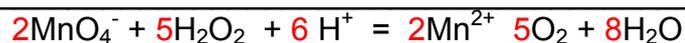
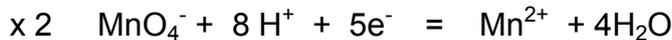


Problemi sui Rapporti ponderali

1. Bilanciare la reazione



e calcolare quanti grammi di KMnO_4 vengono consumati per ottenere 5 g di ossigeno.



$$5\text{g}/32\text{g} = 0.156 \text{ nO}_2 \quad \text{nMnO}_4^- = 2/5 \text{ nO}_2 = 0.0625 = \text{nKMnO}_4$$

$$\text{gKMnO}_4 = 0.0625 \times \text{MMKMnO}_4 = 9.88\text{g}$$

2. Facendo reagire 5g di KMnO_4 con 10g di FeSO_4 ,
in ambiente acido, quanti grammi di MnSO_4 e di $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ si ottengono?



$$\text{nKMnO}_4 = 5 \text{ g} / 158 \text{ g} = 0.0316 \text{ moli}$$

$$\text{nFeSO}_4 = 10 \text{ g} / 152 \text{ g} = 0.0658 \text{ moli}$$

$$\text{nFeSO}_4 = 10/2 \text{ n KMnO}_4 = 5 \times 0.0316 = 0.158 \text{ avendone a disposizione solo } 0.0658 \text{ moli}$$

significa che FeSO_4 è l'agente limitante.

$$\text{nMnSO}_4 = 1/5 \times 0.0658 = 0.132 \text{ moli} \quad \text{gMnSO}_4 = 0.132 \times 151 = 1.99 \text{ g}$$

$$\text{nFe}_2(\text{SO}_4)_3 = 5/10 \times 0.0658 = 0.0329 \text{ moli} \quad \text{gFe}_2(\text{SO}_4)_3 = 0.0329 \times 400 = 13.16 \text{ g}$$

3. Una quantità non nota di Na_2CO_3 viene trattata con eccesso di H_2SO_4 .

L'anidride carbonica che si sviluppa viene fatta gorgogliare in una soluzione di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ con ottenimento di 0.218g di BaCO_3 . Quanti grammi di Na_2CO_3 sono stati impiegati?



$$\text{nBaCO}_3 = 0.218 \text{ g} / 197.35 = 1.1 \cdot 10^{-3} = \text{nCO}_2 = \text{nNa}_2\text{CO}_3$$

$$\text{gNa}_2\text{CO}_3 = 1.1 \cdot 10^{-3} \times 105.99\text{g} = 0.117 \text{ g} \quad \text{MM Na}_2\text{CO}_3 = 105.99$$

4. Prendendo in considerazione la reazione bilanciata:



se vengono mescolati insieme 1.0 g di MnO_2 , 1.0 g di NaCl e 5.0 g di H_2SO_4 , qual'è il reagente limitante? E quanti grammi di Cloro (Cl_2) si producono?

$$n_{\text{MnO}_2} = 1\text{g}/86.94\text{g} = 0.011$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 5\text{g}/98.06\text{g} = 0.051$$

$$n_{\text{NaCl}} = 1\text{g}/58.43\text{g} = 0.017$$

per consumare tutto MnO_2 occorrerebbero: $n_{\text{NaCl}} = 2 \times 0.011 = 0.022$ e

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 3 \times 0.011 = 0.033$$

NaCl è troppo poco! Per consumare tutto

NaCl occorrerebbero: $n_{\text{MnO}_2} = 0.017/2 = 0.0085$ e

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 3/2 \times 0.017 = 0.025$$

NaCl è l'agente limitante!! $n_{\text{Cl}_2} = 0.017/2 = 0.0085$ $g_{\text{Cl}_2} = 8.5 \cdot 10^{-3} \times 70.90 = 0.60$

5. Calcolare quanti grammi di ossigeno occorrono per bruciare a CO_2 tutto il carbonio contenuto in 100 Kg di ghisa che ne contiene l' 1.7%: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$

