**Université Ziane Achour Djelfa**

**Faculté de sciences de la Nature et de la Vie**

**1ère année tronc commun SNV**

**Module de Chimie 2**

**Série 2 : Oxydo-réduction et equilibres de précipitation**

**Exercice 1**: Sachant que le nombre d'oxydation de l'hydrogène est +1, de l'oxygène -2 et de fluor -1, déterminer le degré d'oxydation des autres éléments dans les composés suivants:

PH3; H2S; CrF3; H2SO4; H2SO3; Al2O3

**Exercice 2**: Equilibrer les équations d'oxydoréduction suivantes, par la méthode du nombre d'oxydation et par la méthode ionique-électronique, ensuite préciser les couples rédox:

**a-** H+NO3- + H2S NO + S + H2O;

 **b-** K+MnO4- + (H+)2SO42- + K+Cl- MnSO4+(K+)2SO42- + H2O+ Cl2

**c-** (K+)2Cr2O72- + H+Cl-  K+Cl- + Cr3+(Cl-)3 + H2O+ Cl2;

 **d-** HgS + H+Cl- + H+NO3- (H+)2HgCl42- + NO+ S+ H2O

**Exercice 3**: Vous avez la réaction redox suivante:

MnO4- + Fe2+ + H+ Mn2+ + Fe3+ + H2O

a- Identifier les deux couples redox.

b- Equilibrer chacune des deux demi-réactions redox.

c- Ecrire le potentiel de Nernst pour chaque couple.

d- De combien est réduit le potentiel du couple du permanganate si la concentration de H+ est réduite de 1M à 10-4M à 25°C.

**Exercice 4**: Quel est le potentiel standard de réduction du couple (MnO4-/MnO2) en solution acide?

(Utiliser le tableau donnant les potentiels standards des couples)

**Exercice 5**: Quelle est la force électromotrice de la pile formée par l'association des couples (Zn/Zn2+) et (Cu/Cu2+) , si les concentrations de Zn2+ et Cu2+ sont respectivement 0.1M et 10-9M.

**Exercice 6**: La solubilité de PbSO4, dans l'eau est égale à 0.038g/l. Calculer la produit de solubilité de ce sel.

On donne les masses atomiques molaires : Pb : 82 ; S: 32 ; O: 16.

**Exercice 7**: La concentration de l'ion Ag+ dans une solution saturée de Ag2C2O4 est égale à 2.3.10-4M. Calculer le produit de solubilité Ks de ce sel. On donne les masses atomiques**:** Ag : 108 ; C: 12

**Exercice 8**: La concentration de l'ion Ag+ dans une solution est égale à 0.004M. Calculer la concentration de Cl- que l'on doit dépasser pour que la sel AgCl puisse précipiter. sachant qu' à 25°C, Ks du AgCl est = 1.8.10-10 .

*Corrigé de la série 2 chimie 2*

***Exo1:*** *Les nombres d'oxydation sont résumés dans le tableau suivant:*

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| *Le composé* | *PH3* | *H2S* | *CrF3* | *H2SO4* | *H2SO3* | *Al2O3* |
| *L'élément* | *P* | *S* | *Cr* | *S* | *S* | *Al* |
| *Nombre d'oxydation (No)* | *+3* | *-2* | *+3* | *+6* | *+4* | *+3* |

***Exo2:*** *L'équilibre d'une réaction redox par la méthode du nombre d'oxydation*

 *a-* NO3- + 3é NO car la Nombre d'oxydation de L'azote est +5 dans NO3- et +2 dans NO

 H2S S + 2é car la Nombre d'oxydation du soufre est -2 dans H2S et 0 dans S

 2 (NO3- + 3é NO )

 3 (H2S S + 2é )

 la somme des demies réactions donne: 2 NO3- +3 H2S 2NO + 3S

*j'ajoute les éléments qui n'ont pas changé de nombre d'oxydation j'obtient l'équilibre:*

 *2HNO3 + 3 H2S 2NO + 3S + 4 H2O*

*b- Par la même méthode j'obtient : 2K+MnO4- + 8H2SO4 +10K+Cl- 2MnSO4+ 6K2SO4 +8 H2O+5Cl2*

