

Lezioni 4-5. Le Reazioni Chimiche



- *Equazione chimica*
- *Stechiometria*
- *Elettroliti*
- *Reazioni di precipitazione*
- *Reazioni acido-base*
- *Reazioni di ossido-riduzione*

Le Reazioni Chimiche

Conversione di una o più sostanze, i reagenti, in altre sostanze, i prodotti, in accordo con il Principio di Conservazione della Massa:

nel corso di una reazione chimica, la somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti

all'interno di un sistema chiuso, in una reazione chimica la massa dei reagenti è uguale alla massa dei prodotti, anche se appare in diverse forme

**«nulla si crea, nulla si distrugge,
ma tutto si trasforma»**



A.-L. de Lavoisier
(1743-1794)

Principio di Conservazione della Massa



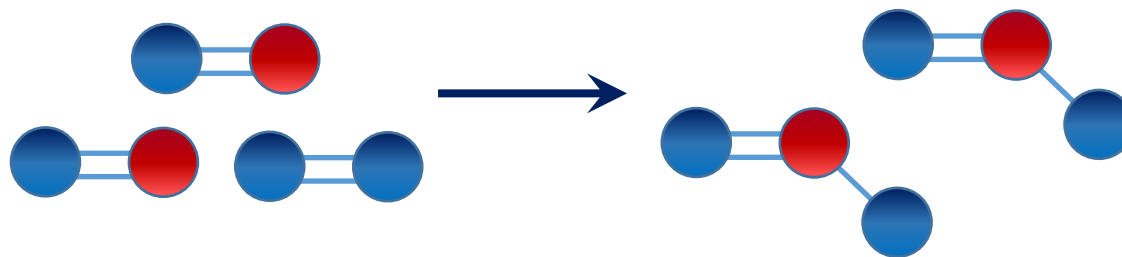
Equazione Chimica

Rappresentazione simbolica di una reazione

Es.: monossido d'azoto + ossigeno \longrightarrow *biossido di azoto*



La reazione va **bilanciata**:



Bilanciamento di una Reazione Chimica

Alcuni suggerimenti

Se un elemento compare **solo in un composto** nelle due parti dell'equazione, bilanciare **per primo** quest'elemento



Se uno dei reagenti o prodotti esiste **come elemento libero**, bilanciare questo elemento **per ultimo**



Se gruppi di atomi (es. ioni poliatomici) restano **immutati** nel corso di una reazione, bilanciare questi gruppi **come unità**



E' possibile usare come coefficienti **sia numeri interi che frazionari** per bilanciare una reazione



Esercizi

Bilanciare le seguenti reazioni:



Le Reazioni Chimiche

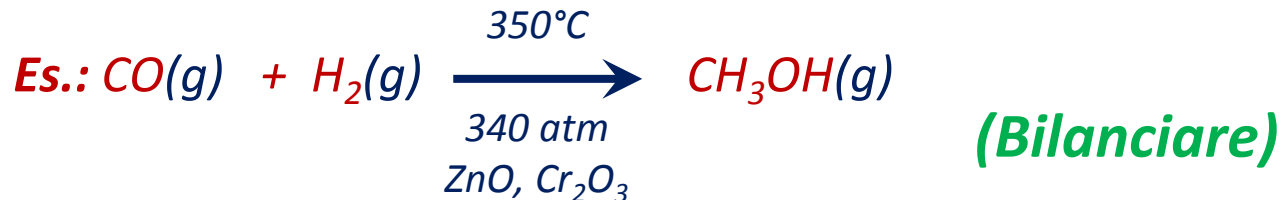
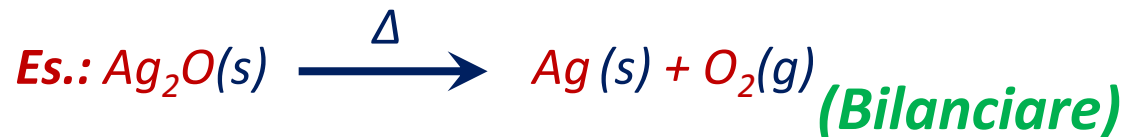
Identificazione della natura dei reagenti e definizione delle condizioni di reazione

