

# LC-25-Diagramme E-pH (CPGE)

Maud

12 juin 2022

## Pré-requis

- 

## Références

- [1] Danielle Cachau-Herreillat. *Des expériences de la famille Réd-Ox : réussir, exploiter et commenter 81 manipulations de chimie*. LMD Chimie fiches pratiques. De Boeck, Bruxelles, 2e édition. édition, 2011.
- [2] Bruno Fosset, Jean-Bernard Baudin, and Frédéric Lahitète. *Chimie tout-en-un : MPSI*. Dunod, 2019.
- [3] Marc-Alexandre Schott. *Chimie : MPSI-PCSI\*, 1ere année : Tout en un*. De Boeck, 2013.

## Table des matières

<b>1 Lecture des diagrammes E-pH</b>	<b>2</b>
1.1 Diagramme E-pH du fer [2]	2
1.2 Diagramme E-pH de l'eau	3
<b>2 Utilisation du diagramme</b>	<b>5</b>
2.1 Stabilité des espèces	5
2.2 Détermination de constantes thermodynamique	6
2.3 Analyse quantitative d'une solution aqueuse : contrôle qualité de l'eau	7

## Introduction pédagogique

### Objectifs pour les profs

- donner une méthode rapide et complète d'analyse en solution aqueuse concernant les réaction A/B et redox
- insister sur les potentiels en  $\text{pH} = 0$  qui ne sont pas les potentiels standards et donc il faut prendre en compte la convention de tracé dans l'équation du potentiel de Nernst
- insister à nouveaux sur les coefficients stoechiométriques dans les titrages
- revoir les incertitudes et les gestes expérimentaux (grosse partie expérimentale)

### Objectifs pour les élèves

- La convention de tracée est importante : elle permet de déterminer les constantes thermo et aussi de savoir quelles espèces sont présentes
- identifier les réactions d'oxydoréduction favorable à partir du diagramme E-pH
- Attribuer les différents domaines aux différentes formes de l'espèce considérées dans le diagramme E-pH

Cette leçon sera suivi d'un TP pour faire un bilan sur les compétences expérimentales en chimie inorganique concernant les réactions A/B et d'oxydoréduction.

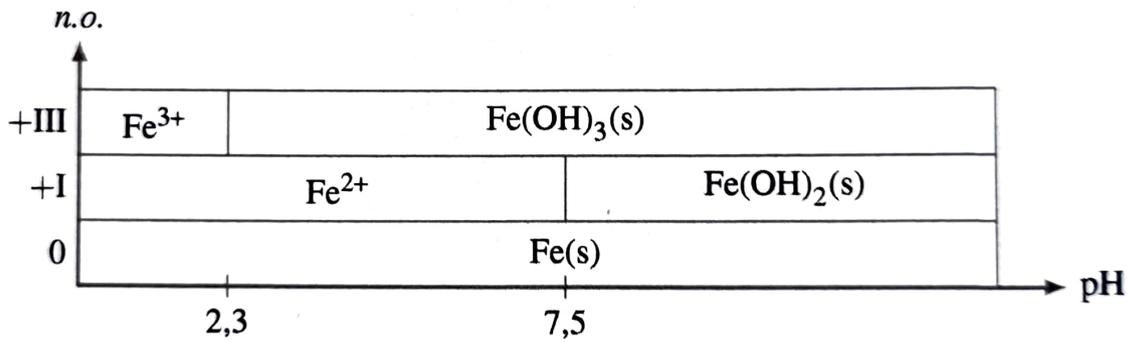


FIGURE 1 – Diagramme de situation du fer [2]

## Introduction générale

### Manip' intro

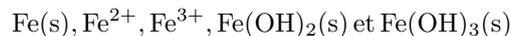
Aller voir le LC de mathieu pour le fer et le changement de degrés d'oxydation

L'étude des réactions A/B, engageant un échange de proton, et d'oxydoréduction engageant un échange électronique. Nous avons pu utiliser des diagrammes à une dimension dont l'axe était soit le pH soit le potentiel. Ils nous ont permis d'établir les domaines de prédominance pour les espèces en solution et les domaines d'existence pour les solides que ce soit pour les réactions redox ou A/B. Ces diagrammes permettent la visualisation rapide du caractère quantitatif ou limité des réactions mises en jeu. L'enjeu de cette leçon est d'utiliser les diagrammes avec deux axes qui prennent en compte les propriétés redox et A/B.

## 1 Lecture des diagrammes E-pH

### 1.1 Diagramme E-pH du fer [2]

En solution aqueuse l'élément Fer peut être présent sous les formes suivantes :



On rappelle que :

- Pour une valeur de pH fixée, plus le potentiel E augmente, plus le fer doit posséder un nombre d'oxydation élevé.
- Plus le pH augmente, plus on rencontre des espèces stables en milieu basique.

On peut tracer le diagramme simplifié appelé **diagramme de situation** qui suit :

Pour connaître plus précisément les variations du potentiel en fonction du pH On utilise les potentiels d'oxydoréduction donnés par l'équation de Nernst :

- $\text{Fe}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} : E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 + 0,06 \log \left( \frac{a_{\text{Fe}^{3+}}}{a_{\text{Fe}^{2+}}} \right)$
- $\text{Fe(OH)}_3(\text{s}) + e^- = \text{Fe(OH)}_2(\text{s}) + \text{HO}^- : E(\text{Fe(OH)}_3(\text{s})/\text{Fe(OH)}_2(\text{s})) = E^\circ(\text{Fe(OH)}_3(\text{s})/\text{Fe(OH)}_2(\text{s})) + \frac{RT}{\mathcal{F}} \ln \left( \frac{1}{[\text{HO}^-]} \right)$   
soit  $E^\circ(\text{Fe(OH)}_3(\text{s})/\text{Fe(OH)}_2(\text{s})) - 0,06\text{pH} + 0,06 \times 14$

On voit bien ici que pour les hydroxydes de fer qu'il existe bien une dépendance du potentiel du couple en fonction du pH. On remarque également que si l'on veut obtenir les courbes E(pH), il faut fixer le termes qui fait intervenir les concentrations des espèces en solution (i.e Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup> dans notre cas ici mais aussi les pressions partielles pour les espèces gazeuses). Il existe plusieurs choix arbitraires qui permettent de clarifier ce choix et de tracer E en fonction du pH en fixant ces valeurs aux frontières entre deux espèces. Ce choix arbitraire est appelé **concentration de tracée** et elle est précisée pour chaque diagramme E-pH car elle peut influencer les espèces majoritaires présentes.

