

Cosa è una reazione chimica?

Una reazione chimica è un processo o trasformazione della materia che porta alla formazione di nuove sostanze, **i prodotti**, trasformando profondamente le sostanze di partenza, **i reagenti**.

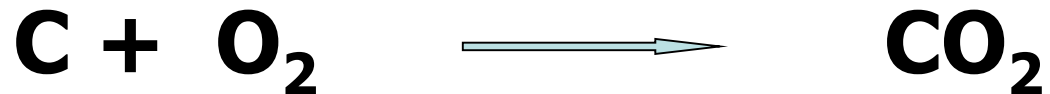
Una reazione chimica è un processo in cui si formano e/o si rompono legami tra atomi di uno stesso elemento o di elementi diversi.



Come si rappresenta una reazione chimica?

Una **reazione chimica** viene rappresentata mediante una **equazione chimica**.

In una equazione chimica le formule dei reagenti, legate dal segno + se più di una, sono a sinistra; al centro vi è la freccia di reazione, che assume il significato “reagiscono per dare”, a destra ci sono le formule prodotti, legati dal segno + se sono più di una.



Il significato qualitativo di questa reazione è che il carbonio reagisce con l'ossigeno molecolare per dare come prodotto il diossido di carbonio.

Bilanciamento delle reazioni chimiche

Una reazione chimica è un processo in cui si formano e/o si rompono legami tra atomi di uno stesso elemento o di elementi diversi. Gli elementi presenti nei reagenti si trovano combinati diversamente nei prodotti.

Numericamente, gli atomi di ciascun elemento presenti nei reagenti devono essere presenti anche nei prodotti.

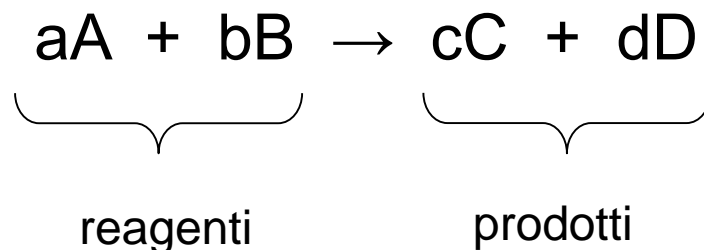
Tutte le reazioni chimiche obbediscono alla legge di Lavoisier (legge della conservazione della materia):

Nulla si crea e nulla si distrugge

Si devono pertanto introdurre nell'equazione chimica dei numeri che moltiplichino intere formule chimiche al fine di avere un ugual numero di atomi dello stesso elemento sia tra i reagenti che tra i prodotti.

Questi coefficienti sono detti "**STECIOMETRICI**" e l'operazione che li definisce è detto bilanciamento di una reazione chimica.

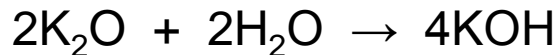
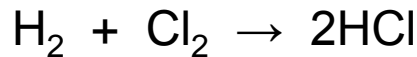
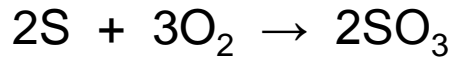
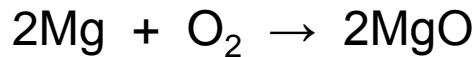
Bilanciamento delle reazioni chimiche (come si fa)



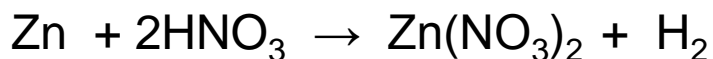
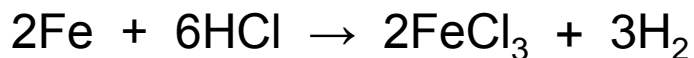
- 1) Si conta e si confronta il numero di atomi di ciascun elemento tra i reagenti ed i prodotti individuando quelli che devono essere bilanciati
- 2) Si bilancia un elemento alla volta ponendo un numero intero (coefficiente stechiometrico) davanti all'elemento o alla formula del composto che lo contiene
- 3) **Prima i metalli, poi i non metalli, poi H e poi O**
- 4) Si controllano tutti gli elementi per eventuali correzioni

