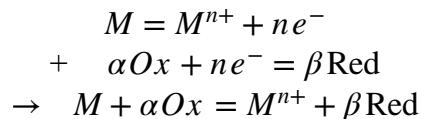


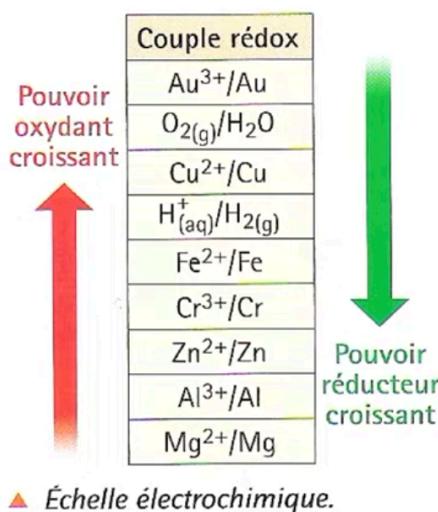
La corrosion coûte cher. Les pertes directes sont estimées à 3-4% du PIB des pays industrialisés.

La corrosion d'un métal (ou d'un alliage métallique) = son oxydation lorsque ce métal se retrouve en présence d'un oxydant :



Corrosion humide : Lorsque l'oxydant est en solution
(Corrosion sèche serait par exemple dans l'air)

Sur l'échelle électrochimique, un oxydant ne peut corroder que les métaux situés en dessous de lui



Donc l'acide H^+ peut attaquer Fe, Cr, Zn, Al, Mg mais aucun effet contre le Cu. Contrairement la rouille (O_2) va s'attaquer à tous les métaux mais pas à l'or.

(Expérience 1)

Facteurs de corrosion humide :

- **Facteurs extérieurs** (liés au milieu) : présence d'air (apportant des oxydants O_2 et CO_2) / présence de vapeur d'eau / la pluie (apportant H^+ et H_2O) / le contact avec l'eau de mer (apportant H_2O et des ions)
- **Facteurs propres au métal** (liés au matériau corrodé) : Hétérogénéités de surface (défauts, rayures, ..) / Hétérogénéités de composition du métal (impuretés, alliages, contact avec un autre métal, ..) / Hétérogénéités de température

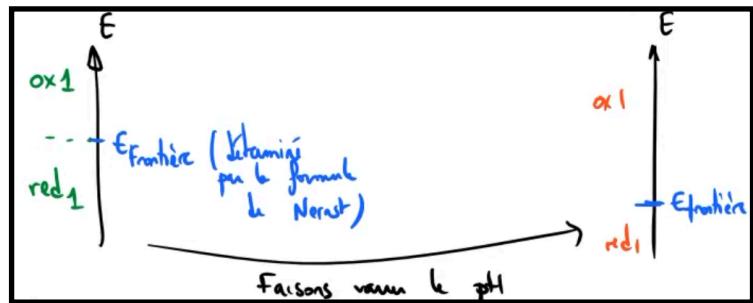
Corrosion uniforme : si toute la surface du métal est attaquée de la même façon

Corrosion différentielle : si l'attaque s'exerce de façon différente en deux zones du métal

Pour savoir si un métal va se corroder, il faut :

- Étudier si la réaction de corrosion est thermodynamiquement favorisée
- Puis, si elle est possible cinétiquement

L'étude thermodynamique de la faisabilité d'une réaction est en superposant les diagrammes de prédominance des espèces en jeu. Le potentiel frontière est déterminé par Nernst. Ces diagrammes

