

Chimie



Chapitre 6 – Réactions d'oxydoréduction

1) Définitions

Oxydant : Composé chimique capable de **capter des électrons** (e^-), lors d'une réaction durant laquelle il se réduit : on parle alors de **réduction**.

Réducteur : Composé chimique capable de **céder des e^-** , lors d'une réaction durant laquelle il s'oxyde : on parle d'**oxydation**.

Couple Redox : Un oxydant et un réducteur forme un **couple redox** si on peut passer de l'un à l'autre par gain ou libération d'électron. Couple **Ox/Red** = couple **accepteur/donneur** d' e^- .

Demi-équation électronique : Transfert d'électron entre un oxydant et un réducteur d'un même couple redox.

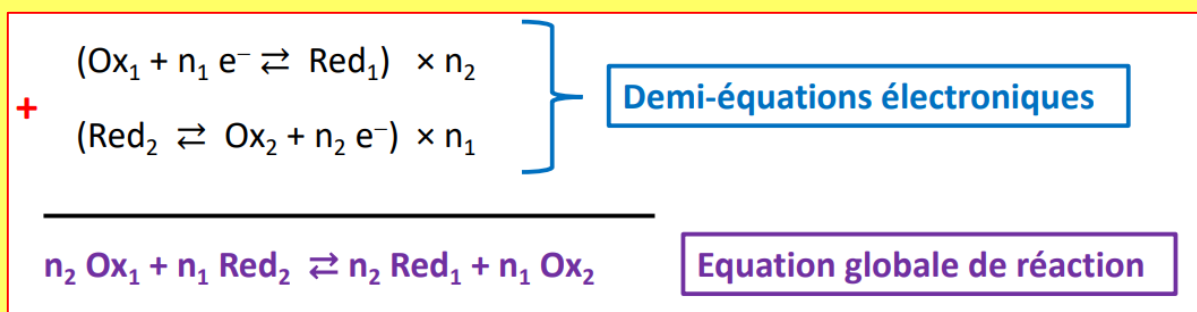
Réduction : Réaction de gain d' e^- . Demi-équation redox : Oxydant + $n e^- \rightarrow$ Réducteur

Oxydation : Réaction de libération d' e^- . Demi-équation redox : Réducteur \rightarrow Oxydant + $n e^-$

2) Réaction d'oxydoréduction

C'est une réaction de transfert d'électrons d'un réducteur d'un couple redox vers un oxydant d'un autre couple redox.

Soient 2 couples redox : Ox1/Red1 et Ox2/Red2 :



L'oxydant Ox1 capte les électrons cédés par le réducteur Red2.

3) Force des oxydants et réducteurs

Oxydant	Réducteur
<ul style="list-style-type: none">L'oxydant se réduit en captant des e^-.Un oxydant est fort s'il a une forte tendance à capter des électrons,Le réducteur du même couple redox est alors faible : il cède difficilement ses électrons.	<ul style="list-style-type: none">Le réducteur s'oxyde en cédant des e^-.Un réducteur est fort s'il cède facilement ses électronsL'oxydant du même couple redox est alors faible : il capte difficilement des électrons.

4) Nombre d'oxydation n.o

Le nombre d'oxydation (n.o) caractérise l'état d'oxydation d'un élément, qu'il soit à l'état atomique ou inclus dans un ion ou une molécule.

Il ne correspond pas à la charge réelle de l'élément sauf pour un ion atomique.

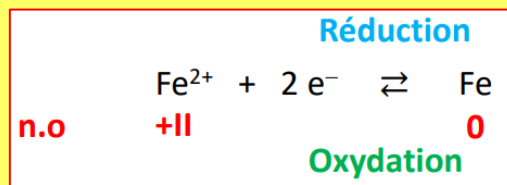
Le nombre d'oxydation est noté en chiffre romain précédé du signe de la charge.

- Pour un ion simple : le nombre d'oxydation est égal à la charge de l'ion.

