

# Stechiometria

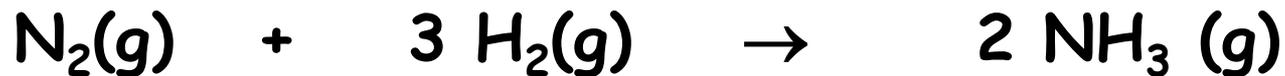
Esempio



Tipici problemi della stechiometria sono:

- Quanto idrogeno è necessario per produrre 100 Kg di  $\text{NH}_3$ ?
- Quanta  $\text{NH}_3$  si ottiene da 100 Kg di  $\text{N}_2$ ?

Per rispondere ai problemi precedenti è utile la seguente interpretazione della reazione



1 molecola  $\text{N}_2$       3 molecole  $\text{H}_2$       2 molecole  $\text{NH}_3$

100 molecole  $\text{N}_2$      $3 \times 100$  molecole  $\text{H}_2$      $2 \times 100$  molecole  $\text{NH}_3$

$N_A$  molecole  $\text{N}_2$      $3 \times N_A$  molecole  $\text{H}_2$      $2 \times N_A$  molecole  $\text{NH}_3$

1 mole  $\text{N}_2$       3 moli  $\text{H}_2$       2 moli  $\text{NH}_3$

28,0 g  $\text{N}_2$        $3 \times 2,02$  g  $\text{H}_2$        $2 \times 17$  g  $\text{NH}_3$

Si noti che una mole è un numero fisso ( $6,022 \times 10^{23}$ ) di molecole (come "dozzina")

**N.B.:** Sono possibili anche coefficienti stechiometrici frazionari,

in questo caso però:



1/2 mole  $\text{N}_2$

3/2 moli  $\text{H}_2$

1 mole  $\text{NH}_3$

28,0/2 g  $\text{N}_2$

3/2 x 2,02 g  $\text{H}_2$

17 g  $\text{NH}_3$

Ma non

~~1/2 molecola  $\text{N}_2$~~

~~3/2 molecole  $\text{H}_2$~~

~~1 molecola  $\text{NH}_3$~~

## Esempio



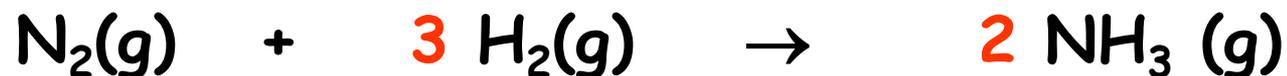
Quale è la massa di idrogeno necessaria per produrre 907 Kg di ammoniaca?

- prima di tutto si calcolano le moli di  $\text{NH}_3$

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{9,07 \times 10^5 \text{ g NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3/\text{mol NH}_3} = 5,34 \times 10^4 \text{ mol NH}_3$$

- dall'equazione chimica si deducono le moli di  $\text{H}_2$  :  
per 2 moli di  $\text{NH}_3$  ne servono 3 di  $\text{H}_2$

$$n_{\text{H}_2} = 5,34 \times 10^4 \text{ mol NH}_3 \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 8,01 \times 10^4 \text{ mol H}_2$$



I coefficienti dell'equazione chimica bilanciata danno i fattori di conversione tra le quantità chimiche consumate e prodotte. Conviene utilizzare i rapporti:

$$\frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3}$$

Converte da moli di  $\text{NH}_3$  a  $\text{H}_2$

$$\frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2}$$

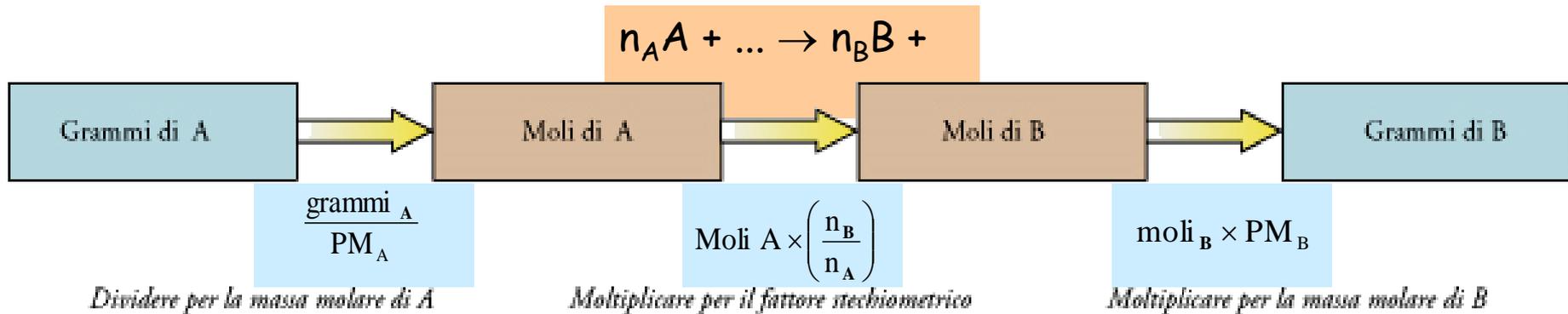
Converte da moli di  $\text{H}_2$  a  $\text{NH}_3$

Controllando l'analisi dimensionale.

- Infine si convertono la moli di  $\text{H}_2$  in grammi di  $\text{H}_2$

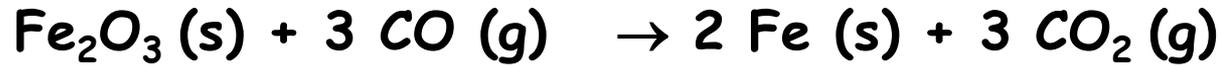
$$\text{massa}_{\text{H}_2} = 8,01 \times 10^4 \cancel{\text{ mol H}_2} \times 2,02 \text{ g H}_2 / \cancel{\text{ mol H}_2} = 1,62 \times 10^5 \text{ g H}_2$$

Riepilogando: bisogna passare necessariamente attraverso **le moli**, perché convertire direttamente tra le masse non è possibile.



