

Concentrazione delle Soluzioni

Si definisce **soluzione** una miscela omogenea di più sostanze:

Soluzione liquido-liquido: alcol etilico-acqua, vino-acqua, rhum-cocacola

Soluzione solido-liquido: zucchero-acqua, sale-acqua

Soluzione gas-liquido: diossido di carbonio-acqua

Soluzione solido-solido: ottone (Cu.Zn), bronzo (Cu-Sn)

Solvente: sostanza normalmente in eccesso

Soluto: sostanza normalmente in difetto

Una soluzione è caratterizzata da una **concentrazione** (o titolo), che esprime quanto soluto ho nel solvente o nella soluzione. Esistono diversi modi per esprimere la concentrazione:

- Percentuale in peso = $m(\text{soluto})/m(\text{soluzione}) \times 100$

H₂O₂ al 3%

- Percentuale in volume = $V(\text{soluto})/V(\text{soluzione}) \times 100$

Alcol etilico al 12%

- Molarità, $M = \text{moli di soluto in 1 litro di soluzione}$

$$2 \text{ mol di HCl in } 200 \text{ mL di soluzione} = 2/0.200 = 10 \text{ M}$$

- Normalità, $N = \text{equivalenti di soluto in 1 litro di soluzione}$

$$3 \text{ eq. di HCl in } 150 \text{ mL di soluzione} = 3/0.150 = 20 \text{ N}$$

- Molalità, $m = \text{moli di soluto in 1 kg di solvente}$

$$0.2 \text{ moli di glucosio in } 2 \text{ kg di H}_2\text{O} = 0.2/2 = 0.1 \text{ m}$$

- Frazione molare, $\chi_i : \chi_i = n_i / \Sigma n_i$ con $\Sigma \chi_i = 1$

Si noti che, in soluzioni diluite: $V_{\text{solvente}} \sim V_{\text{soluzione}}$

Se la soluzione diluita è acquosa:

$\text{kg}_{\text{solvente}} \sim \text{litri}_{\text{soluzione}}$ (poiché la densità dell'acqua è 1 g/cm^3)

da cui $M \sim m$

Es.1: Calcolare a) la percentuale in peso, b) la frazione molare, c) la molarità e d) la molalità di una soluzione ottenuta sciogliendo 15,00 g di glucosio ($C_6H_{12}O_6$) in 100 mL di acqua, noti $PM(\text{glucosio}) = 174,18 \text{ g mol}^{-1}$ e $d_{\text{Acqua}} = 1 \text{ g/cm}^3$.

a) Percentuale in peso

$$\%_{\text{Glucosio}} = m_{\text{Glucosio}} / [m_{\text{Glucosio}} + m_{\text{Acqua}}] \times 100 = 15,00/115 \times 100 = 13,0\%$$

b) Frazione Molare

$$\chi_{\text{Glucosio}} = n_{\text{Glucosio}} / [n_{\text{Glucosio}} + n_{\text{Acqua}}] =$$

$$n_{\text{Glucosio}} = m_{\text{Glucosio}} / PM_{\text{Glucosio}}$$

$$n_{\text{Acqua}} = m_{\text{Acqua}} / PM_{\text{Acqua}}$$

$$m_{\text{Acqua}} = V_{\text{Acqua}} \times d_{\text{Acqua}}$$

$$\chi_{\text{Glucosio}} = [m_{\text{Acqua}} / PM_{\text{Acqua}}] / [m_{\text{Acqua}} / PM_{\text{Acqua}} + V_{\text{Acqua}} \times d_{\text{Acqua}} / PM_{\text{Acqua}}]$$

$$\chi_{\text{Glucosio}} = 0,861 / [0,861 + 100/18,02] = 0,13$$

c) Molarità

$$M = \text{moli soluto} / \text{litri soluzione} \sim \text{moli soluto} / \text{litri solvente} = n_{\text{Glucosio}} / V_{\text{acqua}}$$

