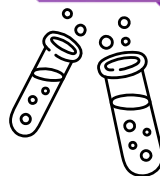


Oxydo-Réduction



Généralités :

Définitions :

- **Oxydation**: Espèce qui **perd** un ou plusieurs électrons.
Exemple: $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e^-$
- **Réduction**: Espèce qui **gagne** un ou plusieurs électrons.
Exemple: $Na^+ + e^- \rightarrow Na$
- **Oxydant**: Espèce qui capte un ou plusieurs électrons, l'oxydant est réduit.
- **Réducteur**: Espèce qui cède un ou plusieurs électrons, le réducteur est oxydé.



Nombre d'oxydation (N.O) :

Règles :

1. **Première règle** : N.O d'un élément dans un **corps simple** est toujours égal à **0**.
Exemple: H_2 : N.O=0
2. **Deuxième règle** : N.O de l'**hydrogène** (H) est égal à **+1** (N.O(H)=+1).
Exemple: $H-Cl$: N.O(H)=+1 et N.O(Cl)=-1 N.O(HCl)=0.
3. **Troisième règle** : N.O de l'**oxygène** est égal à **-2**, SAUF dans le **peroxyde** N.O(O)=-1.
Exemple: H_2O : N.O(H)=+1 (x2) et N.O(O)=-2.
Peroxyde: H_2O_2 : N.O(H)=+1 (x2) et N.O(O)=-1 (x2).
4. **Quatrième règle** : dans un **ion simple**, N.O est égal à sa charge.
Exemple: N.O(Ca^{2+})=+2.
5. **Cinquième règle** : dans une **molécule covalente** ou **non chargée**, la somme des N.O des éléments vaut **0**.
6. **Sixième règle** : dans un **ion polyatomique**, la somme des N.O des éléments vaut la charge.



Nb: un corps simple est un corps où l'on retrouve un seul et unique type d'atome, exemple: O_2 , H_2



Équilibre d'une réaction rédox :

- Conservation de la **matière**.
- Conservation de la **charge électrique globale**.



Conservation de la matière :

- La matière est conservée car, dans l'équation chimique, on retrouve le même nombre d'atomes de chaque élément du côté des réactifs et des produits : 1 atome de manganèse (Mn), 4 atomes d'oxygène (O) et 8 atomes d'hydrogène (H)

Conservation de la charge électrique globale :

- Du côté gauche de l'équation, on compte 6 charges négatives (1 MnO_4^- et 5 e^-) et 8 charges positives (8 H^+), soit un total de 2 charges positives.
- Du côté droit, on retrouve également 2 charges positives (Mn^{2+}).

Il y a donc conservation des charges électriques de part et d'autre de l'équation, ce qui confirme que l'équation est bien équilibrée.

Réaction rédox :

- Une **oxydation** entraîne une **augmentation** du N.O pour une espèce.
- Une **réduction** entraîne une **diminution** du N.O pour une espèce.

Exemple oxydation :



Avant oxydation : N.O(C) = -2.

Après oxydation : N.O(C) = 0.

→ Augmentation du N.O.

Exemple de réduction :



Avant réduction : N.O(Mn) = +7

Après réduction : N.O(Mn) = -2

→ Diminution du N.O



Ut' Préparez

Électrochimie :

Généralités : Il y a un **transfert d'électrons**: cela se produit grâce aux **réactions d'oxydo-réduction**.

La pile galvanique :

Lors d'une réaction rédox, il y a une conversion d'énergie chimique en:

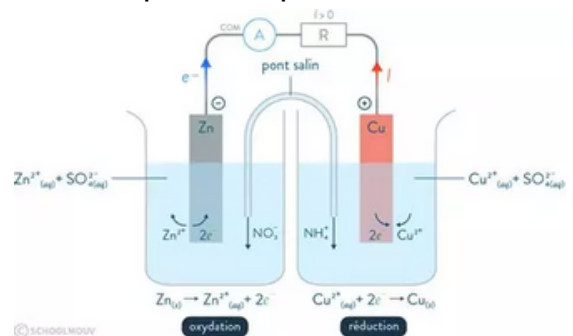
→ Énergie **thermique**

→ Énergie **électrique** (échange d'électrons).

Dans une pile, on retrouve deux compartiments: l'**anode** qui contient l'oxydation à l'électrode - et la **cathode** qui contient la réduction à l'électrode +.

On trouve également une jonction entre les deux compartiments (qui ne communiquent pas directement en dehors de cette jonction).

Exemple de la pile de Daniel :



Electrolyse :

- L'**électrolyse** est un processus qui consiste à provoquer une réaction rédox **non spontanée** en utilisant un courant électrique.
- La cellule électrochimique (où se situe l'électrolyse) est appelée **cellule électrolytique**.
- La disposition d'une cellule électrolytique est différente de celle d'une cellule électrochimique.

