Diagrammes potentiel-pH

Extrait du programme de TSI1

Notions et contenus	Capacités exigibles
3. **Diagrammes potentiel-pH de l'eau et du fer**	
Principe de construction, lecture et utilisation des diagrammes potentiel-pH de l'eau et du fer	Retrouver la valeur de la pente d'une frontière dans un diagramme potentiel-pH du fer. Justifier la position d'une frontière verticale. Prévoir le caractère thermodynamiquement favorisé ou non d'une transformation par superposition des deux diagrammes : en déduire la stabilité des espèces dans l'eau. Confronter les prévisions à des données expérimentales (mise en évidence du facteur cinétique). **Mettre en œuvre une démarche expérimentale s'appuyant sur un diagramme potentiel-pH.**

Extrait du programme de TSI2

La partie **2** présente les diagrammes potentiel-pH, autres que celui du fer déjà vu en première année. La discussion et l'utilisation des diagrammes potentiel-pH doit se faire en lien avec leurs applications industrielles.

Notions et contenus	Capacités exigibles
2. **Diagrammes potentiel-pH**	
Lecture de diagrammes potentiel-pH	Retrouver la valeur de la pente d'une frontière dans un diagramme potentiel-pH. Justifier la position d'une frontière verticale. Repérer une dismutation et la justifier. Prévoir les réactions chimiques possibles par superposition de plusieurs diagrammes. **Citer un exemple d'application industrielle des diagrammes potentiel-pH**

Sommaire

1 Diagrammes potentiel-pH
- **1.1 Intérêt**
- **1.2 Diagramme de l'eau**
- **1.3 Diagramme du fer**

2 Lecture de diagrammes E-pH
- **2.1 Diagramme du cuivre**
- **2.2 Application industrielle à l'hydrométallurgie du zinc**

3 TP : Diagramme potentiel-pH du Fer

4 Questions de cours

5 Questions à choix multiples

6 Exercices type écrit (à rendre en DM pour le 28/11/2018)

Ce cours a pour but de revoir de manière approfondie les diagrammes potentiel-pH et d'aboutir à un exemple d'application industrielle.

1 Diagrammes potentiel-pH

1.1 Intérêt

Un diagramme potentiel-pH représente les domaines de stabilité (domaines de prédominance ou d'existence) d'espèces chimiques correspondant aux différents nombres d'oxydations d'un même élément, en fonction du pH et du potentiel d'oxydo-réduction de la solution.

1.2 Diagramme de l'eau

Données :

On dispose des données thermodynamiques suivantes :

$$H_2O_{(l)}/H_{2(g)}: E_1^0 = 0{,}00V \quad et \quad O_{2(g)}/H_2\,O_{(l)}: E_2^0 = 1{,}23V$$

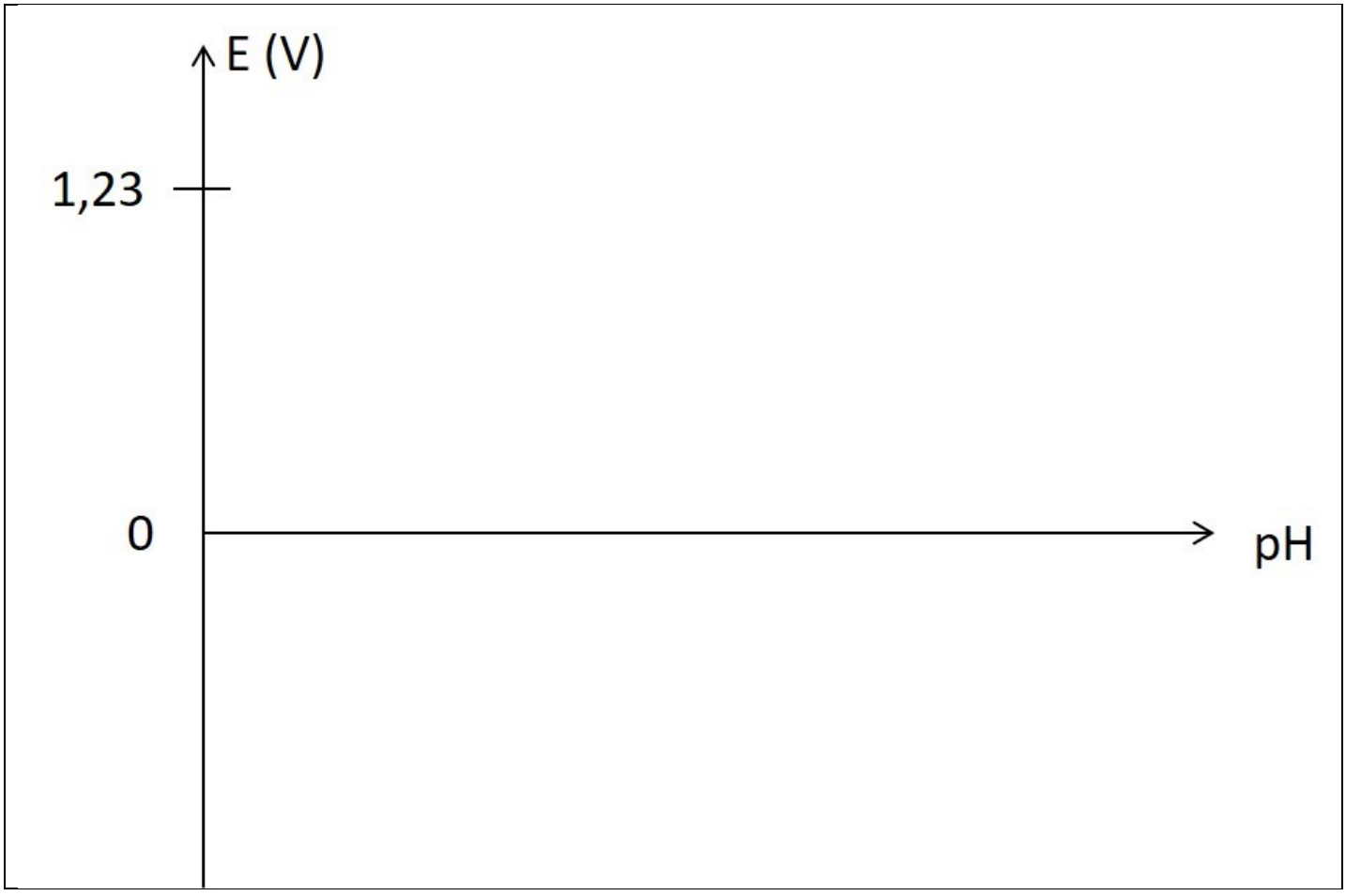
On suppose que les pressions partielles des gaz sont prises égales à 1 bar.

1) En milieu acide, quelle est l'espèce prédominante dans le couple H_3O^+/H_2O ?

