

Sujet 1 : Couple oxydant-réducteur – modèle du transfert d'électron – réaction rédox

Introduction

Nombre de réactions chimiques fondamentales dans la nature, l'industrie ou notre quotidien sont basées sur un phénomène souvent invisible : le transfert d'électrons entre les espèces chimiques. Ces réactions dites d'oxydoréduction (ou rédox) reposent sur une modélisation essentielle : celle du couple oxydant/réducteur, qui permet de comprendre, prévoir et exploiter ces transformations.

Problématique : Comment le modèle du couple oxydant/réducteur permet-il de représenter les transferts d'électrons au sein des réactions chimiques, et en quoi ces réactions sont-elles centrales dans les sciences expérimentales ?

I. Le modèle du couple oxydant/réducteur

1. Définitions et logique du transfert d'électron

- Une **réaction d'oxydoréduction** implique un **transfert d'électrons** entre deux entités.
- Le **réducteur** perd des électrons (il s'**oxyde**), l'**oxydant** les capte (il se **réduit**).
- Cette complémentarité est modélisée sous forme de **couples rédox** :

Ox/Red

- Exemples :
 - Zn^{2+}/Zn
 - Fe^{3+}/Fe^{2+}

2. Demi-équations électroniques : une représentation simplifiée

- Chaque couple peut être représenté par une demi-équation :
 $Ox + ne^- \rightarrow Red$
- Ce modèle permet de visualiser le transfert d'électrons mais ne constitue pas une réaction complète.
- Présentation de l'écriture d'une demi-équation électronique : cf demi équation du cuivre :
 - $Ox + ne^- \rightarrow Red$: on reprend ce modèle
 - $Cu^{2+} + 2e^- \Rightarrow Cu$

3. Équation d'une réaction rédox

- Une réaction rédox complète s'écrit en combinant deux couples :
 $Ox_1 + Red_2 \rightarrow Red_1 + Ox_2$
- On doit équilibrer :
 - les éléments chimiques,

- les électrons échangés,
- la charge globale (souvent en milieu acide ou basique).

II. Le transfert d'électrons dans les réactions rédox

1. Étude d'un exemple : $\text{Cu}^{2+} / \text{Zn}$

- Réaction :
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$
- Le zinc est **réducteur** :
 $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
- Le cuivre(II) est **oxydant** :
 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
- Le modèle permet de suivre le **transfert d'électrons du Zn vers le Cu^{2+}** , et donc de prédire le sens de la réaction.

2. Méthode d'équilibrage des réactions rédox

- Exemple en **milieu acide** => *bien préciser l'importance du pH du milieu* :
Couples : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$

Demi-équations : Présentation de la méthode pour réaliser une demi-équation :

1. Conservation des éléments chimiques autres que H et O
2. Conservation de l'O par ajout d' H_2O
3. Conservation de l'H par ajout de H^+
4. Conservation de la charge élec avec e^-
5. Vérifier que les e^- ont été ajoutés du côté de l'oxydant
6. (Optionnel : changer le pH si besoin)

- $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$

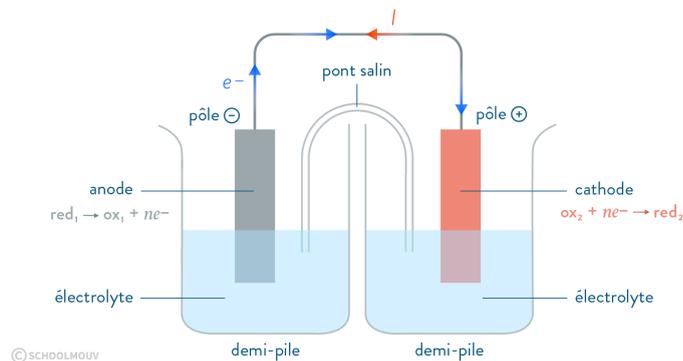
Équation finale :

- $\text{MnO}_4^- + 5\text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$

3. Visualisation dans une pile électrochimique (*si on maîtrise, pas nécessaire si on a présenté la méthode pour réaliser une demi-équation : l'oral durera trop longtemps sinon*)

- Dans une **pile** :

- Le **réducteur** est à l'**anode** : il perd des électrons.
- L'**oxydant** est à la **cathode** : il capte ces électrons.



- Ce modèle permet de **convertir une énergie chimique en énergie électrique**, observable par une tension mesurable.

III. De nombreuses applications scientifiques

1. Chimie analytique : dosage par réaction rédox

- Dans un dosage oxydoréducteur, on utilise une réaction rédox pour déterminer la **concentration d'un analyte**.
- Exemple : dosage du Fe^{2+} par MnO_4^- (cf TP), réaction colorée facile à suivre.
- La **stœchiométrie de la réaction** permet de déduire la quantité de matière inconnue.
- **Possibilité de présenter rapidement ou plus lentement, selon le temps, le titrage d'une réaction rédox**

2. Production et stockage d'énergie : piles et électrolyse

- Les piles (zinc/carbone, lithium-ion...) reposent sur des couples rédox (cf : *exemple précédent de la pile si effectué*)
- Elles transforment de manière spontanée l'énergie chimique en énergie électrique.
- Inversement, l'électrolyse permet de provoquer une réaction non spontanée grâce à un courant :
 - Exemple : électrolyse de l'eau pour produire du dihydrogène.

3. Réactions rédox dans le vivant et l'environnement

- En biologie :
 - La respiration cellulaire repose sur des transferts successifs d'électrons dans la chaîne respiratoire : (*pas le meilleur exemple, le deuxième est mieux*)
- En environnement :
 - Corrosion : oxydation lente des métaux, souvent redoutée.

Conclusion

Le modèle du couple oxydant/réducteur offre une lecture cohérente et rigoureuse des transferts d'électrons, aussi bien au niveau microscopique que macroscopique. Il permet non seulement de représenter correctement les réactions rédox, mais aussi de prévoir leur sens, leur intensité, et leurs conséquences expérimentales.

Ce modèle est au cœur de nombreuses applications scientifiques et technologiques, des dosages en laboratoire aux piles rechargeables, en passant par les réactions vitales dans les cellules vivantes. Il illustre comment un modèle peut éclairer des phénomènes complexes et avoir un impact concret dans de nombreux domaines scientifiques.

Ouverture : Les réactions rédox sont aujourd'hui au centre de nombreuses innovations, notamment les technologies de stockage d'énergie renouvelable, ou les futurs carburants propres comme l'hydrogène vert.