THEME 1 - électrochimie

Chapitre 1 – un nouveau type de réaction

I. Réaction d'oxydoréduction ?

Une réaction d'oxydoréduction (ou redox) est un type de réaction chimique durant lequel il y a un transfert d'un ou plusieurs électrons d'une espèce à une autre.

- L'espèce qui peut céder des électrons est un réducteur.
- L'espèce qui peut gagner des électrons est un oxydant.

Un gain d'électron est une réduction. Elle produit un réducteur et peut s'écrire sous la forme d'une demi-équation :

Oxydant + ne- = réducteur

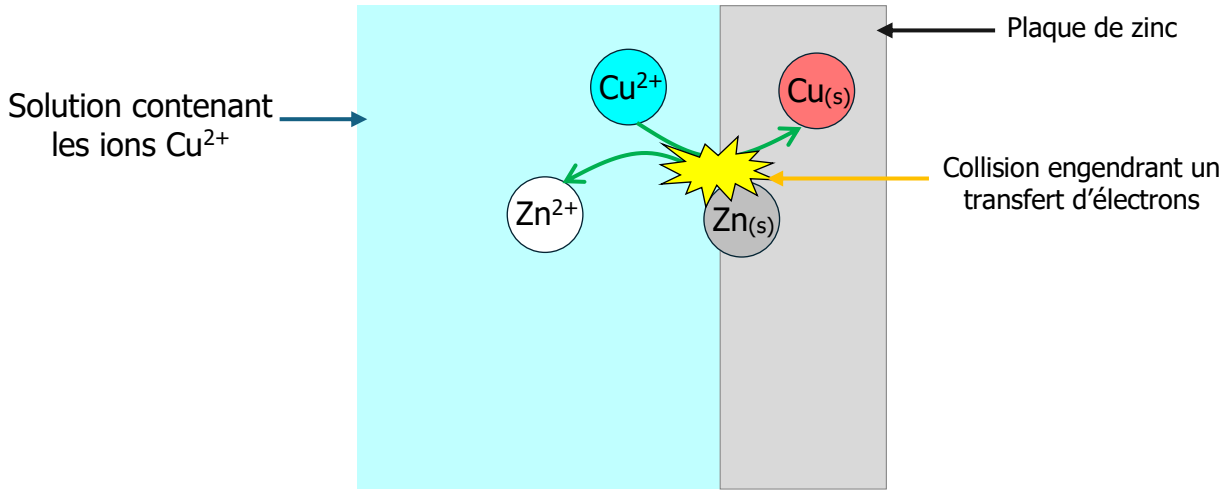
Une perte d'électron est une oxydation. Elle produit un oxydant et peut s'écrire sous la forme d'une demi-équation :

Réducteur = oxydant + ne-

Le réducteur et l'oxydant présent dans une même demi-équation forme un couple oxydant réducteur. On peut citer Cu^{2+}/Cu et Zn^{2+}/Zn par exemple.

Lors d'une réaction d'oxydoréduction, un réactif subit une oxydation et un autre subit une réduction. Par conséquent, chaque réaction d'oxydoréduction nécessite deux couples d'oxydoréduction. L'équation d'oxydoréduction peut s'écrire à partir des demi-équation.

Aspects microscopiques – exemple d'une lame de zinc plongée dans une solution contenant des ions Cu^{2+}



II. Ecriture d'une équation de réaction d'oxydoréduction

En S5, on ne demandera d'équilibrer que des équations de réaction mettant en jeux des ions monoatomiques, des atomes et/ou des molécules diatomiques.

Dans ces cas simples, on peut utiliser la méthode suivante :

Pour écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction simple, on peut suivre la méthode suivante :

1) **Identifier** les **réactifs** de la réaction ainsi que les couples d'oxydoréduction.
2) Ecrire les **réactifs** de la réaction **l'un au-dessus** de **l'autre**. Chaque ligne correspondra à une demi-équation.
3) Ecrire le produit de chaque demi-équation.
4) **Equilibrer** les demi-équations en **éléments** chimiques.
5) **Equilibrer** les demi-équations en **charge** en ajoutant des électrons d'un côté de la demi-équation.
6) **Multiplier** les demi-équation par un entier pour avoir le **même nombre d'électrons** échangé dans les deux.
7) **Additionner** les deux demi-équation en tenant compte du coefficient précédent pour obtenir l'équation de la réaction d'oxydoréduction. Ajoutez les états physiques.
8) **Vérifier** : l'équation finale doit être équilibrer en élément, en charge et plus aucun électron n'apparait.

Exemple :

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

$Ag^+ + e^- = Ag$ **(x2)** (réduction)

$2\,Ag^+_{(aq)} + Cu_{(s)} \rightarrow 2\,Ag_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}$ **(Réaction d'oxydoréduction)**

III. Notion de degré (ou nombre) d'oxydation

Les molécules peuvent également réagir selon des réactions d'oxydoréduction. Dans celles-ci, l'environnement électronique de certains atomes change.