Stati della materia

(g) gas (l) liquido (s) solido (aq) soluzione acquosa



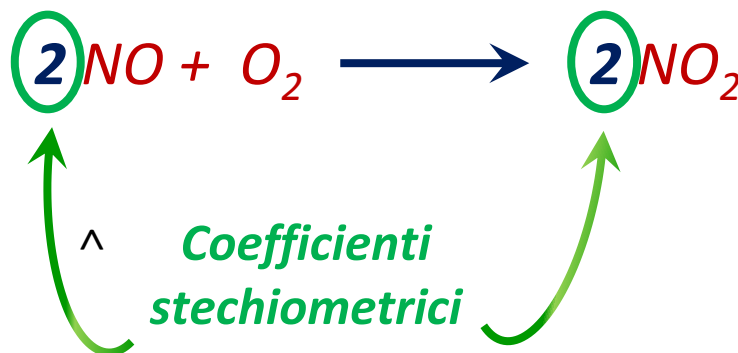
Condizioni di reazione



Stechiometria

Parte della Chimica che studia le relazioni quantitative tra le sostanze che partecipano alla reazione

Due molecole (o moli) di NO_2 vengono prodotte per ogni molecola (mole) di O_2



Due molecole (o moli) di NO_2 vengono prodotte da due molecole (moli) di NO

Fattore stechiometrico: *rapporto molare tra le quantità coinvolte in una reazione*

La stechiometria può determinare:

- a) la quantità di un reagente che reagisce con una *quantità nota* di un altro reagente**
- b) la quantità di prodotto che si forma da *una quantità nota* di reagenti**
- c) che quantità di reagenti è necessaria per ottenere *una quantità nota* di prodotto**

Esercizi

Quante moli di O_2 si formano dalla decomposizione di **1.76 mol** di clorato di potassio?



Quante moli di Ag si formano dalla decomposizione di **1.00 kg** di ossido di argento(I)?



Reazioni in Soluzione

La maggior parte delle reazioni avvengono in soluzione

Componenti: *sostanze che costituiscono la soluzione ed usate per specificarne la composizione*

Solvente: *componente presente in **maggiore quantità***

Soluto: *ogni altro componente*

Concentrazione: *indica la quantità relativa di un componente*

Molarità: *numero di moli di soluto in 1 litro di soluzione*

$$M = \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$M = n/V = \text{moli/volume soluzione (L)}$$

Reazioni in Soluzione

Reazioni in Soluzione

Soluzione madre: *soluzione più concentrata dalla quale sono preparate per diluizione tutte le altre soluzioni*

In seguito ad una diluizione le moli di soluto rimangono le stesse, quindi vale l'equazione:

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$$

Esercizi

$M = n/V = \text{moli soluto (mol)}/\text{volume soluzione (L)}$

Una soluzione acquosa di NaNO_3 è 10.8 M. Quanti grammi di NaNO_3 sono presenti in 125 mL?

$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$

Una soluzione di 15.0 mL di K_2CrO_4 0.450 M è diluito a 100.00 mL. Qual è la concentrazione della soluzione diluita?

Reagente Limitante

Rapporto stechiometrico: rapporto molare dato dai coefficienti stechiometrici dell'equazione chimica

Tutti i reagenti vengono consumati **simultaneamente**



*E se uno dei due reagenti è aggiunto **in eccesso**?*

Reagente Limitante: reagente che viene consumato completamente **in presenza di un eccesso** dei restanti reagenti



Se vi sono più di 6 moli di Cl_2 per mole di P_4 , il Cl_2 è in eccesso e P_4 è il r.l.

Se vi sono meno di 6 moli di Cl_2 per mole di P_4 , il P_4 è in eccesso e Cl_2 è il r.l.

Il r.l. determina le quantità di prodotti che si formano

Resa di Reazione

Grado di conversione dei reagenti nei prodotti



$$\begin{aligned} \text{Resa percentuale (\%)} &= \text{Resa reale} / \text{Resa teorica} \times 100 = \\ &= \text{mol}_B \text{ reali} / \text{mol}_B \text{ teoriche} \times 100 = \\ &= \text{g}_B \text{ reali} / \text{g}_B \text{ teorici} \times 100 \end{aligned}$$



47.7 g di urea ottenuti per mole di CO_2

Qual è la resa teorica? Quale la resa percentuale?

