

## Esercitazioni di Chimica del 18/09/2020

1) D: I tre isotopi naturali del K sono  $^{39}\text{K}$  ( $m= 38.963707$  u; abb. rel= 93.2581 %),  $^{40}\text{K}$  ( $m= 39.96399$  u) e  $^{41}\text{K}$  (abb rel= 6.7302 %). Determinare massa  $^{41}\text{K}$ .

R: La massa di un elemento chimico viene calcolata come

$$M.A(\text{Elemento}) = (\sum MA(\text{isotopi}) \times \text{abbondanza relativa}) / 100$$

ed il suo valore numerico è reperibile sulla tavola periodica.

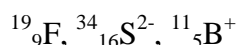
Dai dati del problema, si procede inizialmente calcolando l'abbondanza relativa dell'isotopo  $^{40}\text{K}$

$$\text{abb.rel } ^{40}\text{K} = 100 - (93.2581 + 6.7302) = 0.0117\%$$

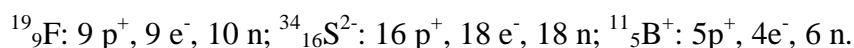
Noto che la M.A del K è = 39.0983 u.m.a;

$$M.A \text{ } ^{41}\text{K} = \frac{39.0983 \times 100 - (38.963707 \times 93.2581) - (39.96399 \times 0.0117)}{6.7302} = 40.96186 \text{ u.m.a}$$

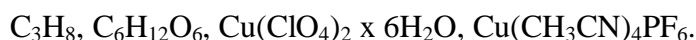
2) Calcolare il n di elettroni, protoni e neutroni di :



R: Un elemento chimico è definito dal suo simbolo (singola lettera maiuscola o coppie di lettere) e da due valori, il numero atomico ed il numero di massa. Per convenzione, il numero atomico è riportato in basso a sinistra, mentre il numero di massa è riportato in alto a sinistra. Il numero atomico indica il numero di protoni, che, nel caso di specie neutre, corrisponde al numero di elettroni. N.B. Nel caso di specie cariche, a variare sono sempre gli elettroni e mai i protoni. Il numero di massa, invece, individua la somma di numero di protoni e di numero di neutroni.



3) Calcolare la massa molare di :



R: La massa molare di un composto (o di un elemento) rappresenta la massa occupata da una mole di quella sostanza (unità di misura=g/mol). Per gli elementi chimici corrisponde numericamente alla massa atomica (riportata sulla tavola periodica). La massa molare di un composto/molecola sarà quindi calcolabile come somma delle masse atomiche degli elementi che lo costituiscono, moltiplicati per il numero di volte che compaiono all'interno della molecola.

Ad esempio:

$$MM(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \times MA(\text{C}) + 8 \times MA(\text{H}) = 3 \times 12.011 + 8 \times 1.008 = 44.097 \text{ g/mol}$$

$$MM(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180.156 \text{ g/mol}; MM(\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2 \times 6\text{H}_2\text{O}) = 370.539 \text{ g/mol}; MM(\text{Cu}(\text{CH}_3\text{CN})_4\text{PF}_6) = 372.72 \text{ g/mol}$$

4) Calcolare il n di moli di:

a) 3.8 g di  $\text{Cu}_2\text{SO}_4$ ; b) 0.136 g di  $\text{NiCO}_3$ ; c) 7.66g di  $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$ .

R: la mole è la grandezza che viene impiegata in chimica per definire la quantità di sostanza. E' correlata alla massa dall'equazione

$$n = \frac{m(g)}{MM(\frac{g}{mol})}$$

Esempio:a) Calcolare il n di moli contenute in 3.8g di  $\text{Cu}_2\text{SO}_4$

Nota la massa di un composto chimico (3.8 g nel nostro caso), per calcolare il numero di moli bisognerà quindi in primo luogo calcolarne la massa molare (come spiegato nell'esercizio precedente)

MM  $\text{Cu}_2\text{SO}_4$ :  $2 \times \text{MA}(\text{Cu}) + \text{MA}(\text{S}) + 4 \times \text{MA}(\text{O}) = 161.6 \text{ g/mol}$

Ora abbiamo i dati necessari per svolgere l'esercizio:

$$n_{\text{Cu}_2\text{SO}_4} = \frac{3.8g}{161.6(\frac{g}{mol})} = 2.35 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

b) 0.136 g di  $\text{NiCO}_3 = 1.15 \times 10^{-3} \text{ mol}$ ; c) 7.66g di  $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2 = 3.95 \times 10^{-2} \text{ mol}$

5) A quanti grammi corrispondono  $3.94 \times 10^{21}$  molecole di  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ? e di  $\text{SO}_3$ ?

R: Per svolgere l'esercizio è necessario sapere che una mole di sostanza contiene un numero finito di particelle, definito dal numero di Avogadro (NA). Nei calcoli utilizzeremo un'approssimazione di questa costante, pari a  $6.022 \times 10^{23}$ .

