

# 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.

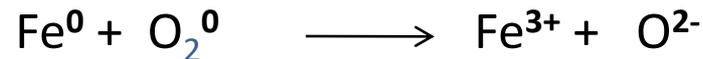
Si dice **ossidazione** la trasformazione che porta all'**aumento** del numero di ossidazione. L'atomo che si ossida cede elettroni:  $\text{Cu}^0 \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$

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

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!

Esempio:

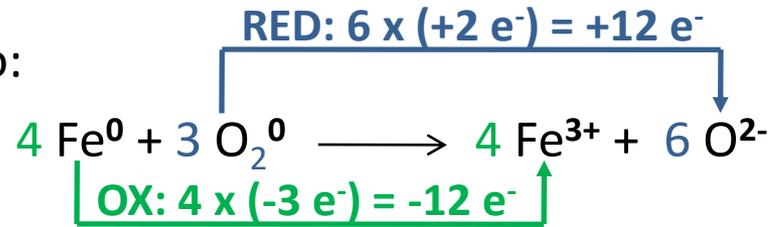


**ogni Fe perde 3 elettroni**

**ogni O acquista 2 elettroni**

# Reazioni di ossidoriduzione

Esempio:

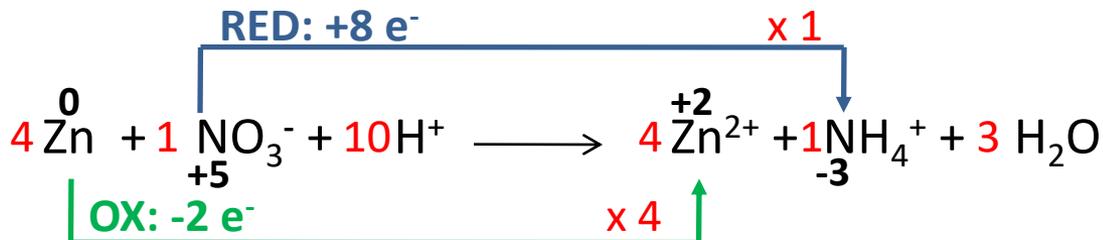
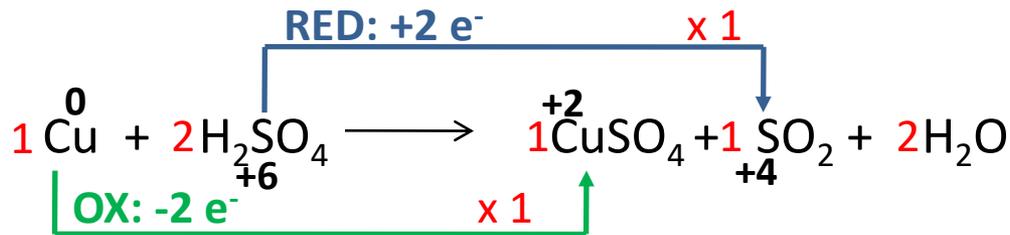
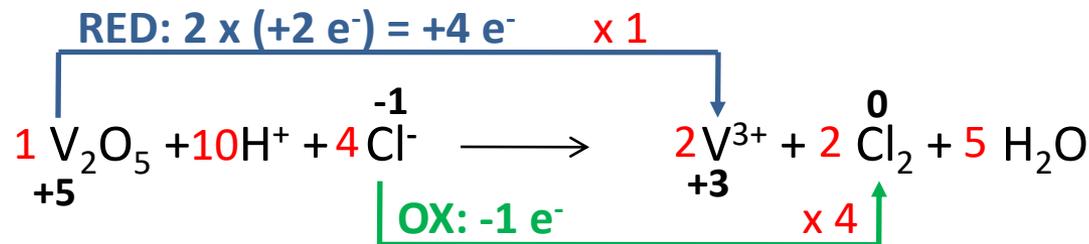


