

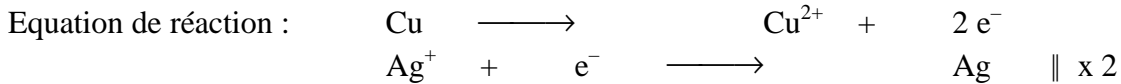
CORRIGE DEVOIR SURVEILLE OXYDOREDUCTION

Exercice 1 :

Couples en présence : Cu^{2+}/Cu $E_1^\circ = +0,34 \text{ V}$
 Ag^+/Ag $E_2^\circ = +0,80 \text{ V}$

1.) D'après les valeurs des potentiels : $E_1^\circ < E_2^\circ \Rightarrow$ OX FORT : Ag^+
 RED FORT : Cu

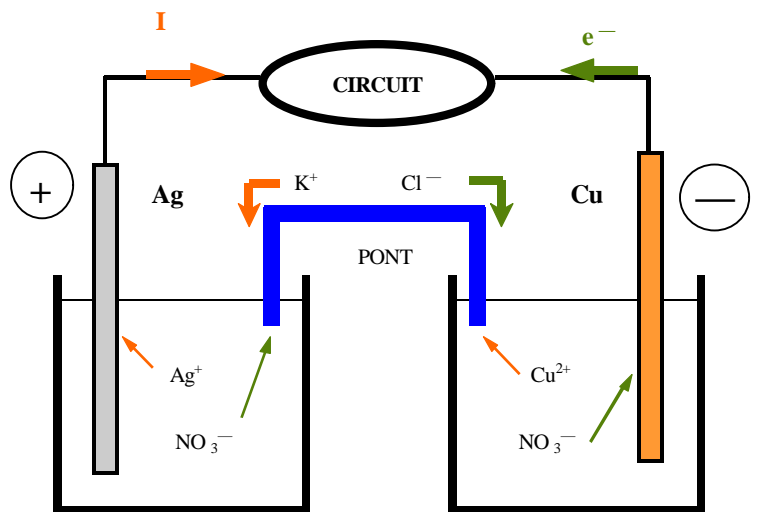
Cu réagit donc avec la solution d'ions Ag^+



2.) 2.a. On réalise une pile par l'association de 2 demi-piles :

Une demi-pile est obtenue en trempant le métal dans sa solution et on relie les 2 demi-piles par un pont électrochimique

Schéma de la pile :



2.b. Fém de la pile :

$$E = E^\circ(\text{grand}) - E^\circ(\text{petit})$$

$$E = E_1^\circ - E_2^\circ = +0,80 - (+0,34)$$

$$\Rightarrow E = +0,46 \text{ V}$$

2.c. E° le plus grand : borne +

E° le plus petit : borne -

Le courant I circule du + vers le - dans le circuit extérieur au générateur (pile)

Les électrons circulent en sens inverse de I

Les cations circulent comme I

Les anions circulent comme les e^-



On constate que : $[\text{Cu}^{2+}]$ augmente puisque les ions Cu^{2+} sont fabriqués
 $[\text{Ag}^+]$ diminue puisque les ions Ag^+ sont consommés

2.d. On calcule $Q_{\text{exp}} = I \cdot t = 80 \cdot 10^{-3} \cdot 4 \cdot 3600 \Rightarrow Q_{\text{exp}} = 1152 \text{ C}$

Comme 1 mole d' e^- correspond à $1 \text{ F} = 96500 \text{ C} \Rightarrow n_{\text{exp}} = Q_{\text{exp}}/96500 = 1,19 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

Tableau d'avancement :

EQUATION CHIMIQUE		Cu	Cu^{2+}	2e^-
ETAT du SYSTEME	Avancement (en mol)	(en mol)	(en mol)	(en mol)
$t = 0$	0	n	0	n_{exp}
t quelconque	x	$N - x$	x	$+2 x$
t final	x_L	$N - x_L$	x_L	$2 x_L$

C'est le temps de passage du courant qui limite la réaction : ce sont donc les électrons qui sont limitants :

$$n_{\text{exp}} = 2 x_L \quad \Rightarrow \quad x_L = \frac{n_{\text{exp}}}{2} \quad \Rightarrow \quad x_L = 5,97 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

La masse de cuivre qui disparaît : $x_L = \frac{m}{M} \quad \Rightarrow \quad m = x_L \cdot M = 5,97 \cdot 10^{-3} \cdot 63,5$

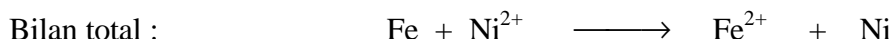
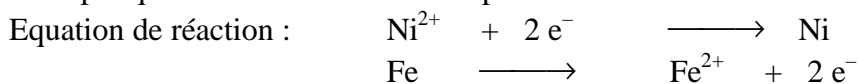
$$\Rightarrow \quad m = 0,379 \text{ g}$$

Exercice 2 :

Partie A :

A.1. Fe réagit avec la solution d'ions Ni^{2+} : cela veut dire que : RED FORT : Fe
OX FORT : Ni^{2+}

Le dépôt qui se forme est donc un dépôt de Ni



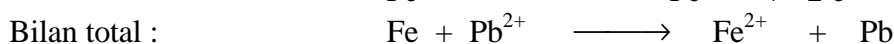
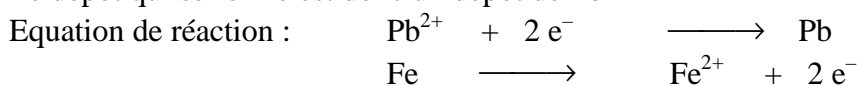
A.2. Pb ne réagit pas avec la solution d'ions Ni^{2+} : cela veut dire que : Pb est réducteur faible

