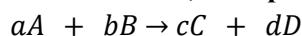


LE REAZIONI CHIMICHE

Che cosa sono?

Una reazione chimica è un'equazione che vede la **trasformazione di sostanze**, dette **reagenti**, in nuove sostanze, dette **prodotti**.



(**A** e **B**) = reagenti

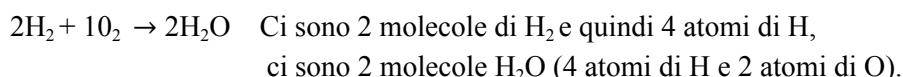
(**C** e **D**) = prodotti

Il simbolo (\rightarrow) è il segno di reazione e indica che i reagenti si trasformano completamente nei prodotti. Se la reazione è di "equilibrio" si usa una doppia freccia (\rightleftharpoons).

I numeri identificati con le lettere minuscole (**a**, **b**, **c**, **d**) precedono le formule e sono i cosiddetti **coefficienti stechiometrici** (numeri generalmente interi); indicano il numero di atomi, molecole, ioni, ecc. di reagenti e di prodotti che partecipano alla reazione, ovvero la quantità di sostanza che sta reagendo. Un coefficiente che precede una formula indica che tutto quello che segue deve essere moltiplicato per quel numero. Quando il coefficiente stechiometrico è pari ad 1, viene omesso.

Dal momento che un numero di *Avogadro* corrisponde ad una **mole di elementi**, ogni coefficiente stechiometrico che precede l'elemento o il composto può rappresentare anche il numero di moli dei reagenti e dei prodotti. I coefficienti stechiometrici ci dicono in che rapporto sta una sostanza rispetto ad un'altra affinché una reazione avvenga correttamente. Essi vanno determinati in accordo con il **principio di conservazione della massa (Lavoisier)**, secondo cui in un circuito chiuso, la somma delle **masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti**: (tutto quello che avevamo nei reagenti lo dobbiamo trovare trasformato qualitativamente ma non quantitativamente nei prodotti).

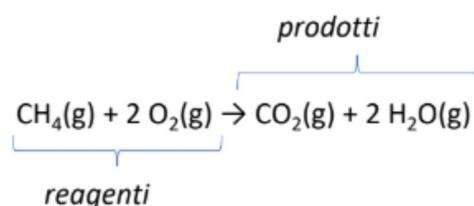
Es.



Come si scrivono le reazioni?

Una reazione chimica fornisce dettagli non banali circa lo **stato fisico** in cui si trova una determinata sostanza. Dopo un elemento o composto è possibile trovare scritto tra parentesi lo stato fisico di quella sostanza come riportato in figura.

abbreviazioni	stato
<i>g</i>	gassoso
<i>l</i>	liquido
<i>s</i>	solido
<i>aq</i>	acquoso (in soluzione)



Tipi di reazioni

- > Reazioni di sintesi: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$
- > " di decomposizione: $\text{A} \rightarrow \text{B} + \text{C}$
- > " di scambio semplice: $\text{AB} + \text{C} \rightarrow \text{AC} + \text{B}$

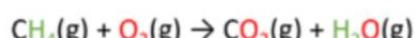
> " di scambio doppio: AB + CD → AC + BD

Il bilanciamento

L'equazione chimica ha un significato quantitativo solo quando è bilanciata, cioè quando vengono posti davanti ai reagenti ed ai prodotti gli opportuni coefficienti stechiometrici. Oltre al principio di conservazione della massa (citata sopra), un altro principio che va rispettato nel bilanciamento è il **principio di conservazione della carica** (per tutte le reazioni scritte in forma ionica), secondo cui, la somma algebrica di tutte le cariche presenti nei reagenti è uguale alla somma algebrica di tutte le cariche presenti nei prodotti.

Nella reazione riportata di seguito (**combustione** del metano) notiamo solo una trasformazione a livello qualitativo.

Metano + ossigeno → diossido di carbonio + acqua



Osservando attentamente, si può vedere che alla sinistra dell'equazione ci sono **2 atomi di O** mentre a destra ce ne sono **3**

Si noti anche che a sinistra ci sono **4 atomi di H** mentre a destra ce ne sono solo **2**



viola la legge di conservazione della massa



L'equazione DEVE essere **bilanciata**

→ **bilanciamo!!**

Quello che dobbiamo fare è trovare quei coefficienti stechiometrici a, b, c, d che ci riportano di avere lo stesso numero di atomi di carbonio, idrogeno e ossigeno tra i reagenti e tra i prodotti.

È importante ricordare che ogni coefficiente **moltiplica anche i pedici**, ovvero tutta la specie.

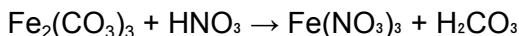
Non bisogna modificare mai i pedici (ci dicono com'è la formula chimica di tale sostanza), altrimenti si andrebbe a cambiare qualitativamente le specie coinvolte.

Per bilanciare si usa il metodo dei "**tentativi successivi**" che seguono delle regole:

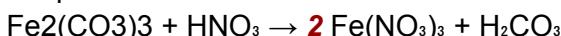
- 1) Scrivere l'equazione di base scrivendo le formule chimiche per ciascuno dei reagenti e prodotti.
- 2) Bilanciare prima gli atomi dei metalli e non metalli che si trovano nelle sostanze più complesse. Si bilancia inizialmente un elemento che non sia l'idrogeno o l'ossigeno.
- 3) se bilanciando tale elemento si modifica qualche altro elemento, si procede subito al suo bilanciamento
- 4) Bilanciare gli atomi che si trovano come elementi liberi su entrambi i lati dell'equazione modificando i loro coefficienti.
- 5) bilanciare per ultimi gli atomi di idrogeno ed infine l'ossigeno
- 6) Controllare che l'equazione sia bilanciata sommando il numero totale di ogni tipo di atomo su entrambi i lati dell'equazione.
- 7) Se l'equazione bilanciata contiene coefficienti frazionari, questi si possono eliminare moltiplicando l'intera equazione per il denominatore della frazione.

Esercizi sul bilanciamento

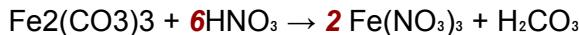
Reazione tra **carbonato di ferro** e **acido nitrico**: si formano **nitrato di ferro 3** e **acido carbonico**.



