

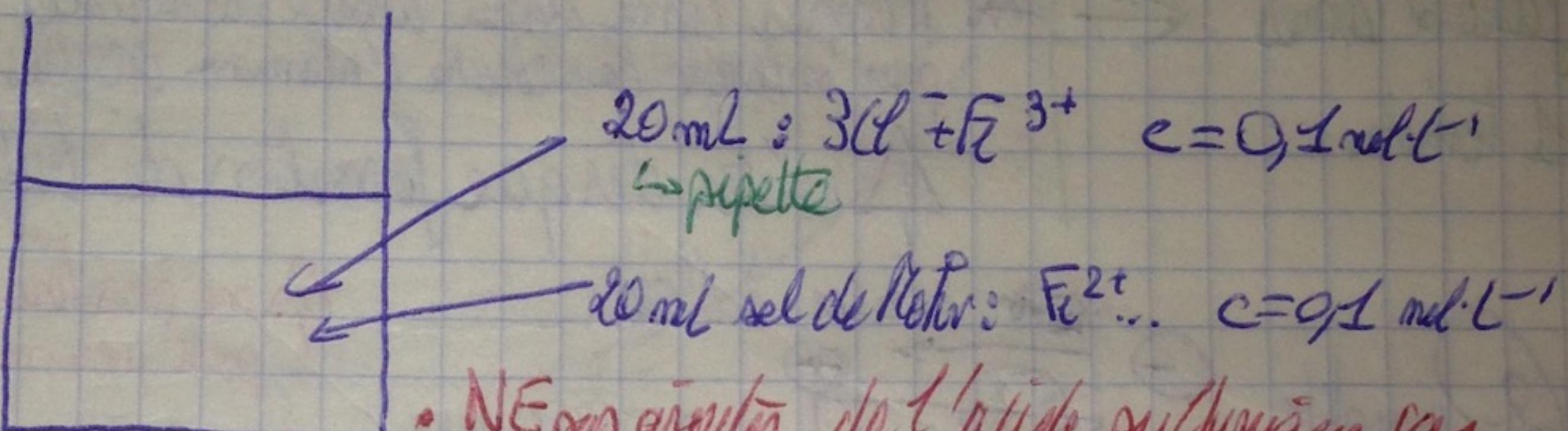
~~sens de la ral~~
E élue attire les électrons pourri oxulant!!

D-) Trempe les 2 lames dans HCl ($1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

La lame passivée ne montre pas de dégagement gazeux

TP n°11 Construction et utilisation de diagrammes $E = f(\text{pH})$: Fe^{2+}

F) Construction du diagramme $E = f(\text{pH})$ du Fe^{2+} . (Replié Salgo p20)



- NE pas ajouter de l'aide surfacique car les ions métalliques sont digérés en milieu acide
- Prendre un bêcher de 100 mL. ↑ il faut pouvoir mettre 3 électrodes dedans!

Nous allons faire varier le pH en ajoutant progressivement de la sauge.

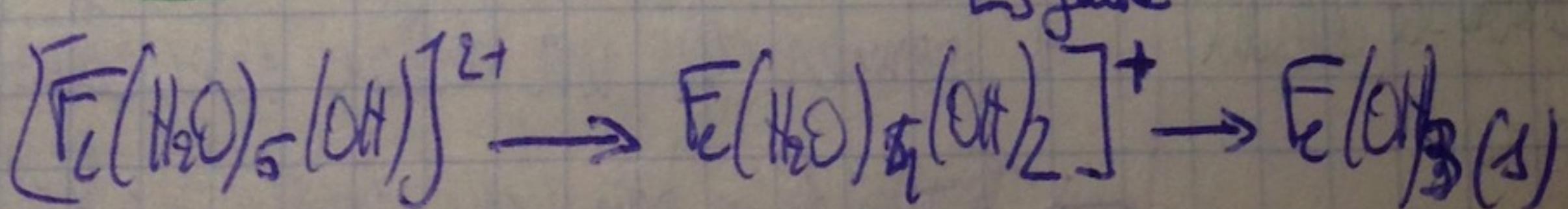
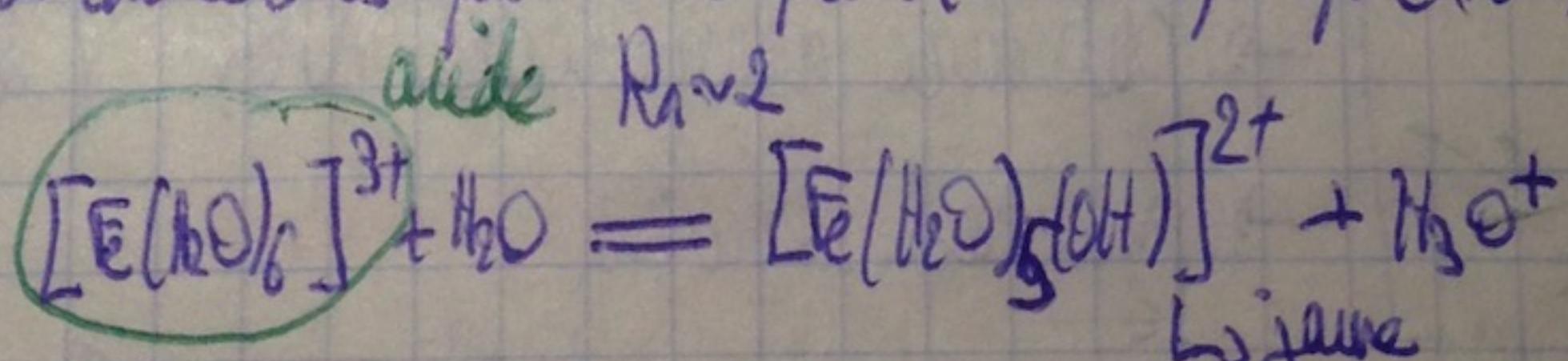
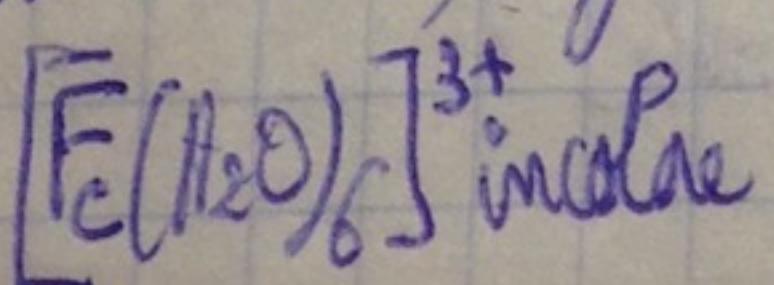
→ Au début, il faut en mettre beaucoup car il y a beaucoup d'aide. Le pH n'évolue pas rapidement mais à partir de $\text{pH} = 2$, ça bouge vite! car échelle log