$$n_{\text{Glucosio}} = m_{\text{Glucosio}} / PM_{\text{Glucosio}}$$

$$M = (m_{\text{Glucosio}} / PM_{\text{Glucosio}}) / V_{\text{acqua}}$$

$$M = [15,00 \text{ g} / 174,18 \text{ g mol}^{-1}] / 0,100 \text{ L} = 0,861 \text{ M}$$

d) Molalità

$$m = \text{Moli soluto} / \text{kg solvente} = n_{\text{Glucosio}} / \text{kg}_{\text{acqua}}$$

$$n_{\text{Glucosio}} = m_{\text{Glucosio}} / PM_{\text{Glucosio}}$$

$$m_{\text{acqua}} = V_{\text{Acqua}} \times d_{\text{Acqua}}$$

$$m = (m_{\text{Glucosio}} / PM_{\text{Glucosio}}) / (V_{\text{Acqua}} \times d_{\text{Acqua}}) = 0,861 \text{ mol} / 0,100 \text{ kg} = 0,861 \text{ m}$$

Es.2: Calcolare a) la percentuale in peso b) la frazione molare, c) la molarità, e d) la percentuale in volume di una soluzione ottenuta miscelando 10,00 g di acetone (CH_3COCH_3) in 1000 mL di acqua, sapendo che $d_{\text{Acqua}} = 1 \text{ g/cm}^3$ e $d_{\text{Acetone}} = 0,68 \text{ g/cm}^3$.

a): Percentuale in peso:

$$\%_{\text{Acetone}} = m_{\text{Acetone}} / [m_{\text{Acetone}} + m_{\text{Acqua}}] \times 100$$

$$1000 \text{ mL} = 1000 \text{ cm}^3$$

$$d = m / V \text{ ovvero } m = d \times V$$

$$m = 1 \times 1000 = 1000 \text{ g}$$

$$\%_{\text{Acetone}} = 10,00 / (10,00 + 1000) \times 100 = 0,990\%$$

b) Frazione Molare

$$\chi_{\text{Acetone}} = n_{\text{Acetone}} / [n_{\text{Acetone}} + n_{\text{Acqua}}] = m_{\text{Acetone}} / \text{PM}_{\text{Acetone}} / [m_{\text{Acetone}} / \text{PM}_{\text{Acetone}} + m_{\text{Acqua}} / \text{PM}_{\text{Acqua}}]$$

$$10,00 / 58,06 / [10,00 / 58,06 + 100 / 18,02] = 0,003 = 3 \times 10^{-3}$$

c) Molarità

$$M = \text{moli soluto} / \text{litri soluzione} \sim \text{moli soluto} / \text{litri solvente} = n_{\text{Acetone}} / V_{\text{acqua}}$$

$$n_{\text{Acetone}} = m_{\text{Acetone}} / PM_{\text{Acetone}}$$

$$M = m_{\text{Acetone}} / PM_{\text{Acetone}} / V_{\text{acqua}}$$

$$M = [10,00 \text{ g} / 58,06 \text{ g mol}^{-1}] / 1,000 \text{ L} = 0,172 \text{ M}$$

d): Percentuale in volume:

$$\%V = V(\text{soluto}) / V(\text{soluzione}) \times 100 = V_{\text{Acetone}} / [V_{\text{Acetone}} + V_{\text{Acqua}}] \times 100$$

$$d = m / V \text{ ovvero } V = m / d$$

$$V_{\text{Acetone}} = m_{\text{Acetone}} / d_{\text{Acetone}} = 10,00 / 0,68 = 14,7 \text{ cm}^3 = 14,7 \text{ mL}$$

$$\%V = 14,7 / [14,7 + 1000] \times 100 = 1,45\%$$

Es.3: Si sciolgono 10,30 g di HCl in una quantità di acqua tale da ottenere 200,5 mL di soluzione. Calcolare a) la molarità e b) la molalità, nota $d_{\text{soluzione}} = 1,021 \text{ g/cm}^3$.

