

ZANICHELLI

Valitutti, Falasca, Tifi, Gentile

Chimica

concetti e modelli.blu

ZANICHELLI

Capitolo 18

Le reazioni chimiche

ZANICHELLI

Sommario

1. Le equazioni di reazione
2. I calcoli stechiometrici
3. Reagente limitante e reagente in eccesso
4. La resa di reazione
5. I vari tipi di reazione
6. Le reazioni di sintesi
7. Le reazioni di decomposizione
8. Le reazioni di scambio o di spostamento
9. Le reazioni di doppio scambio

Le equazioni di reazione (I)

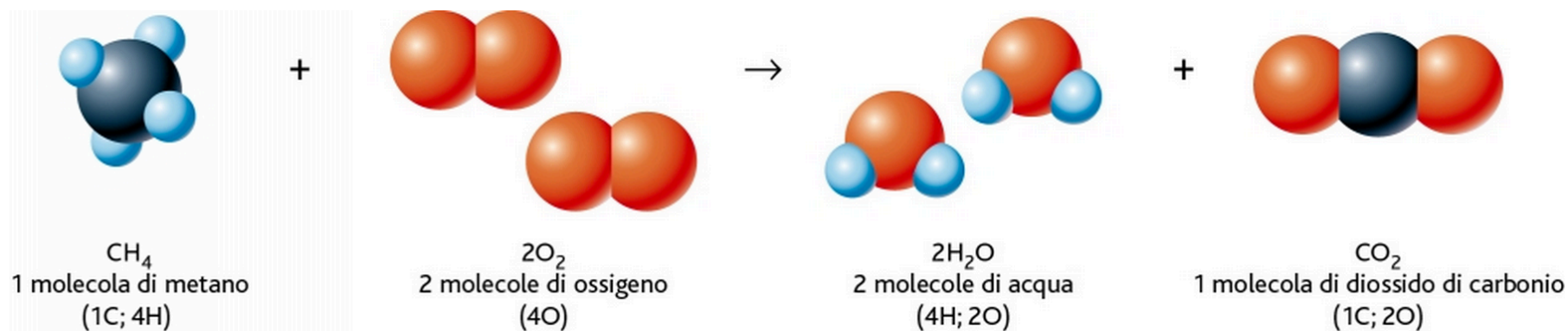
Una **reazione** (o **equazione**) **chimica** è una trasformazione di sostanze dette **reagenti** in altre sostanze dette **prodotti**.

reagenti \rightarrow prodotti



Le equazioni di reazione (II)

Secondo la legge di Lavoisier (legge di conservazione della massa), durante una reazione il numero di atomi di ciascuna specie rimane inalterato.



Le equazioni di reazione (III)

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.

Le equazioni di reazione (IV)

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**).

Le equazioni di reazione (V)

Per bilanciare una reazione si seguono le seguenti regole:

1. per primi si bilanciano gli atomi dei metalli e dei non metalli;
2. si bilanciano gli ioni poliatomici come fossero un unico gruppo di atomi;
3. si bilanciano per ultimi gli atomi di idrogeno e di ossigeno se presenti.

Le equazioni di reazione (VI)

L'**equazione di reazione** di una qualsiasi trasformazione chimica rende evidenti i rapporti secondo cui si combinano i reagenti e si formano i prodotti.

Saper prevedere i prodotti di una reazione consente, per esempio, di evitare la dispersione di prodotti tossici nello smaltimento dei rifiuti o nella produzione di alimenti.



I calcoli stechiometrici (I)

La **stechiometria** è il ramo della chimica che si occupa delle relazioni quantitative fra i reagenti e i prodotti di una reazione.

I **coefficienti stechiometrici** indicano il rapporto numerico che esiste sia fra le molecole dei composti presenti in una reazione chimica, sia il loro numero di moli.

I calcoli stechiometrici (II)

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;

I calcoli stechiometrici (III)

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.

