

Reazioni chimiche

In una **reazione chimica** gli atomi delle sostanze che reagiscono, **si ricombinano fra loro formando nuove sostanze e scambiando energia.**

Le sostanze presenti all'inizio della reazione si chiamano **reagenti**, si trasformano in altre sostanze, con caratteristiche differenti chiamate **prodotti**.

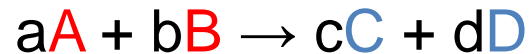
Dalla **legge di Lavoisier** sappiamo che *in una reazione chimica nulla si crea e nulla si distrugge*



Questo principio è chiamato anche «**legge di conservazione della massa**» ed implica che in una equazione di reazione **la massa totale degli atomi presenti nei reagenti deve essere uguale alla massa totale degli atomi presenti nei prodotti di reazione**

Reazioni chimiche

Le reazioni chimiche vengono rappresentate da equazioni chimiche



A, B, sono i **reagenti** → a sinistra dell'equazione

C, D, sono i **prodotti** → a destra dell'equazione

a,b,c,d, sono i **coefficienti stechiometrici**

I **coefficienti stechiometrici** bilanciano le reazioni:

sono numeri opportunamente introdotti per mantenere, per ciascuna specie, l'uguaglianza tra il numero di atomi dei reagenti e dei prodotti (**bilanciamento**)

Il simbolo → indica che i reagenti **si trasformano *irreversibilmente*** nei prodotti

Se la reazione è **reversibile** si usa il simbolo \rightleftharpoons

Reazioni chimiche

Per scrivere una equazione di reazione:

1. si stabilisce quali sono reagenti e prodotti;
2. si scrivono le formule esatte dei reagenti e dei prodotti;
3. si bilancia la reazione ponendo davanti alle molecole gli opportuni coefficienti stechiometrici fino al raggiungimento dell'uguaglianza degli atomi in gioco.