a) Molarità

$$M = \text{moli soluto} / V_{\text{soluzione}} = n_{\text{HCl}} / V_{\text{Soluzione}}$$

$$n_{\text{HCl}} = m_{\text{HCl}} / PM_{\text{HCl}}$$

$$M = m_{\text{HCl}} / PM_{\text{HCl}} / V_{\text{Soluzione}}$$

$$M = [10,30 \text{ g} / 36,46 \text{ g mol}^{-1}] / 0,2005 \text{ L} = 1,411 \text{ M}$$

b) Molalità

$$m = \text{Moli soluto} / \text{kg solvente} = n_{\text{HCl}} / \text{kg}_{\text{acqua}}$$

$$n_{\text{HCl}} = m_{\text{HCl}} / PM_{\text{HCl}}$$

$$\text{kg}_{\text{acqua}} = \text{kg}_{\text{soluzione}} - \text{kg}_{\text{HCl}}$$

$$\text{kg}_{\text{soluzione}} = V_{\text{soluzione}} \times d_{\text{soluzione}}$$

$$m = m_{\text{HCl}} / PM_{\text{HCl}} / V_{\text{soluzione}} \times d_{\text{soluzione}} = (10,30 / 36,46 / [(200,5 \times 1,021) / 1000 - 0,0103])$$

$$m = 1,453 \text{ m}$$

Poiché molarità = mol L⁻¹

si ha

$$\begin{array}{ccc} \mathbf{MOLARITÀ} & \times & \mathbf{VOLUME} = \\ \text{(intensiva)} & & \text{(estensiva)} \end{array} \quad \mathbf{MOLI} \text{ (estensiva)}$$

Es. 1: Calcolare quante moli ci sono in 7,82 L di NaOH 0,889 M.

Sapendo che $\text{mol} = M \times V$

$$\text{mol}(\text{NaOH}) = M \times V = 0,889 \text{ mol L}^{-1} \times 7,82 \text{ L} = 6,95 \text{ mol}$$

Es. 2: Determinare quanti grammi ci sono in 15,2 mL di NH₃ 0,15 M.

Sapendo che $\text{mol} = M \times V = m \text{ PM}^{-1}$

$$m = M \times V \times \text{PM}$$

$$m(\text{NH}_3) = 0,15 \text{ mol L}^{-1} \times 0,0152 \text{ L} \times 17,04 \text{ g mol}^{-1} = 0,039 \text{ g}$$

Es. 3: Due case farmaceutiche offrono un farmaco di formula C₁₀H₁₄N₃ a prezzi diversi: confezione da 250 mL, titolo 10 g L⁻¹, a Euro 37; b) confezione da 100 mL, titolo 0,1 M, a Euro 21. Qual è la confezione più conveniente?

a)

$m = \text{concentrazione} \times \text{litri soluzione} \sim \text{concentrazione} \times \text{litri solvente}$

$$m = 10 \text{ g L}^{-1} \times 0,25 \text{ L} = 2,5 \text{ g}$$

$$\text{costo al g} = 37/2,5 = 14,80 \text{ Euro}$$

b)

$$m = \text{mol}/\text{PM}$$

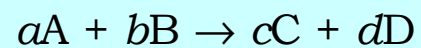
$$\text{mol} = M \times V$$

$$m = M \times V/\text{PM} = 0,1 \text{ mol L}^{-1} \times 0,1 \text{ L} \times 162 \text{ g mol}^{-1} = 1,6 \text{ g}$$

$$\text{costo al g} = 21/1,6 = 13,13 \text{ Euro}$$

Riassumendo...

Per l'equazione bilanciata



Volume di soluzione di A

↓
Uso di molarità come
fattore di conversione

Moli di A

↓
Uso dei coefficienti
stechiometrici per trovare
i rapporti molari tra A e B

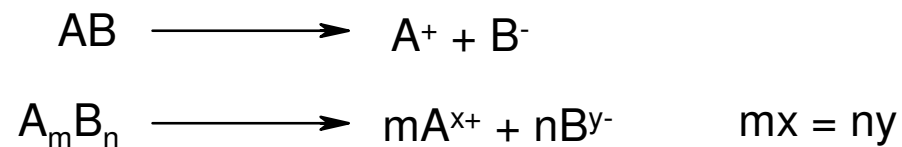
Moli di B

↓
Uso di molarità come
fattore di conversione

Volume di soluzione di B

Elettroliti

Si definisce **elettrolita** una sostanza che, in soluzione, dissocia a dare specie cariche (*i.e.* ioni positivi e negativi):