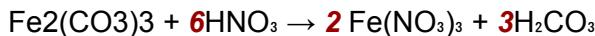
1. Cominciamo a bilanciare i metalli. L'unico metallo in questa reazione è il **ferro**. Partiamo guardando i reagenti, dove ne abbiamo 2 atomi (solo nel carbonato di ferro). Nei prodotti abbiamo un solo atomo nel nitrato di ferro. Affinché il ferro sia bilanciato (quindi il numero di atomi di ferro nei reagenti sia uguale al numero di atomi di ferro nei prodotti) dobbiamo mettere un due come coefficiente stechiometrico. Il due mi va a moltiplicare non solo il numero di atomi di ferro ma anche tutto gli altri atomi presenti nella molecola.



2. Bilanciamo i non metalli, iniziando dall'**azoto**, il cui numero di atomi nei prodotti è stato modificato dal bilanciamento del ferro. Tra i prodotti abbiamo 3 atomi, ma con il coefficiente stechiometrico ne abbiamo 6 (3×2) (il pedice modifica tutti i numeri presenti nella parentesi). Nei reagenti abbiamo una molecola di azoto nell'acido nitrico. Devo mettere un 6 come coefficiente stechiometrico in modo che il numero di atomi di azoto sia bilanciato:



3. L'idrogeno e l'ossigeno vanno bilanciati alla fine quindi a questo punto pensiamo al **carbonio**. Tra i reagenti ne abbiamo tre atomi e uno solo tra i prodotti. Per bilanciare moltiplichiamo per tre l'acido carbonico:



4. Andiamo a vedere gli **idrogeni**: ne abbiamo 6 tra i reagenti e 6 tra i prodotti, quindi è già bilanciato.
5. L'**ossigeno** ha 3 atomi nel carbonato di ferro e 18 nell'acido nitrico, quindi ha 27 atomi tra i reagenti. Nei prodotti ne abbiamo 18 nel nitrato di ferro e 9 nell'acido carbonico

In conclusione:

Ferro → 2 nei reagenti, 2 nei prodotti.

Azoto → 6 nei reagenti, 6 nei prodotti.

Carbonio → 3 nei reagenti, 3 nei prodotti.

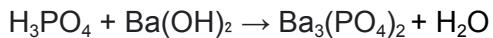
Idrogeno → 6 nei reagenti, 6 nei prodotti.

Ossigeno → 27 nei reagenti, 27 nei prodotti.

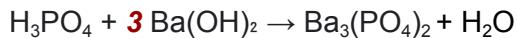
Viene rispettata la legge di conservazione della massa, la reazione è bilanciata sia quantitativamente che qualitativamente.

Reazione bilanciata: $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 + \text{6HNO}_3 \rightarrow \text{2Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{3H}_2\text{CO}_3$

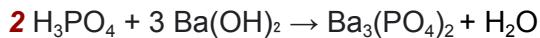
Reazione tra **acido fosforico** e **idrossido di bario**: si formano **fosfato di bario** e **acqua**.



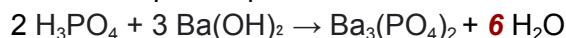
1. Cominciamo a bilanciare dal bario e dal fosforo. Ho 1 atomo di **bario** tra i reagenti e 3 tra i prodotti. Quindi il coefficiente stechiometrico è 3.



2. Per il **fosforo**, ho 1 atomo tra i reagenti e 2 tra i prodotti. Per bilanciare devo mettere il coefficiente stechiometrico 2 davanti all'acido fosforico.



3. Adesso non ho altri metalli e non metalli quindi posso bilanciare **l'idrogeno**. Ho 12 atomi di atomi tra i reagenti e 2 tra i prodotti. Per portare a 12 il numero di atomi di idrogeno nei prodotti dovrò moltiplicare per 6.



4. L'**ossigeno** è già bilanciato: sono 14 nei reagenti e 14 nei prodotti.

Reazione bilanciata: **2 H₃PO₄ + 3 Ba(OH)₂ → Ba₃(PO₄)₂ + 6 H₂O.**

Reazione tra **etano** e **ossigeno**: si formano **anidride carbonica** e **acqua**.



1. Cominciamo a bilanciare dal **carbonio**. Ho due atomi tra i reagenti e uno solo tra i prodotti. Quindi moltiplico per due.

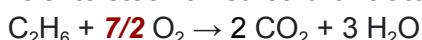


2. Non ci sono altri metalli o non metalli quindi posso bilanciare **l'idrogeno**. Ho 6 atomi tra i reagenti e 2 tra i prodotti. Se moltiplico per 6 allora ne ho 6 tra i reagenti e 6 tra i prodotti.



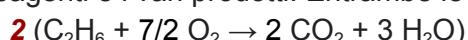
3. Adesso passo a bilanciare **l'ossigeno**. Ho due atomi tra i reagenti e 7 tra i prodotti. Per far tornare i conti, siccome mi servono 7 atomi, posso fare 7 diviso il pedice dell'ossigeno tra i reagenti. Così viene sette mezzi per due e i 2 sostanzialmente si semplificano.

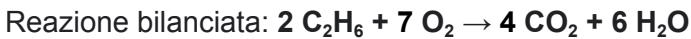
In generale, quando abbiamo un bilanciamento con dei numeri primi e non si riescono a far tornare i conti, posso inserire il coefficiente stechiometrico che mi serve e dividerlo per il pedice dell'atomo. In questo modo abbiamo una reazione frazionaria ma con un coefficiente stechiometrico bilanciato.



4. Per far tornare i conti con dei numeri interi moltiplico tutta la reazione per 2. Quindi tutti i coefficienti stechiometrici vengono moltiplicati.

è corretta anche la prima reazione, la moltiplicazione non va a cambiare i rapporti stechiometrici tra i vari reagenti e i vari prodotti. Entrambe le reazioni sono valide.



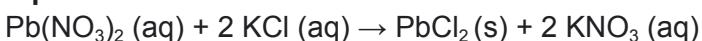


EQUAZIONI IONICHE

Le reazioni che avvengono in ambiente acquoso e coinvolgono reagenti o prodotti che sono dissociati in soluzione acquosa nei loro ioni costituenti possono essere scritte in diverse forme.

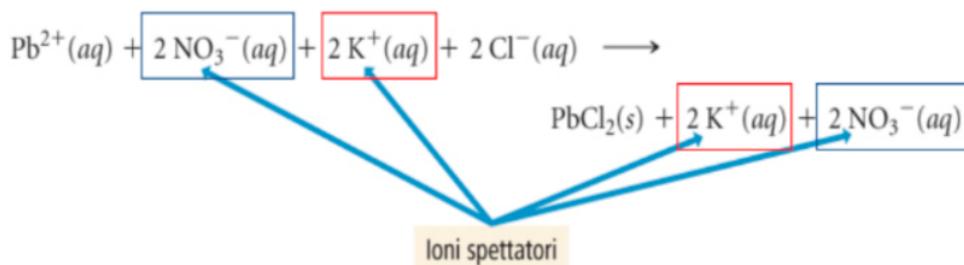
Per esempio, il nitrato di piombo che reagisce con il cloruro di potassio per formare cloruro di piombo e nitrato di potassio si può scrivere nei seguenti modi.

