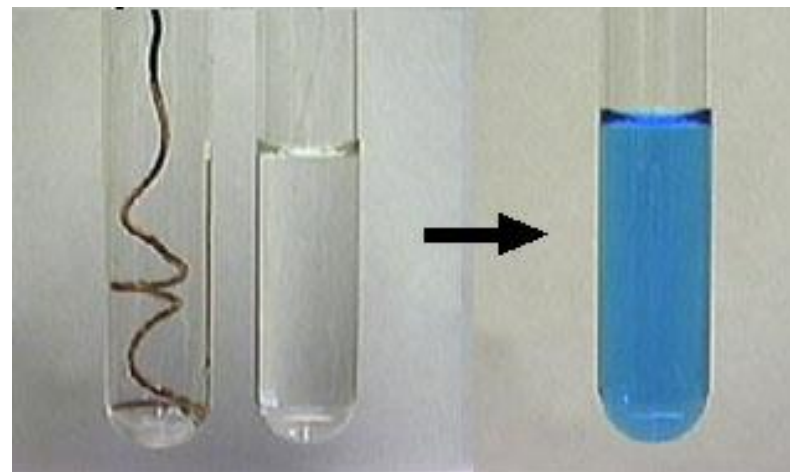


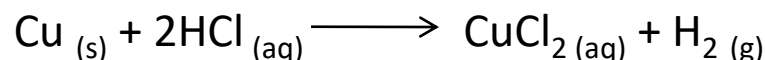
Reazioni chimiche

Le **reazioni chimiche** sono processi in cui una o più sostanze (**reagenti**) vengono trasformate in una o più sostanze diverse (**prodotti**).

Il cambiamento che si osserva è dovuto alla rottura/formazione di legami tra gli atomi.



Le reazioni chimiche vengono descritte mediante **equazioni chimiche**. Tutti reagenti della reazione vengono indicati a sinistra, tutti i prodotti della reazione vengono indicati a destra. Al centro si trova una freccia che indica il compimento della reazione.



(s), (aq) e (g) indicano lo stato fisico in cui ciascun reagente o prodotto si trova: (s) indica un solido, (aq) indica un composto in soluzione, (g) indica un gas e (l) un liquido.

A seconda del tipo di processo che avviene, le reazioni vengono chiamate:

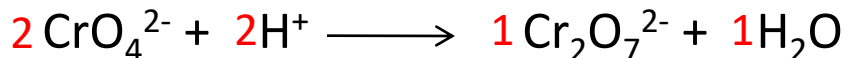
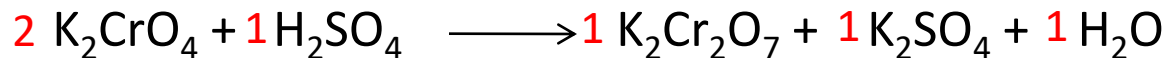
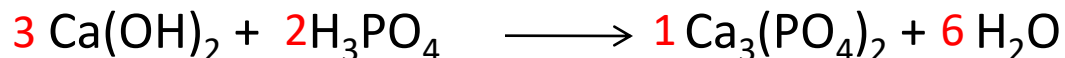
- **Reazioni acido-base:** $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- **Reazioni di ossidoriduzione:** $\text{Zn} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- Reazioni di scambio: $\text{FeS} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
- Reazioni di combustione: $2\text{C}_4\text{H}_{10} + 13\text{O}_2 \longrightarrow 8\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$
- ...

Bilanciamento delle equazioni chimiche

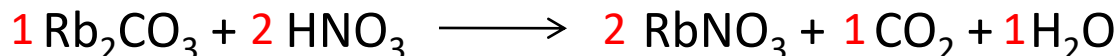
Le reazioni chimiche devono essere **bilanciate** aggiungendo **coefficienti stechiometrici** davanti ai reagenti e davanti ai prodotti in modo che:

1. Il **numero** e il **tipo di atomi** tra i reagenti sia uguale al numero e al tipo degli atomi tra i prodotti
2. La **carica totale** dei reagenti sia pari alla carica totale dei prodotti
3. Nel caso delle reazioni di ossidoriduzione, il numero di **elettroni** ceduti da un reagente sia pari al numero di elettroni accettati da un altro reagente

Esempi:



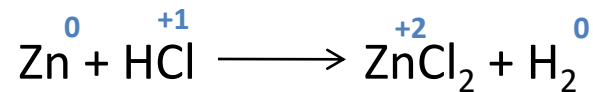
Reazione scritta in forma ionica



Reazioni di ossidoriduzione

Le reazioni di ossidoriduzione sono quelle in cui lo stato di ossidazione (numero di ossidazione) di **alcuni atomi** cambia nel corso della reazione.

Formalmente, gli atomi di uno stesso elemento hanno perciò diverso stato di ossidazione nei reagenti e nei prodotti. C'è uno scambio di elettroni tra i composti.

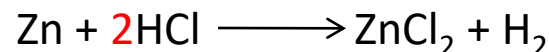


Si dice **ossidazione** la trasformazione che porta all'**aumento** del numero di ossidazione. L'atomo che si ossida cede elettroni: $\text{Zn}^0 \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Si dice **riduzione** la trasformazione che porta alla **diminuzione** del numero di ossidazione. L'atomo che si riduce acquista elettroni: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2^0$

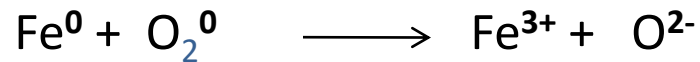
Il composto che si ossida viene anche chiamato **riducente**, perché causa la riduzione dell'altro reagente. Il composto che si riduce, invece, viene chiamato **ossidante**.

Una reazione di ossidazione è sempre accoppiata con una reazione di riduzione: gli elettroni non possono rimanere come particelle isolate! Sono troppo reattivi!