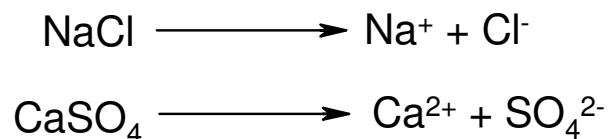
Elettroliti forti: dissociazione COMPLETA (100%)

Elettroliti deboli: dissociazione PARZIALE (<100%, di solito qualche % o meno)

Non Elettroliti: dissociazione NULLA (0%)

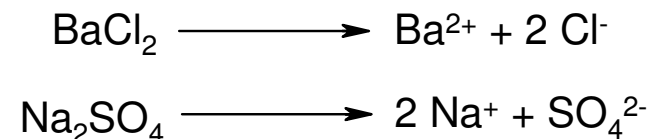
Elettroliti uni-univalenti

Generano 2 moli a partire da 1:



Elettroliti uni-divalenti

Generano 3 moli a partire da 1:



Regole Empiriche di Solubilità per Composti Ionici in Acqua

Composti Solubili	Eccezioni
Quasi tutti i sali di Na ⁺ (ione sodio) K ⁺ (ione) NH ₄ ⁺ (ione ammonio)	
Tutti i sali di Cl ⁻ (cloruro) Br ⁻ (bromuro) I ⁻ (ioduro)	Alogenuri di Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ , Pb ²⁺
Sali di NO ₃ ⁻ (nitrato) ClO ₃ ⁻ (clorato) ClO ₄ ⁻ (perclorato) CH ₃ COO ⁻ (acetato)	
Sali di SO ₄ ²⁻ (solfato)	Solfati di Mg ²⁺ , Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Pb ²⁺

Composti Insolubili	Eccezioni
Quasi tutti gli ossidi e gli idrossidi	Sali di NH_4^+ e dei metalli alcalini
Tutti i sali di CO_3^{2-} (carbonato) PO_4^{3-} (fosfato) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ (ossalato) CrO_4^{2-} (cromato) S^{2-} (solfuro)	Sali di NH_4^+ e dei metalli alcalini

Stechiometria delle Soluzioni: La Diluizione

Si definisce **diluizione** la diminuzione della concentrazione di una soluzione (a concentrazioni iniziale C_i e finale C_f note) mediante aggiunta di solvente. Sebbene vari la concentrazione della soluzione, il numero di moli di soluto nelle soluzioni iniziale (mol_i) e finale (mol_f) rimane inalterato:

$$\text{mol}_i = \text{mol}_f$$

$$C_i V_i = C_f V_f = C_f (V_i + V_{\text{aggiunto}})$$

Es. 1: Una soluzione di A è 0,100 M. Calcolare quanta soluzione di A e quanta acqua occorrono per preparare 40 mL di una soluzione $1,95 \cdot 10^{-3}$ M di A.

$$V(\text{iniz}) = \text{mol}(\text{iniz}) / M(\text{iniz})$$

$$\text{mol}(\text{iniz}) = \text{mol}(\text{fin}) = M(\text{fin}) \times V(\text{fin}) = 40 \text{ mL} \times 1,95 \times 10^{-3} \text{ mmol mL}^{-1} = 7,80 \text{ mmol}$$

$$V(\text{iniz}) = 7,80 \text{ mmol} / 0,100 \text{ mmol mL}^{-1} = 0,78 \text{ mL}$$

$$\text{H}_2\text{O da aggiungere} = 40 \text{ mL} - 0,78 \text{ mL} = 39,22 \text{ mL}$$

Es. 2: Calcolare a quale volume occorre diluire 125 mL di una soluzione di HCl 1 M per ottenerne una a concentrazione M/10.