## Esempio

Data la reazione,



Calcolare quanti grammi di ferro si possono produrre da 1,00 Kg di ossido di ferro (III).

Le moli di ossido di ferro (III) a disposizione sono:

$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{1,00 \times 10^3 \text{ g}}{159,6 \text{ g/mol}} = 6,25 \text{ mol} \quad 1\text{Kg} = 10^3 \text{ grammi}$$

Le moli di ferro sono dedotte dall'equazione chimica:

$$n_{\text{Fe}} = 6,25 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 12,5 \text{ mol Fe}$$

Si calcolano infine i grammi di Fe:

$$\text{Massa Fe} = n_{\text{Fe}} \times \text{MA}_{\text{Fe}} = 12,5 \text{ mol} \times 55,85 \text{ g/mol} = 6,98 \times 10^2 \text{ g}$$

**Problema: Quanti grammi di acqua vengono prodotti dalla reazione di 4,16 g di H<sub>2</sub> con un eccesso di ossigeno, in base alla seguente reazione?**



**Calcoliamo le moli di H<sub>2</sub>**

$$n_{\text{H}_2} = \frac{4,16 \text{ g H}_2}{2,02 \text{ g H}_2 / \text{mol H}_2} = 2,06 \text{ mol H}_2$$

**Trasformiamo le moli di H<sub>2</sub> in moli di H<sub>2</sub>O**

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2,06 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_2} = 2,06 \text{ mol H}_2\text{O}$$

**Calcoliamo i grammi di H<sub>2</sub>O**

$$\text{massa}_{\text{H}_2\text{O}} = 2,06 \text{ mol H}_2\text{O} \times 18,02 \text{ g H}_2\text{O} / \text{mol H}_2\text{O} = 37,1 \text{ g H}_2\text{O}$$

# Purezza

Genericamente un campione (anche di un reagente acquistato) non è mai puro al 100%.

I campioni di composti commerciali riportano sull'etichetta il grado di purezza in forma percentuale.

Nei conti stechiometrici dovremo tenere conto del grado di purezza di un campione e quindi saper calcolare quanta massa e perciò quante moli di composto contiene realmente il nostro campione.

*Calcolare la massa di NaOH e quella delle impurezze presenti in 45.2 g di NaOH puro al 98.2%*

$$\%_{\text{NaOH}} = \frac{\text{massa NaOH}}{\text{massa totale}} \cdot 100$$

$$98.2 = \frac{\text{massa NaOH}}{45.2} \cdot 100$$

$$m_{\text{NaOH}} = \frac{98.2 \cdot 45.2}{100} = 44.4 \text{ g}$$

NB. La purezza viene espressa come percentuale in peso

# Purezza

## Ammonium cerium(IV) nitrate

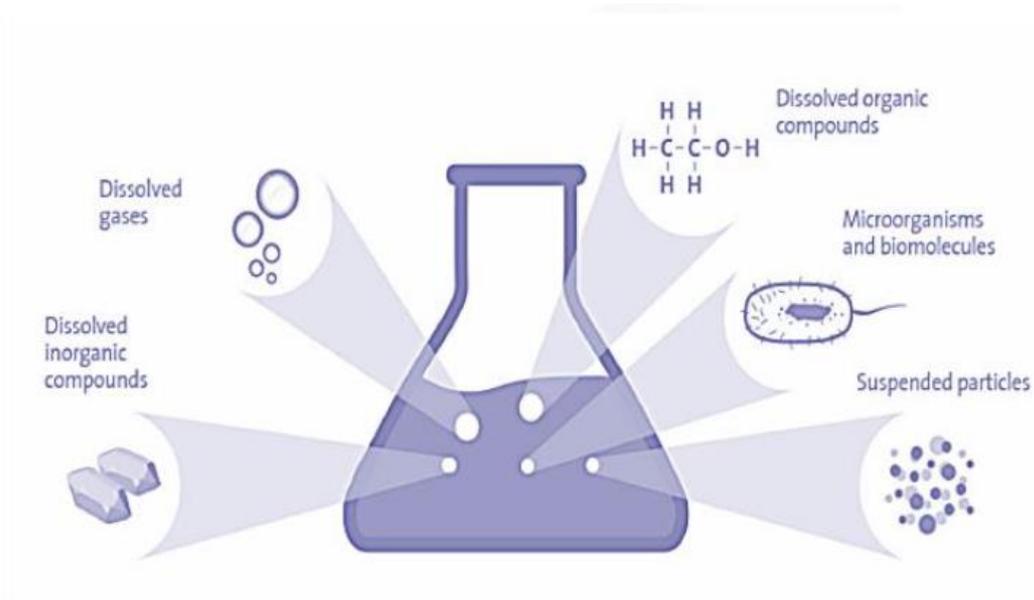
4 Risultati prodotto | Criteri di corrispondenza: Nome Prodotto, Descrizione

$(\text{NH}_4)_2\text{Ce}(\text{NO}_3)_6$	Synonym: Ceric ammonium nitrate
Linear Formula: $\text{Ce}(\text{NH}_4)_2(\text{NO}_3)_6$	Molecular Weight: 548.22   CAS Number: 16
<input type="checkbox"/> 22249	puriss. p.a., ACS reagent, ≥98.5% (RT)
<input type="checkbox"/> 1.02276	for analysis EMSURE® ACS_Reag. Ph. Eur
<input type="checkbox"/> 215473	ACS reagent, ≥98.5%
<input type="checkbox"/> 229547	≥99.99% trace metals basis

