

CONCENTRAZIONI, SOLUZIONI, MISCELE

1. 35,00 g di CH₃OH vengono mescolati con 35,15 g di acqua. Calcolare le frazioni molari dei due componenti nella soluzione

MM CH₃OH = 32 g/mol

MM H₂O = 18 g/mol

$$\frac{35}{32} = 1,09 \text{ mol di CH}_3\text{OH} \quad \frac{35,15}{18} = 1,95 \text{ mol di H}_2\text{O}$$

$$x_1 = \frac{1,09}{1,09+1,95} = 0,359 \text{ frazione molare CH}_3\text{OH}$$

$$x_2 = \frac{1,95}{1,09+1,95} = 0,641 \text{ frazione molare H}_2\text{O}$$

Ovviamente la somma delle frazioni molari dei componenti di una miscela deve essere pari a 1

2. 350 g di una soluzione acquosa contengono 5,31 g di solfato di sodio. Calcolare la molalità del sale

MM Na₂SO₄ = 142 g/mol

$$\frac{5,31}{142} = 0,037 \text{ mol di Na}_2\text{SO}_4$$

$$(350 - 5,31) = 344,69 \text{ g di H}_2\text{O}$$

$$m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{g solvente}} \cdot 1000 \quad \text{ovvero} \quad \frac{\text{mol soluto}}{\text{g solvente}} = \frac{m}{1000}$$

dato che la molalità m è definita come mol di soluto in 1000 g (1 kg) di solvente

$$\frac{0,037}{344,9} \cdot 1000 = 0,107 \text{ m} \quad \text{molalità della soluzione}$$

3. La soluzione al 15,0% p/p di HCl ha densità 1,19 g/mL. Calcolare la molarità dell'acido

MM HCl = 36,5 g/mol

$$d = \frac{m}{V} \quad d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = g/L \text{ di soluto}$$

$$1,19 \cdot 1000 \cdot \frac{15}{100} = 178,5 \text{ g/L di HCl}$$

$$\frac{178,5}{36,5} = 4,9 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 4,9 \text{ M} \quad \text{della soluzione di HCl}$$

4. Una miscela gassosa contiene il 30,0% p/p di F₂ ed il rimanente di Cl₂. Sapendo che 3,10 g della miscela occupano 1,70 L a 25 °C, calcolare le pressioni parziali dei due gas

MM F₂ = 38 g/mol

MM Cl₂ = 71 g/mol

$$3,1 \cdot \frac{30}{100} = 0,93 \text{ g di F}_2 \quad \frac{0,93}{38} = 0,024 \text{ mol di F}_2$$

$$3,1 \cdot \frac{70}{100} = 2,17 \text{ g di Cl}_2 \quad \frac{2,17}{71} = 0,031 \text{ mol di Cl}_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad R = 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \quad (25 + 273) = 298 \text{ K}$$

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,024 \cdot 0,082 \cdot 298}{1,7} = 0,34 \text{ atm} \quad \text{pressione parziale di F}_2$$

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,031 \cdot 0,082 \cdot 298}{1,7} = 0,45 \text{ atm} \quad \text{pressione parziale di Cl}_2$$

5. Quale volume (a T.P.S., ovvero a condizioni normali c.n.) di HCl gassoso deve essere sciolto in acqua per ottenere 1,50 L di una soluzione 1,50 M?

MM HCl = 36,5 g/mol $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}$

A c.n. (1 atm, 0°C) 1 mol di qualunque gas occupa sempre 22,414 L (volume molare)

$$M = \frac{n}{V} \quad n = M \cdot V \quad n = 1,5 \cdot 1,5 = 2,25 \text{ mol di HCl}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V = \frac{2,25 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 50,4 \text{ L di HCl gassoso}$$

6. Quanti grammi di NaCl solido bisogna aggiungere a 3,00 L CaCl₂ 0,200 M affinché la concentrazione finale di Cl⁻ sia 0,500 M?

MM NaCl = 58,4 g/mol



$$M = \frac{n}{V} \quad n = M \cdot V \quad n = 0,2 \cdot 3 = 0,6 \text{ mol di CaCl}_2 \text{ iniziali}$$

$$0,6 \cdot 2 = 1,2 \text{ mol di Cl}^- \text{ iniziali}$$

$$0,5 \cdot 3 = 1,5 \text{ mol di Cl}^- \text{ finali}$$

$(1,5 - 1,2) = 0,3$ mol di Cl^- da aggiungere, ovvero 0,3 mol di NaCl da aggiungere con come NaCl solido

$$n = \frac{g}{MM} \quad g = n \cdot MM$$

$$g = 0,3 \cdot 58,4 = 17,52 \text{ g di NaCl solido da aggiungere}$$

7. Quale è la concentrazione degli ioni sodio nella soluzione contenente 0,25 mol/L di monoidrogenofosfato di sodio e 0,25 mol/L di cloruro di sodio?

monoidrogenofosfato di sodio: Na_2HPO_4



$$0,25 \cdot 2 = 0,5 \text{ mol/L di Na}^+ \text{ derivanti da Na}_2\text{HPO}_4$$

$$0,25 \cdot 1 = 0,25 \text{ mol/L di Na}^+ \text{ derivanti da NaCl}$$

$$(0,5 + 0,25) = 0,75 \text{ mol/L di Na}^+ \text{ totali}$$

8. In una soluzione di solfato sodico vi sono $3,6 \cdot 10^{17}$ ioni per mL. Calcolare la concentrazione molare del sale solfato sodico: Na_2SO_4



$$3,6 \cdot 10^{17} \cdot 1000 = 3,6 \cdot 10^{20} \text{ ioni per 1 L}$$

1 mol di Na_2SO_4 contiene il numero di Avogadro $6,02 \cdot 10^{23}$ di unità formula di Na_2SO_4 (più impropriamente "molecole", dato che si tratta di un sale dissociato in soluzione); dalla dissociazione di una molecola si ottengono 3 ioni, quindi:

$$\frac{3,6 \cdot 10^{20}}{3} = 1,2 \cdot 10^{20} \text{ molecole di Na}_2\text{SO}_4 \text{ in 1 L}$$

$$\frac{1}{6,02 \cdot 10^{23}} = \frac{x}{1,2 \cdot 10^{20}} \quad x = \frac{1,2 \cdot 10^{20}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L, ovvero M del sale}$$

9. In una miscela gassosa di N_2 , O_2 e H_2 le pressioni parziali sono $p(\text{N}_2) = 0,350$ atm, $p(\text{O}_2) = 0,200$ atm e $p(\text{H}_2) = 0,450$ atm. Calcolare la percentuale in peso di N_2 nella miscela

$$MM \text{ N}_2 = 28 \text{ g/mol} \quad MM \text{ O}_2 = 32 \text{ g/mol} \quad MM \text{ H}_2 = 2 \text{ g/mol}$$

$$P = \sum p_i \quad p_i = x_i \cdot P \quad \text{dove } x_i \text{ è la frazione molare; inoltre } x_i \cdot 100 = \% \text{ V/V per un gas}$$

$$P = (0,35 + 0,2 + 0,45) = 1 \text{ atm pressione totale P della miscela gassosa}$$

$$x_i = \frac{p_i}{P}$$

$$x_{\text{N}_2} = \frac{p_{\text{N}_2}}{P} = \frac{0,35}{1} = 0,35 \text{ frazione molare N}_2, \text{ quindi 35\% in volume di N}_2$$

$$x_{\text{O}_2} = \frac{p_{\text{O}_2}}{P} = \frac{0,2}{1} = 0,2 \text{ frazione molare O}_2, \text{ quindi 20\% in volume di O}_2$$

$$x_{\text{H}_2} = \frac{p_{\text{H}_2}}{P} = \frac{0,45}{1} = 0,45 \text{ frazione molare H}_2, \text{ quindi 45\% in volume di H}_2$$

$$g = \frac{\% \text{ V/V}}{100} \cdot MM \text{ peso di un gas presente in una miscela gassosa, nota la sua \% V/V}$$

$$\frac{35}{100} \cdot 28 = 9,8 \text{ g di N}_2 \quad \frac{20}{100} \cdot 32 = 6,4 \text{ g di O}_2 \quad \frac{45}{100} \cdot 2 = 0,9 \text{ g di H}_2$$

$$(9,8 + 6,4 + 0,9) = 17,1 \text{ g peso totale della miscela di gas}$$

$$\frac{9,8}{17,1} \cdot 100 = 57,3\% \text{ di N}_2 \text{ nella miscela di gas}$$

10. Trascurando l'idrolisi degli ioni, calcolare la concentrazione molare degli ioni ammonio in una soluzione ottenuta sciogliendo 18,40 g di solfato neutro d'ammonio in 5,0 L di acqua

solfato (neutro) di ammonio: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

$$MM (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 132,1 \text{ g/mol}$$

$$\frac{18,4}{132,1} = 0,139 \text{ mol di } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$



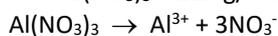
ipotizzando una densità unitaria dell'acqua, 5 L corrispondono a 5 kg di H_2O

$$m = \frac{\text{mol soluto}}{1 \text{ kg solvente}} \quad m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{massa solvente (kg)}}$$

$$m = \frac{0,278}{5} = 0,056 \text{ m} \quad \text{molalità ioni NH}_4^+$$

11. Una soluzione di nitrato di alluminio contiene 1,00 g del sale in 2,00 L. Quale è la concentrazione degli ioni nitrato nella soluzione?

