

Esercizio 1

Calcolare:

- a) la temperatura di ebollizione di una soluzione 0.3 M di KBr ($d = 1.032$ g/ml).
 b) la concentrazione della soluzione come percentuale in peso di bromuro di potassio e la molalità.
 $[k_{eb}(H_2O) = 0.512$ °C kg/mol]

SVOLGIMENTO

Il bromuro di potassio si dissocia completamente:



Il coefficiente di vant'Hoff i vale quindi 2.

Per il calcolo della temperatura di ebollizione si farà riferimento all'equazione:

$$\Delta T = m \cdot i \cdot K_{eb}$$

E' necessario calcolarsi la molalità a partire da molarità e densità.

La massa in grammi di 1 litro di soluzione é data da:

$$1.032 \cdot 1000 = 1032.0 \text{ g} = 1.032 \text{ Kg.}$$

In 1L di soluzione (1032.0 g) sono contenute 0.3 moli di KBr (PM = 119.00 g/mol) che equivalgono a 35.700 g.

I grammi di solvente si possono ora ottenere sottraendo la massa del KBr dalla massa totale della soluzione:

$$1032.0 - 35.700 = 996.300 \text{ g} = 0.996 \text{ Kg.}$$

La molalità si può ora calcolare nel seguente modo:

$$m = 0.3 / 0.996 = 0.301 \text{ mol/°C Kg}$$

Il ΔT = vale quindi :

$$\Delta T = 0.301 \cdot 2 \cdot 0.512 = 0.308 \text{ °C}$$

La temperatura di ebollizione della soluzione sarà quindi:

$$T_{eb} = 100 + 0.308 = 100.308 \text{ °C}$$

Infine si può calcolare la concentrazione in $\%_{p/p}$ della soluzione:

Il PM del KBr vale : 119.00 g/mol.

I grammi di soluto sono calcolabili dalla molarità:

$$\text{grammi di } KBr = 0.3 \cdot 119.00 = 35.700 \text{ g.}$$

$$\%_{p/p} = 35.700 \cdot 100 / 1032.0 = 3.459 \text{ \%}.$$

$$R_a = 100.308 \text{ °C.}$$

$$R_b = 0.301 \text{ mol/Kg.}$$

$$R_c = 3.459 \text{ \%}.$$

Esercizio 2

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

C: 64.853%

H: 6.350%

O: 28.797%

Sapendo che il composto ha un peso molecolare di 222.237 g/mol, indicare la formula minima e la formula molecolare del composto.

SVOLGIMENTO

Si calcolino innanzitutto le moli dei vari atomi:

$$\text{moli C} = 64.853 / 12.01115 = 5.399 \text{ mol.}$$

$$\text{moli H} = 6.350 / 1.00797 = 6.300 \text{ mol.}$$

moli O = $28.797 / 15.9994 = 1.800$ mol.

Si divide ora per il minore dei numeri ottenuti:

Si ottengono i seguenti coefficienti minimi:

C : $5.399 / 1.800 = 3.000$

H : $6.300 / 1.800 = 3.500$

O : $1.800 / 1.800 = 1.000$

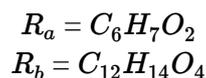
Ovviamente in una molecola i coefficienti devono essere interi, quindi si deve moltiplicare tutto per 2:

formula minima: $C_6H_7O_2$

Il peso molecolare della formula minima vale:

$PM_{min} = 111.121$ g/mol.

Il valore ottenuto é esattamente la metà del peso molecolare, quindi la formula molecolare sarà pari al doppio della formula minima: $C_{12}H_{14}O_4$



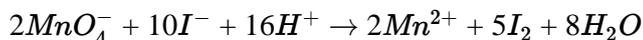
Esercizio 4

25.0 mL di una soluzione 0.550 M di MnO_4^- sono stati fatti reagire con 30.0 mL di una soluzione 1.100 M di I^- in presenza di un eccesso di acido.

Considerando la reazione completa (non di equilibrio) calcolare quanti grammi di iodio molecolare si formano. [$E_0 MnO_4^- / Mn^{2+} = +1.51$ V; $E^0 I_2 / I^- = +0.535$ V]

SVOLGIMENTO

Si bilanci la reazione:



Si calcolano ora le moli di MnO_4^- e I^- :

moli $MnO_4^- = 25.0 * 0.550 / 1000 = 1.375 \cdot 10^{-2}$ mol.

moli $I^- = 30.0 * 1.100 / 1000 = 3.300 \cdot 10^{-2}$ mol.

Considerato il rapporto stechiometrico 2:10(1:5) tra MnO_4^- e I^- si deduce che il reattivo in difetto é lo ione I^- . Le moli di I_2 che si formano sono la metà delle moli di I^- quindi $1.650 \cdot 10^{-2}$ mol che equivalgono a 4.188 g.

$$R = 4.188 \text{ g.}$$