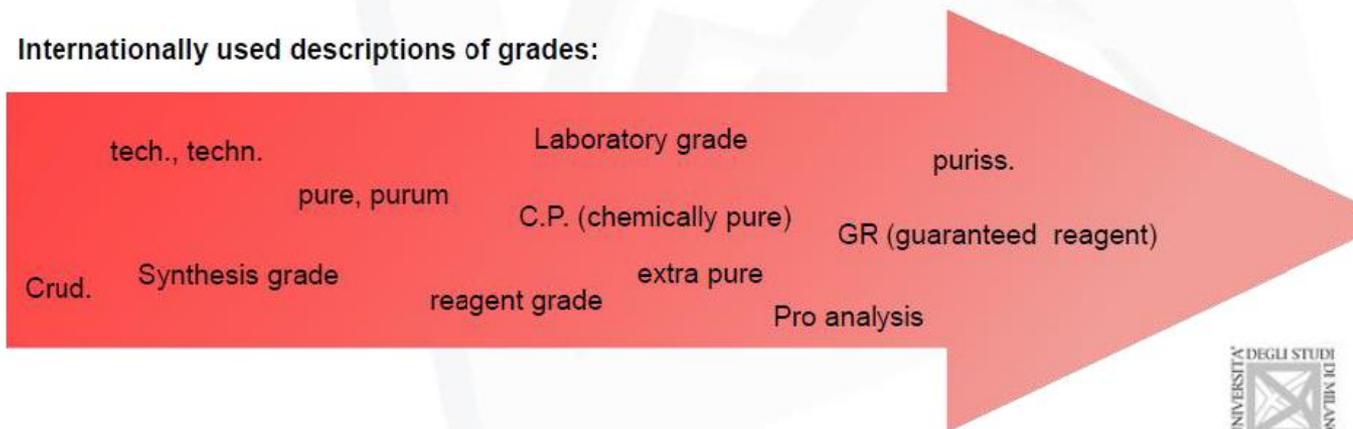
## Octadecylamine

4 Risultati prodotto | Criteri di corrispondenza: Nome Prodotto, Descr

$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{CH}_2\text{NH}_2$	Synonym: 1-Aminooctadecane, Stearylamine
Linear Formula: $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{17}\text{NH}_2$	Molecular Weight: 269.51
<input type="checkbox"/> 305391	97%
<input type="checkbox"/> 74750	≥99.0% (GC)
<input type="checkbox"/> O1408	technical grade, 90%
<input type="checkbox"/> 8.41029	for synthesis



## Internationally used descriptions of grades:



# Purezza: esempi

## Esercizio 1

Data la seguente reazione da bilanciare:  $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 (\text{s}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO}_2$   
determinare quanti grammi di  $\text{CO}_2$  si possono ottenere da 250 g di  $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$  puro al 75%

La reazione bilanciata è:  $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 (\text{s}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO}_2$

Pesi atomici	{	Fe	55,85 g/mol
		C	12,01 g/mol
		O	16,00 g/mol

$$n \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 = m \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 / \text{PM Fe}_2(\text{CO}_3)_3 = \\ = 250 \text{ g} / 291,73 \text{ g/mol} = 0,857 \text{ mol}$$

Pesi molecolari	{	$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$	291,73 g/mol
		$\text{Fe}_2\text{O}_3$	159,70 g/mol
		$\text{CO}_2$	44,01 g/mol

Considerando una purezza del 75%:

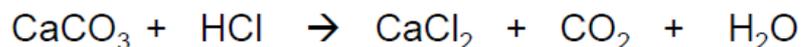
$$n \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 \text{ effettive} = n \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 * 75 / 100 = \\ = 0,857 \text{ mol} * 75 / 100 = 0,643 \text{ mol}$$

$$n \text{CO}_2 = 3 * n \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 = 3 * 0,643 \text{ mol} = 1,93 \text{ mol}$$

$$m \text{CO}_2 = n \text{CO}_2 * \text{PM CO}_2 = 1,93 \text{ mol} * 44,01 \text{ g/mol} = 84,9 \text{ g}$$

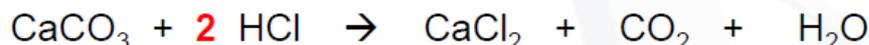
## Esercizio 2

Calcolare quanti grammi di  $\text{CaCO}_3$  al 70% di purezza reagiscono con 2.00 g di acido cloridrico al 37% in peso secondo la reazione:



Determinare la massa di  $\text{CaCl}_2$  formato al termine della reazione.

1) Controllare il bilanciamento della reazione



2) Calcolare i grammi di  $\text{CaCO}_3$

Pesi atomici	{	Ca	40,08 g/mol
		C	12,01 g/mol
		O	16,00 g/mol
		H	1,008 g/mol
		Cl	35,45 g/mol

$$n \text{ HCl} = m \text{ HCl} / \text{PM HCl} = 2.00 \text{ g} / 36,46 \text{ g/mol} = 0,0548 \text{ mol}$$

$$n \text{ HCl effettive} = n \text{ HCl} * 37 / 100 = 0,0203 \text{ mol}$$

$$n \text{ CaCO}_3 = \frac{1}{2} * n \text{ HCl} = 0,0102 \text{ mol}$$

$$m \text{ CaCO}_3 = n \text{ CaCO}_3 * \text{PM CaCO}_3 = 0,0203 \text{ mol} * 100,09 \text{ g/mol} = 1,02 \text{ g}$$

Pesi atomici	{	Ca	40,08 g/mol
		C	12,01 g/mol
		O	16,00 g/mol
		H	1,008 g/mol
		Cl	35,45 g/mol

Considerando che  $\text{CaCO}_3$  è al 70% di purezza:

$$m \text{ CaCO}_3 \text{ al 70\% da utilizzare} = m \text{ CaCO}_3 / 70 * 100 = 1,45 \text{ g}$$

