

Reazioni chimiche

Prof. Ersilia Conte

Definizione di reazione chimica

Una reazione chimica è un processo che porta alla formazione di nuove sostanze, i prodotti, trasformando profondamente le sostanze di partenza, i reagenti.



Le equazioni di reazione

Reazione di combustione del metano



Gli indici delle formule indicano quanti atomi di quella specie sono presenti nella molecola



Ogni reazione ubbidisce alla legge di conservazione della massa (Lavoisier), mediante i coefficienti stechiometrici è possibile mantenere inalterato il numero di atomi dei reagenti e quello dei prodotti.

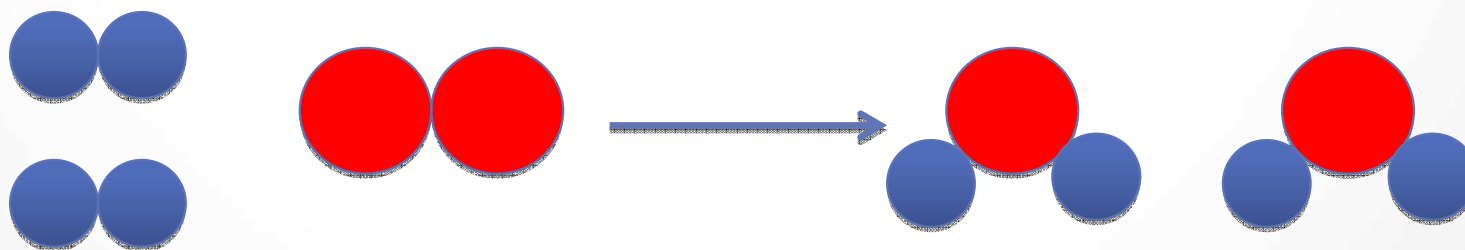
Tappe per un corretto bilanciamento_(recupero)

1. Stabilire quali sono i reagenti e prodotti
2. Scrivere correttamente le formule dei reagenti e dei prodotti; gli indici delle formule non possono essere modificati durante il bilanciamento
3. Bilanciare la reazione introducendo i coefficienti stechiometrici opportuni.



Tappe per un corretto bilanciamento_(continua)

1. Bilanciare prima gli atomi dei metalli e dei non metalli
2. Se vi sono degli ioni poliatomici (SO_4^{2-} , CO_3^{2-}) bilanciarli come gruppi di atomi.
3. Bilanciare per ultimi gli atomi di H e O)



Calcoli stechiometrici

- I coefficienti di una reazione indicano i rapporti secondo cui si combinano i reagenti a formare i prodotti.
- I rapporti sono ricavati a livelli microscopico ma hanno validità anche a livello macroscopico facendo ricorso al concetto di mole.

1 mole contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ molecole



3 molecole H_2	1 molecola N_2	2 molecole NH_3	3 : 1
3 moli H_2	1 moli N_2	2 moli NH_3	3 : 1
6,06 g H_2	28 g N_2	34,06 g NH_3	3 : 1

Calcoli stechiometrici

conclusioni

- I coefficienti di una reazione bilanciata indicano sia il numero di molecole delle sostanze coinvolte, sia il numero delle MOLI.
- Conoscendo l'equazione chimica siamo in grado di fare previsioni quantitative.

1	Scrivere l'equazione di reazione bilanciata
2	Determinare le masse molari delle sostanze coinvolte
3	Calcolare il numero di moli dei reagenti o dei prodotti richiesti
4	Calcolare le masse dei reagenti o dei prodotti richiesti

Problema

Mettendo a reagire Zn e HCl si ottiene il sale corrispondente e si osserva lo sviluppo di un gas. Quanto HCl occorre per far reagire 24g di Zn? Quanto sale si forma?

1. Si scrive la reazione bilanciata: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

2. Si calcolano le masse molari: $M_{\text{Zn}} = 65,37\text{g/mol}$,
 $M_{\text{HCl}} = 36,46\text{g/mol}$, $M_{\text{ZnCl}_2} = 136,27\text{g/mol}$, $M_{\text{H}_2} = 2,016\text{g/mol}$

3. Si calcolano le moli di Zn $n = 24/65,37 = 0,37\text{mol}$

4. Si trovano le altre moli: le moli di H_2 sono in rapporto 1:1 e quindi sono $0,37\text{mol}$; le moli di HCl e ZnHCl_2 sono 1:2 quindi $1:2 = 0,37\text{mol}:n$ $n = 0,74\text{mol}$.

5. Si calcolano le masse corrispondenti: $m_{\text{HCl}} = 0,74 \times 36,46 = 27\text{g}$,
 $m_{\text{ZnCl}_2} = 0,37 \times 136,27 = 50\text{g}$.

Reagente limitante

approfondimento

In una reazione chimica non sempre i reagenti sono in quantità stechiometrica, si definisce reagente limitante il reagente che si esaurisce per primo durante una reazione.

Es. Si pongono a reagire 20mol di K_2SO_4 e 16mol di $CaCl_2$, individuare il reagente limitante e calcolare quanto $CaSO_4$ si forma.

K_2SO_4	$CaCl_2$	$\rightarrow$	$CaSO_4$	$2KCl$
Reagente in eccesso	Reagente limitante			
20mol	16mol	$\rightarrow$	16mol	32mol

Resa di una reazione

La maggior parte delle reazioni chimiche non procede fino all'esaurimento di tutti i reagenti sono incomplete o possono formarsi anche sottoprodotti.

