

AE : Les réactions d'oxydoréduction

La batterie d'un téléphone portable, la rouille, les feux d'artifices ou encore un éthylotest ont en commun de mettre en jeu des réactions d'oxydoréduction.

L'objectif de cette activité est d'identifier les caractéristiques de ce type de transformations.

Protocole 1 :

- Préparer l'expérience ci-contre
- A l'aide d'une éprouvette graduée 25,0 mL, introduire 20 mL de solution aqueuse de sulfate de cuivre II dans le tube tulipe (robinet fermé).
- Après environ 10 secondes, ouvrir le robinet et récupérer la solution dans un bécher.
- Ferme le robinet et reverser la solution sur la paille de fer.
- Refaire la manipulation précédente 4 à 5 fois de suite.

3 cm de paille de fer
1 cm de coton








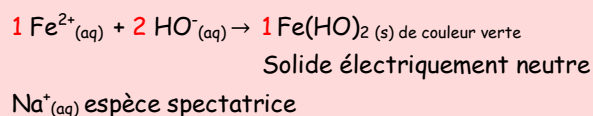
Protocole 2 :

Introduire un morceau de tournure de cuivre dans un tube à essais contenant 5 mL d'une solution de nitrate d'argent. Laisser agir.



Données: tests d'identification des ions

Ion mis en évidence (en solution aqueuse)	Ion cuivre II	Ion fer II (ferreux)	Ion fer III (ferrique)	Ion argent	Ion sulfate
Formule	$\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$	$\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$	$\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$	$\text{Ag}^{+}_{(aq)}$	$\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$
Réactif testeur	Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (soude) ($\text{Na}^{+}_{(aq)} + \text{HO}^{-}_{(aq)}$)	Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (soude) ($\text{Na}^{+}_{(aq)} + \text{HO}^{-}_{(aq)}$)	Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (soude) ($\text{Na}^{+}_{(aq)} + \text{HO}^{-}_{(aq)}$)	Solution aqueuse de chlorure de sodium ($\text{Na}^{+}_{(aq)} + \text{Cl}^{-}_{(aq)}$)	Solution aqueuse de chlorure de baryum ($\text{Ba}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{Cl}^{-}_{(aq)}$)
Observations	 Précipité bleu	 Précipité vert	 Précipité rouille	 Précipité blanc qui noircit à la lumière	 Précipité blanc



TRAVAIL A FAIRE

- 1- Mettre en œuvre (simultanément) les protocoles 1 et 2 (**Réaliser**)
- 2- Compléter le tableau (**S'approprier, Analyser**)

	Expérience 1	Expérience 2
Espèces mises en présence à l'état initial (préciser la couleur)	<p>Fe_(s) solide gris</p> <p>Cu²⁺_(aq) ion solvaté (par l'eau) cyan</p> <p>SO₄²⁻_(aq) ion solvaté (par l'eau) incolore (voir solution aqueuse de sulfate de zinc ZnSO₄_(s), solution qui contient les ions Zn²⁺_(aq) et les ions SO₄²⁻_(aq))</p>	<p>Cu_(s) solide saumon</p> <p>Ag⁺_(aq) ion solvaté (par l'eau) incolore</p> <p>NO₃⁻_(aq) ion solvaté (par l'eau) incolore (voir solution aqueuse de AgNO₃)</p> <p>Remarque : la solution de nitrate d'argent est conservée dans un flacon en verre teinté afin d'éviter l'exposition à la lumière, qui entraînerait une réaction photochimique</p>
Observations à la fin de l'expérience	<p>solide rougeâtre Cu_(s) ?</p> <p>Cu²⁺_(aq) ion solvaté (par l'eau) cyan plus clair</p> <p>Utilisation d'une appli colorimètre Color Assist (iphone) Color grab (Android)</p> <p>Que sont devenus Fe_(s) ? SO₄²⁻_(aq) ?</p>	<p>Solide noir Ag_(s)</p> <p>Cu²⁺_(aq) ion solvaté (par l'eau) cyan clair ? (après filtration)</p> <p>Utilisation d'une appli colorimètre Color Assist (iphone) Color grab (Android)</p> <p>Que sont devenus NO₃⁻_(aq) ?</p>

- 3- Proposer une expérience permettant d'identifier les espèces présentes dans la solution à la fin de chaque expérience.

