

Capitolo 10

LE REAZIONI CHIMICHE E LA STECIOMETRIA

**N.B I concetti proposti sulle slide, in linea di
massima seguono l'ordine e i contenuti del
libro, ma!!!!**

Ci possono essere delle variazioni

STECHIOMETRIA

Per affrontare questo capitolo è importante conoscere il concetto di mole

Peso molare di
differenti elementi

rame (Cu)
63,55 g



zolfo (S)
32,06 g



carbonio (C)
grafite
12,01 g



ferro (Fe)
55,85 g



Una mole di quattro elementi.
Ognuno di questi campioni contiene lo stesso numero di atomi, cioè $6,02 \times 10^{23}$ atomi.

La mole:

1-Cosa misura?

2-Come si esprime tale unità di misura ?

1- Quantità di sostanza

2- g/mol. Perché?

DEFINIZIONE DEL CONCETTO DI MOLE:
quantità di sostanza che contiene un numero di quantità elementari (atomi o molecole) pari al numero di Avogadro ($6,022 \times 10^{23}$)

STECIOMETRIA

La stechiometria è la branca della chimica che studia i rapporti quantitativi delle sostanze chimiche nelle reazioni chimiche.

LE REAZIONI E LE EQUAZIONI CHIMICHE

Una reazione chimica è una trasformazione della materia, in cui uno o più specie chimiche (dette "reagenti") modificano la loro struttura e composizione originaria per generare altre specie chimiche (dette "prodotti").

Reagenti ► Prodotti

Un'equazione chimica, invece, è una rappresentazione matematica simbolica di una reazione chimica.

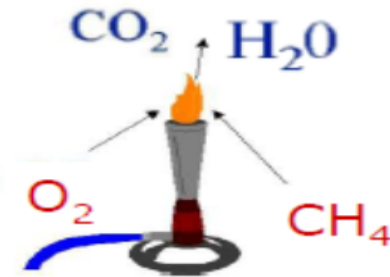
LE REAZIONI CHIMICHE E LA STECIOMETRIA

Come si scrive un'equazione chimica ?

Al primo membro dell'equazione si pongono le sostanze reagenti (per esempio, **A** e **B**), al secondo membro i prodotti (per esempio, **C** e **D**); reagenti e prodotti sono separati da una freccia.



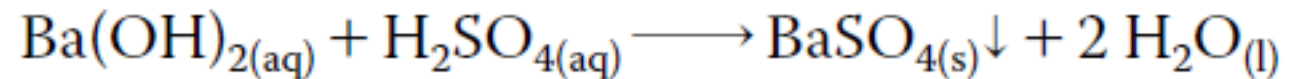
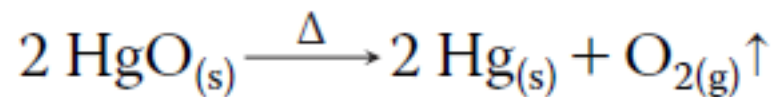
a, b, c e d sono i coefficienti stechiometrici che indicano le moli di ogni specie chimica (molecole, atomi, ioni)



LE REAZIONI CHIMICHE E LA STECHIOMETRIA

Come si scrive un'equazione chimica ?

Simbolo	Significato	Simbolo	Significato
→	Direzione in cui procede una reazione	↓	Formazione di un precipitato
⊗	Reazione che procede in entrambi i sensi	g	Sostanza allo stato aeriforme
+	Si pone tra le formule dei reagenti e dei prodotti	l	Sostanza allo stato liquido
⊗	Calore	s	Sostanza allo stato solido
↑	Sviluppo di gas	aq	Sostanza in soluzione acquosa



LE REAZIONI CHIMICHE E LA STECIOMETRIA

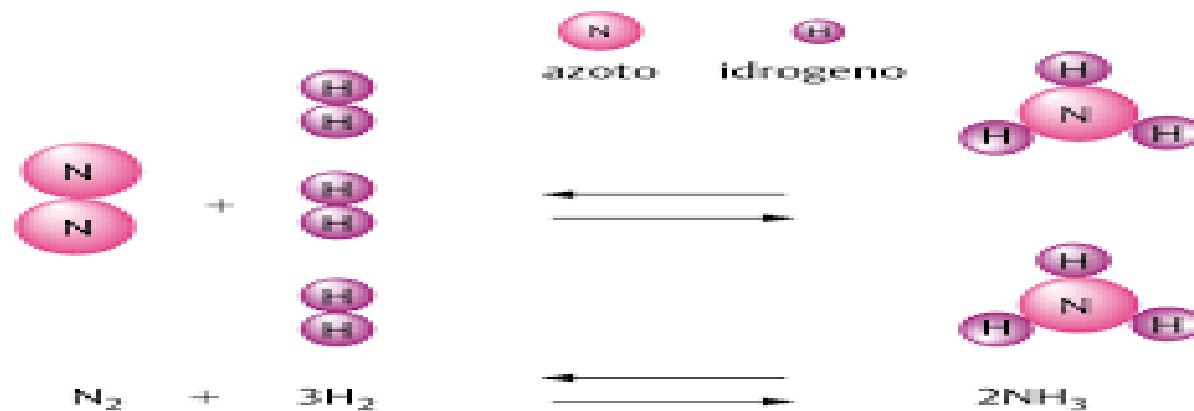
UN'EQUAZIONE CHIMICA DEVE RISULTARE BILANCIATA

Perché un'equazione chimica deve risultare bilanciata?

