

1. Calcolare il peso equivalente di ognuno dei seguenti acidi e basi, assumendo la neutralizzazione completa: H_2SO_3 , H_3PO_4 , LiOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

$$\text{H}_2\text{SO}_3 \quad \text{Pm} = 2 \cdot 1 + 32 + 16 \cdot 3 = 82$$

$$\text{H}_3\text{PO}_4 \quad \text{Pm} = 3 \cdot 1 + 39,1 + 4 \cdot 16 = 106,1$$

$$\text{LiOH} \quad \text{Pm} = 6,9 + 16 + 1 = 23,9$$

$$\text{Zn}(\text{OH})_2 \quad \text{Pm} = 65,4 + (16+1) \cdot 2 = 99,4$$

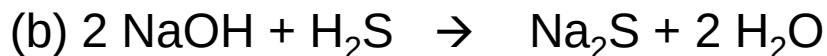
$$\text{Peq}(\text{H}_2\text{SO}_3) = \frac{\text{Pm}}{2(\text{H}^+)} = \frac{82}{2} = 41$$

$$\text{Peq}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{\text{Pm}}{3(\text{H}^+)} = \frac{106,1}{3} = 35,4$$

$$\text{Peq}(\text{LiOH}) = \frac{\text{Pm}}{1(\text{OH}^-)} = \frac{23,9}{1} = 23,9$$

$$\text{Peq}(\text{Zn}(\text{OH})_2) = \frac{\text{Pm}}{2(\text{OH}^-)} = \frac{99,4}{2} = 49,7$$

2. Qual è il peso equivalente di H_2S in ognuna delle seguenti reazioni?



$$a) \quad \text{P}_{\text{eq}} = \frac{\text{P}_m}{\text{H}^+ (\text{sostituiti})} = \frac{2 \cdot 1 + 32}{1} = 34$$

$$b) \quad \text{P}_{\text{eq}} = \frac{\text{P}_m}{\text{H}^+ (\text{sostituiti})} = \frac{2 \cdot 1 + 32}{2} = 17$$

4. Il sale acido di potassio dell'acido ftalico, $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$, è spesso usato allo stato cristallino come acido standard, perché può essere facilmente purificato e pesato. C'è uno ione H^+ ionizzabile per molecola. Quanti equivalenti sono contenuti in 0.7325 g di questo sale?

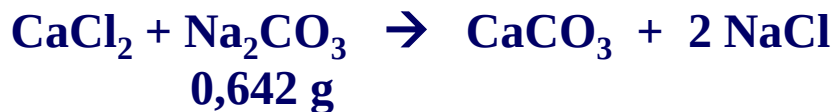
Peso composto = 0,7325 g

$$N_{eq} = \frac{g}{P_{eq}}$$

$$P_{eq} = \frac{Pm}{1} = \frac{39 + 1 + 12 \cdot 8 + 4 \cdot 1 + 4 \cdot 16}{1} = 204$$

$$N_{eq} = \frac{g}{P_{eq}} = \frac{0,7235}{204} = 3,59 \cdot 10^{-3} eq$$

5. Quanti millilitri di una soluzione, contenente 40 g di CaCl_2 per litro, sono necessari per reagire con 0.642 g di Na_2CO_3 puro? Nella reazione si forma CaCO_3 .



$$\text{moli CaCl}_2 = \text{moli Na}_2\text{CO}_3$$

$$\text{moli CaCl}_2 = \frac{\text{g}}{\text{Pm}} = \frac{0,642}{2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16} = 6,06 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$$

$$\text{g di CaCl}_2 = \text{moli} \cdot \text{Pm} = 6,06 \cdot 10^{-3} \cdot (40 + 2 \cdot 35,5) = 0,672 \text{ g}$$

Per calcolare i ml usiamo una proporzione

$$\frac{40}{1000} = \frac{0,672}{x} \quad ; \quad x = \frac{0,672 \cdot 1000}{40} = 16,8 \text{ ml}$$

7. Viene fatto passare nell'acqua dell'acido cloridrico gassoso, dando luogo ad una soluzione di densità 1.12 e contenente il 30.5% in massa di HCl. Quale è la massa di HCl per millilitro della soluzione?

$$d = 1,12 \text{ g/ml}$$

Supponiamo di avere un millilitro

$$d = \frac{m}{V}; \quad m = d \cdot V = 1,12 \cdot 1 = 1,12 \text{ g}$$

Facciamo uso della proporzione

$$\frac{30,5}{100} = \frac{x}{1,12} \quad ; \quad x = \frac{1,12 \cdot 30,5}{100} = 0,3416 \text{ g}$$

quindi

$$341 \text{ mg/ml}$$

9.Un volume di 105 ml di acqua pura a 4°C viene saturato con NH_3 gassosa ottenendo una soluzione di densità 0.90 e contenente il 30% in massa di NH_3 . Determinare il volume della soluzione di ammoniaca che ne deriva e il volume dell'ammoniaca gassosa a 5°C e 775 mm di Hg, che è stato impiegato per saturare l'acqua.