$$MM \text{ Al}(\text{NO}_3)_3 = 213 \text{ g/mol}$$



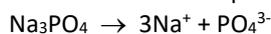
$$\frac{1}{213} = 4,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol di Al}(\text{NO}_3)_3 \quad 3 \cdot 4,7 \cdot 10^{-3} = 1,41 \cdot 10^{-2} \text{ mol di NO}_3^-$$

$$\frac{1,41 \cdot 10^{-2}}{2} = 7,05 \cdot 10^{-3} \text{ M ioni NO}_3^-$$

12. Calcolare quanti grammi di Na_3PO_4 bisogna sciogliere in 500 mL di acqua affinché la concentrazione degli ioni sodio nella soluzione sia 0,15 m (densità H_2O pari a 1 g/mL)

MM $\text{Na}_3\text{PO}_4 = 164 \text{ g/mol}$

500 mL di H_2O corrispondono a 500 g ovvero 0,5 kg



$$m = \frac{\text{moli soluto}}{\text{massa solvente (kg)}}$$

$$\text{moli soluto} = m \cdot \text{massa solvente} = 0,15 \cdot 0,5 = 0,075 \text{ mol di Na}^+$$

$$\frac{0,075}{3} = 0,025 \text{ mol di Na}_3\text{PO}_4$$

$$0,025 \cdot 164 = 4,1 \text{ g di Na}_3\text{PO}_4 \text{ da sciogliere}$$

13. Quanta acqua bisogna aggiungere a 150 mL di soluzione 0,10 M di cloruro di sodio affinché la concentrazione finale del sale sia 0,030 M?

moli soluto iniziali = moli soluto finali (bilancio di massa)

$$M = \frac{n}{V} \quad n = M \cdot V \quad M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad V: \text{volume in L}$$

x: L di H_2O da aggiungere alla soluzione iniziale; si ipotizzano sempre i volumi additivi

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot (V_1 + x) \quad x = \frac{M_1 \cdot V_1}{M_2} - V_1$$

$$x = \frac{0,1 \cdot 0,15}{0,03} - 0,15 = 0,35 \text{ L ovvero 350 mL di H}_2\text{O da aggiungere alla soluzione iniziale}$$

14. 5,0 L di acqua vengono aggiunti a 2,0 L di soluzione acquosa 0,20 M di cloruro di sodio. Calcolare la concentrazione del sale nella soluzione finale

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad V: \text{volume in L}$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot (V_1 + 5) \quad M_2 = \frac{M_1 \cdot V_1}{V_1 + 5}$$

$$M_2 = \frac{0,2 \cdot 2}{2 + 5} = 0,057 \text{ M molarità della soluzione finale}$$

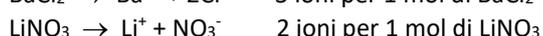
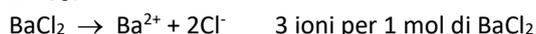
15. A quale volume si devono diluire 30,0 mL di acido cloridrico 5,50 M per avere una soluzione 0,85 M dell'acido?

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad V: \text{volume in L}$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad V_2 = \frac{M_1 \cdot V_1}{M_2}$$

$$V_2 = \frac{5,5 \cdot 0,03}{0,85} = 0,19 \text{ L volume finale di diluizione}$$

16. Quale volume di una soluzione 2,60 M di BaCl_2 contiene lo stesso numero di ioni di 4,10 L di soluzione 1,75 M di LiNO_3 ?



$$1,75 \cdot 4,1 = 7,175 \text{ mol di LiNO}_3 \quad 7,175 \cdot 2 = 14,35 \text{ mol di ioni in LiNO}_3$$

$$\frac{14,35}{3} = 4,78 \text{ mol di BaCl}_2 \text{ con lo stesso numero di ioni}$$

$$M = \frac{n}{V} \quad V = \frac{n}{M} = \frac{4,78}{2,6} = 1,84 \text{ L di soluzione di BaCl}_2$$

17. Calcolare la concentrazione molare dello ione cloruro in una soluzione ottenuta mescolando 250 mL di cloruro di sodio 0,010 M con 150 mL di cloruro di bario 0,020 M



$$M = \frac{n}{V} \quad \text{con V in L}$$

$$n = M \cdot V$$

$$0,01 \cdot 0,25 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol di Cl}^- \text{ da NaCl}$$

$$0,02 \cdot 0,15 \cdot 2 = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol di Cl}^- \text{ da BaCl}_2$$

$$(2,5 \cdot 10^{-3} + 6 \cdot 10^{-3}) = 8,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol di Cl}^- \text{ totali}$$

$$\frac{8,5 \cdot 10^{-3}}{(0,25 + 0,15)} = 0,021 \text{ M in Cl}^- \text{ della miscela ottenuta}$$

18. Una soluzione 0,50 M di acido cloridrico viene preparata mescolando una soluzione 1,00 M dell'acido ed una 0,10 M. In quale rapporto devono essere i volumi di queste soluzioni?

$$1,00 \quad \swarrow \quad \searrow \quad 0,5 \quad \swarrow \quad \searrow \quad (0,5 - 0,1) = 0,4 \text{ parti della soluzione 1,00 M, ad esempio 0,4 L}$$

$$0,1 \quad \swarrow \quad \searrow \quad 0,5 \quad \swarrow \quad \searrow \quad (1,00 - 0,5) = 0,5 \text{ parti della soluzione 0,1 M, ad esempio 0,5 L}$$

E' stata applicata la cosiddetta "regola della croce", utile nel caso di miscele. Il rapporto dei volumi risulta quindi pari a $0,4/0,5 = 0,8$

In alternativa si utilizza il bilancio di massa relativo alle mol di soluto:

$$1,00 \cdot V_1 + 0,1 \cdot V_2 = (V_1 + V_2) \cdot 0,5$$

$$1,00 \cdot V_1 + 0,1 \cdot V_2 = 0,5 \cdot V_1 + 0,5 \cdot V_2$$

$$(1,00 - 0,5) \cdot V_1 = (0,5 - 0,1) \cdot V_2$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{(0,5-0,1)}{(1,00-0,5)} = \frac{0,4}{0,5} = 0,8 \quad \text{rapporto tra i volumi delle due soluzioni}$$

19. 10,0 L di una soluzione 0,20 M di NaCl vengono preparati mescolando una soluzione 0,10 M ed una 0,50 M del sale. Calcolare i volumi necessari delle due soluzioni originarie

$$0,1 \cdot V_1 + 0,5 \cdot V_2 = (V_1 + V_2) \cdot 0,2$$

$$V_1 + V_2 = 10$$

Si risolve il sistema di 2 equazioni a 2 incognite mediante sostituzione

$$V_1 = 10 - V_2$$

$$0,1 \cdot V_1 + 0,5 \cdot V_2 = 0,2 \cdot V_1 + 0,2 \cdot V_2$$

$$0,1 \cdot (10 - V_2) + 0,5 \cdot V_2 = 0,2 \cdot (10 - V_2) + 0,2 \cdot V_2$$

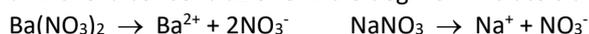
$$1 - 0,1 \cdot V_2 + 0,5 \cdot V_2 = 2 - 0,2 \cdot V_2 + 0,2 \cdot V_2$$

$$-0,1 \cdot V_2 + 0,5 \cdot V_2 = 2 - 1 \quad 0,4 \cdot V_2 = 1$$

$$V_2 = \frac{1}{0,4} = 2,5 \text{ L della soluzione } 0,5 \text{ M}$$

$$V_1 = 10 - 2,5 = 7,5 \text{ L della soluzione } 0,1 \text{ M}$$

20. Quale volume di soluzione 0,100 M di nitrato di bario deve essere aggiunto a 5,00 L di nitrato di sodio 0,050 M affinché la concentrazione finale degli ioni nitrato sia 0,100 M?



$$0,1 \cdot 2 = 0,2 \text{ M in } \text{NO}_3^- \text{ nella soluzione di } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$$

$$0,05 \cdot 1 = 0,05 \text{ M in } \text{NO}_3^- \text{ nella soluzione di } \text{NaNO}_3$$

Si riferisce il bilancio di massa al soluto NO_3^-

x: L di soluzione di $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

$$0,2 \cdot x + 0,05 \cdot 5 = (5 + x) \cdot 0,1$$

$$0,2 \cdot x + 0,25 = 0,5 + 0,1 \cdot x \quad (0,2 - 0,1) \cdot x = 0,5 - 0,25 \quad (0,2 - 0,1) \cdot x = 0,25$$

$$x = \frac{0,25}{(0,2-0,1)} = 2,5 \text{ L di soluzione di } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$$

21. Volumi uguali di una soluzione 0,010 M di NaClO_4 e di una soluzione 0,020 M dello stesso sale vengono mescolati tra loro. Calcolare la concentrazione del sale nella soluzione finale

Si ipotizza di mescolare 1 L di entrambe le soluzioni:

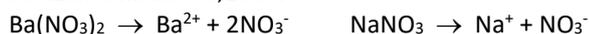
$$\frac{0,01 \cdot 1 + 0,02 \cdot 1}{1+1} = 0,015 \text{ M della soluzione finale}$$

Se si fosse ipotizzato un altro volume, ad esempio 2 L il risultato non sarebbe cambiato:

$$\frac{0,01 \cdot 2 + 0,02 \cdot 2}{2+2} = 0,015 \text{ M della soluzione finale}$$

Dato che si mescolano volumi uguali delle 2 soluzioni, la M finale è la media delle M delle soluzioni miscelate

22. 0,200 L di una soluzione 0,100 M di nitrato di bario vengono mescolati con 0,100 L di una soluzione di nitrato di sodio. Calcolare la concentrazione molare di questa soluzione, sapendo che la concentrazione degli ioni nitrato nella soluzione finale è 0,175 M



$$0,175 \cdot (0,2 + 0,1) = 0,0525 \text{ mol totali di } \text{NO}_3^-$$

$$0,1 \cdot 2 \cdot 0,2 = 0,04 \text{ mol di } \text{NO}_3^- \text{ derivanti dalla soluzione di } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$$

$$(0,0525 - 0,04) = 0,0125 \text{ mol di } \text{NO}_3^- \text{ derivanti dalla soluzione di } \text{NaNO}_3 = \text{mol di } \text{NaNO}_3 \text{ della stessa soluzione}$$

$$\frac{0,0125}{0,1} = 0,125 \text{ M molarità della soluzione di } \text{NaNO}_3$$