Tipi principali di reazioni

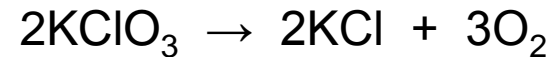
Combinazione



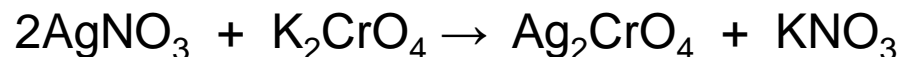
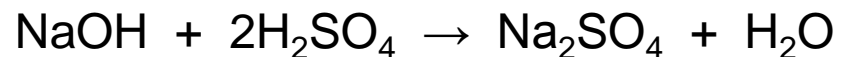
Scambio



Dissociazione



Doppio scambio



Equazioni ioniche

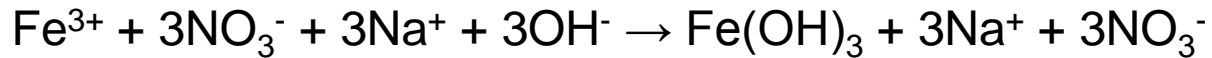
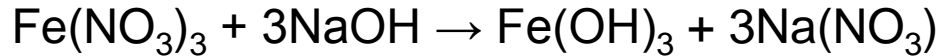
Quando una reazione avviene in soluzione (ad esempio in acqua), le specie chimiche che prendono parte al processo possono essere ioniche perché derivanti direttamente da composti ionici o perché formatesi in seguito a reazione dei reagenti, o perché derivanti da reazione dei prodotti con il solvente.

Queste reazioni sono chiamate reazioni ioniche e possono essere descritte da equazioni ioniche.

Spesso in reazioni ioniche alcuni ioni non subiscono trasformazione nel passare dai reagenti ai prodotti, e possono essere omessi nell'equazione chimica.

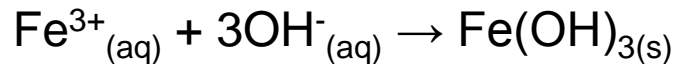
Equazioni ioniche

Esempio reazione ionica in H₂O:



Gli ioni si formano dalla dissociazione dei sali in acqua.

Più correttamente per indicare che gli ioni sono circondati da molecole di solvente cioè sono solvatati si deve aggiungere a pedice degli stessi la notazione (aq) che indica la solvatazione da parte di molecole di acqua:



Gli ioni Na⁺ ed NO₃⁻ sono detti **ioni spettatori**

Quella appena esaminata viene anche definita reazione di precipitazione perché si forma un composto che si discioglie poco nell'ambiente di reazione.

In equazioni ioniche, oltre al bilancio di massa deve essere verificato il bilancio di carica:

La somma algebrica delle cariche globalmente esibite dai reagenti deve essere uguale a quella delle cariche globalmente esibite dai prodotti di reazione.

Reazioni che sviluppano gas

Metal carbonate or bicarbonate + acid \longrightarrow metal salt + $\text{CO}_2(\text{g})$ + $\text{H}_2\text{O}(\ell)$



Metal sulfide + acid \longrightarrow metal salt + $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$



Metal sulfite + acid \longrightarrow metal salt + $\text{SO}_2(\text{g})$ + $\text{H}_2\text{O}(\ell)$

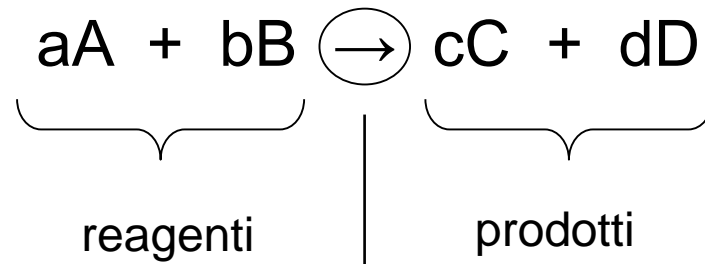


Ammonium salt + strong base \longrightarrow metal salt + $\text{NH}_3(\text{g})$ + $\text{H}_2\text{O}(\ell)$



Possiamo calcolare le quantità dei prodotti che si formano a seguito di una reazione chimica a partire da quantità prefissate di reagenti?

Possiamo calcolare le quantità dei reagenti necessari per ottenere a seguito della loro reazione una certa quantità prefissata di prodotti?