Condizioni iniziali:

105 ml di H_2O pura ; $d = 0,90$; 30% in massa di NH_3

La massa totale della soluzione = massa di H_2O + 30% di NH_3

Se prendiamo 100 g della soluzione saranno 70 g di H_2O e 30 g di NH_3

$$\frac{70}{100} = \frac{105}{x}; \quad x = \frac{100 \times 105}{70} = 150 \text{ g}$$

Il peso di NH_3 assorbito nell'acqua sarà $150 - 105 = 45 \text{ g}$

Il volume della soluzione sarà :

$$d = m/V ; V = m/d = 150/0,9 = 166,67 \text{ ml}$$

$$PV = nRT ; V = \frac{nRT}{P} = \frac{\frac{45}{17} \times 0,082 \times (273+5)}{\frac{775}{760}} = 59.0 \text{ lt}$$

10. Qual è la molarità di una soluzione contenente 37.5 g $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$ per litro, e qual è la molarità rispetto ad ogni tipo di ione?

$$\text{Pm } \text{Ba}(\text{MnO}_4)_2 = 137,4 + (54,9 + 4 \cdot 16) \cdot 2 = 375,2$$

$$\text{moli } \text{Ba}(\text{MnO}_4)_2 = 37,5/375,2 = 0,0999 \cong 0,100 \text{ moli}$$

$$M = \text{moli}/V(l) = 0,100 / 1 = 0,100 \text{ M di } \text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$$

$$\text{Ba}^{++} = 0,100 \text{ M}$$

$$\text{MnO}_4^- = 0,200 \text{ M}$$

17. Una soluzione contiene 116 g di acetone (CH_3COCH_3), 138 g di alcool etilico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) e 126 g di acqua. Determinare la frazione molare di ogni componente.

116 g di CH_3COCH_3 (acetone)
138 g di $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (alcool etilico)
126 g di H_2O (acqua)

$$n_{\text{acetone}} = \frac{116}{12+3 \times 1+12+16+12+3 \times 1} = \frac{116}{58} = 2 \text{ moli}$$

$$n_{\text{alcool}} = \frac{138}{2 \times 12+5 \times 1+16+1} = \frac{138}{46} = 3 \text{ moli}$$

$$n_{\text{acqua}} = \frac{126}{2 \times 1+16} = \frac{126}{18} = 7 \text{ moli}$$

$$n_{\text{T}} = n_{\text{acetone}} + n_{\text{alcool}} + n_{\text{acqua}} = 2 + 3 + 7 = 12 \text{ moli}$$

$$\chi_{\text{acetone}} = \frac{n_{\text{acetone}}}{n_{\text{T}}} = \frac{2}{12} = 0,167; \quad \chi_{\text{alcool}} = \frac{n_{\text{alcool}}}{n_{\text{T}}} = \frac{3}{12} = 0,25; \quad \chi_{\text{acqua}} = \frac{n_{\text{acqua}}}{n_{\text{T}}} = \frac{7}{12} = 0,58;$$

26. Una soluzione di acido acetico, CH_3COOH , al 10.0% in peso ha densità 1.01 g/ml. Calcolare il volume di questa soluzione che può essere ottenuto da 1.500 litri di una soluzione di CH_3COOH al 90.0% in peso, la cui densità è 1.07 g/ml.

Soluzione : CH_3COOH al 10%
 $d = 1.01 \text{ g/ml}$

Quantità di acido acetico contenuto nella soluzione originale concentrata

$$d = 1,07 \text{ g/ml}$$

$$d = \frac{m}{V}; \quad m = d \cdot V = 1,07 \cdot 1500 = 1605 \text{ g}$$

Come è al 90% in peso di acido acetico:

$$\frac{90}{100} = \frac{x}{1605}; \quad x = 1605 \frac{90}{100} = 1444,5 \text{ g}$$

Quindi si ha un peso di 1444,5 g di acido acetico puro

Calcoliamo la quantità di acido acetico necessaria per formare un litro della soluzione diluita.

$$d = 1,01 \text{ g/ml}$$

$$d = \frac{m}{V}; \quad m = d \cdot V = 1,01 \cdot 1000 = 1010 \text{ g}$$

Come è al 10% in peso di acido acetico:

$$\frac{10}{100} = \frac{x}{1010}; \quad x = 1010 \frac{10}{100} = 101 \text{ g}$$

$$\text{litri di soluzione ottenibili} = \frac{\text{peso di CH}_3\text{COOH disponibile}}{\text{peso necessario per litro di soluzione}} = \frac{1444,5}{101} = 14,3 \text{ l}$$

27. Un litro di H_2SO_4 al 55.0% in peso contiene 800 g di H_2SO_4 puro. Calcolare: a) la densità di questa soluzione; b) la densità della stessa soluzione il cui volume è stato portato ad 1.50 l per aggiunta di acqua. la densità dell'acqua è 1.00 g/ml.

Calcolo della densità:

$$\frac{55}{100} = \frac{800}{x} ; \quad x = \frac{100 \times 800}{55} = 1454,5 \text{ g}$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{1454,5}{1000} = 1,45 \text{ g/ml}$$

Densità dopo l'aggiunta di 500 ml di H_2O

$$\text{Peso totale} = 1454,5 + 500 = 1954,5 \text{ g}$$

$$d = \frac{P_t}{V_t} = \frac{1954,5}{1000 + 500} = 1,30 \text{ g/ml}$$

29. 20.0 ml di HCl sono neutralizzati esattamente da 10.0 ml di NaOH. La soluzione risultante è stata fatta evaporare ed il residuo ottenuto era di g 0.0585. Calcolare la normalità delle soluzioni di HCl ed NaOH.

20.0 ml HCl
10.0 ml NaOH
Residuo = 0,0585 g

La reazione è



$$\text{moli NaCl} = \frac{0,0585}{23+35,5} = 0,001 \text{ moli}$$

Rapporti delle moli

$$\text{moli HCl} = \text{moli NaOH} = \text{moli NaCl} = 0.001 \text{ moli}$$

$$M_{\text{HCl}} = \frac{\text{moli}}{V(l)} = \frac{0.001}{20,0 \cdot 10^{-3}} = 0,05 \text{ M}$$

$$N_{\text{HCl}} = \frac{N_{\text{eq}}}{V(l)}; \quad N_{\text{eq}} = \frac{g}{P_{\text{eq}}}; \quad P_{\text{eq}} = \frac{Pm}{\text{num H}^+ \text{ sostituiti}}$$

$$P_{\text{eq}} = \text{HCl} = Pm/1 = Pm = 35,5 + 1 = 36$$

$$P_{\text{eq}} = \text{HCl} = \frac{Pm}{1} = Pm = 35,5 + 1 = 36$$

$$N_{\text{eq}} = \frac{g}{P_{\text{eq}}} = \frac{g}{Pm} = 0,001 \text{ eq}$$

$$N_{\text{HCl}} = \frac{N_{\text{eq}}}{V(l)} = \frac{0,001}{20,0 \cdot 10^{-3}} = 0,05 \text{ N}$$

31. Dopo aver determinato i coefficienti stechiometrici della seguente reazione:



calcolare la molarità dell'acido nitrico rimasto libero dopo la reazione se 3.25 g di Zn reagiscono con 1.00 l di HNO_3 0.300 M. Si supponga invariato il volume della soluzione.



peso Zn = 3,25 g

V = 1,00 lt

M = 0,300 M

moli HNO_3 = $M \cdot V = 0,3 \cdot 1 = 0,3$ moli

moli Zn = $\frac{\text{g}}{\text{Pa}} = \frac{3,25}{65,4} = 0,0497 \cong 0,05$ moli

moli $\text{HNO}_3 = \frac{10}{4}$ moli Zn = $\frac{10}{4} 0,05 = 0,125$ moli

$$\text{moli HNO}_3 = M \cdot V = 0,3 \cdot 1 = 0,3 \text{ moli}$$

$$\text{Rimanenza moli HNO}_3 = 0,3 - 0,125 = 0,175 \text{ moli}$$

Nuova molarità dell'acido nitrico:

$$M = \frac{\text{moli (rimasti)}}{V(\text{lt})} = \frac{0,175}{1} = 0,175 \text{ M}$$