Exemples : Ag^+ : n.o(Ag) = +I ; Cl^- : n.o(Cl) = -I

- Pour les corps simples : le n.o est nul.
Exemples : Ag : n.o(Ag) = 0 O₂ : n.o(O) = 0

- Pour les molécules : $\sum n.o(i) = \text{charge de la molécule}$



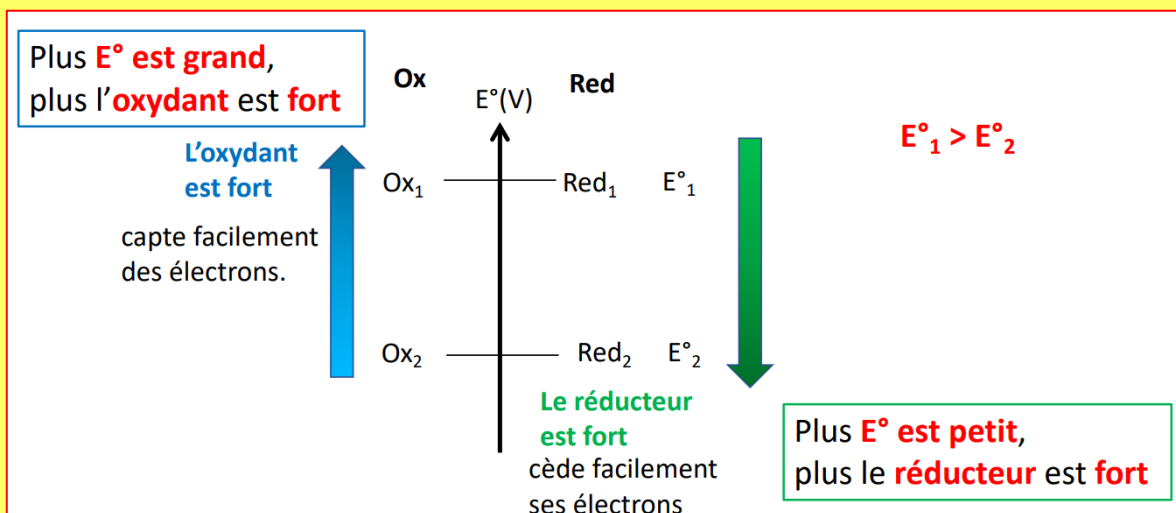
Réduction → Le nombre d'oxydation (n.o) de l'élément diminue.

Oxydation → Le nombre d'oxydation (n.o) de l'élément augmente.

Dans un couple redox Ox/Red, l'élément qui a le nombre d'oxydation le plus élevé est l'oxydant.

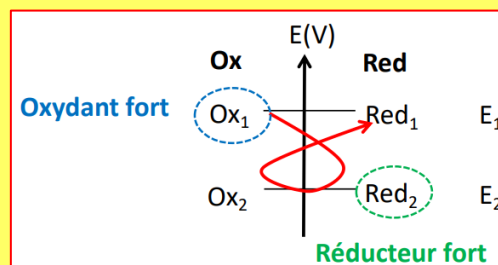
5) Potentiel standard

Chaque couple redox Ox/Red est défini par un **potentiel standard**, noté E°(Ox/red) exprimé en volt (V). Le potentiel standard **définit la capacité d'un composé à capter ou à céder des électrons**.

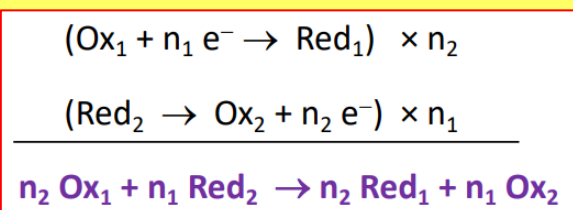


6) Sens d'évolution d'une réaction Redox (règle de gamma)

La réaction spontanée entre deux couples redox a lieu entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.

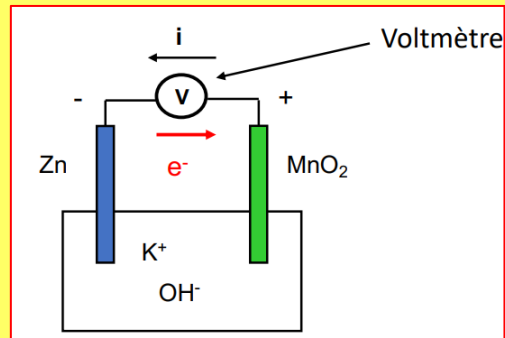


Soit l'équation bilan :

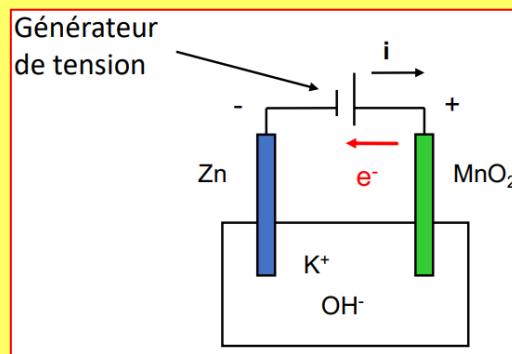


7) Pile et Electrolyseur

Pile : Dispositif électrochimique qui transforme l'énergie chimique d'une solution en énergie électrique.



