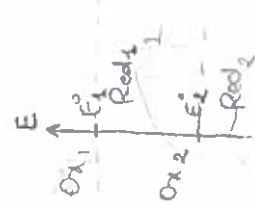




La réaction se déroule dans le sens où l'oxydant le plus fort est réactif

Eq en  $E_1 = E_2$

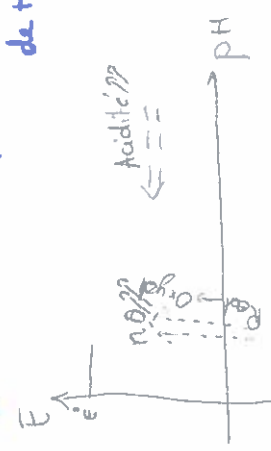
→  $Ox_1, Red_1$  domaines de pred disjoint = Régrissent  
 ▷  $Ox_1$  réagit avec  $Red_2$   
 ▷  $Ox_2$  ne réagit pas avec  $red_1$  (X)



### Diagramme de Pourbaix

- C totale d'une espèce fixée
- Equipartition des espèces dissoutes
- (s) ↔ (aq) seuil d'apparition du solide
- $P = P^0 = cte$

⇒ Frontières verticales : même no / Frontières horizontales : pas de transfère de  $H^+$ ,  $OH^-$  dans la réaction



▷ CL pour trouver  $E_3$  à partir de  $E_1$  et  $E_2$ .

Myelation!  
 Isothermisation! Mire!

# Red Ox



Equilibrage  
 →  $n = \Delta no$  (élément oxydé)  
 → Equilibre des O avec  $H_2O$   
 → H avec  $H_3O^+$ ,  $OH^-$

Électrolyse Réa → I (subl)

⊕ Anode : Oxydation  
 ⊖ Cathode : Réduction

$F = N_e \cdot e$

▷ E d'une 1/2 pile : Diff de pot entre l'électrode et la solution électrolytique ⇒ envie de libérer des e-

▷ESH:  $H_3O^+ / H_2$ ;  $E^0 = 0$ ;  $pH = 0$

▷ Oxydant fort  $E \uparrow$ ; Réducteur fort  $E \downarrow$   
 $e^- \rightarrow \epsilon \uparrow$   
 $V_1 < V_2 \rightarrow V_1$   
 $[e^- V_1 \rightarrow V_2]$

$$\Delta G = -dq \Delta E$$

$$\Delta G_{red} = -n F E_{red}$$

$$\Delta E = E_{\oplus} - E_{\ominus}$$

$\Delta E > 0 \Rightarrow$  sens direct

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

$$E = E^0 - \frac{0,06}{n} \log Q$$

$$E = E^0_{ox/red} + \frac{0,06}{n} \log \frac{a_{ox}}{a_{red}}$$

[E<sup>0</sup> x a<sub>ox</sub>]  
 Nernst

$$\Delta K = 10^{\frac{n(E^0_{ox} - E^0_{red})}{0,06}}$$

$$\Delta_r S = nF \frac{dE^0}{dT}; \Delta_r H = nF (T \frac{dE^0}{dT} - E^0)$$

→ Ox prédominant ssi  $E > E^0$  (resp)