

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 28-01-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare la f.e.m. della seguente cella galvanica a concentrazione:

Pt/ acido cloridrico_(aq) 0.2 M/ H_{2(g)} 0.9 atm // Pt/ acido acetico_(aq) 0.2 M/ H_{2(g)} 1.2 atm/Pt
(E⁰ H⁺/H₂ = 0.00 V – K_a acido acetico = 1.8×10⁻⁵)

$$R_1 = 0.123 \text{ V}$$

Esercizio 2

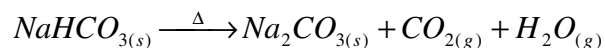
Calcolare quanti mL di una soluzione di acido acetico 20 % p/p (densità 1.1 g/mL) devono essere diluiti ad un volume finale di 400 mL per preparare una soluzione di acido avente pH 2.5.

(K_a acido acetico = 1.8×10⁻⁵)

$$R_2 = 61 \text{ mL}$$

Esercizio 3

2.5 grammi di bicarbonato di sodio vengono decomposti termicamente attraverso la seguente reazione (da bilanciare):



Calcolare il volume complessivo dei gas che si sviluppano dalla reazione, misurato alla temperatura di 170 °C e alla pressione di 3 atmosfere.

$$R_3 = 0.361 \text{ L}$$

Esercizio 4

Calcolare quanti grammi di solfato di argento(I) si sciolgono in 250 mL di una soluzione di nitrato di argento(I) 0.15 M. (K_{PS} solfato di argento(I) = 1.2×10⁻⁵)

$$R_4 = 0.041$$

Esercizio 5

1.2 grammi di fosfato di sodio vengono sciolti in 200 mL di acqua. Quale volume di acqua dovrà essere aggiunto a tale soluzione per avere una concentrazione di ioni sodio pari a 0.05 M?

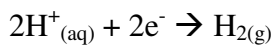
$$R_5 = 0.24 \text{ L}$$

Soluzioni:

1) La cella è una cella a concentrazione, dove le due semicelle (uguali H^+/H_2) si comportano una da anodo e l'altra da catodo in funzione della concentrazione e pressione parziale dello ione H^+ e dell'idrogeno gassoso.

La semicella A è costituita da un acido forte: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

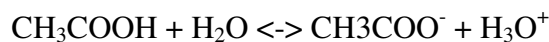
La $[H^+] = [HCl] = 0.2 M$



$$E = E^0 - \frac{0.0591}{n} \cdot \log\left(\frac{pH_2}{[H^+]^2}\right);$$

$$E = 0.0 - \frac{0.0591}{2} \cdot \log\left(\frac{0.9 atm}{[0.2 M]^2}\right) = -0.04 V$$

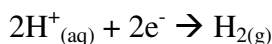
La semicella B è costituita da un acido debole, la $[H^+]$ dipende dall'equilibrio di dissociazione acida dell'acido acetico



I	0.2	-	-
V	-x	+x	+x
E	(0.2-x)	x	x

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{(0.2-x)};$$

$$x^2 + 1.8 \cdot 10^{-5}x - 3.6 \cdot 10^{-6} = 0; \quad x = 1.89 \cdot 10^{-3} M = [H^+]$$



$$E = E^0 - \frac{0.0591}{n} \cdot \log\left(\frac{pH_2}{[H^+]^2}\right);$$

$$E = 0.0 - \frac{0.0591}{2} \cdot \log\left(\frac{1.2 atm}{[1.89 \cdot 10^{-3} M]^2}\right) = -0.163 V$$

quindi CATODO: semicella A (-0.04 V) e ANODO: semicella B (-0.163 V)

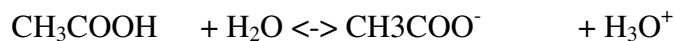
$$fem = E_{CATODO} - E_{ANODO} = -0.04 - (-0.163) = \underline{\underline{0.123 V}}$$

2) Esercizio di diluizione: $M_i V_i = M_f V_f$

$$M_i = \frac{\% p / p \cdot d}{PM} = \frac{0.2 g / g \cdot 1.1 \cdot 10^{-3} g / L}{60.021 g / mol} = 3.67 M$$

La M_f la ricavo utilizzando il valore di pH, ovvero dalla concentrazione di ioni H^+ all'equilibrio generati dall'equilibrio di dissociazione acida dell'acido acetico con concentrazione = M_f

$$pH = 2.5; [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.5} = 3.16 \cdot 10^{-3} M$$



I	M_f	-	-
V	$-3.16 \cdot 10^{-3}$	$+3.16 \cdot 10^{-3}$	$+3.16 \cdot 10^{-3}$
E	$(M_f - 3.16 \cdot 10^{-3})$	$3.16 \cdot 10^{-3}$	$3.16 \cdot 10^{-3}$

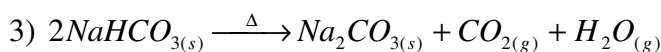
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{(3.16 \cdot 10^{-3})^2}{(M_f - 3.16 \cdot 10^{-3})}$$

$$1.8 \cdot 10^{-5} M_f - 5.69 \cdot 10^{-8} - 9.986 \cdot 10^{-8} = 0; \quad M_f = 0.558 \text{ M} = [\text{H}^+]$$

a questo punto posso ricavare il volume iniziale da prelevare

$$M_i V_i = M_f V_f; \quad 3.67 \text{ M} \cdot V_i = 0.558 \text{ M} \cdot 0,400 \text{ L};$$

$$\underline{\underline{V_i = 60.8 \text{ mL}}}$$



$$\text{moli NaHCO}_3 = 2.5 \text{ g} / 83.982 \text{ g/mol} = 2.98 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{moli CO}_2 = \text{moli H}_2\text{O} = \text{moli NaHCO}_3 / 2 = 2.98 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 2 = 1.49 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$PV = nRT;$$

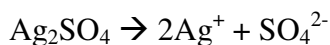
$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(n\text{CO}_2 + n\text{H}_2\text{O}) \cdot RT}{P} = \frac{(1.49 \cdot 10^{-2} \text{ mol} + 1.49 \cdot 10^{-2} \text{ mol}) \cdot 0.08206 \cdot 443.15 \text{ K}}{3 \text{ atm}}$$

$$\underline{\underline{V = 0.361 \text{ L}}}$$

4) il nitrato di Ag(I) è un sale solubile



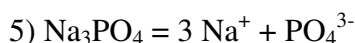
Lo ione Ag^+ liberato dal nitrato di Ag(I) si comporta da ione comune per il sale poco solubile



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = (0.15 + 2S)^2 \cdot S = 1.2 \cdot 10^{-5};$$

$$S = 5.33 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{g Ag}_2\text{SO}_4 = 5.33 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot 0.250 \text{ L} \cdot 309.762 \text{ g/mol} = \underline{\underline{0.041 \text{ g}}}$$



$$\text{moli Na}_3\text{PO}_4 = 1,2 \text{ g} / 163.9227 \text{ g/mol} = 7.32 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{moli Na}^+ = 3 \cdot \text{moli Na}_3\text{PO}_4 = 3 \cdot 7.32 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 2.196 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$[\text{Na}^+] = 2.196 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 0.200 \text{ L} = 0.1098 \text{ M}$$

$$M_i V_i = M_f V_f; \quad 0.1098 \text{ M} \cdot 0.200 \text{ L} = 0.05 \text{ M} \cdot V_f; \quad V_f = 0.44 \text{ L}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = V_f - V_i = 0.44 - 0.2 = \underline{\underline{0.24 \text{ L}}}$$

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 28-01-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare la f.e.m. della seguente cella galvanica a concentrazione:

Pt/ acido nitrico_(aq) 0.5 M/ H_{2(g)} 1.8 atm // Pt/ acido acetico_(aq) 0.3 M/ H_{2(g)} 1.1 atm/Pt
(E⁰ H⁺/H₂ = 0.00 V – K_a acido acetico = 1.8×10⁻⁵)

$$R_1 = 0.132 \text{ V}$$

Esercizio 2

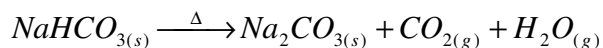
Calcolare quanti mL di una soluzione di acido acetico 23 % p/p (densità 0.9 g/mL) devono essere diluiti ad un volume finale di 150 mL per preparare una soluzione di acido avente pH 3.0.

