

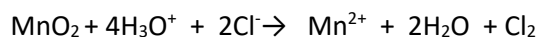
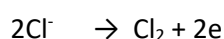
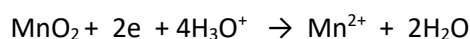
REDOX

A) 258 g di ossido di manganese (IV), vengono immessi in 4.0 L di una soluzione acquosa di acido cloridrico al 7 % in peso avente densità $d = 1.1 \text{ kg/L}$. Si ha la formazione di cloruro di manganese (II), cloro ed acqua. Bilanciare la reazione con il metodo ionico elettronico e calcolare il volume di cloro che si sviluppa misurato alla pressione di 750 mmHg e alla temperatura di 20°C.

Soluzione



Bilancio con il metodo ionico-elettronico



La reazione bilanciata è:



Vedo qual è il componente in difetto.

$$n_{\text{MnO}_2} = 258 \text{ g} / 86.94 \text{ g mol}^{-1} = 2.97 \text{ mol}$$

$$\text{massa di soluzione di acido cloridrico} = d \cdot V = 1.1 \text{ kg L}^{-1} \cdot 4.0 \text{ L} = 4.4 \text{ Kg}$$

$$\text{grammi HCl} = 4.4 \cdot 10^3 \cdot (7/100) = 308 \text{ g}$$

$$n_{\text{HCl}} = 308 \text{ g} / 36.46 \text{ g mol}^{-1} = 8.45 \text{ mol}$$

$$n_{\text{MnO}_2} / n_{\text{HCl}} = 2.97 / 8.45 = 0.35 > 1/4$$

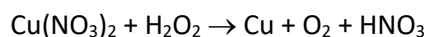
HCl è il componente in difetto.

$$n_{\text{Cl}_2} = (1/4) n_{\text{HCl}} = (1/4) \cdot 8.45 = 2.11 \text{ mol}$$

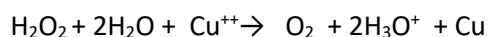
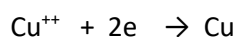
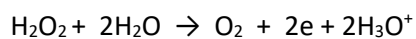
$$V_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} RT/P = 2.11 \text{ mol} \cdot 0.0821 \text{ K atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 293.15 \text{ K} / (750/760) \text{ atm} = 51.5 \text{ L}$$

B) 4.50 kg di nitrato di rame (II) vengono immessi in 2.0 L una soluzione acquosa di acqua ossigenata al 30 % in peso avente densità $d = 1.2 \text{ kg/L}$. Si ha la formazione di rame, ossigeno ed acido nitrico. Bilanciare la reazione con il metodo ionico elettronico e calcolare i grammi di rame che si formano.

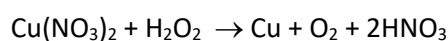
Soluzione



Bilancio con il metodo ionico-elettronico



La reazione bilanciata è:



Vedo qual è il componente in difetto.

$$n_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} = 4.5 \cdot 10^3 \text{ g} / 187.56 \text{ g mol}^{-1} = 24.0 \text{ mol}$$

$$\text{massa di soluzione di acqua ossigenata} = d \cdot V = 1.2 \text{ kg L}^{-1} \cdot 2.0 \text{ L} = 2.4 \text{ Kg}$$

$$\text{grammi H}_2\text{O}_2 = 2.4 \cdot 10^3 \cdot (30/100) = 720 \text{ g}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 720 \text{ g} / 34.01 \text{ g mol}^{-1} = 21.2 \text{ mol}$$

L'acqua ossigenata è il componente in difetto.

$$n_{\text{Cu}} = n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 21.2 \text{ mol}$$

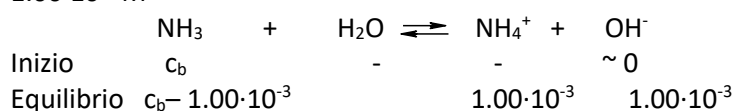
$$\text{i grammi di rame sono: } 21.2 \text{ mol} \cdot 63.55 \text{ g/mol} = 1347.3 \text{ g}$$

pH

A) Calcolare i grammi di acido nitrico che bisogna aggiungere a 4.0 L di una soluzione acquosa di ammoniaca avente pH=11, per diminuire il pH di una unità. $K_{\text{ammoniaca}} = 1.8 \cdot 10^{-5}$.

