

Les réactions d'Oxydoréduction : définitions et exemples

Transfert d'électrons

URL source du document

<http://www.lachimie.net>

I. Définition :

a. **oxydation** : réaction au cours de laquelle un élément perd des électrons



b. **réduction** : réaction au cours de laquelle un élément gagne des électrons



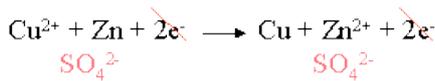
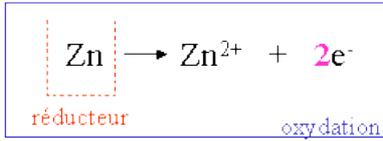
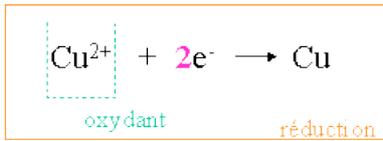
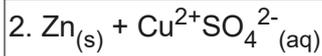
 Historiquement, les termes "réduction" et oxydation" désignaient des réactions au cours desquelles un ajout ou une perte d'oxygène était observée, comme dans le cas de l'apparition de rouille (oxyde de fer).

II. Mise en évidence de l'oxydoréduction :

| | |
|---|--|
| <p>1. $\text{Cu}_{(s)} + \text{Ag}^+\text{NO}_3^-_{(aq)}$</p>  | <p>Au temps $t = 0$ (gauche), le cuivre est de coloration brune orangée brillant.</p> <p>Après quelques minutes (droite), le cuivre métallique disparaît, la solution bleuit et l'on peut constater l'apparition de paillettes brillantes. Il y a également apparition de bulles.</p> |
| <p>2. $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$</p>  | <p>Au temps $t = 0$ (gauche), la solution est de couleur bleue.</p> <p>Après quelques minutes (droite), les pastilles de zinc noircissent, la solution se décolore et l'on constate l'apparition de paillettes de cuivre métallique en surface.</p> |

III. Mise en équation et terminologie :

| | |
|---|--|
| <p>1. $\text{Cu}_{(s)} + \text{Ag}^+\text{NO}_3^-(\text{aq})$</p> | |
| <div style="border: 1px solid blue; padding: 5px; width: fit-content;"> $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ <p style="text-align: center; margin: 0;"> réducteur oxydation </p> </div> | <p>Le cuivre perd au cours de la réaction deux électrons. Cette réaction se nomme oxydation. Le cuivre est appelé réducteur, car c'est lui qui donne des électrons.</p> <p>Le réducteur est oxydé</p> |
| <div style="border: 1px solid orange; padding: 5px; width: fit-content;"> $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$ <p style="text-align: center; margin: 0;"> oxydant réduction </p> </div> | <p>L'argent (sous forme d'ion) capte un électron libéré par le cuivre. L'argent est appelé oxydant. Cette réaction se nomme réduction.</p> <p>L'oxydant est réduit</p> |
| <p>Deux électrons sont libérés par le cuivre, or l'ion argent ne peut en capter qu'un seul. Pour équilibrer cette réaction, il faut qu'un atome de cuivre réagisse avec deux ions argent.</p> | <div style="border: 1px solid blue; padding: 5px; width: fit-content; margin-bottom: 10px;"> $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ <p style="text-align: center; margin: 0;"> réducteur oxydation </p> </div> <div style="border: 1px solid orange; padding: 5px; width: fit-content;"> $2 \left(\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Ag} \right)$ <p style="text-align: center; margin: 0;"> oxydant réduction </p> </div> |
| <div style="border: 1px solid blue; padding: 5px; width: fit-content; margin-bottom: 10px;"> $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ <p style="text-align: center; margin: 0;"> réducteur oxydation </p> </div> <div style="border: 1px solid orange; padding: 5px; width: fit-content;"> $2 \left(\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Ag} \right)$ <p style="text-align: center; margin: 0;"> oxydant réduction </p> </div> <hr style="width: 100%; border: 0.5px solid black;"/> $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag} + 2\text{e}^-$ | <p>L'on écrit ensuite l'équation bilan en additionnant membre à membre de part et d'autre de la flèche de réaction.</p> <p>L'on peut simplifier ce qui se trouve dans les deux membres.</p> |
| <div style="border: 1px solid blue; padding: 5px; width: fit-content; margin-bottom: 10px;"> $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ <p style="text-align: center; margin: 0;"> réducteur oxydation </p> </div> <div style="border: 1px solid orange; padding: 5px; width: fit-content;"> $2 \left(\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Ag} \right)$ <p style="text-align: center; margin: 0;"> oxydant réduction </p> </div> <hr style="width: 100%; border: 0.5px solid black;"/> $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag} + 2\text{e}^-$ <p style="text-align: center; margin: 0;"> 2NO_3^- 2NO_3^- </p> $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$ | <p>Durant ces étapes nous avons volontairement négligé les ions NO_3^-. On les réintègre dans les proportions définies par la pondération dans les deux membres.</p> <p>On écrit ensuite l'équation sous forme moléculaire et non plus ionique.</p> |



L'on obtient l'équation ci-contre selon la même méthode.

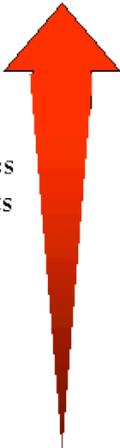
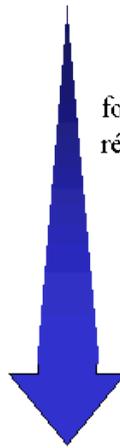
Ici, les électrons apparaissant en même nombre, l'équation est déjà pondérée.

IV. Échelle d'oxydoréduction :

Comment déterminer quelle sera la réaction spontanée observée entre deux couples d'oxydoréduction ?

Quel sera la réaction spontanée entre les couples Pb^{2+}/Pb et Al^{3+}/Al ?

Afin de pouvoir déterminer qui jouera le rôle de réducteur ou d'oxydant, il faut regarder dans la table REDOX la position relative des deux couples.

| | | | | |
|-----------------------|---|--|--|-------------------------|
| force des oxydants |  | <ol style="list-style-type: none"> 1. F_2 / F^- 2. $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} / \text{SO}_4^{2-}$ 3. $\text{Co}^{3+} / \text{Co}^{2+}$ 4. $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$ 5. $\text{HClO} / \text{Cl}_2$ 6. $\text{HBrO} / \text{Br}_2$ 7. $\text{BrO}_3^- / \text{Br}_2$ 8. $\text{Au}^{3+} / \text{Au}$ 9. $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ 10. $\text{ClO}_3^- / \text{Cl}_2$ 11. $\text{PbO}_2 / \text{Pb}^{2+}$ 12. $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$ 13. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$ 14. $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$ 15. $\text{MnO}_2 / \text{Mn}^{2+}$ 16. $\text{IO}_3^- / \text{I}_2$ 17. $\text{Br}_2 / \text{Br}^-$ 18. $\text{NO}_3^- / \text{NO}$ |  | force des réducteurs |
|-----------------------|---|--|--|-------------------------|

(...)