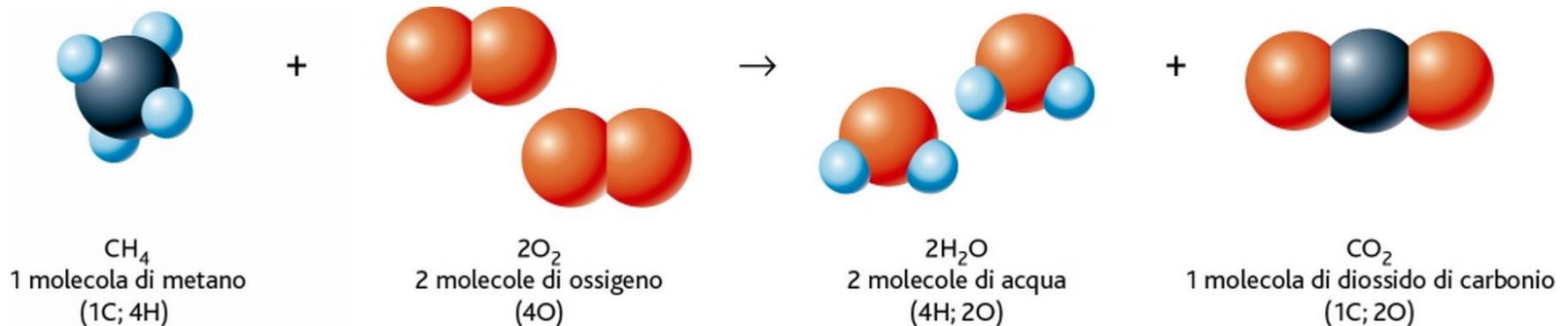


Foto: Charles D. Winters

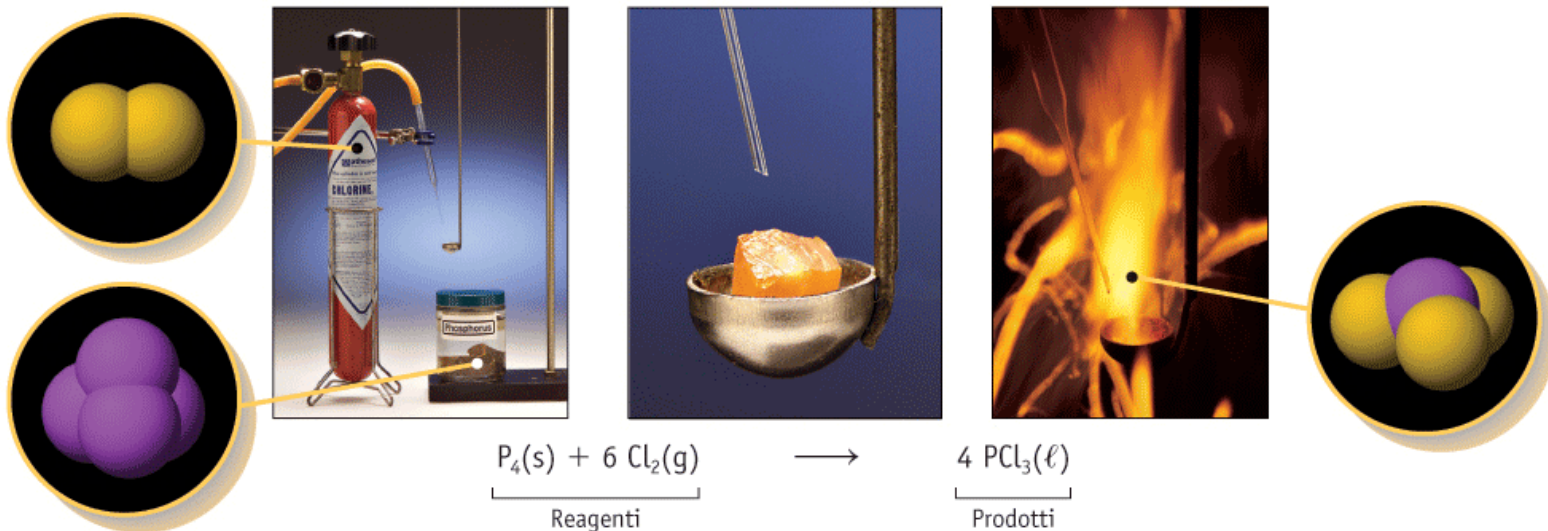


Figura 4.1 Reazione del fosforo bianco solido con cloro gassoso. Il prodotto è tricloruro di fosforo liquido.

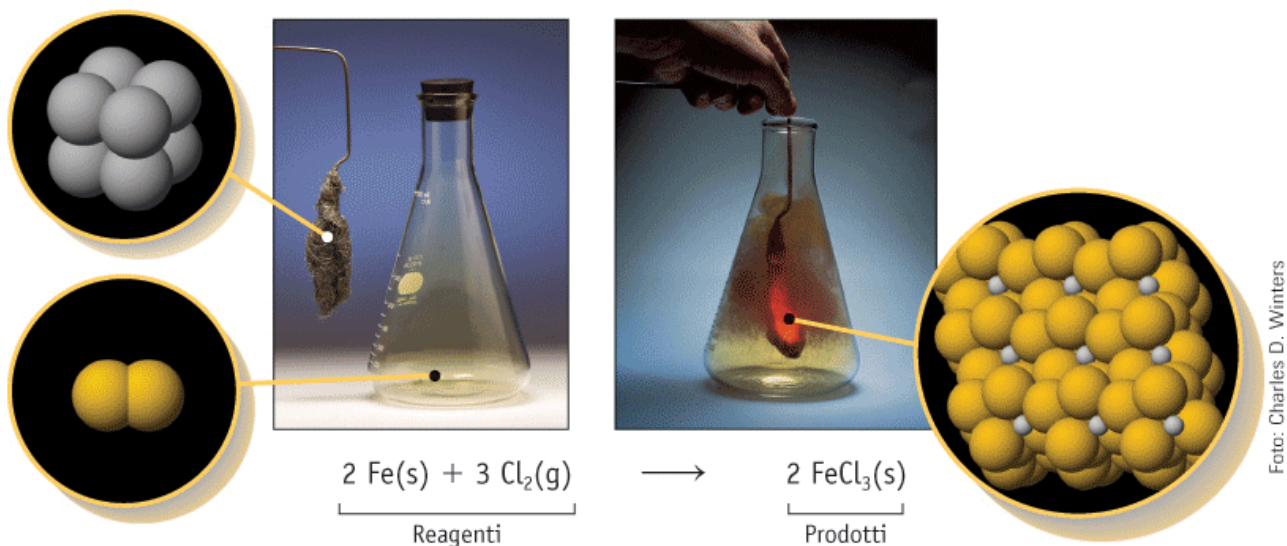


Foto: Charles D. Winters

Figura 4.2 La reazione tra ferro e cloro. Un pezzo di ferro spugnoso viene introdotto in una beuta che contiene cloro gassoso. Il calore sviluppato dalla reazione infiamma il ferro e si forma cloruro di ferro(III) marrone.

