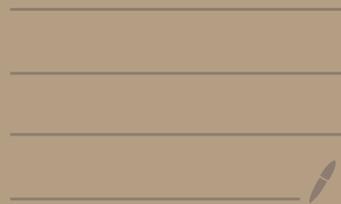


LC25 - Diagrammes

Potentie - pH.



* Niveau : NPS I.

* Programme :

Aspect thermodynamique des réactions d'oxydo-réduction. Dismutation et médimutation.	Prévoir qualitativement ou quantitativement le caractère thermodynamiquement favorisé ou défavorisé d'une réaction d'oxydo-réduction à partir des potentiels standard des couples. Mettre en œuvre une réaction d'oxydo-réduction pour réaliser une analyse quantitative en solution aqueuse. Réaliser une pile et étudier son fonctionnement.
Diagrammes potentiel-pH Principe de construction, lecture et utilisation d'un diagramme potentiel-pH.	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.
Diagramme potentiel-pH de l'eau	Prévoir la stabilité des espèces dans l'eau. Prévoir une dismutation ou médimutation en fonction du pH du milieu. Confronter les prévisions à des données expérimentales et interpréter d'éventuels écarts en termes cinétiques. Mettre en œuvre des réactions d'oxydo-réduction en s'appuyant sur l'utilisation de diagrammes potentiel-pH.

* Sources : [1] FOSSET, "Chimie tout-en-un NPSI - PTSI"
[2] JFLD, "La chimie expérimentale, 1) Chimie générale"

* Plan:

I) lecture des diagrammes E-pH.

- 1) Diagramme E-pH du fer.
- 2) Diagramme E-pH de l'eau.

II) Utilisation des diagrammes E-pH.

- 1) Stabilité des espèces.
- 2) Détermination de constantes thermodynamiques.
- 3) Application: contrôle qualité d'une eau.

↪ On peut inverser les 2 en fonction du temps.

• Prérequis: → Texte la chimie de NPS I (dernier chapitre de l'année).

On a vu les réactions redox et les réactions acides bases mais des fois une espèce peut être engagée dans ces deux types de réactions et alors sa stabilité varie de manière plus subtile

• Accroche:

↳ Pas la même réaction selon le pH. Ça nous étonne ? Pas vraiment car: ⇒ slide avec la formule de Nernst qui dépend du pH.

Mise en évidence du rôle du pH sur les équilibres redox

↳ Sarrazin p126 ou Mesplède p150

⊙

Couples Fe(II)/Fe(III) et I₂/I⁻ en fonction du pH

Matériel: Tube à essai, KI à 0.1 M, FeCl₃ à 0.1 M, cyclohexane (remplace le toluène), soude 1 M.

Milieu acide: verser 1 mL de solution FeCl₃ et un léger excès de KI dans un tube à essai. Agiter. Une coloration brune caractéristique de la présence de diiode apparaît. La première réaction a lieu.

Ajouter du cyclohexane. Il se forme alors une phase aqueuse contenant le Fe²⁺ et une phase organique contenant le diiode. La phase organique, située au dessus de la phase aqueuse, est de coloration violette, couleur caractéristique de la présence de diiode dans un solvant organique.

Ajouter dans la phase aqueuse de la soude. Il se forme un précipité vert, caractéristique de la présence de Fe(OH)₂. On agite alors le tube à essai, la phase organique et la phase aqueuse réagissent. On observe que la phase organique se décolore, et un précipité couleur rouille apparaît. Le diiode ont réagit avec le précipité vert suivant la réaction suivante: suspens huhu

• Problématique: Comment étudier l'influence du pH sur la stabilité des espèces redox du milieu ?

⇒ La leçon de Naud est nichel.

La Paule de la dismutation de faire une expérience qualitative.

