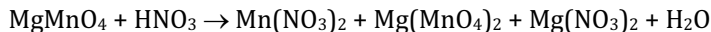


Ossidoriduzione

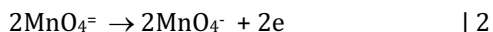
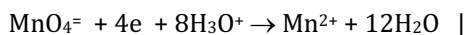
A) Il manganato di magnesio reagisce con l'acido nitrico per dare nitrato di manganese(II), permanganato di magnesio, nitrato di magnesio ed acqua. a) Bilanciare la reazione con il metodo ionico-elettronico; b) calcolare la molarità del permanganato di magnesio ottenuto aggiungendo 573 g di manganato di magnesio a 4.00 L di una soluzione di acido nitrico al 9.00 %_{p/p} (d = 1.30 kg/dm³). [Si trascuri il volume di acqua formatosi durante la reazione]

Soluzione

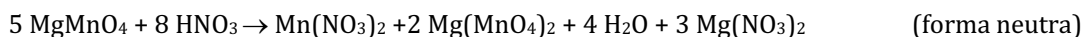
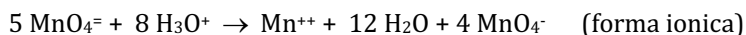
La reazione da bilanciare è la seguente:



Bilancio la reazione con il metodo ionico-elettronico:



La reazione bilanciata è:



Calcolo le moli dei reagenti:

$$n_{\text{MgMnO}_4} = 573 \text{ g} / 143.24 \text{ g mol}^{-1} = 4.0 \text{ mol}$$

Calcolo le moli di acido nitrico

La massa della soluzione in un volume di 4.00 L è: $d \cdot V = 1.30 \text{ kg L}^{-1} \cdot 4.00 \text{ L} = 5.20 \text{ kg}$. La percentuale in peso di acido nitrico in tale soluzione è il 9.00% per cui la massa di acido nitrico in tale soluzione è: $5.20 \text{ kg} \cdot 9.0 / 100 = 0.468 \text{ kg} = 468 \text{ g}$

Le moli di acido nitrico sono:

$$n_{\text{HNO}_3} = 468 \text{ g} / 63.1 \text{ g mol}^{-1} = 7.42 \text{ mol}$$

Vedo qual è il componente in difetto

$$n_{\text{MgMnO}_4} / n_{\text{HNO}_3} = 4.00 \text{ mol} / 7.42 \text{ mol} = 0.539 \text{ mol} < 5/8 (=0.625) \quad (\text{rapporto stechiometrico})$$

Tra questi due componenti MgMnO_4 è il componente in difetto.

Il rapporto molare tra $\text{Mg}(\text{MnO}_4)_2$ e MgMnO_4 è 2:5 per cui 4.00 mol di MgMnO_4 danno luogo alla formazione di

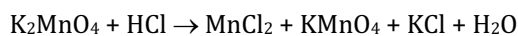
$$n_{\text{Mg}(\text{MnO}_4)_2} = (2/5) n_{\text{MgMnO}_4} = (2/5) \cdot 4.00 \text{ mol} = 1.60 \text{ mol}$$

La molarità è: $1.6 \text{ mol} / 4.00 \text{ L} = 0.4 \text{ M}$

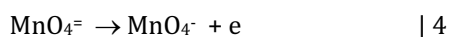
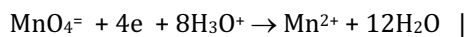
B) Il manganato di potassio reagisce con l'acido cloridrico per dare cloruro di manganese(II), permanganato di potassio, cloruro di potassio ed acqua. a) Bilanciare la reazione con il metodo ionico-elettronico; b) calcolare la molarità del cloruro di potassio ottenuto aggiungendo 493 g di manganato di potassio a 3.00 L di una soluzione di acido cloridrico al 7.14 %_{p/p} (d = 1.12 kg/dm³). [Si trascuri il volume di acqua formatosi durante la reazione]

Soluzione

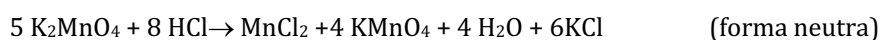
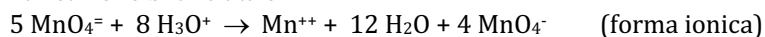
La reazione da bilanciare è la seguente:



Bilancio la reazione con il metodo ionico-elettronico:



La reazione bilanciata è:



Calcolo le moli dei reagenti:

$$n_{\text{K}_2\text{MnO}_4} = 493 \text{ g} / 197.13 \text{ g mol}^{-1} = 2.5 \text{ mol}$$

Calcolo le moli di acido cloridrico

La massa della soluzione in un volume di 3.00 L è: $d \cdot V = 1.12 \text{ kg L}^{-1} \cdot 3.00 \text{ L} = 3.36 \text{ kg}$. La percentuale in peso di acido nitrico in tale soluzione è il 7.00% per cui la massa di acido cloridrico in tale soluzione è: $3.36 \text{ kg} \cdot 7.14 / 100 = 0.24 \text{ kg} = 240 \text{ g}$

Le moli di acido cloridrico sono:

$$n_{\text{HCl}} = 240 \text{ g} / 36.46 \text{ g mol}^{-1} = 6.58 \text{ mol}$$

Vedo qual è il componente in difetto

$$n_{\text{K}_2\text{MnO}_4} / n_{\text{HCl}} = 2.5 \text{ mol} / 6.58 \text{ mol} = 0.38 \text{ mol} < 5/8 (=0.625) \quad (\text{rapporto stechiometrico})$$

Tra questi due componenti K_2MnO_4 è il componente in difetto.