# Bilanciamento delle reazioni redox

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



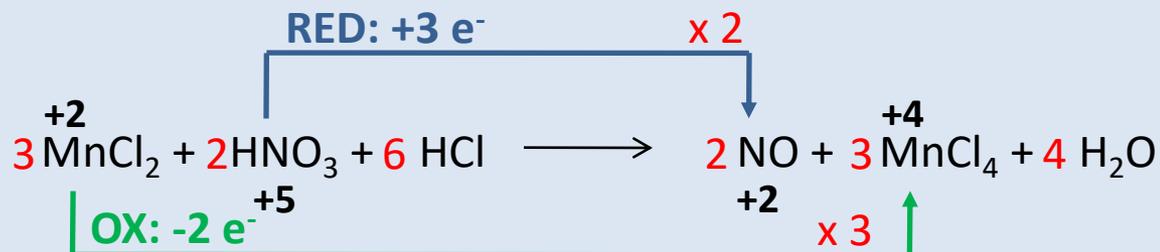
1. Elettroni
2. Carica
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno



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

## Esempi:

Bilanciare le seguenti reazioni di ossidoriduzione:



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



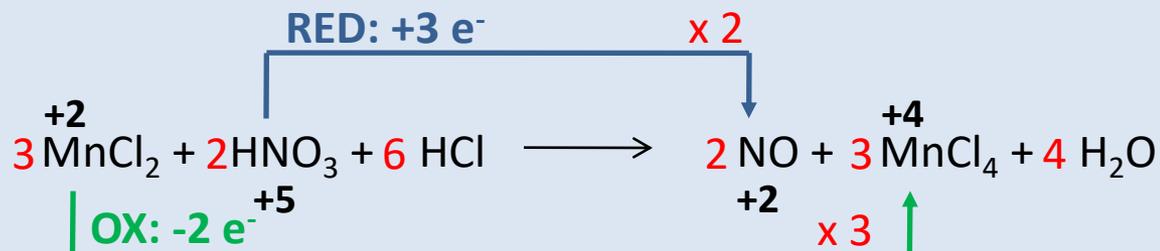
1. Elettroni
2. Carica
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno



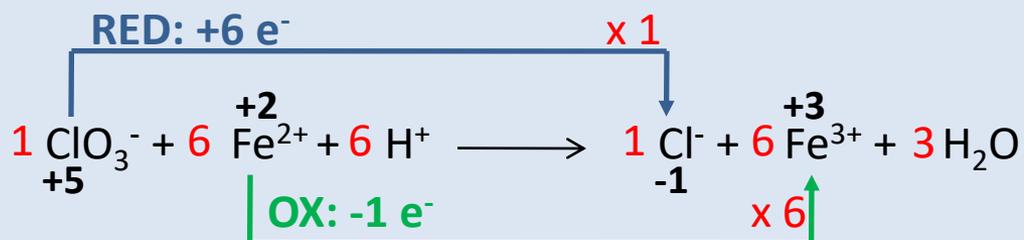
1. Elettroni
2. Carica
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno

## Esempi:

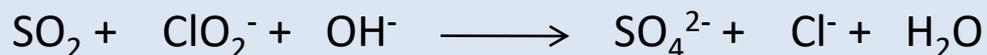
Bilanciare le seguenti reazioni di ossidoriduzione:



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



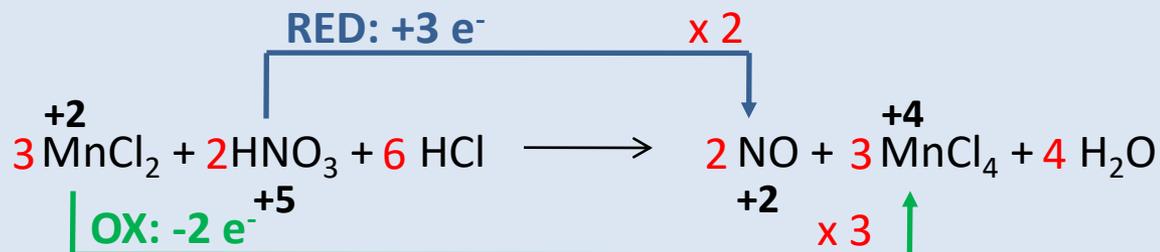
1. Elettroni
2. Carica
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno



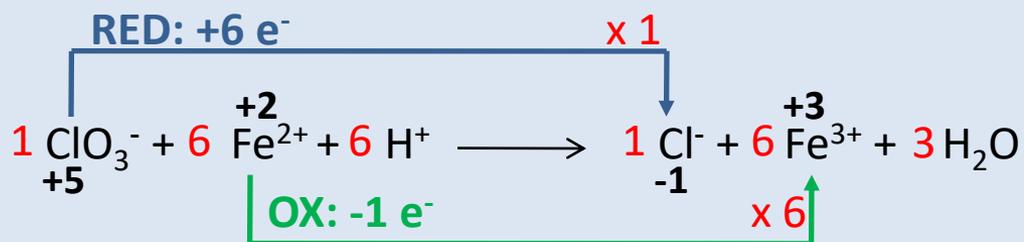
1. Elettroni
2. Carica
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno

## Esempi:

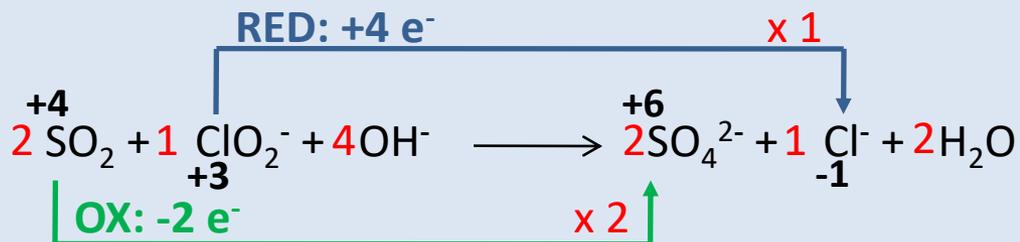
Bilanciare le seguenti reazioni di ossidoriduzione:



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

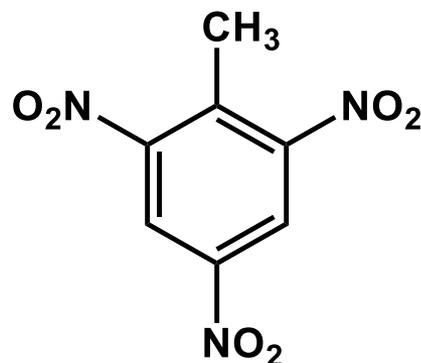


1. Elettroni
2. Carica
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno



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

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



Trinitrotoluene, TNT

*Nel nitrato d'ammonio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , l'azoto ha due ioni con numeri di ossidazione  $-3$  ( $\text{NH}_4^+$ ) e  $+5$  ( $\text{NO}_3^-$ ). I due frammenti possono reagire spontaneamente fra di loro per generare un specie a stato di ossidazione intermedio,  $\text{N}_2\text{O}$ .*

*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*

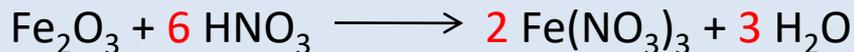
Beirut, 4 agosto 2020  
Esplodono ca. 3000 t di  $\text{NH}_4\text{NO}_3$



# 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.

$$\begin{array}{l} \text{mm} (\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159.70 \text{ g/mol} \quad \text{mm} (\text{HNO}_3) = 63.02 \text{ g/mol} \quad \text{mm} (\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 241.94 \text{ g/mol} \\ n (\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m (\text{Fe}_2\text{O}_3)}{\text{mm} (\text{Fe}_2\text{O}_3)} = 1.565 \text{ mol} \quad \Longrightarrow \quad \begin{array}{l} n (\text{HNO}_3) = 6 \times 1.565 \text{ mol} = 9.39 \text{ mol} \\ n (\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 2 \times 1.565 \text{ mol} = 3.13 \text{ mol} \end{array} \end{array}$$

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

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

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.