Dismutation :

Placer dans un bécher environ 0,2 g (mais pesé de façon précise) d'oxyde de cuivre (I). Recouvrir de 10 mL environ d'acide sulfurique à $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et agiter tout en chauffant légèrement pendant 10 minutes environ. L'oxyde de cuivre (I) se dismutant, la solution bleuit du fait de l'apparition d'ions Cu^{2+} en solution alors que le cuivre solide formé reste en suspension dans la solution.

Filter la solution en récupérant le filtrat dans l'erenmeyer de 250 mL. Rincer le bécher et le filtre avec au minimum 50 mL d'eau distillée de façon à éliminer au mieux les traces bleues sur le filtre. Conserver l'ensemble pour la suite.

Remarque importante.

☒ **Prédominance ou existence ?**

→ Lorsque les deux formes du couple sont dissoute, par exemple $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, elles coexistent en permanence, on parle de domaine de prédominance.

Les gaz sont aussi des espèces dissoutes, même si on ne le précise pas.

→ Lorsqu'une des formes est un solide, celui-ci n'existe pas toujours, on parle de domaine d'existence. Son existence est conditionnelle.

Exemple: $\text{Ba}_{(aq)}^{2+} + 2\text{IO}_{3(aq)}^- \rightleftharpoons \text{Ba}(\text{IO}_3)_{2(s)}$ $K_s = [\text{Ba}^{2+}]_{eq} [\text{IO}_3^-]_{eq}^2$

Si $\text{Ba}(\text{IO}_3)_{2(s)}$ existe alors $[\text{Ba}^{2+}][\text{IO}_3^-]^2 = K_s$

Si $\text{Ba}(\text{IO}_3)_{2(s)}$ n'existe pas alors $[\text{Ba}^{2+}][\text{IO}_3^-]^2 < K_s$

LC-25-Diagramme E-pH (CPGE)

Maud

5 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

1 Lecture des diagrammes E-pH	2
1.1 Diagramme E-pH du fer [2]	2
1.2 Diagramme E-pH de l'eau	4
2 Utilisation du diagramme	4
2.1 Stabilité des espèces	4
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.

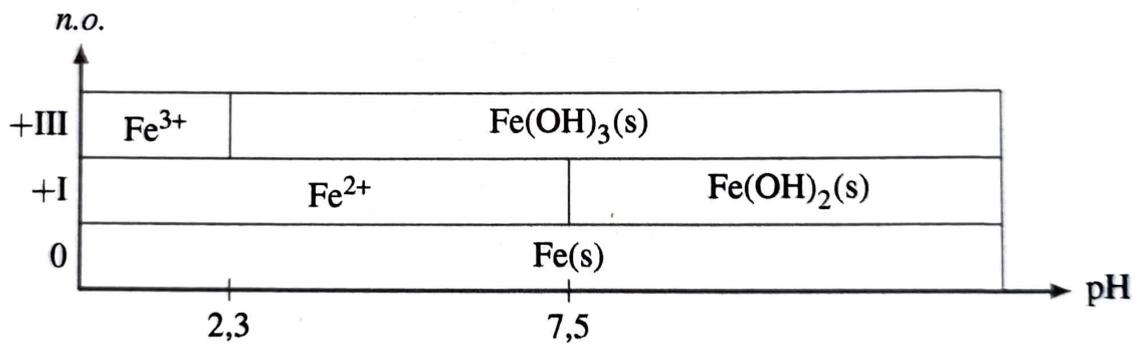


FIGURE 1 – Diagramme de situation du fer [2]

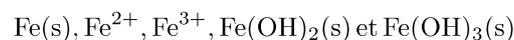
Introduction générale

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 :

- $\text{Fe}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} : E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 + 0,06 \log \left(\frac{a_{\text{Fe}^{3+}}}{a_{\text{Fe}^{2+}}} \right)$
- $\text{Fe(OH)}_3(\text{s}) + e^- = \text{Fe(OH)}_2(\text{s}) + \text{HO}^- : E(\text{Fe(OH)}_3(\text{s})/\text{Fe(OH)}_2(\text{s})) = E^\circ(\text{Fe(OH)}_3(\text{s})/\text{Fe(OH)}_2(\text{s})) + \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{1}{[\text{HO}^-]} \right)$
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 les termes qui font intervenir les concentrations des espèces en solution (i.e Fe²⁺, Fe³⁺ 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.

