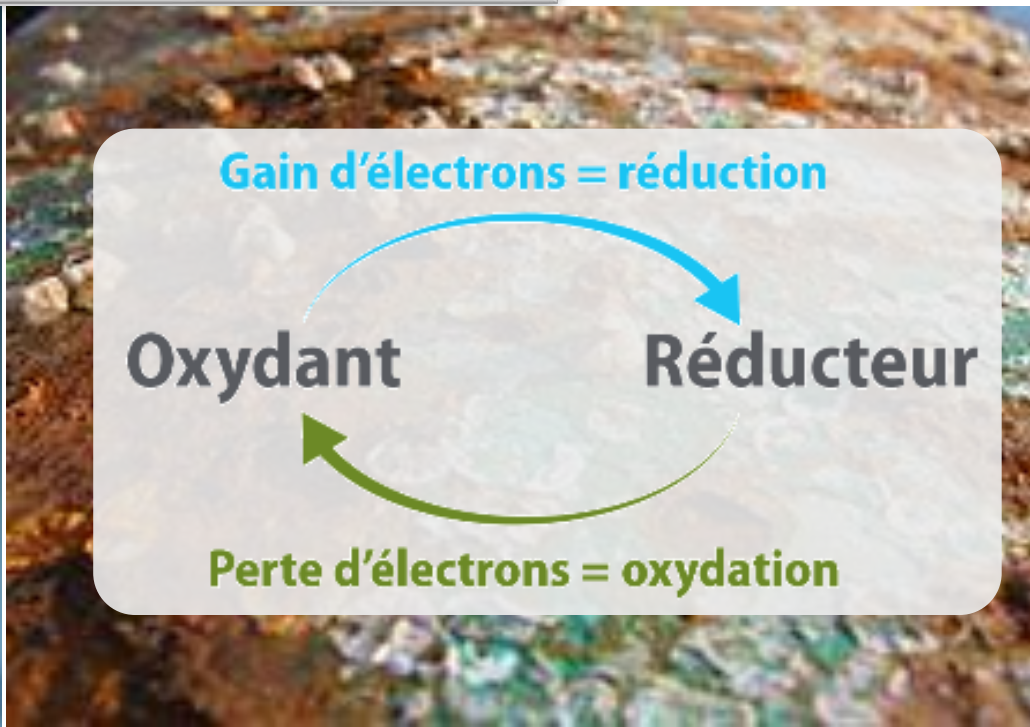
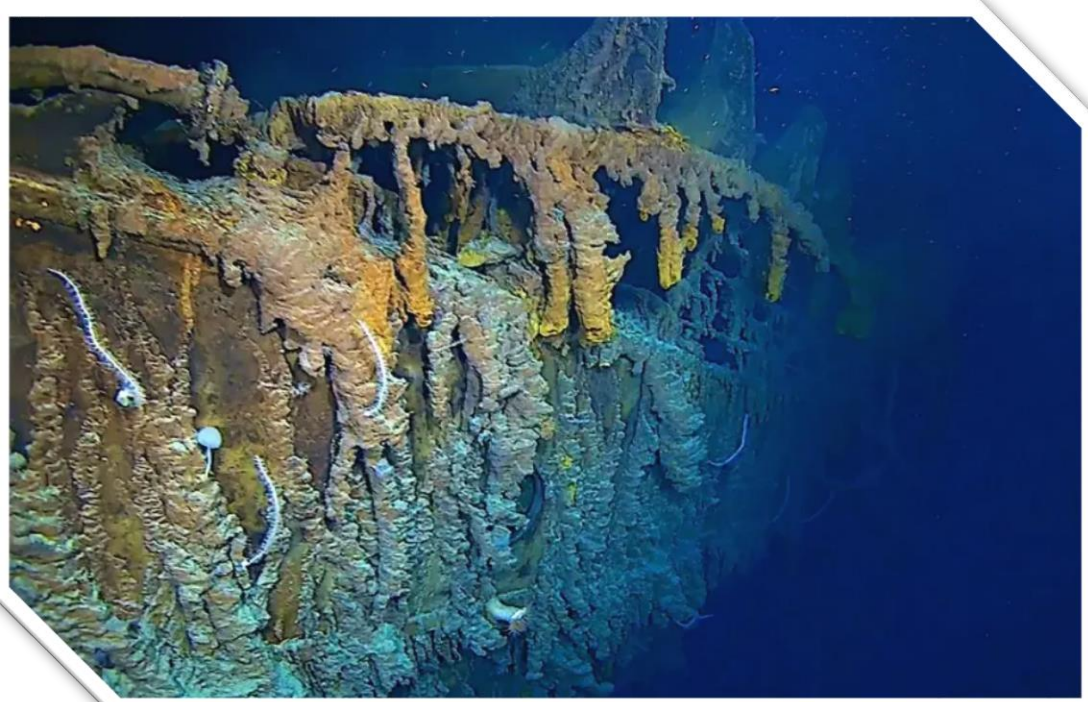


