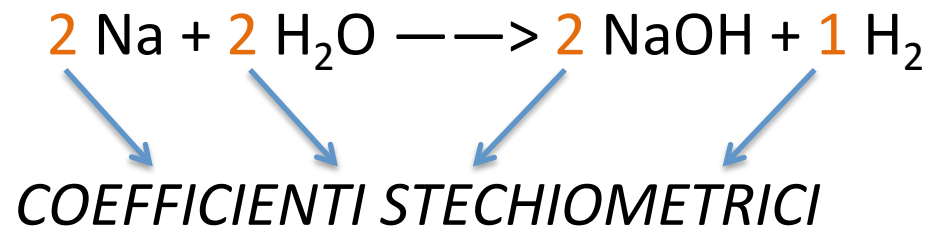


# Equazioni chimiche

Simbolismo trasformazione ==> *EQUAZIONE CHIMICA*

Sostanze di partenza

Sostanze ottenute



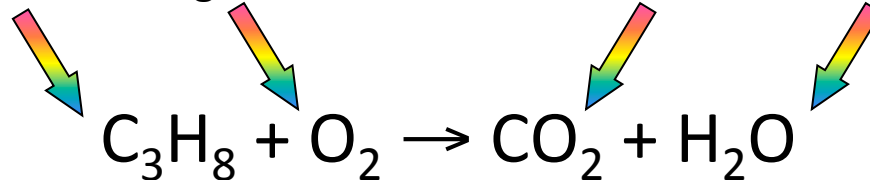
- nel corso di una reazione la massa si mantiene costante
- il numero di atomi dello stesso elemento non si modifica nel corso della reazione

## BILANCIAMENTO REAZIONI (semplici)

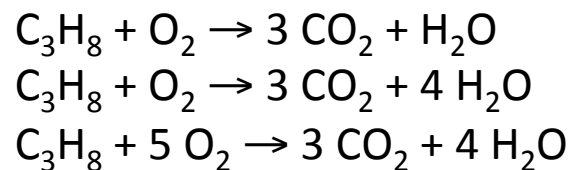
- 1) considerare un elemento alla volta
- 2) bilanciare (cioè uguagliare il n° di atomi a ds e sn) per primo l'elemento che compare nel minimo numero di composti
- 3) bilanciare per ultimo l'elemento che compare nel massimo numero di composti

Esempio: reazione di combustione = combustibile con comburente (di solito O<sub>2</sub>)  
combustibili: in genere idrocarburi C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>

Propano e ossigeno formano anidride carbonica e acqua



C 3 ---> 3 C  
H 8 ---> 8 H  
O



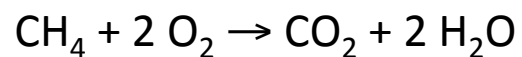
## Informazioni in una equazione chimica:

- a) identità delle sostanze chimiche (= formule)
- b) rapporti molari (= coefficienti stechiometrici)

### Previsioni sulle moli prodotte



Esempio:

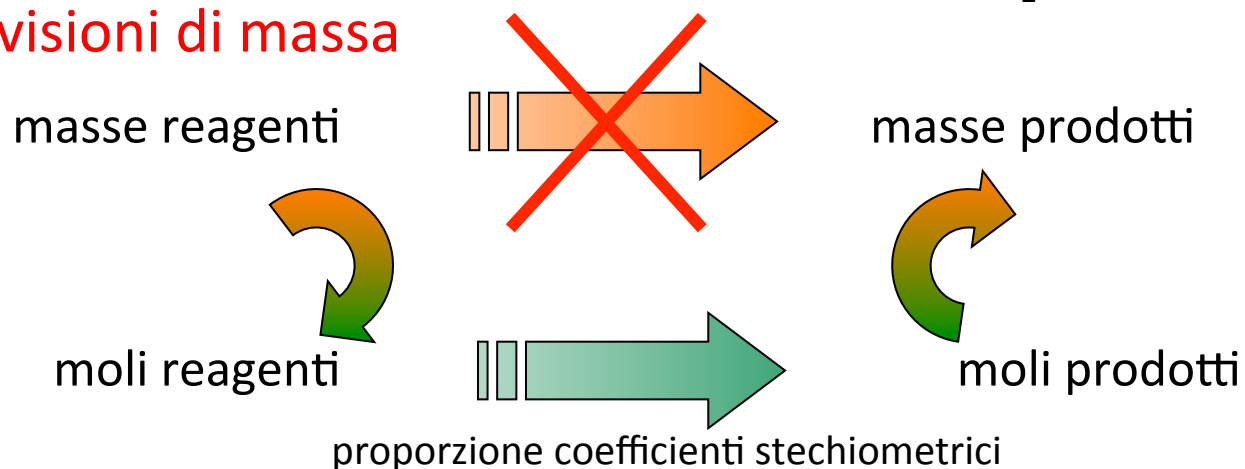


per la reazione di 1 mole di  $\text{CH}_4$   
servono e si ottengono

2 moli  $\text{O}_2$

1 mole  $\text{CO}_2$   
2 moli  $\text{H}_2\text{O}$

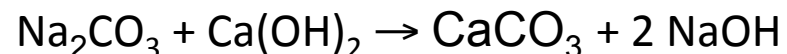
### Previsioni di massa



Equazioni  
chimiche

Esempio

La soda caustica NaOH viene preparata industrialmente secondo la reazione



Mettendo a reagire 1,0 kg di  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  calcolare:

- a) il peso di  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  necessario per la reazione di tutto  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- b) il peso in grammi di NaOH ottenuto

Risoluzione

$$PF(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 23 \cdot 2 + 12 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 106$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{q(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{PF} = \frac{1000}{106} = 9,43 \text{ mol}$$

- a) rapporti stechiometrici tra  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  **1:1**

quindi

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 9,43 \text{ mol} \quad q(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 9,43 \cdot 74,09 = 698,67 \text{ g}$$

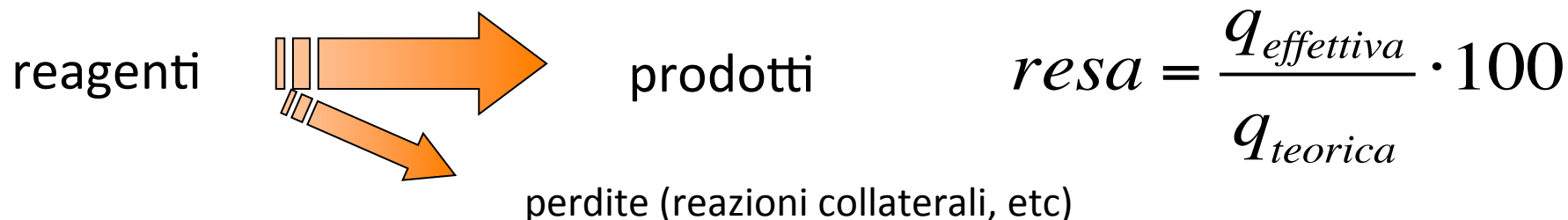
- b) rapporti stechiometrici tra  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e NaOH **1:2**

quindi

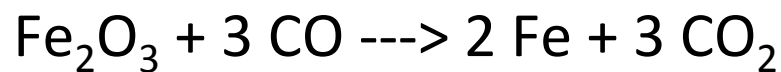
$$1:2 = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) : n(\text{NaOH})$$

$$n(\text{NaOH}) = 2 \cdot 9,43 = 18,86 \text{ mol} \quad q = 18,86 \cdot 40,0 = 754,4 \text{ g}$$

## Rendimento (o resa) di reazione:



Il  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (P.F. = 159,6) reagisce con CO per dare Fe (P.A. = 55,8) secondo la reazione:



A partire da 1,00 Kg di  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  si sono ottenuti 0,470 Kg di ferro; calcolare la resa della reazione.