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

- *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

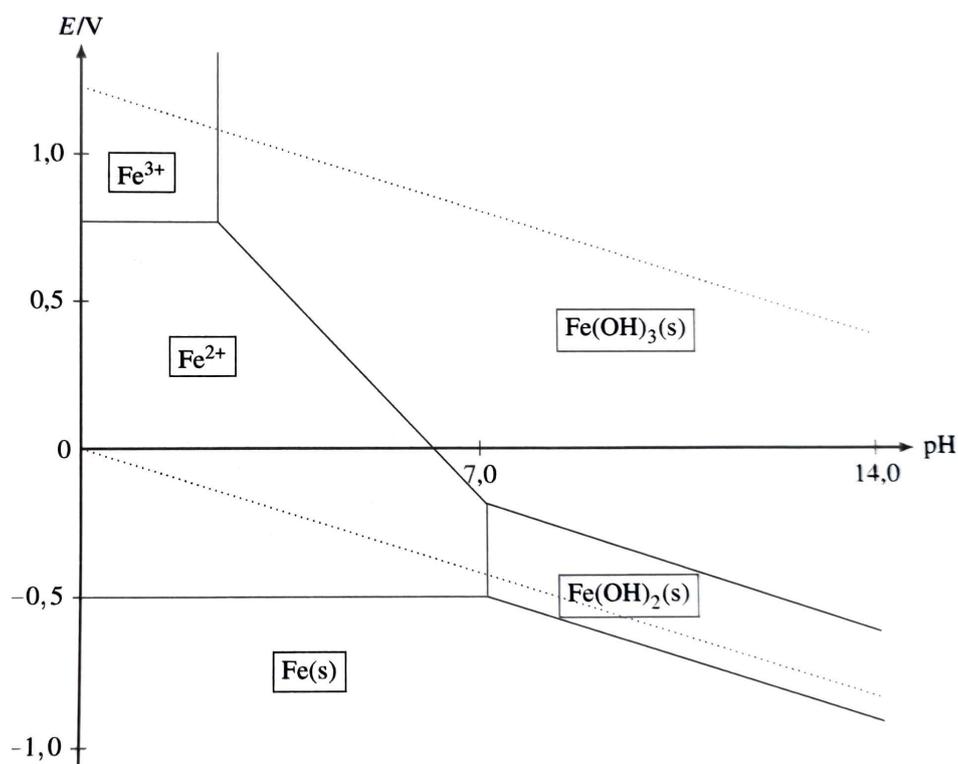


FIGURE 10.4 – Diagramme E-pH du fer

FIGURE 3 – Diagramme R-pH du fer [2]

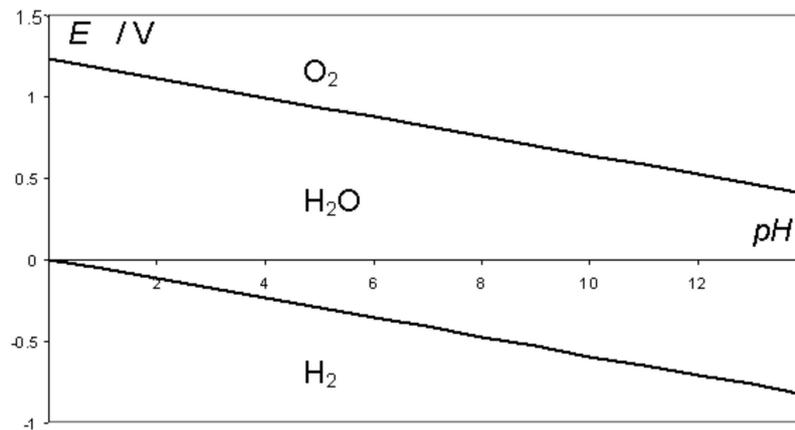


FIGURE 4 – Diagramme E-pH de l'eau

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 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ pour NO (+III) puis, pour des potentiels plus bas Fe^{2+} et $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 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 :

