

Électrochimie des solutions

Cours N°6

14.10.2025

Grégoire Gschwend

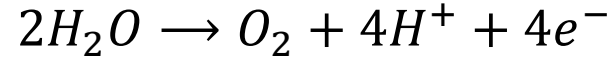
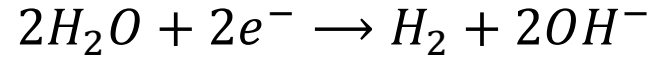
gregoire.gschwend@csem.ch

paradis.naderasli@epfl.ch

li.jiajun@epfl.ch

Diagramme de Pourbaix: introduction

- Considérons les réactions de réduction et d'oxydation de l'eau:

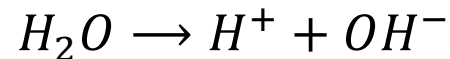


- Écrivons ensuite le potentiel de ces réaction grâce à l'équation de Nernst:

$$E_{H_2O/H_2} = E_{H_2O/H_2}^0 + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{a_{H_2O}^2}{p_{H_2} a_{OH^-}^2} \right) \quad (1)$$

$$E_{O_2/H_2O} = E_{O_2/H_2O}^0 + \frac{RT}{4F} \ln \left(\frac{p_{O_2} a_{H^+}^4}{a_{H_2O}^2} \right) \quad (2)$$

- Ces équations peuvent s'écrire autrement en tenant compte de l'autoprotolyse de l'eau:



- La constante d'équilibre de l'autoprotolyse est:

$$\begin{aligned} K_{\text{éq}} &= \frac{a_{H^+} a_{OH^-}}{a_{H_2O}} = 10^{-14} \\ \Rightarrow \frac{a_{H_2O}}{a_{OH^-}} &= \frac{a_{H^+}}{10^{-14}} \end{aligned} \quad (3)$$

Diagramme de Pourbaix: introduction

- En insérant l'Équation 3 dans l'Équation 1 on obtient:

$$E_{H_2O/H_2} = E_{H_2O/H_2}^0 + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{a_{H^+}^2}{p_{H_2} 10^{-28}} \right)$$

- En faisant l'hypothèse que $p_{H_2} = 1$ bar on obtient:

$$\begin{aligned} E_{H_2O/H_2} &= E_{H_2O/H_2}^0 + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{a_{H^+}^2}{10^{-28}} \right) \\ &= E_{H_2O/H_2}^0 + \frac{RT}{F} \ln(a_{H^+}) - \frac{RT}{2F} \ln(10^{-28}) \end{aligned}$$

- En cherchant dans les tables le potentiel rédox standard du couple E_{H_2O/H_2}^0 on trouve $-0.83V_{SHE}$
- En calculant le dernier terme de l'équation on trouve: $-0.83V$
- On aura finalement:

$$\begin{aligned} E_{H_2O/H_2} &= \frac{RT}{F} \ln(a_{H^+}) \\ &= E_{H^+/H_2}^0 + \frac{RT}{F} \ln(a_{H^+}) \end{aligned}$$



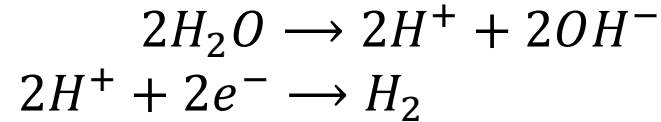
On obtient l'équation de Nernst pour le couple H^+/H_2 .
Que s'est-il passé ?

Diagramme de Pourbaix: introduction

- Repartons de la réaction de réduction de l'eau:



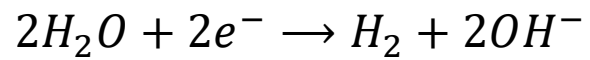
- On peut décomposer cette réaction en deux sous-réactions:



- La première sous-équation est l'autoprotolyse de l'eau. Ce n'est pas une équation rédox car les nombres d'oxydation des espèces ne changent pas. Cette équation a cependant une constante d'équilibre qui permet de calculer son énergie de Gibbs:

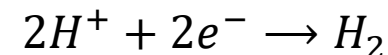
$$\Delta G_{\text{autoprot.}} = -RT \ln(K_{\text{éq}}) = -RT \ln(10^{-14}) = -79877 \left[\frac{J}{\text{mol K}} \right]$$

- L'énergie de Gibbs est exprimée en $\frac{J}{\text{mol K}}$ mais, en la divisant par la constante de Faraday $F = 96485 \left[\frac{C}{\text{mol}} \right]$, on peut l'exprimer en Volt. On obtient ici **-0.83 V**.
- En fait, selon la manière dont on écrit la réduction du proton, on fait des hypothèses «cachées»:



$$E_{H_2O/H_2} = E_{H_2O/H_2}^0 + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{a_{H_2O}^2}{a_{OH^-}^2} \right)$$

La condition standard implique $a_{H_2O} = a_{OH^-}$ et donc $a_{H^+} = 10^{-14}$
Réduction du proton en milieu basique (pH 14).



$$E_{H^+/H_2} = E_{H^+/H_2}^0 + \frac{RT}{F} \ln(a_{H^+})$$

La condition standard implique $a_{H^+} = 1$
Réduction du proton en milieu acide (pH 0).

Diagramme de Pourbaix: introduction

- Pour l'oxydation de l'eau on pose $p_{O_2} = 1\text{bar}$ et $a_{H_2O} = 1$ et l'on obtient:

$$E_{O_2/H_2O} = E_{O_2/H_2O}^0 + \frac{RT}{F} \ln(a_{H^+})$$

- On a donc pour la réduction et l'oxydation de l'eau:

$$E_{H^+/H_2} = E_{H^+/H_2}^0 + \frac{RT}{F} \ln(a_{H^+})$$

$$E_{O_2/H_2O} = E_{O_2/H_2O}^0 + \frac{RT}{F} \ln(a_{H^+})$$

- Finalement, en utilisant la formule de changement de base des logarithmes :

$$\ln(x) = \frac{\log(x)}{\log(e)} \cong \frac{\log(x)}{0.43429}$$

on remplace les logarithmes naturels par des logarithmes en base 10 et l'on obtient:

$$E_{H^+/H_2} = E_{H^+/H_2}^0 + \frac{RT}{0.43429 F} \log(a_{H^+})$$

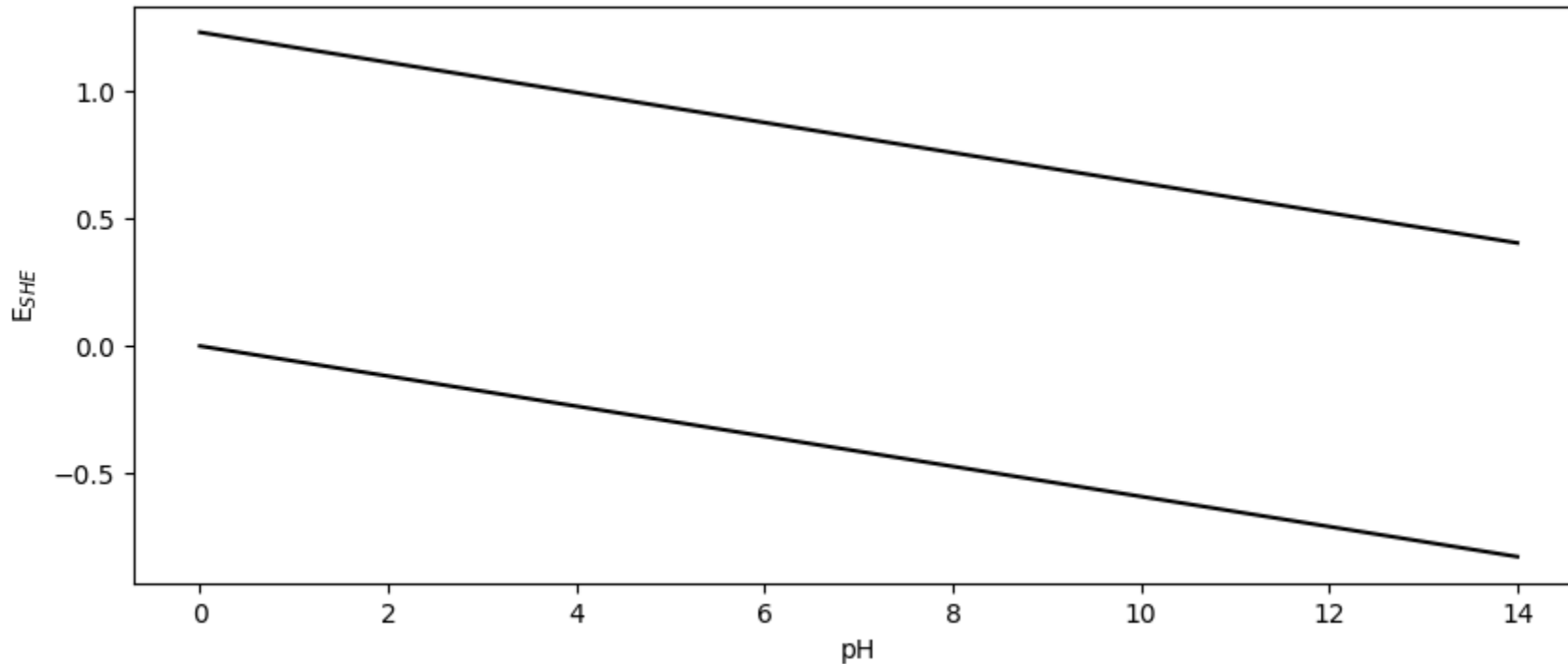
$$E_{O_2/H_2O} = E_{O_2/H_2O}^0 + \frac{RT}{0.43429 F} \log(a_{H^+})$$

- On remplace les constantes par leurs valeurs, et on utilise la définition du pH ($\log(a_{H^+})$):

$$\begin{aligned} E_{H^+/H_2} &= E_{H^+/H_2}^0 - 0.059\text{pH} \\ E_{O_2/H_2O} &= E_{O_2/H_2O}^0 - 0.059\text{pH} \end{aligned}$$

Diagramme de Pourbaix: introduction

- Les deux équations précédentes montrent que les potentiels de réduction et d'oxydation de l'eau sont deux droites fonctions du pH, de pentes -0.059 et dont les ordonnées à l'origine sont les potentiels standards des deux réactions. En utilisant les valeurs tabulées: $E_{O_2/H_2O}^0 = 1.23 V_{SHE}$ et $E_{H^+/H_2} = 0 V_{SHE}$ on peut tracer le graphe suivant:



- Ce graphe est le **diagramme de Pourbaix de l'eau**.

Diagramme de Pourbaix: utilité

- Un diagramme de Pourbaix permet de visualiser rapidement les conditions de stabilité des espèces rédox. Ainsi, sur le graphe ci-dessous, on voit que l'eau ne sera pas stable pour des conditions situées **sous sa courbe de réduction**; on formera du H_2 .