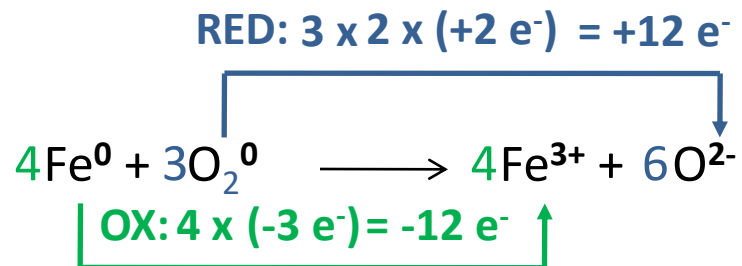
Reazioni di ossidoriduzione

Esempio:



ogni Fe perde 3 elettroni

ogni O acquista 2 elettroni

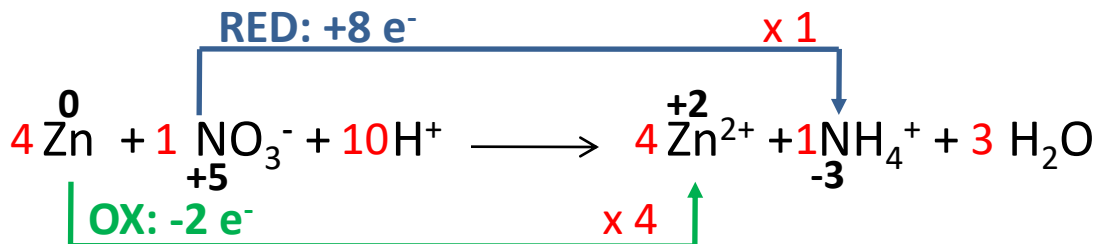
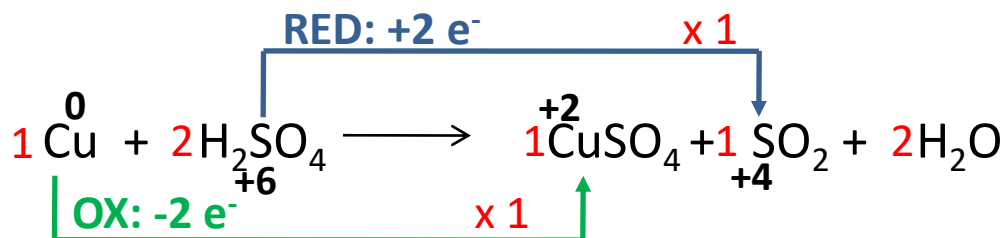
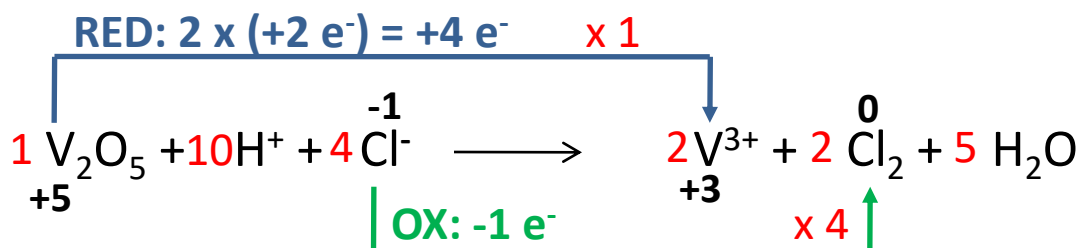


Bilanciamento delle reazioni redox

Per bilanciare le reazioni di ossidoriduzione è necessario considerare:

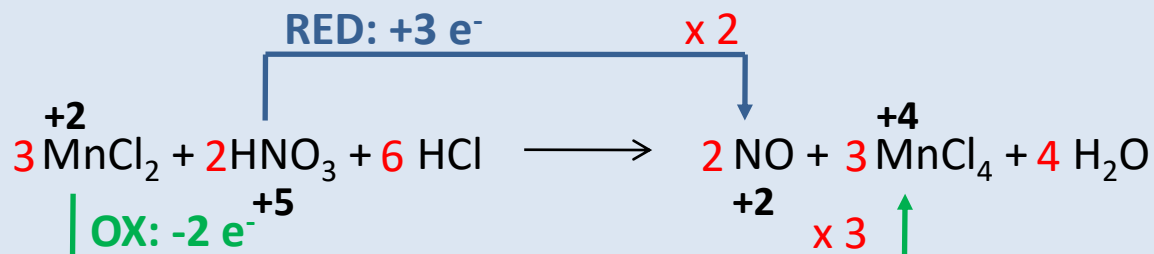
- **elettroni** (lo stesso numero di elettroni deve essere acquistato dall'elemento che si riduce e perso dall'elemento che si ossida)
- **carica** (come per le altre equazioni)
- **massa** (come per le altre equazioni)

Esempi:

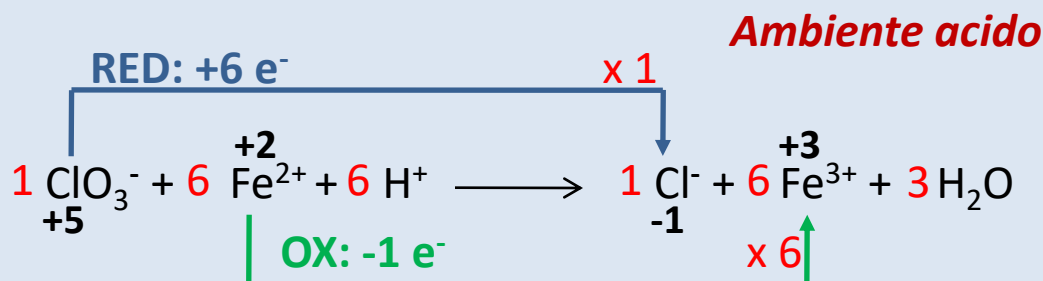


Esempi:

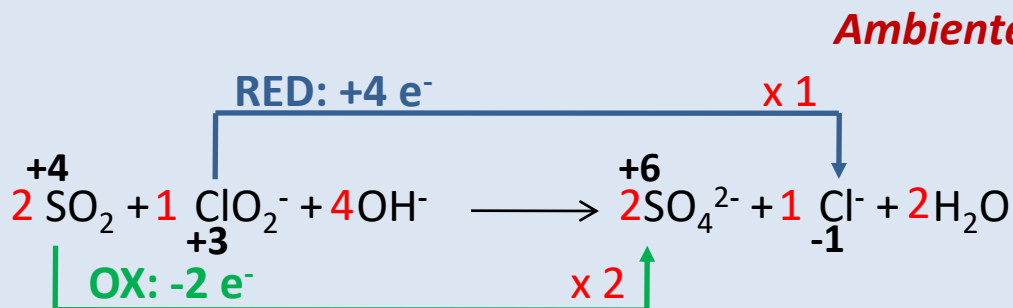
Bilanciare le seguenti reazioni di ossidoriduzione:



1. Elettroni
2. Atomi di Cloro
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno



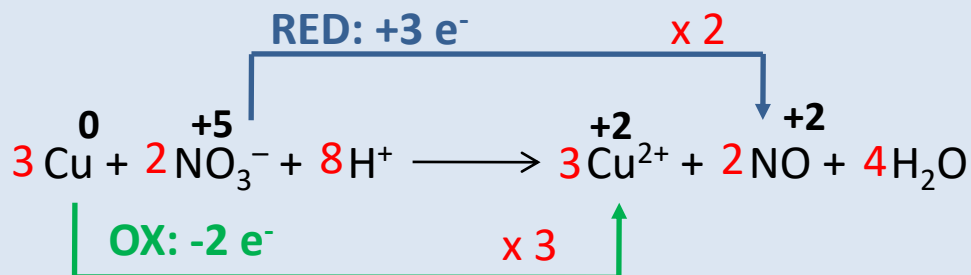
1. Elettroni
2. Carica
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno



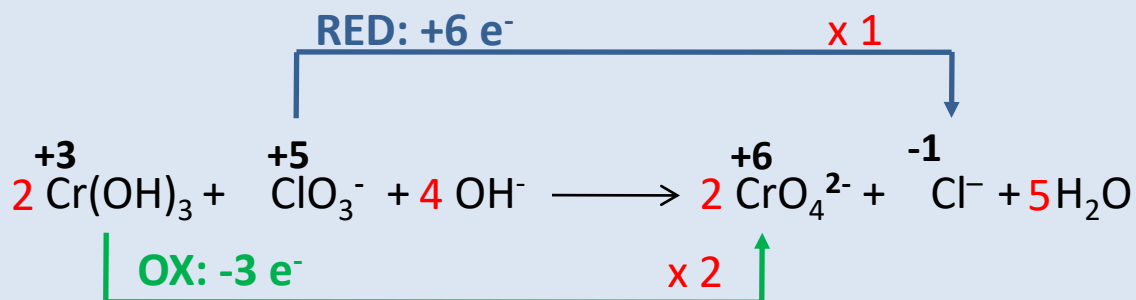
1. Elettroni
2. Carica
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno

Esempi:

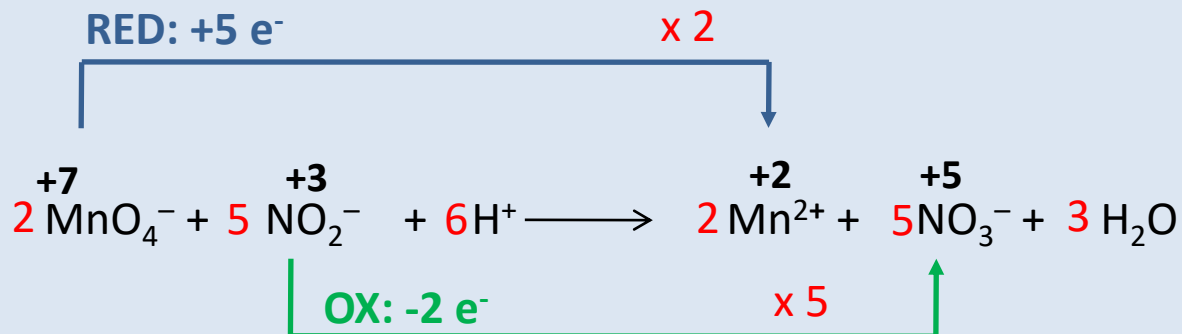
Bilanciare le seguenti reazioni di ossidoriduzione:



1. Elettroni
2. Carica
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno

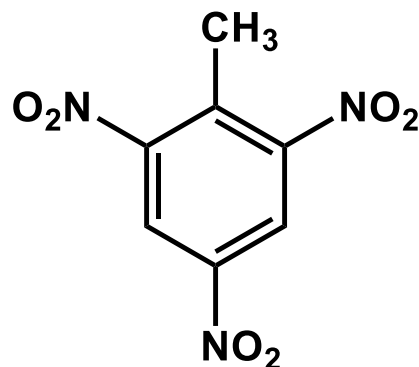


1. Elettroni
2. Carica
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno



1. Elettroni
2. Carica
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno

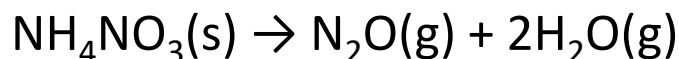
Attenzione ai composti che contengono parti fortemente ossidate e altre ridotte: sono potenzialmente esplosivi



Trinitrotoluene, TNT

Nel nitrato d'ammonio, NH_4NO_3 , l'azoto ha due ioni con numeri di ossidazione -3 (NH_4^+) e $+5$ (NO_3^-). I due frammenti possono reagire spontaneamente fra di loro per generare un specie a stato di ossidazione intermedio, N_2O .

