

# Chimica per il liceo/Le reazioni chimiche/P

Wikibooks, manuali e libri di testo liberi.

< Chimica per il liceo | Le reazioni chimiche

## L'equazione chimica

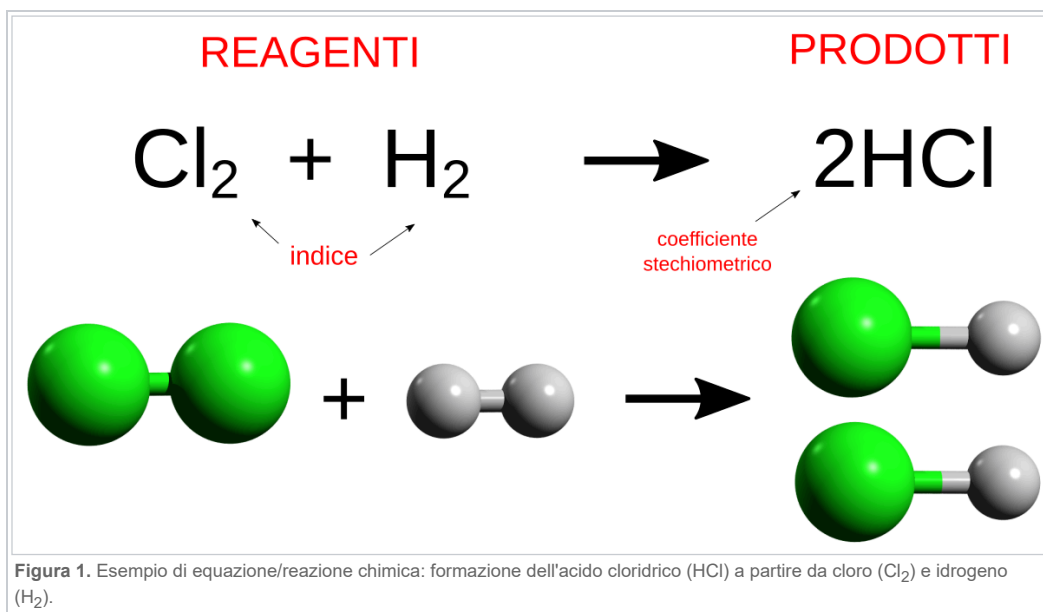
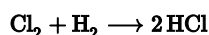
Nel Capitolo La materia e le sue proprietà al paragrafo Le trasformazioni chimiche è stato introdotto il concetto di **reazione chimica** (o più semplicemente *reazione*) come trasformazione della materia in cui varia la composizione chimica delle sostanze coinvolte: una o più sostanze "scompaiono", o meglio si trasformano in una o più nuove sostanze.

Le sostanze che danno inizio alla reazione sono dette **reagenti**, mentre le sostanze che compaiono al termine del processo sono dette **prodotti**; in altre parole i reagenti si trasformano in prodotti, che sono sostanze differenti da quelle inizialmente presenti.

Per rappresentare le reazioni chimiche si utilizza un'apposita simbologia convenzionale che viene definita **equazione chimica**:

- le sostanze coinvolte sono rappresentate mediante le rispettive formule chimiche, ad esempio, l'acqua è rappresentata dalla formula  $H_2O$ , la calce viva, o più correttamente ossido di calcio, dalla formula  $CaO$ , l'acido solforico dalla formula  $H_2SO_4$ , e così via;
- l'andamento della reazione è rappresentato mediante una freccia ( $\longrightarrow$ );
- i *reagenti* sono scritti a *sinistra*, mentre i *prodotti* sono scritti a *destra* della freccia;
- è necessario indicare le quantità delle particelle coinvolte, mediante opportuni numeri interi scritti *prima* delle formule chimiche definiti **coefficienti stechiometrici**;
- è infine possibile, anche se non obbligatorio, indicare tra parentesi lo stato fisico di aggregazione delle sostanze coinvolte (*s* = solido, *l* = liquido, *g* = aeriforme, *aq* = in soluzione acquosa, *sol* = in una generica soluzione).

