Thème 1 : Constitution et transformation de la matière

Chapitre 3 : Réactions d'oxydoréductions

Les réactions rédox, sont celles qui permettent les feux d'artifices par exemples ou bien qui expliquent la formation de la rouille. Elles sont aussi très importantes dans le domaine industriel (préparation de métaux).

Objectifs :

B) Suivi et modélisation de l'évolution d'un système chimique	
Transformation modélisée par une réaction d'oxydo-réduction : oxydant, réducteur, couple oxydant-réducteur, demi-équation électronique.	À partir de données expérimentales, identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydo-réduction. Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés. *Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction.*

Rappels

- Quand des espèces chimiques réagissent ensemble pour former de nouvelles espèces chimiques, c'est une transformation chimique.
- On modélise une transformation chimique par une équation de réaction :

espèces consommées, disparues... → *reactifs* → *produits* ← espèces formées, fabriquées...

Une équation de réaction doit être ajustée : c'est-à-dire respecter la conservation des éléments (même symbole chimique à gauche et à droite) et des charges.

Pour assurer ces conservations, on place **devant** les formules chimiques des réactifs et des produits des nombres appelés **coefficients stoechiométriques**.

Exemple : Equation de réaction de combustion du propane

$$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$$

- Un atome (neutre) (ou groupe d'atomes) peut gagner ou perdre un ou plusieurs électrons pour former un ion (chargé)

Exercice : Ajuster les équations de réactions suivantes :

a) $\ldots\ \mathrm{CH_4(g)} + \ldots\ \mathrm{O_2(g)} \rightarrow \ldots\ \mathrm{CO_2(g)} + \ldots\ \mathrm{H_2O(\ell)}$

b) $\ldots\ \mathrm{Ag^+(aq)} + \ldots\ \mathrm{Cu(s)} \rightarrow \ldots\ \mathrm{Ag(s)} + \ldots\ \mathrm{Cu^{2+}(aq)}$

c) $\ldots\ \mathrm{Fe(s)} + \ldots\ \mathrm{O_2(g)} \rightarrow \ldots\ \mathrm{Fe_2O_3(s)}$

d) $\ldots\ \mathrm{Ba^{2+}(aq)} + \ldots\ \mathrm{SO_4^{2-}(aq)} \rightarrow \ldots\ \mathrm{BaSO_4(s)}$

Exercice : Ajuster les équations de réactions suivantes:

a) $\ldots\ \mathrm{CH_4(g)} + 2\ \mathrm{O_2(g)} \rightarrow \ldots\ \mathrm{CO_2(g)} + 2\ \mathrm{H_2O(\ell)}$

b) $2\ \mathrm{Ag^+(aq)} + \ldots\ \mathrm{Cu(s)} \rightarrow 2\ \mathrm{Ag(s)} + \ldots\ \mathrm{Cu^{2+}(aq)}$

c) $4\ \mathrm{Fe(s)} + 3\ \mathrm{O_2(g)} \rightarrow 2\ \mathrm{Fe_2O_3(s)}$

d) $\ldots\ \mathrm{Ba^{2+}(aq)} + \ldots\ \mathrm{SO_4^{2-}(aq)} \rightarrow \ldots\ \mathrm{BaSO_4(s)}$

I. Couple Oxydant-réducteur (rédox)

1. Oxydant

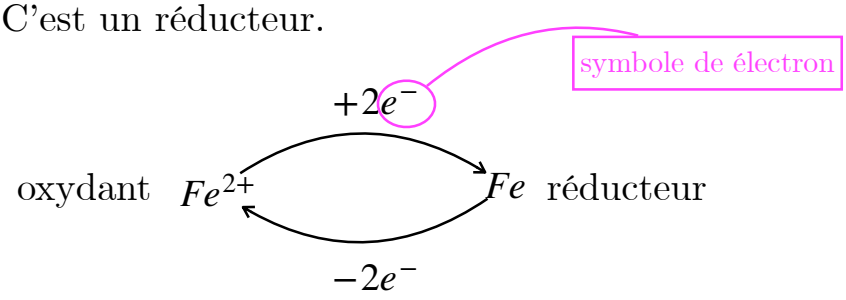
Un **oxydant**, noté Ox, est une espèce capable de **capter** un ou plusieurs électrons.