- *Concentration en espèces.* Les concentrations des espèces dissoutes sont égales à la frontière et égales à la concentration de tracé  $c_{tr}$  ;  
Exemple.  $[I_2] = [I^-] = c_{tr}$
- *Concentration totale en espèces.* Les concentrations des espèces dissoutes sont égales à la frontière et la concentration totale en espèces correspond à la concentration de tracé  $c_{tr}$  ;  
Exemple.  $[I_2] = [I^-] = \frac{c_{tr}}{2}$  de sorte que  $[I_2] + [I^-] = c_{tr}$
- *Concentration en élément.* Les concentrations atomiques des espèces dissoutes sont égales à la frontière et la concentration totale atomique correspond à la concentration de tracé  $c_{tr}$ .  
Exemple.  $2 [I_2] = [I^-] = \frac{c_{tr}}{3}$  de sorte que  $2 [I_2] + [I^-] = c_{tr}$

FIGURE 2 – convention de tracé aux frontières

### Remarque

- Si on a deux espèces dissoutes présentes : la concentration des deux espèces est égale à la concentration de tracée
- Si on a une espèce solide et une dissoute : l'espèce dissoute est à la concentration de tracée
- Si on a une espèce gazeuse et une espèce dissoute : la droite sépare les domaines telle que la pression est supérieure ou inférieure à la concentration de tracée

**Remarque** : Il existe plusieurs types de concentration de tracée aux frontières :

Pour les différentes espèces du fer, on obtient en calculant les frontières pour chaque couple :

On peut déjà remarquer plusieurs choses :

- Les espèces sont réparties en fonction de leur nombre d'oxydation. Plus le degré d'oxydation est grand, plus l'espèce se trouve au potentiel le plus grand. On a  $Fe^{3+}$  et  $Fe(OH)_3$  pour NO (+III) puis, pour des potentiels plus bas  $Fe^{2+}$  et  $Fe(OH)_2$  pour n.o(+II) et enfin, Fe au n.O (0)
- Les droites horizontales ou obliques correspondent à des changements de nombres d'oxydations : ce sont des réactions d'oxydoréduction
- Les droites verticales séparent des espèces de même nombre d'oxydation. On a une réaction acidobasique.

On repère les domaines de prédominance et d'existence des différentes espèces. (slide)

Ce diagramme regroupe donc les domaines d'existence et de prédominance de l'espèce Fer en fonction du potentiel et du pH de la solution. Autrement dit, pour une solution à un pH et un potentiel fixé, les espèces en présence sont fixées.

## 1.2 Diagramme E-pH de l'eau

Au même titre que les autres espèces, l'eau possède aussi un diagramme E-pH qui s'avère être plus simple. On rappelle que les couples de l'eau sont les suivants :

- $2H^+ + 2e^- = H_2$  :  $E_{H^+/H_2} = E_{H^+/H_2}^\circ - \frac{R \cdot T}{2 \cdot F} \ln \frac{p_{H_2}}{[H^+]^2}$  d'où  $E_{H^+/H_2} = -0,06pH$
- $O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$  :  $E_{O_2/H_2O} = E_{O_2/H_2O}^\circ - \frac{RT}{4F} \ln p_{O_2} [H^+]^4$  d'où  $E_{O_2/H_2O} = 1,23 - 0,06pH$

### Remarque

[3]p.556. on ne prend pas en compte le peroxyde d'hydrogène  $H_2O_2$ , autre forme redox de l'eau, car elle n'est pas stable thermodynamiquement ( elle se dismute).