La reazione di sintesi dell'acido cloridrico (HCl) a partire da cloro ( $Cl_2$ ) e idrogeno ( $H_2$ ), ad esempio, viene rappresentata mediante la seguente equazione chimica (figura 1):



I coefficienti stechiometrici di un'equazione chimica rappresentano il *rapporto minimo* tra le particelle (atomi, ioni o molecole) delle sostanze coinvolte: la reazione precedente sarebbe formalmente corretta anche scrivendo  $2Cl_2 + 2H_2 \longrightarrow 4HCl$  ma i coefficienti utilizzati non sarebbero quelli minimi, il che è di norma da evitare. Si noti, infine, che il coefficiente unitario (1) è sottinteso e, analogamente all'indice 1 nelle formule chimiche, non viene mai indicato.

La corretta determinazione dei coefficienti stechiometrici è possibile grazie al cosiddetto *bilanciamento* descritto nel prossimo paragrafo.

## Il bilanciamento

Il bilanciamento di una reazione chimica consiste nel mettere davanti alle formule di reagenti e prodotti un opportuno numero in genere intero, chiamato **coefficiente stechiometrico**. Il bilanciamento è una delle operazioni più importanti della chimica ed è una diretta conseguenza della **legge di Lavoisier**: *in una reazione chimica, la massa complessiva dei reagenti è uguale alla massa complessiva dei prodotti*. In qualsiasi reazione chimica pertanto il numero degli atomi deve rimanere invariato: nessun atomo può sparire oppure generarsi dal vuoto, quindi per ciascun elemento, il numero di atomi presenti tra i reagenti (a sinistra della freccia) deve necessariamente essere uguale a quello presente tra i prodotti (a destra della freccia). Per il corretto bilanciamento di una reazione chimica è necessario ricordare che:

- non** è possibile modificare gli indici delle formule, ossia i numeri scritti in basso (a pedice) dopo il simbolo dell'elemento, in quanto ciò cambierebbe le sostanze chimiche che partecipano alla trasformazione;
- se davanti alla formula di una molecola non compare alcun coefficiente stechiometrico, questo vale 1;
- se il coefficiente è maggiore dell'unità (2, 3 o superiore) si deve considerare un numero di molecole doppio, triplo e così via, e pertanto è necessario raddoppiare, triplicare, ecc il numero di tutti gli atomi di cui la molecola è formata; per esempio, la scrittura  $4NO_2$  indica 4 molecole di diossido di

azoto, ciascuna delle quali contiene 1 atomo di azoto (N) e 2 di ossigeno (O), facendo sì che, in totale, siano presenti  $4 \cdot 1 = 4$  atomi azoto e  $4 \cdot 2 = 8$  atomi ossigeno;

- i coefficienti stechiometrici vanno introdotti in successione sino a che il numero di atomi di ciascuna specie non coincide da una parte e dall'altra della freccia.

Per quanto non esistano regole precise e sempre applicabili per bilanciare correttamente un'equazione chimica, è, in ogni caso, possibile suggerire alcuni accorgimenti pratici che permettono di facilitare tale procedimento:

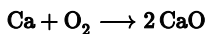
- bilanciare per primi gli atomi dei metalli e successivamente quelli dei non metalli;
- se compaiono gruppi di atomi, come ad esempio  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , ecc. bilanciarli assieme;
- bilanciare per ultimi gli atomi di idrogeno (H) e di ossigeno (O).

### Esempio 1

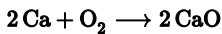
Bilanciare la seguente reazione:  $\text{Ca} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CaO}$

Quando il calcio reagisce con l'ossigeno si forma l'ossido di calcio, CaO: l'equazione sopra riportata indica proprio questo.

Il calcio è un metallo e apparentemente è già bilanciato, ma osservando l'equazione ci si rende immediatamente conto che a sinistra il simbolo  $\text{O}_2$  indica che sono presenti due atomi di ossigeno, mentre a destra il simbolo CaO indica che nell'ossido di calcio è presente un solo atomo di ossigeno: quando si bilanciano queste reazioni si bilancia sempre l'ossigeno aggiungendo i coefficienti stechiometrici davanti al composto. Per bilanciare l'ossigeno è necessario moltiplicare CaO per due:



Così facendo però il Ca non è più bilanciato, infatti ora a destra sono presenti due atomi di Ca, mentre a sinistra ce n'è solo uno. Per bilanciare il Ca è quindi necessario moltiplicare a sinistra tale elemento per due:



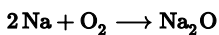
L'equazione a questo punto è correttamente bilanciata.

