

Esercitazione 1.1: 24/09/2019

Es. 1

Calcolare:

- il numero di moli corrispondenti a 8.50 g di calcio, Ca.

R. Il numero di moli n è correlato alla massa tramite la seguente formula:

$$n = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa molare (g/mol)}} \quad (1)$$

e dato che la massa molare del calcio è pari a 40.078 g/mol si ha che:

$$n_{Ca} = \frac{8.50 \text{ g}}{40.078 \text{ g/mol}} = 2.12 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

- il numero di moli corrispondenti a 12.0 g di CO₂.

R. Utilizzando la formula precedente e sapendo che la massa molare di CO₂ è pari a $12.011 \text{ g/mol} + 15.999 \text{ g/mol} \cdot 2 = 44.009 \text{ g/mol}$, si trova che il numero di moli è 0.273 mol.

- i grammi corrispondenti a $2.15 \cdot 10^{-1}$ moli di H₂.

R. La massa molare della molecola di idrogeno è 2.016 g/mol e invertendo l'equazione 1, si trova che:

$$m_{H_2} = 2.15 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot 2.016 \text{ g/mol} = 0.433 \text{ g}$$

- Il numero di moli corrispondenti a $1.2 \cdot 10^{21}$ particelle di H₂O. Quante sono le moli di idrogeno e quante quelle di ossigeno?

R. Il numero di Avogadro, pari a $6.022 \cdot 10^{23}$, corrisponde al numero di unità (atomi, molecole, ioni,...) contenuto in 1 mole. Dunque è sufficiente eseguire una proporzione:

$$6.022 \cdot 10^{23} \text{ molecole} : 1 \text{ mol} = 1.2 \cdot 10^{21} \text{ molecole} : x$$
$$\Rightarrow x = \frac{1.2 \cdot 10^{21} \text{ molecole} \cdot 1 \text{ mol}}{6.022 \cdot 10^{23} \text{ molecole}} = 2.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}_{H_2O}$$

Ogni molecola di acqua è composta da un atomo di ossigeno e due di idrogeno e le stesse proporzioni sono mantenute quando si parla di moli. Perciò, in $2.0 \cdot 10^{-3}$ moli di H₂O sono presenti lo stesso numero di moli di atomi di ossigeno e il doppio di moli di atomi di idrogeno, cioè $4.0 \cdot 10^{-3}$ moli.

Formula minima e formula molecolare

Es. 1.2

Le analisi effettuate su un campione incognito hanno fornito la seguente composizione percentuale in massa: 65.6% di carbonio, 15.2% di idrogeno e 19.1% di azoto; calcolare la formula minima

del composto.

R. La somma delle percentuali resituisce il 100% del peso del composto. Si può allora considerare 100 g di composto che saranno quindi costituiti da 65.6 g di C, 15.2 g di H e 19.1 g di N. Poichè si è interessati ai rapporti stechiometrici tra gli elementi presenti, i dati in massa non sono d'aiuto; è necessario passare ai dati in moli:

$$\bullet n_C = \frac{65.6 \text{ g}}{12.011 \text{ g/mol}} = 5.46 \text{ mol}$$

$$\bullet n_H = \frac{15.2 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = 15.1 \text{ mol}$$

$$\bullet n_N = \frac{19.1 \text{ g}}{14.007 \text{ g/mol}} = 1.36 \text{ mol}$$

Dato che si è alla ricerca del rapporto stechiometrico minimo esistente tra i vari elementi, è possibile dividere tutti i valori per quello più piccolo. In tal modo si ottengono i rapporti stechiometrici tra gli elementi $5.46 : 15.1 : 1.36 = 4 : 11 : 1$. la formula minima è quindi $C_4H_{11}N$.

Es. 1.3

Un composto contiene il 2.49% di idrogeno, il 59.27% di ossigeno e il 38.24% di fosforo in massa. Sapendo che la massa molare del composto è 161.97 g/mol, calcolare la formula minima a quella molecolare del composto.

R. Anche in questo caso è possibile considerare 100 g di composto e considerare le quantità dei singoli elementi in tale massa:

$$\bullet n_H = \frac{2.49 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = 2.47 \text{ mol}$$

$$\bullet n_O = \frac{59.27 \text{ g}}{15.999 \text{ g/mol}} = 3.704 \text{ mol}$$

$$\bullet n_P = \frac{38.24 \text{ g}}{30.974 \text{ g/mol}} = 1.235 \text{ mol}$$

Dividendo per il valore più piccolo otteniamo i rapporti stechiometrici: $2.47 : 3.704 : 1.235 = 2 : 3 : 1$. La formula minima è quindi H_2O_3P .