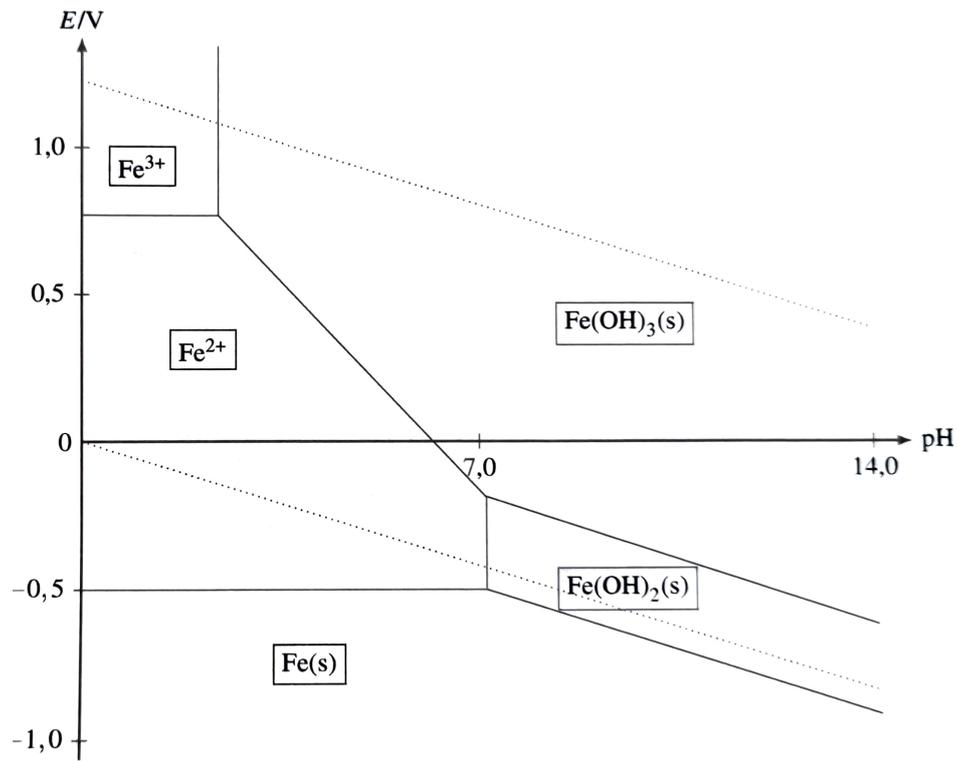


FIGURE 10.4 – Diagramme  $E$ -pH du fer

FIGURE 3 – Diagramme R-pH du fer [2]

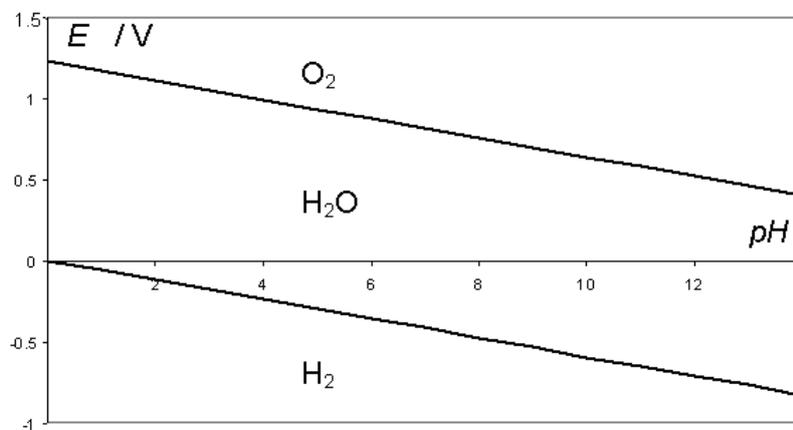


FIGURE 4 – Diagramme  $E$ -pH de l'eau

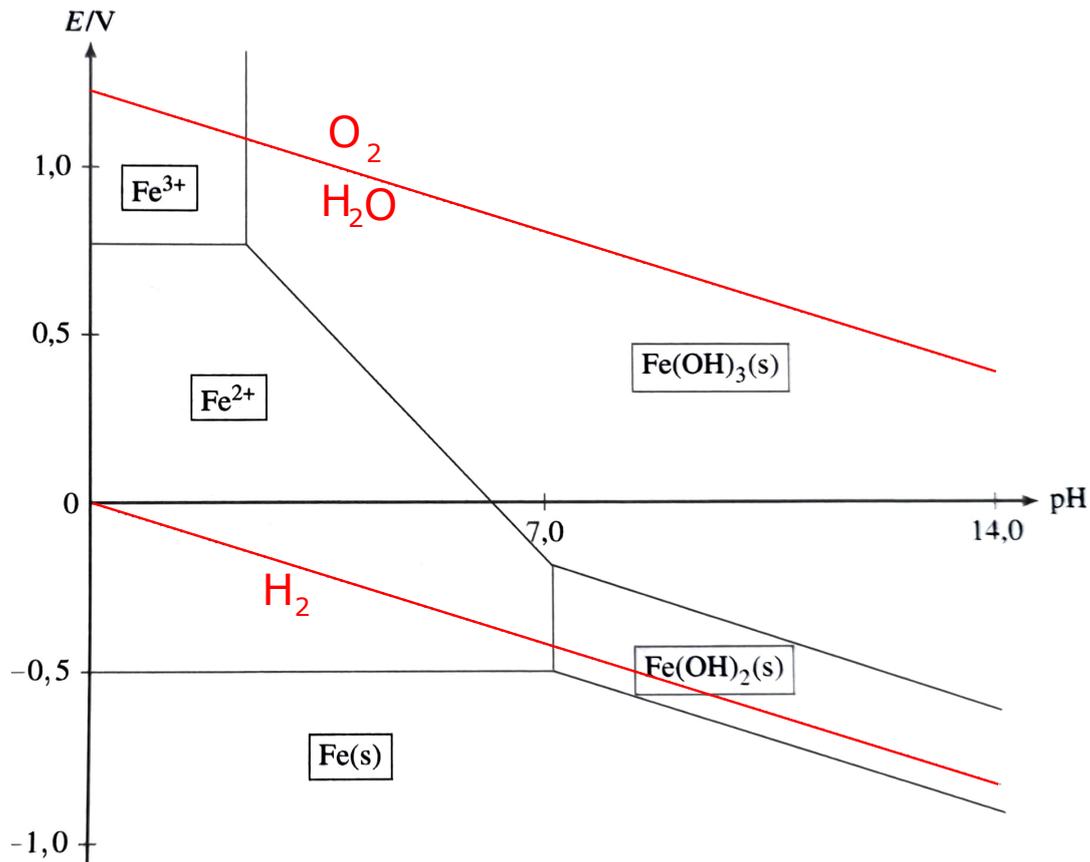


FIGURE 5 – Superposition des diagramme E-pH du fer et de l'eau.

## 2 Utilisation du diagramme

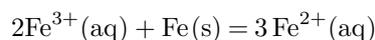
### 2.1 Stabilité des espèces

Un diagramme potentiel-pH est utilisé en superposition. Ceci signifie que deux diagramme sont superposés afin de permettre la lecture de réactions favorables. Le résultat essentiel à retenir pour la lecture des diagrammes est le suivant :

#### Important

Si le domaine d'existence ou de prédominance de deux espèces sont **disjoints** lors de la superposition des diagrammes E-pH des deux espèces alors ces espèces **réagissent favorablement** selon une réaction d'oxydo-réduction. Au contraire, si les deux espèces possèdent un domaine d'existence ou de prédominance **commun** alors les deux espèces peuvent **coexister**.

