

Chapitre 11 : Oxydoréduction

Extrait Programme 1^{ère} STI2D

Transfert d'électrons lors d'une transformation chimique Réactions d'oxydo-réduction	- À partir d'expériences ou de données expérimentales, identifier un transfert d'électrons entre des espèces chimiques et en déduire la réaction d'oxydo-réduction modélisant la transformation.
Corrosion des matériaux Aciers inoxydables, métaux nobles.	- Définir et distinguer un oxydant, un réducteur, une oxydation, une réduction et un couple oxydant réducteur. - Écrire une demi-équation électronique, le couple oxydant/réducteur étant donné. - Écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction, les deux couples oxydant / réducteur étant donnés.
Protection contre la corrosion.	- Exploiter l'équation d'une réaction d'oxydo-réduction pour analyser une situation de corrosion d'un matériau. - Citer des métaux ou des alliages résistants à la corrosion.
Piles	- Citer et interpréter des méthodes de protection contre la corrosion. - Analyser le fonctionnement d'une pile en termes de transfert d'électrons et de réaction d'oxydo-réduction. - Étudier le fonctionnement d'une pile.

Discussion sur les images de corrosion des métaux

I- Les réactions d'oxydoréduction

Les réactions d'oxydoréduction correspondent à un transfert d'électrons entre deux réactifs.

1- Les couples Oxydant / Réducteur

Un oxydant est une espèce chimique capable de gagner un ou plusieurs électrons.

Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un plusieurs électrons.

La réaction d'oxydoréduction est une transformation chimique au cours de laquelle il y a transfert d'électrons d'un réducteur vers un oxydant.

De manière générale, on définit un couple oxydant/réducteur et on associe la demi-équation électronique suivante : $Ox + n e^- = Red$ ou $Red = Ox + n e^-$

Attention ! la demi-équation électronique doit être équilibrée.

Exemples :

1) Écrire la demi-équation électronique associé au couple $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$

On a $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}_{(\text{s})}$

2) Écrire le couple correspondant à la demi-équation électronique suivante : $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{Zn}_{(\text{s})}$

Le couple est $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Zn}_{(\text{s})}$

[Applications : Exercices n°1, 2, 3 et 4 de la feuille d'exercices](#)

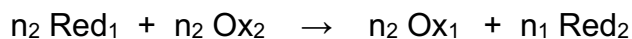
2- La réaction d'oxydoréduction

Une oxydation est une transformation chimique qui transforme une espèce en oxydant.

Une réduction est une transformation chimique qui transforme une espèce en réducteur.

Les électrons ne peuvent exister libres en solution aqueuse : chaque électron libéré par un réducteur est forcément capté par un oxydant. Ainsi, une oxydation est toujours accompagnée d'une réduction.

Cela signifie qu'une réaction d'oxydoréduction fait intervenir deux couples Ox_1/Red_1 et Ox_2/Red_2 . Le réactif réducteur Red_1 donne des électrons qui sont captés par le réactif oxydant Ox_2 : ceci produit l'oxydant Ox_1 et le réducteur Red_2 .



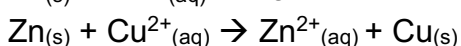
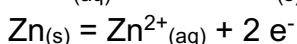
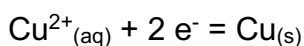
L'oxydation ($\text{Red}_1 \rightarrow \text{Ox}_1$) et la réduction ($\text{Ox}_2 \rightarrow \text{Red}_2$) simultanées constituent la réaction d'oxydoréduction.

MÉTHODE POUR TROUVER L'ÉQUATION BILAN REDOX

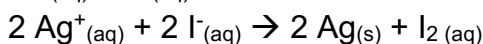
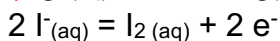
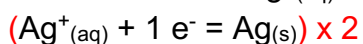
- 1) Identifier les réactifs ainsi que l'oxydant et le réducteur
- 2) Placer les réactifs à gauche du signe égal
- 3) Écrire les demi-équations électroniques de chaque couple en mettant les électrons du côté de l'oxydant.
- 4) Équilibrer les demi-équations électroniques : d'abord on équilibre les éléments, puis on ajuste la charge électrique avec le nombre d'électrons.
- 5) Combiner les deux demi-équations électroniques de façon à ce qu'aucun électron n'apparaisse sur l'équation globale.