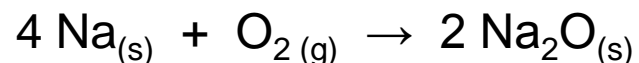


“reagiscono per dare”

- 1) In tutte le reazioni chimiche bilanciate, il significato quantitativo rimane inalterato anche se moltiplichiamo per lo stesso numero i coefficienti stechiometrici dei reagenti e dei prodotti.

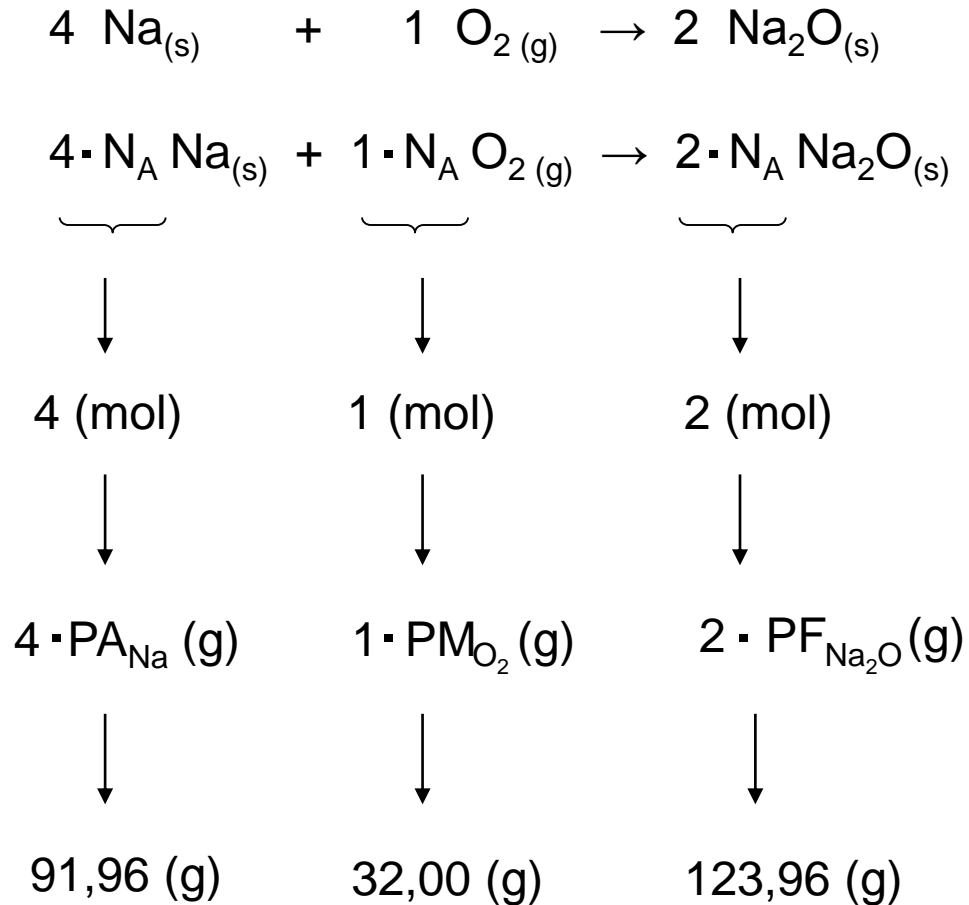
(Al fine di evitare confusione si usa sempre il minimo numero intero possibile per i coefficienti stechiometrici dei reagenti e dei prodotti coinvolti nella reazione)

- 2) In una reazione chimica scritta correttamente deve essere anche specificato lo stato di aggregazione dei reagenti e dei prodotti ponendo tra parentesi in basso a destra della formula di ogni sostanza le lettere s, l, g per indicare stato solido, liquido o gassoso, rispettivamente.

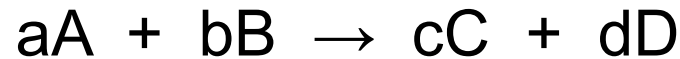


4 atomi di sodio solido reagiscono con una molecola di ossigeno gassoso per dare due “molecole di ossido di sodio solido.

3) Il numero di atomi o molecole coinvolto in una reazione può essere sostituito con un ugual numero di moli di reagenti e prodotti.



