SCRITTO CHIMICA GENERALE STB 29.01.2021

1. 50 mL di una soluzione 3.00 molale di ammoniaca la cui densità è 1.15 g/mL reagiscono con 39.775 grammi di ossido rameico per formare azoto, rame metallico ed acqua. Calcolare il volume di azoto misurato a 25.00 °C e a 0.450 atm che si può ottenere.

2NH3 + 3CuO → N2 + 3 Cu + 3H2O

Calcolo la molarità della soluzione di ammoniaca . Considero che ho 3.00 moli in 1 Kg di acqua

Massa totale soluzione = massa solvente + massa soluto = 1000 (g) + 3.00 moli \* 17.03 (g/mol) = 1051.09 g

V = Massa / densità = 1051.03 (g) / 1.15 (g/mL) = 914 mL

M soluzione ammoniaca = n/V = 3.00 (moli) / 0.914 (L) = 3.28 (mol/L)

Moli ammoniaca = V\*M = 0.050 (L) \* 3.28 (mol/L) = 0.164 mol

Moli CuO = massa (g) / MM (g/mol) = 39.775 (g) / 79.55 (g/mol) =0.5000 mol

Reagente limitante ammoniaca

Moli N2 = ½ moli ammoniaca = 0.0820 moli

V = nRT/P = = 0.0820 (moli) \* 0.0821 (L atm/ K mol) \* (273.16 + 25.00 (K)) / 0.450 ( atm) = 4.46 (L)

1. Si mescolano 150 mL di nitrato di calcio 0.150 M, 25 mL di glicol etilenico (C2H6O2) 6.00 M e 58.9 g di zinco ed acqua fino ad un volume finale di soluzione di 250 mL. Calcolare la pressione osmotica a 27°C .

Moli nitrato di calcio 0.150 (L) \* 0.150 (mol/L) = 0.0225 mol

Ca(NO3)2 🡪 Ca2+(aq) + 2 NO3-(aq)

Moli glicol etilenico = 0.025 (L)\* 6.00 (mol/L) = 0.150

Zinco metallo che non si scioglie e non influenza proprietà colligative.

 = CeffRT = (nCa2++ n NO3-+ n C2H6O2) / V \* RT

= (0.0225+ 2\* 0.0225+ 0.150)/ 0.250 \* 0.0821 (L\*atm/ K mol)\* 300.15 K = 21.4 atm

1. Il vapor d’acqua reagisce col carbone ad alta temperatura formando monossido di carbonio e idrogeno. 5.00 moli di acqua in fase gassosa vengono fatte reagire con un eccesso di carbonio in ambiente chiuso ad alta temperatura. Calcolare le moli di CO presenti all’equilibrio, sapendo che la pressione totale è 8.18 bar e che Kp = 10.5 bar.

C(s) + H2= (g) ⬄ CO + H2

5.00 0 0

5.00-x x x

Kp = PCO PH2/ PH2O = 10.5 bar

moli totali = 5,00 – x+ 2x = 5.00 + x

PCO = PH2 = x/(5.00+x) P

PH2O = 5.00-x /(5.00+x) P

Kp = PCO PH2/ PH2O = (x/(5.00+x) P ) \* ( x/(5.00+x)) \* (5.00-x /(5.00+x) P) = 10.5 bar

X2 8.18 bar / (25.0-x2) = 10.5 bar

X = 3,8 moli

1. L’oro può venir estratto dai minerali che lo contengono mediante un attacco combinato da parte di una soluzione acquosa contente ioni cianuro e dell’ossigeno ottenendo una soluzione **basica** di NaAu(CN)4. Calcolare la massa di cianuro di sodio necessaria per estrarre 1.00 g di oro, considerando che occorre un eccesso del 15.0 % p/p di cianuro rispetto alla quantità stechiometrica.

2Au + 8 NaCN + 3/2 O2 + 3 H2O = 2NaAu(CN)4 + 6 NaOH

moli Au = massa / MM = 1.00 (g) / 197 (g/mol) =

massa NaCN = 4 \* moli Au \* MMNaCN = 0.995 g

massa NaCN = 0.995 g + 0.995 g \* 15.0/100 = 1,14 g NaCN

1. Calcolare quanti millilitri di acido fosforico 0.0100 M si debbono prelevare per preparare 100 mL di una soluzione a pH = 4.0. L’acido fosforico ha le seguenti tre costanti acide Ka1 = 2.0 \* 10-3, Ka2 = 3.0 \* 10-7 Ka3 = 7.0 \* 10-13. Calcolare la concentrazione di equilibrio dello ione idrogenofosfato.

H3PO4 + H2O ⬄ H3O+(aq)  + H2PO4-(aq)

Cin  x + 10 –pH

Ceq  x 10 –pH  10 –pH

H2PO4-(aq) + H2O ⬄ H3O+(aq)  + HPO42-(aq)

Cin  10 –pH 10 –pH

Ceq  10 –pH - y 10 –pH + y y

HPO42-(aq) + H2O ⬄ H3O+(aq)  + H2PO4-(aq)

Cin  y

Ceq  y -z 10 –pH  z

pH è determinate essenzialmente dal 1 equilibrio

Ka1 = 2,00 \* 10-3 = [H3O+][ H2PO4-]/[H3PO4] = 10 –pH \* 10 –pH / x

X = 1.00 \* 10 –4 \* 1.00 \*10 – 4 /2,00 \* 10-3 = 0.500 \* 10-5 mol/L

[H3PO4] = x + 10 –pH = 0.500 \* 10-5 + 10 – 4 mol/L = 1,05 \* 10-4 mol/L

moli [H3PO4] = V\* C = 0.100 L \* 1,05 \* 10-4 mol/L = 1,05 \* 10-5 moli

V H3PO4 = n / C = 1,05 \* 10-5 moli / 0.0100 mol/L = 1,05 \* 10-3 = **1,05 mL**

Ka2 = 3,00 \* 10-7 = [H3O+][ HPO42-]/[H2PO4-] = (10 –4 +y)\* y / (10 –4 -y) = (10 –4 )\* y / (10 –4 )

[ HPO42-] = Y = 3,00 \* 10-7 mol/L

1. Sapendo che la costante di acidità dell’acido fluoridrico vale 6.70 \* 10-4, calcolare quanti mL di acido cloridrico 2.00 M e quanti mL di fluoruro di sodio 1.00 M debbo utilizzare per preparare 200 mL di una soluzione tampone a pH 3.2 ed avente concentrazione di equilibrio dell’acido fluoridrico di 0.0500 M.

HF = HA tampone

HA + H2O ⬄ H3O+(aq)  + A-(aq)

Ceq  0.0500 10 –pH  x

Ka = 6.70 \* 10-4 = [H3O+][ A-]/[HA] = 10 –3.2 \* x / 0.0500 [A-] = 0.0531 mol/L

moli HA = V \* C = 0.200 L \* 0.0500 mol/L = 0.0100 moli

A-(aq) + H3O+(aq) 🡪 HA + H2O

ni 0.0100 0.0100

nf 0.0100

n HCl = n H3O+ = 0.0100 mol

V HCl = n / C = 0.0100 moli / 2.00 mol/L = 0.00500 L = **5,00 mL**

n A- = 0.0100 moli + 0.0531 moli/L \* 0.200 L = 0.0206 moli

V NaF = n / C = 0.0206 moli / 1.00 mol/L = 0.0206 L = **20,6 mL**