Le reazioni chimiche, obbediscono alla legge di Lavoisier(1789), considerata uno dei pilastri fondamentali della chimica. La legge di Lavoisier nota come legge di conservazione della massa afferma che:

nulla si crea, nulla si distrugge ma tutto si trasforma.

Per tale motivo in una reazione chimica la somma delle masse deve essere uguale alla somma delle masse dei prodotti.

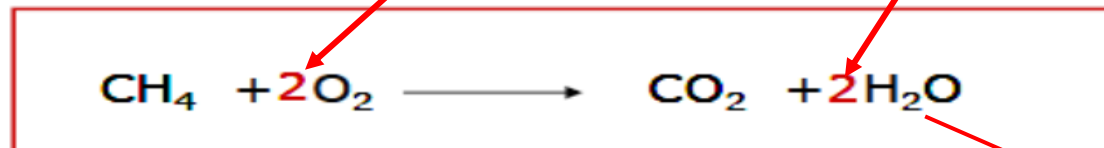


LE REAZIONI CHIMICHE E LA STECHIOMETRIA

Come si bilancia un'equazione chimica ?

Un'equazione chimica per risultare bilanciata, il numero di atomi di ogni elemento in entrambi i membri dell'equazione deve risultare uguale.

Per bilanciare un'equazione chimica bisogna far precedere alla formula di ciascuna specie chimica rappresentata nell'equazione un opportuno coefficiente numerico, detto coefficiente stechiometrico, che normalmente è un numero intero.

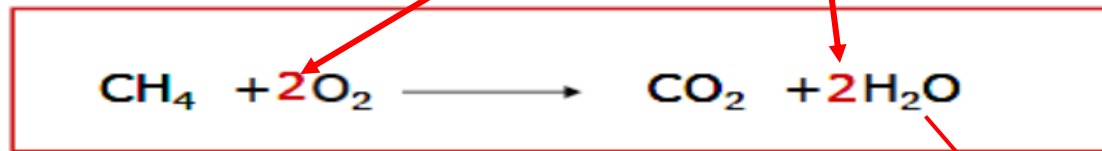


N.B MAI CAMBIARE
IL PEDICE

LE REAZIONI CHIMICHE E LA STECHIOMETRIA

Come si bilancia un'equazione chimica ?

Per bilanciare un'equazione chimica bisogna far precedere alla formula di ciascuna specie chimica rappresentata nell'equazione un opportuno coefficiente numerico, detto **coefficiente stechiometrico**. **Perché?**



Il coefficiente stechiometrico ha il ruolo di moltiplicatore, cioè viene moltiplicato per il pedice, per ottenere il numero di atomi, o molecole effettivo.

N.B MAI CAMBIARE IL PEDICE

LE REAZIONI CHIMICHE E LA STECIOMETRIA

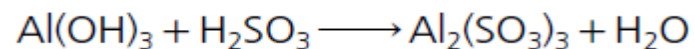
Per bilanciare un'equazione chimica è opportuno seguire le seguenti regole:

- 1. Contare il numero di atomi di un dato elemento presente nel lato dei reagenti e nel lato dei prodotti; se il numero non è lo stesso aggiungere i coefficienti stechiometrici tali da renderlo uguale in entrambi i lati dell'equazione;**
- 2. Ripetere questa operazione per ogni elemento che compare nell'equazione;**
- 3. È opportuno cominciare a bilanciare da elementi diversi da O e H perché questi elementi compaiono spesso in più di due composti;**
- 4. Il coefficiente 1 non si indica;**
- 5. Tutti i coefficienti devono avere il minimo valore intero possibile.**

LE REAZIONI CHIMICHE E LA STECHIOMETRIA

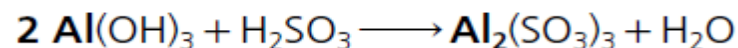
esercizio guidato

Bilanciare l'equazione tra l'idrossido di alluminio e l'acido solforoso:

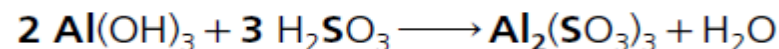


RISOLUZIONE

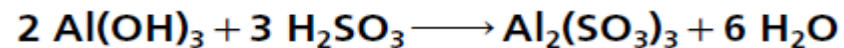
Iniziamo a calcolare i coefficienti stechiometrici dei metalli, e, nello specifico, quello dell'alluminio. Tra i reagenti è presente un atomo di Al e tra i prodotti due, quindi dobbiamo mettere il coefficiente 2 davanti ad Al(OH)_3 :



Si passa poi a calcolare i coefficienti stechiometrici dei non metalli e, in tal caso, dello zolfo. A sinistra è presente un atomo di zolfo, a destra tre, quindi dobbiamo mettere il coefficiente 3 davanti ad H_2SO_3 :



Calcoliamo infine i coefficienti dell'idrogeno. A sinistra sono presenti dodici atomi di idrogeno ($2 \cdot 3 + 3 \cdot 2 = 12$), a destra, tra i prodotti, due. Per rendere uguale il numero degli atomi di idrogeno, mettiamo il coefficiente 6 davanti all'acqua:

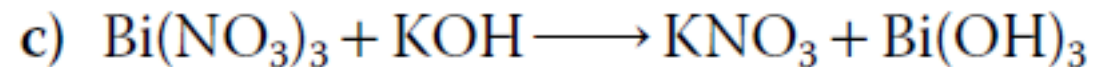
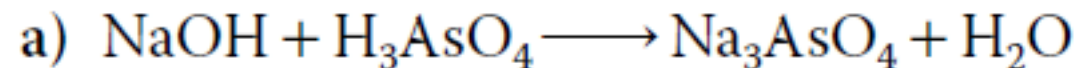
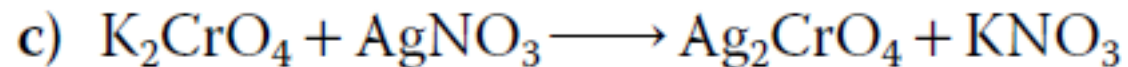
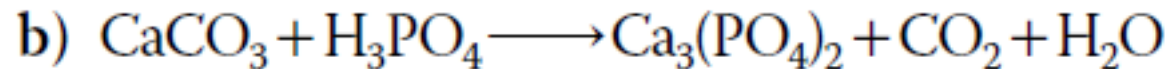
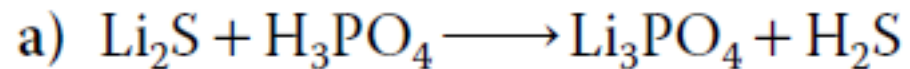
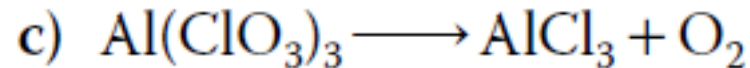
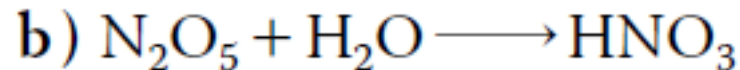
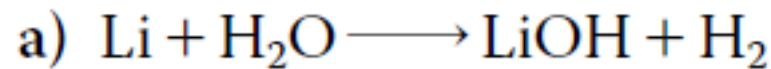


Per la verifica, calcoliamo i coefficienti dell'ossigeno: a sinistra sono quindici ($2 \cdot 3 + 3 \cdot 3 = 15$) così come a destra ($3 \cdot 3 + 6 = 15$).

Tutti i coefficienti stechiometrici sono corretti, l'equazione è bilanciata.

LE REAZIONI CHIMICHE E LA STECIOMETRIA

Bilanciare le seguenti equazioni chimiche:

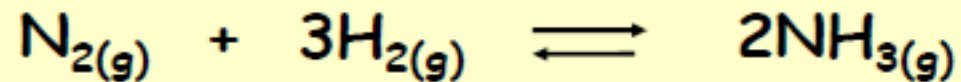


LE REAZIONI CHIMICHE E LA STECIOMETRIA

Quale è l'utilità pratica delle equazioni chimiche?

Nel caso in cui vogliamo preparare un composto, ad esempio l'ammoniaca NH_3 questo ci può tornare utile, per sapere che quantità di reagenti devo usare, e quindi non usare un quantitativo di reagenti maggiore. Questo perché conoscendo la struttura delle molecola e bilanciando i reagenti e i prodotti so che per ottenere due moli di ammoniaca devo utilizzare una mole di azoto e 3 moli di idrogeno.

A quanti grammi corrispondono azoto e idrogeno dalla reazione?



1 molecola	3 molecole	2 molecole
1 mole	3 moli	2 moli
28g	$3 \times 2 \text{ g}$	$2 \times 17 \text{ g}$

LE REAZIONI CHIMICHE

CLASSIFICAZIONE

1-Reazioni di sintesi (o combinazione)

2-Reazioni di decomposizione

3-Reazioni di scambio semplice (o spostamento)

4-Reazioni di combustione

5-Reazioni di scambio doppio(tre sottoclassi):

a) Reazione con formazione di acqua → reazione acido-base

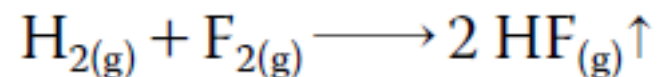
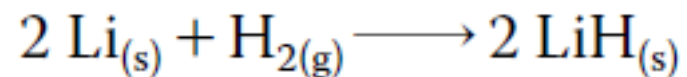
b) Reazione con formazione di gas

c) Reazione con formazione di un composto insolubile → reazione di precipitazione

LE REAZIONI CHIMICHE

CLASSIFICAZIONE

1-Reazioni di sintesi (o combinazione): due o più reagenti formano un unico prodotto.



2-Reazioni di decomposizione: un composto si scinde per formare due o più composti.



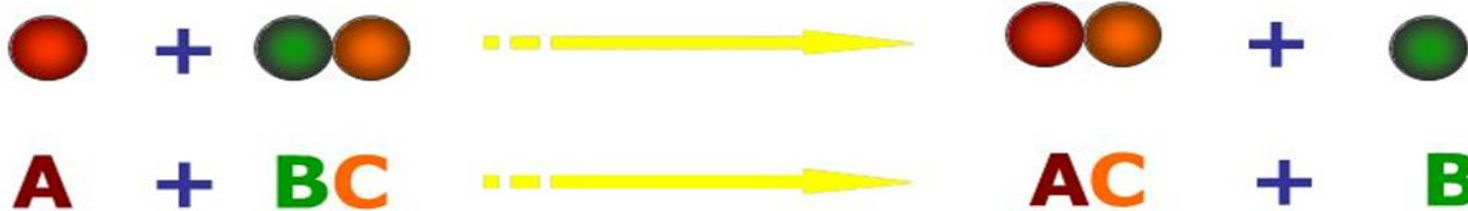
LE REAZIONI CHIMICHE

CLASSIFICAZIONE

3-Reazioni di scambio semplice (o spostamento): un elemento (metallo) sposta un elemento meno reattivo da un composto.