2) En se plaçant en milieu acide, écrire la demi-équation électronique correspondant au couple H_2O/H_2, ainsi que la relation de Nernst correspondante. En déduire l'équation de la frontière entre ces deux espèces dans un diagramme potentiel-pH.

3) En se plaçant en milieu acide, écrire la demi-équation électronique correspondant au couple O_2/H_2O, ainsi que la relation de Nernst correspondante. En déduire l'équation de la frontière entre ces deux espèces dans un diagramme potentiel-pH.

4) Tracer le diagramme potentiel-pH de l'eau.



1.3 Diagramme du fer

Données :

On dispose des données thermodynamiques suivantes :

$$Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)} : E^0_1 = 0{,}77V \quad et \quad Fe^{2+}_{(aq)}/Fe_{(s)} : E^0_2 = -0{,}44V$$

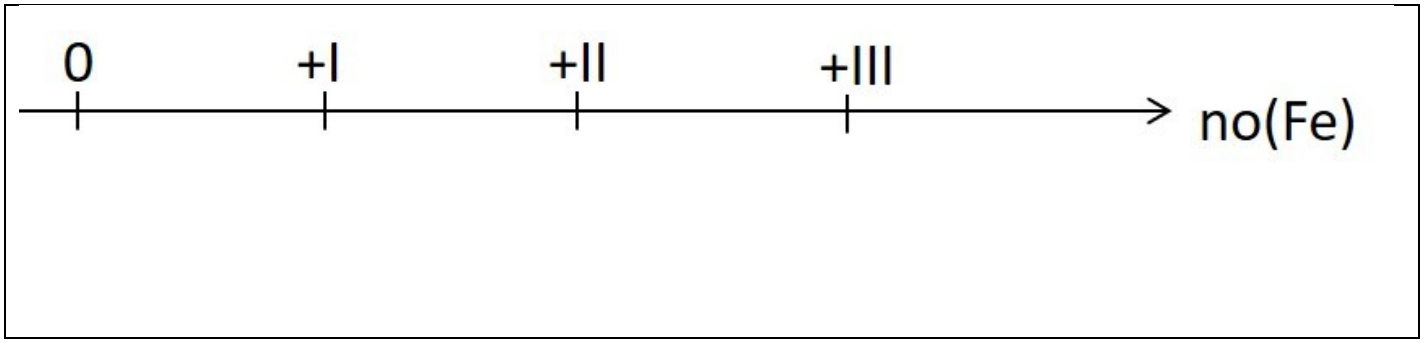
$$Fe(OH)_{2(s)} : pK_s = 15 \quad et \quad Fe(OH)_{3(s)} : pK'_s = 38$$

Réaction d'autoprotolyse de l'eau : $2H_2O_{(l)} = H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \quad K_e = \left[H_3O^+_{(aq)}\right]\left[HO^-_{(aq)}\right] = 10^{-14}$

On suppose que la concentration chaque forme en solution dans son domaine de prédominance est égale à une même concentration de tracé c_0 (très important pour la forme du diagramme) :

$$c_0 = \left[Fe^{3+}_{(aq)}\right] = \left[Fe^{2+}_{(aq)}\right] = 1{,}0.10^{-1}\ mol.L^{-1}$$

1) Donner la valeur du nombre d'oxydation du fer dans chacune des espèces considérées.

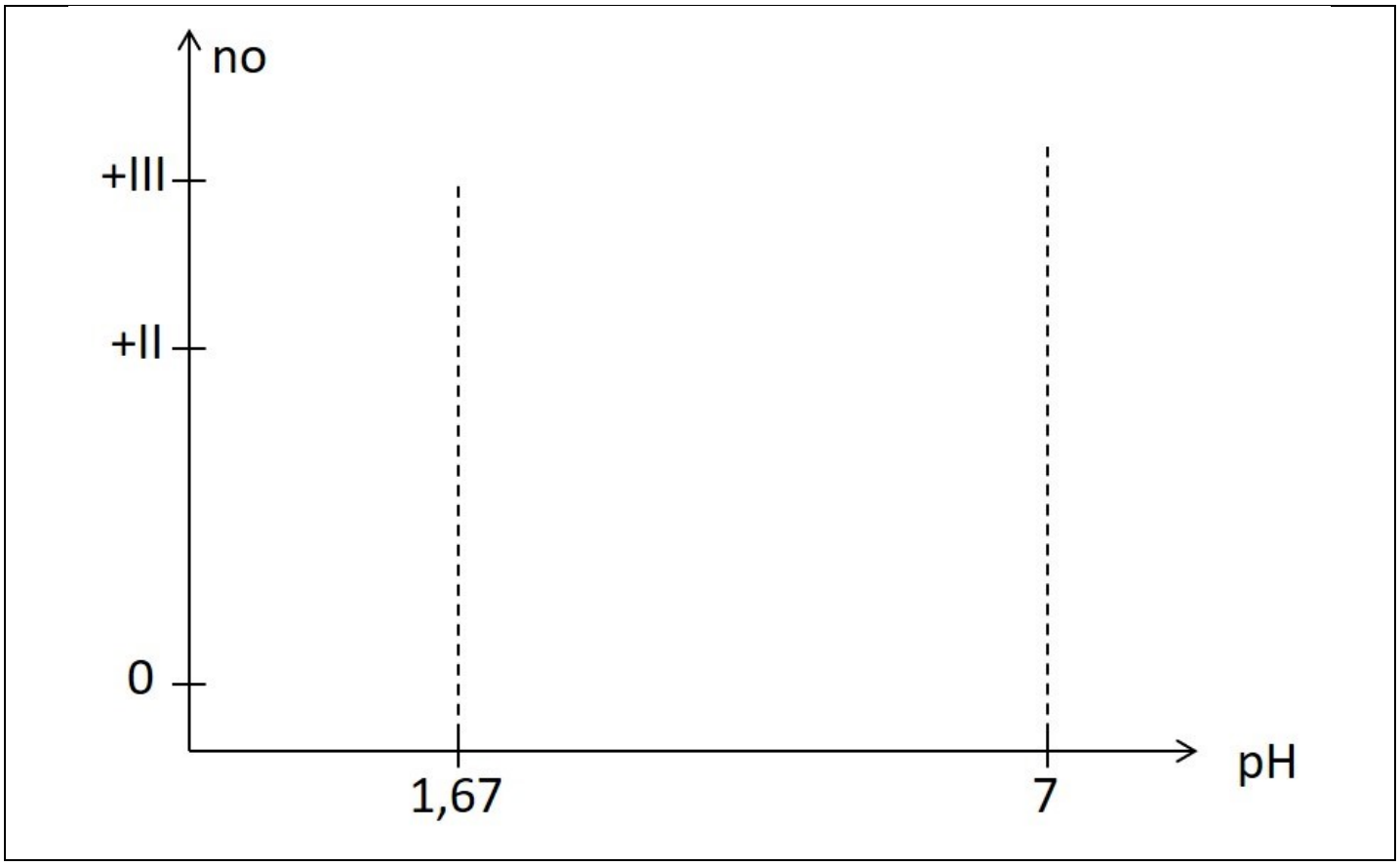


1.3.1 Domaines de prédominance

2) Donner l'équation de dissolution de $Fe(OH)_{2(s)}$. Exprimer son produit de solubilité. Déterminer le pH d'apparition du précipité $Fe(OH)_{2(s)}$, noté pH_1.

