FICHE DE PREPARATION N° 16/2013-2014

BRANCHE : CHIMIE
S/BRANCHE : CHIMIE GENERALE
SUJET DE REVISION : Relation entre le potentiel redox
Les 2 cas

SUJET DE LECON : Exercices relation entre potentiel redox
MATERIEL DIDACTIQUE :
Manuel UTILISE : Notions de la chimie 6éme BI

PROF : BAKELE YONGBA
CLASSE : 6 M et G
DATE : 26/ 02 /2013
HEURE : 8H20
INSTITUT : UJIO WA HERI
B.P : 383 BUNIA

Objectif opérationnel : A l'issu de la leçon, tout élève de la 6e M et G ayant suivi avec intérêt notre conséquence sera capable de résoudre les exercices.

MARCHE DE LA LECON	
I.INTRODUCTION a) Rappel : Comment nous avons conclu la relation entre le potentiel redox 2e Cas b)Motivation : Quelques exercices d'application à résoudre c)Annonce du sujet : Aujourd'hui nous résolu vous quelques exercices d'application	NOTES METHODOLOGIQUES
II.DEVELOPPEMENT MATIERE ENSEIGNEE Exercices d'application 2°Prévoir leçon de la réaction et calculer la valeur de la constante d'équilibre pour le couples : Résolution : $Fe^3 + \bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$ E°= + 0,77 V $Al^{3+} + \bar{e} \rightarrow Al$ E° = - 1,71 V a)Sens de la réaction E° Fe > E° Al : le fer oxyde l'Aluninium 3x | $Fe^{3+} \bar{e} \longrightarrow Fe^{2+}$ 1x | $Al - 3\bar{e} \longrightarrow A\,B^+$ $3\,Fe^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow 3\,Fe^{2+}$ $Al - 3\,e^- \longrightarrow Al^{3+}$ $3\,Fe^{3+} + 3\,Al \longrightarrow 3\,Fe^{2+} + Al^{3+}$ b)La constant d'équilibre K = $n1 \neq n_2$	Quel est le sens de la réaction redox Quelle est sa constante d'équilibre selon K= $n_1 \neq n2$

log K = $\frac{n1;n2}{0,06}$ (E° grd – E° petit) = $\frac{1.3}{0,06}[0,77-(-1,71)]=1,24$ K= 10^{124}	
3.Calculer la f.$\bar{e}$.m d'une pile formé des électrodes Zn^2/Zn et Co^2 /Co lorsque les excentrations des ions Zn^{2+} et Co^{2+} sont respectivement 0,1 M et 0,001 M Résolution A savoir Zn^{2+}/Zn E° = 0,76 V Co^2 / C_0 E° = - 0,28 V a) L'équation de la pile aux conditions standards : $Zn - 2\bar{e} \rightarrow Za^{2+}$ E° = +0,76 V $Co^{2+} + 2\ \bar{e} \rightarrow Co$ E° = - 0,28 V $Zn + Co^{2+} \rightarrow Zn^2 + Co\ \Delta E0 = 0,48\ V$ B.L'application de l'équation de NERNET donne : E = 0,48 V $+\frac{0,06}{2}$ Log $\frac{[Co^{2+}]}{[Zn^{2+}]}$ = 0,48 V + $\frac{0,06}{2}$. Log $\frac{10^{-3}}{10^1}$ = 0,421 V 4.Qu'arrive – t-il au système MnO^-_4/Mn^{2+} si $[Mn0_4^-]=[Mn^{2+}]$ dans une solution de p H = 6 , sachant que son potentiel standard est de 1,51 V ? Résolution a)L'équation du système est : MnO_4^- + S $\bar{e}$ + 8 $H^+ \underset{\rightarrow}{\leftarrow} Mn^{2+} + 4H_2$ E_0 = 1,51 V b). La f.$\bar{e}$.m du Système dans la solution de p H = 6 E= Eo + $\frac{0,06}{5}$. Log $\frac{[Mn0_4^-]}{[Mn^{2+}]}$ Eo pour $[MnO_4^-]=[Mn^{2+}]$ Où Z est le potentiel standard apparat. Ce potentiel est donné par : Eo = Eo –$\frac{0,06}{5}$ X 8 p H = 1,51 V – $\frac{0,06}{5}$ X 8 X 6 Eo = 0,9336 Volt. En passant de conditions standards à la solution de p H = 6,	a)Quelle est l'équation de la pile aux conditions standards ? b).Appliquer d'équation de NERNST ? E = 0,48 + $\frac{0,06}{2}\frac{[Co^{2+}]}{[Zn^{2+}]}$ E = 0,48 V + 0,03 Log $\frac{10^{-3}}{10^{-1}}$ E = 0,48 + 0,03 Log 10^{-3}-0,03 log 10^{-10} E = 0,48 + 0,03 X – Log 10-0,03 X log E= 0,48 – 0,091 – 0,031 0,36 0,48 0,84 D Déterminer l'équation du système est : Indiquer maintenant sa f.é.m système dans la solution de p H = 6 : Que pouvons-nous conclure ?

la f.$\bar{e}$.m du système passe de 1,51 V à 0,9346 V, elle diminue donc de 0,5764 V.	
Synthèse et Application - Déterminations de l'équation du système - Sens de la réaction - La constante d'équilibre (en appliquant l'éq. - Lorsque le potentiel standard apparat ex détermine avec le p H , on doit : introduire le p H dans la f.g. - = E° + $\frac{0,06}{n}$. Log $\frac{[0X]}{red}$. p H.	Comment faire pour calculer les différentes valeurs de f.é.m En cas de la solution du p H, que devons-nous faire ?