



Cristina Della Pina • Tu

Associate Professor of General and Inorganic ...

14 ore • 🌐

Ai miei studenti:

approfittate del ritorno in presenza per coltivare i rapporti umani.

Come vedete da questa indagine condotta nel nostro ateneo, siete in tanti a combattere per la vostra serenità.

Cercate di essere sempre amichevoli e solidali, perché state tutti conducendo la vostra personale battaglia e insieme risulterà meno difficile.

Buon Anno Accademico a tutti



Università degli Studi di Milano

2 giorni • 🌐

Presentati nel corso di un convegno in **#AulaMagna** i risultati dell'indagine che ha coinvolto oltre 7mila tra studentesse e studenti dell' **Università degli Studi di Milano**: solo il 19% si dichiara soddisfatto della propria vita, oltre il 42% soffre di ansia da prestazione, il 12% presenta sintomi di depressione.

Esempio Un composto è costituito come segue:

17,5 % Na

39,7% Cr

42,8% O

Sapendo che il composto ha $PM = 262 \text{ u.m.a.}$, determinare la sua **formula minima** e la sua **formula molecolare**

Si fa riferimento a 100 g di composto che conteranno:

17,5 g di Na, 39,7 g di Cr e 42,8 g di O

$$\text{Na} \quad \frac{17,5\text{g}}{23,0\text{g/mol}} = 0,761\text{mol} \quad \text{Cr} \quad \frac{39,7\text{g}}{52,0\text{g/mol}} = 0,763\text{mol} \quad \text{O} \quad \frac{42,8\text{g}}{16,0\text{g/mol}} = 2,68\text{mol}$$

più piccolo

$$\text{Na} \quad \frac{0,761}{0,761} = 1,00 \quad \times 2 = 2,00$$

$$\text{Cr} \quad \frac{0,763}{0,761} = 1,00 \quad \times 2 = 2,00$$

$$\text{O} \quad \frac{2,68}{0,761} = 3,52 \quad \times 2 = 7,04$$

La formula minima è:



N.B.

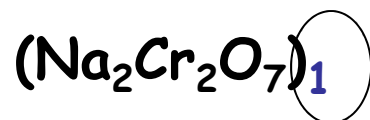
In questo caso, è stato necessario **moltiplicare** tutto **per 2**, in quanto l'approssimazione di 3,52 a 4 sarebbe stata eccessiva...quindi, si è provato a vedere se la moltiplicazione per 2 fosse sufficiente a fare uscire numeri la cui approssimazione non fosse problematica come la precedente: obiettivo raggiunto!

PM di $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
(formula minima)

$$n = \frac{262}{2 \cdot 23 + 2 \cdot 52 + 7 \cdot 16} = 1$$

PM di $\text{Na}_x\text{Cr}_y\text{O}_z$
(formula molecolare
incognita)

E quindi la formula molecolare è:



La formula molecolare è:



dicromato di
(di)sodio

la formula minima e la formula molecolare coincidono

REAZIONI CHIMICHE



Le trasformazioni che le sostanze subiscono in un processo chimico vengono riassunte nelle:

Equazioni di reazione

Le sostanze che partecipano al processo, in qualità di sostanze di partenza e di sostanze formatesi in seguito alla reazione, sono schematizzate come:

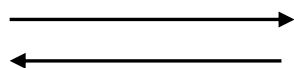
Reagenti



Prodotti



Reazione irreversibile = i reagenti si trasformano irreversibilmente nei prodotti