### Esempio 2

Bilanciare la seguente reazione:  $\text{Na} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{O}$

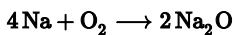
L'equazione rappresenta la sintesi dell'ossido di sodio ( $\text{Na}_2\text{O}$ ) a partire dagli elementi che lo costituiscono (Na e  $\text{O}_2$ ).

Osservando l'equazione ci si rende immediatamente conto che sia il sodio, sia l'ossigeno sono sbilanciati. Per bilanciare il sodio è sufficiente inserire, a sinistra, il coefficiente 2 davanti a tale elemento:



Per bilanciare l'ossigeno è invece necessario inserire, a destra, il coefficiente 2 davanti all'ossido di sodio:  $2 \text{Na} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Na}_2\text{O}$

Dopo questa operazione però il sodio è nuovamente sbilanciato: a sinistra sono presenti due atomi di tale elemento, mentre a destra ne sono presenti quattro, infatti in ogni molecola di ossido di sodio sono presenti due atomi di sodio e pertanto in due di tali molecole ( $2 \text{Na}_2\text{O}$ ) sono presenti quattro atomi di tale elemento. Per bilanciare il sodio è quindi necessario raddoppiarlo a sinistra ( $2 \cdot 2 = 4$ ), ottenendo:



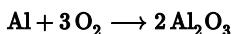
L'equazione a questo punto è correttamente bilanciata.

### Esempio 3

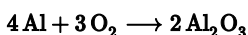
Bilanciare la seguente reazione:  $\text{Al} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

Guardando la reazione ci rendiamo immediatamente conto che a sinistra il simbolo  $\text{O}_2$  mi indica che sono presenti due atomi di ossigeno, mentre a destra il simbolo  $\text{Al}_2\text{O}_3$  indica che nell'ossido di Alluminio sono presenti tre atomi di ossigeno.

Per bilanciare l'ossigeno bisogna moltiplicare  $\text{Al}_2\text{O}_3$  per due in modo tale da avere sei atomi di ossigeno a destra. così facendo a sinistra basterà moltiplicare per tre  $\text{O}_2$  in modo tale da avere sei



infine si bilancia l'alluminio, infatti ora a destra gli atomi di Al sono quattro e a sinistra è solo uno. Per bilanciare il Ca basterà moltiplicare a sinistra il Ca per due

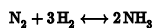


### Esempio 4

Bilanciare la seguente reazione:  $\text{N}_2 + \text{H}_2 \longleftrightarrow \text{NH}_3$

La reazione di sintesi dell'ammoniaca  $\text{NH}_3$ , reazione fondamentale in campo industriale.

La reazione si bilancia sempre allo stesso modo, cioè mancando l'ossigeno si bilancia l'elemento con il numero dispari maggiore cioè H. Gli atomi di H a destra sono 3 mentre a sinistra sono due, quindi procediamo come nell'esempio precedente moltiplicare  $\text{NH}_3$  per due in modo tale da avere sei atomi di idrogeno a destra. così facendo a sinistra basterà moltiplicare per tre  $\text{H}_2$  in modo tale da avere sei



infine si bilancia l'azoto  $\text{N}_2$  in questo caso risultano essere due a destra e due a sinistra quindi sono perfettamente bilancia

La doppia freccia non è un errore ma indica che la reazione è una reazione di equilibrio: a tempo debito!

## I calcoli stechiometrici, la resa, il reagente limitante e in eccesso

La stechiometria è quella branca della chimica che si occupa dei **rapporti quantitativi tra le sostanze in gioco** in una reazione. Grazie ai calcoli stechiometrici, a partire da una data quantità di una certa sostanza, si riescono a calcolare le quantità di tutti gli altri reagenti e prodotti. A tal fine si applicano anche le leggi ponderali (illustrate nel capitolo 4), il concetto di mole e volume molare.

In un esercizio con calcoli stechiometrici ci dovrà essere (o dovrà essere individuata) una reazione chimica, e dovranno essere indicati (o richiesti) **masse, moli, volumi, n° di particelle** di una o più sostanze in gioco. Il più delle volte si ha a che fare con le masse.

