# LC05. Oxydants et réducteurs

Rémi de Guiran, Alexandre Koessler

## Niveau : Tale STL

## Element imposé :

Réaliser une pile et mesurer la tension pour identifier l'anode et la cathode, l'oxydant et le réducteur

## Programme :

Les réactions d'oxydo-réduction sont introduites à l'aide du nombre d'oxydation qui permet d'identifier l'oxydant et le réducteur d'une réaction ainsi que le nombre d'électrons échangés au cours de la réaction. L'étude de la constitution et du fonctionnement d'une pile permet de faire le lien avec la partie « Énergie : conversions et transferts » qui présente la pile comme un outil de stockage d'énergie. De nombreuses réactions d'oxydo-réduction se déroulent en conditions biologiques, par exemple dans la chaîne respiratoire. Ces réactions mettent en jeu des couples redox biochimiques comme $NAD^+$/NADH, FAD/$FADH_2$ ou les cytochromes contenant un ion fer(II).

| **Notions et contenus** | **Capacités exigibles** |
|---|---|
| Oxydant, réducteur, nombre d'oxydation. | - Déterminer le nombre d'oxydation d'un élément dans une espèce inorganique.<br>- Identifier l'oxydant et le réducteur dans une réaction donnée à l'aide du nombre d'oxydation. |
| Couple oxydant / réducteur (redox). | - Définir l'oxydant et le réducteur d'un couple redox, dans le cadre du modèle par transfert d'électrons. |
| Équations de demi-réaction. | - Écrire une équation de demi-réaction.<br>- Citer et donner la formule de quelques oxydants ou réducteurs usuels, gazeux (dihydrogène, dioxygène, dichlore) ou en solution aqueuse (diiode, eau oxygénée, ion fer(II)). |
| Réaction d'oxydo-réduction. | - Écrire l'équation d'une réaction d'oxydo-réduction en milieu acide. |
| Demi-pile, pile, pont salin.<br>Anode, cathode. | - Représenter une pile comme l'association de deux demi-piles reliées par un pont salin. Préciser la polarité, le nom de chaque électrode, le sens de déplacement des électrons, du courant et des ions (y compris dans le pont salin).<br>- Écrire l'équation de la réaction modélisant le fonctionnement de la pile à partir de la polarité de la pile et des couples redox impliqués. |
| Quantité d'électricité. | - Déterminer la quantité d'électricité disponible dans une pile à partir des quantités de matière initiales.<br>**Capacité expérimentale :**<br>- Réaliser une pile et mesurer la tension pour identifier l'anode et la cathode, l'oxydant et le réducteur. |

## Commentaires du jury

-

## Prérequis

➢ Prérequis 1

## Expériences

- Réaction qualitative $Cu^{2+}_{aq} + Zn_s = Cu_s + Zn^{2+}_{aq}$
- Pile Daniell. Mesure de la DDP. Sens du courant + prévision du sens de la réaction. Identification de l'oxydant et du réducteur. Bilan de quantité d'électrité.

## Table des matières

**1 Réactions d'oxydoréduction** **4**
1.1 Nombre d'oxydation . . . . . 4
1.2 Demi-équation relative à un couple oxydant réducteur . . . . . 5
1.3 Equation d'oxydoréduction . . . . . 5

**2 Les piles électrochimiques** **6**
2.1 La pile Daniell . . . . . 6
2.2 Mesure de l'avancement de la réaction . . . . . 6
2.3 Quantité d'électricité disponible . . . . . 7

## Introduction pédagogique

- Bonjour, la leçon que je vais vous présenter s'intitule "oxydants et réducteurs" et est située au niveau Tstl (option maths physique chimie). L'oxydoréduction est une discipline que les élèves de terminale STL n'ont jamais abordée.

- Le but de cette leçon est de les amener à maitriser les éléments du programme via une réaction simple qui servira de fil conducteur à cette leçon.

- Dans une première partie, les réactions d'oxydoréduction seront introduites à l'aide du nombre d'oxydation. L'objectif sera de faire comprendre aux élèves le lien entre variation du nombre d'oxydation d'un couple et l'échange d'électrons lors d'une réaction entre 2 couples oxydantréducteur.

