

ESERCIZI SVOLTI

1. Un volume di 135 L, misurato a condizioni normali, di aria contenente H₂S è fatto gorgogliare attraverso 120 mL di soluzione di Iodio 0.05 M. Lo ione solfuro viene ossidato a zolfo.
Per determinare lo iodio in eccesso sono necessari 5.25 mL di una soluzione 0.2 M di tiosolfato di sodio.
Calcolare la percentuale in volume di H₂S nell'aria analizzata.

Soluzione:



$$n_{\text{I}_2} = 120 \times 10^{-3} \times 0.05 = 6 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{I}_2\text{exc}} = \frac{1}{2} n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = \frac{1}{2} \times 5.25 \times 10^{-3} \times 0.2 = 0.525 \times 10^{-3}$$

$$6 \times 10^{-3} - 0.525 \times 10^{-3} = n_{\text{I}_2} = n_{\text{H}_2\text{S}} = 5.475 \times 10^{-3}$$

$$V_{\text{H}_2\text{S}} = 5.475 \times 10^{-3} \times 22.41 = 0.1227 \text{ Litri}$$

$$\%_{\text{H}_2\text{S}} = 0.1227/135 \times 100 = 0.091 \%$$

2. Una miscela contenente CaCl₂ e NaCl del peso di 2.651g viene disciolta in acqua ed il calcio fu precipitato aggiungendo ossalato di sodio : Ca²⁺ + C₂O₄²⁻ = CaC₂O₄ .
L'ossalato viene filtrato, sciolto in H₂SO₄ e titolato con una soluzione 0.1 M di KMnO₄.
La titolazione richiede 23.88 mL di questa soluzione di KMnO₄. Qual'era la percentuale in peso di cloro nel campione?

Soluzione:

Reazione Bilanciata:



$$n_{\text{KMnO}_4} = 23.88 \times 10^{-3} \times 0.1 = 23.88 \times 10^{-4}$$

$$n_{\text{CaCl}_2} = n_{\text{CaC}_2\text{O}_4} = \frac{5}{2} n_{\text{KMnO}_4} = 59.7 \times 10^{-4}$$

$$g_{\text{CaCl}_2} = 59.7 \times 10^{-4} \times 110.98 \text{ (MM CaCl}_2) = 0.6626$$

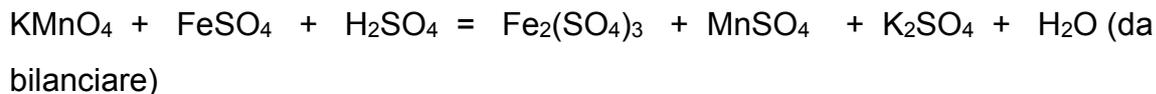
$$g_{\text{NaCl}} = 2.6520 - 0.6626 = 1.988$$

$$n_{\text{NaCl}} = 1.988/58.44 \text{ (MM NaCl)} = 3.4 \times 10^{-2}$$

$$n_{\text{Cl totale}} = 3.4 \times 10^{-2} + 2 \times 59.7 \times 10^{-4} = 4.594 \times 10^{-2}$$

$$g_{\text{Cl}} = 4.594 \times 10^{-2} \times 35.45 = 1.628 \quad (1.628/2.651) \times 100 = 61.43\%$$

3. 30 mL di KMnO_4 titolano 20 mL di una soluzione di FeSO_4 ottenuta sciogliendo 5.0 g del sale in un litro. Determinare la normalità di KMnO_4 ed i grammi di KMnO_4 presenti in 100 mL di soluzione.



