**Corrigé du TD solubilité et précipitation**

**Exercice N°1**

1. Calcul des produits de solubilité :

Soit l’équilibre suivant pour lequel on définit le produit de solubilité Ks

AgCl Ag+  +Cl- Ks = [Ag+]x [Cl-]

[Ag+]=[Cl-]=S donc Ks= S2

AN : S= 1,30x10-5 mol/l

Ks= 1,69x 10-5

AgCl 3Ag+  +PO4-3 Ks = [Ag+]3x [PO4-3 ]

S 3S S

Ks = [3S]3x [S] =27S4

AN : S= 1,63x10-5

Ks= 1,9 x10-18

MgF2 Mg2+  +2F- Ks = [Mg2+] x [F-]2

[Mg2+] =S

[F-]=2S donc Ks = (S) x(2S)2 =4S3

AN : S= 8,7x10-3  =0,14x10-3

62,3

Ks= 1, 1 x10-11

1. Calcul de solubilités:

Ag2CO3 2Ag+  + CO3-2

S 2S S

Ks= (2S)2 (S) =4S3

Ks=6,2 x10-12

AN: S= 1.16 x10-4mol/l = 1.16 x10-4 x 276 =0,032g/l

Pb3(PO4)2 3Pb2+  + 2PO43-

S 3S 2S

Ks=[Pb+2]3 x[PO43-]2

Ks=(3S)3x(2S)2 =108xS5

AN :

Ks =1,5x10-32 donc S=1.69x10-7 mol/l =1.69x10-7x811,6 =1.37x 10-4 g/l

MgCO3 Mg2+ + CO32-

S S S

KS=[ Mg2+ ][CO32-]

Ks = $\sqrt{Ks }$

AN: Ks = 2,6x 10-5 donc S= 0.5x10-2 mol/l =0.42g/l

Bi2S3 2Bi3+ +3S2- Ks =[ Bi3+ ]2[S2-]3

S 2S 3S

Ks = [ 2S]2[3S]3 = 108S5

AN: S= 1.54 x 10-15 = 7.91 x10-13 g/l

**Exercice N°2**

1. Calcul la masse d’AgCN nécessaire pour préparer 700 cm 3 de solution :

On a : S = 1,7 x 10-6 g/100cm3

1.76x10-6 g de AgCN sont contenus dans 100cm3

M g de AgCN sont contenus dans 700 cm3

On trouve M= 12.32x10-6 g

Calcul du produit de solubilité d’AgCN :

AgCN Ag+ +CN-

S S S

Ks = [Ag+ ][CN-] = S2

12.32x10-6 g de AgCN sont contenus dans 700 cm3

 S de AgCN sont contenus dans 1000 cm3

Donc S =12.32 x10-6 x 1000 = 17.6 x 10-6 g/l = 13.13 x 10-8 mol/l

 700

Ks = (13.13 x 10-8 )2 = 1.72 .10-14

1. Calcul de la nouvelle solubilité

On ajoute 15g de KCN à 700cm3 de cette solution

KCN K+ +CN-

AgCN Ag+ +CN-

Soit S\* la nouvelle solubilité de AgCN

[Ag+ ]= S\*

[CN-]= S\* + a

 a c’est la concentration du CN- qui provient de la dissociation du KCN

calcul de la concentration des ions CN- ajouté :

15 g de KCN se trouvent dans 700cm3

Xg de KCN se trouvent dans 1000cm3

X= 21,43 g/l = 0.33 mol/l

Ks = [Ag+ ][CN-] = S\*(S\* +a)

En general S\* << a

Ks = S\* x a donc S\* = Ks/a

S\* = 1.61 X10-14 /0.33 =4.88 x10-14 mol/l

Conclusion : la solubilité d’un sel peu soluble diminue de façon notable lorsque la solution contient un des ions de ce sel : c’est l’effet de l’ion commun

**Exercice N°3**

1. Calcul de la solubilité S de PbSO4  dans l’eau pure :

PbSO4 Pb2+ +SO4-2 Ks= [Pb2+ ] [SO42- ]

S S S

[Pb2+ ]= [SO42- ]=S Ks =S2 donc S=$\sqrt{Ks}$

AN: Ks = 1,8 x 10-8  S= 1,34 .10-4 mol/l

1. Calcul de la solubilité S\* dans une solution de nitrate de plomb

0,10 mol/l

Pb(NO3)2 Pb2+ +2 NO3-2 ( sel soluble)

PbSO4 Pb2+ +SO4-2

Avec [Pb2+ ]=S\*+ 0,1 et [SO42- ]= S\*

Ks = S\* (S\* + 0,1) et S\*<< 0,1 donc Ks= 0,1S\* soit S= Ks/0,1

AN: S\* = 1,8 x 10-7 mol/l

1. Calcul de la solubilité S\* dans une solution de Na2SO4 1 ,0 . 103- mol/l

Na2 SO4 2Na2+ +SO4-2

PbSO4 Pb2+ +SO4-2

On a [Pb2+ ]=S\* [SO42- ]= S\* + 1,0 x10-3

Ks = S\* (S\* + 1,0 x10-3) et S\*<< 1,0 x10-3 donc Ks= 1,0 x10-3S\* soit S= Ks/1,0 x10-3

S= 1,8 x 10-5 mol/l

**Conclusion:**

La solubilité d’un sel peu soluble diminue considérablement en présence d’une substance contenant un ion commun

**Exercice N°4**

1. Expression du produit de solubilité de Fe(OH)2 et calcul de sa valeur :

Fe(OH)2 Fe2+ +2OH-

**S S 2S**

Ks=[Fe2+][OH-]2

Ks = S (2S)2=4S3

AN : S= 0,6.10-3 g/l = 0,6 .10-3= 6,67. 10-6 mol/l Ks = 1.18x10-15

90

2) il reste au maximum 1µg d’ion Fe2+ par litre , soit :

[Fe2+]≤ 10-6  [Fe2+]≤1.78 .10-8 mol/l

 56

La solution est saturée en Fe(OH)2 d’où

[OH-]2 ≥ 1,18 . 10-15 ≥ 6,62.10-8

1,78.10-8

 [OH-]≥$ √(6,62 .10-8$

[OH-]≥$ $2.57.10-4 mol/l

3) le Ph minimum à atteindre

Ph ≥14+ log [OH-]≥14+log 2.57.10-4

ph≥ 10,4

**Exercice N°5**

 1-Calcul de la solubilité d’AgNO2

soit l’équilibre suivant :

AgNO2 Ag+ +NO2-  Ks=[Ag+][NO2-]

Ks= S2 S=$\sqrt{Ks}$

AN: Ks = 7,23 x 10-4 Ks= 2,69 x10-2 mol/l =2,69 x10-2 x154 =4,14g/l

2 – calcul de la nouvelle solubilité S\*  dans une solubilité S\* dans une solution de nitrate d’argent 0,118 mol/l

Dans le milieu on a les équations suivantes

AgNO2 Ag+ +NO2-

AgNO3 Ag+ +NO3-

[Ag+]=S\* + a et [NO2-]= S\* avec a=0,118mol/l

Ks = (S\* + a ) S\* et S\* <<a

Ks = S\* a et S\* =Ks/a

AN : Ks = 7,23x 10-4

S= 6x 10-3 mol/l

**Conclusion** : la solubilité d’un sel peu soluble diminue considérablement lors de l’addition dans la solution d’un sel soluble possédant un ion commun