



Chapitre 6 : Les réactions d'oxydoréduction

Introduction :

Nous allons voir dans ce chapitre les réactions d'oxydoréduction est trouver une grande analogie avec les réactions acides bases étudiées précédemment.

Ces réactions rédox, sont celles qui permettent les feux d'artifices par exemples ou bien qui expliquent la formation de la rouille. Elles sont aussi très importantes dans le domaine industriel (préparation de métaux par ex).

I Exemples de réactions d'oxydoréductions :

1) Réaction entre les ions cuivre II et le métal zinc :

➤ Expérience :

On plonge une lame de zinc dans une solution de sulfate de cuivre II (couleur bleue).

Observations des élèves :

La partie immergée de la plaque est recouverte d'un dépôt de couleur rouge brique.

➤ Caractérisons un des produits formés :

a. Bécher + sulfate de cuivre II + poudre de zinc.

On agite puis on filtre.

Observations des élèves :

La solution obtenue est incolore.

b. + solution d'hydroxyde de sodium.

Observations des élèves :

Il se forme un précipité blanc qui se redissout dans un excès d'hydroxyde de sodium.

Ce précipité est caractéristique des ions Zn^{2+} (on peut faire un témoin avec une solution de sulfate de zinc)

➤ Interprétation :

Réactifs : Cu^{2+} et Zn ; Un des produits : Zn^{2+} .

Le dépôt rouge brique sur la lame de zinc rappelle la couleur du cuivre métal il s'agit du deuxième produit.

Pourquoi la solution d'ions cuivre II s'est décolorée ?

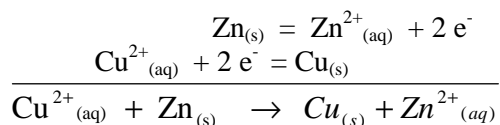
Ceci est dû au fait que les ions cuivre II constitue le réactif limitant de la réaction, ils ne sont donc plus présent à la fin de la réaction et ce sont tous transformés en métal cuivre.

➤ Une analogie avec les réaction acide-bases : transfert de particules :

Qu'a-t-il pu se passer ?

Pour passer d'ions à des atomes ou inversement il faut qu'il y ait eu transfert de charges électriques, des électrons.

On peut donc écrire deux demi-équations électroniques :



**Équation
d'oxydoréduction
ou rédox**

Les atomes de zinc ont cédé deux électrons, les ions cuivre II en ont accepté deux.



2) Définition :

Lors d'une réaction d'oxydoréduction, il y a transfert d'électrons.

Remarque :

Les électrons n'existent pas à l'état libre en solution aqueuse.

3) Autre exemple : réaction entre le métal cuivre et les ions argent :

> Expérience :

Dans un erlenmeyer, on verse du nitrate d'argent et on ajoute de la tournure de cuivre.

Observations des élèves :

La solution est devenue bleue.

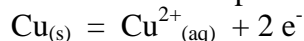
Donc :

Il y a eu production d'ions cuivre II et d'argent métallique.

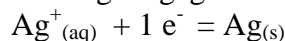
> Interprétation :

Demi équations électroniques :

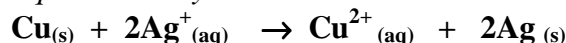
Chaque atome de cuivre perd 2 électrons pour se transformer en ion cuivre (II) :



Chaque ion argent gagne 1 électron pour se transformer en atome d'argent :



Equation d'oxydoréduction :

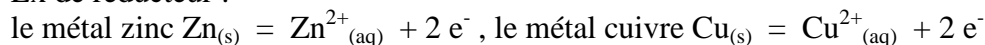


II Analogie avec les acides et les bases : oxydant et réducteur :

> Réducteur (analogie à l'acide) :

Un réducteur est une espèce chimique **susceptible de céder un ou plusieurs électrons.**

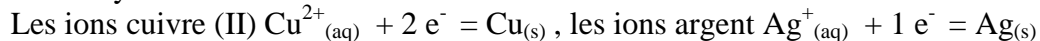
Ex de réducteur :



> Oxydant (analogie à la base) :

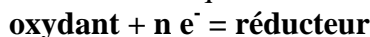
Un oxydant est une espèce chimique **susceptible de capter un ou plusieurs électrons.**

Ex d'oxydant :



> Couple oxydant/réducteur :

Un couple oxydant / réducteur est l'ensemble d'un oxydant et d'un réducteur qui se correspondent dans une demi équation électronique :



Le cuivre est un réducteur et l'ion cuivre (II) capable de capter deux électrons est un oxydant. On dit que l'ion cuivre (II) est l'oxydant conjugué du cuivre ou que le cuivre est le réducteur conjugué de l'ion cuivre (II).