$$M_{\text{FeSO}_4} = 5.0 / \text{MM}_{\text{FeSO}_4} (151.91) = 3.3 \cdot 10^{-2}$$

$$n_{\text{FeSO}_4} \text{ in } 20 \text{ mL} = 3.3 \cdot 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3} = 6.6 \times 10^{-4}$$

$$n_{\text{MnO}_4^-} \text{ in } 30 \text{ mL} = 2/10 \times 6.6 \times 10^{-4} = 1.32 \times 10^{-4}$$

$$\text{MM}_{\text{MnO}_4^-} = 1.32 \times 10^{-4} / 30 \times 10^{-3} = 4.4 \times 10^{-3}$$

$$\text{NM}_{\text{MnO}_4^-} = 5 \times 4.4 \times 10^{-3} = 2.2 \times 10^{-2}$$

$$m_{\text{KMnO}_4} \text{ in } 100 \text{ mL} = 4.4 \times 10^{-4} \times 158.04 = 6.9 \times 10^{-2} \text{ g}$$

4. Il permanganato di potassio reagisce con l'acido ossalico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) in acido cloridrico per dare cloruro di potassio cloruro di manganese(II) anidride carbonica ed acqua. Bilanciare la reazione



Soluzione:



Se vengono utilizzati 20 mL di una soluzione 0.1 N di MnO_4^- per titolare 20 mL di una soluzione di acido ossalico in HCl in eccesso, qual'è la concentrazione molare dell'acido ossalico nella soluzione titolata?

Soluzione:

$$n_{\text{eqMnO}_4^-} = 0.1 \times 20 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-3} = n_{\text{eqH}_2\text{C}_2\text{O}_4}$$

$$\text{NH}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 2 \cdot 10^{-3} / 0.020 = 10^{-1} \quad \text{MH}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 5 \cdot 10^{-2}$$

5. Il bicromato di potassio in ambiente acido viene utilizzato per titolare soluzioni di KBr. Qual è la Normalità di una soluzione di KBr se, per titolarne 25 mL, si utilizzano 25 mL di una soluzione 0.1 M di bicromato? Il bromuro passa a Bromo (Br_2), il bicromato a Cr(III).



Soluzione:



$n\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 0.1 \times 25 \times 10^{-3} = 2.5 \times 10^{-3}$ necessarie per titolare il Br in 25 mL di soluzione.

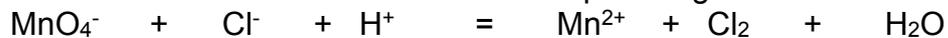
$$n\text{Br} = 6 n\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 1.50 \times 10^{-2} = n_{\text{eqBr}} \quad N=M = 1.50 \times 10^{-2} / 25 \times 10^{-3} = 0.6 \text{ N}$$

6. Un campione di cloruro di ammonio vennero trattati con una soluzione di NaOH in eccesso. Per titolare l'ammoniaca liberata furono necessari 23.6 mL di HNO₃ 1N.

Calcolare la quantità in grammi di NH₄Cl.



La miscela è stata trattata quindi con una soluzione incognita di KMnO₄ in ambiente acido e per consumare tutto lo ione cloruro sono stati necessari 35 mL di soluzione. Bilanciare la reazione e determinare la normalità della soluzione di permanganato.



Soluzione:



$$n\text{NH}_3 = 1 \times 23.6 \times 10^{-3} = 23.6 \times 10^{-3} = n\text{NH}_4^+ = n\text{Cl}^-$$

$$g\text{NH}_4\text{Cl} = 23.6 \times 10^{-3} \times 53.55 = 1.263 \text{ g}$$



$$n\text{MnO}_4^- = 2/10 n\text{Cl}^- = 1/5 \times 23.6 \times 10^{-3} = 4.72 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{eqMnO}_4^-} = 23.6 \times 10^{-3} \quad N = 23.6 \times 10^{-3} / 35 \times 10^{-3} = 0.674$$

7. A 80 mL di HCl 0.5 M vennero inavvertitamente aggiunti 150 mL di una soluzione di HCl a titolo incognito. E' stato determinato che 20 mL della soluzione risultante, trattati con AgNO₃ in eccesso, danno 1.25 g di precipitato di AgCl. Qual'è la concentrazione della soluzione incognita di HCl e quella della soluzione ottenuta dal mescolamento?