In soluzione la reazione è molto lenta e normalmente non avviene. La corrispondente reazione allo stato solido:



una volta innescata tramite una detonazione è tanto veloce da essere esplosiva

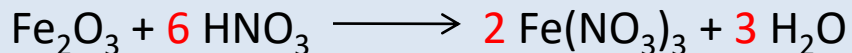
Beirut, 4 agosto 2020
Esplodono ca. 3000 t di NH_4NO_3



Calcoli stechiometrici

Una volta bilanciate, le equazioni chimiche sono utili per prevedere quanto reagente viene consumato nella reazione e quanto prodotto si ottiene.

Ogni coefficiente stechiometrico indica il numero di moli che reagiscono o che vengono prodotte:



Per ogni **mole** di ossido ferrico, vengono consumate **6 moli** di acido nitrico, per produrre **2 moli** di nitrato ferrico e **3** di acqua.

Esempio:

Calcolare la quantità di acido nitrico che reagisce con 250 g di ossido ferrico e la quantità di nitrato ferrico che si forma nella reazione.

$$\text{mm}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159.70 \text{ g/mol} \quad \text{mm}(\text{HNO}_3) = 63.02 \text{ g/mol} \quad \text{mm}(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 241.94 \text{ g/mol}$$

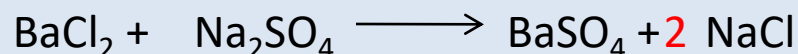
$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{\text{mm}(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = 1.565 \text{ mol} \quad \Rightarrow \quad \begin{aligned} n(\text{HNO}_3) &= 6 \times 1.565 \text{ mol} = 9.39 \text{ mol} \\ n(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) &= 2 \times 1.565 \text{ mol} = 3.13 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$m(\text{HNO}_3) = n(\text{HNO}_3) \times \text{mm}(\text{HNO}_3) = 591.75 \text{ g}$$

$$m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = n(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) \times \text{mm}(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 757.18 \text{ g}$$

Esempio:

Il solfato di bario può essere ottenuto per reazione tra cloruro di bario e solfato di sodio. Calcolare la quantità di solfato di sodio che reagisce con 135.5 g di cloruro di bario e la quantità massima di solfato di bario che può essere ottenuta.



$$\text{mm}(\text{BaCl}_2) = 208.23 \text{ g/mol} \quad \text{mm}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142.04 \text{ g/mol} \quad \text{mm}(\text{BaSO}_4) = 233.39 \text{ g/mol}$$

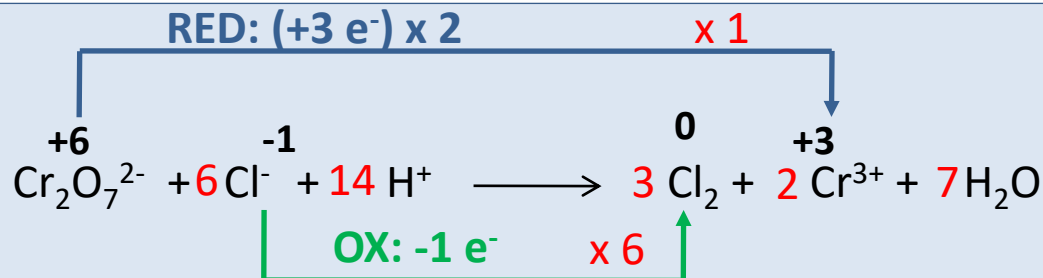
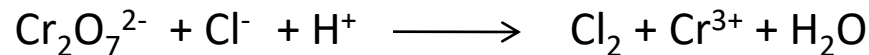
$$n(\text{BaCl}_2) = \frac{m(\text{BaCl}_2)}{\text{mm}(\text{BaCl}_2)} = 0.65 \text{ mol} \quad \Rightarrow \quad \begin{aligned} n(\text{Na}_2\text{SO}_4) &= 1 \times 0.65 \text{ mol} = 0.65 \text{ mol} \\ n(\text{BaSO}_4) &= 1 \times 0.65 \text{ mol} = 0.65 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4) \times \text{mm}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 92.33 \text{ g}$$

$$m(\text{BaSO}_4) = n(\text{BaSO}_4) \times \text{mm}(\text{BaSO}_4) = 151.70 \text{ g}$$

Esempio:

Calcolare la massa in grammi di Cl_2 che può essere ottenuta da 30.64 g di dicromato di potassio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, con un eccesso di KCl ed acido, secondo l'equazione:



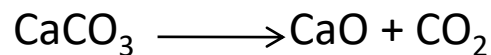
$$\text{mm} (\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294.192 \text{ g/mol} \quad \text{mm} (\text{Cl}_2) = 70.906 \text{ g/mol}$$

$$n (\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{m (\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{\text{mm} (\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)} = 0.104 \text{ mol} \quad \Rightarrow \quad n (\text{Cl}_2) = 3 \times 0.104 \text{ mol} = 0.312 \text{ mol}$$

$$m (\text{Cl}_2) = n (\text{Cl}_2) \times \text{mm} (\text{Cl}_2) = \boxed{22.12 \text{ g}}$$

Esempio:

Calcolare la massima quantità di CaO che può essere ottenuta per riscaldamento da 27.8 kg di calcare contenente 93.5% di CaCO₃, secondo l'equazione:



$$\text{mm}(\text{CaCO}_3) = 100.09 \text{ g/mol} \quad \text{mm}(\text{CaO}) = 56.08 \text{ g/mol}$$