Exemple : Un ion fer II peut se transformer en atome de fer en captant deux électrons. C'est un oxydant.

2. Réducteur

Un **réducteur**, noté Red, est une espèce capable de **libérer** (céder, donner) un ou plusieurs électrons.

Exemple : Un atome de fer peut se transformer en ion fer II en libérant deux électrons. C'est un réducteur.



3. Couple oxydant-réducteur

- Tout oxydant possède un réducteur **conjugué** (associé) et tout réducteur possède un oxydant conjugué.
- Ensemble ils forment un couple oxydant-réducteur (rédox) qui s'écrit :

Ox/Red

Exemple : L'ion Fe^{2+} étant un oxydant et l'atome Fe étant son réducteur conjugué, le couple s'écrit :

Fe^{2+}/Fe

- Un oxydant et son réducteur conjugué sont reliés par la **demi-équation :**

$$Ox + ne^- \leftrightarrows Red$$

la double flèche indique que la réaction peut se dérouler dans les 2 sens (gauche vers droite et droite vers gauche), souvent remplacée par =

- Une espèce chimique peut être à la fois l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple.

Exemple : L'ion Fe^{2+} est un oxydant dans le couple Fe^{2+}/Fe.

Mais c'est un réducteur dans le couple : Fe^{3+}/Fe^{2+}

En effet : $Fe^{2+}_{(aq)} = Fe^{3+}_{(aq)} + e^-$

L'ion fer II a cédé 1 e^-, c'est bien un réducteur

II. Réaction d'oxydo-réduction

1. Oxydation

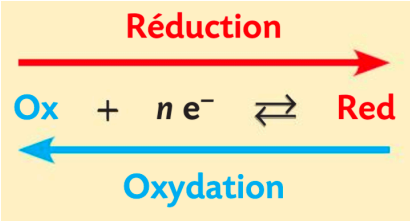
Une oxydation est une réaction au cours de laquelle un réducteur cède un ou plusieurs électrons.

C'est le passage d'un réducteur à son oxydant conjugué.

2. Réduction

Une réduction est une réaction au cours de laquelle une espèce capte un ou plusieurs électrons.

C'est le passage d'un oxydant à son réducteur conjugué.



Dans une réduction, l'oxydant est réduit en son réducteur conjugué.

Dans une oxydation, le réducteur est oxydé en son oxydant conjugué.

3. Réaction d'oxydo-réduction

- **Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction au cours de laquelle un ou plusieurs électrons sont échangés entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple.**

III. Méthodes

1. Ecriture des demi-équations

« pareil à gauche et à droite »

Elles doivent respecter la conservation des éléments et de la charge.

- Ecrire l'Ox et le Red chaque coté du signe =
- Equilibrer les éléments autres que O et H.
- Equilibrer O en ajoutant des H_2O.
- Equilibrer les H en ajoutant des H^+ (en milieu acide)

} équilibrer = ajouter à gauche ou à droite en fonction du besoin

- Equilibrer les charges en ajoutant des e^- (tjs du coté de l'Ox).

Exemple : Ecrire la demi-équation des couples :

a. $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}$ — a. $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- = Cu_{(s)}$

b. $I_{2_{(aq)}}/I^-_{(aq)}$ — b. $I_{2_{(aq)}} + 2e^- = 2I^-_{(aq)}$

c. $H^+_{(aq)}/H_{2_{(g)}}$ — c. $2H^+_{(aq)} + 2e^- = H_{2_{(g)}}$

d. $MnO^-_{4(aq)}/Mn^{2+}_{(aq)}$ — d. LA spéciale

e. $Al^{3+}_{(aq)}/Al_{(s)}$ — e. $Al^{3+}_{(aq)} + 3e^- = Al_{(s)}$

Couple : $MnO^-_{4(aq)}/Mn^{2+}_{(aq)}$

- Ecrire l'Ox à gauche et le Red à droite.
- Equilibrer les éléments autres que O et H.
- Equilibrer les O en ajoutant des H_2O.
- Equilibrer les H en ajoutant des H^+.
- Equilibrer les charges en ajoutant des e^-.