Chapitre 3

Oxydo- réduction





Chapitre 3

Oxydo-réduction

I – Couple oxydant-réducteur

II – Demi-équation électronique

III – Les réactions d'oxydoréduction

I – Couple oxydant-réducteur

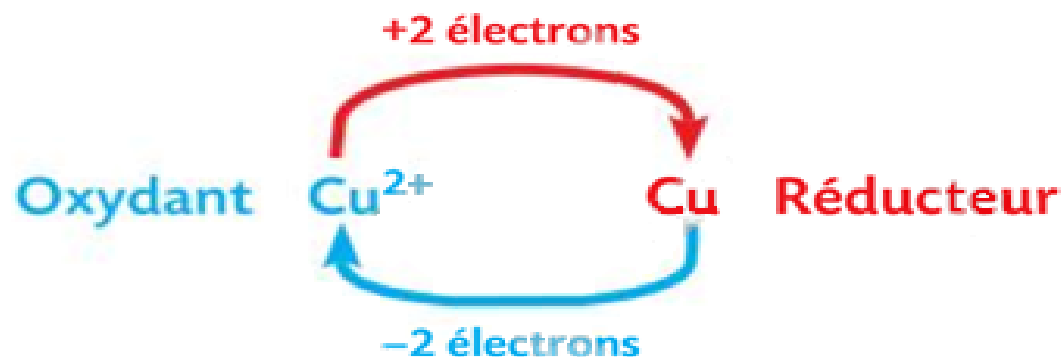
Une réaction d'oxydo-réduction est une transformation chimique qui met en jeu des transferts d'électrons entre un oxydant et un réducteur.



Un oxydant est une espèce chimique susceptible de gagner un ou plusieurs électrons.

Un réducteur est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons.

Exemple : l'ion cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ est un oxydant et l'atome de cuivre $\text{Cu}(\text{s})$ est un réducteur.





Un oxydant et un réducteur sont dits conjugués et forment un **couple oxydant/réducteur**, noté Ox/Red, s'ils peuvent être reliés par une **demi-équation électronique** :



Le nombre d'électrons échangés est noté n.

Exemple : L'ion cuivre (II) et l'atome de cuivre Cu(s) forment un couple oxydant/réducteur noté :



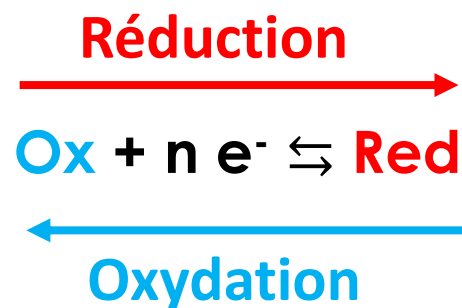
II – Demi-équation électronique

Une demi-réaction électronique modélise le passage, par transfert d'électrons, de l'oxydant à son réducteur conjugué ou du réducteur à son oxydant conjugué.



! Le passage de l'oxydant à son réducteur conjugué ($\rightarrow$) est une **réduction**.

! Le passage du réducteur à son oxydant conjugué ($\leftarrow$) est une **oxydation**.



! L'oxydant est **réduit** en son réducteur conjugué tandis que le réducteur est **oxydé** en son oxydant conjugué.

Exemple : Dans le cas du couple $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$

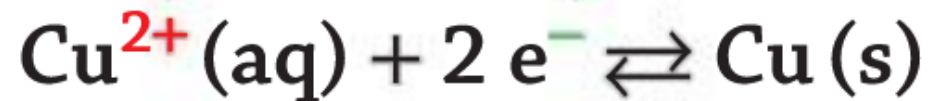


et



Une charge +
correspond à une
charge électrique $+e$

L'électron a
une charge
électrique $-e$



Bilan des charges :

$(+2e) + (-2e) = 0$

Bilan des charges :

0

Conservation de la charge

L'écriture d'une demi-équation électronique se fait en plusieurs étapes afin de respecter **la conservation des éléments et de la charge électrique**.