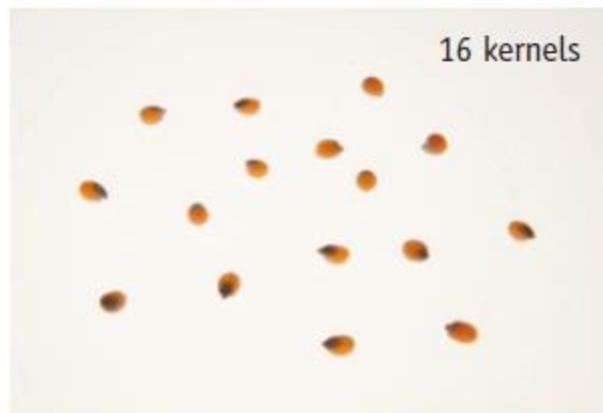
Pesi molecolari	{	$\text{CaCO}_3$	100,09 g/mol
		HCl	36,46 g/mol
		$\text{CaCl}_2$	110,98 g/mol

3) Calcolare la massa di  $\text{CaCl}_2$  formato

$$n \text{ CaCl}_2 = n \text{ CaCO}_3 = \frac{1}{2} * n \text{ HCl} = 0,0102 \text{ mol}$$

$$m \text{ CaCl}_2 = n \text{ CaCl}_2 * \text{PM CaCl}_2 = 0,0102 \text{ mol} * 110,98 \text{ g/mol} = 1,13 \text{ g}$$

# 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.

$$\text{Resa percentuale} = \frac{\text{moli effettive}}{\text{moli teoriche}} \times 100$$

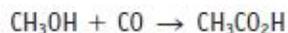
## CASE STUDY

Chemists and chemical industries are increasingly following the principles of "green chemistry." One of these principles is to try to convert all of the atoms of the reactants into the product; nothing should be wasted.

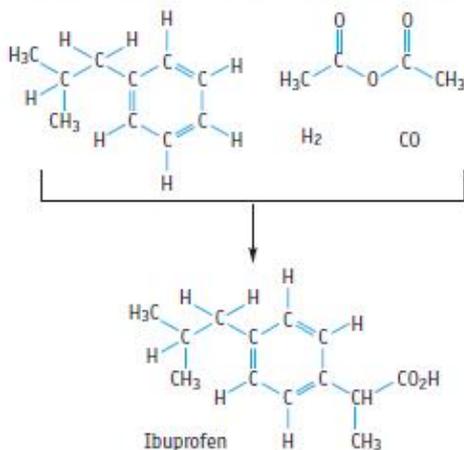
One way to evaluate the efficiency of a reaction is to calculate the "atom economy."

$$\% \text{ atom economy} = \frac{\text{molar mass of atoms utilized}}{\text{molar mass of reactants}} \times 100\%$$

A simple example of the concept is the reaction of methanol and carbon monoxide to produce acetic acid. The atom economy is 100% because all of the atoms of the reactants appear in the product.



Ibuprofen is a widely used nonsteroidal anti-inflammatory drug, which is used in the United States in products under trade-names such as Motrin and Advil. A recently developed synthesis of ibuprofen involves the collection of compounds below (which combine in three reaction steps to give ibuprofen and, as a by-product, acetic acid).



What is the atom economy for this reaction? The reactants, collectively, have 15 C atoms, 22 H atoms, and 4 O atoms. The "molar mass" of this collection is 266 g/mol. In contrast, ibuprofen has a molar mass of 206 g/mol. Therefore, the atom economy is 77%. This is far superior to a competing commercial process for the synthesis of ibuprofen that has an atom economy of only 40%.

## Atom economy

One of the key principles of Green Chemistry is that processes should be designed so that **the maximum amount of all the raw materials ends up in the product and a minimum amount of waste is produced.** A reaction can have a high percentage yield but also make a lot of waste product. This kind of reaction has a low atom economy. **Both the yield and the atom economy have to be taken into account when designing a green chemical process.**



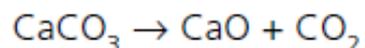
© Cengage Learning/Charles D. Winters

Ibuprofen is one over-the-counter drug made by a green chemistry approach.

## Reference:

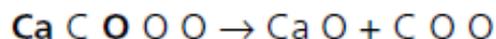
M. C. Cann and M. E. Connelly, *Real-World Cases in Green Chemistry*, American Chemical Society, 2000.

Look again at the reaction you considered in Q3:



RMM or  $M_r$ :      100      56      44

If we split up the formulae, we can look at what happens to each atom in the reaction. The atoms shown below in bold end up in the product we want, the rest do not:



**Waste box**

1C

2O

From the original atoms, one C atom and two O atoms are wasted – they are not in the final, useful product ( $\text{CO}_2$  is released in the atmosphere)

Green chemists define atom economy as:

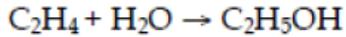
$$\% \text{ Atom economy} = \frac{\text{Mass of wanted product(s)} \times 100}{\text{Total mass of products}}$$

So for this example,

$$\% \text{ Atom economy} = \frac{56 \times 100}{100} = 56\%$$

# Resa delle reazioni: esempi

Calcolare la resa della seguente reazione:



Sapendo che da 100 kg di  $\text{C}_2\text{H}_4$  si ottengono 70 kg di  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

Pesi atomici	{	C	12,01 g/mol
		H	1,008 g/mol
		O	16,00 g/mol

Pesi molecolari	{	$\text{C}_2\text{H}_4$	28,05 g/mol
		$\text{H}_2\text{O}$	18,01 g/mol
		$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	46,07 g/mol

