



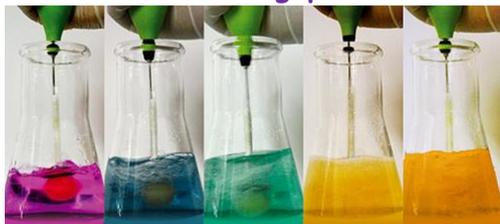
Chapitre 3 : Comment modéliser une réaction d'oxydo-réduction.



Une vidéo d'introduction : [ici](#).

Comment expliquer la couleur verte de la statue de la statue de la liberté ?

⇒ Le bonbon magique.



Comment expliquer les changements de couleur ?

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction qui met en jeu un transfert d'électrons entre les réactifs.

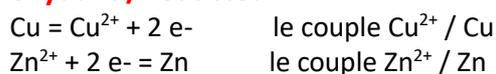
I. Exemples de réactions d'oxydoréduction.

1. Définitions.

- Une réaction d'oxydoréduction est une réaction qui met en jeu un transfert d'électrons entre les réactifs.
- Un oxydant est une espèce susceptible de capter au moins un électron.
 $\text{Oxydant} + e^- = \text{réducteur}$
 $\text{Zn}^{2+} + 2 e^- = \text{Zn}$
 L'ion zinc gagne 2 électrons, c'est un oxydant
- Un réducteur est une espèce susceptible de perdre au moins un électron.
 $\text{Réducteur} = \text{oxydant} + e^-$
 $\text{Cu} = \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$
 Le cuivre Cu perd 2 électrons, c'est un réducteur.
- Une oxydation correspond à une perte d'électrons : un réducteur est oxydé, subit une oxydation.
 $\text{Cu} = \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$
 Le cuivre Cu perd 2 électrons, c'est un réducteur. Le cuivre a été oxydé, le cuivre subit une oxydation.
- Une réduction est un gain d'électrons : un oxydant est réduit, subit une réduction.
 $\text{Zn}^{2+} + 2 e^- = \text{Zn}$
 L'ion zinc gagne 2 électrons, c'est un oxydant. L'ion zinc a été réduit, il subit une réduction.
- Deux espèces sont dites conjuguées et forment un couple oxydant / réducteur si elles sont reliées par la demi-équation d'oxydoréduction : $\text{ox} + n. e = \text{red}$

2. Le couple oxydant/réducteur.

Un oxydant et un réducteur présent dans la même demi-équation forment un **couple rédox**. On écrit toujours : **oxydant / réducteur**.



3. Ajuster une demi-équation rédox.

Deux espèces sont dites conjuguées et forment un couple oxydant / réducteur si elles sont reliés par la demi-équation d'oxydoréduction : $\text{ox} + \text{n. e} = \text{red}$

Une demi-équation rédox contient des électrons. Elle est ajustée s'il y a le même nombre de chaque élément du côté des réactifs et des produits.

La demi-équation rédox du couple : $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$

On écrit : $\text{Zn}^{2+} + \text{e}^- = \text{Zn}$

| | | |
|----------|---|-------------------|
| | $\text{Zn}^{2+} + \text{e}^- = \text{Zn}$ | |
| éléments | 1 fois Zn | 1 fois Zn |
| charges | 2 charges (+) .. charges (-) | 0 charge : neutre |
| | On écrit 2 électrons car il faut 2 charges (-) pour neutraliser les 2 charges (+) | |
| | $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Zn}$ | |

La demi-équation rédox du couple : H^+ / H_2

On écrit : $\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{H}_2$

| | | |
|----------|---|-------------------|
| | $\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{H}_2$ | |
| éléments | 1 fois H | 2 fois H |
| | Il faut donc 2 fois H^+ | |
| | $2 \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{H}_2$ | |
| charges | 2 charges (+) .. charges (-) | 0 charge : neutre |
| | On écrit 2 électrons car il faut 2 charges (-) pour neutraliser les 2 charges (+) | |
| | $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2$ | |

La demi-équation rédox du couple : $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$

On écrit : $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{e}^- = \text{H}_2\text{O}$

| | | |
|----------|---|----------|
| | $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{e}^- = \text{H}_2\text{O}$ | |
| éléments | 2 fois H | 2 fois H |
| | 2 fois O | 1 fois O |
| | Il faut donc 2 fois O donc on multiplie H_2O par 2 | |
| | $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$ | |
| éléments | 2 fois H | 4 fois H |
| | 2 fois O | 2 fois O |
| | Il faut 4 fois H. Si on multiplie H_2O_2 par 2, les hydrogènes augmentent et on tourne indéfiniment. | |

| | | |
|---------|---|-------------------|
| | Lorsqu'il manque des hydrogènes et qu'on ne peut pas ajuster avec les éléments de départ, on ajoute H ⁺ . Il faut alors ajouter 2 H ⁺ pour avoir 4 fois l'hydrogène. | |
| | $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + e^- = 2 \text{H}_2\text{O}$ | |
| charges | 2 charges (+) .. charges (-) | 0 charge : neutre |
| | On écrit 2 électrons car il faut 2 charges (-) pour neutraliser les 2 charges (+) | |
| | $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = 2 \text{H}_2\text{O}$ | |

