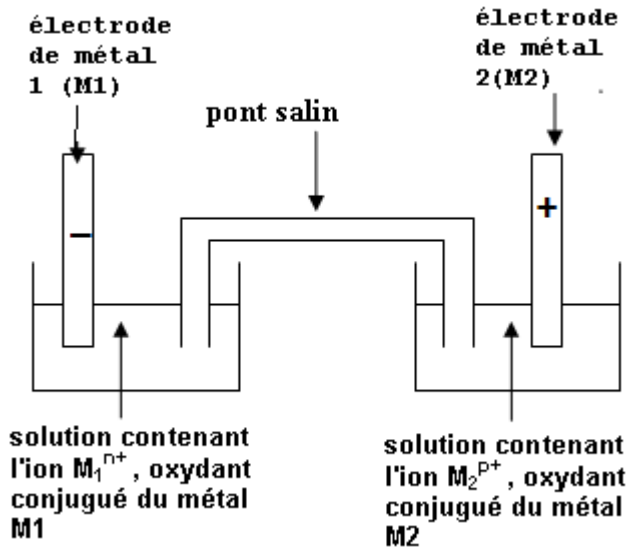
3. Transformations d'oxydo-réduction : applications

• La pile ou générateur électrochimique

1) Schéma

Deux compartiments distincts contenant chacun un couple oxydant/réducteur M_1^{n+}/M_1 et M_2^{p+}/M_2 reliés par un pont salin imbibé de solution ionique. Les plaques de métal sont appelées les électrodes.



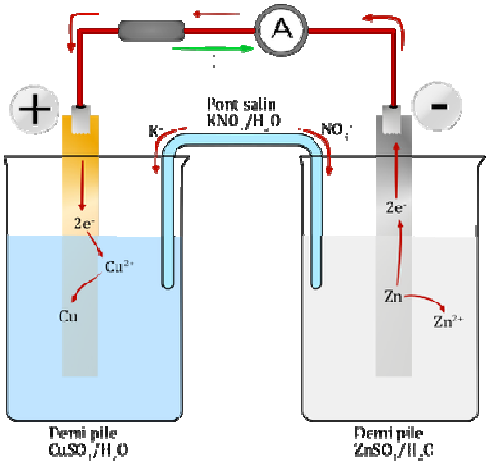
2) Symbole d'un pile

Demi-pile 1 | pont salin | demi-pile 2

$\ominus\ M_{1(s)} | M_{1(aq)}^{n+} \vdots M_{2(aq)}^{p+} | M_{2(s)}\ \oplus$

exemple : pile Daniel I cuivre zinc

$\ominus Zn(s) | Zn^{2+}(aq) | Cu^{2+}(aq) | Cu(s) \oplus$



3) Fonctionnement d'une pile

- **Anode** : **le pôle négatif** , les électrons en sortent, **oxydation**
- **Cathode** : **le pôle positif** , les électrons entrent, **réduction**

- Les électrons se déplacent dans les électrodes et les conducteurs qui les relient. Le sens du courant I est du pôle + au pôle - de la pile (sens inverse de celui des électrons).
- A l'intérieur de la pile (solutions et pont salin), les cations se déplacent dans le sens du courant et les anions dans le sens inverse.
- La pile ne débite plus de courant dans les cas suivant :
  - **Si Qr = k alors I = 0 A**
  - **Si l'un des réactifs est entièrement consommé**
- La force électromotrice (**f.é.m**) notée E, est la tension à ses bornes lorsque la pile ne débite aucun courant. Rappel :**U_{PN} = E – r.I (r : résistance interne de la pile)**
- **Capacité d'une pile notée Qmax :** quantité maximale d'électricité qu'elle peut fournir.

  $Q = I.\Delta t$ <u>exemple :</u> une pile est complètement déchargé lorsqu'elle a débité un courant d'intensité I = 100 mA pendant Δt =3h ; sa capacité est :

  Qmax = I. Δt **=0,1x3x3600 = 1,08x10^3 C**

exemple : pile cuivre zinc

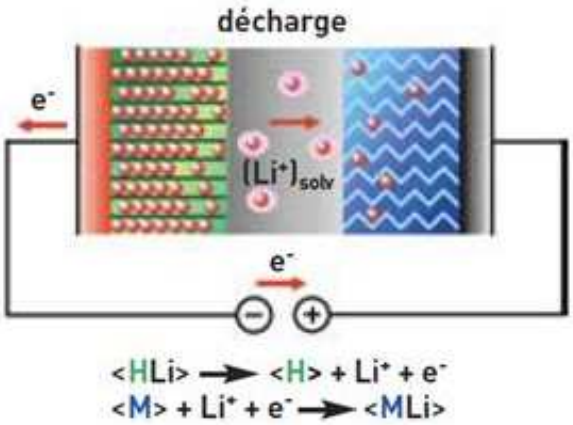
à la borne + réduction des ions cuivre $Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- = Cu_{(s)}$

à la borne – oxydation du métal zinc $Zn_{(s)} = Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

équation de fonctionnement de la pile

$Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} = Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$

exemple : pile lithium ion (pour la recharge voir CH08)



- **<u>Oxydants et réducteurs usuels</u>**

<u>Oxydants :</u>

eau de Javel (désinfectant et décolorant) oxydante par l'ion hypochlorite ClO^- :

$ClO^- + 2\ H_3O^+ + 2\ e^- = Cl^- + 3\ H_2O$.

Dioxygène $O_2 + 4\ H_3O^+ + 2\ e^- = 6\ H_2O$

Dichlore (gaz jaune vert utile pour la synthèse de HCl) $Cl_2 + 2\ e^- = 2\ Cl^-$

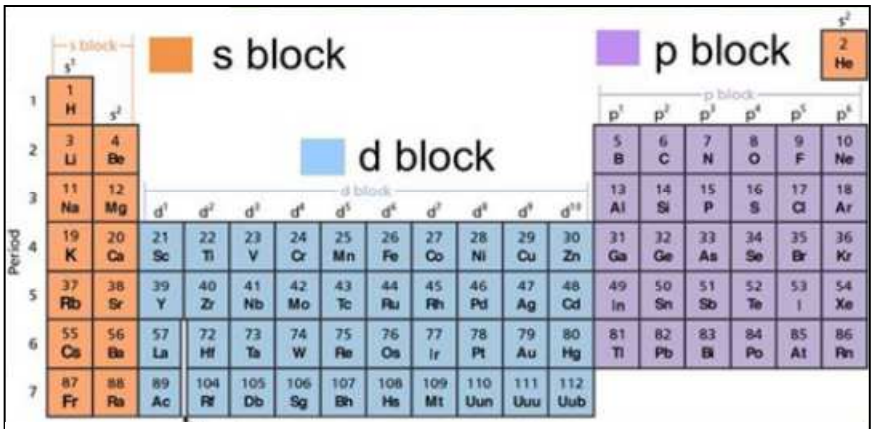
<u>Réducteurs :</u>

Acide ascorbique (vitamine C préfixe grec *a* « privatif » et de *scorbut*, soit « anti-scorbut »)

$$C_6H_8O_6 = C_6H_6O_6 + 2\ e^- + 2H^+$$

Acide ascorbique (réduit) --> Acide déhydroascorbique (oxydé)

Dihydrogène (source d'énergie dont la combustion ne produit que de l'eau) $H_2 = 2H^+ + 2e^-$



Les entités du bloc s sont des réducteurs car ils ont tendance à libérer un ou des électrons pour tendre vers la structure des gaz inertes.