Réactions d'oxydoréduction

Les réactions d'oxydoréduction constituent une très grande famille de réactions chimiques. Le concept d'oxydoréduction se définit comme le transfert d'un ou plusieurs électrons entre éléments chimiques. Les réactions d'oxydoréduction englobent beaucoup de réactions d'apparence très différentes (corrosion des métaux, combustion des carburants, piles et accumulateurs électriques).

1. Expérience préliminaire

Introduisons un fil de cuivre métallique dans une solution de nitrate d'argent (Ag^+,NO_3^-) et observons.

Etat initial

Etat final

On observe un dépôt métallique sur le cuivre, il s'agit d'argent $Ag_{(s)}$.

D'autre part, la solution devient bleue, il s'agit d'ions Cu^{2+} qui se forment en solution.

On utilise des demi-équations pour traduire ce qu'il se produit. Les ions argent se transforment en atome d'argent :

$$Ag^+ + e^- = Ag_{(s)}$$

Le cuivre Cu a donné des ions Cu^{2+} comme l'indique la coloration bleue de la solution :

$$Cu_{(s)} = Cu^{2+} + 2\,e^-$$

Pour écrire l'équation bilan ce cette réaction, il est important de noter que les électrons ne se propagent pas en solution aqueuse (ni dans l'air d'ailleurs), ils ne doivent donc pas intervenir dans l'équation bilan. Il faut donc réaliser les bonnes combinaisons linéaires, ici on effectue :

$$2\,Ag^+ + 2\,e^- = 2\,Ag_{(s)}$$
$$Cu_{(s)} = Cu^{2+} + 2\,e^-$$

On obtient alors : $Cu_{(s)} + 2\,Ag^+ = Cu^{2+} + 2\,Ag_{(s)}$

2. Oxydant et réducteur

Un oxydant est une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs électrons.
Exemple : Ag^+, Cu^{2+}.

Un réducteur est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons.
Exemple : Ag, Cu.

3. couple oxydant/réducteur

Les deux espèces Ox et Red sont dites conjuguées et forment un couple oxydant/réducteur noté Ox/Red quand elles sont reliées par la demi-équation électronique :

$$\boxed{Ox + n\ e^- = Red}$$

n désigne le nombre d'électrons mis en jeu.

Exemple : Couple Mg^{2+}/Mg, demi équation : $Mg^{2+} + 2\ e^- = Mg$

4. Oxydation et réduction

Une oxydation correspond à une perte d'un ou plusieurs électrons d'un réducteur pour devenir un oxydant. Autrement dit, un ou plusieurs électrons sont libérés au cours d'une oxydation. La demi-équation correspondante s'écrit :

$$Red = Ox + n\ e^-$$

Exemple : oxydation de l'aluminium : $Al = Al^{3+} + 3e^-$

Une réduction correspond à un gain d'un ou plusieurs électrons d'un oxydant pour devenir un réducteur. Autrement dit, un ou plusieurs électrons sont captés au cours d'une réduction. La demi-équation correspondante s'écrit :

$$Ox + n\ e^- = Red$$

Exemple : réduction de l'ion aluminium : $Al^{3+} + 3e^- = Al$

5. Equilibrer les demi-équations électroniques

Dans tous les cas pour équilibrer une demi équation, il faut respecter les deux règles pour équilibrer une équation chimique :

- Tous les éléments chimiques doivent être présents en même quantité dans les deux membres de l'équation.
- La charge globale dans les deux membres de l'égalité doit être la même.

Ainsi, dans certains cas, la demi équation s'obtient aisément juste en rajoutant des électrons comme dans le cas de l'oxydation du fer par exemple : $Fe = Fe^{2+} + 2e^{-}$
Les deux électrons permettent de ramener la charge du membre de droite à zéro comme le membre de gauche.

Quand la demi-équation est moins facile à équilibrer, il est utile de suivre la méthode suivante :

- Au départ, on équilibre les autres éléments que O et H, à l'aide de coefficients stœchiométriques.
- Ensuite, on équilibre l'oxygène O à l'aide molécules d'eau H_2O.
- Puis, on équilibre l'hydrogène H à l'aide de protons H^+, on peut supposer le milieu acide.
- Enfin, on équilibre les charges à l'aide d'électrons.

On appelle cette méthode ZOHé.