- **equazione molecolare:**



Alcune di queste specie sono presenti in soluzione acquosa e possono trovarsi in forma dissociata sotto forma di ioni (ad es. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ lo troviamo come $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{NO}_3^-$).

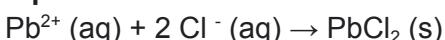
- **equazione ionica completa:**



Vengono riportate le specie chimiche nella loro forma ionica dissociata. Bisogna fare attenzione a riportare le giuste cariche ioniche (da non confondere con i numeri di ossidazione).

La formula molecolare e quella ionica sono equivalenti.

- **equazione ionica netta:**



Dall'equazione ionica completa possiamo notare dei riquadri che indicano NO_3^- e K^+ . Da un punto di vista matematico (le reazioni chimiche scritte così sono sotto tutti i punti di vista delle equazioni matematiche) possiamo scrivere una formula ridotta dell'equazione ionica completa scrivendo solo le specie chimiche che si sono trasformate nella reazione.

Quindi ad esempio il piombo, che è passato da una specie ionica in soluzione a far parte di un composto solido non dissociato, si scrive (come anche il cloro).

Sostanzialmente abbiamo eliminato gli ioni che sono presenti ma che non compiono alcun tipo di trasformazione. Per questo si chiamano ioni spettatori. Sono presenti come controioni di un'altra specie chimica che sarà reattiva all'interno della soluzione

(es. NO_3^- è presente come controione di Pb^{2+} e lo troverò uguale tra i prodotti, non ha reagito in nessun modo).

Anche questo tipo di scrittura è equivalente agli altri due.

Dobbiamo fare attenzione che la reazione rispetti il principio di conservazione della massa e a quello di conservazione della carica. Nella reazione ci sono specie cariche, se vogliamo che la reazione sia bilanciata allora devono essere bilanciate anche le cariche. La somma delle cariche dei reagenti deve essere uguale alla somma delle cariche dei prodotti.

Esempio:

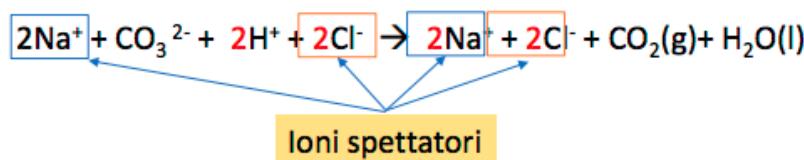
Equazione molecolare



è già specificato cos'è presente in soluzione acquosa (è importante che sia specificato in modo che possiamo capire se è un soluto che possiamo scrivere nella sua forma dissociata in soluzione acquosa oppure no. Se è nella forma solida non può essere scritto nella sua forma dissociata).

Se c'è scritto l vuol dire che siamo di fronte a un liquido puro. Aq vuol dire che siamo di fronte ad una soluzione acquosa (ad esempio del sale da cucina sciolto in acqua).

Equazione ionica completa (bilanciata)

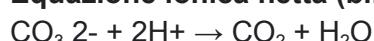


Rispetta le formule molecolari:

- $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ diventa 2Na^+ e CO_3^{2-} perchè dobbiamo rispettare la carica completa neutra del composto. Na ha carica + perchè è del primo gruppo, può avere solo forma di catione, di conseguenza CO_3 si prende due cariche negative.
- $\text{HCl} \rightarrow$ lo troviamo dissociato in H^+ Cl^- .

A questo punto troviamo gli ioni spettatori. Possiamo eliminarli nella definizione dell'equazione ionica netta bilanciata.

Equazione ionica netta (bilanciata)



Controlliamo che sia bilanciata.

Massa:

- Carbonio \rightarrow 1 tra i reagenti, 1 tra i prodotti.
- Idrogeno \rightarrow 2 tra i reagenti, 2 tra i prodotti.
- Ossigeno \rightarrow 3 tra i reagenti, 3 tra i prodotti.

Carica:

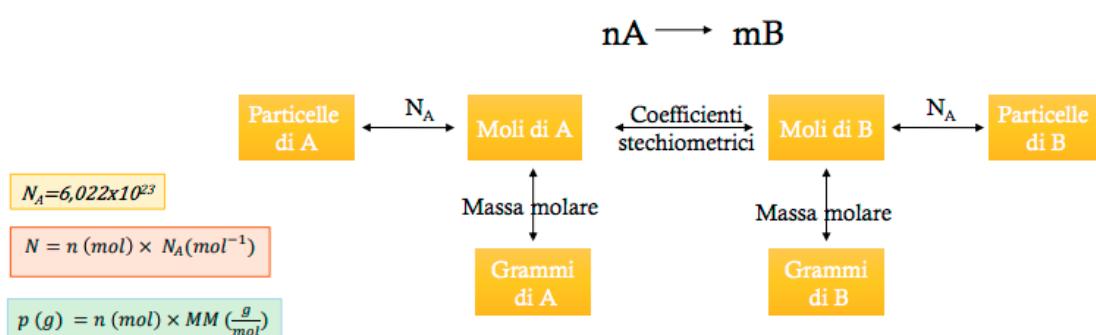
- reagenti: carica totale = 0
- prodotti: carica totale= 0

STECIOMETRIA

La stechiometria è la relazione numerica che esiste tra le quantità chimiche delle specie coinvolte in una reazione la cui equazione sia correttamente bilanciata. Quindi sono i rapporti numerici tra reagenti e prodotti

Permette di prevedere la quantità di prodotti nota la quantità di reagenti, o viceversa (la reazione deve essere correttamente bilanciata).

Possiamo ad esempio sapere quanti grammi di reagenti ci servono per avere una determinata quantità di prodotti in una reazione di sintesi. Ci serve per passare dalla teoria alla pratica.



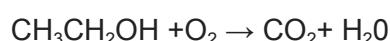
La stechiometria ci dice in che rapporto stechiometrico stanno A e B. Permette di rispondere a domande del tipo: se voglio tot grammi di B, quanti grammi di A mi servono? In che rapporto stanno le due specie?

Io so che se moltiplico il numero di moli per il numero di avogadro ottengo il numero di particelle di a e di b che mi corrisponde a un determinato numero di moli. Dal numero di moli possiamo anche risalire al numero di molecole moltiplicando le moli per il numero di Avogadro. Inoltre, sempre dalle moli possiamo trovare la quantità in grammi della specie che reagisce. Attraverso una proporzione si trova il rapporto.