- L'énergie tient une place importante dans le programme de physique-chimie de la filière. Dans une seconde partie l'étude constitutive d'une pile devra permettre aux élèves de comprendre qu'une réaction d'oxydoréduction peut se produire sans que les réactifs ne soient directement "en contact". De plus cette étude permettra de faire le lien avec la partie du programme "énergie conversion et transfert" vue précédemment.

## Introduction

## Contexte

Bonjour, aujourd'hui nous allons découvrir un type de réaction que vous n'avez jamais étudié au lycée mais que vous connaissez en fait déjà : les réactions d'oxydoréduction.

On trouve ce type de réaction dans une multitude de domaines comme par exemple :

- la corrosion (exemple la rouille) mais aussi des procédés permettant de s'en protéger répose sur des réactions d'oxydoréduction.
- La combustion. la combustion d'escence dans un moteur est une réaction d'oxydoréduction.

Pour nous familiariser avec ces réaction nous allons commencer par :

## Mise en évidence d'une réaction d'oxydo-réduction

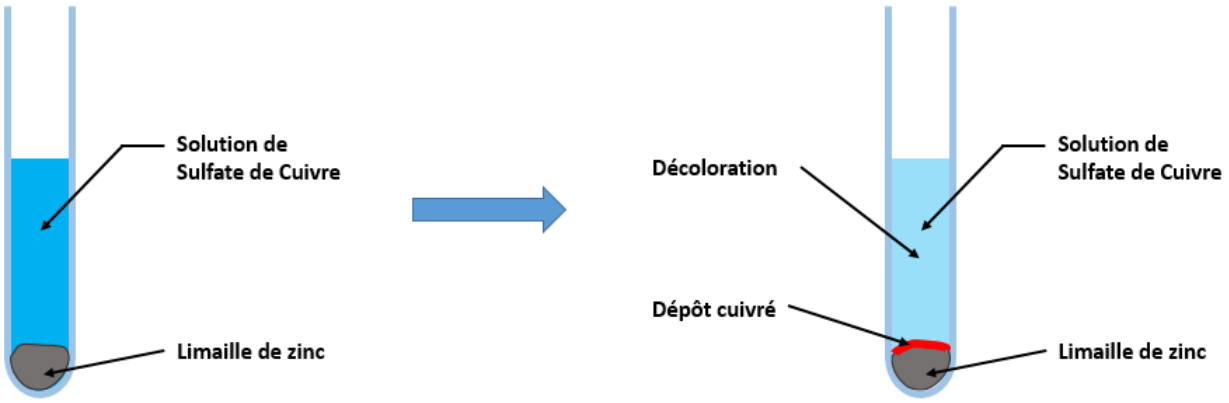
On dispose de :

- solution de sulfate de cuivre dans un tube à essai (**0.1M**)
- de la poudre de zinc

On introduit la poudre de zinc dans le tube à essai.

**SLIDES →**

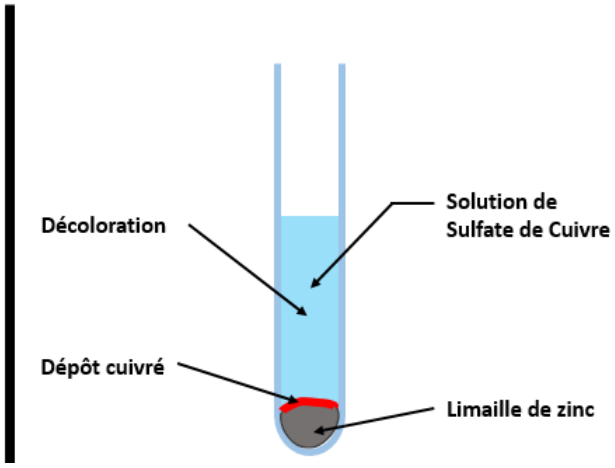
### Expérience :