→ Penser à agiter sinon le précurseur ne se dissout pas!!

→ aller assez vite car il y a réaction avec O_2 de l'air

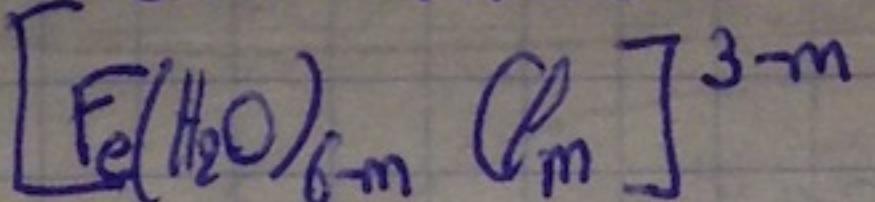
On va représenter le diagramme potentiel pH que en prenant en compte $\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe(OH)}_{n-1}^{\text{aq}}$, $\text{Fe(OH)}_n^{\text{aq}}$.

En réalité, il y a des contreions qui vont complexer les ions ferrique (Fe^{3+}).



- nous on va voir
E élève attire les électrons
pour

On peut aussi considérer les réactions avec Q



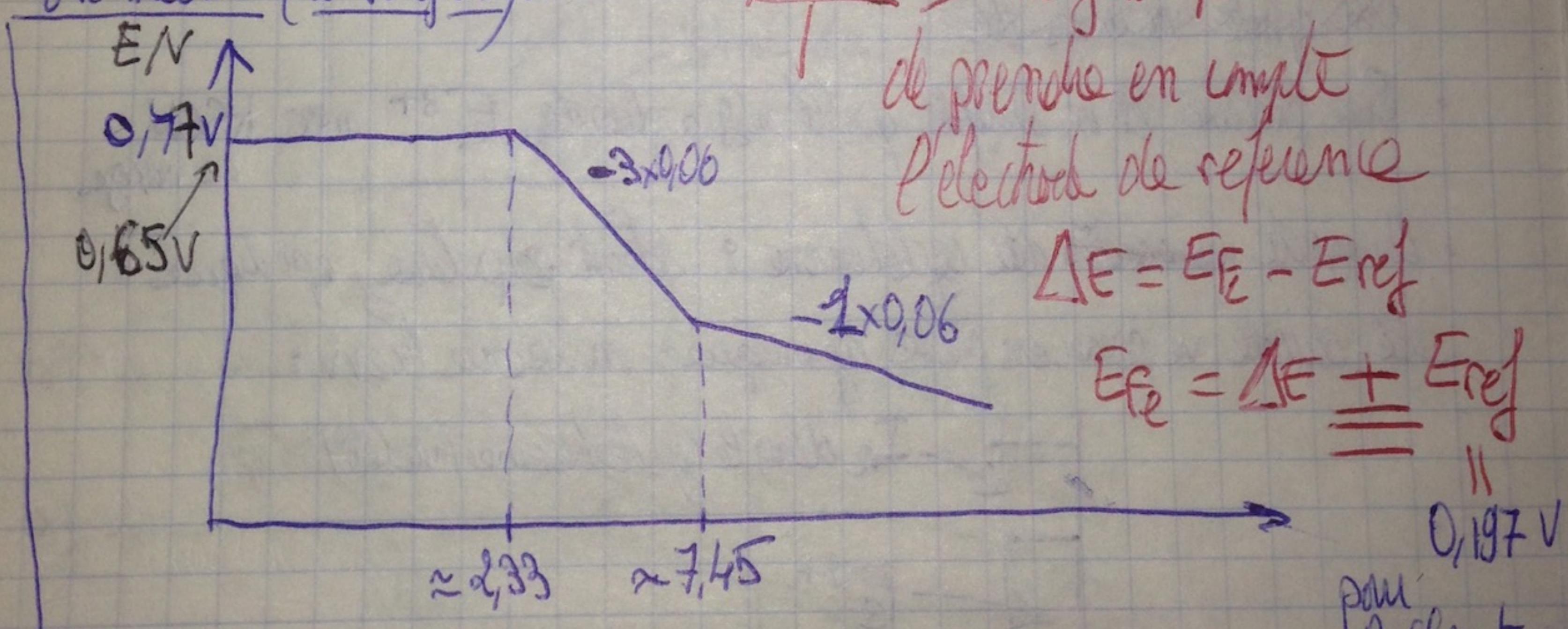
et avec SO_4^{2-} :