23. Una soluzione di HNO_3 al 27% in peso ha una densità di 1,16 g/mL. Calcolare molarità e molalità della soluzione
MM $\text{HNO}_3 = 63 \text{ g/mol}$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = g/L \text{ di soluto}$$

$$1,16 \cdot 1000 \cdot \frac{27}{100} = 313,2 \text{ g/L di } \text{HNO}_3$$

$$\frac{313,2}{63} = 4,97 \text{ M molarità di } \text{HNO}_3$$

$$1,16 \cdot 1000 = 1160 \text{ g peso di 1 L di soluzione}$$

$$(1160 - 313,2) = 846,8 \text{ g peso di solvente in 1 L di soluzione}$$

$$m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{massa solvente (kg)}} = \frac{4,97}{0,8468} = 5,87 \text{ m molalità di HNO}_3$$

24. Calcolare la molalità di una soluzione ottenuta miscelando uguali volumi di soluzioni di HNO₃, rispettivamente 4,6 m (densità 1,13 g/mL) e 4,6 M (densità 1,15 g/mL)

$$\text{MM HNO}_3 = 63 \text{ g/mol}$$

V: mL di entrambe le soluzioni che vengono miscelati insieme

$$m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{kg solvente}} \quad \text{E' necessario calcolare le mol finali ed i kg di solvente finali}$$

Per la soluzione 4,6 m:

$$1,13 \cdot V \text{ g di soluzione}$$

$$4,6 \cdot 63 = 290 \text{ g HNO}_3/\text{kg}_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$(1000 + 290) = 1290 \text{ g (HNO}_3 + \text{H}_2\text{O)/kg}_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\frac{290}{1290} = \frac{x}{1,13 \cdot V} \quad x = \frac{290 \cdot 1,13 \cdot V}{1290} = 0,254 \cdot V \text{ g di HNO}_3 \text{ derivanti dalla soluzione 4,6 m}$$

$$(1,13 \cdot V - 0,254 \cdot V) = 0,876 \cdot V \text{ g di H}_2\text{O derivanti dalla soluzione 4,6 m}$$

Per la soluzione 4,6 M:

$$1,15 \cdot V \text{ g di soluzione}$$

$$4,6 \cdot 10^{-3} \cdot V \text{ mol di HNO}_3$$

$$4,6 \cdot 10^{-3} \cdot V \cdot 63 = 0,29 \cdot V \text{ g di HNO}_3$$

$$(1,15 \cdot V - 0,29 \cdot V) = 0,86 \cdot V \text{ g di H}_2\text{O}$$

Per la miscela risultante:

$$(0,254 \cdot V + 0,29 \cdot V) = 0,544 \cdot V \text{ g di HNO}_3 \text{ totali aggiunti}$$

$$\frac{0,544 \cdot V}{63} = 8,63 \cdot 10^{-3} \cdot V \text{ mol di HNO}_3 \text{ totali aggiunte}$$

$$(0,876 \cdot V + 0,86 \cdot V) = 1,736 \cdot V \text{ g totali di acqua aggiunta}$$

$$\frac{8,63 \cdot 10^{-3} \cdot V}{1,736 \cdot 10^{-3} \cdot V} = 4,97 \text{ m molalità della soluzione risultante}$$

25. Una soluzione di NaOH è 1,1 M. Calcolare il volume di H₂O che deve essere aggiunto a 700 mL di soluzione per ottenere una soluzione 0,35 M

X: L di H₂O

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot (V_1 + x) \quad M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_1 + M_2 \cdot x$$

$$x = \frac{(M_1 \cdot V_1 - M_2 \cdot V_1)}{M_2} = \frac{(1,1 \cdot 0,7 - 0,35 \cdot 0,7)}{0,35} = 1,5 \text{ L di H}_2\text{O da aggiungere}$$

26. Quale volume di acqua si deve aggiungere a 100 g di una soluzione di KOH al 30% (d = 1,29 g/mL) per avere una soluzione 1M?

$$\text{MM KOH} = 56,1 \text{ g/mol}$$

$$100 \cdot \frac{30}{100} = 30 \text{ g di KOH puro}$$

$$\frac{30}{56,1} = 0,535 \text{ mol di KOH}$$

$$d = \frac{m}{V} \quad V = \frac{m}{d} = \frac{100}{1,29} = 77,5 \text{ mL di soluzione}$$

$$M = \frac{0,535}{0,0775} = 6,9 \text{ M della soluzione iniziale}$$

$$6,9 \cdot 0,0775 = (0,0775 + x) \cdot 1 \quad 0,534 = 0,0775 + x$$

$$x = 0,534 - 0,0775 = 0,457 \text{ L} \quad 457 \text{ mL di H}_2\text{O da aggiungere alla soluzione iniziale}$$

27. Per una reazione sono necessari 12 g di acido solforico. Quanti mL di una soluzione 1,8 N si debbono usare?

$$\text{MM H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$$

$$\text{ME} = \text{MM}/2 \text{ (n}^\circ \text{ H in H}_2\text{SO}_4) \quad \text{ME} = 98/2 = 49 \text{ g/eq}$$

$$\frac{12}{49} = 0,244 \text{ eq di H}_2\text{SO}_4$$

$$N = \frac{\text{eq}}{V} \quad V = \frac{\text{eq}}{N}$$

$$\frac{0,244}{1,8} = 0,135 \text{ L e quindi 135 mL di H}_2\text{SO}_4 \text{ 1,8 N}$$

28. Quanto idrossido di sodio è necessario per preparare 300 mL 0,037 N di NaOH ?

$$\text{MM NaOH} = 40 \text{ g/mol} \quad \text{ME} = \text{MM} \text{ (n}^\circ \text{ 1 OH in NaOH)}$$

$$N = \frac{\text{eq}}{V} \quad \text{eq} = N \cdot V$$

$$0,037 \cdot 0,3 = 0,0111 \text{ eq di NaOH}$$

$$eq = \frac{g}{ME} \quad g = eq \cdot ME$$

$$0,0111 \cdot 40 = 0,444 \text{ g di NaOH}$$

29. L'ammoniaca concentrata è una soluzione al 26% di NH_3 , la sua densità è 0,904 g/mL. Quale è la sua molarità e la sua normalità?

$$\text{MM NH}_3 = 17 \text{ g/mol} \quad \text{ME} = \text{MM} \text{ (n}^\circ\text{1 OH in NH}_4\text{OH)}$$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = g/L \text{ di soluto}$$

$$0,904 \cdot 1000 \cdot \frac{26}{100} = 235 \text{ g/L di NH}_3$$

$$\frac{235}{17} = 13,8 \text{ mol/L} = M \quad N = x \cdot M \quad x = 1 \text{ in questo caso, quindi } 1,38 M = 1,38 N$$

30. Dell'ammoniaca gassosa viene fatta gorgogliare in acqua dando luogo ad una soluzione con peso specifico 0,83 g/mL e contenente 18,6% in peso di NH_3 . Qual è il peso in mg di NH_3 per mL di soluzione?

$$\text{MM NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = g/L \text{ di soluto}$$

$$0,83 \cdot 1000 \cdot \frac{18,6}{100} = 154,4 \text{ g/L di NH}_3$$

$$\frac{154,4}{1000} \cdot 1000 = 154 \text{ mg di NH}_3 \text{ in 1 mL di soluzione}$$

31. Qual è la composizione percentuale in peso di idrossido di sodio presente in una soluzione 4 N di NaOH che ha un peso specifico di 1,15 g/mL?

$$\text{MM NaOH} = 40 \text{ g/mol} \quad \text{ME} = \text{MM} = 40 \text{ g/eq (n}^\circ\text{1 OH in NaOH)}$$

$$eq = N \cdot V \quad eq = 4 \cdot 1 = 4 \text{ eq in 1 L di soluzione}$$

$$4 \cdot 40 = 160 \text{ g/L di NaOH}$$

$$d = \frac{m}{V} \quad m = d \cdot V \quad 1,15 \cdot 1000 = 1150 \text{ g massa di 1 L di soluzione}$$

$$\frac{160}{1150} = \frac{x}{100} \quad x = \frac{160 \cdot 100}{1150} = 13,9 \% \text{ di NaOH nella soluzione}$$

32. Quanto H_2SO_4 al 45% si deve mescolare con H_2SO_4 al 13% per ottenere 100 mL di H_2SO_4 al 20%?

$$45 \quad \quad \quad 7 \quad (20 - 13) = 7 \text{ parti di H}_2\text{SO}_4 \text{ al 45\%}$$

$$13 \quad \quad \quad 20 \quad \quad \quad 25 \quad (45 - 20) = 25 \text{ parti di H}_2\text{SO}_4 \text{ al 13\%}$$

E' applicata la regola della croce.