Calcoliamo il numero di moli:

$$n_{\text{C}_2\text{H}_4} = m_{\text{C}_2\text{H}_4} / \text{PM}_{\text{C}_2\text{H}_4} = 100 \text{ kg} / 28,05 \text{ g/mol} = 100\,000 \text{ g} / 28,05 \text{ g/mol} = 357\,000 \text{ mol} = 3,57 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

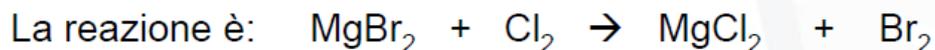
$$n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = m_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} / \text{PM}_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 70 \text{ kg} / 46,07 \text{ g/mol} = 70\,000 \text{ g} / 46,07 \text{ g/mol} = 152\,000 \text{ mol} = 1,52 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

$$\text{MOLI EFFETTIVE DI PRODOTTO} = n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 1,52 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

$$\text{Siccome da 1 mole di } \text{C}_2\text{H}_4 \text{ si ottiene 1 mole di } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{MOLI TEORICHE DI PRODOTTO} = n_{\text{C}_2\text{H}_4} = 3,57 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

$$\text{Resa percentuale} = \text{moli effettive/moli teoriche} \cdot 100 = 1,52 \cdot 10^3 \text{ mol} / 3,57 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot 100 = \mathbf{42,6\%}$$

Calcolare la quantità in grammi di  $\text{MgBr}_2$  necessaria per ottenere in eccesso di  $\text{Cl}_2$ , 2,54 g di  $\text{MgCl}_2$ , sapendo che la resa percentuale della reazione è dell'88%



Pesi atomici	}	Mg	24,30 g/mol
		Br	79,90 g/mol
		Cl	35,45 g/mol

Calcoliamo le moli di  $\text{MgCl}_2$

Pesi molecolari	}	$\text{MgBr}_2$	184,11 g/mol
		$\text{MgCl}_2$	95,21 g/mol

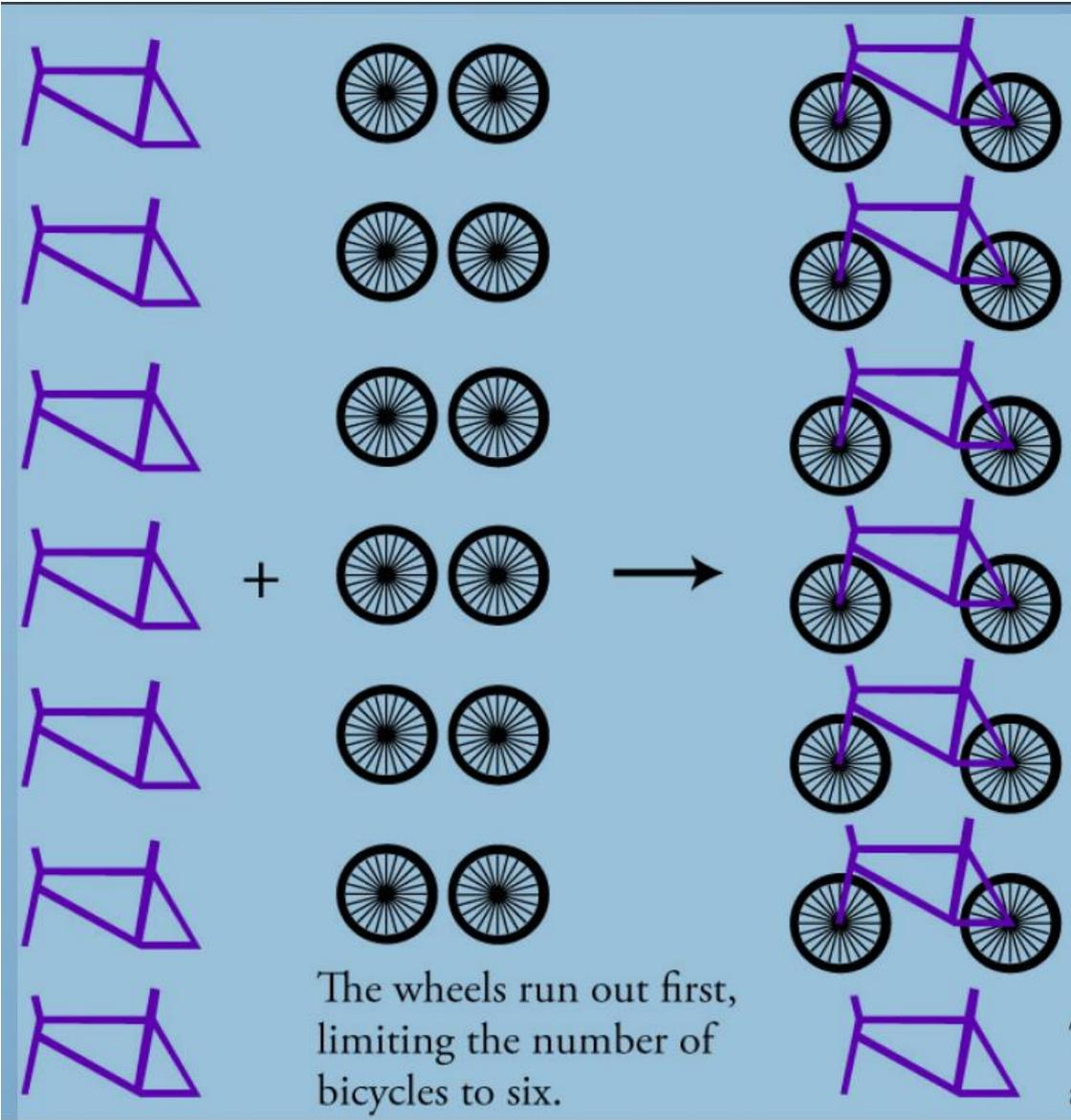
$$n \text{ MgCl}_2 = m \text{ MgCl}_2 / \text{PM MgCl}_2 = 2,54 \text{ g} / 95,21 \text{ g/mol} = 0,0267 \text{ mol} \quad \mathbf{n \text{ EFFETTIVE}}$$