- $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$: $E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^\circ - \frac{R \cdot T}{2 \cdot \mathcal{F}} \ln \frac{p_{\text{H}_2}}{[\text{H}^+]^2}$ d'où $E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,06\text{pH}$
- $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$: $E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}} = E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}^\circ - \frac{RT}{4\mathcal{F}} \ln p_{\text{O}_2} [\text{H}^+]^4$ d'où $E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}} = 1,23 - 0,06\text{pH}$

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).

2 Utilisation du diagramme

2.1 Stabilité des espèces

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

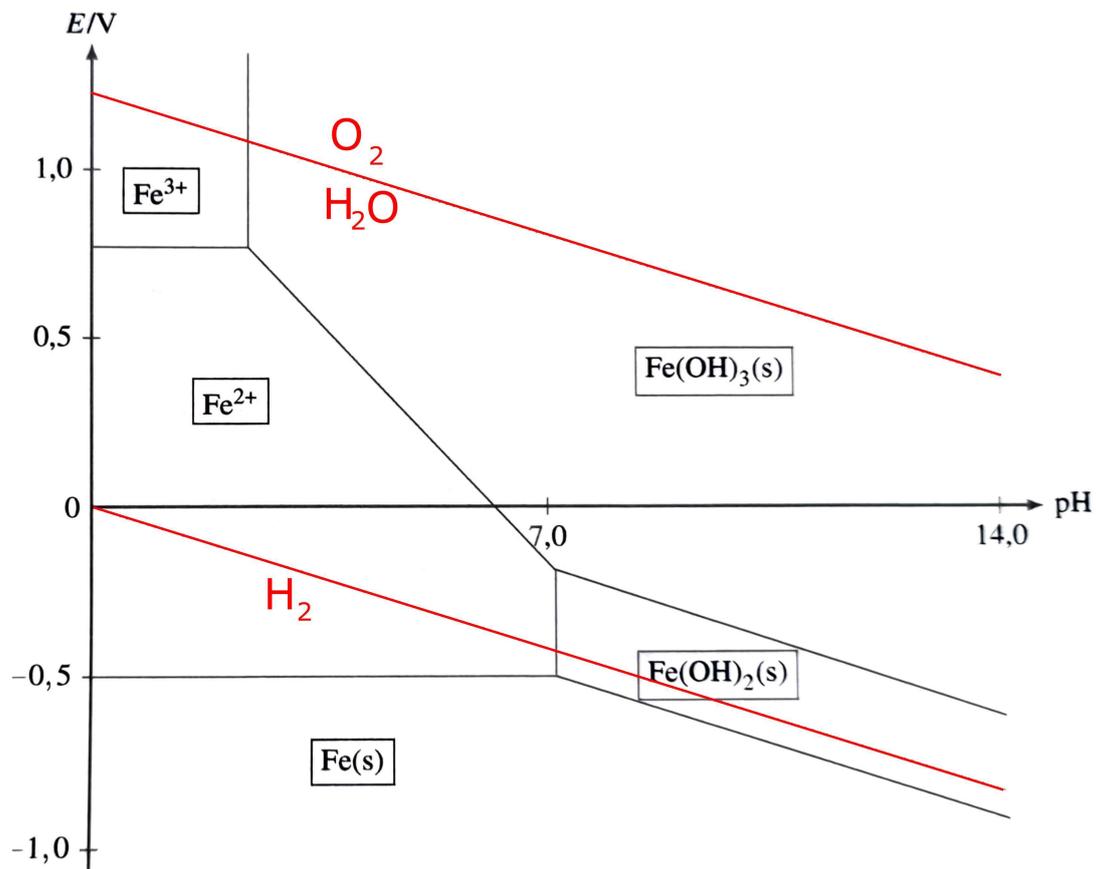
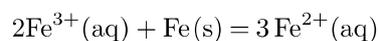


FIGURE 5 – Superposition des diagramme E-pH du fer et de l'eau.