L'ensemble de ces contre-ions engendre un potentiel à $\text{pH} = 0$ qui est différent de $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$.

- De plus, à la frontière $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{s})}$ on a une concentration en espèce dissoute de 0,02 M alors que au départ $C = [\text{Fe}^{2+}]_0 + [\text{Fe}^{3+}]_0 = 0,04 \text{ M}$.
Donc on n'est pas vraiment sur le diagramme $E = f(\text{pH})$ théorique.

(Mais cela est vraiment du pincement car le décalage des frontières est seulement dû aux variations de pH. La courbe diminue (on a $V \uparrow$ lorsqu'on augmente pH)

En théorie (à vérifier):

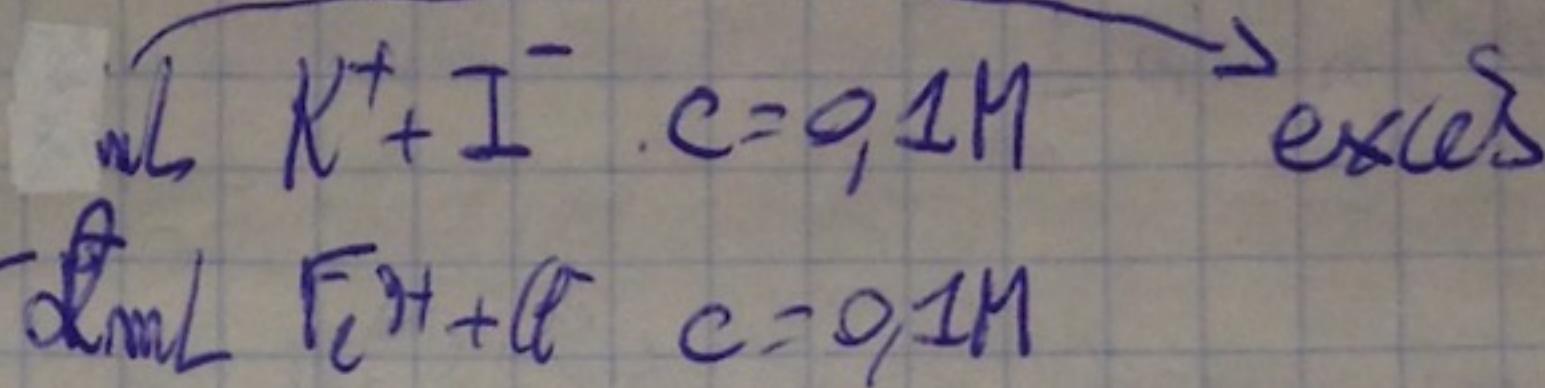


Avec régression, on peut analyser les pentes.

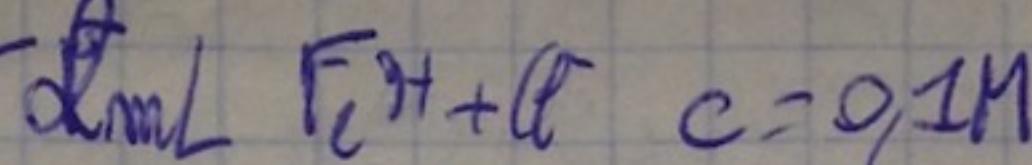
Méthodisation / Bornes / Bornes et nouveau modèle

On trouve 3 domaines : $a_0 = -0,017 \text{ V}$ \leftarrow pentes observées.
 $a_1 = -0,162 \text{ V}$ \leftarrow
 $a_2 = -0,055 \text{ V}$

