Solutions aqueuses et dosages

Extrait du programme de TSI1

Notions et contenus	Capacités exigibles
4.5. Réactions acide-base et de précipitation	
Réactions acide-base - constante d'acidité ; - diagrammes de prédominance et de distribution. - exemples usuels d'acides et bases : nom, formule et nature - faible ou forte - des acides chlorhydrique et acétique, de la soude, de l'ammoniac. **Réactions de dissolution ou de précipitation** - constante de solubilité ; - solubilité et condition de précipitation ; - domaine d'existence ; - facteurs influençant la solubilité	Reconnaître une réaction acide-base à partir de son équation. Extraire de ressources disponibles les données thermodynamiques pertinentes pour prévoir qualitativement l'état final d'un système en solution aqueuse ou interpréter des observations expérimentales. Déterminer la valeur de la constante thermodynamique d'équilibre pour une équation de réaction, combinaison linéaire d'équations dont les constantes thermodynamiques d'équilibre sont connues. Retrouver les valeurs de constantes thermodynamiques d'équilibre par lecture de courbes de distribution et de diagrammes de prédominance. Déterminer la composition chimique d'un système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique. Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires. Exploiter des courbes d'évolution de la solubilité d'un solide en fonction d'une variable pertinente. Prévoir l'état de saturation d'une solution. **Mettre en œuvre une réaction acide-base et une réaction de précipitation pour réaliser une analyse qualitative ou quantitative en solution aqueuse.**
4.6. Réactions d'oxydo-réduction	
Oxydants et réducteurs, réactions d'oxydo-réduction Nombre d'oxydation. Exemples d'oxydants et de réducteurs minéraux usuels : nom, nature et formule des ions thiosulfate, permanganate, hypochlorite, du peroxyde d'hydrogène.	Relier la position d'un élément dans le tableau périodique et le caractère oxydant ou réducteur du corps simple correspondant. Prévoir les nombres d'oxydation extrêmes d'un élément à partir de sa position dans le tableau périodique. Identifier l'oxydant et le réducteur d'un couple.
Pile, tension à vide, potentiel d'électrode, formule de Nernst, électrodes de référence	Décrire le fonctionnement d'une pile à partir d'une mesure de tension à vide ou à partir des potentiels d'électrode. Déterminer la capacité électrique d'une pile.
Diagrammes de prédominance ou d'existence.	Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires.
Aspect thermodynamique des réactions d'oxydo-réduction. Dismutation et médiamutation.	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.**

Mesures et capacités expérimentales

Natures et méthodes	Capacités exigibles
8. Analyses qualitatives et quantitatives	
Réaliser des dosages par étalonnage.	Déterminer une concentration en exploitant la mesure de grandeurs physiques caractéristiques de l'espèce ou en construisant et en utilisant une courbe d'étalonnage. Déterminer une concentration ou une quantité de matière par spectrophotométrie UV-Visible.
Réaliser des dosages par titrage direct. Équivalence. Méthodes expérimentales de suivi d'un titrage : pH-métrie, conductimétrie, indicateurs colorés de fin de titrage.	Exploiter la réaction support d'un titrage unique (recenser les espèces présentes dans le milieu au cours du titrage, repérer l'équivalence, justifier qualitativement l'allure de la courbe ou le changement de couleur observé). Justifier le protocole d'un titrage à l'aide de données fournies ou à rechercher. Mettre en œuvre un protocole expérimental correspondant à un titrage direct. Choisir et utiliser un indicateur coloré de fin de titrage.
Exploiter des courbes expérimentales de titrage.	Exploiter une courbe de titrage pour déterminer la concentration en espèce titrée. Utiliser un logiciel de simulation pour confronter la courbe de titrage simulée à la courbe expérimentale. Distinguer l'équivalence et le repérage du virage d'un indicateur coloré de fin de titrage.

Extrait du programme de TSI2

Mesures et capacités expérimentales

Natures et méthodes	Capacités exigibles
5. Chimie	
Réaliser un dosage par titrage indirect. Méthodes expérimentales de suivi d'un titrage : pH-métrie, conductimétrie, indicateurs colorés de fin de titrage.	Identifier et exploiter la réaction support du titrage. Proposer ou justifier le protocole d'un titrage à l'aide de données fournies ou à rechercher. Mettre en œuvre un protocole expérimental correspondant à un titrage indirect.

Sommaire

1 REACTIONS ACIDE-BASE 4

1.1 RAPPELS DE COURS 4
1.2 EXERCICES DE REVISIONS 6

2 DOSAGES PAR TITRAGE DIRECT 7

2.1 TITRAGE PH-METRIQUE (CB2) 7
2.2 TITRAGE CONDUCTIMETRIQUE (DS0) 9

3 REACTIONS DE PRECIPITATION 12

3.1 RAPPELS DE COURS 12
3.2 EXERCICES DE REVISIONS 13

4 DOSAGE PAR TITRAGE INDIRECT 15

4.1 TITRAGE COLORIMETRIQUE (DS2) 15

5 TP : DOSAGE DE L'ASPIRINE 16

5.1 PRESENTATION 18
5.2 TITRAGE DIRECT (DM POUR LE 27/03/2023) : DS DE MME DE FALCO ..... **ERREUR ! SIGNET NON DEFINI.**
5.3 TITRAGE INDIRECT 20

1 Réactions acide-base

1.1 Rappels de cours

1.1.1 Couple acido-basique

Définition :
Un **acide** est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs protons H^+.
Une **base** est un espère chimique susceptible de capter un ou plusieurs protons H^+.
L'acide HA et la base A^- constituent le **couple acido-basique** HA/A^- et sont reliés par une demi-équation d'échange protonique :

$$HA = A^- + H^+$$

Les deux espèces sont dites conjuguées.

1.1.2 Réaction acido-basique

Définition :
Une **réaction acido-basique** correspond à un transfert de proton entre l'acide d'un couple HA_1/A_1^- et la base d'un autre couple HA_2/A_2^-. Elle a pour équation :

$$HA_1 + A_2^- = HA_2 + A_1^-$$

1.1.3 Réaction d'autoprotolyse de l'eau

Définition :
La réaction d'**autoprotolyse de l'eau** a pour équation :

$$2H_2O = HO^- + H_3O^+$$

La constante d'équilibre associé à cette équation, appelée **produit ionique de l'eau**, s'écrit :

$$K_e = [H_3O^+] \cdot [HO^-] \quad K_e = 10^{-14} \text{ à } 25°C$$

On pose :

$$pK_e = -\log K_e \quad pK_e = 14 \text{ à } 25°C$$

1.1.4 Force comparée des acides et des bases dans l'eau

Définition :
Un **acide fort** est un acide totalement dissocié en solution aqueuse. La réaction entre l'acide fort et l'eau est totale :

$$HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$$

Une **base forte** est une base totalement protonée en solution aqueuse. La réaction entre la base forte et l'eau est totale :

$$A^- + H_2O \rightarrow HA + HO^-$$

Un **acide** (resp. une **base**) **faible** est un acide (resp. une base) dont la réaction avec l'eau est limitée.

1.1.5 Constante d'acidité

Définition :
La **constante d'acidité** K_A d'un couple acido-basique est définie comme la constante d'équilibre associée à l'équation de réaction entre l'acide du couple et l'eau. Elle ne dépend que de la température.

$$HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+ \quad K_A = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} \quad pK_A = -\log K_A$$

Remarques :
Un acide (resp. base) est d'autant plus fort(e) que la constante d'acidité du couple K_A est élevée (resp. faible) et la valeur de pK_A faible (resp. élevée).