$$V(\text{fin}) = V(\text{iniz}) + V_X$$

$$\text{mol}(\text{fin}) = \text{mol}(\text{iniz})$$

$$M(\text{fin}) \times V(\text{fin}) = M(\text{iniz}) \times V(\text{iniz})$$

$$0,1 \times (0,125 + V_X) = 1 \times 0,125$$

$$V_X = (0,125 - 0,0125)/0,1 = 1,125 \text{ L}$$

$$V(\text{fin}) = 1,25 \text{ L}$$

Stechiometria delle Soluzioni: Miscele 'Non Reattive'

Es. 1: Si abbiano a disposizione le seguenti soluzioni: a) HNO_3 , 3,5 M; b) H_2SO_4 , 2,4 M e c) HCl , 1,7 M. Determinare come si possano preparare 100 mL di un'unica soluzione 0,1 M in ciascuna specie.

Per ogni specie X:

$$V_{\text{Xi}} = \text{mol}_{\text{Xi}} / M_{\text{Xi}}$$

$$\text{mol}_{\text{Xi}} = \text{mol}_{\text{Xf}} = M_{\text{Xf}} \times V_{\text{Xf}} = 0,1 \text{ mol L}^{-1} \times 0,100 \text{ L} = 10^{-2} \text{ mol}$$

$$V_{\text{HNO}_3} = \text{mol}_{\text{HNO}_3} / M_{\text{HNO}_3} = 10^{-2} \text{ mol} / 3,5 \text{ mol L}^{-1} = 2,86 \text{ mL}$$

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \text{mol}_{\text{H}_2\text{SO}_4} / M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 10^{-2} \text{ mol} / 2,4 \text{ mol L}^{-1} = 4,17 \text{ mL}$$

$$V_{\text{HCl}} = \text{mol}_{\text{HCl}} / M_{\text{HCl}} = 10^{-2} \text{ mol} / 1,7 \text{ mol L}^{-1} = 5,89 \text{ mL}$$

$$\sum V_{\text{Xi}} = 12,92 \text{ mL}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ mL} - 12,92 \text{ mL} = 87,08 \text{ mL}$$

Es. 2: Calcolare quanti mL di una soluzione A di H_2SO_4 al 15% in peso ($\rho = 1,10 \text{ kg L}^{-1}$) e quanti mL di una soluzione B di H_2SO_4 al 30% in peso ($\rho = 1,22 \text{ kg L}^{-1}$) si devono mescolare per avere una soluzione 2 M di H_2SO_4 .

Soluzione Finale: 2 moli di H_2SO_4 per litro = $(V_A + V_B) = V_T$

2 mol totali = mol(A) + mol(B)

$$2 = \text{mol(A)} + \text{mol(B)} = M_A V_A + M_B V_B = M_A V_A + M_B \times (V_T - V_A)$$

Soluzione A: 1 litro pesa 1100 g, di cui il 15% sono H_2SO_4

$$M_A = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / \text{PM}(\text{H}_2\text{SO}_4) = (0,15 \times 1100 \text{ g}) / 98,08 \text{ g mol}^{-1} = 1,68 \text{ M}$$

Soluzione B: 1 litro pesa 1220 g, di cui il 30% sono H_2SO_4

$$M_b = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / \text{PM}(\text{H}_2\text{SO}_4) = (0,30 \times 1220 \text{ g}) / 98,08 \text{ g mol}^{-1} = 3,74 \text{ M}$$

$$2 = M_A V_A + M_B \times (1000 - V_A) = 1,68 \times V_A + 3,74 \times (V_T - V_A)$$

da cui $V_A = 844 \text{ mL}$ e $V_B = 156 \text{ mL}$

Es. 3: Si miscelano 2,73 L di una soluzione (1) di NaCl 0,105 M con 4,87 L di una soluzione (2) di NaCl 0,160 M. Calcolare la concentrazione finale di NaCl.