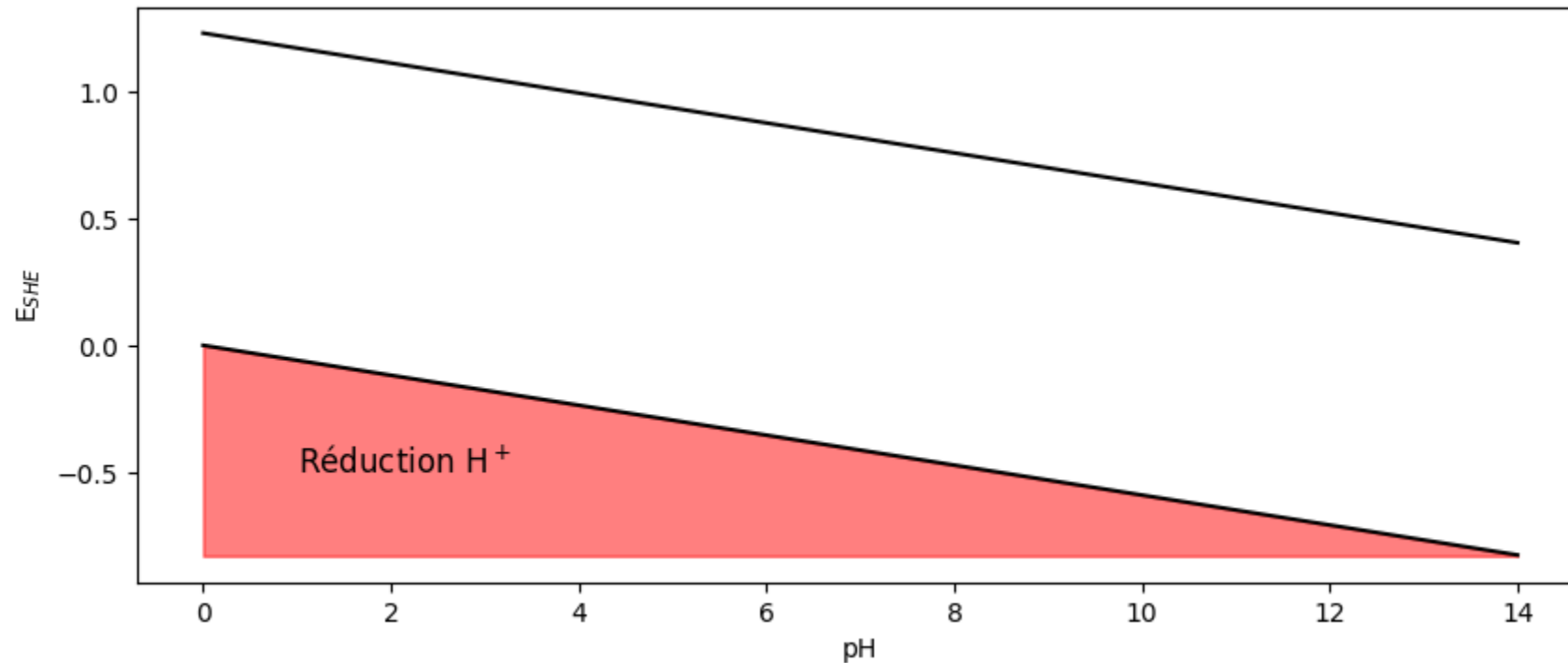
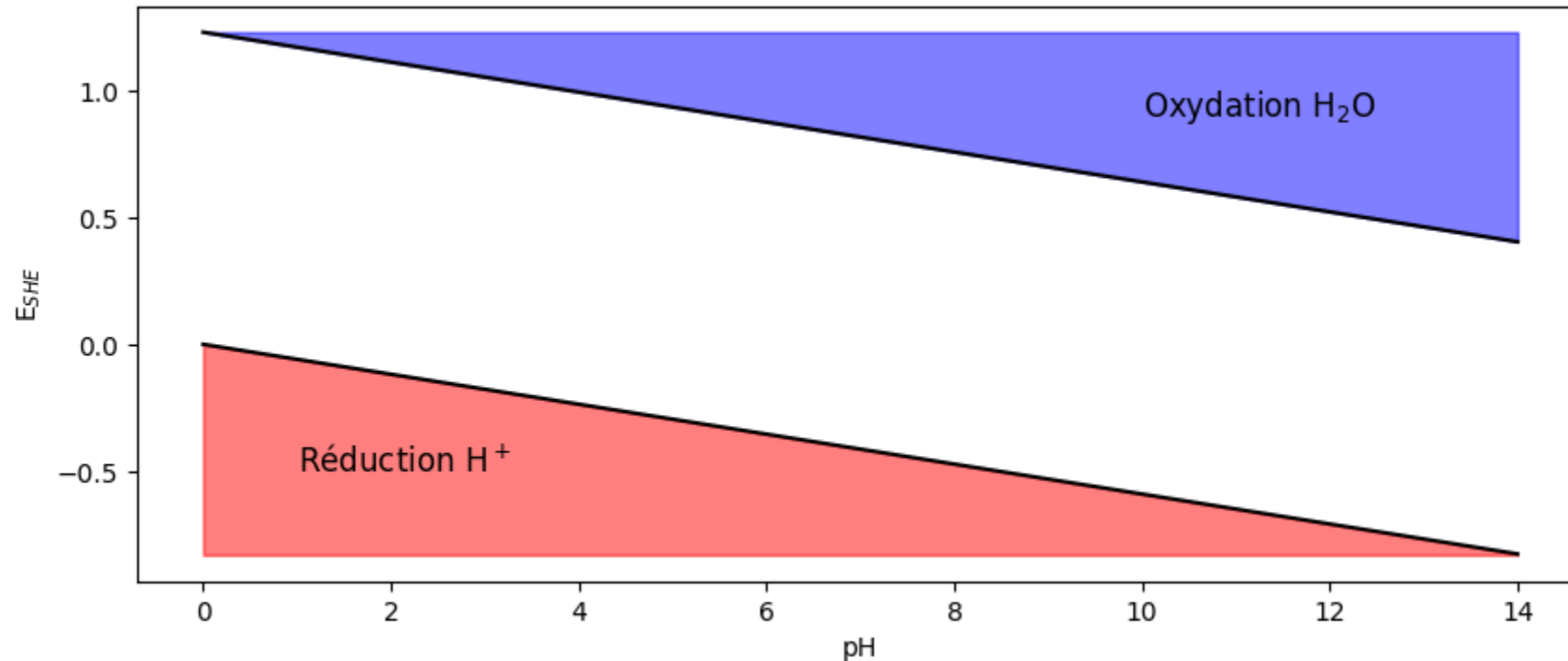


Diagramme de Pourbaix: utilité

- Un diagramme de Pourbaix permet de visualiser rapidement les conditions de stabilité des espèces rédox. Ainsi, sur le graphe ci-dessous, on voit que l'eau ne sera pas stable pour des conditions situées sous sa courbe de réduction (on formera du H_2):



- Au dessus de la courbe d'oxydation de l'eau on formera du O_2 .

Diagramme de Pourbaix

- Un diagramme de Pourbaix (ou diagramme potentiel-pH) est un diagramme de zone qui montre les conditions de stabilité des espèces chimiques pour un potentiel et pour un pH donné.
- Un diagramme de Pourbaix est fait pour un élément ou pour une espèce chimique donnée, par exemple, le diagramme de Pourbaix du fer, du cuivre, de l'eau ou des quinones.
- Un diagramme de Pourbaix a en **abscisse le pH**, et en **ordonnée le potentiel**.



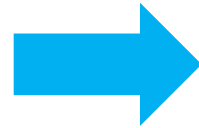
Marcel Pourbaix 1904-1998



Diagramme de Pourbaix: fer

- Prenons maintenant un cas un peu plus riche, le **diagramme de Pourbaix du fer** et de ses hydroxydes. On aura donc les espèces suivantes:

- Fe
- Fe²⁺
- Fe³⁺
- Fe(OH)₂
- Fe(OH)₃



La liste des espèces est généralement donnée (en exercice) ou à définir selon l'intérêt expérimental.

- Pour ces espèces, il faut considérer les équilibres électrochimiques suivants:

- $Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$
- $Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$
- $Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$
- $Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3$



Changement d'état d'oxydation sans dépendance en pH



Réaction de précipitation, ne dépend pas du potentiel (pas de changement d'état d'oxydation).

Diagramme de Pourbaix: fer

- On pose les équations de Nernst des deux premières équations chimiques:

$$E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 + \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{a_{Fe^{3+}}}{a_{Fe^{2+}}} \right)$$

$$E_{Fe^{2+}/Fe} = E_{Fe^{2+}/Fe}^0 + \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{a_{Fe^{2+}}}{a_{Fe}} \right) = E_{Fe^{2+}/Fe}^0 + \frac{RT}{F} \ln(a_{Fe^{2+}})$$

- Ces deux équations sont bien **indépendantes du pH**, ce seront des **droites horizontales sur le diagramme de Pourbaix**.
- En posant **une concentration arbitraire** en espèce rédox de $10^{-2}M$, on peut commencer à tracer le diagramme.

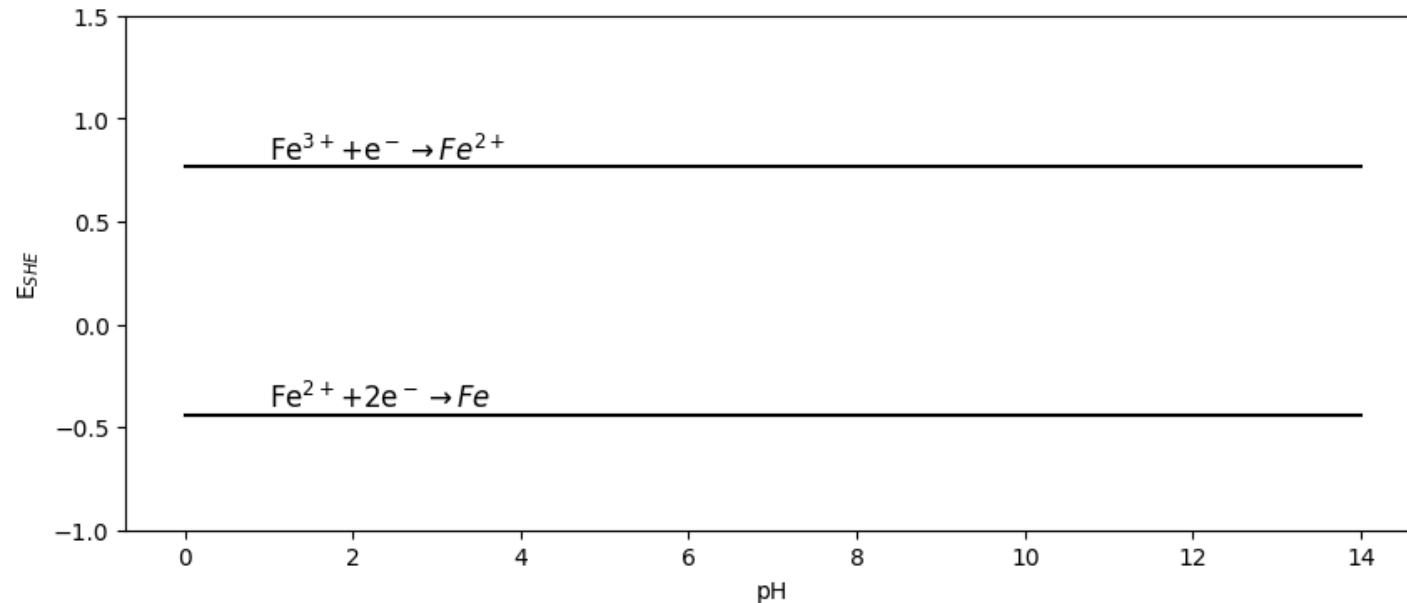
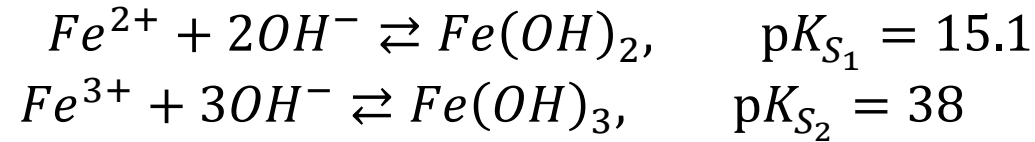