### Analyse :

1. Décoloration + depot cuivré :
   -> $Cu^{2+}_{(aq)}$ transformé en $Cu_{(s)}$

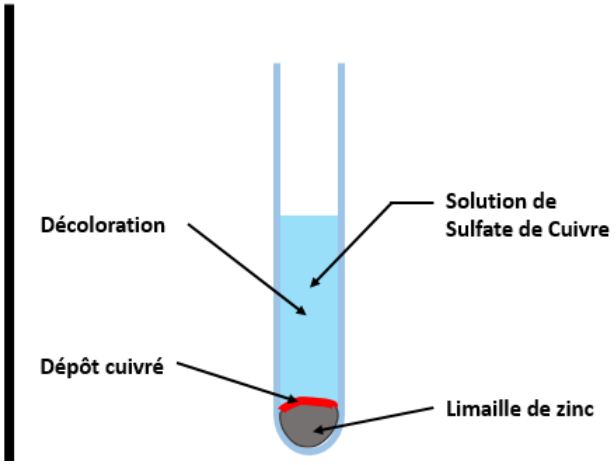
2. Test de la solution en fin de réaction : précipité blanc d'hydroxyde de zinc
   - > la soude a réagit avec du $Zn^{2+}_{(aq)}$ !
   -> $Zn_{(s)}$ transformé en $Zn^{2+}_{(aq)}$




### Bilan :

$$Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$$

Le zinc a donné 2 électrons à l'ion cuivre !



Nous allons formaliser tout cela dans la partie suivante.

**Notes pour la préparation :**[1]

# 1 Réactions d'oxydoréduction

## 1.1 Nombre d'oxydation

**Def sur slide**

**Définition**

**Le nombre d'oxydation d'un élément au sein d'un composé chimique** , noté N.O, correspond à la charge réelle ou fictive du représentant de cet élément au sein du composé chimique. C'est un nombre entier, algébrique, sans unité et il est noté à la suite de l'élément en chiffres romains (sauf pour 0).

On s'intéresse à différentes entités chimiques, et on va déterminer le N.O d'un élément présent au sein de ces entités (remplir la première colonne, puis la seconde, et enfin la 3e à l'aide du slide qui suit)

**Remarque possible** : à développer avant de parler des corps composés moléculaires et des corps composés ioniques.

Nombres d'oxydation de l'oxygene et de l'hydrogène dans les corps composés moléculaires et des corps composés ioniques. Exemple avec le schéma de Lewis de H2O. Référence au programme de 1ere où ont été vus **schéma de Lewis**, **électronégativité** et **charges partielles** :

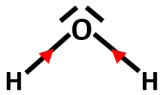



Figure 1 – L'oxygène, plus électronégatif que l'hydrogène attire les électron des doublet liant à lui. En oxydoréduction : on considère que O prend l'électron de chaque atomes d'hydrogène. Il se retrouve avec 8 électrons donc on lui attribue une charge fictive de $-2e$. Chaque $H$ a une charge fictive de $+e$. $\rightarrow$ conclusion $N.O(O) = -II$ et $N.O(H) = +I$

| Entité chimique | Élément d'intérêt | $n.o$ |
|---|---|---|
| $Zn_{(s)}$ | Zn | 0 |
| $Cu^{2+}_{(aq)}$ | Cu | +II |
| $N_{2(g)}$ | N | 0 |
| $CuO_{(s)}$ | Cu | +II |
| $MnO_{4\ (aq)}^{-}$ | Mn | +VII |

1.
- **Aller vite sur cette partie**
- une caméra est tout indiquée pour bien voir l'apparition du dépôt cuivré
- préparer la solution de CuSO4 à 1M.
- Pour mettre en évidence la décoloration, secouer le tube à essai préalablement bouché pour accélérer la réaction (attention ça chauffe !) et laisser reposer. Un tube à essai témoin avec juste du CUSO4 peut être judicieux pour voir la décoloration.
- Faire l'expérience en préparation avec de la **poudre** de zinc, encore plus rapide. Et récupérer le filtrat en prévision pour le test à la soude.