Méthode d'écriture des demi-équations électroniques :

- Oxydant + e⁻ = réducteur
- Équilibrer tous les atomes autres que O et H.
- Équilibrer les O en ajoutant des molécules d'eau.
- Équilibrer les H en ajoutant des protons H⁺.
- Compléter le nombre d'électrons pour respecter les charges électriques.

Exemple : réduction des ions Cr₂O₇²⁻ en ions Cr³⁺.

- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = \text{Cr}^{3+} \Rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 2 \text{Cr}^{3+}$.
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 e^- = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$.

Des couples à connaître :

| Couple | Nom de l'oxydant | Nom du réducteur | Demi Équation |
|---|-----------------------------|-----------------------------|---|
| $\text{H}^+_{(\text{aq})}/\text{H}_{2(\text{g})}$ | Ion H ⁺ (aqueux) | Dihydrogène | $2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 e^- = \text{H}_{2(\text{g})}$ |
| $\text{M}^{n+}_{(\text{aq})}/\text{M}_{(\text{s})}$ | Cation métallique | métal | $\text{M}^{n+}_{(\text{aq})} + n e^- = \text{M}_{(\text{s})}$ |
| $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ | Ion fer (III) | Ion fer (II) | $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 1 e^- = \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ |
| $\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}/\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$ | Ion permanganate violet | Ion manganèse (II) incolore | $\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 4 \text{H}_2\text{O}$ |
| $\text{I}_{2(\text{aq})}/\text{I}^-_{(\text{aq})}$ | diiode | Ion iodure | $\text{I}_{2(\text{aq})} + 2 e^- = 2\text{I}^-_{(\text{aq})}$ |
| $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$ | Ion tétrathionate | Ion thiosulfate | $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})} + 2 e^- = 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$ |

II. L'équation d'une réaction rédox.

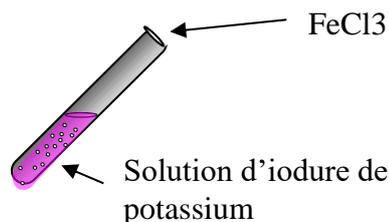
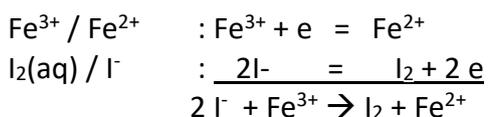
- Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés.

1. De la réaction aux couples.

Une réaction a toujours lieu entre un oxydant d'un couple et un réducteur d'un autre couple.
oxydant 2 + réducteur 1 → oxydant 1 +* réducteur 2

2. Des demi-équations rédox à l'équation d'oxydoréduction.

Expérience :

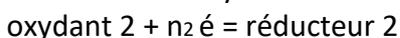


Une réaction d'oxydoréduction correspond à un transfert d'électrons entre un oxydant d'un couple rédox 1 et un réducteur d'un couple rédox 2.

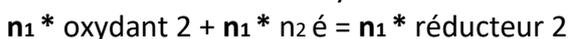
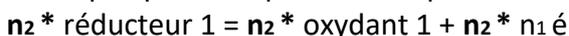
Il faut donc combiner la demi-équation rédox du couple 1 avec la demi-équation rédox du couple 2 afin d'éliminer les électrons.

Méthode pour écrire les réactions d'oxydoréduction :

a. On écrit les deux demi équations :



b. On s'arrange pour avoir le même nombre d'électrons transférés dans les deux équations ; pour cela, on multiplie par n_2 la première et par n_1 la seconde :



c. On additionne alors les deux demi équations, les électrons n'apparaissent plus :



Exemple de la réaction du dentifrice pour éléphant.

=> Vidéo : <https://youtu.be/Aen84oqc4tU>

Réaction 1 : entre l'eau oxygénée et les ions iodures ($\text{H}_2\text{O}_2 / \text{HO}^-$ et I_2 / I^-)

C'est la décomposition de l'eau oxygénée accélérée par les ions iodures.

Réaction 2 : le diiode formé réagit avec l'eau oxygénée (I_2 / I^- et $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$)



3. Pour revenir à l'introduction.

Le cuivre s'oxyde en réaction avec l'eau et le dioxyde de carbone.

Ecrire les demi-équations et en déduire la réaction de formation du vert de gris.

