



# Activités de la séquence n°3

## Réactions d'oxydo-réduction

---



### Fiche de synthèse mobilisée :

Fiche 3.a : nombres d'oxydation

Fiche 3.b : oxydants et réducteurs

Fiche 3.c : réactions d'oxydo-réduction



### Sommaire des activités

ACTIVITÉ 1 : jeu redox : e <sup>-</sup> changes entre couples .....	2
ACTIVITÉ 2 : pourquoi tous les métaux ne réagissent-ils pas de la même façon ?.....	5
ACTIVITÉ 3 : classement de quelques couples redox.....	7



## ACTIVITÉ 1 : jeu redox : $e^-$ changes entre couples

### DOCUMENT 1 : Règles du jeu

#### ❖ Le jeu :

Ce jeu se joue par équipe de maximum 6 joueurs soit 3 binômes de 2 joueurs.  
Le jeu se joue en 3 défis.

#### ❖ Ce jeu comporte pour 18 joueurs

9 feutres pour compléter les cartes (par binôme)

#### Pour le défi n°1 :

- 9 plateaux de jeu (feuille plastifiée A3)
- 3 jeux défi n°1 de 45 cartes (1 jeu par équipe) séparés en 3 paquets de 15 cartes.  
Chaque paquet comporte :
  - 3 cartes d'éléments chimiques
  - 5 cartes d'ions monoatomiques
  - 3 cartes de molécules
  - 3 cartes d'ions polyatomiques
  - 1 carte à spécifier.
- 9 fiches défi n°1 (1 par binôme)

#### Pour le défi n°2 :

- 9 plateaux de jeu (feuille plastifiée A3) (1 plateau par binôme).
- 9 fiches défi n°2 (1 par binôme)

#### Pour le défi n°3 :

- 9 plateaux de jeu (feuille plastifiée A4) (1 plateau par binôme).
- 9 fiches défi n°3 (1 par binôme)

#### ❖ Règle du jeu : Chaque équipe doit résoudre 3 défis.

- Chaque défi résolu rapporte des points au binôme. Tous les points gagnés par les binômes contribuent aux points obtenus pour leur équipe.
  - Le binôme qui réussit en 1<sup>er</sup> se voit attribuer 40 points.
  - Le binôme qui réussit en 2<sup>ème</sup> se voit attribuer 30 points.
  - Le binôme qui réussit en 3<sup>ème</sup> se voit attribuer 20 points.
  - Tous les autres binômes qui réussissent se voient attribuer 10 points.
- À la fin du jeu, l'équipe ayant le score le plus élevé est déclarée vainqueur.



## Défi n° 1 : comment déterminer le nombre d'oxydation ?

Vous disposez de 15 cartes par binôme. Compléter les renseignements manquants sur chaque carte et les positionner sur votre plateau de jeu avant vérification par le professeur.

Le nombre d'oxydation sert à caractériser l'état d'oxydation d'un élément dans une espèce chimique.

Plus le nombre d'oxydation d'un élément est élevé, plus l'élément est dans un état oxydé.

- Pour les ions monoatomiques, le nombre d'oxydation de l'élément est égal à la charge portée par l'ion.  
Exemple : Ion chlorure :  $\text{Cl}^- \rightarrow \text{n.o} = -1$
- Pour les corps simples moléculaires, le nombre d'oxydation de l'élément est nul.  
Exemple : Dihydrogène  $\text{H}_2 \rightarrow \text{n.o} = 0$
- Pour les corps composés moléculaires, la somme des nombres d'oxydation est nulle.  
→ entre deux atomes, l'atome le plus électronégatif porte le nombre d'oxydation négatif et l'atome le plus électropositif porte le nombre d'oxydation positif.

Exemple : Eau :  $\text{H}_2\text{O}$



- Pour les ions polyatomiques, la somme des nombres d'oxydation est égale à la charge portée par cet ion.  
Exemple : ion hydroxyde  $\text{HO}^-$   
 $\text{n.o}(\text{H}) = +1$

$$\Sigma \text{n.o} = +1 - 2 = -1$$

-1 correspond à la charge de l'ion hydroxyde.