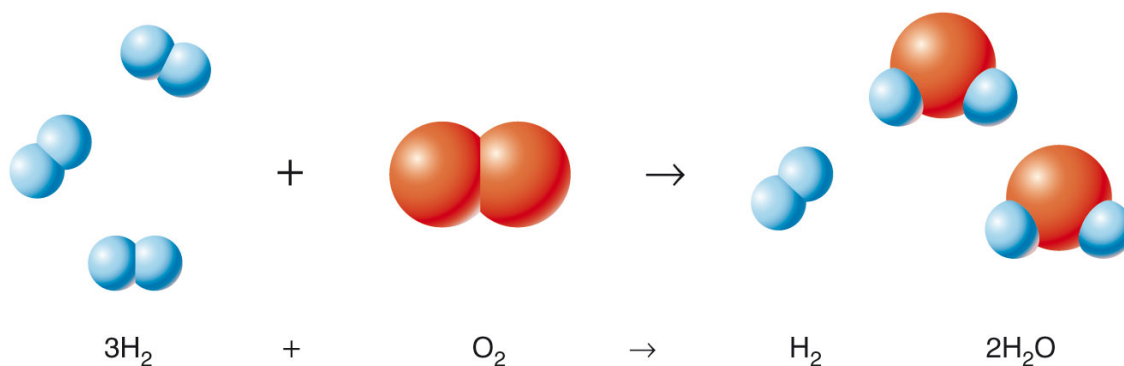
Reagente limitante e reagente in eccesso (I)

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.

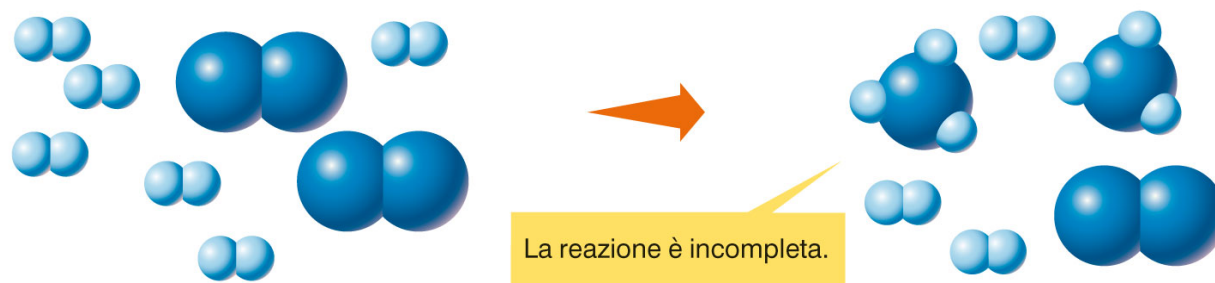
Reagente limitante e reagente in eccesso (II)

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



La resa di reazione (I)

La maggior parte delle reazioni chimiche non procede fino a esaurimento ma si arresta una volta che si è consumata una certa quantità di reagenti.



La **resa teorica** di un prodotto è la massima quantità che può essere ottenuta da una certa massa di reagente in base alla stechiometria della reazione.

La resa di reazione (II)

La **resa percentuale** di un prodotto è il rapporto percentuale tra la quantità di prodotto effettivamente ottenuta (**resa effettiva**) e quella massima ottenibile (**resa teorica**):

$$R_P = \frac{R_E}{R_T} \cdot 100$$

R_P = resa percentuale

R_E = resa effettiva

R_T = resa teorica

I vari tipi di reazione

Spesso è sufficiente conoscere la natura e la formula dei reagenti per prevedere quali prodotti si otterranno.



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.