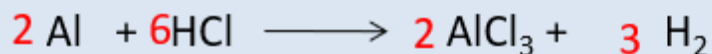
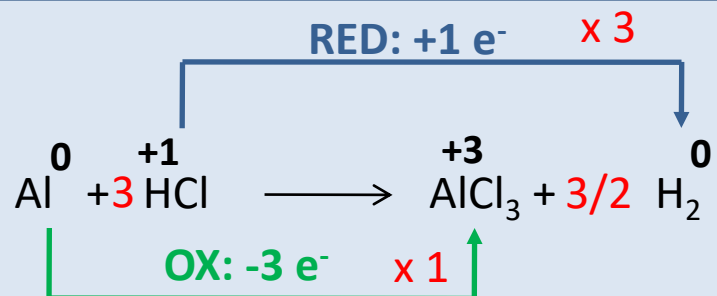
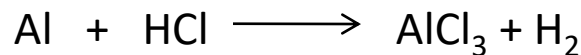
$$m(\text{CaCO}_3) \text{ nel campione} = 27.8 \text{ kg} \times 93.5 / 100 = 25.993 \text{ kg} = 25993 \text{ g}$$

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{25993 \text{ g}}{100.09 \text{ g/mol}} = 259.7 \text{ mol} = n(\text{CaO})$$

$$m(\text{CaO}) = 259.7 \text{ mol} \times 56.08 \text{ g/mol} = 1.46 \times 10^4 \text{ g} = \boxed{14.6 \text{ kg}}$$

Esempio:

Calcolare i grammi di H_2 che si ottengono da un campione di 235 g di alluminio (purezza 96.6%) con un eccesso di HCl , secondo l'equazione:



$$\text{mm (Al)} = 26.98 \text{ g/mol} \quad \text{mm (H}_2\text{)} = 2.02 \text{ g/mol}$$

$$m (\text{Al}) \text{ nel campione} = 235 \text{ g} \times 96.6 / 100 = 227.01 \text{ g}$$

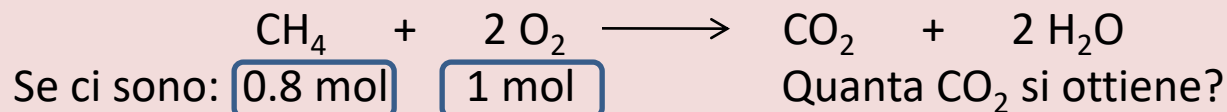
$$n (\text{Al}) = \frac{227.01 \text{ g}}{26.98 \text{ g/mol}} = 8.41 \text{ mol} \quad \Longrightarrow \quad n (\text{H}_2) = (3/2) \times 8.41 \text{ mol} = 12.62 \text{ mol}$$

$$m (\text{H}_2) = 12.62 \text{ mol} \times 2.02 \text{ g/mol} = \boxed{25.49 \text{ g}}$$

Reagente limitante

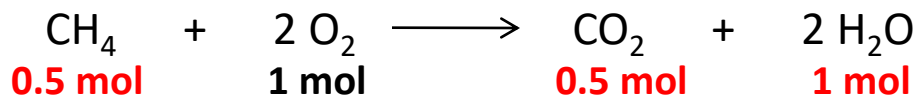
Quando i reagenti sono in quantità stechiometrica, è facile calcolare la quantità massima di prodotto che si può ottenere. Nelle situazioni reali, però, è più frequente che uno dei due reagenti sia in eccesso rispetto all'altro. In questo caso, alla fine della reazione, il reagente in eccesso non viene consumato del tutto.

Si parla in questo caso di **reagente limitante**: la quantità di prodotto massima che si può ottenere è quella determinata dalla quantità del reagente in difetto.



Per far reagire 0.8 moli di CH_4 , secondo i rapporti stechiometrici, servono 1.6 moli di ossigeno. **L'ossigeno è in questo caso il reagente limitante.**

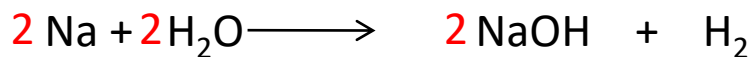
Per calcolare la quantità di prodotto che si forma, partiamo allora dal reagente limitante:



La reazione consuma 0.5 mol di metano, per produrre 0.5 mol di anidride carbonica. Alla fine della reazione rimangono 0.3 mol di metano che non hanno abbastanza ossigeno per reagire. Tutto l'ossigeno è stato consumato.

Esempio:

Il sodio metallico reagisce violentemente con l'acqua per formare H₂ e idrossido di sodio secondo la reazione (da bilanciare)



Stabilire il reagente limitante della reazione se 54 g Na reagiscono con 36 g di acqua. Inoltre, calcolare la massa di NaOH che si è formato e la quantità di reagente in eccesso.

$$\text{mm (Na)} = 23 \text{ g/mol}; \text{ mm (H}_2\text{O)} = 18 \text{ g/mol}; \text{ mm (NaOH)} = 40 \text{ g/mol}; \text{ mm (H}_2\text{)} = 2 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{Na}) = \frac{54 \text{ g}}{23 \text{ g/mol}} = 2.35 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{36 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol}$$

Na è il reagente in eccesso e H₂O il reagente limitante

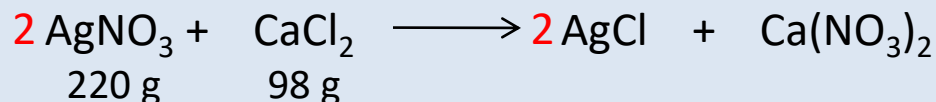
$$m(\text{NaOH}) = 2 \text{ mol} \times 40 \text{ g/mol} = 80 \text{ g}$$

$$\text{Moli in eccesso di Na} = n(\text{Na, iniziali}) - n(\text{Na, reagite}) = 2.35 \text{ mol} - 2 \text{ mol} = 0.35 \text{ mol}$$

$$m(\text{Na, eccesso}) = 0.35 \text{ mol} \times 23 \text{ g/mol} = 8.05 \text{ g}$$

Esempio:

220 g di nitrato d'argento vengono aggiunti ad una soluzione contenente 98 g di cloruro di calcio. Si forma cloruro d'argento e nitrato di calcio. Individuare il reagente limitante e calcolare la quantità del reagente in eccesso che rimane non reagita e le quantità dei due prodotti che si formano durante la reazione.



