**Terza Provetta di Chimica Generale 13/01/2017 (A)**

1) Calcolare il pOH di una soluzione di acido nitrico 5.20 x 10-8 M.

HNO3 + H2O => H3O+ (aq)  + Cl- (aq)

Ci 5.20 x 10-8 M

Cf - 5.20 x 10-8 M 5.20 x 10-8 M

2 H2O => H3O+ (aq)  + OH- (aq)

5.20 x 10-8 + x x

Kw = [H3O+][OH-] = (5.20 \* 10-8 + x) x

x2 + 5.20x10-8x -10-14=0

x = [-5.20 x 10-8 + (0.2704 x 10-14 + 4\*10-14)1/2]/2=(-5.20 x 10-8 + 2.07 x1 0-7)/2=0.775 x 10-7

[H3O+ ] = x + 5.20 x 10-8 = 1.30 x 10-7

pH= 6.89 pOH = 7.11

2) Ad una certa temperatura, il prodotto di solubilità del cloruro di piombo (II) vale KPS=1.70 x 10-5 M3. Si calcoli la solubilità del sale (in g/L) in a) acqua pura e b) una soluzione 1.50 molare di cloruro di calcio.

a) PbCl2  (s) <=> Pb2+ (aq)  + 2Cl- (aq)  KPS = S\*(2S)2 = 4S3

S 2S

S = (1.70 x 10-5 / 4)1/3 = 1.62 x 10-2 M

S(g/L )= 1.62 x 10-2 \* (207.2 + 35.453 \* 2) = 1.62 x 10-2 \* 278.1 = 4.51 g/L

b) CaCl2 (s) => Ca2+ (aq) + 2 Cl- (aq) PbCl2 (s) <=> Pb2+ (aq) + 2Cl- (aq)

1.50 2\*1.50 S 2S

KPS = S\*(2S + 1.5\*2)2 = 9 S

S = 1.70 x 10-5 / 9 = 1.89 x 10-6 M

S(g/L) = 1.89x10-6\*(207.2+35.453\*2) = 1.89 x 10-6\*278.1 = 5.25 10-4 g/L

3) In un recipiente di 10.0 L a 826.85°C vengono introdotte 1.50 moli carbonato di calcio. Calcolare la pressione finale del sistema in seguito a decomposizione a ossido di calcio e biossido di carbonio, sapendo che la costante di equilibrio della reazione di decomposizione del carbonato a tale temperatura è 1.04 atm. Calcolare la pressione finale se nel recipiente ci fossero solamente 2.00x10-3 moli di carbonato di calcio.

CaCO3 (s) <=> CO2 (g) + CaO (s) Kp = PCO2

Nel primo caso, se tutte le moli di CaCO3 venissero convertite, la pressione sarebbe

P = (n/V)RT = (1.50/10.0) \* 0.082 \* 1100 = 13.5 atm

Quindi la pressione finale del sistema è 1.04 atm, per raggiungimento dell'equilibrio.

Nel secondo caso, se tutte le moli di CaCO3 venissero convertite, la pressione sarebbe

P = (n/V)RT = (2 x 10-3/10.0) \* 0.082 \* 1100 = 0.0181 atm

Quindi il sistema non riesce a raggiungere l'equilibrio, la pressione è 0.181 atm.

4) Calcolare il volume (in mL) di acido cloridrico 1.20 M da aggiungere a una soluzione di 500 mL 0.500 M di ammoniaca per formare un tampone a pH 8.8.

Soluzione tampone NH3 + H2O ⬄ NH4+ (aq)  + OH- (aq)

Sappiamo che Kb = [OH-][NH4+]/[NH3]

da cui Kb / [OH-] = [NH4+]/[NH3]

pOH = 14-8.8 = 5.2 da cui [OH-] = 10-5.2 = 0.63 x 10-5

e quindi [NH4+]/[NH3] = ( n NH4+/ V ) / (n NH3 / V) = 1.76 x 10-5 / 0.63 x 10-5 = 2.79

n NH4+ / n NH3 = 2.79

Sappiamo che n NH4+ + n NH3 = 0.500 \* 0.500 = 0.250 mol

Quindi n NH3 = 0.250 - n NH4+

n NH4+ / (0.250 - NH4+ ) = 2.79

n NH4+ = (0.250 - n NH4+ ) \* 2.79

3.79 n NH4+ = 0.698

n NH4+ = 0.1842 mol

NH3 + HCl => NH4+ + Cl-

n NH4+ = n HCl

V(HCl) = 0.1842 / 1.20 = 0.1535 L= 153.5 mL

5) Calcolare il ΔvapS di evaporazione dell'etanolo, sapendo che la temperatura di ebollizione è 78.24 °C e che ΔvapH= +38.56 kJ/mol. Ci si aspetta un valore di ΔvapS positivo o negativo? E perché?

ΔvapG= ΔvapH - TΔvapS, ΔvapG = 0 all'equilibrio.

ΔvapS= ΔvapH/T=38.56/(78.24+273.15) = 0.1097 kJ/mol K=109.7 J/molK

Positivo perché il disordine aumenta passando da liquido a gas.

(Masse atomiche (u.m.a): Pb = 207.2, Cl = 35.45, Ca = 40.08, C = 12.011, O = 15.9994)

**Terza Provetta di Chimica Generale 13/01/2017 (B)**

1) Calcolare il pH di una soluzione di idrossido di sodio 5.20 x 10-8 M.

