



CHAPITRE 4 : RÉACTIONS D' OXYDORÉDUCTION

OXYDANT ET RÉDUCTEUR

1) Couple oxydant-réducteur

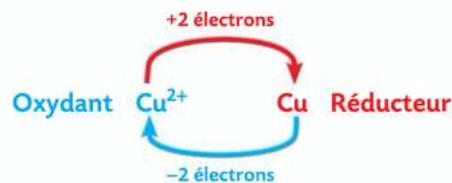
Une réaction d'oxydoréduction est une transformation chimique qui met en jeu des **transferts d'électrons** entre un oxydant et un réducteur.

L'**oxydant** est l'entité du couple susceptible de **capter** un ou plusieurs électrons.

Le **réducteur** est l'entité du couple susceptible de **céder** un ou plusieurs électrons.

Un oxydant et un réducteur sont dit conjugués et forment un couple oxydant/réducteur, noté Ox/Red.

Exemple : L'ion cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ est capable de capter deux électrons pour former du cuivre $\text{Cu}_{(s)}$. Cet ion est un oxydant. Le cuivre $\text{Cu}_{(s)}$, quant à lui, est capable de céder deux électrons pour devenir l'ion cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$. Le cuivre est donc un réducteur. Ces deux espèces forment un couple oxydant réducteur noté $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}/\text{Cu}_{(s)}$.



Quelques exemples de couples redox : $\text{Al}^{3+}_{(aq)}/\text{Al}_{(s)}$; $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}/\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$; $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}/\text{Fe}_{(s)}$; $\text{MnO}_4^{-}_{(aq)}/\text{Mn}^{2+}_{(aq)}$; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(aq)}/\text{Cr}^{3+}_{(aq)}$

2) Demi-équation électronique d'un couple oxydant-réducteur

La **demi-équation électronique** associée à un couple redox Ox/Red traduit la transformation possible d'une des espèces conjuguées en l'autre :



$n e^-$ représente le nombre n d'électrons perdus ou gagnés.

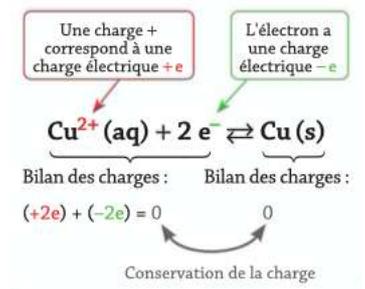
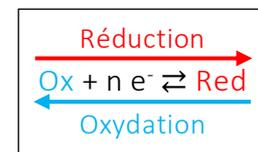
Exemple : $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)}$

Le passage de l'oxydant à son réducteur conjugué est une **réduction**.

Le passage du réducteur à son oxydant conjugué est une **oxydation**.

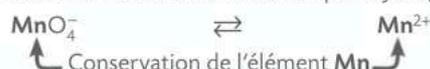
L'oxydant est **réduit** en son réducteur conjugué tandis que le réducteur est **oxydé** en son oxydant conjugué.

L'écriture d'une demi-équation électronique se fait en plusieurs étapes afin de respecter la **conservation des éléments et de la charge électronique**.



Exemple : La méthode pour équilibrer une demi-équation électronique est illustrée sur l'exemple du couple $\text{MnO}_4^{-}_{(aq)}/\text{Mn}^{2+}_{(aq)}$

Étape 1 : Écrire les deux espèces conjuguées de part et d'autre de la double flèche puis assurer la conservation des éléments autres que l'hydrogène et l'oxygène.



Étape 2 : Assurer la conservation de l'élément oxygène en ajoutant des molécules d'eau H_2O



Étape 3 : Assurer la conservation de l'élément hydrogène en ajoutant des ions hydrogène H^+ .



Étape 4 : Assurer la conservation de la charge électrique avec des électrons e^- :



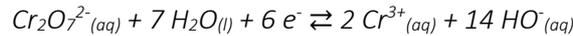
2 charges + de part et d'autre

Les états physiques doivent être précisés dans la demi-équation électronique qui s'écrit donc :



Remarque : Il est également possible d'équilibrer une demi-équation en milieu basique (OH^- majoritaire devant H^+). Dans ce cas, on utilise H_2O et OH^- pour équilibrer la demi-équation.

Exemple : Demi-équation associée au couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})/\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$ en milieu basique :



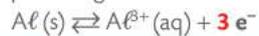
RÉACTION D' OXYDORÉDUCTION

Une équation d'oxydoréduction est une réaction entre l'oxydant d'un couple redox et le réducteur d'un autre couple redox. Au cours de cette réaction, des électrons sont transférés entre les réactifs.

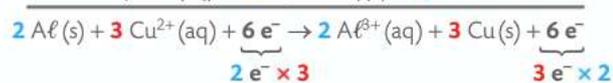
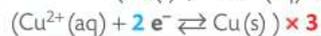
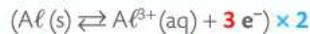
L'équation associée à une réaction d'oxydoréduction **ne fait pas apparaître d'électrons** : elle s'écrit en **combinant les demi-équations électroniques** associées aux deux couples redox en présence, de façon à égaliser le nombre d'électrons cédés et captés.

Exemple : La méthode pour écrire la réaction d'oxydoréduction qui se produit entre l'aluminium $\text{Al}(\text{s})$ et les ions cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ est la suivante :

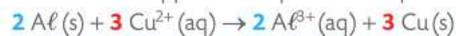
Étape 1 : Les réactifs sont placés à gauche de la double flèche.



Étape 2 : Les demi-équations électroniques sont combinées de sorte que le nombre d'électrons libérés par le réducteur est égal au nombre d'électrons captés par l'oxydant.



Étape 3 : Les électrons n'apparaissent pas dans l'équation de la réaction.



Ex : 7, 8, 11, 19, 21, 27, 30 p 75 → 82

Ex supplémentaires : 12, (13, 14 ou 15), 16, 22, 29, 31 p 75 → 82