Diagramme de Pourbaix: fer

- Les deux équations suivantes ne dépendent que du pH et pas du potentiel; elles sont définies par leur constantes d'équilibre, qui est le produit de solubilité des composés:



- On a, par définition du produit de solubilité:

$$\begin{aligned} K_{S_1} &= \frac{a_{Fe^{2+}} a_{OH^-}^2}{a_{Fe(OH)_2}} = 10^{-15.1} && \rightarrow \text{L'activité d'un solide pur est égale à 1} \\ &\Rightarrow c_{Fe^{2+}} a_{OH^-}^2 = 10^{-15.1} \end{aligned}$$

- En utilisant de nouveau l'autoprotolyse de l'eau, on peut exprimer l'activité de OH^- en fonction de l'activité de H^+ ce qui permettra de faire intervenir le pH. On a donc:

$$\frac{a_{H^+} a_{OH^-}}{a_{H_2O}} = 10^{-14} \Rightarrow a_{OH^-} = \frac{10^{-14}}{a_{H^+}}$$

- Par substitution on obtient:

$$c_{Fe^{2+}} \frac{10^{-28}}{a_{H^+}^2} = 10^{-15.1} \Rightarrow a_{H^+} = \left(\frac{10^{-28}}{10^{-15.1}} 10^{-2} \right)^{0.5} \Rightarrow \text{pH} = 7.45$$

Diagramme de Pourbaix: fer

- L'équation précédente nous indique que Fe^{2+} précipitera en $Fe(OH)_2$ à des pH supérieurs à 7.45 (milieu basique).
- En procédant de la même manière, on trouve pour $Fe(OH)_3$:

$$K_{S_2} = \frac{a_{Fe^{3+}} a_{OH^{-3}}}{a_{Fe(OH)_3}} = 10^{-38} \Rightarrow a_{H^+} = \left(\frac{10^{-42}}{10^{-38}} 10^{-2} \right)^{0.33} \Rightarrow \text{pH} = 2$$

- L'équation précédente nous indique que Fe^{3+} précipitera en $Fe(OH)_3$ à des pH supérieurs à 2.
- **On peut maintenant ajouter deux nouvelles droites sur le diagramme de Pourbaix:**

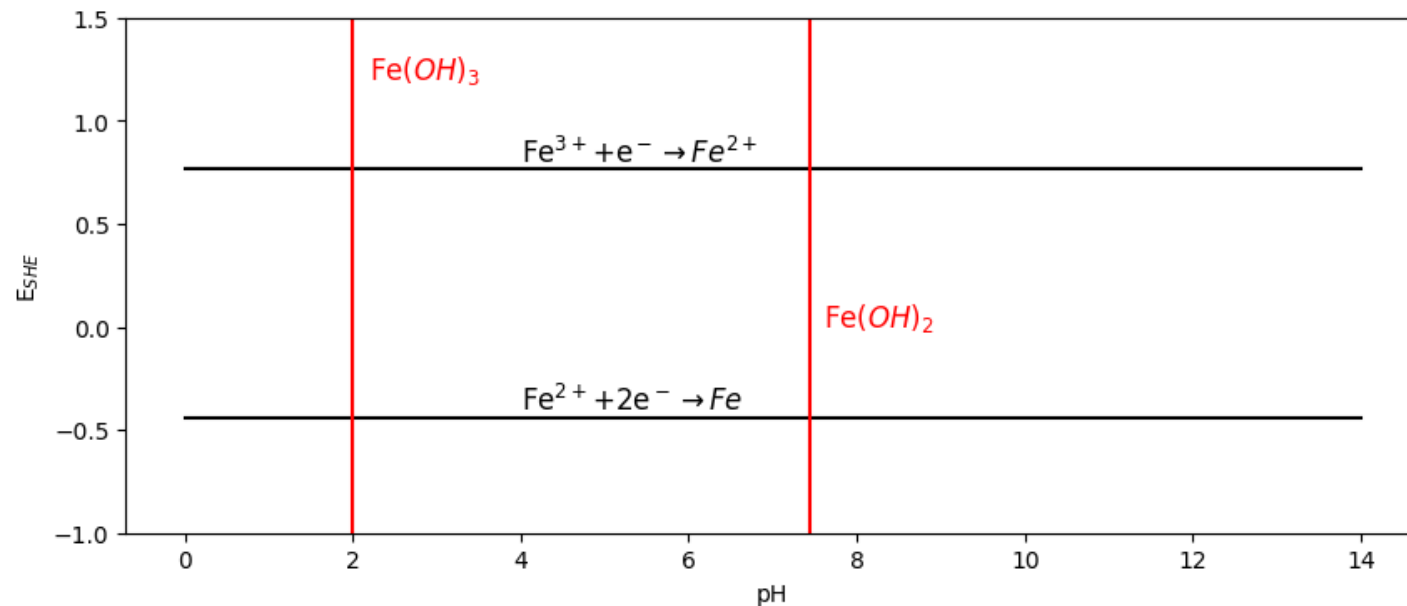
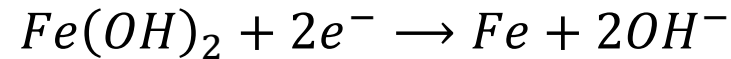
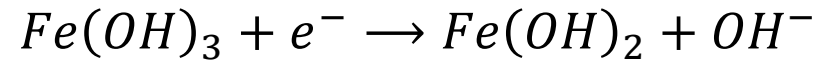
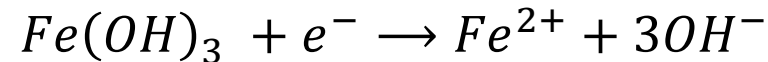


Diagramme de Pourbaix: fer

- Il faut maintenant prendre en compte les équilibres rédox dépendants du pH. Ces équilibres font intervenir les équations suivantes:



- On pose les équations de Nernst pour chacune des réactions. On aura:

$$E_{Fe(OH)_3/Fe^{2+}} = E_{Fe(OH)_3/Fe^{2+}}^0 + \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{a_{Fe(OH)_3}}{a_{Fe^{2+}} a_{OH^-}^3} \right)$$
$$E_{Fe(OH)_3/Fe(OH)_2} = E_{Fe(OH)_3/Fe(OH)_2}^0 + \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{a_{Fe(OH)_3}}{a_{Fe(OH)_2}} \right)$$
$$E_{Fe(OH)_2/Fe} = E_{Fe(OH)_2/Fe}^0 + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{a_{Fe(OH)_2}}{a_{Fe}} \right)$$

Diagramme de Pourbaix: fer

- Pour la première équation, on aura:

$$E_{Fe(OH)_3/Fe^{2+}} = E_{Fe(OH)_3/Fe^{2+}}^0 + \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{a_{Fe(OH)_3}}{a_{Fe^{2+}} a_{OH^-}^3} \right)$$

- On ne connaît pas $E_{Fe(OH)_3/Fe^{2+}}^0$, on doit utiliser $E_{Fe^{2+}/Fe^{3+}}^0$. Pour ce faire, on doit exprimer $a_{Fe(OH)_3}$ en fonction du produit de solubilité de $Fe(OH)_3$, K_{S_2} . On a donc:

$$K_{S_2} = \frac{a_{Fe^{3+}} a_{OH^-}^3}{a_{Fe(OH)_3}} \Rightarrow a_{Fe^{3+}} = \frac{K_{S_2} a_{Fe(OH)_3}}{a_{OH^-}^3} = \frac{K_{S_2} a_{Fe(OH)_3} a_{H^+}^3}{10^{-42}}$$

Autoprotolyse de l'eau

$$E_{Fe(OH)_3/Fe^{2+}} = E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 + \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{a_{Fe^{3+}}}{a_{Fe^{2+}}} \right)$$

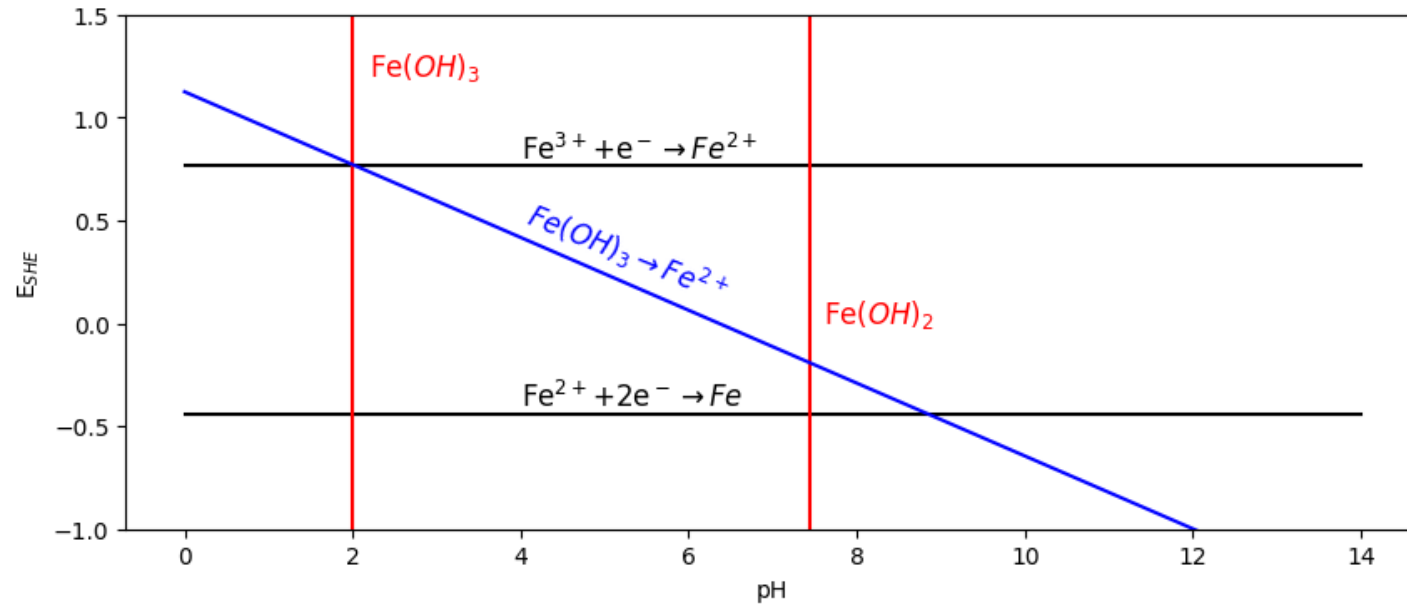
Écrite comme cela cette équation n'est valable que si on exprime les activités en fonction des produits de solubilité des espèces.

