

Les réactions d'oxydo-réduction ou réactions rédox constituent une grande classe de réactions chimiques. Au cours de ces réactions il se produit un transfert d'électrons. Une espèce chimique capte les électrons cédés par une autre espèce chimique. Des réactions d'oxydoréduction ont lieu dans les combustions, la corrosion des métaux, l'électrochimie ou la respiration cellulaire. (Vidéo corrosion ENT)

A-Découverte expérimentale

Document 1 Couleur de quelques métaux

$\text{Ag}_{(s)}$: blanc argenté/gris

$\text{Cu}_{(s)}$: rouge/marron

$\text{Fe}_{(s)}$: gris foncé

Document 3 Couleur de quelques ions en solution...

$\text{Ag}^+_{(aq)}$: Incolore

$\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$: Bleu

$\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$: Incolore (ou légèrement jaune)

$\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$: Orange

Document 2 Précipitation de quelques cations métalliques

La plupart des cations métalliques M^{n+} forment, en présence d'ions hydroxyde HO^- , des précipités d'hydroxyde métallique $\text{M}(\text{OH})_{n(s)}$.



HYDROXYDE DE SODIUM
($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$)

Cation $\text{M}^{n+}_{(aq)}$	Couleur du précipité $\text{M}(\text{OH})_{n(s)}$
$\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$	bleu
$\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$	vert
$\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$	rouille

TRAVAIL :

1. Réaction d'oxydoréduction n°1

- Verser dans un tube à essais un peu (2 ou 3 mL) de solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$, $\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$).
- Ajouter de la poudre de fer.
- Boucher et agiter.
- Filtrer le contenu du tube à essais.
- Ajouter dans le filtrat quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium (au bureau du professeur : Lunettes et gants).

- Schématiser les 3 étapes de l'expérience et écrire vos observations.
- Qu'est-il arrivé aux ions cuivre ? Ecrire une « équation » traduisant ce qui s'est passé pour l'élément cuivre.
- Qu'est-il arrivé au métal fer ? Ecrire une « équation » traduisant ce qui s'est passé pour l'élément fer.
- Ecrire alors l'équation chimique de la réaction.

2. Réaction d'oxydoréduction n°2 ("Arbre de Diane" visible aussi sur la paillasse prof)

- Verser dans un tube à essais un peu (2 ou 3 mL) de solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+_{(aq)}$, $\text{NO}_3^-_{(aq)}$).
- Ajouter de la poudre de cuivre.
- Boucher et agiter.

- Schématiser l'expérience et écrire vos observations.
- En déduire les produits formés.
- Qu'est-il arrivé aux ions argent ? Ecrire une « équation chimique » traduisant ce qui s'est passé pour l'élément argent.
- Qu'est-il arrivé au métal cuivre ? Ecrire une « équation chimique » traduisant ce qui s'est passé pour l'élément cuivre.
- Ecrire alors l'équation chimique de la réaction.
- Proposer une expérience permettant de mettre en évidence l'ion formé. La réaliser.

Document 4 Quelques oxydants et réducteurs

Oxydants	Réducteurs
ions argent Ag^+	argent métallique Ag
ions cuivre Cu^{2+}	cuivre métallique Cu
ions fer II Fe^{2+}	fer métallique Fe
dioxygène O_2	glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

3. Bilan

1. Les ions cuivre Cu^{2+} , les ions fer II Fe^{2+} et les ions argent Ag^+ sont des oxydants et les métaux cuivre Cu, fer Fe et argent Ag sont des réducteurs. Proposer une définition pour « oxydant » et pour « réducteur ».
2. Les ions cuivre Cu^{2+} et le métal cuivre Cu forme un couple d'oxydoréduction. Il en est de même pour les ions argent Ag^+ et le métal argent Ag et pour les ions fer II Fe^{2+} et le fer métallique Fe. Proposer une définition pour « couple d'oxydoréduction ».
3. Proposer une définition pour « réaction d'oxydoréduction ».

B - Les réactions d'oxydoréduction

1- Le mélange magique

- Dans un erlenmeyer, verser environ 100 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium.
- Ajouter environ 2 g de glucose de formule $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Agiter afin de dissoudre le solide.
- Ajouter 2 ou 3 gouttes d'une solution de bleu de méthylène. Homogénéiser la solution. Observer.
- Attendre quelques minutes puis observer.
- Agiter afin de dissoudre dans la solution une partie du dioxygène de l'air, puis observer de nouveau.
-

Le bleu de méthylène

Le bleu de méthylène est un composé organique (de son vrai nom méthylthioninium chlorure) utilisé dans de nombreux domaines, notamment la médecine et comme colorant...

Le bleu de méthylène est à la fois un oxydant et un réducteur car il existe sous deux formes : l'une ionique (notée BM^+) de couleur bleue ayant des propriétés oxydantes et l'autre (notée BMH) incolore et ayant des propriétés réductrices.

⇒ A l'aide des données ci-dessus, des définitions de l'annexe et des observations faites, construire un raisonnement afin d'interpréter ce qui se passe.

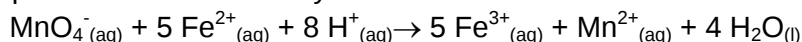
2-Entraînement

- a) On veut écrire l'équation de la réaction entre les ions fer (II) Fe^{2+} et les ions dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Lors de cette réaction il se forme des ions Fe^{3+} et des ions Cr^{3+} .

En suivant la méthode décrite dans le document 3 de l'annexe, établir l'équation de la réaction.