I calcoli stechiometrici

In una reazione chimica conoscendo la quantità di una specie è possibile calcolare la quantità di un'altra specie in gioco, seguendo i seguenti passaggi:

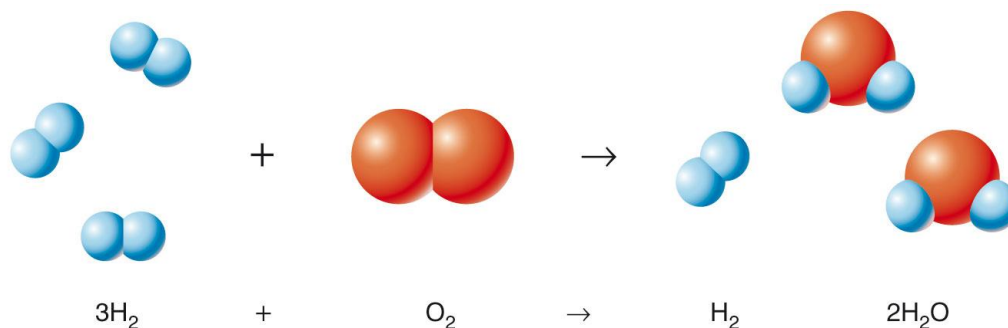
1. scrivere e bilanciare l'equazione di reazione;
2. determinare le masse molari delle sostanze coinvolte;
3. trasformare in moli i grammi o i litri delle sostanze di cui si conosce la massa o il volume;
4. utilizzare i coefficienti stechiometrici per determinare, tramite una proporzione, le moli delle sostanze richieste;
5. trasformare le moli in grammi o in litri.

Reagente limitante e reagente in eccesso

Quando in una reazione le quantità dei reagenti non rispettano il rapporto stechiometrico, si è in presenza:

- di un **reagente limitante** se in quantità inferiore a quella imposta dalla reazione stechiometrica;
- di un **reagente in eccesso** se in quantità superiore rispetto alla quantità prevista dal rapporto stechiometrico.

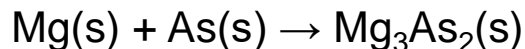
La quantità di prodotto che si forma dipende dalla quantità di reagente limitante



REAGENTE LIMITANTE/1

Esercizio

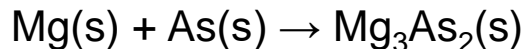
5.00 g di magnesio (Mg) vengono fatti reagire con 5,00 g di arsenico (As).
La reazione (da bilanciare) è la seguente:



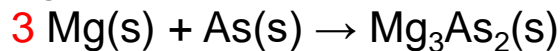
Calcolare la massa di Mg_3As_2 che si ottiene dalla reazione

Risoluzione

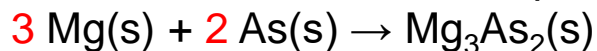
Bilanciamo la reazione:



A destra abbiamo tre atomi di Mg, a sinistra uno soltanto. Bilanciamo Mg:



A destra abbiamo due atomi di As, a sinistra uno soltanto, per cui:



La reazione è ora bilanciata.

Determiniamo le moli di Mg e As:

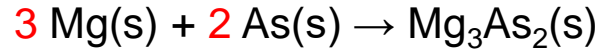
$$n_{\text{Mg}} = 5.00 \text{ g} / (24.305 \text{ g/mol}) = 0.206 \text{ mol}$$

$$n_{\text{As}} = 5.00 \text{ g} / (74.92 \text{ g/mol}) = 0.0667 \text{ mol}$$

REAGENTE LIMITANTE/2

Determiniamo il reagente limitante

La reazione bilanciata è:



Dalla stechiometria della reazione ricaviamo che $n_{\text{As}} = \frac{2}{3} n_{\text{Mg}} = \frac{2}{3} * 0.206 \text{ mol}$

Da cui n_{As} (moli di As necessarie per far reagire 3 moli di Mg)=0.137 mol

In realtà le moli corrispondenti di As ai 5.00 gr sono 0.0667 mol.