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

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

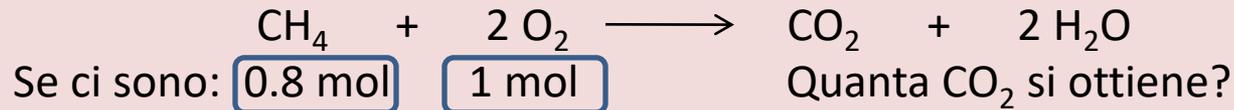
$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4) \times \text{mm}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \boxed{92.33 \text{ g}}$$

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

# Reagente limitante

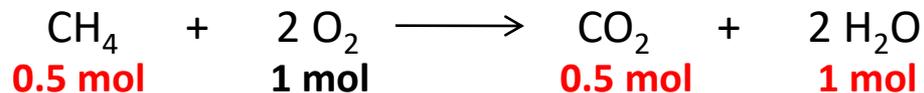
Quando i reagenti sono in quantità stechiometrica, è facile calcolare la quantità massima di prodotto che si può ottenere. Nelle situazioni reali, però, è più frequente che uno dei due reagenti sia in eccesso rispetto all'altro. In questo caso, alla fine della reazione, il reagente in eccesso non viene 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  $\text{CH}_4$ , secondo i rapporti stechiometrici, servono 1.6 moli di ossigeno. **L'ossigeno è in questo caso il reagente limitante.**

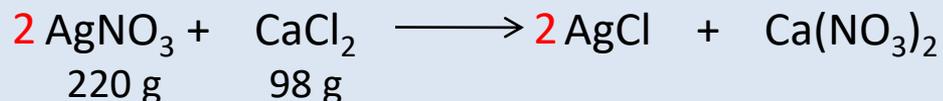
Per calcolare la quantità di prodotto che si forma, partiamo allora dal reagente limitante:



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:

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.



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

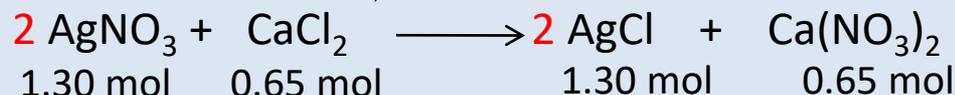
$$\text{mm} (\text{CaCl}_2) = 110.98 \text{ g/mol}$$

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

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

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

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



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

$$m (\text{CaCl}_2, \text{eccesso}) = n (\text{CaCl}_2, \text{eccesso}) \times \text{mm} (\text{CaCl}_2) = \boxed{14.43 \text{ g}}$$

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

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

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

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

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 ?

---



$$O_2 / C_6H_{12} \quad \text{stechiom } 9 / 1 = 9 \quad \text{sperim } 70 / 8.0 = 8.8$$

difetto di  $O_2$  = reattivo limitante

$$1 \text{ mol } C_6H_{12} : 9 \text{ mol } O_2 = x \text{ mol } C_6H_{12} : 70 \text{ mol } O_2$$

$$\text{moli } C_6H_{12} = 7.8$$

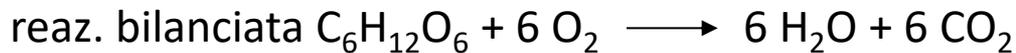
$$\text{mol } C_6H_{12} \text{ restanti } 8 - 7.8 = 0.2$$

$$9 \text{ mol } O_2 : 6 \text{ mol } CO_2 = 70 \text{ mol } O_2 : x \text{ mol } CO_2$$

$$\text{moli } CO_2 = 47$$

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.

$$\text{mm } C_6H_{12}O_6 = 180, \text{ mm } O_2 = 32, \text{ mm } CO_2 = 44, \text{ mm } H_2O = 18$$