Le moli di  $\text{MgCl}_2$  teoriche possono essere ricavate considerando la resa di reazione dell'88%:

$$n \text{ teoriche MgCl}_2 = n \text{ effettive} / \text{resa percentuale} * 100 = 0,0267 \text{ mol} / 88 * 100 = 0,0300 \text{ mol}$$

$$n \text{ MgCl}_2 = n \text{ MgBr}_2 = 0,0300 \text{ mol}$$

$$m \text{ MgBr}_2 = n \text{ MgBr}_2 * \text{PM MgBr}_2 = 0,0300 \text{ mol} * 184,11 \text{ g/mol} = 5,52 \text{ g}$$



The wheels run out first, limiting the number of bicycles to six.

## 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.

# Reagente limitante: dettagli

Può capitare che i reagenti siano combinati in quantità diverse dalle proporzioni molarie date dall'equazione chimica.

In tal caso solo uno dei reagenti – il **reagente limitante** – si consuma completamente mentre parte dell'altro reagente – il **reagente in eccesso** – rimane inalterato.

**Esempio:**

**assemblaggio fascicoli**

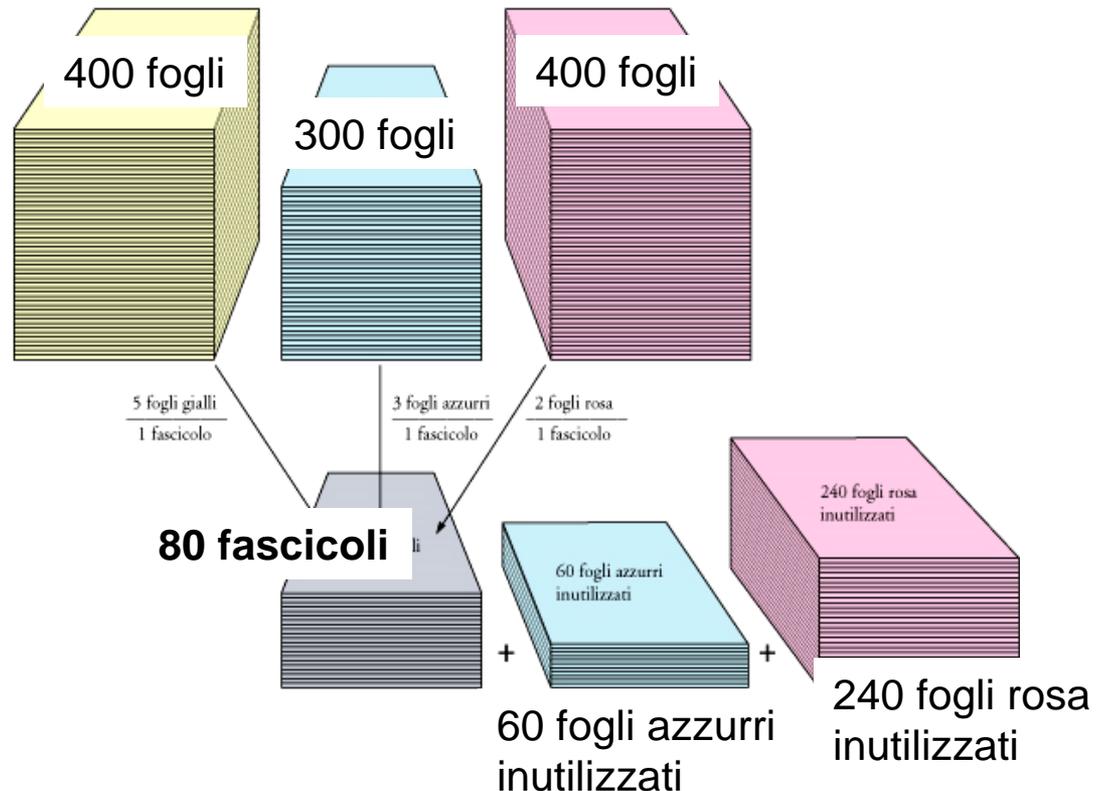
**un fascicolo è**

**costituito da:**

**5 fogli gialli**

**3 fogli azzurri**

**2 fogli rosa**



Analogia con la reazione:



Consideriamo invece la reazione:



Supponiamo di far reagire **1 mole di H<sub>2</sub>** e **1 mole di O<sub>2</sub>**.

Considerando la “stechiometria” della reazione:

a) 1 mole di H<sub>2</sub> necessita ½ moli di O<sub>2</sub> **E' verificata!!!!**

b) 1 mole di O<sub>2</sub> necessita 2 moli di H<sub>2</sub>



Non è verificata!!!!

**H<sub>2</sub> è il reagente limitante**

## Esempio

Data la reazione,



Calcolare quanti grammi di solfuro di zinco (II) si ottengono facendo reagire 7,36 g di Zn con 6,45 g di S.

Per prima cosa si calcolano le moli di zinco e zolfo:

$$n_{\text{Zn}} = \frac{7,36 \text{ g}}{65,39 \text{ g/mol}} = 0,113 \text{ mol}$$

$$n_{\text{S}} = \frac{6,45 \text{ g}}{32,06 \text{ g/mol}} = 0,201 \text{ mol}$$

a) 0,113 mol di Zn necessitano 0,113 mol di S **OK**

b) 0,201 mol di S necessitano 0,201 mol di Zn



**Zn è LIMITANTE**

Non è verificata!!!!