(K_a acido acetico = 1.8×10⁻⁵)

$$R_2 = 2.5 \text{ mL}$$

Esercizio 3

5 grammi di bicarbonato di sodio vengono decomposti termicamente attraverso la seguente reazione (da bilanciare):



Calcolare il volume complessivo dei gas che si sviluppano dalla reazione, misurato alla temperatura di 220 °C e alla pressione di 1 atmosfere.

$$R_3 = 2.41 \text{ L}$$

Esercizio 4

Calcolare quanti grammi di fluoruro di bario (II) si sciolgono in 700 mL di una soluzione di fluoruro di sodio(I) 0.05 M. (K_{PS} fluoruro di bario (II) = 1.73×10⁻⁶)

$$R_4 = 8.52 \times 10^{-2} \text{ g}$$

Esercizio 5

1.2 grammi di solfato di sodio vengono sciolti in 140 mL di acqua. Quale volume di acqua dovrà essere aggiunto a tale soluzione per avere una concentrazione di ioni sodio pari a 0.1 M?

$$R_5 = 0.029 \text{ L}$$

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 28-01-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare la f.e.m. della seguente cella galvanica a concentrazione:

Pt/ acido iodidrico_(aq) 0.33 M/ H_{2(g)} 0.7 atm // Pt/ acido acetico_(aq) 0.4 M/ H_{2(g)} 1.6 atm/Pt
(E⁰ H⁺/H₂ = 0.00 V ; K_a acido acetico = 1.8×10⁻⁵)

$$R_1 = 0.134 \text{ V}$$

Esercizio 2

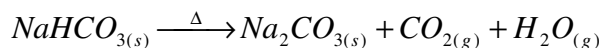
Calcolare quanti mL di una soluzione di acido acetico 32 % p/p (densità 1.1 g/mL) devono essere diluiti ad un volume finale di 600 mL per preparare una soluzione di acido avente pH 2.3.

(K_a acido acetico = 1.8×10⁻⁵)

$$R_2 = 143 \text{ mL}$$

Esercizio 3

4.2 grammi di bicarbonato di sodio vengono decomposti termicamente attraverso la seguente reazione (da bilanciare):



Calcolare il volume complessivo dei gas che si sviluppano dalla reazione, misurato alla temperatura di 100 °C e alla pressione di 0,5 atmosfere.

$$R_3 = 3.06 \text{ L}$$

Esercizio 4

Calcolare quanti grammi di solfuro di rame(I) si sciolgono in 440 mL di una soluzione di nitrato di rame(I) 0.18 M. (K_{PS} solfuro di rame(I) = 7.2×10⁻⁴⁹)

$$R_4 = 1.54 \times 10^{-45} \text{ g}$$

Esercizio 5

2.4 grammi di carbonato di potassio vengono sciolti in 160 mL di acqua. Quale volume di acqua dovrà essere aggiunto a tale soluzione per avere una concentrazione di ioni potassio pari a 0.04 M?

$$R_5 = 0.710 \text{ L}$$

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 11-02-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare il punto di ebollizione di una soluzione contenente 14.6 g di cloruro di magnesio in 230 g di acqua. (K_{eb} acqua = 0.512 °K Kg /mol)

$$R_1 = \underline{101,02 \text{ } ^\circ\text{C}}$$

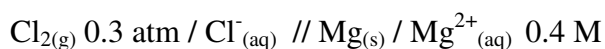
Esercizio 2

Calcolare la concentrazione di ammoniaca all'equilibrio, disciogliendo 35 mg di ammoniaca in 600 ml di acqua. (K_a ione ammonio = 5.8×10^{-10})

$$R_2 = \underline{3.20 \times 10^{-3} \text{ M}}$$

Esercizio 3

Data la seguente cella galvanica:



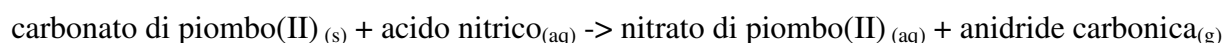
Calcolare la concentrazione di ioni cloruro che portano ad una f.e.m. di 3.77 V

($E^0 \text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1.358 \text{ V}$; $E^0 \text{Mg}^{2+}/\text{Mg} = -2.372 \text{ V}$)

$$R_3 = \underline{0.18 \text{ M}}$$

Esercizio 4

Data la seguente reazione (da bilanciare):



Calcolare il volume di anidride carbonica che si forma ponendo a reagire 0.112 g di carbonato di piombo(II) con 440 mL di una soluzione di acido nitrico a pH = 3, ad una pressione di 650 torr e ad una temperatura di 12 °C.

$$R_4 = \underline{6.02 \times 10^{-3} \text{ L}}$$

Esercizio 5

Una soluzione contiene cloruro di Fe(III) 0.400 M. Calcolare il pH al quale inizia la precipitazione dell'idrossido di ferro(III). (K_{ps} idrossido Fe(III) = 2.6×10^{-39})

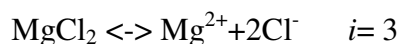
$$R_5 = \underline{1.27}$$

Soluzioni

1) Questo è un esercizio sulle proprietà colligative

La differenza tra la temperatura di ebollizione della soluzione e quella del solvente si chiama innalzamento ebullioscopio ed è proporzionale alla concentrazione molale della soluzione e al coefficiente di *Van't Hoff*

$$\Delta T_{eb} = iK_{eb}m$$



$$\text{PM MgCl}_2 = 95.21$$

$$\text{mol MgCl}_2 = 14.6\text{g} / 95.21\text{g/mol} = 0.153 \text{ mol}$$

$$m = 0.153 \text{ mol} / 0.230 \text{ Kg} = 0.667 \text{ mol/Kg}$$

$$\Delta T_{eb} = 3 \cdot 0.512 K_{eb} \cdot \text{Kg/mol} \cdot 0.667 \text{ mol/Kg} = 1.02$$

$$T_{eb} = 100 + 1.02 = \underline{\underline{101.02 \text{ } ^\circ\text{C}}}$$

2) Si calcola la molarità dell' NH_3 (PM $\text{NH}_3 = 17$)

$$\text{mmol NH}_3 = 35\text{mg} / 17\text{g/mol} = 2.06 \text{ mmol}$$

$$\text{mol NH}_3 = 2.06 / 1000 = 2.06 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M = 2.06 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / 0.600\text{L} = 3.43 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

	NH_3	+	H_2O	\leftrightarrow	NH_4^+	+	OH^-
I	$3.43 \cdot 10^{-3}$				---		---
V	-x				+x		+x
E	$(3.43 \cdot 10^{-3} - x)$				x		x

$$K_b = K_w / K_a = 1.0 \cdot 10^{-14} / 5.8 \cdot 10^{-5} = 1.72 \cdot 10^{-5}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}; \quad 1.72 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{(3.43 \cdot 10^{-3} - x)}$$

si risolve la quadratica con $x = 2.31 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

$$[\text{NH}_3]_{\text{equilibrio}} = 3.43 \cdot 10^{-3} \text{ M} - 2.31 \cdot 10^{-4} \text{ M} = \underline{\underline{3.20 \cdot 10^{-3} \text{ M}}}$$

3) semicella Cl_2/Cl : $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$

$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{n} \cdot \log \left(\frac{[\text{Cl}^-]^2}{[\text{Cl}_2]} \right)$$

semicella Mg^{2+}/Mg : $\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$

$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{n} \cdot \log\left(\frac{[Mg]}{[Mg^{2+}]}\right)$$

$$E = -2.372 - \frac{0.0592}{2} \cdot \log\frac{1}{0.4} = -2.384 \rightarrow \text{ANODO}$$

f.e.m. = E catodo - E anodo

$$E \text{ catodo} = \text{f.e.m.} + E \text{ anodo} = 3.77 + (-2.384) = 1.386$$

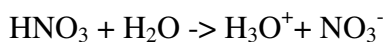
$$E = E^\circ - \frac{0.0592}{n} \cdot \log\left(\frac{[Cl^-]^2}{[Cl_2]}\right)$$

$$1.386 = 1.358 - \frac{0.0592}{2} \cdot \log\left(\frac{[Cl^-]^2}{[0.3]}\right)$$

$$\log\left(\frac{[Cl^-]^2}{[0.3]}\right) = -0.946$$

$$[Cl^-]^2 = 3.397 \cdot 10^{-2} \quad [Cl^-] = \underline{\underline{0.184 \text{ M}}}$$

4) si calcolano le moli disponibili dei due reagenti:



$$\text{pH: } 3 \quad [H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 1 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{mol } H_3O^+ : 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \cdot 0.440 \text{ L} : 4.4 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{g } PbCO_3 / \text{PM } PbCO_3 = 0.112 \text{ g} / 267.2 \text{ g/mol} = 4.19 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Calcolo le moli di $PbCO_3$ richieste per reagire con le moli di H_3O^+

$$\text{moli } PbCO_3 \text{ richieste} = \text{moli } H_3O^+ / 2 = 4.4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} / 2 = 2.2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

le moli di $PbCO_3$ richieste sono minori di quelle disponibili: $2.2 \cdot 10^{-4} < 4.19 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$\rightarrow H_3O^+$ è il REATTIVO LIMITANTE

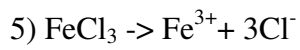
\rightarrow le moli di prodotto dipendono dalle moli di reattivo limitante:

$$\text{moli } CO_2 = \text{moli } H_3O^+ / 2 = 4.4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} / 2 = 2.2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

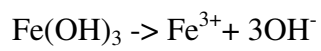
$$PV = nRT$$

$$P = 650 / 760 : 0.855 \text{ atm} \quad T = 12^\circ\text{C} + 273 = 285 \text{ K}$$

$$V_{CO_2} = 2.2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 0.08206 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K} \cdot 285 \text{ K} / 0.855 \text{ atm} = \underline{\underline{0.00602 \text{ L}}}$$



$$[\text{FeCl}_3] = [\text{Fe}^{3+}] = 0.400 \text{ M}$$



$$K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3 = (0.400 + x)(x)^3 = 0.400 x^3$$

$$x^3 = K_{ps} / 0.400 = 2.6 \cdot 10^{-39} / 0.400 = 6.5 \cdot 10^{-39}$$

$$x = 1.86 \cdot 10^{-13}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 12.7$$

$$\text{pH} = 14 - 12.7 = \underline{\underline{1.3}}$$

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 11-02-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare il punto di ebollizione di una soluzione contenente 36.5 g di cloruro di calcio in 310 g di acqua. (K_{eb} acqua = 0.512 °K Kg /mol)

$$R_1 = \underline{101,7^\circ \text{C}}$$

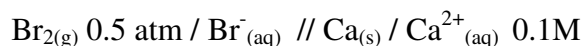
Esercizio 2

Calcolare la concentrazione di ammoniaca all'equilibrio, disciogliendo 25 mg di ammoniaca in 250 ml di acqua. (K_a ione ammonio = 5.8×10^{-10})

$$R_2 = \underline{5.56 \times 10^{-3} \text{ M}}$$

Esercizio 3

Data la seguente cella galvanica:

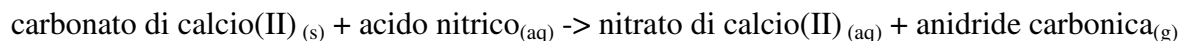


Calcolare la concentrazione di ioni bromuro che portano ad una f.e.m. di 4.01 V ($E^0 \text{ Br}_2/\text{Br}^- = 1.07 \text{ V}$; $E^0 \text{ Ca}^{2+}/\text{Ca} = -2.87 \text{ V}$)

$$R_3 = \underline{0.15 \text{ M}}$$

Esercizio 4

Data la seguente reazione (da bilanciare):



Calcolare il volume di anidride carbonica che si forma ponendo a reagire 0.312 g di carbonato di calcio con 550 mL di una soluzione di acido nitrico a pH = 3, ad una pressione di 700 torr e ad una temperatura di 20°C.

$$R_4 = \underline{7.18 \times 10^{-3} \text{ L}}$$

Esercizio 5

Una soluzione contiene cloruro di Al(III) 0.500 M. Calcolare il pH al quale inizia la precipitazione dell'idrossido di alluminio(III). (K_{ps} idrossido Al(III) = 3.7×10^{-15})

$$R_5 = \underline{9.29}$$

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 11-02-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare il punto di ebollizione di una soluzione contenente 15.5 g di cloruro di cobalto in 110 g di acqua. (K_{eb} acqua = $0.512 \text{ } ^\circ\text{K Kg/mol}$)

$$R_1 = \underline{101,7^\circ \text{C}}$$

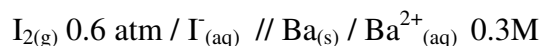
Esercizio 2

Calcolare la concentrazione di ammoniaca all'equilibrio, disciogliendo 45 mg di ammoniaca in 410 ml di acqua. (K_a ione ammonio = 5.8×10^{-10})

$$R_2 = \underline{6.13 \times 10^{-3} \text{ M}}$$

Esercizio 3

Data la seguente cella galvanica:



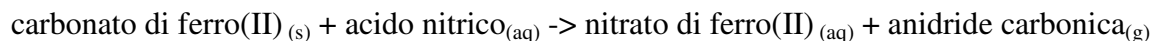
Calcolare la concentrazione di ioni ioduro che portano ad una f.e.m. di 3.46 V

($E^0 \text{I}_2/\text{I}^- = 0.54 \text{ V}$; $E^0 \text{Ba}^{2+}/\text{Ba} = -2.90 \text{ V}$)

$$R_3 = \underline{0.65 \text{ M}}$$

Esercizio 4

Data la seguente reazione (da bilanciare):



Calcolare il volume di anidride carbonica che si forma ponendo a reagire 0.531 g di carbonato di ferro(II) con 560 mL di una soluzione di acido nitrico a $\text{pH} = 3$, ad una pressione di 580 torr e ad una temperatura di 25°C .

$$R_4 = \underline{8.98 \times 10^{-3} \text{ L}}$$

Esercizio 5

Una soluzione contiene cloruro di Cr(III) 0.200 M. Calcolare il pH al quale inizia la precipitazione dell'idrossido di cromo(III). (K_{ps} idrossido Cr(III) = 6.3×10^{-31})

$$R_5 = \underline{4.17}$$

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 09-06-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare il valore della costante di dissociazione basica, K_b , di una base debole BOH (PM = 88.0), sapendo che sciogliendo 2.2 g di base in 480 mL di acqua il pH della soluzione è 11.8.

$$R_1 = 8.67 \times 10^{-4}$$

Esercizio 2

Quanti grammi di acetato di potassio devono essere aggiunti a 300 mL di una soluzione di acido acetico 0.15 M per avere un valore di pH pari a 4.8? K_a acido acetico = 1.8×10^{-5}

$$R_2 = 5.0 \text{ g}$$

Esercizio 3

Calcolare la f.e.m. di una cella elettrochimica composta dalle seguenti due semicelle:

a) Pt/HBr_(aq) 0.2 M/ H_{2(g)} 700 torr

$$(E^0 \text{ H}^+/\text{H}_2 = 0 \text{ V})$$

b) Pt/MnO₄⁻_(aq) 0.25 M/Mn²⁺_(aq) 0.1 M/ pH 1.5

$$(E^0 \text{ MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1.51 \text{ V})$$

$$R_3 = 1.41 \text{ V}$$

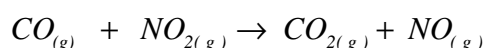
Esercizio 4

Calcolare quanti grammi di idrossido di Fe(II) si disciogliono in 160 mL di una soluzione tamponata a pH 10,2. (K_{ps} idrossido di Fe(II) = $4,9 \cdot 10^{-17}$)

$$R_4 = 2,81 \times 10^{-8} \text{ g}$$

Esercizio 5

Data la seguente reazione:



Calcolare i grammi di NO che si formano facendo reagire 1.5 L di CO (misurati a 35°C e 5.5 atm) con 30.0 g di una miscela gassosa contenente il 87 % p/p di NO₂.

$$R_5 = 9.81 \text{ g}$$

Soluzioni

1) Calcolo la [base] iniziale:

$$[BOH] = \frac{2,2g}{88g/mol * 0,480L} = 5,21 \cdot 10^{-2} M$$

dal pH della soluzione ricavo la [OH⁻] all'equilibrio:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 11,8 = 2,2;$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-2,2} = 6,3 \cdot 10^{-3} M$$

	BOH	+	H ₂ O	<->	B ⁺	+	OH ⁻
I	5,21·10 ⁻²				---		---
V	-6,3·10 ⁻³				+6,3·10 ⁻³		+6,3·10 ⁻³
E	4,58·10 ⁻²				6,3·10 ⁻³		6,3·10 ⁻³

$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]} = \frac{(6,3 \cdot 10^{-3})^2}{4,58 \cdot 10^{-2}} = \underline{\underline{8,67 \cdot 10^{-4}}}$$

2) L'aggiunta di x grammi di acetato di potassio ad una soluzione di acido acetico 0,15 M determina la formazione di una soluzione tampone, il cui pH all'equilibrio è di 4,8.

Dal pH della soluzione tampone ricavo la [H⁺] all'equilibrio:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4,8} = 1,585 \cdot 10^{-5} M$$

	CH ₃ COOH	+	H ₂ O	<->	CH ₃ COO ⁻	+	H ₃ O ⁺
I	0,15				x		---
V	-1,585·10 ⁻⁵				+1,585·10 ⁻⁵		+1,585·10 ⁻⁵
E	0,15				x+1,585·10 ⁻⁵		1,585·10 ⁻⁵

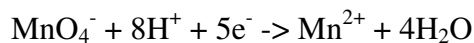
$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(1,585 \cdot 10^{-5}) * (x + 1,585 \cdot 10^{-5})}{0,15};$$

$$x = 0,170 M = [CH_3COOK]$$

$$g \text{ di } CH_3COOK = 0,170 M \cdot 0,300 L \cdot 97,977 g/mol = \underline{\underline{5,0 g}}$$

3) $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2(g)$

$$E = E^0 - \frac{0,0591}{n} \cdot \log\left(\frac{pH_2}{[H^+]^2}\right); \quad E = 0,0 - \frac{0,0591}{2} \cdot \log\left(\frac{(700/760)}{(0,2)^2}\right) = -0,04V \rightarrow \text{ANODO}$$

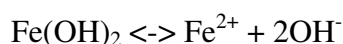


$$E = E^0 - \frac{0.0591}{n} \cdot \log\left(\frac{[\text{Mn}^{2+}]}{[\text{MnO}_4^-] \cdot [\text{H}^+]^8}\right); \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,5} = 3,16 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$E = 1,51 - \frac{0.0591}{5} \cdot \log\left(\frac{0,1}{0,25 \cdot (3,16 \cdot 10^{-2})^8}\right) = 1,37\text{V} \rightarrow \text{CATODO}$$

$$\text{fem} = E_{\text{CATODO}} - E_{\text{ANODO}} = 1,37 \text{ V} - (-0,04 \text{ V}) = \underline{\underline{1,41 \text{ V}}}$$

4) L'idrossido ferroso è un sale poco solubile



La presenza di ioni OH^- (della soluzione tamponata) diminuisce la solubilità dell'idrossido ferroso (effetto ione comune)

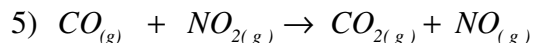
$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 10,2 = 3,8;$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,8} = 1,585 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_{\text{ps}} = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 4,9 \cdot 10^{-17} = S \cdot (1,585 \cdot 10^{-4})^2;$$

$$S = 1,95 \cdot 10^{-9} \text{ M} = [\text{Fe}^{2+}] = [\text{Fe}(\text{OH})_2]$$

$$\text{grammi di Fe}(\text{OH})_2 = 1,95 \cdot 10^{-9} \text{ M} \cdot 0,160 \text{ L} \cdot 89,94 \text{ g/mol} = \underline{\underline{2,81 \cdot 10^{-8} \text{ g}}}$$



calcolo le moli dei due reattivi:

$$\text{moli di CO:} \quad PV = nRT;$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{5,5 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L}}{0,08206 \text{ Latm/molK} \cdot (273,15 + 35) \text{ K}} = 0,326 \text{ mol}$$

$$\text{moli di NO}_2: \quad (30,0 \text{ g} / 45,993 \text{ g/mol}) \cdot 0,87 = 0,567 \text{ mol}$$

determino il reattivo limitante: entrambi i reattivi hanno coefficiente stechiometrico uguale a uno, quindi il reattivo limitante è quello con il numero minore di moli: il monossido di carbonio
i grammi di prodotto dipendono dalle moli di reattivo limitante:

$$\text{moli NO} = \text{moli CO} = 0,326 \text{ mol}$$

$$\text{grammi di NO} = 0,326 \text{ mol} \cdot 29,998 \text{ g/mol} = \underline{\underline{9,78 \text{ g}}}$$

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 09-06-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare il valore della costante di dissociazione basica, K_b , di una base debole BOH (PM = 64.0), sapendo che sciogliendo 4.3 g di base in 510 mL di acqua il pH della soluzione è 12.1.

$$R_1 = 1.33 \times 10^{-3}$$

Esercizio 2

Quanti grammi di acetato di potassio devono essere aggiunti a 200 mL di una soluzione di acido acetico 0.18 M per avere un valore di pH pari a 4.7? (K_a acido acetico = 1.8×10^{-5})

$$R_2 = 3.18 \text{ g}$$

Esercizio 3

Calcolare la f.e.m. di una cella elettrochimica composta dalle seguenti due semicelle:

a) Pt/HCl_(aq) 0.3 M / H_{2(g)} 720 torr

$$(E^0 \text{ H}^+/\text{H}_2 = 0 \text{ V})$$

b) Pt/MnO₄⁻_(aq) 0.35 M / Mn²⁺_(aq) 0.2 M / pH 1.8

$$(E^0 \text{ MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1.51 \text{ V})$$

$$R_3 = 1.37 \text{ V}$$

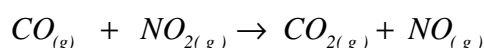
Esercizio 4

Calcolare quanti grammi di idrossido di Pb(II) si disciolgono in 220 mL di una soluzione tamponata a pH 10,6. (K_{ps} idrossido di Pb(II) = $1,4 \cdot 10^{-20}$)

$$R_4 = 4,70 \cdot 10^{-12} \text{ g}$$

Esercizio 5

Data la seguente reazione:



Calcolare i grammi di NO che si formano facendo reagire 2.5 L di CO (misurati a 45°C e 6.5 atm) con 20.0 g di una miscela gassosa contenente il 77 % p/p di NO₂.

$$R_5 = 10.0 \text{ g}$$

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 09-06-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare il valore della costante di dissociazione basica, K_b , di una base debole BOH (PM = 128.0), sapendo che sciogliendo 8.8 g di base in 490 mL di acqua il pH della soluzione è 12.5.

$$R_1 = 9.2 \times 10^{-3}$$

Esercizio 2

Quanti grammi di acetato di potassio devono essere aggiunti a 150 mL di una soluzione di acido acetico 0.2 M per avere un valore di pH pari a 4.6? (K_a acido acetico = 1.8×10^{-5})

$$R_2 = 2.11 \text{ g}$$

Esercizio 3

Calcolare la f.e.m. di una cella elettrochimica composta dalle seguenti due semicelle:

a) Pt/HI_(aq) 0.15 M / H_{2(g)} 760 torr

$$(E^0 \text{ H}^+/\text{H}_2 = 0 \text{ V})$$

b) Pt/MnO₄⁻_(aq) 0.2 M / Mn²⁺_(aq) 0.3 M / pH 1.7

$$(E^0 \text{ MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1.51 \text{ V})$$

$$R_3 = 1.4 \text{ V}$$

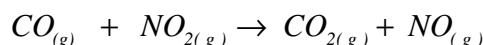
Esercizio 4

Calcolare quanti grammi di idrossido di Mn(II) si disciolgono in 350 mL di una soluzione tamponata a pH 10.1. (K_{ps} idrossido di Mn(II) = 2.1×10^{-13})

$$R_4 = 4.12 \times 10^{-4} \text{ g}$$

Esercizio 5

Data la seguente reazione:



Calcolare i grammi di NO che si formano facendo reagire 3.3 L di CO (misurati a 55°C e 3.2 atm) con 18.0 g di una miscela gassosa contenente il 73 % p/p di NO₂.

$$R_5 = 8.6 \text{ g}$$

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 23-06-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare quanti mL di una soluzione di acido cloridrico 0,4 M devono essere diluiti ad un volume finale di 300 mL per preparare una soluzione di acido 0,28 % p/p avente densità 1,04 g/mL.

$$R_1 = 61 \text{ mL}$$

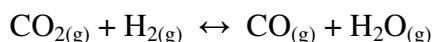
Esercizio 2

Calcolare quanti grammi di solfato di bario(II) si disciolgono in 180 mL di una soluzione di solfato di sodio 0,20 M. (Kps solfato di Ba(II) = $1,1 \cdot 10^{-10}$)

$$R_2 = 2,32 \times 10^{-8} \text{ g}$$

Esercizio 3

In un contenitore del volume di 3,1 L si fanno reagire 2,4 grammi di anidride carbonica con 0,2 grammi di idrogeno:



Calcolare la costante di equilibrio della reazione sapendo che la quantità di idrogeno che non ha reagito presente all'equilibrio è il 58 % di quella iniziale.

$$R_3 = 2,3$$

Esercizio 4

Calcolare la quantità di glicerolo, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$, che sciolta in 290 mL di H_2O ($d = 0,996 \text{ g/ml}$), provoca un innalzamento ebullioscopico di $0,170 \text{ }^\circ\text{C}$. ($K_{eb} \text{ H}_2\text{O} = 0,512 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$)

$$R_4 = 8,83 \text{ g}$$

Esercizio 5

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 4,0 grammi di cloruro di ammonio con 200 mL di una soluzione 0,10 M di idrossido di magnesio. ($K_b \text{ ammoniaca} = 1,7 \times 10^{-5}$)

$$R_5 = 9,30$$

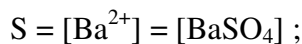
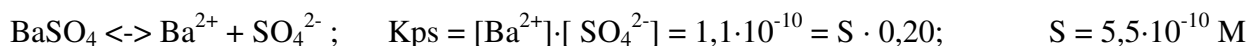
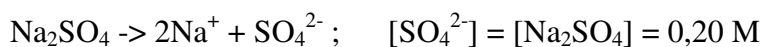
Soluzioni

1) esercizio di diluizione: $M_i V_i = M_f V_f$

$$M_i = 0,4 \text{ M}; \quad V_i = ?; \quad V_f = 300 \text{ mL}; \quad M_f = \frac{\% p / p \cdot d}{PM} = \frac{0,0028 \text{ g/g} \cdot 1,04 \cdot 10^3 \text{ g/L}}{35,977 \text{ g/mol}} = 0,081 \text{ M}$$

$$V_i = \frac{M_f \cdot V_f}{M_i} = \frac{0,081 \text{ M} \cdot 0,300 \text{ L}}{0,4 \text{ M}} = \mathbf{60,75 \text{ mL}}$$