Calcolo massa teorica (stechiometrica)

Calcolo moli:  $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = q/\text{PF} = 1000/159,6 = 6,266 \text{ mol}$

Rapporto molare: 1 mole di  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \Rightarrow 2$  moli di Fe

Calcolo moli:  $n(\text{Fe}) = 2 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 6,266 = 12,53 \text{ mol}$

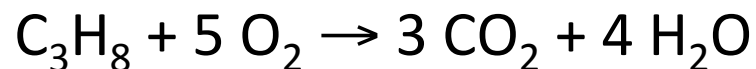
Calcolo massa teorica:  $q(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot \text{PF}(\text{Fe}) = 12,53 \cdot 55,8 = \mathbf{699,2 \text{ g}}$

$$resa = \frac{q_{effettiva}}{q_{teorica}} \cdot 100 = \frac{470,0}{699,2} \cdot 100 = 67,22\%$$

## Situazione generale

Se i reagenti sono mescolati in certe quantità date

Esempio: reazione tra 100,0 g di propano ed 100,0 g di ossigeno



reagente	PF	massa (g)	moli
$\text{C}_3\text{H}_8$	44	100,0	2,27
$\text{O}_2$	32	100,0	3,12

MA

reagente	rapporto stechiometrico
$\text{C}_3\text{H}_8$	1
$\text{O}_2$	5

il rapporto in moli è diverso dal rapporto stechiometrico

uno dei due reagenti è presente con un numero di moli superiore a quello necessario per uguagliare il rapporto stechiometrico



REATTIVO IN ECCESSO

l'altro reagenti è presente con un numero di moli inferiore a quello necessario per uguagliare il rapporto stechiometrico



REATTIVO IN DIFETTO

per far reagire tutto il propano servirebbero di  $\text{O}_2$  un numero teorico di

moli pari a  $1:5 = n_{(\text{C}_3\text{H}_8)} : n_{(\text{O}_2)}^T$   $n_{(\text{O}_2)}^T = 5 \cdot n_{(\text{C}_3\text{H}_8)} = 11,35 \text{ mol} > 3,12$

### alternativa

per far reagire tutto l'ossigeno servirebbero di  $\text{C}_3\text{H}_8$  un numero teorico di

moli pari a  $1:5 = n_{(\text{C}_3\text{H}_8)}^T : n_{(\text{O}_2)}$   $n_{(\text{C}_3\text{H}_8)}^T = n_{(\text{O}_2)} / 5 = 0,624 \text{ mol} < 2,27$

	reattivo
$\text{C}_3\text{H}_8$	eccesso
$\text{O}_2$	limitante

## Situazione generale

Conseguenze:

- quando il reattivo in difetto finisce, la reazione non va più avanti; quindi il reattivo in difetto LIMITA la reazione detto perciò **REATTIVO LIMITANTE**
- le moli formate dei prodotti sono proporzionali alle moli del reattivo in difetto che quindi LIMITA (blocca) la reazione. La reazione cioè termina quando finisce il reattivo in difetto

Procedura stechiometrica:

1. riconoscimento reattivo limitante
2. utilizzo dell'informazione per:
  - calcolo moli (e masse) prodotti
  - calcolo moli (e massa) reattivo in eccesso residuo

a) calcolo della massa di CO<sub>2</sub> prodotta

rapporto stechiometrico CO<sub>2</sub> e O<sub>2</sub>  $n(\text{CO}_2):n(\text{O}_2)=3:5$

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot 3/5 = 3,12 \cdot 3/5 = 1,87 \text{ mol} \quad q_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot \text{PF}_{\text{CO}_2} = 1,87 \cdot 44 = 82,3 \text{ g}$$

b) calcolo della massa di H<sub>2</sub>O prodotta

rapporto stechiometrico H<sub>2</sub>O e O<sub>2</sub>  $n(\text{H}_2\text{O}):n(\text{O}_2)=4:5$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{O}_2} \cdot 4/5 = 3,12 \cdot 4/5 = 2,51 \text{ mol} \quad q_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot \text{PF}_{\text{H}_2\text{O}} = 2,51 \cdot 18 = 45,2 \text{ g}$$

c) calcolo della massa di C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> rimasta

propano che ha reagito  $n_{\text{O}_2} \cdot 1/5 = 3,12 \cdot 1/5 = 0,624 \text{ mol}$

moli di propano rimaste:  $2,27 - 0,624 = 1,646 \text{ mol}$

quantità di propano rimasta:  $1,646 \cdot 44 = 72,5 \text{ g}$

$$q_{(\text{totale finale})} = q_{\text{CO}_2} + q_{\text{H}_2\text{O}} + q_{(\text{C}_3\text{H}_8 \text{ rimasto})} = 82,3 + 45,2 + 72,5 \text{ g} = 200,0 \text{ g}$$

## Analisi indiretta

Mediante opportune reazioni è possibile risalire al rapporto (incognito) in cui due o più componenti sono presenti in una certa miscela. Risulta fondamentale il bilancio stechiometrico delle reazioni.