$$M(\text{tot}) = \text{mol}(\text{tot}) / V(\text{tot})$$

$$V(\text{tot}) = V(1) + V(2) = 7,60 \text{ L}$$

$$\text{mol}(\text{tot}) = \text{mol}(1) + \text{mol}(2)$$

$$\text{mol}(1) = M(1) \times V(1) = 0,105 \text{ mol L}^{-1} \times 2,73 \text{ L} = 0,29 \text{ mol}$$

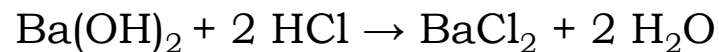
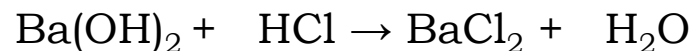
$$\text{mol}(2) = M(2) \times V(2) = 0,160 \text{ mol L}^{-1} \times 4,87 \text{ L} = 0,78 \text{ mol}$$

$$\text{mol}(\text{tot}) = \text{mol}(1) + \text{mol}(2) = 0,29 \text{ mol} + 0,78 \text{ mol} = 1,07 \text{ mol}$$

$$M(\text{tot}) = \text{mol}(\text{tot}) / V(\text{tot}) = 1,07 \text{ moli} / 7,60 \text{ L} = 0,14 \text{ M}$$

Stechiometria delle Soluzioni: Miscela 'Reattive'

Es. 1: Calcolare la concentrazione di una soluzione di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ sapendo che 35 mL di essa reagiscono con 12,5 mL di HCl 0,2 M.



$$M(\text{Ba}(\text{OH})_2) = n(\text{Ba}(\text{OH})_2) / V(\text{Ba}(\text{OH})_2)$$

Ogni mole di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ reagisce con due moli di HCl

$$n(\text{Ba}(\text{OH})_2) = n(\text{HCl})/2$$

$$n(\text{HCl}) = M(\text{HCl}) \times V(\text{HCl})$$

$$M(\text{Ba}(\text{OH})_2) = [M(\text{HCl}) \times V(\text{HCl})]/2 / V(\text{Ba}(\text{OH})_2) = [(0,2 \times 12,5)/2]/35 = 0,036 \text{ M}$$

Es. 2: Siano date la reazione: $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{HCl}$

e le soluzioni acquose a) BaCl_2 (0,5 L, 0,12 M) e b) H_2SO_4 (0,3 L, 0,21 M). 1) Determinare quanto BaSO_4 precipita mescolando a) con b). Calcolare qual è 2) il volume finale della soluzione e 3) la concentrazione finale di HCl.

mol reagenti: $n(\text{BaCl}_2) = V \times M = 0,5 \text{ L} \times 0,12 \text{ mol L}^{-1} = 0,060 \text{ mol}$
 $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = V \times M = 0,3 \text{ L} \times 0,21 \text{ mol L}^{-1} = 0,063 \text{ mol}$

	BaCl₂	H₂SO₄	BaSO₄	HCl
mmol iniziali	60	63	-	-
mmol reagite	-60	-60	+60	+120
mmol finali	-	3	60	120

1) $m(\text{BaSO}_4) = \text{mmol}(\text{BaSO}_4) \times \text{PM}(\text{BaSO}_4) = 60 \text{ mmol} \times 233,3 \text{ mg mmol}^{-1} = 13,998 \text{ mg}$

2) $V_{\text{finale}} = V(\text{Soluzione BaCl}_2) + V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ L} + 0,3 \text{ L} = 0,8 \text{ L}$

3) $M(\text{HCl}) = \text{mol}(\text{HCl}) / V(\text{soluzione}) = 0,120 \text{ mol} / 0,8 \text{ L} = 0,15 \text{ M}$

Es. 3: Sia data la reazione: $2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Si abbiano 2,7 g di NaOH in 197 mL di soluzione. a) Quanti mL di H_2SO_4 0,14 M consumano tutto NaOH? b) Qual è il volume della soluzione finale?

$$M = \text{mol}/V \text{ ovvero } V = \text{mol}/M$$

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = \text{mol}(\text{H}_2\text{SO}_4)/M(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