3) Donner l'équation de dissolution de $Fe(OH)_{3(s)}$. Exprimer son produit de solubilité. Déterminer le pH d'apparition du précipité $Fe(OH)_{3(s)}$, noté pH_2.

4) En déduire le diagramme primitif : $no = f(pH)$.



1.3.2 Etude du couple II/0

5) Pour $pH < pH_1$, donner le couple oxydant réducteur correspondant aux nombres d'oxydation II/0. Ecrire la demi-équation électronique et la relation de Nernst correspondante. En déduire l'équation de la frontière entre ces deux espèces dans un diagramme potentiel-pH.

6) Pour $pH > pH_1$, donner le couple oxydant réducteur correspondant aux nombres d'oxydation II/0. Ecrire la demi-équation électronique et la relation de Nernst correspondante. En déduire l'équation de la frontière entre ces deux espèces dans un diagramme potentiel-pH.

1.3.3 Etude du couple III/II

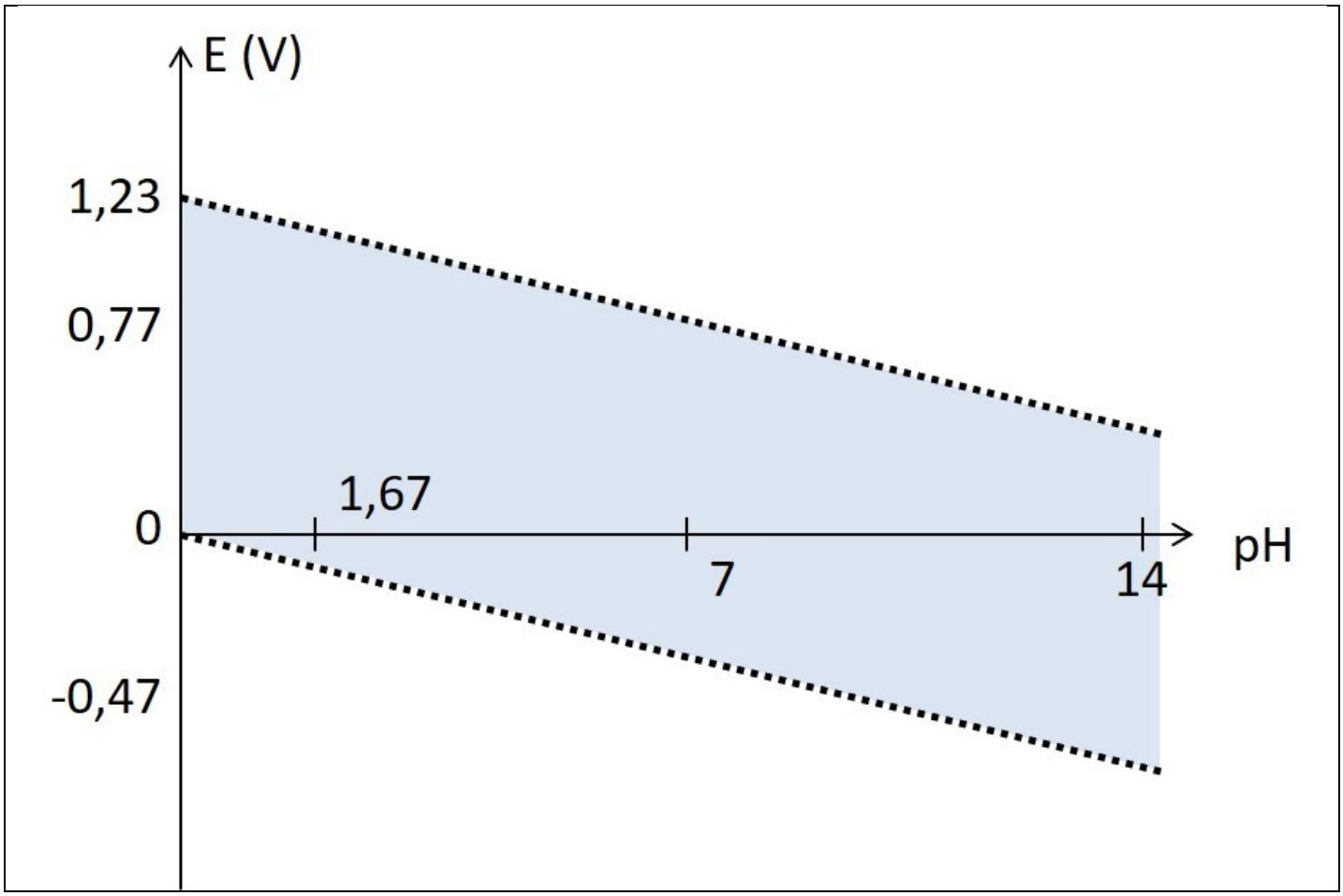
7) Pour $pH < pH_2$, donner le couple oxydant réducteur correspondant aux nombres d'oxydation III/II. Ecrire la demi-équation électronique et la relation de Nernst correspondante. En déduire l'équation de la frontière entre ces deux espèces dans un diagramme potentiel-pH.

8) Pour $pH_1 > pH > pH_2$, donner le couple oxydant réducteur correspondant aux nombres d'oxydation III/II. Ecrire la demi-équation électronique et la relation de Nernst correspondante. En déduire l'équation de la frontière entre ces deux espèces dans un diagramme potentiel-pH.

9) Pour $pH > pH_1$, donner le couple oxydant réducteur correspondant aux nombres d'oxydation III/II. Ecrire la demi-équation électronique et la relation de Nernst correspondante. En déduire l'équation de la frontière entre ces deux espèces dans un diagramme potentiel-pH.

1.3.4 Tracé et lecture du diagramme

10) Tracer le diagramme potentiel-pH du fer. Y superposer le diagramme potentiel-pH de l'eau.



11) Les espèces au nombre d'oxydation +II et +III sont-elles stables dans l'eau ?

12) Le fer solide $Fe_{(s)}$ est-il stable dans l'eau ? Si non, quelles réactions peuvent avoir lieu ?

2 Lecture de diagrammes E-pH

2.1 Diagramme du cuivre

On donne en annexe le tracé du diagramme E-pH du cuivre tracé pour une concentration de travail C_T en espèces solubles, à déterminer.

Seules les espèces au degré II ont été placées.

Les espèces Cu, $Cu(OH)_2$ et Cu_2Osont solides.