Soluzione:

Innanzitutto calcolo la concentrazione di NH_3 nella soluzione sapendo che il pH = 11 per cui pOH = 3 $[\text{OH}^-] = 1.00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$



$$K_b = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]/[\text{NH}_3] = (1.00 \cdot 10^{-3})^2 / (c_b - 1.00 \cdot 10^{-3}) = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$1.8 \cdot 10^{-5} c_b - 1.8 \cdot 10^{-8} = 1.00 \cdot 10^{-6}$$

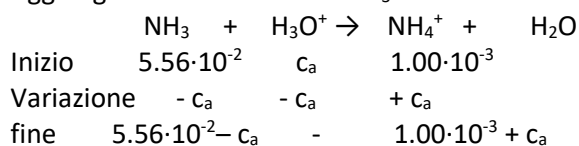
$$c_b = 5.66 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{All'equilibrio ho: } [\text{NH}_3] = 5.66 \cdot 10^{-2} - 1.00 \cdot 10^{-3} = 5.56 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 1.00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

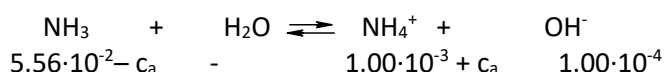
Indico con c_a la concentrazione di HNO_3

Aggiungendo l'acido forte HNO_3 avviene la reazione:



poiché il pH diminuisce di una unità in nuovo pH è 10 per cui pOH = 4 e $[\text{OH}^-] = 1.00 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

Ho il seguente equilibrio:



$$K_b = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]/[\text{NH}_3] = (1.00 \cdot 10^{-3} + c_a) (1.00 \cdot 10^{-4}) / (5.56 \cdot 10^{-2} - c_a) = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$1.00 \cdot 10^{-7} + 1.00 \cdot 10^{-4} c_a = 1.00 \cdot 10^{-6} - 1.8 \cdot 10^{-5} c_a$$

$$c_a = 9.00 \cdot 10^{-7} / 6.77 \cdot 10^{-4} = 1.18 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

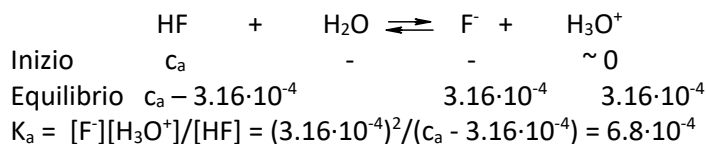
Per cui le moli di HNO_3 aggiunte sono : $1.18 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot 4 \text{ L} = 4.72 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ ed i grammi sono:

$$4.72 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 63.1 \text{ g mol}^{-1} = 2.98 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

B) Calcolare la massa di idrossido di potassio che bisogna aggiungere a 2.0 L di una soluzione acquosa di acido fluoridrico avente pH = 3.5, per aumentare il pH di due unità. $K_{\text{acido fluoridrico}} = 6.8 \cdot 10^{-4}$.

Soluzione:

Innanzitutto, calcolo la concentrazione di HF nella soluzione sapendo che il pH = 3.5 per cui $[H_3O^+] = 3.16 \cdot 10^{-4} \text{ M}$



$$6.8 \cdot 10^{-4} c_a - 2.15 \cdot 10^{-7} = 9.99 \cdot 10^{-8}$$

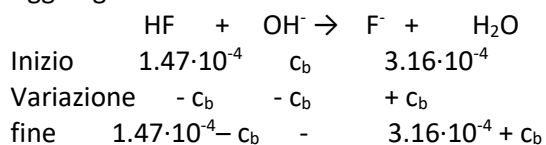
$$c_a = 4.63 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{All'equilibrio ho: } [HF] = 4.63 \cdot 10^{-4} - 3.16 \cdot 10^{-4} = 1.47 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

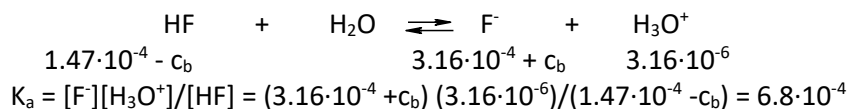
$$[F^-] = 3.16 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Indico con c_b la concentrazione di KOH