**SLIDE →**

## Règles de calcul du N.O

1. **Charges réelles :** Pour les ions monoatomiques ou les atomes simples, le nombre d'oxydation de l'élément est égal à la charge portée le corps
   - = 0 pour un atome
   - = la charge de l'ion pour un ion

2. **Charges fictives :**
   - Pour les corps simples moléculaire, le nombre d'oxydation de l'élément est nul
   - Pour les corps composés moléculaires ou les assemblages ioniques (différents éléments), la somme des nombres d'oxydation est égale à la charge totale du corps. De manière générale les atomes les plus électronégatifs auront une charge négative et les plus électropositifs une charge positive.

## 1.2 Demi-équation relative à un couple oxydant réducteur

**Définition**

Un couple oxydant/réducteur est formé des espèces dites conjuguées **Ox** (Oxydant) et **Red** (Réducteur). Ces 2 espèces ont un élément en commun. L'espèce dont l'élément en question a le nombre d'oxydation le plus élevé est l'oxydant, l'autre espèce est le réducteur

.

**- Propriété :** L'oxydant et le réducteur d'un couple ont un élément en commun qui n'ont pas le même nombre d'oxydation. L'oxydant du couple est celui dont l'élément commun a le plus grand nombre d'oxydation (ex $MnO_4^-/Mn^{2+}$)
**- À tout couple oxydant/réducteur** est associée une demi-équation électronique : $Ox + ne^- \rightarrow Red$
n correspond au nombre d'électrons échangés. L'oxydant et le réducteur, reliés par cette demi-équation électronique, forment alors un couple oxydant / réducteur, noté Ox / Red et aussi appelé couple redox.
**Exemples :** $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}$ , $Zn^{2+}_{(aq)}/Zn_{(s)}$ , $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$ , $Cl_{2(g)}/Cl^-_{(aq)}$ , $Fe^{2+}_{(aq)}/Fe_{(s)}$ , $Fe^{3+}/Fe^{2+}$

**Attention**

La notion d'oxydant ou de réducteur est toujours relative à un couple ! En effet l'oxydant d'un couple peut être le réducteur d'un autre et vice et versaaa. Exemple ci dessus avec les couples $Fe^{2+}/Fe$ et $Fe^{3+}/Fe^{2+}$

**Définition**

**demi-équation d'oxydoréduction** modélise la transformation chimique entre les espèces conjuguées d'un couple oxydant/réducteur. Elle se note de manière générique $Ox + ne^- = Red$ ou $Red = Ox + ne^-$

**Exemples :**

- couple $Cu^{2+}/Cu$ : $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- = Cu_{(s)}$
- couple $Cl_{2(g)}/Cl^-_{(aq)}$ : $Cl_{2(g)} + 2e^- = 2Cl^-_{(aq)}$

## 1.3 Equation d'oxydoréduction

Une demi équation d'oxydoréduction n'a pas d'existence réelle. On a pas d'électrons qui se "baladent" en solution prêts à se coupler avec un $Cu^{2+}$ par exemple. une demi equation d'oxydoréduction n'est qu'un

outil. Mais alors comment passer d'un n.o à un autre ? -> via une réaction d'oxydoréduction qui met en jeu 2 couples :

Dans une réaction d'oxydoréduction, les réactifs sont un oxydant et un réducteur de deux couples oxydant / réducteur différents. Un transfert d'électrons s'établit donc entre ces deux réactifs : l'oxydant reçoit des électrons, son n.o diminue, il est réduit. Le réducteur cède des électrons, son n.o augmente, il est oxydé.
**Application à l'exemple du début :** On a 2 demi équation, le but est qu'il n'apparaisse plus d'électron :

- $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- = Cu_{(s)}$
- $Zn_{(s)} = Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

En sommant les 2 équations on obtient :

$$Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} = Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$$

**Message clé**

On a vu dans cette première partie qu'une équation d'oxydoréduction fait toujours intervenir 2 couples oxydant/réducteur. Le réducteur d'un couple va donner des électrons à l'oxydant de l'autre. Ici on peut s'interroger sur la possibilité de faire réagir 2 couples oxydant/réducteur "à distance, ce qui permettrait de mettre en oeuvre un transfert d'électron entre les 2 couples : c'est à dire un courant électrique. La réponse est oui !