Données :

Produit de solubilité de $Cu(OH)_{2(s)}$: $pK_{s_1} = 20$

Questions :

1) A l'examen du diagramme E-pH, montrer que la concentration de travail C_T en espèces solubles est égale à $C_T = 0{,}10 mol.L^{-1}$**.**

2) Placer les espèces Cu et Cu_2O sur le diagramme E-pH en justifiant votre réponse.

3) Placer sur le diagramme les deux droites correspondant aux couples de l'eau, les pressions partielles des gaz étant égales à 1 bar. En déduire les espèces du cuivre stables dans l'eau.

4) Retrouver avec l'aide du diagramme E-pH, le potentiel standard E_1^0 du coupleCu^{2+}/Cu.

5) Les deux espèces Cu^{2+} et Cu font partie aussi des couples Cu^{2+}/Cu^{+} et Cu^{+}/Cu de potentiels standard $E_2^0(Cu^{2+}/Cu^{+}) = 0{,}16V$ et $E_3^0(Cu^{+}/Cu) = 0{,}52V$. Retrouver par le calcul le potentiel standard E_1^0 du coupleCu^{2+}/Cu.

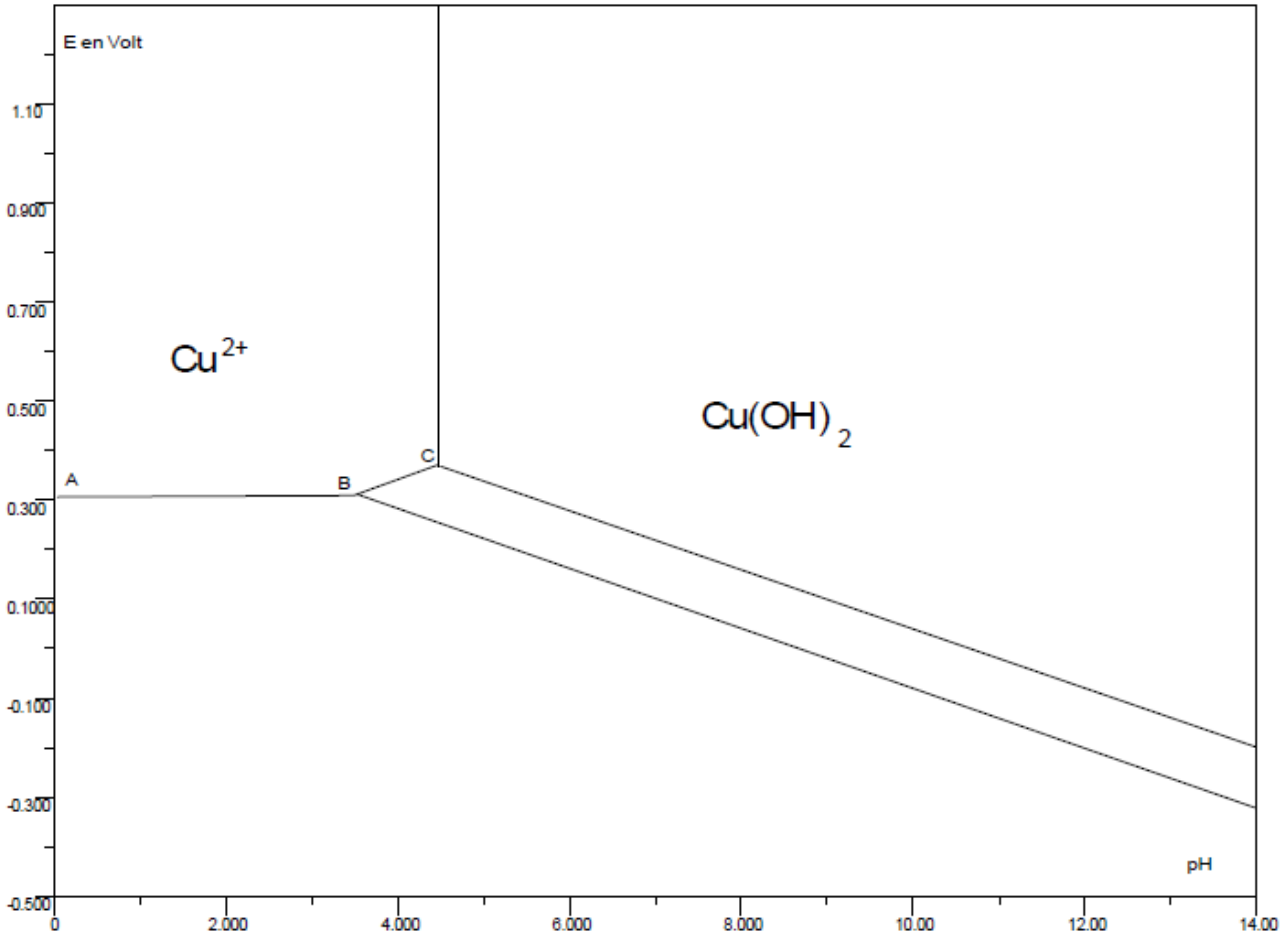
6) Tracer sur le diagramme E-pH, les droites frontières pour le couple Cu^{2+}/Cu^{+}et pour le couple Cu^{+}/Cupour une concentration en espèces solubles $C_T = 0{,}10 mol.L^{-1}$ et placer les espèces Cu^{2+}, Cu^{+}, et Cu.

7) L'ion Cu^{+} est-il stable en solution aqueuse ? Justifier. Quel phénomène subit l'ion Cu^{+}?

Ecrire l'équation bilan de la réaction subie par l'ion Cu^{+} et sa constante K^0. On donne $K^0 = 10^6$.

8) Calculer la valeur maximale possible de la concentration en ions Cu^{+} dans une solution à $0{,}10 mol.L^{-1}$ en ions Cu^{2+}.

9) Calculer avec l'aide du diagramme, le produit de solubilité K'_{s2} de Cu_2Odéfini comme la constante d'équilibre de la réaction : $\frac{1}{2}Cu_2O + \frac{1}{2}H_2O = Cu^{+} + OH^{-}$.