Quindi, ne basterebbero 0.137 mol ma ne ho solo 0.0667 mol, vuol dire che **As è il reagente limitante, o reagente in difetto stechiometrico** .

Si può ragionare allo stesso modo riferendosi ad Mg:

$$n_{\text{Mg}} = \frac{3}{2} n_{\text{As}} = \frac{3}{2} * 0.0667 \text{ mol}$$

Da cui $n_{\text{Mg}} = 0.100 \text{ mol}$ che è minore 0.206 mol, quindi il **Mg è il reagente in eccesso stechiometrico**.

REAGENTE LIMITANTE/3

La individuazione del reagente limitante ci consente di completare i calcoli stechiometrici poiché sappiamo che quando finisce il reagente limitante (o in difetto stechiometrico) , in questo caso As, la reazione non può più continuare e quindi non si otterrà altro Mg_3As_2

L'esercizio ci chiedeva di calcolare la massa di Mg_3As_2 che si ottiene

Dalla reazione: $3 \text{Mg}(\text{s}) + 2 \text{As}(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}_3\text{As}_2(\text{s})$

Si vede che le moli di Mg_3As_2 sono in rapporto 1 : 2 rispetto a quelle di As, cioè:

$$n_{\text{Mg}_3\text{As}_2} = \frac{1}{2} n_{\text{As}}$$

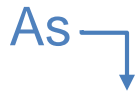
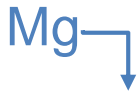
Quindi le moli di Mg_3As_2 sono:

$$n_{\text{Mg}_3\text{As}_2} = \frac{1}{2} (0.0667 \text{ mol}) = 0,0334 \text{ mol}$$

REAGENTE LIMITANTE/4

A questo punto possiamo calcolare la massa di prodotto Mg_3As_2 :

$$m = n \times \text{PM}$$



$$\text{PM} = (\underline{24.305} \times 3) + (\underline{74.92} \times 2) = 222.76 \text{ g/mol}$$

$$m = 0.0334 \text{ mol} \times 222.76 \text{ g/mol} = 7.44 \text{ g}$$

I grammi di Mg_3As_2 prodotti sono dunque 7.44 g.

Resa di una reazione

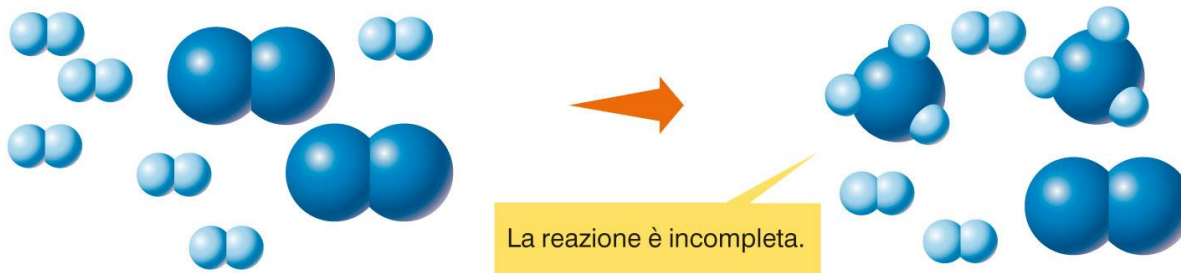
La quantità di prodotto calcolata in una reazione quando tutto il reagente limitante è consumato è chiamata *resa teorica*

La quantità di prodotto effettivamente ottenuta alla fine della reazione è definita *resa effettiva*

La resa effettiva è sempre minore di quella teorica

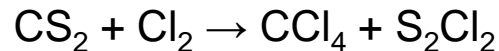
La *resa percentuale* di una reazione correla la resa effettiva con quella teorica

$$\text{Resa percentuale}(\%) = \frac{\text{resa effettiva}}{\text{resa teorica}} \times 100$$



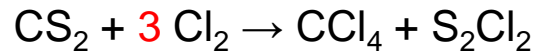
Resa di una reazione/1

100 g di CS_2 e 250 g di Cl_2 vengono fatti reagire secondo la reazione (da bilanciare):



Calcolare: a) quanti grammi di CCl_4 si ottengono; b) quale sarebbe la resa della reazione se si formassero 151 g di CCl_4 .

