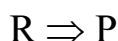


REAZIONI ED EQUAZIONI CHIMICHE

1. REAZIONI ED EQUAZIONI CHIMICHE

- Le reazioni chimiche **evidenziano le trasformazioni della materia**
- Le *sostanze che prendono parte a una reazione chimica* si chiamano **reagenti**; quelle che si *trasformano nella soluzione* prendono il nome di **prodotti di reazione**.
- Sia i reagenti che i prodotti di reazione **possono essere allo stato solido, liquido o aeriforme**.
- Durante una reazione chimica **atomi e molecole interagiscono fra di loro** e formano **nuove sostanze**.
- **Un'equazione chimica è una rappresentazione concisa di una reazione chimica**. Essa può essere rappresentata così: (la freccia indica il verso della reazione)



- Esistono **alcune regole** per scrivere un'equazione chimica:

SIMBOLO	SIGNIFICATO
\rightarrow	Alla fine ci sono solo dei prodotti (è irreversibile)
	Ci sono sia reagenti che prodotti (è reversibile) \Downarrow <ul style="list-style-type: none">• i reagenti si trasformano in prodotti• i prodotti si trasformano in reagenti
\uparrow	sviluppo di un gas
\downarrow	formazione di un precipitato
Δ	calore
+	più (posto fra le sostanze reagenti o fra i prodotti)
(s)	Solido
(l)	Liquido
(g)	Gas
(aq)	in una soluzione acquosa

2. COME SI BILANCIA UN'EQUAZIONE CHIMICA

Un'equazione chimica ci dice anche quanti sono gli atomi o le molecole corrispondenti a tali sostanze. Affinché un'equazione chimica possa fornire indicazioni di carattere quantitativo è necessario che si **bilanciata**



- rispetta la *legge di Lavoisier* o della conservazione della massa
- deve essere presente lo **stesso numero di atomi dello stesso elemento sia a destra che a sinistra**.

REGOLE CHE CONSENTONO DI BILANCIARE LE EQUAZIONI CHIMICHE

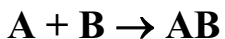
1. **Si identifica la reazione chimica** di cui si deve scrivere l'equazione
2. **Si scrive l'equazione sbilanciata**
3. **Si bilancia l'equazione.** Per bilanciare l'equazione si procede come segue:
 - a) *si conta e si confronta il numero di atomi* di ciascun elemento nei due membri dell'equazione
 - b) *si bilancia ciascun elemento*, uno alla volta, *ponendo*, davanti alle formule contenenti l'elemento non bilanciato, *i numeri interi corrispondenti ai coefficienti di reazione.*
 - Si suggerisce di bilanciare prima i metalli, poi i non metalli e infine l'idrogeno e l'ossigeno
 - Si tenga presente che il coefficiente di reazione posto davanti a una formula moltiplica ogni atomo presente nella formula per il numero corrispondente al coefficiente stesso
 - c) *si controllano tutti gli altri elementi* per verificare se nel bilanciare un elemento se n'è sbilanciato qualcun altro
 - d) *si procede al controllo finale*, per essere sicuri che ciascun elemento sia bilanciato e che siano stati impegnati i coefficienti più piccoli possibile

4. ALCUNI TIPI DI REAZIONI CHIMICHE

Le reazioni chimiche possono essere classificate in 4 tipi principali:

A) REAZIONI DI COMBINAZIONE O DI SISTESI

In una reazione di combinazione, due o più sostanze si combinano insieme per formare un solo prodotto di reazione.

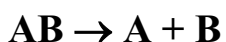


ESEMPI:

- $H_2 + O_2 \Rightarrow H_2O$
 $2H_2 + O_2 \Rightarrow 2H_2O$
- $Na + O_2 \Rightarrow Na_2O$
 $2Na + O_2 \Rightarrow Na_2O$
 $2Na + O_2 \Rightarrow 2Na_2O$
 $4Na + O_2 \Rightarrow 2Na_2O$
- $C + O_2 \Rightarrow CO_2$

B) REAZIONI DI DECOMPOSIZIONE

In una reazione di decomposizione una singola sostanza si decompone producendo due o più sostanze



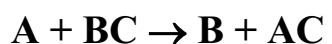
ESEMPI:

- $H_2O \Rightarrow H_2 + O_2$
 $2H_2O \Rightarrow H_2 + O_2$
 $2H_2O \Rightarrow 2H_2 + O_2$
- $CaCO_3$ (carbonato di calcio) $\Rightarrow CaO + CO_2$

C) REAZIONI DI SEMPLICE SOSTITUZIONE

In una reazione di semplice sostituzione un elemento chimico reagisce con un composto, sostituendo un altro elemento presente nel composto; nella reazione si formano un elemento e un composto differenti da quelli di partenza. Ci possono essere due casi:

I caso = un **metallo** reagisce con un certo composto **spostando un elemento meno reattivo** presente nel composto stesso:



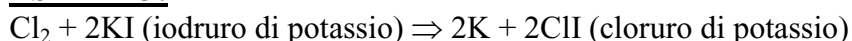
ESEMPLI:

- $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{H}_2 + \text{Na}_2\text{O}$
- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (acido solforico) $\Rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnSO}_4$ (solfato di zinco)

II caso = un **non metallo** reagisce con un composto **spostando un altro non metallo meno reattivo** presente nel composto stesso

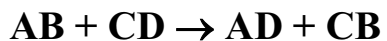


ESEMPIO:



D) REAZIONI DI DOPPIA SOSTITUZIONE

In una reazione di doppia sostituzione due composti si scambiano reciprocamente i propri costituenti, formando due composti differenti



ESEMPLI:

- NaOH (idrossido di sodio) + $\text{HCl} \Rightarrow \text{NaCl}$ (cloruro di sodio) + H_2O
- $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3$ (nitrato di argento) $\Rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$ (cloruro di argento)

VERIFICA INTERMEDIA PAG 144

- $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \Rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \Rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Zn} + \text{HCl} \Rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 $\text{Zn} + 2\text{HCl} \Rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
 $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \Rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