Per prevedere se una reazione di spostamento può avvenire si fa riferimento alla tabella di reattività dei metalli; un metallo sposta da un composto tutti gli elementi che lo seguono.

Li K Ba Ca Na Mg Al Zn Fe(II) Cd Co(II) Ni(II) Sn(II) Pb(II) H Cu(II) Ag Hg(I) Au(III)

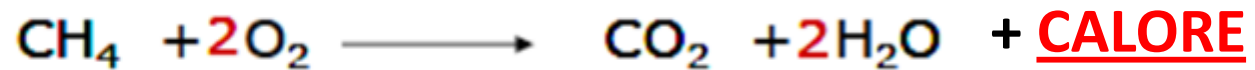
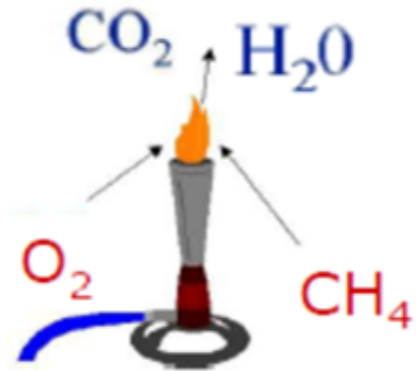


LE REAZIONI CHIMICHE

CLASSIFICAZIONE

4-Reazioni di combustione

E' una reazione in cui una sostanza (combustibile) reagisce con una seconda sostanza (comburente), di solito ossigeno, con sviluppo di energia termica.



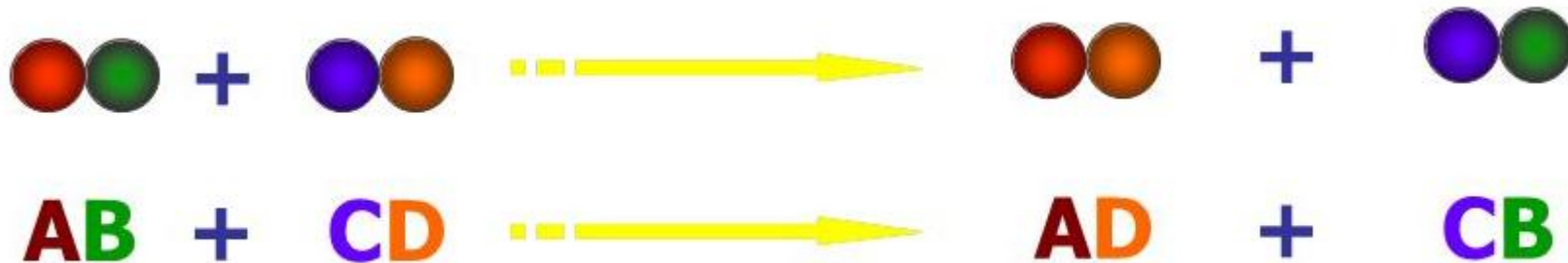
LE REAZIONI CHIMICHE

CLASSIFICAZIONE

REAZIONI DI SCAMBIO DOPPIO

Nelle reazioni di scambio doppio, come lascia intendere la definizione, si verifica un doppio scambio tra le molecole presenti nei reagenti. Questa tipologia di reazione a sua volta, può essere rappresentata da classi di reazione:

- Reazione con formazione di acqua → **reazione acido-base**
- Reazione con formazione di gas
- Reazione con formazione di un composto insolubile → **reazione di precipitazione**



LE REAZIONI CHIMICHE

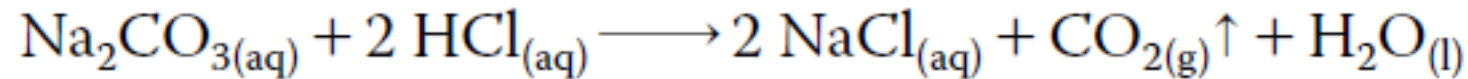
CLASSIFICAZIONE

Reazione con formazione di acqua → **reazione acido-base**

Sono reazioni che avvengono in soluzione acquosa tra un acido e una base producendo un sale ed acqua.