1.1.6 Acides et bases usuels

Nom	Formule	Nature	Couple	pK_A
Acide chlorhydrique	$HCl\ ou\ (H^+, Cl^-)_{(aq)}$	Acide fort	H_3O^+/H_2O	0
Acide acétique	CH_3COOH	Acide faible	CH_3COOH/CH_3COO^-	4,76
Soude	$NaOH\ ou\ (Na^+, OH^-)_{(aq)}$	Base forte	H_2O/HO^-	14
Ammoniac	$NH_{3(aq)}$	Base faible	$NH_{4(aq)}^+/NH_{3(aq)}$	9,23

1.1.7 pH d'une solution aqueuse

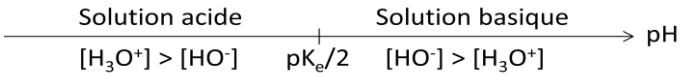
Définition :
Le **pH** est défini à partir de l'activité des ions oxonium H_3O^+ selon :

$$pH = -log\left(a_{H_3O^+}\right)$$

En solution aqueuse :

$$pH = -log\frac{[H_3O^+]}{c^0}$$

Une solution est acide (resp. basique) si les ions H_3O^+ (resp. HO^-) prédominent par rapport aux ions HO^- (resp. H_3O^+) dans la solution.



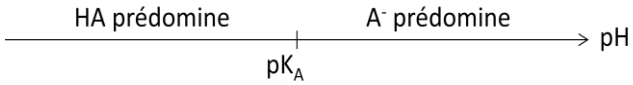
1.1.8 Diagramme de prédominance

Une espèce A prédomine devant une espèce B si $[A] > [B]$.

Remarque :
On montre la relation suivante entre le pH d'une solution et le pK_A d'un couple acide-base :

$$pH = pK_A + log\frac{[A^-]}{[HA]}$$

Définition :
Le **diagramme de prédominance** d'un couple acide-base est établi en représentant sur un axe gradué en pH les domaines de prédominance des deux espèces du couple.
HA (resp. A^-) prédomine par rapport aux ions A^- (resp. HA) pour $pH > pK_A$ (resp. $pH < pK_A$).



1.2 Exercices de révisions

1.2.1 L'ion hydrogénocarbonate

L'ion hydrogénocarbonate appartient aux couples acido-basiques suivants :

- $H_2CO_{3(aq)}/HCO_{3(aq)}^-$ auquel on associe la constante d'acidité K_{A1} à 298 K ($H_2CO_{3(aq)}$, appelé acide carbonique, représente le mélange CO_2, H_2O) ;

- $HCO_{3(aq)}^-/CO_{3(aq)}^{2-}$ auquel on associe la constante d'acidité K_{A2} à 298 K.

1) Donner l'expression de la constante d'acidité K_A associée à un couple acido-basique $AH_{(aq)}/A_{(aq)}^-$. En déduire le lien entre $pK_A = -log(K_A)$ et le pH. Tracer le diagramme de prédominance.

On fournit le diagramme de distribution de l'acide carbonique sur la **Figure 3**.

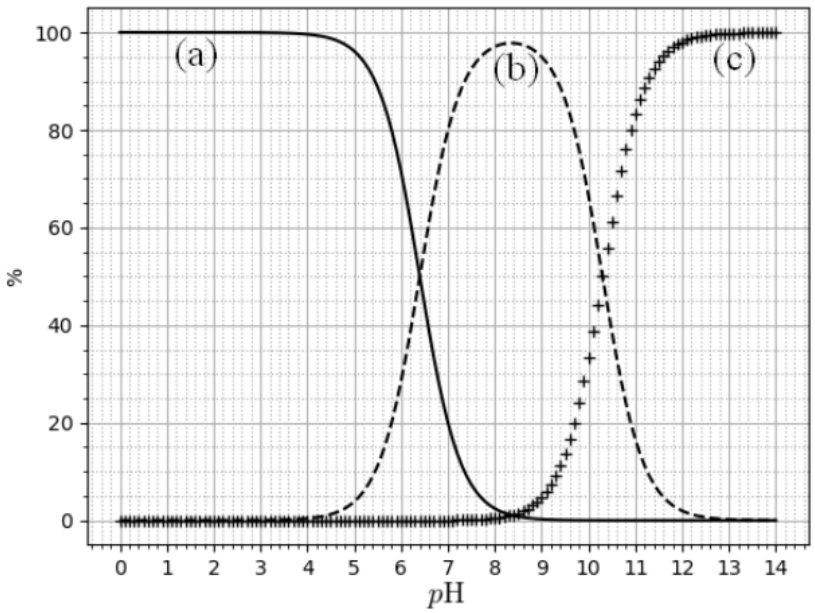


Figure 3 – Diagramme de distribution de l'acide carbonique

2) En expliquant votre démarche, attribuer chaque courbe de distribution ((a), (b) et (c)) à une espèce chimique ($H_2CO_{3(aq)}$, $HCO_{3(aq)}^-$ ou $CO_{3(aq)}^{2-}$).

3) À l'aide du diagramme de distribution de la **Figure 3**, déterminer les valeurs de pK_{A1} et pK_{A2} en justifiant votre réponse.

4) Quelle est l'espèce majoritaire pour $7{,}4 < pH < 9{,}3$?

1.2.2 L'ion dichromate

On étudie les propriétés acido-basiques des ions dichromate $Cr_2O_7^{2-}$ et des ions chromate CrO_4^{2-}.

1) Montrer que le couple $\left(\frac{1}{2}Cr_2O_7^{2-}, CrO_4^{2-}\right)$ constitue un couple acide-base.

2) Tracer le diagramme de prédominance du couple.

3) Déterminer la valeur de son pK_A.

4) Ecrire l'équation de la réaction entre les ions dichromate et les ions hydroxyde, et calculer la constante d'équilibre associée.

Données : $pK'_A(HCrO_4^-/CrO_4^{2-}) = 7{,}2$; $Cr_2O_7^{2-} + H_2O = 2HCrO_4^-$ $K = 10^{-1{,}6}$

2 Dosages par titrage direct

2.1 Titrage pH-métrique (CB2 2022-2023)

L'ammonitrate est un engrais azoté solide, bon marché, très utilisé dans l'agriculture. Il est vendu par sac de 500 kg et contient du nitrate d'ammonium $NH_4NO_{3(s)}$. En solution aqueuse, il libère les ions NH_4^+ et NO_3^-. Les indications fournies par le fabricant d'engrais sur le sac à la vente stipulent que le pourcentage en masse de l'élément azote N est de $34{,}4\ \%$.

Afin de vérifier l'indication du fabricant, on souhaite doser les ions ammonium $NH_{4\,(aq)}^+$ présents dans l'engrais. On prépare une solution en dissolvant $m_{engrais} = 6{,}00\ g$ d'engrais dans une fiole jaugée de $V_0 = 250\ mL$.

On prélève ensuite $V_1 = 10{,}0\ mL$ de cette solution que l'on va doser à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium (Na^+, HO^-), également appelée soude, de concentration $C = 0{,}200\ mol.L^{-1}$. On note V le volume de soude ajouté ; à l'équivalence, il vaut $V_E = 14{,}0\ mL$.

1) Le nitrate d'ammonium $NH_4NO_{3(s)}$ est très soluble dans l'eau. Ecrire la réaction de dissolution correspondante.

2) L'ion ammonium $NH_{4\,(aq)}^+$ est-il un acide ou une base ? Justifier la réponse.

3) Ecrire l'équation de la réaction correspondant au titrage.

4) La figure 1 donnée ci-dessous représente la courbe $pH = f(V)$. Retrouver la valeur du volume à l'équivalence grâce à une méthode graphique. On soignera le tracé et on laissera apparents tous les traits de construction.

5) Quelles sont toutes les espèces chimiques présentes dans le mélange réactionnel à l'équivalence ? Justifier alors le pH basique de la solution en ce point.