NaOH + H2O => Na+ + OH-

Ci 5.20 x 10-8 M

Cf - 5.20 x 10-8 M 5.20 x 10-8 M

2 H2O => H3O+ + OH-

x 5.20 x 10-8 + x

Kw = [H3O+][OH-] = x (5.20 \* 10-8 + x)

x2 + 5.20x10-8x -10-14 = 0

x = [-5.20 x 10-8 + (0.2704 x 10-14 + 4\*10-14)1/2]/2 = (-5.20 x 10-8 + 2.07 x 10-7)/2 = 0.775 x 10-7

[OH-] = x + 5.20 x 10-8 = 1.30 x 10-7

pOH = 6.89 pH = 7.11

2) Ad una certa temperatura, la solubilità del cloruro di piombo (II) in acqua pura è 4.51 g/L. Si calcoli: a) la KPS del sale, b) la solubilità del sale in una soluzione 1.50 molare di cloruro di calcio.

a) PbCl2  (s) <=> Pb2+ (aq)  + 2Cl- (aq)  KPS = S\*(2S)2 = 4S3

S 2S

S(mol/L) = 4.51/(207.2 + 35.453 \* 2) = 1.62 x 10-2 M

KPS  = 4S3 = 4\*(1.62 x 10-2)3 = 1.70 x 10-5 M3

b) CaCl2 (s) => Ca2+ (aq) + 2 Cl- (aq) PbCl2 (s) <=> Pb2+ (aq) + 2Cl- (aq)

1.50 2\*1.50 S 2S

KPS = S\*(2S + 1.5\*2)2 = 9 S

S = 1.70 x 10-5 / 9 = 1.89 x 10-6 M

S(g/L) = 1.89 x 10-6 \* (207.2 + 35.453 \* 2) = 1.89 x 10-6 \* 278.1 = 5.25 10-4 g/L

3) In un recipiente di 10.0 L a 826.85 °C vengono introdotte 1.50 moli di biossido di carbonio e un eccesso di ossido di calcio. Calcolare la quantità di carbonato di calcio che si forma, in grammi, sapendo che la costante di equilibrio per la reazione di decomposizione del carbonato è 1.04 atm. Quante moli di ossido di calcio sono necessarie per raggiungere l'equilibrio con 1.50 moli di biossido di carbonio?

CaCO3 (s)<=> CO2 (g) + CaO (s) Kp = PCO2

La pressione iniziale di CO2 è:

P = (n/V)RT = (1.50/10.0) \* 0.082 \* 1100 = 13.5 atm

La pressione all'equilibrio di CO2 è 1.04 atm. Quindi all’equilibrio ci possono essere al massimo le seguenti moli di CO2

n = PV / RT = (1.04 \* 10.0 ) / (0.082 \* 1100) = 0.116

devono convertirsi 1.50-0.116 = 1.384 moli di CO2, che daranno altrettante moli di carbonato di calcio.

CaCO3(g) = 1.384 \* 100.0869 = 138.52 g

Sono necessarie almeno 1.384 moli di CaO, quelle che servono a far reagire CO2 per arrivare a 1.04 atm.

4) Calcolare il volume (in mL) di HCl 1.20 M da aggiungere a una soluzione di 500 mL 0.500 M di acetato di sodio per formare un tampone a pH 4.5.

Soluzione tampone CH3COOH + H2O ⬄ CH3COO -(aq)  + H3O+ (aq)

Sappiamo che Ka = [H3O+ ][CH3COO - ] / [CH3COOH-] e pH 4.5 => /[H3O+] = 10-4.5

Da cui [CH3COO - ] / [ CH3COOH] = Ka/[H3O+] = 1.76 x 10-5 / 10-4.5 = 1.76 x 10-0.5 = 0.557

e (n CH3COO - / V) / (n CH3COOH / V) = n CH3COO -  / n CH3COOH = 0.557

Sappiamo che n CH3COO -  + n CH3COOH = 0.500 \* 0.500 = 0.250 mol

n CH3COO -  = 0.250 mol - n CH3COOH e sostituendo nella relazione sopra

(0.250 mol - n CH3COOH ) / n CH3COOH = 0.557

0.250 mol - n CH3COOH = 0.557 n CH3COOH

1.557 n CH3COOH = 0.250

n CH3COOH = 0.1605 mol

CH3COO - (aq)  + H3O+ (aq)  => CH3COOH + H2O

n CH3COOH = n HCl

V(HCl) = 0.1605 / 1.20 = 0.1338 L = 133.8 mL

5) Calcolare la temperatura di evaporazione dell'etanolo in °C, sapendo che ΔvapH= +38.56 kJ/mol e

ΔvapS = + 109.7 J/molK. A quali temperature il processo è spontaneo?

ΔvapG = ΔvapH - TΔvapS, ΔvapG = 0 all'equilibrio.

T = ΔvapH/ ΔvapS = 38.56 \* 1000/109.7 = 351.5 K

T(°C) = 351.5-273.15 = 78.35 °C Maggiori di 78.35°C

(Masse atomiche (u.m.a): Pb = 207.2, Cl=35.45, Ca = 40.08, C = 12.011, O = 15.9994)