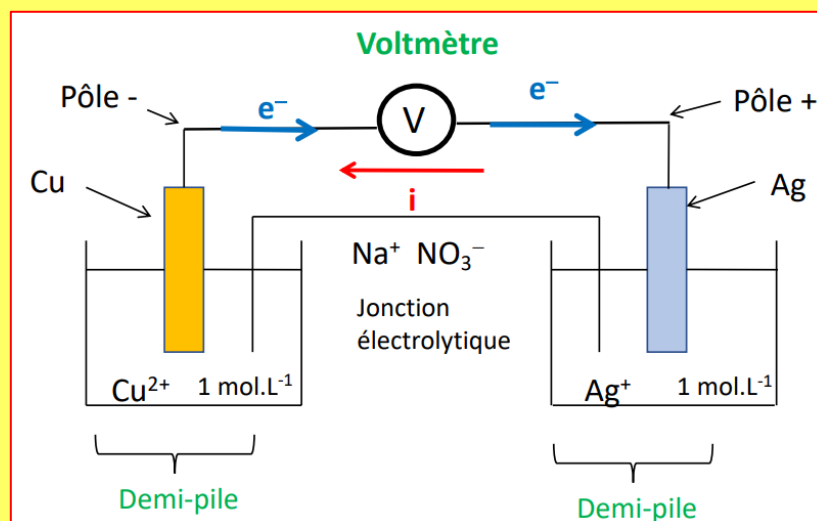
Electrolyseur : dispositif qui transforme une énergie électrique en énergie chimique.



Anode → Électrode où se produit l'oxydation.

Cathode → Électrode où se produit la réduction.

1. Piles



Le courant i circule du pôle + vers le pôle - à l'extérieur du circuit.

Les électrons circulent en sens inverse : du pôle - vers le pôle + à l'extérieur du circuit.

Réduction à la cathode : $(\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}) \times 2$

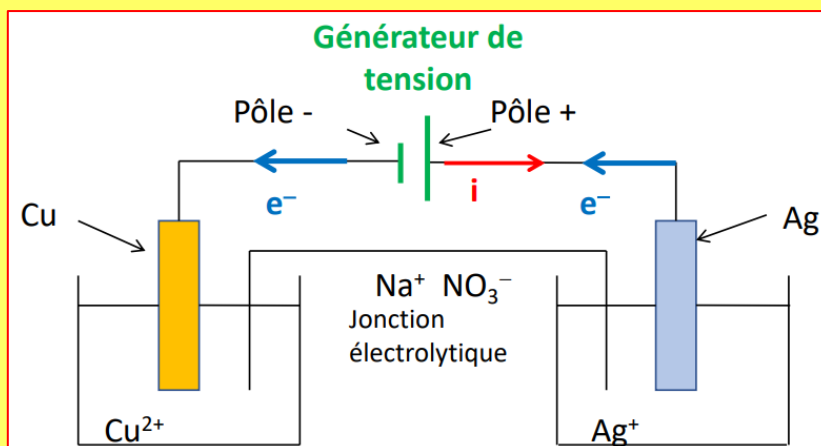
Oxydation à l'anode : $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Equation-bilan : $2 \text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$

2. Electrolyseur ou cellule électrolytique

A l'aide d'un générateur électrique extérieur, on peut réaliser des réactions électrochimiques non spontanées à la surface des électrodes. Il se produit alors une électrolyse.

Electrolyse : technique qui permet de réaliser des réactions chimiques à l'aide d'une activation électrique : conversion d'énergie électrique en énergie chimique (principe inverse d'une pile).



Réduction à la cathode : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Oxydation à l'anode : $(\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-) \times 2$

Equation-bilan : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag} \rightarrow 2 \text{Ag}^+ + \text{Cu}$