**Facciamo un esempio** e vediamo come si procede per risolvere questo tipo di esercizi.

**Problema:** data la reazione tra **idrogeno** e **ossigeno** per la formazione di **acqua**, calcolare la massa di acqua che si forma a partire da 25g di idrogeno. Calcolare inoltre il volume e il n° di moli di ossigeno utilizzato e il numero di particelle (molecole) di acqua ottenute. Il problema può sembrare complesso, ma si suggerisce di seguire uno dei due seguenti procedimenti.

### Procedimento 1

1. **Individuare e bilanciare la reazione chimica** (se non esplicitamente indicata). In questo caso:  $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  (a seconda della temperatura l'acqua che si ottiene potrebbe essere anche gassosa).

2. **Costruire una tabella moli-masse-volumi-n°particelle** relativamente alla reazione bilanciata (volume in condizioni standard -STP- 0°C e 1atm). Si considera che ogni mole di sostanza contiene un numero di particelle pari al numero di Avogadro  $N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$  e, se gassosa, occupa un volume (**volume molare**) pari a **22.4L/mol**. Questa tabella presenta tutte le possibili grandezze che possono essere richieste in un esercizio di stechiometria. Tutte queste grandezze sono in proporzione e qualsiasi richiesta potrà essere soddisfatta con 1 (una!) proporzione.

	$2\text{H}_2$	$\text{O}_2$	$2\text{H}_2\text{O}$
moli	2	1	2
massa	4g	32g	36g
volumi	44,8L	22,4L	---
n°partic.	$2N_A$	$N_A$	$2N_A$

3. **Considerare una richiesta** alla volta dell'esercizio e, usando i valori in tabella, **impostare e risolvere la relativa proporzione**.

- ("calcolare la massa di acqua che si forma a partire da 25g di idrogeno"). Se con 4g di idrogeno ottengo 36g di acqua allora con 25g ne otterrò x, ovvero:  $4\text{g} : 36\text{g} = 25\text{g} : x$ . Soluzione  $x = (36\text{g} \cdot 25\text{g}) / 4 = 225\text{g}$ . **Otengo 225 g di acqua**.
- ("Calcolare inoltre il volume di ossigeno utilizzato"). Se 4g di idrogeno hanno bisogno di 22.4L di ossigeno, allora 25g di idrogeno ne userà x di ossigeno.  $4\text{g} : 22.4\text{L} = 25\text{g} : x\text{L}$ . Soluzione:  $x = (22.4\text{L} \cdot 25\text{g}) / 4\text{g} = 140\text{L}$ . **Servono 140 L di ossigeno**.
- ("Calcolare inoltre il n° di moli di ossigeno utilizzato"). Se 4g di idrogeno hanno bisogno di 1 mol di ossigeno, allora 25g di idrogeno ne userà x di ossigeno.  $4\text{g} : 1\text{mol} = 25\text{g} : x\text{L}$ . Soluzione:  $x = (1\text{mol} \cdot 25\text{g}) / 4\text{g} = 140\text{L}$ . **Servono 6.25 mol di ossigeno**.
- ("...e il numero di particelle di acqua ottenute"). Se con 4g di idrogeno ottengo  $2N_A$  molecole di acqua allora con 25g ne otterrò x.  $4\text{g} : 2N_A = 25\text{g} : x$ . Risolvo:  $x = (25\text{g} \cdot 2N_A) / 4\text{g} = 12.5N_A$  molecole d'acqua ( $12.5 \cdot 6.022 \cdot 10^{23}$ ). **Otengo  $7.3 \cdot 10^{24}$  molecole d'acqua**.

### Procedimento 2

1. **Individuare e bilanciare la reazione chimica** (vedi sopra)

2. **Costruire una tabella moli-masse-volumi-n°particelle** (vedi sopra)

3. Nel momento in cui viene fornito un valore, diverso da quello in tabella, di una qualche grandezza della reazione chimica, **tutti i valori della tabella (essendo in proporzione) cambieranno in proporzione**. Basterà quindi trovare questo **coefficiente** di trasformazione per individuare tutti i nuovi valori. Nel caso dell'esempio sopra questo **coefficiente è 6.25** (25g è 6.25 volte più grande di 4g). A questo punto basta moltiplicare tutto per 6.25 e ho le risposte a tutte le richieste!!!

