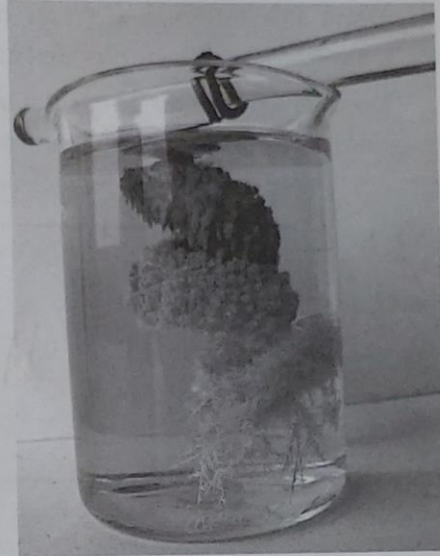


No 3 page 55 :

- a un ion Cu
- 3- Lorsque l'on plonge de la tournure de cuivre Cu dans une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ incolore), de l'argent Ag se dépose sur la partie immergée. Au bout de quelques minutes, la solution prend une coloration bleue.



- 1- Indiquer l'origine de la coloration bleue prise par la solution.

La solution est colorée en bleu à cause de la présence des ions cuivre Cu^{2+} qui se forment au cours de la transformation.

- 2- Décrire ce qui se passe dans le milieu réactionnel.

Le nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ incolore), réagit avec le cuivre métallique Cu pour donner une solution bleue le nitrate de cuivre II ($\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ incolore) et de l'argent métallique Ag.

- 3- Montrer que cette réaction est une réaction d'oxydoréduction.

Cette réaction est une réaction d'oxydoréduction car des atomes de cuivre Cu se transforment en ions Cu^{2+} par perte d'électrons et des ions Ag^+ se transforment en atomes d'argent métallique Ag par gain d'électrons.

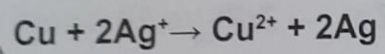
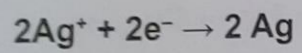
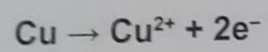
- 4- Écrire les demi-équations électroniques d'oxydation et de réduction.

La demi-équation électronique d'oxydation est: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$

La demi-équation électronique de réduction est $2\text{Ag}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag}$

5- Déduire l'équation-bilan de la réaction.

L'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction est:



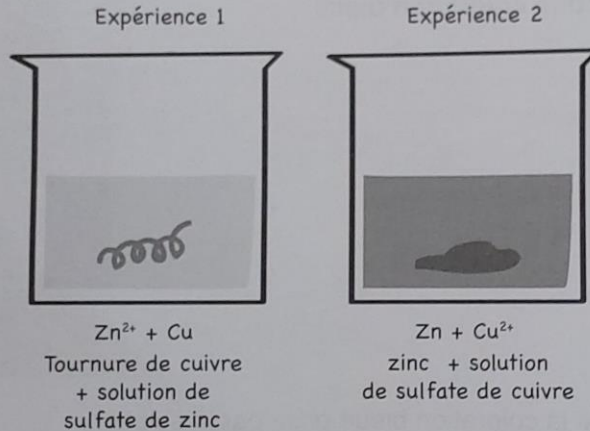
No 4 page 55 :

4- Les métaux utilisés pour la monnaie : cuivre(Cu), argent (Ag) et or (Au) se trouvent dans la nature, sous forme d'éléments relativement purs.

Pour comparer les réactivités des métaux cuivre(Cu), argent (Ag) et zinc (Zn), on réalise les trois expériences n°1, n°2 et n°3 suivantes :

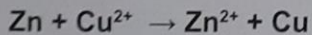
Dans l'expérience n°1, au bout d'une durée longue, il n'apparaît non aucun changement. Alors pas de réaction.

Dans l'expérience n° 2, on a apparition d'un solide jaune rougeâtre (métal cuivre), décoloration de la solution et formation d'ions Zn^{2+} . Alors il y a eu une réaction.



1- L'équation de la réaction dans l'expérience n°2 : $Cu^{2+} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{2+}$, montre que le zinc a une tendance à perdre des électrons plus grande que celle du cuivre.

1.1 Montrer, en utilisant les nombres d'oxydation, que la réaction ci-dessus est une réaction d'oxydoréduction.



Le nombre d'oxydation de Zn augmente de 0 à +II.

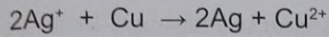
Le nombre d'oxydation de Cu décroît de +II à 0.

Le nombre d'oxydation des réactifs a changé, donc cette réaction est une réaction d'oxydoréduction.

1.2 Identifier l'oxydant dans la réaction représentée par l'équation ci-dessus.

L'oxydant dans cette réaction est l'ion Cu^{2+} car il est réduit, (il capte des électrons).

2- On réalise l'expérience n° 3, en plongeant un fil de cuivre (Cu) dans une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$). On observe une coloration bleue de la solution et le fil de cuivre se recouvre de cristaux argentés. L'équation de la réaction est :

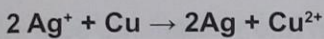
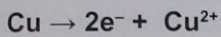
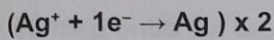


2.1. Écrire la demi-équation électronique de réduction et la demi-équation électronique d'oxydation qui ont eu lieu.

La demi-équation électronique de réduction est : $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

La demi-équation électronique d'oxydation est : $\text{Cu} \rightarrow 2\text{e}^- + \text{Cu}^{2+}$

2.2. Vérifier que l'équation-bilan de la réaction est celle qui est donnée ci-dessus.



2.3. Préciser lequel des deux métaux, le cuivre ou l'argent, a une plus grande tendance à perdre des électrons.

Le cuivre subit l'oxydation, donc le cuivre a une plus grande tendance à perdre des électrons que l'argent.

3- Classifier les métaux : Ag, Zn et Cu sur un axe selon leur tendance croissante à perdre des électrons.