Determinare inoltre i kg di ossigeno che occorrono per ossidare tutto il ferro a Fe_2O_3 :



$$g_{\text{C}} = 1700 \quad n_{\text{C}} = 1700/12 = 141.6 = n_{\text{O}_2}$$

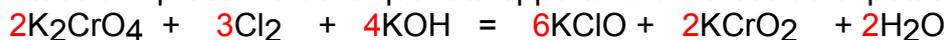
$$g_{\text{O}_2} = 141.6 \times 32 = 4531.2 \quad \text{kgFe} = 98.3$$

$$n_{\text{Fe}} = 98300/55.845 = 1760.2$$

$$n_{\text{O}_2} = 3/4 \times 1760.2 = 1320.15$$

$$g_{\text{O}_2} = 1320.15 \times 32 = 42244.8 \quad \text{KgO}_2 = 42.245$$

6. Il cromato di potassio ossida il cloro a ipoclorito di potassio riducendosi a cromito di potassio (KCrO_2): l'ambiente di reazione è basico per la presenza di idrossido di potassio. Bilanciare la reazione e stabilire la quantità in peso di cromito di potassio che si forma ponendo a reagire 8.12 millimoli di Cl_2 con 1500 mg di cromato di potassio in presenza della quantità opportuna di idrossido di potassio.



$$n_{\text{Cl}_2} = 8.12 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{K}_2\text{CrO}_4} = 1.5 / 194 = 7.2 \times 10^{-3}$$

n_{Cl_2} che servono per consumare tutto il K_2CrO_4 sono:

$$n_{\text{Cl}_2} = 3/2 \times 7.2 \times 10^{-3} = 10.8 \times 10^{-3}$$

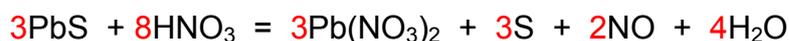
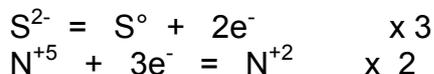
Allora l'agente limitante è Cl_2 . $n_{\text{KCrO}_2} = 2/3 n_{\text{Cl}_2} = 2/3 \times 8.12 \times 10^{-3}$

Il cromito che si forma sarà $g_{\text{KCrO}_2} = 5.41 \times 10^{-3} \times 123.10 = 0.666\text{g}$

7. 3g di PbS vengono trattati con 2g di acido nitrico.

Bilanciare la reazione

$\text{PbS} + \text{HNO}_3 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ e calcolare quanti grammi di zolfo si otterranno.



$$n_{\text{PbS}} = 3\text{g}/\text{MM}_{\text{PbS}} = 3\text{g}/239.2\text{g} = 1.2 \cdot 10^{-2}\text{ moli}$$

$$n_{\text{HNO}_3} = 2\text{g}/\text{MM}_{\text{HNO}_3} = 2\text{g}/63\text{g} = 3.2 \cdot 10^{-2}$$

$n_{\text{HNO}_3} = 8/3 n_{\text{PbS}} = 3.2 \cdot 10^{-2}$ ciò significa che nessuno dei due è l'agente limitante!!!

$$\text{Per cui } n_{\text{S}} = n_{\text{PbS}} = 1.2 \cdot 10^{-2} \quad \text{e} \quad \text{g}_{\text{S}} = 1.2 \cdot 10^{-2} \times 32 \text{ (MAS)} = 0.384 \text{ g}$$

8. A 35 mL di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.1 N vengono aggiunti 35 mL di HNO_3 e per titolare l'acido in eccesso occorrono 18.5 mL di KOH 0.15 N. Determinare la normalità della soluzione di acido nitrico.

Soluzione:

$$n_{\text{eq}} \text{Ba}(\text{OH})_2 = 0.1 \times 35 \times 10^{-3} = 3.5 \cdot 10^{-3}$$

$$n_{\text{eq}} \text{KOH} = 0.15 \times 18.5 \times 10^{-3} = 2.77 \cdot 10^{-3}$$

$$n_{\text{eq}} \text{HNO}_3 = (3.5 + 2.77) \cdot 10^{-3} = 6.27 \cdot 10^{-3} \quad \text{N} = 6.27 \cdot 10^{-3} / 35 \cdot 10^{-3} = 0.18$$

9. Una soluzione 0.1 M di permanganato di potassio viene utilizzata per titolare una soluzione incognita di FeCl_2 in ambiente acido. Determinare il numero di equivalenti di Fe^{2+} presenti in 25 mL della soluzione incognita se per la sua titolazione sono stati utilizzati 25 mL di soluzione di permanganato. Qual è la molarità della soluzione di FeCl_2 titolata?