- Par substitution on obtient:

$$\begin{aligned} E_{Fe(OH)_3/Fe^{2+}} &= E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 + \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{K_{S_2} a_{Fe(OH)_3} a_{H^+}^3}{a_{Fe^{2+}} 10^{-42}} \right) \\ &= E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 + \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{10^{-38} a_{H^+}^3}{10^{-2} 10^{-42}} \right) \\ &= 0.77 + 0.355 + \frac{3RT}{F} \ln(a_{H^+}) \\ &= 1.125 - 0.177 \text{ pH} \end{aligned}$$

Diagramme de Pourbaix: fer

- On peut tracer l'équation précédente sur le diagramme de Pourbaix:



- Et procéder avec l'équation suivante...

Diagramme de Pourbaix: fer

- Pour la deuxième équation oblique on aura:

$$E_{Fe(OH)_3/Fe(OH)_2} = E_{Fe(OH)_3/Fe(OH)_2}^0 + \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{a_{Fe(OH)_3}}{a_{Fe(OH)_2}} \right)$$

- On ne connaît de nouveau pas $E_{Fe(OH)_3/Fe(OH)_2}^0$, il faut l'exprimer à partir de $E_{Fe^{2+}/Fe^{3+}}^0$ et des produits de solubilité K_{S_1} et K_{S_2} . On donc:

$$a_{Fe^{3+}} = \frac{K_{S_2} a_{Fe(OH)_3}}{a_{OH^-3}} = \frac{K_{S_2} a_{Fe(OH)_3} a_{H^+}^3}{10^{-42}} \quad \rightarrow \text{Calculé précédemment.}$$

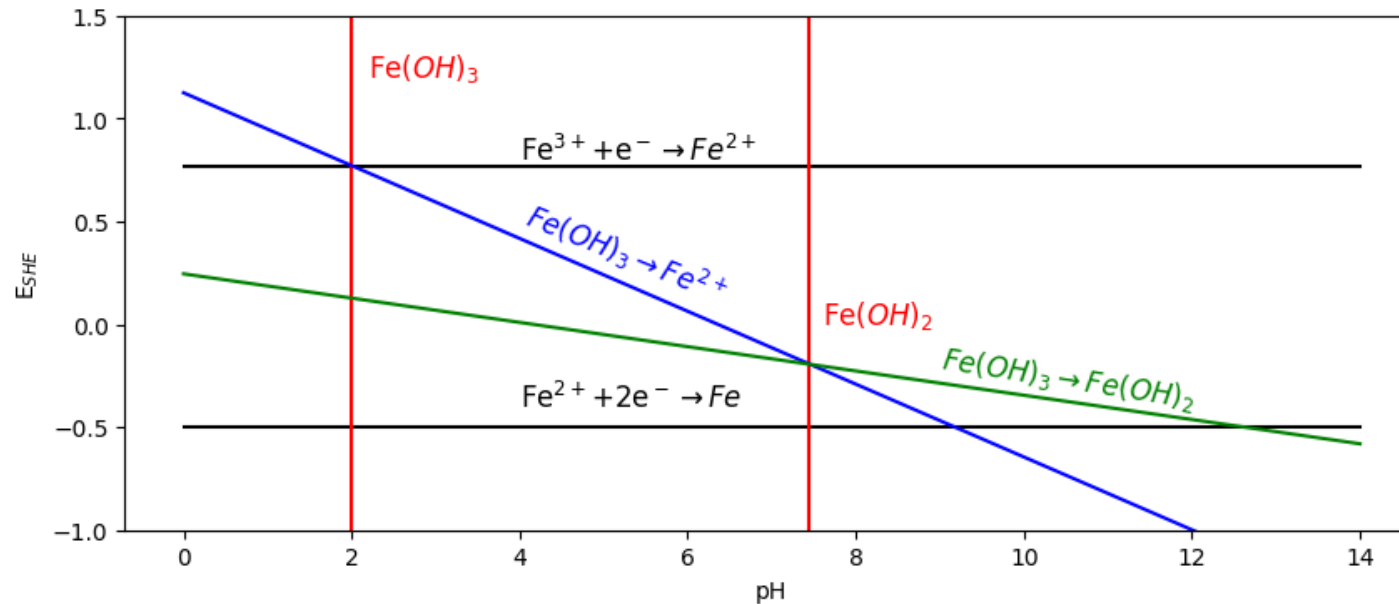
$$K_{S_1} = \frac{a_{Fe^{2+}} a_{OH^-2}}{a_{Fe(OH)_2}} \Rightarrow a_{Fe^{2+}} = \frac{K_{S_1} a_{Fe(OH)_2}}{a_{OH^-2}} = \frac{K_{S_1} a_{Fe(OH)_2} a_{H^+}^2}{10^{-28}}$$

- Par substitution on obtient:

$$\begin{aligned} E_{Fe^{2+}/Fe(OH)_3} &= E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 + \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{K_{S_2} a_{Fe(OH)_3} a_{H^+}^3 10^{-28}}{K_{S_1} a_{Fe(OH)_2} a_{H^+}^2 10^{-42}} \right) \\ &= E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 + \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{K_{S_2} a_{H^+} 10^{14}}{K_{S_1}} \right) \\ &= 0.77 - 0.525 - 0.059 \text{ pH} \\ &= \boxed{0.245 - 0.059 \text{ pH}} \end{aligned}$$

Diagramme de Pourbaix: fer

- On peut tracer l'équation précédente sur le diagramme de Pourbaix:



- Et procéder avec l'équation suivante...

Diagramme de Pourbaix: fer

- Pour la dernière équation oblique on aura:

$$E_{Fe(OH)_2/Fe} = E_{Fe(OH)_2/Fe}^0 + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{a_{Fe(OH)_2}}{a_{Fe}} \right)$$

- On en connaît pas $E_{Fe(OH)_2/Fe}^0$, il faut l'exprimer à partir de $E_{Fe^{2+}/Fe}^0$ et du produit de solubilité K_{S_1} . On aura donc:

$$E_{Fe(OH)_2/Fe} = E_{Fe^{2+}/Fe}^0 + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{a_{Fe^{2+}}}{a_{Fe}} \right)$$

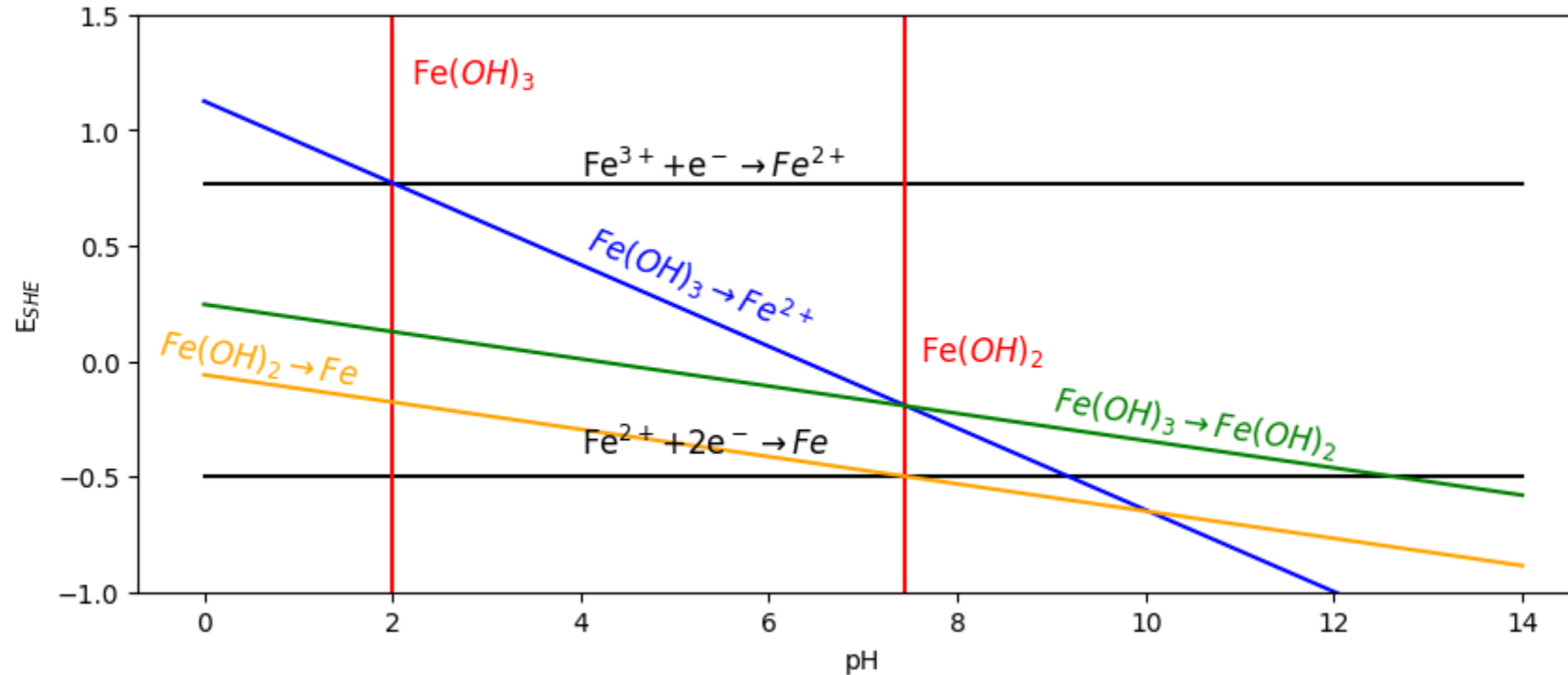
$$a_{Fe^{2+}} = \frac{K_{S_1} a_{Fe(OH)_2} a_{H^+}^2}{10^{-28}} \quad \rightarrow \text{Calculé précédemment.}$$

- Par substitution, on obtient:

$$\begin{aligned} E_{Fe(OH)_2/Fe} &= E_{Fe^{2+}/Fe}^0 + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{K_{S_1} a_{Fe(OH)_2} a_{H^+}^2}{a_{Fe} 10^{-28}} \right) \\ &= E_{Fe^{2+}/Fe}^0 + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{K_{S_1} a_{H^+}^2}{10^{-28}} \right) \\ &= -0.44 + 0.38 - 0.059 \text{ pH} \\ &= \boxed{-0.06 - 0.059 \text{ pH}} \end{aligned}$$

Diagramme de Pourbaix: fer

- On peut tracer la dernière équation sur le diagramme de Pourbaix:



- On peut maintenant mettre de l'ordre sur le diagramme.

Diagramme de Pourbaix: fer

- Commençons par la **droite $Fe(OH)_2/Fe$** . On sait que $Fe(OH)_2$ n'existe pas en dessous d'un pH de 7.45 (droite rouge $Fe(OH)_2$). On peut donc l'arrêter en dessous de 7.45. On peut faire le même raisonnement pour la **droite $Fe(OH)_2/Fe(OH)_3$** .
- De la même manière, on sait que Fe^{2+} n'existe pas au dessus d'un pH de 7.45. On pourra donc arrêter les droites **$Fe^{2+}/Fe(OH)_3$** et **Fe^{2+}/Fe** après un pH de 7.45.