- 4) Per poter risolvere i problemi relativi alle quantità di sostanze coinvolte in una reazione, è necessario tenere sempre conto del cosiddetto rapporto stechiometrico di interdipendenza delle moli dei reagenti e di quelle dei prodotti della reazione bilanciata.



Se si hanno n_A moli di A e si vuol sapere quante moli di C si potranno ottenere dalla reazione completa con B:

$$a \text{ (mol A)} : c \text{ (mol C)} = n_A \text{ (mol A reagite)} : n_C \text{ (mol C prodotte)}$$

$$n_C \text{ (mol C prodotte)} = n_A \text{ (mol A reagite)} \cdot \frac{c \text{ (mol C)}}{a \text{ (mol A)}}$$



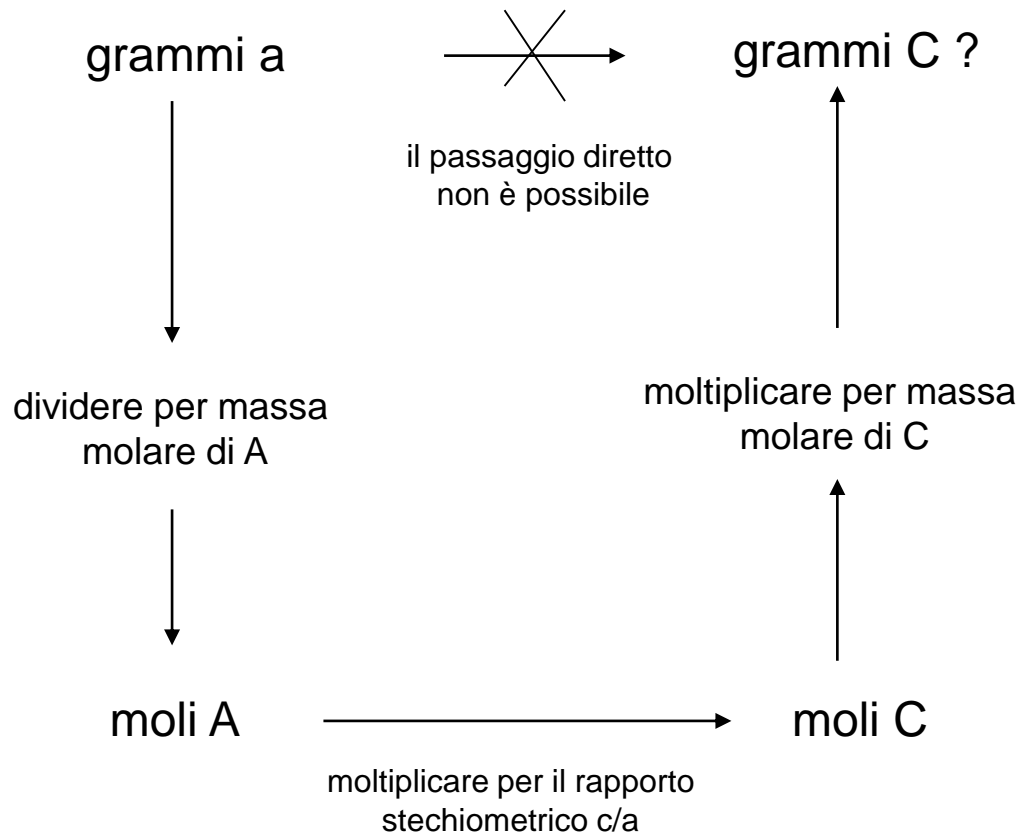
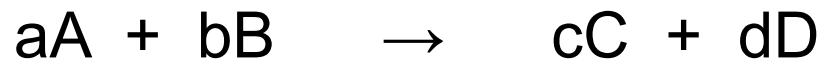
rapporto stechiometrico

Con il termine STECHIOMETRIA si indica l'aspetto della chimica che si occupa delle relazioni fra le masse delle sostanze nelle reazioni o trasformazioni chimiche.

Il numero di moli al contrario della massa è una grandezza che può cambiare nel corso di una reazione chimica.

Questo fatto si spiega tenendo presente che le particelle elementari delle sostanze partecipanti ad una reazione possono contenere numeri diversi di atomi degli stessi elementi.