Dans une cellule électrolytique, on trouve :

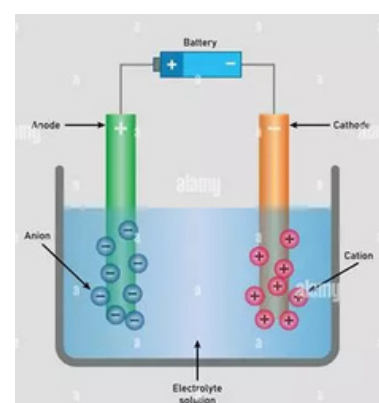
→ Deux électrodes communicantes (dans le même compartiment)

→ 1 seul électrolyte

→ Les concentrations et les pressions loin de l'état standard

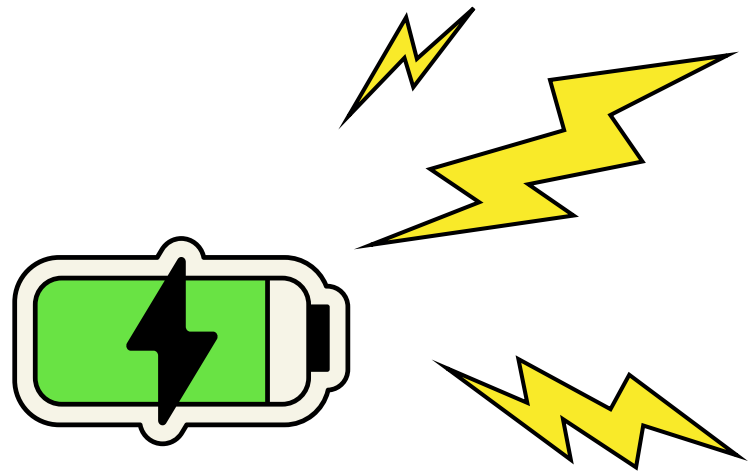
→ Un courant est produit par une source extérieure

Exemple de cellule électrolytique :



Pile rechargeable :

Elle fonctionne comme une **pile galvanique** (pile basique) lorsqu'elle **fournit du travail** et comme une **pile électrolytique** quand lorsqu'on la recharge.



Relation et calcul :

Relation de Nernst :

$$E = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln K = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Red]}{[Ox]}$$

E= Potentiel de la réaction

E°= Potentiel standard

R= Constante des gaz parfaits (=8,314 J.mol⁻¹.K⁻¹)

T=Température absolue (298,15K=25°C)

n= Nombre e⁻ dans la réaction

F= Constante de Faraday (=96500C.mol⁻¹)

K= Constante d'équilibre

Unités :

1 V = 1 J.C⁻¹

1 C = 1 A.s



Ut' Prépares

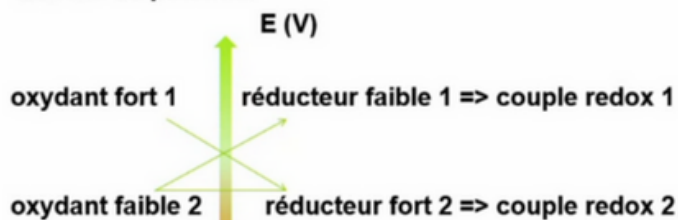
Potentiel standard

On peut prévoir le sens spontané de la réaction redox grâce à l'**échelle de potentiel**. Cette échelle classe les potentiels standards par ordre croissant (les plus bas en bas de l'échelle).

→ La **forme oxydée** d'un couple redox peut **oxyder** la **forme réduite** d'un autre couple dont le **potentiel redox est plus faible** que le sien.



Echelle de potentiel

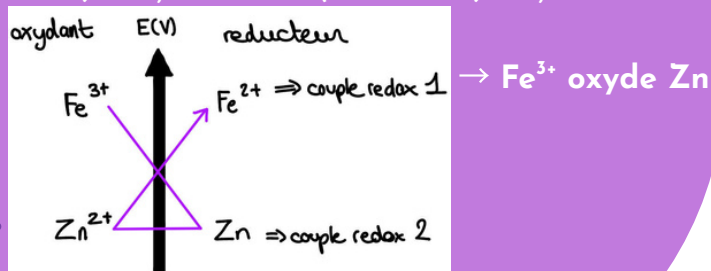


Exemple :

Il y a deux couples redox : $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$ et $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$

Les potentiels standards des couples sont :

$E^\circ(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0,76\text{V}$ et $E^\circ(\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{V}$



Réaction :



Ut' Prépares