Impostando una proporzione, possiamo sempre calcolare il rapporto stechiometrico tra le moli di a e le moli di b conoscendo i coefficienti stechiometrici della reazione bilanciata

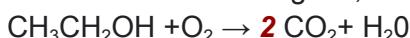
Esercizi sulla stechiometria

Determinare il numero di moli di CO₂ che si formano dalla combustione di 1.2 moli di etanolo.

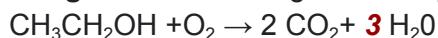


1. Bilanciamo:

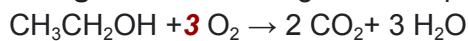
Carbonio → 2 tra reagenti, 1 tra prodotti



Idrogeno → 6 tra reagenti, 2 tra prodotti



Ossigeno → 2 tra reagenti, 7 tra prodotti



2. Dobbiamo capire in che rapporto stechiometrico stanno i coefficienti stechiometrici dell'etanolo e dell'anidride carbonica.

$$1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH} : 2 \text{ mol CO}_2 = 1,2 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH} : X \text{ mol CO}_2.$$

Il coefficiente stechiometrico dell'etanolo sta al coefficiente stechiometrico dell'anidride carbonica come il numero di moli di etanolo che ho a disposizione sta al numero di moli di anidride carbonica che si vengono a produrre

3. Risolvo la proporzione

$$\text{Moli di CO}_2 = \frac{2 \text{ moli di CO}_2 \times 1,20 \text{ moli di CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1 \text{ mole di CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 2,40 \text{ moli di CO}_2$$

RIPASSO SCORSA LEZIONE

Come abbiamo visto la scorsa volta, usando le formule possiamo passare da una misura all'altra (g, mol, n mol).

Abbiamo fatto qualche esercizio sul bilanciamento

Abbiamo iniziato a vedere esercizi in cui dato il rapporto tra i coefficienti stechiometrici possiamo calcolare il numero di moli di tutte le specie coinvolte nella reazione.

DA GRAMMI A NUMERO DI MOLI

quanto prodotto si forma/quanto reagente mi serve per avere X prodotto

FORMULA :

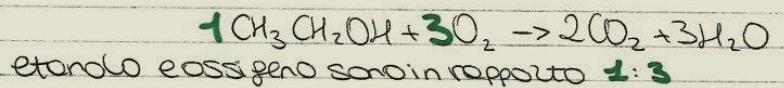
$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{PM \text{ (g/mol)}}$$

ESERCIZIO 1

REAZIONE DI COMBUSTIONE ETANOL:

quanti grammi di O₂ sono necessari per bruciare 30 g di etanolo

REAZIONE BILANCIA:



etanolo e ossigeno sono in rapporto 1:3

per impostare le proporzioni delle mole lo stessa
"unità di misura" → CONVERTO I GRAMMI IN N MOLI

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m(g)}{MM(\text{g/mol})} = \frac{108}{46,01 \text{ g/mol}} = 0,217 \text{ mol di etanolo}$$

$$MM_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = [12 \cdot 1 + 2 \cdot 1] + [6 \cdot 1,00784] + [15,9984] \\ = 46,018 \text{ g/mol}$$

Si ricava dalla tabella periodica → conviene arrotondare le tabelle (NON PASSAGGI).

→ hoto il rapporto stechiometrico 1:3

IMPOSTA LA PROPORZIONE

$$1:3 = 0,217:x \rightarrow$$

per ogni mole di etanolo ho bisogno di 3 mol di O₂

MOLI DI OSSIGENO NECESSARIA PER FAR BRUCARE 0,217 MOL DI ETANOL

$$x = \frac{3 \cdot 0,217}{1} = 0,651 \text{ mol di O}_2$$

CONVERTO IL MOL IN GRAMMI

L'esercizio mi chiede la massa in grammi →

$$m(g) = n_{\text{mol}} \cdot MM_{\text{O}_2} = 0,651 \cdot (2 \cdot 15,9984)$$

$$= 0,651 \cdot 32 \text{ g/mol}$$

$$= 20,8 \text{ g di O}_2$$

ESERCIZIO 2

Il testo dell'esercizio diceva che "l'acetilene reagisce con una quantità stechiometrica di ossigeno", che significa la quantità esatta per bruciare tutta la quantità data di acetilene (nel nostro caso 46.4 g)

Non preoccuparti dell'ossigeno, ne hai quanto te ne basta a bruciare tutto l'acetilene.

REAZIONE DI COMBUSTIONE ACETILENE :

1 BILANCIANO LA REAZIONE

$$\frac{C_2H_2 + \frac{5}{2}O_2 \rightarrow 2CO_2 + H_2O}{\times 2}$$

$$2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 2CO_2 + H_2O$$

M(g) CO₂?

46,4 g di C₂H₂ che vengono bruciati

$$n = \frac{m(g)}{MM} = \frac{46,4}{26,04} = 1,78 \text{ mol}$$

TRONCO IL NUMERO DI MOLI DALLA M(g)

$$MM_{C_2H_2} = 2 \cdot MM_C + 2 \cdot MM_H = 26,04 \text{ g/mol}$$

rapporto 2 : 4 = 1,78 : x → mol CO₂

$$x = \frac{1,78 \cdot 4}{2} = 3,56 \text{ mol di CO}_2$$

CONVERTITO IN g/mol (in M(g))

$$M(g)CO_2 \rightarrow n \text{ mol CO}_2 \cdot MM_{CO_2} = 3,56 \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g/mol}$$

= 157 g di CO₂

$$MM_{CO_2} = MM_C + 2 \cdot MM_O$$

La combustione di 46,4 g di acetilene provoca la formazione di 157 g di anidride carbonica

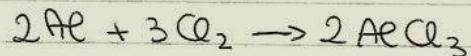
ESERCIZIO 3

Nel testo si parla di "campione in eccesso", ovvero più di quanto il rapporto stechiometrico vorrebbe.