Bisogna mescolare 7 parti di H_2SO_4 al 45% con 25 parti di H_2SO_4 al 13% per ottenere l'acido desiderato; in totale vi sono $(25 + 7) = 32$ parti, che dovranno essere equivalenti a 100 mL

$$100 \cdot \frac{7}{32} = 21,9 \text{ mL di H}_2\text{SO}_4 \text{ al 45\%}$$

$$100 \cdot \frac{25}{32} = 78,1 \text{ mL di H}_2\text{SO}_4 \text{ al 13\%}$$

33. Si devono trasportare 50 kg di NH_3 ($d = 0,88 \text{ g/mL}$) e 50 kg di H_2SO_4 concentrato ($d = 1,84 \text{ kg/dm}^3$). Sono adatti due contenitori da 50 litri?

$$d = \frac{m}{V} \quad V = \frac{m}{d} \quad 50 \text{ kg} = 50000 \text{ g} \quad 1,84 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3} = 1,84 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot 10^3 \frac{\text{g}}{\text{kg}} \cdot 10^{-3} \frac{\text{L}}{\text{mL}} = 1,84 \text{ g/mL}$$

$$V = \frac{50000}{0,88} = 56818 \text{ mL} = 56,8 \text{ L di NH}_3 - \text{ contenitore non adatto}$$

$$V = \frac{50000}{1,84} = 27174 \text{ mL} = 27,2 \text{ L di H}_2\text{SO}_4 - \text{ contenitore adatto}$$

34. Calcolare il % in volume m/V e i g/L di una soluzione acquosa al 60% m/m di soluto, avente $d = 1,6 \text{ g/mL}$

$$d = \frac{m}{V} \quad \% \frac{m}{m} = \frac{g \text{ soluto}}{100 g \text{ soluzione}} \quad \% \frac{m}{V} = \frac{g \text{ soluto}}{100 \text{ mL soluzione}}$$

$$1,6 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 100 \text{ mL} = 160 \text{ g massa di 100 mL di soluzione}$$

$$160 \cdot \frac{60}{100} = 96 \text{ g massa di soluto puro in 100 mL di soluzione, pertanto \% m/V} = 96\%$$

$$96 \cdot 10 = 960 \text{ g/L di soluto}$$

$$\% \frac{m}{V} = d \cdot \% \frac{m}{m} \quad \text{formula che generalizza il risultato ottenuto, dove d in g/mL e le \% non sono divise per 100}$$

35. 300 mL di etanolo si mescolano con 24 mL di acqua. Calcolare la concentrazione % V/V di etanolo della soluzione

$(300 + 24) = 324$ mL volume totale di soluzione

$$\frac{300}{324} = \frac{x}{100} \quad x = \frac{300 \cdot 100}{324} = 92,6 \% \text{ V/V di etanolo}$$

36. Calcolare la concentrazione dell'etanolo in %m/V e in %m/m della soluzione idroalcolica dell'esercizio precedente, sapendo che: $d_{\text{etanolo}} = 0,79$ g/mL, $d_{\text{soluzione}} = 0,82$ g/mL)

$92,6 \cdot 0,79 = 73,1$ g di etanolo in 100 mL di soluzione, quindi %m/V = 73,1%

$$\% \frac{m}{V} = d \cdot \% \frac{m}{m} \quad \% \frac{m}{m} = \frac{\% \frac{m}{V}}{d}$$

$$\frac{73,1}{0,82} = 89,1\% \text{ m/m}$$

37. Data una soluzione 0,10 M di acido nitrico, quanti grammi di acido sono contenuti in 60 mL di essa?

MM $\text{HNO}_3 = 63$ g/mol

$$M = \frac{n}{V} \quad n = M \cdot V$$

$0,1 \cdot 0,06 = 0,006$ mol di HNO_3

$0,006 \cdot 63 = 0,38$ g di HNO_3

38. Quanti grammi di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ sono necessari per preparare 0,05 L di soluzione 0,85 M?

MM $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 331,2$ g/mol

$$M = \frac{n}{V} \quad n = M \cdot V$$

$0,85 \cdot 0,05 = 0,0425$ mol di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

$0,0425 \cdot 331,2 = 14,1$ g di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

39. Per preparare 300 mL di soluzione 0,20 M di un certo composto sono stati necessari 0,6 g del composto stesso. Quale è il suo peso molare?

$0,2 \cdot 0,3 = 0,06$ mol del composto

$$n = \frac{g}{MM} \quad MM = \frac{g}{n} \quad \frac{6}{0,06} = 100 \text{ g/mol} \quad \text{peso molecolare del composto}$$

40. Calcolare molarità, molalità e frazione molare di una soluzione costituita da 30 g di H_2S in 405 mL di soluzione, con densità pari a 1 g/mL

MM $\text{H}_2\text{S} = 34$ g/mol MM $\text{H}_2\text{O} = 18$ g/mol

$$\frac{30}{34} = 0,882 \text{ mol di } \text{H}_2\text{S}$$

$$\frac{0,882}{0,405} = 2,2 \text{ M molarità}$$

$405 \cdot 1 = 405$ g = 0,405 kg peso della soluzione

$$\frac{0,882}{0,405} = 2,2 \text{ m molalità}$$

Ovviamente M e m coincidono per densità unitaria della soluzione

$$(405 - 30) = 375 \text{ g di } \text{H}_2\text{O} \quad \frac{375}{18} = 20,8 \text{ mol di } \text{H}_2\text{O} \quad (0,882 + 20,8) = 21,7 \text{ mol totali}$$

$$\frac{0,882}{21,7} = 0,04 \text{ frazione molare } \text{H}_2\text{S}$$

$$\frac{20,8}{21,7} = 0,96 \text{ frazione molare } \text{H}_2\text{O}$$

41. Calcolare la molarità e la molalità di una soluzione di acido solforico di densità $1,2$ g/cm³ di concentrazione 27% (p/p)

MM $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98$ g/mol $1,2 \text{ g/cm}^3 = 1,2$ g/mL

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = g/L \text{ di soluto}$$

$$1,2 \cdot 1000 \cdot \frac{27}{100} = 324 \text{ g/L di } \text{H}_2\text{SO}_4 \quad \frac{324}{98} = 3,3 \text{ mol/L} = M \text{ di } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$1,2 \cdot 1000 = 1200$ g massa di 1 L di soluzione

$(1200 - 324) = 876$ g = 0,876 kg massa di solvente in 1 L di soluzione

$$m = \frac{\text{moli soluto}}{\text{kg solvente}}$$

$$m = \frac{3,3}{0,876} = 3,8 \text{ m molalità di } \text{H}_2\text{SO}_4$$

42. Di quanto deve essere diluita una soluzione di nitrato di argento avente concentrazione 40 g/l per ottenere una concentrazione pari a 16 g/l?

$$\frac{40}{16} = 2,5 \text{ rapporto di diluizione}$$

La soluzione dovrà essere diluita di 2,5 volte

43. Che volume di una soluzione di acido solforico concentrato avente densità 1,84 g/mL e contenente il 98% (p/p) di H_2SO_4 deve essere utilizzato e diluito per ottenere 100 mL di soluzione al 20% (p/p), con densità 1,14 g/L?

MM di $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = g/L \text{ di soluto}$$

$$1,84 \cdot 1000 \cdot \frac{98}{100} = 1803 \text{ g/L di } \text{H}_2\text{SO}_4 \quad \frac{1803}{98} = 18,4 \text{ mol/L} = M \text{ molarità } M_1$$

$$1,14 \cdot 1000 \cdot \frac{20}{100} = 228 \text{ g/L di } \text{H}_2\text{SO}_4 \quad \frac{228}{98} = 2,3 \text{ mol/L} = M \text{ molarità } M_2$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad V_1 = \frac{M_2 \cdot V_2}{M_1}$$

$$V_1 = \frac{2,3 \cdot 0,1}{18,4} = 0,013 \text{ L} = 13 \text{ mL di } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ concentrato}$$

44. Quanti grammi di $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ sono necessari per preparare 200 mL di una soluzione con $[\text{Cr}^{3+}] = 20 \text{ g/L}$?

MM $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = 266,5 \text{ g/mol}$ MA Cr = 52 g/mol

$$\frac{20}{52} = 0,38 \text{ mol/L} = M \text{ in } \text{Cr}^{3+} = M \text{ in } \text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

$$0,38 \cdot 0,2 = 0,076 \text{ mol di } \text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

$$0,076 \cdot 266,5 = 20,2 \text{ g di } \text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

45. Quanti grammi di CaCl_2 devono essere aggiunti a 300 mL di acqua per formare una soluzione 2,46 molale? (densità dell'acqua pari a 1 g/mL)

MM $\text{CaCl}_2 = 111 \text{ g/mol}$

$$m = \frac{\text{moli soluto}}{\text{kg solvente}} \quad \text{moli soluto} = m \cdot \text{kg solvente}$$

$$2,46 \cdot 0,3 = 0,738 \text{ mol di } \text{CaCl}_2$$

$$0,738 \cdot 111 = 82 \text{ g di } \text{CaCl}_2$$

46. Calcolare la molalità di una soluzione contenente 57,5 mL di alcool etilico $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (densità 0,8 g/mL) in 600 mL di benzene C_6H_6 (densità 0,9 g/mL)

MM $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = 46 \text{ g/mol}$ MM $\text{C}_6\text{H}_6 = 78 \text{ g/mol}$

$$57,5 \cdot 0,8 = 46 \text{ g di } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \quad \frac{46}{46} = 1 \text{ mol di } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$$

$$600 \cdot 0,9 = 540 \text{ g di } \text{C}_6\text{H}_6 \quad \frac{540}{78} = 7 \text{ mol di } \text{C}_6\text{H}_6$$

$$m = \frac{\text{moli soluto}}{\text{kg solvente}}$$

$$\frac{1}{0,54} = 1,85 \text{ m molalità}$$

47. Una soluzione di HClO_4 presenta una concentrazione del 35% p/p ed una densità di 1,25 g/mL. Calcolarne la molarità e la molalità

MM $\text{HClO}_4 = 100,5 \text{ g/mol}$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = g/L$$

$$1,25 \cdot 1000 \cdot \frac{35}{100} = 437,5 \text{ g/L di } \text{HClO}_4$$

$$\frac{437,5}{100,5} = 4,35 \text{ mol/L} = M \text{ molarità}$$

$$1,25 \cdot 1000 = 1250 \text{ g peso di 1 L di soluzione} \quad (1250 - 437,5) = 812,5 \text{ g} = 0,8125 \text{ kg peso di solvente}$$

$$m = \frac{\text{moli soluto}}{\text{kg solvente}}$$

$$\frac{4,35}{0,8125} = 5,35 \text{ m molalità}$$

48. Determinare la massa di KMnO_4 necessaria a preparare 80 mL di una soluzione 0,125 N come ossidante, in cui si ha la riduzione di KMnO_4 a Mn^{2+}

MM $\text{KMnO}_4 = 158 \text{ g/mol}$

Nella reazione si ha: $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ quindi ME = MM/5 = 158/5 = 31,6 g/eq

$$0,125 \cdot 0,08 = 0,01 \text{ eq di } \text{KMnO}_4$$

$$0,01 \cdot 31,6 = 0,316 \text{ g di } \text{KMnO}_4$$

49. Disponendo di 2 soluzioni di HCl a concentrazione 12 N e 3 N, calcolare in che proporzione devono essere miscelate per ottenere 1 L di HCl 6 N

$$\begin{array}{ccc}
 12 & & 3 (6 - 3) = 3 \text{ parti di HCl } 12 \text{ N} \\
 & \diagdown \quad \diagup & \\
 & 6 & \\
 & \diagup \quad \diagdown & \\
 3 & & 6 (12 - 6) = 6 \text{ parti di HCl } 3 \text{ N}
 \end{array}$$

Applicata regola della croce.