6) Donner la formule littérale permettant de calculer la quantité de matière d'ions $NH_{4\,(aq)}^+$, $n_{bécher}$ dans le bécher, puis n_{fiole} dans la fiole jaugée en fonction de V_E, C, V_1 et V_0.

7) L'application numérique donne $n_{NH_{4\,(aq)}^+} = 7{,}00.10^{-2}$ mol. En déduire la quantité de nitrate d'ammonium, $n_{NH_4NO_{3(s)}}$, présente dans cette fiole.

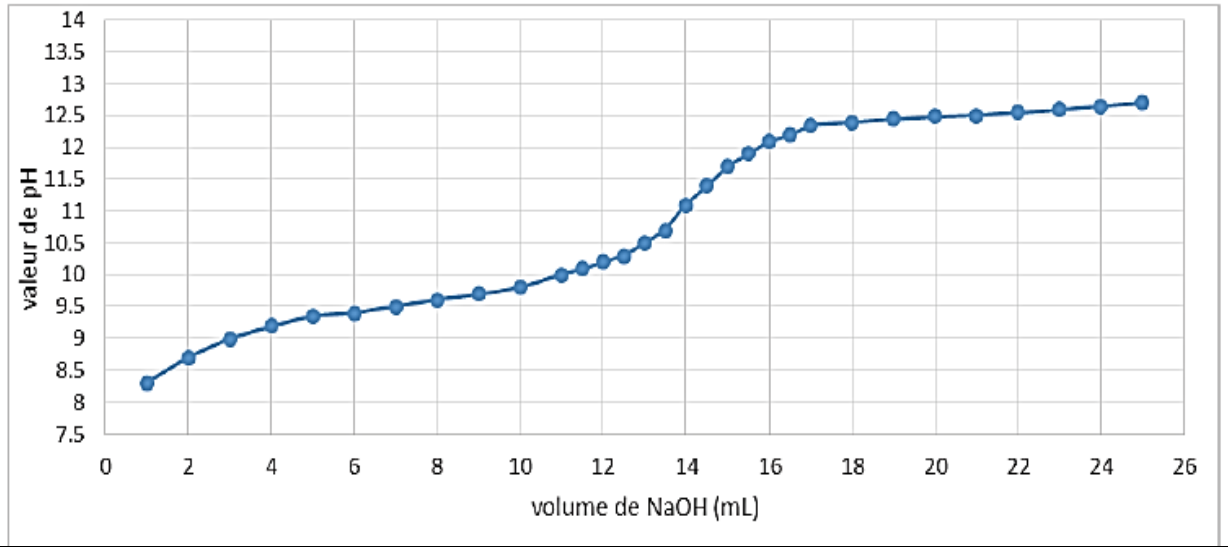
8) Calculer la masse d'azote, m_N, présente dans l'échantillon.

9) Exprimer le pourcentage en masse, $\%N$, de l'élément azote N en fonction de $C, V_E, V_0, V_1, m_{engrais}$ et M_N, la masse molaire en azote.

Une étude des incertitudes peut être réalisée à l'aide d'une simulation de Monte Carlo, dont le programme est donné ci-dessous. La figure tracée par le programme et les données en sortie se trouvent dans l'encadré à droite du programme.

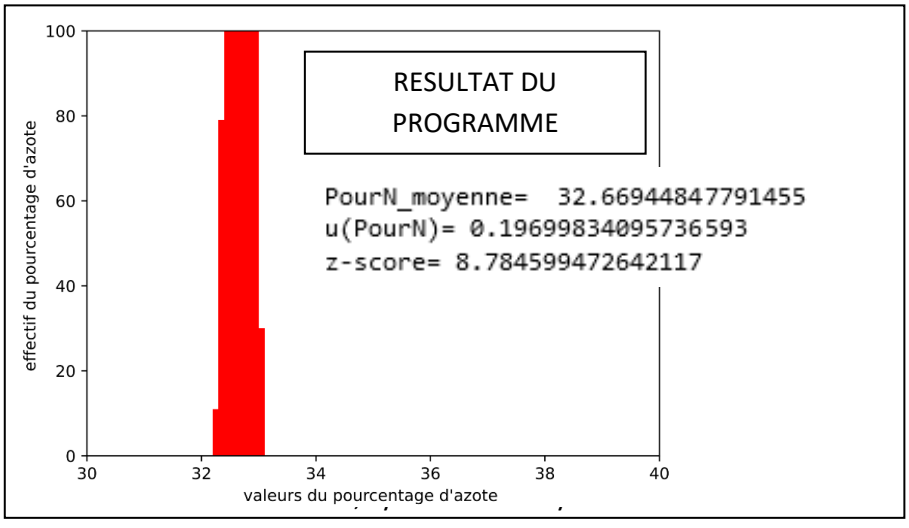
10) Que fait-on de la ligne 21 à la ligne 24 ? Pourquoi multiplie-t-on par 0,1 à la ligne 27 ?

11) Exprimer le résultat de la mesure grâce aux données en sortie du programme et commenter la compatibilité avec la donnée du fabricant.



Programme Python

```
1  import numpy as np
2  import matplotlib.pyplot as plt
3  import random
4  import statistics
5
6  ## Données ##
7  Ve_m = 14      #volume equivalent en mL
8  V0_m = 250     #volume de la fiole en mL
9  V1_m = 10      #volume de la pipette en mL
10 mengrais_m = 6  #masse d'engrais en g
11
12 u_Ve = 0.03 #Incertitude type sur Ve_m en mL
13 u_V0 = 0.15 #Incertitude type sur V0_m en mL
14 u_V1 =0 .02 #Incertitude type sur V1_m en mL
15 u_mengrais = 0.1/3**0.5 #Incertitude type sur mengrais_m en g
16
17 M_N = 14  #Masse molaire de l'azote en g/mol
18 C = 0.2   #Concentration de la soude en mol/L
19
20 # Création de tableaux random de 1000 valeurs
21 Ve = np.random.uniform(Ve_m-u_Ve,Ve_m+u_Ve ,1000)
22 V0 = np.random.uniform(V0_m-u_V0,V0_m+u_V0 ,1000)
23 V1 = np.random.uniform(V1_m-u_V1,V1_m+u_V1 ,1000)
24 mengrais = np.random.uniform(mengrais_m-u_mengrais,mengrais_m+u_mengrais ,1000)
25
26 # Calcul du pourcentage d'azote
27 PourN = 2*M_N*C*Ve*V0/(V1*mengrais)*0.1
28
29 # Tracé de l'histogramme des valeurs possibles
30 nb_classes = 100
31 plt.hist(PourN, bins=nb_classes, range=(30,40), color='red')
32 plt.axis([30,40, 0,100])
33 plt.xlabel("valeurs du pourcentage d'azote ")
34 plt.ylabel("effectif du pourcentage d'azote ")
35 plt.show()
36
37 # Données statistiques
38 PourN_theo = 34.4
39 PourN_moyenne = np.mean(PourN)
40 u_PourN = np.std(PourN)                    #np.std donne l'écart-type
41 z_score = abs((PourN_moyenne - PourN_theo)/u_PourN)  #z_score = écart-relatif
```



2.2 Titrage conductimétrique (DS0)

Dans cette partie, on se propose de vérifier la teneur en base faible $HCO_{3(aq)}^-$ dans l'eau de mer. Pour simplifier, on modélise l'eau de mer par une solution $\left(Na^+, HCO_{3(aq)}^-\right)$ de concentration inconnue C_1. On dose un volume V_1 d'eau de mer par de l'acide chlorhydrique (H_3O^+, Cl^-) à la concentration $C_2 = 0{,}100 mol.L^{-1}$. On verse 10 mL d'eau de mer dans un erlenmeyer, on rajoute 100 mL d'eau distillée et on dose ce mélange par l'acide chlorhydrique (H_3O^+, Cl^-). Le dosage est suivi par conductimétrie. L'ion oxonium H_3O^+ est un acide fort.

