

I. Les réactions d'oxydation et de réduction.

A. La réaction d'oxydation.

Une oxydation est une réaction au cours de laquelle des électrons sont produits.

Une espèce chimique capable de produire des électrons au cours de l'oxydation est un réducteur. *Exemple du zinc (Zn) : $Zn(s) = Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$*

B. La réaction de réduction.

Une réduction est une réaction au cours de laquelle des électrons sont consommés.

Une espèce chimique capable de gagner des électrons au cours d'une réduction est un oxydant. *Exemple des ions cuivre (II) : $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- = Cu_{(s)}$*

C. Le couple oxydant/réducteur.

Deux espèces chimiques forment un couple oxydant/réducteur si l'une peut se transformer en l'autre par perte ou gain d'électrons. *Exemple : $Al^{3+}_{(aq)} / Al_{(s)}$*

D. La réaction d'oxydoréduction

Il s'agit d'une réaction au cours de laquelle des électrons sont échangés. Le réducteur d'un couple cède des électrons à l'oxydant d'un autre couple.

Une réaction d'oxydoréduction nécessite deux couples et fait intervenir une oxydation et une réduction.

II. Écriture d'une réaction d'oxydoréduction.

- Identifier l'oxydant et le réducteur ainsi que les couples associés.
 - Écrire les demi-équations pour chaque couple en respectant l'ordre suivant:
 - Écrire l'oxydant et le réducteur du couple de part et d'autre du «=» dans **le sens effectif** de la réaction qui a lieu.
 - Commencer par vérifier la conservation des éléments autres que Oxygène et Hydrogène : ajuster si besoin.
 - Vérifier ensuite la conservation de l'élément Oxygène : ajuster en ajoutant des molécules d'eau H_2O .
 - Vérifier ensuite la conservation de l'élément Hydrogène : ajuster en ajoutant des protons H^+
 - Finir en vérifiant la conservation de la charge : ajuster en ajoutant des électrons.
 - En déduire l'équation de la réaction en ajoutant membre à membre les 2 demi-équations redox après les avoir multipliées (si nécessaire) par un coefficient permettant d'éliminer les électrons.
- Parfois les réactions étudiées se produisent en milieu basique : il faut donc modifier les demi-équations. Après avoir ajusté les électrons, il faut ajouter, de chaque côté de la $\frac{1}{2}$ équation, autant d'ions hydroxydes HO^- qu'il y a d'ions H^+ présents. H^+ et HO^- donneront H_2O qu'il faudra peut-être simplifier.

Activité1 : Équilibrer des réactions d'oxydoréduction.

III. Application les tirages colorimétriques

TP-11 : Titrage de l'eau oxygénée.