Reazioni in Soluzioni Acquose

Elettrolita: *soluto che in acqua si dissocia in ioni*

Elettrolita forte: *sostanza che ionizza completamente in soluzione acquosa*
(es.: $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$)

Elettrolita debole: *sostanza è parzialmente ionizzata in soluzione acquosa*
(es.: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$)

Non elettrolita: *sostanza che non ionizza in soluzione acquosa*
(es.: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \not\rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^- + \text{H}^+$)

Elettroliti Forti e Deboli

Conduzione di elettricità attraverso una soluzione

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$: non elettrolita, la lampada non si accende***
- b) MgCl_2 : elettrolita forte, la lampada si accende e la luce è intensa***
- c) CH_3COOH : elettrolita debole, la lampada si accende ma la luce è fiavole***

Reazioni di Precipitazione

Cationi ed anioni si combinano per formare solidi ionici insolubili, detti **precipitati**



- a) Soluzione di AgNO_3
- b) Soluzione di NaI
- c) $\text{NaI} + \text{AgNO}_3$

I reagenti sono tutti **elettroliti forti**:



Na^+ , NO_3^- = **ioni spettatori**



N.B.: controllare che le cariche siano bilanciate

Equazioni ioniche nette: equazione in cui compaiono solo le specie che partecipano realmente alla reazione

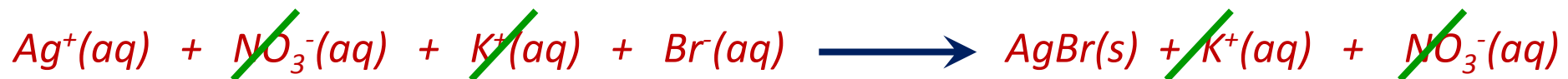
Reazioni di Precipitazione

Linee guida sulla solubilità di comuni solidi ionici



Seguire la linea guida con il numero più basso quando ve ne sono due in conflitto. Ciò porta in molti casi alla previsione corretta.

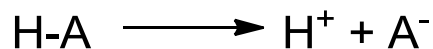
1. I sali di cationi del gruppo 1 (con alcune eccezioni per Li^+) e del catione NH_4^+ sono solubili.
2. Nitrati, acetati e perclorati sono solubili.
3. Sali di argento, piombo e mercurio(I) sono insolubili.
4. Cloruri, bromuri e ioduri sono solubili.
5. Carbonati, fosfati, ossidi e idrossidi sono insolubili (i solfuri di cationi del gruppo 2 e gli idrossidi di Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+} sono poco solubili).
6. I solfati sono solubili eccetto quelli di calcio, stronzio e bario.



Reazioni Acido-Base

Definizione di Arrhenius:

“un **acido** è una sostanza che dissociandosi fornisce ioni di idrogeno”



“una **base** è una sostanza che dissociandosi fornisce ioni ossidrile”