Si definisce resa teorica (R_T) la massima quantità di prodotto ottenibile in base alla stechiometria della reazione.

Si definisce resa percentuale (R_p) il rapporto tra la quantità di prodotto effettivamente ottenuta (R_E) e la resa teorica per 100.

$$R_p = \frac{R_E}{R_T} \times 100$$

I vari tipi di reazione

Tipo di reazione	Equazione caratteristica
Sintesi	$A + B \rightarrow C$
Decomposizione	$AB \rightarrow A + B$
Scambio semplice	$A + BC \rightarrow AC + B$
Doppio scambio	$AB + CD \rightarrow AD + BC$

Reazioni di sintesi

approfondimento

Reazione di sintesi	Esempio
Non metallo + $O_2 \rightarrow$ ossido acido	$C + O_2 \rightarrow CO_2$
metallo + $O_2 \rightarrow$ ossido basico	$2Cu + O_2 \rightarrow 2 CuO$
Metallo + non metallo $\rightarrow$ sale binario	$2Al + 3 I_2 \rightarrow 2AlI_3$
Metallo + $H_2 \rightarrow$ idruro	$2Li + H_2 \rightarrow 2 LiH$
Non metallo + $H_2 \rightarrow$ idracido	$Cl_2 + H_2 \rightarrow 2HCl$
Ossido acido + $H_2O \rightarrow$ ossiacido	$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
Ossido basico + $H_2O \rightarrow$ idrossido	$BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$

Reazioni di decomposizione

Reazioni di decomposizione: quando 1 unico composto si decompone in 2	Esempi
Perossido di idrogeno	$2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
Clorato di potassio	$2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
Carbonati (eccetto quelli dei metalli alcalini)	$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
bicarbonato	$2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
idrossidi	$\text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiO} + \text{H}_2\text{O}$

Reazioni di scambio o spostamento

Reazioni di spostamento	Esempio
Elemento dal proprio ossido	$\text{H}_2 + \text{CuO} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$
	$5\text{C} + 2\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow 5\text{CO}_2 + \text{P}_4$
	$2\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$
	$2\text{Mg} + \text{SiO} \rightarrow 2\text{MgO} + \text{Si}$
Idrogeno dal proprio composto	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{NaOH}$
	$\text{Ni} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{nessuna reazione}$
	$\text{Ni} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{NiCl}$
Ioni metallici dai loro sali	$\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
	$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$
	$\text{Cu} + \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{nessuna reazione}$

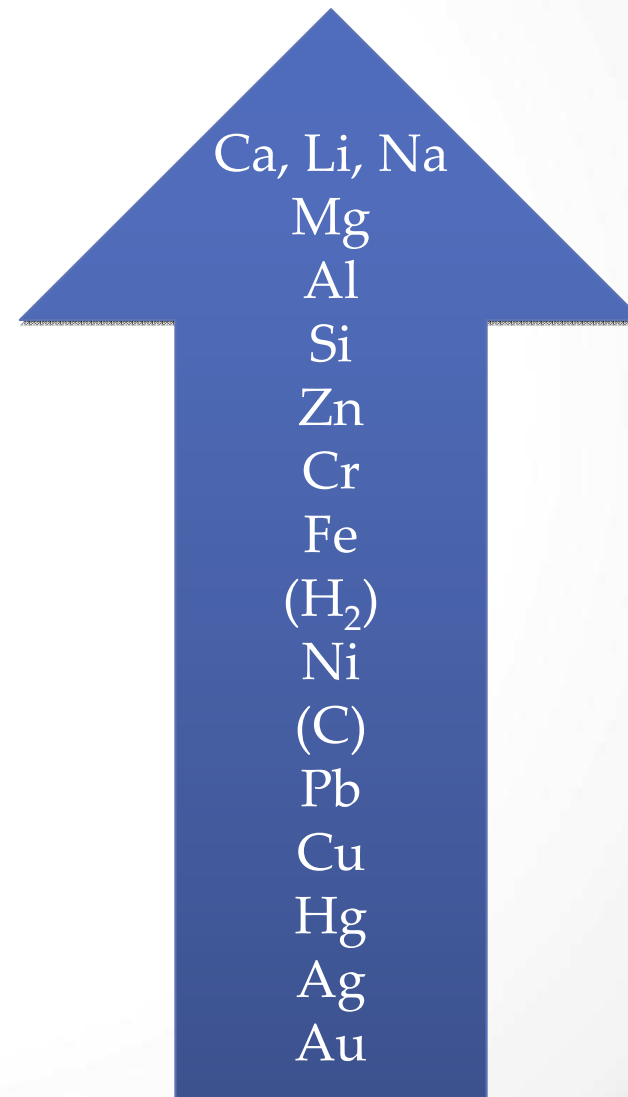
Reazioni di spostamento

approfondimento

Un elemento libero sposta un altro elemento da un composto.

La reazione è spontanea se l'elemento libero è più reattivo di quello presente nel composto con cui reagisce.

Serie di reattività di alcuni composti, la reattività del C e dell'H₂ dipende dalle condizioni di reazione →



Reazione di doppio scambio

Reazione di doppio scambio	Esempi
Sale + acido	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$
Sale 1 + sale 2	$\text{Na}_2\text{S} + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{nessuna reazione}$
	$\text{Na}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuS} + 2\text{NaCl}$
Carbonato + acido	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Solfito + acido	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Sale d'ammonio + idrossido	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
Idrossido + acido	$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
	$2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Ossido + acido	$\text{NiO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
Ossido acido + idrossido	$\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$