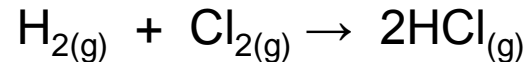
Per risolvere un problema di stechiometria è sempre necessario trasformare le quantità in grammi a disposizione delle varie sostanze coinvolte nella reazione chimica nel numero delle moli corrispondenti.



Quando a una reazione partecipano sostanze gassose, l'equazione stechiometrica indica «anche per la legge di Avogadro» i rapporti volumetrici con cui tali sostanze reagiscono o si formano.

Esempio:

Calcolare il volume di idrogeno che si combina con 8 volumi di cloro a formare acido cloridrico.



La reazione indica che 1 mole di H_2 reagisce con 1 di Cl_2 per dare 2 moli di HCl . Per la legge di Avogadro (volumi uguali di gas diversi nelle stesse condizioni di pressione e temperatura contengono lo stesso numero di molecole) possiamo leggere la reazione precedente come 1 volume (es. 1 L) di H_2 reagisce con 1 volume di Cl_2 per dare 2 volumi di HCl . Quindi, in merito all'esercizio precedente, 8 volumi di H_2 richiederanno 8 volumi di Cl_2 per dare 16 volumi di HCl .

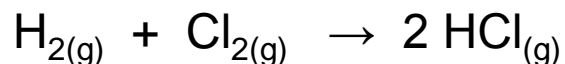
Esercizio di verifica (1)

Calcolare quanti grammi di idrogeno gas e quanti grammi di cloro gas sono teoricamente necessari per ottenere 300 (g) di acido cloridrico gas.

Svolgimento esercizio di verifica (1)

Calcolare quanti grammi di idrogeno gas e quanti grammi di cloro gas sono teoricamente necessari per ottenere 300,00 (g) di acido cloridrico gas.

Iniziamo con lo scrivere la reazione chimica bilanciata corrispondente al processo chimico oggetto dell'esercizio



Trasformiamo in moli i 300,00 (g) di HCl gassoso che si vogliono preparare con la reazione scritta, occorre dividere la massa di 300 (g) per la massa molare dell'acido cloridrico

$$n_{\text{HCl}} (\text{mol}) = \frac{m_{\text{HCl}} (\text{g})}{\text{MM}_{\text{HCl}} (\text{g/mol})} = \frac{m_{\text{HCl}} (\text{g})}{\text{PM}_{\text{HCl}} (\text{g/mol})} = \frac{300,00 (\text{g})}{36,461 (\text{g/mol})} = 8,23 (\text{mol})$$

Ricordiamo che:

$$\begin{aligned} \text{PM}_{\text{HCl}} (\text{u.m.a.}) &= \text{PA}_{\text{H}} (\text{u.m.a.}) + \text{PA}_{\text{Cl}} (\text{u.m.a.}) = 1,00797 (\text{u.m.a.}) + 35,453 (\text{u.m.a.}) \\ &= 36,461 (\text{u.m.a.}) \end{aligned}$$

Continua.....

Continua

Svolgimento esercizio di verifica (1)

Dalla reazione chimica bilanciata notiamo che di idrogeno e di cloro molecolare occorre una mole ciascuno per ottenere 2 moli di acido cloridrico.

Quindi per ottenere 8,23 (mol) di acido cloridrico gassoso occorreranno la metà di queste moli sia di idrogeno che di cloro molecolare. Infatti:

$$1 \text{ (mol H}_2\text{)} : 2 \text{ (mol HCl)} = n_{\text{H}_2} \text{ (mol H}_2\text{)} : 8,23 \text{ (mol HCl)}$$

$$n_{\text{H}_2} \text{ (mol H}_2\text{)} = 8,23 \text{ (mol HCl)} \cdot \frac{1 \text{ (mol H}_2\text{)}}{2 \text{ (mol HCl)}} = 4,115 \text{ (mol)}$$