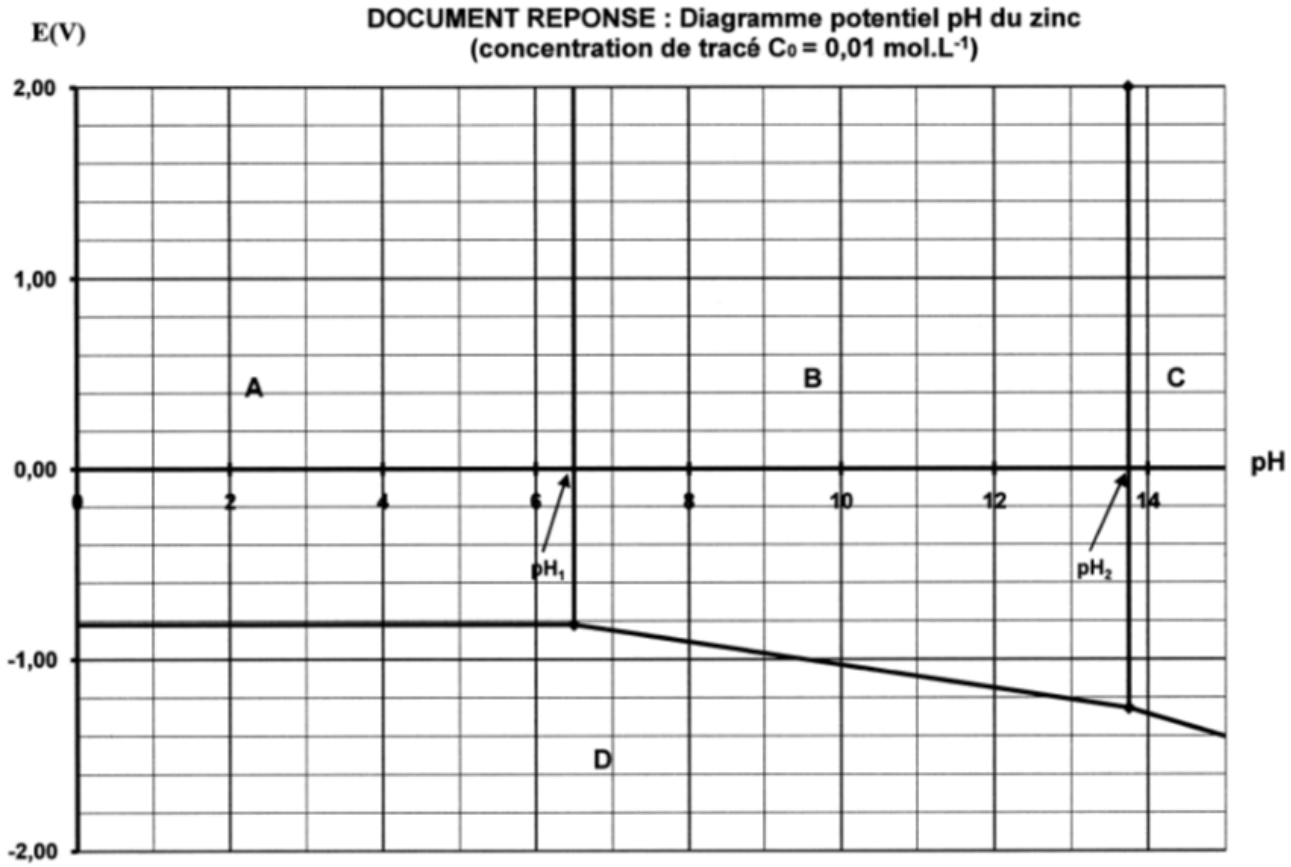
Les coordonnées des points A, B et C sont données ci-dessous :

A : pH = 0,0 et E = 0,31 V
B : pH = 3,5 et E = 0,31 V
C : pH = 4,5 et E = 0,37 V

2.2 Application industrielle à l'hydrométallurgie du zinc

2.2.1 Diagramme potentiel-pH du zinc

On fournit le diagramme potentiel-pH simplifié du zinc (concentration de tracé $C_0 = 0{,}01 mol.L^{-1}$).
La pression partielle des gaz est prise égale à 1 bar.



Données :

- Les gaz sont assimilés à des gaz parfaits.
- Constante des gaz parfaits : $R = 8{,}31 J.K^{-1}.mol^{-1}$
- $RTln(10)/F = 0{,}06$ à 25°C
- Potentiels standard apparents : $E'^{0}_{1}\left([Zn(OH)_4]^{2-}/Zn_{(s)}\right) = -1{,}21V$
- Produit de solubilité : $K_s\left(Zn(OH)_{2(s)}\right) = K_s = 10^{-17}$
- Constante de formation globale : $Zn^{2+} + 4OH^- = [Zn(OH)_4]^{2-}$ $\quad K_{eq} = \beta_4 = 10^{15{,}5}$
- Produit ionique de l'eau : $K_e = 10^{-14}$

Questions :

1) Sur ce diagramme, le plan est séparé en quatre zones A, B, C et D. Attribuer chacune de ces zones à une des espèces suivantes : $Zn_{(s)}$, Zn^{2+}, $Zn(OH)_{2(s)}$, $[Zn(OH)_4]^{2-}$. Justifier.

2) Calculer la valeur de pH_1, pH d'apparition de l'hydroxyde de zinc, $Zn(OH)_{2(s)}$.

3) Ecrire la réaction de dissolution de $Zn(OH)_{2(s)}$ en milieu basique.

4) Exprimer la constante d'équilibre de cette réaction en fonction de β_4 et K_s. Calculer la valeur de cette constante d'équilibre.

5) Calculer la valeur de pH_2, pH de disparition de l'hydroxyde de zinc.

6) Tracer le diagramme potentiel-pH de l'eau superposé à celui du zinc.

7) Conclure quant à la stabilité du zinc métallique dans l'eau.

2.2.2 Transformation du minerai de Zinc

L'hydrométallurgie du zinc permet d'obtenir directement du métal à 99,99% sans raffinage.

2.2.2.1 Grillage de ZnS

Le sulfure de zinc constitue le premier maillon de la chaîne de production du zinc métallique. La première étape de l'obtention du zinc consiste à griller ZnS dans le dioxygène.

8) Sachant qu'il se forme de l'oxyde de zinc (II) (appelée calcine) et du dioxyde de soufre gazeux, écrire l'équation de la réaction, pour une mole de ZnS.

2.2.2.2 Lixiviation de l'oxyde de zinc

La lixiviation consiste ici à attaquer le minerai par une solution aqueuse acide ou alcaline.

L'oxyde de zinc préparé précédemment est impur. Il contient de nombreuses impuretés métalliques, dont FeO, Fe_2O_3, CuO, MnO_2, NiO, PbO_2. Aussi soumet-on le mélange obtenu à deux lixiviations successives, la première étant acide ($pH = 3$), la seconde, « presque neutre » ($pH = 6$). On utilise des solutions aqueuses d'acide sulfurique plus ou moins concentrées.

9) A l'aide de diagramme E = f(pH) fourni en annexe, montrer que la première lixiviation permet d'éliminer le fer (III) présent, en l'engageant dans un précipité dont on précisera la nature.

10) Indiquer pourquoi l'ajout de calcine modifie le pH du milieu : écrire l'équation de sa réaction avec l'eau.

11) Pourquoi n'ajoute-t-on pas une base plus commune, comme la soude, directement dans le milieu ?

12) On introduit également, à ce niveau de la transformation, du dioxygène dans le milieu réactionnel.

Après avoir complété le diagramme E = f(pH) fourni par le tracé des frontières des couples de l'eau, montrer l'intérêt de ces deux opérations. Préciser la nature du précipité dans lequel est engagé le fer, à l'issue de cette modification des conditions réactionnelle. Que deviennent le cuivre et le manganèse ?