# 2 Les piles électrochimiques

## 2.1 La pile Daniell

**- Présentation du système**

- Présenter les 2 demies piles $Cu^{2+}/Cu$ et $Zn^{2+}/Zn$
- Les lier par un fil conducteur **SANS PONT SALIN** avec une lampe ou un ampèremetre (pour mettre en évidence un courant lorsqu'il y en a un). Imaginer la réaction et mettre en évidence le problème d'accumulation de charge.
- ajouter un pont salin pour assurer l'équilibre des charges, et voir que cette fois le courant circule.

**- Expérience**

- Présenter la ddp et en déduire le sens de circulation des électrons.
- Comparer à la réaction attendue
- Vérifier le sens de circulation du courant en mettant une résistance en série de la pile.

## 2.2 Mesure de l'avancement de la réaction

On va supposer ici que tout le courant mesuré provient de la réaction chimique. Dresser un tableau d'avancement.
**Protocole avec carte Latis Pro :**

- brancher la pile en série d'une résitance
- brancher la carte latis pro aux bornes de la résistance et préparer l'enregistrement en tension
- Lancer la réaction et lancer l'enregistrement de la tension aux bornes de la résistance.

Mettre en évidence le lien $Q = I\Delta t$ et $n_{e^-} = Q/F$, et en déduire l'avancement de la réaction. Pour une manip quantitative de manière satisfaisante voir idée [2]
**- Point culture** https://www.lelivrescolaire.fr/page/6590097

## 2.3 Quantité d'électricité disponible

Déduire de la quantité de réactif limitant la quantité d'électricité disponible dans la pile. Généraliser sur la capacité d'une pile.

## Conclusion

Dans cette leçon nous avons pu mettre en évidence les notions d'oxydant et de réducteur par l'intermédiaire du nombre d'oxydation.

Nous avons pu voir que lors d'une réaction d'oxydoréduction le nombre d'oxydation des éléments concernés varie, ce qui nous a permis de mettre en évidence la notion de couple oxydant-réducteur.

Nous avons aussi vu qu'une réaction d'oxydoréduction s'accompagnait de l'échange d'un ou plusieurs électrons, ce qui est mis à profit dans les piles et qu'on a vu à l'aide de l'exemple de la pile Daniell.

2. **NOTE IMPORTANTE** → ici il est compliqué de mettre en oeuvre une expérience réellement qualitative. Sur un temps de préparation type oral, la réaction sur la pile Daniel est trop peu avancée pour qu'on pèse une différence de masse sur les électrodes. Une possibilité serait de faire le dosage d'un des électrolyte. Alors on pourrait faire le lien quantitatif entre l'électricité qui a transité pendant la réaction et l'avancement de celle-ci. A voir si on peut articuler cette idée avec le programme des Tales STL et si un dosage permet de voir une différence de concentration en $Cu^{2+}$ ou en $Zn^{2+}$ entre le début et la fin de réaction.