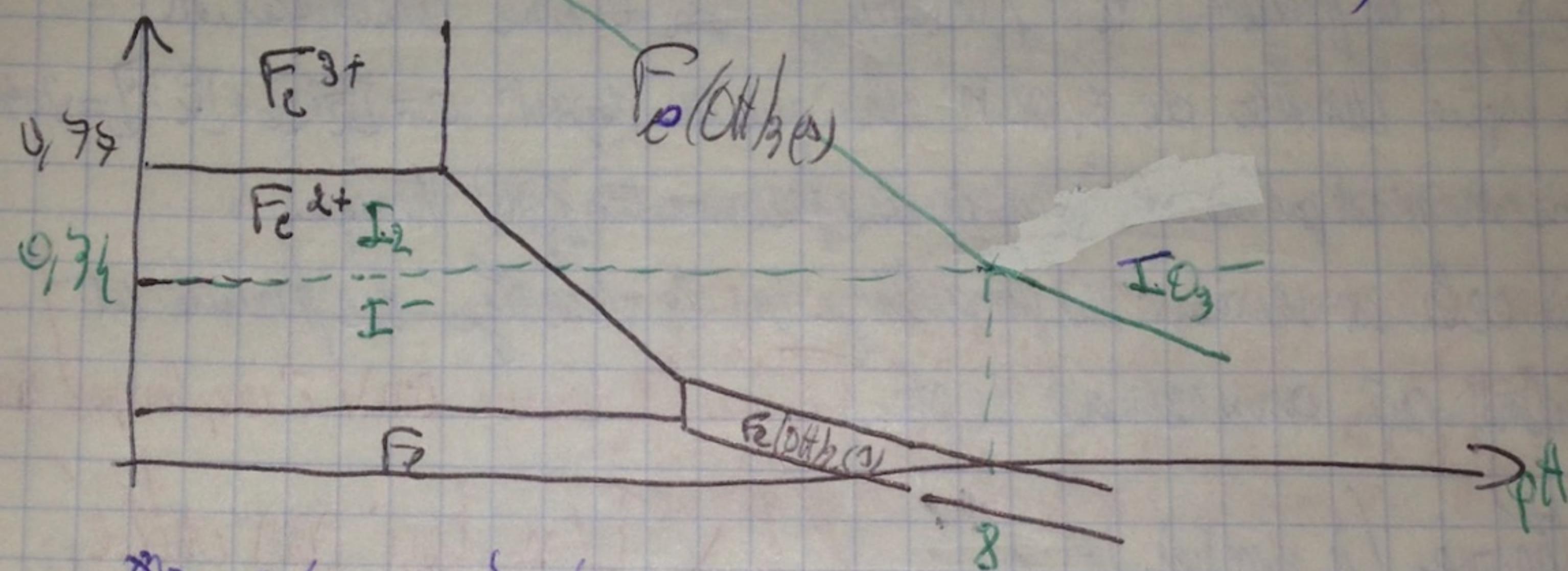
2) Réaction entre les couples $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ et I_2/I^- en fonction du pH



↳ Sernazin
Verdeau p 125

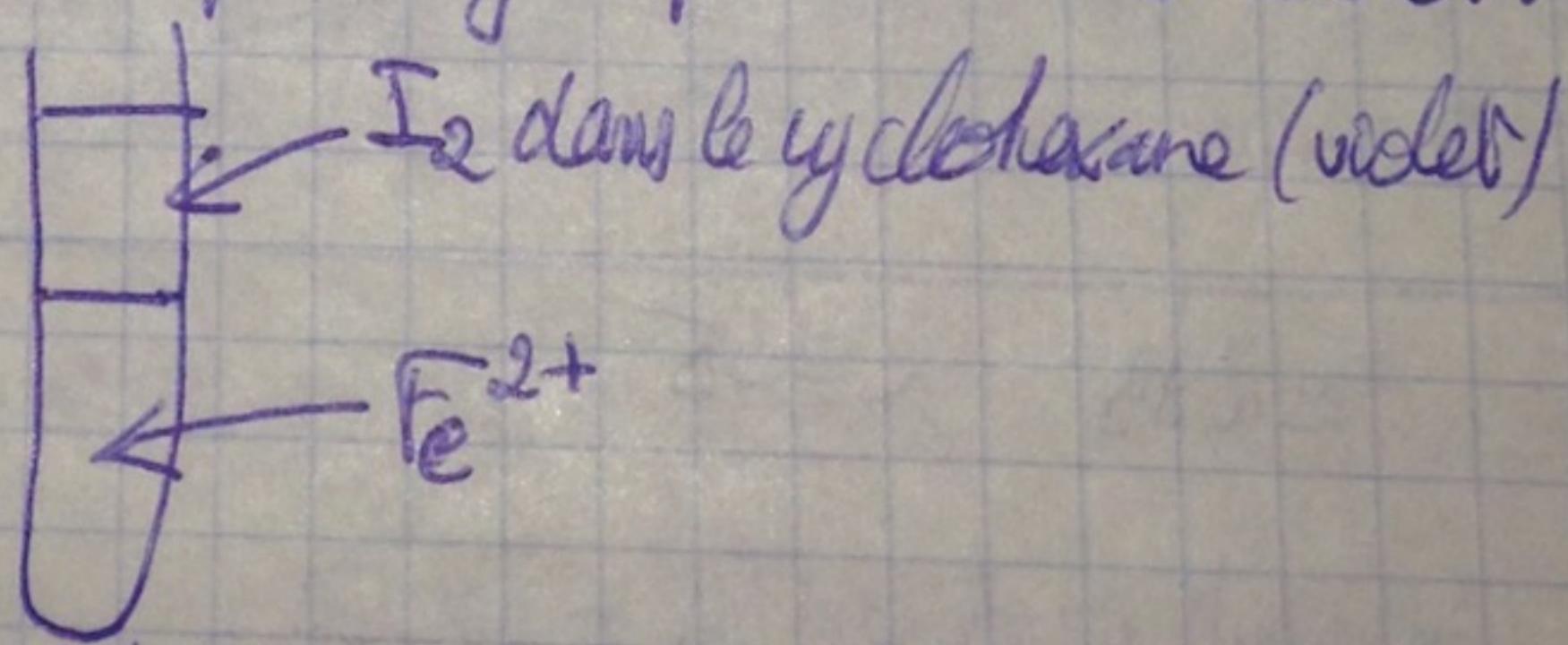


On met un excess d' I^- pour réduire tous les $\text{Fe}(\text{III})$



On ajoute un excess de

- On prélevé, et on vérifie qu'il n'y a plus de Fe^{3+} avec KSCN.
↳ rouge
- On ajoute ~~un peu~~ de cyclohexane : solvant apolaire, pratique.
Le diode va passer en phase organique : on se rassure bien :



