**Scritto Chimica Generale CdS Farmacia 11 Luglio 2023**

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

(a) Scriviamo la reazione di equilibrio:

CaCO3(s) ↔ CaO(s) + CO2(g)

Quindi la Kp = PCO2 essendo CO2 l’unica specie gassosa presente nella reazione di equilibrio (gli altri sono SOLIDI).

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, **che non è compatibile con il valore della Kp,** per cui l’equilibrio viene raggiunto quando non tutto il carbonato è stato convertito. Quindi la pressione finale del sistema deve essere 1.04 atm (che è dato proprio da pressione di CO2 unica specie gassosa), per raggiungimento dell'equilibrio.

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

P=(n/V)\*RT=(2\*10-3/10.0)\*0.082\*1100 = 0.181 atm

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

2) Calcolare il pH della soluzione che si ottiene miscelando 0.500 L di una soluzione di acido cloridrico avente pH = 2.00, con un uguale volume di soluzione di acetato di sodio di concentrazione 2.50·10-2 M. La costante di dissociazione acida dell’acido acetico è pari a 1.76·10-5.

Nella soluzione di HCl (acido forte completamente dissociato) la concentrazione ioni [H3O+] è pari a 10-pH ovvero 10-2 mol/L. Avendo il volume iniziale della soluzione di acido, calcoliamo quindi le moli di H3O+:

n(H3O+) = C\*V = 10-2 mol/L \* 0.500 L = 0,0050 mol

L’acetato di sodio è sale solubile che si dissocia completamente in ioni sodio e acetato, quest’ultimo base coniugata dell’acido acetaico (il primo non influenza pH). Le moli iniziali di acetato in questa seconda soluzione (di uguale volume) sono:

n(CH3COO-) = C\*V = 2.5·10-2 mol/L \* 0.5 L = 0,0125 mol

Quando le due soluzioni vengono mescolate per dare 1 L di soluzione totale, si ha immediatamente la reazione acido base tra HCl e CH3COO- (è equivalente se considerate l’acido come HCl o come H3O+ il risultato sostanziale non cambia):

CH3COO-(aq) + H3O+(aq) → CH3COOH(aq) + H2O

La reazione è completa, ed essendo il rapporto stechiometrico di reazione di 1:1, individuiamo facilmente il reagent limitante, overo l’acido. Al termine della reazione, il pH sarà determinato dalle specie CH3COO- residua e CH3COOH (formatosi in seguito alla reazione con l’acido), che formano una soluzione tampone. Le moli residue di CH3COO- sono: 0.0125 - 0,005 = 0,0075 mol e quelle di CH3COOH sono 0.005 mol. Posso calcolare quindi facilmente il pH usando la legge di azione di massa (posso usare indifferentemente moli o concentrazioni di CH3COO- e CH3COOH  tanto il volume è comune (e comunque unitario):

Ka = n(CH3COO-)\*[ H3O+]/n(CH3COOH) = 0.0075\*[ H3O+]/0.005 da cui calcolo la [H3O+]:

[H3O+] = 1.76·10-5\*0.005/0.0075 = 1.17·10-5 mol/L

pH = -log(1.17·10-5) = 4.93

3) L’idrossido di cobalto (II) ha un prodotto di solubilità pari a 2.5·10-16 in a 25 °C. (a) Calcolare la solubilità dell’idrossido di cobalto (II) in una soluzione 2.0·10-3 M di cloruro di cobalto. (b) Calcolare la solubilità molare dell’idrossido di cobalto (II) in una soluzione tamponata a pH 9.

a) Scriviamo l’equilibrio di solubilità per l’idrossido di cobalto(II) (Co(OH)2) e facciamo tabella ICE considerando la concentrazione degli ioni Co2+ derivanti da CoCl2:

Co(OH)2(s) ↔ Co2+(aq) + 2OH-(aq)

I solido 2.0·10-3 -

C -s +s +2s

E solido 2.0·10-3 + s 2s

Scriviamo l’espressione del Kps:

Kps = [Co2+][OH-]2 = (2.0·10-3 + s)\*4s2 posso trascurare s rispetto a 2.0·10-3 in quanto molto più piccola:

Kps = (2.0·10-3)\*4s2 da cui ricavo la solubilità s:

s = √(Kps/4·2.0·10-3) = 1.77·10-7 mol/L

b) in questo secondo caso, ad essere nota è la concentrazione in soluzione degli ioni OH-, che è definita dal sistema tampone, ovvero:

pH = 9, e quindi pOH = 5 da cui [OH-] = 10-5 M.

Sostituisco nell’espressione del Kps e ricavo [Co2+] che è uguale la solubilità dell’idrossido di cobalto:

Kps = [Co2+][OH-]2 = s\*(10-5)2

s = 2.5·10-16/10-10 = 2.5·10-6 mol/L

4) Descrivere la geometria della molecola di trifluoruro di cloro (ClF3) e utilizzare la teoria del legame di valenza per descriverne i legami.

5) Bilanciare la reazione di ossidoriduzione:

**K2Cr2O7 + NH3 + HNO3 → K2(NO3)2 + Cr(NO3)3 +N2 + H2O**

Scrivo la reazione in forma ionica

2K+ + Cr2O72-+ NH3 + H+ + NO3- → 2K+ + 2NO3- + Cr3+ + 3NO3- +N2 + H2O

Ignoro gli ioni spettatori (cioe’ che non prendono parte alla reazione di ossidoriduzione) e scrivo le due semireazioni:

Cr2O72- → Cr3+  Bilancio prima la massa di Cr

Cr2O72- → 2Cr3+  Vedo che il Cr si riduce da +6 a +3. Essendoci due atomi, sono coinvolti in tutto 6 elettroni:

Cr2O72- + 6e- → 2Cr3+

Devo uguagliare le cariche (a sinistra e’ -8 a destra e’ +6. Quindi devo aggiungere 14H+ (la reazione avviene in ambiente acido da HNO3):

Cr2O72- + 6e- + 14H+ → 2Cr3+  Bilancio ora le masse di H e O aggiungendo acqua

Cr2O72- + 6e- + 14H+ → 2Cr3+  + 7H2O

 La prima semireazione e’ cosi’ bilanciata. Bilanciamo la seconda semireazione, quella di ossidazione:

NH3 → N2  Devo prima bilanciare la massa di N:

2NH3 → N2

L’azoto si ossida da -3 a 0. Ci sono pero’ due atomi di azoto, quindi elettroni coinvolti sono 6:

2NH3 → N2 + 6e- ora bilancio la carica con gli H+

2NH3 → N2 + 6e- + 6H+

Anche la massa di H e’ bilanciata, quindi la semireazione e’ bilanciata

Il numero di elettroni nelle due semireazioni scritte e’ equivalente, quindi posso sommare le due semireazioni senza alcuna moltiplicazione:

Cr2O72- + 6e- + 14H+ + 2NH3→ 2Cr3+  + 7H2O + N2 + 6e- + 6H+

Elimino gli elettroni a destra e sinistra e sommo gli H+

Cr2O72- + 8H+ + 2NH3→ 2Cr3+  + 7H2O + N2

Ora devo guardare alla reazione data originalmente e fare le aggiunte degli ioni spettatori (K+ e NO3- badando bene che ogni carica degli ioni sia bilanciata e che la massa di ogni elemento a destra e sinistra sia bilanciata.

K2Cr2O7 + 2NH3 + 8HNO3 → K2(NO3)2 + 2Cr(NO3)3 +N2 + 7H2O