→ ne ho in abbondanza, e quindi la quantità di prodotto formata dipenderà solo dalla quantità del secondo reagente

REAZIONE BILANCIA

Calcolare il numero massimo di AlCl_3 trattando un campione di alluminio in ECESSO (+ di quanto il rapporto stechiometrico vorrebbe) con 4,05g di cloro



$$g \text{Cl}_2 = 4,05 \text{ g}$$

- quanto alluminio mi serve per reagire con 4,05g di cloro
- massima quantità di AlCl_3 che posso produrre
 - ↳ la quantità di alluminio determinerà la quantità di prodotti

$$n_{\text{AlCl}_3} = \frac{4,05 \cdot \frac{1}{2}}{70,981 \text{ mol}} = 0,057 \text{ mole Cl}_2$$

$$3 \text{Cl}_2 : 2 \text{AlCl}_3 = 0,057 \text{ mole Cl}_2 : \cancel{\text{X mole AlCl}_3}$$

$$\cancel{\text{X}} = \frac{2 \cdot 0,057}{3} = 0,038 \text{ mole AlCl}_3$$

$$M(\text{f}) \text{AlCl}_3 = 0,038 \cdot 133,381 \text{ mol} = 5,18 \text{ AlCl}_3$$

REAGENTE LIMITANTE E IN ECCESSO

Abbiamo introdotto con gli esercizi il concetto di reagente limitante.

Le quantità di laboratorio potrebbero non essere in esatto rapporto stechiometrico (non rispondono all'esatta proporzione tra i coefficienti stechiometrici della reazione bilanciata), ma essere in eccesso o in difetto: si parla infatti di reagente limitante o reagente in eccesso.

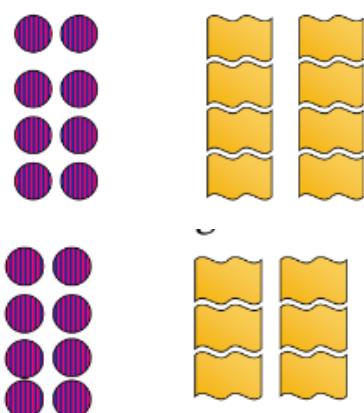
reagente limitante ⇒ reagente di cui ho una quantità minore (non rispetto all'altro ma rispetto al rapporto stechiometrico in cui si trovano i due reagenti tra loro).

Il reagente limitante è il reagente che viene consumato del tutto e ferma di conseguenza la reazione perché non ho più reagente, che possa originare nuovi prodotti
→ il reagente limitante, appunto limita la quantità di prodotto formabile.

Se ho un reagente limitante, allora sicuramente avrò anche che uno dei due è il reagente in eccesso. Definiamo di conseguenza al reagente limitante un **reagente in eccesso** ⇒ qualsiasi reattivo presente in quantità maggiore, rispetto a quella necessaria per reagire completamente con il limitante, e che quindi, una volta terminato il reagente limitante, avanza.

esempio:

- REAGENTI: A (palline viola) e B (cartine gialle)
- PRODOTTO C : caramelle incartate = formato da reagente A + reagente B



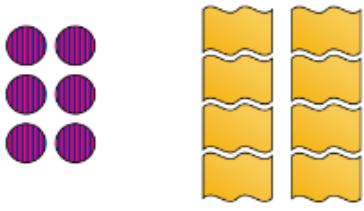
ho 8 moli di caramelle e 8 moli di cartine
potrà produrre 8 caramelle confezionate
QUANTITA' STECHIOMETRICHE

=



ho 8 moli di caramelle e solo 6 moli di cartine
→ secondo il reagente A potrei produrre 8 moli di caramelle confezionate ma con il reagente B, potrà effettivamente produrre solo 6 caramelle confezionate e 2 caramelle rimarranno senza involucro

quindi **il numero di moli di cartine** = reagente B = REAGENTE LIMITANTE = si consuma durante la reazione, la ferma e influenza il numero di **moli di caramelle impacchettate** = prodotto C = MOLI DI PRODOTTO mentre il reagente A = REAGENTE IN ECCESSO= si consuma fino a che è presente il reagente B e poi avanza e non reagisce (2 caramelle non confezionate)

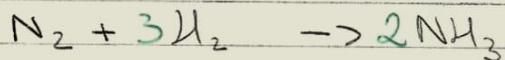


viceversa se ho 6 moli di cartine e solo 6 moli di caramelle
→ potrà produrre solo 6 caramelle impacchettate, 2 cartine non avvolgeranno nessuna caramella (REAGENTE IN ECCESSO che non reagisce)

il numero di moli di caramelle (REAGENTE LIMITANTE) influenza il numero di **moli di caramelle impacchettate** (MOLI DI PRODOTTO), mentre avanzano 2 cartine (REAGENTE IN ECCESSO)

ESERCIZIO 4

REAZIONE DI SINTESI AMMONIACA:



BILANCIAHO LA REAZIONE

$$112 \text{ g } N_2$$

$$12 \text{ g } H_2$$

? g NH_3 quanti grammi si producono

La proporzione si imposta con LENOU \rightarrow CONVERTO IN GRAMMI IN ANMOLI

$$n_{N_2} = \frac{112}{28 \text{ g/mol}} = 4 \text{ mol di } N_2$$

$$n_{H_2} = \frac{12}{2 \text{ g/mol}} = 6 \text{ mol di } H_2$$

n° di mol che potrebbe produrre N_2

$$\begin{array}{l} \text{ai } NH_3 \\ \text{di } N_2 \end{array} \quad \frac{1}{2} : 2 = 4 : x \quad x = \frac{4 \cdot 2}{1} = 8 \text{ mol}$$

$(N_2) \uparrow \quad (NH_3) \uparrow \quad (n_{mol} N_2) \quad (n_{mol} NH_3)$

n° di mol che potrebbe produrre H_2

$$\begin{array}{l} \text{ai } NH_3 \\ \text{di } H_2 \end{array} \quad \frac{3}{2} : 2 = 6 : x \quad x = \frac{6 \cdot 2}{3} = 4 \text{ mol}$$

$(H_2) \uparrow \quad (NH_3) \uparrow \quad (n_{mol} H_2) \quad (n_{mol} NH_3)$

H_2 È IL REAGENTE LIMITANTE \rightarrow PRODUCE LA QUANTITÀ INFERIORE DI PRODOTTO

Si producono 4 $\rightarrow m(g) = n \cdot MM = 4 \text{ mol} \cdot 17 \text{ g/mol}$
mol di NH_3 $= 68 \text{ g di } NH_3$

massima
quanti tati prodotto

Quanto avanza del REAGENTE IN ECCESSO N_2 ?

