

Programma delle lezioni

Lezioni frontali

- Introduzione al laboratorio chimico
- Classificazione e proprietà della materia
- Grandezze fisiche e misure, trattamento dati scientifici
- I composti inorganici
- **Le reazioni chimiche**
- Le soluzioni
- Il pH, acidi e basi
- Le soluzioni tampone
- Le titolazioni
- Equilibri di solubilità
- Tecniche di laboratorio



Le reazioni chimiche

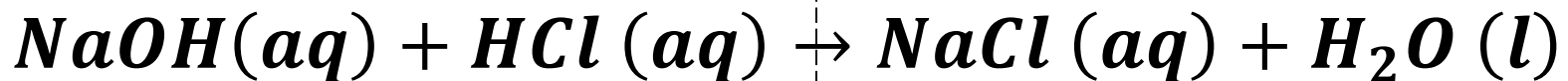
Le reazioni chimiche

Processo che porta alla
delle sostanze di partenza (REAGENTI) in altre sostanze
(PRODOTTI).

Le reazioni chimiche vengono rappresentate tramite **EQUAZIONI CHIMICHE**, in
cui i reagenti (a sx) sono separati dai prodotti (a dx) da una freccia

REAGENTI

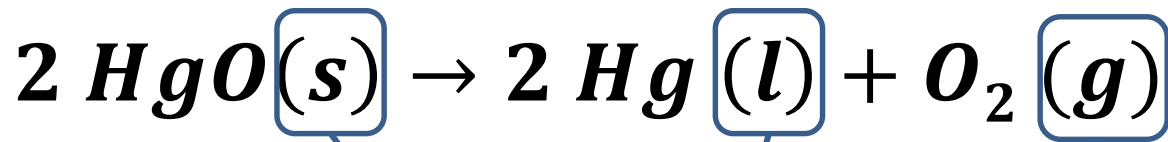
PRODOTTI



Le reazioni chimiche

Nelle equazioni chimiche, per ogni specie coinvolta si indica lo stato di aggregazione tramite i **simboli di stato**, posti tra parentesi a destra della sua formula:

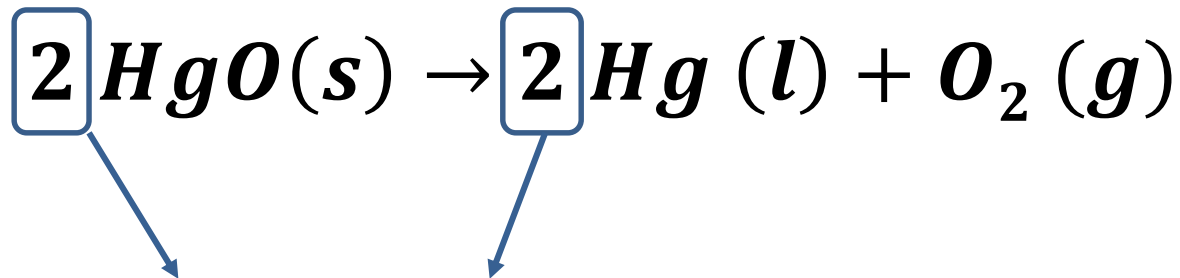
- **(g)** = gassoso
- **(l)** = liquido
- **(s)** = solido
- **(aq)** = in soluzione acquosa



Simboli di stato

Le reazioni chimiche

Nelle equazioni chimiche, le relazioni tra le quantità di prodotti e reagenti vengono indicate tramite i **coefficienti stechiometrici**, posti a sinistra delle loro formule.



Coefficienti stechiometrici

- Da due molecole di ossido di mercurio(II) solido si ottengono un atomo di mercurio liquido e una molecola di ossigeno gassoso.
- Da due moli di ossido di mercurio(II) solido si ottengono una mole di mercurio liquido e una mole di ossigeno gassoso.

Le reazioni chimiche

Legge della conservazione della materia:

- La materia non può essere creata né distrutta.
- Gli atomi, e quindi la massa, rimangono **inalterati** nel corso delle reazioni chimiche.
- La massa totale dei reagenti deve coincidere con quella dei prodotti.
- Tutti gli atomi presenti tra i reagenti devono essere presenti tra i prodotti invariati in natura ed in numero.



Antoine Lavoisier

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

Bilanciamento delle equazioni chimiche

Equazioni chimiche bilanciate

Per far sì che su ciascun lato di un'equazione chimica siano presenti lo stesso numero di atomi, occorre **bilanciarla** facendo uso dei **coefficienti stechiometrici**.



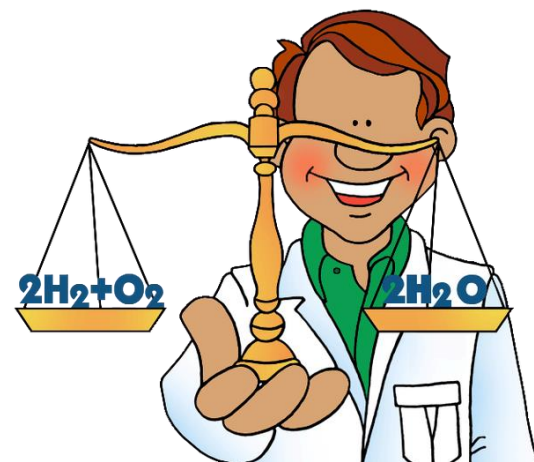
2 atomi di rame
2 atomi di ossigeno

2 atomi di rame
2 atomi di ossigeno



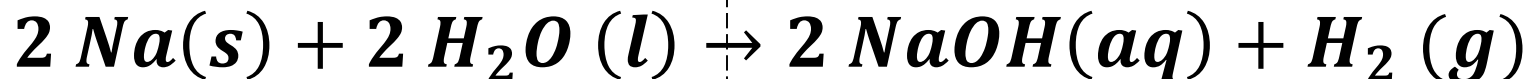
4 atomi di idrogeno
2 atomi di ossigeno

4 atomi di idrogeno
2 atomi di ossigeno

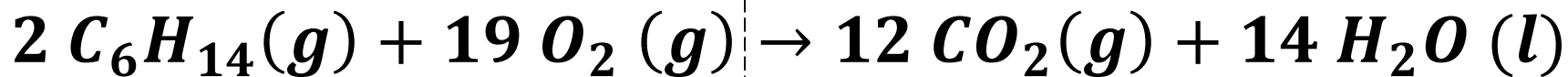


Equazioni chimiche bilanciate

Per far sì che su ciascun lato di un'equazione chimica siano presenti lo stesso numero di atomi, occorre **bilanciarla** facendo uso dei coefficienti stechiometrici.