Finalement, on obtient une solution aqueuse acide de sulfate de zinc, impure, car elle contient différents cations métalliques qui n'ont pu être éliminés par les opérations précédentes.

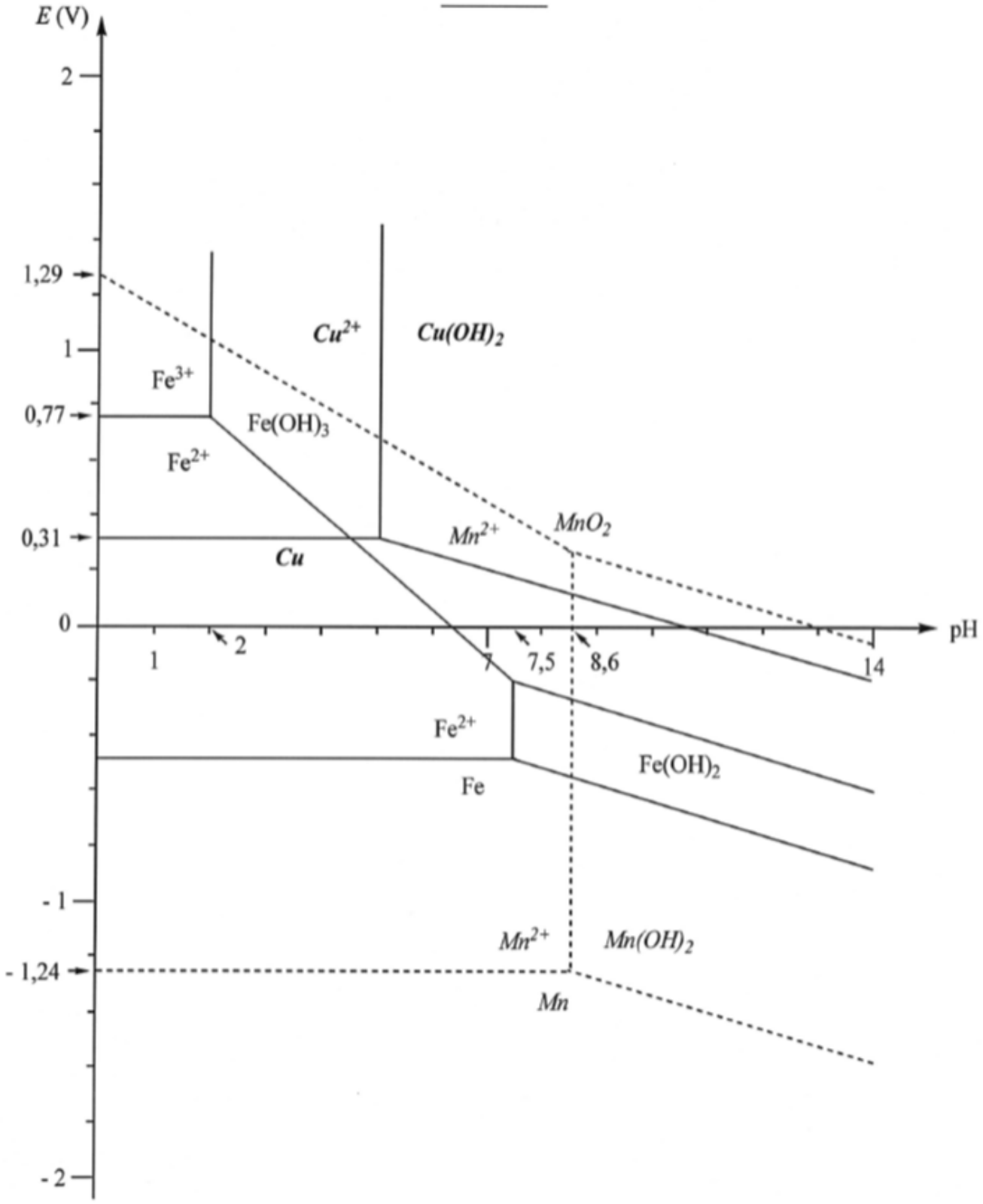
2.2.2.3 Cémentation de la solution sulfurique

La cémentation consiste à ajouter une fine poudre de zinc à la solution précédente.

13) Montrer qu'à l'issue de cette opération on obtient une solution aqueuse débarrassée de la plupart des cations autres que Zn^{2+}.

Annexe

Diagramme E = f(pH) simplifié du fer, du cuivre et du manganèse



Fer et Manganèse : $C_0 = 1{,}0.10^{-2}$ mol L^{-1}.
Cuivre : $C_0 = 1{,}0.10^{-1}$ mol L^{-1}.

3 TP : Diagramme potentiel-pH du fer

3.1 Objectif

Le but de ce TP est de dresser le diagramme potentiel-pH du fer à partir d'expérimentations. On s'intéressera en particulier à la frontière Fe (II)/Fe (III) en fonction du pH.

3.2 Matériel à disposition

- Béchers + Bécher de 400 mL
- Pipette jaugées de 1, 20 mL
- Fiole Jaugée de 100 mL
- Burette graduée de 25 mL
- Agitateur magnétique et barreau aimanté
- Electrode de platine
- Electrode au calomel saturé
- Electrode de verre
- Voltmètre
- pH-mètre

- Solution de Sel de Mohr ($FeSO_4$) acidifiée de concentration $c_1 = 10^{-2} mol.L^{-1}$
- Solution de sulfate ferrique ($Fe_2(SO_4)_3$) de concentration $c_2 = 5.10^{-3} mol.L^{-1}$
- Solution de soude (Na^+, OH^-) concentrée de concentration $c_3 = 3\ mol.L^{-1}$ et $c'_3 = 0{,}1\ mol.L^{-1}$
- Acide sulfurique concentré de concentration $c_4 = 10\ mol.L^{-1}$

3.3 Solution de départ

Introduire dans une fiole jaugée de 100 mL, 20 mL de solution de Sel de Mohr, 20 mL de solution de sulfate ferrique à l'aide d'une pipette jaugée, puis on complète avec de l'eau distillée. Les concentrations initiales en ions ferreux (Fe^{2+}) et ferrique (Fe^{3+}) sont alors égales à $c_0 = 2.10^{-3} mol.L^{-1}$. Ces concentrations seront donc assimilées à la concentration arbitraire de tracé. La verser dans un bécher de 400 mL. *Y mesurer le pH. Y ajouter sous hotte de l'acide sulfurique concentré jusqu'à obtenir un pH de 1 (à voir).*

3.4 Suivi des réactions en fonction du pH

3.4.1 Diagramme E-pH théorique – couple Fe(II)/Fe(III)

Donner les nombres d'oxydations du fer dans les différentes espèces suivantes : Fe^{2+}, Fe^{3+}, $Fe(OH)_2$ et $Fe(OH)_3$.
Donner les deux réactions de précipitation des hydroxydes du fer. A partir des données, montrer que les deux pH de précipitation de $Fe(OH)_2$ et $Fe(OH)_3$ sont respectivement 7,85 et 2,23.
Ecrire les demi-réactions électroniques. En déduire les équations des frontières pour ce couple. Montrer en particulier que les pentes pour $2{,}23 \leq pH \leq 7{,}85$ et $pH \geq 7{,}85$ sont respectivement de $-0{,}18\ pH$ et $-0{,}06\ pH$.