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^{3+} et les ions Fe^{2+} possèdent une frontière commune, ils sont tous deux stables en leur présence réciproque. Par contre, les ions Fe^{3+} 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^{3+} 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.

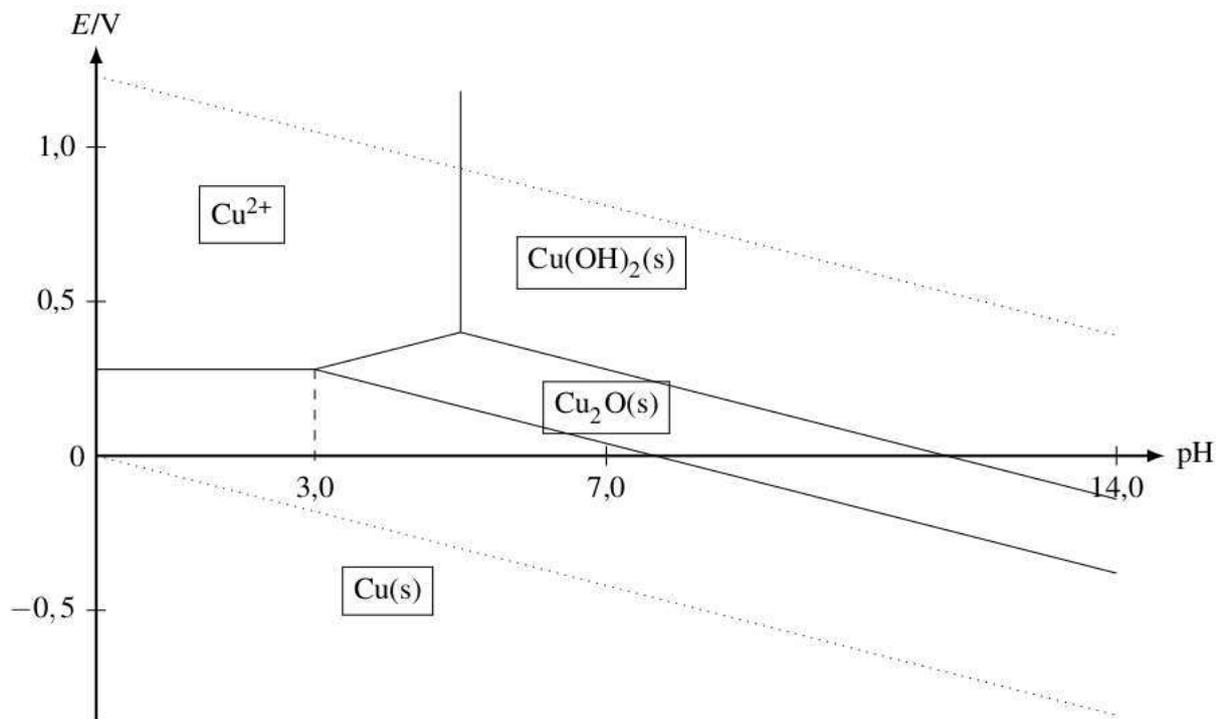
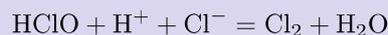

 FIGURE 10.10 – Diagramme $E - \text{pH}$ du cuivre

 FIGURE 6 – Diagramme $E - \text{pH}$ 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