2) il solfato di bario è un sale poco solubile, il solfato di sodio invece è un sale solubile: la presenza di ioni solfato provenienti dal solfato di sodio diminuisce la solubilità del solfato di bario (effetto ione comune)



$$\text{grammi di BaSO}_4 : 5,5 \cdot 10^{-10} \text{ M} \cdot 0,180 \text{ L} \cdot 233,86 \text{ g/mol} = \mathbf{2,32 \cdot 10^{-8} \text{ g}}$$

3)

$$[\text{CO}_2]_i = \frac{2,4 \text{ g}}{43,9898 \text{ g/mol} \cdot 3,1 \text{ L}} = 1,76 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{H}_2]_i = \frac{0,2 \text{ g}}{2,0156 \text{ g/mol} \cdot 3,1 \text{ L}} = 3,20 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = [\text{H}_2]_i \cdot 0,58 = 1,86 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{variazione} = [\text{H}_2]_i - [\text{H}_2]_{\text{eq}} = 3,20 \cdot 10^{-2} - 1,68 \cdot 10^{-2} = 1,34 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

	$\text{CO}_{2(\text{g})}$	$+ \text{H}_{2(\text{g})} \leftrightarrow$	$\text{CO}_{(\text{g})}$	$+ \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$
I	$1,76 \cdot 10^{-2}$	$3,20 \cdot 10^{-2}$	---	---
V	$-1,34 \cdot 10^{-2}$	$-1,34 \cdot 10^{-2}$	$+1,34 \cdot 10^{-2}$	$+1,34 \cdot 10^{-2}$
E	$4,2 \cdot 10^{-3}$	$1,68 \cdot 10^{-2}$	$1,34 \cdot 10^{-2}$	$1,34 \cdot 10^{-2}$

$$K_C = \frac{[\text{CO}_{(\text{g})}] \cdot [\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}]}{[\text{CO}_{2(\text{g})}] \cdot [\text{H}_{2(\text{g})}]} = \frac{(1,34 \cdot 10^{-2})^2}{(4,2 \cdot 10^{-3}) \cdot (1,68 \cdot 10^{-2})} = \mathbf{2,30}$$

$$4) \Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot m; \quad m = \Delta T_{\text{eb}} / K_{\text{eb}} = 0,170 \text{ }^\circ\text{C} / 0,512 \text{ }^\circ\text{C Kg mol}^{-1} =$$

$$0,312 \frac{\text{moli}_{\text{ soluto}}}{\text{Kg}_{\text{ solvente}}}$$

$$\text{Massa solvente} = 290 \text{ mL} \cdot 0,996 \text{ g/mol} = 288,84 \text{ g di H}_2\text{O}$$

Moli di glicerolo in 290 mL H₂O = 0,332 mol / Kg · 0,28884 Kg = 9,59·10⁻² mol

Grammi di glicerolo: 9,59·10⁻² mol · 92,047 g/mol = **8,83 g**

5) miscelando cloruro di ammonio con idrossido di magnesio ottengo una soluzione tampone:



$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = \frac{4,0\text{g}}{53,083\text{g/mol} \cdot 0,200\text{L}} = 0,337\text{M} = [\text{NH}_4^+]$$



$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot [\text{Mg}(\text{OH})_2] = 2 \cdot 0,10 = 0,20\text{M}$$

la reazione tra lo ione ammonio e lo ione idrossido è una reazione a completamento:

	NH ₄ ⁺	+ OH ⁻	->	NH ₃	+ H ₂ O
I	0,377	0,20		---	---
V	-0,20	-0,20		+0,20	
F	0,17	---		0,20	

A questo punto ho sia l'acido (NH₄⁺) che la base coniugata (NH₃) del tampone:

	NH ₃	+	H ₂ O	<->	NH ₄ ⁺	+	OH ⁻
I	0,20				0,17		---
V	-x				+x		+x
E	(0,20-x)				(0,17+x)		x

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(0,17+x) \cdot x}{(0,20-x)} = 1,7 \cdot 10^{-5}; \quad x^2 + 0,17x - 3,4 \cdot 10^{-6} = 0;$$

$$x = 2,0 \cdot 10^{-5}\text{M} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 2,0 \cdot 10^{-5} = 5,0 \cdot 10^{-10}\text{M};$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(5,0 \cdot 10^{-10}) = \underline{\underline{9,30}}$$

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 23-06-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare quanti mL di una soluzione di acido bromidrico 0,5 M devono essere diluiti ad un volume finale di 200 mL per preparare una soluzione di acido 0,32 % p/p avente densità 1,05 g/mL.

$$R_1 = 16,8 \text{ mL}$$

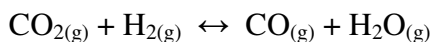
Esercizio 2

Calcolare quanti grammi di solfato di piombo(II) si disciolgono in 220 mL di una soluzione di solfato di potassio 0,26 M. (K_{ps} solfato di Pb(II) = $1,8 \cdot 10^{-8}$)

$$R_2 = 4,63 \times 10^{-6} \text{ g}$$

Esercizio 3

In un contenitore del volume di 3,6 L si fanno reagire 2,7 grammi di anidride carbonica con 0,16 grammi di idrogeno:



Calcolare la costante di equilibrio della reazione sapendo che la quantità di idrogeno che non ha reagito presente all'equilibrio è il 38 % di quella iniziale.

$$R_3 = 6,85$$

Esercizio 4

Calcolare la quantità di glicerolo, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$, che sciolta in 260 mL di H_2O ($d = 0,996 \text{ g/ml}$), provoca un innalzamento ebullioscopico di $0,140 \text{ }^\circ\text{C}$. ($K_{eb} \text{ H}_2\text{O} = 0,512 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg /mol}$)

$$R_4 = 6,51 \text{ g}$$

Esercizio 5

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 5,5 grammi di bromuro di ammonio con 280 mL di una soluzione 0,054 M di idrossido di calcio. (K_b ammoniaca = $1,7 \times 10^{-5}$)

$$R_5 = 9,29$$

Prova scritta di Stechiometria del 23-06-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare quanti mL di una soluzione di acido iodidrico 2,0 M devono essere diluiti ad un volume finale di 400 mL per preparare una soluzione di acido 10,68 % p/p avente densità 1.08 g/mL.

$$R_1 = 180 \text{ mL}$$

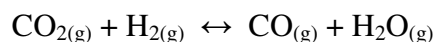
Esercizio 2

Calcolare quanti grammi di solfato di calcio (II) si disciolgono in 300 mL di una soluzione di solfato di sodio 0,43 M. (Kps solfato di Ca(II) = $1,95 \cdot 10^{-4}$)

$$R_2 = 1,85 \times 10^{-2} \text{ g}$$

Esercizio 3

In un contenitore del volume di 4,2 L si fanno reagire 1,8 grammi di anidride carbonica con 0,15 grammi di idrogeno:



Calcolare la costante di equilibrio della reazione sapendo che la quantità di idrogeno che non ha reagito presente all'equilibrio è il 52 % di quella iniziale.

$$R_3 = 6,36$$

Esercizio 4

Calcolare la quantità di glicerolo, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$, che sciolta in 320 mL di H_2O ($d = 0,996 \text{ g/ml}$), provoca un innalzamento ebullioscopico di $0,160 \text{ }^\circ\text{C}$. ($K_{\text{eb}} \text{H}_2\text{O} = 0,512 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$)

$$R_4 = 9,16 \text{ g}$$

Esercizio 5

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 60,2 grammi di ioduro di ammonio con 320 mL di una soluzione 0,20 M di idrossido di magnesio. ($K_b \text{ ammoniaca} = 1,7 \times 10^{-5}$)

$$R_5 = 8,80$$

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 07-07-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare la f.e.m. della cella galvanica risultante dal collegamento delle due semicelle A e B:

A) Ag/soluzione satura di AgBr ($E^0 \text{ Ag}^+/\text{Ag} = 0.8 \text{ V}$; $K_{ps} \text{ AgBr} = 5.3 \times 10^{-13}$)

B) Pt/H₂O₂(aq) 0.2 M, pH 1.8 ($E^0 \text{ H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O} = 1.78 \text{ V}$)

$$R_1 = 1.22 \text{ V}$$

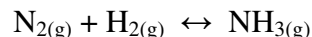
Esercizio 2

40 mL di una soluzione di un acido debole HA (PM 80 u.m.a.) 13.5 % p/p (d = 1.13 g/mL) vengono diluiti a 100 mL. Calcolare il pH della soluzione. ($K_a \text{ HA} = 1.3 \times 10^{-4}$)

$$R_2 = 2.0$$

Esercizio 3

In un contenitore del volume di 4.6 L si fanno reagire 16.4 grammi di azoto molecolare con 8,2 grammi di idrogeno alla temperatura di 280 °C:

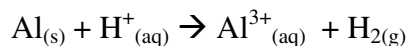


Calcolare la costante di equilibrio K_p della reazione sapendo che all'equilibrio sono presenti 3.5 moli di idrogeno.

$$R_3 = 9.9 \times 10^{-5}$$

Esercizio 4

L'alluminio metallico viene ossidato in presenza di un acido attraverso la seguente reazione:



Si trattano 45 mg di alluminio con un eccesso di acido cloridrico. Calcolare il volume di idrogeno che si viene a formare alla pressione di 4000 torr e alla temperatura di 300 °C.

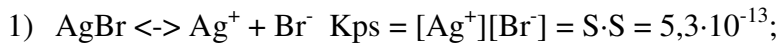
$$R_4 = 22.3 \text{ mL}$$

Esercizio 5

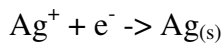
Calcolare il numero di atomi di Ca^{2+} in 40 mL di una soluzione di fosfato di calcio 0.2 molare.

$$R_5 = 1.45 \times 10^{22} \text{ atomi}$$

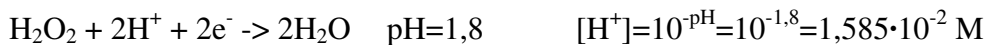
Soluzioni



$$S = \sqrt{5,3 \cdot 10^{-13}} = 7,28 \cdot 10^{-7} \text{ M} = [\text{Ag}^+]$$



$$E = E^0 - \frac{0,0591}{n} \cdot \log\left(\frac{1}{[\text{Ag}^+]}\right) = 0,8 - \frac{0,0591}{1} \cdot \log\left(\frac{1}{7,28 \cdot 10^{-7}}\right) = 0,437 \text{ V} \rightarrow \text{ANODO}$$



$$E = E^0 - \frac{0,0591}{n} \cdot \log\left(\frac{1}{[\text{H}_2\text{O}_2][\text{H}^+]^2}\right) = 1,78 - \frac{0,0591}{2} \cdot \log\left(\frac{1}{0,2 \cdot (1,585 \cdot 10^{-2})^2}\right) = 1,653 \text{ V} \rightarrow \text{CATODO}$$

$$\text{fem} = E_{\text{CATODO}} - E_{\text{ANODO}} = 1,653 - 0,437 = \underline{1,22 \text{ V}}$$

2) Calcolo la concentrazione di acido iniziale:

$$[\text{HA}]_i = [\text{HA}]_f = \frac{\% p / p \cdot d}{PM} = \frac{0,135 \cdot 1,13 \cdot 10^3 \text{ g/l}}{80 \text{ g/mol}} = 1,91 \text{ M}$$

l'acido viene diluito, calcolo la nuova concentrazione con la formula: $M_i V_i = M_f V_f$;

$$M_f = \frac{M_i V_i}{V_f} = \frac{1,91 \text{ M} \cdot 40 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{100 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,763 \text{ M}$$

	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$	A^-	$+ \text{H}_3\text{O}^+$
I	0,763	---	---
V	-x	+x	+x
E	(0,763-x)	x	x

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{(0,763-x)} = 1,3 \cdot 10^{-4}; \quad x^2 + 1,3 \cdot 10^{-4} x - 9,92 \cdot 10^{-5} = 0; \quad x = 9,90 \cdot 10^{-3} \text{ M} = [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}^+]) = -\log 9,90 \cdot 10^{-3} = \underline{2,0}$$

3) Calcolo le moli di N_2 e di H_2 iniziali e da queste le pressioni parziali:

$$\text{moli } \text{N}_{2i} = 16,4 \text{ g} / 28,006 \text{ g/mol} = 0,586 \text{ moli}$$

$$p_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2} RT}{V} = \frac{0,586 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ l} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K} \cdot 553,15 \text{ K}}{4,6 \text{ L}} = 5,78 \text{ atm}$$

$$\text{moli } \text{H}_{2i} = 8,2 \text{ g} / 2,016 \text{ g/mol} = 4,067 \text{ moli}$$

$$p_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2} RT}{V} = \frac{4,067 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ l} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K} \cdot 553,15 \text{ K}}{4,6 \text{ L}} = 40,13 \text{ atm}$$

$$\text{moli } \text{H}_{2\text{eq}} = 3,5 \text{ moli}$$

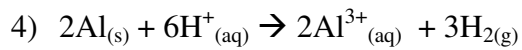
$$p_{\text{H}_{2\text{eq}}} = \frac{n_{\text{H}_2} RT}{V} = \frac{3,5 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ l} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K} \cdot 553,15 \text{ K}}{4,6 \text{ L}} = 34,54 \text{ atm}$$

$$\text{la variazione di moli di } \text{H}_2: 40,13 - 34,54 = 5,6 \text{ atm} = 3x;$$

$$x = 1,87 \text{ atm}$$

	$N_{2(g)}$	$+ 3H_{2(g)}$	\leftrightarrow	$2NH_{3(g)}$
I	5,78	40,13		---
V	-1,87	-3·1,87		+2·1,87
E	3,91	34,54		3,73

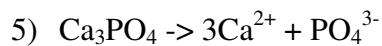
$$Kp = \frac{(p_{NH_3})^2}{(p_{N_2}) \cdot (p_{H_2})^3} = \frac{(3,73)^2}{3,91 \cdot (34,54)^3} = \underline{8,6 \cdot 10^{-5}}$$



$$\text{moli di Al} = 45 \text{ mg} / 26,982 \text{ g/mol} = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{moli di } H_2 = \text{moli di Al} \cdot 3/2 = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 3/2 = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$PV = nRT; \quad V = \frac{n_{H_2}RT}{P} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ l} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K} \cdot 573,15 \text{ K}}{(4000/760) \text{ atm}} = \underline{22,3 \text{ mL}}$$



$$\text{moli } Ca^{2+} = \text{moli } Ca_3PO_4 \cdot 3$$

$$\text{moli } Ca^{2+} = 0,2 \text{ M} \cdot 40 \text{ mL} \cdot 3 = 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{atomi } Ca^{2+} = \text{mol} \cdot NA = 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ atomi/mol} = \underline{1,45 \cdot 10^{22} \text{ atomi}}$$

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

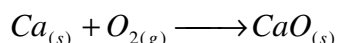
Prova scritta di Stechiometria del 21-07-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare quanti grammi di ossido di calcio si ottengono dalla seguente reazione (da bilanciare):



quando 1.7 grammi di calcio vengono fatti reagire con 1.5 L di ossigeno misurati a 1.4 atm e 37 °C.

Si consideri una resa della reazione del 70 %.

$$R_1 = 1.65 \text{ g}$$

Esercizio 2

Calcolare la fem della cella galvanica costituita dai seguenti elettrodi:

- Pt/NO₃⁻(aq) 0.4 M, pH 1/ NO(g) 0.1 M E⁰ NO₃⁻/NO = 0.96 V

- Cu(II) 9.0×10⁻³ M / Cu(I) 9.0×10⁻² M E⁰ Cu(II)/Cu(I) = 0.153 V ;

$$R_2 = 0.8 \text{ V}$$

Esercizio 3

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 400 mL di una soluzione di ammoniaca 0.37 M con 50 mL di una soluzione di HBr 0.24 M. (K_b ammoniaca = 1.80×10⁻⁵)

$$R_3 = 10.3$$

Esercizio 4

Calcolare il K_{ps} dell'idrossido di oro(III), sapendo che il pH della sua soluzione satura vale 10.63

$$R_4 = 1.0 \times 10^{-14}$$

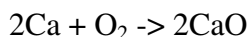
Esercizio 5

La composizione percentuale in peso di un composto è 25.9% azoto e 74.1% ossigeno; la sua massa molare è 108g/mol. Determinare la formula molecolare del composto.

$$R_5 = N_2O_5$$

Soluzioni

1) si calcolano le moli disponibili dei due reagenti:



$$g \text{ Ca} / \text{PA Ca} = 1,7 \text{ g} / 40,08 \text{ g/mol} = 0,042 \text{ mol di Ca}$$

$$PV = nRT; \quad n = \frac{PV}{RT} = \frac{1,4 \text{ atm} * 1,5 \text{ l}}{0,08206 \text{ l} * \text{ atm} / \text{ mol} * \text{ K} * 310 \text{ K}} = 0,082 \text{ mol di O}_2$$

Calcolo le moli di O₂ richieste per reagire con le moli di Ca

$$\text{moli O}_2 \text{ richieste} = \text{moli Ca} / 2 = 0,042 \text{ mol} / 2 = 0,021 \text{ mol}$$

le moli di O₂ richieste sono minori di quelle disponibili: 0,021 < 0,082 mol

-> Ca è il REATTIVO LIMITANTE

-> le moli di prodotto dipendono dalle moli di reattivo limitante:

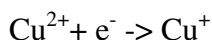
moli CaO = moli Ca ; tenendo conto che la resa è del 70% si ha:

$$\text{mol CaO} = \text{mol Ca} * 0,70 = 0,042 * 0,70 = 0,0294 \text{ mol}$$

$$g \text{ CaO} = 0,0294 \text{ mol} * 56,08 \text{ g/mol} = 1,65 \text{ g}$$



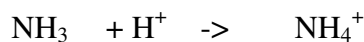
$$E = E^0 - \frac{0,0591}{n} \cdot \log \left(\frac{[\text{NO}]}{[\text{NO}_3^-][\text{H}^+]^4} \right) = 0,96 - \frac{0,0591}{3} \cdot \log \left(\frac{0,1}{0,4 \cdot (0,1)^4} \right) = 0,893 \text{ V} \rightarrow \text{CATODO}$$



$$E = E^0 - \frac{0,0591}{n} \cdot \log \left(\frac{[\text{Cu}^+]}{[\text{Cu}^{2+}]} \right) = 0,153 - \frac{0,0591}{1} \cdot \log \left(\frac{9,0 * 10^{-2}}{9,0 * 10^{-3}} \right) = 0,0938 \text{ V} \rightarrow \text{ANODO}$$

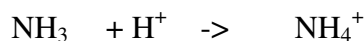
$$\text{fem} = E_{\text{CATODO}} - E_{\text{ANODO}} = 0,893 - 0,0938 = \underline{0,8 \text{ V}}$$

3) la reazione tra l'ammoniaca e l'acido forte (acido bromidrico) è una reazione a completamento:



$$\text{mol NH}_3 = 0,37 \text{ mol/L} * 0,400 \text{ L} = 0,148 \text{ mol}$$

$$\text{mol H}^+ = 0,24 \text{ mol/L} * 0,050 \text{ L} = 0,012 \text{ mol}$$



$$\text{I} \quad 0,148 \quad 0,012 \quad \text{---}$$

$$\text{V} \quad -0,012 \quad -0,012 \quad +0,012$$

$$\text{F} \quad 0,136 \quad \text{---} \quad 0,012$$

Lo ione ammonio (NH₄⁺) e l'ammoniaca (NH₃) (acido e base coniugate) sono in equilibrio tra di loro secondo la seguente reazione:

$$[\text{NH}_3] = 0,136\text{mol} / 0,450\text{L} = 0,302\text{M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0,012\text{mol} / 0,450\text{L} = 0,027\text{M}$$

	NH_3	+	H_2O	\leftrightarrow	NH_4^+	+	OH^-
I	0,302				0,027		---
V	-x				+x		+x
E	(0,302-x)				(0,027+x)		x

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(0,027 + x) \cdot x}{(0,302 - x)} = 1,8 \cdot 10^{-5};$$

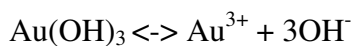
trascurando la x rispetto alle concentrazioni della coppia acido-base coniugata si calcola la x

$$x = 2,01 \cdot 10^{-4} \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2,01 \cdot 10^{-4}) = 3,70$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,70 = 10,3$$

$$4) \text{pH} = 10,63 \quad \text{pOH} = 14 - 10,63 = 3,37 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,37} = 4,26 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$



$$[\text{Au}^{3+}] = [\text{OH}^-] / 3 = 4,26 \cdot 10^{-4} \text{ M} / 3 = 1,42 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_{ps} = [\text{Au}^{3+}][\text{OH}^-]^3 = (1,42 \cdot 10^{-4})(4,26 \cdot 10^{-4})^3 = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

5) 100 g del composto contengono 25,6 g di N_2 e 74,1 g di O_2

$$\text{mol N}_2 = 25,6 \text{ g} / 28 \text{ g/mol} = 0,925 \text{ mol}$$

$$\text{mol O}_2 = 74,1 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 2,31 \text{ mol}$$

Dividendo i valori per il più piccolo (0,925) si ha:

$$0,925 / 0,925 = 1$$

$$2,31 / 0,925 = 2,5$$

Si moltiplicano i valori ottenuti per 2 in modo che i rapporti tra le moli siano espressi da numeri interi. La formula del composto è N_2O_5

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 8-09-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

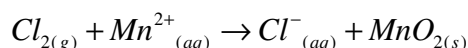
Esercizio 1

Quanti mL di acqua devono essere aggiunti a 40 mL di una soluzione di acido acetico 4,3 % p/p ($d = 1,07 \text{ g/mL}$) per preparare una soluzione avente pH 2,56 (K_a acido acetico = $1,8 \times 10^{-5}$)

$$R_1 = 33,22 \text{ mL}$$

Esercizio 2

Calcolare la costante di equilibrio della seguente reazione redox:

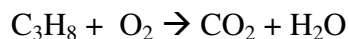


Sapendo che $E^0 Cl_2/Cl^- = 1,36 \text{ V}$ e $E^0 MnO_2/Mn^{2+} = 1,23 \text{ V}$

$$R_2 = 2,51 \times 10^4$$

Esercizio 3

Data la seguente reazione di combustione:



Calcolare i grammi di anidride carbonica che si possono ottenere facendo reagire 72,4 mL di C_3H_8 (misurati alla pressione di 800 torr e alla temperatura di 190°C) con 337,5 mL di ossigeno.

$$R_3 = 0,247 \text{ g}$$

Esercizio 4

Calcolare quanti grammi di fluoruro di manganese(II) si devono aggiungere a 220 mL di una soluzione satura di fluoruro di calcio per ottenere una concentrazione di ioni Ca^{2+} pari a $2,2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$. ($K_{ps} CaF_2: 1,5 \cdot 10^{-10}$)

$$R_4 = 8,44 \times 10^{-2} \text{ g}$$

Esercizio 5

Calcolare la massa molecolare di un gas che ha una densità di $1,12 \text{ g/L}$ alla temperatura di $16,5^\circ\text{C}$ e alla pressione di $0,35 \text{ atm}$.

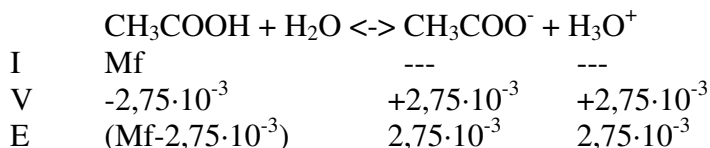
$$R_5 = 76,0 \text{ g/mol}$$

Soluzioni

1) esercizio di diluizione: conosco la M_i (%p/p · d /PM), il V_i (40 mL) e la M_f (la ricavo dal pH all'equilibrio), l'incognita è il V_f

$$M_i = \frac{\%p/p \cdot d}{PM} = \frac{0,043 \cdot 1,07 \cdot 10^3 \text{ g/l}}{60,021 \text{ g/mol}} = 0,767 \text{ M}$$

$$\text{pH} = 2,56; \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,56} = 2,75 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$



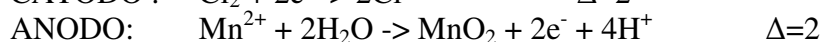
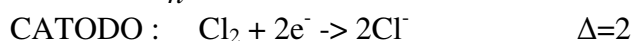
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(2,75 \cdot 10^{-3})^2}{(\text{Mf} - 2,75 \cdot 10^{-3})}; \quad \text{Mf} = 0,419 \text{ M}$$

$$M_i V_i = M_f V_f; \quad 0,767 \text{ M} \cdot 40 \text{ mL} = 0,419 \text{ M} \cdot V_f; \quad V_f = 73,22 \text{ mL}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = V_f - V_i = 73,22 - 40 = \underline{32,22 \text{ mL}}$$

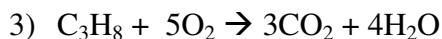
2) l'equazione che lega la fem standard di una cella con la costante di equilibrio è:

$$E^\circ = \frac{0,0591}{n} \cdot \log K_c$$



$$\text{fem} = E_{\text{CATODO}} - E_{\text{ANODO}} = 1,36 - 1,33 = 0,13 \text{ V}$$

$$0,13 = \frac{0,0591}{2} \cdot \log K_c; \quad 10^{4,4} = 10^{\log K_c}; \quad \underline{K_c = 2,51 \cdot 10^4}$$



$$\text{moli C}_3\text{H}_8: PV = nRT; \quad n = \frac{PV}{RT} = \frac{(800/760)\text{atm} \cdot 72,4 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{0,08296 \text{ latm/molK} \cdot 463,15 \text{ K}} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol C}_3\text{H}_8$$

$$\text{moli O}_2: \quad n = \frac{PV}{RT} = \frac{(800/760)\text{atm} \cdot 337,5 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{0,08296 \text{ latm/molK} \cdot 463,15 \text{ K}} = 9,35 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2$$

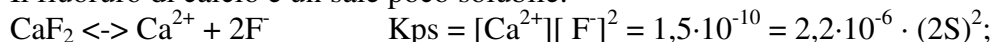
moli O_2 richieste = moli $\text{C}_3\text{H}_8 \cdot 5 = 2,0 \cdot 10^{-3} \cdot 5 = 10,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} > 9,35 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \rightarrow \text{O}_2$ è il reattivo limitante

$$\text{moli CO}_2 = \text{moli O}_2 \cdot 3/5 = 9,35 \cdot 10^{-3} \cdot 3/5 = 5,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{gCO}_2 = 5,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 43,9898 \text{ g/mol} = \underline{0,247 \text{ g}}$$

4) Il fluoruro di manganese è un sale solubile: $\text{MnF}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{F}^-$

Il fluoruro di calcio è un sale poco solubile:



$$S = \sqrt{\frac{1 \cdot 10^{-10}}{(2,2 \cdot 10^{-6} \cdot 4)}}; \quad S = 4,13 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{F}^-] = 2 \cdot S = 2 \cdot 4,13 \cdot 10^{-3} = 8,26 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{MnF}_2] = [\text{F}^-] / 2 = 8,26 \cdot 10^{-3} / 2 = 4,13 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{grammi di MnF}_2 = 4,13 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot 0,220 \text{ L} \cdot 92,935 \text{ g/mol} = \underline{8,44 \cdot 10^{-2} \text{ g}}$$

5) dalla legge dei gas ricavo la densità e quindi il peso molecolare:

$$PV = nRT; \quad P = \frac{n}{V} RT = \frac{g}{MM \cdot V} RT = \frac{d}{MM} RT; \quad MM = \frac{d}{P} RT;$$

$$MM = \frac{1,12 \text{ g/L} \cdot 0,08206 \text{ atmL/molK} \cdot (273,15 + 16,5) \text{ K}}{0,35 \text{ atm}} = \underline{76,0 \text{ g/mol}}$$

Corso di Laurea in Farmacia - Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 22-09-2008

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 250 mL di acido cloridrico 0.2 M con 550 mL di ammoniaca ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$) 0.18 M.

$$R_1 = 9.25$$

Esercizio 2

Data la seguente semicella: A) $\text{Pt}/\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ 0.1 M, $\text{MnO}_2(\text{s})$, pH 1.2 ; $E^0 = 0.6$ V, individuare quale tra le semicelle B e C riportate di seguito deve essere scelta affinché la semicella A funga da anodo in una cella galvanica e calcolarne la f.e.m.:

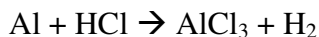
B) $\text{Pt}/\text{ClO}_4^- (\text{aq})$ 0.8 M, $\text{ClO}_3^- (\text{aq})$ 0.3 M, pH 0.8 ; $E^0 = 0.36$ V

C) $\text{Pt}/\text{I}_2(\text{s})$, $\text{I}^- (\text{aq})$ 0.5 M ; $E^0 = 0.535$ V

$$R_2 = \text{C}, 0.068 \text{ V}$$

Esercizio 3

Data la seguente reazione completa:



calcolare quanti mL di H_2 gassoso (misurati alla pressione di 820 torr e alla temperatura di 45 °C) si sviluppano ponendo a reagire 0.05 g. di alluminio in 5 mL di una soluzione acquosa 0.6 M di acido cloridrico.

$$R_3 = 36.3 \text{ mL}$$

Esercizio 4

Calcolare i grammi di idrossido di zinco (II) ($K_{ps}: 7.7 \times 10^{-17}$) che si sciolgono in 200 mL di una soluzione 0.001 M di idrossido di sodio.

$$R_4 = 1.53 \times 10^{-9}$$

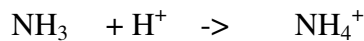
Esercizio 5

Calcolare il volume di acqua che deve essere aggiunto a 120 mL di una soluzione 0.1 M di fosfato di litio affinché la concentrazione di ioni $\text{Li}(\text{I})$ sia 0.05 M.

$$R_5 = 600 \text{ mL}$$

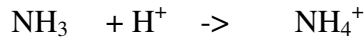
Soluzioni

1) la reazione tra l'ammoniaca e l'acido forte(acido cloridrico) è una reazione a completamento:



$$\text{mol NH}_3 = 0,18 \text{ mol/L} \cdot 0,550 \text{ L} = 0,099 \text{ mol}$$

$$\text{mol H}^+ = 0,2 \text{ mol/L} \cdot 0,250 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$$

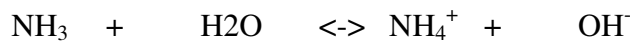


I	0,099	0,05	---
V	-0,05	-0,05	+0,05
F	0,049	---	0,05

Lo ione ammonio (NH_4^+) e l'ammoniaca (NH_3) (acido e base coniugate) sono in equilibrio tra di loro secondo la seguente reazione:

$$[\text{NH}_3] = 0,049 \text{ mol} / 0,800 \text{ L} = 0,0612 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0,05 \text{ mol} / 0,800 \text{ L} = 0,0625 \text{ M}$$



I	0,0612		0,0625	---
V	-x		+x	+x
E	(0,0612-x)		(0,0625+x)	x

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(0,0625 + x) \cdot x}{(0,0612 - x)} = 1,8 \cdot 10^{-5};$$

trascurando la x rispetto alle concentrazioni della coppia acido-base coniugata si calcola la x

$$x = 1,76 \cdot 10^{-5} \text{ M} = [\text{OH}^-] \quad \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1,76 \cdot 10^{-5}) = 4,75$$

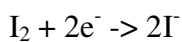
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,75 = 9,25$$



$$E = E^0 - \frac{0,0591}{n} \cdot \log\left(\frac{[\text{MnO}_2]}{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^4}\right) = 0,6 - \frac{0,0591}{3} \cdot \log\left(\frac{1}{0,1 \cdot (0,063)^4}\right) = 0,486 \text{ V} \rightarrow \text{ANODO}$$



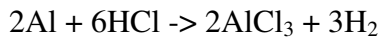
$$E = E^0 - \frac{0,0591}{n} \cdot \log\left(\frac{[\text{ClO}_3^-]}{[\text{ClO}_4^-][\text{H}^+]^2}\right) = 0,6 - \frac{0,0591}{2} \cdot \log\left(\frac{0,3}{0,8 \cdot (0,158)^2}\right) = 0,325 \text{ V}$$



$$E = E^0 - \frac{0,0591}{n} \cdot \log\left(\frac{[\text{I}^-]^2}{[\text{I}_2]}\right) = 0,535 - \frac{0,0591}{2} \cdot \log\left(\frac{0,5^2}{1}\right) = 0,553 \text{ V} \rightarrow \text{CATODO}$$

$$fem = E_{CATODO} - E_{ANODO} = 0,553 - 0,486 = \underline{0,068 \text{ V}}$$

3) si calcolano le moli disponibili dei due reagenti:



$$g \text{ Al} / P_A \text{ Al} = 0,05 \text{ g} / 26,98 \text{ g/mol} = 1,85 \text{ mol di Al}$$

$$M_{HCl} \cdot L_{HCl} = 0,6 \text{ mol/L} \cdot 5 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

Si calcolano le moli di Al richieste per reagire con le moli di HCl

$$\text{moli Al richieste} = \text{moli HCl} \cdot 2/6 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 2/6 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

le moli di Al richieste sono minori di quelle disponibili: $1 \cdot 10^{-3} < 1,85$

-> HCl è il REATTIVO LIMITANTE

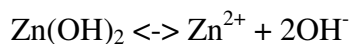
-> le moli di prodotto dipendono dalle moli di reattivo limitante:

$$\text{moli H}_2 = \text{moli HCl} \cdot 3/6 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 3/6 = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$PV = nRT; \quad V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ l} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K} \cdot 318 \text{ K}}{1,08 \text{ atm}} = 0,0362 \text{ L di O}_2 =$$

36,24ml

4) L'idrossido di zinco (II) è un sale poco solubile



La presenza di ioni OH⁻ diminuisce la solubilità dell'idrossido di zinco (effetto ione comune)

$$[OH^-] = [NaOH] = 0,001 \text{ M}$$

$$K_{ps} = [Zn^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = 7,7 \cdot 10^{-17} = S \cdot (0,001)^2;$$

$$S = 7,7 \cdot 10^{-11} \text{ M} = [Zn^{2+}] = [Zn(OH)_2]$$

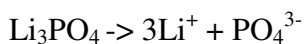
$$\text{grammi di Zn(OH)}_2 = 7,7 \cdot 10^{-11} \text{ M} \cdot 0,200 \text{ L} \cdot 99,38 \text{ g/mol} = 1,53 \cdot 10^{-9} \text{ g}$$

5) esercizio di diluizione: $M_i V_i = M_f V_f$

$$M_i = 0,1 \text{ M}; \quad V_i = 120 \text{ ml}; \quad V_f = ? \quad M_f = ?$$

Il fostato di Litio è un sale solubile. Si calcola la concentrazione molare del Li₃PO₄ che libera ioni

Li⁺ ad una concentrazione 0,05M



$$M_f Li_3PO_4 = M_f Li^+ / 3 = 0,05/3 = 0,016 \text{ M (M della soluzione diluita)}$$

$$V_f = \frac{M_i \cdot V_i}{M_f} = \frac{0,1 \text{ M} \cdot 120 \text{ L}}{0,016 \text{ M}} = 720 \text{ ml}$$

volume di acqua da aggiungere = 720 ml - 120ml = 600ml