Soluzione:

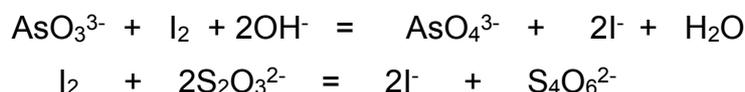
$$n\text{AgCl} = 1.25/143.32 = 8.72 \times 10^{-3} \quad n\text{HCl}_{(\text{iniz.})} = 0.5 \times 0.08 = 0.04 \quad \text{in } 80 \text{ mL}$$

$$M\text{HCl}_{(\text{dopo})} = 8.72 \times 10^{-3} / 0.020 = 0.436 \text{ M}$$

$$V_{\text{tot}} = 150 + 80 = 230 \text{ mL} \quad n\text{HCl}_{(\text{tot})} = 0.436 \times 0.230 = 0.1 \quad \text{in } 230 \text{ mL}$$

$$n\text{HCl}_{(\text{aggiunto})} = 0.1 - 0.04 = 0.06 \quad M\text{HCl}_{(\text{incognita})} = 0.06 / 0.15 = 0.4 \text{ M}$$

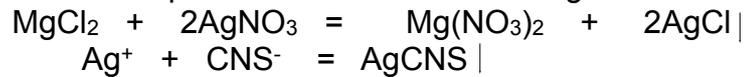
8. 30 mL di una soluzione di arsenito di potassio vengono ossidati ad arseniato con 30 mL di una soluzione 0.2 N di iodio. Rimane però in eccesso dello iodio che viene titolato con 3.35 mL di una soluzione 0.1 M di tiosolfato di sodio. Calcolare la molarità della soluzione di arsenito di potassio, e la normalità del tiosolfato.



Soluzione:

$$\begin{aligned}n_{\text{eq}I_2} &= 0.2 \times 30 \times 10^{-3} = 6 \times 10^{-3} & n_{I_2} &= 6 \times 10^{-3} / 2 = 3 \times 10^{-3} \\n_{S_2O_3^{2-}} &= 0.1 \times 3.35 \times 10^{-3} = 3.35 \times 10^{-4} & n_{I_2}(\text{exc}) &= 3.35/2 \times 10^{-4} = 1.67 \times 10^{-4} \\n_{AsO_3^{3-}} &= 3 \times 10^{-3} - 0.167 \times 10^{-3} = 2.83 \times 10^{-3} \\M_{AsO_3^{3-}} &= 2.83 \times 10^{-3} / 0.03 = 0.094 \text{ M} \\NS_2O_3^{2-} &= MS_2O_3^{2-} = 0.1 \text{ M}\end{aligned}$$

9. Un campione di 0.407 g di $MgCl_2$ impuro venne disciolto in acqua e alla soluzione vennero aggiunti 50 mL di una soluzione 0.21 N di $AgNO_3$. Dopo eliminazione del precipitato per filtrazione, il filtrato, contenente l'argento in eccesso, venne titolato con una soluzione 0.175 N di $KCNS$, di cui vennero impiegati 40.7 mL per precipitare tutto l' Ag^+ come $AgCNS$. Qual'è la percentuale di cloruro di magnesio nel campione?