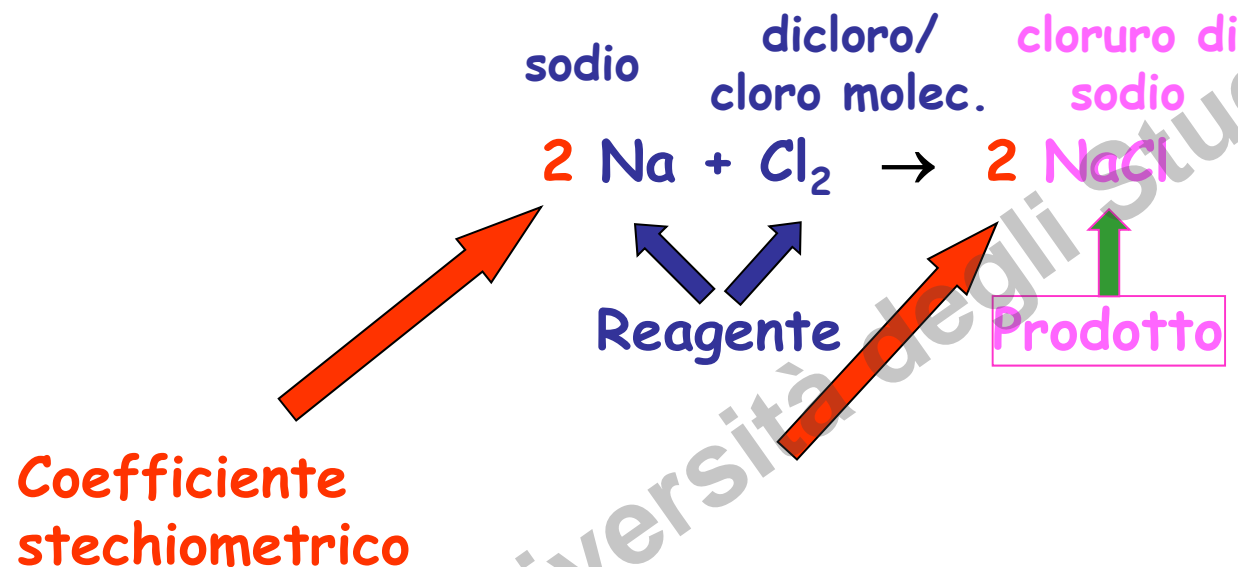


Reazione di equilibrio o reversibile =
i reagenti si trasformano
reversibilmente nei prodotti, cioè
i prodotti - una volta formati -
possono ritrasformarsi nei reagenti

Quantitativamente, in un'equazione di reazione vengono espressi i rapporti molari secondo cui le diverse sostanze prendono parte alla reazione stessa

Tali quantità si dicono rapporti stechiometrici e vengono espressi da coefficienti che tengono conto della quantità di materia che prende parte alla reazione

Una **equazione di reazione** è la rappresentazione simbolica di una reazione chimica in termini di formule chimiche



In molti casi è utile indicare gli stati o le fasi delle sostanze ponendo appropriati simboli fra parentesi indicanti le fasi dopo le formule

(g) = gas **(l)** = liquido **(s)** = solido **(aq)** = soluzione acquosa

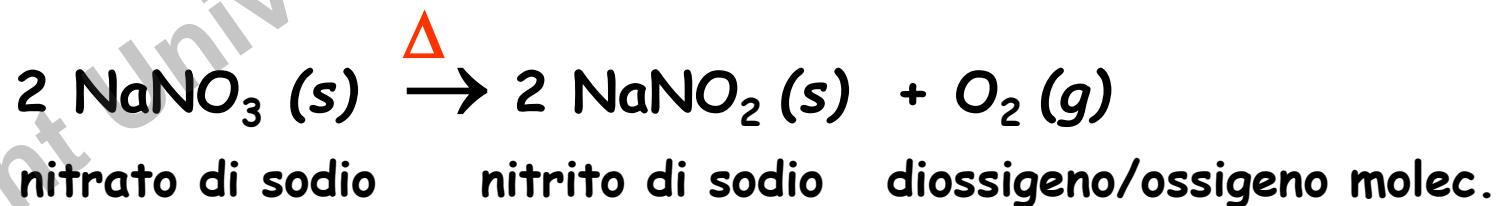
L'**equazione di reazione** precedente diventa così:



In una **equazione di reazione** si possono anche indicare le **condizioni** in cui avviene la reazione:

Se i reagenti sono stati riscaldati per iniziare una reazione
ciò si può indicare con il simbolo Δ

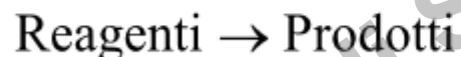
Ad esempio:



Reazioni chimiche

Reazioni chimiche = processi che soggiacciono ai cambiamenti chimici.

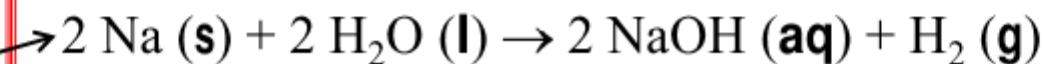
Durante una reazione chimica una o più specie chimica, i **reagenti**, si trasformano in altri composti chimici detti **prodotti di reazione**.