On ajoute délicatement 2 gouttes de $\text{H}_2\text{O}^- \rightarrow$ précipitation de $\text{Fe(OH}_2\text{s)}$
pas plus pour ne pas dissoudre I_2 $\xrightarrow{\text{Fe(OH}_2\text{s)}} \text{Fe}^{2+}$ $\xrightarrow{\text{I}^-}$
↳ vert

Étude de la réaction

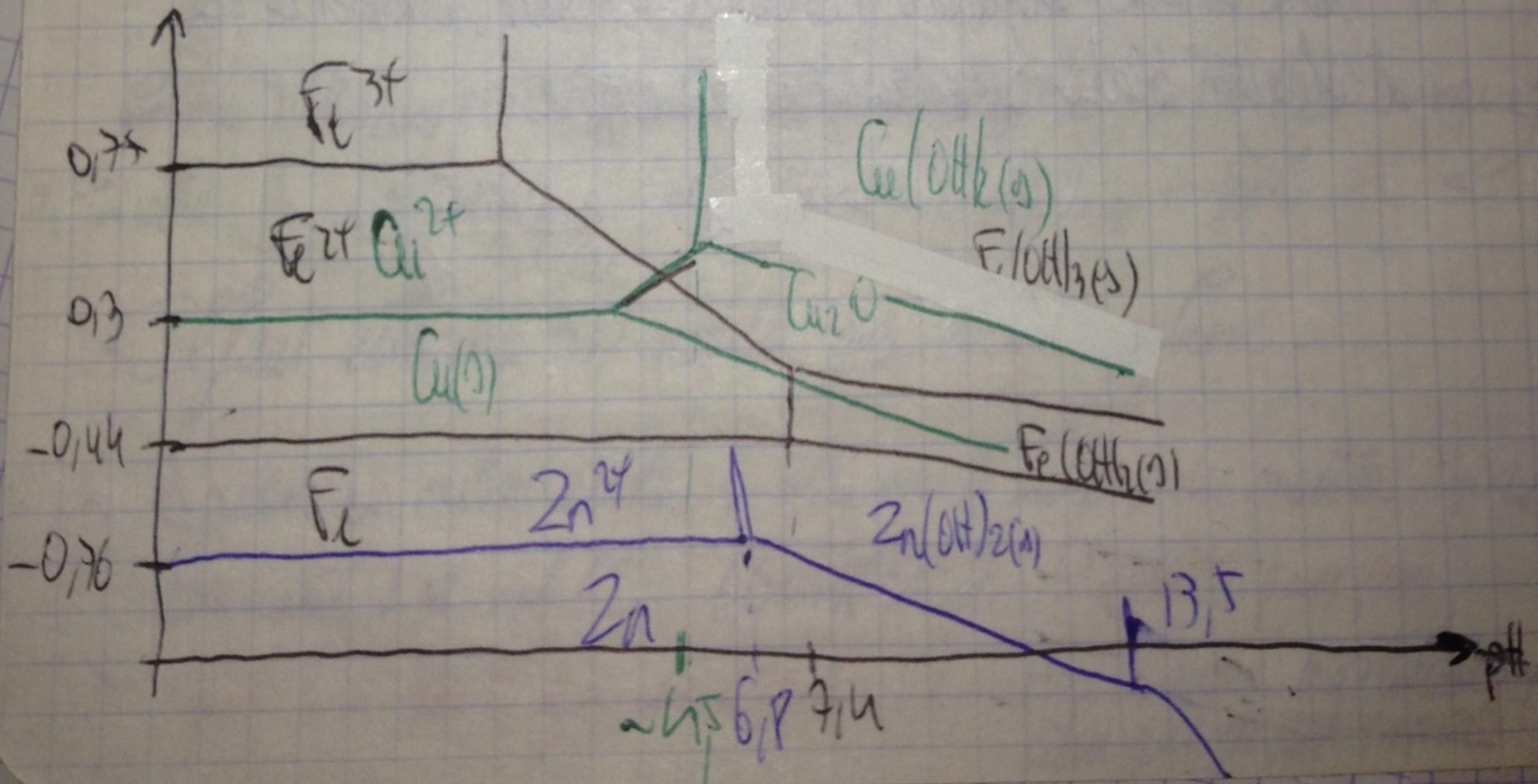
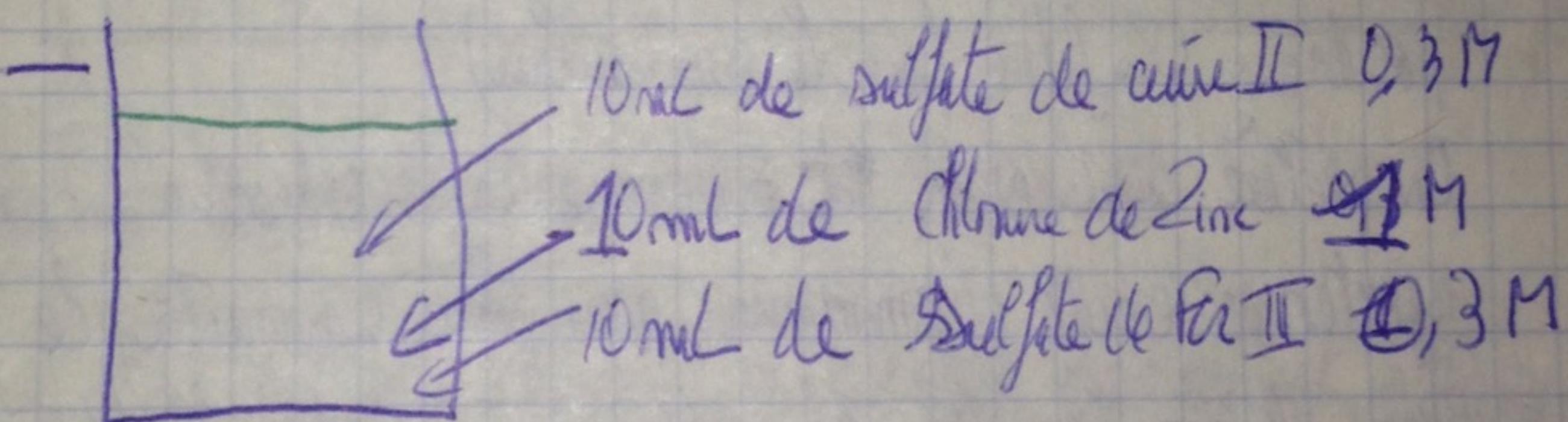
Comme I_2 et $Fe(OH)_{2(s)}$ n'ont pas de domaines conjoints \rightarrow
 I_2 se réduit en I^- et $Fe(OH)_{2(s)}$ s'oxyde en $Fe(OH)_{3(s)}$ \rightarrow précipité vertille

