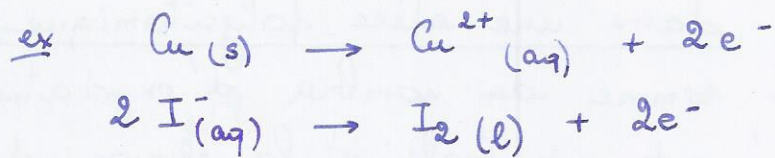


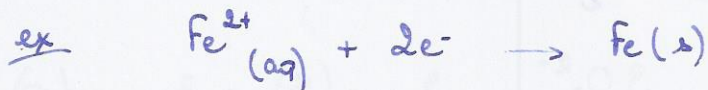
I/ Oxydants et réducteurs

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction qui met en jeu un transfert d'électrons entre ses réactifs.

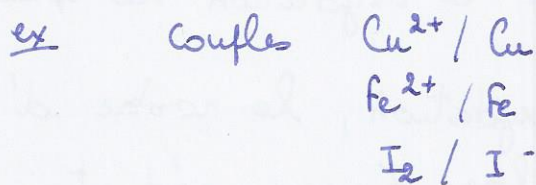
Un réducteur est une espèce chimique (atome, ion ou molécule) susceptible de céder au moins un électron.



Un oxydant est une espèce chimique susceptible de capter au moins un électron.



Les 2 espèces (oxydant Ox et réducteur Red) sont conjuguées et forment un couple oxydant / réducteur noté Ox/Red.



(Pour identifier l'oxydant et le réducteur :

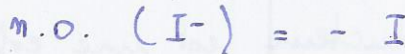
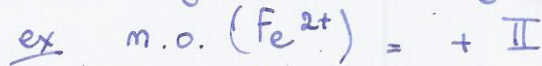
- écrire la demi-équation d'oxydoréduction
- ou utiliser le nombre d'oxydation.

III / Le nombre d'oxydation

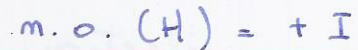
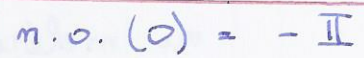
Le nombre d'oxydation est un nombre qui permet de déterminer l'état d'oxydation d'un élément, que cet élément soit seul ou dans une molécule ou un ion. C'est un nombre entier, positif ou négatif, noté en chiffres romains.

- dans une espèce monoatomique :

le nombre d'oxydation est égal à sa charge.

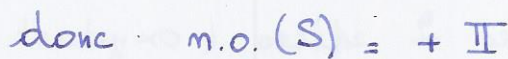
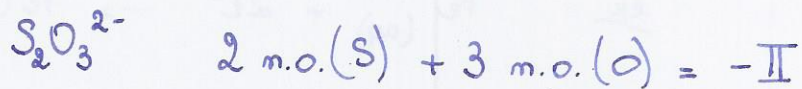


- dans la plupart des cas,



- dans une espèce polyatomique :

la somme des nombres d'oxydation de chaque élément est égale à la charge de l'espèce chimique considérée.



|| Dans un couple oxydant / réducteur, l'oxydant a le nombre d'oxydation le plus grand.

|| Lors d'une oxydation, le nombre d'oxydation augmente ; lors d'une réduction, le nombre d'oxydation diminue.



oxydant

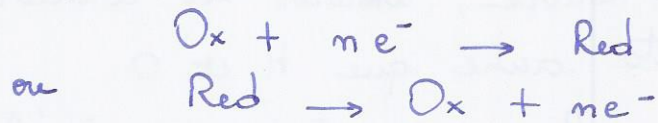


réducteur

→
RÉDUCTION =
gain d' e^-

II/ Réaction d'oxydo-réduction

La demi-équation d'un couple oxydant - réducteur Ox/Red s'écrit :



On écrit donc : $\parallel \text{Ox} + n e^- = \text{Red}$.

nombre d'électrons échangés = n

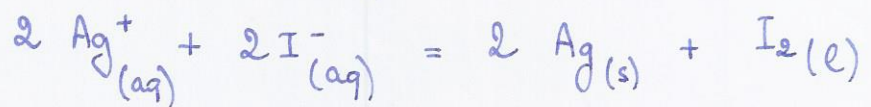
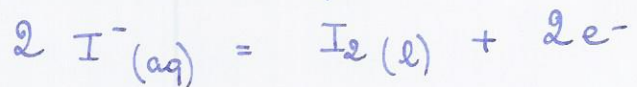
application 1

ex ...
Une réaction d'oxydo-réduction résulte du transfert d'électrons entre un oxydant Ox_1 et un réducteur Red_2 :



Le nombre d'électrons cédés par le réducteur doit être égal au nombre d'électrons captés par l'oxydant car les électrons ne peuvent exister libres en solution.

ex réaction entre les ions Ag^+ et les ions I^-



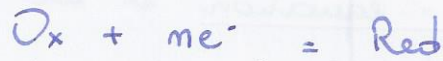
L'équation de la réaction s'obtient par combinaison des 2 demi-équations associées aux 2 couples oxydant / réducteur mis en jeu dans la réaction.

Une oxydation correspond à une perte d'électrons et une réduction à un gain d'électrons :
l'oxydant est réduit et le réducteur est oxydé

application 2
et 3

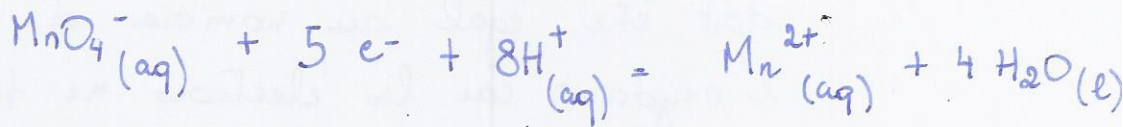
ex. 14 + 15 + 13
p. 128

Méthode pour équilibrer la demi-équation d'oxydoréduction



- Si nécessaire, assurer la conservation des éléments autre que H et O
- Assurer la conservation de l'élément O avec des molécules d'eau
- Assurer la conservation de l'élément H avec des ions H^+ (il sera alors nécessaire pour que la réaction ait lieu d'acidifier la solution)
- Assurer la conservation de la charge avec les électrons.

ex. couple MnO_4^- / Mn^{2+}



application 4

ex. 16 + 17 + 19*
p 128

ex. 22 + 28

+ 26* p 128