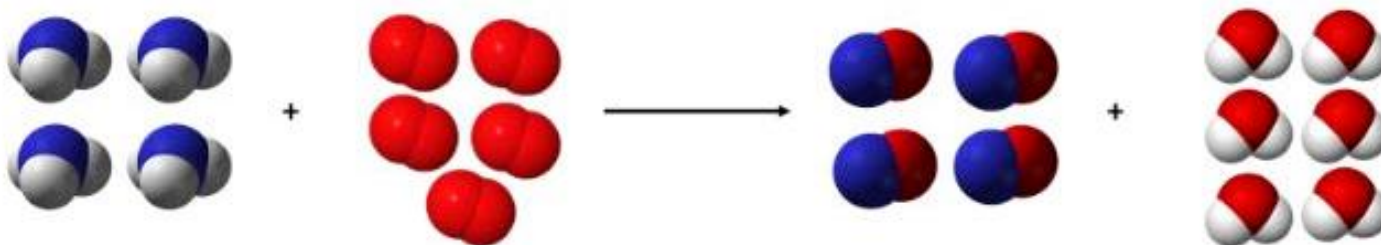
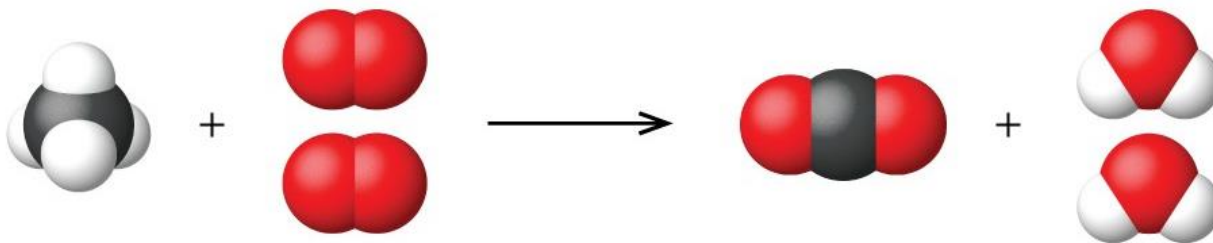
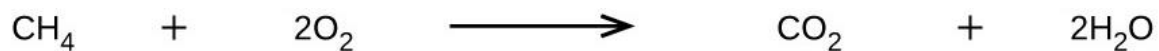
2 atomi di sodio	2 atomi di sodio
4 atomi di idrogeno	4 atomi di idrogeno
2 atomi di ossigeno	2 atomi di ossigeno



12 atomi di carbonio	12 atomi di carbonio
18 atomi di idrogeno	18 atomi di idrogeno
38 atomi di ossigeno	38 atomi di ossigeno

Equazioni chimiche bilanciate

Per far sì che su ciascun lato di un'equazione chimica siano presenti lo stesso numero di atomi, occorre **bilanciarla** facendo uso dei coefficienti stechiometrici.



Bilanciamento delle reazioni chimiche

Nell'ambito del processo industriale cosiddetto di Haber-Bosch si ottiene ammoniaca gassosa a partire da idrogeno e azoto gassosi. Scrivere e bilanciare la reazione.

1) Scrivere correttamente le formule dei reagenti e dei prodotti coi loro coefficienti di stato



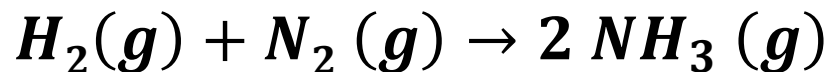
2) Verificare se gli atomi di tutti gli elementi sono bilanciati

Non sono bilanciati né l'idrogeno (2 atomi nei reagenti e 3 nei prodotti) né l'azoto (due atomi tra i reagenti ed uno tra i prodotti).

3) Aggiungere i coefficienti stechiometrici finché la reazione non è bilanciata.

Partire dagli elementi metallici (se presenti), proseguire coi non metalli, quindi con l'idrogeno ed infine con l'ossigeno

a) Bilanciamento azoto: aggiungo il coefficiente stechiometrico 2 di fronte a NH_3

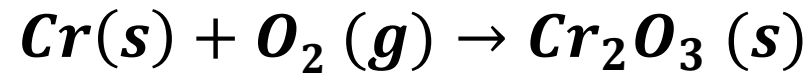


a) Bilanciamento idrogeno: aggiungo il coefficiente stechiometrico 3 di fronte ad H_2



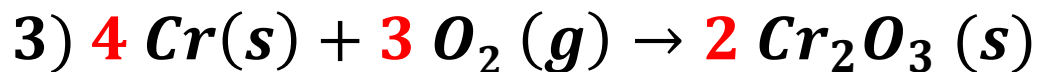
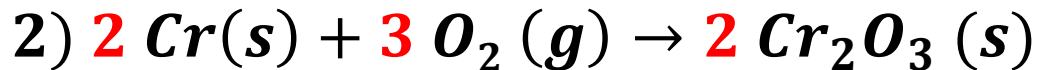
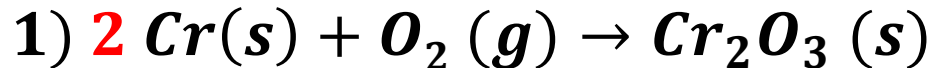
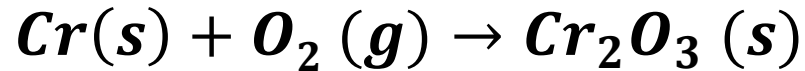
Esercizi

Bilanciare la seguente reazione:



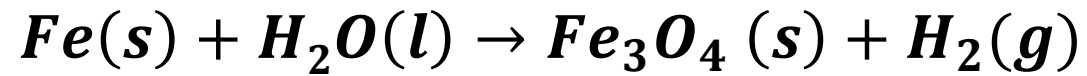
Esercizi

Bilanciare la seguente reazione:



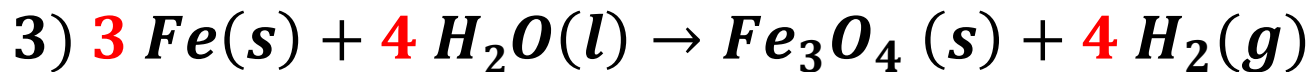
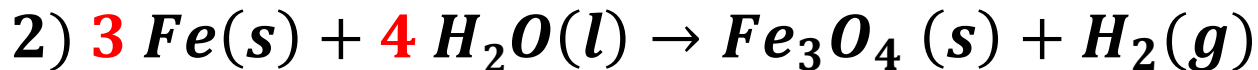
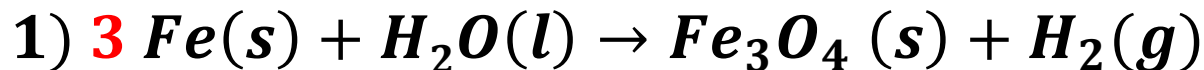
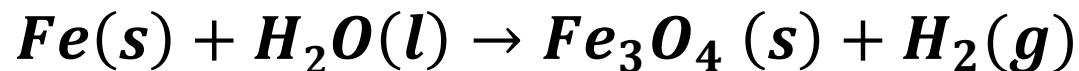
Esercizi

Bilanciare la seguente reazione:



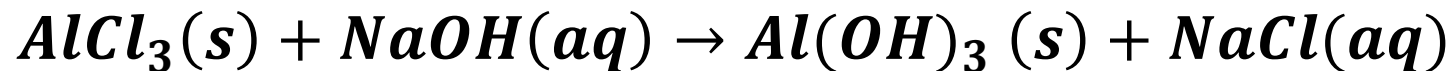
Esercizi

Bilanciare la seguente reazione:



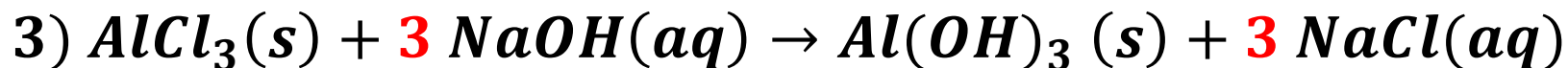
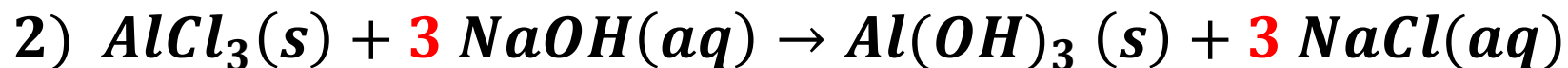
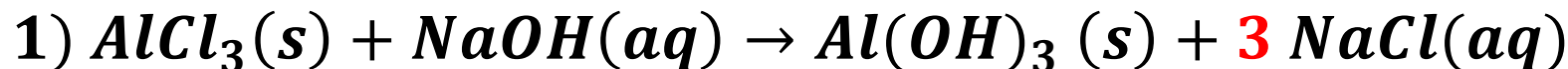
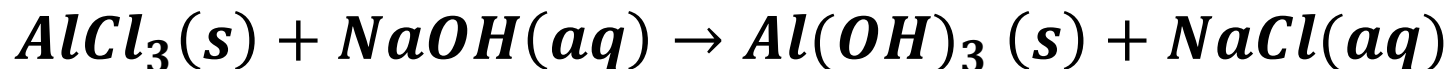
Esercizi

Bilanciare la seguente reazione:



Esercizi

Bilanciare la seguente reazione:



Stechiometria delle reazioni chimiche

Stechiometria delle reazioni chimiche

Stechiometria:

Si occupa della interpretazione quantitativa delle reazioni chimiche.

Calcoli stechiometrici:

Sono finalizzati a **quantificare** le sostanze che reagiscono e che si producono nel corso di una reazione chimica.

Data la seguente reazione bilanciata, che massa di acqua si può formare a partire da 8.00 mol di idrogeno?



Stechiometria delle reazioni chimiche

Data la seguente reazione bilanciata, che massa di acqua si può formare a partire da 8.00 mol di idrogeno?



2 mol di H_2 reagiscono con 1 mol di O_2 per dare 2 mol di H_2O .

Rapporto tra le moli: 2 : 1 : 2

4 mol di H_2 reagiscono con 2 mol di O_2 per dare 4 mol di H_2O .

Rapporto tra le moli: 2 : 1 : 2

8 mol di H_2 reagiscono con 4 mol di O_2 per dare 8 mol di H_2O .

Rapporto tra le moli: 2 : 1 : 2

I rapporti tra le moli di reagenti e prodotti coinvolti in una reazione chimica **devono coincidere** coi rapporti tra i loro coefficienti stechiometrici

Stechiometria delle reazioni chimiche

Data la seguente reazione bilanciata, che massa di acqua si può formare a partire da 8.00 mol di idrogeno?



$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot PM_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2}$$

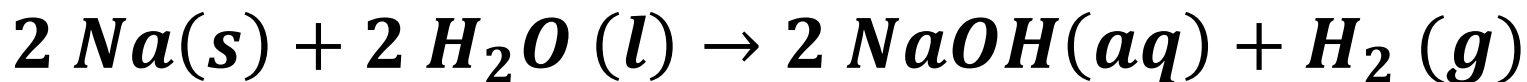
$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2} \cdot PM_{\text{H}_2\text{O}} = 8.00 \text{ mol} \cdot 18.015 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \\ = \mathbf{144 \text{ g}}$$

Esercizi

Data la seguente reazione bilanciata, quale massa di acqua sarà necessaria per reagire completamente con 6.25 g di sodio?

Esercizi

Data la seguente reazione bilanciata, quale massa di acqua sarà necessaria per reagire completamente con 6.25 g di sodio?



$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot PM_{\text{H}_2\text{O}}$$

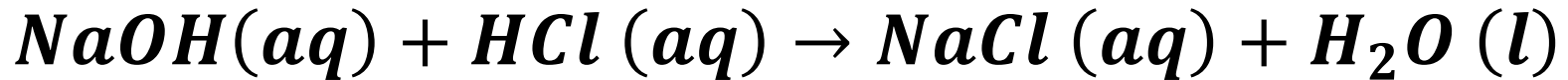
$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{Na}}$$

$$n_{\text{Na}} = \frac{m_{\text{Na}}}{PA_{\text{Na}}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{Na}}}{PA_{\text{Na}}} \cdot PM_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{6.25 \text{ g}}{22.9898 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 18.015 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 4.90 \text{ g}$$

Reagente limitante

Data la seguente reazione bilanciata, quale massa di acqua si formerà a partire da 5.0 g di NaOH e 5.0 g di HCl?



$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{PM_{\text{NaOH}}} = \frac{5.0 \text{ g}}{39.997 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0.12 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{PM_{\text{HCl}}} = \frac{5.0 \text{ g}}{36.461 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0.14 \text{ mol}$$

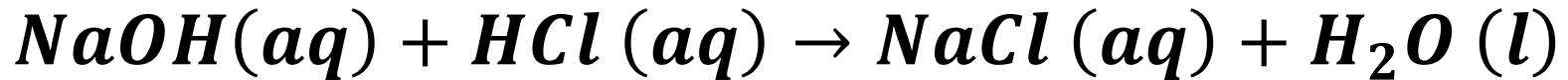
Per ogni mole di NaOH reagisce 1 mol di HCl.