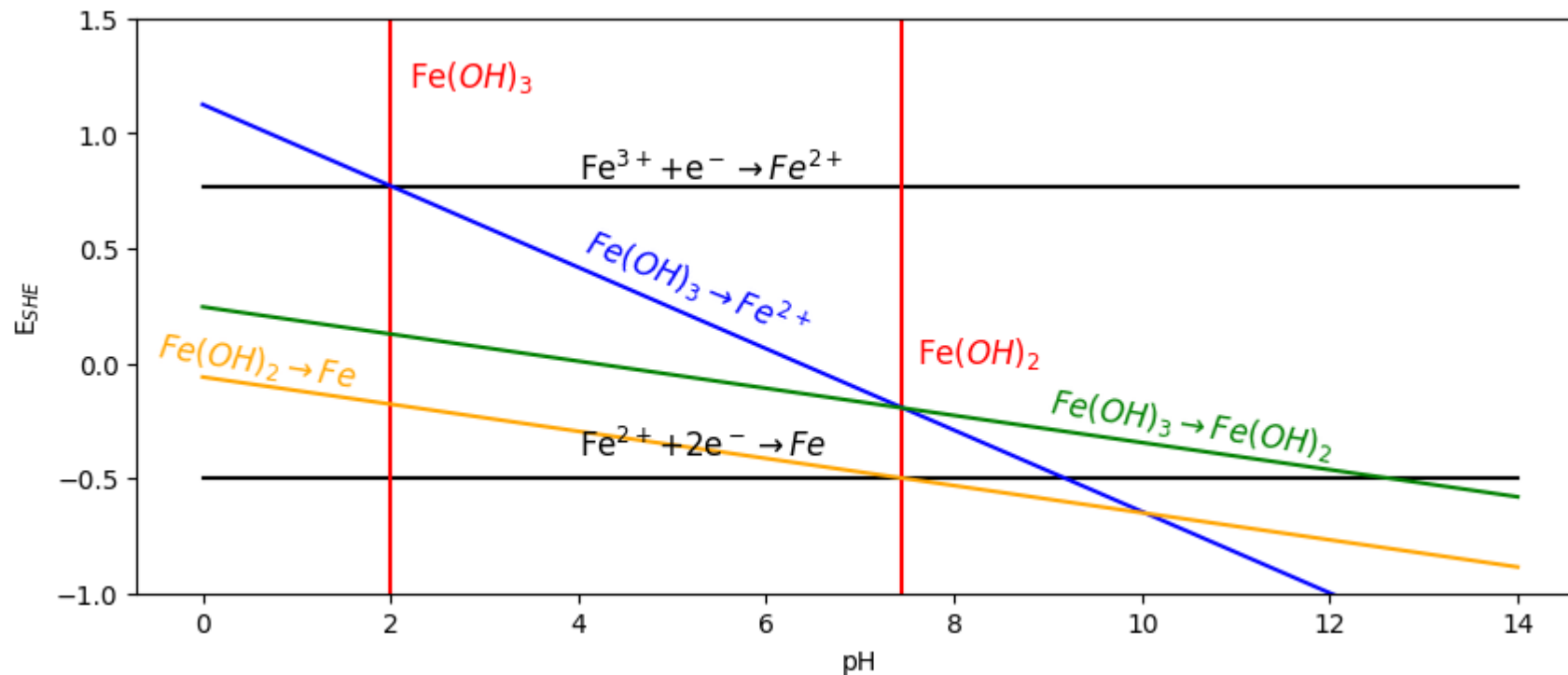


Diagramme de Pourbaix: fer

- Commençons par la **droite $Fe(OH)_2/Fe$** . On sait que $Fe(OH)_2$ n'existe pas en dessous d'un pH de 7.45 (droite rouge $Fe(OH)_2$). On peut donc l'arrêter en dessous de 7.45. On peut faire le même raisonnement pour la **droite $Fe(OH)_2/Fe(OH)_3$** .
- De la même manière, on sait que Fe^{2+} n'existe pas au dessus d'un pH de 7.45. On pourra donc arrêter les droites **$Fe^{2+}/Fe(OH)_3$** et **Fe^{2+}/Fe** après un pH de 7.45.
- Le diagramme est déjà plus lisible...

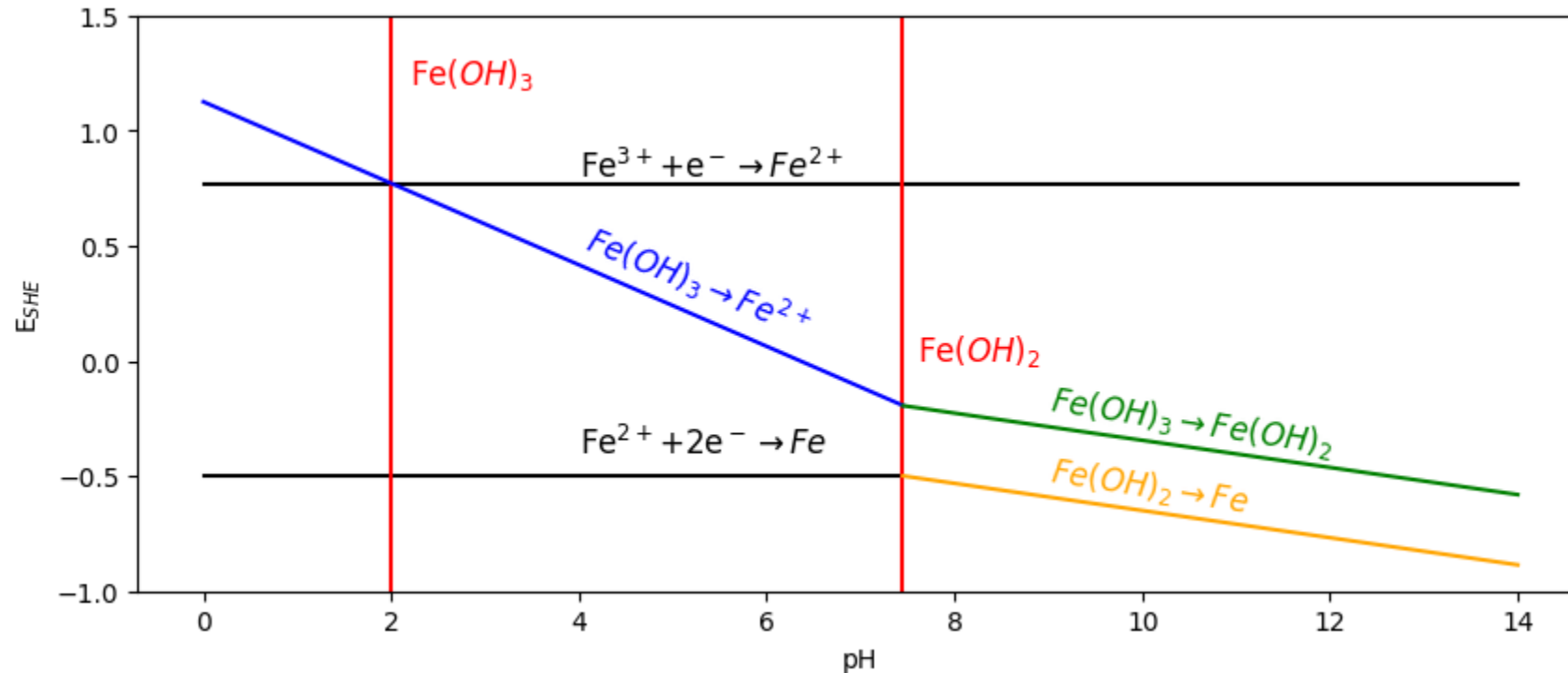


Diagramme de Pourbaix: fer

- Ensuite, on sait que Fe^{3+} n'est pas stable au-delà d'un pH de 2. On pourra donc arrêter la **droite** Fe^{3+}/Fe^{2+} après un pH de 2.
- On sait aussi que Fe^{2+} est oxydé au dessus d'un potentiel de 0.77V. On pourra donc arrêter la droite $Fe^{2+}/Fe(OH)_3$ au dessus d'un potentiel de 0.77V.

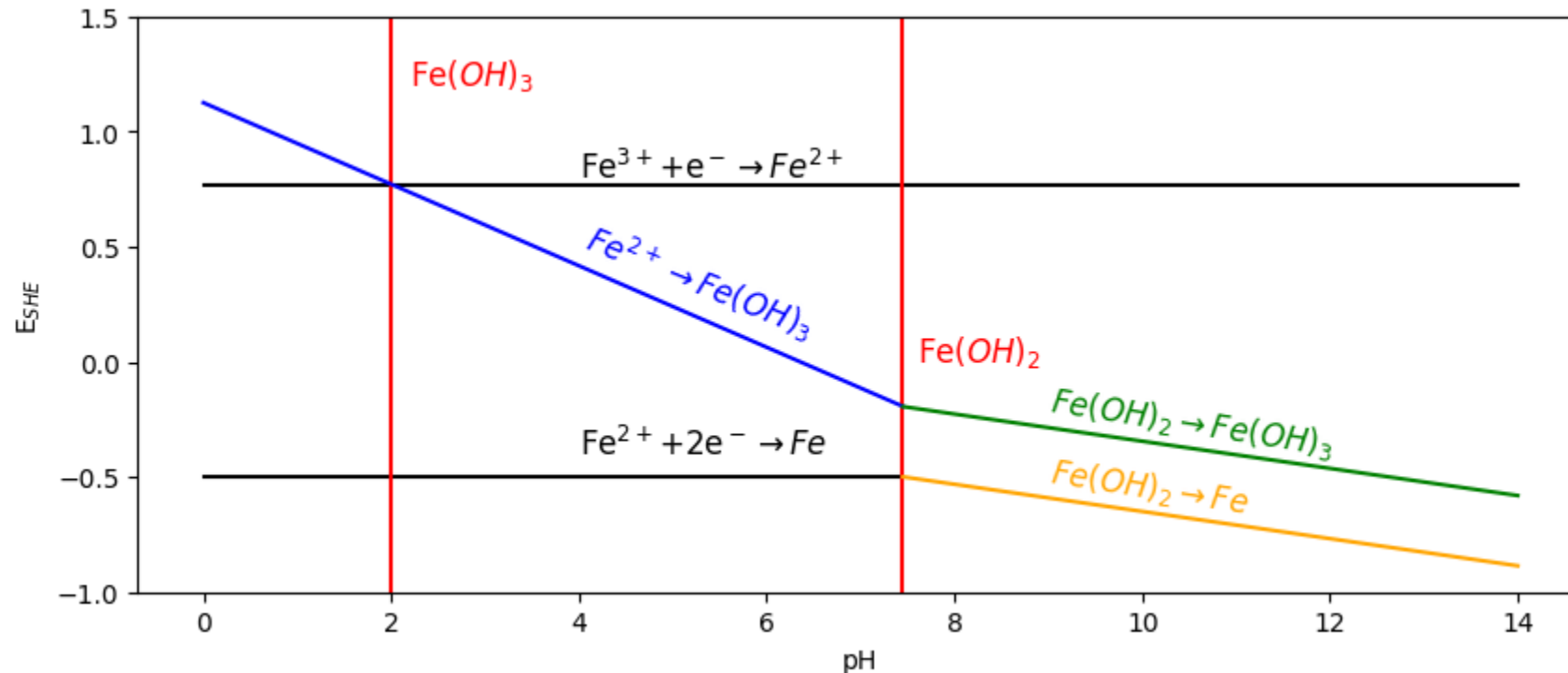


Diagramme de Pourbaix: fer

- Ensuite, on sait que Fe^{3+} n'est pas stable au-delà d'un pH de 2. On pourra donc arrêter la droite Fe^{3+}/Fe^{2+} après un pH de 2.
- On sait aussi que Fe^{2+} est oxydé au dessus d'un potentiel de 0.77V. On pourra donc arrêter la droite $Fe^{2+}/Fe(OH)_3$ au dessus d'un potentiel de 0.77V.