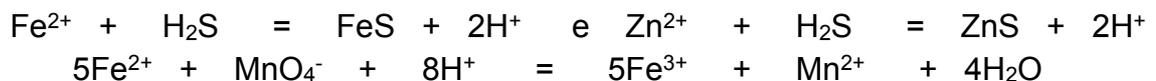
Soluzione:

$$\begin{aligned}n_{\text{eq}Ag^+} &= 0.21 \times 0.050 = 10.5 \times 10^{-3} \\n_{\text{eq}KCNS} &= 0.0407 \times 0.175 = 7.125 \times 10^{-3} = n_{\text{eq}Ag^+} \text{ exc.} \\n_{\text{eq}Ag^+} &= n_{\text{eq}MgCl_2} = (10.5 - 7.125) \times 10^{-3} = 3.325 \times 10^{-3} \\n_{MgCl_2} &= 3.325/2 \times 10^{-3} = 1.662 \times 10^{-3} \\g_{MgCl_2} &= 1.662 \times 10^{-3} \times 95.205 = 0.1582 & 0.158/0.407 \times 100 &= 38.82 \%\end{aligned}$$

10. 30 mL di soluzione di solfato di ferro(II) e solfato di zinco(II) venne trattata con acido solfidrico per precipitare Fe^{2+} e Zn^{2+} come solfuri.

Furono necessari 0.235 litri di H_2S gassoso a condizioni normali.

- 30 mL della stessa soluzione richiesero 15 mL di $KMnO_4$ 0.2N per la titolazione dell' Fe^{2+} . Calcolare quanti grammi di $FeSO_4$ e quanti di $ZnSO_4$ erano contenuti in un litro di soluzione.



Soluzione

$$\begin{aligned}n_{H_2S} &= 0.235/22.41 = 10^{-2} & n_{\text{eq}MnO_4^-} &= 0.2 \times 15 \times 10^{-3} = 3 \times 10^{-3} \\n_{\text{eq}Fe^{2+}} &= 3 \times 10^{-3} = n_{Fe^{2+}} & n_{Fe^{2+}} \text{ in un litro} &= 3 \times 10^{-3} \times 1/30 \times 10^{-3} = 0.1 \\n_{Zn^{2+}} &= 10 \times 10^{-3} - 3 \times 10^{-3} = 7 \times 10^{-3} & n_{Zn^{2+}} \text{ in un litro} &= 7 \times 10^{-3} \times 1/30 \times 10^{-3} = 0.233 \\g_{FeSO_4} &= 0.1 \times 151.913 = 15.191 & g_{ZnSO_4} &= 0.233 \times 161.456 = 37.62\end{aligned}$$

11. - 1.3 grammi di una miscela di cloruro e solfato di ammonio vennero trattati con una soluzione di $NaOH$ in eccesso. Per titolare l'ammoniaca liberata furono necessari 23.6 mL di HNO_3 1N. Calcolare la composizione della miscela. $NH_4^+ + OH^- = NH_3 + H_2O$ e $NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$

Soluzione:

$$n_{\text{NH}_3} = 1 \times 23.6 \times 10^{-3} = 23.6 \times 10^{-3} = n_{\text{NH}_4^+ \text{ tot}}$$

$$1.3 = n_{\text{NH}_4\text{Cl}} \times 53.55 + n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \times 132.10$$

$$23.6 \times 10^{-3} = n_{\text{NH}_4\text{Cl}} + 2n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}$$

$$1.3 = (23.6 \times 10^{-3} - 2n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}) \times 53.55 + n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \times 132.10$$

$$1.3 = 1.264 - 107.1 \times n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} + n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \times 132.10$$

$$1.3 - 1.264 = (132.10 - 107.1) \times n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}$$

$$n_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 1.3 - 1.264 / (132.10 - 107.1) = 0.036 / 25 = 1.44 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = (23.6 - 1.44) \times 10^{-3} = 22.16 \times 10^{-3}$$

12. A 45 mL di HCl 0.3 M vengono aggiunti 0.2 g di AgNO₃ per cui si formano AgCl e HNO₃. Quali sono le molarità di HCl e di HNO₃ dopo l'aggiunta di AgNO₃. Si supponga il volume costante. Qual è il numero di equivalenti contenuto in 25 mL della soluzione di acido nitrico