HCl è in eccesso rispetto a NaOH.

NaOH è il reagente limitante

Reagente limitante

Data la seguente reazione bilanciata, quale massa di acqua si formerà a partire da 5.0 g di NaOH e 5.0 g di HCl?



$n_{\text{NaOH}} = 0.12 \text{ mol}$ \implies Reagente limitante: viene consumato completamente

$n_{\text{HCl}} = 0.14 \text{ mol}$ \implies Reagente in eccesso: una parte non viene consumata

Tabella delle quantità

	$\text{NaOH}(aq) + \text{HCl}(aq) \rightarrow \text{NaCl}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$			
Inizio	0.12 mol	0.14 mol	0.0 mol	0.0 mol
Durante	- 0.12 mol	- 0.12 mol	+ 0.12 mol	+ 0.12 mol
Fine	0.0 mol	0.02 mol	0.12 mol	0.12 mol

$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{NaCl}} = 0.12 \text{ mol}$

Avanzano 0.02 mol di HCl

Reagente limitante

Data la seguente reazione bilanciata, quale massa di acqua si formerà a partire da 5.0 g di NaOH e 5.0 g di HCl?

$$n_{NaOH} = 0.12 \text{ mol}$$

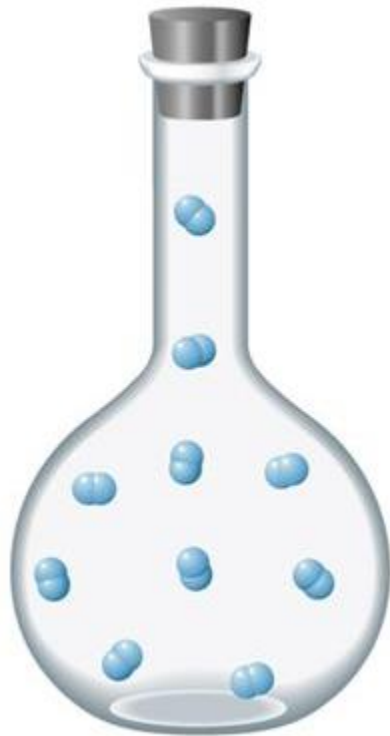
$$n_{HCl} = 0.14 \text{ mol}$$

	$NaOH(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$			
Inizio	0.12 mol	0.14 mol	0.0 mol	0.0 mol
Durante	- 0.12 mol	- 0.12 mol	+ 0.12 mol	+ 0.12 mol
Fine	0.0 mol	0.02 mol	0.12 mol	0.12 mol

$n_{H_2O} = n_{NaCl} = 0.12 \text{ mol}$

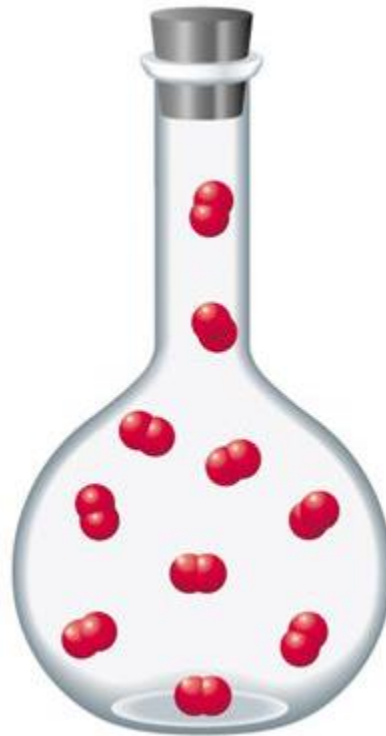
$$m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot PM_{H_2O} = 0.12 \text{ mol} \cdot 18.015 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2.2 \text{ g}$$

