

Chapitre 3 : Les transformations redox

Extrait Programme 1spé

Transformations modélisées 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. <i>Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction</i>
---	---

À faire à la maison : LIRE LES RÉVISIONS de 2^{nde} p 38

Exercices en autonomie :

- Évolution d'un système chimique : n°2 p 39
- Équations de réaction : n°3 et 4 p 39

I- Définitions

Les transformations d'oxydoréduction (ou transformations redox) sont des transformations chimiques mettant en jeu des transferts d'électrons.

Un oxydant est une espèce chimique qui est capable d'accepter un ou plusieurs électrons.

Un réducteur est une espèce chimique qui est capable de céder un ou plusieurs électrons.

Un couple oxydant/réducteur est noté Ox/ Red. C'est l'association d'un oxydant et d'un réducteur possédant le même élément chimique et susceptibles d'échanger un ou plusieurs électrons suivant une demi-équation électronique : $Ox + n e^- = Red$ (n est le nombre d'électrons échangés)

Au cours d'une transformation d'oxydoréduction (aussi appelé redox), deux couples sont mis en jeu : Ox1/Red1 et Ox2/ Red2.

Ox1 va réagir avec Red 2 pour donner Red1 et Ox2. On dit que Ox1 subit une réduction alors que Red2 subit une oxydation. $Ox1 + Red 2 \rightarrow Ox2 + Red1$

Application : n°39 p 54, n°42 p 54 (utilisation des demi-équations électroniques)

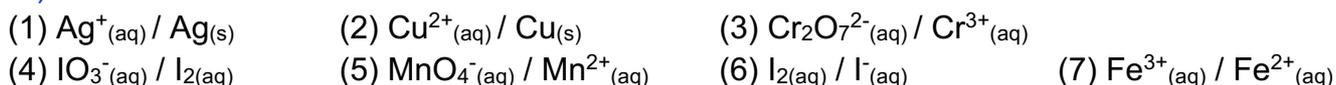
II- Équilibrer les demi-équations électroniques

La demi-équation électronique traduit la transformation d'un réducteur en son oxydant associé ou d'un oxydant en son réducteur associé.

Elle respecte la loi de conservation des éléments et de la charge électrique, et les étapes pour l'équilibrer sont toujours les mêmes.

- 1) Écrire de part et d'autre du signe « = » les formules de l'oxydant et le réducteur **en mettant les électrons du côté de l'oxydant.**
- 2) Équilibrer les éléments chimiques **en ajustant** les coefficients stœchiométriques :
 Pour équilibrer l'élément O, on utilise généralement H_2O .
 Pour équilibrer l'élément H,
 - Si le milieu est acide, on utilise H^+
 - Si le milieu est basique, on utilise OH^-
- 3) Équilibrer les charges électriques, **en ajoutant le bon nombre d'électrons.**

Application : Écrire les demi-équations électroniques associées aux couples suivants (en milieu acide) :



Application en autonomie : n°40 p54

III- La réaction chimique d'oxydoréduction

L'équation de la transformation d'oxydoréduction met en jeu deux couples redox : l'oxydant d'un couple réagit avec le réducteur de l'autre et des produits sont formés.

Les électrons n'existant pas en solution, ils ne doivent pas apparaître dans l'équation d'oxydoréduction.

La technique est toujours la même également :

- 1) Écrire les deux demi-équations électroniques de façon à ce que les réactifs soient placés à gauche (C'est l'énoncé qui permet de savoir quels sont les réactifs).
- 2) Vérifier que le nombre d'électrons cédés par le réducteur dans la 1^{ère} demi-équation est égal au nombre d'électrons captés par l'oxydant dans la 2^{ème} demi-équation.
- 3) Si ce n'est pas le cas, multiplier chaque demi-équation électronique par un facteur adapté afin que cette condition soit respectée.
- 4) Sommer les deux demi-équations électroniques pour obtenir l'équation globale redox, et simplifier si besoin.

Application : En s'aidant des demi-équations électroniques établies au paragraphe précédent, écrire les équations redox lorsque l'on fait réagir :

- a. $Ag^+_{(aq)}$ avec $Cu_{(s)}$
- b. $Cr_2O_7^{2-}_{(aq)}$ avec $Cu_{(as)}$
- c. $Cr_2O_7^{2-}_{(aq)}$ avec le couple (4)
- d. Le réducteur du couple (7) avec le couple (5)
- e. $I^-_{(aq)}$ avec le couple (4)

Remarque : Une demi-équation électronique s'écrit avec un signe égal alors que l'équation redox s'écrit avec une flèche

Applications : n°41 p 54, n°44 p 54, n°62 p 58 (en milieu basique : + difficile)

Application en autonomie : n°45 p 54