

## 1 Réaction d'oxydoréduction

Une **réaction d'oxydoréduction** met en jeu un transfert d'électrons entre deux réactifs appelés **oxydant** et **réducteur**.

Un **oxydant** est une entité chimique susceptible de gagner un ou plusieurs électrons. Un **réducteur** est une entité chimique susceptible de perdre un ou plusieurs électrons.

Lors d'une réaction d'oxydoréduction, l'oxydant gagne des électrons, il subit une **réduction** : il est **réduit**. Ces électrons sont apportés par le **réducteur** qui subit une **oxydation** : il est **oxydé**.

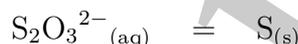
## 2 Couple oxydant/réducteur

Lorsqu'un oxydant est réduit, il se transforme en son réducteur **conjugué** et réciproquement. Un oxydant et un réducteur conjugué forment un **couple oxydant/réducteur** noté  $\boxed{\text{ox/red}}$ .

Le passage de l'un à l'autre est formalisé par une **demi-équation** :  $\boxed{\text{ox} + n e^- = \text{red}}$ .

**Écriture de la demi-équation d'un couple oxydant/réducteur** : exemple avec  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})/\text{S}(\text{s})$ .

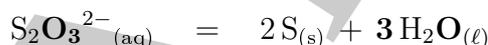
- ① Disposer l'oxydant et le réducteur de chaque côté du signe =.



- ② Équilibrer les atomes de l'élément commun à l'oxydant et au réducteur.



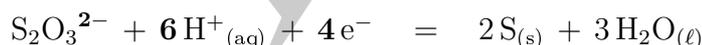
- ③ Équilibrer les atomes d'oxygène en ajoutant des molécules d'eau.



- ④ Équilibrer les atomes d'hydrogène avec des ions  $\text{H}^+(\text{aq})$ .



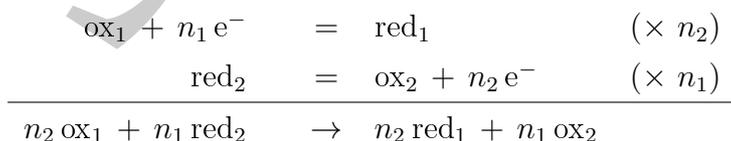
- ⑤ Équilibrer les charges électriques en utilisant des électrons.



## 3 Équation d'une réaction d'oxydoréduction

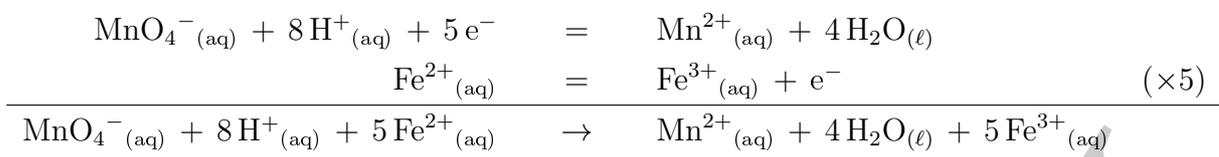
On met en présence l'oxydant  $\text{ox}_1$  du couple  $\text{ox}_1/\text{red}_1$  et le réducteur  $\text{red}_2$  du couple  $\text{ox}_2/\text{red}_2$ .

Pour écrire l'équation de la réaction, on écrit les demi-équations de chaque couple en mettant  $\text{ox}_1$  et  $\text{red}_2$  du côté des réactifs (à gauche). On les combine ensuite pour qu'il n'y ait pas d'électrons dans le bilan.



**Exemple** : réaction entre les ions  $\text{Fe}^{2+}$ , du couple  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ , avec les ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$ , du couple  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  en milieu acide.

- ① On identifie les espèces chimiques qui réagissent : ici les ions  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  qui sont les réducteurs et les ions  $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$  sont les oxydants.
- ② On écrit les demi-équations correspondantes à l'aide de la méthode présentée ci-dessus puis on combine de manière à supprimer les électrons dans l'équation-bilan.



S.

Antczak