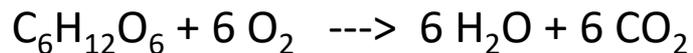


$$\text{mol glucosio} = 1800 \text{ g} / 180 \text{ g mol}^{-1} = 10.0$$

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

$$\text{rapp. stechiom.} \quad \text{glucosio}/H_2O \quad = 1/6 = 0.167$$

$$\text{rapp. sperim.} \quad \text{glucosio}/H_2O \quad = 10/5 = 2$$



**O<sub>2</sub> reattivo limitante**

Si sono formate  $90 / 18 = 5.0$  mol di H<sub>2</sub>O

Dal rapporto stechiometrico O<sub>2</sub> / H<sub>2</sub>O = 1, si deduce che hanno reagito 5 moli di O<sub>2</sub> pari a  $5.0 \times 32 = 160$  g

Sempre dal rapporto stechiometrico, si sono formate 5.0 mol di CO<sub>2</sub> pari a  $44 \times 5.0 = 220$  g

Hanno reagito 5/6 di mole di glucosio, pari a 150 g.

Non hanno reagito  $1800 - 150 = 1650$  g di glucosio

**verifica:**

somma masse reattivi             $150 \text{ g} + 160 \text{ g} = 310 \text{ g}$

somma masse prodotti             $90 \text{ g} + 220 \text{ g} = 310 \text{ g}$

# RESA DI UNA REAZIONE CHIMICA

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

$$\text{resa} = \frac{\text{quantità ottenuta}}{\text{quantità teorica}} \quad \text{resa} \leq 1$$

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

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  $\text{CCl}_4$ .

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

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

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

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

Le moli massime di  $\text{CCl}_4$  che teoricamente si possono ottenere da 3.53 moli di  $\text{Cl}_2$  sono (dalla stechiometria):

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

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

### 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  $\text{N}_2$  e 3.00 moli di  $\text{H}_2$  si formano 25.0 g di  $\text{NH}_3$ .

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

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

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

L'idrogeno quindi reagisce in quantità completa per formare  $2/3$  di  $\text{NH}_3$  (dalla stechiometria)

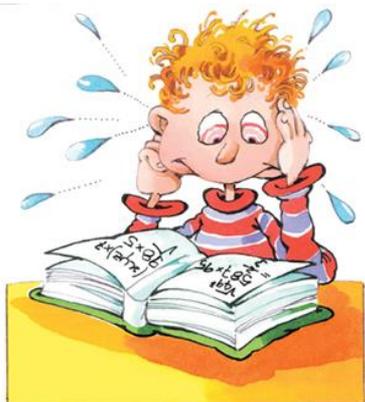
$n(\text{NH}_3)_{\text{teoriche}} = 2/3 \cdot n(\text{H}_2)_{\text{reagite}} = 2.00 \text{ mol}$

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

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

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

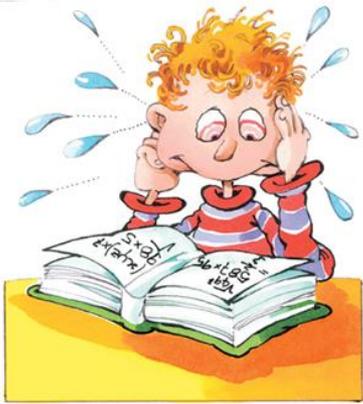
# Esercizi



1. 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  $\text{MnO}_2$  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.
8. Calcolare i grammi di  $\text{H}_2\text{S}$  che si formano quando 31.95 g di  $\text{FeS}$  sono trattati con un eccesso di  $\text{HCl}$ :  $\text{FeS} + \text{HCl} \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$
9. 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 ( $\text{CaCl}_2$ ) e fosfato di sodio ( $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ). 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. c) Se nel reattore all'inizio erano presenti 150 moli di cloruro, calcolare la resa della reazione.

10. Calcolare la resa di una reazione in cui 15.2 g di carbonato di calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) vengono fatti reagire con un eccesso di nitrato d'argento ( $\text{AgNO}_3$ ), per ottenere 14.5 g di carbonato d'argento ( $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ ) e nitrato di calcio.
11. 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?
12. Il triidruro di fosforo (fosfina,  $\text{PH}_3$ ) 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  $\text{P}_4$  e di idrossido di potassio necessari per ottenere 5.00 grammi di fosfina.
13. 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?