↓

$$\begin{array}{l} \text{ne consumerò} \\ \text{di } N_2 \end{array} \quad \frac{1}{2} : 2 = x : 4$$

$(N_2) \uparrow \quad (NH_3) \uparrow \quad (N_2) \uparrow \quad (\text{mol di prodotto})$
 $\uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow$
 consumato

$$x = \frac{4 \cdot \frac{1}{2}}{2} = 2 \text{ mol consumate di } N_2$$

$$4 \text{ mol di } N_2 - 2 \text{ mol consumate}$$

$$= 2 \text{ mol avanzate}$$

LA QUANTITÀ DI PRODOTTO CHE SI VIENE A FORMARE È DETTATA DAL REAGENTE LIMITANTE

il fatto di avere in una reazione un reagente limitante e uno in eccesso, quindi di un reagente che mi limita la quantità di prodotto, fa sì che dobbiamo introdurre il concetto di resa di una reazione, ovvero quanto prodotto ci aspetteremmo di ottenere dai calcoli stechiometrici teorici e quanto poi abbiamo effettivamente ottenuto in laboratorio.

LA RESA DI UNA REAZIONE

resa teorica la massima quantità di prodotto ottenibile considerando il reagente limitante (quando si è consumato completamente il reagente limitante)

Nella reazione appena considerata avevamo 112 grammi di azoto e 12 grammi di idrogeno. L'idrogeno era il reagente limitante (perché era quello in grado di produrre quantità inferiori di prodotto).

Quindi la quantità di ammoniaca che si può ottenere è di 68 grammi = RESA TEORICA

resa reale è la quantità di prodotto ottenuta realmente a seguito della reazione svolta in laboratorio (in condizioni reali non è detto che la quantità di prodotto sia esattamente quella attesa: a seguito dei vari passaggi e dei vari trasferimenti può accadere che mescoli male, rimane parte di reagente in sospensione, una goccia di solvente rimane nel becker ecc..)

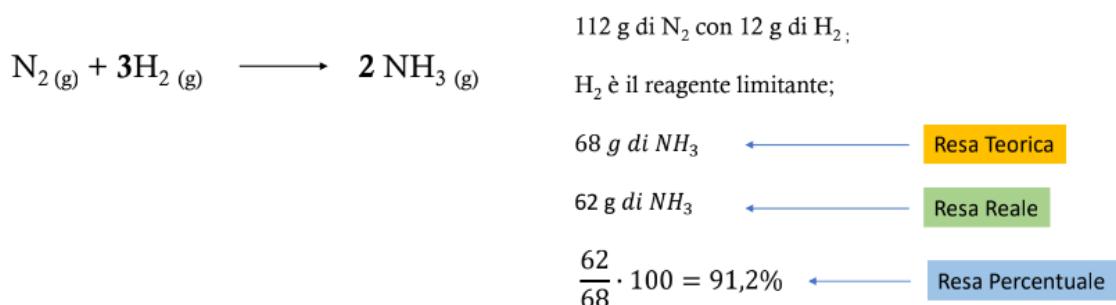
Se in laboratorio faccio la reazione appena considerata ottengo effettivamente 62 grammi di ammoniaca

= RESA REALE

resa percentuale indica rispetto quanto ci saremmo aspettati, quanto in realtà abbiamo prodotto in percentuale

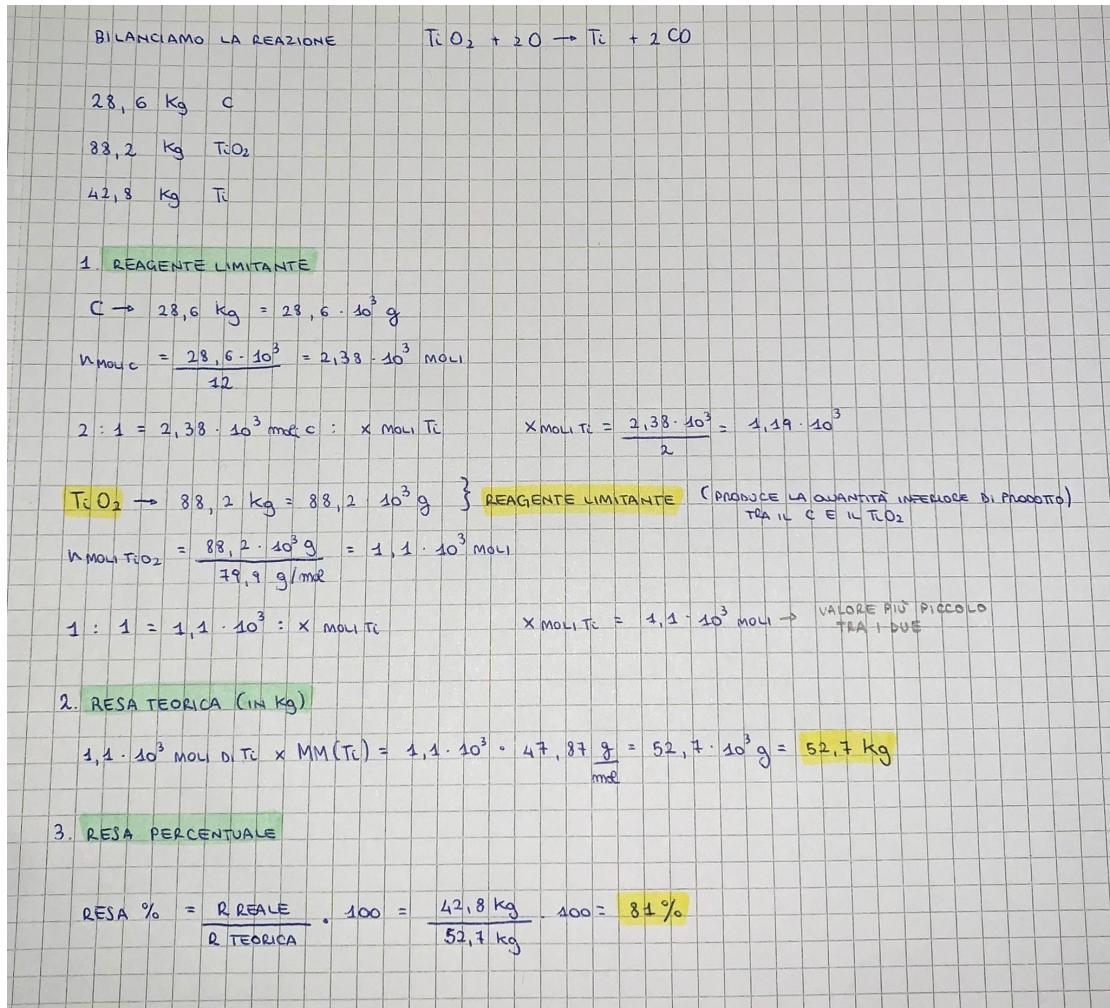
$$\text{Resa\%} = \frac{\text{resa reale}}{\text{resa teorica}} \cdot 100$$

(resa reale e resa teorica devono avere la stessa unità di misura!)