Données : Les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$ et $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$

- b) Voici une équation de réaction d'oxydoréduction :



Rappels :

- L'oxydant et le réducteur d'un couple ont au moins un élément chimique en commun.
 - La demi-équation doit faire apparaître au moins un électron.
- a- Identifier les deux couples Oxydant / Réducteur et écrire la demi-équation de chaque couple.
 - b- Lors de la réaction étudiée, quel est l'oxydant ? le réducteur ?
 - c- Retrouver l'équation de la réaction en utilisant la méthode décrite dans le document 3.

ANNEXE (à distribuer pour le travail B)

Document 1 : Quelques définitions

- **Oxydant** : Espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs électrons au cours d'une transformation chimique. Lorsqu'il capte ce ou ces électrons, on dit qu'il se réduit (il subit une **réduction**).

Exemple d'oxydant : l'ion argent Ag^{2+}

demi-équation traduisant la réduction de l'ion magnésium : $\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- = \text{Ag}$

- **Réducteur** : Espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons au cours d'une transformation chimique. Lorsqu'il cède ce ou ces électrons, on dit qu'il s'oxyde (il subit une **oxydation**).

Exemple de réducteur : le métal aluminium Al

demi-équation traduisant l'oxydation de l'aluminium : $\text{Al} = \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$

- **Couple d'oxydoréduction** : Un oxydant et un réducteur forment un couple d'oxydoréduction s'ils ont un élément chimique en commun et si on peut passer de l'un à l'autre par un échange d'électrons. L'écriture officielle d'un couple d'oxydoréduction est : **Oxydant / Réducteur**.

Exemples :

- l'ion argent (l'oxydant) et le métal argent (le réducteur) forment un couple d'oxydoréduction : **Ag^+ / Ag**

demi-équation d'oxydoréduction traduisant l'échange d'électrons : $\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- = \text{Ag}$

- l'ion aluminium et le métal aluminium : **$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$**

demi-équation d'oxydoréduction associée : $\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Al}$

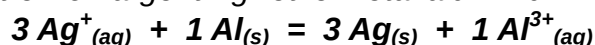
- l'oxyde de plomb et l'ion plomb : **$\text{PbO}_2 / \text{Pb}^{2+}$**

demi-équation d'oxydoréduction associée : $\text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$

→ Voir le document2 pour la méthode dans l'écriture de la demi-équation d'oxydoréduction.

- **Réaction d'oxydoréduction** : réaction au cours de laquelle le réducteur d'un couple cède des électrons à l'oxydant d'un autre couple.

Exemple : réaction entre l'ion argent Ag^+ et le métal aluminium Al



Le métal aluminium (le réducteur) cède des électrons aux ions argent (l'oxydant). Le métal aluminium s'oxyde alors que les ions argent sont réduits.

Document 2 : Méthode pour écrire une demi-équation d'oxydoréduction

Description de l'étape	Exemple
Identifier le couple ox / réd.	$\text{PbO}_2 / \text{Pb}^{2+}$
Equilibrer les éléments chimiques autres que l'oxygène O et l'hydrogène H.	$1\text{PbO}_2 = 1\text{Pb}^{2+}$
Equilibrer l'élément oxygène en rajoutant des molécules d'eau.	$1 \text{ PbO}_2 = 1 \text{ Pb}^{2+} + 2 \text{ H}_2\text{O}$
Equilibrer l'élément hydrogène en rajoutant des ions H^+	$1 \text{ PbO}_2 + 4 \text{ H}^+ = 1 \text{ Pb}^{2+} + 2 \text{ H}_2\text{O}$
Equilibrer la charge électrique en rajoutant des électrons (du côté de l'oxydant).	$1 \text{ PbO}_2 + 4 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- = 1 \text{ Pb}^{2+} + 2 \text{ H}_2\text{O}$

Document 3 : Méthode pour écrire une équation d'une réaction d'oxydoréduction
Exemple : réaction entre les ions argent Ag^+ et l'aluminium métallique Al

Description de l'étape	Exemple
Identifier les deux couples mis en jeu.	Ag^+ / Ag $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$
Entourer dans chaque couple l'espèce chimique qui va jouer le rôle de réactif.	Ag^+ / Ag $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$
Pour chaque couple, écrire la demi-équation d'oxydoréduction en plaçant le réactif à gauche. (Utiliser si nécessaire la méthode du document 2)	$1 \text{ Ag}^+ + 1 \text{ e}^- = 1 \text{ Ag}$ $1 \text{ Al} = 1 \text{ Al}^{3+} + 3 \text{ e}^-$
Multiplier chaque demi-équation par un nombre afin d'avoir le même nombre d'électrons échangés*.	$(1 \text{ Ag}^+ + 1 \text{ e}^- = 1 \text{ Ag}) \times 3$ $(1 \text{ Al} = 1 \text{ Al}^{3+} + 3 \text{ e}^-) \times 1$
Ajouter les membres de gauche pour obtenir les réactifs et les membres de droite pour obtenir les produits*. Dans certains cas, des simplifications peuvent avoir lieu.	$3 \text{ Ag}^+ + 3 \text{ e}^- + 1 \text{ Al} = 3 \text{ Ag} + 1 \text{ Al}^{3+} + 3 \text{ e}^-$ soit : $3 \text{ Ag}^+ + 1 \text{ Al} = 3 \text{ Ag} + 1 \text{ Al}^{3+}$

* Lors d'une réaction d'oxydoréduction, tous les électrons cédés par le réducteur doivent être captés par l'oxydant. De ce fait, **les électrons n'apparaissent pas dans l'équation bilan.**