Bilancio:



Calcolo le moli e ottengo:

Moli di $\text{CS}_2 = 1.31 \text{ mol}$

Moli di $\text{Cl}_2 = 3.53 \text{ mol}$

Determino il reagente limitante, come spiegato precedentemente, e trovo che il reagente limitante è il Cl_2 .

A questo punto le moli di CCl_4 sono $1/3$ di quelle del Cl_2 e quindi:

Moli di $\text{CCl}_4 = 1/3 (3.53 \text{ mol}) = 1.18 \text{ mol}$

Determino la massa teorica, cioè la massa ottenuta assumendo una resa del 100% massa teorica di $\text{CCl}_4 = 1.18 \text{ mol} \times 153.82 \text{ g/mol} = 181 \text{ g}$

Resa di una reazione/2

A questo punto posso calcolarmi la resa della reazione:

$$\text{Resa percentuale (\%)} = \frac{\text{resa effettiva}}{\text{resa teorica}} \times 100$$

Quindi

$$\text{Resa percentuale (\%)} = \frac{151 \text{ g}}{181 \text{ g}} \times 100 = 83.4 \%$$

Tipi di reazione

Tipo di reazione	Equazione caratteristica
sintesi	$A + B \rightarrow C$
decomposizione	$AB \rightarrow A + B$
scambio semplice	$A + BC \rightarrow B + AC$
doppio scambio	$AB + CD \rightarrow AD + BC$



Reazioni di decomposizione avvengono per esempio nei funghi, mentre le piante attuano la sintesi di nutrienti