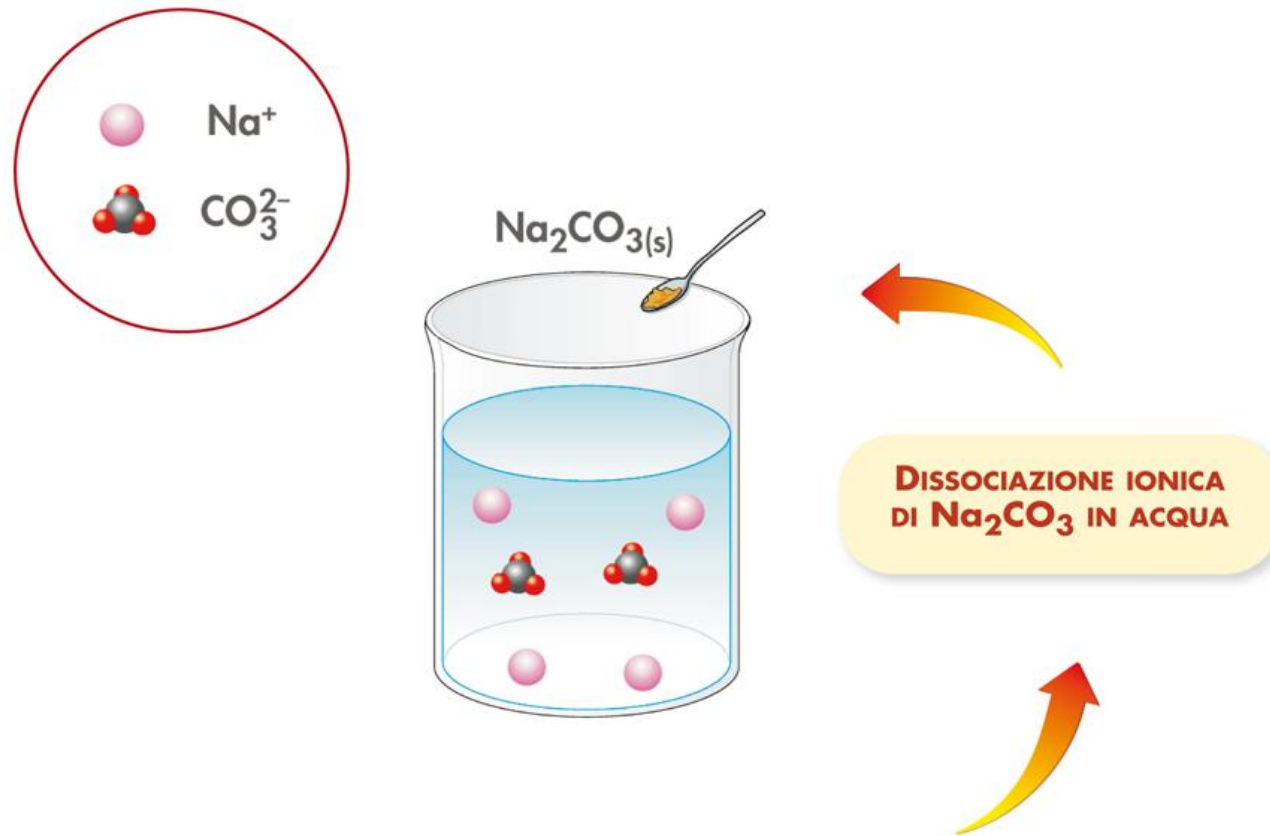
Reazione con formazione di gas



Reazione con formazione di un composto insolubile → **reazione di precipitazione**



DISSOCIAZIONE IONICA

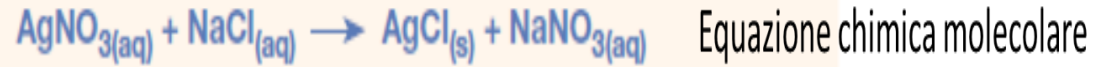
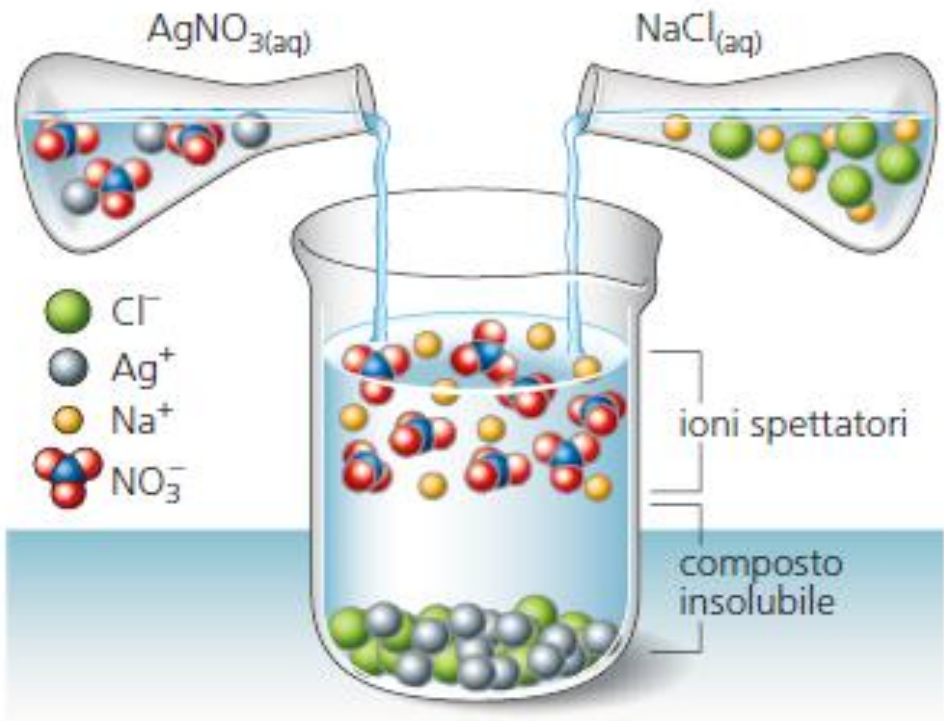


Se un composto ionico viene sciolto in acqua, gli ioni che lo compongono si separano formando uno ione positivo e uno ione negativo

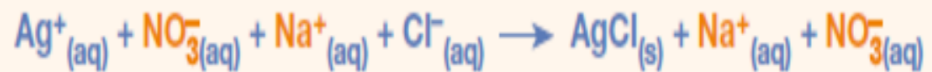


LE EQUAZIONI CHIMICHE IN FORMA IONICA

Le reazioni come quelle di precipitazione in cui alcune molecole in soluzione acquosa si trovano sotto forma di ioni possono essere scritte in forma ionica .



può essere scritta in forma di equazione ionica:



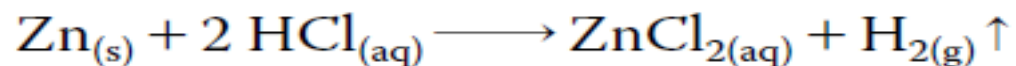
In questa equazione gli ioni Na⁺ e NO₃⁻ non partecipano alla reazione (si ritrovano in soluzione, indicati con aq, sia tra i reagenti sia tra i prodotti) e vengono perciò detti **ioni spettatori**.