$$\text{mm (AgNO}_3\text{)} = 169.88 \text{ g/mol}$$

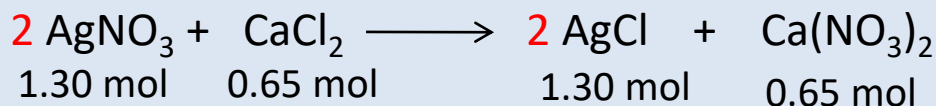
$$\text{mm (CaCl}_2\text{)} = 110.98 \text{ g/mol}$$

$$n (\text{AgNO}_3) = \frac{m (\text{AgNO}_3)}{\text{mm (AgNO}_3\text{)}} = 1.30 \text{ mol}$$

$$n (\text{CaCl}_2) = \frac{m (\text{CaCl}_2)}{\text{mm (CaCl}_2\text{)}} = 0.88 \text{ mol}$$

Per far reagire 1.30 mol di argento nitrato, sono necessarie:

$$n (\text{CaCl}_2) = 1.30 \text{ mol} / 2 = 0.65 \text{ mol} \quad \Rightarrow \quad \text{AgNO}_3 \text{ è il reagente limitante, CaCl}_2 \text{ è in eccesso.}$$



$$\text{Moli in eccesso di CaCl}_2 = n (\text{CaCl}_2, \text{iniziali}) - n (\text{CaCl}_2, \text{reagite}) = 0.23 \text{ mol}$$

$$m (\text{CaCl}_2, \text{eccesso}) = n (\text{CaCl}_2, \text{eccesso}) \times \text{mm (CaCl}_2\text{)} = 25.55 \text{ g}$$

$$\text{mm (AgCl)} = 143.32 \text{ g/mol}$$

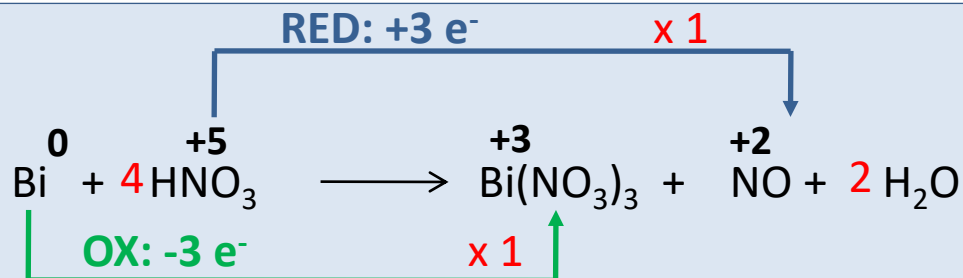
$$m (\text{AgCl}) = n (\text{AgCl}) \times \text{mm (AgCl)} = 186.32 \text{ g}$$

$$\text{mm (Ca(NO}_3)_2\text{)} = 164.10 \text{ g/mol}$$

$$m (\text{Ca(NO}_3)_2) = n (\text{Ca(NO}_3)_2) \times \text{mm (Ca(NO}_3)_2) = 106.66 \text{ g}$$

Esempio:

Calcolare le quantità massime di nitrato di bismuto e di ossido di azoto che si possono ottenere da 59.3 g di HNO_3 e da 99.5 g di Bi, secondo l'equazione:



$$\text{mm}(\text{HNO}_3) = 63.01 \text{ g/mol}$$

$$\text{mm}(\text{Bi}) = 208.98 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{HNO}_3) = \frac{59.3 \text{ g}}{63.01 \text{ g/mol}} = 0.94 \text{ mol}$$

$$n(\text{Bi}) = \frac{99.5 \text{ g}}{208.98 \text{ g/mol}} = 0.476 \text{ mol}$$

Per far reagire 0.94 mol di acido nitrico, sono necessarie:

$$n(\text{Bi}) = 0.94 \text{ mol} / 4 = 0.235 \text{ mol} \quad \Rightarrow \quad \text{HNO}_3 \text{ è il reagente limitante, Bi è in eccesso.}$$

$$n(\text{Bi}(\text{NO}_3)_3) = 0.94 \text{ mol} / 4 = 0.235 \text{ mol}$$

$$n(\text{NO}) = 0.94 \text{ mol} / 4 = 0.235 \text{ mol}$$

$$\text{mm}(\text{Bi}(\text{NO}_3)_3) = 394.99 \text{ g/mol}$$

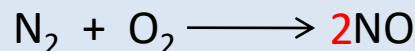
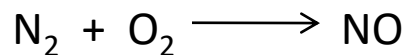
$$\text{mm}(\text{NO}) = 30.01 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Bi}(\text{NO}_3)_3) = 0.235 \text{ mol} \times 394.99 \text{ g/mol} = \boxed{92.82 \text{ g}}$$

$$m(\text{NO}) = 0.235 \text{ mol} \times 30.01 \text{ g/mol} = \boxed{7.05 \text{ g}}$$

Esempio:

Calcolare la massima quantità di ossido di azoto che si può formare da 6.03 g di N₂ e 0.191 moli di O₂, secondo l'equazione:



$$\text{mm}(\text{N}_2) = 28.01 \text{ g/mol} \quad \text{mm}(\text{NO}) = 30.01 \text{ g/mol}$$

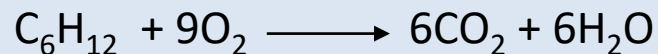
$$n(\text{N}_2) = \frac{6.03 \text{ g}}{28.01 \text{ g/mol}} = 0.215 \text{ mol}$$

Per far reagire 0.191 mol di O₂ sono necessarie 0.191 mol di N₂, per cui O₂ è il reagente limitante, N₂ è in eccesso.