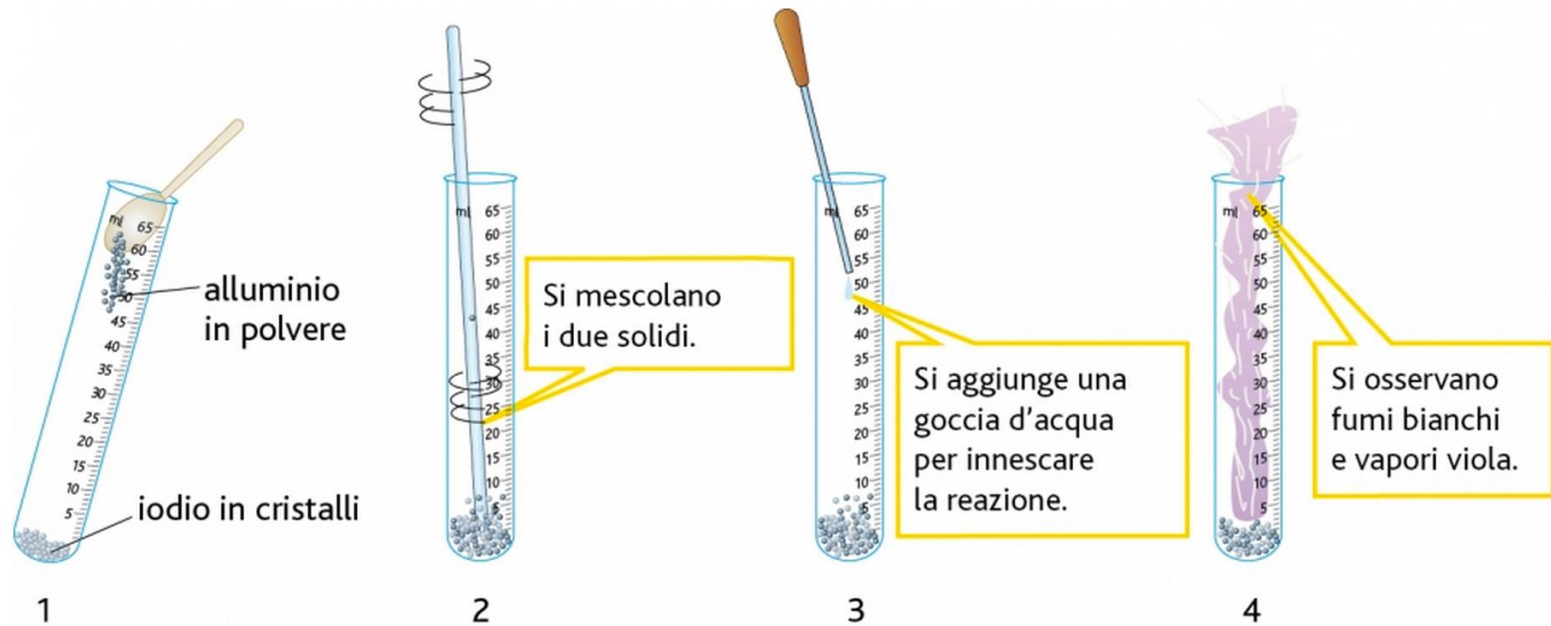
Le reazioni di sintesi

Le **reazioni di sintesi** producono un solo composto a partire da due o più reagenti e sono del tipo:



Reazione		Esempio
1	non metallo + ossigeno \rightarrow ossido acido	$C_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} CO_{2(g)}$
2	metallo + ossigeno \rightarrow ossido basico	$2Cu_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2CuO_{(s)}$
3	metallo + non metallo \rightarrow sale binario	$2Al_{(s)} + 3I_{2(s)} \xrightarrow{\Delta} 2AlI_{3(s)}$
4	metallo + idrogeno \rightarrow idruro	$2Li_{(s)} + H_{2(g)} \rightarrow 2LiH_{(s)}$
5	alogeno + idrogeno \rightarrow idracido	$Cl_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$
6	ossido acido + acqua \rightarrow ossiacido	$SO_{3(l)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SO_{4(aq)}$
7	ossido basico + acqua \rightarrow idrossido	$BaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ba(OH)_{2(aq)}$

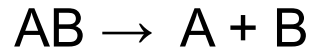
Le reazioni di sintesi



Sintesi di ioduro di alluminio a partire da iodio (non metallo) e alluminio (metallo)

Le reazioni di decomposizione

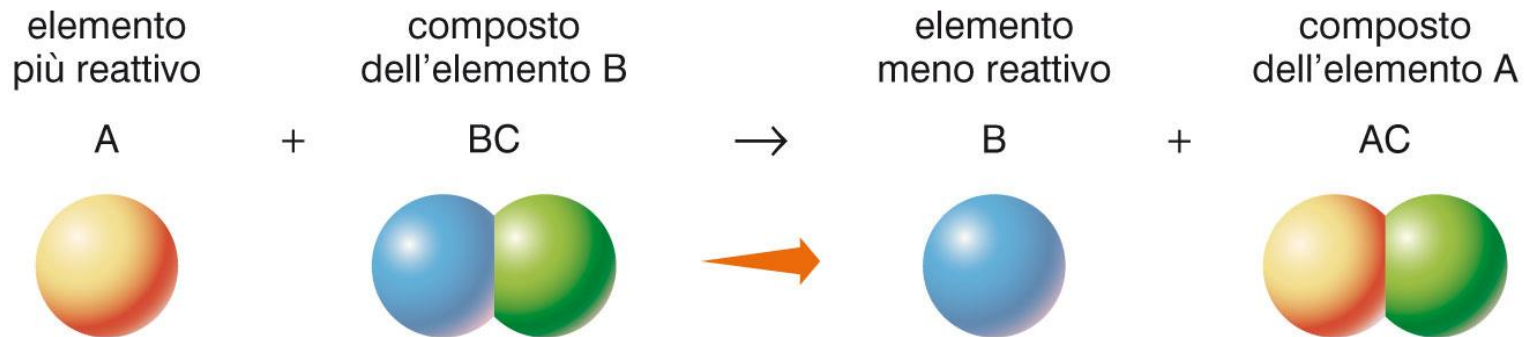
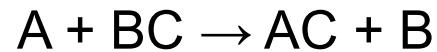
Le reazioni di decomposizione si verificano quando un solo reagente si decompone originando due o più prodotti e sono del tipo:



Reazione	Esempio		
perossido di idrogeno	1	$2\text{H}_2\text{O}_{2(aq)} \xrightarrow{\text{MnO}_2} 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$	con liberazione di ossigeno
clorato di potassio	2	$2\text{KClO}_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2\text{KCl}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)}$	
carbonati (eccetto quelli dei metalli alcalini)	3	$\text{CaCO}_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$	con liberazione di CO_2
bicarbonato	4	$2\text{NaHCO}_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_{3(s)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$	
idrossidi	5	$\text{Ni}(\text{OH})_{2(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{NiO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$	con liberazione di acqua