## Défi n°2 : comment déterminer l'oxydant et le réducteur à l'aide du nombre d'oxydation et écrire un couple rédox ?

Suite au défi n°1, vous avez complété 15 cartes.

1. Avec vos 15 cartes, vous devez créer 6 couples selon la liste ci-dessous.
2. Pour chacun de vos couples, indiquer la formule et le nombre d'oxydation de l'élément correspondant à l'oxydant et au réducteur de vos 6 couples.
3. Écrire les couples rédox correspondant sous chaque couple.
4. Faites vérifier l'exactitude de vos réponses par le professeur.

Liste des cartes à coupler :

Mn et $\text{Mn}^{2+}$	Al et $\text{Al}^{3+}$	Zn et $\text{Zn}^{2+}$	Fe et $\text{Fe}^{2+}$	Cr et $\text{Cr}^{3+}$
Ag et $\text{Ag}^+$	Pb et $\text{Pb}^{2+}$	Cu et $\text{Cu}^{2+}$	$\text{I}_2$ et $\text{I}^-$	$\text{Cl}_2$ et $\text{Cl}^-$
$\text{SO}_4^{2-}$ et $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	$\text{H}_2$ et $\text{H}^+$	$\text{Mn}^{2+}$ et $\text{MnO}_2$	$\text{Cl}_2$ et $\text{ClO}_3^-$	$\text{HCrO}_4^-$ et $\text{Cr}^{3+}$
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ et $\text{Cr}^{3+}$	Sn et $\text{Sn}^{2+}$	$\text{H}_2\text{O}_2$ et $\text{H}_2\text{O}$	$\text{Mn}^{2+}$ et $\text{MnO}_4^-$	

Plus le nombre d'oxydation de l'élément est élevé, plus cet élément est dans un état oxydé.

Un couple rédox est toujours noté par convention Oxydant / Réducteur.



## Défi n°3 : comment écrire une équation de demi-réaction à partir des couples rédox et identifier la réaction d'oxydation et de réduction ?

Suite au défi n°2, vous avez établi 6 couples rédox.

1. Vous allez garder 4 couples selon la liste ci-dessous.
2. Pour chacun de vos 4 couples, vous devez écrire sur le plateau jeu défi n°3 l'équation de demi-réaction correspondante.
3. Selon les cas, vous devez écrire soit l'équation de réaction d'oxydation ou de réduction.

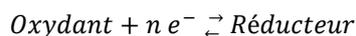
### Liste des cartes à garder :

Al et Al <sup>3+</sup>	Mn et Mn <sup>2+</sup>	Zn et Zn <sup>2+</sup>	Fe et Fe <sup>2+</sup>	Cr et Cr <sup>3+</sup>
Ag et Ag <sup>+</sup>	Pb et Pb <sup>2+</sup>	Cu et Cu <sup>2+</sup>	I <sub>2</sub> et I <sup>-</sup>	Cl <sub>2</sub> et Cl <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> et H <sup>+</sup>	Sn et Sn <sup>2+</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> et S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup>		

Un **oxydant** est une entité chimique (atome ; ion ; molécule) qui peut gagner un ou plusieurs électrons noté e<sup>-</sup>.

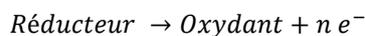
Un **réducteur** est une entité chimique (atome ; ion ; molécule) qui peut perdre un ou plusieurs électrons noté e<sup>-</sup>.

On peut écrire une équation de demi-réaction :



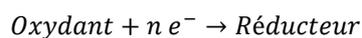
n représente le nombre d'électrons. C'est un nombre entier.

