>2</sub> 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  $\text{CO}_2$  per 2



6 idrogeno  
a sinistra

2 idrogeno  
a destra

moltiplica  $\text{H}_2\text{O}$  per 3





# 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)

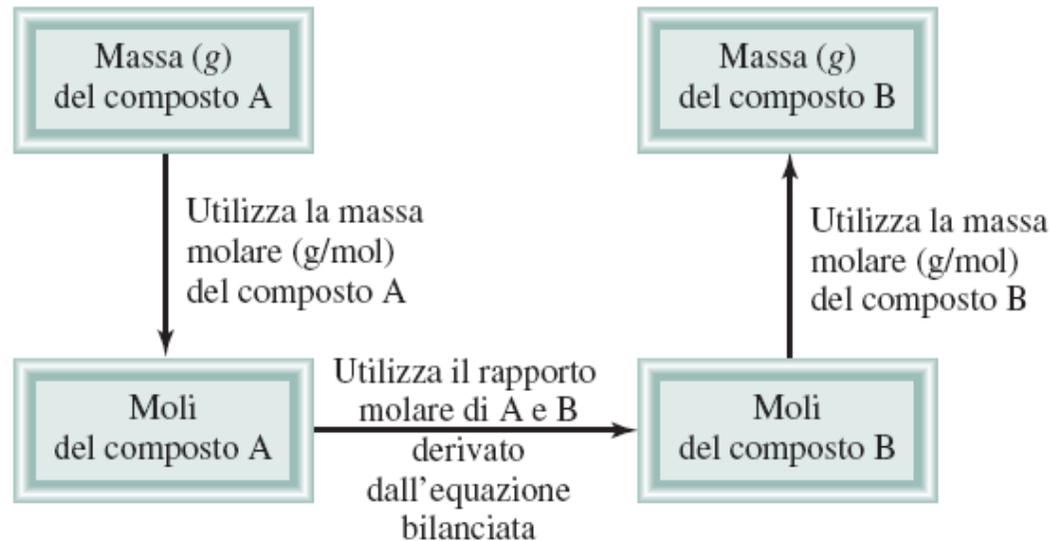
12 H (6 x 2)

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  $\text{CH}_3\text{OH}$   $\longrightarrow$  moli  $\text{CH}_3\text{OH}$   $\longrightarrow$  moli  $\text{H}_2\text{O}$   $\longrightarrow$  grammi  $\text{H}_2\text{O}$

massa molare  
 $\text{CH}_3\text{OH}$

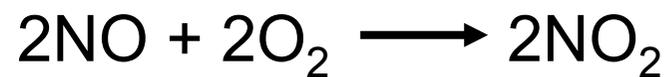
coefficienti  
equazione chimica

massa molare  
 $\text{H}_2\text{O}$

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

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

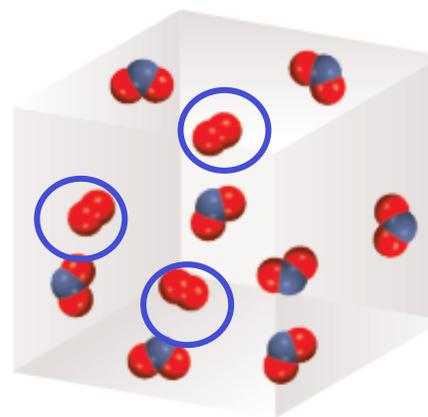
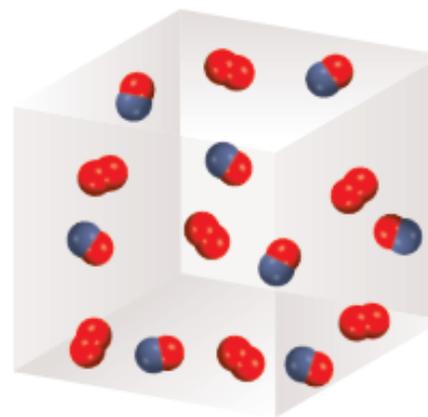
# Reagente limitante



NO è il reagente limitante

O<sub>2</sub> 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  $\text{Fe}_2\text{O}_3$



Calcola la massa di  $\text{Al}_2\text{O}_3$  che si è formata.

g Al  $\longrightarrow$  mol Al  $\longrightarrow$  mol  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  necessarie  $\longrightarrow$  g  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  necessari

O

g  $\text{Fe}_2\text{O}_3$   $\longrightarrow$  mol  $\text{Fe}_2\text{O}_3$   $\longrightarrow$  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  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

Hai più  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (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.

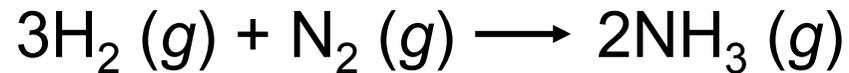
**Resa effettiva** quantità di prodotto effettivamente ottenuta dalla reazione.

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

# Chimica in azione: fertilizzanti chimici



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



FLUORAPATITE