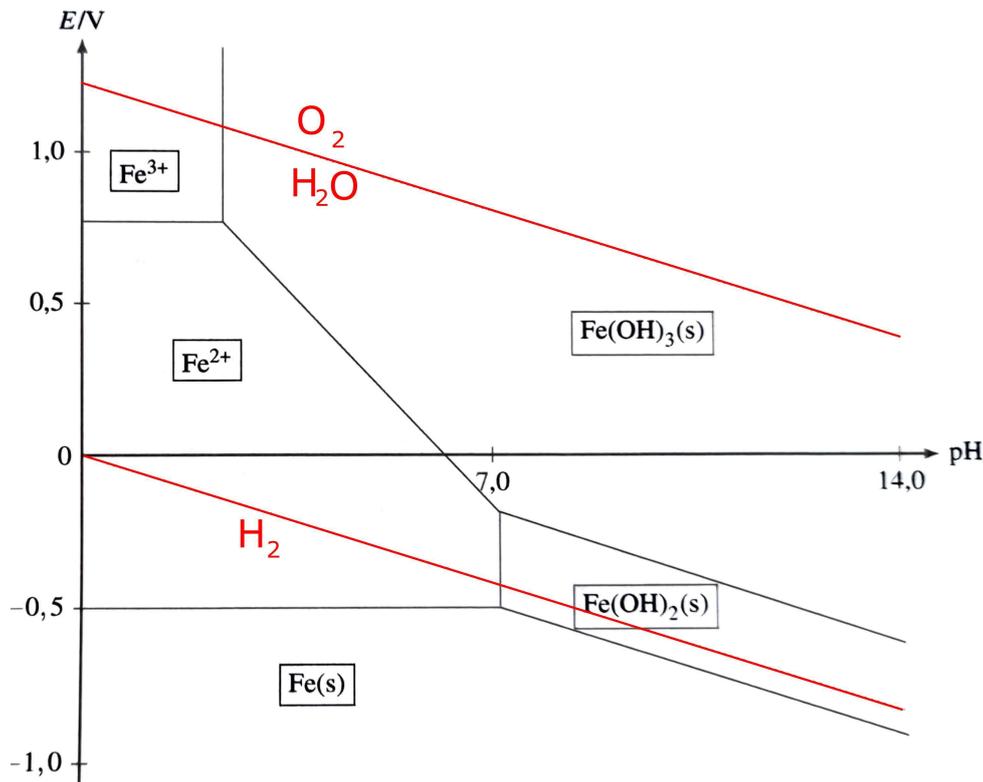


FIGURE 7 – superposition

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 intérêts 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

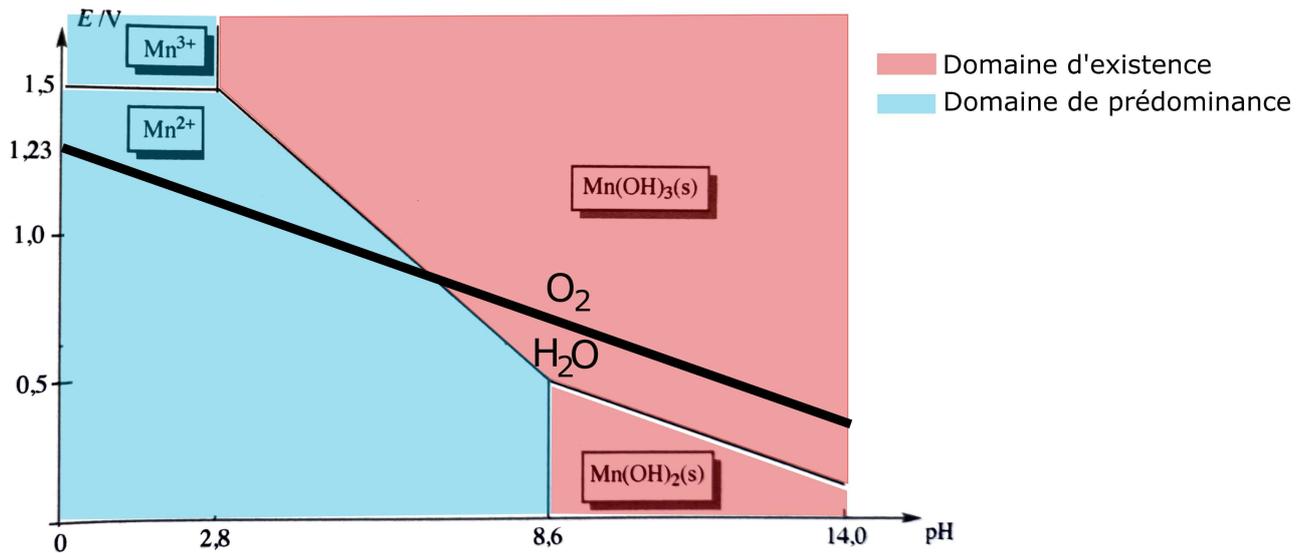
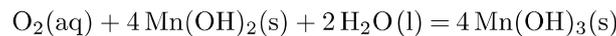


