



# 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.

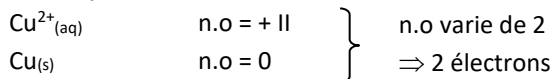
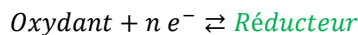
- La conservation des charges électriques nécessite l'échange d'électrons.
- La conservation des éléments nécessite l'intervention de la molécule d'eau dans le cas des solutions aqueuses et des ions  $H^+_{(aq)}$  dans le cas de réactions en milieu acide.

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.



⇒ 2 électrons échangés par l'oxydant et le réducteur de ce couple, ici n = 2

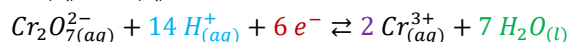
- Exemple : Pour le couple :  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}$



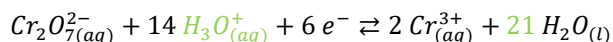
#### 4.2. Cas des couples en milieu acide

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