Dal numero di molecole di  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  sarà quindi possibile determinare il numero di moli

$$3.94 \times 10^{21} \text{ molecole: } n(\text{Cl}_2\text{O}_7) = 6.022 \times 10^{23} : 1 \text{ mole}$$

$$n(\text{Cl}_2\text{O}_7) = \frac{3.94 \times 10^{21}}{6.022 \times 10^{23}} = 6.54 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Dal numero di moli, moltiplicando per la MM( $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ), determineremo i grammi.

$$m(\text{Cl}_2\text{O}_7) = 6.54 \times 10^{-3} \times 182.89 = 1.20 \text{ g}$$

I grammi di  $\text{SO}_3$  saranno, quindi, calcolati allo stesso modo

$$m(\text{SO}_3) = 6.54 \times 10^{-3} \times 80.06 = 0.52 \text{ g}$$

6) Quanti grammi di Cu e  $\text{H}_2\text{O}$  ci sono in 3.60 g di  $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2 \times 6\text{H}_2\text{O}$ ?

R: Calcolo il n  $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2 \times 6\text{H}_2\text{O}$

$$n_{\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2 \times 6\text{H}_2\text{O}} = \frac{3.60 \text{ g}}{370.54 \text{ g/mol}} = 9.72 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Ogni molecola di  $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2 \times 6\text{H}_2\text{O}$  contiene un atomo di Cu e 6 molecole di acqua. Può essere quindi considerato valido un analogo rapporto tra le moli delle specie in gioco. Deduciamo quindi che per ogni mole di  $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2 \times 6\text{H}_2\text{O}$  avremo 1 mole di Cu e 6 moli di  $\text{H}_2\text{O}$ .

Per calcolare i grammi di Cu ed  $\text{H}_2\text{O}$ , sfrutteremo questa ipotesi.

$$n_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2 \times 6\text{H}_2\text{O}} = 9.72 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \times M_{\text{A}}(\text{Cu}) = 9.72 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 63.55 \text{ g/mol} = 6.17 \times 10^{-1} \text{ g}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 6 \times n_{\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2 \times 6\text{H}_2\text{O}} = 6 \times 9.72 \times 10^{-3} \text{ mol} = 5.83 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \times M_{\text{M}}(\text{H}_2\text{O}) = 5.83 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 18.015 \text{ g/mol} = 1.05 \text{ g}$$

7) Quante molecole di  $\text{SO}_2$  ci sono in 6 g di  $\text{SO}_2$ ?

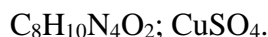
$$[5.64 \times 10^{22}]$$

8) Trasformare i seguenti dati in masse (g):

a)  $9.36 \times 10^{20}$  molecole di  $\text{Cl}_2\text{O}_3$ ; b) 0.7 mol di  $\text{FeCl}_3$ ; c)  $4N_{\text{A}}$  di  $\text{N}_2\text{O}_5$ ; d) 0.128 mol di  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ; e)  $3.94 \times 10^{19}$  molecole di  $\text{CO}_2$ .

$$[a) 0.185 \text{ g}; b) 48.66 \text{ g}; c) 432.04 \text{ g}; d) 7.44 \text{ g}; e) 2.88 \times 10^{-3}]$$

9) Calcolo la percentuale in peso di tutti gli elementi in:



R: Per calcolare la percentuale in peso degli elementi in un composto chimico, considero di averne una mole, che corrisponderà in peso alla sua massa molare.

Esempio:

$$M_{\text{M}}(\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2) = 194.19 \text{ g/mol}$$

Come precedentemente illustrato, è possibile considerare che il rapporto tra il numero di moli di un determinato elemento in un composto chimico e le moli del composto chimico stesso sia pari al numero di volte che l'elemento chimico compare all'interno della molecola.

es: Nel nostro caso, in ogni molecola di  $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$  ci sono 8 atomi di C, quindi possiamo considerare che ad 1 mole di  $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$  corrispondano 8 mol di C.

Partendo da questo presupposto

$$\% \text{C} = \frac{8 \times M_{\text{A}}(\text{C})}{M_{\text{M}}(\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2)} \times 100 = \frac{8 \times 12.011}{194.19} \times 100 = 49.5\%$$

$$\% \text{H} = \frac{10 \times 1.008}{194.19} \times 100 = 5.2\%$$

$$\% \text{N} = \frac{4 \times 14.007}{194.19} \times 100 = 28.8\%$$

$$\%O = \frac{2 \times 15.999}{194.19} \times 100 = 16.5 \%$$

In CuSO<sub>4</sub> si segue un procedimento analogo

[%Cu= 40%, %S= 20%, %O= 40%]

10 )Un composto è costituito dal 49.48% di C, dal 5.190 % di H, dal 16.47% di O e dal 28.85% di N. Calcolare la formula minima. Noto che il peso molecolare è 194,19 g/mol, determinare la formula molecolare.