Si on reprend le diagramme E-pH du fer seul : les ions Fe<sup>3+</sup> et les ions Fe<sup>2+</sup> possèdent une frontière commune, ils sont tous deux stables en leur présence réciproque. Par contre, les ions Fe<sup>3+</sup> et le fer solide présentent eux des domaines disjoints : si on les met en présence en solution dans ce domaine de pH ils vont réagir entre eux pour former l'ion fer II. Dans le cas de Fe<sup>3+</sup> c'est une réduction et dans le cas du fer solide c'est une oxydation, on parle alors de réaction de **médiamutation** :



Si l'on reprend notre exemple du fer dans l'eau. On se rend compte que le fer (0) n'est stable ni dans l'eau ni en présence de dioxygène. C'est ce qui explique notamment la corrosion du fer sur les bateaux. (petite ouverture sur la corrosion si on est raccord dessus).

**Petit plus...** Si jamais on veut parler de la dismutation dans les diagrammes. Je ne pense pas que cela soit pertinent pour la leçon mais comme on vient de parler de médiamutation on peut l'évoquer aussi.

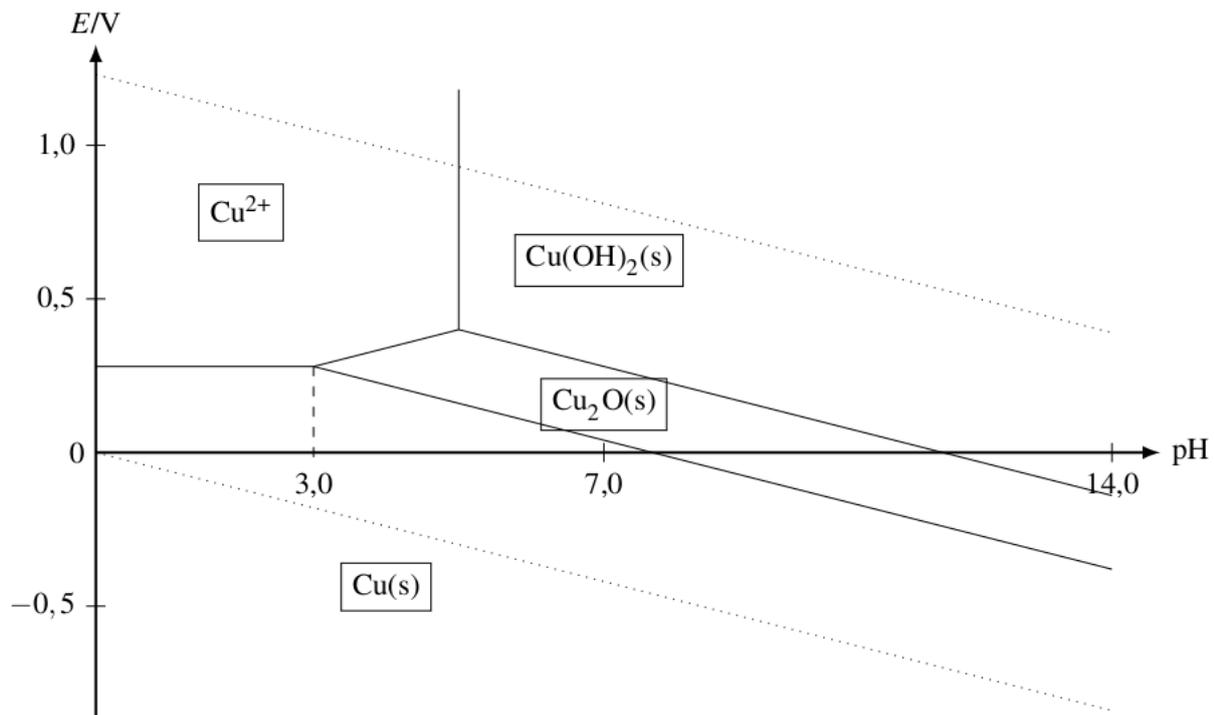


FIGURE 10.10 – Diagramme E –pH du cuivre

FIGURE 6 – Diagramme E-pH du cuivre

### Remarque

Dans la vie de tous les jours.

Ces phénomènes de stabilité entre espèces d'un même élément permet d'expliquer certains phénomènes. Regardons le cas de l'eau de Javel. L'eau de Javel c'est une solution contenant des ions chlorure au nombre d'oxydation -I et des ions hypochlorite (ou acide hypochlorique suivant le pH) au nombre d'oxydation +I. Dans des domaines basiques, les deux degrés d'oxydation présentent une frontière commune, la solution est donc stable. Toutefois, si le pH de la solution vient à fortement diminuer, on perd la frontière commune entre les deux espèces et on a alors, comme dans le cas du fer, une réaction de médiamutation :



on a alors formation de dichlore, un gaz hautement toxique ! Cette réaction a été la cause de nombreux accidents domestiques (mélange d'eau de javel avec des solutions acides comme du vinaigre, etc).

## 2.2 Détermination de constantes thermodynamique

On peut prendre l'exemple du diagramme du fer.

