

pH A

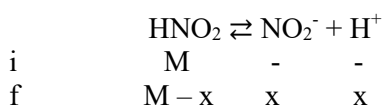
Calcolare la molarità di una soluzione acquosa di acido nitroso che presenta un pH = 2.0. Determinare quindi il pH di una soluzione ottenuta unendo 3 litri della suddetta soluzione con 3 litri di una soluzione 0.227 M di idrossido di potassio. Si trascuri l'autoionizzazione dell'acqua. $K_a(\text{HNO}_2) = 4.6 \cdot 10^{-4}$

Soluzione A:

Avendo la soluzione un pH = 2.0, sappiamo che la concentrazione degli ioni H^+ sarà:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2}$$

Scriviamo l'equilibrio acido relativo all'acido nitroso:



ed essendo $x = 10^{-2}$ possiamo ricavare la molarità di HNO_2 :

$$K_a(\text{HNO}_2) = 4.6 \cdot 10^{-4} = x^2 / (M - x) = 10^{-4} / (M - 10^{-2})$$

$$M = 10^{-2} + (10^{-4} / 4.6 \cdot 10^{-4}) = 0.227$$

Dopo aver aggiunto 3 litri della soluzione di HNO_2 con 3 litri della soluzione di KOH (base forte) avremo una nuova soluzione di volume totale pari a 6 litri in cui avremo il seguente numero di moli di KOH e HNO_2 :

$$n(\text{KOH}) = 3 \text{ litri} \cdot 0.227 \text{ M} = 0.681 \text{ mol}$$

$$n(\text{HNO}_2) = 3 \text{ litri} \cdot 0.227 \text{ M} = 0.681 \text{ mol}$$

Per cui le nuove concentrazioni di KOH e HNO_2 nella soluzione totale di volume pari a 6 litri saranno:

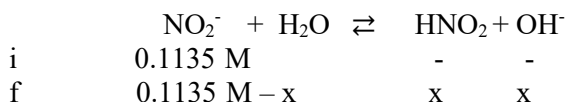
$$[\text{KOH}] = n(\text{KOH}) / 6 \text{ litri} = 0.1135 \text{ M}$$

$$[\text{HNO}_2] = n(\text{HNO}_2) / 6 \text{ litri} = 0.1135 \text{ M}$$

La base forte reagisce completamente con HNO_2 a dare acqua e ione nitrito il quale avrà dunque una concentrazione pari a:

$$[\text{NO}_2^-] = 0.1135 \text{ M}$$

Si instaura dunque il seguente equilibrio regolato dalla costante di equilibrio basica di $[\text{NO}_2^-]$ pari a $K_b = K_w/K_a = 10^{-14} / 4.6 \cdot 10^{-4} = 2.17 \cdot 10^{-11}$



$$K_b = [\text{HNO}_2][\text{OH}^-] / [\text{NO}_2^-] = x^2 / (0.1135 \text{ M} - x) = 2.17 \cdot 10^{-11}$$

$$\text{Da cui } x = [\text{OH}^-] = 1.568 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 5.8$$

$$\text{pH} = 14 - 5.8 = 8.2$$

pH B

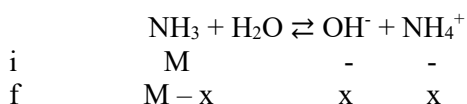
Calcolare la molarità di una soluzione acquosa di ammoniaca che presenta un pH = 11.0. Determinare quindi il pH di una soluzione ottenuta unendo 2 litri della suddetta soluzione con 2 litri di una soluzione $5.5 \cdot 10^{-2}$ M di acido nitrico. Si trascuri l'autoionizzazione dell'acqua. $K_b(\text{NH}_3) = 1.85 \cdot 10^{-5}$

Soluzione B:

Avendo la soluzione un pH = 11.0, sappiamo che la concentrazione degli ioni H^+ e OH^- sarà:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11}$$
$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3}$$

