

RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTION

PRÉPARATION

Lire pages 285 à 294

PLAN DU COURS

- I. Définitions
- II. Les couples à connaître et leurs demi-équations associées
- III. Exemples
- IV. Reconnaître un réducteur et un oxydant à partir de la classification périodique des éléments
- V. Oxydants et réducteurs de la vie courante
- VI. Fonctionnement d'une pile

COMPÉTENCES ATTENDUES

	NA	ECA	A	AR EP
Recueillir et exploiter des informations sur les piles ou les accumulateurs dans la perspective du défi énergétique.				
Reconnaître l'oxydant et le réducteur dans un couple.				
Écrire l'équation d'une réaction d'oxydo-réduction en utilisant les demi-équations redox.				

NA : Non Acquis - ECA : En Cours d'Acquisition - A : Acquis - AREP : A Réviser En Priorité

EXERCICES D'ENTRAÎNEMENT

Exercices conseillés:

- ◆ Exercices résolus : p.296-297
- ◆ Exercices conseillés : 9, 10, 11 p.298; 12,15, 16 p.299 ; 18 p.300 ; 24 p.301

RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTION

I. Définitions

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

Exemples de réducteurs: le métal zinc $\text{Zn}_{(s)} = \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$, le métal cuivre $\text{Cu}_{(s)} = \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

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

Exemple d'oxydants : les ions cuivre II $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- = \text{Cu}_{(s)}$, les ions argent $\text{Ag}^{+}_{(aq)} + e^- = \text{Ag}_{(s)}$

Couple oxydant/réducteur: un couple oxydant/réducteur est l'ensemble d'un oxydant et d'un réducteur qui sont liés par une demi-équation électronique : **oxydant + ne⁻ = réducteur**

Exemple: 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.

Réaction d'oxydoréduction: une réaction d'oxydoréduction consiste en un transfert d'électrons entre un oxydant d'un couple et un réducteur d'un autre couple. Elle est le résultat de la combinaison de deux demi-équations.

Remarque : les électrons n'existent pas à l'état libre en solution aqueuse.

II. Les couples à connaître et leurs demi-équations associées

Couple	Nom de l'oxydant	Nom du réducteur	Demi-équation
$\text{H}^{+}_{(aq)}/\text{H}_{2(g)}$	Ion H ⁺ (aqueux)	Dihydrogène	$2\text{H}^{+}_{(aq)} + 2e^- = \text{H}_{2(g)}$
$\text{I}_{2(aq)}/\text{I}^{-}_{(aq)}$	Diode	Ion iodure	$\text{I}_{2(aq)} + 2e^- = 2\text{I}^{-}_{(aq)}$
$\text{Fe}^{3+}_{(aq)}/\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$	Ion fer III	Ion fer II	$\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + e^- = \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$
$\text{M}^{n+}_{(aq)}/\text{M}_{(s)}$	Cation métallique	Métal	$\text{M}^{n+}_{(aq)} + ne^- = \text{M}_{(s)}$

III. Exemples

Manipulation 1: Réaction entre le zinc et une solution de sulfate de cuivre

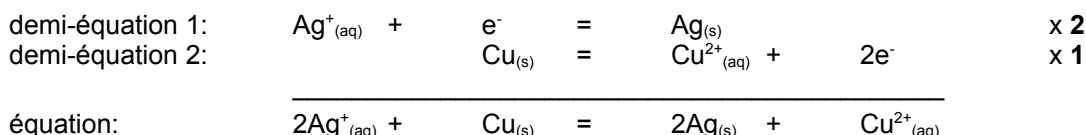
Expérience	Observations	Caractérisation des produits formés	Interprétation
On plonge une lame de zinc dans une solution de sulfate de cuivre II (couleur bleue).	Après 12 heures, la partie immergée de la plaque est recouverte d'un dépôt de couleur rouge brique et la solution devient transparente.	En présence de soude dans la solution à l'état final, il se forme un précipité blanc qui caractérise des ions Zn^{2+} . Les ions Cu^{2+} ont donc disparu, d'où le passage du bleu au transparent. Le dépôt rouge brique sur la lame de zinc rappelle la couleur du cuivre métal.	Réactifs : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ et $\text{Zn}_{(s)}$ Produits : $\text{Cu}_{(s)}$ et $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$ Pour passer d'ions à des atomes ou inversement il faut qu'il y ait transfert d'électrons. $\text{Zn}_{(s)} = \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- = \text{Cu}_{(s)}$

Les atomes de zinc ont cédé deux électrons et les ions cuivre II en ont accepté deux. On peut donc écrire l'équation de la réaction: $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Zn}_{(s)} = \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$

Manipulation 2: Réaction entre le cuivre métal et une solution de nitrate d'argent

Expérience	Observations	Caractérisation des produits formés	Interprétation
Dans un erlenmeyer, on verse du nitrate d'argent et on ajoute un fil de cuivre.	La solution est devenue bleue et il se forme un dépôt sur le fil de cuivre en forme d'arborescence.	La couleur bleue caractérise la production d'ions cuivre II et l'arborescence la production d'argent métallique.	Réactifs : $\text{Cu}_{(s)}$ et $\text{Ag}^{+}_{(aq)}$ Produits : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ et $\text{Ag}_{(s)}$ Pour passer d'ions à des atomes ou inversement il faut qu'il y ait transfert d'électrons. $\text{Ag}^{+}_{(aq)} + e^- = \text{Ag}_{(s)}$ $\text{Cu}_{(s)} = \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

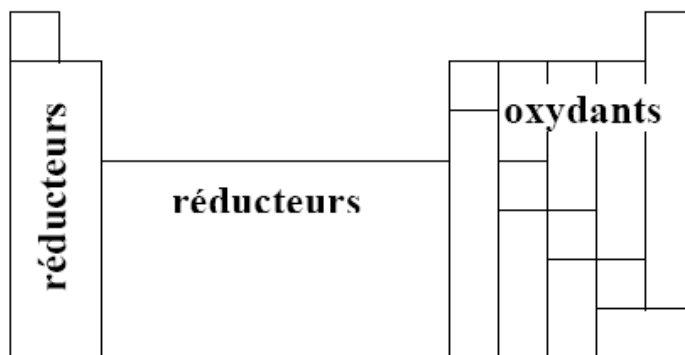
Les atomes de cuivre ont cédé deux électrons et les ions argent I en ont accepté un. On peut donc écrire l'équation de la réaction à partir des deux demi-équations en prenant soin d'**équilibrer les charges** :



IV. 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.



V. Oxydants et réducteurs de la vie courante

Ces réactions d'oxydoréduction (ou 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).

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.

VI. Fonctionnement d'une pile