Ogni mole di H_2SO_4 reagiscono due moli di NaOH

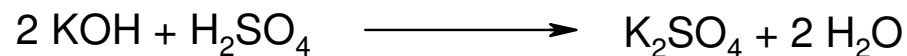
$$\text{mol}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \text{mol}(\text{NaOH})/2$$

$$\text{mol}(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/\text{PM}(\text{NaOH})$$

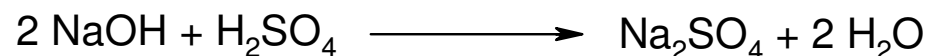
$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = [m(\text{NaOH})/\text{PM}(\text{NaOH})]/2 / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = [(2,7/40)/2 / 0,14] = 0,24 \text{ L} = 240 \text{ mL}$$

$$V_{\text{TOT}} = V(\text{H}_2\text{SO}_4) + V(\text{NaOH}) = 240 + 197 \text{ mL} = 437 \text{ mL}$$

Es. 4: Si trattano 20 mL di una soluzione di KOH con 45 mL di una soluzione 1 M di H₂SO₄. La soluzione risultante è acida e richiede, per essere neutralizzata, 12 mL di NaOH 1 M. Calcolare la molarità della soluzione iniziale di KOH.



	KOH	H₂SO₄	K₂SO₄	H₂O
mmol iniziali	20×M _{KOH}	45	-	-
mmol reagite	-20×M _{KOH}	-10×M _{KOH}	+10×M _{KOH}	+20×M _{KOH}
mmol finali	-	45-10×M _{KOH}	10×M _{KOH}	20×M _{KOH}



	NaOH	H₂SO₄	Na₂SO₄	H₂O
mmol iniziali	12	45-10×M _{KOH}	-	-
mmol reagite	-2(45-10×M _{KOH})	-(45-10×M _{KOH})	+(45-10×M _{KOH})	2(45-10×M _{KOH})
mmol finali	-	-	(45-10×M _{KOH})	2(45-10×M _{KOH})

$$12 = 90 - 20 M_{\text{KOH}} \quad \text{e} \quad M_{\text{KOH}} = (90-12)/20 = 3.9 \text{ M}$$

Esercizi Aggiuntivi

Es. 1: Una soluzione è stata preparata sciogliendo 350 g di alcol metilico (o metanolo, CH_3OH) in 50,90 g di acqua. Calcolare la frazione molare dei due componenti. [$\chi_{\text{metanolo}} = 0,04$; $\chi_{\text{acqua}} = 0,96$]

Es. 2: Una soluzione è ottenuta sciogliendo 25,9 g di acido fosforico (H_3PO_4) in 209,1 g di acqua. Sapendo che la densità della soluzione è $1,16 \text{ g/cm}^3$, calcolare molarità, molalità e % in peso. [1,30 M; 1,26 m; 11,0%].

Es. 3: Una soluzione della specie A di volume 207 mL e di concentrazione 0,7 M, viene diluita con 752 mL di solvente. Calcolare la concentrazione dopo la diluizione. [0,15 M].

Es. 4: Quanta acqua devo aggiungere a 1 L di soluzione di A 0,07 M per avere una soluzione 0,05 M? [0,4 L].

Es. 5: Calcolare la massa di KOH contenuta in 153 mL di una soluzione acquosa 0,180 M. [1,543].

Es. 6: Si abbiano a disposizione

- a) Una soluzione 2,0 M di HCl
- b) Una soluzione 1,5 M di HNO₃
- c) Una soluzione 3,0 M di H₂SO₄

Si voglia preparare 1 L di soluzione acquosa che sia 0,02 M in HCl, 0,06 M in HNO₃ e 0,50 M in H₂SO₄. Quanto volume di ogni soluzione devo utilizzare? [V(HCl) = 0,010 mL; V(HNO₃) = 0,040 mL; V(H₂SO₄) = 0,167 mL]

Es. 7: Si vogliono preparare 0,185 L di una soluzione acquosa di KOH 0,50 M a partire da una soluzione acquosa di KOH al 15,9% in peso ($d = 1,145 \text{ g/cm}^3$).