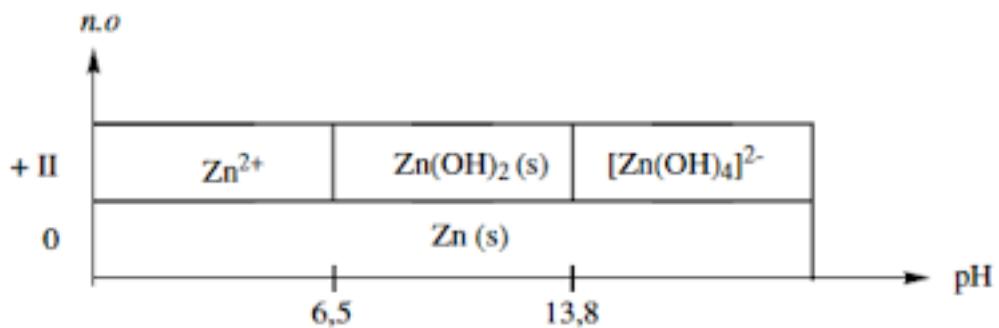


dépendent parfois de pH (En faisant varier le pH, E frontière change (par la présence de $[H_3O^+]$ dans Nernst)) donc on travaille avec un diagramme E-pH.

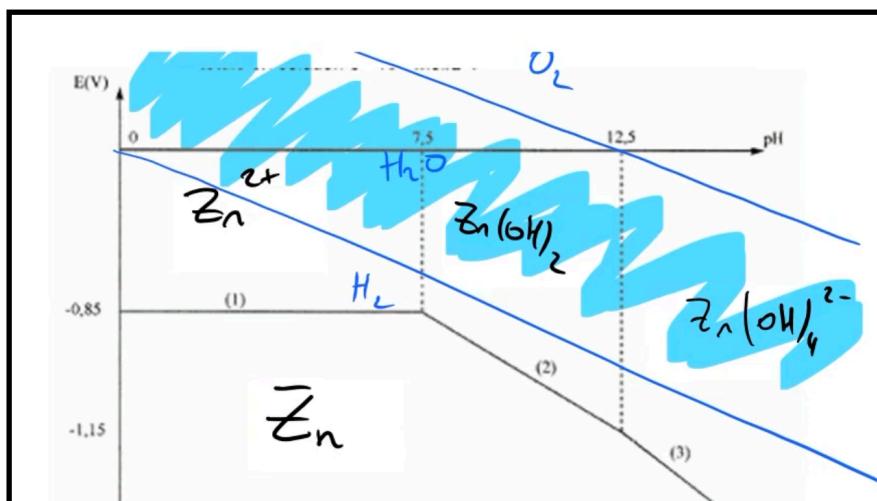
Exemple : le diagramme E-pH du Zn

Les espèces présentes sont Zn^{2+} , $Zn_{(s)}$, $Zn(OH)_2$, $Zn(OH)_4^{2-}$

1. D'abord calculer le nombre d'oxydation de Zn dans chaque espèce : $\Sigma \text{no(atomes)} = \text{charge}$
Ex pour $Zn(OH)_4^{2-}$: $\text{no}(Zn) + 4 \text{ no}(O) + 4 \text{ no}(H) = -II$ Avec $\text{no}(O)=-II$ et $\text{no}(H)=+I$, $\text{no}(Zn)=+II$
2. Dresser un tableau avec axe y = no et axe x = pH
3. Si pour un même no il y a plusieurs espèces, il faut les classer horizontalement : acide à gauche et base à droite. Les trouver par les demi-équations acido-basique en échangeant H^+



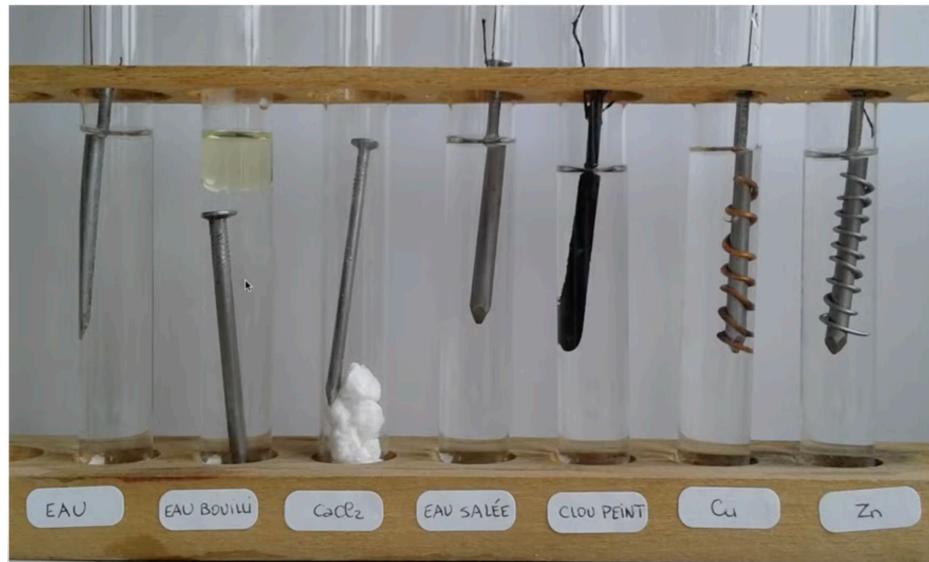
On superpose le diagramme E-pH de l'eau et on trouve :