$$n(\text{NO}) = 0.191 \text{ mol} \times 2 = 0.382 \text{ mol} \quad \Rightarrow \quad m(\text{NO}) = 0.191 \text{ mol} \times 30.01 \text{ g/mol} = \boxed{11.46 \text{ g}}$$

Esempio:

8.0 moli di C_6H_{12} vengono bruciati in presenza di 70 moli di O_2 . Un reattivo è in eccesso? Quante moli di CO_2 si formano ?



$$\text{O}_2 / \text{C}_6\text{H}_{12} \quad \text{stechiom } 9 / 1 = 9 \quad \text{sperim } 70 / 8.0 = 8.8$$

difetto di O_2 = reattivo limitante

$$1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12} : 9 \text{ mol } \text{O}_2 = x \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12} : 70 \text{ mol } \text{O}_2$$

$$\text{moli } \text{C}_6\text{H}_{12} = 7.8$$

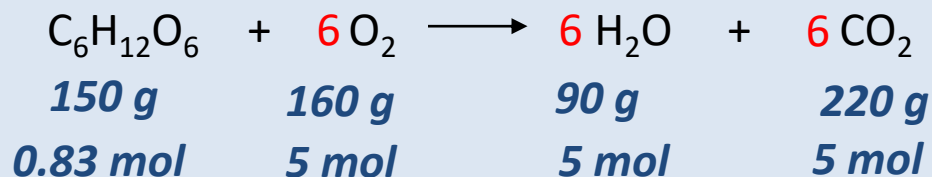
$$\text{mol } \text{C}_6\text{H}_{12} \text{ restanti } 8 - 7.8 = 0.2$$

$$9 \text{ mol } \text{O}_2 : 6 \text{ mol } \text{CO}_2 = 70 \text{ mol } \text{O}_2 : x \text{ mol } \text{CO}_2$$

$$\text{moli } \text{CO}_2 = 47$$

Esempio:

1800 g di glucosio $C_6H_{12}O_6$ in presenza di O_2 forniscono 90 g di H_2O . Determinare qual è il reattivo in difetto e quanti g di CO_2 si formano.



$mm(C_6H_{12}O_6) = 180\text{ g/mol}$; $mm(O_2) = 32\text{ g/mol}$; $mm(CO_2) = 44\text{ g/mol}$; $mm H_2O = 18\text{ g/mol}$

$\text{mol glucosio} = 1800\text{ g} / 180\text{ g mol}^{-1} = 10.0\text{ mol}$

$\text{mol } H_2O = 90\text{ g} / 18\text{ g mol}^{-1} = 5.0\text{ mol}$

rapp. stechiom. glucosio/ H_2O = $1/6 = 0.167$ **O_2 reattivo limitante**

rapp. sperim. glucosio/ H_2O = $10/5 = 2$

Dal rapporto stech. $O_2 / H_2O = 1$, si deduce che hanno reagito $5\text{ mol } O_2 = 5.0 \times 32 = 160\text{ g}$

Dal rapporto stech. $CO_2 / H_2O = 1$, si sono formate $5.0\text{ mol } CO_2 = 44 \times 5.0 = 220\text{ g}$

Hanno reagito $5/6$ di mole di glucosio, pari a $(5/6)\text{ mol} \times 180\text{ g/mol} = 150\text{ g}$.

Non hanno reagito $1800 - 150 = 1650\text{ g}$ di glucosio

Verifica equivalenza somma masse reattivi

RESA DI UNA REAZIONE CHIMICA

In molte operazioni chimiche è **inevitabile** ottenere una quantità di prodotti inferiore a quella teorica:

$$\text{resa} = \frac{\text{quantità ottenuta}}{\text{quantità teorica}}$$

$$\text{resa} \leq 1$$

$$\text{Resa percentuale (Resa \%)} = \text{resa} \times 100$$

$$\text{sempre} \leq 100$$

Esempio:

Data la reazione da bilanciare: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3$

Calcolare qual è la resa percentuale della reazione, se da 2.00 moli di N_2 e 3.00 moli di H_2 si formano 25.0 g di NH_3 .

Per prima cosa vogliamo sapere qual è il reagente limitante di questa reazione:

2.00 moli di azoto reagiscono con: $n(\text{H}_2)_{\text{teoriche}} = 3 \cdot n(\text{N}_2) = 6.00 \text{ mol di } \text{H}_2$

Poiché $n(\text{H}_2)_{\text{teoriche}} > n(\text{H}_2)_{\text{presenti}}$, il reagente limitante è H_2 , mentre quello in eccesso è N_2 .

L'idrogeno quindi reagisce in quantità completa per formare $2/3$ di NH_3 (dalla stechiometria)

$$n(\text{NH}_3)_{\text{teoriche}} = \frac{2}{3} \cdot n(\text{H}_2)_{\text{reagite}} = 2.00 \text{ mol}$$

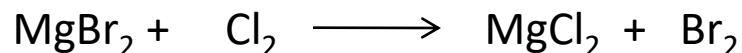
Dalla massa di ammoniaca formata, possiamo calcolare quante moli sono state effettivamente prodotte, sapendo che: $\text{mm}(\text{NH}_3) = \text{PA}(\text{N}) + 3 \cdot \text{PA}(\text{H}) = 17.04 \text{ g/mol}$

$$n(\text{NH}_3)_{\text{prodotte}} = \frac{m(\text{NH}_3)}{\text{mm}(\text{NH}_3)} = \frac{25.0 \text{ g}}{17.04 \text{ g/mol}} = 1.47 \text{ mol}$$

$$\% \text{ resa} = \frac{n(\text{NH}_3)_{\text{prodotte}}}{n(\text{NH}_3)_{\text{teoriche}}} \cdot 100 = \frac{1.47 \text{ mol}}{2.00 \text{ mol}} \cdot 100 = \boxed{73.3\%}$$

Esempio:

Facendo gorgogliare un eccesso di Cl_2 in una soluzione contenente 176.6 g di MgBr_2 si ottengono 135 g di Br_2 , secondo la reazione:



Calcolare la resa percentuale in Br_2 .

$$\text{mm}(\text{MgBr}_2) = 184.13 \text{ g/mol}; \text{mm}(\text{Br}_2) = 159.82 \text{ g/mol}$$

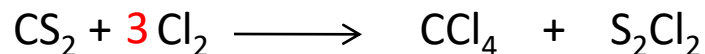
$$n(\text{MgBr}_2, \text{iniziali}) = \frac{176.6 \text{ g}}{184.13 \text{ g/mol}} = 0.96 \text{ mol} = n(\text{Br}_2)_{\text{teoriche}}$$

$$m(\text{Br}_2)_{\text{teorica}} = 0.96 \text{ mol} \times 159.82 \text{ g/mol} = 153.3 \text{ g}$$

$$\% \text{ resa} = \frac{m(\text{Br}_2)_{\text{prodotta}}}{m(\text{Br}_2)_{\text{teorica}}} \cdot 100 = 88 \%$$

Esempio:

250 g di cloro vengono fatti reagire con un eccesso di solfuro di carbonio secondo la reazione :



Indicare la resa della reazione quando si ottengono 151 g di CCl_4 .

$$\text{PM} (\text{Cl}_2) = 70.90 \text{ g/mol}$$

$$n (\text{Cl}_2, \text{iniziali}) = \frac{m (\text{Cl}_2)}{\text{PM} (\text{Cl}_2)} = 3.53 \text{ mol}$$

$$\text{PM} (\text{CCl}_4) = 153.81 \text{ g/mol}$$

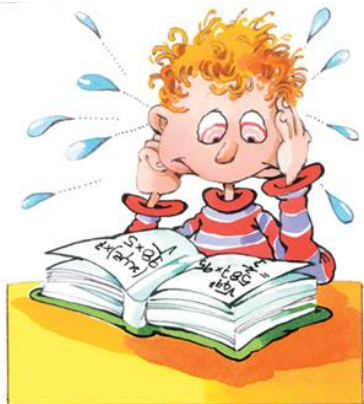
$$n (\text{CCl}_4) = \frac{m (\text{CCl}_4)}{\text{PM} (\text{CCl}_4)} = 0.98 \text{ mol}$$

Le moli massime di CCl_4 che teoricamente si possono ottenere da 3.53 moli di Cl_2 sono (dalla stechiometria):

$$n = 1/3 \times (3.53) = 1.18 \text{ mol.}$$

$$\text{Resa \% della reazione} = \frac{n (\text{CCl}_4 \text{ effettivamente ricavate})}{n (\text{CCl}_4 \text{ teoricamente ricavabili})} \times 100 = 83.2\%$$

Esercizi



1a. Bilanciare le seguenti reazioni:

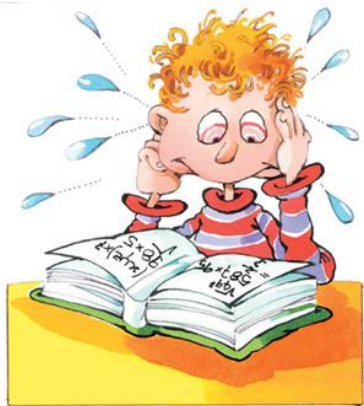


1b. Bilanciare le seguenti ossidoriduzioni:



2. Calcolare quanti grammi di ossigeno occorrono per far reagire 17 g di Al, secondo la reazione (da bilanciare): $\text{Al} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

3. Calcolare quanti grammi di cloro si possono preparare da 20 g di MnO_2 secondo la reazione: $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$



4. Quante moli di anidride carbonica si ottengono facendo decomporre per via termica 14.56 g di carbonato di calcio secondo la reazione: $\text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}$?
5. Due sostanze A e B reagiscono secondo la stechiometria della seguente reazione: $3 \text{ A} + 7 \text{ B} \longrightarrow 5 \text{ C}$
Si mettono a reagire 0,745 mol di A e 1.54 mol di B.
Individuare il reagente limitante e calcolare le moli non reagite del reagente in eccesso e le moli di prodotto C che si formano nella reazione.
6. Calcolare i grammi di H_2S che si formano quando 31.95 g di FeS sono trattati con un eccesso di HCl: $\text{FeS} + \text{HCl} \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$
7. In un piccolo reattore chimico sono state ottenute 35 moli di fosfato di calcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), a partire da cloruro di calcio (CaCl_2) e fosfato di sodio (Na_3PO_4). La reazione completa produce anche cloruro di sodio. a) Scrivere la reazione del processo descritto e bilanciarla. b) Calcolare i grammi di cloruro di calcio da cui è necessario partire per ottenere quella quantità di fosfato di calcio.

8. Calcolare la quantità in grammi di ZnS necessaria a per produrre, in eccesso di O₂, 562 g di ZnO sapendo che la seguente reazione (da bilanciare) ha una resa del 93.1%: $\text{ZnS} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$
9. Data la seguente reazione (da bilanciare): $\text{FeS} + \text{HCl} \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$
Si abbiano 0.60 mol di Fe S e 0.90 mol di HCl. Quale tra i due è il reagente limitante? Quante moli di ciascuno dei due prodotti si formano?
10. Il triidruro di fosforo (fosfina, PH₃) può essere ottenuto dalla seguente reazione:
 $\text{P}_4 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{PH}_3 + \text{KH}_2\text{PO}_2$.
Bilanciare la reazione e determinare i grammi di fosforo P₄ e di idrossido di potassio necessari per ottenere 5.00 grammi di fosfina.
11. 5.00 g di magnesio vengono fatti reagire con 5.00 grammi di arsenico, secondo la reazione: $\text{Mg} + \text{As} \longrightarrow \text{Mg}_3\text{As}_2$ (da bilanciare). Quanto prodotto si ottiene da questa reazione?