**Détermination d'une constante de réaction** Sur un tableau d'avancement, redéfinir l'équilibre de solubilité de l'hydroxyde de Fer II et retrouver

$$K_s = [\text{Fe}^{2+}]_{eq} [\text{OH}]_{eq}^2$$

Sur le diagramme on peut lire le pH d'apparition du précipité (apparition, terme cohérent avec le domaine d'existence du solide), ici  $\text{pH} = 7.45$ . Voyons comment on peut remonter au  $K_s$  avec cette information. Nous mènerons les calculs sur ce solide en particulier mais la logique de ces calculs est à connaître et à savoir appliquer dans tous les équilibres

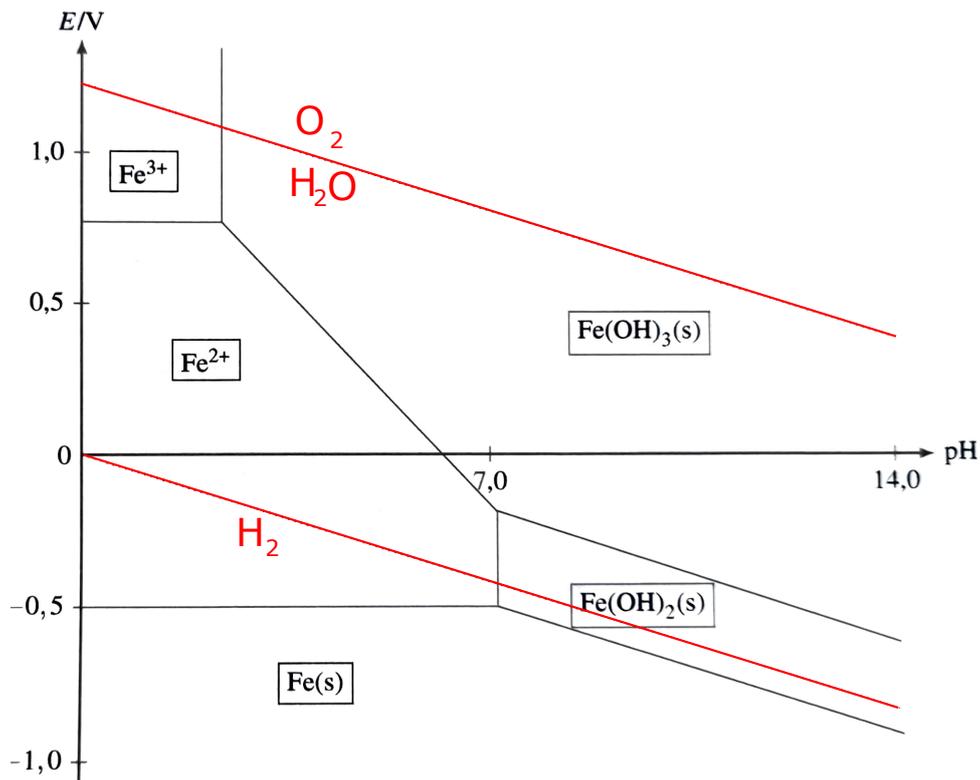


FIGURE 7 – superposition

de réactions qui peuvent intervenir dans les diagrammes E-pH.

$$K_s = [\text{Fe}^{2+}]_{eq} [\text{OH}]_{eq}^2$$

$$K_s = [\text{Fe}^{2+}]_{eq} \left( \frac{K_e}{[\text{H}^+]_{eq}} \right)^2$$

$$pK_s = -\log [\text{Fe}^{2+}]_{eq} + 2pK_e - 2pH$$

avec la convention de tracé choisie, on a  $[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-2}\text{M}$ , ce qui permet de terminer le calcul et de montrer l'importance de la convention de tracé. On trouve finalement  $pK_s = 15,1$ , ce qui est la valeur tabulée.

On vient donc de voir un des intérêt du diagramme E-pH, la détermination de constantes d'équilibre par simple lecture.

## Détermination de potentiel standard :

A  $\text{pH} = 0$  on lit les potentiels standards des couples ox-red en jeu (exemple sur  $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$ ). Mais attention à la convention de tracé (exemple  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ )!

- $\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+} : E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0$
- $\text{Fe}^{2+} + e^- = \text{Fe} : E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 + 0,06 \log (\text{Fe}^{2+})$

## 2.3 Analyse quantitative d'une solution aqueuse : contrôle qualité de l'eau

[1] p.413 et [3] p.566

Utiliser les diagrammes E-pH permettent d'élaborer des stratégies de dosage d'espèce qui ne sont pas forcément possible de doser directement. Par exemple, le dioxygène de l'eau fait partie de ces espèces. On va mettre en application l'ensemble des connaissances que l'on a pu rencontrer dans les cours sur les réactions A/B et d'oxydoréduction et des diagramme E-pH que nous venons de voir. Ces derniers vont permettre une analyse rapide des réactions sans à avoir

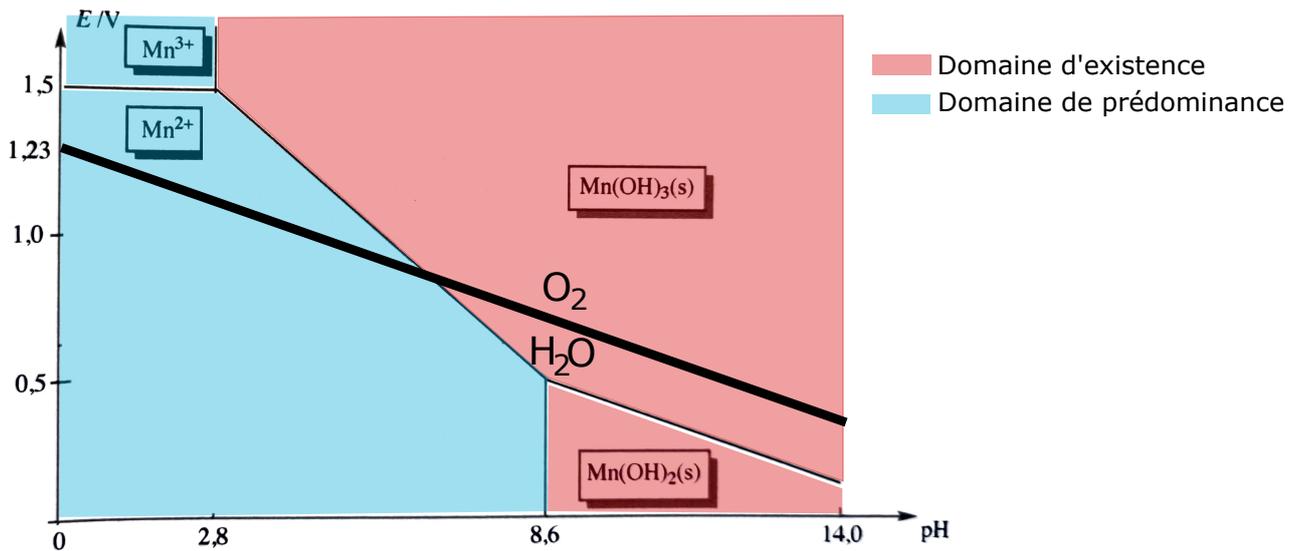
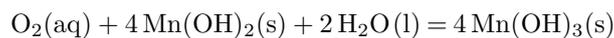


