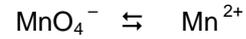


## Réaction d'oxydoréduction

### I. Comment établir une demi-équation électronique ?

Considérons par exemple l'ion permanganate  $\text{MnO}_4^-$  et l'ion manganèse  $\text{Mn}^{2+}$ . On essaie alors d'établir la demi-équation électronique de ce couple.

Pour ce faire, on commence par écrire les deux entités de part et d'autre d'une double flèche.

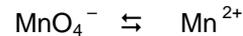


Puis, **dans un premier temps on oublie les charges électriques.**

On équilibre les éléments chimiques de part et d'autre de la double flèche en s'occupant en premier lieu de ce qui n'est pas de hydrogène ou de l'oxygène. Puis on continue avec l'oxygène et, pour finir, avec l'hydrogène.

**L'élément manganèse Mn :**

Il y en a un de chaque côté, donc on ne modifie rien.



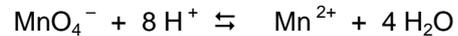
**L'élément oxygènes O :**

**On les équilibre en ajoutant des molécules d'eau.**



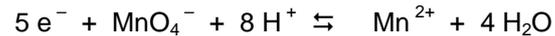
**L'élément hydrogène H :**

**On les équilibre en ajoutant des ions  $\text{H}^+$ .**



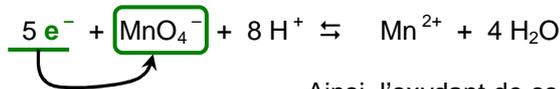
**Lorsque tous les éléments sont équilibrés, on s'occupe des charges électriques.**

**On les équilibre à l'aide d'électrons notés  $e^-$  :**



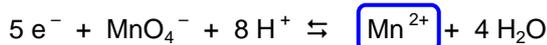
### II. Comment reconnaître l'oxydant et le réducteur dans un couple ?

L'espèce oxydante est toujours du même côté que les électrons dans la demi-équation électronique.



Ainsi, l'oxydant de ce couple est l'ion permanganate  $\text{MnO}_4^-$

De l'autre côté, on trouve logiquement l'espèce réductrice  $\text{Mn}^{2+}$  :

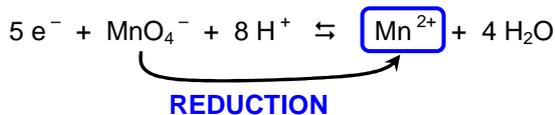


Le couple oxydant / réducteur s'écrit donc ici :  $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$

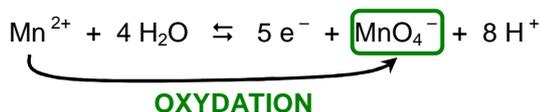
### III. S'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ?

Quand on établit une demi-équation électronique, il faut veiller à l'écrire dans le bon sens en fonction de la transformation chimique que l'on considère (Il faut donc bien lire l'énoncé)

Quand on va de l'oxydant **vers le réducteur**, c'est une **REDUCTION**



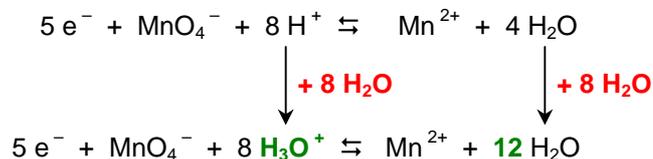
Quand on va du réducteur **vers l'oxydant**, c'est une **OXYDATION**



#### IV. Comment tenir compte du pH de la solution ?

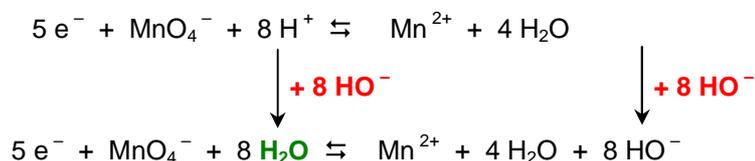
##### En milieu acide ou neutre :

Dans un milieu acide ou neutre on ne doit trouver dans la demi-équation que les entités  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{e}^-$ . Ainsi, on transforme les ions  $\text{H}^+$  en ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  en ajoutant des molécules d'eau :



##### En milieu basique :

Dans un milieu basique on ne doit trouver dans la demi-équation que les entités  $\text{HO}^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{e}^-$ . Ainsi, on transforme les ions  $\text{H}^+$  en molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}$  en ajoutant des ions hydroxyde  $\text{HO}^-$  :



#### V. Application

- On donne les deux éléments d'un couple. En établissant une demi-équation électronique en milieu acide, retrouver l'espèce oxydante et l'espèce réductrice :
  - $\text{Fe}^{3+}$  et  $\text{Fe}^{2+}$
  - Fe et  $\text{Fe}^{2+}$
  - $\text{I}_2$  et  $\text{I}^-$
  - $\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{H}_2\text{O}_2$
  - $\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{O}_2$
  - $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$  et  $\text{CH}_3 - \text{CHO}$
  - $\text{SO}_4^-$  et  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$
  - $\text{Cr}^{3+}$  et  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- Reprendre toutes les demi-équations précédentes en les réécrivant en milieu basique.
- On fait réagir du dichromate de potassium avec des ions iodure. On observe qu'il se forme du diiode.
  - Ecrire les deux demi-équations électroniques et l'équation bilan de cette transformation.
  - Préciser pour chacune des demi-équations s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.
- On fait réagir de l'eau oxygénée avec des ions ferreux  $\text{Fe}^{2+}$ . On observe qu'il se forme de l'eau.
  - Ecrire les deux demi-équations électroniques et l'équation bilan de cette transformation.
  - Préciser pour chacune des demi-équations s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.