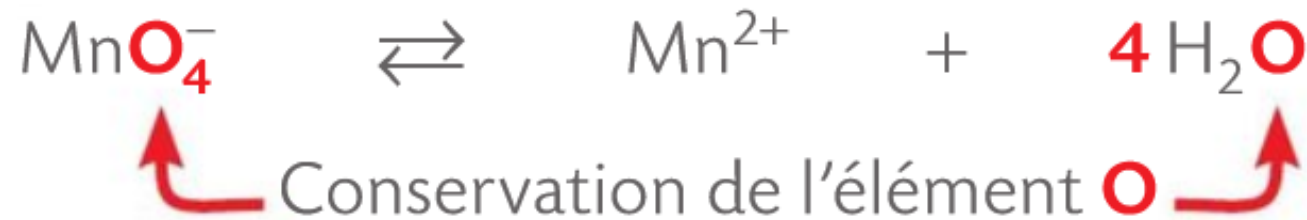


Exemple : La méthode pour équilibrer une demi-équation électronique est illustrée sur l'exemple du couple $\text{MnO}_4^-(\text{aq})/\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$.

Etape 1 : Ecrire les deux espèces conjuguées de part et d'autre de la double flèche puis assurer la conservation des éléments autres que l'hydrogène et l'oxygène.



Etape 2 : Assurer la conservation de l'élément oxygène en ajoutant des molécules d'eau H_2O .





Etape 3 : Assurer la conservation de l'élément hydrogène en ajoutant des ions hydrogène H^+ .



Etape 4 : Assurer la conservation de la charge électrique avec des électrons e^- :



Les états physiques doivent être précisés dans la demi-équation électronique qui s'écrit donc :

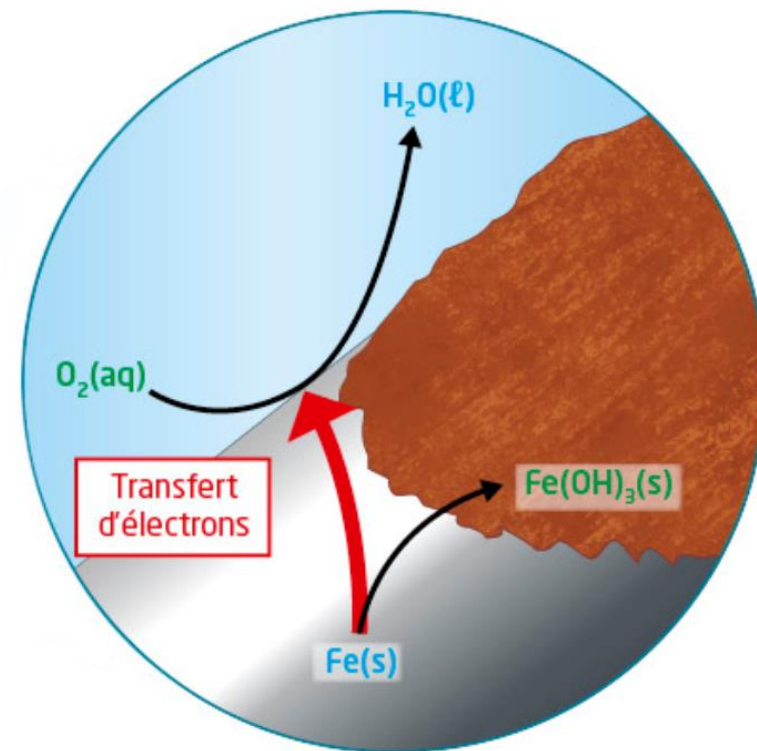


III – Les réactions d'oxydoréduction



Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples oxydant-réducteur.

Lors d'une réaction d'oxydoréduction, il y a transfert d'électron(s) entre le réducteur d'un couple qui le(s) cède et l'oxydant d'un autre couple qui le(s) capte.

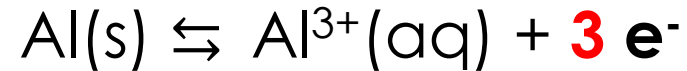


Une équation d'oxydoréduction se déduit des deux demi-équations électroniques associées aux couples mis en jeu.