Exercices n°7,12 et 13 p92

III Quels sont les oxydants, quels sont les réducteurs ?

Fiche élève

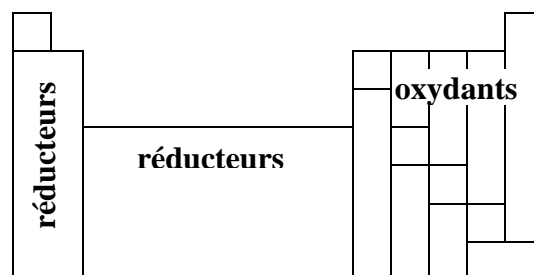
1) Les couples à connaître et leur demi-équation :

Couple	Nom de l'oxydant	Nom du réducteur	Demi Équation
$\text{H}^+_{(\text{aq})}/\text{H}_{2(\text{g})}$	Ion H^+ (aqueux)	Dihydrogène	$2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- = \text{H}_{2(\text{g})}$
$\text{M}^{\text{n}+}_{(\text{aq})}/\text{M}_{(\text{s})}$	Cation métallique	métal	$\text{M}^{\text{n}+}_{(\text{aq})} + \text{n e}^- = \text{M}_{(\text{s})}$
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	Ion fer (III)	Ion fer (II)	$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 1\text{e}^- = \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$
$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}/\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$	Ion permanganate violet	Ion manganèse (II) incolore	$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 4\text{H}_2\text{O}$
$\text{I}_{2(\text{aq})}/\text{I}^-_{(\text{aq})}$	diiode	Ion iodure	$\text{I}_{2(\text{aq})} + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-_{(\text{aq})}$
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$	Ion tétrathionate	Ion thiosulfate	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$

2) Reconnaître un réducteur et un oxydant à partir de la classification périodique des éléments :

Un grand nombre des **réducteurs** rencontrés sont des **métaux** (cuivre, argent, fer, magnésium...) Tous ces éléments se situent dans la partie gauche ou centrale de la classification. Ils ont tendance à céder des électrons.

Les principaux **oxydants** sont des corps simples correspondant à des éléments situés dans la partie droite de la classification (dioxygène, dihalogène). Ces éléments forment facilement des anions en captant des électrons.



3) Oxydants et réducteurs de la vie courante :

- L'eau de javel est un mélange équimolaire de chlorure de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) et d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$). Ses propriétés désinfectantes et blanchissantes sont dues aux propriétés oxydantes de l'ion hypochlorite ($\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$).
- La production d'énergie dans les cellules sous forme d'ATP s'explique pour des transformations chimiques en chaîne, où interviennent des couples oxydant/réducteur tels que $\text{O}_{2(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ et NAD^+/NADH . Dans les muscles, par exemple, en fonctionnement normal, le glucose est converti en acide pyruvique, lequel est ensuite oxydé en dioxyde de carbone. Lors d'efforts violents (où manque le dioxygène), l'acide pyruvique est réduit par NADH en acide lactique, dont l'accumulation peut entraîner des crampes musculaires.



IV Les réactions d'oxydoréduction :

Comme pour les acides et les bases, un oxydant réagit forcément avec un réducteur.

Définition :

Une réaction d'oxydoréduction consiste en un transfert d'électrons entre un oxydant d'un couple et un réducteur d'un autre couple.

Méthode d'écriture des demi-équations électroniques :

- Oxydant + e⁻ = réducteur
- Equilibrer tous les atomes autres que O et H.
- Equilibrer les O en ajoutant des molécules d'eau.
- Equilibrer les H en ajoutant des protons H⁺.
- Compléter le nombre d'électrons pour respecter les charges électriques.

Méthode pour écrire les réactions d'oxydoréduction :

- On écrit les deux demi équations :
$$\text{réducteur 1} = \text{oxydant 1} + n_1 \text{ é}$$
$$\text{oxydant 2} + n_2 \text{ é} = \text{réducteur 2}$$
- On s'arrange pour avoir le même nombre d'électrons transférés dans les deux équations :
pour cela, on multiplie par n₂ la première et par n₁ la seconde :
$$n_2 * \text{réducteur 1} = n_2 * \text{oxydant 1} + n_2 * n_1 \text{ é}$$
$$n_1 * \text{oxydant 2} + n_1 * n_2 \text{ é} = n_1 * \text{réducteur 2}$$
- On additionne alors les deux demi équations, les électrons n'apparaissent plus :
$$n_1 * \text{oxydant 2} + n_2 * \text{réducteur 1} \rightarrow n_2 * \text{oxydant 1} + n_1 * \text{réducteur 2}$$

Exercices n°15,16 et 18 p93