Si calcolano le moli di ZnS ottenibili da tali moli di Zn e S:

$$n_{\text{ZnS}} = n_{\text{Zn}} = 0,113 \quad \text{limitante} \quad n_{\text{ZnS}} = n_{\text{S}} = 0,201$$

Si ottengono quindi 0,113 moli di ZnS. La massa di ZnS è:

$$\text{Massa ZnS} = n_{\text{ZnS}} \times \text{MM}_{\text{ZnS}} = 0,113 \text{ mol} \times 97,45 \text{ g/mol} = 11,0 \text{ g}$$

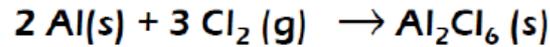
Lo zolfo è in eccesso e ne rimangono:

$$n_{\text{S}} = n_{\text{S}}(\text{iniziali}) - n_{\text{S}}(\text{reagite}) = 0,201 - 0,113 = 0,088$$

$$\text{massa S} = n_{\text{S}} \times \text{MA}_{\text{S}} = 0,088 \text{ mol} \times 32,06 \text{ g/mol} = 2,82 \text{ g}$$

# Esempio

Data la reazione,



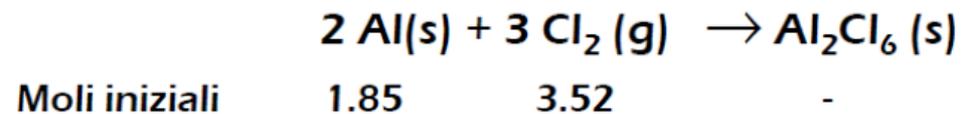
Determinare quanti grammi di  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$  si possono ottenere facendo reagire 50 g di Al e 250 grammi di  $\text{Cl}_2$ .



Calcoliamo il numero di moli dei reagenti:

$$n_{\text{Al}} = \frac{g_{\text{Al}}}{PA_{\text{Al}}} = \frac{50 \text{ g}}{26.98 \text{ g/mol}} = 1.85$$

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{g_{\text{Cl}_2}}{PM_{\text{Cl}_2}} = \frac{250 \text{ g}}{70.9 \text{ g/mol}} = 3.52$$



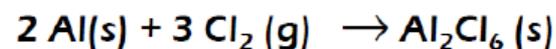
Per far reagire completamente 1.85 moli di Al quanto Cl<sub>2</sub> mi occorrerebbe?

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{3}{2} n_{\text{Al}} = 2.77$$

Ho a disposizione più cloro di quello necessario a far reagire tutto l'alluminio:

Cl<sub>2</sub> reagente in eccesso

Al reagente limitante

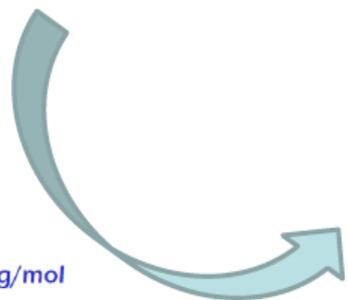


Devo quindi utilizzare le moli del reagente limitante per calcolare la quantità massima di prodotto che posso ottenere

Per ogni mole di Al ottengo mezza mole di Al<sub>2</sub>Cl<sub>6</sub> quindi

$$n_{\text{Al}_2\text{Cl}_6} = \frac{1}{2} n_{\text{Al}} = \frac{1}{2} \times 1.85 = 0.925$$

Pesi atomici P.A.  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Al} \quad 26.98 \text{ g/mol} \\ \text{Cl} \quad 35.45 \text{ g/mol} \end{array} \right.$

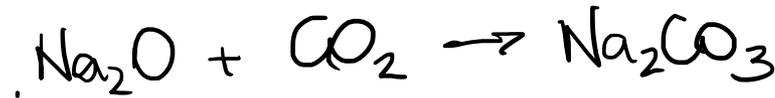


	2 Al(s)	+ 3 Cl <sub>2</sub> (g)	→	Al <sub>2</sub> Cl <sub>6</sub> (s)
Moli iniziali	1.85	3.52		-
Moli reagite	1.85	2.77		
Moli finali	-	(3.52- 2.77)=0.75		0.925
grammi finali	-	(0.75*70.9)=53.17		(0.925*266.66)= 246.6

↑  
Cl<sub>2</sub> avanzato

<https://phet.colorado.edu/en/simulation/reactants-products-and-leftovers>

EX 1



i	0.48	0.68	/
f	/	(0.68 - 0.48)	<u>0.48 mol</u>
		<u>0.20 mol</u>	

30 g Na<sub>2</sub>O

30 g CO<sub>2</sub>

? = Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

$$\text{mol Na}_2\text{O} = \frac{30 \text{ g}}{62 \text{ g/mol}} = 0.48 \text{ mol}$$

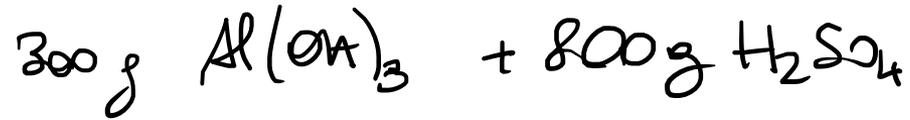
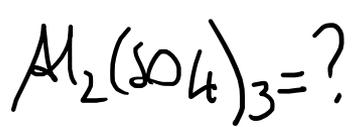
$$\text{mol CO}_2 = \frac{30 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 0.68 \text{ mol}$$

$$m \text{ Na}_2\text{CO}_3 = 0.48 \text{ mol} \cdot 106 \text{ g/mol} = \boxed{51.0 \text{ g}}$$

$$m \text{ CO}_2 = 0.200 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol}$$