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



Stechiometria: calcoli con le equazioni chimiche

In un equazione chimica bilanciata, ciascun coefficiente posto dinanzi alla formula di un composto indica le moli di quella specie chimica che entra in combinazione oppure che si forma come prodotto. Consideriamo la reazione tra zinco e acido cloridrico in soluzione acquosa:



Tenendo presente che l'aspetto quantitativo di una reazione, può essere descritto prendendo in esame il numero di moli, oppure il numero di grammi dei reagenti e dei prodotti, possiamo dire che:

- una mole di zinco reagisce con due moli di acido cloridrico per formare una mole di cloruro di zinco e una mole di idrogeno;
- 65 g di zinco reagiscono con 72 g di acido cloridrico per dare 135 g di cloruro di zinco e 2 g di idrogeno.

$\text{Zn}_{(s)}$	+	$2 \text{HCl}_{(aq)}$	\longrightarrow	$\text{ZnCl}_{2(aq)}$	+	$\text{H}_{2(g)} \uparrow$
1 mole		2 moli		1 mole		1 mole
65 g		72 g		135 g		2 g

Informazioni quantitative fornite da una equazione chimica.

Perché 65g di zinco? Da dove trovo questo dato ?

Quale è l'utilità del concetto di mole?

Stechiometria: calcoli con le equazioni chimiche

Le relazioni quantitative che si stabiliscono tra reagenti e prodotti di una reazione chimica sono definite dalla stechiometria di reazione che permette di calcolare:

1. le **quantità di reagenti e prodotti in una reazione chimica**;
2. Il **reagente limitante** (sostanza reagente che in una reazione chimica si consuma completamente) e il **reagente in eccesso** (sostanza reagente che in una reazione chimica non si consuma completamente)
3. La **resa %**, è la percentuale di prodotti che effettivamente si ottiene in una reazione chimica.

Stechiometria: calcoli con le equazioni chimiche

1-Quantità di reagenti e prodotti in una reazione chimica

Dovendo calcolare le quantità dei reagenti che si combinano e dei prodotti che si formano, occorre innanzitutto bilanciare l'equazione chimica, e successivamente dal **rapporto stechiometrico del numero delle moli delle specie chimiche presenti della reazione**, è possibile calcolare le masse in grammi delle sostanze coinvolte. Come è possibile tutto questo?

Stechiometria: calcoli con le equazioni

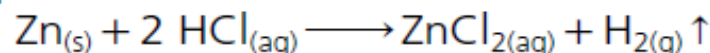
1-Quantità di reagenti e prodotti in una reazione chimica

esercizio guidato

Un cubetto di 10 g, costituito per il 90% di zinco, reagisce con una soluzione acquosa di acido cloridrico. Calcolare quanti grammi di acido cloridrico reagiscono con lo zinco.

RISOLUZIONE

Innanzitutto rappresentiamo l'equazione chimica bilanciata:



e calcoliamo la massa (in grammi) dello zinco che partecipa alla reazione mediante la relazione:

$$90 \text{ g} : 100 \text{ g} = x(\text{g}) : 10 \text{ g} \quad \text{da cui: } x(\text{g}) = m_{(\text{Zn})} = \frac{90 \text{ g} \cdot 10 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 9,0 \text{ g}$$

Determiniamo la massa molare dello zinco ($M = 65 \text{ g/mol}$) e calcoliamo il numero delle moli con la relazione:

$$n_{(\text{Zn})} = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})} = \frac{9,0 \text{ g}}{65 \text{ g/mol}} = 0,14 \text{ mol}$$

Poiché dall'equazione bilanciata risulta che 1 mole di Zn reagisce con 2 moli di HCl, determiniamo il numero di moli di HCl che reagiscono con 0,14 moli di Zn con la relazione:

$$1 \text{ mol} : 2 \text{ mol} = 0,14 \text{ mol} : x(\text{mol}); \quad x(\text{mol}) = n_{(\text{HCl})} = \frac{0,14 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 0,28 \text{ mol}$$

Determiniamo la massa molare dell'acido cloridrico ($M = 36 \text{ g/mol}$) e calcoliamo i grammi di HCl con la relazione:

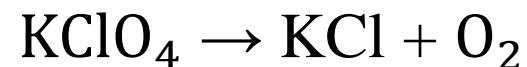
$$n_{(\text{HCl})} = n(\text{mol}) \cdot M(\text{g/mol}) = 0,28 \text{ mol} \cdot 36 \text{ g/mol} = 10 \text{ g}$$

Stechiometria: calcoli con le equazioni chimiche

1-Quantità di reagenti e prodotti in una reazione chimica

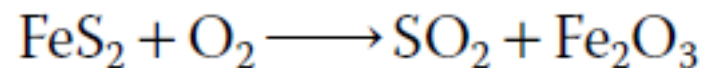
ESERCIZIO 1

KClO_4 per decomposizione sviluppa ossigeno secondo l'equazione chimica. Calcolare le moli di ossigeno



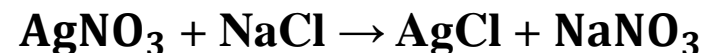
ESERCIZIO 2

Calcolare la quantità (in kg) di SO_2 che si ottiene dalla reazione tra 5 kg di pirite (FeS_2) con l'ossigeno secondo l'equazione (da bilanciare):



ESERCIZIO 3

Calcolare i grammi di cloruro di argento che possono essere prodotti dalla reazione tra 70 g di nitrato d'argento con cloruro di sodio.