Le reazioni chimiche sono rappresentate da **equazioni chimiche** in cui si trovano suddette informazioni:

- 1) Le formule chimiche dei reagenti
- 2) Le formule chimiche dei prodotti
- 3) I rapporti molari delle sostanze che partecipano alla reazione
- 4) Lo stato fisico delle sostanze che partecipano alla reazione
(**s**: solido, **l**: liquido, **g**: gassoso, **aq**: acquosa)

*coefficienti
stechiometrici*



Equazioni chimiche

Informazione
qualitativa

L'equazione chimica si serve delle formule chimiche per simboleggiare il cambiamento qualitativo che si verifica in una reazione chimica quanto l'informazione che non si creano né si distruggono atomi

Informazione
quantitativa

I coefficienti stechiometrici indicano il numero relativo delle moli di reagente e di prodotti che partecipano alla reazione

Nel corso di una reazione chimica gli atomi **non si creano e non si distruggono** ma si limitano semplicemente a mutare compagni. Se si compie una reazione in un contenitore chiuso non si registra alcuna variazione della massa del contenitore.

Legge di conservazione della materia (o della massa)

Durante una reazione chimica o una trasformazione fisica non si osserva nessuna variazione della quantità di materia



Nei casi più semplici (mentre vedremo che nel caso delle Redox più complesse occorrerà procedere secondo regole precise...), per il **BILANCIAMENTO** di un'equazione si può procedere per « tentativi » così:

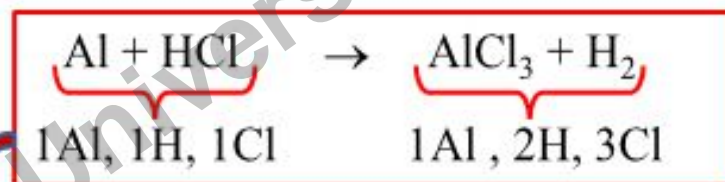
Bilanciamento di un'equazione chimica

Quando ai due lati della freccia i vari elementi sono presenti con lo stesso numero di atomi si dice che l'equazione è **bilanciata**

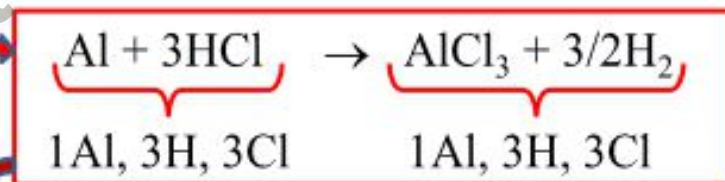
Come si bilancia un'equazione chimica?

- 1) bilanciare per primo l'elemento che compare nel minimo numero di formule
- 2) bilanciare dopo l'elemento che compare nel massimo numero di formule
- 3) bilanciare per ultimo gli elementi liberi

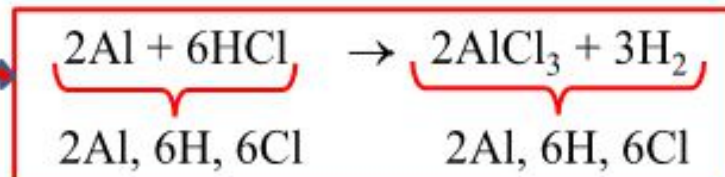
*Non è mai
ammesso
modificare i
pedici delle
formule!!!*



equazione non bilanciata



equazione bilanciata
con coefficienti frazionari

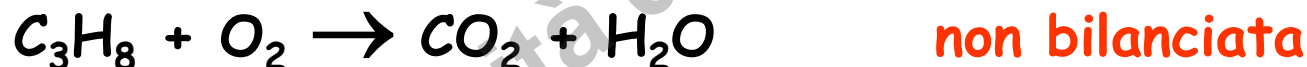


equazione bilanciata
con coefficienti interi

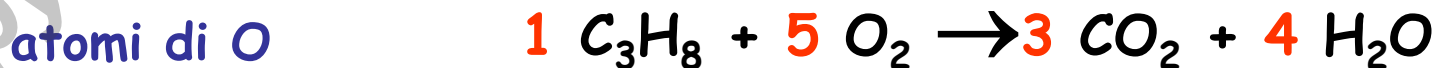
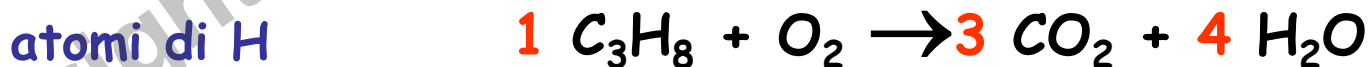
Un'equazione chimica va bilanciata scegliendo opportunamente i coefficienti stechiometrici