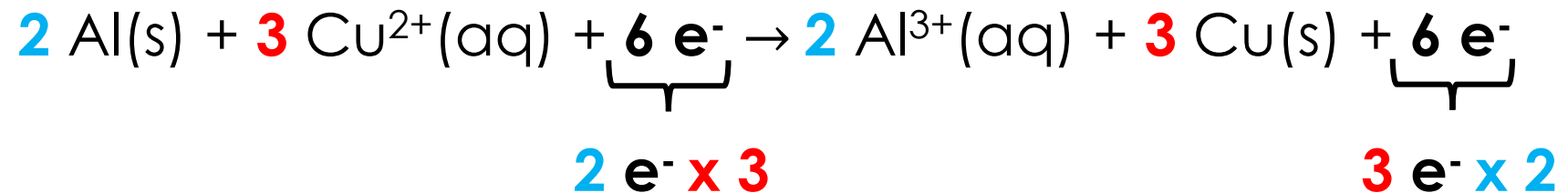
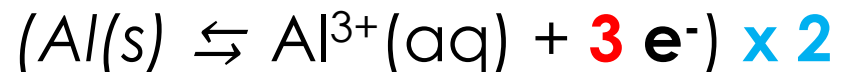


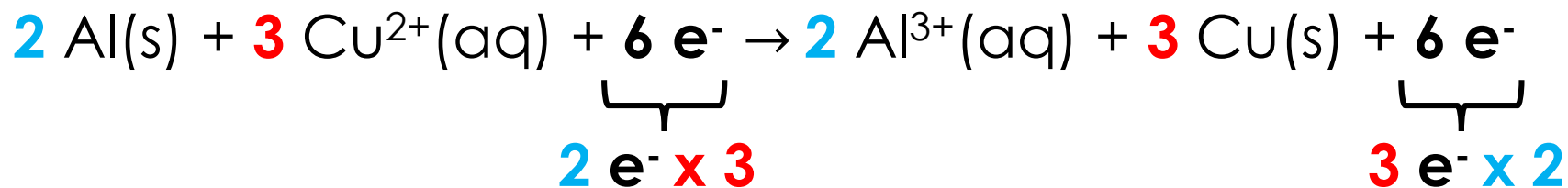
Exemple : La méthode pour écrire la réaction d'oxydoréduction qui se produit entre l'aluminium Al(s) et les ions cuivre(II) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ est la suivante :

Etape 1 : Les réactifs sont placés à gauche de la double flèche.

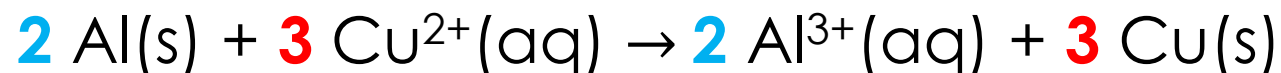


Etape 2 : Les demi-équations électroniques sont combinées de sorte que le nombre d'électrons libérés par le réducteur est égal au nombre d'électrons captés par l'oxydant.





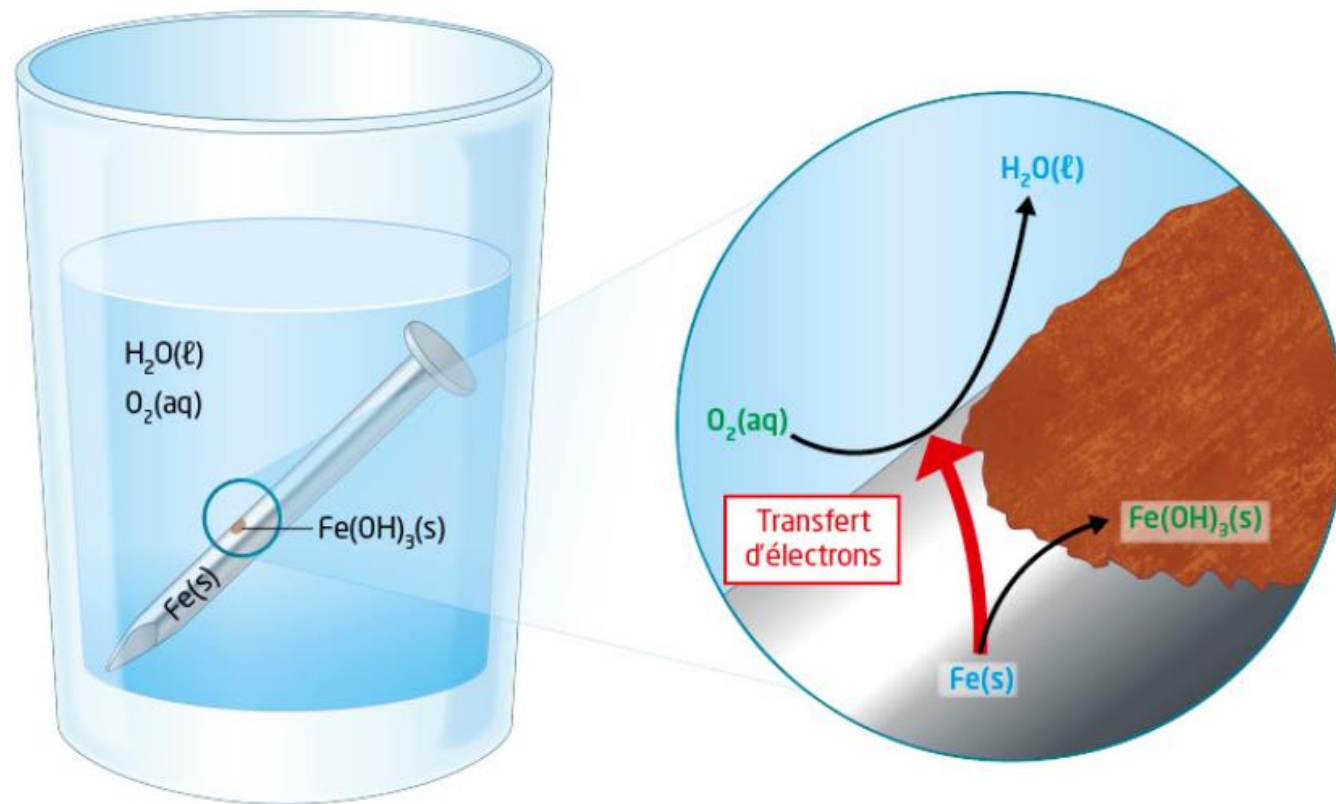
Etape 3 : Les électrons n'apparaissent pas dans l'équation de la réaction.