Soluzione:



$$\begin{aligned} n_{\text{eq}} \text{Fe}^{2+} &= n_{\text{eq}} \text{MnO}_4^- = 0.1 \times 25 \cdot 10^{-3} = 2.5 \cdot 10^{-3} \\ N_{\text{Fe}^{2+}} &= 2.5 \cdot 10^{-3} / 0.025 = 10^{-1} = M_{\text{Fe}^{2+}} \end{aligned}$$

10. 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:

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

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

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

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

11. La titolazione di un campione di Na₂C₂O₄ viene effettuata per aggiunta di KMnO₄ in ambiente acido. 0.2134g di Na₂C₂O₄ richiedono 38 mL di una soluzione di KMnO₄. Calcolare la normalità della soluzione di permanganato.

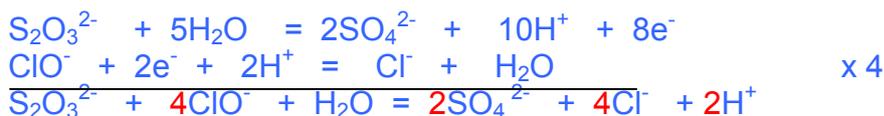
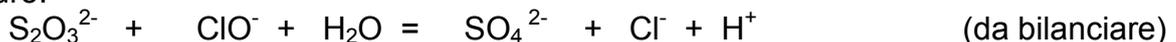
Reazione bilanciata:



$$0.2134\text{g}/134\text{g} = 1.5925 \cdot 10^{-3} \quad n_{\text{KMnO}_4} = 2/5 n_{\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 0.637 \cdot 10^{-3}$$

$$M_{\text{KMnO}_4} = (0.637 \cdot 10^{-3}/38) \times 10^3 = 1.65 \cdot 10^{-2} \quad N_{\text{KMnO}_4} = 5M = 0.0835$$

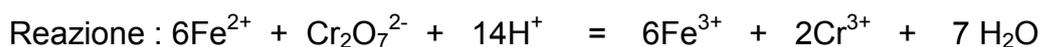
12. Determinare quanti millilitri di una soluzione 1N di tiosolfato di sodio sono necessari per titolare 100 ml di ipoclorito di sodio, contenuto in un candeggiante che ha [ClO⁻] = 0.7 M, sapendo che il tiosolfato viene ossidato a solfato e l'ipoclorito è ridotto a ione cloruro.



$$N_{\text{ClO}^-} = 2 \times 0.7 = 1.4 \quad n_{\text{eqClO}^-} = 1.4 \times 0.1 = 0.14 = n_{\text{eqS}_2\text{O}_3^{2-}}$$

$$V_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = 0.14 \cdot 10^3 / 1 = 140 \text{ mL}$$

13. 0.55g di FeSO₄ 7H₂O furono sciolti in acqua e la soluzione portata a 100 mL. 25 mL di questa soluzione sono usati per titolare 23 mL di una soluzione acida di bicromato di potassio. Calcolare la molarità e la normalità di questa soluzione.



$$n_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = 0.55/278 = 1.99 \cdot 10^{-3} \quad n_{\text{Fe}^{2+}} = 1.99 \cdot 10^{-3} \times 25/100 = 0.50 \cdot 10^{-3}$$

$$n_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 1/6 n_{\text{Fe}^{2+}} = 0.83 \cdot 10^{-4}$$

$$M_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 0.83 \cdot 10^{-4} / 23 \cdot 10^{-3} = 0.0036 = 3.6 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} \quad \text{per cui } N = 6 \times 3.6 \cdot 10^{-3} = 2.16 \cdot 10^{-2}$$

14. In un recipiente della capacità di 15 litri, riempito a c.n. con cloro, vengono introdotti 6 grammi di Al metallico. Calcolare la pressione dopo la reazione se la temperatura viene mantenuta costante. La reazione è $\text{Al} + \text{Cl}_2 = \text{AlCl}_3$



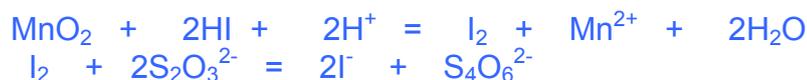
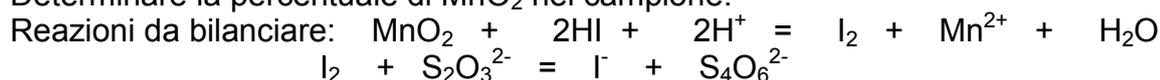
$$n_{\text{Al}} = 6/26.98 = 0.22 \quad n_{\text{Cl}_2} = 15.00/22.41 = 0.67$$

n_{Cl_2} per consumare tutto l'Al = $3/2 \times 0.22 = 0.33$ ce ne sono di più quindi Alluminio è l'agente limitante.