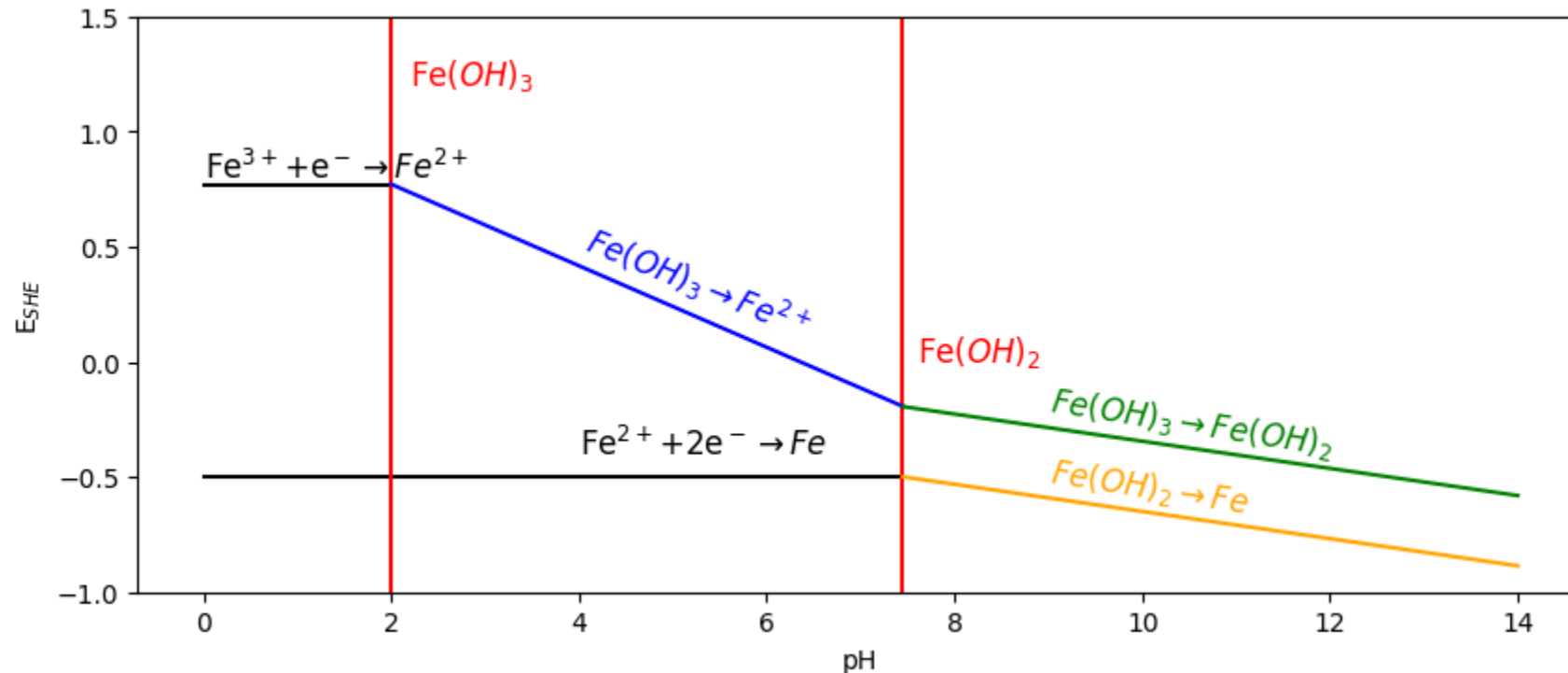


Diagramme de Pourbaix: fer

- Finalement, on voit que le fer est dans l'état d'oxydation Fe^{2+} pour des potentiels inférieurs à 0.77 jusqu'à un pH de 2 et pour des potentiels inférieurs à ~ 0.5 pour des pH entre 2 et 7.45. On pourra donc arrêter la courbe rouge $Fe(OH)_3$ en dessous d'un potentiel de 0.77. De la même manière, on voit que le fer est dans l'état d'oxydation Fe^{2+} dans la partie en haut à droite du diagramme. On pourra donc arrêter la droite $Fe(OH)_3$ aux potentiels supérieurs à ~ -0.2 (intersection avec la droite verte). Enfin, on voit que le fer est dans son état d'oxydation Fe^0 pour les potentiels inférieurs à $-0.5V$ jusqu'à un pH de 7.45. On peut donc arrêter la droite $Fe(OH)_2$ aux potentiels inférieurs à $-0.5V$.

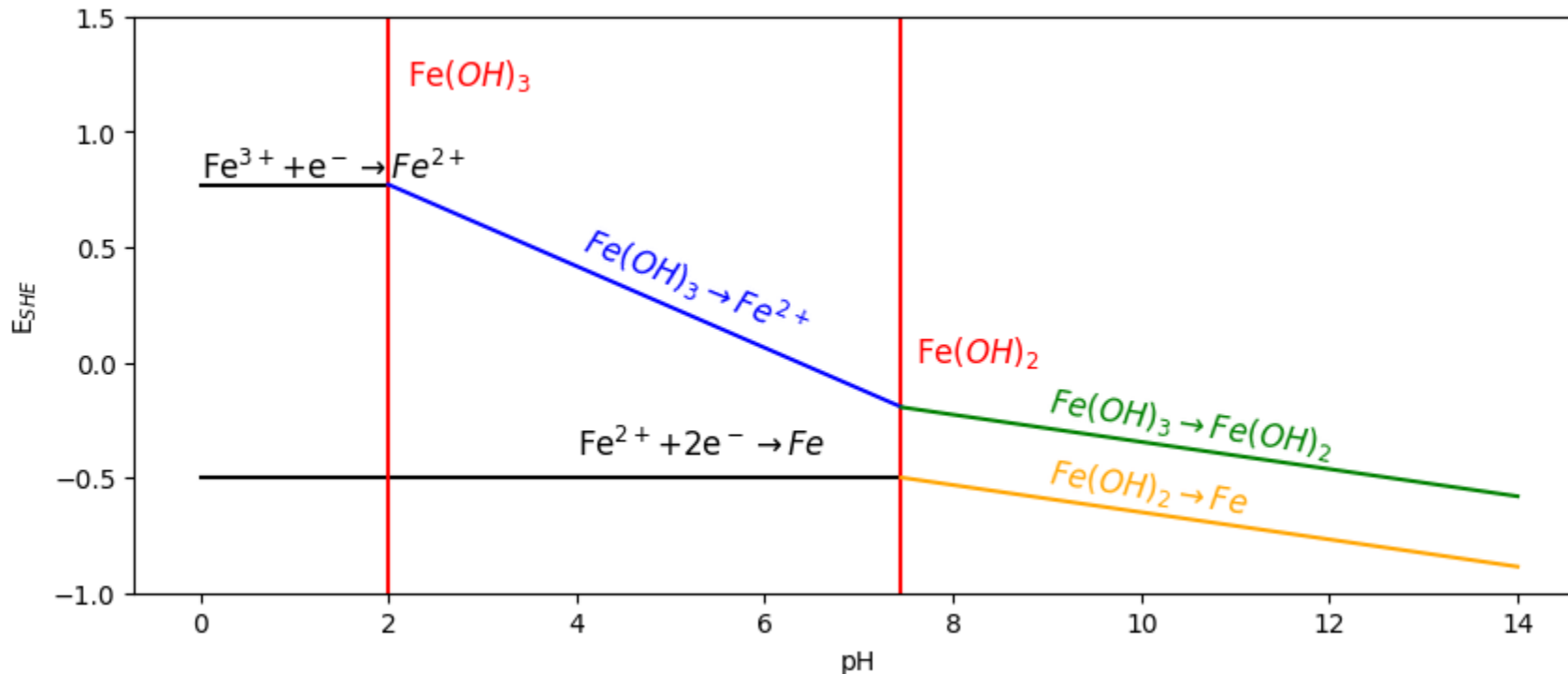


Diagramme de Pourbaix: fer

- Finalement, on voit que le fer est dans l'état d'oxydation Fe^{2+} pour des potentiels inférieurs à 0.77 jusqu'à un pH de 2 et pour des potentiels inférieurs à ~ 0.5 pour des pH entre 2 et 7.45. On pourra donc arrêter la courbe rouge $Fe(OH)_3$ en dessous d'un potentiel de 0.77. De la même manière, on voit que le fer est dans l'état d'oxydation Fe^{2+} dans la partie en haut à droite du diagramme. On pourra donc arrêter la droite $Fe(OH)_2$ aux potentiels supérieurs à ~ -0.2 (intersection avec la droite verte). Enfin, on voit que le fer est dans son état d'oxydation Fe^0 pour les potentiels inférieurs à $-0.5V$ jusqu'à un pH de 7.45. On peut donc arrêter la droite $Fe(OH)_2$ aux potentiels inférieurs à $-0.5V$.