Vediamo un **esempio** di bilanciamento di una **Reazione di COMBUSTIONE**:

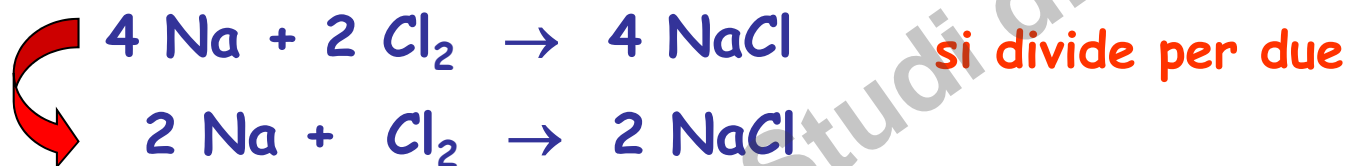
È una reazione 'semplice' di ossidoriduzione, esotermica, in cui è presente un *combustibile* (solitamente un composto organico, spesso idrocarburico) e un *comburente* (costituito dall'ossigeno presente nell'aria). In questo caso i prodotti della **combustione completa** sono CO_2 e H_2O



Procedimento di bilanciamento 'per tentativi'



I **coefficienti** possono essere moltiplicati per una costante qualsiasi, ma in genere sono scelti in modo da essere i più piccoli numeri interi (anche se sono possibili i numeri frazionari)



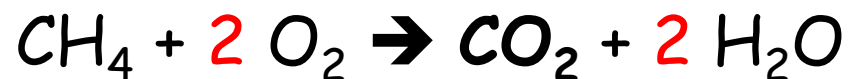
N.B.:

Fate sempre attenzione al numero di moli di atomi!

Es.: in $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ (trisolfato di ferro) ci sono:

$4 \times 3 = 12$ moli di atomi di O e **$1 \times 3 = 3$** moli di atomi di S

DALLE MOLI AI GRAMMI nelle Equazioni di Reazione



combustione completa
(i prodotti della sono CO_2 e H_2O)



Se 1 mole di CH_4 ha bisogno di 2 moli di O_2 per reagire, dato che
1 mole di metano pesa 16 g ($\text{PM}_{\text{CH}_4} = 12 + 4 \cdot 1 = 16$) e
1 mole di diossigeno pesa 32 g ($\text{PM}_{\text{O}_2} = 16 \cdot 2 = 32$),
si può concludere che occorrano 64 g di diossigeno ogni 16 g di metano
per la reazione che porta a CO_2 e $2\text{H}_2\text{O}$



combustione parziale:
i prodotti della reazione sono CO (non CO₂) e H₂O

Se 2 moli di CH₄ hanno bisogno di 3 moli di O₂ per reagire, dato che 1 mole di metano pesa 16 g e 1 mole di diossigeno pesa 32 g, si può concludere che occorrono 96 g di diossigeno ogni 32 g di metano per la reazione che porta a 2CO e 4H₂O

REAGENTE LIMITANTE

Può capitare che i reagenti siano inizialmente presenti in quantità diverse rispetto alle proporzioni molari 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



Il reagente limitante di una reazione è quel reagente presente nell'ambiente di reazione in quantità inferiore a quella richiesta dal rapporto stechiometrico e che quindi si esaurirà per primo impedendo alla reazione di proseguire fino alla totale scomparsa della quantità iniziale di tutti i reagenti.

Quando i reagenti non sono presenti in quantità corrispondenti ai rapporti stechiometrici occorre sempre impostare i calcoli sul reagente limitante.

Esempio

Data la reazione già bilanciata



Calcolare quanti grammi di ZnS (solfuro di zinco) si ottengono facendo reagire 7,36 g di zinco con 6,45 g di zolfo. Determinare, infine, i grammi del reagente in eccesso dopo la reazione.

