Exercice n°3 (4 points) (spécialité) **Antilles Septembre 2005**

SÉPARATION DES ÉLÉMENTS FER ET CUIVRE PRÉSENTS DANS UNE MÊME SOLUTION

Le minerai de cuivre contient des impuretés en particulier du fer. À partir de ce minerai, on prépare une solution aqueuse contenant des ions cuivre II ($Cu^{2+}_{(aq)}$) et des ions fer III ($Fe^{3+}_{(aq)}$).

Le but de l'exercice est de comparer deux méthodes possibles pour réaliser la séparation des ions $Cu^{2+}_{(aq)}$ des ions $Fe^{3+}_{(aq)}$ présents dans une même solution. Cette séparation ne nécessite pas que les éléments fer et cuivre soient en solution aqueuse à la fin des transformations envisagées.

Données :

- La constante de réaction K_e associée à la réaction d'autoprotolyse de l'eau $2H_2O_{(l)} = H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ est $K_e = 10^{-14}$ (à 25°C)
- Masses molaires atomiques: M(Fe) = 55,8 g.mol^{-1} ; M(Cu) = 63,5 g.mol^{-1}.

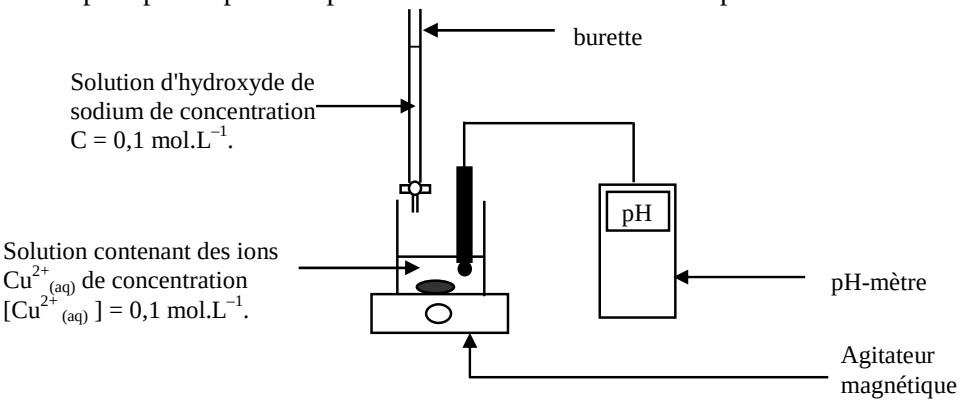
1. PREMIÈRE PARTIE : UNE TECHNIQUE PAR PRÉCIPITATION.

1.1. Étude portant sur les ions $Cu^{2+}_{(aq)}$.

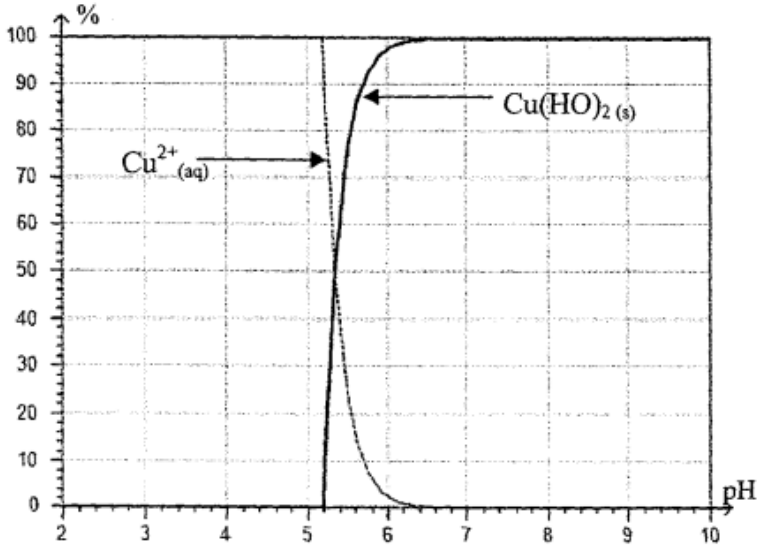
L'ajout d'une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$) dans une solution contenant des ions $Cu^{2+}_{(aq)}$ donne naissance à un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre $Cu(HO)_{2\ (s)}$. Cette transformation est modélisée par :

