

<b>TP Chimie</b>	<b>Réactions d'oxydoréduction</b>	Première S
----------------------	-----------------------------------	------------

**Objectif du TP :** réaliser les tests de reconnaissances de quelques cations métalliques afin de nous permettre de mettre en évidence les réactions d'oxydoréduction.

## I. Tests de reconnaissance de cations métalliques.

✋ Verser dans un tube à essai 1 cm<sup>3</sup> de solution contenant le cation à tester et ajouter quelques gouttes de réactif. Effectuer les tests.

✍ Compléter le tableau ci-dessous.

ion testé	couleur de la solution	formule de la solution	formule du réactif : ion réagissant	couleur, formule, nom du précipité	équation de la réaction
civre II Cu <sup>2+</sup>	bleue		Solution de soude Na <sup>+</sup> + HO <sup>-</sup> ion hydroxyde HO <sup>-</sup>	Précipité bleu d'hydroxyde de cuivre Cu(OH) <sub>2</sub>	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HO}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$
fer II Fe <sup>2+</sup>	Verte		Solution de soude Na <sup>+</sup> + HO <sup>-</sup> ion hydroxyde HO <sup>-</sup>	Précipité vert d'hydroxyde de fer II, Fe(OH) <sub>2</sub>	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HO}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$
zinc II Zn <sup>2+</sup>	Incolore		Solution de soude Na <sup>+</sup> + HO <sup>-</sup> ion hydroxyde HO <sup>-</sup>	Précipité blanc, d'hydroxyde de zinc, Zn(OH) <sub>2</sub>	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HO}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s})$
argent I Ag <sup>+</sup>	incolore		Solution de chlorure de sodium : Na <sup>+</sup> + Cl <sup>-</sup> ion chlorure Cl <sup>-</sup>	Précipité blanc qui noirci à la lumière, de chlorure d'argent AgCl	$\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{HO}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgOH}(\text{s})$

## II- Réaction entre le zinc métallique et le cation métallique cuivre II

### 2.1 Expériences

- ✋ Verser environ 100 mL de sulfate de cuivre (Cu<sup>2+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) dans le bécher A. Introduire la lame de zinc.
- ✋ Attendez 10 minutes, puis verser environ 5 mL de la solution A dans un tube à essais.
- ✋ Ajoutez-y quelques gouttes de solution d'hydroxyde de sodium (Na<sup>+</sup> + HO<sup>-</sup>).

✍ Faire les schémas des expériences

✍ Noter vos observations

*Lorsque l'on place la lame de zinc à la solution de sulfate de cuivre, celle-ci se recouvre d'un dépôt rouge orangé : c'est un dépôt de cuivre solide*

*On constate une décoloration de la solution qui initialement bleue devient incolore.*

*Après filtration pour éliminer les restes solides, l'ajout de quelques gouttes d'hydroxyde de sodium provoque la formation d'un précipité blanc caractéristique de la présence des ions zinc.*

### 2.2 Exploitation des résultats

2-2-1) Bilan des espèces présentes aux états initial et final



## 2-2-2) Particule échangée

- L'ion cuivre II peut se transformer en cuivre métallique par gain de 2 électrons : on dit que c'est un oxydant. Inversement, le cuivre peut se transformer en ion cuivre par perte de 2 électrons.

On dit que les ions cuivre et le cuivre sont des espèces conjuguées et forment le couple oxydant/réducteur ( ou redox) ( $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ )

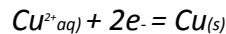
- De même, le zinc peut se transformer en ions zinc par perte de 2 électrons : on dit que c'est un réducteur. Les ions zinc et le zinc forment le couple ( $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}(\text{s})$ )

• Il y a eu une réaction entre les ions cuivre (II) et le zinc au cours de laquelle il y a eu un échange d'électrons. Une réaction d'oxydoréduction est donc une réaction au cours de laquelle il y a un échange d'électrons entre deux espèces.

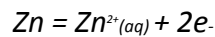
## 2-2-3) Demi-équation électroniques

La demi-équation d'oxydoréduction associée à un couple redox traduit la transformation possible d'une des espèces conjuguée en l'autre.

Au cours de la réaction l'ion cuivre capte deux électrons selon la demi-équation :



L'atome de zinc quand a lui libère deux électrons selon la demi-équation :

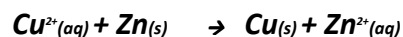
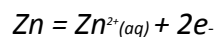
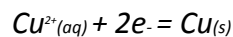


Rq : Le signe = traduit le fait que le processus est renversable.

Les demi-équations obéissent aux lois de conservation des éléments et de la charge électrique.

## 2-2-4) Équation bilan de la réaction

On déduit l'équation bilan de la réaction des deux demi-équations d'oxydoréduction :



L'équation associée à une oxydoréduction ne fait pas apparaître d'électrons : elle s'écrit en combinant les demi-équations associées aux deux couples Oxydant/réducteurs en présence, de façon à égaliser le nombre d'électrons cédés et captés.

## 2.3 Réaction inverse

👉 On tente de réaliser l'expérience inverse en introduisant des copeaux de cuivre (ou une lame de cuivre) dans une solution aqueuse de sulfate de zinc.

📝 Schéma de l'expérience :

📝 Observations

Il ne se produit aucune réaction.

📝 Conclusion

La réaction inverse n'est pas possible spontanément.

### III-Réaction entre le cuivre métallique et le cation métallique argent (I) :

#### 3.1 Expérience

- ✋ Introduisez le copeau de cuivre dans le tube.
- ✋ Verser 5 mL de solution de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ ).

✍ Faire les schémas des expériences

✍ Noter vos observations

*Au bout de quelques instants on voit que le cuivre réagit. Il se recouvre petit à petit d'une couche grise foncée. La solution se colore peu à peu en bleu.*

*Après ajout de soude, on obtient un précipité bleu.*

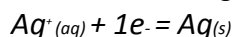
#### 3-2 Exploitation :

3-2-1) Bilan des espèces présentes aux états initial et final :

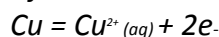


3-2-2) Demi-équations d'oxydoréduction :

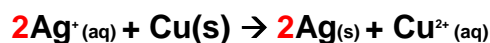
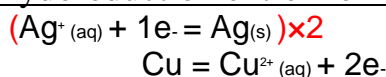
L'ion argent gagne un électron pour se transformer en atome d'argent :



L'atome de cuivre cède deux électrons pour se transformer en ion cuivre II :



3-2-3) Équation bilan de la réaction d'oxydoréduction entre l'ion argent et le cuivre :



#### IV) Conclusion :

Une réaction d'oxydoréduction est une transformation chimique au cours de laquelle il y a un échange d'un ou plusieurs électrons entre deux espèces.

L'espèce qui cède des électrons est appelé réducteur, et il s'oxyde au cours de la réaction.

L'espèce qui capte des électrons, on l'appelle l'oxydant et il est réduit au cours de la réaction.

Un oxydant et son réducteur conjugué constitue un couple oxydant/réducteur

- noté (Ox/Red)
- caractérisé par une demi-équation électronique :  $\text{Ox} + n\text{e}^- = \text{Red}$   
où n est le nombre d'électrons échangés

#### **S'il reste du temps**

#### **Exercices d'application.**

Couples et demi équations associées n° 3p354

Oxydoréduction et couples métalliques n° 8p355