Reagente limitante

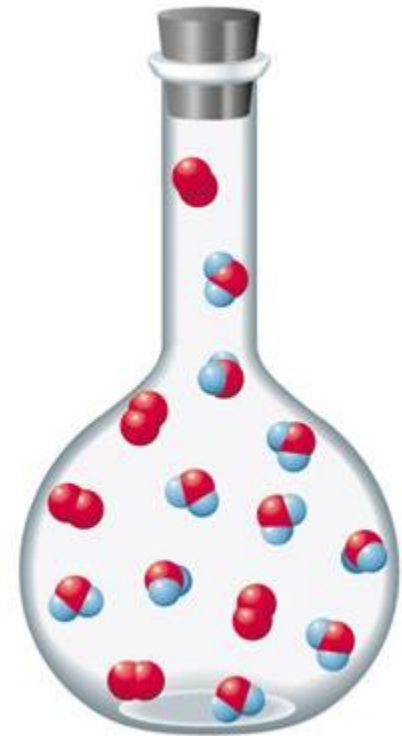


Reagente limitante

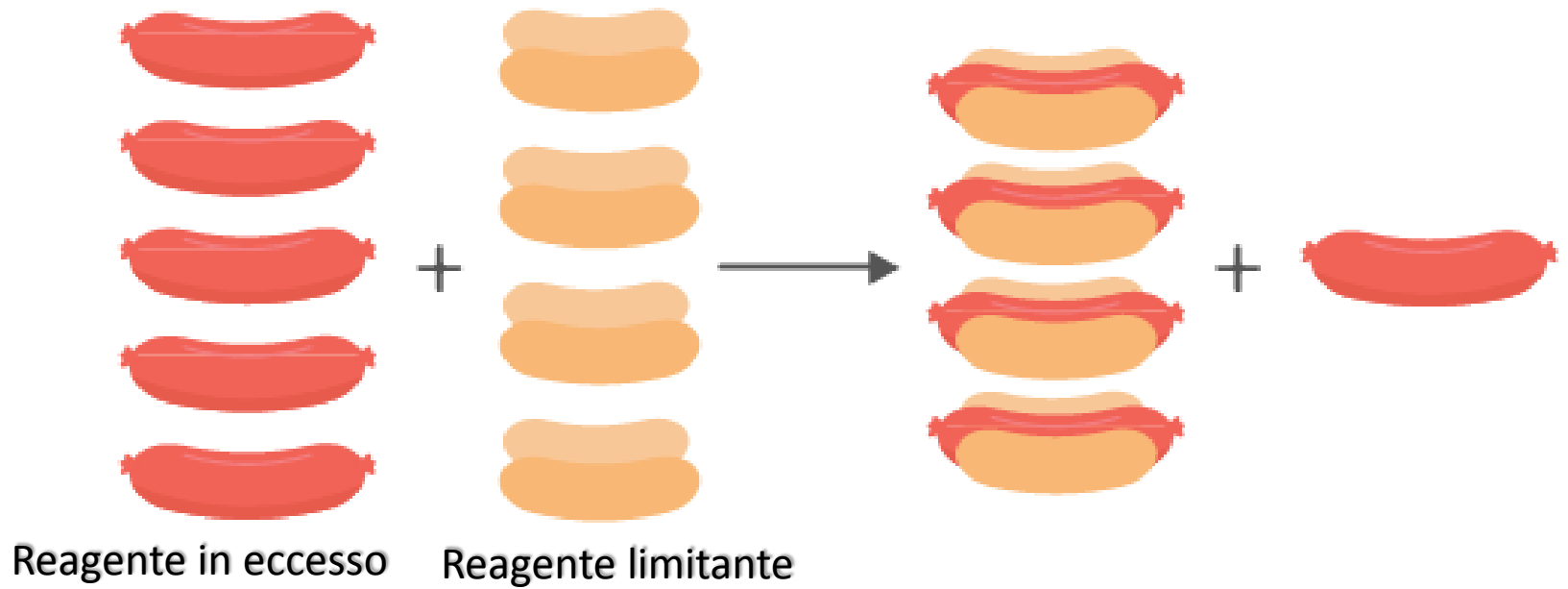
+



Reagente in eccesso

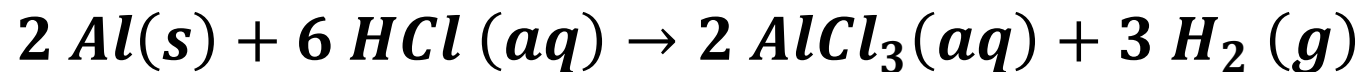


Reagente limitante



Esercizi

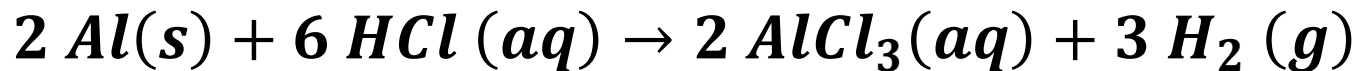
Data la seguente reazione bilanciata, quale massa di idrogeno si ottiene dalla reazione di 1.84 g di alluminio con 8.07 g di acido cloridrico?



Rapporto tra le moli : 1 : 3 : 1 : 1.5

Esercizi

Data la seguente reazione bilanciata, quale massa di idrogeno si ottiene dalla reazione di 1.84 g di alluminio con 8.07 g di acido cloridrico?



Rapporto tra le moli : 1 : 3 : 1 : 1.5

$$n_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{Al}}}{P_{\text{Al}}} = \frac{1.84 \text{ g}}{26.981 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0.0682 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{P_{\text{HCl}}} = \frac{8.07 \text{ g}}{36.461 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0.221 \text{ mol}$$

- Perché l'HCl reagisca completamente, servirebbero:

$(0.221/3) = 0.0737$ mol di alluminio

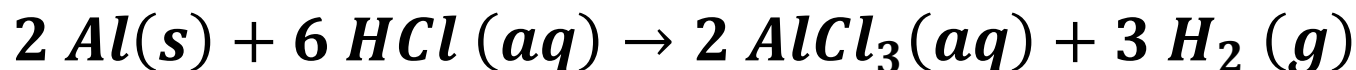
- Avendone di meno, **Al è il reagente limitante** e **HCl il reagente in eccesso**

- Al viene consumato del tutto, e si consumano:

$(0.0682 \cdot 3) = 0.205$ mol di HCl

Esercizi

Data la seguente reazione bilanciata, quale massa di idrogeno si ottiene dalla reazione di 1.84 g di alluminio con 8.07 g di acido cloridrico?



Rapporto tra le moli : 1 : 3 : 1 : 1.5

$$n_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{Al}}}{P_{\text{Al}}} = \frac{1.84 \text{ g}}{26.981 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0.0682 \text{ mol} = n_{\text{Al consumate}}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{P_{\text{HCl}}} = \frac{8.07 \text{ g}}{36.461 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0.221 \text{ mol} \quad n_{\text{HCl consumate}} = n_{\text{Al}} \cdot 3 = 0.0682 \cdot 3 = 0.205 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2 \text{ prodotte}} = n_{\text{Al}} \cdot 1.5 = 0.0682 \cdot 1.5 = 0.102 \text{ mol}$$

	$2 \text{ Al}(s) + 6 \text{ HCl}(aq) \rightarrow 2 \text{ AlCl}_3(aq) + 3 \text{ H}_2(g)$			
Inizio	0.0682 mol	0.221 mol	0.0 mol	0.0 mol
Durante	- 0.0682 mol	- 0.205 mol	+ 0.0682 mol	+ 0.102 mol
Fine	0.0 mol	0.016 mol	0.0682 mol	0.102 mol

$$m_{\text{H}_2 \text{ prodotta}} = n_{\text{H}_2 \text{ prodotte}} \cdot P_{\text{H}_2} = (0.102 \text{ mol}) \cdot (2.016 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}) = 0.206 \text{ g}$$

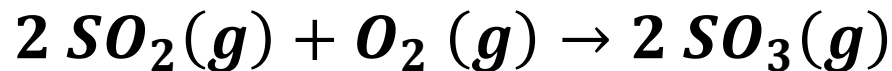
Classificazione delle reazioni chimiche

Classificazione delle reazioni chimiche

Reazioni di combinazione o di sintesi



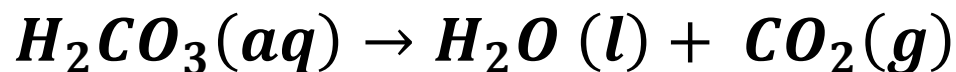
Due o più reagenti formano un unico prodotto