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ HO^-_{(aq)} = Cu(HO)_{2\ (s)}$$

La constante de réaction K_1 associée à cette transformation est $K_1 = 4{,}0.10^{18}$.
La formation du précipité dépend du pH de la solution. On réalise l'expérience suivante :



Les résultats sont exploités à l'aide d'un logiciel qui permet de tracer les courbes représentant les pourcentages respectifs des espèces $Cu^{2+}_{(aq)}$ et $Cu(HO)_{2\ (s)}$ présentes dans la solution en fonction du pH.



1.1.1. À l'aide de ces courbes, donner la valeur du pH pour laquelle le précipité $Cu(HO)_{2\ (s)}$ apparaît.

1.1.2. Sens d'évolution de la réaction.

1.1.2.1. Donner l'expression de K_1.

1.1.2.2. Pour un volume de solution d'hydroxyde de sodium ajouté, on peut définir le quotient de réaction noté Q_r. Exprimer Q_r.

1.1.2.3. Dans quel sens évolue la réaction si $Q_r < K_1$?

1.1.3. On étudie maintenant l'apparition du précipité. On a alors $Q_r = K_1$ et la concentration en ions $Cu^{2+}_{(aq)}$ à l'équilibre, notée $[Cu^{2+}_{(aq)}]_{éq}$, vaut toujours 0,10 mol.L^{-1} . Montrer que la valeur de la concentration en ions hydroxyde notée $[HO^-_{(aq)}]_{éq}$ vaut 1,6.10^{-9} mol.L^{-1} .

1.1.4. En déduire la valeur du pH de la solution. Conclure.

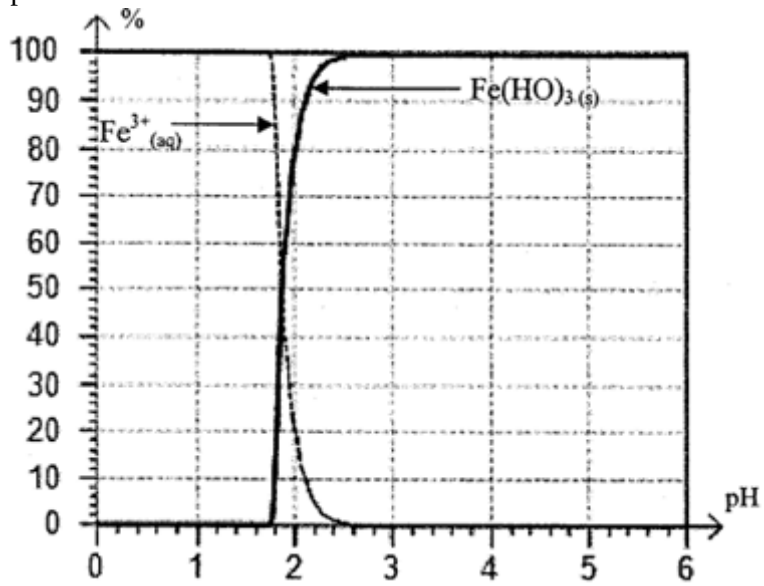
1.2. Étude portant sur les ions $Fe^{3+}_{(aq)}$

On réalise la même expérience en remplaçant la solution contenant des ions $Cu^{2+}_{(aq)}$ par une solution contenant des ions $Fe^{3+}_{(aq)}$ à la même concentration de 0,1 mol.L^{-1}.
La transformation chimique qui se déroule peut être décrite par la réaction :

$$Fe^{3+}_{(aq)} + 3\ HO^-_{(aq)} = Fe(HO)_{3\ (s)}$$

$Fe(HO)_{3\ (s)}$ est un précipité de couleur rouille.