1) Tracer le diagramme de prédominance du CO_2.

2) Sur le même diagramme, indiquer le diagramme de prédominance de l'acide fort H_3O^+. Quelle est la base conjuguée de cet acide ? Entourer les espèces ajoutées dans le mélange et identifier la réaction chimique mise en jeu. La réaction est-elle favorable ? Totale ? Justifier

3) Calculer la constante d'équilibre de la réaction chimique, conclure.

4) Le dosage est suivi par conductimétrie, qu'est-ce qu'un conductimètre ? Que mesure un conductimètre ? Faire un schéma du montage

5) La conductivité de la solution est donnée en Figure 2, en fonction du volume V_2 d'acide versé. Sur cette courbe on a aussi tracé les concentrations en $HCO_{3(aq)}^-$ et $(CO_2; H_2O)$ au cours du dosage. Identifier les 3 courbes tracées : conductivité σ, $\left[HCO_{3(aq)}^-\right]$ et $\left[(CO_2; H_2O)_{aq}\right]$.

6) Effectuer un bilan des ions apparaissant et disparaissant avant l'équivalence et justifier la pente de la droite observée qualitativement.

7) Identifier le volume équivalent en expliquant la méthode suivie. En déduire la concentration en $HCO_{3(aq)}^-$ de la solution d'eau de mer.

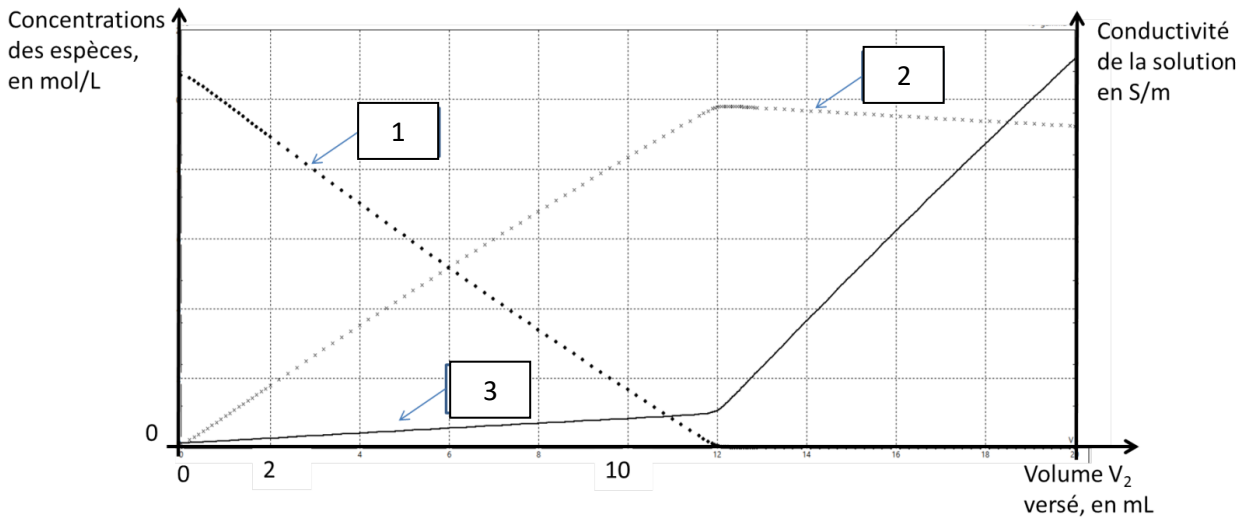


Figure 2. Conductivité et concentrations des espèces en fonction du volume d'acide versé

Données :

- $pKa_1\left((CO_2; H_2O)_{aq}/HCO_{3(aq)}^-\right) = 6{,}4$
- $pKa_2\left(HCO_{3(aq)}^-/CO_{3(aq)}^{2-}\right) = 10{,}3$
- $pKe = 14$, produit ionique de l'eau

2.3 TP : Dosage d'une solution de soude

1.1.1 Partie 1 : préparation d'une solution

Objectif : Effectuer une dilution d'une solution au 1/10 d'une solution de soude.

1.1.1.1 Matériel à disposition

Matériel	**Solutions**
1 fiole jaugée de 50 et 100 mL par paillasse Pipettes jaugées de 10 mL Propipettes Béchers de 20 mL	100mL de Soude (Na^+,OH^-) à C_0 = 0,1 mol/L sur paillasse prof

1.1.1.2 Manipulation

1) Verser environ 15 mL de solution de Soude dans un bécher

2) Prélever à la pipette 10 mL de cette solution et vider la dans une fiole jaugée de 100 mL.

3) Rajouter de l'eau distillée jusqu'à environ la moitié de la fiole jaugée. Secouer, puis compléter jusqu'au trait de jauge. Secouer à nouveau.

Vous venez de préparer 100 mL de Soude à C_1 = 0,01mol/L !

4) A l'aide d'une fiole jaugée de 50 mL, prélever V_1 = 50 mL de cette solution pour la manipulation sur la paillasse 1. Conserver les autres 50 mL pour manipulation sur la paillasse 2.

5) Evaluer les incertitudes et exprimer le volume V_1 sous la forme $V_1 = \cdots \pm \cdots$.

1.1.2 Partie 2 : Dosage conductimétrique

Objectif : Effectuer le dosage d'une base forte par un acide fort par une méthode conductimétrique.

1.1.2.1 Matériel à disposition

Matériel	**Solutions**
1 Burette graduée 1 agitateur magnétique + barreau aimanté 1 conductimètre étalonné 1 bécher de 200 mL 1 ordinateur portable	250mL d'acide chlorhydrique (H^+,Cl^-) à C_2 = 0,05 mol/L sur paillasse prof Bleu de bromothymol

1.1.2.2 Théorie

Equation de la réaction de dosage : $HO^- + H^+ \rightarrow H_2O$ de constante d'équilibre $K = 1/K_e = 10^{14}$

Expression de la conductivité : $\sigma = \sum_i [A_i]\lambda_i$

Constituants	HO^-	H^+	σ
Etat initial	C_1V_1	C_2V_2	$\frac{C_1V_1\lambda_{HO^-} + C_1V_1\lambda_{Na^+}}{V'_1 + V_2}$
Avant l'équivalence	$C_1V_1 - \xi$	$C_2V_2 - \xi = 0$	$\frac{(C_1V_1 - \xi)\lambda_{HO^-} + C_1V_1\lambda_{Na^+} + C_2V_2\lambda_{Cl^-}}{V'_1 + V_2}$ ↘
A l'équivalence	$\boldsymbol{C_1V_1 - \xi_{eq} = 0}$	$\boldsymbol{C_2V_{eq} - \xi_{eq} = 0}$	$\frac{C_1V_1\lambda_{Na^+} + C_2V_2\lambda_{Cl^-}}{V'_1 + V_2}$ $minimum$
Après l'équivalence	0	$C_2V_2 - C_2V_{eq}$	$\frac{(C_2V_2 - C_2V_{eq})\lambda_{H^+} + C_1V_1\lambda_{Na^+} + C_2V_2\lambda_{Cl^-}}{V'_1 + V_2}$ ↗

Intérêt de la dilution initiale : $V'_1 + V_2 \approx V'_1$

Avant l'équivalence : $\sigma \approx C_1\frac{V_1}{V'_1}(\lambda_{HO^-} + \lambda_{Na^+}) + C_2\frac{V_2}{V'_1}\lambda_{Cl^-} - \frac{\xi}{V'_1}\lambda_{HO^-}$