Si semplifica in 1 e 2 parti rispettivamente, per un totale di 3 parti; in conclusione sarà necessario miscelare 1/3 di HCl 12 N (0,3 L) e 2/3 di HCl 3 N (0,7 L) producendo 1 L di HCl 6 N

50. Determinare il volume di una soluzione di HNO₃ diluito al 19% p/p (d = 1,11 g/mL) che può essere preparato diluendo con acqua 50 mL di una soluzione dello stesso acido concentrata al 69,8% p/p (d = 1,42 g/mL). Determinare inoltre M e m della soluzione diluita e di quella concentrata

MM HNO₃ = 63 g/mol

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = g/L$$

$$1,11 \cdot 1000 \cdot \frac{19}{100} = 210,9 \text{ g/L di HNO}_3 \text{ della soluzione diluita}$$

$$\frac{210,9}{63} = 3,35 \text{ mol/L} = M_2 \text{ molarità soluzione diluita}$$

$$1,42 \cdot 1000 \cdot \frac{69,8}{100} = 991,2 \text{ g/L di HNO}_3 \text{ della soluzione concentrata}$$

$$\frac{991,2}{63} = 15,7 \text{ mol/L} = M_1 \text{ molarità soluzione concentrata}$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{M_1 \cdot V_1}{M_2} = \frac{15,7 \cdot 0,05}{3,35} = 0,234 \text{ L} = 234 \text{ mL volume finale soluzione diluita}$$

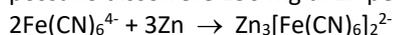
$$(1,11 \cdot 1000 - 210,9) = 889,1 \text{ g solvente in 1 L di soluzione diluita}$$

$$\frac{3,35}{0,8891} = 3,76 \text{ m molarità soluzione diluita}$$

$$(1,42 \cdot 1000 - 991,2) = 428,8 \text{ g solvente in 1 L di soluzione concentrata}$$

$$\frac{15,7}{0,4288} = 36,6 \text{ m molarità soluzione concentrata}$$

51. Quale deve essere la M di una soluzione di ferrocianuro di potassio K₄Fe(CN)₆ affinché 40 mL di questa soluzione possano dissolvere 150 mg di Zn per formare il complesso K₂Zn₃[Fe(CN)₆]₂



MA Zn = 65,4 g/mol

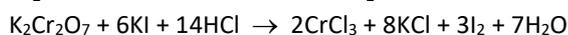
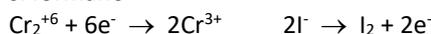
$$\frac{0,15}{65,4} = 2,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol di Zn}$$

$$\frac{2}{3} = \frac{x}{2,3 \cdot 10^{-3}} \quad x = \frac{2 \cdot 2,3 \cdot 10^{-3}}{3} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol di Fe(CN)}_6^{4-}$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{1,5 \cdot 10^{-3}}{0,04} = 3,8 \cdot 10^{-2} \text{ M molarità di mol di Fe(CN)}_6^{4-}$$

52. Si consideri la seguente reazione: K₂Cr₂O₇ + KI + HCl → CrCl₃ + KCl + I₂ + H₂O

Dopo averla bilanciata, calcolare quanti g di K₂Cr₂O₇ reagiscono con 55 mL di una soluzione 2,25 N di KI e quanti g di I₂ si formano



$$\text{MM K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 294,2 \text{ g/mol} \quad \text{ME K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{MM}/6 = 294,2/6 = 49 \text{ g/eq}$$

$$\text{MM I}_2 = 254 \text{ g/mol} \quad \text{ME I}_2 = \text{MM}/2 = 254/2 = 127 \text{ g/eq}$$

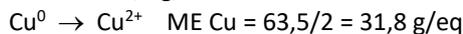
$$2,25 \cdot 0,055 = 0,124 \text{ eq di KI} = \text{eq di K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{eq di I}_2$$

$$0,124 \cdot 49 = 6,08 \text{ g di K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$0,124 \cdot 127 = 15,7 \text{ g di I}_2$$

53. Un cubetto di Cu di 2,5 cm di lato, con d = 8,3 g/cm³, puro al 95% viene lasciato cadere in una soluzione 6 M di HNO₃. Calcolare quanti mL di tale soluzione reagiscono con tutto il rame

MA Cu = 63,5 g/mol



$$2,5^3 \cdot 8,3 = 130 \text{ g peso del cubetto di Cu} \quad 130 \cdot \frac{95}{100} = 123,5 \text{ g peso di Cu puro}$$

$$1 \text{ M} = 1 \text{ N per HNO}_3$$

$$\frac{123,5}{31,8} = 3,9 \text{ eq di Cu} = \text{eq di HNO}_3$$

$$N = \frac{eq}{V} \quad V = \frac{eq}{N}$$

$$\frac{3,9}{6} = 0,65 \text{ L} = 650 \text{ mL di HNO}_3 \text{ che reagiscono}$$

54. Calcolare quanti mL di H_2SO_4 3 N e quanti mL di H_2SO_4 0,5 N bisogna mescolare per ottenere 1 L di soluzione 1 N

$$V_1 = L \text{ di } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 3 N} \quad (1 - V_1) = L \text{ di } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,5 N}$$

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot (1 - V_1) \quad N_1 \cdot V_1 = N_2 - N_2 \cdot V_1 \quad V_1 \cdot (N_1 + N_2) = N_2$$

$$V_1 = \frac{N_2}{(N_1 + N_2)} = 0,143 \text{ L} = 143 \text{ mL di } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 3 N}$$

$$V_2 = (1 - 0,143) = 0,857 \text{ L} = 857 \text{ mL di } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,5 N}$$

55. A 50 mL di una soluzione 4 M di acido ortoborico H_3BO_3 vengono aggiunti 450 mL di una soluzione 2 N dello stesso acido. Calcolare la normalità della nuova soluzione

$$N = 3 \cdot M \quad N = 3 \cdot 4 = 12 \text{ per } \text{H}_3\text{BO}_3$$

$$N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2 = N_3 \cdot (V_1 + V_2)$$

$$N_3 = \frac{N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2}{(V_1 + V_2)} = \frac{12 \cdot 0,05 + 2 \cdot 0,45}{(0,05 + 0,45)} = 3 \text{ N} \quad \text{normalità della soluzione risultante}$$

56. 730 mL di NaOH 1,34 M vengono portati a 1 L. Calcolare la concentrazione in % p/p ($d = 1,055 \text{ g/mL}$)

$$\text{MM NaOH} = 40 \text{ g/mol}$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad M_2 = \frac{M_1 \cdot V_1}{V_2}$$

$$\frac{1,34 \cdot 0,73}{1} = 0,978 \text{ M} \quad \text{molarità dopo diluizione}$$

$$0,978 \cdot 40 = 39,1 \text{ g/L di NaOH, quindi 3,9 g di NaOH in 100 mL di soluzione}$$

$$100 \cdot 1,055 = 105,5 \text{ g peso di 100 mL di soluzione}$$

$$\frac{3,9}{105,5} = \frac{x}{100} \quad x = \frac{3,9 \cdot 100}{105,5} = 3,7\% \quad \text{concentrazione soluzione diluita}$$

57. Una soluzione avente densità $d = 1,0061 \text{ g/mL}$ contiene 12,6 g di NH_4Cl in 471 mL. Calcolare per questa soluzione molarità e molalità

$$\text{MM } \text{NH}_4\text{Cl} = 53,5 \text{ g/mol}$$

$$\frac{12,6}{53,5} = 0,236 \text{ mol di } \text{NH}_4\text{Cl} \quad \frac{0,236}{0,471} = 0,501 \text{ M} \quad \text{molarità}$$

$$(1,0061 \cdot 471 - 12,6) = 461,3 \text{ g di } \text{H}_2\text{O} \text{ in 471 mL di soluzione}$$

$$\frac{0,236}{0,4613} = 0,512 \text{ m} \quad \text{molalità}$$

58. Calcolare la N di una soluzione di HNO_3 al 12% in peso con $d = 1,1934 \text{ g/mL}$ se l'acido viene usato come ossidante e il prodotto di reazione è ossido di azoto



$$\text{MM } \text{HNO}_3 = 63 \text{ g/mol} \quad \text{ME } \text{HNO}_3 = 63/3 = 21 \text{ g/eq}$$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = \text{g/L}$$

$$1,1934 \cdot 1000 \cdot \frac{12}{100} = 143,2 \text{ g/L di } \text{HNO}_3$$

$$\frac{143,2}{21} = 6,82 \text{ eq/L} = \text{N di } \text{HNO}_3$$

59. Determinare la M finale di una soluzione ottenuta mescolando 207 mL di una soluzione di BaCl_2 2,45 M con 125 mL di un'altra soluzione di BaCl_2 12,05 M e diluendo infine con acqua fino a 500 mL

