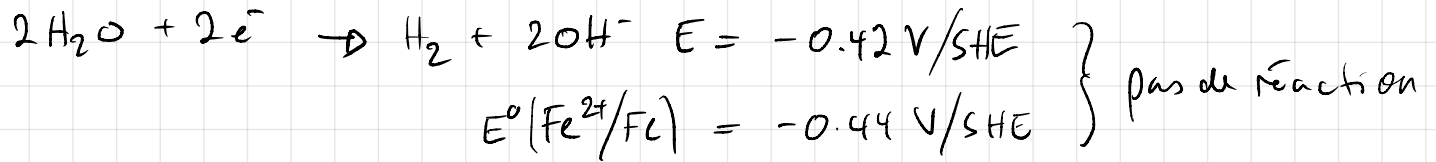
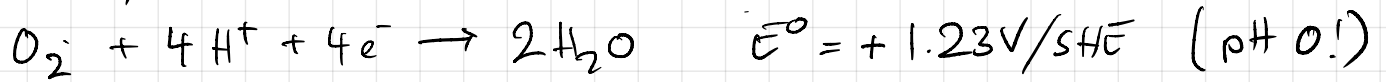


Corrosion de fer

à pH 7: can oxide le fer?



→ oxygène:

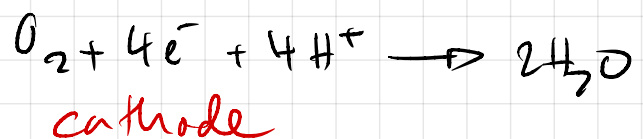
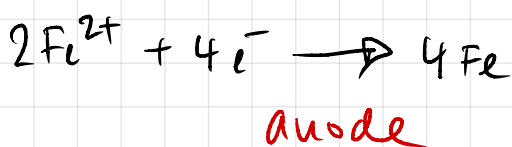
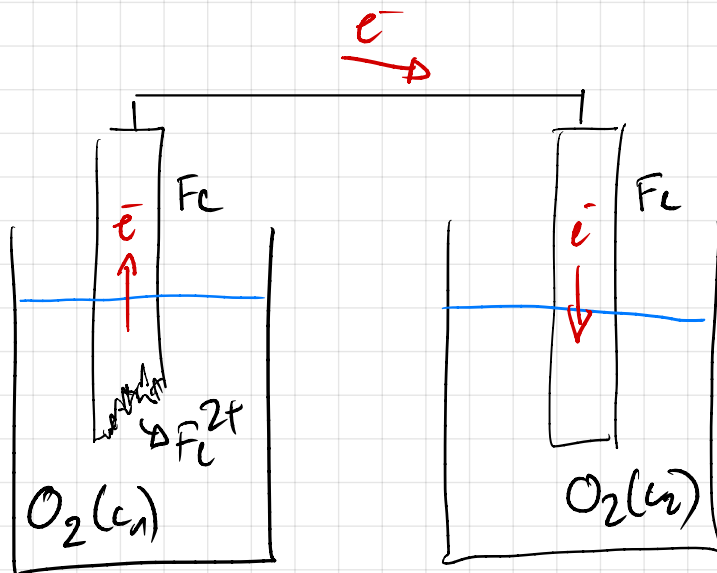
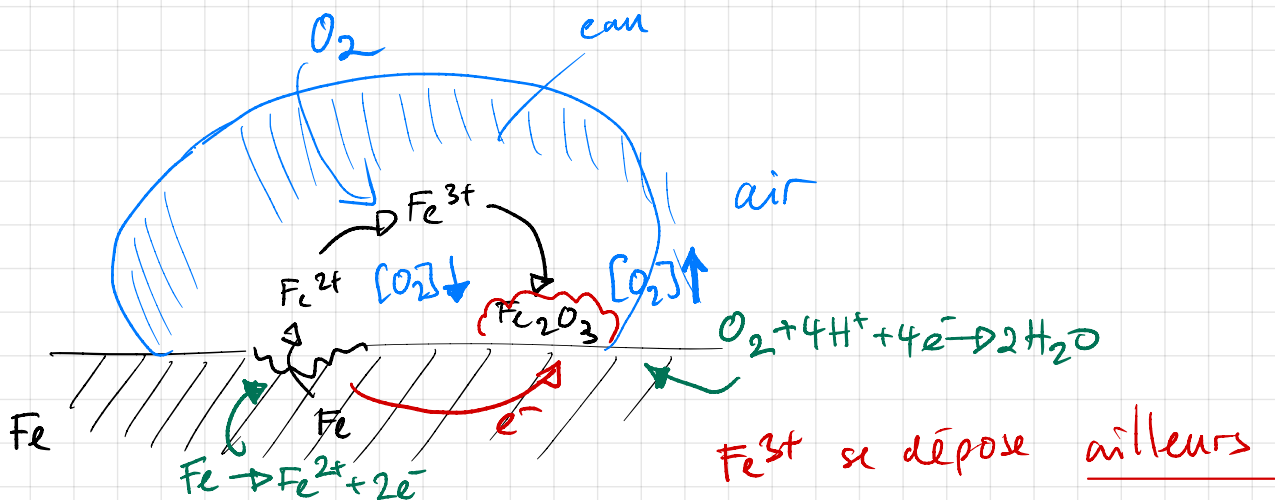


à pH 7 $E = +0.81 \text{ V/SHE}$

Pile de concentration

centre: $[\text{O}_2] \downarrow$ Fe oxidation $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$

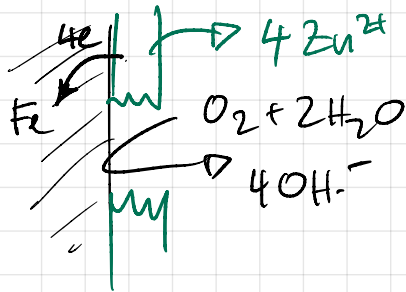
au bord: $[\text{O}_2] \uparrow$ O_2 réduction $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$