Il rapporto molare tra KCl e K_2MnO_4 è 6:5 per cui 2.50 mol di K_2MnO_4 danno luogo alla formazione di

$$n_{\text{KCl}} = (2/5) n_{\text{K}_2\text{MnO}_4} = (6/5) \cdot 2.5 \text{ mol} = 3.0 \text{ mol}$$

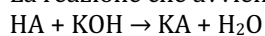
La molarità è: $3.0 \text{ mol} / 3.00 \text{ L} = 1.0 \text{ M}$

pH

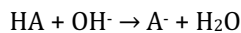
A) A 300 mL di una soluzione acquosa di un acido debole monoprotico HA avente concentrazione $2.0 \cdot 10^{-2}$ M vengono aggiunti 100 mL di una soluzione acquosa di idrossido di potassio $6.0 \cdot 10^{-2}$ M. Calcolare il pH della soluzione risultante. [Per l'acido debole, $K_a = 6.3 \cdot 10^{-5}$]

Soluzione

La reazione che avviene tra un acido debole ed una base forte è:



Ovvero

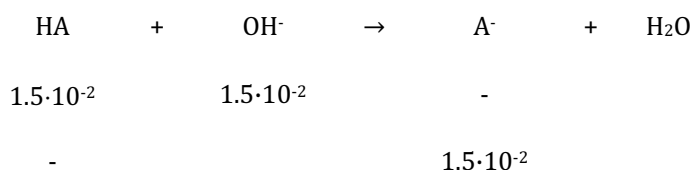


Dopo il mescolamento, la concentrazione iniziale di HA è:

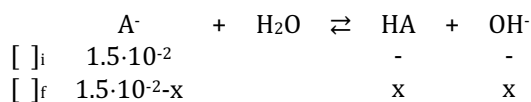
$$c_a = 2.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \cdot 0.30 \text{ L} / (0.3 + 0.10) \text{ L} = 1.5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

La concentrazione di KOH è:

$$c_b = 6.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \cdot 0.10 \text{ L} / (0.3 + 0.10) \text{ L} = 1.5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$



Dopo la reazione, la soluzione contiene solo A⁻ che, essendo la base coniugata di un acido debole, dà luogo ad un'idrolisi basica.



$$K_i = K_w / K_a = 1.0 \cdot 10^{-14} / 6.3 \cdot 10^{-5} = 1.59 \cdot 10^{-10} = [\text{HA}][\text{OH}^-] / [\text{A}^-] = x^2 / (1.5 \cdot 10^{-2} - x)$$

Posso trascurare la x rispetto a $1.5 \cdot 10^{-2}$ e ricavo:

$$x = \sqrt{(1.59 \cdot 10^{-10} \cdot 1.5 \cdot 10^{-2})} = 1.54 \cdot 10^{-6} = [\text{OH}^-]$$

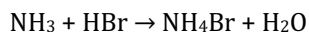
$$\text{pOH} = 5.81$$

$$\text{pH} = 8.19$$

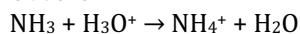
B) A 200 mL di una soluzione acquosa di un acido bromidrico avente concentrazione $1.8 \cdot 10^{-1}$ M vengono aggiunti 400 mL di una soluzione acquosa di ammoniaca $9.0 \cdot 10^{-2}$ M. Calcolare il pH della soluzione risultante. [Per l'ammoniaca, $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$]

Soluzione

La reazione che avviene tra la base debole ammoniaca e l'acido forte HBr è:



Ovvero

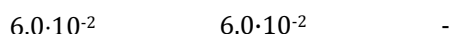


Dopo il mescolamento, la concentrazione iniziale di HBr è:

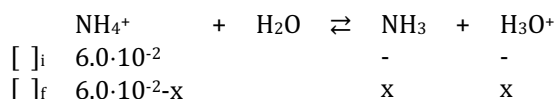
$$c_a = 1.8 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1} \cdot 0.20 \text{ L} / (0.20 + 0.40) \text{ L} = 6.0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

La concentrazione di NH_3 è:

$$c_b = 9.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \cdot 0.40 \text{ L} / (0.20 + 0.40) \text{ L} = 6.0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$



Dopo la reazione, la soluzione contiene solo NH_4^+ che, essendo l'acido coniugato di una base debole, dà luogo ad un'idrolisi acida.



$$K_i = K_w / K_a = 1.0 \cdot 10^{-14} / 1.8 \cdot 10^{-5} = 5.56 \cdot 10^{-10} = [\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{NH}_4^+] = x^2 / (6.0 \cdot 10^{-2} - x)$$

Posso trascurare la x rispetto a $6.0 \cdot 10^{-2}$ e ricavo:

$$x = \sqrt{(5.56 \cdot 10^{-10} \cdot 6.0 \cdot 10^{-2})} = 5.77 \cdot 10^{-6} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = 5.24$$