

1 ^{ère} S	TP Chimie n°8 : <i>Mise en évidence des réactions d'oxydoréduction</i>	2008-2009
--------------------	--	-----------

Lorsque l'on laisse un métal comme du fer à l'air libre, il se dégrade. On dit qu'il se corrode ou qu'il s'oxyde. Ceci provient d'une réaction entre le métal et le dioxygène de l'air, que l'on appelle réaction d'oxydoréduction. On se propose d'étudier ce type de réaction.

But du TP :

- Caractériser quelques cations métalliques.
- Mettre en évidence le phénomène d'oxydoréduction.
- Dégager la notion de couple Oxydant/réducteur
- Écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction (ou réaction rédox)
- Rédiger un compte-rendu de vos expériences.

Matériel disponible :

- Tubes à essais, béchers et matériel pour filtration
- Solutions de : sulfate de cuivre (II) ; nitrate d'argent (I) ; sulfate de fer (II) ; chlorure de fer (III) ; sulfate de zinc (II) ; hydroxyde de sodium.
- Métaux : poudre de fer et de zinc, copeaux de cuivre.

I) Test de reconnaissance des ions métalliques en solution aqueuse :

1-1) Réalisation des tests :

Verser dans un tube à essai environ 2 mL de solution contenant le cation à caractériser et ajouter quelques gouttes d'une solution contenant le réactif indiqué dans le tableau.

Tube n° :	1	2	3	4	5
Cation en solution	Ag ⁺	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Zn ²⁺
Couleur en solution aqueuse					
Réactif du test	HO ⁻ _(aq)	HO ⁻ _(aq)	HO ⁻ _(aq)	HO ⁻ _(aq)	HO ⁻ _(aq)
Observations du test					

1-2) Équations bilans des réactions chimiques :

Écrire les équations bilans de toutes les réactions de précipitations précédentes.

II) Réaction entre le zinc métallique et le cation métallique cuivre (II) :

2-1) Expériences :

Verser 2 à 3 mL de solution de sulfate de cuivre dans un tube à essai. Ajouter ensuite un peu de poudre de zinc. Patienter quelques instants et observer.

Filtrer ensuite la solution obtenue et faire le test nécessaire pour identifier le cation présent dans le filtrat.

Noter bien toutes vos observations (changement de couleur, résultat du test) au différentes étapes de la manipulation.

2-2) Exploitation des résultats :

2-2-1) A partir des observations de vos expériences, indiquer sous la forme du schéma ci dessous, les espèces chimiques présentes à l'état initial et à l'état final.



2-2-2) Par analogie avec les réactions acido-basiques, interpréter cette réaction en identifiant quelle est la particule qui est échangée au cours d'une réaction d'oxydoréduction.

2-2-3) Toujours pas analogie avec les acides et les bases, écrire les demi équations d'oxydoréduction des espèces qui réagissent

2-2-4) En déduire l'équation bilan de la réaction observée.

2-3) Réaction inverse :

Proposer une expérience pour savoir si la réaction inverse est possible. Réaliser cette expérience.

Noter vos observations et conclure.

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

3-1) Expérience :

Introduire dans un tube à essai contenant 3 à 4 mL de solution de nitrate d'argent, quelques copeaux de cuivre. Patienter quelques minutes et noter vos observations.

Faire les tests de reconnaissances nécessaires pour identifier le cation présent dans la solution en fin d'expérience.

3-2) Exploitation :

3-2-1) A partir des observations de vos expériences, indiquer sous la forme du schéma ci dessous, les espèces chimiques présentes à l'état initial et à l'état final.



3-2-2) Écrire les demi équations d'oxydoréduction des espèces qui réagissent.

3-2-3) En déduire l'équation bilan de la réaction.

IV) Réaction entre le fer métallique et le cation cuivre II :

4-1) Expérience :

Dans un tube à essai contenant 3 à 4 mL de solution de sulfate de cuivre II, introduire une spatule de poudre de fer. Boucher et bien agiter le tube. Patienter quelques instants. *Noter vos observations.*

Filtrer la solution obtenue. Faire les tests nécessaires pour identifier le cation présent dans le filtrat.

Noter vos observations.

4-2) Exploitation :

4-1-1) A partir des observations de vos expériences, indiquer sous la forme du schéma ci dessous, les espèces chimiques présentes à l'état initial et à l'état final.



4-2-2) Écrire les demi équations d'oxydoréduction des espèces qui réagissent.

4-2-3) En déduire l'équation bilan de la réaction.

V) Conclusion :

Par analogie avec les couples acide-base, on définit les couples d'oxydoréduction que l'on nomme « **couples rédox** ». Chaque couple rédox est constitué d'un **oxydant**, ou espèce **capable de capter des électrons**, et de son **réducteur** conjugué, **espèce capable de céder des électrons**.

Rédiger une conclusion dans laquelle vous définirez ce qu'est une réaction d'oxydoréduction, et dans laquelle vous préciserez les couples rédox mis en jeu au cours de ce TP en identifiant l'oxydant et la réducteur.

Liste de matériel :

Paillasse élève	Paillasse prof
• 6 tubes à essais • 1 bécher • Solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+; \text{HO}^-$)_(aq) $C = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ dans petit flacon individuel • matériel de filtration (entonnoir + papier filtre)	• Solutions de concentration $C = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ de : - sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}; \text{SO}_4^{2-}$)_(aq) - sulfate de zinc ($\text{Zn}^{2+}; \text{SO}_4^{2-}$)_(aq) - sulfate de fer (II) ($\text{Fe}^{2+}; \text{SO}_4^{2-}$)_(aq) - nitrate d'argent ($\text{Ag}^+; \text{NO}_3^-$)_(aq) - chlorure de fer (III) ($\text{Fe}^{3+}; 3\text{Cl}^-$)_(aq) • Poudre de fer • Poudre de zinc • Copeaux de cuivre