## Resa di una reazione

Nei normali calcoli stechiometrici si presume che le reazioni avvengano perfettamente come indicate dalla equazione chimica. In realtà, per vari motivi tra cui le condizioni in cui avvengono queste reazioni, la reazione difficilmente avviene al 100%. La resa del 100% è una resa teorica. Questo significa che la resa reale è sempre inferiore al 100%. Gli esercizi che considerano la resa vengono risolti sapendo calcolare e usare la percentuale.

### Calcolare la resa percentuale

Utilizzando come esempio l'esercizio proposto in precedenza, con 25 g di idrogeno si sarebbero dovuti ottenere 225 g di acqua. Ipotizzando di ottenere nella realtà soltanto 223g di acqua, quale sarebbe la resa percentuale di questa reazione? Basta calcolare la percentuale di 223 rispetto a 225:  $\% = (223/225) \cdot 100 = 99.1\%$ .

### Calcolare la resa in massa (o volume, o altro parametro)

Vediamo ora come calcolare la resa in massa (o volume, o altro..) conoscendo la resa percentuale. Utilizziamo sempre l'esercizio precedente. Sappiamo che la resa % è del 99.1%. Per ipotesi si chiede quanta acqua si ottiene da 200g di idrogeno. Facendo i calcoli stechiometrici si otterrebbe un valore di 900 g di acqua. Ma avendo la reazione una resa del 99.1%, quello che si otterrà sarà il 99.1% di 900g, ovvero:  $\text{resa in massa} = 900 \cdot 0.991 = 892\text{ g di acqua}$ .

## Reagente limitante o in eccesso

Quando due quantità di reagenti vengono fatti reagire, a meno che non vengano calcolate/fornite delle quantità opportunamente proporzionate in base alla stechiometria della reazione, ci sarà sempre una parte di uno dei due reagenti che avanza. Questo **reagente** viene detto quindi **in eccesso, proprio perché avanza**. **L'altro reagente invece, poiché non ce n'era abbastanza** per fare reagire l'altro, viene detto "**limitante**". Gli esercizi quindi che forniscono quantità casuali di reagenti chiedono di calcolare quale dei reagenti è il limitante e qual è quello in eccesso. Di quello in eccesso viene chiesto di calcolare la quantità.

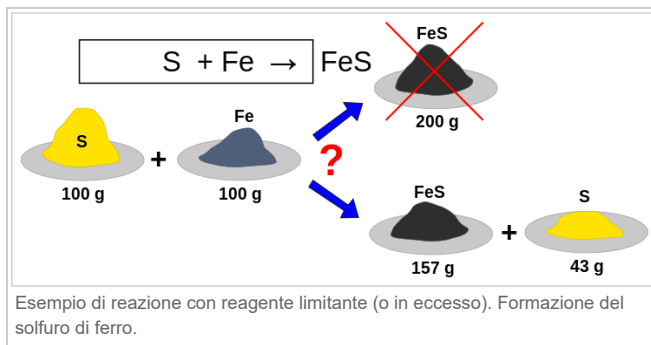
Per risolvere l'esercizio di un reagente A che reagisce con B devo quindi fare due calcoli separati (facendo i normali calcoli stechiometrici) per vedere A di quanto B ha bisogno e B di quanto A ha bisogno. Analizzando questi risultati si può dedurre chi avanza e quanto (l'altro sarà il limitante).

	S	Fe	FeS
moli	1	1	1
massa	32.1g	55.8g	87.9g
volumi	---	---	---
n°partic.	N <sub>A</sub>	N <sub>A</sub>	N <sub>A</sub>

Consideriamo l'esempio illustrato nella figura accanto. Vengono fatti reagire 100 g di S (zolfo) con 100 g di Fe (ferro). È un caso che le due quantità siano uguali e che siano 100g. Per reazione si forma il solfuro di ferro (FeS) e sicuramente non se ne formeranno 200 g.

