

## Tipi di reazioni chimiche

### Reazioni di sintesi: $A + B \rightarrow AB$

Nelle reazioni di **sintesi** da due o più elementi o composti semplici si ottiene un solo composto.



■ Il ferro a contatto con l'ossigeno e il vapore acqueo ( $H_2O$ ) dell'aria si ossida, formando una nuova sostanza, un composto, un ossido di ferro; il processo di ossidazione del ferro in presenza di acqua porta alla formazione della ruggine, di colore bruno-rossiccio, che si sgretola favorendo l'ossidazione e la corrosione degli strati di ferro sottostanti.

- Metallo + ossigeno  $\rightarrow$  ossido basico  $2Fe + O_2 \rightarrow 2FeO$
- Non metallo + ossigeno  $\rightarrow$  ossido acido o anidride  $P + O_2 \rightarrow P_2O_3$
- Ossido basico + acqua  $\rightarrow$  idrossido o base  $FeO + H_2O \rightarrow Fe(OH)_2$
- Ossido acido + acqua  $\rightarrow$  ossiacido  $P_2O_3 + H_2O \rightarrow 2HPO_2$
- Metallo + idrogeno  $\rightarrow$  idruro metallico  $2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$
- Alogeno + idrogeno  $\rightarrow$  idracido  $Cl_2 + H_2 \rightarrow 2HCl$
- Metallo + non metallo  $\rightarrow$  sale binario  $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$

Nelle reazioni tra un elemento (metallo o non metallo) e l'ossigeno (reazioni di ossidazione) il numero di ossidazione sia dell'elemento (metallo o non metallo) che dell'ossigeno si modifica: aumenta quello dell'elemento (nell'esempio del ferro passa da 0 a +2) e si riduce quello dell'ossigeno (che nello stesso esempio passa da 0 a -2); queste reazioni sono perciò **reazioni di ossido-riduzione**.

La sintesi degli idrossidi è limitata agli ossidi dei metalli dei primi due gruppi della tavola periodica, perché la maggior parte degli altri ossidi sono insolubili in acqua.

### Reazioni di decomposizione: $AB \rightarrow A + B$

Possono essere considerate l'inverso delle reazioni di sintesi: da un solo composto (reagente) si ottengono due o più prodotti (composti più semplici o elementi). Queste reazioni sono **favorite dalle alte temperature**.

Alcune reazioni di decomposizione vengono utilizzate in laboratorio per **produrre ossigeno**.

Il **perossido d'idrogeno** (acqua ossigenata), in presenza di **biossido di manganese**  $MnO_2$  (che non partecipa alla reazione ma funge da catalizzatore aumentando la velocità), libera ossigeno gassoso:



L'**ossigeno** viene prodotto anche mediante decomposizione di **clorato di potassio**:



Dalla decomposizione del **monossido di mercurio** ( $HgO$ ) si ottengono i due elementi **mercurio** e **ossigeno**:





■ Il bicarbonato in acqua bollente produce CO<sub>2</sub>.



■ Nel lievito naturale la formazione di CO<sub>2</sub> che fa gonfiare (lievitare) l'impasto è determinata dalla fermentazione operata dai lieviti (microrganismi unicellulari appartenenti al regno dei Funghi). Il lievito chimico produce lo stesso risultato mediante una reazione chimica di decomposizione del bicarbonato (in ambiente acido).

I **bicarbonati** e i **carbonati** (tranne quelli dei metalli alcalini, I gruppo della tavola periodica) si decompongono **liberando anidride carbonica**.

Per esempio, il **bicarbonato di sodio** a secco a 200 °C si decompone liberando CO<sub>2</sub> secondo questa reazione:



In presenza di acqua, la produzione di CO<sub>2</sub> inizia anche a temperatura ambiente; in acqua bollente è una reazione molto veloce e può essere utilizzata come test “casalingo” per capire se un vecchio barattolo di bicarbonato di sodio è ancora utilizzabile o è “scaduto” (il bicarbonato si trasforma in carbonato di sodio insolubile): mettendo in acqua bollente un cucchiaino di bicarbonato si formano rapidamente bollicine di CO<sub>2</sub>.