Per prima cosa si calcolano le moli di zinco e zolfo corrispondenti alle masse indicate, sapendo i PA di Zn e S:

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

limitante

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



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

$$n_{\text{ZnS}} = n_{\text{Zn}} = 0,113 \text{ mol}$$

$$n_{\text{ZnS}} = n_{\text{S}} = 0,201 \text{ mol}$$

Si ottengono quindi 0,113 moli di ZnS.

La massa di ZnS corrispondente a queste moli è:

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

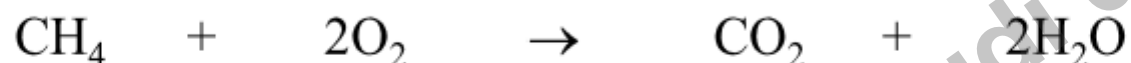
Lo zolfo è in eccesso e ne rimangono:

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

$$\text{massa S (non reagite)} = n_{\text{S}} \times PA_{\text{S}} = 0,088 \text{ mol} \times 32,06 \text{ g/mol} = 2,8 \text{ g}$$

Esempio

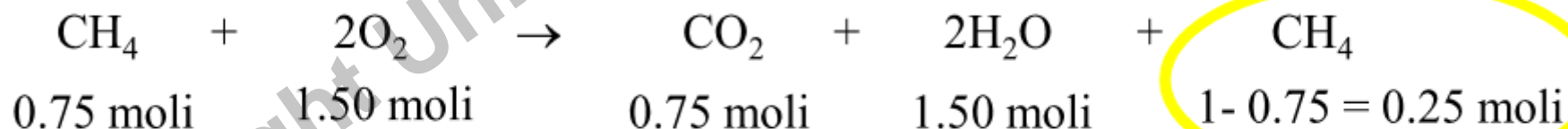
Quanti grammi di biossido di carbonio si possono formare da 16,0 g di metano e 48,0 g di ossigeno?



$$\text{moli di CH}_4 = \text{grammi CH}_4 / PM \text{ CH}_4 = 16,0 \text{ g} / 12,01 + (1,01 \times 4) \text{ g mol}^{-1} = 1,00 \text{ mole}$$

$$\text{moli di O}_2 = \text{grammi O}_2 / PM \text{ O}_2 = 48,0 \text{ g} / (16,0 \times 2) \text{ g mol}^{-1} = 1,50 \text{ moli}$$

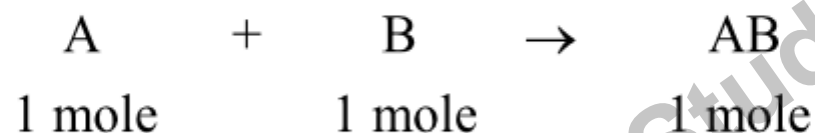
Il reagente limitante è l'ossigeno. Dato il rapporto stechiometrico al massimo potranno reagire 0,75 moli di metano. Si formeranno al massimo 0,75 moli di biossido di carbonio



$$\begin{aligned} \text{grammi di CO}_2 &= \text{moli di CO}_2 \times PM \text{ di CO}_2 = 0,75 \text{ moli} \times [12,01 + (2 \times 16,0)] \text{ g mol}^{-1} = \\ &= 0,75 \text{ moli} \times 44,0 \text{ g mol}^{-1} = 33,0 \text{ g} \end{aligned}$$

Resa percentuale di una reazione

In una reazione avviene una **resa teorica** del 100% quando almeno uno dei reagenti (il reagente limitante) è convertito quantitativamente nel prodotto desiderato



$$\text{resa percentuale} = \frac{\text{resa effettiva del prodotto}}{\text{resa teorica del prodotto}} \times 100$$

resa percentuale o **rendimento percentuale** = rapporto percentuale tra la massa di un dato prodotto (**resa effettiva**) e quella teoricamente ottenibile (**resa teorica**)

Perché non si ha una **resa teorica** del 100%?

- 1) I reagenti non sono completamente convertiti nei prodotti
- 2) I reagenti formano anche prodotti collaterali attraverso reazioni simultanee
- 3) Inefficiente recupero del prodotto dalla miscela di reazione