La courbe donnant les pourcentages respectifs des espèces $Fe^{3+}_{(aq)}$ et $Fe(HO)_{3\ (s)}$ présentes dans la solution en fonction du pH de cette dernière est la suivante :



1.2.1. La solution contient-elle des ions $Fe^{3+}_{(aq)}$ en quantité significative pour un pH supérieur à 3,5 ?

1.2.2. On reprend le montage de la question 1.1. en plaçant dans le becher une solution constituée de :
- 10 mL de solution de chlorure de fer (III) ($Fe^{3+}_{(aq)} + 3\ Cl^-_{(aq)}$)
- 10 mL de solution de sulfate de cuivre (II) ($Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$)

Dans cette solution: $[Cu^{2+}_{(aq)}] = [Fe^{3+}_{(aq)}] = 0{,}1$ mol.L^{-1} .

Le pH du mélange initial est faible. Un élève désirant séparer les ions $Cu^{2+}_{(aq)}$ des ions $Fe^{3+}_{(aq)}$ ajoute alors la solution d'hydroxyde de sodium pour que le pH du mélange atteigne la valeur 4,0. Il filtre ensuite le mélange obtenu dans le becher, la solution obtenue est appelée S_1.

1.2.2.1. Sous quelle forme est obtenue l'espèce extraite de la solution ?

1.2.2.2. Quelle est l'espèce chimique présente dans la solution S_1 ?

1.2.2.3. Comment vérifier que la solution S_1 ne contient plus qu'une seule des espèces chimiques $Cu^{2+}_{(aq)}$ ou $Fe^{3+}_{(aq)}$ présentes initialement ?

2. DEUXIÈME PARTIE: TECHNIQUE PAR OXYDORÉDUCTION.

Les ions cuivre (II) $Cu^{2+}_{(aq)}$ réagissent avec le métal fer pour donner naissance au cuivre métal et aux ions fer (II) $Fe^{2+}_{(aq)}$. La transformation peut être décrite par la réaction d'équation :

$$Cu^{2+}_{(aq)} + Fe_{(s)} = Cu_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)} \qquad \text{(réaction 3)}$$

Les ions fer (III) réagissent avec le métal fer pour donner des ions fer (II) $Fe^{2+}_{(aq)}$.
La transformation peut être décrite par la réaction d'équation :

$$2\,Fe^{3+}_{(aq)} + Fe_{(s)} = 3\,Fe^{2+}_{(aq)} \qquad \text{(réaction 4)}$$

On dispose d'une solution S_1 de volume $V_1 = 200$ mL contenant des ions $Cu^{2+}_{(aq)}$ et $Fe^{3+}_{(aq)}$.
Dans un becher contenant la totalité de cette solution, on ajoute 10 g de fer en poudre, on estimera que cette masse est suffisante pour que la totalité des ions cuivre (II) et fer (III) réagisse.

2.1. On considère que les réactions (3) et (4) sont totales.
Sous quelle forme l'élément cuivre initialement présent dans la solution S_1 se retrouve-t-il à la fin de la réaction ?

2.2. Sous quelle forme l'élément fer initialement présent dans la solution S_1 se retrouve-t-il à la fin de la réaction.

2.3. A-t-on réalisé la séparation désirée ?

3. CONCLUSION.

On dispose d'une solution contenant des ions $Cu^{2+}_{(aq)}$ et des ions $Fe^{3+}_{(aq)}$, ces derniers étant présents en très faible quantité. Cette solution doit être utilisée pour préparer du cuivre métallique par électrolyse des ions $Cu^{2+}_{(aq)}$, il est donc nécessaire d'éliminer les ions $Fe^{3+}_{(aq)}$.

3. Quelle méthode (précipitation ou oxydo-réduction) doit-on utiliser ?