Une **oxydation** est une réaction où il y a perte d'électrons



Au cours d'une oxydation le n.o d'un élément augmente

Une **réduction** est une réaction où il y a gain d'électrons



Au cours d'une réduction le n.o d'un élément diminue



## ACTIVITÉ 2 : pourquoi tous les métaux ne réagissent-ils pas de la même façon ?

La corrosion des métaux désigne l'altération d'un métal par réaction d'oxydoréduction. Par exemple, certains métaux se transforment au contact de l'air ou de l'eau c'est le cas du fer qui rouille, du cuivre et de ses alliages qui se transforment en vert de gris... D'autres métaux dits précieux ne rencontrent pas ces problèmes de corrosion.



Vert-de-gris sur la statue La harde de cerfs écoutant le rapproché au Jardin du Luxembourg (Licence CreativeCommons)

Question : Comment peut-on justifier que tous les métaux ne réagissent pas de la même façon ?

### Partie 1 : Le phénomène de corrosion

1. Après avoir visionné la vidéo : <https://www.mediachimie.org/ressource/oxydor%C3%A9duction-et-corrosion> proposer des hypothèses pour répondre à la question ci-dessus.
2. D'après certains renseignements donnés dans la vidéo, quel métal aura fortement tendance à être oxydé ?

Nous allons essayer de répondre à la question posée en étudiant les réactions d'oxydoréduction de différents métaux avec une solution aqueuse acide contenant des ions  $H^+$  espèce chimique oxydante du couple  $H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$ .

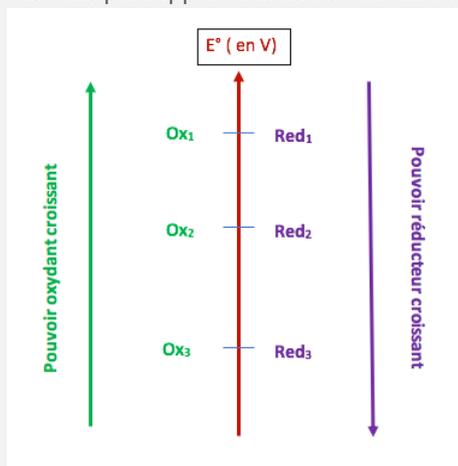
#### DOCUMENT : Réactions d'oxydo-réduction

Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction de transfert d'électrons. Cette réaction met simultanément oxydation d'un réducteur et réduction d'un oxydant. Elle met en jeu deux couples.

Une réaction d'oxydo-réduction spontanée n'est possible qu'entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.

A chaque couple rédox est associé un potentiel standard d'oxydo-réduction notée  $E^\circ$  (Unité : les Volts).

Les couples peuvent être placés les uns par rapport aux autres sur une échelle de potentiels :



La réaction n'est spontanée qu'entre l'oxydant le plus fort d'un couple et le réducteur le plus fort d'un autre couple.



**Partie 2 : Étude expérimentale**

**Réaction entre le métal cuivre et les ions H<sup>+</sup>**

Protocole expérimental :

Dans un tube essai introduire un peu de cuivre métallique. Ajouter quelques millilitres d’une solution d’acide chlorhydrique à environ 1 mol.L<sup>-1</sup>. Boucher le tube et attendre quelques minutes. Observer. Réaliser éventuellement des tests pour mettre en évidence la présence de certains ions en solution ou pour identifier un gaz formé.

**Réaction entre le métal zinc et les ions H<sup>+</sup>** Adapter le protocole ci-dessus.

**Réaction entre le métal fer et les ions H<sup>+</sup>** Adapter le protocole ci-dessus.

3. Noter tous les résultats dans le tableau ci-dessous :

	<i>Cuivre</i>	<i>Zinc</i>	<i>Fer</i>
<b>Observations</b>			
<b>Test de reconnaissance d’ions</b>			
<b>Test de reconnaissance du gaz formé</b>			