Le reazioni di scambio o di spostamento

Le **reazioni di scambio** o **spostamento** si verificano quando un elemento libero (più reattivo) va a sostituire uno degli elementi presenti nel composto, e sono del tipo:



Le reazioni di scambio o di spostamento

Reazione	Esempio	
di un elemento dal proprio ossido	1	$\text{H}_{2(g)} + \text{CuO}_{(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{Cu}_{(s)}$
	2	$5\text{C}_{(s)} + 2\text{P}_2\text{O}_{5(s)} \xrightarrow{1500^\circ\text{C}} 5\text{CO}_{2(g)} + \text{P}_{4(g)}$
	3	$2\text{Al}_{(s)} + \text{Cr}_2\text{O}_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{Al}_2\text{O}_{3(s)} + 2\text{Cr}_{(s)}$
	4	$2\text{Mg}_{(s)} + \text{SiO}_{2(s)} \xrightarrow{\Delta} 2\text{MgO}_{(s)} + \text{Si}_{(s)}$
dell'idrogeno dai suoi composti	1	$\text{Na}_{(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{NaOH}_{(aq)}$
	2	$\text{Ni}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \textit{nessuna reazione}$
	3	$\text{Ni}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{NiCl}_{2(aq)}$
degli ioni metallici dalle soluzioni dei loro sali	1	$\text{Cu}_{(s)} + 2\text{AgNO}_{3(aq)} \rightarrow 2\text{Ag}_{(s)} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_{2(aq)}$
	2	$\text{Zn}_{(s)} + \text{CuSO}_{4(aq)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{ZnSO}_{4(aq)}$
	3	$\text{Cu}_{(s)} + \text{ZnSO}_{4(aq)} \rightarrow \textit{nessuna reazione}$

Le reazioni di scambio o di spostamento

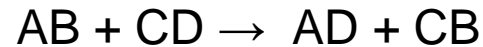
Questo tipo di reazione implica una variazione del numero di ossidazione per trasferimento di elettroni e prende il nome di **redox**.

La tendenza a reagire cedendo elettroni non è uguale per tutti gli elementi ed è indicata dalla serie di reattività.

Quando un metallo più reattivo ne sposta un altro da un suo sale, gli atomi del metallo più reattivo si trasformano in ioni positivi, mentre gli ioni positivi inizialmente in soluzione diventano atomi neutri

Le reazioni di doppio scambio

Nelle **reazioni di doppio scambio** i composti si scambiano elementi in forma ionica, e sono del tipo:



Reazione	Esempio		
sale + acido	1	$BaCl_{2(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow BaSO_{4(s)} + 2HCl_{(aq)}$	con formazione di precipitato
sale1 + sale2	2	$Na_2S_{(aq)} + KNO_{3(aq)} \rightarrow \textit{nessuna reazione}$	
	3	$Na_2S_{(aq)} + CuCl_{2(aq)} \rightarrow CuS_{(s)} + 2NaCl_{(aq)}$	
carbonato + acido	4	$CaCO_{3(aq)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$	con formazione di gas
solfito + acido	5	$Na_2SO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + SO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$	
sale di ammonio + idrossido	6	$NH_4Cl_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow NH_{3(g)} + KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} + \text{calore}$	
idrossido + acido	7	$NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} + \text{calore}$	con formazione di acqua (reazione di neutralizzazione)
	8	$2KOH_{(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow K_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(l)} + \text{calore}$	
	9	$Mg(OH)_{2(s)} + 2HNO_{3(aq)} \rightarrow Mg(NO_3)_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)} + \text{calore}$	
ossido + acido	10	$NiO_{(s)} + 2HNO_{3(aq)} \rightarrow Ni(NO_3)_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$	
ossido acido + idrossido	11	$SO_{3(g)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(l)}$	

Le reazioni di doppio scambio

Le **reazioni di precipitazione** implicano la formazione di un prodotto insolubile che prende il nome di **precipitato**.



Le reazioni di doppio scambio possono portare anche alla **formazione di prodotti gassosi**

Le reazioni di doppio scambio

Nelle **reazioni di neutralizzazione** tra un acido e un idrossido si ha sempre la formazione di molecole d'acqua e la produzione di un sale