Esercizi sulla resa

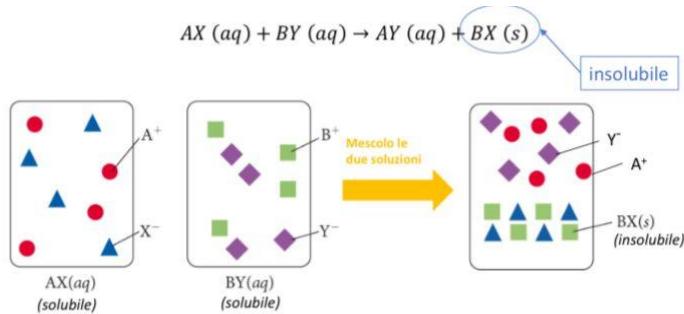
1. Quando si fanno reagire 28,6 kg di C con 88,2 kg di TiO₂ si ottengono 42,8 kg di Ti. Trovare il reattivo limitante, la resa teorica (in kg) e la resa percentuale.



Classi di reazioni

- ❖ Reazioni di precipitazione
- ❖ Reazioni acido/base (di neutralizzazione)
- ❖ Reazioni con sviluppo di gas
- ❖ Reazioni di ossidriduzione (o redox)

1. Una **reazione di precipitazione** è una reazione in cui uno dei nostri prodotti risulta essere insolubile nel solvente in cui la reazione sta avvenendo.



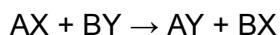
BX è insolubile e forma un precipitato quando nella stessa soluzione si trovano B^+ e X^-

Al contrario A^+ e Y^- restano sotto forma di ioni (AY è solubile in acqua)

43

In questo caso abbiamo tutti reagenti in soluzione acquosa, quindi solubili e disolti nella nostra soluzione acquosa nella loro forma dissociata (AX = primo reagente e nella soluzione acquosa si presenta nella sua forma dissociata A^+ e X^- , e stessa cosa per il secondo reagente BY).

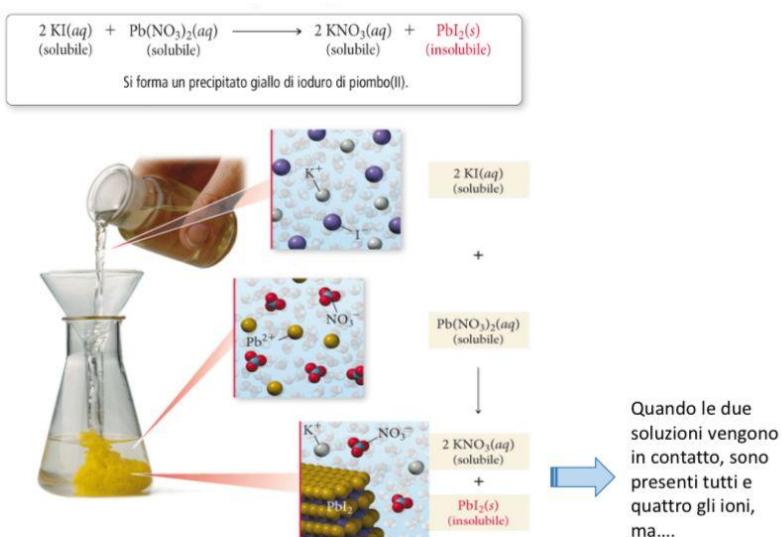
Mescolando le due soluzioni si viene a formare una reazione di doppio scambio:



Cosa succede in questa reazione?

Siamo partiti da due specie che erano completamente solubili in soluzione e si presentavano nella loro forma dissociata, ma nel momento in cui è avvenuta la reazione, uno dei prodotti (in questo caso BX) risulta essere insolubile nella soluzione acquosa in cui sta avvenendo la reazione. Mentre A^+ e Y^- rimangono dispersi in forma dissociata (AY resta un prodotto solubile), BX precipita essendo insolubile nella nostra soluzione acquosa

Esempio:



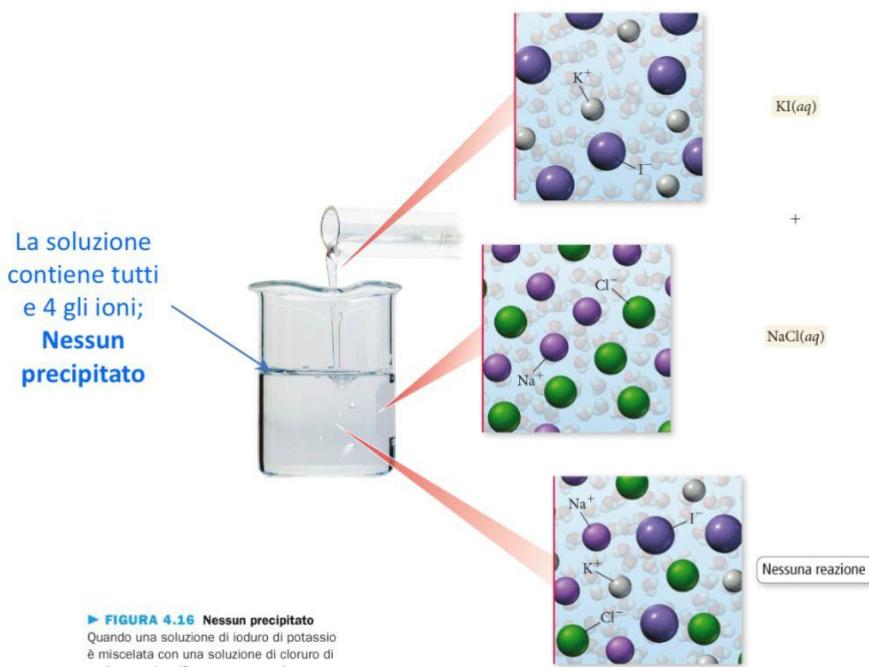
Anche qui abbiamo una reazione di doppio scambio:
all'interno della soluzione KI , K^+ e I^- si trovano dispersi nella loro forma dissociata; l'altro reagente $Pb(\text{NO}_3)_2$ è una soluzione limpida in quanto in soluzione acquosa è solubile.
Nel momento in cui i due reagenti entrano in contatto, Pb^{2+} proveniente dal secondo reagente

(dal nitrato di piombo) va a legarsi con l'anione I^- proveniente da KI e il prodotto che si viene a formare $\rightarrow \text{PbI}_2$ è un prodotto insolubile.