Soluzione:



$$n_{\text{HCl}} = 0.3 \times 45 \times 10^{-3} = 1.35 \times 10^{-2} \quad n_{\text{AgNO}_3} = 0.2 / 169.86 = 1.177 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{HNO}_3 \text{ formate}} = 1.177 \times 10^{-3} \quad n_{\text{HCl (rimaste)}} = 1.35 \times 10^{-2} - 1.177 \times 10^{-3} = 1.23 \times 10^{-2}$$

Essendo i due acidi in 45 mL di acqua la concentrazione delle due specie sarà:

$$M_{\text{HNO}_3} = 1.177 \times 10^{-3} / 45 \times 10^{-3} = 2.61 \times 10^{-2}$$

$$M_{\text{HCl}} = 1.23 \times 10^{-2} / 45 \times 10^{-3} = 0.27 \times 10^{-2}$$

$$n_{\text{eq HNO}_3} = n_{\text{moli}} = 2.61 \times 10^{-2} \times 25 \times 10^{-3} = 6.5 \times 10^{-4}$$

13. - Porre gli opportuni coefficienti stechiometrici alla seguente equazione chimica :



Soluzione:



Prendendo in considerazione la reazione bilanciata nell'esercizio precedente, se vengono mescolati insieme 2g di MnO_2 , 2g di $NaCl$ e 8g di H_2SO_4 , qual'è il reagente limitante? E quanti mL di Cloro (Cl_2) si sviluppano a condizioni normali?

Soluzione:

$$n_{MnO_2} = 2/86.94 = 0.023 \quad n_{H_2SO_4} = 3/98.06 = 0.082 \quad n_{NaCl} = 2/58.43 = 0.034$$

per consumare tutto MnO_2 occorrerebbero: $n_{NaCl} = 2 \times 0.023 = 0.046$ e

$$n_{H_2SO_4} = 3 \times 0.023 = 0.069$$

Le moli di $NaCl$ a disposizione sono troppo poche! Quelle di H_2SO_4 invece sono in eccesso

Per consumare tutto $NaCl$ occorrerebbero: $n_{MnO_2} = 0.034/2 = 0.017$ e

$$n_{H_2SO_4} = 3/2 \times 0.034 = 0.051$$

Le moli di MnO_2 sono in eccesso come quelle di H_2SO_4 !

$NaCl$ è l'agente limitante!! $n_{Cl_2} = 0.034/2 = 0.017$

Essendo il Volume di una mole di qualsiasi gas a c.n. = 22.41L

$$0.017 \times 22.41 = 0.381L = 381 \text{ mL}$$

14. Se nella reazione dell'acido ossalico con permanganato in acido cloridrico vengono utilizzati 20mL di una soluzione 0.1 N di MnO_4^- per titolare 20 mL di una soluzione di acido ossalico in HCl in eccesso, qual'è la concentrazione molare dell'acido ossalico nella soluzione titolata?



Soluzione:

$$n_{eq}MnO_4^- = 0.1 \times 20 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-3} = n_{eq}H_2C_2O_4$$

$$n_{H_2C_2O_4} = 2 \cdot 10^{-3} / 0.020 = 10^{-1} \quad M_{H_2C_2O_4} = 5 \cdot 10^{-2}$$

15. Il bicromato di potassio in ambiente acido viene utilizzato per titolare soluzioni di KBr . Qual è la Normalità di una soluzione di KBr se, per titolarne 25 mL, si utilizzano 25 mL di una soluzione 0.1 M di bicromato? Il bromuro passa a Bromo (Br_2), il bicromato a $Cr(III)$.



$n_{Cr_2O_7^{2-}} = 0.1 \times 25 \times 10^{-3} = 2.5 \cdot 10^{-3}$ necessarie per titolare il Br^- in 25 mL di soluzione.

$$n_{Br^-} = 6 n_{Cr_2O_7^{2-}} = 1.50 \times 10^{-2} = n_{eq}Br^- \quad N=M = 1.50 \times 10^{-2} / 25 \times 10^{-3} = 0.6 \text{ N}$$