$$n_{\text{Cl}_2} \text{ consumate } 0.33 \quad n_{\text{Cl}_2} \text{ rimaste } = 0.67 - 0.33 = 0.34$$

$$PV = nRT \quad P_1/P_2 = n_1/n_2 \quad P_1 = n_1 \times P_2/n_2 = 0.34 \times 1/0.67 = 0.507 \text{ atm}$$

15. Un campione del peso di 0.5 g di MnO_2 impuro viene immerso in una soluzione in eccesso di HI e lo iodio (I_2) liberato è titolato da 32.3 mL di $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0.32739 N. Determinare la percentuale di MnO_2 nel campione.



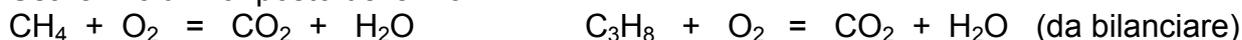
$$n_{\text{eq}} \text{S}_2\text{O}_3^{2-} = 0.32739 \times 32.3 \times 10^{-3} = 10.5747 \times 10^{-3} = n_{\text{eq}} \text{I}_2 = n_{\text{eq}} \text{MnO}_2$$

$$m_{\text{MnO}_2} = 10.5747 \times 10^{-3} \times \text{MEMnO}_2 = 0.45957\text{g} \quad \text{ME} = \text{MM}/2 = 43.46$$

$$0.45957 / 0.5 \times 100 = 91.9 \% \text{ MnO}_2$$

16. Quale volume di aria (20% in volume di O_2) occorre per bruciare, nelle stesse condizioni di pressione e temperatura, 50 mL di un miscuglio gassoso contenente 25% di CH_4 e 75% di C_3H_8 ?

Usare i volumi al posto delle moli!



Soluzione:



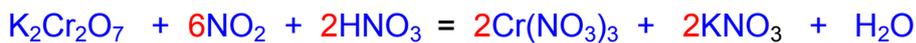
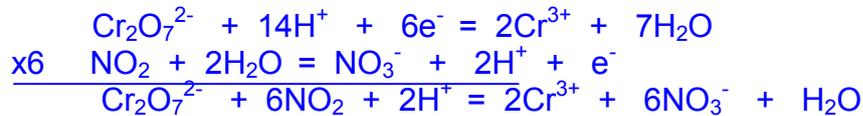
$$V_{\text{CH}_4} = 50 \times 0.25 = 12.5 \text{ mL} \quad V_{\text{C}_3\text{H}_8} = 50 \times 0.75 = 37.5 \text{ mL}$$

$$V_{\text{O}_2} = 2 \times 12.5 + 5 \times 37.5 = 212.5 \text{ mL} = 0.2125 \text{ L}$$

$$\text{Varia} = 0.2125 \times 100/20 = 1.0625 \text{ L}$$

17. Se nella reazione $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NO}_2 + \text{HNO}_3 = \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ si utilizzano 30 mL di una soluzione 0.1 N di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ quale agente limitante, quante moli di $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ si producono?

Soluzione:



$$n_{\text{eq}}\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 0.1 \times 30 \times 10^{-3} = 3 \times 10^{-3}$$

$$n \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 3/6 \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-4}$$

$$n\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 = 2 \times 5 \times 10^{-4} = 10^{-3}$$

18. A 200 mL di acqua vengono aggiunti 160 g di SO_3 . Qual'è la molarità dell'acido solforico? Quanto vale la sua normalità? Se alla soluzione vengono aggiunti 50 mL di una soluzione di HCl 1M quanto sarà la concentrazione finale di H_3O^+ nella soluzione? $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

$$n\text{SO}_3 = 160/80.03 = 1.99 = n\text{H}_2\text{SO}_4 \quad M = 1.99/(200 \times 10^{-3}) = 9.95 \quad N = 2 \times 9.95 = 19.90 = M\text{H}_3\text{O}^+$$

$$n\text{H}_3\text{O}^+ \text{ in } 50 \text{ mL} = 1 \times 50 \times 10^{-3} = 0.05 \quad n\text{H}_3\text{O}^+_{\text{tot}} = 0.05 + (1.99 \times 2) = 4.03$$

$$M_{\text{finale}} = 4.03/(250 \times 10^{-3}) = 16.12$$

19. Un volume di 135 L, misurato a condizioni normali, di aria contenente H_2S 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 H_2S nell'aria analizzata.