Exemples :

1) À partir des demi-équations électroniques données dans les exemples de la partie 1-, écrire l'équation d'oxydoréduction qui se fait en mettant du zinc solide $\text{Zn}_{(\text{s})}$ dans une solution contenant des ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$.



2) Voici deux couples rédox : $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}/\text{Ag}_{(\text{s})}$ et $\text{I}_{2(\text{aq})}/\text{I}^-_{(\text{aq})}$. Écrire l'équation d'oxydoréduction qui a lieu entre $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$ et $\text{I}^-_{(\text{aq})}$.

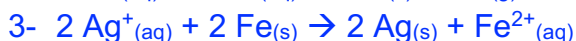
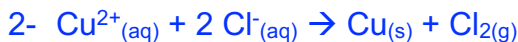
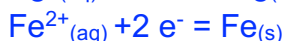
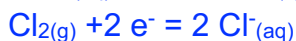
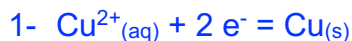


Application n°1 :

Données des couples redox : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$ $\text{Cl}_{2(\text{g})} / \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} / \text{Ag}_{(\text{s})}$ $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}_{(\text{s})}$

- 1- Pour chaque couple redox, écrire la demi-équation électronique.
- 2- Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction dans laquelle interviennent les couples $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Cu}_{(\text{s})}$ et $\text{Cl}_{2(\text{g})}/\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ sachant que ce sont les ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ qui réagissent avec les $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$
- 3- Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction dans laquelle interviennent les couples $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}/\text{Ag}_{(\text{s})}$ et $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}_{(\text{s})}$ sachant que ce sont les ions $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$ qui réagissent avec $\text{Fe}_{(\text{s})}$.

Correction :



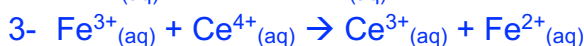
Application n°2 :

Le symbole du césium est Ce. On réalise une expérience dans laquelle les couples redox qui interviennent sont : $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$, $\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})} / \text{Ce}^{3+}_{(\text{aq})}$. On constate qu'il se forme des ions $\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})}$ et $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$.

- 1- Quel est l'oxydant de chaque couple ?
- 2- Écrire la demi-équation électronique de chaque couple.
- 3- Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui se produit.
- 4- Quelle est l'espèce chimique qui a été oxydée ? réduite ?

Correction :

1- L'oxydant est $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ et $\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})}$



4- $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ a été oxydée. $\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})}$ a été réduite.

II- Les piles

1- Description

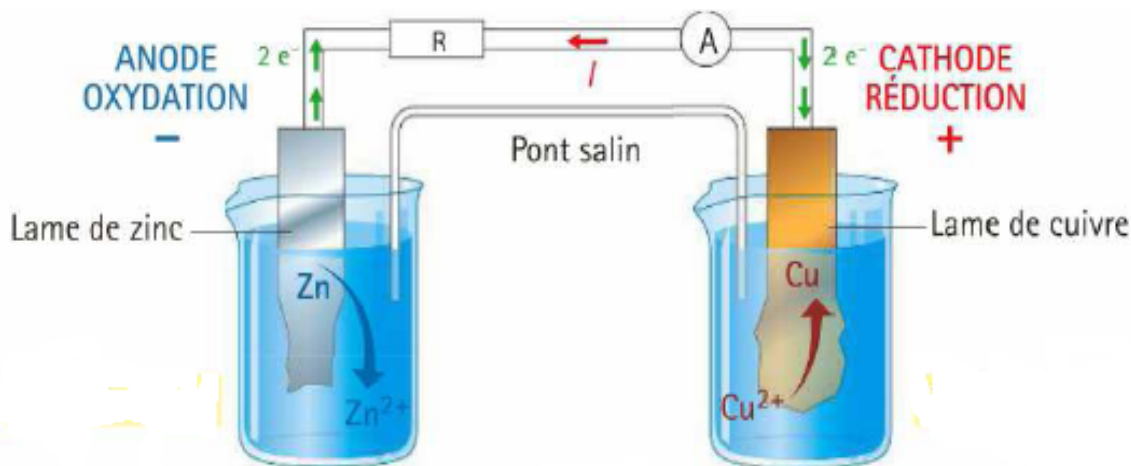
Une pile est le siège d'une réaction d'oxydoréduction, dont le but est de récupérer l'échange d'électrons entre les deux couples redox dans un circuit extérieur pour permettre la circulation d'un courant électrique.