①

EX1



ECCESSO

$ml Al(OH)_3 = \frac{300 \text{ g}}{78.0 \text{ g/ml}} = 3.85 \text{ ml}$

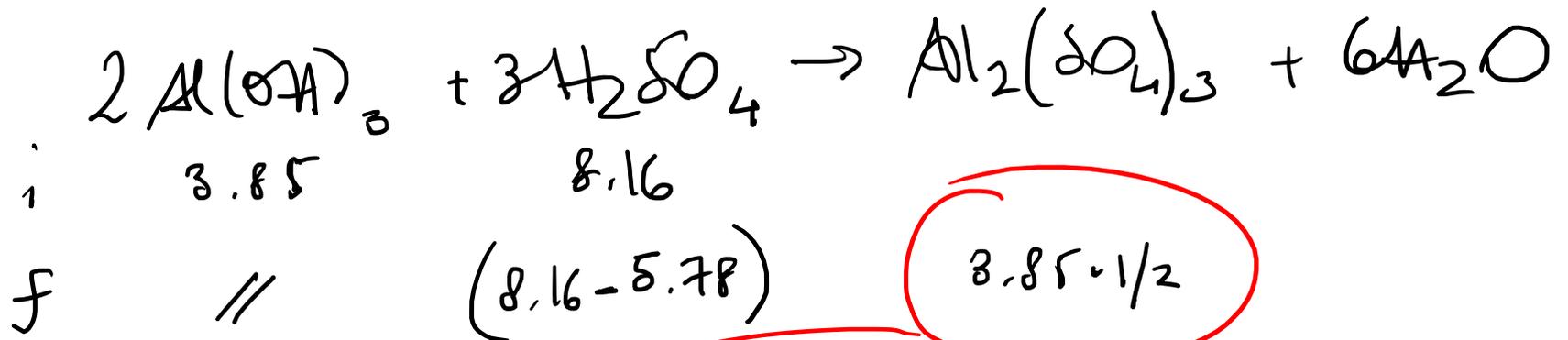
$ml H_2SO_4 = \frac{800 \text{ g}}{98.0 \text{ g/ml}} = 8.16 \text{ ml}$

LIMITANTE

a)  $Al(OH)_3 : H_2SO_4 = 2 : 3 \Rightarrow 2 : 3 = 3.85 \text{ ml} : X \text{ ml } H_2SO_4$   
 $3.85 \cdot \frac{3}{2} = 5.78 \text{ ml } H_2SO_4$  ✓

b)  $H_2SO_4 : Al(OH)_3 = 3 : 2 \Rightarrow 3 : 2 = 8.16 \text{ ml} : X \text{ ml } Al(OH)_3$   
 $8.16 \cdot \frac{2}{3} = X \text{ ml } Al(OH)_3$  ✗

②



$$2 : 1 = 3.85 \text{ mol} : x \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

$$2 : 3 = 3.85 : x \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow 5.78 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{3.85 \text{ mol}}{2} = 1.92 \text{ mol}$$

$$m \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 1.92 \text{ mol} \cdot 342 \text{ g/mol} = \boxed{658 \text{ g}}$$

(3)

EX 3



$m_{\text{SiO}_2} = ?$  98% SiO<sub>2</sub> m/m

51.4 kg SiC

Reise  $\bar{c}$  77% SiC

$$\text{Reise} = \frac{\text{mol eff}}{\text{mol teor}}$$

$$\frac{51.4 \cdot 10^3 \text{ g}}{4.0097 \text{ g/mol}} = 1.282 \cdot 10^3 \text{ mol effective SiC}$$

$$\text{mol teoriche SiC} = \frac{1.282 \cdot 10^3 \text{ mol}}{0.77} = 1.665 \cdot 10^3 \text{ mol TEORICHE SiC}$$

④

$$\text{ml SiC TEORICAMENTE} = \text{ml SiO}_2 = \underline{\underline{1.665 \cdot 10^3 \text{ ml}}}$$

PURA

$$\text{ml SiO}_2 \cdot \text{MM}_{\text{SiO}_2} = \text{m SiO}_2 \text{ PURA}$$

$$1.665 \text{ ml} \cdot 60.1 \text{ g/ml} = 100 \text{ kg SiO}_2 \text{ PURA}$$

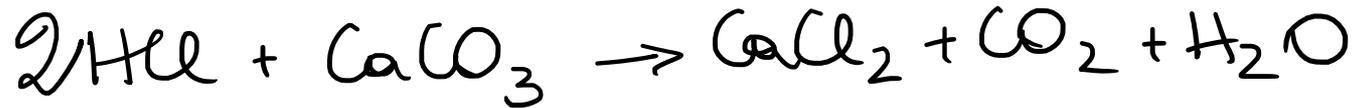
$\cdot 10^3$

$$\text{m SABBIA} = \frac{100 \text{ kg}}{0.98} = \underline{\underline{102.1 \text{ kg}}}$$

(5)

Ex 4

$V_{\text{mL}} = ?$



HCl 37%  $\frac{\text{m}}{\text{m}}$

$$d = 1.19 \text{ g/mL}$$

16.2 g  $\text{CaCO}_3$

37% m/m

$$\text{mol CaCO}_3 = \frac{16.2 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 0.162 \text{ mol CaCO}_3$$

$$2:2 = 0.162 \text{ mol} \quad \times \text{HCl} \quad \Rightarrow \text{mol HCl} = 0.324 \text{ mol HCl}$$

$$\text{m HCl PURO} = 0.324 \text{ mol} \cdot 36.5 \text{ g/mol} = \underline{\underline{11.83 \text{ g HCl PURO}}}$$

⑥

$$m_{\text{HCl } 37\%} = \frac{11.83 \text{ g}}{0.37} = 31.97 \text{ g HCl } 37\%$$

$$d = \frac{m}{V} \quad V = \frac{m}{d}$$

$$V_{\text{mL}} = \frac{31.97 \text{ g}}{1.19 \text{ g/mL}} = \boxed{26.87 \text{ mL HCl } 37\%}$$