Pour décrire l'environnement électronique d'un ion mais aussi d'un atome dans une molécule, on définit pour chaque atome un degré d'oxydation (ou nombre d'oxydation) ainsi :

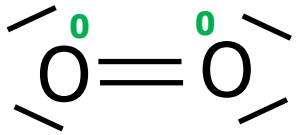
- dans le cas d'un ion monoatomique, le nombre d'oxydation est égal à sa charge électrique (+I, +II,-I,-II,…)

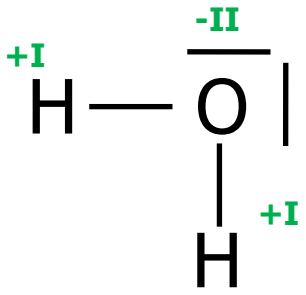
Exemples :

Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cl^-
+II	+III	-I

- dans les autres cas, il correspond à une charge fictive. Dans une molécule, on considère que les électrons d'une liaison **appartiennent entièrement** à l'atome le plus **électronégatif**. L'atome le moins électronégatif ne récupère aucun de ces électrons. Si les deux atomes sont identiques (même électronégativité), les électrons sont partagés à parts égales.

Exemples : on rappelle que χ(O) > χ(H)





Conséquences :

- Lorsque le nombre d'oxydation d'un élément augmente, il perd des électrons : c'est une oxydation.
- Lorsque le nombre d'oxydation d'un élément diminue, il gagne des électrons : c'est une réduction.

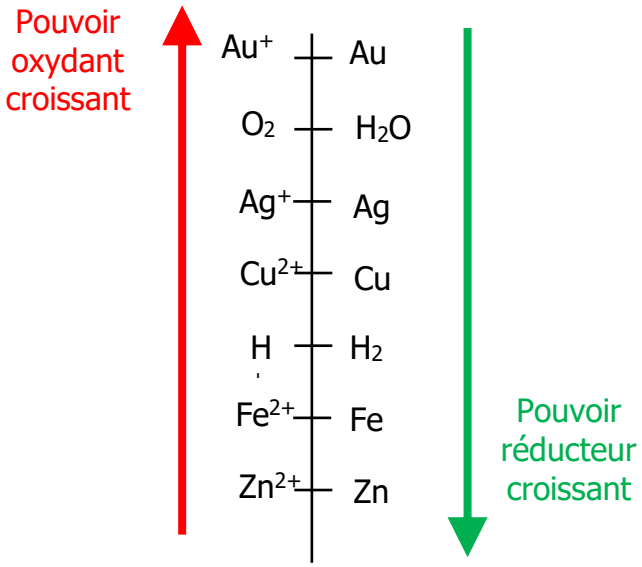
IV. Prédiction du sens d'évolution spontanée des réactions d'oxydoréduction

Tous les oxydants ne peuvent pas réagir avec tous les réducteurs et inversement.

On peut associer à tous les oxydants un « pouvoir oxydant ». Plus le pouvoir oxydant est grand, plus le nombre de réducteur avec lesquels il peut réagir est grand.

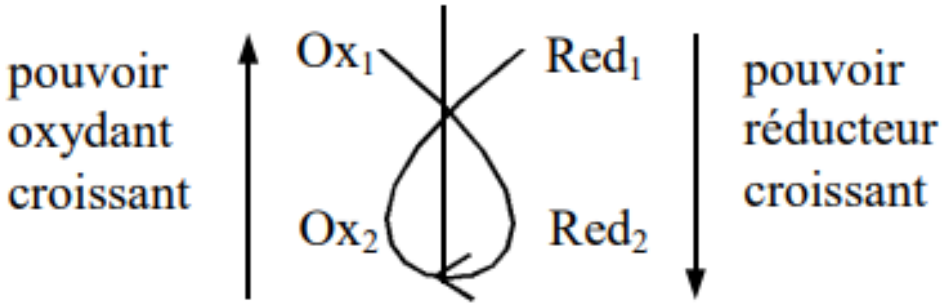
On peut également associer à tous les réducteurs un pouvoir réducteur. Plus le pouvoir réducteur est grand, plus le nombre d'oxydant avec lesquels il peut réagir est grand.

Comme il existe un lien entre le pouvoir oxydant et le pouvoir réducteur dans un couple, il est possible de classer les couples d'oxydoréduction !



Comment savoir si une réaction est possible ? => on utilise la règle du gamma !

Lorsque deux couples d'oxydoréduction sont en présence, l'oxydant le plus fort va réagir avec le réducteur le plus fort pour donner l'oxydant le plus faible et le réducteur le plus faible. On appelle cette règle la règle du gamma, car les réactions sont possibles uniquement si on peut tracer la lettre gamma sur le diagramme ci-contre.



En résumé : « un oxydant <u>en haut à gauche</u> peut réagir avec un réducteur <u>en bas à droite</u>. »