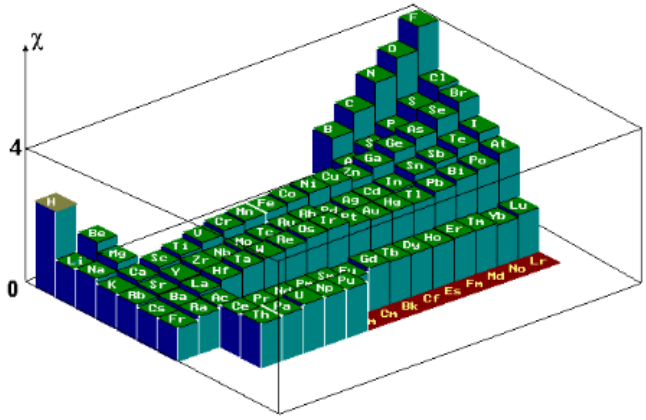
Dans le cas du couple MnO_4^-/ Mn^{2+}:

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\,e^- = Mn^{2+} + 4\,H_2O$$

6. Oxydant et réducteur dans la classification périodique

a. électronégativité

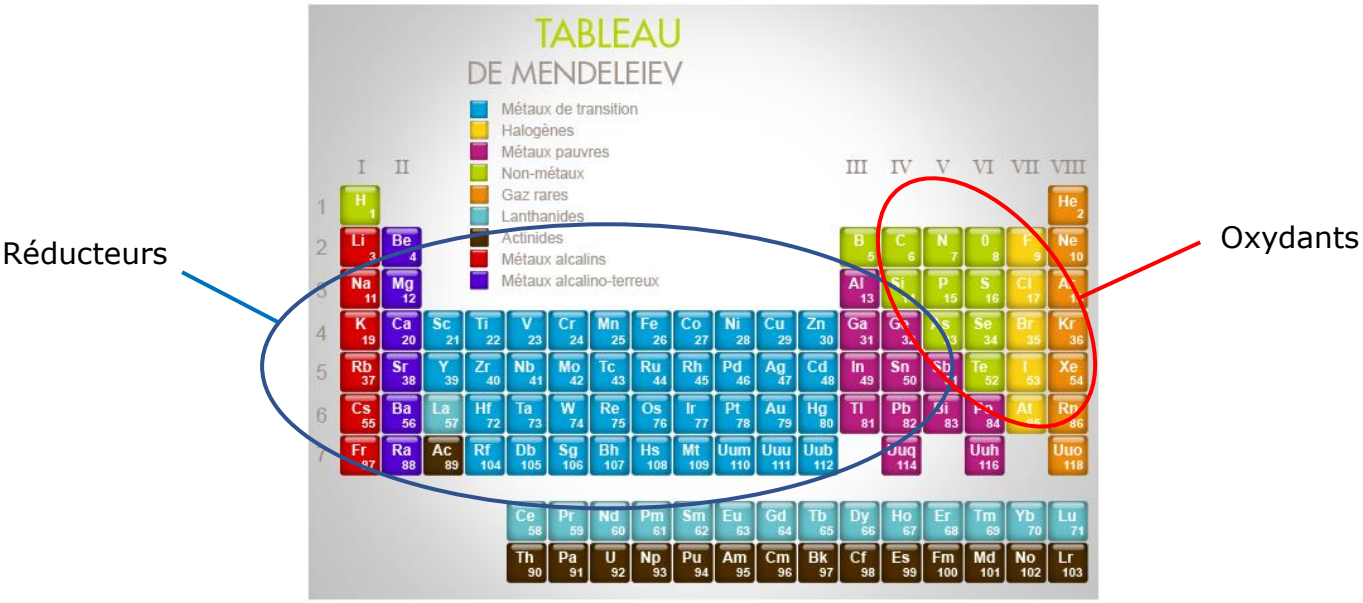
L'électronégativité d'un élément est une grandeur qui caractérise sa capacité à attirer les électrons lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre élément. La différence d'électronégativité entre ces deux éléments détermine la nature de la liaison covalente.
L'électronégativité croit de bas en haut et de gauche à droite dans la classification périodique. L'élément le plus électronégatif est le fluor et le moins électronégatif est le francium.



L'électronégativité est en d'autres termes une grandeur relative qui varie dans le même sens que le pouvoir oxydant, le fluor est l'élément le plus oxydant, il a la plus grande électronégativité. Tout élément oxyde un élément d'électronégativité inférieure.

b. métaux et classification périodique

Un grand nombre des réducteurs rencontrés sont des métaux : cuivre, argent, fer, zinc, magnésium…Ils ont une faible électronégativité et ne sont pas vraiment avides d'électrons. Tous ces éléments se situent dans la partie gauche ou centrale de la classification. Leurs atomes ont tendance à céder des électrons.



En revanche, le dichlore, le dibrome, le difluor et le dioxygène sont des oxydants.
Les éléments correspondants se trouvent dans la partie droite de la classification.
Les atomes de ces éléments ont tendance à gagner des électrons, leur électronégativité est importante.