Après l'équivalence : $\sigma \approx C_1\frac{V_1}{V'_1}\lambda_{Na^+} - C_2\frac{V_{eq}}{V'_1}\lambda_{H^+} + C_2\frac{V_2}{V'_1}(\lambda_{Cl^-} + \lambda_{H^+})$

Données : Conductivités molaires ioniques en $mS.m^2.mol^{-1}$:

$$\lambda_{Na+} = 5{,}01\ ; \qquad \lambda_{H3O+} = 35{,}0\ ; \qquad \lambda_{Cl}- = 7{,}63\ ; \qquad \lambda_{HO}- = 19{,}9$$

1.1.2.3 Manipulation

1) Placer V_1 = 50 mL de Soude de concentration C_1 dans un bécher de 200 mL, et compléter par de l'eau distillée jusqu'à environ V'_1 = 100 mL. Y mettre un barreau aimanté et quelques gouttes de Bleu de bromothymol.
2) Vider la burette graduée et la rincer avec la solution d'acide chlorhydrique de concentration C_2 (pour le 1er groupe)
3) Remplir la burette graduée d'acide chlorhydrique de concentration C_2 sans laisser de bulle d'air.
4) Placer le bécher précédent sous la burette. Insérer l'électrode du conductimètre dans le bécher sans qu'elle touche le barreau aimanté et commencer l'agitation magnétique.
5) Commencer le titrage en relevant la valeur de la conductivité tous les 1 mL d'acide versé.
6) Rentrer les données au cours du titrage dans le fichier excel fourni. Expliquer l'allure de la courbe tracée.
7) Nettoyer le matériel et ranger la paillasse.
8) Exploiter le fichier précédent pour trouver le volume équivalent (régression linéaire). En déduire la concentration de la solution de soude. Evaluer les incertitudes et comparer à la valeur attendue. Comparer les dosages pH-métriques et conductimétriques précédents.

1.1.3 Partie 3 : Dosage pH métrique

Objectif : Effectuer le dosage d'une base forte par un acide fort par une méthode pHmétrique.

1.1.3.1 Matériel à disposition

Matériel	**Solutions**
1 Burette graduée 1 agitateur magnétique + barreau aimanté 1 pH mètre étalonné + notice et solutions tampons 1 bécher de 100 mL 1 ordinateur portable	250mL d'acide chlorhydrique (H^+,Cl^-) à C_2 = 0,05 mol/L sur paillasse prof Bleu de bromothymol (zone de virage : pH = 6,0-7,6)

1.1.3.2 Théorie

Equation de la réaction de dosage : $HO^- + H^+ \rightarrow H_2O$ de constante d'équilibre $K = 1/K_e = 10^{14}$

Constituants	HO^-	H^+	H_2O	$pH = -log[H^+]$
Etat initial	C_1V_1	C_2V_2	excès	$-log\left(\frac{K_e}{C_1}\right) = 12$
Avant l'équivalence	$C_1V_1 - \xi$	$C_2V_2 - \xi = 0$		$-log\left(\frac{K_e(V_1+V_2)}{C_1V_1 - \xi}\right)$ ↘
A l'équivalence	$\boldsymbol{C_1V_1 - \xi_{eq} = 0}$	$\boldsymbol{C_2V_{eq} - \xi_{eq} = 0}$		$\boldsymbol{-log(0)}$ **: indéfini = saut de pH**
Après l'équivalence	0	$C_2V_2 - C_2V_{eq}$		$-log\left(\frac{C_2V_2 - C_2V_{eq}}{V_1+V_2}\right)$ ↘

A l'équivalence : $C_1V_1 = C_2V_{eq} \Rightarrow C_1 = \frac{C_2V_{eq}}{V_1} = \frac{5.10^{-2}\times10^{-2}}{5.10^{-2}} = 10^{-2} mol.L^{-1}$

1.1.3.3 Manipulation

1) Placer V_1 = 50 mL de Soude de concentration C_1 dans un bécher de 100 mL, y mettre un barreau aimanté et quelques gouttes de Bleu de bromothymol.
2) Vider la burette graduée et la rincer avec la solution d'acide chlorhydrique de concentration C_2 (pour le 1er groupe)
3) Remplir la burette graduée d'acide chlorhydrique de concentration C_2 sans laisser de bulle d'air.
4) Placer le bécher précédent sous la burette. Insérer l'électrode de pH dans le bécher sans qu'elle touche le barreau aimanté et commencer l'agitation magnétique.
5) Commencer le titrage en étant précis autour de la zone où le saut de pH est censé avoir lieu.
6) Rentrer les données au cours du titrage dans le fichier regressi fourni. Expliquer l'allure de la courbe tracée.
7) Nettoyer le matériel et ranger la paillasse.
8) Exploiter le fichier précédent pour trouver le volume équivalent (méthode des tangentes ou de la dérivée). En déduire la concentration de la solution de Soude. Evaluer les incertitudes et comparer à la valeur attendue.

3 Réactions de précipitation

3.1 Rappels de cours

3.1.1 Précipité

Définition :
Un **précipité** est un solide produit dans un liquide lors d'une réaction chimique. On parle de **réaction de précipitation**. Un précipité est toujours électriquement neutre. Il est formé d'un ou plusieurs cations métalliques et de ligands.
Un **équilibre de précipitation** est l'équilibre d'un précipité avec les ions qui le constituent.

Remarque :
Solution saturée : solution dans laquelle on a coexistence des espèces solides et aqueuses

3.1.2 Réaction de dissolution et constante de solubilité

Soit la réaction de dissolution suivante :

$$M_q L_{n(s)} \rightleftarrows qM^{n+} + nL^{q-}$$

L^{q-} est un anion chargé négativement, appelé ligand, il est échangé entre le cation et le solide.

Définition :
La **constante de solubilité** (ou produit de solubilité) K_s du solide $M_q X_{n(s)}$ correspond à la constante d'équilibre de la réaction de dissolution de ce précipité. Il dépend de la température.

$$K_s = [X^{q-}]_{eq}^{n} \cdot [M^{n+}]_{eq}^{q} \quad et \quad pK_s = -\log K_s$$

Remarque :
Le K_s est vérifié uniquement si le précipité est présent, c'est à dire si la solution est saturée.

3.1.3 Solubilité

Définition :
La **solubilité**, s, d'un composé ionique est la quantité de matière de ce composé qui peut être dissoute dans un litre de solvant. Elle s'exprime en mol.L^{-1}.

3.1.4 Conditions de précipitation

Définition :
Soit une solution initialement non-saturée. On suppose que les ions présents en solution sont susceptibles de réagir selon une réaction de précipitation de produit de solubilité K_s. On note Q le quotient réactionnel.

$$Q = [X^{q-}]^{n} \cdot [M^{n+}]^{q}$$

- Si $Q < K_s$: la solution reste non saturée et l'équilibre de précipitation n'est jamais atteint.
- Si $Q > K_s$: il y a formation d'un précipité. La solution est saturée et l'équilibre de précipitation est atteint.
- À l'équilibre $Q = K_s$.

3.1.5 Facteurs d'influence de l'équilibre de précipitation

En général, une réaction de dissolution d'un composé ionique est favorisée par une température élevée.

L'ajout d'ions communs à ceux libérés par un sel favorise la formation du précipité.

Lorsque l'anion du sel est basique, le pH déplace l'équilibre de précipitation.

3.2 Exercices de révisions

3.2.1 Dissolution du CO_2 dans les océans

Dans l'eau, le CO_2 dissous se présente sous la forme d'un diacide $(CO_2, H_2O)_{(aq)}$ faisant parti du couple acide base : $(CO_2, H_2O)_{(aq)}/HCO_{3(aq)}^-$.

On s'intéresse à la solubilité s du carbonate de calcium, $CaCO_{3(s)}$, (composé majoritaire du calcaire) dans l'eau.

1) Écrire l'équation de dissolution du carbonate de calcium dans l'eau.