Reazioni di decomposizione o dissociazione



Un composto si decompone per formare due o più prodotti

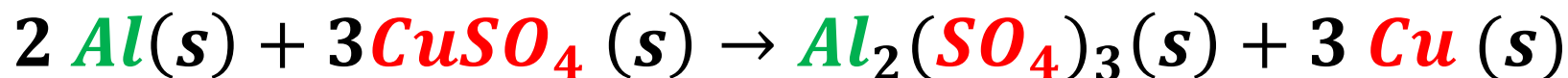


Classificazione delle reazioni chimiche

Reazioni di scambio



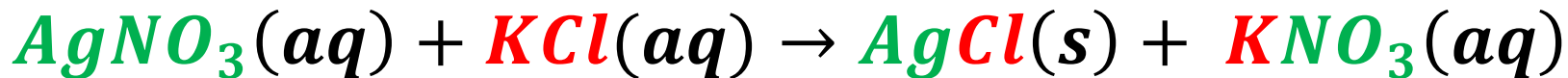
Un elemento libero prende il posto di un elemento presente in un composto



Reazioni di doppio scambio



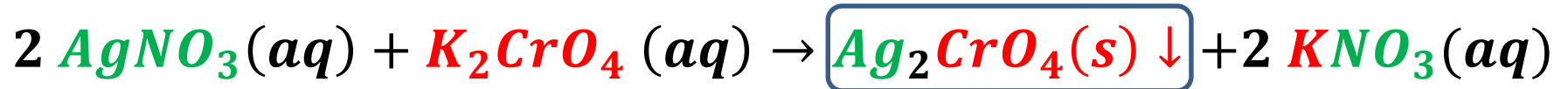
I reagenti si scambiano gli elementi che li compongono



Reazioni di doppio scambio

Reazioni di precipitazione

Due Sali solubili in acqua si scambiano gli ioni costituenti per formare due nuovi Sali di cui uno è insolubile: si forma un precipitato.



Reazioni di precipitazione

Previsione del prodotto di una reazione di precipitazione

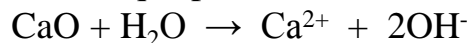
REGOLE DI SOLUBILITÀ DEI SALI ED IDROSSIDI PIÙ COMUNI

SONO SOLUBILI:

1. I sali dei **METALLI ALCALINI** e dello **IONE AMMONIO** (NH_4^+).
2. I **NITRITI** (NO_2^-), **NITRATI** (NO_3^-), **CLORATI** (ClO_3^-), **PERCLORATI** (ClO_4^-) ed **ACETATI** (CH_3COO^-).
(L'acetato di Ag^+ ed il perclorato di K^+ sono moderatamente solubili).
1. Gli **ALOGENURI** (**F**⁻, **Cl**⁻, **Br**⁻, **I**⁻), con eccezione dei sali di Pb^{2+} , Ag^+ ed Hg_2^{2+} ; PbCl_2 é debolmente solubile.
2. I **SOLFATI** (SO_4^{2-}):
i solfati di Ca^{2+} ed Ag^+ sono moderatamente solubili;
i solfati di Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+} , ed Hg_2^{2+} sono insolubili.

SONO INSOLUBILI (Eccetto i sali del precedente punto 1):

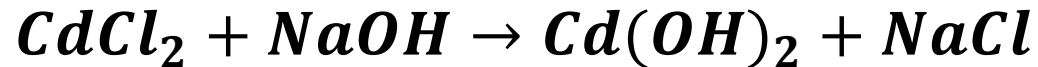
1. I **CARBONATI** (CO_3^{2-}), **CROMATI** (CrO_4^{2-}) e **FOSFATI** (PO_4^{3-}).
2. I **SOLFURI** (S^{2-}); tranne i sali dei metalli alcalini e alcalino-terrosi.
3. Gli **IDROSSIDI** sono generalmente insolubili eccetto quelli dei metalli alcalini che sono solubili. Gli idrossidi di Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+} sono moderatamente solubili.
4. Tutti gli **OSSIDI** dei metalli eccetto quelli dei metalli alcalini e di Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+} sono insolubili. Gli ossidi dei metalli, quando si sciolgono, reagiscono con l'acqua per formare idrossidi, per esempio:



Reazioni di precipitazione

Previsione del prodotto di una reazione di precipitazione

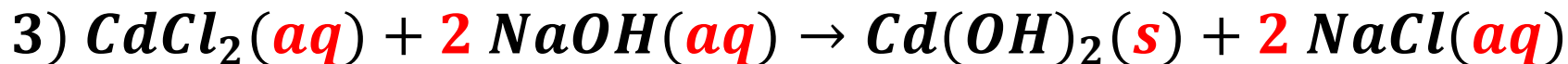
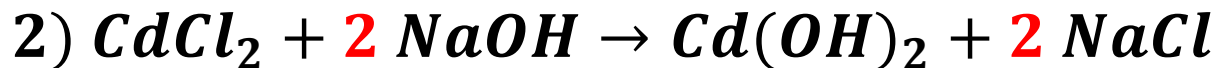
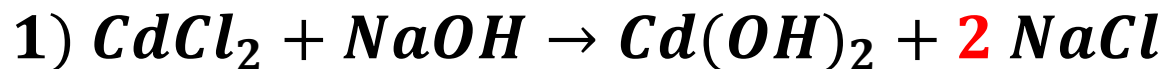
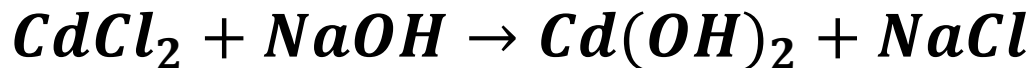
Bilanciare l'equazione per la seguente reazione di precipitazione ed indicare i simboli di stato di ciascuna specie:



Reazioni di precipitazione

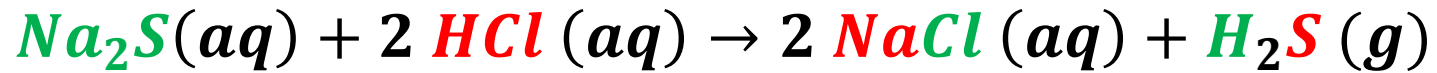
Previsione del prodotto di una reazione di precipitazione

Bilanciare l'equazione per la seguente reazione di precipitazione ed indicare i simboli di stato di ciascuna specie:



Reazioni di doppio scambio

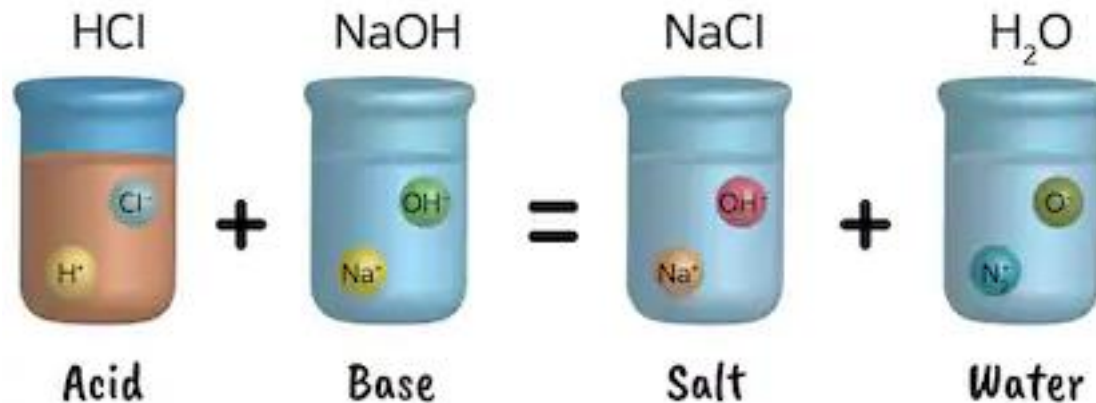
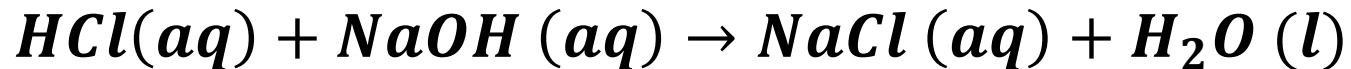
Reazioni che sviluppano gas



Reazioni di neutralizzazione

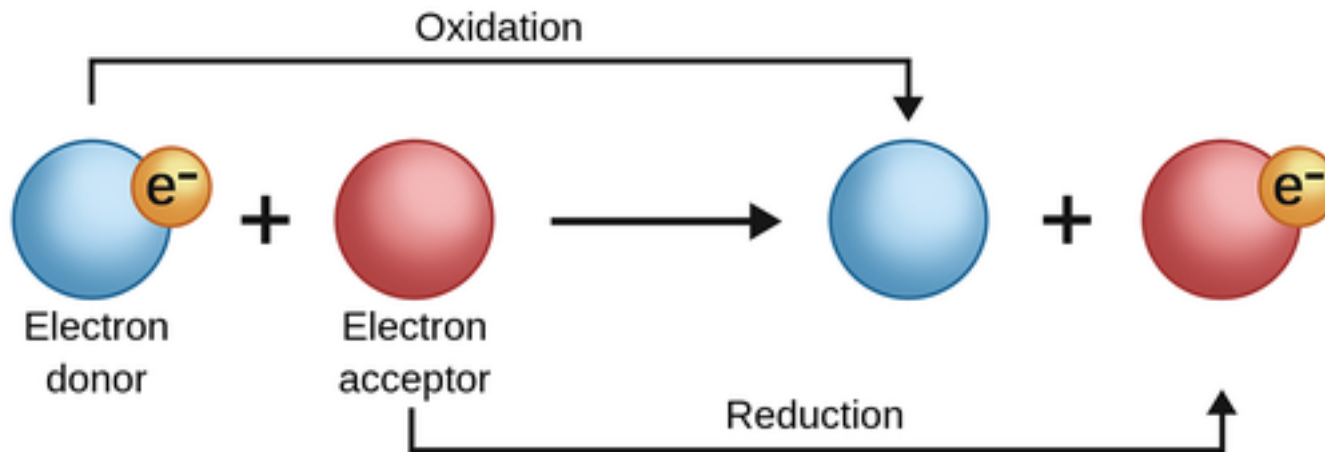
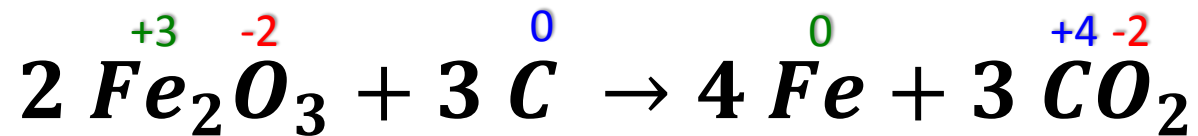
Reazioni di neutralizzazione (reazioni acido-base)

Un acido e una base reagiscono tra loro per formare un sale ed acqua o un'altra specie.



Reazioni di ossidoriduzione

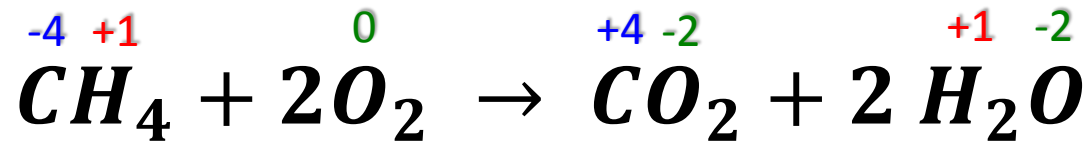
Avviene uno scambio di elettroni da un composto a un altro, e alcuni degli elementi cambiano numero di ossidazione



Reazioni di ossidoriduzione

Reazioni di combustione

Una sostanza (**combustibile**) viene ossidata da un **comburente** (spesso ossigeno) con concomitante liberazione di calore (spesso **fiamme**).



Combustibile



INFIAMMABILE

Comburente



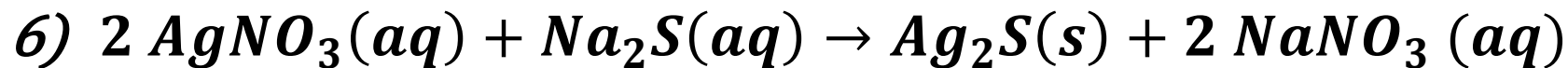
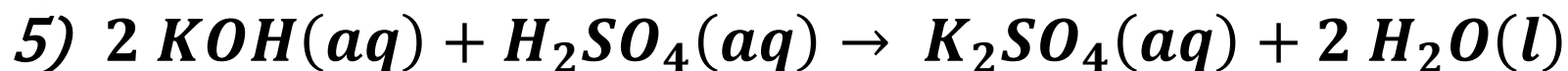
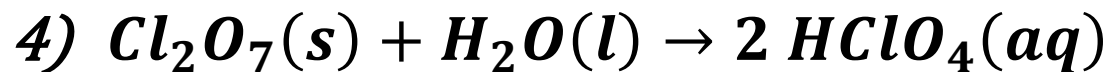
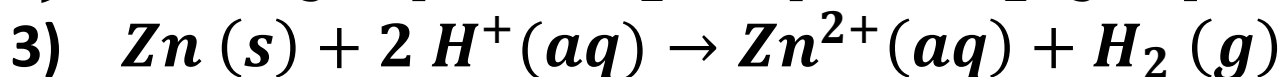
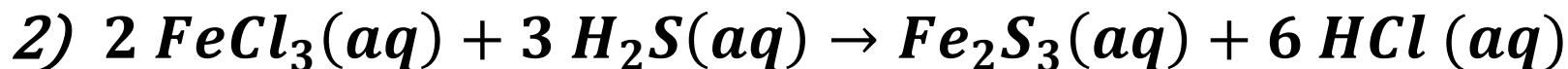
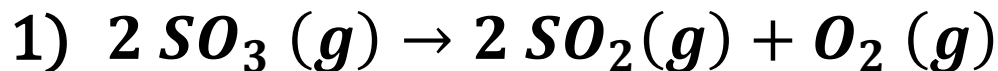
COMBURENTE

