FICHE DE PREPARATION N° 13/2013-2014

BRANCHE : CHIMIE
S/BRANCHE : CHIMIE GENERALE
SUJET DE REVISION : Equation de Neynst exercices
SUJET DE LECON : Prévision de sous des réactions redox
MATERIEL DIDACTIQUE : Craie de couleur
Manuel UTILISE : Notions de la chimie 6éme B

PROF : BAKELE YONGBA
CLASSE : 6 M et G
DATE : 14 /12 /2012
HEURE : 08H20
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 enseignants sera capable prévoir les sens de réactions lorsqu'on fait réagir le couple redox

MARCHE DE LA LECON	
I.INTRODUCTION a) Rappel : Représentez la formule générale de l'équation de Nernst b) Motivation : Comment établir la prévision sens la réaction redox c)Annonce du sujet : Aujourd'hui nous étudions la prévision du sens des réactions redox.	NOTES METHODOLOGIQUES
II.DEVELOPPEMENT MATIERE ENSEIGNEE 3.2.3 Prévision du sens des réactions redox La condition exigée pour qu'une réaction redox soit spontanée : Eox – E red > 0 Règle : - Un couple redox qui a le potentiel redox supérieur à l'autre oxyde - Un couple redox qui a le potentiel redox inférieur à l'autre réduit. Exemples : 1.On fait réagir le couple Cu^{2+} /Cu avec le couple Ag^{+} /Ag. Les potentiels redox standard du cuivre et d'argent sont respectivement + 0,34 V et + 0,80 V. Quel est le sens de la réaction ? Résolution	Quelle est la condition exigée pour qu'une réaction redox soit spontanée ? Donnez quelques exemples :

$Cu^{2+} + 2\,\bar{e} \rightarrow Cu$ Eo = + 0,34 V

$Ag^{+} + \bar{e} \rightarrow Ag$ Eo = + 0,80 V

$E^{\circ}\, Ag^{+}/Ag > E^{0}Cu^{2+}/Cu \Rightarrow$ l'argent oxyde de cuivre

$$\frac{1x}{2x}\frac{Cu - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{2+}}{Ag^{+} + \bar{e} \rightarrow Ag}$$

$$\frac{}{2Ag}\frac{Cu - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{2+}}{+ 2e \rightarrow 2Ag}$$

$Cu + 2\,Ag+ \rightarrow Cu^{2+} + 2\,Ag$

2. Prévoir le sens de la réactions lorsqu'on fait réagir le couple Sn^{4+}/Sn^{2+} (Eo = + 0,15 V) sur

Le couple Al^{3+}/Al (Eo =1,71 V)

Résolution

$E°Sn^{4+}/Sn^{2+}$ = 0,15 V > E° Al^{3+}/Al = 1,71 V : l'établir oxyde d'Aluminium

$$\frac{1x}{3x}\frac{Al - 3\bar{e} \rightarrow Al^{\,"3+}}{Sn^{4+} + \bar{e} \rightarrow Sn^{2+}}$$

$$\frac{}{Al}\frac{Al - 3\bar{e} \rightarrow Al^{\,3+}}{-3e \rightarrow Al^{\,3+}}$$

$Al + 3\,Sn^{4+}+ \rightarrow Al^{3+} + 3\,Sn^{2+}$

3°Prevoir le sens de la réaction entre les couples :

a)Zn^{2+}/Zn (EO = - 0,76 V) et Ag^{+}/Ag (EO = +0,80 V)

b)Zn^{2+}/Zn (EO = - 0,76 V) et Cu^{2}/Cu (E0 = +0,34 V)

C) Fe^{3+}/Fe^{+2} (EO = 0,77) et Ce^{4}/Ce^{3+} (EO = 1,44 V)

$[Fe^{3+}]= 10^{-3}$ M $[Ce^{4+}] = 10^{-1}$M

$[Fe^{2+}] = 10^{-2}$ M $[Ce^{3+}] = 10^{-2}$ M

N.B : Ici on compare le potentiel E lors on a donné les concentrations des ions

a) $Zn^{2+} + 2\,\bar{e} \rightarrow Zn$ EO = - 0,76 V

$Ag + \bar{e} \rightarrow Ag$ E0 = + 0,80 V

$E°\, Ag^{+}/Ag > E°\, Zn^{2}/Zn \Rightarrow$ oxyde le zinc

1X $Zn - 2\,\bar{e} \rightarrow Z\,n^{2+}$

2X $Ag^{+} + \bar{e} \rightarrow Ag$ $Zn - 2\ \bar{e} \rightarrow Z\ n^{2+}$ $2\ Ag+ + 2\ \bar{e} \rightarrow 2\ Ag$ $Zn + 2\ Ag + \rightarrow Zn^{2+} + 2\ Ag$ $Zn < Ag$	
III. Synthèse et Application a) Zn^{2}/ Zn (EO = -0,76 V) et Cu^{2+} /Cu (EO = +0, 34 V b) Fe^{3+}/ Fe^{+2} (E0 = - 0,77) et Ce^{4+} / Ce^{3+} (EO = 1,44 V	Prévoir le sens de la réaction entre les couples : $[Fe^{3+}] = 10^{-3}$ M $[Ce^{4+}] = 10^{-2}$M $[Ce^{4+}] = 10^{-1}$ M $[Ce^{3+}] = 10^{-2}$ M