S. Arrhenius
(1859-1927)

Acido forte: *completamente dissociati*



Acido debole: *dissociazione incompleta*



Reazioni Acido-Base

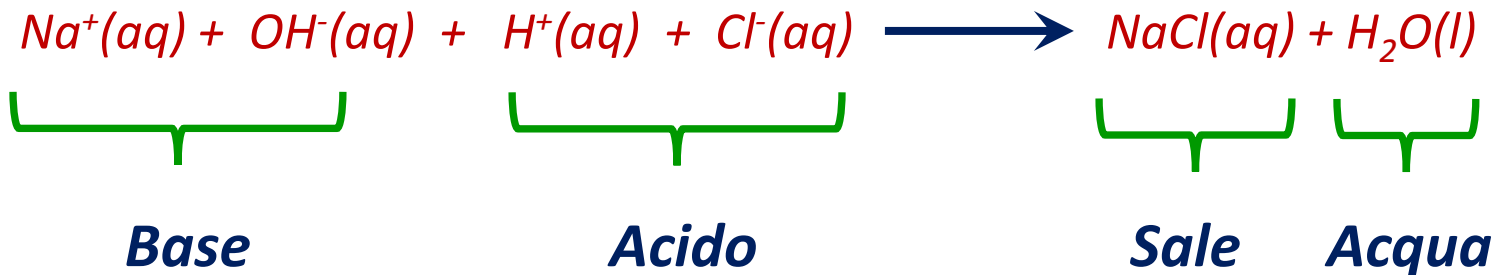
Base forte: *completamente dissociata*



Base debole: *dissociazione incompleta*



Neutralizzazione



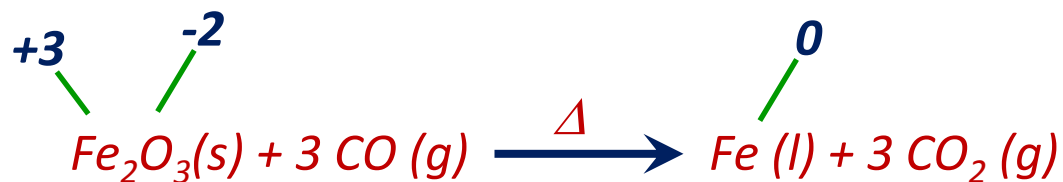
Es.: *latte di magnesia ($\text{Mg}(\text{OH})_2$ usato come antiacido)*

Reazioni di Ossido-Riduzione

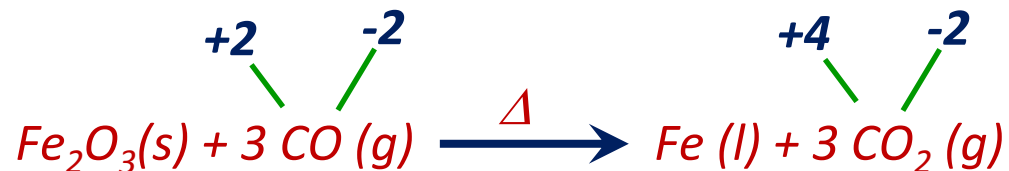
Es.: Ottenimento di Fe metallico dall'ematite, Fe_2O_3 :



Il S.O. del Fe **diminuisce** (e diminuiscono i legami con O) → il ferro **si riduce**



Il S.O. del C **aumenta** (e aumenta il numero di legami con O) → il carbonio **si ossida**



Questa reazione è un esempio di **ossido-riduzione**, cioè una reazione in cui processi di ossidazione e riduzione avvengono **simultaneamente**

Reazioni di Ossido-Riduzione

Semi-reazioni di ossidazione e riduzione



Semireazione di ossidazione:



*In una semi-reazione di ossidazione, gli elettroni sono sempre **a destra***

Semireazione di riduzione:



*In una semi-reazione di riduzione, gli elettroni sono sempre **a sinistra***

Composti Ionici

Composto formato da ioni **positivi** e **negativi** tenuti insieme da forze elettrostatiche

Legame ionico tra metallo e non-metallo:

Il metallo tende a perdere un elettrone, diventando uno ione positivo (**Catione**)



Il non-metallo tende ad acquistare un elettrone, diventando uno ione negativo (**Anione**)



Es.: in NaCl, il sodio (il metallo) tende a **perdere** un elettrone, diventando **Na⁺**, mentre il cloro tende ad **acquistare** un elettrone, diventando **Cl⁻**

Ossidanti e Riducenti

Un agente ossidante:

causa l'ossidazione di una sostanza;
acquista elettroni
si riduce

Un agente riducente:

causa la riduzione di una sostanza;
cede elettroni
si ossida

Specie	S.O.
NO_3^-	+5
N_2O_4	+4
NO_2^-	+3
NO	+2
N_2O	+1
N_2	0
NH_2OH	-1
N_2H_4	-2
NH_3	-3

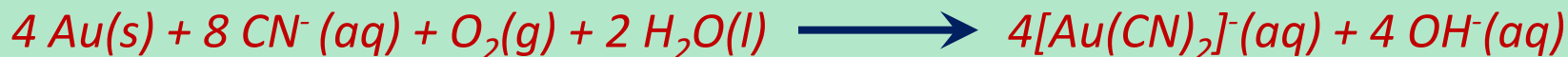
Questa specie non può essere ulteriormente ossidata.

Questa specie non può essere ridotta ulteriormente.

Reazione esplosiva!



Individuare ossidante e riducente



Bilanciamento delle Reazioni Redox

Metodo delle semi-equazioni

Bilanciamento delle Reazioni Redox



Scrivere le semi-equazioni:



Bilanciare «O» (con H_2O) e «H» (con H^+)



Bilanciare la carica elettrica (1)



Bilanciamento delle Reazioni Redox



Bilanciare la carica elettrica (2)



Unire le due semi-equazioni



Bilanciamento delle Reazioni Redox

Bilanciamento in ambiente basico