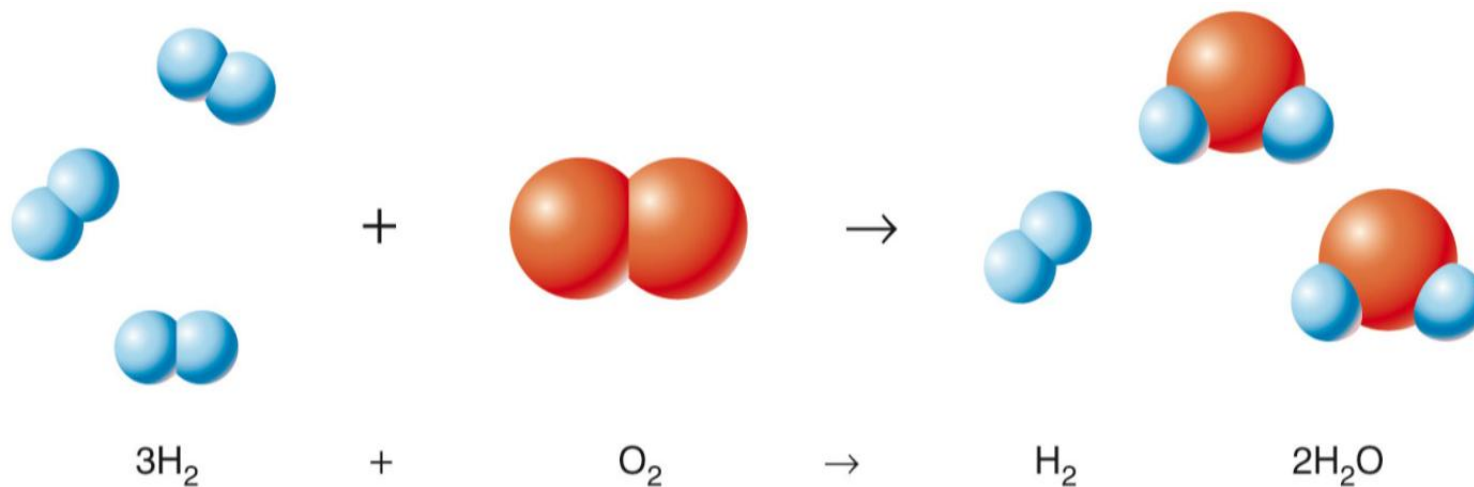


Stechiometria: calcoli con le equazioni

2 - Reagente limitante e reagente in eccesso

Quando in una reazione le quantità dei reagenti non rispettano il rapporto stechiometrico, si è in presenza:

- di un **reagente limitante** se in quantità inferiore a quella imposta dalla reazione stechiometrica. Tale reagente viene definito limitante perché limita la reazione .
- di un **reagente in eccesso** se in quantità superiore rispetto alla quantità prevista dal rapporto stechiometrico.



In questa reazione
quale è:
il reagente limitante?
Il reagente in eccesso?

Stechiometria: calcoli con le equazioni

2 - Reagente limitante e reagente in eccesso

Tale video si trova su
YouTube.

Nome: Idee della chimica
- Il reagente limitante

Link:

<https://www.youtube.com/watch?v=w4aub8nLRG>

E

Stechiometria: calcoli con le equazioni chimiche

2 - Reagente limitante e reagente in eccesso

Passaggi per individuare il reagente limitante in un esercizio:

1-Scrivi l'equazione chimica bilanciata.

2-Converti la massa in grammi di ciascun reagente nelle moli corrispondenti.

3-Calcola per ciascun reagente il rapporto tra moli e il proprio reagente stechiometrico: il reagente che rappresenta il più basso rapporto moli/coefficiente è il reagente limitante.

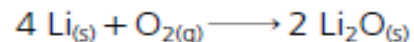
esercizio guidato

Mettendo a reagire 21 g di litio e 32 g di ossigeno:

- individuare il reagente limitante;
- calcolare quanti grammi di ossido di litio si formano;
- calcolare quanti grammi del reagente in eccesso non reagiscono.

RISOLUZIONE

Rappresentiamo e bilanciamo la reazione:



Determiniamo le masse molari dei reagenti e dei prodotti:

$$M_{(\text{Li})} = 7 \text{ g/mol} \quad M_{(\text{O}_2)} = 32 \text{ g/mol} \quad M_{(\text{Li}_2\text{O})} = 30 \text{ g/mol}$$

e calcoliamo il *numero delle moli* di litio e ossigeno con le relazioni:

$$n_{(\text{Li})} = \frac{21 \text{ g}}{7 \text{ g/mol}} = 3 \text{ mol} \quad n_{(\text{O}_2)} = \frac{32 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$$

- Per individuare il reagente limitante si calcola il *quoziente* tra le moli di ciascun reagente e il relativo coefficiente stechiometrico; tra i due valori ottenuti quello *più piccolo* corrisponde al reagente limitante:

$$\text{per il litio: } \frac{3}{4} = 0,75 \quad \text{per l'ossigeno: } \frac{1}{1} = 1$$

Il valore più piccolo corrisponde a quello del litio che quindi è il reagente limitante.