Il calcolo è analogo per il cloro, Cl_2 . I grammi richiesti di H_2 e Cl_2 saranno:

$$\begin{aligned} \text{grammi H}_2 &= n_{\text{H}_2} \text{ (mol)} \text{ MM}_{\text{H}_2} \text{ (g/mol)} = n_{\text{H}_2} \text{ (mol)} \text{ PM}_{\text{H}_2} \text{ (g/mol)} \\ &= 4,115 \text{ (mol)} \cdot 2,01594 \text{ (g/mol)} = 8,30 \text{ (g)} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{grammi Cl}_2 &= n_{\text{Cl}_2} \text{ (mol)} \text{ MM}_{\text{Cl}_2} \text{ (g/mol)} = n_{\text{Cl}_2} \text{ (mol)} \text{ PM}_{\text{Cl}_2} \text{ (g/mol)} \\ &= 4,115 \text{ (mol)} \cdot 70,906 \text{ (g/mol)} = 291,78 \text{ (g)} \end{aligned}$$

Esercizio di verifica (2)

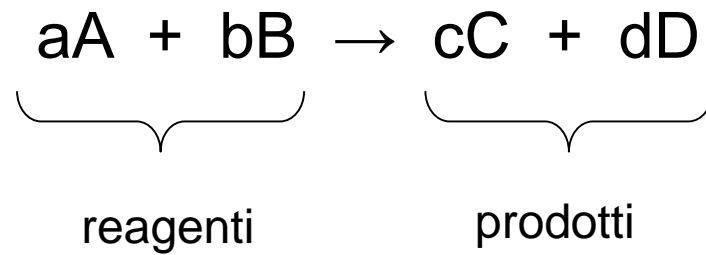
Per reazione di bromato di potassio, KBrO_3 , con acido bromidrico, HBr , si ottiene bromo, Br_2 . Calcolare la quantità di bromo ottenibile dalla reazione completa di 25,00 (g) di bromato. L'equazione chimica del processo è:



$$n_{\text{KBrO}_3} \text{ (mol)} = \frac{m_{\text{KBrO}_3} \text{ (g)}}{\text{PF}_{\text{KBrO}_3} \text{ (g/mol)}} = \frac{25,00 \text{ (g)}}{167,0042 \text{ (g/mol)}} = 0,15 \text{ (mol)}$$

Dal rapporto stechiometrico di reazione osserviamo che da una mole di bromato di potassio si producono 3 moli di bromo per reazione completa. Quindi il numero di moli di bromo che si otterranno da 0,15 mol di bromato saranno $3 \cdot 0,15 = 0,45 \text{ (mol)}$.

$$m_{\text{Br}_2} \text{ (g)} = n_{\text{Br}_2} \text{ (mol)} \cdot \text{PM}_{\text{Br}_2} \text{ (g/mol)} = 0,45 \text{ (mol)} \cdot 159,808 \text{ (g/mol)} \\ = 71,91 \text{ (g)}$$



Una reazione chimica può solo avvenire se sono presenti nell'ambiente di reazione tutti i reagenti necessari.

Il reagente limitante di una reazione è quel reagente presente nell'ambiente di reazione in quantità inferiore a quella richiesta dal rapporto stechiometrico e che quindi si esaurirà per primo impedendo alla reazione di proseguire fino alla totale scomparsa della quantità iniziale di tutti i reagenti.

Quando i reagenti non sono presenti in quantità corrispondenti ai rapporti stechiometrici occorre sempre impostare i calcoli sul reagente limitante.

Mentre le quantità dei singoli reagenti che si vogliono far reagire possono essere prese arbitrariamente, le quantità che effettivamente partecipano alla reazione sono rigidamente vincolate dai coefficienti stechiometrici della reazione stessa.

Non è possibile sempre ottenere i prodotti di reazione in quantità corrispondente a quella prevista dai rapporti stechiometrici anche in presenza di reagente limitante.

- 1) Non sempre una reazione procede fino alla completa scomparsa dei reagenti o del reagente limitante,
- 2) Non è sempre possibile isolare in modo quantitativo i prodotti di reazione dall'ambiente di reazione.