FIGURE 8 – Diagramme Manganèse

à calculer à chaque étape les constantes de réaction pour déterminer si la réaction est quantitative. Les concentrations de tracée sont toujours égale à  $10^{-2}$  M On montre sur slide chaque étape en même temps que l'on manipe.

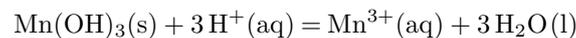
On se rend compte que domaines disjoints entre  $\text{Mn(OH)}_2(\text{s})$  et  $\text{O}_2$  donc on a une réaction spontanée et quantitative entre les deux espèces. Attention, il faut être en milieu basique ! On forme  $\text{Mn(OH)}_3(\text{s})$



et

$$n(\text{O}_2) = \frac{n(\text{Mn(OH)}_3(\text{s}))}{4}$$

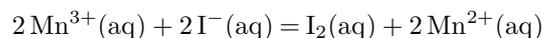
On laisse la réaction se faire dans l'erlenmeyer. On acidifie le milieu dès que l'on ouvre l'erlenmeyer pour obtenir  $\text{Mn}^{3+}$  qui ne réagit pas avec le dioxygène car on a des domaines de stabilité communs.



et  $n(\text{Mn}^{3+}) = n(\text{Mn(OH)}_3(\text{s}))$

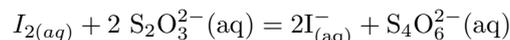
$\text{Mn}^{3+}$  n'est pas dosable directement donc on utilise un dosage bien connu du diode par du thiosulfate.

Pour cela, on ajoute des ions  $\text{I}^-$  pour former du diode (attention en réalité on forme  $\text{I}_3^-$  parce que l'on met  $\text{I}^-$  en excès et que le diode est très peu soluble dans l'eau mais çà on le garde pour les questions parce que cela ne change pas la stoechiométrie).



et  $n(\text{I}_3^-) = \frac{n(\text{Mn}^{3+})}{2}$

Enfin, on titre le diode par du thiosulfate :



et  $n(\text{I}_3^-) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}))}{2}$

donc :  $n(\text{O}_2) = n(\text{I}_3^-)/2$

$$\text{p}K_S(\text{Mn(OH)}_2) = 12,7; \text{p}K_S(\text{Mn(OH)}_3) = 36; E^\circ(\text{Mn}^{3+}/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$$

Données :  $E^\circ(\text{Mn(OH)}_3/\text{Mn}^{2+}) = 2,01 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Mn(OH)}_3/\text{Mn(OH)}_2) = 0,98 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,55 \text{ V}$ ;

$$E^\circ(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 0,08 \text{ V}.$$

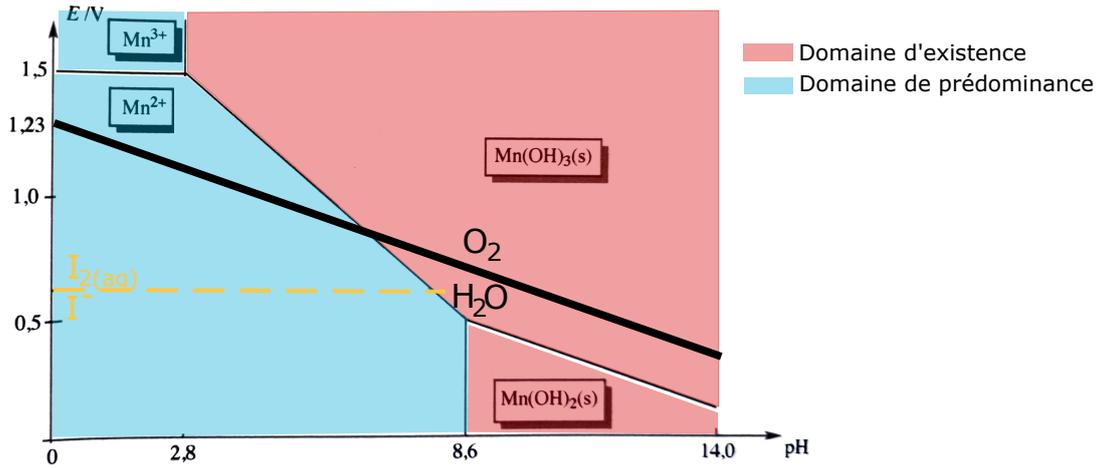


FIGURE 9 – SUPERPOSITION

Numérotation	1A	1B	2	3
Qualité	Excellente	Potable	Industrielle	Médiocre
Usages	Tous	Alimentaire, baignade, industrie...	Irrigation	Navigation, refroidissement
Concentration de O <sub>2</sub>	> 7 g·L <sup>-1</sup>	5 - 7 g·L <sup>-1</sup>	3 - 5 g·L <sup>-1</sup>	< 3 g·L <sup>-1</sup>

FIGURE 10 – Contrôle de la qualité de l'eau

## Incertitudes [2]

$$\frac{\Delta c_{O_2}}{c_{O_2}} = \sqrt{\left(\frac{\Delta c}{c}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_e}{V_e}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_0}{V_0}\right)^2}$$

$$\Delta V_e = \sqrt{(\Delta V_{\text{lecture}})^2 + (\Delta V_{\text{burette}})^2 + (\Delta V_{\text{lecteur}})^2 + (\Delta V_{\text{goutte}})^2 + (\Delta V_{\text{méthode}})^2}$$

On conclue quant à la qualité de l'eau que l'on a dosée.