Soluzione:



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

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

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

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

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

20. Una miscela contenente CaCl_2 e NaCl del peso di 2.651g viene disciolta in acqua ed il calcio fu precipitato aggiungendo ossalato di sodio : $\text{Ca}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} = \text{CaC}_2\text{O}_4 \downarrow$. L'ossalato viene filtrato, sciolto in H_2SO_4 e titolato con una soluzione 0.1 M di KMnO_4 . La titolazione richiede 23.88 mL di questa soluzione di KMnO_4 . Qual'era la percentuale in peso di cloro nel campione?

Soluzione:

Reazione Bilanciata:



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

$$n\text{CaCl}_2 = n\text{CaC}_2\text{O}_4 = 5/2 n\text{KMnO}_4 = 59.7 \cdot 10^{-4}$$

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

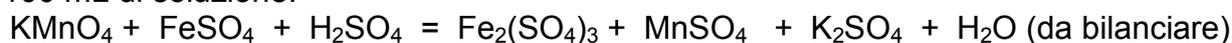
$$g\text{NaCl} = 2.6520 - 0.6626 = 1.988$$

$$n\text{NaCl} = 1.988/58.44 \text{ (MMNaCl)} = 3.4 \cdot 10^{-2}$$

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

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

21. 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.



$$M\text{FeSO}_4 = 5.0/\text{MMFeSO}_4(151.91) = 3.3 \cdot 10^{-2}$$

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

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

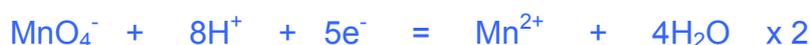
$$\text{MMnO}_4^- = 1.32 \times 10^{-4} / 30 \times 10^{-3} = 4.4 \times 10^{-3}$$

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

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

22. 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 $2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 6\text{HCl} = 10\text{CO}_2 + 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$

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:

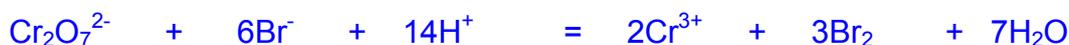
$$n_{\text{eqMnO}_4^-} = 0.1 \times 20 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3} = n_{\text{eqH}_2\text{C}_2\text{O}_4}$$

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

23. 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:



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

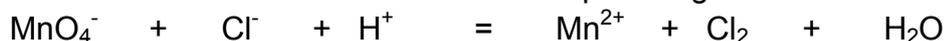
$$n_{\text{Br}^-} = 6 n_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 1.50 \times 10^{-2} = n_{\text{eqBr}^-} \quad N=M = 1.50 \times 10^{-2} / 25 \times 10^{-3} = 0.6 \text{ N}$$

24. 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 HNO_3 1N.

Calcolare la quantità in grammi di NH_4Cl .



La miscela è stata trattata quindi con una soluzione incognita di KMnO_4 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:



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

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



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

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

25. 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 AgNO_3 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:

$$n_{\text{AgCl}} = 1.25 / 143.32 = 8.72 \times 10^{-3}$$

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

$$V_{\text{tot}} = 150 + 80 = 230 \text{ mL}$$

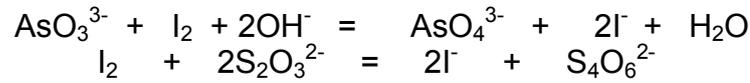
$$n_{\text{HCl}_{(\text{aggiunto})}} = 0.1 - 0.04 = 0.06$$

$$n_{\text{HCl}_{(\text{iniz.})}} = 0.5 \times 0.08 = 0.04 \quad \text{in 80 mL}$$

$$n_{\text{HCl}_{(\text{tot})}} = 0.436 \times 0.230 = 0.1 \quad \text{in 230 mL}$$

$$\text{MHCl}_{(\text{incognita})} = 0.06 / 0.15 = 0.4 \text{ M}$$

26. 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:

$$\begin{aligned} n_{\text{eqI}_2} &= 0.2 \times 30 \cdot 10^{-3} = 6 \cdot 10^{-3} & n_{\text{I}_2} &= 6 \cdot 10^{-3} / 2 = 3 \cdot 10^{-3} \\ n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} &= 0.1 \times 3.35 \cdot 10^{-3} = 3.35 \cdot 10^{-4} & n_{\text{I}_2(\text{exc})} &= 3.35/2 \cdot 10^{-4} = 1.67 \cdot 10^{-4} \\ n_{\text{AsO}_3^{3-}} &= 3 \cdot 10^{-3} - 0.167 \cdot 10^{-3} = 2.83 \cdot 10^{-3} \\ \mathbf{M_{AsO}_3^{3-}} &= 2.83 \cdot 10^{-3} / 0.03 = \mathbf{0.094 \text{ M}} \\ \mathbf{N_{S}_2\text{O}_3^{2-}} &= \mathbf{M_{S}_2\text{O}_3^{2-}} = \mathbf{0.1 \text{ M}} \end{aligned}$$

27. 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?



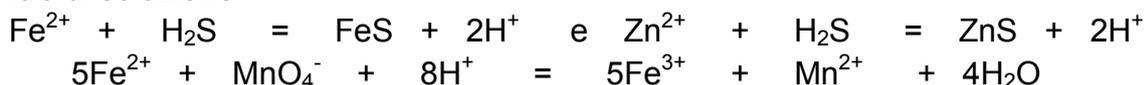
Soluzione:

$$\begin{aligned} n_{\text{eqAg}^+} &= 0.21 \times 0.050 = 10.5 \cdot 10^{-3} \\ n_{\text{eqKCNS}} &= 0.0407 \times 0.175 = 7.125 \cdot 10^{-3} = n_{\text{eqAg}^+ \text{ exc.}} \\ n_{\text{eqAg}^+} = n_{\text{eqMgCl}_2} &= (10.5 - 7.175) \cdot 10^{-3} = 3.325 \cdot 10^{-3} \\ n_{\text{MgCl}_2} &= 3.325/2 \cdot 10^{-3} = 1.662 \cdot 10^{-3} \\ \text{gMgCl}_2 &= 1.662 \cdot 10^{-3} \times 95.205 = 0.1582 & 0.158/0.407 \times 100 &= 38.82 \% \end{aligned}$$

28. 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

$$\begin{aligned} n_{\text{H}_2\text{S}} &= 0.235/22.41 = 10^{-2} & n_{\text{eq MnO}_4^-} &= 0.2 \times 15 \times 10^{-3} = 3 \times 10^{-3} \\ n_{\text{eqFe}^{2+}} &= 3 \times 10^{-3} = n_{\text{Fe}^{2+}} & n_{\text{Fe}^{2+} \text{ in un litro}} &= 3 \times 10^{-3} \times 1/30 \times 10^{-3} = 0.1 \\ n_{\text{Zn}^{2+}} &= 10 \times 10^{-3} - 3 \times 10^{-3} = 7 \times 10^{-3} & n_{\text{Zn}^{2+} \text{ in un litro}} &= 7 \times 10^{-3} \times 1/30 \times 10^{-3} = \\ & & & 0.233 \\ \text{gFeSO}_4 &= 0.1 \times 151.913 = 15.191 & \text{gZnSO}_4 &= 0.233 \times 161.456 = 37.62 \end{aligned}$$

29. 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 HNO₃ 1N. Calcolare la composizione della miscela. $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ e $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$

Soluzione:

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

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

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

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

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

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

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

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

30. 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:

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

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

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

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



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:

$$n_{\text{MnO}_2} = 2/86.94 = 0.023 \quad n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 3/98.06 = 0.082 \quad n_{\text{NaCl}} = 2/58.43 = 0.034$$

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

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 3 \times 0.023 = 0.069$$

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

Per consumare tutto NaCl occorrerebbero: $n_{\text{MnO}_2} = 0.034/2 = 0.017$ e

$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 3/2 \times 0.034 = 0.051$ Le moli di MnO_2 sono in eccesso come quelle di H_2SO_4 !

NaCl è l'agente limitante!! $n_{\text{Cl}_2} = 0.034/2 = 0.017$

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

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

31. 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?

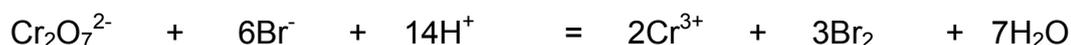


Soluzione:

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

$$n_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 2 \times 10^{-3} / 0.020 = 10^{-1} \quad n_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 5 \times 10^{-2}$$

32. 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.

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