Dans l'équation d'une réaction d'oxydoréduction, les électrons échangés ne doivent pas apparaître.

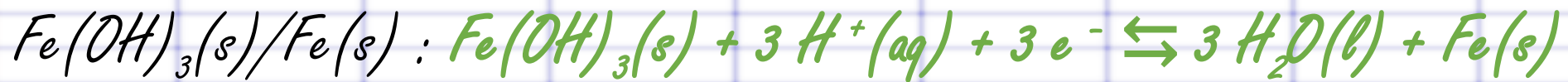
Exemple : Déterminer une équation d'oxydoréduction

Déterminer l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction correspondante à la formation de rouille sur un clou.

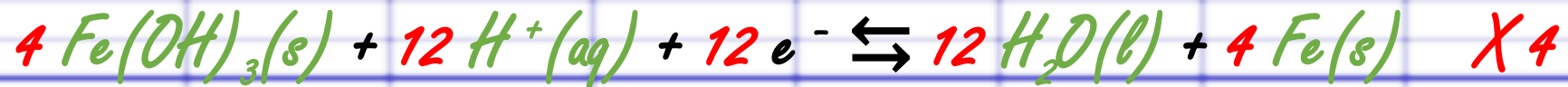
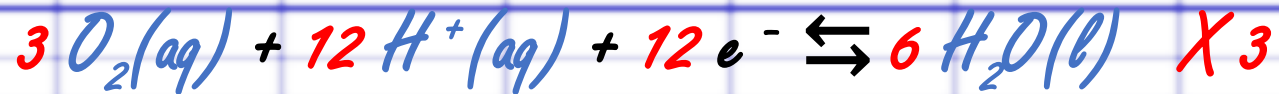


Dans un premier temps on identifie les 2 couples oxydant-réducteur de cette réaction.
Ici, nous avons les couples $\text{O}_2(\text{aq})/\text{H}_2\text{O(l)}$ et $\text{Fe(OH)}_3(\text{s})/\text{Fe(s)}$

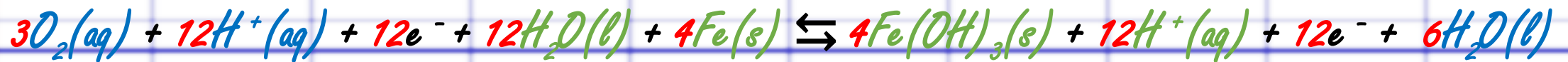
Dans un deuxième temps nous écrivons les demi-équations respectives :



On équilibre désormais le nombre d'électrons échangés :



Dans la réaction présentée, on a la formation de rouille, $Fe(OH)_3$, c'est donc le produit. Le réducteur conjugué (Fe) réagira donc avec l'oxydant de l'autre couple oxydant-réducteur, tel que :



On simplifie l'équation, ce qui donne l'équation bilan :