## Pour aller plus loin : corrosion

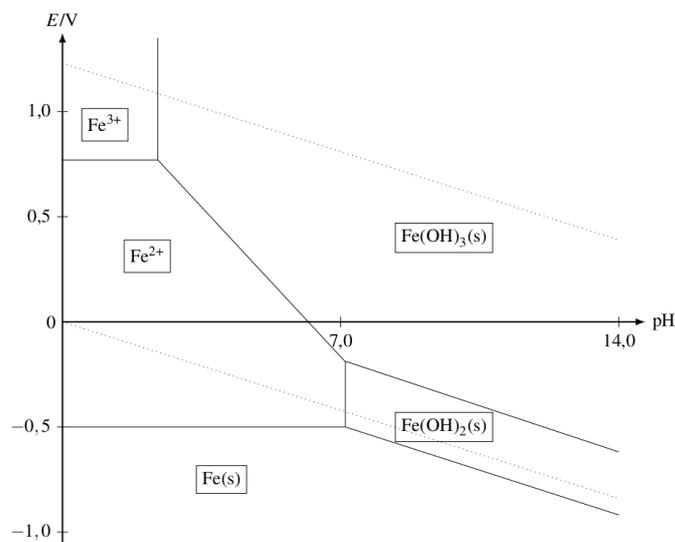


FIGURE 10.4 – Diagramme E-pH du fer

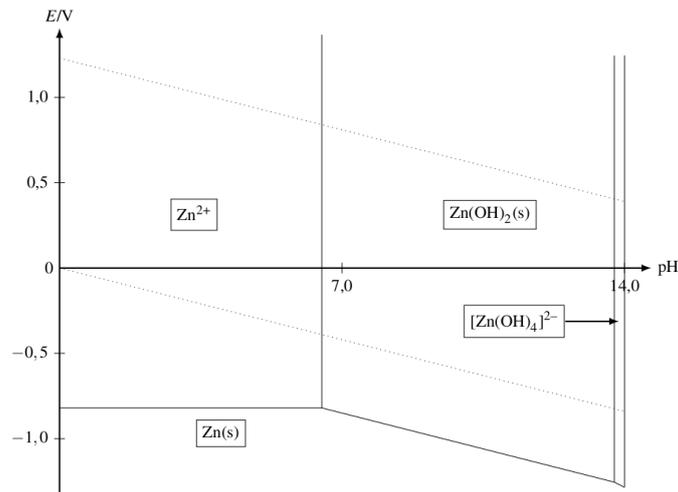


FIGURE 10.7 – Diagramme E–pH du zinc

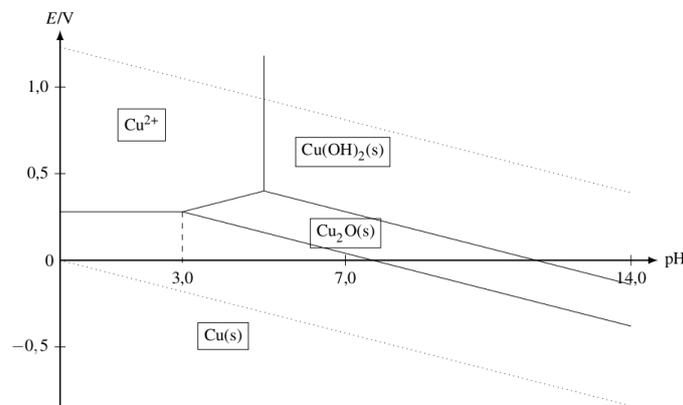


FIGURE 10.10 – Diagramme E–pH du cuivre

## BO

### Questions

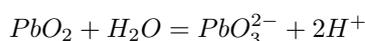
- la réaction entre le  $Mn^{3+}$  et l'eau est bloquée cinétiquement c'est un exemple parfait.
- pourquoi on ne peut pas doser directement  $O_2$  ? Que faut-il pour faire un dosage ? *rapide, totale, unique, il faut être capable de voir l'équivalence*
- Que dire aux élèves pour un titrage colorimétrique ici ? *on doit obtenir une solution incolore, à la goutte près*
- calculs d'incertitude : comment on s'y prend dans la gestion des chiffres significatifs ? *On prend un seul chiffre significatif pour les incertitudes et on arrondit à l'excès* Une fois qu'on a notre concentration, on compare à quoi ? est ce que l'on peut conclure quelque chose ? quel est l'intérêt de connaître la concentration de l' $O_2$  ? *c'est une eau de type industriel*. Quelles sont les valeurs pour qualifier l'eau ?
- Sur combien est prise l'incertitude sur le volume équivalent : il y avait une erreur : corriger donc.
- pourquoi choisir un volume équivalent assez grand ? le problème c'est l'incertitude relative. On veut prendre quelque chose proche de 10ml
- Est ce vraiment  $I_2$  que l'on dose ?  $I_3^-$ , *c'est lui qui donne la couleur jaune d'ailleurs*.
- ajout de l'empois d'amidon proche de l'équivalence, pourquoi ? C'est un gros complexe qui peut se complexer avec le diode. Le problème étant qu'elle est n'est pas **renversible**.
- pourquoi se mettre sous la hotte pour winckler ? est ce que l'acide est volatile ? avec quel composé on se met sous la hotte ? *des substances organiques*
- lecture du diagramme : quelles sont les règles pour placer les espèces dans un diagramme vide ? *On détermine les nombres d'oxydation du nombre le plus grand au nombre le plus petit. quand on augmente le pH, on perd des*