On voit que $Zn(s)$ et H_2O sont 2 domaines disjoints donc par la thermodynamique il va y avoir une réaction entre Zn et H_2O donc à priori une corrosion du zinc.

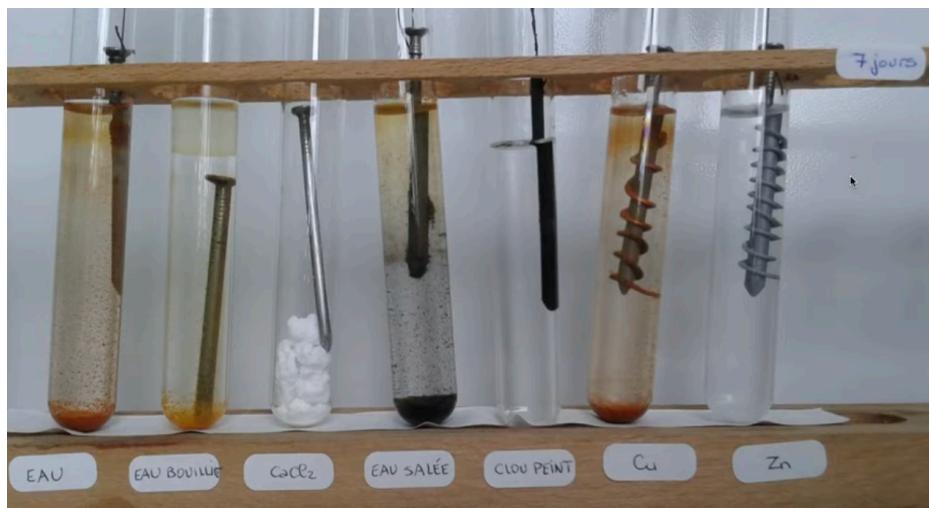
Pour l'étude cinétique, on relève les courbes i-E

Experience 1 : La rouille des métaux



On ajoute des clous de mêmes tailles.

1. Clou moitié dans l'eau et moitié dans l'air
2. On a bouilli de l'eau (donc la majorité de O₂ s'est échappé) et on ajoute huile pour empêcher le passage de l'air dans l'eau
3. Le CaCl₂ est un dessiccant qui absorbe l'humidité de l'air. Donc pas d'eau dans la partie supérieure du clou, juste en bas.
4. Plongé dans de l'eau salée
5. On peint le clou avant de le tromper dans l'eau
6. On entoure le clou par un fil de cuivre puis on trompe dans l'eau
7. On entoure le clou par un fil de zinc puis on trompe dans l'eau



Dans (2) il y a moins d' O₂ donc la corrosion était moins importante que dans (1). Dans (3) le clou est intact. Dans (4) le clou a pris cher, très attaqué !

En comparant les moyens de protection, le (5) n'a pas été attaqué. Le cuivre n'a pas eu d'effet et (6) a été attaqué. Le zinc est devenu moins brillant donc a été attaqué et pas le fer du clou (7).

Selon l'échelle électrochimique, le O₂ a interagir avec Fe donc le Cu est intact. Par contre avec (7), le Zn est plus réducteur que Fe dans l'échelle donc c'est lui qui a interagir avec O₂.