FIGURE 8 – Diagramme Manganèse

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

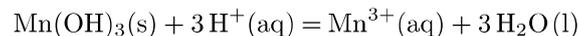
On se rend compte que domaines disjoints entre $\text{Mn(OH)}_2(\text{s})$ et O_2 donc on a une réaction spontanée et quantitative entre les deux espèces. Attention, il faut être en milieu basique ! On forme $\text{Mn(OH)}_3(\text{s})$



et

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

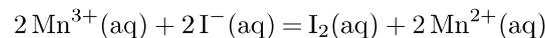
On laisse la réaction se faire dans l'erlenmeyer. On acidifie le milieu dès que l'on ouvre l'erlenmeyer pour obtenir Mn^{3+} qui ne réagit pas avec le dioxygène car on a des domaines de stabilité communs.



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

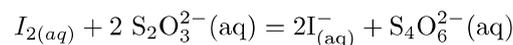
Mn^{3+} n'est pas dosable directement donc on utilise un dosage bien connu du diode par du thiosulfate.

Pour cela, on ajoute des ions I^- pour former du diode (attention en réalité on forme I_3^- parce que l'on met I^- en excès et que le diode est très peu soluble dans l'eau mais ça 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 : $E^\circ(\text{Mn(OH)}_3/\text{Mn}^{2+}) = 2,01 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Mn(OH)}_3/\text{Mn(OH)}_2) = 0,98 \text{ V}$; $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,55 \text{ V}$;

