

## L'OXYDORÉDUCTION

**Oxydant** : espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs électrons.

**Réducteur** : espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons.

Lorsqu'un oxydant capte un (ou des) électrons, il est transformé en son réducteur **conjugué**.

L'ensemble forme le **couple** oxydant / réducteur (oxydant à gauche, réducteur à gauche).

**Exemple** :  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ , où  $\text{Cu}^{2+}$  est l'oxydant et  $\text{Cu}$  le réducteur.

La **demi-équation** est écrite pour les deux membres d'un même couple Ox / Red.  $\text{Ox} + n e^- = \text{Red}$ . L'oxydant est du côté des électrons.

**Exemple** :  $\text{Cu}^{2+} + 2.e^- = \text{Cu}$ .

L'oxydant d'un couple réagit avec le réducteur d'un autre couple, pour donner le réducteur conjugué à l'oxydant et l'oxydant conjugué au réducteur.

Comme les électrons ne peuvent exister en solution, ni à l'état gazeux, il faut, avant d'additionner les deux demi-équations correspondant aux deux couples, s'assurer que les nombres d'électrons sont les mêmes. Ainsi, ils n'apparaîtront pas lors de l'addition. Cela traduit le fait que l'échange a lieu lors de contacts entre les réactifs, sans qu'un électron soit libéré.

### Conseils :

-lorsqu'on se trouve en milieu acide : commencer par équilibrer les éléments chimiques différents de l'oxygène O et de l'hydrogène H. Passer à O en ajoutant  $\text{H}_2\text{O}$  pour équilibrer. Reste les H : les compenser en ajoutant les ions hydrogène  $\text{H}^+$ .

-lorsqu'on se trouve en milieu basique, on peut reprendre la démarche en milieu acide et ajouter une étape. À la fin, ajouter de part et d'autre de l'équation, autant d'ions hydroxyde  $\text{HO}^-$  qu'il y a d'ions  $\text{H}^+$ . Alors, on remplacera  $\text{HO}^- + \text{H}^+$  par  $\text{H}_2\text{O}$  - ne pas oublier de simplifier les  $\text{H}_2\text{O}$  qui seraient éventuellement présents à droite et à gauche.

### Exemples :

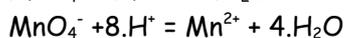
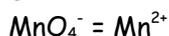
- 1) Soient les couples  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$  et  $\text{Ag}^+ / \text{Ag}$ . Trouver l'équation de la réaction entre les ions  $\text{Zn}^{2+}$  et le métal  $\text{Ag}$ .
- 2) Établir l'équation, en milieu acide, de la réaction entre les ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$  et les ions iodure  $\text{I}^-$ , dont les couples respectifs sont  $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$  et  $\text{I}_2 / \text{I}^-$ . Que devient-elle en milieu basique ?
- 3) Établir l'équation, en milieu acide, de la réaction entre les ions dichromate  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  et les ions thiosulfate  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ , dont les couples respectifs sont  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$  et  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ . Les ions  $\text{Cr}^{3+}$  sont les ions chrome et les ions  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$  sont les ions tétrathionate.

### Réponses :

1) Commençons par écrire les demi-équations :  $\text{Zn}^{2+} + 2.e^- = \text{Zn}$  et  $\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$ . Pour avoir autant d'électrons dans chaque demi-équations, nous multiplions la deuxième par 2 :  $2.\text{Ag}^+ + 2.e^- = 2.\text{Ag}$ . Il reste à additionner les demi-équations pour obtenir l'équation de la réaction. Attention : comme on signale, dans l'énoncé, que l'on fait réagir les ions  $\text{Zn}^{2+}$  et le métal  $\text{Ag}$ , il faut additionner à gauche les parties correspondantes des demi-équations. Ce sera l'oxydant d'un couple qui réagit avec le réducteur de l'autre couple. On obtient :  $2.\text{Ag} + \text{Zn}^{2+} = 2.\text{Ag}^+ + \text{Zn}$ .

2) Pour la plus simple, celle de l'iode, on a :  $\text{I}_2 + 2.e^- = 2.\text{I}^-$ .

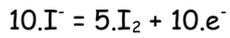
Détaillons l'autre demi-équation.



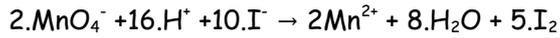
Avant d'additionner, multiplions l'équation de l'iode par 5 et celle de l'ion permanganate par 2. Ainsi, les deux compteront  $10 e^-$ , qui se simplifieront.



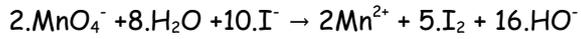
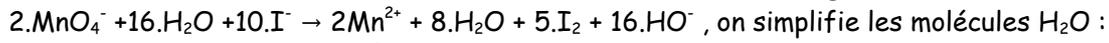
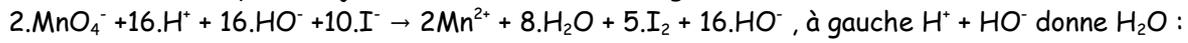
On ajoute la partie  $\text{MnO}_4^-$  avec la partie  $\text{I}^-$  :



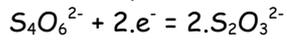
On obtient :



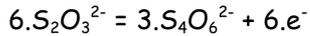
Pour le milieu basique, on ajoute 16  $\text{HO}^-$  à droite et à gauche :



3) Demi-équations :



On multiplie la première équation par 3, cela fera 6  $\text{e}^-$ , comme dans la 2ème. On additionne selon l'énoncé :



Cela donne :