Pourquoi ajuster avec l'eau et les ions hydrogène ?
Les réactions d'oxydoréduction s'effectuant en solution aqueuse, l'eau en tant que solvant peut intervenir. Les ions hydrogène H^+ peuvent également intervenir.

$$MnO^-_{4(aq)} = Mn^{2+}_{(aq)}$$

$$MnO^-_{4(aq)} = Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O_{(l)}$$

$$MnO^-_{4(aq)} + 8H^+_{(aq)} = Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O_{(l)}$$

$$MnO^-_{4(aq)} + 8H^+_{(aq)} + 5e^- = Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O_{(l)}$$



2. Ecriture de l'équation de réaction.

✓ Ecrire les 2 demi-équations l'une sur l'autre en mettant à **gauche** les 2 **réactifs** (lire l'énoncé).

✓ Combiner les 2 demi-équations, en multipliant (si besoin) chaque demi-équation, pour qu'il y ait autant d'e^- captés que d'e^- produits.

✓ Enlever les espèces qui, comme les électrons, se retrouvent à la fois dans les réactifs et dans les produits.

Exemple : En milieu acide, les ions permanganate MnO^-_4 oxydent l'acide oxalique $H_2C_2O_4$. Les couples oxydant-réducteur en jeu sont les couples $MnO^-_{4(aq)}/Mn^{2+}_{(aq)}$ et $CO_{2_{(g)}}/H_2C_2O_{4_{(aq)}}$.

Écrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction.

Exemple : En milieu acide, les ions permanganate MnO_4^- oxydent l'acide oxalique $H_2C_2O_4$. Les couples oxydant-réducteur en jeu sont les couples $MnO_{4(aq)}^-/Mn_{(aq)}^{2+}$ et $CO_{2_{(g)}}/H_2C_2O_{4_{(aq)}}$.

Écrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction.

- ✓ Ecrire les 2 demi-équations l'une sur l'autre (double flèche) en mettant à gauche les 2 réactifs (lire l'énoncé).
- ✓ Combiner les 2 demi-équations, en multipliant (si besoin) chaque demi-équation par le nombre adéquat, de telle manière qu'il y ait autant d'e^- captés que d'e^- produits.
- ✓ Enlever les espèces qui, comme les électrons, se retrouvent à la fois dans les réactifs et dans les produits.

2 demi-équations :

On combine

$$MnO_{4(aq)}^- + 8H_{(aq)}^+ + 5e^- = Mn_{(aq)}^{2+} + 4H_2O_{(l)} \quad \times 2$$

$$H_2C_2O_4 = 2CO_{2_{(g)}} + 2H_{(aq)}^+ + 2e^- \quad \times 5$$

$$2MnO_{4(aq)}^- + 16H_{(aq)}^+ + 5H_2C_2O_4 \rightarrow 2Mn_{(aq)}^{2+} + 8H_2O_{(l)} + 10CO_{2_{(g)}} + 10H_{(aq)}^+$$

On simplifie : reste 6 (16-10)

$$2MnO_{4(aq)}^- + 6H_{(aq)}^+ + 5H_2C_2O_4 \rightarrow 2Mn_{(aq)}^{2+} + 8H_2O_{(l)} + 10CO_{2_{(g)}}$$

17 L'ion nitrate dans un engrais

| Proposer un modèle

Pour trouver la teneur en ion nitrate NO_3^- dans un engrais, on réalise la réaction entre les ions nitrate et les ions fer (II) Fe^{2+} (aq).

1. Identifier les couples oxydant / réducteur mis en jeu au cours de cette réaction. Justifier.
2. Établir l'équation de la réaction.

Données

- Couples oxydant / réducteur : NO_3^- (aq) / NO (g) ; Fe^{3+} (aq) / Fe^{2+} (aq) ; Fe^{2+} (aq) / Fe (s).

Ex 17

1. L'ion NO_3^- est un oxydant (il est écrit à gauche dans son couple). Il ne peu réagir qu'avec un réducteur.
   Cela veut dire que l'ion Fe^{2+} doit être un réducteur.
   Les deux couples mis en jeu sont : NO_3^-/NO et Fe^{3+}/Fe^{2+}
2. Demis-équations : $NO_3^- + 4H^+ + 3e^- = NO + 2H_2O$

$$Fe^{2+} = Fe^{3+} + 1e^- \quad) \times 3$$

Equation : $NO_3^- + 4H^+ + 3Fe^{2+} \rightarrow NO + 2H_2O + 3Fe^{3+}$