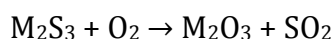


**Prova Scritta del Corso di Chimica Generale ed Inorganica**  
**Corso di Laurea in Tecniche Erboristiche**  
**Anno Accademico 2012/2013 - 13 Febbraio 2013**

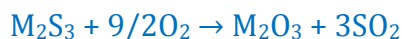
**Esercizio 1:** 2.380 g di un generico solfuro  $M_2S_3$ , bruciano secondo la reazione (da bilanciare):



Si ottengono come prodotto 2.20 g di  $SO_2$ .

Calcolare il peso atomico dell'elemento M.

Innanzitutto si deve bilanciare la reazione:



Si calcolano ora le moli di  $SO_2$  che si sono formate:

$$2.2 / PM_{SO_2} = 2.2 / 64.06 = 3.434 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

Dai rapporti stechiometrici della reazione si può determinare il numero di moli di  $M_2S_3$  che hanno reagito:

$$3.434 \cdot 10^{-2} / 3 = 1.145 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

Queste moli corrispondono a 2.380g, quindi è possibile calcolare il PM di  $M_2S_3$ :

$$PM = 2.38 / 1.145 \cdot 10^{-2} = 207.904 \text{ g/mol.}$$

Sapendo che il PM di  $M_2S_3$  è dato da:

$$PM = 3 \cdot PA_S + 2 \cdot PA_M = 3 \cdot 32 + 2 \cdot PM_M = 207.904$$

$$PA_M = 55.95 \text{ g/mol (Fe).}$$

**Esercizio 3:** Bilanciare le seguenti reazioni chimiche:

- a)  $C_6H_5COOH + 15/2 O_2 \leftrightarrow 7 CO_2 + 3 H_2O$
- b)  $2 MnO_4^- + 10 Cl^- + 16 H^+ \leftrightarrow 2 Mn^{2+} + 5 Cl_2 + 8 H_2O$
- c)  $Ca_3(PO_4)_2 + 2 H_2SO_4 \leftrightarrow 2 CaSO_4 + Ca(H_2PO_4)_2$

**Esercizio 4:** Calcolare la pressione osmotica delle seguenti soluzioni :

a)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  0.1M a  $0^\circ\text{C}$ ;

b)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (indissociato) 0.8m,  $d=1.041$  g/ml,  $T=25^\circ\text{C}$ .

a) il nitrato di alluminio si scioglie completamente in acqua secondo la reazione:



Il coefficiente di Van't Hoff varrà quindi 4.

La pressione osmotica si può quindi calcolare:

$$\pi = i * M * R * T = 4 * 0.1 * 0.082 * 273 = 8.95 \text{ atm}$$

b) per questo caso bisogna calcolare la molarità a partire dal valore di molalità.

La molalità ci dice che sono presenti 0.8 moli ogni 1000 g di acqua.

$$0.8 * \text{PM} (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 0.8 * 180.16 = 144.128 \text{ g di } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6.$$

La massa della soluzione sarà quindi :

$$\text{g soluzione} = 1000 + 144.128 = 1144.128 \text{ g}$$

Con il valore della densità si può calcolare il volume occupato da questi grammi:

$$V = m / d = 1144.128 / 1.041 = 1099.07 \text{ ml} = 1.099 \text{ l}$$

La molarità sarà quindi:

$$[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6] = 0.8 / 1.099 = 0.728 \text{ M}$$

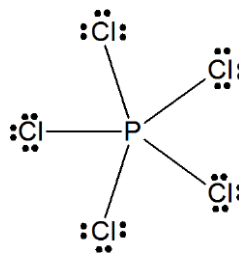
Il coefficiente di Van't Hoff vale 1 (indissociato).

La pressione osmotica si può quindi calcolare:

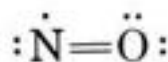
$$\pi = i * M * R * T = 1 * 0.728 * 0.082 * (273 + 25) = 17.787 \text{ atm}$$

**Esercizio 2:** Scrivere le formule di Lewis dei seguenti composti:

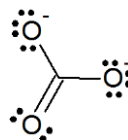
1) Pentacloruro di fosforo



2) Monossido di azoto



3) Ione carbonato



**Esercizio 5:** L'analisi elementare di un composto organico ha dato i seguenti risultati:

C: 37.51%

H: 4.20%

O: 58.29%

Sapendo che il composto ha un peso molecolare di 192.12 g/mol, indicare la formula molecolare del composto.

Si consideri di avere 100g di sostanza. Di questi 37.51 sono di C, 4.20 di H e 58.29 di O.

Si calcolino le moli dei tre elementi:

$$37.51 / 12.01115 = 3.123 \text{ mol C}$$

$$4.20 / 1.00797 = 4.167 \text{ mol H}$$

$$58.29 / 15.9994 = 3.643 \text{ mol O}$$

Ora si divide per il minore dei tre numeri:

$$\text{C} : 3.123 / 3.123 = 1$$

$$\text{H} : 4.167 / 3.123 = 1.334$$

$$\text{O} : 3.643 / 3.123 = 1.167$$

Questo ci dice che per ogni atomo di C ci sono 1.334 atomi di H e 1.167 atomi di O.

Ovviamente gli atomi non possono essere frazionari, per cui bisogna cercare un moltiplicatore che trasformi questi tre numeri in numeri interi.

Si trova che questo numero è il 6, infatti:

$$\text{C} : 1 * 6 = 6$$

$$\text{H} : 1.334 * 6 = 8.006 \approx 8$$

$$\text{O} : 1.167 * 6 = 6.999 \approx 7$$

La formula minima è quindi :  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ .

Se si calcola il PM di questa formula si ottiene esattamente 192.12, quindi questa è anche la formula molecolare.