Aggiungendo la base forte KOH avviene la reazione:



poiché il pH aumenta di due unità in nuovo pH vale = 5.5 e $[H_3O^+] = 3.16 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ ho il seguente equilibrio:



$$9.986 \cdot 10^{-10} + 3.16 \cdot 10^{-6} c_b = 9.996 \cdot 10^{-8} - 6.8 \cdot 10^{-4} c_b$$

$$c_b = 9.896 \cdot 10^{-8} / 6.83 \cdot 10^{-4} = 1.46 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

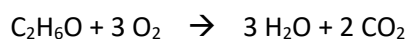
Per cui le moli di KOH aggiunte sono : $1.46 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot 2 \text{ L} = 2.92 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ ed i grammi sono:

$$2.92 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 56.1 \text{ g mol}^{-1} = 1.64 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

1A. Un volume di 3 litri di gas dimetil etere (C_2H_6O) misurati a temperatura di $25^\circ C$ e alla pressione di 1 atm, vengono interamente bruciati. Dopo aver opportunamente bilanciato la rispettiva reazione di combustione determinare i grammi di acqua prodotti dalla reazione ed il calore sviluppato dalla reazione stessa sapendo che l'entalpia di combustione standard del dimetil etere è pari a -1460.40 kJ/mol .

Soluzione 1A:

La reazione di combustione bilanciata del dimetil etere è la seguente:



Dunque, da 1 mole di dimetil etere si ottengono 3 moli di acqua.

Calcoliamo il numero di moli di dimetil etere che hanno reagito usando la legge dei gas ideali:

$$n(C_2H_6O) = PV/RT = 1 \cdot 3 / 0.0821 \cdot 298.15 = 0.123 \text{ mol}$$

quindi

$$n(H_2O) = 3 \cdot n(C_2H_6O) = 0.369 \text{ mol}$$

ed essendo il peso molare dell'acqua pari a 18.0 g/mol avremo che i grammi di acqua prodotti saranno pari a:

$$p(H_2O) = n(H_2O) \cdot MM(H_2O) = 0.369 \text{ mol} \cdot 18.0 \text{ g/mol} = 6.64 \text{ g}$$

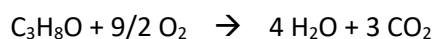
Il calore sviluppato dalla reazione sarà invece pari a:

$$Q = |n(C_2H_6O) \cdot \Delta_c H^\circ| = 0.123 \text{ mol} \cdot 1460.40 \text{ kJ/mol} = 179.6 \text{ kJ}$$

1B. Un volume di 2 litri di gas metossietano (C_3H_8O) misurati a temperatura di $25^\circ C$ e alla pressione di 1 atm, vengono interamente bruciati. Dopo aver opportunamente bilanciato la rispettiva reazione di combustione determinare i grammi di acqua prodotti dalla reazione ed il calore sviluppato dalla reazione stessa sapendo che l'entalpia di combustione del metossietano è pari a -2107.4 kJ/mol .

Soluzione 1B:

La reazione di combustione bilanciata del metossietano è la seguente:



Dunque, da 1 mole di metossietano si ottengono 4 moli di acqua.

Calcoliamo il numero di moli di metossietano che hanno reagito usando la legge dei gas ideali:

$$n(C_3H_8O) = PV/RT = 1 \cdot 2 / 0.0821 \cdot 298.15 = 0.082 \text{ mol}$$

quindi

$$n(H_2O) = 4 \cdot n(C_3H_8O) = 0.328 \text{ mol}$$

ed essendo il peso molare dell'acqua pari a 18.0 g/mol avremo che i grammi di acqua prodotti saranno pari a:

$$p(H_2O) = n(H_2O) \cdot MM(H_2O) = 0.328 \text{ mol} \cdot 18.0 \text{ g/mol} = 5.90 \text{ g}$$

Il calore sviluppato dalla reazione sarà invece pari a:

$$Q = |n(C_3H_8O) \cdot \Delta_c H^\circ| = 0.082 \text{ mol} \cdot 2107.4 \text{ kJ/mol} = 172.8 \text{ kJ}$$

2A. Calcolare la pressione osmotica di una soluzione A ottenuta sciogliendo 12 grammi di glucosio in 1.5 litri di acqua alla temperatura di 25 °C. Determinare quindi i grammi di cloruro di calcio che occorre sciogliere in 2 litri di acqua al fine di ottenere una soluzione isotonica rispetto la soluzione A alla stessa temperatura.

Soluzione 2A:

La pressione osmotica di una soluzione è pari a:

$$\pi = i M R T$$

Essendo il glucosio un non elettrolita $i = 1$. Calcoliamo la molarità della soluzione A, sapendo che la massa molare del glucosio ($C_6H_{12}O_6$) è pari a 180.0 g/mol:

$$M = n(C_6H_{12}O_6) / V = (12 \text{ g} / 180.0 \text{ g/mol}) / 1.5 \text{ l} = 0.044 \text{ mol}$$

La pressione osmotica della soluzione A sarà quindi:

$$\pi = 0.044 * 0.0821 * 298.15 = 1.077 \text{ atm}$$

Calcoliamo ora la molarità di una soluzione di cloruro di calcio ($CaCl_2$) isotonica rispetto la soluzione A ovvero con stessa pressione osmotica. Essendo il cloruro di calcio un elettrolita forte che si dissocia completamente in uno ione Ca^{2+} e due ioni Cl^- , il coefficiente di Van't Hoff (i) sarà pari a 3:

$$\pi = i M R T \rightarrow M = \pi / (i R T) = 1.077 / (3 * 0.0821 * 298.15) = 0.0147 \text{ M}$$

Il numero di moli di $CaCl_2$ da sciogliere in 2 litri di acqua al fine di ottenere una soluzione 0.0147 M sarà pari a:

$$M = n/V \rightarrow n(CaCl_2) = M * V = 0.0147 * 2 = 0.0294 \text{ mol}$$

ed essendo la massa molare di $CaCl_2$ pari a 111.0 g/mol, il peso di cloruro di calcio sarà pari a:

$$p = n(CaCl_2) * MM(CaCl_2) = 0.0294 * 111.0 = 3.26 \text{ g}$$

2B. Calcolare la pressione osmotica di una soluzione A ottenuta sciogliendo 22 grammi di glucosio in 2.5 litri di acqua alla temperatura di 25 °C. Determinare quindi i grammi di cloruro di calcio che occorre sciogliere in 3 litri di acqua al fine di ottenere una soluzione isotonica rispetto la soluzione A alla stessa temperatura.

Soluzione 2B:

La pressione osmotica di una soluzione è pari a:

$$\pi = i M R T$$

Essendo il glucosio un non elettrolita $i = 1$. Calcoliamo la molarità della soluzione A, sapendo che la massa molare del glucosio ($C_6H_{12}O_6$) è pari a 180.0 g/mol:

$$M = n(C_6H_{12}O_6) / V = (22 \text{ g} / 180.0 \text{ g/mol}) / 2.5 \text{ l} = 0.049 \text{ mol}$$

La pressione osmotica della soluzione A sarà quindi:

$$\pi = 0.049 * 0.0821 * 298.15 = 1.20 \text{ atm}$$

Calcoliamo ora la molarità di una soluzione di cloruro di calcio ($CaCl_2$) isotonica rispetto la soluzione A ovvero con stessa pressione osmotica. Essendo il cloruro di calcio un elettrolita forte che si dissocia completamente in uno ione Ca^{2+} e due ioni Cl^- , il coefficiente di Van't Hoff (i) sarà pari a 3:

$$\pi = i M R T \rightarrow M = \pi / (i R T) = 1.2 / (3 * 0.0821 * 298.15) = 0.0163 \text{ M}$$

Il numero di moli di $CaCl_2$ da sciogliere in 3 litri di acqua al fine di ottenere una soluzione 0.0163 M sarà pari a:

$$M = n/V \rightarrow n(CaCl_2) = M * V = 0.0163 * 3 = 0.0489 \text{ mol}$$

ed essendo la massa molare di $CaCl_2$ pari a 111.0 g/mol, il peso di cloruro di calcio sarà pari a:

$$p = n(CaCl_2) * MM(CaCl_2) = 0.0489 * 111.0 = 5.43 \text{ g}$$