Il bicarbonato può essere utilizzato come **lievito chimico**, anche se nella reazione viene prodotto carbonato di sodio, che è più alcalino del bicarbonato e può dare luogo a reazioni indesiderate nell'impasto. Un pH troppo alto può infatti rendere più scuri i prodotti e può anche alterare i grassi presenti lasciando un retrogusto saponoso per nulla piacevole.

In più il carbonato di sodio nello stomaco reagisce con l'HCl presente e libera CO<sub>2</sub> che provoca forti eruttazioni che possono risultare... imbarazzanti! Per questo il lievito chimico è in genere costituito da bicarbonato con l'aggiunta di una sostanza acida per ottenere una decomposizione completa che non lasci residui alcalini:



In altri casi, la produzione di anidride carbonica nella reazione di decomposizione rappresenta un prodotto di scarto. Per esempio, la decomposizione del carbonato di calcio viene sfruttata per la produzione industriale dell'**ossido di calcio**, ossia la **calce** utilizzata nel settore edile:



Dalla decomposizione degli **idrossidi** (tranne quelli dei metalli alcalini, I gruppo della tavola periodica) mediante riscaldamento si ottiene la formazione del corrispondente **ossido metallico** e di acqua. Per esempio:



## Reazioni di scambio o di spostamento (o di sostituzione): $\text{A} + \text{BC} \rightarrow \text{AC} + \text{B}$

Un elemento A (più reattivo) sposta un elemento meno reattivo B da un suo composto BC: la reazione porta alla liberazione dell'elemento meno reattivo B e alla formazione di un nuovo composto, AC.

Il numero di ossidazione dei due elementi coinvolti cambia e la reazione è una reazione di ossido-riduzione.

Per esempio, lo **zinco** (Zn), più reattivo dell'**idrogeno** (H), lo sposta dal composto HCl, liberando idrogeno gassoso e formando **cloruro di zinco**:




Oro e argento, meno reattivi dell'idrogeno, non sono invece in grado di spostarlo dal composto HCl.

Nella tabella seguente sono riportati alcuni **metalli** (oltre a H e C, non metalli) in ordine decrescente di reattività rispetto all'idrogeno.

Quelli alla destra dell'idrogeno non sono in grado di spostarlo dai relativi composti, mentre quelli a sinistra sostituiscono l'idrogeno nei loro composti.

Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Ni	Sn	Pb	C	H <sub>2</sub>	Cu	Hg	Ag	Au
----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	---	----------------	----	----	----	----

Più reattivo  Meno reattivo

Le **posizioni dell'idrogeno** e del **carbonio** nella scala di reattività dipendono anche dalle condizioni di reazione.

Da Li a Ca gli **elementi metallici** sono in grado di sostituire l'idrogeno sia dell'acqua (liberano idrogeno gassoso dall'acqua, ottenendo i relativi idrossidi in soluzione acquosa) sia degli acidi, mentre da Mg a Pb è possibile farlo solo in presenza di un acido.

L'**alluminio** non reagisce con l'acqua (non sposta l'idrogeno, pur essendo più reattivo di quest'ultimo), perché è ricoperto da uno strato di ossido di alluminio che si forma a contatto con l'aria.

Anche i **non metalli** possono scambiarsi con altri non metalli; gli alogeni sono i non metalli a maggior reattività, essendo il più reattivo tra questi il fluoro (seguono nell'ordine gli altri alogeni con peso molecolare maggiore):

F	Cl	Br	I
---	----	----	---

Più reattivo  Meno reattivo

Così, per esempio, il **cloro** Cl<sub>2</sub> sostituisce il bromo del bromuro di sodio:



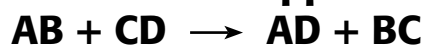
Lo **iodio** non è invece in grado di farlo, perché è meno reattivo del bromo.

Carbonio, magnesio, alluminio e idrogeno gassoso sono frequentemente utilizzati per ottenere dai loro minerali (composti) gli elementi puri. Per esempio, per ottenere il **fosforo** (P<sub>4</sub>) puro, allo stato gassoso:



L'**idrogeno**, poco reattivo, è utilizzato solo per elementi meno reattivi come l'argento o il rame.

## Reazioni di doppio scambio:



Si verificano quando due composti si scambiano gli elementi che li costituiscono per formare due nuovi composti. Queste **reazioni** possono portare alla formazione di gas ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ), precipitati (composti insolubili in acqua), acqua (reazioni di neutralizzazione).