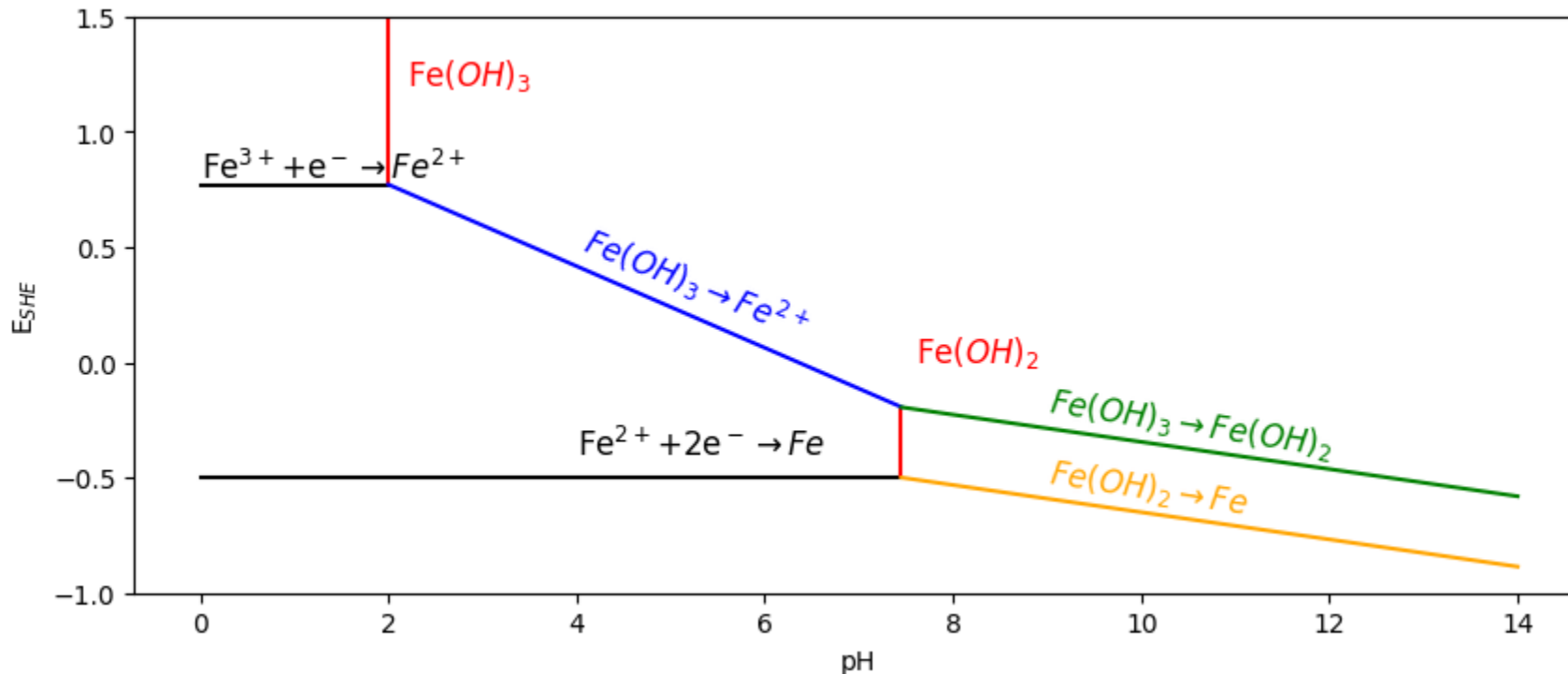
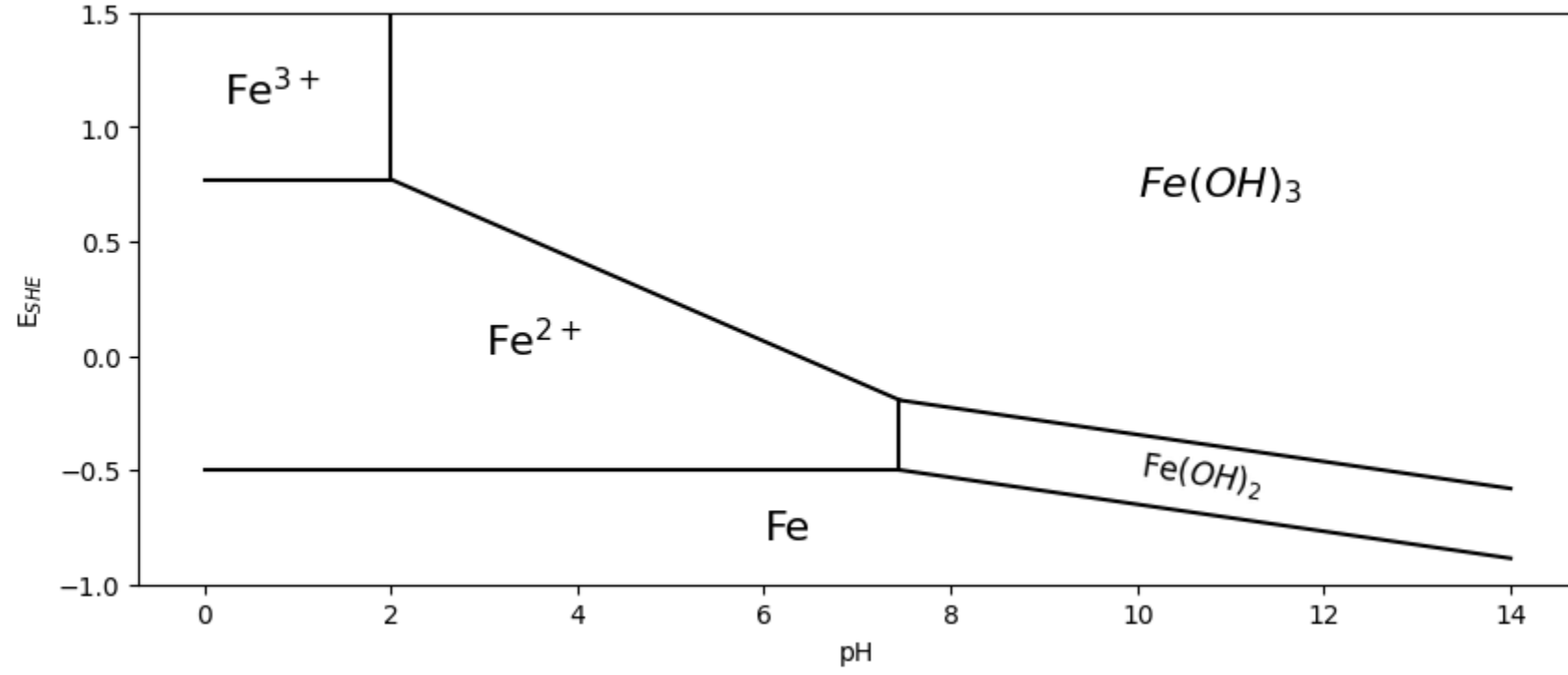
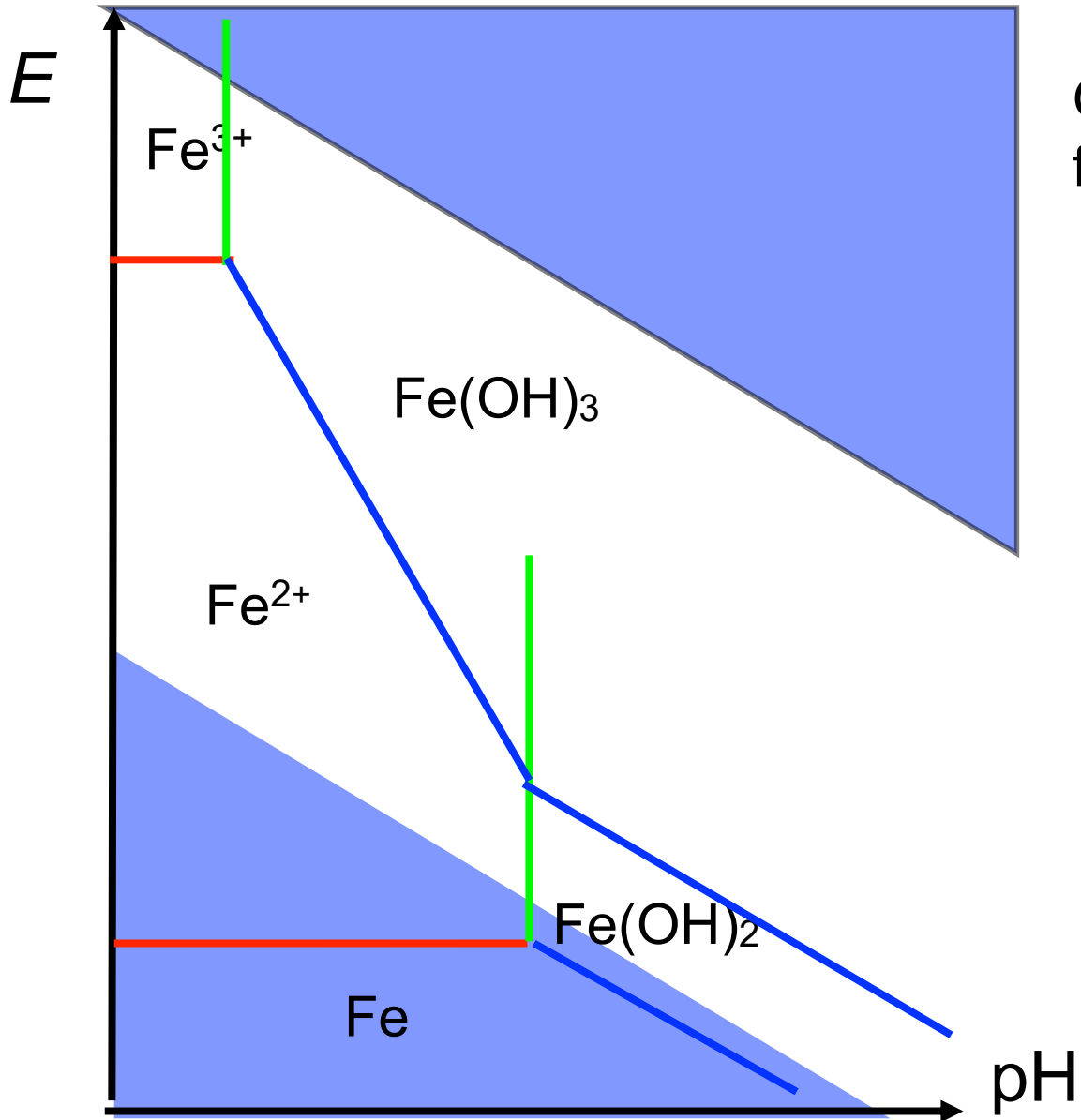


Diagramme de Pourbaix: fer

- On peut finalement marquer les zones de stabilités des espèces rédox.



En milieu naturel



On néglige l'état d'oxydation +VI du fer

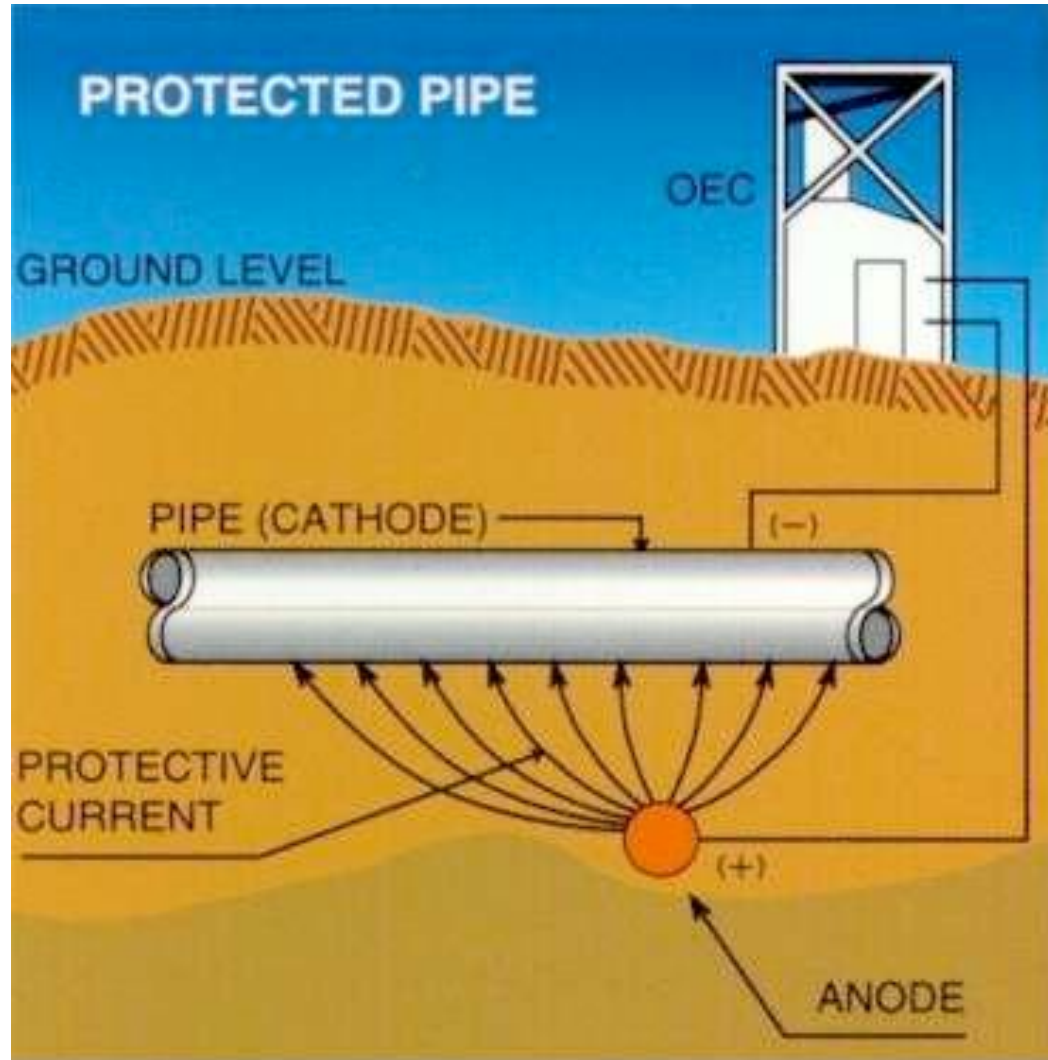
Oxydation de l'eau

$$E = \left[E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}^\ominus \right]_{\text{SHE}} + \frac{RT}{4F} \ln a_{\text{H}^+}^4 = 1.23 - 0.059\text{pH}$$