Expérience 1	Expérience 2
<p>Mise en évidence d'ions présents à l'état final par ajout d'ions : HO⁻_(aq) ou Cl⁻_(aq) ou Ba²⁺_(aq)</p>	<p>Mise en évidence d'ions présents à l'état final par ajout d'ions : HO⁻_(aq) ou Cl⁻_(aq) ou Ba²⁺_(aq)</p> <p>Que sont devenus NO₃⁻_(aq) ? Aucun test donné, il faudra admettre que ce sont des ions ici spectateurs</p>

APPEL



Appeler le professeur pour lui présenter les choix effectués



4- Réaliser les expériences, noter les observations et conclure (**Réaliser, S'approprier**)

Expérience 1	Expérience 2
<p><u>Observations :</u></p> <p>1 - Avec $\text{HO}^-_{(aq)}$: apparition d'un précipité Vert (puis Orange)</p> <p>2 - Avec $\text{Cl}^-_{(aq)}$: Rien !</p> <p>3 - Avec $\text{Ba}^{2+}_{(aq)}$: apparition d'un précipité BLANC</p>	<p><u>Observations :</u></p> <p>1 - Avec $\text{HO}^-_{(aq)}$: apparition d'un précipité verdâtre (ce ne peut être des ions $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$ car l'élément Fer n'a jamais été introduit !) Seuls les cations $\text{Ag}^+_{(aq)}$ peuvent avoir réagi avec les ions $\text{HO}^-_{(aq)}$. En théorie, si seuls les ions $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ étaient présents, le précipité obtenu serait Bleu</p> <p>2 - Avec $\text{Cl}^-_{(aq)}$: apparition d'un précipité BLANC ? <u>Pourquoi si c'est le cas ?</u></p> <p>3 - Avec $\text{Ba}^{2+}_{(aq)}$: Rien !</p>
<p><u>Conclusion :</u></p> <p>1 - Avec $\text{HO}^-_{(aq)}$: Mise en évidence de l'ion $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$!</p> <p>2 - Avec $\text{Ba}^{2+}_{(aq)}$: Mise en évidence de l'ion $\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$ (spectateur) !</p>	<p><u>Conclusion :</u></p> <p>1 - Avec $\text{HO}^-_{(aq)}$: Mise en évidence de l'ion ???</p> <p>2 - Avec $\text{Cl}^-_{(aq)}$: Mise en évidence de l'ion $\text{Ag}^+_{(aq)}$ (en excès) !</p>

5- Interprétation des expériences : (**Analyser**)

5.1- protocole 1 :

	Elément Cuivre	Elément fer
Forme à l'état initial	$\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ ion solvaté (par l'eau) cyan	$\text{Fe}_{(s)}$ solide gris
Forme à l'état final	solide rougeâtre $\text{Cu}_{(s)}$	ion $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$
Demi-équation associée	$1 \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow 1 \text{Cu}_{(s)}$	$1 \text{Fe}_{(s)} \rightarrow 1 \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$
Equation bilan de la transformation chimique	$1 \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 1 \text{Fe}_{(s)} \rightarrow 1 \text{Cu}_{(s)} + 1 \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$	

5.2- protocole 2 :

	Elément Cuivre	Elément Argent
Forme à l'état initial	solide saumon $\text{Cu}_{(s)}$	$\text{Ag}^+_{(aq)}$ ion solvaté (par l'eau) incolore
Forme à l'état final	$\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ ion solvaté (par l'eau) difficile à mettre en évidence car la solution est pratiquement incolore, avec de plus grande quantité de matière mise en jeu, elle serait cyan	Solide noir $\text{Ag}_{(s)}$
Demi-équation associée	$1 \text{Cu}_{(s)} \rightarrow 1 \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$	$1 \text{Ag}^+_{(aq)} + 1 e^- \rightarrow 1 \text{Ag}_{(s)}$
Equation bilan de la transformation chimique	$1 \text{Cu}_{(s)} + 1 \text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow 1 \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 1 \text{Ag}_{(s)}$	

Au cours de ces deux transformations, quelle particule a été échangée ?

Bilan:

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle une espèce, appelé réducteur, cède un ou plusieurs **électrons** à une autre espèce appelée oxydant.

	Expérience 1	Expérience 2
Equation bilan de la transformation chimique	$1 \text{ Cu}^{2+}_{(aq)} + 1 \text{ Fe}_{(s)} \rightarrow 1 \text{ Cu}_{(s)} + 1 \text{ Fe}^{2+}_{(aq)}$	$1 \text{ Cu}_{(s)} + 1 \text{ Ag}^{+}_{(aq)} \rightarrow 1 \text{ Cu}^{2+}_{(aq)} + 1 \text{ Ag}_{(s)}$
Oxydant qui réagit (capte les électrons, il subit une réduction)	$\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$	$\text{Ag}^{+}_{(aq)}$
Réducteur qui réagit (cède les électrons, il subit une oxydation)	$\text{Fe}_{(s)}$	$\text{Cu}_{(s)}$

Un oxydant et un réducteur sont dits conjugués et forme un couple oxydant/réducteur, s'ils peuvent être reliés par une demi-équation électronique (ils ont au moins un élément commun).

Une réaction d'oxydoréduction fait toujours intervenir deux couples oxydant/réducteur.

	Expérience 1		Expérience 2	
	1	2	1	2
Couples oxydant/réducteur	$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}$	$\text{Fe}^{2+}_{(aq)} / \text{Fe}_{(s)}$	$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}$	$\text{Ag}^{2+}_{(aq)} / \text{Ag}_{(s)}$

Un oxydant réagit avec un réducteur.

Un oxydant oxyde un réducteur tout en subissant une réaction de réduction.