Pour cela, deux électrodes (lames métalliques) constituées par les métaux réducteurs baignent dans des solutions ioniques (électrolytes) séparées.

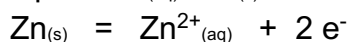
Les électrodes sont branchées à un circuit électrique extérieur.

Un pont salin assure la conduction entre les deux solutions et ferme le circuit électrique.

2- Étude de la pile Daniell



La première demi-pile contenant le couple $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Zn}_{(\text{s})}$ est le siège d'une oxydation :



La deuxième demi-pile contenant le couple $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ est le siège d'une réduction :



L'équation globale de fonctionnement de la pile est : $\text{Zn}_{(\text{s})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Cu}_{(\text{s})}$

L'électrode où a lieu l'oxydation est appelée anode, c'est la borne négative. L'électrode où a lieu la réduction est la cathode, c'est la borne positive.

Les électrons circulent donc de l'anode vers la cathode.

[Applications](#) : n°5 et 7 p 182

III- Vieillessement et corrosion des matériaux

1- Corrosion

Activité 2 p 175

La corrosion est une oxydation qui se produit principalement sur les métaux. Elle est provoquée par le dioxygène de l'air. Soit un métal M, alors la corrosion se traduit par la transformation de M en M^{n+} , ion métallique.

Certains facteurs favorisent cette oxydation : présence d'eau (milieu humide), présence de sel (air marin), présence d'acides (pollution atmosphérique).

Pour le fer, la corrosion entraîne la formation de rouille, composée d'oxydes de fer. La rouille étant poreuse, l'oxydation du fer se poursuit jusqu'à destruction complète du métal.

Pour de nombreux métaux, la corrosion se traduit par la formation d'une couche d'oxyde qui protège le métal.

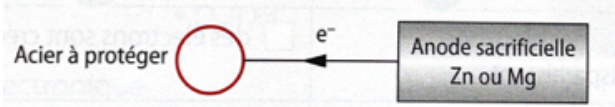
Métal	Aluminium	Plomb	Cuivre
Couche d'oxyde protectrice	Alumine	Rouille blanche	Vert de gris
Couleur	Gris / Blanc	Gris	Vert

Certains métaux, dits nobles, comme l'or, le palladium, le platine ne s'oxydent pas. De même, l'acier inoxydable, comme son nom l'indique ne s'oxyde pas.

Il contient en effet une part importante de chrome et de nickel : la couche d'oxyde de chrome qui se forme à la surface limite la circulation des électrons du fer.

2- Protection contre la corrosion des métaux

Il existe différentes façons de protéger les métaux contre la corrosion :

Types de protection	Détails	Remarques
Couche protectrice	Peinture, revêtement métallique, plastique, céramique...	Inconvénient : Toute piqûre du film protecteur est source de corrosion
Passivation	Réalisation d'une couche d'oxyde qui protège le métal de la corrosion.	
Par anode sacrificielle	<p>Connexion du métal à protéger (cathode) avec un autre métal (anode) qui va s'oxyder à sa place.</p> <p>L'anode est consommée par corrosion : on parle d'anode sacrificielle.</p> 	Inconvénient : il faut remplacer périodiquement l'anode.

[Applications : n°9, 10 et 12 p 183](#)