- Per determinare la quantità di prodotto (Li_2O) che si forma, prima calcoliamo il numero di moli di ossido di litio che si formano da 3 moli di litio, utilizzando il *rapporto* tra i coefficienti stechiometrici:

$$4 \text{ mol} : 2 \text{ mol} = 3 \text{ mol} : x \text{ (mol)}; \quad x \text{ (mol)} = n_{(\text{Li}_2\text{O})} = \frac{3 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} = 1,5 \text{ mol}$$

e quindi determiniamo la *massa in grammi* mediante la relazione:

$$m = n \text{ (mol)} \cdot M \text{ (g/mol)} = 1,5 \text{ mol} \cdot 30 \text{ g/mol} = 45 \text{ g}$$

- Per calcolare quanti grammi del reagente in eccesso (ossigeno) non reagiscono, prima determiniamo quante moli di ossigeno reagiscono con 3 moli di litio (reagente limitante) utilizzando il *rapporto* tra i coefficienti stechiometrici:

$$4 \text{ mol} : 1 \text{ mol} = 3 \text{ mol} : x \text{ (mol)}; \quad x \text{ (mol)} = n_{(\text{O}_2)} = \frac{3 \text{ mol} \cdot 1 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} = 0,75 \text{ mol}$$

quindi calcoliamo per differenza quante moli di ossigeno non hanno reagito:

$$n_{(\text{O}_2)} \text{ in eccesso} = 1,00 \text{ mol} - 0,75 \text{ mol} = 0,25 \text{ mol}$$

ed infine determiniamo i *grammi* di ossigeno con la relazione:

$$m = n \text{ (mol)} \cdot M \text{ (g/mol)} = 0,25 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 8 \text{ g}$$

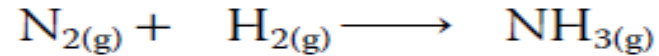
Dal reagente limitante svolgo i calcoli sulla quantità di prodotto che posso ottenere. Perché?

Stechiometria: calcoli con le equazioni chimiche

2 - Reagente limitante e reagente in eccesso

ESERCIZIO 1

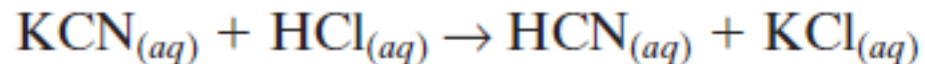
Nella reazione di sintesi dell'ammoniaca si fanno reagire 30 g di azoto con 30 g di idrogeno:



Stabilire qual è il reagente limitante e calcolare quanti grammi di ammoniaca si possono ottenere.

ESERCIZIO 2

2,0 mol di KCN reagiscono con 1,0 mol di HCl secondo la reazione:



► Bilancia l'equazione di reazione e stabilisci qual è il reagente limitante e quanti grammi di cloruro di potassio si formano.

Stechiometria: calcoli con le equazioni

3 - Resa % di reazione chimiche

Nella maggior parte delle reazioni chimiche, il reagente limitante non si consuma completamente e, quindi, la quantità di prodotto che si ottiene è inferiore a quella prevista dal rapporto stechiometrico.

✓ La quantità di prodotto che si dovrebbe formare se tutto il reagente limitante reagisse completamente è la **resa teorica** (simbolo R_t).

✓ la quantità di prodotto che si ottiene in una reazione chimica è la **resa reale** (simbolo R_r).

La resa reale è ovviamente *minore* della resa teorica. Nota la resa reale e quella teorica, si può calcolare la **resa percentuale** (simbolo R_p).

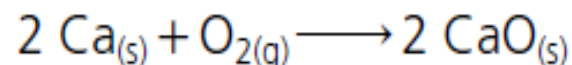
$$\text{resa percentuale } (R_p) = \frac{\text{resa reale } (R_r)}{\text{resa teorica } (R_t)} \cdot 100$$

esercizio guidato

Calcolare la resa percentuale della reazione di sintesi tra il calcio e 20 g di ossigeno, sapendo che si sono ottenuti 50 g di ossido di calcio.

RISOLUZIONE

Rappresentiamo e bilanciamo la reazione:



Determiniamo la massa molare dell'ossigeno ($M = 32 \text{ g/mol}$) e calcoliamo il numero delle moli con la relazione:

$$n_{(\text{O}_2)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = \frac{20 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,63 \text{ mol}$$

Calcoliamo le moli di ossido di calcio che si dovrebbero ottenere da 0,63 moli di ossigeno:

$$1 \text{ mol} : 2 \text{ mol} = 0,63 \text{ mol} : x \text{ (mol)}; \quad x \text{ (mol)} = n_{(\text{CaO})} = \frac{2 \text{ mol} \cdot 0,63 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 1,3 \text{ mol}$$

e quindi la resa teorica con la relazione:

$$m = n \text{ (mol)} \cdot M \text{ (g/mol)} = 1,3 \text{ mol} \cdot 56 \text{ g/mol} = 73 \text{ g}$$

Sapendo che la resa reale (R_r) è uguale a 50 g, si ha che la resa percentuale è data dalla relazione:

$$R_p \text{ (CaO)} = \frac{R_r}{R_t} \cdot 100 = \frac{50 \text{ g}}{73 \text{ g}} \cdot 100 = 68\%$$