Scriviamo l'equilibrio acido relativo all'ammoniaca:



ed essendo $x = 10^{-3}$ possiamo ricavare la molarità di NH_3 :

$$K_b(\text{NH}_3) = 1.85 \cdot 10^{-5} = x^2 / (M - x) = 10^{-6} / (M - 10^{-3})$$

$$M = 10^{-3} + (10^{-6} / (1.85 \cdot 10^{-5})) = 5.5 \cdot 10^{-2}$$

Dopo aver aggiunto 2 litri della soluzione di NH_3 con 2 litri della soluzione di HNO_3 (acido forte) avremo una nuova soluzione di volume totale pari a 4 litri in cui avremo il seguente numero di moli di NH_3 e HNO_3 :

$$n(\text{NH}_3) = 2 \text{ litri} \cdot 5.5 \cdot 10^{-2} \text{ M} = 1.1 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$
$$n(\text{HNO}_3) = 2 \text{ litri} \cdot 5.5 \cdot 10^{-2} \text{ M} = 1.1 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

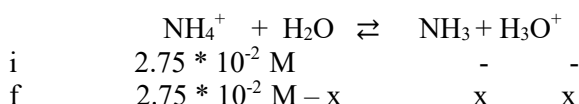
Per cui le nuove concentrazioni di NH_3 e HNO_3 nella soluzione totale di volume pari a 4 litri saranno:

$$[\text{NH}_3] = n(\text{NH}_3) / 4 \text{ litri} = 2.75 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$
$$[\text{HNO}_3] = n(\text{HNO}_3) / 4 \text{ litri} = 2.75 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

L'acido forte reagisce completamente con NH_3 a dare acqua e ione ammonio il quale avrà dunque una concentrazione pari a:

$$[\text{NH}_4^+] = 2.75 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Si instaura dunque il seguente equilibrio regolato dalla costante di equilibrio acida di $[\text{NH}_4^+]$ pari a $K_a = K_w/K_b = 10^{-14} / 1.85 \cdot 10^{-5} = 5.4 \cdot 10^{-10}$



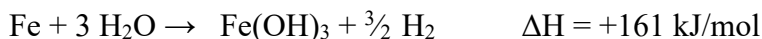
$$K_a = [\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{NH}_4^+] = x^2 / (2.75 \cdot 10^{-2} \text{ M} - x) = 5.4 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{Da cui } x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3.85 \cdot 10^{-6}$$

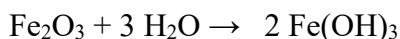
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 5.4$$

Termochimica A

Noto che l'entalpia molare di formazione dell'acqua è pari a -286 kJ/mol e nota l'entalpia delle seguenti due reazioni:

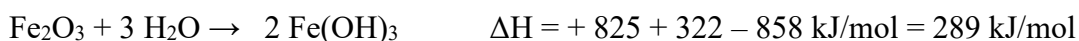


si determini il calore rilasciato o assorbito da un sistema termodinamico quando 31.9 grammi di ossido ferrico vengono fatti totalmente reagire con acqua a dare idrossido ferrico secondo la seguente reazione:



Soluzione A:

Riarrangiamo qui di seguito le reazioni di cui sono note le entalpie sommandole al fine di ottenere la reazione di cui vogliamo calcolare l'entalpia di reazione:



Calcoliamo il calore assorbito (reazione endotermica) dal sistema andando a calcolare le moli di ossido ferrico reagite moltiplicate per l'entalpia molare della reazione:

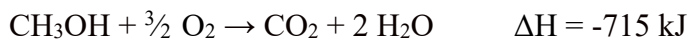
$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = m(\text{Fe}_2\text{O}_3) / M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = (31.9 / 159.7) \text{ mol} = 0.2 \text{ mol}$$

da cui il calore assorbito sarà pari a:

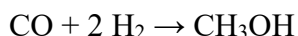
$$|Q| = 0.2 \text{ mol} * 289 \text{ kJ/mol} = 57.8 \text{ kJ/mol}$$

Termochimica B

Noto che l'entalpia molare di formazione dell'acqua è pari a -286 kJ/mol e nota l'entalpia delle seguenti due reazioni:

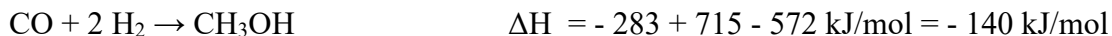
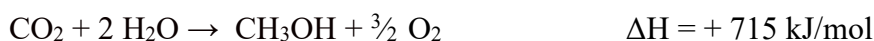


Si determini il calore rilasciato o assorbito da un sistema termodinamico quando 8.4 grammi di monossido di carbonio vengono fatti totalmente reagire con idrogeno molecolare a dare metanolo secondo la seguente reazione:



Soluzione B:

Riarrangiamo qui di seguito le reazioni di cui sono note le entalpie sommandole al fine di ottenere la reazione di cui vogliamo calcolare l'entalpia di reazione:



Calcoliamo il calore rilasciato (reazione esotermica) dal sistema andando a calcolare le moli di monossido di carbonio reagite moltiplicate per l'entalpia molare della reazione:

$$n(\text{CO}) = m(\text{CO}) / M(\text{CO}) = (8.4 / 28.0) \text{ mol} = 0.3 \text{ mol}$$

da cui il calore rilasciato sarà pari a:

$$|Q| = 0.3 \text{ mol} * 140 \text{ kJ/mol} = 42.0 \text{ kJ/mol}$$

Stechiometria A

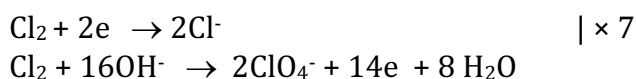
Facendo gorgogliare cloro gassoso in una soluzione acquosa di idrossido di calcio avviene una reazione che porta alla formazione di cloruro di calcio, perclorato di calcio ed acqua. a) Bilanciare la reazione con il metodo ionico-elettronico; b) calcolare la molarità del cloruro di calcio ottenuto quando, a 3.00 L di una soluzione acquosa di idrossido di calcio 0.50 M, si aggiungono 20.0 L di cloro gassoso, misurati alla temperatura di 0°C ed alla pressione di 1.0 atm. [Si trascuri il volume di acqua formatosi durante la reazione].

Soluzione

a) La reazione da bilanciare è la seguente:



Bilancio la reazione con il metodo ionico-elettronico



La reazione bilanciata è:



b) Calcolo le moli dei reagenti.

$$n_{\text{Cl}_2} = PV/RT = 1.0 \text{ atm} \cdot 20.0 \text{ L} / (0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 273.15 \text{ K}) = 0.892 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = M \cdot V = 0.5 \text{ mol L}^{-1} \cdot 3.0 \text{ L} = 1.5 \text{ mol}$$

Tra questi due componenti Cl_2 è il componente in difetto.

Il rapporto molare tra CaCl_2 e Cl_2 è 7:8 per cui 0.892 mol di Cl_2 danno luogo alla formazione di

$$n_{\text{CaCl}_2} = (7/8) n_{\text{Cl}_2} = (7/8) \cdot 0.892 \text{ mol} = 0.781 \text{ mol}$$

$$c_{\text{CaCl}_2} = 0.781 \text{ mol} / 3.0 \text{ L} = 0.26 \text{ M}$$

Stechiometria B

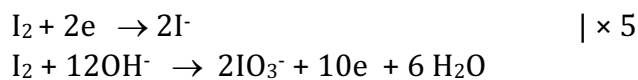
Lo iodio solido reagisce in acqua con l'idrossido di bario dando luogo alla formazione di ioduro di bario, iodato di bario ed acqua. a) Bilanciare la reazione con il metodo ionico-elettronico; b) calcolare la molarità dello ioduro di bario ottenuto quando si aggiungono 900 g di iodio a 4.00 L di una soluzione acquosa di idrossido di bario 0.60 M. [Si trascuri il volume di acqua formatosi durante la reazione].