Per trovare la formula molecolare, calcoliamo la massa molare della formula minima: $MM_{H_2O_3P} = 1.008 \text{ g/mol} \cdot 2 + 15.999 \text{ g/mol} \cdot 3 + 30.974 \text{ g/mol} = 80.987 \text{ g/mol}$. A questo punto dividiamo la massa molare per quella corrispondente alla formula minima, in modo da trovare il loro rapporto:

$$\frac{161.97 \text{ g/mol}}{80.987 \text{ g/mol}} = 2$$

Perciò la formula molecolare del composto è due volte quella minima e quindi $H_4O_6P_2$.

Es. 1.4

Calcolare i grammi di alluminio che si trovano in 350. g di Al_2O_3 puro all'85%.

R. Dalla formula dell'ossido si sa che per ogni mole di composto ce ne sono 2 di alluminio e 3 di

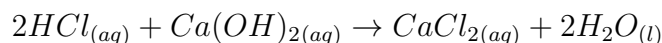
ossigeno e per calcolare i grammi di Al presenti nella quantità data è necessario passare ai dati in moli. Si calcoli la massa molare dell'ossido di alluminio: $26.982 \text{ g/mol} \cdot 2 + 15.999 \text{ g/mol} \cdot 3 = 101.961 \text{ g/mol}$, con cui si può ottenere la quantità di moli corrispondenti alla massa data:

$$n_{Al_2O_3} = \frac{350 \text{ g}}{101.961 \text{ g/mol}} = 3.43 \text{ mol}$$

Il problema fornisce un'ulteriore informazione sull'ossido, ovvero la sua purezza, che indica la percentuale di ossido effettivamente presente nel campione a disposizione. Si sa allora che solo l'85% delle moli totali sono effettivamente di ossido: $3.43 \text{ mol} \cdot 0.85 = 2.92 \text{ mol}$ di ossido puro. Dalla formula dell'ossido si ricava il rapporto stechiometrico tra gli elementi e dunque si sa che per ogni mole di Al_2O_3 se ne avranno 2 di alluminio, ovvero $2.92 \cdot 2 = 5.84 \text{ mol}$ che corrispondono a $5.84 \text{ mol} \cdot 26.982 \text{ g/mol} = 158 \text{ g}$ di alluminio.

Es. 1.5

Considerando la reazione già bilanciata:



si calcoli quanti grammi di $CaCl_2$ e di acqua vengono prodotti facendo reagire 2.85 g di idrossido di calcio puro al 93% con un eccesso di HCl.

R. Poichè l'idrossido di calcio è puro al 93% è necessario calcolare la massa effettiva di reagente e disposizione, ovvero $2.85 \text{ g} \cdot 0.93 = 2.65 \text{ g}$. Sapendo che la massa molare dell'idrossido di calcio è pari a $40.078 \text{ g/mol} + 15.999 \text{ g/mol} \cdot 2 + 1.008 \text{ g/mol} \cdot 2 = 74.092 \text{ g/mol}$, si può calcolare la quantità di moli corrispondente alla massa a disposizione:

$$n_{Ca(OH)_2} = \frac{2.65 \text{ g}}{74.092 \text{ g/mol}} = 3.58 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Avendo la quantità di reagente e i rapporti stechiometrici dati dalla reazione bilanciata, si può ora calcolare le quantità di prodotti ottenute. Il rapporto stechiometrico tra idrossido e cloruro di calcio è di 1:1 e quindi verranno prodotte esattamente $3.58 \cdot 10^{-2}$ moli di $CaCl_2$, corrispondenti a $3.58 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 110.987 \text{ g/mol} = 3.97 \text{ g}$. D'altra parte il rapporto stechiometrico tra l'idrossido e l'acqua è di 1:2, perciò verrà prodotto un numero di moli doppio di acqua rispetto a quelle del reagente; ovvero $3.58 \cdot 10^{-2} \cdot 2 = 7.16 \cdot 10^{-2}$ moli, corrispondenti a $7.16 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 18.015 \text{ g/mol} = 1.29 \text{ g}$ di H_2O .

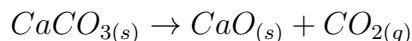
Resa di reazione

- Resa TEORICA = quantità massima di prodotto (in moli, massa, volume..) ottenibile da una certa quantità di reagente.
- Resa EFFETTIVA = quantità di prodotto (in moli, massa, volume..) effettivamente ottenuta da una certa quantità di reagente.

- Resa PERCENTUALE = rapporto tra la resa effettiva e quella teorica; esprime quanto una reazione è efficiente nel trasformare i reagenti in prodotti.
- REAGENTE LIMITANTE = reagente dalla cui quantità dipende la resa massima di una reazione

Es. 1.6

Riscaldando 114. g di CaCO_3 puro al 70% si ottengono 36.0 g di CaO secondo la reazione di decomposizione:



Calcolare la resa della reazione.