<p><b>Diagrammes potentiel-pH</b> Principe de construction, lecture et utilisation d'un diagramme potentiel-pH.</p>	<p>Identifier les différents domaines d'un diagramme fourni associés à des espèces chimiques données. Déterminer la valeur de la pente d'une frontière dans un diagramme potentiel-pH. Justifier la position d'une frontière verticale. Prévoir le caractère thermodynamiquement favorisé ou non d'une transformation par superposition de diagrammes.</p>
<p>Diagramme potentiel-pH de l'eau</p>	<p>Prévoir la stabilité des espèces dans l'eau. Prévoir une dismutation ou médiamutation en fonction du pH du milieu. Confronter les prévisions à des données expérimentales et interpréter d'éventuels écarts en termes cinétiques.</p> <p><b>Mettre en œuvre des réactions d'oxydo-réduction en s'appuyant sur l'utilisation de diagrammes potentiel-pH.</b></p>

FIGURE 11 – MPSI

protons et on gagne des  $HO^-$ . Parfois c'est pas évident de voir qu'il y a un gain de  $HO^-$  donc il faut écrire les équations de réactions ?

- $PbO_2/PbO_3^{2-}$  quelle sont leur nombre d'oxydation ? qui est à gauche qui est à droite ?



- Comment intervient la convention de tracé, choix ? Concentration de tracé ? Comment joue t-il sur l'allure d'un diagramme ? Autre influence que bouger les frontières ? Exemple du fer :  $Fe(OH)_2$  : hydroxyde de fer. Dans les oxydes de fer, sous quelle forme est l'oxygène ? sous forme  $O_2$ .
- **Attention** pour des solides, on ne peut pas parler de concentration.
- que fait l'industriel avec  $SO$  ? Sémentation (quand on ajoute des petites billes de cuivre)
- Que penser de l'humour dans les copies ou en classe ? *C'est plus sûr de rester neutre, une mauvaise interprétation est vite arrivée. Copies ou bulletin : rester carré*

## Commentaires

- La dernière partie est de trop et on ne va pas jusqu'au bout de Winkler : peu mais parfaitement exploité c'est plus valorisé que faire beaucoup mais mal exploité
- On pourrait faire toute la leçon sur Winkler pour donner une trame claire dans toute la leçon : on illustre tout avec iode et manganèse.
- mettre un diagramme vide et faire remplir le diagramme avec les degrés d'oxydation et les réactions acide-base
- On doit savoir placer les espèces, les tracés à faire soi-même c'est moins clair dans le programme
- choix des espèces et de la convention de tracé : la convention de tracé élément et = somme des concentrations des espèces dissoutes. On choisit la convention de tracé pour des concentrations analogues à celles que l'on étudie : fer à E-7, on a pas nécessairement les mêmes espèces dans le diagramme : il y a plutôt des oxydes que des hydroxydes quand on les prend basses.
- Diagramme de l'eau = superposition de deux diagrammes potentiel pH : on a deux couples  $H^+/H_2$  et  $H_2O/O_2$ . C'est un abus de langage

- qu'est ce qu'il se passe à l'intersection des trois segments ? ce sont des diagrammes asymptotiques donc l'intersection entre trois segments n'a aucun sens.
- Pour la hotte : être capable de justifier les précautions de sécurité qui ont été prises : ici éventuellement éviter les projections.
- l'acide sulfurique est dangereux pour des raisons thermiques, la réaction est très exothermique c'est pour cela que cela ne sert à rien de mettre qq ch pour neutraliser.
- On ne prélève pas directement dans le contenant de la solution (prendre un bécher avant).
- quand on pipette, il faut commenter ses gestes, notamment pour le trait de jauge : "il faut monter jusqu'au trait puis redescendre" " on a une pipette à un trait ou à deux traits" "pipette de 50mL on utilise la vidange de la propipette" " on a un dosage à la goutte près"
- attention le dosage de winkler, on revient toujours en noir même après l'équivalence. le milieu est bourée de I<sub>2</sub>, du dioxygène se dissout dans le milieu et oxyde le I<sub>2</sub>, la solution se recolor au bout de 5-10min.
- il faut bien expliquer où se trouve le O<sub>2</sub> tout au long des étapes
- on prélève l'empois dans un petit bécher dans lequel on le prélève dans la suite
- on ne prend pas de volume équivalent à 5mL mais à 10mL "on adapte le titrant pour avoir un volume équivalent proche de 10mL"
- revoir la notion du z-score ? En gros, il faut que l'on ne s'éloigne pas de plus de deux incertitudes de la valeur attendue (ça marche mieux avec des incertitudes)
- Le thiosulfate : détermination par un dosage ? C'est plus propre de mentir sur la concentration de la bouteille sur laquelle il a été mis qu'elle est précise à 1%.
- pour les incertitudes, on arrondit au plus proche (par défaut ou par excès)
- une petite conclusion sur la qualité de l'eau c'est sympa.
- le SO<sub>2</sub> est la source même de la formation de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- Bien connaître lixiviation, cémentation
- l'industriel ne fait pas précipiter l'hydroxyde de fer comme on le présente ici parce que le solide est trop compliqué à filtrer, on utilise un autre agent lequel ?
- Pour conclure sur la cinétique, on peut donner un exemple de cinétique qui est lente, ce qui fait qu'une espèce est présente alors qu'elle n'est pas stable : solution de MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> dans l'eau par exemple (elles sont instables). Le MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> réagit avec l'eau : elle peut être photocatalysée.