Oxydation par l'eau

$$E = \left[E_{\text{H}^+/\frac{1}{2}\text{H}_2}^\ominus \right]_{\text{SHE}} + \frac{RT}{F} \ln a_{\text{H}^+} = -0.059\text{pH}$$

Protection cathodique



Corrosion...



Collapse of the Interstate 35 bridge in Minneapolis, in 2007

Diagramme de Pourbaix - Cuivre

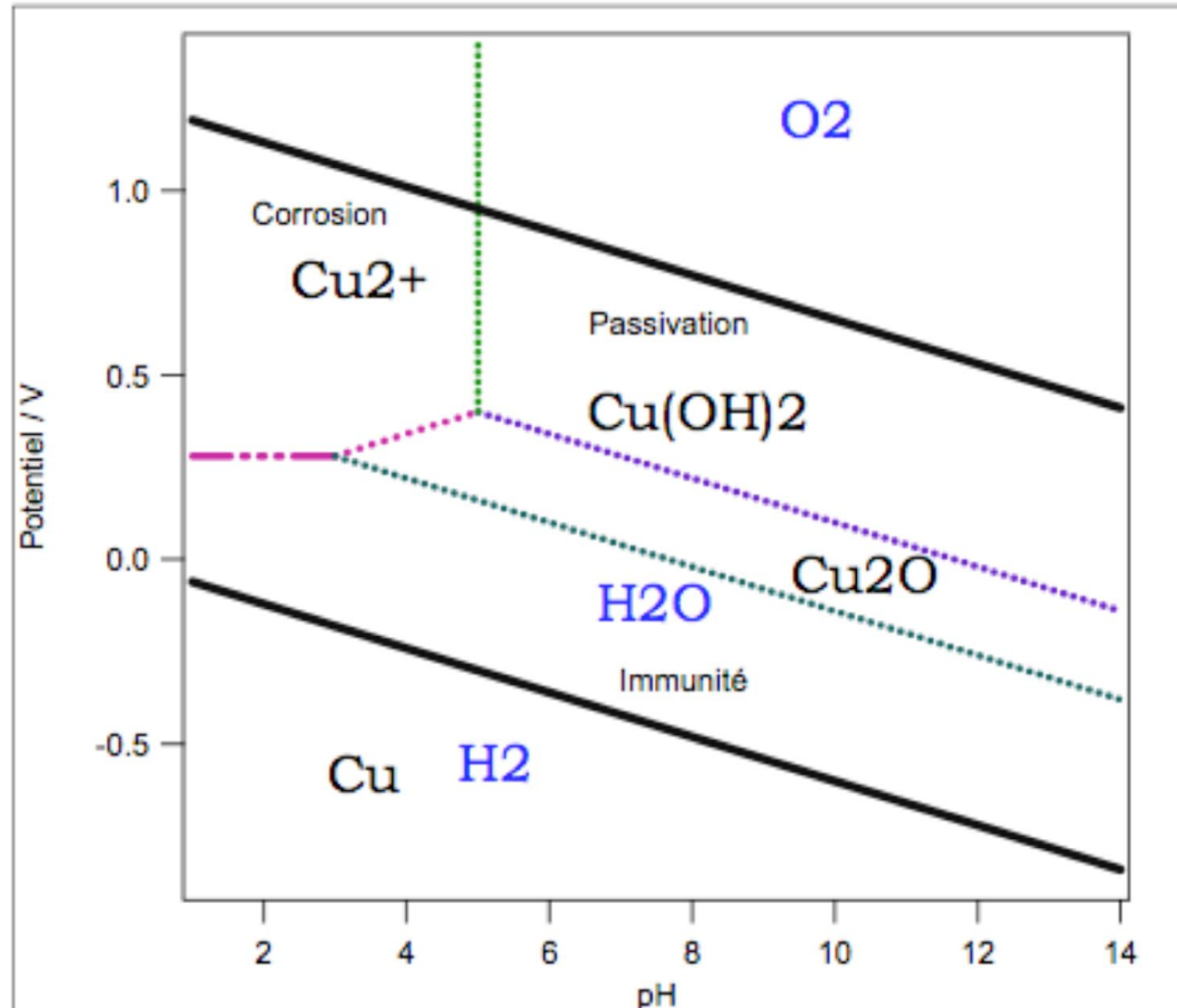
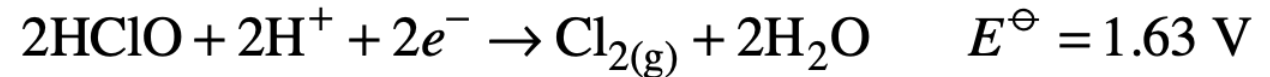
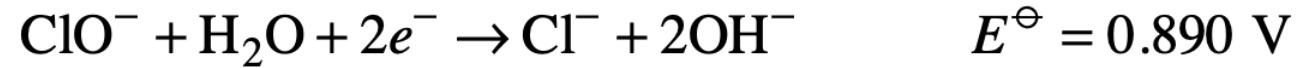
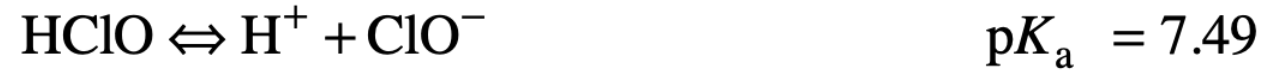
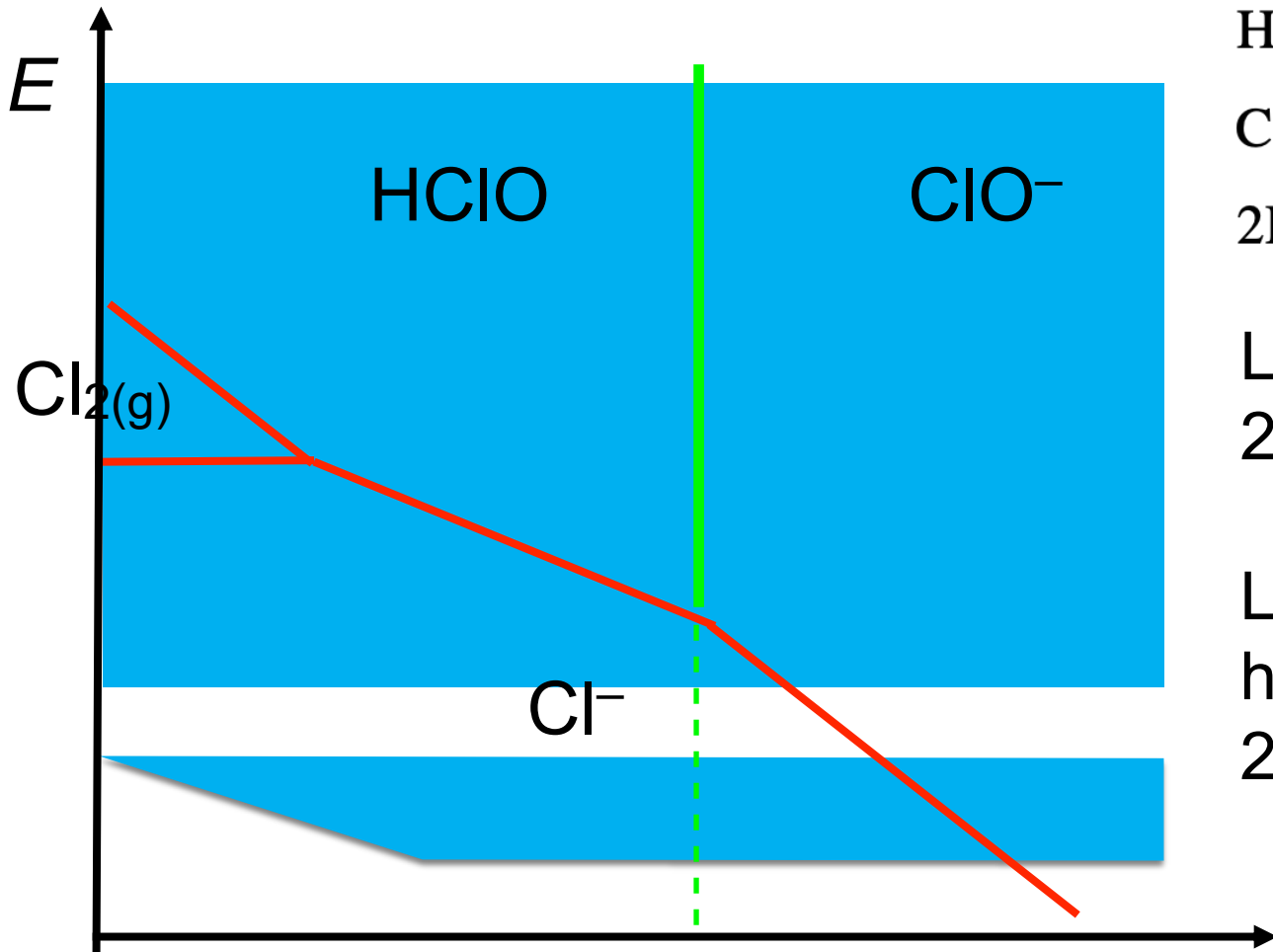


Diagramme de Pourbaix du chlore

Etats d'oxydation: -1, 0, 1
(3, 5, 7)



Le chlore peut oxyder l'eau



Le chlore peut se dismuter en chlorure et hypochlorite



Diagramme de Pourbaix - Manganese

Oxidation states of manganese ^[9]	
0	Mn₂(CO)₁₀
+1	MnC₅H₄CH₃(CO)₃
+2	MnCl₂, MnCO₃, MnO
+3	MnF₃, Mn(OAc)₃, Mn₂O₃
+4	MnO₂
+5	K₃MnO₄
+6	K₂MnO₄
+7	KMnO₄, Mn₂O₇
Common oxidation states are in bold.	

Wikipedia