$$2 Fe(OH)_{2(s)} + I_2 \longrightarrow 2 Fe(OH)_{3(s)} + 2 I^- + 2 H_2O$$

- $I_2 \rightarrow I^-$, la phase organique se découle.
- La réac avec O_2 est trop lente pour nous intéresser

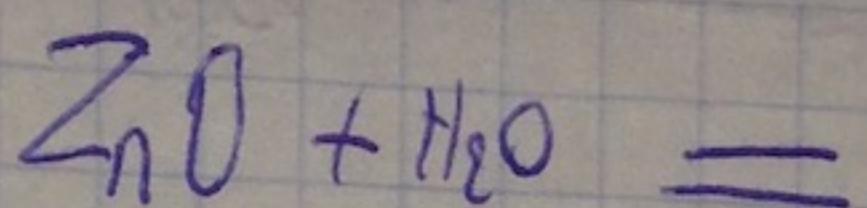
3- Hydrométhallurgie du Zinc

On fabrique une solution contenant Fe^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} comme si on venait de faire la lixiviation du Zinc.



1) Pour précipiter le fer III on augmente le pH en ajoutant de l'oxyde de zinc (pas soude pour ne pas ajouter des contre ions)

?



On monte jusqu'à $\boxed{\text{pH} = 4}$ (vérifier avec électrode de verre)

pas plus haut pour ne pas précipiter le Cu^{2+}

On filtre pour enlever le précipité ferrique floculeux (filtre simple)

On fait les tests avec le $\text{KSCN} \rightarrow$ rouge si Fe^{3+}
pour vérifier l'absence de Fe^{3+}

2) Pour précipiter le cuivre on le réduit en ajoutant du zinc en poudre. On filtre (simple pas bûche)