Vediamo alcuni esempi.

### 1. Reazioni di doppio scambio con formazione di gas

a. solfuro + acido: si libera acido solfidrico



(acido solfidrico, gas dal tipico odore di uova marce)



b. carbonato + acido: si libera anidride carbonica



c. solfito + acido: si libera anidride solforosa



d. sali di ammonio + idrossido: si libera ammoniaca



### 2. Reazioni di doppio scambio con formazione di precipitati

In una reazione tra due sali solubili in acqua il doppio scambio dei loro ioni può portare alla formazione di nuovi sali di cui uno poco solubile o del tutto insolubile in acqua, che forma una fase solida colorata che precipita sul fondo:

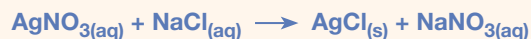


Si possono formare precipitati anche da una reazione tra un sale solubile e un acido:



## Equazioni ioniche

Le reazioni di precipitazione riportate nel testo, sotto forma di equazioni chimiche (molecolari), possono essere meglio rappresentate dall'**equazione ionica**, nella quale gli elettroliti forti sono rappresentati sotto forma di ioni, mentre i solidi, gli elettroliti deboli e i gas sono rappresentati sotto forma di molecole. Per esempio, la reazione:

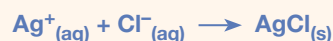


può essere scritta in forma di equazione ionica:



In questa equazione gli ioni  $\text{Na}^+$  e  $\text{NO}_3^-$  non partecipano alla reazione (si ritrovano in soluzione, indicati con aq, sia tra i reagenti sia tra i prodotti) e vengono perciò detti **ioni spettatori**.

Considerando solo le specie chimiche che partecipano alla reazione, possiamo scrivere l'equazione ionica netta:



### 3. Reazioni di doppio scambio con formazione di acqua (reazione di neutralizzazione)

In una reazione tra un acido e una base si forma acqua: è detta **reazione di neutralizzazione** perché l'aggiunta di una base neutralizza, con gli ioni  $\text{OH}^-$ , l'acidità della soluzione, dovuta alla presenza degli ioni  $\text{H}^+$  dell'acido in soluzione:



Più correttamente l'equazione andrebbe scritta (in forma di equazione ionica):



Dove  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  si comportano da ioni spettatori.

Reazioni di neutralizzazione si verificano anche tra idrossidi e ossidi acidi, tra acidi e ossidi basici e tra ossidi basici e ossidi acidi (in quest'ultimo caso non si forma acqua).

## Reazioni di particolare interesse

### 1. Reazioni di dissociazione

Un composto **ionico** si dissocia in acqua liberando dal legame ionico gli ioni presenti nel composto, che diventano così elettroliti:



L'equazione ionica netta è:



### 2. Reazioni di ionizzazione

Un composto **molecolare** reagisce con l'acqua formando ioni positivi e negativi (elettroliti), non presenti nel composto originale:



Questa equazione viene spesso indicata come segue:



### 3. Reazioni di ossido-riduzione

Già trattate nell'Unità 7, sono reazioni chimiche nelle quali si verifica il **trasferimento di elettroni** da una **specie chimica** (che si **ossida**) a un'altra (che si **riduce**). In queste reazioni il numero di ossidazione delle specie coinvolte si modifica: la specie che si ossida (cedendo elettroni) aumenta il numero di ossidazione; quella che si riduce (acquistando elettroni) riduce il suo numero di ossidazione.

Come già detto, sono reazioni di ossido-riduzione le reazioni di scambio semplice come:



nella quale lo zinco si ossida (il suo numero di ossidazione aumenta: passa da 0 a + 2), mentre l'idrogeno si riduce (il suo numero di ossidazione si riduce: passa da + 1 a 0).

### 4. Reazioni di combustione

Sono particolari reazioni di **ossido-riduzione**, nelle quali una sostanza detta **combustibile** si ossida combinandosi con un'altra (di solito l'ossigeno), detta **comburente**, che si riduce.

La reazione di combustione è fortemente esotermica e sviluppa notevoli quantità di calore. Per esempio, la combustione del metano, il gas che utilizziamo in cucina, avviene secondo questa reazione:

