

Corso di Laurea in Farmacia/ISF
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria
3-02-2004

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

1.18 grammi di Zn metallico devono essere completamente ossidati a ione Zn^{2+} utilizzando una soluzione acquosa di acido cloridrico 5.4 % p/p avente una densità di 1.025 g/mL.

Calcolare:

- A) quanti mL della soluzione di acido sono necessari
- B) quanti mL di idrogeno gassoso misurati a 740 torr e 30°C si sviluppano dalla reazione.

R_A: 23.7 mL R_B: 459.5 mL

Esercizio 2

Viene preparata una soluzione acquosa miscelando 200 mL di una soluzione di acido acetico 0.3 M con 100 mL di una soluzione di idrossido di sodio 0.24 M.

Calcolare:

- A) il pH della soluzione
- B) il pH della soluzione dopo l'aggiunta di 20 mL di acido nitrico 0.4 M.

K_a acido acetico = $1.8 \cdot 10^{-5}$

R_A: 4.6 R_B: 4.3

Esercizio 3

Calcolare il potenziale della cella galvanica costituita dai seguenti elettrodi:

- A) Pt/HCl_(aq) (0.2 M); H₂ (g) (0.9 atm) - E⁰ riduzione = 0 V
- B) Ag/soluzione satura di AgI - E⁰ riduzione = 0.8 V, K_{ps} AgI = $1.5 \cdot 10^{-16}$

R: 0.37 V

Corso di Laurea in Farmacia/ISF
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 18-02-2004

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Nel processo Haber l'ammoniaca gassosa viene prodotta a partire dai suoi elementi costituenti. In un reattore del volume di 5.0 L mantenuto a 250°C vengono introdotti 18.2 g di azoto e 9.0 g di idrogeno. Al raggiungimento dell'equilibrio il 20 % dell'idrogeno presente all'inizio è stato consumato.

Calcolare:

- A) il valore della K_c della reazione
- B) la pressione totale esercitata all'equilibrio dalla miscela gassosa

R_A : 0.55 R_B : 38.7 atm

Esercizio 2

- A) Calcolare il K_{ps} dell'idrossido di calcio(II), sapendo che il pH della sua soluzione satura vale 12.3.
- B) Calcolare i grammi di idrossido di magnesio(II) che si possono sciogliere in un litro di una soluzione tamponata a pH 13. (K_{ps} idrossido di magnesio: $1.1 \cdot 10^{-11}$)

R_A : $3.97 \cdot 10^{-6}$ R_B : $6.4 \cdot 10^{-8}$

Esercizio 3

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 150 mL di una soluzione acquosa contenente ammoniaca 0.1 M con 250 mL di una soluzione acquosa contenente acido cloridrico 0.06 M.

K_b ammoniaca: $1.8 \cdot 10^{-5}$.

R: 5.34

Corso di Laurea in Farmacia/ISF
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 1-06-2004

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Una semicella costituita da una lamina di rame immersa in una soluzione acquosa contenente ioni Cu^{2+} (catodo) viene collegata elettricamente con una semicella contenente una lamina di zinco immersa in una soluzione 0.2 M di cloruro di zinco(II) (anodo).

Sapendo che la f.e.m. della pila risultante è di 1.103 V, calcolare la concentrazione di ioni Cu^{2+} nel catodo.

$$E^0 \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0.34 \text{ V} - E^0 \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0.76 \text{ V}$$

R: 0.265 M

Esercizio 2

Il pH di una soluzione acquosa contenente ammoniaca vale 11.5. Calcolare la concentrazione della base nella soluzione.

Calcolare, inoltre, quanti grammi di bromuro di ammonio devono essere aggiunti a 450 mL di tale soluzione per portare il pH al valore di 9.2.

$$K_b \text{NH}_3 = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

R_A: 0.55 M R_B: 27.5 g

Esercizio 3

Quanti grammi di fluoruro di magnesio si possono sciogliere in 350 mL di acqua pura ?

Calcolare, inoltre, la minima quantità (espressa in grammi) dello stesso sale che deve essere aggiunta a 350 mL di una soluzione acquosa contenente NaF 0.05 M per preparare una soluzione satura in fluoruro di magnesio.

$$K_{ps} \text{MgF}_2 = 7.4 \cdot 10^{-11}$$

R_A: $5.77 \cdot 10^{-3}$ g R_B: $6.45 \cdot 10^{-7}$ g

Corso di Laurea in Farmacia/ISF
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 16-06-2004

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Una cella galvanica è costituita dalle seguenti due semicelle:

A) Cu_(s) / soluzione acquosa contenente Cu²⁺ 0.01 M

B) As_(s) / soluzione acquosa contenente As³⁺ 0.9 M

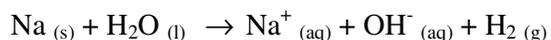
Calcolare la f.e.m. della pila e la costante di equilibrio della reazione.

$$E^0 \text{ Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0.34 \text{ V} ; E^0 \text{ As}^{3+}/\text{As} = 0.3 \text{ V}$$

$$R_A: 0.018 \text{ V} \quad R_B: 1.17 \cdot 10^4$$

Esercizio 2

0.8 g di sodio metallico vengono trattati con un eccesso di acqua per dar luogo alla reazione (da bilanciare):



Calcolare i mL di idrogeno gassoso, misurati a 32 °C e 850 torr, che si sviluppano dalla reazione

$$R \text{ 389.1 mL}$$

Esercizio 3

5.9 mg di idrossido di magnesio vengono addizionati a 550 mL di acqua per formare una soluzione satura.

Calcolare i mg di idrossido che rimangono indisciolti ed il pH della soluzione satura.

$$K_{ps} \text{ Mg(OH)}_2 = 5.6 \cdot 10^{-12}$$

$$R_A: 2.39 \text{ mg} \quad R_B: 10.35$$

Facoltà di Farmacia - Corso di Laurea in Farmacia/ISF

Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 5-07-2004

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Una pila a concentrazione è formata dalle due semicelle:

A) Pt / soluzione acquosa di HCl 0.05 M; H_{2(g)} 0.9 atm

B) Pt / soluzione acquosa di CH₃COOH 0.2 M; H_{2(g)} 1.2 atm

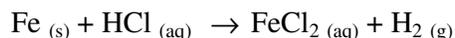
Calcolare la f.e.m. della pila.

$$E^0 \text{H}^+/\text{H}_2 = 0 \text{ V} ; K_a \text{CH}_3\text{COOH} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

R: 0.0876 V

Esercizio 2

Il Fe metallico reagisce con HCl per formare cloruro di ferro(II) secondo la seguente reazione:



Calcolare quanti mL di una soluzione di HCl 0.05 M occorrono per preparare 210 mg di cloruro ferroso. Calcolare inoltre quanti mL di idrogeno gassoso, misurati a 30°C e 780 torr, si sviluppano dalla reazione

R_A: 66.3 mL R_B: 40.1 mL

Esercizio 3

Calcolare i mg di idrossido di magnesio che si possono sciogliere in 1.2 L di:

a) una soluzione 0.15 M di cloruro di magnesio

b) una soluzione 0.2 M di ammoniaca

$$K_{ps} \text{Mg}(\text{OH})_2 = 5.6 \cdot 10^{-12} ; K_b \text{NH}_3 = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

R_A: 0.214 mg R_B: 0.11 mg

Facoltà di Farmacia - Corso di Laurea in Farmacia/ISF

Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria del 20-07-2004

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Una cella galvanica è formata dalle seguenti semicelle:

A) Ag/ soluzione satura di AgBr

B) Pt / MnO_4^- (aq) 0.2 M; Mn^{2+} (aq) 0.15 M; pH 1

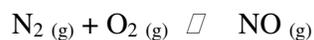
Calcolare la f.e.m. della pila.

$$E^0 \text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+} = 1.51 \text{ V} ; E^0 \text{Ag}^+ / \text{Ag} = 0.8 \text{ V} ; K_{ps} \text{AgBr} = 5 \cdot 10^{-13}$$

R: 1.074 V

Esercizio 2

La reazione di sintesi del monossido di azoto a partire dagli elementi:



è una reazione di equilibrio.

Calcolarne la K_C sapendo che facendo reagire 2.1 g di azoto con 7.2 g di ossigeno in un contenitore del volume di 5 L si ottengono all'equilibrio 0.6 g di monossido.

Calcolare, inoltre, la frazione molare di ossigeno nella miscela all'equilibrio.

$R_A: 2.86 \cdot 10^{-2}$ $R_B: 0.717$

Esercizio 3

Calcolare il pH di una soluzione di acido acetico 1.2 % p/p avente densità pari a 1.02 g/mL.

Come varia il pH se in 250 mL di tale soluzione vengono disciolti 1.2 g di idrossido di sodio ?

$$K_a \text{ acido acetico} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$R_A : 2.72$ $R_B : \text{passa da } 2.72 \text{ a } 4.9$

Facoltà di Farmacia - Corso di Laurea in Farmacia/ISF

Esame di Chimica Generale ed Inorganica

Prova scritta di Stechiometria 1-09-2004

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

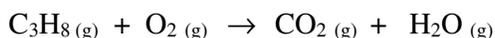
Esercizio 1

- A) Si dispone di una soluzione di idrossido di sodio 0.2 M. Calcolare il volume di acqua che deve essere aggiunto ad un volume opportuno di tale soluzione per preparare 350 mL di una soluzione avente un valore di pH pari a 12.8.
- B) Determinare a quale volume devono essere portati 100 mL di una soluzione di acido nitrico al 27.9 % p/p con densità 1.17 g/mL per preparare una soluzione di acido 0.8 M.

R_A: 239.6 mL R_B: 647.7 mL

Esercizio 2

Data la seguente reazione di combustione:



Calcolare:

- a) i grammi di anidride carbonica che si possono ottenere facendo reagire 58.0 mL di C₃H₈ (misurati alla pressione di 790 torr ed alla temperatura di 180 °C) con un eccesso di ossigeno.
- b) Quante molecole di acqua si formano dalla reazione per ogni milligrammo di anidride carbonica prodotto ?

R_A: 0.214 g R_B: 1.824 · 10¹⁹

Esercizio 3

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 240 mL di una soluzione di acido cloridrico 0.1 M e 80 mL di una soluzione di ammoniaca 0.3 M.

K_b ammoniaca = 1.8 · 10⁻⁵

R_A : 5.19

Corso di Laurea in Farmacia/ISF
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 15-09-2004

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Una cella galvanica è costituita dalle seguenti due semicelle:

C) Cu_(s) / soluzione acquosa contenente Cu²⁺ 0.2 M

D) As_(s) / soluzione acquosa contenente As³⁺ 0.5 M

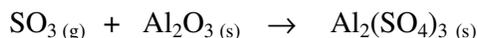
Calcolare la f.e.m. della pila e la costante di equilibrio della reazione.

$E^0 \text{ Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0.34 \text{ V}$; $E^0 \text{ As}^{3+}/\text{As} = 0.3 \text{ V}$

R_A 0.02 V R_B 1.17·10⁴

Esercizio 2

Si consideri la seguente reazione:



- a) Quanti mL di anidride solforica (misurati a 150 °C e 790 torr) sono necessari per preparare 1.5 g di solfato di alluminio?
- b) Quale è la resa percentuale della reazione se da 280 mg di triossido di alluminio(III) si ottengono 820 mg di solfato?

R_A 437.1 mL R_B (87 %) 85.2 %

Esercizio 3

A 25.0 mL di una soluzione acquosa di acido acetico al 9.8 % p/p avente una densità di 1.18 g/mL vengono aggiunti 210 mL di acqua. Calcolare il pH della soluzione risultante.

$K_a \text{ acido acetico} = 1.8 \cdot 10^{-5}$

R 2.72

Corso di Laurea in Farmacia/ISF
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 2-02-2005

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Date le seguenti semicelle:

Pt/ CH₃COOH (aq) 0.2 M, H₂ (g) 0.9 atm

Pt/ KMnO₄ (aq) 0.2 M, MnCl₂ (aq) 0.3 M, pH 2

Ag/ soluzione satura di Ag₂SO₄

Calcolare la f.e.m delle celle galvaniche risultanti dal collegamento delle semicelle A-B e A-C

$E^0 \text{H}^+/\text{H}_2 = 0 \text{ V}$; $E^0 \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1.51 \text{ V}$; $E^0 \text{Ag}^+/\text{Ag} = 0.8 \text{ V}$

$K_a \text{CH}_3\text{COOH} = 1.8 \cdot 10^{-5}$; $K_{ps} \text{Ag}_2\text{SO}_4 = 1.2 \cdot 10^{-5}$

$R_A = 1.478 \text{ V}$

$R_B = 0.869 \text{ V}$

Esercizio 2

A) Calcolare quanti millilitri di una soluzione di acido acetico CH₃COOH 15 % p/p (d = 1.1 g/mL) devono essere prelevati per preparare 400 mL di una soluzione di acido avente pH 3.1.

$K_a \text{acido acetico} = 1.8 \cdot 10^{-5}$

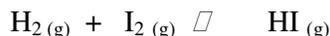
B) Calcolare quanti grammi di idrossido di potassio devono essere sciolti in 300 mL di una soluzione di acido acetico 0.25 M per avere un valore di pH di 4.8.

$R_A = 5.2 \text{ mL}$

$R_B = 2.24 \text{ g}$

Esercizio 3

Calcolare il valore di K_C della seguente reazione di equilibrio (da bilanciare):



sapendo che facendo reagire 2.1 g di idrogeno con 1.6 g di iodio si ottengono all'equilibrio 0.22 g di acido iodidrico. La reazione viene fatta avvenire in un volume di 2.5 L.

$R = 5.22 \cdot 10^{-4}$

Corso di Laurea in Farmacia/ISF
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 16-02-2005

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

A) Calcolare quanti milligrammi di idrossido di cobalto(II) si sciolgono in 300 mL di una soluzione di ammoniaca 0.3 M.

$$K_b \text{ ammoniaca} = 1.8 \cdot 10^{-5}; K_{ps} \text{ idrossido di cobalto(II)} = 5.92 \cdot 10^{-15}$$

B) Calcolare quanti grammi di cloruro di ferro(III) si devono aggiungere a 350 mL di una soluzione satura di cloruro di argento affinché la concentrazione degli ioni Ag^+ nella soluzione sia $1.5 \cdot 10^{-8}$ M. K_{ps} cloruro di argento = $1.8 \cdot 10^{-10}$

$$R_A = 3.06 \cdot 10^{-5} \text{ mg} \quad R_B = 0.227 \text{ g}$$

Esercizio 2

A) A 310 mL di acqua vengono aggiunti 40 mL di una soluzione di ammoniaca 0.25 M e 50 mL di una soluzione di acido cloridrico 0.2 M. Calcolare il pH della soluzione risultante.

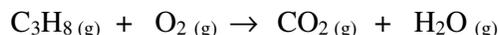
B) Calcolare quanti mL di acqua devono essere aggiunti a 1.5 mL di una soluzione di ammoniaca 20.9 % p/p ($d = 0.92 \text{ g/mL}$) per ottenere una soluzione avente pH 11.4

$$K_b \text{ ammoniaca} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$R_A = 5.43 \quad R_B = 46.61 \text{ mL}$$

Esercizio 3

Si consideri di far avvenire la seguente reazione:



in un reattore del volume di 2.5 L ed alla temperatura di 150°C . Calcolare la pressione totale esercitata dalla miscela di gas alla fine della reazione quando 1.54 g di propano si fanno reagire con 8.32 g di ossigeno.

$$R = 4.58 \text{ atm}$$

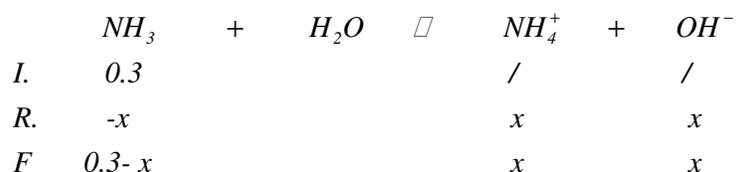
Risoluzione

Esercizio 1

A) Calcolare quanti milligrammi di idrossido di cobalto(II) si sciolgono in 300 mL di una soluzione di ammoniaca 0.3 M.

K_b ammoniaca = $1.8 \cdot 10^{-5}$; K_{ps} idrossido di cobalto(II) = $5.92 \cdot 10^{-15}$

1) Calcolo della concentrazione degli ioni OH^- nella soluzione di ammoniaca:



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{0.3-x} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$x = [OH^-] = 2.32 \cdot 10^{-3} M$$

2) Calcolo della solubilità dell'idrossido di cobalto(II) nella soluzione:

$$K_{ps} = [Co^{2+}][OH^-]^2 = 5.92 \cdot 10^{-15}$$

$$s = [Co^{2+}] = \frac{K_{ps}}{[OH^-]^2} = \frac{5.92 \cdot 10^{-15}}{5.38 \cdot 10^{-6}} = 1.1 \cdot 10^{-9} M$$

3) passaggio finale

$$mg = s(mol/L) \cdot V(L) \cdot PM(g/mol) \cdot 1000$$

$$mg = 1.1 \cdot 10^{-9} \cdot 0.3 \cdot 92.95 \cdot 1000 = 3.06 \cdot 10^{-5} mg$$

B) Calcolare quanti grammi di cloruro di ferro(III) si devono aggiungere a 350 mL di una soluzione satura di cloruro di argento affinché la concentrazione degli ioni Ag^+ nella soluzione sia $1.5 \cdot 10^{-8} \text{ M}$.

$$K_{ps} \text{ cloruro di argento} = 1.8 \cdot 10^{-10}$$

1) Calcolo della concentrazione degli ioni Cl^- necessari:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.8 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{K_{ps}}{[\text{Ag}^+]} = \frac{1.8 \cdot 10^{-10}}{1.5 \cdot 10^{-8}} = 1.2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

2) Calcolo della concentrazione del cloruro di ferro(III) necessaria:

$$C_{\text{FeCl}_3} = \frac{[\text{Cl}^-]}{3} = \frac{1.2 \cdot 10^{-2}}{3} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

3) passaggio finale

$$g = C(\text{mol/L}) * V(\text{L}) * PM(\text{g/mol})$$

$$g = 4 \cdot 10^{-3} * 0.35 * 162.2 = 0.227 \text{ g}$$

Esercizio 2

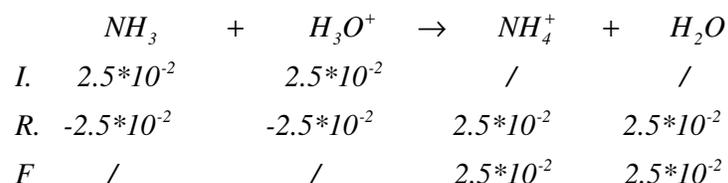
A) A 310 mL di acqua vengono aggiunti 40 mL di una soluzione di ammoniaca 0.25 M e 50 mL di una soluzione di acido cloridrico 0.2 M. Calcolare il pH della soluzione risultante.

1) Calcolo delle concentrazioni iniziali dei reagenti:

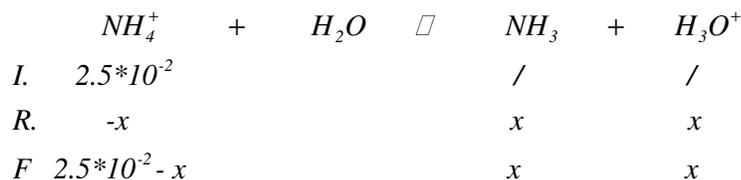
$$C_{NH_3} = \frac{\text{moli}}{V(L)} = \frac{0.04 * 0.25}{(0.31 + 0.04 + 0.05)} = 2.5 * 10^{-2} M$$

$$C_{HCl} = \frac{\text{moli}}{V(L)} = \frac{0.05 * 0.2}{(0.31 + 0.04 + 0.05)} = 2.5 * 10^{-2} M$$

2) Reazione



3) Equilibrio da considerare e passaggio finale



$$K_a = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{x^2}{(2.5 * 10^{-2} - x)} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1 * 10^{-14}}{1.8 * 10^{-5}} = 5.55 * 10^{-10}$$

$$x = [H_3O^+] = 3.73 * 10^{-6} M$$

$$pH = 5.43$$

- B) Calcolare quanti mL di acqua devono essere aggiunti a 1.5 mL di una soluzione di ammoniaca 20.9 % p/p (d = 0.92g/mL) per ottenere una soluzione avente pH 11.4.
 K_b ammoniaca = $1.8 \cdot 10^{-5}$

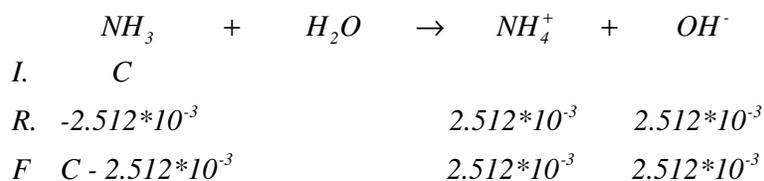
- 1) Calcolo delle moli di ammoniaca in 1.5 mL:

$$moli = V(\text{mL}) * d(\text{g/mL}) * \frac{\%(\text{p/p})}{100} * \frac{1}{PM}$$

$$moli \text{ NH}_3 = 1.5 * 0.92 * \frac{20.9}{100} * \frac{1}{17.03} = 1.694 * 10^{-2}$$

- 2) Calcolo della concentrazione di ammoniaca nella soluzione finale

$$pH = 11.4 \Rightarrow [OH^-] = 2.512 * 10^{-3}$$



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(2.512 * 10^{-3})^2}{(C - 2.512 * 10^{-3})} = 1.8 * 10^{-5}$$

$$C = 0.352M$$

- 3) passaggio finale

$$moli \text{ NH}_3 \text{ iniziali} = moli \text{ NH}_3 \text{ finali}$$

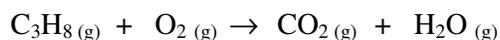
$$1.694 * 10^{-2} = 0.352(\text{mol/L}) * V(L)$$

$$V(L) = \frac{1.694 * 10^{-2}}{0.352} = 4.81 * 10^{-2} L * 1000 = 48.1 \text{ mL}$$

$$V \text{ di acqua da aggiungere} = 48.1 - 1.5 = 46.6 \text{ mL}$$

Esercizio 3

Si consideri di far avvenire la seguente reazione:



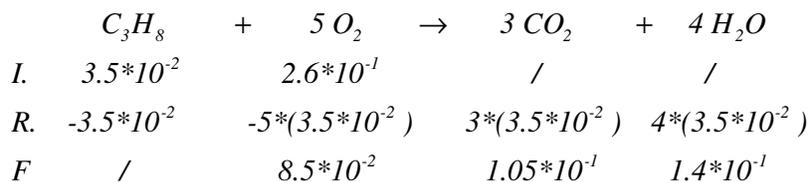
in un reattore del volume di 2.5 L ed alla temperatura di 150°C. Calcolare la pressione totale esercitata dalla miscela di gas alla fine della reazione quando 1.54 g di propano si fanno reagire con 8.32 g di ossigeno.

1) Calcolo delle moli iniziali dei reagenti:

$$\text{moli } \text{C}_3\text{H}_8 = \frac{g}{PM} = \frac{1.54}{44.09} = 3.5 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{moli } \text{O}_2 = \frac{g}{PM} = \frac{8.32}{32} = 2.6 \cdot 10^{-1}$$

2) Studio della reazione



3) Passaggio finale

$$P_{\text{tot}} = \frac{n_{\text{tot}} RT}{V}$$

$$\text{moli totali} = (8.5 \cdot 10^{-2} + 1.05 \cdot 10^{-1} + 1.4 \cdot 10^{-1}) = 3.3 \cdot 10^{-1}$$

$$P_{\text{tot}} = \frac{3.3 \cdot 10^{-1} \cdot 0.082 \cdot (150 + 273.15)}{2.5} = 4.58 \text{ atm}$$

Corso di Laurea in Farmacia/ISF
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Appello straordinario del 20-04-2005
Prova scritta di Stechiometria

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

3.3 grammi di biossido di azoto vengono posti in un contenitore avente un volume di 4.5 L. Avviene la seguente reazione di equilibrio:



Calcolare la costante di equilibrio della reazione sapendo che all'equilibrio il contenitore contiene 0.9 grammi di ossigeno

$$R = 1.3 \cdot 10^{-3}$$

Esercizio 2

- A) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 1.7 grammi di idrossido di potassio in 300 mL di una soluzione di acido acetico 1.3 % p/p (densità 1.02 g/mL). K_a ac. acetico = $1.8 \cdot 10^{-5}$
- B) Quanti mL di acqua devono essere aggiunti a 250 mL di una soluzione di idrossido di sodio avente pH 12.3 per portare il pH a 11.8.

$$R_A = 4.67 \quad R_B = 540 \text{ mL}$$

Esercizio 3

Date le seguenti semicelle:

- A) Zn/ $\text{ZnCl}_2 (\text{aq})$ 0.3 M ($E^0 \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0.76 \text{ V}$)
- B) Pt/ $\text{KMnO}_4 (\text{aq})$ 0.3 M, $\text{MnCl}_2 (\text{aq})$ 0.1 M, pH 1.5 ($E^0 \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1.51 \text{ V}$)
- C) Ag/ soluzione acquosa satura di AgBr ($E^0 \text{Ag}^+/\text{Ag} = 0.8 \text{ V}$; $K_{ps} \text{AgBr} = 5.0 \cdot 10^{-13}$)
- D) HBr (aq) 0.3 M, $\text{H}_2 (\text{g})$ 1.3 atm ($E^0 \text{H}^+/\text{H}_2 = 0 \text{ V}$)

Calcolare la f.e.m delle celle galvaniche risultanti dal collegamento delle semicelle A-B e C-D

$$R_A = 2.15 \text{ V} \quad R_B = 0.47 \text{ V}$$

Risoluzione

Esercizio 1

3.3 grammi di biossido di azoto vengono posti in un contenitore avente un volume di 4.5 L. Avviene la seguente reazione di equilibrio:



Calcolare la costante di equilibrio della reazione sapendo che all'equilibrio il contenitore contiene 0.9 grammi di ossigeno

1) Calcolo delle concentrazioni iniziali e di equilibrio delle specie chimiche coinvolte nella reazione:

$$[\text{NO}_2]_{\text{all'inizio}} = \frac{g_{\text{NO}_2}}{PM_{\text{NO}_2} * V_{(L)}} = \frac{3.3}{46 * 4.5} = 1.59 * 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{O}_2]_{\text{all'equilibrio}} = \frac{g_{\text{O}_2}}{PM_{\text{O}_2} * V_{(L)}} = \frac{0.9}{32 * 4.5} = 6.25 * 10^{-3} \text{ M}$$

2) Impostazione dell'equilibrio:

	2NO_2	\rightleftharpoons	N_2	+	2O_2
I.	$1.59 * 10^{-2}$		/		/
R.	$-6.25 * 10^{-3}$		$3.125 * 10^{-3}$		$6.25 * 10^{-3}$
E.	$9.65 * 10^{-3}$		$3.125 * 10^{-3}$		$6.25 * 10^{-3}$

4) Calcolo della K_C :

$$K_C = \frac{[\text{N}_2][\text{O}_2]^2}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{3.125 * 10^{-3} * (6.25 * 10^{-3})^2}{(9.65 * 10^{-3})^2} = 1.3 * 10^{-3}$$

Esercizio 2

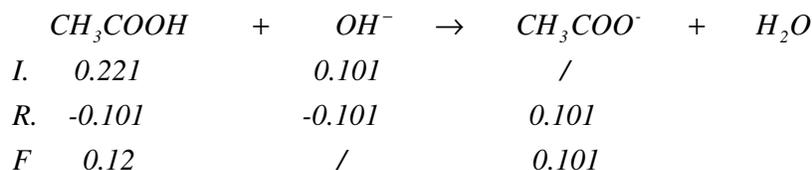
A) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 1.7 grammi di idrossido di potassio in 300 mL di una soluzione di acido acetico 1.3 % p/p (densità 1.02 g/mL). K_a ac. acetico = $1.8 \cdot 10^{-5}$

1) Calcolo delle concentrazioni iniziali di acido acetico e idrossido di potassio:

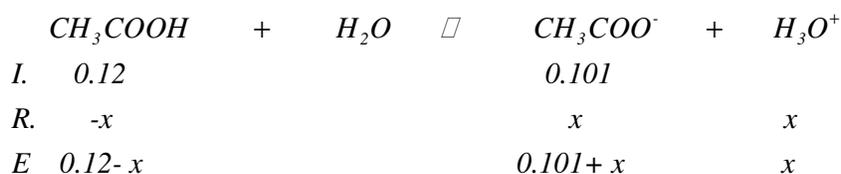
$$C_{CH_3COOH} = \frac{1000_{(mL)} * d_{g/mL} * \%}{PM_{CH_3COOH}} = \frac{1000 * 1.02 * 0.013}{60} = 0.221M$$

$$C_{KOH} = \frac{g_{KOH}}{PM_{KOH} * V_{(L)}} = \frac{1.7}{56.1 * 0.3} = 0.101M$$

2) Reazione tra l'acido debole e la base forte:



3) Calcolo della concentrazione di H_3O^+ nella soluzione:



$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{(0.101+x) * x}{(0.12-x)} = 1.8 * 10^{-5}$$

trascurando la x rispetto a 0.12 M e 0.101 M

$$x = [H_3O^+] = 2.14 * 10^{-5} M \Rightarrow pH = 4.67$$

Esercizio 2

B) Quanti mL di acqua devono essere aggiunti a 250 mL di una soluzione di idrossido di sodio avente pH 12.3 per portare il pH a 11.8.

1) Calcolo della concentrazione di NaOH nelle soluzioni iniziale e finale:

$$\text{soluz. iniziale : } pH 12.3 \Rightarrow pOH = 14 - 12.3 = 1.7$$

$$[OH^-] = 10^{-1.7} = 1.995 * 10^{-2}$$

$$\text{soluz. finale : } pH 11.8 \Rightarrow pOH = 14 - 11.8 = 2.2$$

$$[OH^-] = 10^{-2.2} = 6.31 * 10^{-3}$$

2) Passaggio finale

$$n. \text{ moli NaOH soluz. iniziale} = n. \text{ moli NaOH soluz. finale}$$

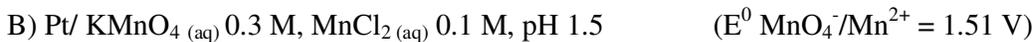
$$1.995 * 10^{-2} \text{ mol / L} * 0.25 \text{ L} = 4.987 * 10^{-3} \text{ mol / L} * x \text{ L}$$

$$x = \frac{1.995 * 10^{-2} * 0.25}{6.31 * 10^{-3}} = 0.79 \text{ L}$$

$$mL \text{ di } H_2O \text{ da aggiungere} = 790 - 250 = 540 \text{ mL}$$

Esercizio 3

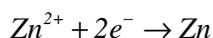
Date le seguenti semicelle:



Calcolare la f.e.m delle celle galvaniche risultanti dal collegamento delle semicelle A-B e C-D

1) Semicella A

Reazione di riduzione:

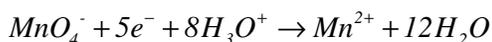


$$E_{\text{semicella}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{[\text{Zn}^{2+}]}$$

$$E_{\text{semicella}} = -0.76 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{0.3} = -0.775 \text{ V}$$

2) Semicella B

Reazione di riduzione:

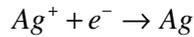


$$E_{\text{semicella}} = E_{\text{MnO}_4^{-}/\text{Mn}^{2+}}^0 - \frac{0.0592}{5} \log \frac{[\text{Mn}^{2+}]}{[\text{MnO}_4^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]^8}$$

$$E_{\text{semicella}} = 1.51 - \frac{0.0592}{5} \log \frac{0.1}{0.3(10^{-1.5})^8} = 1.374 \text{ V}$$

3) Semicella C

Reazione di riduzione:



$$E_{\text{semicella}} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 - \frac{0.0592}{1} \log \frac{1}{[\text{Ag}^+]}$$

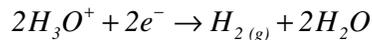
La concentrazione di Ag^+ nella soluzione satura di AgBr corrisponde alla sua solubilità:

$$[\text{Ag}^+] = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{5 * 10^{-13}} = 7.07 * 10^{-7} \text{ M}$$

$$E_{\text{semicella}} = 0.8 - \frac{0.0592}{1} \log \frac{1}{7.07 * 10^{-7}} = 0.436 \text{ V}$$

4) Semicella D

Reazione di riduzione:



$$E_{\text{semicella}} = E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{P_{\text{H}_2}}{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}$$

$$E_{\text{semicella}} = 0 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1.3}{(0.3)^2} = -3.43 * 10^{-2} \text{ V}$$

5) Calcoli delle f.e.m:

$$f.e.m. \text{ Cella A-B} = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}} = 1.374 - (-0.775) = 2.15 \text{ V}$$

$$f.e.m. \text{ Cella C-D} = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}} = 0.436 - (-3.43 * 10^{-2}) = 0.47 \text{ V}$$

Corso di Laurea in Farmacia/ISF
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 13-06-2005

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

A. Quanti mL di acqua devono essere aggiunti a 50 mL di una soluzione di acido acetico 4.1 % p/p (d = 1.05 g/mL) per preparare una soluzione avente pH 2.6 ?

$$K_a \text{ acido acetico} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

B. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 200 mL di una soluzione di ammoniaca 0.2 M con 70 mL di una soluzione di acido cloridrico 0.3 M. K_b ammoniaca = $1.8 \cdot 10^{-5}$

$$R_A = 51.8 \text{ mL}$$

$$R_B = 9.21$$

Esercizio 2

Si vuole che la seguente semicella elettrochimica:

a) Pt/ FeCl₃(aq) 0.2 M, FeCl₂(aq) 0.3 M

funghi da anodo in una cella galvanica. Indicare quale tra le seguenti semicelle dovrà essere scelta per il collegamento con la semicella a) e calcolare il potenziale della pila.

b) soluzione satura di idrossido di zinco(II)/Zn

c) Pt/ KMnO₄(aq) 0.15 M, MnCl₂(aq) 0.1 M, pH 2.1

$$E^0 \text{ Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} = 0.77 \text{ V} ; E^0 \text{ MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1.51 \text{ V} ; E^0 \text{ Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0.76 \text{ V} ; K_{ps} \text{ Zn(OH)}_2 = 4.1 \cdot 10^{-17}$$

$$R = 0.56 \text{ V}$$

Esercizio 3

In un reattore del volume di 3.2 L vengono posti a reagire 0.8 grammi di ammoniaca.

Calcolare il valore di K_C della seguente reazione di equilibrio:



sapendo che la concentrazione di ammoniaca al raggiungimento dell'equilibrio corrisponde al 40 % di quella iniziale.

$$R = 2.96 \cdot 10^{-4}$$

Risoluzione

Esercizio 1

A) Quanti mL di acqua devono essere aggiunti a 50 mL di una soluzione di acido acetico 4.1 % p/p (d = 1.05 g/mL) per preparare una soluzione avente pH 2.6.

$$K_a \text{ acido acetico} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

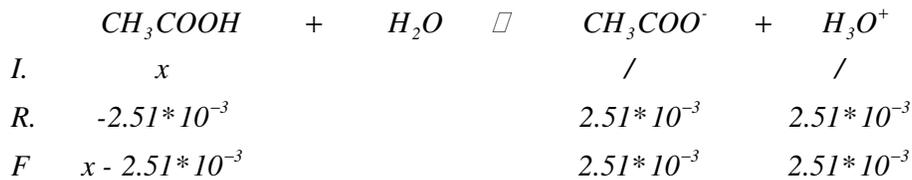
1) Calcolo della concentrazione di acido acetico nella soluzione di partenza

$$\text{Molarità} = 1000(\text{mL}) * d(\text{g / mL}) * \frac{\%(p/p)}{100} * \frac{1}{PM}$$

$$C_{CH_3COOH} = 1000 * 1.05 * \frac{4.1}{100} * \frac{1}{60} = 0.717M$$

2) Calcolo della concentrazione di acido acetico nella soluzione finale

$$pH = 2.6 \quad \Rightarrow \quad [H_3O^+] = 10^{-2.6} = 2.51 * 10^{-3}$$



$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{(2.51 * 10^{-3})^2}{x - 2.51 * 10^{-3}} = 1.8 * 10^{-5}$$

$$x = C_{CH_3COOH} = 0.352M$$

3) Calcolo del volume di acqua da aggiungere :

moli di acido nei 50 mL:

$$0.05 \text{ L} * 0.717 \text{ mol/L} = 3.585 * 10^{-2} \text{ mol}$$

volume di soluzione affinché $C_{\text{CH}_3\text{COOH}}$ sia 0.352:

$$\frac{3.585 * 10^{-2} \text{ mol}}{0.352 \text{ mol/L}} = 0.1018 \text{ L}$$

volume da aggiungere:

$$0.1018 - 0.05 = 0.0518 \text{ L} \Rightarrow 51.8 \text{ mL}$$

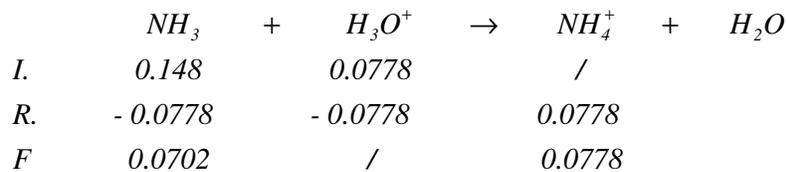
B) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 200 mL di una soluzione di ammoniaca 0.2 M con 70 mL di una soluzione di acido cloridrico 0.3 M.

$$K_b \text{ ammoniaca} = 1.8 * 10^{-5}$$

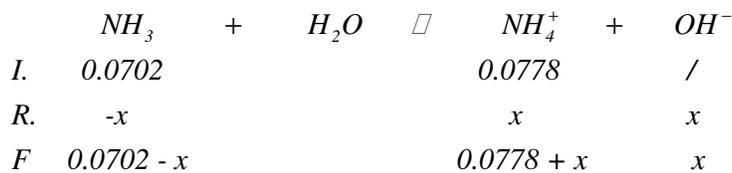
1) Reazione tra la base debole e l'acido forte:

$$C_{\text{NH}_3} = \frac{200 * 0.2}{(200 + 70)} = 0.148 \text{ M}$$

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{70 * 0.3}{(200 + 70)} = 0.0778 \text{ M}$$



2) Reazione di equilibrio tra la coppia acido-base coniugata



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{0.0778 * x}{0.0702} = 1.8 * 10^{-5}$$

trascurando x rispetto alle concentrazioni dell'acido e della base coniugata:

$$x = [\text{OH}^-] = 1.62 * 10^{-5} \text{ M}$$

$$p\text{OH} = 4.79 \Rightarrow \text{pH} = 9.21$$

Esercizio 2

Si vuole che la seguente cella elettrochimica:

a) Pt/ FeCl_{3(aq)} 0.2 M, FeCl_{2(aq)} 0.3 M

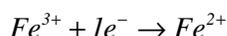
funge da anodo in una cella galvanica. Indicare quale tra le seguenti semicelle dovrà essere scelta per il collegamento con la semicella a) e calcolare il potenziale della pila.

b) Pt/ KMnO_{4(aq)} 0.15 M, MnCl_{2(aq)} 0.1 M, pH 2

c) Zn/ soluzione satura di idrossido di zinco

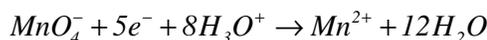
$E^0 \text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} = 0.77 \text{ V}$; $E^0 \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1.51 \text{ V}$; $E^0 \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0.76 \text{ V}$; $K_{ps} \text{Zn(OH)}_2 = 4.1 \cdot 10^{-17}$

1) Calcolo del potenziale della semicella a)

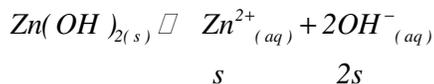


$$E = E^0 - \frac{0.0592}{1} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]} = 0.77 - \frac{0.0592}{1} \log \frac{0.3}{0.2} = 0.76 \text{ V}$$

2) Calcolo dei potenziali per le semicelle b) e c)



$$E = E^0 - \frac{0.0592}{5} \log \frac{[\text{Mn}^{2+}]}{[\text{MnO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]^8} = 1.51 - \frac{0.0592}{5} \log \frac{0.1}{0.15 \cdot (10^{-2})^8} = 1.32 \text{ V}$$



$$K_{ps} = [\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4.1 \cdot 10^{-17}$$

$$s = [\text{Zn}^{2+}] = 2.17 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$E = E^0 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{[\text{Zn}^{2+}]} = -0.76 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{2.17 \cdot 10^{-6}} = -0.93 \text{ V}$$

3) Scelta della semicella e calcolo del potenziale

Per fungere da anodo la semicella a) dovrà essere collegata con una semicella avente un potenziale più positivo quindi la semicella b)

$$E_{\text{cella}} = 1.32 - 0.76 = 0.56 \text{ V}$$

Esercizio 3

In un reattore del volume di 3.2 L vengono posti a reagire 0.8 grammi di ammoniaca. Calcolare il valore di K_C della seguente reazione di equilibrio:



sapendo che la concentrazione di ammoniaca al raggiungimento dell'equilibrio corrisponde al 40 % di quella iniziale.

1) Impostazione dell'equilibrio e risoluzione

$$C_{\text{NH}_3} = \frac{g}{PM_{\text{NH}_3} V} = \frac{0.8}{17 * 3.2} = 1.47 * 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] \text{ all'equilibrio} = 1.47 * 10^{-2} * \frac{40}{100} = 5.88 * 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] \text{ che ha reagito} = 1.47 * 10^{-2} - 5.88 * 10^{-3} = 8.82 * 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] \text{ che si forma} = 8.82 * 10^{-3} * \frac{3}{2} = 1.323 * 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{N}_2] \text{ che si forma} = 8.82 * 10^{-3} * \frac{1}{2} = 4.41 * 10^{-3} \text{ M}$$

	$2 \text{ NH}_{3(\text{g})}$	\rightleftharpoons	$\text{N}_{2(\text{g})}$	$+$	$3 \text{ H}_{2(\text{g})}$
I.	$1.47 * 10^{-2}$		/		/
R.	$8.82 * 10^{-3}$		$4.41 * 10^{-3}$		$1.32 * 10^{-2}$
F.	$5.88 * 10^{-3}$		$4.41 * 10^{-3}$		$1.32 * 10^{-2}$

$$K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{4.41 * 10^{-3} * (1.323 * 10^{-2})^3}{(5.88 * 10^{-3})^2} = 2.96 * 10^{-4}$$

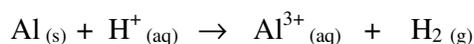
Corso di Laurea in Farmacia/ISF
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 22-06-2005

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

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



91.7 mg di alluminio vengono sospesi in 500 mL di acqua e trattati con un eccesso di acido cloridrico (100 mL di una soluzione 0.5 M). Calcolare il pH della soluzione alla fine della reazione.

R = 1.18

Esercizio 2

A) 1.2 grammi di idrossido di sodio vengono disciolti in 150 mL di una soluzione di acido acetico 0.2 M. Calcolare il pH della soluzione risultante.

K_a acido acetico = $1.8 \cdot 10^{-5}$.

B) Si devono preparare 400 mL una soluzione tampone a pH 9.5 avendo a disposizione 200 mL di una soluzione di ammoniaca 0.3 M. Calcolare quanti grammi di cloruro di ammonio sono necessari.

K_b ammoniaca = $1.8 \cdot 10^{-5}$.

$R_A = 9.02$

$R_B = 1.83$

Esercizio 3

A) Calcolare la concentrazione di equilibrio degli ioni argento(I) dopo che 0.8 grammi di cloruro di magnesio(II) e 1.2 grammi di nitrato di argento(I) sono stati disciolti in 300 mL di acqua.

K_{PS} cloruro di argento(I) = $1.8 \cdot 10^{-10}$

B) Calcolare la quantità massima di idrossido di zinco(II) (in grammi) che si può sciogliere in 400 mL di una soluzione tamponata a pH 10.2.

K_{PS} idrossido di zinco(II) = $4.1 \cdot 10^{-17}$

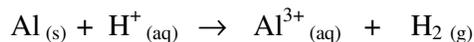
$R_A = 5.54 \cdot 10^{-9}$

$R_B = 6.5 \cdot 10^{-8}$

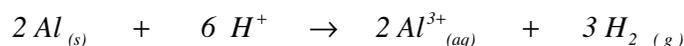
Risoluzione

Esercizio 1

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



91.7 mg di alluminio vengono sospesi in 500 mL di acqua e trattati con un eccesso di acido cloridrico (100 mL di una soluzione 0.5 M). Calcolare il pH della soluzione alla fine della reazione.



$$\text{moli iniziali di Al} = \frac{0.0917 \text{ g}}{26.98 \text{ g/mol}} = 3.4 * 10^{-3}$$

$$\text{moli iniziali di acido} = 0.1 \text{ L} * 0.5 \text{ mol/L} = 5 * 10^{-2}$$

	$2 \text{Al}_{(s)}$	+	6H^+	\rightarrow	$2 \text{Al}^{3+}_{(aq)}$	+	$3 \text{H}_2_{(g)}$
<i>I.</i>	$3.4 * 10^{-3}$		$5 * 10^{-2}$		/		/
<i>R.</i>	$3.4 * 10^{-3}$		$1 * 10^{-2}$		$3.4 * 10^{-3}$		$5.1 * 10^{-3}$
<i>F.</i>	/		$4 * 10^{-2}$		$3.4 * 10^{-3}$		$5.1 * 10^{-3}$

$$[\text{H}^+] \text{ alla fine della reazione} = \frac{4 * 10^{-2} \text{ mol}}{(0.5 + 0.1) \text{ L}} = 6.67 * 10^{-2} \text{ M}$$

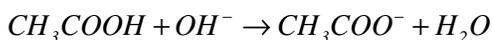
$$\text{pH} = -\log(6.67 * 10^{-2}) = 1.18$$

Esercizio 2

A) 1.2 grammi di idrossido di sodio vengono disciolti in 150 mL di una soluzione di acido acetico 0.2 M. Calcolare il pH della soluzione risultante.

$$K_a \text{ acido acetico} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

La reazione tra l'acido debole e la base forte è completa:



$$C_{NaOH} \text{ iniziale} = \frac{1.2 \text{ g}}{40 \text{ g/mol} * 0.15 \text{ L}} = 0.2 \text{ M}$$

	CH_3COOH	+	OH^-	\rightarrow	CH_3COO^-	+	H_2O
I	0.2		0.2		/		
R	0.2		0.2		0.2		
F	/		/		0.2		

Alla fine della reazione la specie principale presente in soluzione è la base acetato:

	CH_3COO^-	+	H_2O	\rightleftharpoons	CH_3COOH	+	OH^-
I	0.2				/		/
R	x				x		x
F	$0.2 - x$				x		x

$$K_b \text{ acetato} = \frac{K_w}{K_a \text{ acido acetico}} = \frac{1 * 10^{-14}}{1.8 * 10^{-5}} = 5.55 * 10^{-10}$$

$$5.55 * 10^{-10} = \frac{x^2}{(0.2 - x)} \quad \Rightarrow \quad x = [OH^-] = 1.05 * 10^{-5} \text{ M}$$

$$pOH = 4.98 \quad pH = 9.02$$

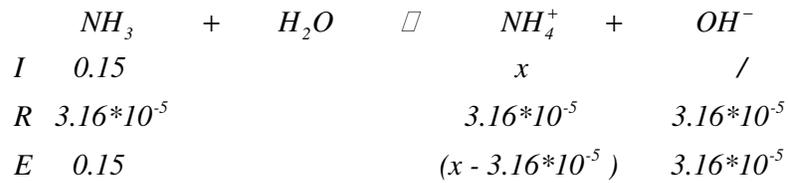
B) Si devono preparare 400 mL una soluzione tampone a pH 9.5 avendo a disposizione 200 mL di una soluzione di ammoniaca 0.3 M. Calcolare quanti grammi di cloruro di ammonio sono necessari. K_b ammoniaca = $1.8 \cdot 10^{-5}$.

Avendo a disposizione solo 200 mL di ammoniaca e dovendo preparare 400 mL di tampone aggiungendo un solido la conc. di ammoniaca nella soluzione finale sarà dimezzata:

$$0.2 \text{ L} \cdot 0.3 \text{ mol/L} = 0.4 \text{ L} \cdot x \text{ mol/L}$$

$$x = 0.15 \text{ mol/L (concentrazione di ammoniaca nel tampone)}$$

$$\text{il pH del tampone è } 9.5 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 3.16 \cdot 10^{-5}$$



$$K_b \text{ ammoniaca} = 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot 3.16 \cdot 10^{-5}}{0.15}$$

$$x = C_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 8.54 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

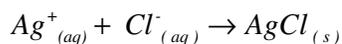
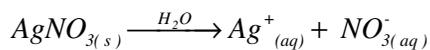
$$\text{grammi} = 8.54 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \cdot 0.4 \text{ L} \cdot 53.5 \text{ g/mol} = 1.83$$

Esercizio 3

A) Calcolare la concentrazione di equilibrio degli ioni argento(I) dopo che 0.8 grammi di cloruro di magnesio(II) e 1.2 grammi di nitrato di argento(I) sono stati disciolti in 300 mL di acqua.

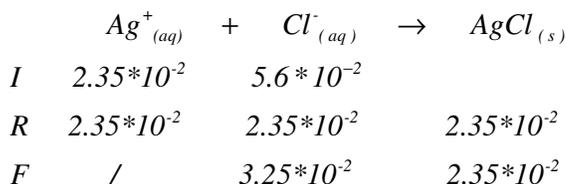
K_{PS} cloruro di argento(I) = $1.8 \cdot 10^{-10}$

Le reazioni che avvengono sono le seguenti:



$$C_{Ag^+ \text{ iniziale}} = \frac{1.2 \text{ g}}{169.9 \text{ g/mol} * 0.3 \text{ L}} = 2.35 * 10^{-2} \text{ M}$$

$$C_{Cl^- \text{ iniziale}} = \frac{0.8 \text{ g}}{95.2 \text{ g/mol} * 0.3 \text{ L}} * 2 = 5.6 * 10^{-2} \text{ M}$$



Per cui la concentrazione all'equilibrio di Ag^+ sarà :

$$K_{PS} = [Ag^+][Cl^-] = 1.8 * 10^{-10}$$

$$[Ag^+] = \frac{1.8 * 10^{-10}}{3.25 * 10^{-2}} = 5.54 * 10^{-9} \text{ M}$$

B) Calcolare la quantità massima di idrossido di zinco(II) (in grammi) che si può sciogliere in 400 mL di una soluzione tamponata a pH 10.2.

K_{PS} idrossido di zinco(II) = $4.1 \cdot 10^{-17}$

$$pH\ 10.2 \Rightarrow [OH^-] = 1.58 \cdot 10^{-4} M$$

solubilità dell'idrossido di zinco(II)

$$K_{PS} = [Zn^{2+}][OH^-]^2 = 4.1 \cdot 10^{-17}$$

$$s = [Zn^{2+}] = \frac{4.1 \cdot 10^{-17}}{(1.58 \cdot 10^{-4})^2} = 1.64 \cdot 10^{-9} M$$

$$grammi\ di\ idrossido = 1.64 \cdot 10^{-9} mol/L \cdot 0.4 L \cdot 99.4 g/mol = 6.5 \cdot 10^{-8}$$

Corso di Laurea in Farmacia/ISF
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 6-07-2005

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Si consideri la seguente pila:



Calcolare la concentrazione di acido cloridrico necessaria affinché la pila abbia una f.e.m. di 0.75

$$V. \quad E^0 \text{H}^+/\text{H}_2 = 0 \text{ V} \quad ; \quad E^0 \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0.76 \text{ V}$$

$$R = 0.3 \text{ M}$$

Esercizio 2

A) 0.7 grammi di idrossido di potassio vengono disciolti in 200 mL di acqua e a questa soluzione vengono aggiunti 50 mL di una soluzione di acido acetico 0.5 M. Calcolare il pH della soluzione finale

$$K_a \text{ acido acetico} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

B) 100 mL di una soluzione di acido fluoridrico 0.5 M vengono diluiti a 150 mL. Calcolare la percentuale p/p del soluto nella soluzione diluita sapendo che la sua densità è 1.05 g/mL.

$$R_A = 4.74$$

$$R_B = 0.63 \%$$

Esercizio 3

La costante di equilibrio della seguente reazione:



vale 0.8 alla temperatura di 130 °C. Calcolare i grammi di acqua e la pressione parziale di idrogeno presenti all'equilibrio quando in un contenitore di 3.5 L vengono posti a reagire 2.1 grammi di idrogeno e 15.4 grammi di biossido di carbonio.

$$R_A = 4.5 \text{ grammi}$$

$$R_B = 7.5 \text{ atm}$$

Risoluzione

Esercizio 1

Si consideri la seguente pila:



Calcolare la concentrazione di acido cloridrico necessaria affinché la pila abbia una f.e.m. di 0.75

$$V. \quad E^0 \text{H}^+/\text{H}_2 = 0 \text{ V} \quad ; \quad E^0 \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0.76 \text{ V}$$

Il potenziale della pila è dato da:

$$f.e.m. = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}}$$

Il potenziale dell'anodo vale:

$$E_{\text{anodo}} = E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{[\text{Zn}^{2+}]} = -0.76 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{0.2} = -0.781 \text{ V}$$

$$E_{\text{catodo}} = f.e.m + E_{\text{anodo}} = 0.75 + (-0.781) = -0.031 \text{ V}$$

$$E_{\text{catodo}} = E^0_{\text{H}^+/\text{H}_2} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{P_{\text{H}_2}}{[\text{H}^+]^2}$$

$$-0.031 = 0 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{[\text{H}^+]^2}$$

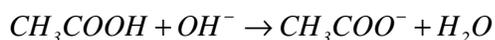
$$1.0473 = \log \frac{1}{[\text{H}^+]^2} \quad ; \quad 11.15 = \frac{1}{[\text{H}^+]^2} \quad ; \quad [\text{H}^+] = 0.3 \text{ M}$$

Esercizio 2

A) 0.7 grammi di idrossido di potassio vengono disciolti in 200 mL di acqua e a questa soluzione vengono aggiunti 50 mL di una soluzione di acido acetico 0.5 M. Calcolare il pH della soluzione finale

$$K_a \text{ acido acetico} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

La reazione tra l'acido debole e la base forte è completa:



$$C_{\text{KOH}} \text{ iniziale} = \frac{0.7 \text{ g}}{56.1 \text{ g/mol} \cdot 0.25 \text{ L}} = 0.05 \text{ M}$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \text{ iniziale} = \frac{0.5 \text{ mol/L} \cdot 0.05 \text{ L}}{0.25 \text{ L}} = 0.1 \text{ M}$$

	CH_3COOH	+	OH^-	\rightarrow	CH_3COO^-	+	H_2O
<i>I</i>	0.1		0.05		/		
<i>R</i>	0.05		0.05		0.05		
<i>F</i>	0.05		/		0.05		

Alla fine della reazione le due specie principali presenti in soluzione sono l'acido acetico e la sua base coniugata acetato:

	CH_3COOH	+	H_2O	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	+	H_3O^+
<i>I</i>	0.05				0.05		/
<i>R</i>	-x				x		x
<i>F</i>	0.05-x				0.05+x		x

$$1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0.05+x) \cdot x}{(0.05-x)} \quad \Rightarrow \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 4.74$$

B) 100 mL di una soluzione di acido fluoridrico 0.5 M vengono diluiti a 150 mL. Calcolare la percentuale p/p del soluto nella soluzione diluita sapendo che la sua densità è 1.05 g/mL.

La percentuale p/p di un soluto in una soluzione può essere determinata dalla seguente equazione:

$$\text{numero moli soluto} = \frac{V \text{ (mL)} * d \text{ (g/mL)} * \% \text{ p/p}}{PM * 100}$$

in questo caso il numero di moli di HF è:

$$0.5 \text{ mol/L} * 0.1 \text{ L} = 0.05 \text{ mol}$$

per cui:

$$\% \text{ p/p} = \frac{\text{moli} * PM \text{ (g/mol)} * 100}{V \text{ (mL)} * d \text{ (g/mL)}} = \frac{0.05 * 20 * 100}{150 * 1.05} = 0.635 \%$$

Esercizio 3

La costante di equilibrio della seguente reazione:



vale 0.8 alla temperatura di 130 °C. Calcolare i grammi di acqua e la pressione parziale di idrogeno presenti all'equilibrio quando in un contenitore di 3.5 L vengono posti a reagire 2.1 grammi di idrogeno e 15.4 grammi di biossido di carbonio.

Le concentrazioni iniziali dei reagenti sono le seguenti:

$$[\text{H}_2]_{\text{iniz}} = \frac{2.1(\text{g})}{2(\text{g/mol}) * 3.5(\text{L})} = 0.3 \text{ M}$$

$$[\text{CO}_2]_{\text{iniz}} = \frac{15.4(\text{g})}{44(\text{g/mol}) * 3.5(\text{L})} = 0.1 \text{ M}$$

Re azione di equilibrio

	$\text{H}_{2(\text{g})}$	+	$\text{CO}_{2(\text{g})}$	\rightleftharpoons	$\text{CO}_{(\text{g})}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$
I.	0.3		0.1		/		/
R.	-x		-x		x		x
E.	0.3 - x		0.1 - x		x		x

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_2][\text{CO}_2]} = \frac{x^2}{(0.3-x)(0.1-x)} = 0.8$$

Risolvendo l'equazione di secondo grado si ottiene:

$$x = 7.175 * 10^{-2} \text{ M}$$

A questo punto le concentrazioni all'equilibrio di H₂ ed H₂O sono:

$$[\text{H}_2] = 0.3 - 7.175 * 10^{-2} = 0.228 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 7.175 * 10^{-2}$$

per cui :

$$\text{grammi di acqua} = 7.175 * 10^{-2} (\text{mol/L}) * 3.5(\text{L}) * 18(\text{g/mol}) = 4.5 \text{ g}$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{nRT}{V} = MRT = 0.228 * 0.082 * (273.15 + 130) = 7.54 \text{ atm}$$

Corso di Laurea in Farmacia/ISF
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 20-07-2005

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

A) 35 mL di una soluzione di un acido debole HA (PM 75 u.m.a.) 12.8 % p/p ($d = 1.1 \text{ g/mL}$) vengono diluiti a 200 mL. Calcolare il pH della soluzione. $K_a \text{ HA} = 1.2 \cdot 10^{-5}$

B) Si vogliono preparare 500 mL di una soluzione tamponata a pH 9.2 disponendo di una soluzione di ammoniaca 0.2 M. Quanti grammi di cloruro di ammonio si dovranno utilizzare?

$K_b \text{ ammoniaca} = 1.8 \cdot 10^{-5}$

$R_A = 2.7$

$R_B = 6.07 \text{ grammi}$

Esercizio 2

Calcolare la massima quantità di bromuro di argento(I) che si può sciogliere in 500 mL di una soluzione in cui sono stati aggiunti 3.3 grammi di bromuro di magnesio(II) e 4.2 grammi di nitrato di argento(I).

$K_{PS} \text{ bromuro di argento(I)} = 5.3 \cdot 10^{-13}$

$R_A = 2.2 \cdot 10^{-9} \text{ grammi}$

Esercizio 3

A) Calcolare quanti mL di idrogeno gassoso si sviluppano facendo reagire 1.2 grammi di sodio metallico con un eccesso di acqua. (condizioni di reazione: pressione 1.2 atm, temperatura 35 °C)

B) 1.5 grammi di propano (C_3H_8) vengono ossidati completamente da 8.2 grammi di ossigeno. Calcolare la frazione molare di biossido di carbonio alla fine della reazione. Si consideri che tutte le specie chimiche coinvolte nella reazione siano presenti allo stato gassoso.

$R_A = 0.55 \text{ L}$

$R_B = 0.31$

Risoluzione

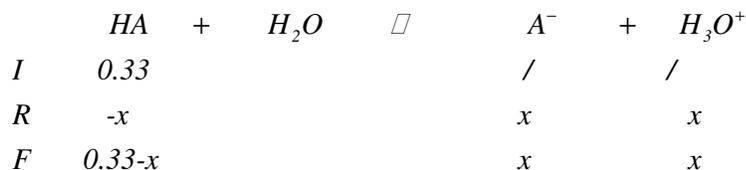
Esercizio 1

A) 35 mL di una soluzione di un acido debole HA (PM 75 u.m.a.) 12.8 % p/p (d = 1.1 g/mL) vengono diluiti a 200 mL. Calcolare il pH della soluzione. $K_a \text{ HA} = 1.2 \cdot 10^{-5}$

Calcolo della concentrazione dell'acido debole

$$n \text{ moli HA} = \frac{V \text{ (mL)} * d \text{ (g/mL)} * \% \text{ p/p}}{PM \text{ (g/mol)} * 100} = \frac{35 * 1.1 * 12.8}{75 * 100} = 6.57 * 10^{-2}$$

$$[HA]_{iniz} = \frac{6.57 * 10^{-2}}{0.2} = 0.33 \text{ M}$$



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{(0.33-x)} = 1.2 * 10^{-5}$$

$$x = [H_3O^+] = 1.99 * 10^{-3}$$

$$pH = 2.7$$

B) Si vogliono preparare 500 mL di una soluzione tamponata a pH 9.2 disponendo di una soluzione di ammoniaca 0.2 M. Quanti grammi di cloruro di ammonio si dovranno utilizzare?

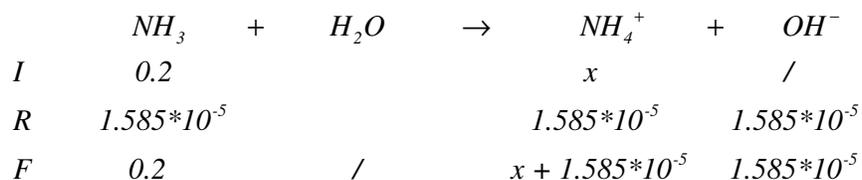
K_b ammoniaca = $1.8 \cdot 10^{-5}$

pH 9.2 corrisponde ad una concentrazione di OH^- pari a :

$$pOH = 14 - 9.2 = 4.8$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 1.585 \cdot 10^{-5}$$

L'equilibrio presente nella soluzione tampone è il seguente:



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(x + 1.585 \cdot 10^{-5})(1.585 \cdot 10^{-5})}{0.2} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$x = 0.227M$$

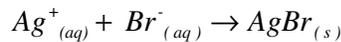
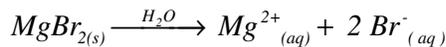
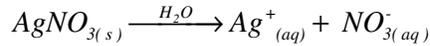
$$\text{grammi di } NH_4Cl = 0.227 \text{ (mol/L)} * 0.5 \text{ (L)} * 53.49 \text{ (g/mol)} = 6.07$$

Esercizio 2

Calcolare la massima quantità di bromuro di argento(I) che si può sciogliere in 500 mL di una soluzione in cui sono stati aggiunti 3.3 grammi di bromuro di magnesio(II) e 4.2 grammi di nitrato di argento(I).

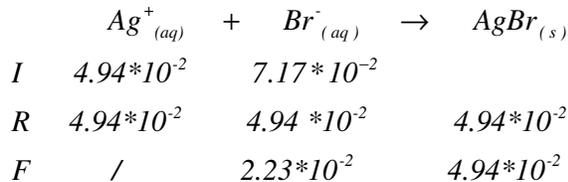
$$K_{PS} \text{ bromuro di argento(I)} = 5.3 \cdot 10^{-13}$$

Le reazioni che avvengono sono le seguenti:



$$C_{Ag^+ \text{ iniziale}} = \frac{4.2 \text{ g}}{169.9 \text{ g/mol} \cdot 0.5 \text{ L}} = 4.94 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$C_{Br^- \text{ iniziale}} = \frac{3.3 \text{ g}}{184.1 \text{ g/mol} \cdot 0.5 \text{ L}} \cdot 2 = 7.17 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$



Per cui la concentrazione all'equilibrio di Ag^+ sarà :

$$K_{PS} = [Ag^+][Br^-] = 5.3 \cdot 10^{-13}$$

$$[Ag^+] = \frac{5.3 \cdot 10^{-13}}{2.23 \cdot 10^{-2}} = 2.38 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

che corrisponde ad una quantità in grammi pari a:

$$2.38 \cdot 10^{-11} (\text{mol/L}) \cdot 0.5 (\text{L}) \cdot 187.8 (\text{g/mol}) = 2.23 \cdot 10^{-9} \text{ grammi}$$

Esercizio 3

A) Calcolare quanti litri di idrogeno gassoso si sviluppano facendo reagire 1.2 grammi di sodio metallico con un eccesso di acqua. (condizioni di reazione: pressione 1.2 atm, temperatura 35 °C)

La reazione completa che avviene è la seguente:



$$\text{moli di sodio metallico} = \frac{g}{PA} = \frac{1.2}{23} = 5.22 * 10^{-2}$$

le moli di idrogeno che si sviluppano sono:

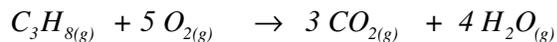
$$5.22 * 10^{-2} \frac{1}{2} = 2.61 * 10^{-2}$$

che corrispondono ad un volume di:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{2.61 * 10^{-2} * 0.082 * (273.15 + 35)}{1.2} = 0.55 \text{ L}$$

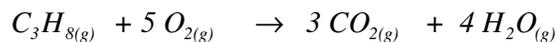
B) 1.5 grammi di propano (C_3H_8) vengono ossidati completamente da 8.2 grammi di ossigeno. Calcolare la frazione molare di biossido di carbonio alla fine della reazione. Si consideri che tutte le specie chimiche coinvolte nella reazione siano presenti allo stato gassoso.

La reazione completa che avviene è la seguente:



$$\text{moli di propano iniziali} = \frac{g}{PM} = \frac{1.5}{44.1} = 3.4 * 10^{-2}$$

$$\text{moli di ossigeno iniziali} = \frac{g}{PM} = \frac{8.2}{32} = 0.26$$



<i>I</i>	$3.4 * 10^{-2}$	0.26	/	/
<i>R</i>	$3.4 * 10^{-2}$	0.17	0.102	0.136
<i>F</i>	/	0.09	0.102	0.136

$$\text{frazione molare di } CO_2 = \frac{\text{moli } CO_2}{\text{moli totali}} = \frac{0.102}{(0.09 + 0.102 + 0.136)} = 0.31$$

Corso di Laurea in Farmacia/ISF
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 7-09-2005

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

8.4 g di un acido debole monoprotico HA (PM = 120 daltons, $K_a = 2.0 \cdot 10^{-5}$) e 3.3 g di una base forte monoprotica MOH (PM = 78 daltons) vengono disciolti in 350 mL di acqua. Calcolare il pH della soluzione.

R = 4.88

Esercizio 2

Date le seguenti semicelle:

A) Pt/ HCl (aq) 0.5 M; H₂ (g) 1.2 atm

B) Pt/ H₂O₂ (aq) 0.1 M, pH 1; H₂O(l)

C) Ag/ soluzione satura di AgBr

D) Al/ soluzione acquosa di Al₂(SO₄)₃ 0.2 M

Calcolare la f.e.m delle celle galvaniche risultanti dal collegamento delle semicelle A-B e C-D.

$E^0 \text{H}^+/\text{H}_2 = 0 \text{ V}$; $E^0 \text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O} = 1.78 \text{ V}$; $E^0 \text{Ag}^+/\text{Ag} = 0.8 \text{ V}$; $E^0 \text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1.7 \text{ V}$

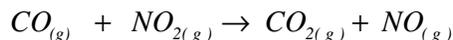
$K_{ps} \text{AgBr} = 5.35 \cdot 10^{-13}$

$R_A = 1.712 \text{ V}$

$R_B = 2.146 \text{ V}$

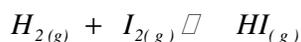
Esercizio 3

A) Data la seguente reazione:



Calcolare i grammi di NO che si formano facendo reagire 2.0 L di CO (misurati a 30°C e 5 atm) con 30.7 g di una miscela gassosa contenente il 90 % p/p di NO₂.

B) Calcolare il valore di K_C per la seguente reazione di equilibrio:



sapendo che ponendo a reagire 0.3 g di idrogeno e 18.2 g di iodio in un contenitore di 5 L, si ottengono all'equilibrio 6.1 g di acido iodidrico.

$R_A = 12.06 \text{ g}$

$R_B = 0.378$

Risoluzione

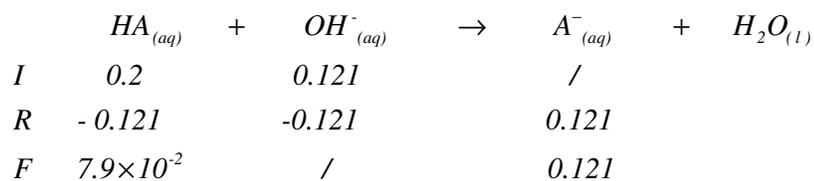
Esercizio 1

8.4 g di un acido debole monoprotico HA (PM = 120 daltons, $K_a = 2.0 \cdot 10^{-5}$) e 3.3 g di una base forte monoprotica MOH (PM = 78 daltons) vengono disciolti in 350 mL di acqua. Calcolare il pH della soluzione.

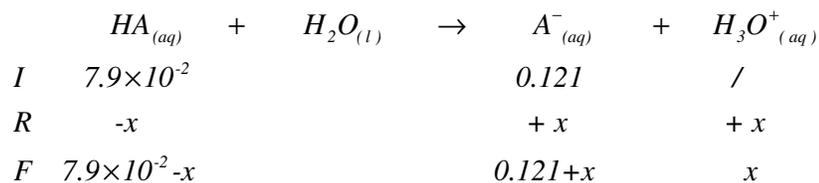
Calcolo delle concentrazioni iniziali dell'acido debole e della base forte

$$[HA]_{iniz} = \frac{8.4}{120 \times 0.350} = 0.2 \text{ M}$$

$$[OH^-]_{iniz} = \frac{3.3}{78 \times 0.350} = 0.121 \text{ M}$$



Le concentrazioni di HA e A^- all'equilibrio sono regolate dal valore di K_a :



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(0.121+x)x}{(7.9 \times 10^{-2} - x)} = 2.0 \times 10^{-5}$$

trascurando x si ha che $[H_3O^+] = 1.306 \times 10^{-5}$

$$pH = 4.88$$

Esercizio 2

Date le seguenti semicelle:

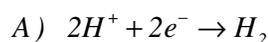


Calcolare la f.e.m delle celle galvaniche risultanti dal collegamento delle semicelle A-B e C-D.

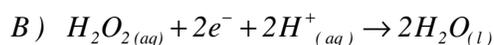
$$E^0 \text{H}^+/\text{H}_2 = 0 \text{ V} ; E^0 \text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O} = 1.78 \text{ V} ; E^0 \text{Ag}^+/\text{Ag} = 0.8 \text{ V} ; E^0 \text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1.7 \text{ V}$$

$$K_{ps} \text{AgBr} = 5.35 \cdot 10^{-13}$$

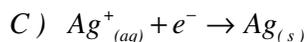
I potenziali delle quattro semicelle sono i seguenti:



$$E_A = E^0 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{P_{\text{H}_2}}{[\text{H}^+]^2} = 0 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1.2}{0.5^2} = -2.01 \times 10^{-2} \text{ V}$$

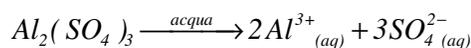
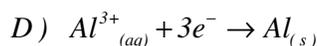


$$E_B = E^0 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{[\text{H}_2\text{O}_2][\text{H}^+]^2} = 1.78 - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{(0.1)(0.1)^2} = 1.691 \text{ V}$$



$$[\text{Ag}^+] = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{5.35 \times 10^{-13}} = 7.314 \times 10^{-7}$$

$$E_C = E^0 - \frac{0.0592}{1} \log \frac{1}{[\text{Ag}^+]} = 0.8 - \frac{0.0592}{1} \log \frac{1}{7.314 \times 10^{-7}} = 0.437 \text{ V}$$



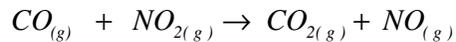
$$E_D = E^0 - \frac{0.0592}{3} \log \frac{1}{[\text{Al}^{3+}]} = -1.7 - \frac{0.0592}{3} \log \frac{1}{0.4} = -1.708 \text{ V}$$

$$f.e.m.(A-B) = 1.691 - (-2.01 \times 10^{-2}) = 1.711 \text{ V}$$

$$f.e.m.(C-D) = 0.437 - (-1.708) = 2.145 \text{ V}$$

Esercizio 3

A) Data la seguente reazione:



Calcolare i grammi di NO che si formano facendo reagire 2.0 L di CO (misurati a 30°C e 5 atm) con 30.7 g di una miscela gassosa contenente il 90 % p/p di NO₂.

Le moli dei reagenti all'inizio della reazione sono:

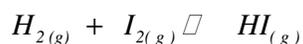
$$moli\ CO = \frac{PV}{RT} = \frac{5 \times 2}{0.082 \times (273.15 + 30)} = 0.402$$

$$moli\ NO_2 = \frac{g}{PM} = \frac{30.7 \times 0.9}{46} = 0.6$$

	$CO_{(g)}$	+	$NO_{2(g)}$	\rightarrow	$CO_{2(g)}$	+	$NO_{(g)}$
<i>I</i>	0.402		0.6		/		/
<i>R</i>	0.402		0.402		0.402		0.402
<i>F</i>	/		0.198		0.402		0.402

$$g\ NO = moli \times PM = 0.402 \times 30 = 12.06$$

B) Calcolare il valore di K_C per la seguente reazione di equilibrio:



sapendo che ponendo a reagire 0.3 g di idrogeno e 18.2 g di iodio in un contenitore di 5 L, si ottengono all'equilibrio 6.1 g di acido iodidrico.

Le concentrazioni iniziali dei reagenti sono:

$$[H_2] = \frac{0.3}{2 \times 5} = 0.03 \text{ M}$$

$$[I_2] = \frac{18.2}{253.81 \times 5} = 0.0143 \text{ M}$$

La concentrazione all'equilibrio di HI è:

$$[HI] = \frac{6.1}{127.9 \times 5} = 9.54 \times 10^{-3} \text{ M}$$

	$H_{2(g)}$	+	$I_{2(g)}$	→	$2 HI_{(g)}$
<i>I</i>	0.03		0.0143		/
<i>R</i>	4.77×10^{-3}		4.77×10^{-3}		9.54×10^{-3}
<i>E</i>	0.02523		9.53×10^{-3}		9.54×10^{-3}

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(9.54 \times 10^{-3})^2}{(0.02523)(9.53 \times 10^{-3})} = 0.378$$

Corso di Laurea in Farmacia/ISF
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 21-09-2005

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

- a) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 70 mL di una soluzione acquosa di NH_3 (1.4 % p/p; $d = 0.992 \text{ g/mL}$) a 250 mL di acqua. $K_b \text{ NH}_3 = 1.8 \cdot 10^{-5}$
- b) 1.68 grammi di NaOH vengono sciolti in 350 mL di una soluzione di CH_3COOH 0.12 M. Calcolare il pH della soluzione risultante. ($K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 1.8 \cdot 10^{-5}$)

$R_a = 11.25$

$R_b = 8.91$

Esercizio 2

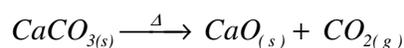
- a) Quanti grammi di solfato di calcio(II) si sciolgono in 600 mL di una soluzione di solfato di alluminio(III) 0.1 M ? ($K_{ps} \text{ CaSO}_4 = 7.1 \cdot 10^{-5}$)
- b) Calcolare il pH di una soluzione satura di idrossido di magnesio(II) ($K_{ps} \text{ Mg(OH)}_2 = 5.6 \cdot 10^{-12}$)

$R_a = 1.93 \cdot 10^{-2} \text{ g}$

$R_b = 10.35$

Esercizio 3

Il carbonato di calcio reagisce a temperatura elevata secondo la seguente reazione:



Calcolare quanti grammi di CaCO_3 sono necessari affinché la pressione parziale di CO_2 nell'ambiente di reazione (del volume di 4.5 L) sia 900 torr (T di reazione = 250 °C).

$R_A = 12.4 \text{ g}$

Risoluzione

Esercizio 1

- a) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 70 mL di una soluzione acquosa di NH_3 (1.4 % p/p; $d = 0.992 \text{ g/mL}$) a 250 mL di acqua. $K_b \text{ NH}_3 = 1.8 \cdot 10^{-5}$

Calcolo del numero di moli di NH_3 nei 70 mL

$$\text{moli } \text{NH}_3 = \frac{V(\text{mL}) \times d(\text{g/mL}) \times \%_{\text{p/p}}}{PM \times 100} = \frac{70 \times 0.992 \times 1.4}{17 \times 100} = 5.72 \times 10^{-2}$$

$$[\text{NH}_3] = \frac{5.72 \times 10^{-2}}{(0.07 + 0.25)} = 0.179 \text{ M}$$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{(0.179 - x)} = 1.8 \times 10^{-5}$$

trascurando x si ha che $[\text{OH}^-] = 1.795 \times 10^{-3}$

$$p\text{OH} = 2.74$$

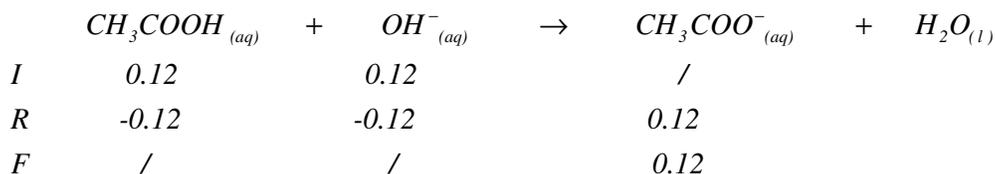
$$p\text{H} = 11.25$$

b) 1.68 grammi di NaOH vengono sciolti in 350 mL di una soluzione di CH₃COOH 0.12 M. Calcolare il pH della soluzione risultante. (K_a CH₃COOH = 1.8·10⁻⁵)

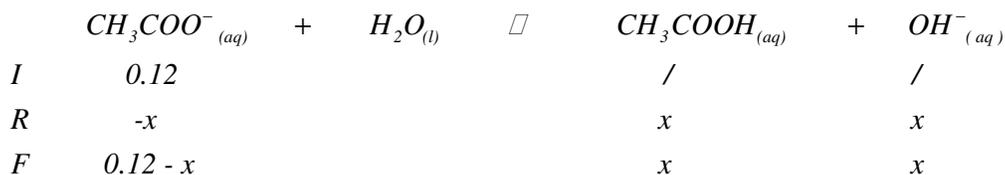
Calcolo del numero della concentrazione iniziale di CH₃COOH e NaOH

$$[CH_3COOH]_0 = 0.12M$$

$$[NaOH]_0 = [OH^-]_0 = \frac{1.68}{40 \times 0.35} = 0.12M$$



La specie principale presente in soluzione è perciò la base CH₃COO⁻ :



$$K_{b\ CH_3COO^-} = \frac{K_w}{K_{a\ CH_3COOH}} = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = \frac{x^2}{(0.12 - x)} = 5.55 \times 10^{-10}$$

trascurando x si ha che $[OH^-] = 8.16 \times 10^{-6}$

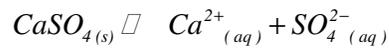
$$pOH = 5.09$$

$$pH = 8.91$$

Esercizio 2

a) Quanti grammi di solfato di calcio(II) si sciolgono in 600 mL di una soluzione di solfato di alluminio(III) 0.1 M ? ($K_{ps} \text{CaSO}_4 = 7.1 \cdot 10^{-5}$)

Il K_{ps} del solfato di calcio è:

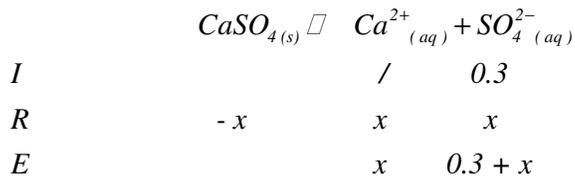


$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 7.1 \times 10^{-5}$$

In presenza di solfato di alluminio 0.1 M:



$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0.1 \times 3 = 0.3 \text{ M}$$



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = x(0.3 + x) = 7.1 \times 10^{-5}$$

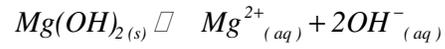
trascurando il termine x rispetto a 0.3:

$$x = \text{solubilità} = \frac{7.1 \times 10^{-5}}{0.3} = 2.37 \times 10^{-4} \text{ M}$$

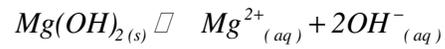
$$\text{grammi CaSO}_4 = s(\text{mol/L}) \times V(\text{L}) \times PM = 2.37 \times 10^{-4} \times 0.6 \times 136.14 = 1.93 \times 10^{-2} \text{ g}$$

b) Calcolare il pH di una soluzione satura di idrossido di magnesio(II) ($K_{ps} \text{Mg(OH)}_2 = 5.6 \cdot 10^{-12}$)

Il K_{ps} dell'idrossido di magnesio è:



$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2 = 5.6 \times 10^{-12}$$



<i>I</i>		/	/
<i>R</i>	- x	x	2x
<i>E</i>		x	2x

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2 = x(2x)^2 = 4x^3 = 5.6 \times 10^{-12}$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{5.6 \times 10^{-12}}{4}} = 1.12 \times 10^{-4} \text{ M}$$

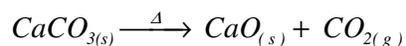
$$[\text{OH}^{-}] = 2x = 2 \times 1.12 \times 10^{-4} = 2.24 \times 10^{-4}$$

$$pOH = 3.65$$

$$pH = 10.35$$

Esercizio 3

Il carbonato di calcio reagisce a temperatura elevata secondo la seguente reazione:



Calcolare quanti grammi di CaCO_3 sono necessari affinché la pressione parziale di CO_2 nell'ambiente di reazione (del volume di 4.5 L) sia 900 torr (T di reazione = 250 °C).

Le moli di CO_2 che si formano dalla reazione sono:

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{\frac{900}{760} \times 4.5}{0.082 \times (250 + 273.15)} = 0.124 \text{ moli}$$

Le moli di CaCO_3 di partenza saranno uguali a quelle di CO_2 formati e corrispondono a:

$$g \text{ CaCO}_3 = \text{moli} \times PM = 0.124 \times 100.1 = 12.4 \text{ g}$$

Corso di Laurea in Farmacia
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 30-01-2006

Cognome e Nome _____ Corso di Laurea _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

- A) Calcolare il K_{ps} dell'idrossido di magnesio(II), sapendo che il pH della sua soluzione satura vale 10.45.
- B) Quanti milligrammi di solfato di calcio(II) si possono sciogliere in 800 mL di una soluzione di solfato di alluminio 0.1 M ? (K_{ps} solfato di calcio: 7.1×10^{-5})

$$R_A = 1.1 \times 10^{-11}$$

$$R_B = 26.1 \text{ mg}$$

Esercizio 2

- A. 30.0 mL di una soluzione (12 % p/p; $d = 1.08 \text{ g/mL}$) di un acido debole monoprotico di formula bruta $C_2H_4O_2$ vengono diluiti a 350 mL aggiungendo acqua. Calcolare il pH della soluzione risultante.

$$K_a \text{ acido} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

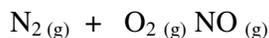
- B. Calcolare quanti grammi di idrossido di sodio devono essere sciolti in 400 mL di una soluzione di acido acetico 0.15 M per avere un valore di pH di 4.8. K_a acido acetico = $1.8 \cdot 10^{-5}$

$$R_A = 2.74$$

$$R_B = 1.28 \text{ g}$$

Esercizio 3

Calcolare il valore di K_C della seguente reazione di equilibrio (da bilanciare):



sapendo che facendo reagire 689.4 mL di azoto (misurati a 780 torr e 35 °C) con 0.784 g di ossigeno, si ottengono all'equilibrio 1.2 g di monossido di azoto. La reazione viene fatta avvenire in un volume di 3.5 L.

$$R = 43.5$$

Esercizio 1

A. Calcolare il K_{ps} dell'idrossido di magnesio(II), sapendo che il pH della sua soluzione satura vale 10.45.

L'equilibrio di dissoluzione e la relativa espressione della K_{ps} sono:



$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

La concentrazione all'equilibrio di OH^- può essere ricavata dal pH:

$$p\text{OH} = 14 - 10.45 = 3.55 \quad \Rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 10^{-3.55} = 2.82 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Osservando la reazione di dissoluzione si nota che la concentrazione all'equilibrio degli ioni Mg^{2+} corrisponde alla metà di quella degli ioni OH^- :

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{[\text{OH}^-]}{2} = \frac{2.82 \times 10^{-4}}{2} = 1.41 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Pertanto:

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = (1.41 \times 10^{-4}) (2.82 \times 10^{-4})^2 = 1.1 \times 10^{-11}$$

Esercizio 1

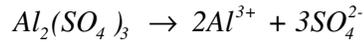
B. Quanti milligrammi di solfato di calcio(II) si possono sciogliere in 800 mL di una soluzione di solfato di alluminio 0.1 M ? (K_{ps} solfato di calcio: 7.1×10^{-5})

L'equilibrio di dissoluzione e la relativa espressione della K_{ps} sono:



$$K_{ps} = [Ca^{2+}] [SO_4^{2-}] = 7.1 \times 10^{-5}$$

La solubilità del sale dipende dalla concentrazione di ioni solfato in soluzione provenienti dal solfato di alluminio 0.1 M:



<i>I</i>	0.1	/	/
<i>R</i>	-0.1	0.2	0.3
<i>F</i>	/	0.2	0.3

Quindi:

	$CaSO_4 \rightleftharpoons Ca^{2+} + SO_4^{2-}$	
<i>I</i>	/	0.3
<i>R</i>	<i>s</i>	<i>s</i>
<i>E</i>	<i>s</i>	0.3+ <i>s</i>

*trascuando *s* rispetto alla concentrazione iniziale di solfato:*

$$K_{ps} = [Ca^{2+}] [SO_4^{2-}] = s \cdot 0.3 = 7.1 \times 10^{-5}$$

$$s = \frac{7.1 \times 10^{-5}}{0.3} = 2.4 \times 10^{-4} M$$

$$2.4 \times 10^{-4} M \times 0.8 L \times PM_{CaSO_4}(136.14) \times 1000 = 26.1 mg$$

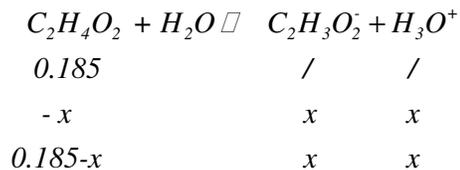
Esercizio 2

- A. 30.0 mL di una soluzione (12 % p/p; $d = 1.08 \text{ g/mL}$) di un acido debole monoprotico di formula bruta $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ vengono diluiti a 350 mL aggiungendo acqua. Calcolare il pH della soluzione risultante. $K_a \text{ acido} = 1.8 \cdot 10^{-5}$

La concentrazione dell'acido debole nella soluzione finale è:

$$\frac{30 \text{ mL} \times 1.08 \text{ g/mL} \times 0.12}{PM_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2} (60)} = 6.48 \times 10^{-2} \text{ moli di acido nei 30 mL}$$

$$\frac{6.48 \times 10^{-2}}{0.35 \text{ L}} = 0.185 \text{ M}$$



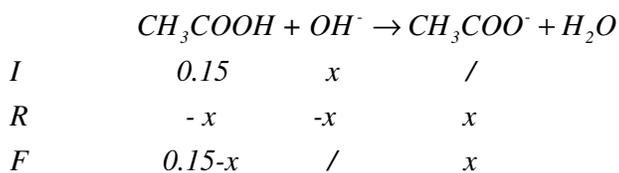
$$K_a = \frac{[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]} = \frac{x^2}{0.185 - x} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$x = 1.82 \times 10^{-3} \text{ M} \quad \Rightarrow \quad \text{pH} = 2.74$$

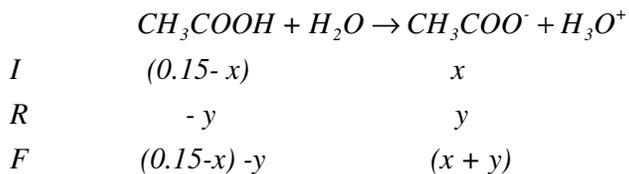
Esercizio 2

B. Calcolare quanti grammi di idrossido di sodio devono essere sciolti in 400 mL di una soluzione di acido acetico 0.15 M per avere un valore di pH di 4.8. K_a acido acetico = $1.8 \cdot 10^{-5}$

La reazione (completa) tra l'acido acetico e la base forte è:



La coppia acido-base coniugata è in equilibrio secondo la K_a dell'acido acetico:



trascurando la piccola quantità y di acido che si dissocia e considerando il valore di pH all'equilibrio:

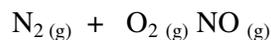
$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{x \cdot 10^{-4.8}}{0.15-x} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$x = 0.08M$$

$$0.08 M \times 0.4 L \times PM_{NaOH}(40) = 1.28 g$$

Esercizio 3

Calcolare il valore di K_C della seguente reazione di equilibrio (da bilanciare):



sapendo che facendo reagire 689.4 mL di azoto (misurati a 780 torr e 35 °C) con 0.784 g di ossigeno, si ottengono all'equilibrio 1.2 g di monossido di azoto. La reazione viene fatta avvenire in un volume di 3.5 L.

Le concentrazioni iniziali dei reagenti sono:

$$\text{moli di } N_2 = \frac{PV}{RT} = \frac{\frac{780}{760} \times 0.6894}{0.082 \times (273.15 + 35)} = 2.8 \times 10^{-2}$$

$$[N_2]_{\text{all' inizio}} = \frac{2.8 \times 10^{-2}}{3.5 \text{ L}} = 8.0 \times 10^{-3} \text{ M}$$

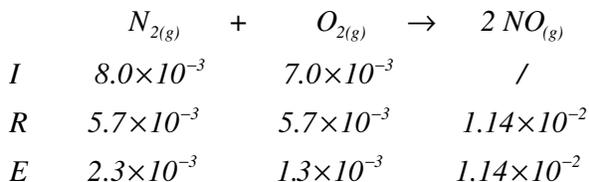
$$[O_2] = \frac{18.2}{253.81 \times 5} = 0.0143 \text{ M}$$

La concentrazione all'equilibrio di HI è:

$$[O_2]_{\text{all' inizio}} = \frac{0.784 \text{ g}}{PM_{O_2} (32) \times 3.5 \text{ L}} = 7.0 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[NO]_{\text{all' equilibrio}} = \frac{1.2 \text{ g}}{PM_{NO} (30) \times 3.5 \text{ L}} = 1.14 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Bilanciando la reazione si nota che il numero di moli dei reagenti che si consumano è la metà di quelle di NO che si formano:



$$K_C = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} = \frac{(1.14 \times 10^{-2})^2}{(2.3 \times 10^{-3})(1.3 \times 10^{-3})} = 43.5$$

Corso di Laurea in Farmacia
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 28-02-2006

Cognome e Nome _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

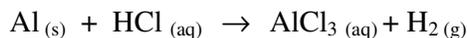
Esercizio 1

- A) Calcolare il valore della costante di dissociazione basica, K_b , di una base generica BOH (PM = 80.0), sapendo che sciogliendo 2.1 g di base in 450 mL di acqua il pH della soluzione è 11.2.
- B) 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}

$$R_A = 4.4 \times 10^{-5} \qquad R_B = 5.0$$

Esercizio 2

- A. L'alluminio metallico viene ossidato dall'acido cloridrico secondo la seguente reazione (da bilanciare) da considerarsi completa:



Quanti grammi di alluminio sono necessari per produrre 150 mL di idrogeno gassoso misurati a 800 torr e 35 °C ?

- B. 2.5 g di cloruro di Fe(III) vengono sciolti in 100.0 mL di acqua. Quanti mL di acqua devono essere aggiunti a 50.0 mL di tale soluzione per preparare una soluzione in cui la concentrazione di ioni cloruro è 0.1 M?

$$R_A = 0.11 \text{ g} \qquad R_B = 180 \text{ mL}$$

Esercizio 3

Una semicella a idrogeno contenente acido cloridrico 0.1 M nella quale viene fatto fluire idrogeno gassoso alla pressione di 1.5 atm viene collegata ad una semicella costituita da un elettrodo di argento immerso in una soluzione satura di cloruro di argento. La f.e.m. della pila risultante è 0.576 V. Calcolare il potenziale standard della coppia redox Ag^+/Ag . K_{ps} AgCl = 1.8×10^{-10}

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

Esercizio 1

A) Calcolare il valore della costante di dissociazione basica, K_b , di una base generica B (PM = 80.0), sapendo che sciogliendo 2.1 g di base in 450 mL di acqua il pH della soluzione è 11.2.

La concentrazione molare iniziale della base B è:

$$[B]_0 = \frac{2.1}{80 \times 0.45} = 5.83 \times 10^{-2} \text{ M}$$

e la concentrazione degli ioni OH^- all'equilibrio è:

$$[OH^-] = 10^{-(14-11.2)} = 1.58 \times 10^{-3}$$

La reazione di dissociazione della base debole è:

	<i>BOH</i>	\rightleftharpoons	<i>B⁺</i>	+	<i>OH⁻</i>
<i>I</i>	5.83×10^{-2}		/		/
<i>R</i>	-1.58×10^{-3}		1.58×10^{-3}		1.58×10^{-3}
<i>F</i>	5.67×10^{-2}		1.58×10^{-3}		1.58×10^{-3}

Il valore di K_b sarà pertanto:

$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]} = \frac{(1.58 \times 10^{-3})^2}{5.67 \times 10^{-2}} = 4.4 \times 10^{-5}$$

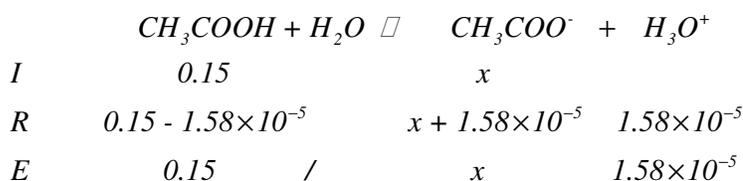
B) Quanti grammi di acetato di potassio devono essere aggiunti a 300 mL di una soluzione di acido acetico 0.15 M per avere un valore di pH pari a 4.8? K_a acido acetico = 1.8×10^{-5}

La reazione di equilibrio presente in un tampone acido acetico/acetato è la seguente:



In questo caso la concentrazione dell'acido acetico e quella di equilibrio degli ioni H_3O^+ sono note; l'incognita è la concentrazione dello ione acetato:

$$[H_3O^+] = 10^{-4.8} = 1.58 \times 10^{-5}$$



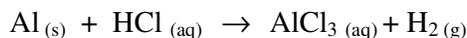
$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{x (1.58 \times 10^{-5})}{0.15} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$x = 0.17M$$

$$0.17 M \times 0.3 L \times PM_{CH_3COOK} (98.1) = 5.0 g$$

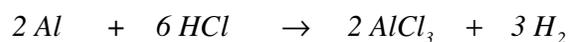
Esercizio 2

- a) L'alluminio metallico viene ossidato dall'acido cloridrico secondo la seguente reazione (da bilanciare) da considerarsi completa:



Quanti grammi di alluminio sono necessari per produrre 150 mL di idrogeno gassoso misurati a 800 torr e 35 °C ?

La reazione bilanciata è:



150 mL di idrogeno gassoso a 800 torr e 35 °C corrispondono a un numero di moli pari a:

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(800/760) \times 0.15}{0.082 \times (273.15 + 35)} = 6.25 \times 10^{-3} \text{ moli } \text{H}_2$$

Dalla reazione bilanciata si evince che le moli di Al necessarie sono:

$$\text{moli di Al} = 6.25 \times 10^{-3} \times \frac{2}{3} = 4.2 \times 10^{-3}$$

che corrispondono a:

$$4.2 \times 10^{-3} \times PA_{(\text{Al}) (27)} = 0.11 \text{ g di Al}$$

B) 2.5 g di cloruro di Fe(III) vengono sciolti in 100.0 mL di acqua. Quanti mL di acqua devono essere aggiunti a 50.0 mL di tale soluzione per preparare una soluzione in cui la concentrazione di ioni cloruro è 0.1 M?

La reazione di dissoluzione del cloruro di Fe(III) in acqua è la seguente:



La concentrazione degli ioni cloruro nella soluzione di partenza sarà:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{2.5}{162.2 \times 0.1} \times 3 = 0.46 \text{ M}$$

Le moli di cloruro in 50 mL sono:

$$0.05 \times 0.46 = 0.023 \text{ moli}$$

il volume di acqua necessario affinché la concentrazione sia 0.1 è:

$$V = \frac{\text{moli}}{M} = \frac{0.023}{0.1} = 0.23 \text{ L}$$

per cui il volume di acqua da aggiungere è:

$$0.23 - 0.05 = 0.18 \text{ L} \Rightarrow 180 \text{ mL}$$

Esercizio 3

Una semicella a idrogeno contenente acido cloridrico 0.1 M nella quale viene fatto gorgogliare idrogeno gassoso alla pressione di 1.5 atm viene collegata ad una semicella costituita da un elettrodo di argento immerso in una soluzione satura di cloruro di argento. La f.e.m. della pila risultante è 0.576 V. Calcolare il potenziale standard della coppia redox Ag^+/Ag . $K_{ps} \text{AgCl} = 1.8 \times 10^{-10}$

Il potenziale della cella è dato dalla differenza:

$$E_{\text{cella}} = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}}$$

Il potenziale della semicella a idrogeno può essere calcolato dall'equazione di Nerst:

$$E = E^0 - \frac{0.059}{2} \log \frac{P_{\text{H}_2}}{[\text{H}^+]^2} = 0 - \frac{0.059}{2} \log \frac{1.5}{[0.1]^2} = -6.42 \times 10^{-2} \text{ V}$$

Il potenziale del catodo sarà perciò:

$$E_{\text{catodo}} = E_{\text{cella}} + E_{\text{anodo}} = 0.576 - 6.42 \times 10^{-2} = 0.512 \text{ V}$$

da cui:

$$0.512 = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 - \frac{0.059}{1} \log \frac{1}{[\text{Ag}^+]}$$

da cui:

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0.512 + \frac{0.059}{1} \log \frac{1}{[\text{Ag}^+]}$$

la concentrazione di Ag^+ in una soluzione satura di AgCl è:

$$[\text{Ag}^+] = \sqrt{K_{ps}(\text{AgCl})} = \sqrt{1.8 \times 10^{-10}} = 1.34 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0.512 + \frac{0.059}{1} \log \frac{1}{1.34 \times 10^{-5}} = 0.8 \text{ V}$$

Corso di Laurea in Farmacia
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 12-06-2006

Cognome e Nome _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

A) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 515 mL di una soluzione di ammoniaca 0,21 M con 130 mL di una soluzione di HI 0,14 M.

(K_b ammoniaca = $1,80 \times 10^{-5}$)

B) Quanti mL di una soluzione di acido acetico 2,9 % p/p (d = 1,016 g/mL) devono essere prelevati e diluiti con acqua ad un volume finale di 810 mL per preparare una soluzione a pH 3.5 ?

(K_a acido acetico = $1,8 \times 10^{-5}$)

R_A = _____ 9,95 _____

R_B = _____ 9,67 mL _____

Esercizio 2

A) Calcolare quanti grammi di Zn(OH)₂ si disciolgono in 222 mL di una soluzione tamponata a pH 13,1

(K_{ps} Zn(OH)₂ = $4,1 \cdot 10^{-17}$)

B) Calcolare quanti grammi di fluoruro di litio si devono aggiungere a 510 mL di una soluzione satura di fluoruro di calcio per ottenere una concentrazione di ioni Ca²⁺ pari a $3,4 \cdot 10^{-8}$ M.

(K_{ps} CaF₂: $1,5 \cdot 10^{-10}$)

R_A = _____ $5,70 \cdot 10^{-14}$ g _____

R_B = _____ 0,879 g _____

Esercizio 3

Data la seguente reazione (da bilanciare):



calcolare i g di acido clorico (HClO₃) prodotti facendo reagire 5,5 g di cloro con 7,1 g di acido nitrico.

R = _____ 5,71 g _____

Risoluzione

Esercizio 1 A

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 515 mL di una soluzione di ammoniaca 0,21 M con 130 mL di una soluzione di HI 0,14 M.

(K_b ammoniaca = $1,80 \times 10^{-5}$)

L'ammoniaca (base debole) reagisce con l'acido iodidrico (acido forte) in maniera completa:

moli NH_3 iniziali: $0,21 \text{ M} \times 0,515 \text{ L} = 0,108 \text{ mol}$

moli H^+ iniziali: $0,14 \text{ M} \times 0,130 \text{ L} = 0,0182 \text{ mol}$

	NH_3	+	H^+	\rightarrow	NH_4^+	
I	0,108		0,0182		----	
V	-0,0182		-0,0182		+0,0182	
F	0,0898		-----		0,0182	

abbiamo sia la base che l'acido coniugato alla base: questo è un tampone: dalle concentrazioni e dall'equilibrio delle due specie calcoleremo il pH

$[\text{NH}_3] = 0,0892 \text{ mol} / 0,645 \text{ L} = 0,139 \text{ M}$

$[\text{NH}_4^+] = 0,0182 \text{ mol} / 0,645 \text{ L} = 2,82 \times 10^{-2} \text{ M}$

	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	NH_4^+	+	OH^-	
I	0,139		$2,82 \times 10^{-2}$			
V	-x		+x		+x	
E	$(0,139 - x)$		$(2,82 \times 10^{-2} + x)$		x	

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} ; 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(2,82 \cdot 10^{-2} + x)x}{(0,139 - x)}$$

in un tampone le x dentro le parentesi si possono trascurare, per cui risolvo per la x:

$$x = 8,87 \times 10^{-5} \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 8,87 \times 10^{-5} = 4,05$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,05 = 9,95$$

Esercizio 1 B

Quanti mL di una soluzione di acido acetico 2,9 % p/p ($d = 1,016 \text{ g/mL}$) devono essere prelevati e diluiti con acqua ad un volume finale di 810 mL per preparare una soluzione a pH 3.5 ?

(K_a acido acetico = $1,8 \times 10^{-5}$)

Esercizio con la diluizione: bisogna applicare la formula $M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$

Dove M_i è la concentrazione dell'acido iniziale, prima della diluizione

V_i è il volume di acido prelevato

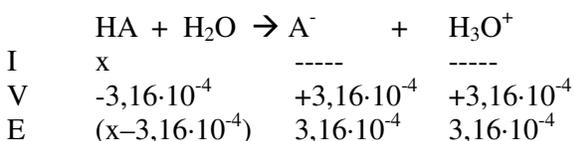
M_f è la concentrazione dell'acido una volta diluito

V_f è il volume finale, dato dal volume dell'acido prelevato più il volume di acqua aggiunto (diluizione)

$$M_i = \frac{\% p / p \cdot d}{PM} = \frac{0,029 \text{ g} / \text{g} \cdot 1,016 \cdot 10^3 \text{ g} / \text{l}}{60,05 \text{ g} / \text{mol}} = 0,491 \text{ M}$$

per ricavare la M_f si utilizza il pH all'equilibrio da cui si ottiene la $[H^+]$ dell'acido diluito

$$[H^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$



$$K_a = \frac{[A^-][H^+]}{[HA]}; 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(3,16 \cdot 10^{-4}) \cdot (3,16 \cdot 10^{-4})}{(x - 3,16 \cdot 10^{-4})}$$

$$x = 5,86 \cdot 10^{-3} \text{ M} = [\text{HA}] \text{ diluito}$$

conoscendo la concentrazione iniziale, la concentrazione finale e il volume di acqua aggiunto possiamo calcolare la quantità di acido prelevato:

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f \quad 0,491 \text{ M} \cdot V_i = 5,86 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot 0,810 \text{ L}$$

$$V_i = 9,67 \text{ mL}$$

Esercizio 2 A

Calcolare quanti grammi di Zn(OH)_2 si disciogliono in 222 mL di una soluzione tamponata a pH 13,1

$$(K_{ps} \text{ Zn(OH)}_2 = 4,1 \cdot 10^{-17})$$

L'idrossido di Zn è un sale poco solubile: $\text{Zn(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^-$

$$K_{ps} = [\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = S \cdot (2S)^2$$

In una soluzione tamponata a pH=13 (pH basico) gli ioni OH^- presenti agiscono da ione comune, diminuendo la quantità di idrossido di Zn che si può disciogliere

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 13,1 = 0,9$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-0,9} = 0,126 \text{ M}$$

$$K_{ps} = S \cdot (0,126)^2; \quad 4,1 \cdot 10^{-17} = S \cdot 1,58 \cdot 10^{-2}; \quad S = 2,58 \cdot 10^{-15} \text{ M} = \text{solubilità dello Zn(OH)}_2$$

$$g(\text{Zn(OH)}_2) = 2,58 \cdot 10^{-15} \text{ M} \cdot 0,222 \text{ L} \cdot 99,405 \text{ g/mol} = 5,70 \cdot 10^{-14} \text{ g}$$

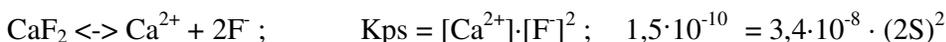
Esercizio 2 B

Calcolare quanti grammi di fluoruro di litio si devono aggiungere a 510 mL di una soluzione satura di fluoruro di calcio per ottenere una concentrazione di ioni Ca^{2+} pari a $3,4 \cdot 10^{-8} \text{ M}$.

$$(K_{ps} \text{ CaF}_2: 1,5 \cdot 10^{-10})$$

Il fluoruro di litio è un sale solubile, libera anioni F^- che si comportano da ione comune nei confronti del fluoruro di calcio che è un sale poco solubile: aggiungendo il fluoruro di litio la concentrazione dello ione Ca^{2+} diventa $3,4 \cdot 10^{-8} \text{ M}$

Per prima cosa calcolo quale concentrazione di ioni F^- è presente in soluzione



$$S = 3,32 \cdot 10^{-2} \text{ M} = \text{Solubilità ione F}^-$$

la $[\text{F}^-] = 2 \cdot S = 2 \cdot 3,32 \cdot 10^{-2} = 6,64 \cdot 10^{-2} \text{ M} = \text{concentrazione ioni F}^-$
gli ioni F^- derivano dal fluoruro di litio, mi ricavo quindi le moli di F^-

$$\text{moli F}^- = 6,64 \cdot 10^{-2} \text{ M} \cdot 0,510 \text{ L} = 3,39 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

le moli di F^- derivano dal fluoruro di litio, sale solubile:



Ad una mole di F^- corrisponde una mole di LiF, quindi le moli di LiF utilizzate per avere $3,39 \cdot 10^{-2}$ moli di F^- sono $3,39 \cdot 10^{-2}$ moli

$$\text{grammi LiF} = 3,39 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 25,94 \text{ g/mol} = 0,897 \text{ g}$$

Esercizio 3

Data la seguente reazione (da bilanciare):



calcolare i g di acido clorico (HClO_3) prodotti facendo reagire 5,5 g di cloro con 7,1 g di acido nitrico.