Questo però non avviene in tutte le reazioni di doppio scambio, vediamo l'esempio:

se miscelo una soluzione di KI con una soluzione di NaCl, i prodotti della reazione sono ancora tutti solubili e non c'è la produzione di precipitato

= nella soluzione finale tutte le specie risultano presenti nella loro forma dissociata nella soluzione



Come possiamo prevedere se il nostro prodotto sarà solubile o insolubile?

Nel tempo sono stati studiate e catalogate le diverse sostanze.

Sono **solubili**:

- **tutti i sali dei cationi del primo gruppo**, quindi metalli alcalini come Li^+ , Na^+ , K^+ , e i sali dell'ammonio (NH_4^+);
- **i nitrati e gli acetati**
- **cloruri, bromuri e ioduri**, cioè quei sali che si formano con l'anione Cl^- , Br^- , I^- , con alcune eccezioni: quando questi ioni si accoppiano con Ag^+ , Hg^{2+} o Pb^{2+} , i composti risultanti sono insolubili.
- i sulfati tendenzialmente sono solubili, ad eccezione di quando SO_4^{2-} si accoppia con Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+} , Ag^+ o Ca^{2+} , in questi casi i composti risultanti sono insolubili.

Sono **insolubili**:

- **tutti gli idrossidi (OH^-)**, ad eccezione di quando l' OH^- si accoppia con Li^+ , Na^+ , K^+ o NH_4^+ , i composti risultanti sono solubili. Invece, quando OH^- si accoppia con Ca^{2+} , Sr^{2+} o Ba^{2+} (cationi bivalenti), i composti risultanti sono leggermente solubili.
- **I sulfuri**, ad eccezione di quando si accoppiano con Li^+ , Na^+ , K^+ o NH_4^+ , i composti risultano solubili; anche quando S^{2-} si accoppia con Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , i composti risultanti sono solubili.
- i composti che si formano con i carbonati e con i fosfati, ad eccezione di quando questi ioni si accoppiano con Li^+ , Na^+ , K^+ , NH_4^+ , i composti risultanti sono solubili.

2. Le **reazioni acido-base** (di cui parleremo più approfonditamente nelle lezioni successive) sono delle reazioni tra un acido e una base.

3. Le reazioni con sviluppo di gas

(è sempre bene specificare in che forma fisica sono i prodotti e i reagenti!)



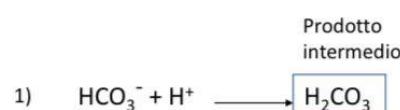
ex: FORMAZIONE ANIDRIDE CARBONICA

Anidride carbonica, che è un prodotto della reazione ed è un prodotto gassoso, fuoriesce dal becher aperto e lascia la soluzione



Quando il bicarbonato di sodio acquoso è mescolato con l'acido cloridrico acquoso, nella miscela di reazione si sviluppano bolle di CO_2 .

Le reazioni con sviluppo di gas spesso prevedono la formazione di un **prodotto intermedio**, in particolare in questo caso avremo l'acido carbonico ed è poi la decomposizione di esso, che porta alla formazione dell'anidride carbonica.



Nella tabella sottostante ci sono una serie di esempi di reattivi che portano alla formazione di prodotti nella loro forma gassosa:

TABELLA 4.3 Tipi di composti che danno reazioni con sviluppo di gas

Tipo di reattivo	Prodotto intermedio	Gas sviluppato	Esempio
Solfuri	Nessuno	H_2S	$2 \text{ HCl}_{(\text{aq})} + \text{K}_2\text{S}_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{H}_2\text{S}_{(\text{g})} + 2 \text{ KCl}_{(\text{aq})}$
Carbonati e bicarbonati	H_2CO_3	CO_2	$2 \text{ HCl}_{(\text{aq})} + \text{K}_2\text{CO}_3_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{CO}_2_{(\text{g})} + 2 \text{ KCl}_{(\text{aq})}$
Solfiti e bisolfiti	H_2SO_3	SO_2	$2 \text{ HCl}_{(\text{aq})} + \text{K}_2\text{SO}_3_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{SO}_2_{(\text{g})} + 2 \text{ KCl}_{(\text{aq})}$
Ammonio	NH_4OH	NH_3	$\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{aq})} + \text{KOH}_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{NH}_3_{(\text{g})} + \text{KCl}_{(\text{aq})}$

4. Le **reazioni di ossidoriduzione** (o redox) sono delle reazioni che coinvolgono il trasferimento di elettroni da un elemento ad un altro.

Per poter vedere questo trasferimento di elettroni ci affidiamo al concetto di **stato di ossidazione o numero di ossidazione** delle specie coinvolte nella mia reazione.

Il *numero di ossidazione* è definito come quel numero razionale, positivo o negativo, che viene assegnato agli elementi nei composti sulla base di regole puramente formali.

Non ha effettivamente un significato fisico ma è importante attribuire questo numero in maniera adeguata, poiché ci consentirà di capire quanti sono gli elettroni che vengono trasferiti da una specie all'altra, quanti elettroni una specie ha perso durante la trasformazione da un reagente a un prodotto o quanti un reagente ha acquistato per trasformarsi in un altro prodotto.

NB La somma dei numeri di ossidazione degli elementi in un composto deve essere uguale alla carica del composto stesso

Come assegniamo questi numeri di ossidazione?

Li assegniamo supponendo all'interno di un composto, di assegnare tutti gli elettroni di legame all'elemento più elettronegativo del mio composto.

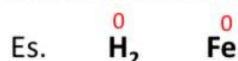
Regole per assegnare i numeri di ossidazione agli elementi nei composti:

- per definizione, tutte le sostanze nel loro stato elementare hanno numero di ossidazione uguale a zero;
- se abbiamo degli ioni monoatomici, il n.o. è uguale alla sua carica;
- in una molecola neutra, la somma algebrica di tutti i numeri di ossidazione dei vari elementi in essa contenuta deve essere uguale a zero;
- in uno ione poliatomico, la somma dei numeri di ossidazione di tutti gli elementi dello ione deve egualizzare la carica dello ione stesso.

Regole per assegnare i numeri di ossidazione agli elementi nei composti

In pratica il n.o. è il numero in più o in meno di elettroni rispetto all'atomo neutro, attribuiti ad un elemento in un composto secondo alcune convenzioni.

- Il numero di ossidazione di una sostanza allo stato elementare è zero



- Il numero di ossidazione di uno ione monoatomico è pari alla sua carica



- La somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli elementi in una molecola neutra è uguale a zero

$$\text{Es. } \text{KBr} \quad \begin{matrix} +1 & -1 \\ +1 & -1 \end{matrix} \Rightarrow +1 + (-1) = 0$$

- In uno ione poliatomico, la somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli elementi dello ione è uguale alla carica dello ione