Message clé

## Questions

- **Niveau STL et plus particulièrement en SPCL est-ce que les élèves reverront ces notions ?** Plus précis en SPCL (potentiels par exemple) mais pas préciser dans le niveau de la leçon, si niveau SPCL on peut introduire les potentiels
- **Dans quel ordre on ferait la chimie des solutions et où placer ce cours ?** Partie énergie et transferts et réaction acide-base au préalable
- **D'autres notions à exploiter pour faire le lien ?** Potentiels mais pas au programme ici
- **Commentaires des prérequis et quand les élèves ont vu ces prérequis ?**
- **Expérience intro : est-ce que les élèves sont familiers avec la couleur typique des solutions (ici $Cu^{2+}$) ?** Normalement déjà vu **Et il est utilisé dans quel test depuis le collège (parle du sulfate de cuivre) ?** Montrer la présence d'eau
- **Est ce que tu verrais cette leçon comme un cours, un TD ?** Plutôt un TD/TP guidé **Qu'est-ce qui'ils doivent retenir à la fin ?** But : savoir équilibrer des réactions ox/réd en milieu acide
- **On ne pas avoir des électrons dans la solution ? Est-ce intuitif pour les élèves ?** Hors du champ de la chimie des solutions (plasmas)
- **Comment justifier le sens de la réaction à des élèves ?** Notion de force des oxydants et des réducteurs (difficile sans les potentiels)
- **Justification de l'utilisation des gants pendant les expériences** En permanence pour des lycéens **Risques chimiques ici ?** Surtout la soude
- **Pourquoi généralement l'oxygène à $n.o$ =-II ? Est-ce en lien avec l'éléctronégativité ?** Oui O est généralement plus élétronégatif **Comment le représenter et le voir sans calculs avec une formule de Lewis ? Par exemple pour le $CO_2$** Le carbone est +IV **Est-ce que les élèves sont capables de raisonner en charges partielles ?**
- **Schéma électrique dessiné : qu'est-ce qui pourrait choquer les élèves ? Qu'est qu'il savent à propos du voltmètre ?** Intensité qui passe dans le voltmètre un peu ambiguë
- **Qu'elle aurait été la conclusion de l'expérience ? (manque de temps)** Calculer la quantité d'électrons et la capacité d'une pile via son réactif limitant
- **Définition de la capacité d'une pile ?**
- **A quelle condition la pile s'arrête de débiter ?** Lorsque les potentiels des deux demi-piles sont égaux mais temps très long, mais surtout le réactif limitant **Et ici qui est le réactif limitant ?** Ici le cuivre en solution
- **Historique de la pile Daniell ?** Développement pour les télégraphes **Et ses limitations ?** Petites tensions et faibles courants(mise en évidence avec la résistance) donc faible puissance expérimentalement **Mais pourquoi ? Comment l'expliquer avec nos outils ?** Courbes i-E de la pile, plateau du solvant et couche de diffusion
- **De quoi sont constituées les piles d'aujourd'hui ?** Pile saline puis alcaline puis batteries lithium **Dans quelles conditions on se place pour avoir des tensions plus grandes (pour le lithium 3V) ? Pourquoi les batteries lithium sont en milieu anhydre ?** Elles explosent si on les ouvre **SI on travaille dans l'eau quelle est la tension maximale que l'on pourrait avoir ?** 1.23 V différence de tension entre les deux couples de l'eau

- **Dégagement gazeux dans l'expérience introductive : pourquoi ?** La réaction est exothermique mais pas forcément de vapeur d'eau, dihydrogène qui se forme **Equation de la réaction du zinc avec $H_2$ ? Pourquoi cette réaction est favorable ?** Potentiels chimiques mais surtout dégagement gazeux
- **Question Valeurs de la République : Tu présentes des résultats sur la non efficacité de l'homéopathie et un élève affirment que ça marche. Que faire ? Comment réagir ?** Expliquer la notion de mesure et d'expérience quantitative. Résultat équivalent à l'effet placebo qui à ses limites. Mais l'élève remet en cause les résultats. Peut-on croire ces sources soit disantes scientifiques ? Grand complot ? Reptiliens ? La reinne d'Angleterre est-elle réellement encore en vie ? Mickael Jackson est vraiment mort ? Quid de l'attentat du 11 septembre ? Comment le prouver ? Sommes nous dans la matrice ?Personellement un élève comme ça je le goume ses grands morts.

## Commentaires

- Très bonne présentation. Bon plan et bien amené
- Il manque l'aboutissement de la mesure quantitative lier la mesure de charges à la quantité de matière en cuivre manquante donc faire en tirage
- Très bonne expérience introductive et bien expliqué
- Voltmètre avec le courant pas ouf mais explication très bonne du pont salin
- Il manquait une vrai définition du nombre d'oxydation mais pédagogie du tableau très bien fait
- Peut-être insister un peu plus sur le lien avec l'éléctronégativité. Et du coup avec les formule de Lewis. Et permettre de comprendre un peu mieux le -II pour O et le +I pour H
-