2) Donner l'expression du produit de solubilité K_s du carbonate de calcium en assimilant les activités chimiques des constituants en solution à leurs concentrations.

3) Justifier que, pour $7{,}4 < pH < 9{,}3$, la solubilité s du carbonate de calcium est telle que $s = [Ca^{2+}]_{éq}$ et $s \approx [HCO_3^-]_{éq}$.

4) En déduire l'expression de $ps = f(pH)$ pour $7{,}4 < pH < 9{,}3$.

On fournit les graphes suivants :

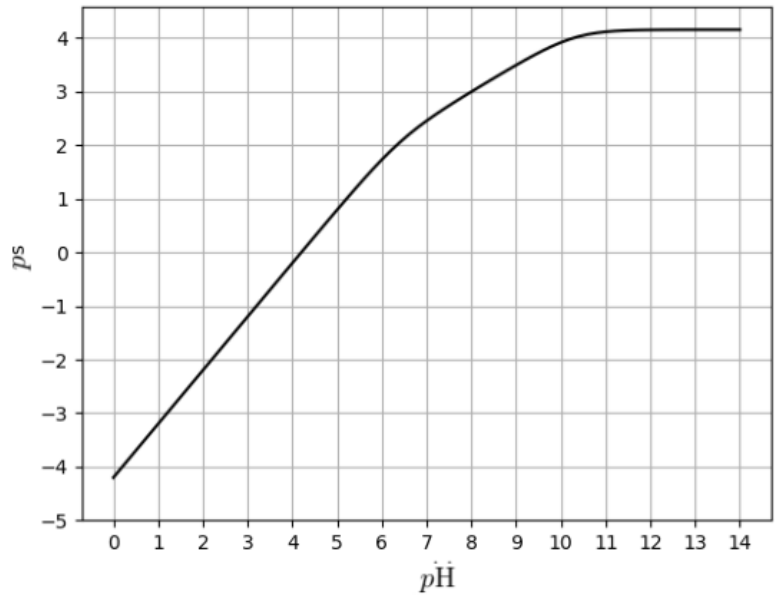


Figure 4 – Evolution du ps de $CaCO_{3(s)}$ en fonction du pH à T =298 K

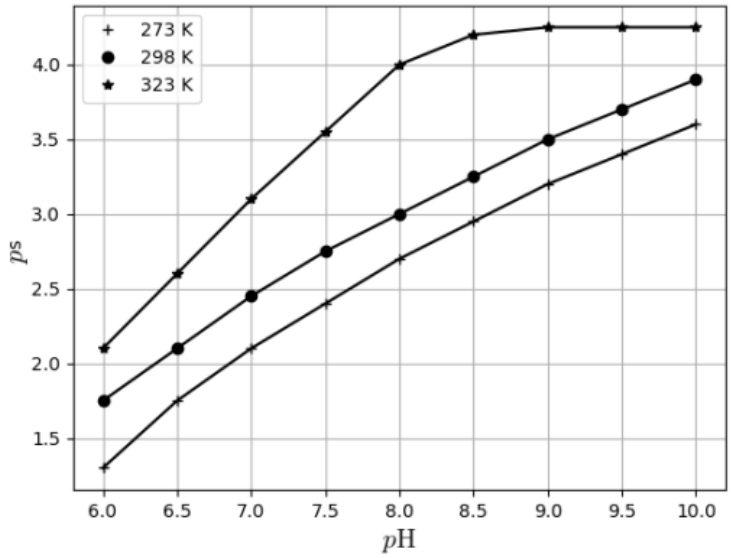


Figure 5 – Evolution du ps de $CaCO_{3(s)}$ en fonction du pH pour différentes températures

5) Vérifier la cohérence du résultat précédent avec le graphe fourni sur la **Figure 4**.

6) Dans la cuve d'un chauffe-eau, comment évolue le dépôt de calcaire lorsque le pH augmente ? Justifier.

Données : $pKa_2\left(HCO_{3(aq)}^-/CO_{3(aq)}^{2-}\right) = 10{,}3$

3.2.2 Influence du pH

L'hydroxyde de zinc participe à l'équilibre suivant :

$$Zn(OH)_2 \rightleftarrows Zn^{2+} + 2OH^- \quad K_s = 10^{-16,4}$$

1) Exprimer la solubilité s de l'hydroxyde en fonction de h = $[H_3O^+]$. Tracer la courbe ps = f(pH).

2) On part d'une solution $[Zn^{2+}]_0$ = 0,1 mol.L^{-1} à pH = 0, et on ajoute progressivement NaOH concentrée. Faire apparaître les domaines d'existence et/ou de prédominance en fonction du pH.

4 Dosage par titrage indirect

4.1 Titrage colorimétrique (DS2 2022-2023)

Une solution aqueuse S est obtenue en diluant 200 fois un antigel commercial. On se propose de doser la solution S ; on note c_3 la concentration molaire en glycol de la solution S et C la concentration molaire en glycol de l'antigel. Le protocole est donné dans le Document 1.

Etape A : - dans un erlenmeyer introduire un volume $V_1 = 10{,}0mL$ de dichromate de potassium, $(2K^+, Cr_2O_7^{2-})$, de concentration molaire $c_1 = 1{,}00.10^{-1}mol.L^{-1}$ puis ajouter lentement en agitant et en refroidissant 5 mL d'acide sulfurique concentré ; - ajouter un volume $V_3 = 10{,}0mL$ de solution S à doser ; - porter le milieu réactionnel au bain-marie bouillant pendant 30 minutes (l'erlenmeyer est équipé d'un réfrigérant à air permettant de condenser les vapeurs éventuelles).
Etape B : - refroidir le mélange réactionnel à température ambiante, ajouter environ 50 mL d'eau en rinçant les parois de l'erlenmeyer puis en agitant et en refroidissant 3,5 mL d'acide phosphorique concentré ; - ajouter alors quelques gouttes de diphénylamine sulfonate de baryum, indicateur de fin de réaction, doser par une solution d'ions fer(II), Fe^{2+}, de concentration molaire $c_2 = 2{,}50.10^{-1}mol.L^{-1}$ jusqu'au vert franc de la solution dans l'erlenmeyer.
Document 1. Protocole du dosage

1) Donner les demi-équations électroniques des différents couples rédox $(Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+})$, (Fe^{3+}/Fe^{2+}), $(CO_2, H_2O/C_2H_6O_2)$ intervenant dans ce dosage.

Le dichromate est initialement en excès. Pendant la première réaction (étape A), le glycol en consommé une partie. L'équation bilan s'écrit : $5Cr_2O_7^{2-} + 40H^+ + 3C_2H_6O_2 = 10Cr^{3+} + 29H_2O + 6CO_2 \quad (A)$

La deuxième réaction (étape B), qui est celle du dosage, sert à doser le dichromate restant selon :

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6Fe^{2+} = 6Fe^{3+} + 2Cr^{3+} + 7H_2O \quad (B)$$

La fin du dosage est détectée quand l'indicateur devient incolore (forme réduite) et que la solution prend la couleur de Fe^{2+}.On admet que ces réactions sont totales.

2) Dresser le tableau d'avancement de chacune des réactions.

3) Montrer qu'à l'équivalence, on peut établir la relation suivante entre les quantités de matière de glycol, $n(E)$, d'ions dichromate, $n(Cr_2O_7^{2-})$et d'ions fer (II), $n(Fe^{2+})$, introduits à l'équivalence :

$$n(Cr_2O_7^{2-}) = 5\frac{n(E)}{3} + \frac{n(Fe^{2+})}{6}$$

4) Le volume de solution d'ions fer (II) versé à l'équivalence est $V_{eq} = 9{,}30mL$. En déduire la concentration molaire c_3 en glycol de la solution S puis celle, C, de l'antigel commercial.

