



Fiche de synthèse n°3.b

Oxydants et réducteurs

1. Oxydant et réducteur :

Un **oxydant** est une espèce chimique (atomes, ions, molécules) capable de gagner un ou plusieurs électrons. C'est une espèce qui contient un élément dont le nombre d'oxydation peut diminuer.

Un **réducteur** est une espèce chimique (atomes, ions, molécules) capable de perdre un ou plusieurs électrons. C'est une espèce qui contient un élément dont le nombre d'oxydation peut augmenter.

2. Quelques oxydants et réducteurs

2.1. Oxydants et réducteurs gazeux

Le réducteur gazeux qui sert de référence est le **dihydrogène $H_{2(g)}$** .

Certaines espèces chimiques peuvent jouer le rôle d'oxydant dans certains cas mais aussi de réducteur dans d'autres cas.

Exemples : Le dichlore $Cl_{2(g)}$

Le dioxygène $O_{2(g)}$

2.2. Oxydants et réducteurs aqueux usuels

Certaines espèces chimiques peuvent jouer le rôle d'oxydant dans certains cas mais aussi de réducteur dans d'autres cas.

Exemples : L'eau oxygénée ou peroxyde d'hydrogène de formule $H_2O_{2(aq)}$

Le diiode de formule $I_{2(aq)}$

3. Couples oxydant / réducteur

Un couplé Oxydant/Réducteur ou couple redox est l'association de deux espèces chimiques dont chacune peut être obtenue à partir de l'autre par échange d'électrons.

Il se note de façon conventionnelle de la façon suivante.

Oxydant/Réducteur

Exemple : $Cu^{2+}_{(aq)}$ est l'oxydant ($n.o = +II$), le cuivre métal $Cu_{(s)}$ est le réducteur ($n.o = 0$).

Le couple se note donc $Cu^{2+}_{(aq)} / Cu_{(s)}$.

Le nombre d'oxydation varie de 2, il y a donc 2 électrons échangés par l'oxydant et le réducteur de ce couple.

4. Équation de demi-réaction

L'écriture des équations de demi-réaction est basée sur les lois de conservation des charges électriques et des éléments.

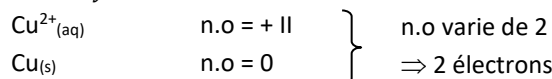
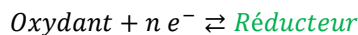
- La conservation des charges électriques nécessite l'échange d'électrons.
- La conservation des éléments nécessite l'intervention de la molécule d'eau dans le cas des solutions aqueuses et des ions $H^+_{(aq)}$ dans le cas de réactions en milieu acide.

Le nombre n d'électrons entre l'oxydant et le réducteur d'un couple correspond à la variation du $n.o$ dans le couple.



4.1. Cas des couples en solution aqueuse

- Pour écrire l'équation de demi-réaction d'un couple rédox, il faut :
 - Écrire à gauche l'oxydant et les électrons
 - Écrire à droite le réducteur.
 - Mettre une double flèche entre les deux
 - Équilibrer l'équation en rajoutant si nécessaire des coefficients stœchiométriques.



- Exemple : Pour le couple : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}$

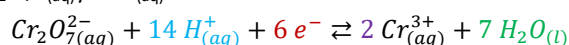


4.2. Cas des couples en milieu acide

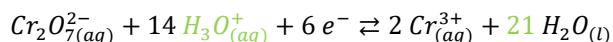
Dans certains cas, le gain ou la perte d'électrons entre l'oxydant et le réducteur ne peut se faire qu'en milieu acide c'est-à-dire avec l'apport d'ions $\text{H}^+_{(aq)}$.

- Pour écrire l'équation de demi-réaction d'un couple rédox en milieu acide, il faut :
 - Écrire l'oxydant à gauche et le réducteur à droite avec une double flèche entre les deux.
 - Équilibrer les atomes autres que l'oxygène et l'hydrogène à l'aide de coefficients stœchiométriques.
 - Équilibrer les atomes d'oxygène en utilisant la molécule d'eau $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
 - Équilibrer les atomes d'hydrogène de la molécule d'eau en utilisant les ions $\text{H}^+_{(aq)}$.
 - Équilibrer les charges électriques en utilisant des électrons e^- .

- Exemple : Pour le couple : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(aq)} / \text{Cr}^{3+}_{(aq)}$



Si on veut utiliser les ions $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$, on ajoute la molécule d'eau de chaque côté de l'équation, ici 14 $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$



Voir la vidéo expliquant comment écrire une équation de demi-réaction