Triangolo del fuoco



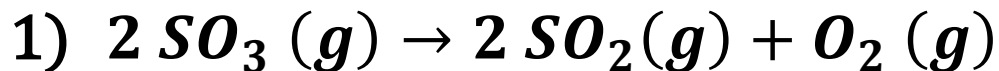
Esercizi

Determinare a quale tipo di reazione chimica si riferiscono le seguenti equazioni:

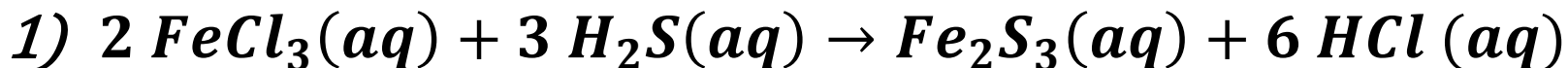


Esercizi

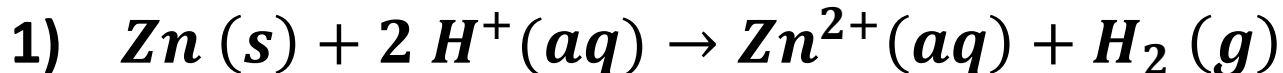
Determinare a quale tipo di reazione chimica si riferiscono le seguenti equazioni:



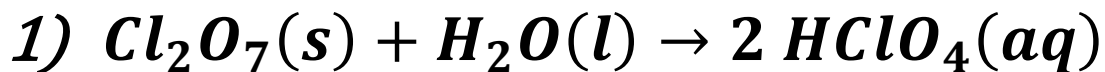
decomposizione



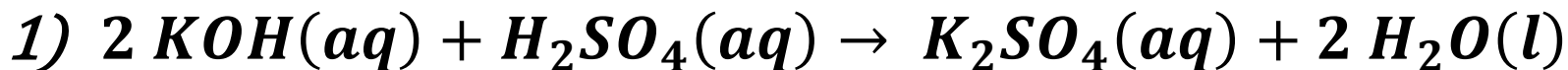
doppio scambio



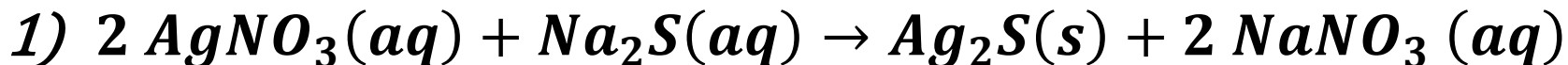
ossidoriduzione



sintesi



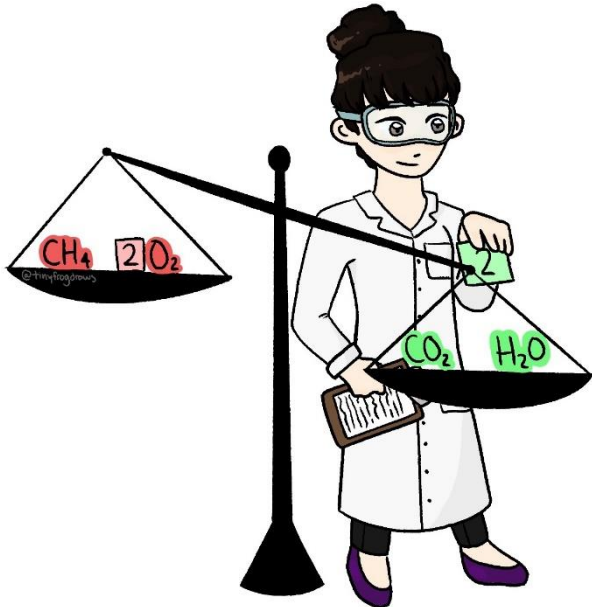
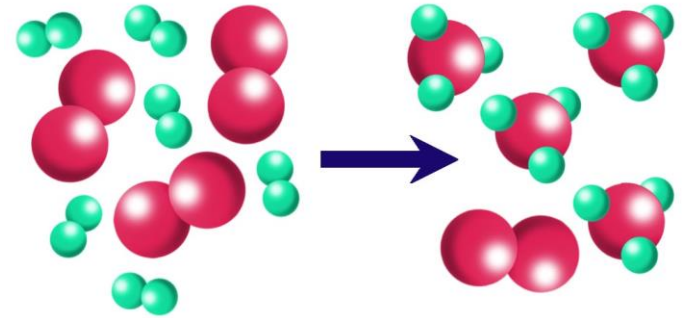
acido-base



precipitazione

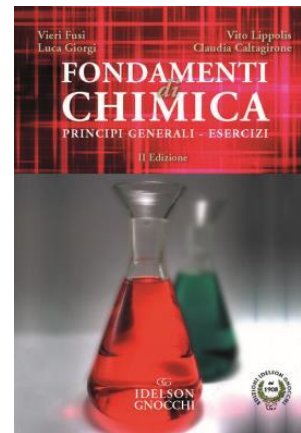
Obiettivi minimi

- Conoscere il significato sia qualitativo che quantitativo di un'equazione chimica
- Saper bilanciare le equazioni chimiche
- Saper svolgere calcoli stechiometrici per la determinazione delle quantità di reagenti che si consumano o prodotti che si formano nel corso di una reazione
- Comprendere il significato di reagente limitante e saperlo determinare



Dove studiare?

Lippolis:
Capitolo 1 Pagg. 32-35
Capitolo 8, Pagg. 265-273,
291-296



Esercizi per casa...

Lippolis:

Capitolo 1

- n. 21, 22, 23 pag. 44
- n. 26, 27, 28, 29, 30, 31, 32, 33 pag. 45
- n. 10, 11, 12 pag. 46

Capitolo 8

- n. 1 pag. 302
- n. 1, 2 pag. 304
- n. 3, 5, 6 pag. 305