Soluzione

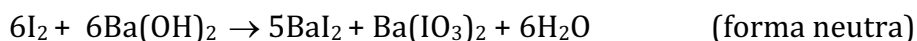
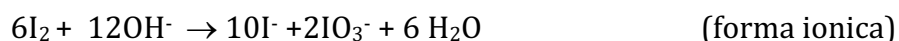
a) La reazione da bilanciare è la seguente:



Bilancio la reazione con il metodo ionico-elettronico



La reazione bilanciata è:



b) Calcolo le moli dei reagenti.

$$n_{\text{I}_2} = 900 \text{ g} / 253.8 \text{ g mol}^{-1} = 3.55 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = M \cdot V = 0.6 \text{ mol L}^{-1} \cdot 4.0 \text{ L} = 2.4 \text{ mol}$$

Tra questi due componenti $\text{Ba}(\text{OH})_2$ è il componente in difetto.

Il rapporto molare tra BaI_2 e $\text{Ba}(\text{OH})_2$ è 5:6 per cui 2.4 mol di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ danno luogo alla formazione di

$$n_{\text{BaI}_2} = (5/6) n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = (5/6) \cdot 2.4 \text{ mol} = 2.0 \text{ mol}$$

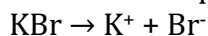
$$c_{\text{BaI}_2} = 2.0 \text{ mol} / 4.0 \text{ L} = 0.5 \text{ M}$$

Solubilità A

Calcolare i milligrammi di bromuro di argento che si sciolgono in 20.0 L di una soluzione acquosa 0.02 M di bromuro di potassio. $[K_{ps}(\text{bromuro di argento}) = 3.5 \cdot 10^{-13}]$

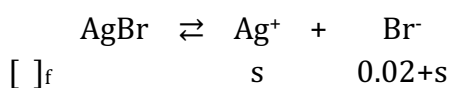
Soluzione

Il bromuro di potassio in acqua è totalmente dissociato:



Il bromuro di argento è un sale poco solubile che ha lo ione bromuro in comune con il bromuro di potassio.

Posso quindi scrivere:



Posso quindi ricavare la solubilità s:

$$K_{ps} = 3.5 \cdot 10^{-13} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Br}^-] = s \cdot (0.02+s)$$

Trascurando s rispetto a 0.02 ricavo:

$$s = 3.5 \cdot 10^{-13} / 0.02 = 1.75 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

Le moli di AgBr in soluzione sono: $1.75 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L} \cdot 20.0 \text{ L} = 3.5 \cdot 10^{-10} \text{ mol}$

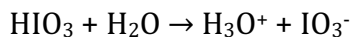
I milligrammi di bromuro di argento in soluzione sono: $3.5 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot 187.8 \text{ g/mol} \cdot 1000 \text{ mg/g} = 6.57 \cdot 10^{-5} \text{ mg}$

Solubilità B

Calcolare i milligrammi di iodato di argento che si sciolgono in 5.0 L di una soluzione acquosa 0.1 M di acido iodico. Considerare l'acido iodico un acido forte. $[K_{ps}(\text{iodato di argento}) = 3.09 \cdot 10^{-8}]$

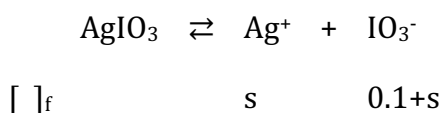
Soluzione

Considerando l'acido iodico un acido forte posso scrivere:



Lo iodato di argento è un sale poco solubile che ha lo ione iodato in comune con l'acido iodico.

Posso quindi scrivere:



Posso quindi ricavare la solubilità s:

$$K_{ps} = 3.09 \cdot 10^{-8} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{IO}_3^-] = s \cdot (0.1+s)$$

Trascurando s rispetto a 0.1 ricavo:

$$s = 3.09 \cdot 10^{-8} / 0.1 = 3.09 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

Le moli di AgIO₃ in soluzione sono: $3.09 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L} \cdot 5.0 \text{ L} = 1.55 \cdot 10^{-8} \text{ mol}$

I milligrammi di iodato di argento in soluzione sono: $1.55 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot 282.8 \text{ g/mol} \cdot 1000 \text{ mg/g} = 4.38 \cdot 10^{-3} \text{ mg}$