$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_3 \cdot V_3 \quad M_3 = \frac{M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2}{V_3}$$

$$\frac{2,45 \cdot 0,207 + 12,05 \cdot 0,125}{0,5} = 4,03 \text{ M} \quad \text{molarità finale}$$

60. Per preparare 500 mL di HCl 0,25 M si ha a disposizione una soluzione di HCl al 34,18% in peso con $d = 1,17 \text{ g/mL}$. Calcolare quanti mL di quest'ultima soluzione si devono prelevare

$$\text{MM HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = \text{g/L}$$

$$1,17 \cdot 1000 \cdot \frac{34,18}{100} = 400 \text{ g/L di HCl}$$

$$\frac{400}{36,5} = 11 \text{ mol/L} = \text{M di HCl}$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad V_1 = \frac{M_2 \cdot V_2}{M_1}$$

$$V_1 = \frac{0,25 \cdot 0,5}{11} = 0,011 \text{ L} = 11 \text{ mL di HCl concentrato}$$

61. Calcolare la N di una soluzione di KMnO_4 al 10% in peso con $d = 1,151 \text{ g/mL}$ se il sale viene usato come ossidante e il prodotto di reazione è lo ione manganoso Mn^{2+}



$$\text{MM KMnO}_4 = 158 \text{ g/mol} \quad \text{ME} = \text{MM}/5 = 31,6 \text{ g/eq}$$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = \text{g/L}$$

$$1,151 \cdot 1000 \cdot \frac{10}{100} = 115,1 \text{ g/L di KMnO}_4$$

$$\frac{115,1}{31,6} = 3,64 \text{ eq/L} = N \quad \text{normalità di KMnO}_4$$

62. Si mescolano 230 mL di una soluzione 0,5 M di NaOH con 0,024 L di una soluzione al 23% p/p di NaOH con $d = 1,25 \text{ g/mL}$ e infine si porta il volume a 1250 mL con acqua. Sapendo che la soluzione finale a $d = 1,11 \text{ g/mL}$, calcolare la concentrazione della soluzione finale in % in peso e in molalità

$$\text{MM NaOH} = 40 \text{ g/mol}$$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = \text{g/L di soluto}$$

$$1,25 \cdot 1000 \cdot \frac{23}{100} = 287,5 \text{ g/L di NaOH}$$

$$\frac{287,5}{40} = 7,2 \text{ mol/L} = M \quad \text{di NaOH al 23\%}$$

$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_3 \cdot V_3 \quad M_3 = \frac{M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2}{V_3}$$

$$\frac{0,5 \cdot 0,23 + 7,2 \cdot 0,024}{1,25} = 0,23 \text{ M molarità finale}$$

$$0,23 \cdot 0,1 \cdot 40 = 0,92 \text{ g di NaOH in 100 mL di soluzione}$$

$$1,11 \cdot 100 = 111 \text{ g peso di 100 mL di soluzione}$$

$$\frac{0,92}{111} = \frac{x}{100} \quad x = \frac{0,92 \cdot 100}{111} = 0,83\% \quad \text{in peso finale}$$

$$\frac{0,23 \cdot 0,1}{0,111} = 0,21 \text{ m molalità}$$

63. Una soluzione di prepara sciogliendo 50 g di metanolo CH_3OH in 250 mL di tetracloruro di carbonio CCl_4 ($d = 1,7 \text{ g/mL}$). Calcolare le frazioni molari dei due componenti

$$\text{MM CH}_3\text{OH} = 32 \text{ g/mol} \quad \text{MM CCl}_4 = 154 \text{ g/mol}$$

$$250 \cdot 1,7 = 425 \text{ g di CCl}_4$$

$$\frac{50}{32} = 1,562 \text{ mol di CH}_3\text{OH} \quad \frac{425}{154} = 2,76 \text{ mol di CCl}_4$$

$$\frac{1,562}{(1,562+2,76)} = 0,36 \quad \text{frazione molare di CH}_3\text{OH}$$

$$\frac{2,76}{(1,562+2,76)} = 0,64 \quad \text{frazione molare di CCl}_4$$

64. Trovare quanti mL di una soluzione di AgNO_3 1,9 M bisogna prelevare per preparare 0,5 L di soluzione al 2% in peso con $d = 1,045 \text{ g/mL}$

$$\text{MM AgNO}_3 = 170 \text{ g/mol}$$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = \text{g/L}$$

$$1,045 \cdot 1000 \cdot \frac{2}{100} = 20,9 \text{ g/L di AgNO}_3 \quad \frac{20,9}{170} = 0,13 \text{ mol/L} = M \quad \text{di AgNO}_3$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad V_1 = \frac{M_2 \cdot V_2}{M_1} = \frac{0,13 \cdot 0,5}{1,9} = 0,034 \text{ L} = 34 \text{ mL di AgNO}_3 \text{ concentrato}$$

65. Una soluzione di Na_2CrO_4 ($\text{MM} = 162 \text{ g/mol}$) con $d = 1,085 \text{ g/mL}$ contiene 15 g di sale in 100 g di soluzione. Calcolare per questa soluzione: a) la molarità; b) la normalità come ossidante se il prodotto di reazione è Cr metallico; c) la molalità

$$d = \frac{g}{V} \quad V = \frac{g}{d}$$

$$\frac{100}{1,085} = 92,2 \text{ mL volume di 100 g di soluzione}$$

$$\frac{15}{162} = 0,093 \text{ mol di Na}_2\text{CrO}_4$$



$$\frac{0,093}{0,0922} = 1,0086 \text{ M molarità di Na}_2\text{CrO}_4$$

$$N = x \cdot M \quad N = 6 \cdot 1,0086 = 6,052 \text{ N normalità come ossidante di Na}_2\text{CrO}_4$$

$$(100 - 15) = 85 \text{ g di solvente}$$

$$\frac{0,093}{0,085} = 1,09 \text{ m molalità di Na}_2\text{CrO}_4$$

66. Calcolare i g di soluto contenuti in 30 mL di soluzione di K_2SO_4 0,48 M

$$\begin{aligned} \text{MM K}_2\text{SO}_4 &= 174,3 \text{ g/mol} \\ 0,48 \cdot 0,03 &= 0,0144 \text{ mol di K}_2\text{SO}_4 \\ 0,0144 \cdot 174,3 &= 2,51 \text{ g di K}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$

67. Una soluzione acquosa è stata preparata sciogliendo 35 g di CuSO_4 in 830 g di acqua. Determinare la % in peso del soluto e la sua frazione molare

$$\begin{aligned} \text{MM CuSO}_4 &= 159,6 \text{ g/mol} & \text{MM H}_2\text{O} &= 18 \text{ g/mol} \\ (35 + 830) &= 865 \text{ g peso totale soluzione} \\ \frac{35}{865} &= \frac{x}{100} & x &= \frac{35 \cdot 100}{865} = 4\% \text{ percentuale in peso soluto} \\ \frac{35}{159,6} &= 0,22 \text{ mol di CuSO}_4 & \frac{830}{18} &= 46,1 \text{ mol di H}_2\text{O} \\ \frac{0,22}{(0,22+46,1)} &= 4,7 \cdot 10^{-3} \text{ frazione molare del soluto} \end{aligned}$$

68. Una soluzione acquosa di KClO_4 ha una concentrazione 2,5 m (molale). Calcolare la frazione molare del soluto e del solvente, la molarità e la percentuale in peso del soluto, considerando che la densità della soluzione è $1,1 \text{ g/cm}^3$

$$\begin{aligned} \text{MM KClO}_4 &= 138,6 \text{ g/mol} & \text{MM H}_2\text{O} &= 18 \text{ g/mol} \\ 1,1 \text{ g/cm}^3 &= 1,1 \text{ g/mL} \\ 2,5 \text{ m significa} & 2,5 \text{ mol di KClO}_4 \text{ in 1 kg di H}_2\text{O} \\ 1 + \frac{2,5 \cdot 138,6}{1000} &= 1,35 \text{ kg peso della soluzione contenente 1 kg di H}_2\text{O ovvero 2,5 mol di KClO}_4 \\ \frac{1,35}{1,1} &= 1,23 \text{ L di soluzione, nei quali sono presenti 2,5 mol di KClO}_4 \\ \frac{2,5}{1,23} &= 2 \text{ M molarità di KClO}_4 \\ \frac{1,23}{1000} &= 55,6 \text{ mol di H}_2\text{O in 1,35 kg di soluzione} \\ \frac{2,5}{(2,5+55,6)} &= 0,043 \text{ frazione molare di KClO}_4 \\ \frac{55,6}{(2,5+55,6)} &= 0,957 \text{ frazione molare di H}_2\text{O} \\ \frac{2,5 \cdot 138,6}{1350} &= \frac{x}{100} & x &= \frac{2,5 \cdot 138,6 \cdot 100}{1350} = 25,7\% \text{ percentuale in peso di KClO}_4 \end{aligned}$$

69. Una soluzione acquosa di H_2SO_4 al 30% in peso ha densità $1,225 \text{ g/mL}$. Calcolare la concentrazione molare e molale della soluzione

$$\begin{aligned} \text{MM H}_2\text{SO}_4 &= 98 \text{ g/mol} \\ d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} &= \text{g/L} \\ 1,225 \cdot 1000 \cdot \frac{30}{100} &= 367,5 \text{ g/L di H}_2\text{SO}_4 \\ \frac{367,5}{98} &= 3,75 \text{ mol/L} = \text{M di H}_2\text{SO}_4 \\ (1000 \cdot 1,225 - 367,5) &= 857,5 \text{ g di H}_2\text{O in 1 L di soluzione} \\ \frac{3,75}{0,8575} &= 4,37 \text{ m molalità di H}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$

