

Esercizio 1: Quante moli di atomi di azoto, e quanti atomi di idrogeno sono contenuti in 64.25 g di nitrato di ammonio.

Il nitrato di ammonio ha formula NH_4NO_3

La sua massa molare sarà quindi:

$$2 \times PA_N + 4 \times PA_H + 3 \times PA_O = 2 \times 14.007 + 4 \times 1.008 + 3 \times 15.999 = 80.043 \text{ g/mol}$$

È possibile ora calcolare il numero di moli:

$$\text{moli } NH_4NO_3 = \frac{64.25 \text{ g}}{80.043 \text{ g/mol}} = 0.8027 \text{ mol}$$

Essendoci 2 moli di N ogni mole di NH_4NO_3 , le moli di azoto saranno il doppio delle moli del sale:

$$\text{moli } N = 2 \times 0.8027 = 1.6054 \text{ mol}$$

Sono invece presenti 4 atomi di idrogeno ogni formula NH_4NO_3 , quindi dobbiamo determinare innanzitutto le molecole* di NH_4NO_3 :

$$\text{molecole di } NH_4NO_3 = \text{moli} \times n \text{ Avogadro} = 0.8027 \text{ mol} \times 6.022 \times 10^{23} = 4.8338 \times 10^{23}$$

Essendoci 4 atomi di H ogni formula di NH_4NO_3 , gli atomi di idrogeno saranno il quadruplo delle molecole del sale:

$$\text{atomi } H = 4 \times 4.8338 \times 10^{23} = 1.9335 \times 10^{24}$$

* Il termine molecola non è corretto per i composti ionici come NH_4NO_3 , bisognerebbe usare il termine "unità di formula" (formula unit in inglese).

Esercizio 2: 12.5 ml di una soluzione di acido acetico (CH_3COOH) 0.812 M vengono diluiti con acqua fino ad un volume totale di 100 ml. Calcolare le concentrazioni all'equilibrio di tutte le specie chimiche presenti in soluzione.

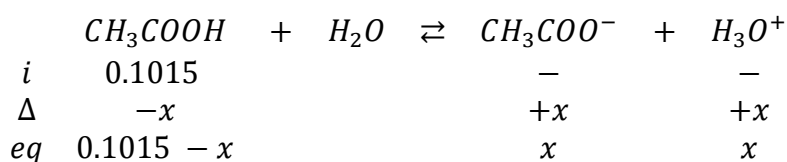
$[K_a \text{ acido acetico} = 1.75 \times 10^{-5}]$

Le stesse moli di CH_3COOH che sono contenute in 12.5 ml di soluzione 0.812 M saranno contenute in 100.0 ml dopo la diluizione con acqua.

Si può quindi calcolare la nuova M:

$$\text{moli } \text{CH}_3\text{COOH} = 12.5 \times 10^{-3} \times 0.812 = 1.015 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{\text{moli } \text{CH}_3\text{COOH}}{V_{\text{finale}}} = \frac{1.015 \times 10^{-2} \text{ mol}}{100 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0.1015 \text{ mol/L}$$



$$K_a = \frac{x^2}{0.1015 - x} = 1.75 \times 10^{-5}$$

$$x = 1.324 \times 10^{-3} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.1015 - x = 0.1015 - 1.324 \times 10^{-3} = 0.1002 \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.324 \times 10^{-3}} = 7.553 \times 10^{-12} \text{ M}$$

Esercizio 3: Dire da che parte si sposta il seguente equilibrio:

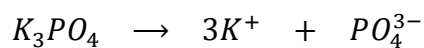


In seguito a:

- | | |
|---------------------------|--------------------|
| a) aggiunta di idrogeno | ← |
| b) sottrazione di acqua | ← |
| c) diminuzione di volume | nessuna variazione |
| d) aumento di temperatura | ← |

Esercizio 4: : Calcolare la pressione osmotica a 20°C di una soluzione ottenuta sciogliendo 20.0 g di K_3PO_4 in 1.2 l di acqua (si trascuri la variazione di volume).

Il K_3PO_4 è un sale che si dissocia completamente in acqua:



Da una unità di formula si producono 4 entità, quindi $i = 4$

Per usare la formula della pressione osmotica $\pi = iMRT$ è necessario calcolare la molarità della soluzione di K_3PO_4 ($MM = 212.27$):

$$[K_3PO_4] = \frac{mol\ K_3PO_4}{V_{slz}} = \frac{g\ K_3PO_4 / MM\ K_3PO_4}{V_{slz}} = \frac{20.0\ g / 212.27\ g/mol}{1.2\ L} = 7.852 \times 10^{-2} M$$

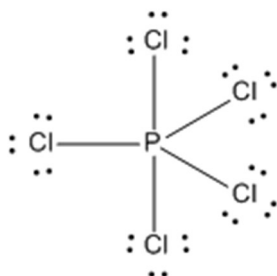
La temperatura va espressa in gradi Kelvin, quindi:

$$T = 273.15 + 20 = 293.15\ K$$

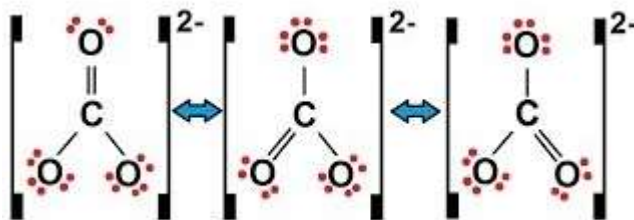
$$\pi = iMRT = 4 \times 7.852 \times 10^{-2} \times 0.082 \times 293.15 = 7.55\ atm$$

Esercizio 5: Scrivere le formule brute e di Lewis dei seguenti composti:

a) pentacloruro di fosforo: PCl_5



b) ione carbonato: CO_3^{2-}



c) ione nitrito: NO_2^-