La reazione bilanciata:



calcolo le moli dei due reagenti:

$$\text{moli Cl}_2: 5,5 \text{ g} / 70,905 \text{ g/mol} = 7,76 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{moli HNO}_3: 7,1 \text{ g} / 63,013 \text{ g/mol} = 0,113 \text{ mol}$$

calcolo quale dei due si comporta da reattivo limitante:

mol HNO₃ richieste per reagire completamente con le moli di Cl₂ presenti:

$$\text{moli Cl}_2 \cdot 10/3 = 7,76 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 10/3 = 0,259 \text{ mol di HNO}_3 \text{ richieste}$$

moli HNO₃ disponibili = 0,113 <<< 0,259 richieste => HNO₃ è il reattivo limitante

$$\text{moli HClO}_3 \text{ prodotte} = \text{moli HNO} \cdot 6/10 = 0,113 \text{ mol} \cdot 6/10 = 6,76 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{grammi HClO}_3 = 6,76 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 84,459 \text{ g/mol} = 5,71 \text{ g}$$

Corso di Laurea in Farmacia
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 26-06-2006

Cognome e Nome _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare la K_{eq} della seguente reazione chimica (da bilanciare):



sapendo che ponendo a reagire 2.9 grammi di biossido di carbonio si ottengono all'equilibrio 0.8 grammi di ossigeno. Il volume del contenitore di reazione è 4.5 L.

$$R = 5.58 \times 10^{-2}$$

Esercizio 2

A) Calcolare il pH della soluzione che si ottiene miscelando 250.0 mL di una soluzione di acetato di sodio 0.2 M con 300.0 mL di una soluzione di acido cloridrico 0.1 M.

$$(K_a \text{ acido acetico} = 1.8 \times 10^{-5})$$

B) E' necessario preparare 250.0 mL di una soluzione di ioni alluminio(III) 0.15 M utilizzando solfato di alluminio(III) solido e 250.0 mL di una soluzione 0.05 M di ioni alluminio(III). Quanti grammi di solfato di alluminio(III) devono essere impiegati?

$$R_A = 4.57$$

$$R_B = 4.27$$

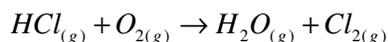
Esercizio 3

A) Calcolare la f.e.m. della seguente cella galvanica:



$$(E^0 H^+/H_2 = 0 \text{ V} ; E^0 Ag^+/Ag = 0.8 \text{ V} ; K_{ps} \text{ cloruro di argento} = 1.8 \times 10^{-10})$$

B) Si consideri la seguente reazione redox completa (da bilanciare):



Quanti elettroni vengono scambiati quando si ottengono 0.2 grammi di cloro?

$$R_A = 0.568 \text{ V}$$

$$R_B = 3.4 \times 10^{21}$$

Risoluzione

Esercizio 1

Calcolare la K_{eq} della seguente reazione chimica (da bilanciare):



sapendo che ponendo a reagire 2.9 grammi di biossido di carbonio si ottengono all'equilibrio 0.8 grammi di ossigeno. Il volume del contenitore di reazione è 4.5 L.

Le concentrazioni molari delle specie chimiche coinvolte nell'equilibrio sono:

$$[CO_2]_{iniziale} = \frac{2.9}{44 \times 4.5} = 1.46 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[O_2]_{equilibrio} = \frac{0.8}{32 \times 4.5} = 5.55 \times 10^{-3} \text{ M}$$

La reazione bilanciata e la relativa tabella di equilibrio sono le seguenti:

	$2CO_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$2CO_{(g)}$	$+$	$O_{2(g)}$
Inizio	1.46×10^{-2}		/		/
Reazione	1.11×10^{-2}		1.11×10^{-2}		5.55×10^{-3}
Equilibrio	3.5×10^{-3}		1.11×10^{-2}		5.55×10^{-3}

Le concentrazioni all'equilibrio permettono di calcolare la costante di equilibrio:

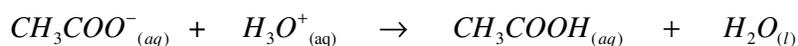
$$K_{eq} = \frac{[CO]^2 [O_2]}{[CO_2]^2} = \frac{(1.11 \times 10^{-2})^2 \cdot 5.55 \times 10^{-3}}{(3.5 \times 10^{-3})^2} = 5.58 \times 10^{-2}$$

Esercizio 2

A) Calcolare il pH della soluzione che si ottiene miscelando 250.0 mL di una soluzione di acetato di sodio 0.2 M con 300.0 mL di una soluzione di acido cloridrico 0.1 M.

(K_a acido acetico = 1.8×10^{-5})

La reazione tra l'acido forte HCl e la base debole CH_3COO^- (che si può considerare completa) è la seguente:



Le concentrazioni iniziali dei due reagenti sono:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{250 \times 0.2}{550} = 9.09 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{300 \times 0.1}{550} = 5.45 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Inizio	9.09×10^{-2}	5.45×10^{-2}	/
Reazione	5.45×10^{-2}	5.45×10^{-2}	5.45×10^{-2}
Fine	3.64×10^{-2}	/	5.45×10^{-2}

Lo ione acetato e l'acido acetico (base e acido coniugate) sono in equilibrio tra di loro secondo la seguente reazione:

Inizio	5.45×10^{-2}		3.64×10^{-2}	
Reazione	- x		+ x	+ x
Fine	$5.45 \times 10^{-2} - x$	/	$3.64 \times 10^{-2} + x$	x

Trascurando la x rispetto alle concentrazioni della coppia acido-base coniugata:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{3.64 \times 10^{-2} \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{5.45 \times 10^{-2}} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.69 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 4.57$$

Esercizio 2

B) E' necessario preparare 250.0 mL di una soluzione di ioni alluminio(III) 0.15 M utilizzando solfato di alluminio(III) solido e 250.0 mL di una soluzione 0.05 M di ioni alluminio(III). Quanti grammi di solfato di alluminio(III) devono essere impiegati?

Le moli di ioni Al(III) necessarie sono:

$$0.25 \times 0.15 = 3.75 \times 10^{-2} \text{ moli}$$

le moli di Al(III) già presenti nella soluzione a disposizione sono:

$$0.25 \times 0.05 = 1.25 \times 10^{-2} \text{ moli}$$

quelle che dovranno essere fornite dal solfato di alluminio saranno quindi:

$$3.75 \times 10^{-2} - 1.25 \times 10^{-2} = 2.5 \times 10^{-2}$$

tenendo conto che da una mole di $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ si ottengono 2 moli di Al(III), le moli di solfato necessarie saranno:

$$\frac{2.5 \times 10^{-2}}{2} = 1.25 \times 10^{-2} \text{ che corrispondono a } 1.25 \times 10^{-2} \times 342 = 4.27 \text{ grammi}$$

Esercizio 3

A) Calcolare la f.e.m. della seguente cella galvanica:

Pt/ H_{2(g)} 0.8 atm / HCl_(aq) 0.1 M // soluzione satura di cloruro di argento/Ag
(E⁰ H⁺/H₂ = 0 V ; E⁰ Ag⁺/Ag = 0.8 V ; K_{ps} cloruro di argento = 1.8×10⁻¹⁰)

Il potenziale della semicella a idrogeno è:

$$E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = E^0 - \frac{0.059}{2} \log \frac{P_{\text{H}_2}}{[\text{H}_3\text{O}^+]^2} = 0 - \frac{0.059}{2} \log \frac{0.8}{(0.1)^2} = -5.61 \times 10^{-2} \text{ V}$$

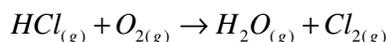
mentre quello della semicella ad argento è:

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = E^0 - \frac{0.059}{1} \log \frac{1}{[\text{Ag}^+]} = 0.8 - \frac{0.059}{1} \log \frac{1}{\sqrt{K_{\text{ps}} \text{AgCl}}} = 0.512 \text{ V}$$

$$\text{f.e.m.} = 0.512 + 5.61 \times 10^{-2} = 0.568 \text{ V}$$

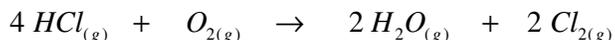
Esercizio 3

B) Si consideri la seguente reazione redox completa (da bilanciare):

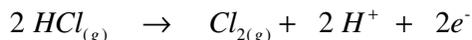


Quanti elettroni vengono scambiati quando si ottengono 0.2 grammi di cloro?

La reazione redox bilanciata è la seguente:



ma per risolvere l'esercizio è sufficiente bilanciare la semireazione che coinvolge l'ossidazione dell'acido cloridrico a cloro gassoso:



le moli di Cl_2 che corrispondono a 0.2 grammi sono:

$\frac{0.2}{70.9} = 2.82 \times 10^{-3}$ moli e gli elettroni che verranno scambiati saranno il doppio (vedi semireazione bilanciata) cioè 5.64×10^{-3} .

Il numero di elettroni si calcola sapendo che una mole di elettroni è costituita da un Numero di Avogadro di particelle:

$$5.64 \times 10^{-3} \times 6.02 \times 10^{23} = 3.4 \times 10^{21} \text{ elettroni scambiati}$$

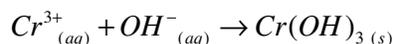
Corso di Laurea in Farmacia
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 10-07-2006

Cognome e Nome _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

Calcolare quanti grammi di idrossido di Cr(III) si ottengono sciogliendo 1.2 grammi di cloruro di Cr(III) in 20 mL di una soluzione 0.6 M di idrossido di sodio. La reazione (da bilanciare) che avviene è la seguente:



R = 0.41

Esercizio 2

A) Calcolare il pH della soluzione che si ottiene miscelando 66.0 mL di una soluzione di acetato di sodio 0.80 M con 80.0 mL di una soluzione di acido bromidrico 0.66 M.

(K_a acido acetico = 1.8×10^{-5})

B) Quanti mL di acqua devono essere aggiunti a 24 mL di una soluzione di idrossido di litio 1.12 % p/p avente densità 1.08 g/mL per preparare una soluzione a pH 12.8?

R_A = 2.60

R_B = 168

Esercizio 3

A) Quanti grammi di ioduro di magnesio devono essere disciolti in 460 mL di una soluzione satura di ioduro di argento affinché la solubilità del sale sia pari a 2.4×10^{-15} M?

(K_{ps} ioduro di argento = 8.5×10^{-17})

B) Calcolare il prodotto di solubilità dell'idrossido di cobalto(II) sapendo che la quantità massima di sale che si può sciogliere in 310 mL di una soluzione tamponata a pH 9 è pari a 3.17×10^{-4} grammi.

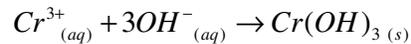
R_A = 2.26

R_B = 1.1×10^{-15}

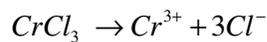
Risoluzione

Esercizio 1

Calcolare quanti grammi di idrossido di Cr(III) si ottengono sciogliendo 1.2 grammi di cloruro di Cr(III) in 20 mL di una soluzione 0.6 M di idrossido di sodio. La reazione (da bilanciare) che avviene è la seguente:



Il cloruro di cromo(III) è un sale solubile:



moli di Cr^{3+} : $1.2 \text{ g} / \text{PM } CrCl_3 = 1.2 \text{ g} / 158.35 \text{ g/mol} = 7.58 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$

moli OH^{-} : $0.6 \text{ M} \cdot 0.020 \text{ L} = 1.2 \cdot 10^{-2} \text{ moli}$

moli OH^{-} richieste per reagire con le moli di Cr^{3+} :

$7.58 \cdot 10^{-3} \cdot 3 = 2.27 \cdot 10^{-2} \text{ moli} \gg \text{moli } OH^{-} \text{ disponibili } (1.2 \cdot 10^{-2}) \Rightarrow OH^{-} \text{ è il REATTIVO}$

LIMITANTE

moli $Cr(OH)_3$ prodotte dipenderanno dalle moli di reattivo limitante:

moli $Cr(OH)_3 = 1.2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 3 = 4.0 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$

$\text{g } Cr(OH)_3 = 4.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 103.02 \text{ g/mol} = \mathbf{0.41 \text{ g}}$

Esercizio 2

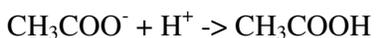
A) Calcolare il pH della soluzione che si ottiene miscelando 66.0 mL di una soluzione di acetato di sodio 0.80 M con 80.0 mL di una soluzione di acido bromidrico 0.66 M.

(K_a acido acetico = 1.8×10^{-5})

l'acetato di sodio, sale di un acido debole: $CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^{-} + Na^{+}$

l'acido bromidrico, acido forte: $HBr \rightarrow H^{+} + Br^{-}$

l'acetato e lo ione H^{+} reagiscono in maniera completa:



Moli $CH_3COO^{-} = 0.80 \text{ M} \cdot 0.066 \text{ L} = 5.28 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

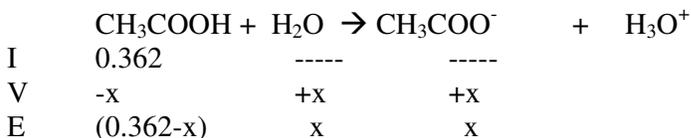
$$\text{Moli } H^+ = 0.66 \text{ M} \cdot 0.020 \text{ L} = 5.28 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Tutte le moli di acetato reagiscono con le moli di H^+ , i reagenti si consumano in maniera completa e il numero di moli del prodotto è uguale al numero di moli dei due reagenti

$$\text{Moli } CH_3COOH = 5.28 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$[CH_3COOH] = 5.28 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 0.146 \text{ L} = 0.362 \text{ M}$$

In soluzione rimane solo l'acido acetico, il pH dipender quindi dall'equilibrio di dissociazione acida dell'acido acetico:



$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}; 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0.362 - x)}$$

$$x = 2.54 \cdot 10^{-3} \text{ M} = [H^+]$$

$$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log(2.54 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{2.60}$$

B) Quanti mL di acqua devono essere aggiunti a 24 mL di una soluzione di idrossido di litio 1.12 % p/p avente densità 1.08 g/mL per preparare una soluzione a pH 12.8?

Problema con la diluizione: $M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$

$$M_i = \frac{\% p / p \cdot d}{PM} = \frac{0,0112 \text{ g} / \text{g} \cdot 1,08 \cdot 10^3 \text{ g} / \text{l}}{56,106 \text{ g} / \text{mol}} = 0,216 \text{ M} = [\text{LiOH}] \text{ iniziale}$$

per ricavare la M_f si utilizza il pH all'equilibrio da cui si ottiene la $[]$ dell'idrossido di litio diluito

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 12.8 = 1.2$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-1.2} = 6.31 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Il volume iniziale V_i è la quantità di base prelevata 0 24 mL

$$0.216 \text{ M} \cdot 24 \text{ mL} = 6.31 \cdot 10^{-2} \text{ M} \cdot V_f \quad V_f = 82 \text{ mL}$$

$$V_{H_2O} = V_f - V_i = 82 - 24 = \mathbf{58 \text{ mL}}$$

Esercizio 3

A) Quanti grammi di ioduro di magnesio devono essere disciolti in 460 mL di una soluzione satura di ioduro di argento affinché la solubilità del sale sia pari a 2.4×10^{-15} M?

(K_{ps} ioduro di argento = 8.5×10^{-17})

Lo ioduro di magnesio è un sale solubile: $\text{MgI}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{I}^-$

Gli ioni I^- liberati modificano la solubilità del sale poco solubile ioduro di argento (effetto dello ione comune) portandola a $2.4 \cdot 10^{-15}$ M (la solubilità del sale AgI è uguale alla solubilità dello ione Ag^+)



$$K_{ps} = 8.5 \cdot 10^{-17} = 2.4 \cdot 10^{-15} \cdot [\text{I}^-] \quad [\text{I}^-] = 3.54 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{Moli di ioduro} = 3.54 \cdot 10^{-2} \text{ M} \cdot 0.460 \text{ L} = 1.63 \cdot 10^{-2} \text{ moli}$$

Una mole di MgI_2 libera due moli di I^- , pertanto le moli di MgI_2 che hanno liberato $1.63 \cdot 10^{-2}$ moli di ioduro sono la metà:

$$\text{moli MgI}_2 = \text{moli I}^- / 2 = 1.63 \cdot 10^{-2} / 2 = 8.15 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$$

$$\text{g MgI}_2 = 8.15 \cdot 10^{-3} \cdot 278.11 \text{ g/mol} = \mathbf{2,26 \text{ g}}$$

B) Calcolare il prodotto di solubilità dell'idrossido di cobalto(II) sapendo che la quantità massima di sale che si può sciogliere in 310 mL di una soluzione tamponata a pH 9 è pari a $3.17 \cdot 10^{-4}$ grammi.



La solubilità dell'idrossido di Co(II) è pari a quella dello ione Co^{2+}

$$S_{\text{Co}^{2+}} = 3.17 \cdot 10^{-4} \text{ g} / (92.95 \text{ g/mol} \cdot 0.310 \text{ L}) = 1.10 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

La concentrazione di ioni OH^- all'equilibrio la ricavo dal pH all'equilibrio:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9 = 5$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-5} = 1.0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_{ps} = 1.10 \cdot 10^{-5} \text{ M} \cdot (1.0 \cdot 10^{-5})^2 = \mathbf{1.1 \cdot 10^{-15}}$$

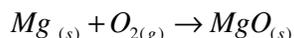
Corso di Laurea in Farmacia
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 24-07-2006

Cognome e Nome _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

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



quando 1.3 grammi di magnesio vengono fatti reagire con 1.2 L di ossigeno misurati a 1.2 atm e 35 °C. Si consideri una resa della reazione del 75 %.

R = 1.62

Esercizio 2

A) Quanti grammi di idrossido di sodio devono essere sciolti in 250 mL di una soluzione di acido acetico 0.2 M affinché la soluzione sia tamponata a pH 4.5?

(K_a acido acetico = 1.8×10^{-5})

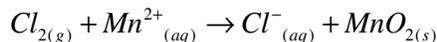
B) Calcolare quanti grammi di cloruro di calcio(II) devono essere addizionati a 300 mL di una soluzione satura di cloruro di argento affinché la solubilità del sale sia 2.5×10^{-8} . K_{ps} cloruro di argento = 1.8×10^{-10}

$R_A = 0.726$

$R_B = 0.12$

Esercizio 3

A) Calcolare la costante di equilibrio della seguente reazione redox:



Sapendo che $E^0 Cl_2/Cl^- = 1.36$ V e $E^0 MnO_2/Mn^{2+} = 1.23$ V

B) Calcolare la fem della cella galvanica costituita dai seguenti elettrodi:

- Pt/ MnO_4^- 0.2 M pH 1 / Mn^{2+} 0.1 M

- Cu(II) 9.0×10^{-4} M / Cu

$E^0 Cu(II)/Cu = 0.34$ V ; $E^0 MnO_4^-/Mn^{2+} = 1.51$ V

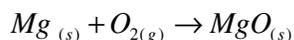
$R_A = 2.55 \times 10^4$

$R_B = 1.17$ V

Risoluzione

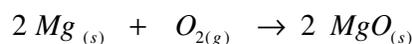
Esercizio 1

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



quando 1.3 grammi di magnesio vengono fatti reagire con 1.2 L di ossigeno misurati a 1.2 atm e 35 °C. Si consideri una resa della reazione del 75 %.

La reazione bilanciata è la seguente:



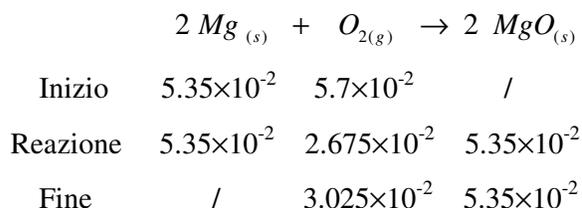
Le moli dei due reagenti all'inizio della reazione sono le seguenti:

$$\text{moli di Mg} = \frac{1.3}{PA_{Mg}(24.3)} = 5.35 \times 10^{-2}$$

$$\text{moli di ossigeno} = \frac{PV}{RT} = \frac{1.2 \times 1.2}{0.082 \times (273.15 + 35)} = 5.7 \times 10^{-2}$$

da cui risulta che il reagente limitante è il Mg.

La reazione avverrà secondo il seguente schema:



I grammi di MgO (PM = 40.3) che si ottengono, considerando una resa del 75%, sono:

$$\text{grammi di MgO} = 5.35 \times 10^{-2} \times 40.3 \times \frac{75}{100} = 1.62$$

Esercizio 2

A) Quanti grammi di idrossido di sodio devono essere sciolti in 250 mL di una soluzione di acido acetico 0.2 M affinché la soluzione sia tamponata a pH 4.5?

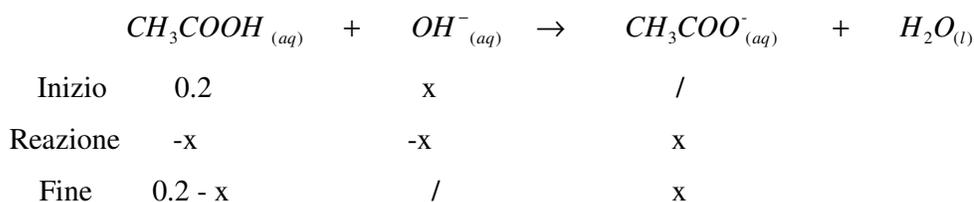
(K_a acido acetico = 1.8×10^{-5})

La reazione tra l'acido acetico e l'idrossido di sodio, che dovrà essere in difetto rispetto all'acido, permette di preparare la soluzione tampone.

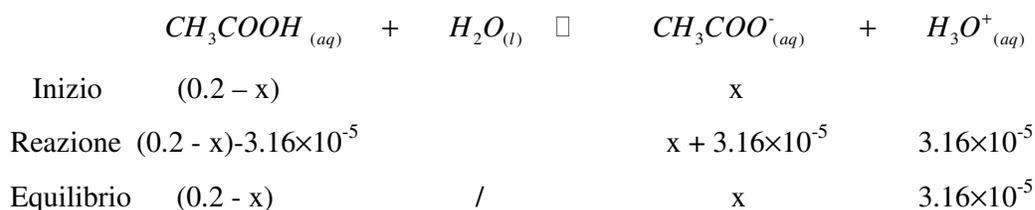
La concentrazione di ioni H_3O^+ nel tampone sono:

$$pH = 4.5 \quad \Rightarrow \quad [H_3O^+] = 10^{-4.5} = 3.16 \times 10^{-5} M$$

La reazione tra l'acido acetico e l'idrossido di sodio (in difetto) è completa, quindi le concentrazioni di acido acetico e della base coniugata acetato nel tampone saranno:



La concentrazione della base acetato (e quindi dell'idrossido di sodio iniziale) si può calcolare dall'equilibrio della coppia acido-base coniugata presente nel tampone (assumendo che $[H_3O^+]$ sia trascurabile rispetto a x):



$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{x \cdot 3.162 \times 10^{-5}}{0.2 - x} = 1.8 \times 10^{-5}$$

da cui:

$x = 0.0725 \text{ M}$ = concentrazione di idrossido di sodio necessaria

grammi di NaOH (PM = 40) da sciogliere in 250 mL = $0.0725 \times 40 \times 0.25 = 0.725$

Esercizio 2

B) Calcolare quanti grammi di cloruro di calcio(II) devono essere addizionati a 300 mL di una soluzione satura di cloruro di argento affinché la solubilità del sale sia 2.5×10^{-8} . K_{ps} cloruro di argento = 1.8×10^{-10}

L'equilibrio di dissoluzione del sale poco solubile AgCl in presenza di ioni in comune (Cl⁻) è il seguente:

	$AgCl_{(s)}$	□	$Ag^+_{(aq)}$	+	$Cl^-_{(aq)}$
Inizio			/		x
Reazione			2.5×10^{-8}		2.5×10^{-8}
Equilibrio			2.5×10^{-8}		$x + 2.5 \times 10^{-8}$

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = (2.5 \times 10^{-8})(x + 2.5 \times 10^{-8}) = 1.8 \times 10^{-10}$$

da cui:

$$x = 7.2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Il numero di moli di CaCl₂ necessario è la metà rispetto a quello degli ioni cloruro:

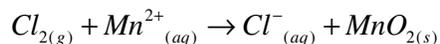
$$\text{moli di CaCl}_2 = \frac{7.2 \times 10^{-3}}{2} = 3.6 \times 10^{-3}$$

e i grammi di CaCl_2 (PM 111) che devono essere sciolti in 300 mL di soluzione sono:

$$\text{grammi di } \text{CaCl}_2 = 3.6 \times 10^{-3} \times 111 \times 0.3 = 0.12$$

Esercizio 3

A) Calcolare la costante di equilibrio della seguente reazione redox:



Sapendo che $E^0 \text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1.36 \text{ V}$ e $E^0 \text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+} = 1.23 \text{ V}$

All'equilibrio, la f.e.m. di una cella galvanica è uguale a zero e la concentrazione di tutte le specie coinvolte nella reazione è, ovviamente, quella di equilibrio ($Q = K_c$).

In queste condizioni:

$$0 = \Delta E^0 - \frac{0.059}{n} \log K_c \quad \text{da cui} \quad K_c = 10^{\frac{n \Delta E^0}{0.059}}$$

Il valore di ΔE^0 deve essere calcolato facendo la differenza tra E^0_{catodo} ed E^0_{anodo} considerando il verso della reazione in esame.

In questo caso la reazione è scritta nella direzione in cui il Cl_2 si riduce (catodo) a spese del Mn^{2+} (anodo), perciò:

$$\Delta E^0 = 1.36 - 1.23 = 0.13 \text{ V} \quad \text{e quindi} \quad K_c = 2.55 \times 10^4$$

Esercizio 3

B) Calcolare la fem della cella galvanica costituita dai seguenti elettrodi:

- Pt/MnO₄⁻ 0.2 M pH 1/ Mn²⁺ 0.1 M

- Cu(II) 9.0×10⁻⁴ M / Cu

E⁰ Cu(II)/Cu = 0.34 V ; E⁰ MnO₄⁻/Mn²⁺ = 1.51 V

I potenziali delle due semicelle sono:

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = E_{MnO_4^-/Mn^{2+}}^0 - \frac{0.059}{5} \log \frac{[Mn^{2+}]}{[MnO_4^-][H_3O^+]^8} = 1.51 - \frac{0.059}{5} \log \frac{0.1}{0.2 \times (0.1)^8} = 1.42 \text{ V}$$

$$E_{Cu^{2+}/Cu} = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 - \frac{0.059}{2} \log \frac{1}{[Cu^{2+}]} = 0.34 - \frac{0.059}{2} \log \frac{1}{9 \times 10^{-4}} = 0.25 \text{ V}$$

$$f.e.m. = 1.42 - 0.25 = 1.17 \text{ V}$$

Corso di Laurea in Farmacia
Esame di Chimica Generale ed Inorganica
Prova scritta di Stechiometria del 4-09-2006

Cognome e Nome _____

Anno Immatricolazione _____ n°matricola _____

Esercizio 1

In un contenitore del volume di 2.5 L si fanno reagire 2.0 grammi di monossido di carbonio con 1.5 grammi di acqua:



Calcolare la costante di equilibrio della reazione sapendo che la quantità di acqua che non ha reagito presente all'equilibrio è il 60 % di quella iniziale.

R = 0.58

Esercizio 2

A) 30 mL di una soluzione di ammoniaca (3.3 % p/p, d = 0.984 g/mL) vengono aggiunti a 300 mL di acqua. Quanti grammi di cloruro di ammonio devono essere sciolti in 200 mL di questa soluzione affinché il pH sia tamponato a 9.2?

(K_b ammoniaca = 1.8×10^{-5})

B) Quanti mL di acqua devono essere aggiunti a 150 mL di una soluzione di idrossido di sodio 0.01 M per preparare una soluzione a pH 11.9?

R_A = 2.12

R_B = 38.8

Esercizio 3

A) Calcolare quanti grammi di cloruro di argento si ottengono miscelando 150 mL di una soluzione di nitrato di argento 0.15 M con 50 mL di una soluzione di cloruro di calcio 0.08 M.

B) Calcolare i grammi di solfato di calcio che si possono sciogliere in 250 mL di una soluzione 0.1 M di solfato di sodio.

(K_{ps} solfato di calcio = 7.1×10^{-5})

R_A = 1.15

R_B = 2.42×10^{-2}

Risoluzione

Esercizio 1

In un contenitore del volume di 2.5 L si fanno reagire 2.0 grammi di monossido di carbonio con 1.5 grammi di acqua:



Calcolare la costante di equilibrio della reazione sapendo che la quantità di acqua che non ha reagito presente all'equilibrio è il 60 % di quella iniziale

Si calcolano le moli iniziali dei reagenti:

$$\text{moli CO} = 2.0 \text{ g} / 28.01 \text{ g/mol} = 7.14 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{moli H}_2\text{O} = 1.5 \text{ g} / 18.015 \text{ g/mol} = 8.33 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

e quindi le concentrazioni iniziali:

$$[\text{CO}]_i = 7.14 \times 10^{-2} \text{ mol} / 2.5 \text{ L} = 2.86 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_i = 8.33 \times 10^{-2} \text{ mol} / 2.5 \text{ L} = 3.33 \times 10^{-2} \text{ M}$$

si conosce la quantità d'acqua che non ha reagito: 60% di quella iniziale = $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}}$ e quindi la variazione x è uguale al 40% di quella iniziale

$$x = \text{variazione} = 3.33 \times 10^{-2} \text{ M} \times 40/100 = 1.33 \times 10^{-2} \text{ M}$$

completando la tabellina IVE:

	CO	+	H ₂ O	<->	CO ₂	+	H ₂
I	2.86×10^{-2}		3.33×10^{-2}		--		--
V	-1.33×10^{-2}		-1.33×10^{-2}		1.33×10^{-2}		1.33×10^{-2}
E	1.53×10^{-2}		1.998×10^{-2}		1.33×10^{-2}		1.33×10^{-2}

$$K_c = [\text{CO}_2][\text{H}_2] / [\text{CO}][\text{H}_2\text{O}] = (1.33 \times 10^{-2})^2 / (1.53 \times 10^{-2} \times 1.998 \times 10^{-2}) = 0.58$$

Esercizio 2A

30 mL di una soluzione di ammoniaca (3.3 % p/p, $d = 0.984 \text{ g/mL}$) vengono aggiunti a 300 mL di acqua. Quanti grammi di cloruro di ammonio devono essere sciolti in 200 mL di questa soluzione affinché il pH sia tamponato a 9.2?

si calcola la $[\text{NH}_3]$ iniziale dal %p/p, dalla densità e dal peso molecolare dell' NH_3 :

$$[NH_3]_i = \frac{\% p / pxd}{PM} = \frac{0.033 \times 0.984 \times 10^3 \text{ g / L}}{17.031 \text{ g / mol}} = 1.91 \text{ M}$$

30 mL di questa soluzione sono diluiti in 300 mL di acqua: calcoliamo la nuova concentrazione

$$[NH_3]_f = 1.91 \text{ M} \times 30 \text{ mL} / (30 + 300) \text{ mL} = 0.173 \text{ M}$$

in seguito all'aggiunta di x grammi di cloruro di ammonio a 200 mL della soluzione di NH₃ finale si ottiene un tampone (base = NH₃ + acido coniugato = NH₄Cl) a pH = 9.2. Utilizziamo l'eq. Di Henderson-Hasselbalch: pH = pKa - log ([ACIDO]/[BASE]) calcoliamo la [] di acido (NH₄Cl) aggiunta per ottenere questo valore di pH:

$$pKa = -\log Ka = -\log (Kw/Kb) = -\log (1.00 \times 10^{-14} / 1.8 \times 10^{-5}) = -\log (5.56 \times 10^{-10}) = 9.26$$

$$pH = pKa - \log ([ACIDO]/[BASE]);$$

$$9.2 = 9.26 - \log (x / 0.173);$$

$$x = 0.199 \text{ M} = [ACIDO] = [NH_4Cl]$$

$$i \text{ grammi di } NH_4Cl \text{ aggiunti} = 0.199 \text{ M} \times 200 \text{ mL} \times 53.49 \text{ g/mol} = 2.12 \text{ g}$$

Esercizio 2B

Quanti mL di acqua devono essere aggiunti a 150 mL di una soluzione di idrossido di sodio 0.01 M per preparare una soluzione a pH 11.9?

NaOH -> Na⁺ + OH⁻ base forte

Esercizio di diluizione: MiVi = MfVf

Conosciamo la [] iniziale Mi = 0.01M, il volume iniziale Vi = 150 mL, la concentrazione finale la si ricava dal pH all'equilibrio = 11.9, poiché una mole di OH⁻ viene liberata da una mole di NaOH, dal pH si ricava il pOH e quindi la [OH⁻], questa è uguale alla [NaOH]:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 11.9 = 2.1$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-2.1} = 7.94 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{quindi } MiVi = MfVf : 0.01 \text{ M} \times 150 \text{ mL} = 7.94 \times 10^{-3} \text{ M} \times Vf;$$

$$Vf = 188.9 \text{ mL}$$

Il volume di acqua aggiunto è uguale al Vf meno il Vi:

$$V_{H_2O} = 188.9 - 150 = 38.9 \text{ mL}$$

Esercizio 3A

Calcolare quanti grammi di cloruro di argento si ottengono miscelando 150 mL di una soluzione di nitrato di argento 0.15 M con 50 mL di una soluzione di cloruro di calcio 0.08 M.

Due sali solubili (AgNO_3 e CaCl_2) danno origine ad un sale poco solubile: AgCl

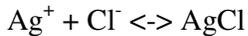


Si calcolano le [] iniziali di Ag^+ e di Cl^- :

$$[\text{Ag}^+] = 0.15 \text{ M} \times 150 \text{ mL} / (150 + 50) \text{ mL} = 0.112 \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = 2 \times 0.08 \text{ M} \times 50 \text{ mL} / 200 \text{ mL} = 4.0 \times 10^{-2} \text{ M}$$

i due ioni Ag^+ e Cl^- reagiscono per dare il sale poco solubile AgCl :



La formazione di AgCl è stechiometrica (1:1): il Cl^- si comporta da reattivo limitante e quindi la formazione di AgCl dipende dalla quantità disponibile di Cl^- :

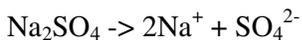
$$[\text{AgCl}] = [\text{Cl}^-] = 4.0 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{i grammi di AgCl che si formano} = 4.0 \times 10^{-2} \text{ M} \times 0.200 \text{ L} \times 143.321 \text{ g/mol} = 1.15 \text{ g}$$

Esercizio 3B

Calcolare i grammi di solfato di calcio che si possono sciogliere in 250 mL di una soluzione 0.1 M di solfato di sodio

Il solfato di sodio è un sale solubile, lo ione solfato liberato in soluzione dal sale di sodio si comporta da ione comune per il solfato di calcio, diminuendone la solubilità



Il solfato di calcio è un sale poco solubile (K_{ps} solfato di calcio = 7.1×10^{-5})



$$K_{ps} = 7.1 \times 10^{-5} = S \times (S + 0.1)$$

La solubilità (S) dentro la parentesi a si può trascurare, quindi

$$7.1 \times 10^{-5} = S \times 0.1; \quad S = 7.1 \times 10^{-4} \text{ M} = \text{solubilità del Ca}^{2+} = \text{solubilità del CaSO}_4$$

$$\text{i grammi di solfato di calcio} = 7.1 \times 10^{-4} \text{ M} \times 0.250 \text{ L} \times 136.14 \text{ g/mol} = 2.42 \times 10^{-2} \text{ g}$$