Facendo i calcoli stechiometrici ( $32.1:55.8=100:x$ ) vedo che 100 g di S avrebbero bisogno di 174g di Fe. Ma noi ne abbiamo solo 100 g e già qui capiamo che il **ferro sarà quello limitante** (e quindi lui verrà consumato tutto e avanzerà un pò di zolfo).

Rifacciamo i calcoli partendo dal ferro, per vedere di quanto zolfo ha bisogno: ( $32.1:55.8=x:100$ ). Troviamo 57 g di zolfo. E non solo li abbiamo ma ne abbiamo di più, 100g, quindi **lo zolfo è il reagente in eccesso** e ne avanzeranno 43 g ( $100-57$ ). Quindi la reazione porterà alla formazione di 157g di solfuro di ferro e avanzeranno 43 g di zolfo.



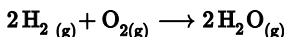
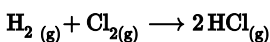
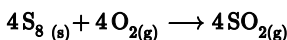
1.

## La classificazione delle reazioni chimiche

Esistono parecchie tipologie di reazioni chimiche, ma volendo essere sintetici si possono ricondurre a quattro categorie diverse rappresentate dalla figura sottostante

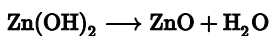
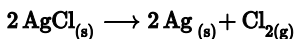
La prima categoria rappresentata in figura ( $A + B \rightarrow A-B$ ) vuole indicare una **reazione di sintesi** dove i due (o a volte più) reagenti si trovano coinvolti a formare un unico prodotto

Es.



La seconda categoria rappresentata in figura ( $A-B \rightarrow A + B$ ) è una **reazione di decomposizione** dove un reagente si scompone in due o più prodotti

Es.  $CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$  decomposizione del carbonato di calcio ottenuta con il calore



Nella terza riga della figura è rappresentata una **reazione di scambio semplice** ( $AB + C \rightarrow AC + B$ ) nella quale un elemento C ne sposta un altro B (meno reattivo) in un composto

Es.

$Na + HCl \rightarrow NaCl + H_2$  il sodio, metallo alcalino, è più reattivo dell'idrogeno quindi lo sostituisce.

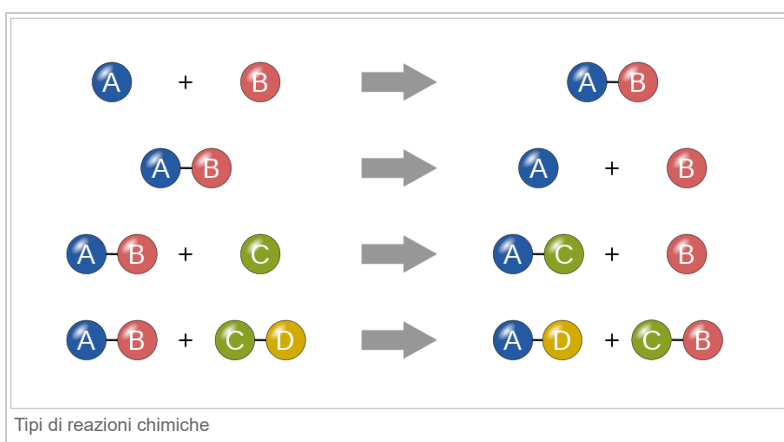
$F_2(g) + 2KI_{(aq)} \rightarrow I_2(aq) + 2KF_{(aq)}$  un non metallo molto reattivo come il Fluoro sostituisce un altro non metallo meno reattivo come lo Iodio

Nella quarta riga invece è rappresentata una **reazione di doppio scambio** ( $AB + CD \rightarrow AC + BD$ ) in questo tipo di reazione sono due molecole a scambiarsi gli elementi a vicenda, andando a formare due specie distinte, diverse dai reagenti.

Particolare tipo di "doppio scambio" è la reazione di neutralizzazione, in cui un acido e una base reagiscono formando un sale e acqua.

Es.  $Mg(OH)_2(s) + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_2(aq) + 2H_2O(l)$  una base e un acido danno origine a un sale liberando acqua

$AgNO_3(aq) + NaCl_{(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_3(aq)$  due sali si scambiano gli anioni formando due nuovi sali di cui uno insolubile AgCl che precipita nella soluzione.



## Attività

- **Esercizi:** vai alla relativa pagina degli esercizi su questo argomento.