3.4.2 Expérimentation

Remplir un bécher de soude de concentration $c_3$sous la hotte, puis remplir de cette solution la burette graduée.
Placer le bécher contenant la solution d'ions ferriques et ferreux sous la burette, y placer un barreau métallique pour l'agitation.
Pour tracer la frontière entre Fe (II) et Fe (III) en fonction du pH, il faut donc relever le potentiel, ainsi que le pH de la solution. Pour la mesure du pH, on utilise une électrode en verre et un pH-mètre. Pour la mesure du potentiel de la solution, on utilise un voltmètre qui mesure donc une différence de potentiel. Une électrode de platine nous donnera le potentiel de la solution E , tandis qu'une électrode au calomel saturé nous donnera un potentiel de référence E_{ECS}. Le voltmètre indiquera donc une tension : $\Delta E = E - E_{ECS}$
Insérer les électrodes dans le bécher, tout en vérifiant que le barreau aimanté ne les touche pas au cours de sa rotation.
Ajouter alors de la soude **doucement**, tout en relevant pH et tension, dont en déduira le potentiel. On fera des ajouts de soudes correspondant à une augmentation du pH d'environ 0,2 jusqu'à $pH = 3$
NB : le volume de soude versé ne nous intéresse pas pour tracer le diagramme E-pH
Quand le pH atteint environ 3, **arrêter aussitôt** l'ajout de soude. Remplacer la soude se trouvant dans la burette par de la soude de concentration c'_3. Reprendre les opérations précédentes jusqu'à $pH = 9$.

3.4.3 Mesures et comparaison à la théorie

Superposer ces points expérimentaux au diagramme E-pH théorique fourni.

En déduire le potentiel standard expérimental du couple Fe^{3+}/Fe^{2+}. Comparer à la valeur théorique. Expliquer les différences.

En déduire les produits de solubilité expérimentaux. Comparer aux valeurs théoriques.

3.5 Données

Potentiels standard : -Fe^{3+}/Fe^{2+} :$E^0 = 0{,}68\,V$ - $E_{ECS} = 0{,}245\,V$

Produit de solubilité : -$pKs(Fe(OH)_2) = 15$ - $pKs(Fe(OH)_3) = 38$

4 Questions de cours

1) Construire le diagramme potentiel-pH de l'eau sachant qu'on dispose des données thermodynamiques suivantes :

$$H_2O/H_2 : E_1^0 = 0{,}00V \quad et \quad O_2/H_2\,O : E_2^0 = 1{,}23V$$

On suppose que les pressions partielles des gaz sont prises égales à 1 bar.

2) Construire le diagramme potentiel-pH du fer sachant qu'on dispose des données thermodynamiques suivantes :

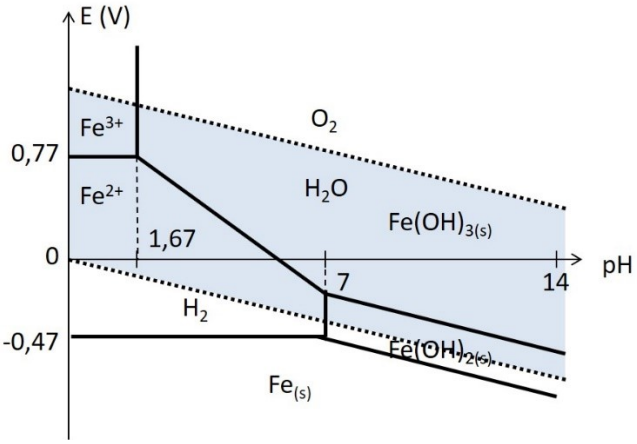
$$Fe^{3+}/Fe^{2+} : E_1^0 = 0{,}77V \quad et \quad Fe^{2+}/Fe_{(s)} : E_2^0 = -0{,}44V$$

$$Fe(OH)_{2(s)} : pK_s = 15 \quad et \quad Fe(OH)_{3(s)} : pK'_s = 38$$

On suppose que la concentration chaque forme en solution dans son domaine de prédominance est égale à une même concentration de tracé c_0 (très important pour la forme du diagramme) :

$$c_0 = [Fe^{3+}] = [Fe^{2+}] = 1{,}0.10^{-1}\ mol.L^{-1}$$

3) On donne le diagramme potentiel-pH du fer suivant. Quelles espèces sont stables dans l'eau ? Pour celles qui ne le sont pas, quelle serait la réaction thermodynamiquement favorisée si on les mettait en présence d'eau ? En pratique, certains de ces réactions ne se passent pas. Pourquoi ?



5 Questions à choix multiples

6 Exercices type écrit (à rendre en DM pour le 01/03/2020)

TRAITER EN PRIORITE LA PARTIE V.B

Les procédés de traitement de l'eau des piscines reposent majoritairement sur l'utilisation de produits chlorés. En effet, la plupart des bactéries nuisibles sont détruites par adjonction d'ions hypochlorites ClO^-. Les ions hypochlorites étant des composés peu stables, il est nécessaire d'en assurer le renouvellement dans l'eau de bain. La technique la plus répandue en France est la chloration à l'eau de Javel. L'inconvénient principal de cette méthode est le recours important aux produits chimiques. Le risque d'irritation pour la peau et les yeux en cas de mauvais dosage est également à considérer. Nous étudions dans la suite un système alternatif basé sur l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium.

Données spécifiques à cette partie.

Constante d'Avogadro	$N_A = 6{,}02 \times 10^{23}$ mol^{-1}
Rayon ionique de l'ion Na^+	$R^+ = 97$ pm
Rayon ionique de l'ion Cl^-	$R^- = 181$ pm
Masse molaire atomique de Na	$M_{Na} = 23{,}0$ g·mol^{-1}
Masse molaire atomique de Cl	$M_{Cl} = 35{,}5$ g·mol^{-1}
Potentiel standard du couple O_2/H_2O	$E^\circ(O_2/H_2O) = 1{,}23$ V
Potentiel standard du couple H_2O/H_2	$E^\circ(H_2O/H_2) = 0$ V
Constante de Faraday	$F = N_A e = 96\,500$ C·mol^{-1}

V.A – Étude du réseau cristallin NaCl

La structure du chlorure de sodium est représentée figure 9. Les ions chlorure (Cl^-) cristallisent dans un système cubique à faces centrées. Les ions sodium (Na^+) occupent tous les sites octaédriques et forment également un réseau cubique à faces centrées, décalé d'une demi-arête de celui des ions Cl^-.