70. Calcolare quanti grammi di H_2O e di NaCl occorrono per preparare 1000 g di una soluzione al 13% in peso di NaCl

$$\begin{aligned} \frac{13}{100} &= \frac{x}{1000} & x &= \frac{13 \cdot 1000}{100} = 130 \text{ g di NaCl} \\ (1000 - 130) &= 870 \text{ g di H}_2\text{O} \end{aligned}$$

71. Calcolare la massa di H_2O che bisogna aggiungere a 1 kg di una soluzione di HNO_3 al 56,5% in peso per averne una al 20,0%

$$\begin{array}{ccc} 56,5 & & 20 \quad (20 - 0) = 20 \text{ parti di HNO}_3 \text{ al } 56,5\% \\ & \diagdown \quad \diagup & \\ & 20 & \\ & \diagup \quad \diagdown & \\ 0 & & 36,5 \quad (56,5 - 20) = 36,5 \text{ parti di H}_2\text{O} \end{array}$$

Applicata regola della croce. 20 parti di HNO_3 al 56,5% corrispondono a 1 kg, quindi

$$\frac{20}{1} = \frac{36,5}{x} \quad x = \frac{36,5}{20} = 1,82 \text{ kg di H}_2\text{O}$$

In alternativa si può utilizzare il bilancio di massa del soluto

$x = \text{kg di H}_2\text{O}$

$$1 \cdot \frac{56,5}{100} = (1 + x) \cdot \frac{20}{100} \quad 0,565 = 0,2 + 0,2 \cdot x$$

$$x = \frac{0,565 - 0,2}{0,2} = 1,82 \text{ kg di HNO}_3 \text{ al } 56,5\%$$

72. Calcolare in quale volume di soluzione è necessario sciogliere 10 g di NaOH per avere una soluzione 0,5 M

MM NaOH = 40 g/mol

$$\frac{10}{40} = 0,25 \text{ mol di NaOH}$$

$$M = \frac{n}{V} \quad V = \frac{n}{M}$$

$$\frac{0,25}{0,5} = 0,5 \text{ L volume di soluzione}$$

73. Calcolare la molalità di una soluzione acquosa al 10% in peso di un composto organico di peso molecolare 113 g/mol
10% in peso significa 10 g soluto in 100 g soluzione, ovvero in $(100 - 10) = 90$ g solvente

$$m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{kg solvente}}$$

$$\frac{10}{113} = 0,0884 \text{ mol soluto}$$

$$\frac{0,0884}{0,09} = 0,982 \text{ mol/kg molalità}$$

74. Calcolare la frazione molare del soluto in una soluzione acquosa al 57,0% in peso di HI

MM HI = 128 g/mol MM H₂O = 18 g/mol

57% in peso significa che in 100 g di soluzione vi sono 57 g di HI e $(100 - 57) = 43$ g di H₂O

$$\frac{57}{128} = 0,445 \text{ mol di HI} \quad \frac{43}{18} = 2,39 \text{ mol di H}_2\text{O}$$

$$\frac{0,445}{(0,445+2,39)} = 0,157 \text{ frazione molare di HI}$$

75. 15 g di K₂Cr₂O₇ sono disciolti in 500 g di acqua. Calcolare la composizione % dei componenti la soluzione

$$\frac{15}{(15+500)} = \frac{x}{100} \quad x = \frac{15 \cdot 100}{(15+500)} = 2,9\% \text{ di K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$(100 - 2,9) = 97,1\% \text{ di H}_2\text{O}$$

76. In che volume di acqua occorre sciogliere 20 g di Fe₂(SO₄)₃ per avere una soluzione N/10 come sale? Quale è la concentrazione espressa in % p/v?

MM Fe₂(SO₄)₃ = 400 g/mol ME Fe₂(SO₄)₃ = MM/6 = 66,7 g/eq N/10 = 0,1 N come sale

$$\frac{20}{66,7} = 0,3 \text{ eq di Fe}_2\text{(SO}_4\text{)}_3$$

$$N = \frac{eq}{V} \quad V = \frac{0,3}{0,1} = 3 \text{ L} = 3000 \text{ mL di H}_2\text{O}$$

$$\frac{20}{3000} \cdot 100 = 0,7\% \text{ p/v concentrazione della soluzione}$$

77. E' necessario preparare 350 cm³ di una soluzione N/100 di Mg(OH)₂; quanto idrossido è necessario pesare? Calcolare inoltre la concentrazione espressa come % p/v

MM Mg(OH)₂ = 58,3 g/mol ME Mg(OH)₂ = MM/2 = 29,15 g/eq N/100 = 0,01 N come base

$$350 \text{ cm}^3 = 350 \text{ mL}$$

$$N = \frac{eq}{V} \quad eq = N \cdot V$$

$$0,01 \cdot 0,35 = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ eq di Mg(OH)}_2$$

$$eq = \frac{g}{ME} \quad g = eq \cdot ME$$

$$3,5 \cdot 10^{-3} \cdot 29,15 = 0,102 \text{ g di Mg(OH)}_2$$

$$\frac{0,102}{350} \cdot 100 = 0,029\% \text{ concentrazione della soluzione}$$

78. Calcolare la N di una soluzione di KMnO₄ contenente 3,85 g di sale in 0,5 L di soluzione, riferita ad un processo in cui KMnO₄ si riduce a Mn²⁺ in ambiente acido per H₂SO₄

MM KMnO₄ = 158 g/mol Mn⁷⁺ → Mn²⁺ ME = MM/5 = 31,6 g/eq MM H₂O = 18 g/mol

$$eq = \frac{g}{ME} \quad \frac{3,85}{31,6} = 0,122 \text{ eq di KMnO}_4$$

$$N = \frac{eq}{V} \quad \frac{0,122}{0,5} = 0,244 \text{ N normalità KMnO}_4$$

79. E' data una soluzione di H₂SO₄ al 53,6% in peso. Sapendo che la densità è 1,44 g/mL, calcolare la molarità, la molalità e le frazioni molar dei due componenti

MM H₂SO₄ = 98 g/mol ME = MM/2 = 49 g/eq

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = \text{g/L di soluto}$$

$$1,44 \cdot 1000 \cdot \frac{53,6}{100} = 771,8 \text{ g/L di H}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{771,8}{98} = 7,88 \text{ mol/L} = M \quad \text{molarità di H}_2\text{SO}_4$$

$$1,44 \cdot 1000 = 1440 \text{ g} \quad \text{peso di 1 L di soluzione}$$

$$(1440 - 771,8) = 668,2 \text{ g} = 0,6682 \text{ kg} \quad \text{peso di H}_2\text{O in 1 L di soluzione}$$

$$\frac{7,88}{0,6682} = 11,8 \text{ m} \quad \text{molalità di H}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{668,2}{18} = 37,1 \text{ mol} \quad \text{di H}_2\text{O}$$

$$\frac{7,88}{(7,88+37,1)} = 0,175 \quad \text{frazione molare di H}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{37,1}{(7,88+37,1)} = 0,825 \quad \text{frazione molare di H}_2\text{O}$$

80. Si miscelano 2,50 litri di NaOH 0,100 N con 0,500 litri di NaOH 0,450 M e 28,3 mL di NaOH 0,500 M. Calcolare la molarità della soluzione finale ammettendo che i volumi siano additivi

$$0,1 \text{ N} = 0,1 \text{ M} \quad \text{per NaOH} \quad 28,3 \text{ mL} = 0,0283 \text{ L}$$

$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 + M_3 \cdot V_3 = M_4 \cdot (V_1 + V_2 + V_3)$$

$$M_4 = \frac{M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 + M_3 \cdot V_3}{(V_1 + V_2 + V_3)} = \frac{0,1 \cdot 2,5 + 0,45 \cdot 0,5 + 0,5 \cdot 0,0283}{(2,5 + 0,5 + 0,0283)} = 0,162 \text{ M} \quad \text{molarità di NaOH}$$

81. Quanti ml di NaOH 1,25 N debbono essere aggiunti ad 1 litro di NaOH 0,63 N per ottenere una soluzione 0,85 N?

$$x = \text{litri di NaOH } 1,25 \text{ N}$$

$$N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2 = N_3 \cdot V_3$$

$$1,25 \cdot x + 0,63 \cdot 1 = (1 + x) \cdot 0,85$$

$$1,25x + 0,63 = 0,85 + 0,85x$$

$$1,25x - 0,85x = 0,85 - 0,63 \quad 0,4x = 0,22$$

$$x = \frac{0,22}{0,4} = 0,55 \text{ L} = 550 \text{ ml di NaOH } 1,25 \text{ N}$$

82. Quali volumi di HCl 0,55 N e di HCl 0,098 N debbono essere mescolati per avere 2,5 litri di HCl 0,25 N?

$$x = \text{litri di HCl } 0,55 \text{ N}$$

$$N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2 = N_3 \cdot V_3$$

$$0,55 \cdot x + (2,5 - x) \cdot 0,098 = 2,5 \cdot 0,25$$

$$0,55x + 0,245 - 0,098x = 0,625$$

$$0,452x = 0,625 - 0,245 \quad 0,452x = 0,38$$

$$x = \frac{0,38}{0,452} = 0,84 \text{ L} \quad \text{di HCl } 0,55 \text{ N}$$

$$2,5 - 0,84 = 1,66 \text{ L} \quad \text{di HCl } 0,098 \text{ N}$$

83. Si ha una soluzione di H₂SO₄ in acqua al 98% in peso (peso specifico 1,83 g/mL). Calcolare la M e la N della soluzione

$$\text{MM H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mole}$$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = \text{g/L}$$

$$1,83 \cdot 1000 \cdot \frac{98}{100} = 1793,4 \text{ g/l} \quad \text{di H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

$$\frac{1793,4}{98} = 18,3 \text{ M} \quad \text{di H}_2\text{SO}_4$$

$$N = x \cdot M = 2 \cdot M = 2 \cdot 18,3 = 36,6 \text{ N} \quad \text{di H}_2\text{SO}_4$$

