**TD Série 1 : Chimie analytique II**

**Exercice 1 :**

Le complexe sulfocyanofer III Fe(SCN)2+ fortement coloré en rouge, sa présence est détectable dès que sa concentration atteint 3.10-5 mol/L.

* Ecrire l’équation de la réaction de dissociation de cet ion complexe.
* Connaissant Kf= 125, déterminer Kd puis pKd.
* Représenter sur un axe gradué en pSCN, les domaines de prédominance du couple envisagé.

**Exercice 2 :**

A 100mL d’une solution 0,01M en métal **N**, on ajoute sans variation de volume 0,011M de ligand **L**, sachant qu’à l’équilibre [N]= 10-4M. Calculer la valeur du pKc du **ML.**

**Exercice 3 :**

Dans 250mL d’une solution 0.1M en un métal M, on ajoute sans variation de volume 0.0125 mole de L. Sachant que la valeur de pL de la solution obtenue est de 6.

Calculer la valeur du pKc du complexe ML.

**Exercice 4 :**

On mélange 10mL d’une solution de nitrate de calcium et 90mL d’une solution 0.2M en YCuK2 (sel di-potassique de mono-édétate de cuivre II), on obtient une solution dont le pCa2+ est de 2.

Quelle est la molarité de la solution de nitrate de calcium ?

On donne pKc (YCa-2 / Y-4)= 10,7 ;

 (YCu-2 / Y-4)= 19 ;

**Exercice 5 :**

Quelle est la valeur de la [pb2+] d’une solution obtenue en mélangeant 20mL d’une solution 0,1M de pb(CN)4K2 et 30mL d’une solution 0,1Mde Cu(NO3)2 ?

**On donne : pKc [pb(CN)4 -2 / pb2+)= 10**

 **pKc [Cu(CN)4 -2 / Cu2+)= 30**

**TD Série 2 : Chimie analytique II**

**Exercice 1 :**

Un certain vinaigre a un pH= 2,8. Que valent [H3O+] et [OH-] ?

**Exercice 2 :**

On mélange 20mL de solution de HNO3 0,015M avec 20mL de solution de HCL 0,01M et 60mL d’eau distillée, quel est le pH ?

**Exercice 3 :**

Quels sont les pH des mélanges suivants :

* 20mL de solution de NaOH 1,0.10-2 M avec 10mL de HCL 0,75.10-2M.
* 25mL de solution de NaOH 1,0.10-2 M avec 15mL de HCL 1,0.10-2M.
* 20mL de solution de NaOH 2,0.10-2 M avec 50mL de HCL 8,0.10-3M.

**Exercice 4 : (pH des sels)**

1. Quel est le pH de NaNO3 (C= 5M) ;
2. Quel est le pH de NH4Cl (C= 0.050M), on donne Kb= 1.8\* 10-5 ;
3. Quel est le pH d’une solution 1.50\*10-2M d’acétate de potassium CH3COOK

(Kb= 10-9.25) ;

**Exercice 5 : (pH des solutions tampons)**

**a/ Tampon Acide faible - Base conjuguée**

Quel est le pH d’une solution qui est 0.4M en acide formique et 1.00M en formiate de sodium ? on donne Ka= 1.80\* 10-4.

**b/ Tampon base faible - acide faible conjugué**

Calculer le pH d’une solution qui est 0.2M en NH3 et 0.3M en NH4Cl avec

Ka de NH4+= 5.70\*10-10

**Exo 6 :**

On veut préparer une solution tampon décimolaire de pH= 4.00, on dispose d’une :

Solution 0.5M de HCOOH (pKa= 3,75) et une Solution 1M de NH3 (pKa= 9,25) ;

Quel mélange choisir ? Comment préparer 500mL de tampon décimolaire ?

**TD Série 3 : Chimie analytique II**

**Exercice 1 *(Manganimétrie)*:**

En considérant les couples redox suivants :

MnO4**-**/ Mn**2+** E1°= 1,50v

O2 / H2O2 E2°= 0,68v

H2O2 / H2O E3°= 1,77v

1. Déterminer le n.o de l’élément O dans chacune des quatre espèces chimiques ou il figure.
2. Ecrire la demi-réaction redox correspondant à chaque couple
3. Ecrire la réaction redox correspondant à l’oxydation de H2O2 par KMnO4 en milieu acide.
4. 10mL d’une solution d’eau oxygénée, de concentration x à déterminer sont additionnés de 20mL de tampon à pH= 1 et sont dosés par une solution 0.02M de KMnO4 .Le point d’équivalence étant obtenu par un ajout de 5,2mL de réactif titrant, déterminer la molarité de la solution d’eau oxygénée x à doser.

**Exercice 2 *(Cérimétrie)*:**

On dispose de deux solutions :

Une solution A d’ions Ce4+ (0,01M) à pH acide.

Une solution B d’ions Fe2+ obtenues par dissolution de 0,24g de FeSO4 dans 500mL de H2O

1. On oxyde le Fe2+par le Ce4+. Ecrire l’équation d’oxydo-réduction.
2. Quelle est la molarité de la solution B ?
3. A 10mL de solution cérique on ajoute 5mL de solution ferreuse. Quel est le potentiel de la solution obtenue ?
4. Quel est le potentiel obtenu au point d’équivalence ?

On donne FeSO4= 152g/mole

**Exercice 3**

Quel volume d’une solution de 0.1M de Sn2+ doit-on ajouter à 20mL d’une solution 0.05M de Sn4+ pour mesurer un potentiel de 0.13V. (on donne ESn4+/Sn2+ = 0.13V).