

I. COMMENT ÉTABLIR UNE DEMI-ÉQUATION ÉLECTRONIQUE ?

MÉTHODE :

1. Écrire le couple étudié avec la convention : oxydant/réducteur.
2. Appliquer la conservation des éléments pour les éléments autres que H et O.
3. Appliquer la conservation de l'élément oxygène en ajoutant des molécules d'eau H₂O.
4. Appliquer la conservation de l'élément hydrogène en ajoutant des ions hydrogènes H⁺ ; la réaction se déroulant en milieu acide.
5. Équilibrer les charges électriques en ajoutant des électrons « e⁻ ». Ils sont censés se trouver du même côté de l'équation que l'oxydant, ce dernier ayant pour définition de les capter !

Exemple : considérons l'ion permanganate MnO₄⁻ et l'ion manganèse Mn²⁺. On essaie alors d'établir la demi-équation électronique de ce couple.

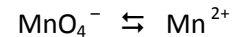
1. On commence par écrire les deux entités de part et d'autre d'une double flèche. $MnO_4^- \rightleftharpoons Mn^{2+}$

2. 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 l'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.



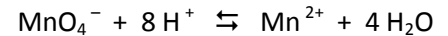
▲ **L'élément oxygène O :**

On les équilibre en ajoutant des molécules d'eau :



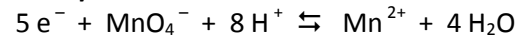
▲ **L'élément hydrogène H :**

On les équilibre en ajoutant des ions H⁺ :



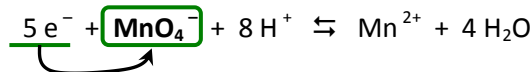
▲ **Lorsque tous les éléments sont équilibrés, on s'occupe des charges électriques :**

On les équilibre à l'aide d'électrons notés e⁻ :



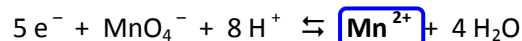
II. COMMENT RECONNAÎTRE L'OXYDANT ET LE RÉDUCTEUR DANS UN COUPLE ?

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 MnO₄⁻

De l'autre côté, on trouve logiquement l'espèce réductrice Mn²⁺ :



Le couple oxydant / réducteur s'écrit donc ici : MnO₄⁻ / Mn²⁺

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**).

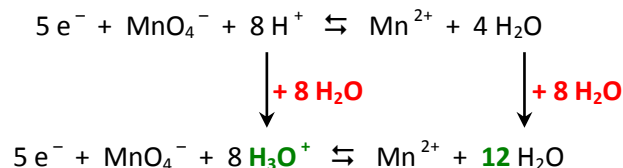
Quand on va de l'oxydant **vers le réducteur**, c'est une **RÉDUCTION** : $5 e^- + MnO_4^- + 8 H^+ \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4 H_2O$

Quand on va du réducteur **vers l'oxydant**, c'est une **OXYDATION** : $Mn^{2+} + 4 H_2O \rightleftharpoons 5 e^- + MnO_4^- + 8 H^+$

IV. COMMENT TENIR COMPTE DU PH DE LA SOLUTION ?

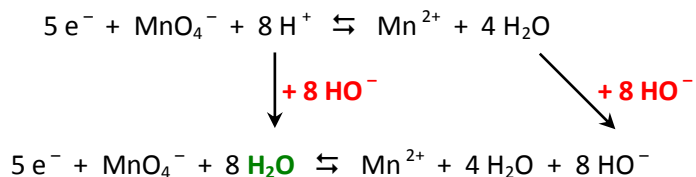
En milieu acide ou neutre :

Dans un milieu acide ou neutre on ne doit trouver dans la demi-équation que les entités H_3O^+ , H_2O et e^- .
Ainsi, on transforme les ions H^+ en ions oxonium H_3O^+ en ajoutant des molécules d'eau :



En milieu basique :

Dans un milieu basique on ne doit trouver dans la demi-équation que les entités HO^- , H_2O et e^- .
Ainsi, on transforme les ions H^+ en molécules d'eau H_2O en ajoutant des ions hydroxyde 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 :
 - Fe^{3+} et Fe^{2+}
 - Fe et Fe^{2+}
 - I_2 et I^-
 - H_2O et H_2O_2
 - H_2O et O_2
 - H_3O^+ et H_2
 - $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ et $\text{CH}_3\text{-CHO}$
 - SO_4^{2-} et $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$
 - $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ et $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
 - Cr^{3+} et $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
 - CO_2 et $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
- 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.
 - Écrire 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 Fe^{2+} . On observe qu'il se forme de l'eau.
 - Écrire 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.