4.2 TP : dosage iodométrique de la vitamine C

Objectif : Vérifier que la masse d'acide ascorbique ($AscH_2$) contenue dans un comprimé de vitamine C UPSA est bien de 500 mg, comme indiqué sur l'emballage

4.2.1 Matériel à disposition

Matériel	Solutions
1 Burette graduée 1 agitateur magnétique + barreau aimanté 1 Pipette jaugée de 10,0 mL 1 Fiole jaugée de 100 mL 1 Bécher de 500 mL 5 Béchers de 100 mL 1 Mortier + Pilon 1 Spatule + 1 Baguette en verre 1 Entonnoir + Support + Papier filtre	1 comprimé de Vitamine C UPSA Diiode (I_2) à $C_{I_2} = 1{,}00.10^{-2}\ mol.L^{-1}$ dans l'iodure de potassium Thiosulfate de sodium ($2\ Na^+ + S_2O_3^{2-}$) à $C_S = 1{,}00.10^{-2}\ mol.L^{-1}$ Thiodène (indicateur coloré)

4.2.2 Théorie

4.2.2.1 Diagrammes E-pH

Le diagramme E-pH simplifié de l'élément iode I (trait continu) est donné en Figure 1. Il est tracé pour une concentration de $C_{I_2} = 1{,}00.10^{-2}\ mol.L^{-1}$. Les espèces à considérer sont : $IO_{3(aq)}^-$, $I_{2(aq)}$ et $I_{(aq)}^-$.

Le diagramme de la vitamine C (trait discontinu) est superposé à celui de l'iode. La vitamine C est un diacide. Les espèces considérées pour ce diagramme sont $AscH_2$ ($C_6H_8O_6$), $AscH^-$ ($C_6H_8O_6^-$), Asc^{2-} ($C_6H_8O_6^{2-}$) et l'acide déshydroascorbique de formule brute $C_6H_6O_6$ noté ADA.

La concentration en $AscH_2$ est $C_T = 1{,}00.10^{-2}\ mol.L^{-1}$.

La frontière entre le couple $S_4O_{6(aq)}^{2-}/S_2O_{3(aq)}^{2-}$ à $C_S = 1{,}00.10^{-2}\ mol.L^{-1}$ figure également (trait pointillé) sur ce même diagramme.

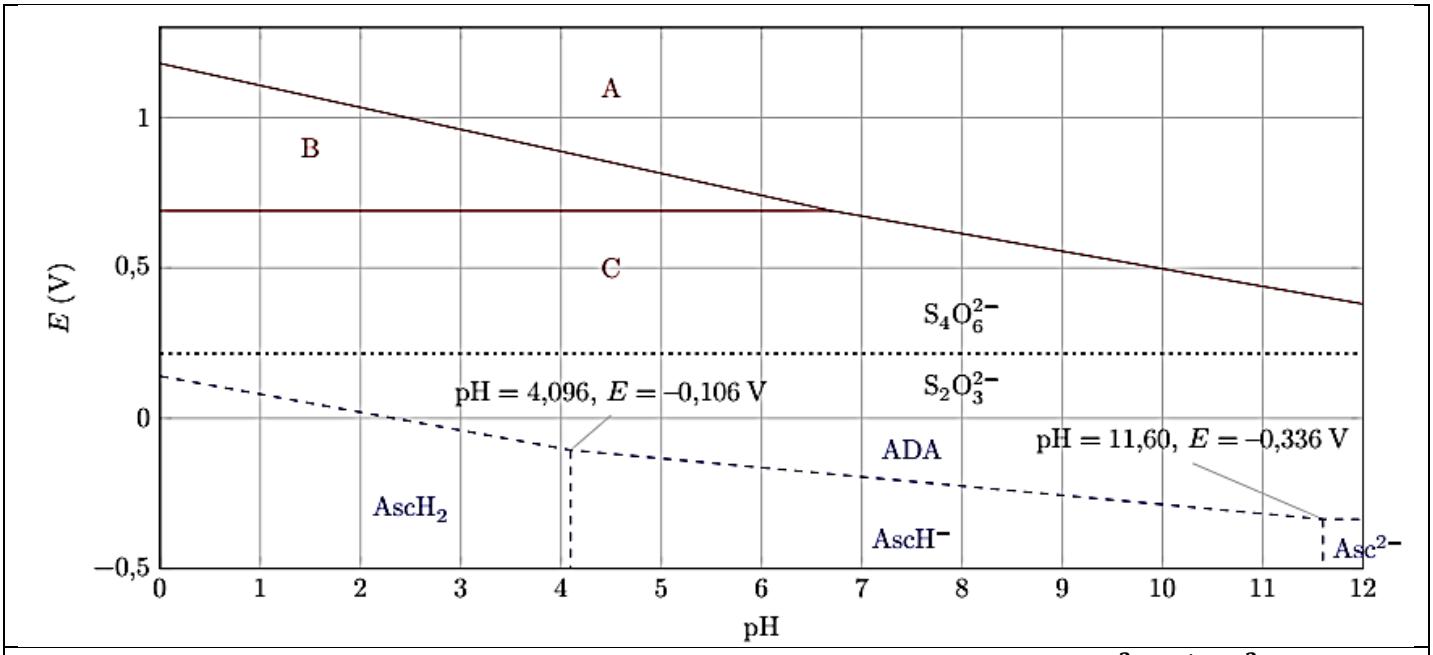


Figure 1. Diagrammes E-pH simplifiés de l'iode, de la vitamine C et du couple $S_4O_{6(aq)}^{2-}/S_2O_{3(aq)}^{2-}$

1) Justifier que le domaine B correspond au $I_{2(aq)}$ et identifier les espèces chimiques décrivant les domaines A et C.

4.2.2.2 Protocole

Lire la partie « Manipulation » et répondre aux questions suivantes :

2) Quelle est la réaction chimique s'effectuant à la question 5 ? On notera son équation (1). Justifier à l'aide du diagramme E-pH que cette réaction est bien quantitative.

3) Pourquoi demande-t-on alors d'attendre quelques minutes ?

4) Réaliser un tableau d'avancement de cette réaction. On notera $n_{I_2,0}$ la quantité de matière de $I_{2(aq)}$ introduit dans la solution (S_2), $n_{AscH_2,2}$ la quantité de matière d'acide ascorbique présent dans la solution (S_2) avant réaction et $n_{I_2,e}$ la quantité de matière de $I_{2(aq)}$ restant à la fin de la réaction.
Exprimer $n_{I_2,0}$ en fonction de C_{I_2} et $V_{I_2,0}$.

5) Le titrage est effectué en question 6. Ecrire l'équation de la réaction support du titrage (2).

6) Calculer la constante d'équilibre, K_2^0, de la réaction de titrage. Conclure.

7) Réaliser un tableau d'avancement de cette réaction. On notera et on exprimera $n_{I_2,e}$ la quantité de matière de $I_{2(aq)}$ qui a réagi lors du titrage en fonction de C_s et du volume de thiosulfate versé à l'équivalence, V_{eq}.

8) Proposer un protocole précis (avec schéma) pour effectuer le dosage en question 6. On s'aidera du document 1.

9) En déduire alors la quantité de matière d'acide ascorbique $AscH_2$ présent dans la solution (S_2), ainsi que la concentration dans la solution (S_1), $[AscH_2]_1$.

10) En déduire la masse d'acide ascorbique $AscH_2$, m_{AscH_2}, présent dans le cachet de vitamine C.