Esempio:

Una lega metallica composta da ferro (PA=55,8) e cromo (PA=52) del peso di 10,0 g viene trattata con  $\text{H}_2\text{SO}_4$  in eccesso provocando la conversione completa dei metalli nei corrispondenti solfati. Si ottiene alla fine delle reazioni una miscela di  $\text{FeSO}_4$  (PF=151,8) e  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  (PF=392) del peso di 28,26 g. Determinare la composizione percentuale in peso della lega

note:

- due componenti della miscela iniziale senza alcuna relazione stechiometrica
- entrambi risultano consumati completamente al termine delle reazioni

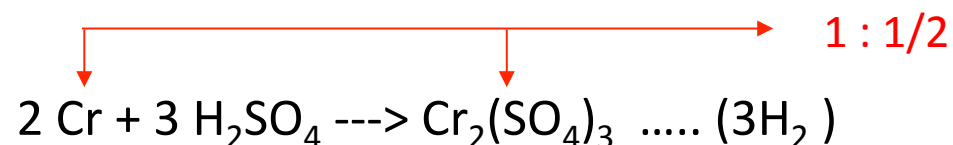
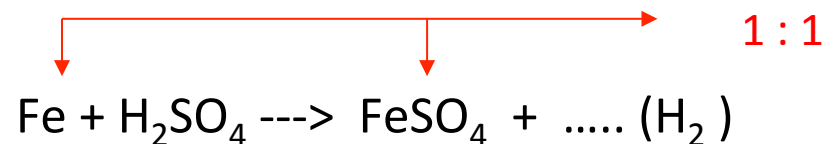


## Analisi indiretta

Esempio:

Una lega metallica composta da ferro (PA=55,8) e cromo (PA=52) del peso di 10,0 g viene trattata con  $\text{H}_2\text{SO}_4$  in eccesso provocando la conversione completa dei metalli nei corrispondenti solfati. Si ottiene alla fine delle reazioni una miscela di  $\text{FeSO}_4$  (PF=151,8) e  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  (PF=392) del peso di 28,26 g. Determinare la composizione percentuale in peso della lega

1° PASSO: determinazione coefficienti stechiometrici delle reazioni



Quindi:

x moli di Fe trasformate  
in x moli di  $\text{FeSO}_4$

y moli di Cr trasformate  
in  $y/2$  moli di  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

## Analisi indiretta

Esempio:

Una lega metallica composta da ferro (PA=55,8) e cromo (PA=52) del peso di 10,0 g viene trattata con  $\text{H}_2\text{SO}_4$  in eccesso provocando la conversione completa dei metalli nei corrispondenti solfati. Si ottiene alla fine delle reazioni una miscela di  $\text{FeSO}_4$  (PF=151,8) e  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  (PF=392) del peso di 28,26 g. Determinare la composizione percentuale in peso della lega

2° PASSO: 2 incognite  $\Leftrightarrow$  necessità di due equazioni

$$\begin{cases} x \cdot 55,8 + y \cdot 52 = 10 \\ x \cdot 151,8 + (y/2) \cdot 392 = 28,26 \end{cases} \quad \begin{cases} x = 0,161 \text{ mol} \\ y = 0,019 \text{ mol} \end{cases}$$

Infine

$$\begin{cases} q(\text{Fe}) = 0,161 \cdot 55,8 = 8,98 \text{ g} \\ q(\text{Cr}) = 0,019 \cdot 52 = 1,02 \text{ g} \end{cases} \quad \begin{cases} \%(\text{Fe}) = \frac{8,98}{10} \cdot 100 = 89,8\% \\ \%(\text{Cr}) = \frac{1,02}{10} \cdot 100 = 10,2\% \end{cases}$$