Terminologia

Resa assoluta o resa effettiva di una reazione chimica

Quantità di prodotto ottenuto

Resa teorica di una reazione chimica

Quantità di prodotto ottenibile se la quantità di tutti i reagenti o del reagente limitante si trasformasse completamente

$$\text{Resa percentuale} = \frac{\text{Resa effettiva}}{\text{Resa teorica}} \cdot 100$$

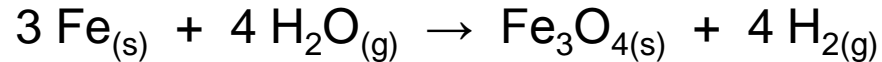
Rendimento o resa percentuale di una reazione

Il rapporto, moltiplicato 100, tra la massa del prodotto di reazione ottenuta sperimentalmente e la massa ottenibile teoricamente considerando che la reazione proceda fino al completo esaurimento dei reagenti (in caso di impiego stechiometrico dei medesimi) o del reagente limitante.

Se si fa riferimento ad un reagente piuttosto che a un prodotto della reazione, la resa percentuale è data dal rapporto moltiplicato 100 tra la massa di reagente che ha condotto alla formazione del prodotto desiderato e la massa di reagente complessivamente consumato (sia dalla reazione di interesse che da possibili reazioni secondarie indesiderate).

Esercizio di verifica

Il ferro, Fe, reagisce con acqua, H₂O, ad alta temperatura secondo la seguente reazione:



Calcolare da quanti grammi di Fe occorre partire se si vogliono produrre 750,00 (g) di Fe₃O₄ in presenza di eccesso di acqua, se la resa della reazione è del 58,00%.

Svolgimento esercizio di verifica

Se 750,00 (g) di prodotto sono quelli che si vogliono effettivamente ottenere partendo da una data quantità di ferro, essendo il rendimento del processo del 58,00%, la quantità teorica ottenibile con un rendimento del 100% e sempre partendo dalla medesima quantità di ferro sarebbe:

$$\begin{aligned} m_{\text{Fe}_3\text{O}_4}(\text{g}) \text{ teorico ottenibile} &= \frac{m_{\text{Fe}_3\text{O}_4}(\text{g}) \text{ ottenuto}}{58,00} \cdot 100 = \frac{750,00 \text{ (g)}}{58,00} \cdot 100 \\ &= 1293,10 \text{ (g)} \end{aligned}$$

Il problema a questo punto si traduce nel valutare i grammi di Fe necessari, in base alla reazione data, per produrre 1293,10 (g) di Fe_3O_4 a seguito di reazione completa e rendimento del 100%.

Trasformiamo prima 1293,10 (g) di Fe_3O_4 nelle moli corrispondenti:

Continua.....

Continua

Svolgimento esercizio di verifica

$$n_{\text{Fe}_3\text{O}_4}(\text{mol}) = \frac{m_{\text{Fe}_3\text{O}_4}(\text{g})}{\text{MM}_{\text{Fe}_3\text{O}_4}(\text{g/mol})} = \frac{m_{\text{Fe}_3\text{O}_4}(\text{g})}{\text{PF}_{\text{Fe}_3\text{O}_4}(\text{g/mol})} = \frac{1293,10 (\text{g})}{231,5386 (\text{g/mol})}$$
$$= 5,58 (\text{mol})$$

In base ai rapporti stechiometrici della reazione le moli di Fe necessarie per produrre 5,58 (mol) di Fe_3O_4 saranno tre volte tante in base alla proporzione:

$$3 (\text{mol Fe}) : 1 (\text{mol Fe}_3\text{O}_4) = X (\text{mol Fe}) : 5,58 (\text{mol Fe}_3\text{O}_4)$$

$$X (\text{mol Fe}) = \frac{3 (\text{mol Fe}) \cdot 5,58 (\text{mol Fe}_3\text{O}_4)}{1 (\text{mol Fe}_3\text{O}_4)} = 16,74 (\text{mol Fe})$$

Quindi:

$$m_{\text{Fe}} (\text{g}) = n_{\text{Fe}} (\text{mol}) \cdot \text{MM}_{\text{Fe}} (\text{g/mol}) = n_{\text{Fe}} (\text{mol}) \cdot \text{PA}_{\text{Fe}} (\text{g/mol})$$

$$16,74 (\text{mol}) \cdot 55,847 (\text{g/mol}) = 934,88 (\text{g})$$

Obiettivi minimi

- 1) Saper bilanciare qualsiasi tipo di reazione chimica
- 2) Conoscere il significato quantitativo di una reazione chimica
- 3) Conoscere il concetto di resa di una reazione chimica e di reagente limitante.