Conclusion : Fe est réducteur plus fort que Ni et Ni est réducteur plus fort que Pb

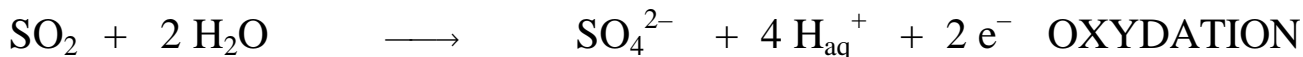
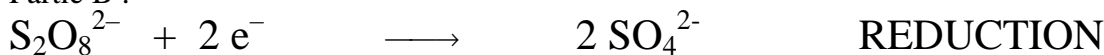
Classement par pouvoir réducteur croissant : Pb (faible) Ni (moyen) Fe (fort)

A.3. Fe réagit avec la solution d'ions Pb^{2+} : puisque : RED FORT : Fe
OX FORT : Pb^{2+}

Le dépôt qui se forme est donc un dépôt de Pb



Partie B :



Exercice 3 : 1.

1.1. Prévission de la réaction :

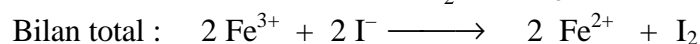
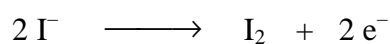
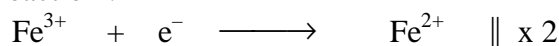
- ions présents au début : K^+ I^- Fe^{3+} SO_4^{2-}
- K^+ : oxydant I^- : réducteur Fe^{3+} : oxydant SO_4^{2-} : oxydant
- D'après les valeurs de E° :

Parmi les oxydants, c'est E°_2 qui est le plus grand $\Rightarrow \text{Fe}^{3+}$: oxydant FORT

Il n'y a qu'un seul réducteur : $\Rightarrow \text{I}^-$: réducteur FORT

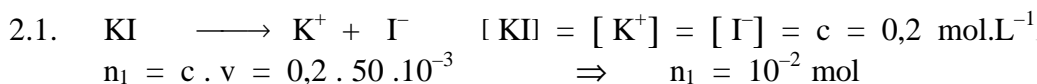
C'est donc Fe^{3+} qui réagit avec I^- .

1.2. Equations de réaction :

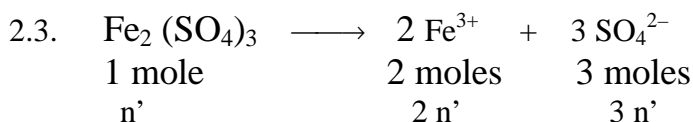


2. Tableau d'avancement :

EQUATION CHIMIQUE		2 Fe^{3+}	2 I^-	2 Fe^{2+}	I_2
ETAT du SYSTEME	Avancement (en mol)	(en mol)	(en mol)	(en mol)	(en mol)
t = 0	0	n : Excès	$n_1 = 10^{-2}$	0	0
t quelconque	X	$n - 2 x$	$n_1 - 2 x$	$+ 2 x$	$+ x$
t final	x_L	$n - 2 x_L$	$0 = n_1 - 2 x_L$	$2 x_L$	x_L



2.2. Il faut d'abord calculer le limitant x_L : d'après l'énoncé, la réaction s'arrête quand tous les ions I^- ont réagi : On peut donc écrire : $0 = n_1 - 2 x_L \Rightarrow x_L = \frac{n_1}{2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 Ions Fe^{3+} consommés : d'après le tableau c'est $n_2 = 2 x_L = 10^{-2} \text{ mol}$



La moitié des ions Fe^{3+} a été consommée : $\Rightarrow \frac{2 n'}{2} = n_2 \Rightarrow n' = n_2 = 10^{-2} \text{ mol}$

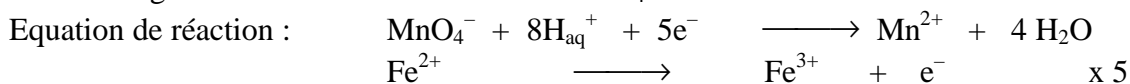
La concentration de la solution peut s'écrire : $[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3] = c' = \frac{n'}{v} = \frac{10^{-2}}{30 \cdot 10^{-3}}$
 $\Rightarrow c' = 0,333 \text{ mol.L}^{-1}$

2.4. Diode formé : d'après le tableau
 $\Rightarrow n_3 = x_L = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 $\Rightarrow n_3 = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n_3 \cdot M = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 2 \cdot 127 \quad m = 1,27 \text{ g}$

Exercice 4 : 1. Couples en présence : $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} \quad E^\circ_1 = 1,51 \text{ V}$
 $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} \quad E^\circ_1 = 0,77 \text{ V}$

D'après les valeurs des potentiels : $E^\circ_1 > E^\circ_2 \Rightarrow$ OX FORT : MnO_4^-
 RED FORT : Fe^{2+}

Fe^{2+} réagit donc avec la solution d'ions MnO_4^-



2. On fait un dosage :

1 mole 5 moles
 n_2 n_1 à l'équivalence : $5 n_2 = n_1$
 Donc $5 c_2 \cdot v_2 = c_1 \cdot v_1 \Rightarrow v_2 = \frac{c_1 \cdot v_1}{5 \cdot c_2} = \frac{10^{-3} \cdot 0,200}{5 \cdot 10^{-2}}$
 $\Rightarrow v_2 = 4 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 4 \text{ mL}$