On pèse 4 g et on tue à l'ammoniac concentré

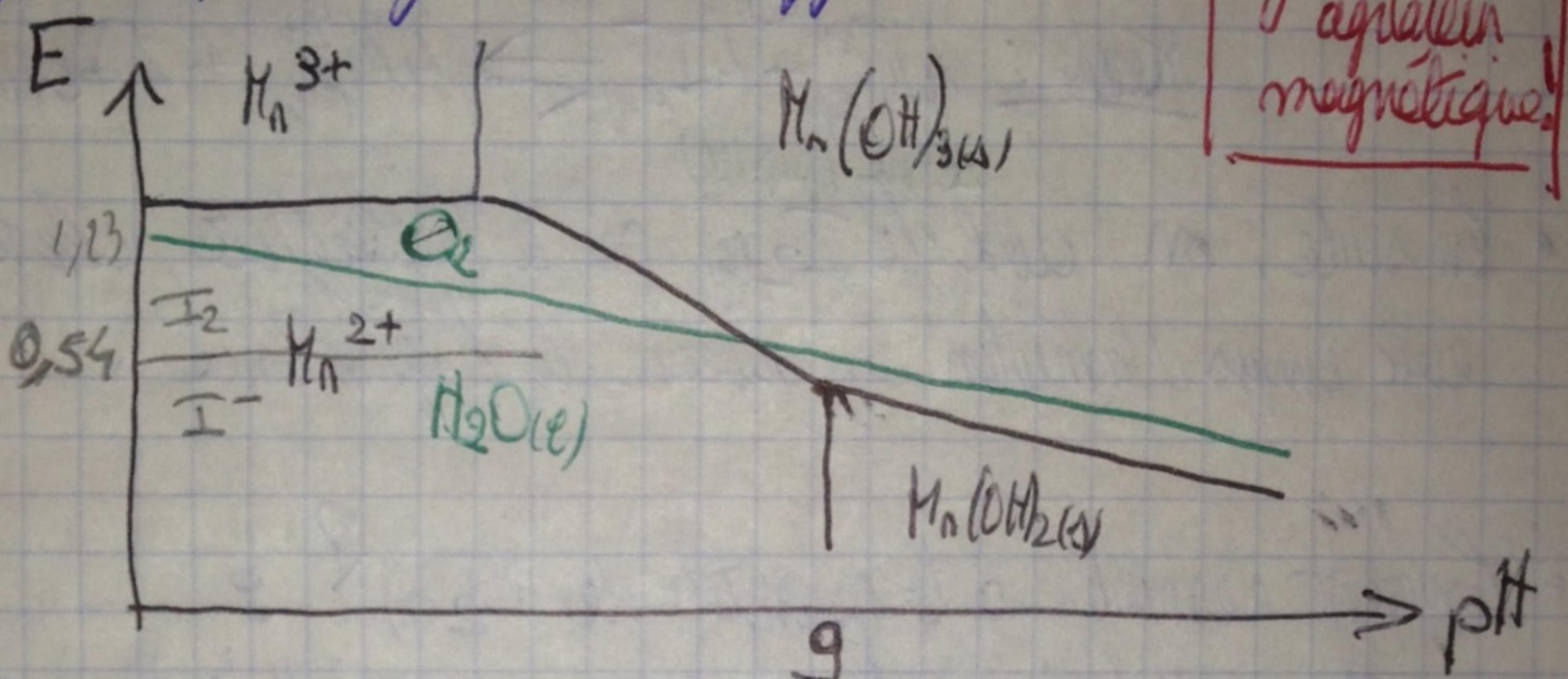
ajouter un excès d'ammoniac pour faire disparaître le précipité

blanc du zinc (complexation) et constater l'absence de cobaltum bleu caractéristique du cuivre.

TPr°14 : Chimie organique

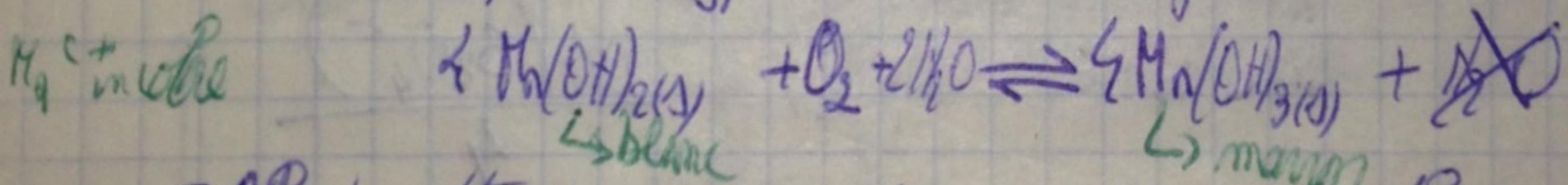
→ Winkler Dusage du dioxygène :

- Remplir un verre d'eau (150mL) [Diviser les quantités]
- Ajouter 700mg de soude But: éléver le pH $\frac{150\text{mL}}{\text{pour que le}}$
- manganèse passe réaction avec le dioxygène de l'eau



- préparer le bouchon de l'enton à proximité
- Verser 2g de manganèse (But excess par rapport à $O_2(g)$) $\xrightarrow{MnCl_2(s)}$