Protection contre corrosion

1) Protection contre $O_2 \rightarrow$ peinture

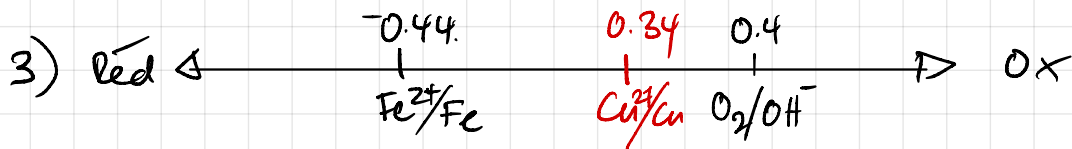
2) couche avec métal plus réducteur



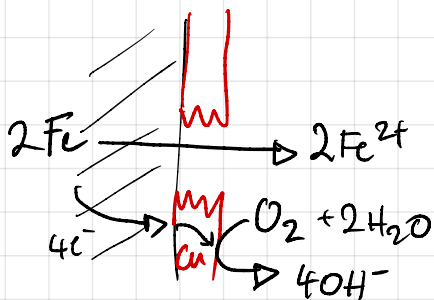
Fe protégé

Zn oxydé $\rightarrow$ anode

$\rightarrow$ Fe Zingué ou galvanisé



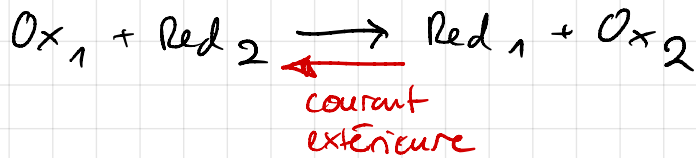
couche avec métal plus oxydant $E^\circ(Fe^{2+}/Fe) = -0.44 V$



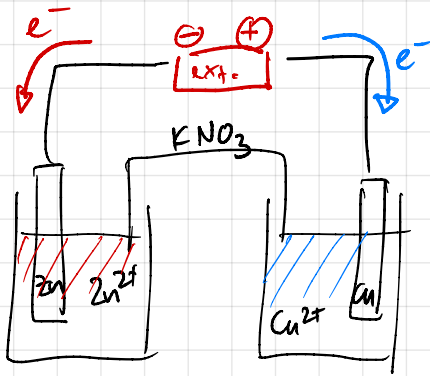
accélération
de la corrosion!

$\rightarrow$ titrages

Electrolyse



Exemple

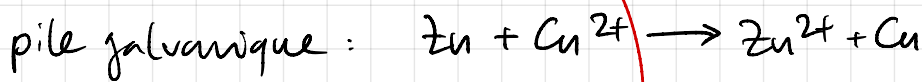


$$E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76 \text{ V an.}$$

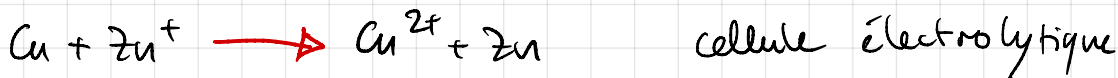
$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0.34 \text{ V cat.}$$

1 M $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ 1 M $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
anode cathode
cathode anode

$$\text{f.e.m.: } \Delta E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{an}} = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = \underline{1.10 \text{ V}}$$



avec courant ext\u00e9rieure



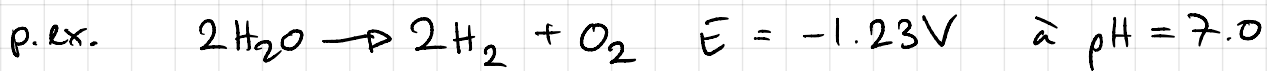
Tension \u00e9lectrolytique

potentiel du courant ext.: $U > \Delta E$

$$\Delta G_{\text{global}} = \Delta G_r + \Delta G_{\text{ext}} < 0 \Rightarrow |\Delta G_{\text{ext}}| > |\Delta G_r|$$

$$\Delta G_{\text{ext}} = -U n F > \Delta G_r = -\Delta E n F$$

$$\Rightarrow U > \Delta E$$



Electrolyse : $U \geq 1.23\text{V}$

en réalité : surtension d'électrode

pour Pt, surtension 0.6V

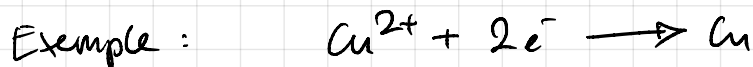
$U \approx 0.6 + 1.23 = 1.83\text{V}$ pour électrolyse de l'eau

Loi d'électrolyse de Faraday

→ nb. moles de produit d'électrolyse = nb e^- fournis

nb. $e^- = \frac{\overset{\text{charge}}{\text{fourni}} \cdot z [C]}{F} = \frac{\overset{\text{intensité}}{I [A]} \cdot t [s]}{F [C \text{ mol}^{-1}]}$ $[A] = [C s^{-1}]$

$F = N_A \cdot q(e^-) = N_A \cdot 1.602 \cdot 10^{-19} C = 9.6485 \cdot 10^4 C/mol$



I : intensité du courant

t : durée de l'opération

m : masse de cuivre métallique produit

=> déterminer masse d'une électrode avant et après une réaction:

nb. moles Cu prod. = $\frac{1}{2}$ nb. e^- fourni = $\frac{I \cdot t}{2F}$

$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{n \cdot F}$ M : masse molaire

$m = \frac{I [C s^{-1}] \cdot t [s] \cdot [g/mol]}{[C \cdot mol^{-1}]} \rightarrow g.$