R. Poichè il CaCO_3 è puro al 70% è necessario calcolare a quanti grammi di composto puro al 100% corrisponde la massa a disposizione e quindi $114 \text{ g} \cdot 0.7 = 79.8 \text{ g}$. La massa molare di CaCO_3 è pari a $40.078 \text{ g/mol} + 12.011 \text{ g/mol} + 15.999 \text{ g/mol} \cdot 3 = 100.086 \text{ g/mol}$ e quindi abbiamo $n_{\text{CaCO}_3} = \frac{79.8 \text{ g}}{100.086 \text{ g/mol}} = 0.797 \text{ mol}$. Dato che il rapporto stechiometrico tra CaCO_3 e CaO è di 1 : 1, se la reazione avesse una resa del 100%, sarebbero prodotte 0.797 moli di CaO e quindi (la massa molare di CaO è $40.078 \text{ g/mol} + 15.999 \text{ g/mol} = 56.077 \text{ g/mol}$) $0.797 \cdot 56.077 \text{ g/mol} = 44.7 \text{ g}$ di CaO . Dato che ne vengono prodotti solo 36.0 g, la resa percentuale del processo è del $\frac{36.0 \text{ g}}{44.7 \text{ g}} \cdot 100 = 81\%$.

Es. 1.7

L'acqua ossigenata si decompone in acqua e ossigeno secondo la reazione bilanciata:



Sapendo che tale reazione ha una resa percentuale del 86%, calcolare quanti grammi di acqua e di ossigeno verranno prodotti a partire da 125.5 g di acqua ossigenata.

R. La massa molare dell'acqua ossigenata H_2O_2 è pari a $1.008 \text{ g/mol} \cdot 2 + 15.999 \text{ g/mol} \cdot 2 = 34.014 \text{ g/mol}$, perciò la massa iniziale è pari a $125.5 \text{ g} / 34.014 \text{ g/mol} = 3.690 \text{ moli}$. Il rapporto stechiometrico tra acqua ossigenata e acqua è di 2:2, ovvero 1:1, pertanto se la resa fosse del 100%, verrebbero prodotte esattamente 3.690 moli di H_2O ; poichè la resa è dell'86%, in realtà saranno prodotte $3.690 \text{ mol} \cdot 0.86 = 3.173 \text{ moli}$, pari a $3.173 \text{ mol} \cdot 18.015 \text{ g/mol} = 57.16 \text{ g}$. Considerando l'ossigeno, invece, il rapporto stechiometrico è di 2:1, perciò con una resa del 100% si otterrebbero $3.690 \text{ mol} / 2 = 1.845 \text{ moli}$ di O_2 ; tenendo conto della resa si avranno $1.845 \text{ mol} \cdot 0.86 = 1.587 \text{ mol}$, pari a $1.587 \text{ mol} \cdot 31.998 \text{ g/mol} = 50.78 \text{ g}$.

Raggio atomico e nucleare

Es. 1.8

Tramite esperimenti di scattering di particelle α , simili a quello condotto da Rutherford, è possibile stimare il raggio del nucleo di un atomo. Sapendo che l'elemento studiato è il rame

(Cu, $Z = 29$) e che per le particelle α si ha carica $z_\alpha = 2$, massa $m_\alpha = 6.6 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ e si misura una velocità $v = 1.6 \cdot 10^7 \text{ m/s}$, stimare il raggio del nucleo (NB: carica elettronica = $1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; costante dielettrica del vuoto $\epsilon_0 = 8.85 \cdot 10^{-12} \text{ C}^2/(\text{Jm})$).

R. Nella collisione, la particella α si avvicina al nucleo fino a quando la repulsione Coulombiana non eguaglia la sua energia cinetica $KE = \frac{1}{2}m_\alpha v^2$. Al momento della collisione si ha quindi:

$$\frac{1}{2}m_\alpha v^2 = \frac{z_\alpha Z e^2}{4\pi\epsilon_0 r_{min}}$$

in r_{min} è la distanza di massimo avvicinamento, che può essere, in prima approssimazione, usata per stimare il raggio del nucleo. Per fare ciò si inverte l'equazione precedente:

$$r_{min} = \frac{z_\alpha Z e^2}{2\pi\epsilon_0 m_\alpha v^2}$$

e sostituendo i valori numerici:

$$r_{min} = \frac{1}{2\pi} \frac{2 \cdot 29 \cdot (1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C})^2}{8.85 \cdot 10^{-12} \text{ C}^2/(\text{Jm}) \cdot 6.6 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot (1.6 \cdot 10^7 \text{ m/s})^2}$$

(NB. $\text{J} = \text{kg m}^2/\text{s}^2$)

$$r_{min} = \frac{1}{2\pi} \frac{148 \cdot 10^{-38}}{149 \cdot 10^{-25}} \text{ m} = 1.6 \cdot 10^{-14} \text{ m} = 1.6 \cdot 10^{-4} \text{ \AA}$$