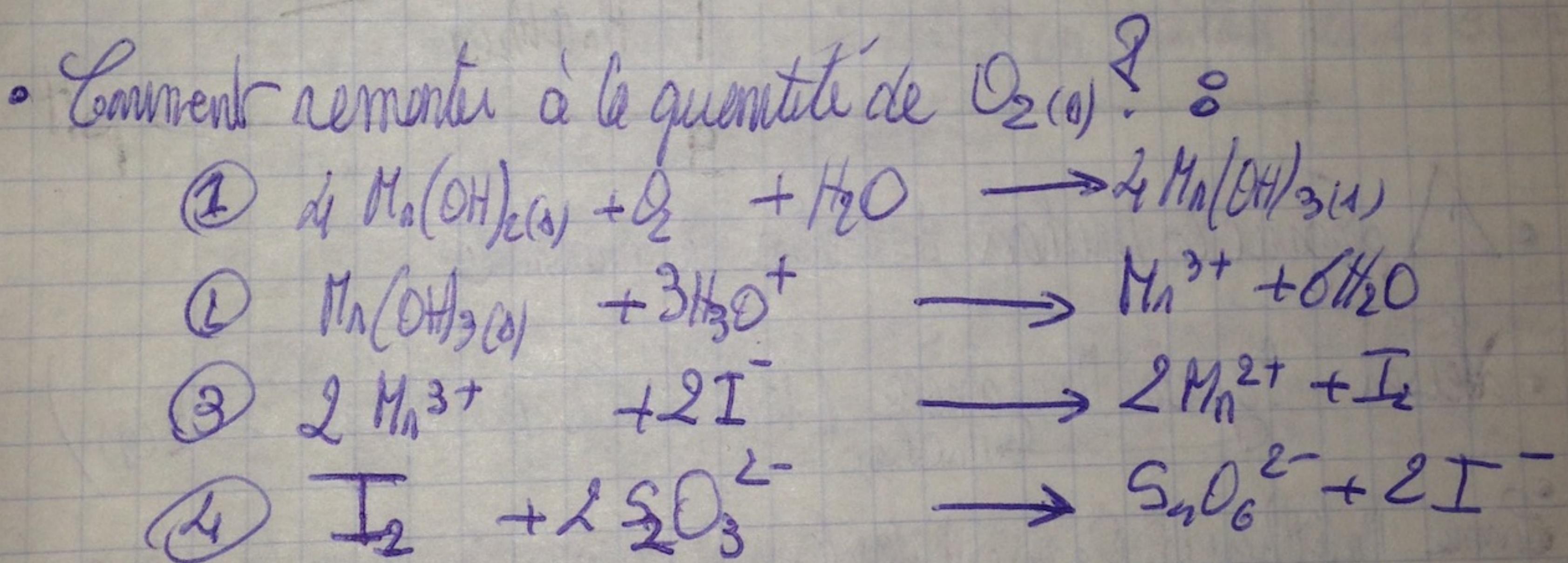
Comme $Mn(OH)_2(s)$ et $O_2(g)$ ont des domaines disjoints en milieu basique:



- Il faut attendre 30 minutes que l'enton se fasse.

- Repasser en milieu acide : attention à cette pour mettre H_2SO_4 concentré ! 18 mol·L⁻¹ (Gant!!!) Raspail pour pas que O_2 de l'eau se désoxygénée ! Agiter avec agitation, pour que ça soit rapide.

- Comme on a acidifié, il n'est plus utile de boucler car le O_2 dissous ne réagit plus en milieu acide.
- Tout le O_2 de départ est maintenant "passé" en Mn^{3+}
- Mettre $\text{I}^- \text{K}^+$ en excès 3g.
- Réac : $4\text{Mn}^{3+} + 4\text{I}^- \rightarrow 4\text{Mn}^{2+} + 2\text{I}_2$ (aq)
50ml (puelle)
- Ensuite, on dose I_2 par le thiobéiate classique avec emploi d'amidon au niveau de l'équivalence.

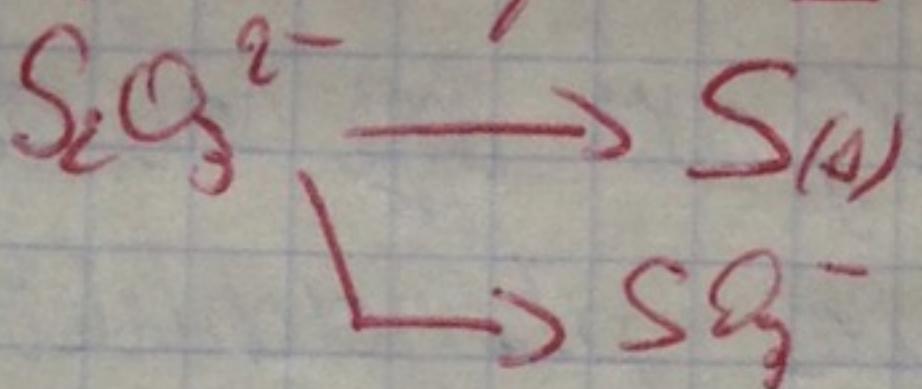


On a : $m_i(\text{O}_2) = \frac{\text{meq(S}_2\text{O}_4^{2-})}{4}$

On a trouvé $V_{eq} \approx 5,9 \text{ mL}$

~~La concentration de O_2 diminue avec le temps car les espèces biologiques (bactéries) consomment de l' O_2~~

- La concentration de O_2 diminue avec le temps car les espèces biologiques (bactéries) consomment de l' O_2
- lorsque la température \rightarrow la solubilité de O_2 diminue (pensez à la bouteille de coco qui va dégazé)
- Pouvez-vous vérifier à posteriori que I^- est en excès ?
- Si très acide



- Le dosage du diode doit toujours se faire à pH acide pour ne pas que I^- se dissout (cf. diagramme E pH du diode)

Combustion du magnésium et du carbone

Remplir une cuve, récipient de dioxygène.

$$\frac{d(O_2)}{d(\text{air})} = \frac{m_{\text{air}}}{m_{O_2}} \xrightarrow{\text{pour un volume}} \geq 1$$

Donc O_2 est plus dense que l'air dans ce sens



boucher avec les mains ou avec couplé pour ne pas qu'il sorte par contre

$$1 \text{ ml} = 2,2 \text{ L}$$

$$\text{Mair} \approx 25 \text{ g/mol}$$

$$M_{O_2} \approx 32 \text{ g/mol}$$

$$\frac{M_{O_2}}{M_{\text{air}}} > 1$$

$$\text{Mair} < \text{gas}$$

$$V = n$$

Vérifiez que c'est rempli avec parille avec étincelle à l'oxygène

→ il se ravitiquant lorsque on le met dans le bocal !