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

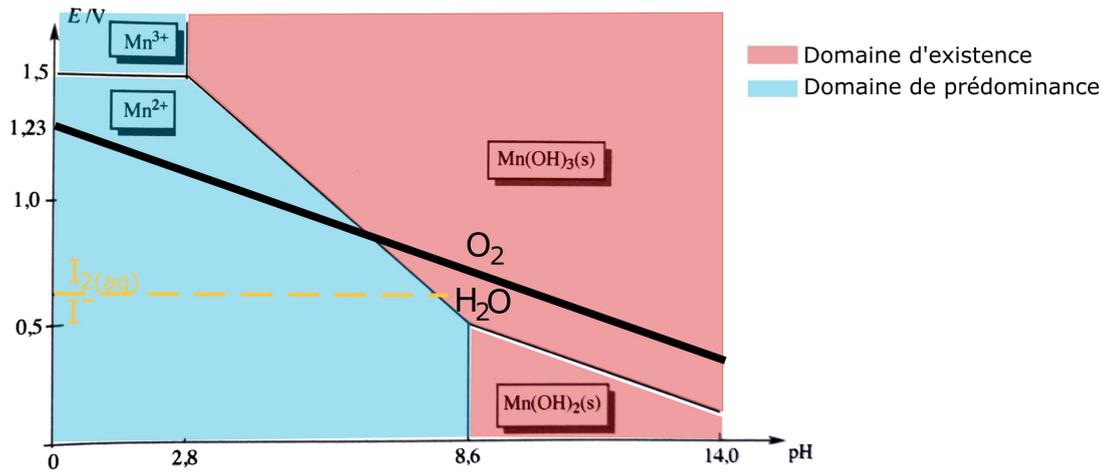


FIGURE 9 – SUPERPOSITION

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

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

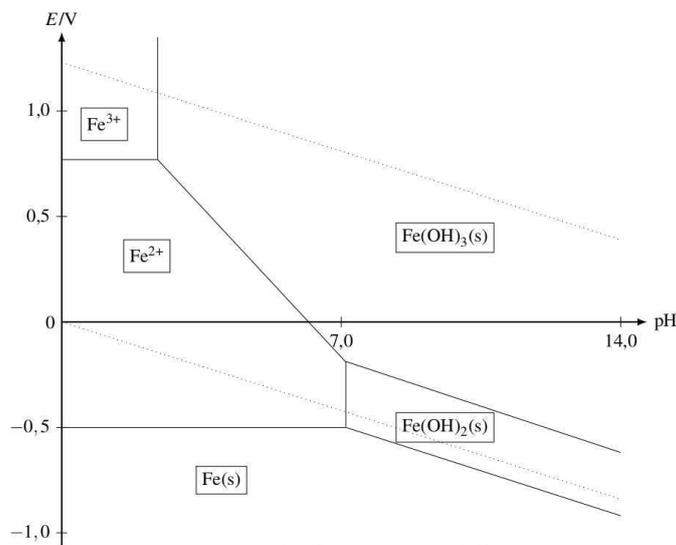
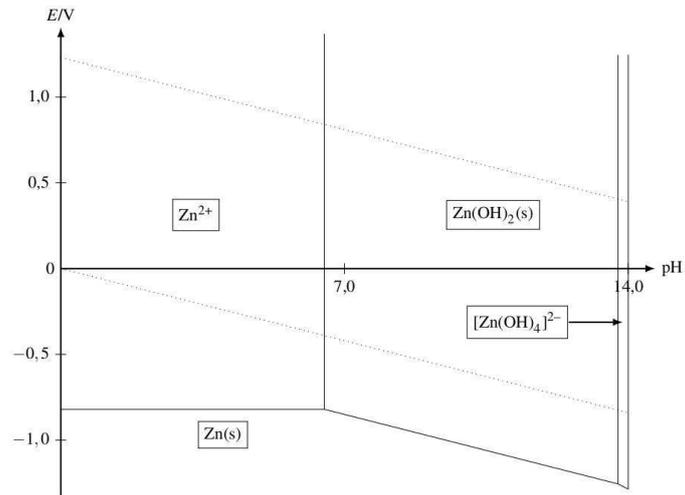
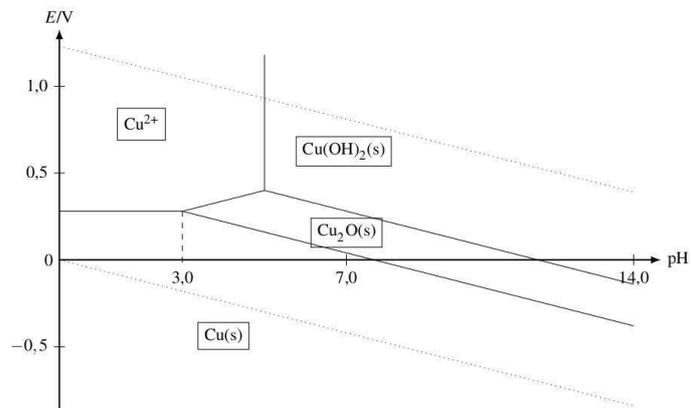


FIGURE 10.4 – Diagramme E–pH du fer


 FIGURE 10.7 – Diagramme E -pH du zinc

 FIGURE 10.10 – Diagramme E -pH du cuivre

BO

<p>Diagrammes potentiel-pH 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>Mettre en œuvre des réactions d'oxydo-réduction en s'appuyant sur l'utilisation de diagrammes potentiel-pH.</p>

FIGURE 11 – MPSI