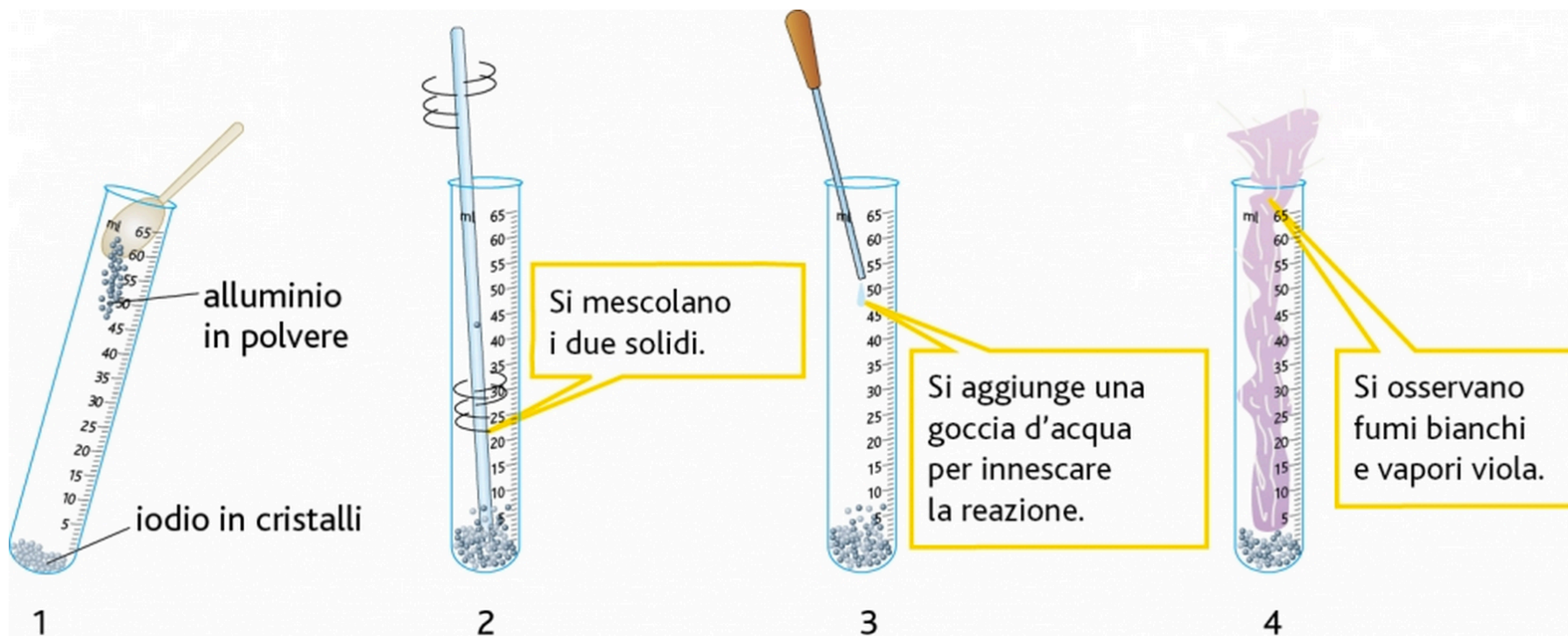
Le reazioni di sintesi (I)

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

$$A + B \rightarrow C$$

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

Le reazioni di sintesi (II)



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

Le reazioni di decomposizione

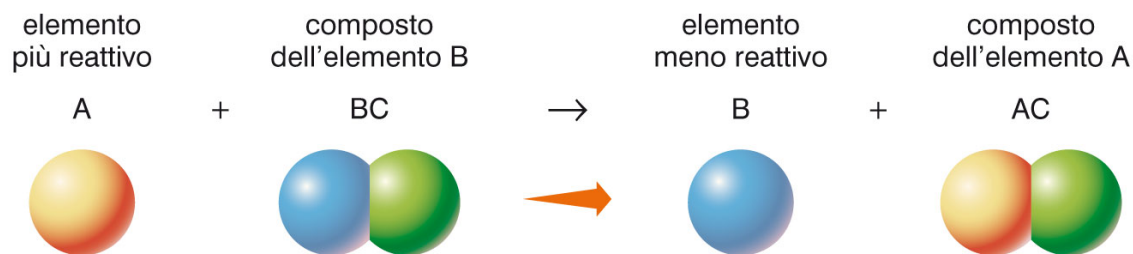
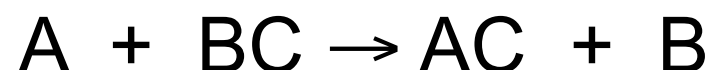
Le **reazioni di decomposizione** si verificano quando un solo reagente si decompone originando due o più prodotti e sono del tipo:



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 (I)

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 (II)

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 (III)

Questo tipo di reazione implica una variazione del numero di ossidazione 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 (I)

Nelle reazioni di doppio scambio i composti si scambiano elementi in forma ionica, e sono del tipo:
 $AB + CD \rightarrow AD + CB$

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 (II)

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 (III)

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.