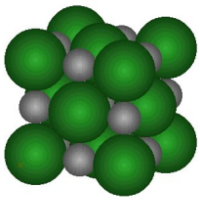


Figure 9

Q 36. Définir et calculer le paramètre de maille a.

Q 37. Calculer la masse volumique du cristal de NaCl. Commenter le résultat obtenu.

V.B – Exploitation du diagramme E – pH du chlore

V.B.1) Diagramme du chlore

La figure 10 donne le diagramme potentiel–pH de l'élément chlore. Les espèces considérées, qui sont toutes en solution, sont $Cl_{2\,(aq)}$, $Cl^-_{(aq)}$, $HClO_{(aq)}$ et $ClO^-_{(aq)}$. La concentration de tracé est $c = 1{,}0 \times 10^{-1}$ mol·L^{-1}. Les frontières entre deux espèces ont été calculées en traduisant l'égalité des *concentrations molaires en élément* chlore de chaque espèce sur la frontière, la somme de ces concentrations étant égale à c.

Q 38. Justifier que les espèces A, B, C et D sont respectivement $Cl^-_{(aq)}$, $Cl_{2\,(aq)}$, $HClO_{(aq)}$ et $ClO^-_{(aq)}$.

Q 39. Déterminer le pK_a du couple $HClO/ClO^-$.

Q 40. Déterminer le potentiel standard du couple B/A.

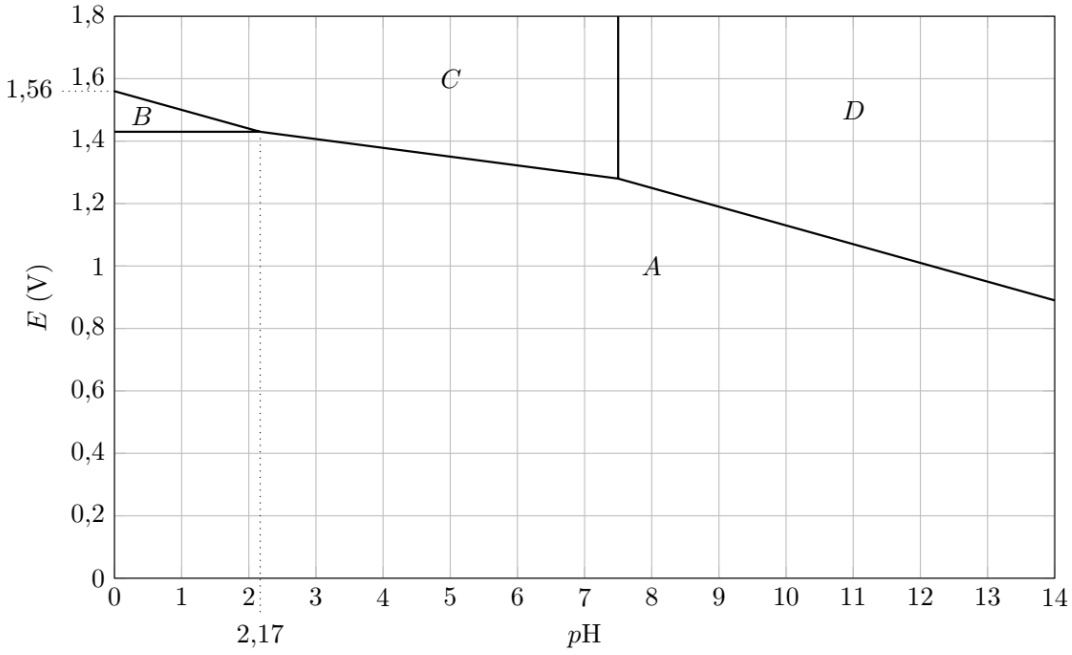


Figure 10

Q 41. Écrire la demi-équation redox entre les espèces A et C.

Q 42. Déterminer la pente de la frontière C/A et en effectuer la vérification graphique.

Q 43. Déterminer le potentiel standard du couple C/A.

V.B.2) Diagramme de l'eau

On considère les espèces H_2O, $O_{2\,(g)}$ et $H_{2\,(g)}$. La pression de tracé est fixée à 1 bar et la concentration de tracé à $1{,}0\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Q 44. Déterminer l'équation de la frontière $O_{2\,(g)}/H_2O$.

Q 45. Déterminer l'équation de la frontière $H_2O/H_{2\,(g)}$.

Q 46. Tracer succinctement sur votre copie l'allure du diagramme potentiel–pH de l'eau superposé à celui du chlore aqueux. Quels commentaires pouvez-vous formuler ?

V.C – Étude de la cellule d'électrolyse

L'électrolyseur est constitué de deux électrodes en titane. Le schéma de principe est donné figure 11. La tension U et le courant i sont des grandeurs positives. Lors de la mise sous tension de l'électrolyseur, on observe une production de $H_{2\,(g)}$ et de $Cl_{2\,(aq)}$. L'électrolyseur est placé en amont du système de filtrage de l'eau.

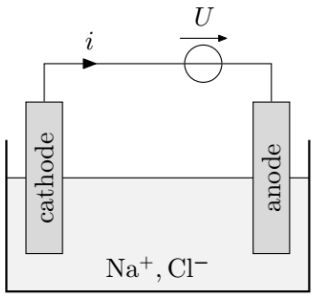


Figure 11

Q 47. Écrire les demi-réactions électroniques des réactions se déroulant à l'anode et à la cathode.

L'eau d'une piscine est maintenue à un pH compris entre 7,0 et 7,4.

Q 48. Écrire l'équation modélisant la réaction chimique qui, à partir de $Cl_{2\,(aq)}$ en solution aqueuse, forme $Cl^-_{(aq)}$ et $ClO^-_{(aq)}$.

Q 49. Comment appelle-t-on ce type de réaction ?

On envisage dans la suite une piscine de particulier de contenance $V_0 = 150\,\text{m}^3$.

Q 50. Avant la mise en fonctionnement de l'électrolyseur, l'eau de la piscine doit être salée avec une teneur en sel d'environ $c_s = 5\,\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ (on prendra cette valeur pour les applications numériques). Quelle masse de sel le particulier doit-il acheter lors de la première mise en route du dispositif ?

Un fabriquant d'électrolyseurs de piscines annonce, pour un modèle adapté à un volume maximal de bassin de $150\,\text{m}^3$, une production horaire maximale $\dot{m}_{\max} = 26\,\text{g}\cdot\text{h}^{-1}$ de Cl_2. Pour ce modèle, $U = 7{,}5\,\text{V}$.

Q 51. Calculer la valeur de i correspondant au fonctionnement maximal. On supposera le fonctionnement idéal.

Q 52. Calculer la puissance correspondant à une production horaire maximale. Commenter le résultat.