***c-*** *(K+)2Cr2O72- +14 H+Cl-  2 K+Cl- + 2CrCl3 + 7H2O+ 3Cl2;*

***d-*** *3HgS + 12H+Cl- + 2H+NO3- 3 H2HgCl4+ 2 NO+ 3S+ 4H2O*

*Les couples Red/Ox sont :*

*a - NO/ NO3- , H2S/S ; c- Cr+3/Cr2O72-, Cl-/ Cl2*

*b- Mn+2/ MnO4-, Cl-/ Cl2  ; d- NO/ NO3- , HgS / S*

***Exo3:*** *Les deux couples Red/Ox sont : (Mn+2/ MnO4-, Fe+2/ Fe+3)*

 *L'équilibre par la méthode ionique électronique:*

 *MnO4- + 8H+ + 5é Mn+2 + 4H2O Demi réaction de réduction*

*( Fe+2 Fe+3 + é )\*5 Demi réaction d'oxydation*

*La somme des demis réactions: MnO4- + 8H+ +5Fe+2 Mn+2 + 4H2O + 5 Fe+3*

*Potentiel de Nernst pour chaque couple; E = E0 +* $\frac{0.06}{n}$ *Log [forme oxydée] /[ forme réduite]*

*Le couple du permanganate: Eox = E0ox +* $\frac{0.06}{5}$*Log [MnO4-][ H+]8/[ Mn+2]*

*Le couple du fer: Ered = E0red +* $\frac{0.06}{1}$ *Log [Fe+3] /[ Fe+2]; On considère que les autres concentrations restent 1mol/l; donc:* $\frac{0.06}{5}$*Log 1.( 10-4)8/ 1= 0.384V. On conclu que le potentiel est réduit de :* ***0.384V***

***Exo4:*** *Le**tableau des potentiels standards nous donne :Eodu couple Mn+2/ MnO4- = 1.51V et Eo couple*

*Mn+2/ MnO2 = 1.23V et les deux demi réactions sont les suivantes:*

*MnO4- + 8H+ + 5é Mn+2 + 4H2O Eo = 1.51V donc 5 Eo = 7 .55V*

*MnO2 + 4H+ + 2é Mn+2 + 2H2O Eo = 1.23V donc 2 Eo = 2.46V*

*En faisan la différence entre les deux demi réactions on obtient:*

 *MnO4- + 4H+ + 3é - MnO2 2H2O ou*

 *MnO4- + 4H+ + 3é MnO2 + 2H2O Avec 3Eo = 7 .55 - 2.46 = 5.09*

 *Alors Eo du couple MnO2/ MnO4- = 5.09/3 =* ***1.70V***

***Exo5:*** *Les potentiels standards des couples**(Zn/Zn2+)* et *(Cu/Cu2+) sont respectivement : -0.76V et +0.34V*

*Les potentiels de Nernst sont: Ered = E0red +* $\frac{0.06}{2}$ *Log [ Zn+2] ; Eox = E0ox +* $\frac{0.06}{2}$ *Log [ Cu+2];*

*la force électromotrice de la pile est donnée par: ΔE = Eox - Ered*

 *ΔE = (E0ox - E0red ) +0.03 Log [ Cu+2]/ [ Zn+2] = ( 0.34+0.76)+0.03Log (10-9/0.1) = 0.7V;*

 *ΔE =* ***0.7V***

***Exo6:*** *PbSO4 est un sel très peu soluble dans l'eau, la réaction de dissociation est un équilibre:*

 *PbSO4 Pb+2 + SO4-2 S = 0.038/M = 0.038/( 82+32+64) = 2.13.10-4M*

 *Initiale: Solide en excès 0 0*

*Finale: Solide en excès S S*

 *Ks = [ Pb+2] [ SO4-2] = S.S = S2 = (2.13. 10-4)2 =* ***4.5.10-8***

 ***Exo7:*** Ag2C2O4 est un sel peu soluble dans l'eau, la réaction de dissociation est donnée par

 le schéma réactionnel suivant : Ag2C2O4 2 Ag+ + C2O4-2

 Initiale: Solide en excès 0 0

 Finale Solide en excès 2S S

 Donc Ks = *[ Ag+]2 [ C2O4-2] Il faut avoir l'idée que la concentration des ions* C2O4-2

 *est la moitié de celle de* Ag+ , Donc : *[ C2O4-2] =* 2.3.10-4/2 mol/l

Alors Ks de ce sel est égale à (2.3.10-4)2 \* ( 2.3.10-4/2 ) = 6.10-12

 **Ks = 6.10-12**

***Exo8:*** *La dissociation de AgCl dans l'eau se fait selon le schéma :* *AgCl Ag+ + Cl-*

***[ Cl-]*** *= Ks/ [ Ag+] = 1.8.10-10 / 0.004 =* ***4.5.10-8mol/l***