**Partie 3 : Interprétation**

4. Au cours de la transformation chimique réalisée dans l’expérience n°2 :

Les ions H <sup>+</sup> :	L’atome de zinc Zn :
<input type="checkbox"/> ont gagné <input type="checkbox"/> 1 <input type="checkbox"/> électrons	<input type="checkbox"/> a gagné <input type="checkbox"/> 1 <input type="checkbox"/> électrons
<input type="checkbox"/> ont perdu <input type="checkbox"/> 2 <input type="checkbox"/> protons	<input type="checkbox"/> a perdu <input type="checkbox"/> 2 <input type="checkbox"/> protons
<input type="checkbox"/> 3 <input type="checkbox"/> neutrons	<input type="checkbox"/> 3 <input type="checkbox"/> neutrons
sont <input type="checkbox"/> oxydant <input type="checkbox"/> réducteur	est un <input type="checkbox"/> oxydant <input type="checkbox"/> réducteur

5. En déduire les équations de demi-réactions correspondantes.

6. En déduire l’équation de la réaction d’oxydoréduction modélisant la transformation réalisée dans l’expérience n°2.



7. Au cours de la transformation chimique réalisée dans l'expérience n°3 :

Les ions $H^+$ :	L'atome de fer Fe :
<input type="checkbox"/> ont gagné <input type="checkbox"/> 1 <input type="checkbox"/> électrons	<input type="checkbox"/> a gagné <input type="checkbox"/> 1 <input type="checkbox"/> électrons
<input type="checkbox"/> ont perdu <input type="checkbox"/> 2 <input type="checkbox"/> protons	<input type="checkbox"/> a perdu <input type="checkbox"/> 2 <input type="checkbox"/> protons
<input type="checkbox"/> 3 <input type="checkbox"/> neutrons	<input type="checkbox"/> 3 <input type="checkbox"/> neutrons
sont <input type="checkbox"/> oxydant <input type="checkbox"/> réducteur	est un <input type="checkbox"/> oxydant <input type="checkbox"/> réducteur

- En déduire les équations de demi-réactions correspondantes.
- En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction modélisant la transformation réalisée dans l'expérience N°3.
- En utilisant les renseignements du document, justifier alors pourquoi tous les métaux ne réagissent pas avec une solution acide.

### ACTIVITÉ 3 : classement de quelques couples rédox

Il est possible grâce à une étude expérimentale de déterminer la position de couples rédox sur l'échelle des potentiels rédox.

DOCUMENT : Réactifs à disposition :		
Solutions	Pictogramme	Couples rédox associés
Sulfate de cuivre à 1,0 mol. L <sup>-1</sup> $Cu^{2+}_{(aq)}, SO_4^{2-}_{(aq)}$		Ion cuivre/Métal cuivre $Cu^{2+}_{(aq)}/ Cu_{(s)}$
Sulfate de fer à 1,0 mol. L <sup>-1</sup> $Fe^{2+}_{(aq)}, SO_4^{2-}_{(aq)}$		Ion ferreux/ Métal fer $Fe^{2+}_{(aq)}/ Fe_{(s)}$
Nitrate d'argent à 1,0 mol. L <sup>-1</sup> $Ag^+_{(aq)}, NO_3^-_{(aq)}$		Ion argent / métal argent $Ag^+_{(aq)}/ Ag_{(s)}$
Sulfate de zinc à 1,0 mol. L <sup>-1</sup> $Zn^{2+}_{(aq)}, SO_4^{2-}_{(aq)}$		Ion zinc /Métal zinc $Zn^{2+}_{(aq)}/ Zn_{(s)}$

Métaux disponibles :

- lame de zinc
- lame de fer
- lame de cuivre ou tournure de cuivre
- fil d'argent

- Proposer un protocole expérimental qui vous permettra d'établir le classement des 4 couples rédox proposés sur l'échelle des potentiels rédox.
- Faire le schéma d'une des expériences proposées au choix.



3. Dans un tableau, noter l'ensemble de vos expériences et observations.
4. Conclure en effectuant une présentation orale argumentée de votre classement des 4 couples rédox.