

Oxydoréduction en solution aqueuse:

I) Réactions d'oxydoréduction: (couple Ox/Red)

- Réducteur, céder un ou plusieurs e^-
- Oxydant, capter un ou plusieurs e^-
- Demi-Éq. RedOx: $Ox + m.e^- = Red.$

II) Ecriture des demi-Éq. d'oxydoréduction en milieu acide:

- ① On écrit entre "=" les deux couples.
- ② On assure la conservation des éléments autres que H et O.
- ③ On assure la conservation de l'élément O avec H_2O .
- ④ On assure la conservation de H avec H^+ (milieu acide).
- ⑤ On assure la conservation de e^- .

• En milieu basique:

- ① On refait la même chose qu'au milieu acide.
- ② On ajoute autant de HO^- sur deux côtés pour faire disparaître H^+ .

II) Nombre d'oxydation d'un élément:

→ C'est le nombre de e^- qui a perdu cet élément ou gagné. C'est un nombre entier (positif ou négatif), noté en chiffres romains.

• Règles pour la détermination de ce nombre:

↳ Espèce monoatomique: $A^{n+} = +X$

Na	Cl^-	Fe^{2+}	Fe^{3+}
0	-I	+II	+III

↳ deux éléments en liaison covalente:

H → Dans H_2O , O est plus électronegatif que H, donc il prend $l'e^-$ de H.

Donc, $m.o(O) = \text{mbre d}'e^- \text{ de valence} - \text{mbre d}'e^- \text{ total avec la liaison.}$

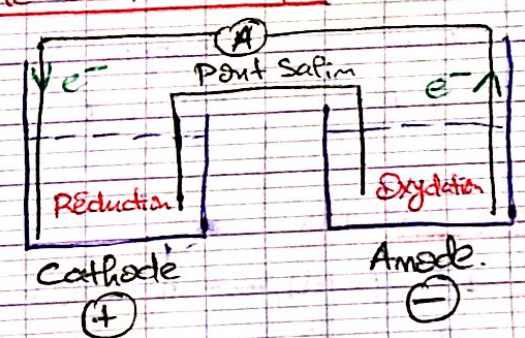
Donc, $m.o(O) = 6 - 8 = -II$
 et $m.o(H) = +I$

• Rmq 1: O est tjrs le plus électronegatif, donc $m.o(O) = -II$
 et H est le moins électronegatif, donc $m.o(H) = +I$.

• Rmq 2: → de $m.o \nearrow$ qd l'élément est oxydé, et vice-versa.

$m.o(Zn=0) \xrightarrow[\text{réduction}]{\text{oxydation}} m.o(Zn^{2+}) = +II$

III) Pile électrochimique:



• Rôle du pont salin:

→ Dans les électrodes métalliques et le circuit extérieur, la circulation du courant est assurée par des électrons.

→ Dans les électrolytes, la circulation du courant est assurée par les ions.

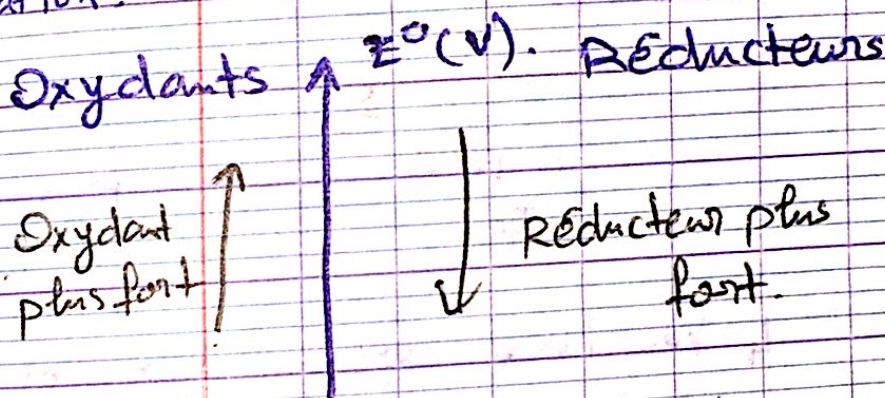
→ Entre les 2 électrolytes, la circulation du courant est assurée par les ions contenus dans le pont salin. Il faut choisir des ions qui ne réagissent pas avec les ions des deux électrolytes.

→ Pont salin permet aussi d'assurer l'électroneutralité des solutions.

→ la réaction étant entre Ox_1 et Red_2 ,

$$\text{alors } \left\{ \begin{array}{l} E_{Ox}^{\circ} = E^{\circ}(Ox_1 / Red_1) \\ E_{Red}^{\circ} = E^{\circ}(Ox_2 / Red_2) \end{array} \right.$$

• $n = \text{ppcm}(n_1, n_2)$ avec n_i : le nombre d' e^- échangé lors de la demi-réaction.



→ Les réactions redox sont souvent quantitatives ($K > 10^3$).