84. Si vuole preparare una soluzione 0,1 N di H₃PO₄ partendo da una soluzione di acido al 10% con peso specifico 1,0 mg/L. Quanto acqua e quanto H₃PO₄ al 10% bisognerà mescolare per preparare 1 litro di tale soluzione?

$$\text{MM H}_3\text{PO}_4 = 98 \text{ g/mole)}$$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = \text{g/L}$$

$$1 \cdot 1000 \cdot \frac{10}{100} = 100 \text{ g/l} \quad \text{di H}_3\text{PO}_4 \text{ puro}$$

$$\text{ME di H}_3\text{PO}_4 = \text{MM}/3 = 98/3 = 32,7 \text{ g/eq}$$

$$\frac{100}{32,7} = 3,06 \text{ N} \quad \text{di H}_3\text{PO}_4$$

$$x = \text{litri di H}_3\text{PO}_4 \text{ } 3,06 \text{ N}$$

$$x \cdot 3,06 = 1 \cdot 0,1$$

$$x = \frac{0,1}{3,06} = 0,03269 \text{ litri} \quad \text{e quindi } 32,7 \text{ ml di H}_3\text{PO}_4$$

$$1000 - 32,7 = 967,3 \text{ ml} \quad \text{di H}_2\text{O}$$

85. Con quanti g di acqua bisogna diluire 100 g di H₂SO₄ al 60% per portare la concentrazione iniziale al 20%?

$$x = \text{g di H}_2\text{O}$$

$$100 \cdot \frac{60}{100} = (100 + x) \cdot \frac{20}{100} \quad 60 = 0,2 \cdot (100 + x) \quad 60 = 20 + 0,2 \cdot x$$

$$x = \frac{60 - 20}{0,2} = 200 \text{ g di H}_2\text{O}$$

86. Quanti g di NaOH all'85% sono necessari per preparare 3 litri di soluzione 1,5 N?

$$\text{MM NaOH} = 40 \text{ g/mol} \quad \text{ME} = \text{MM} = 40 \text{ g/eq}$$

$$1,5 \cdot 3 = 4,5 \text{ eq di NaOH}$$

$$4,5 \cdot 40 = 180 \text{ g di NaOH pura}$$

$$\frac{85}{100} = \frac{180}{x} \quad x = \frac{100 \cdot 180}{85} = 211,8 \text{ g di NaOH all'85\%}$$

87. Quanti ml di HCl al 36,23% in peso, con densità pari a 1,18 g/mL, sono necessari per preparare 1 litro di HCl 1 N?

$$\text{MM HCl} = 36,5 \text{ g/mol} \quad \text{ME} = \text{MM} = 36,5 \text{ g/eq}$$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = \text{g/L}$$

$$1,18 \cdot 1000 \cdot \frac{36,23}{100} = 427,5 \text{ g/L di HCl} \quad \frac{427,5}{36,5} = 11,71 \text{ eq/L} = \text{N di HCl}$$

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2 \quad V_1 = \frac{N_2 \cdot V_2}{N_1}$$

$$\frac{1 \cdot 1}{11,71} = 0,0854 \text{ L} = 85,4 \text{ mL di HCl}$$

88. Quanti ml di H₂SO₄ al 10% (densità 1,07 g/mL) bisogna aggiungere a 2 litri di acido 1,95 N perché diventi 2 N?

$$\text{MM H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol} \quad \text{ME} = \text{MM}/2 = 98/2 = 49 \text{ g/eq}$$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = \text{g/L di soluto}$$

$$1,07 \cdot 1000 \cdot \frac{10}{100} = 107 \text{ g/L di H}_2\text{SO}_4 \quad \frac{107}{49} = 2,18 \text{ eq/L} = \text{N di H}_2\text{SO}_4 \text{ al 10\%}$$

$$N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2 = N_3 \cdot V_3$$

$$x = \text{L di H}_2\text{SO}_4 \text{ al 10\% da aggiungere}$$

$$2,18 \cdot x + 2 \cdot 1,95 = (2 + x) \cdot 2 \quad 2,18 \cdot x + 3,9 = 4 + 2 \cdot x$$

$$2,18 \cdot x - 2 \cdot x = 4 - 3,9 \quad 0,18 \cdot x = 0,1$$

$$x = \frac{0,1}{0,18} = 0,556 \text{ L} = 556 \text{ mL di H}_2\text{SO}_4 \text{ al 10\% da aggiungere}$$

89. Calcolare quanti ml di H₂SO₄ 2 N e quanti ml di H₂SO₄ 0,5 N bisogna mescolare per ottenere 1 litro di soluzione di H₂SO₄ 1 N

$$N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2 = N_3 \cdot V_3$$

$$x = \text{L di H}_2\text{SO}_4 \text{ 2 N}$$

$$2 \cdot x + 0,5 \cdot (1 - x) = 1 \cdot 1 \quad 2 \cdot x + 0,5 - 0,5 \cdot x = 1 \quad 2 \cdot x - 0,5 \cdot x = 1 - 0,5$$

$$1,5 \cdot x = 0,5 \quad x = \frac{0,5}{1,5} = 0,333 \text{ L} = 333 \text{ mL di H}_2\text{SO}_4 \text{ 2 N}$$

$$(1000 - 333) = 667 \text{ mL di H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,5 N}$$

90. Per precipitare 0,541 g di CaCO₃ si usano 15 g di soluzione di Na₂CO₃. Che % di Na₂CO₃ contiene questa soluzione?

$$\text{MM CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol} \quad \text{MM Na}_2\text{CO}_3 = 106 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol CaCO}_3 \text{ equivale stechiometricamente a 1 mol di Na}_2\text{CO}_3$$

$$\frac{0,541}{100} = 5,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol di CaCO}_3 = \text{mol di Na}_2\text{CO}_3$$

$$5,41 \cdot 10^{-3} \cdot 106 = 0,573 \text{ g di Na}_2\text{CO}_3$$

$$\frac{0,573}{15} \cdot 100 = 3,8\% \text{ percentuale di Na}_2\text{CO}_3$$

91. Quanti g di KOH al 90% bisogna aggiungere a 400 g di KOH al 45% per ottenere una soluzione al 50%?

$$90 \quad \quad \quad 5 \quad (50 - 45) = 5 \text{ parti di KOH al 90\%}$$

$$45 \quad \quad \quad 40 \quad (90 - 50) = 40 \text{ parti di KOH al 45\% che corrispondono a 400 g}$$

Applicata la regola della croce.

$$\frac{40}{400} = \frac{5}{x} \quad x = \frac{400 \cdot 5}{40} = 50 \text{ g di KOH al 90\%}$$

In alternativa si usa il bilancio di massa:

$$x = \text{g di KOH al 90\%}$$

$$x \cdot \frac{90}{100} + 400 \cdot \frac{45}{100} = (400 + x) \cdot \frac{50}{100} \quad 0,9 \cdot x + 180 = 200 + 0,5 \cdot x$$

$$(0,9 - 0,5) \cdot x = 200 - 180 \quad x = \frac{20}{0,4} = 50 \text{ g di KOH al 90\%}$$

92. Quanta acqua e quanto H_3PO_4 al 10% in peso $d = 1,0 \text{ g/mL}$ bisogna mescolare per preparare 1 litro di H_3PO_4 0,03 M?

MM $\text{H}_3\text{PO}_4 = 98 \text{ g/mol}$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = \text{g/L di soluto}$$

$$1 \cdot 1000 \cdot \frac{10}{100} = 100 \text{ g/L di } \text{H}_3\text{PO}_4$$

$$\frac{100}{98} = 1,02 \text{ mol/L} = M \text{ di } \text{H}_3\text{PO}_4$$

$$x = \text{mL di } \text{H}_3\text{PO}_4 \quad M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

$$1,02 \cdot x \cdot 10^{-3} = 0,03 \cdot 1 \quad x = \frac{0,03}{1,02 \cdot 10^{-3}} = 29,4 \text{ mL di } \text{H}_3\text{PO}_4$$

$$(1000 - 29,4) = 970,6 \text{ mL di } \text{H}_2\text{O}$$

93. Si precipita AgCl trattando una soluzione di HCl con AgNO_3 . Calcolare la M di HCl se 100 mL, trattati con un eccesso di AgNO_3 , hanno dato 1,434 g di AgCl

MM $\text{AgCl} = 143,3 \text{ g/mol}$

1 mol di AgCl corrisponde stechiometricamente a 1 mol di HCl

$$\frac{1,434}{143,3} = 0,01 \text{ mol di } \text{AgCl} = \text{mol di } \text{HCl}$$

$$M = \frac{n}{V} \quad \frac{0,01}{0,1} = 0,1 \text{ M di } \text{HCl}$$

94. A quale volume bisogna portare 180 mL di HCl al 35,39% in peso $d = 1,18 \text{ g/mL}$ per ottenere una soluzione 0,2 M?

MM $\text{HCl} = 36,4 \text{ g/mol}$

$$d \cdot 1000 \cdot \frac{\%}{100} = \text{g/L di soluto}$$

$$1,18 \cdot 1000 \cdot \frac{35,39}{100} = 417,6 \text{ g/L di } \text{HCl}$$

$$\frac{417,6}{36,4} = 11,5 \text{ mol/L} = M \text{ di } \text{HCl}$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{M_1 \cdot V_1}{M_2} = \frac{11,5 \cdot 0,18}{0,2} = 10,3 \text{ L volume a cui è necessario diluire}$$

]