R: Per determinare la formula minima del composto consideriamo di avere 100 g di questo. Se il composto è costituito al 49.48% da C, vorrà dire che su 100 g di composto, 49.48 g sono di carbonio. Utilizzeremo questa considerazione per calcolare un "fittizio" n di moli di C.

$$nC = \frac{49.48}{12.011} = 4.12$$

Ripetiamo la stessa operazione per gli altri elementi che costituiscono il composto

$$nH = \frac{5.19}{1.008} = 5.15$$

$$nO = \frac{16.47}{15.999} = 1.03$$

$$nN = \frac{28.85}{14.007} = 2.06$$

Divido ciascun valore ottenuto per quello più piccolo, ottenendo così il numero di volte che ogni elemento compare nella formula minima.

$$nC = \frac{49.48}{12.011} = 4.12 \quad \xrightarrow{\% 1.03} 4$$

$$nH = \frac{5.19}{1.008} = 5.15 \quad \xrightarrow{\% 1.03} 5$$

$$nO = \frac{16.47}{15.999} = 1.03 \quad \xrightarrow{\% 1.03} 1$$

$$nN = \frac{28.85}{14.007} = 2.06 \quad \xrightarrow{\% 1.03} 2$$

La formula minima sarà C<sub>4</sub>H<sub>5</sub>ON<sub>2</sub>

La formula minima non coincide necessariamente con la formula molecolare del composto, ma queste possono differire di un fattore moltiplicativo. Il fattore moltiplicativo può essere ricavato dal rapporto tra la MM della formula molecolare (indicata dal testo del problema) e la MM della formula minima.

Calcolo la MM della formula minima. MM Fmin= 97 g/mol

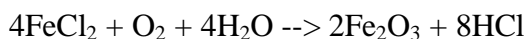
fattore moltiplicativo= MM Fmolecolare/MM Fminima= 194.19/97= 2

La formula molecolare si ottiene moltiplicando x2 gli indici riportati nella F minima: C<sub>8</sub>H<sub>10</sub>O<sub>2</sub>N<sub>4</sub>

11) Un composto contiene il 64.8 % di C, il 13.62% di H e il 21.58 % di O. Il suo peso molecolare è 74.14 g/mol. Determinare la formula molecolare.



12) Consideriamo la reazione (già bilanciata)



36 g di  $FeCl_2$  puro al 78% p/p reagiscono con un eccesso di  $O_2$  in  $H_2O$  danno ossido di ferro (III) ( $Fe_2O_3$ ) e acido cloridrico (HCl). Quanti grammi di ossido di Fe(III) si ottengono? Quanti mL di HCl? ( $d = 1.6 \text{ g/mL}$ ).

R: La prima informazione è che il  $FeCl_2$  è puro al 78%, che vuol dire che solo il 78% dei 36 g messi a reagire è realmente  $FeCl_2$ .

$$gFeCl_2(\text{puro}) = 36 \times 78/100 = 28.08 \text{ g.}$$

Dalla stechiometria della reazione deduciamo che esiste un rapporto definito tra  $nFeCl_2$  e  $nFe_2O_3$

$$nFeCl_2 : nFe_2O_3 = 4 : 2$$

$$nFeCl_2 = gFeCl_2(\text{puro}) / MM(FeCl_2) = 28.08 / 126 = 0.22 \text{ mol}$$

Dalla proporzione otteniamo

$$nFe_2O_3 = nFeCl_2 \times 2/4 = 0.11 \text{ mol}$$

e moltiplicando per la MM di  $Fe_2O_3$  ricaviamo i g di  $Fe_2O_3$  ottenuti

$$gFe_2O_3 = 0.11 \times 160 = 17.6 \text{ g}$$

Lo stesso ragionamento può essere applicato ad HCl.

$$nFeCl_2 : nHCl = 4 : 8 \longrightarrow nHCl = 0.22 \times 8/4 = 0.44 \text{ mol} \longrightarrow gHCl = 0.44 \times 36 = 15.84 \text{ g} = 9.9 \text{ mL}$$

13) 4 g di permanganato di potassio ( $KMnO_4$ ) reagiscono con un eccesso di solfato ferroso ( $FeSO_4$ ), secondo la reazione (già bilanciata)



Quanti grammi di solfato ferrico ( $Fe_2(SO_4)_3$ ) si formano? Se si formassero 16 g di solfato ferrico, quanto sarebbe la resa di reazione?

R: Lo svolgimento è analogo al precedente

$$n\text{KMnO}_4 = 4 / 158 = 2.53 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 : n\text{KMnO}_4 = 5 : 2 \quad n \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = n\text{KMnO}_4 \times 5/2 = 2.53 \times 10^{-2} \times 5/2 = 6.33 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$g \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = n \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \times \text{MM Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 6.33 \times 10^{-2} \times 352 = 22.28 \text{ g}$$

Il problema chiede inoltre di calcolare la resa di reazione, che si configura come il rapporto tra la quantità di prodotto realmente ottenuto e la massima quantità di prodotto ottenibile dalla reazione.

La quantità di prodotto realmente ottenuto è un dato sperimentale (normalmente fornito dal testo del problema), mentre la quantità massima ottenibile è determinabile dal rapporto stechiometrico tra reagenti e prodotti.

$$\text{Resa}\% = (16 / 22.28) \times 100 = 71.8 \%$$