Les solutions de diiode se caractérisent par leur couleur brune foncée. Lorsque la concentration en diiode est très faible, la teinte de la solution tend vers le jaune pâle. Pour mettre en évidence la présence du diiode, on peut alors utiliser de l'empois d'amidon ou du thiodène, qui est un mélange d'empois d'amidon et d'urée. Il se forme alors un complexe amidon-iode à la couleur bleue foncée caractéristique, beaucoup plus intense que la couleur du diiode dont le complexe dérive, et suffisante pour colorer nettement une solution qui semblait pratiquement incolore auparavant. Dans le cadre d'un dosage, l'empois d'amidon n'est à ajouter **qu'au voisinage de l'équivalence**, lorsque la solution est très pâle. Si une trop grande quantité de diiode réagit avec l'empois d'amidon, la cinétique de la réaction de complexation ralentit, ce qui peut fausser le repérage du changement de teinte.

Document 1. Le thiodène en indicateur coloré

4.2.3 Manipulation

1) Broyer un comprimé de vitamine C dans un mortier. Introduire la poudre dans un bécher de 100 mL et la dissoudre dans 20 à 30 mL d'eau distillée.

2) Filtrer la solution obtenue en récupérant le filtrat dans une fiole jaugée de $V_1 = 100\ mL$. L'écoulement est lent, on peut donc agiter avec une baguette en verre en veillant à ne pas percer le filtre.

3) Rincer le bécher, le mortier et le pilon au-dessus du filtre. Compléter alors la fiole jaugée avec de l'eau distillée. La solution obtenue est appelée (S_1).

4) Réaliser une dilution au dixième de la solution (S_1), ce qui forme la solution (S_2).

5) Dans un bécher, introduire à la pipette jaugée $V_2 = 20{,}0\ mL$ de la solution (S_2) et $V_{I_2,0} = 10{,}0\ mL$ de la solution de diiode, I_2. La solution obtenue est appelée (S_3). Placer sous agitation et attendre quelques minutes.

6) Effectuer un dosage colorimétrique de la solution (S_3) par le thiosulfate de sodium.

7) Nettoyer le matériel et ranger la paillasse.

8) Exploiter les données issues de l'expérience pour trouver le volume équivalent. En déduire la masse d'acide ascorbique contenu dans un comprimé de vitamine C UPSA. Evaluer les incertitudes et comparer à la valeur attendue.

Données (à 298 K) : $\frac{RT}{F}\ln 10 = 0{,}06$

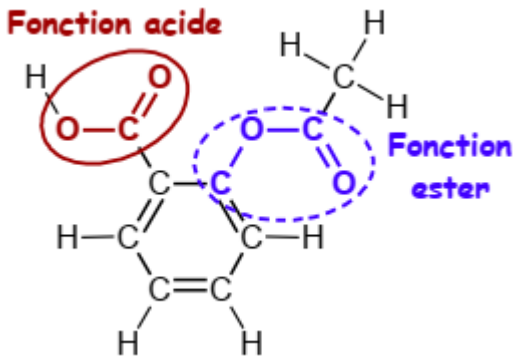
Couple	$I_{2(aq)}/I^-_{(aq)}$	$S_4O^{2-}_{6(aq)}/S_2O^{2-}_{3(aq)}$	$C_6H_8O_6/C_6H_6O_6$
Potentiel standard (E^0) (V)	0,62	0,08	0,13
Masse molaire : $M_{AscH_2} = 176\ g.mol^{-1}$		Constante des gaz parfaits : $R = 8{,}314\ J.mol^{-1}.K^{-1}$	

5 DM pour le 19/02/24

5.1 Présentation

L'acide acétylsalicylique, noté AH, contient deux fonctions :
- une fonction acide, entourée en traits pleins
- une fonction ester, entourée en pointillés.

Selon les conditions expérimentales, deux réactions peuvent avoir lieu entre la soude et l'acide acétylsalicylique *:*
- une réaction acido-basique faisant intervenir la seule fonction acide. Elle a lieu à température ambiante, et avec des solutions de soude diluées (partie 5.2).
- à haute température et avec des solutions de soude concentrées, les fonctions acide et ester de l'aspirine réagissent. La fonction ester est le siège d'une hydrolyse basique (réaction entre la fonction ester et l'ion hydroxyde $HO^-_{(aq)}$) (partie 5.3).



5.2 Titrage direct : DS de Mme de Falco

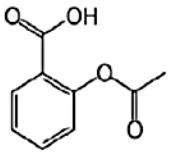
Pris d'un soudain mal de tête (après avoir achevé un problème de physique passionnant), vous vous décidez à prendre de l'aspirine. Dans le placard à pharmacie vous trouvez la boite de comprimés ci-dessous, avec la liste des composants.

Principe actif ..... acide acétylsalicylique 500 mg par comprimé
Excipients ..... amidon de maïs, poudre de cellulose granulée.

Intrigué par celle-ci, vous effectuez quelques recherches sur internet :

Document 1 : L'aspirine

L'aspirine est un médicament antipyrétique, anti-inflammatoire et analgésique ; il est également utilisé, sous faible dosage, pour ses propriétés anticoagulantes. Le principe actif de l'aspirine est l'acide acétylsalicylique, de formule brute $C_9H_8O_4$ (M = 180 g.mol^{-1}).



En 1860, le chimiste allemand Hermann Kolbe réussit la synthèse chimique de l'acide salicylique à partir du phénol (hydroxybenzène), mais son acidité irrite le tube digestif ; c'est seulement en 1897 que Félix Hoffmann, jeune chimiste allemand travaillant pour la firme Bayer, trouve un composé voisin, l'acide acétylsalicylique qui, lui, est bien supporté par l'organisme.

Source : Wikipedia

En tant que scientifique averti, vous vous décidez à vérifier la qualité du produit et entre autre de répondre à la question : la masse d'acide acétylsalicylique dans un comprimé est-elle conforme à l'indication porté sur la boite ?

Réalisation du dosage (10 points)

Vous trouvez un protocole tout fait sur internet.

Document 2 : Protocole du dosage

- Commencer par préparer 250,0 mL d'une solution aqueuse S_A d'acide acétylsalicylique à partir d'un comprimé d'aspirine : écraser le comprimé puis transvaser le dans la verrerie appropriée et complétez progressivement à l'eau distillée en remuant régulièrement.
- Rincer la burette graduée avec une solution S_B d'hydroxyde de sodium ($Na^+(aq) + HO^-(aq)$) de concentration en soluté apporté $C_B = 1{,}00.10^{-2}$ mol.L^{-1} puis la remplir avec cette solution. Ajuster le zéro à l'aide du robinet.
- Rincer une pipette jaugée de 10 mL munie d'un pipeteur avec la solution S_A puis prélever $V_A = 10{,}0$ mL de solution S_A et l'introduire dans un bécher.
- Après avoir introduit un barreau aimanté, placer le becher sur un agitateur magnétique pour agitation régulière.
- Rajouter quelques gouttes de l'indicateur coloré appelé phénolpthaléine.
- Rajouter progressivement la solution titrante.

Question 3.1. Quelle est la verrerie utilisée pour obtenir les 250 mL souhaité de la solution S_A ?

Question 3.2. La solubilité de l'aspirine est de 3,3 g.L^{-1} à 25°C et augmente avec la température. Le volume est-il suffisant pour dissoudre tout l'acide acétylsalicylique du comprimé ?

Question 3.3. Justifier le choix de la pipette jaugée pour mesurer le volume V_A.

Question 3.4. Faire un schéma du montage du dosage, préciser l'emplacement de la solution S_A et S_B et la verrerie.

Question 3.5. Un indicateur coloré est un couple acide-base dont les formes acide et basique ont deux couleurs différentes. Ainsi, selon le pH de la solution dans laquelle l'indicateur est versé, l'une ou l'autre des formes prédomine, la forme acide en pH acide, la forme basique en pH basique.

La phénolphtaléine est incolore en milieu acide et rose en milieu basique.

Quel est le réactif limitant en début de dosage ? Quel est le réactif limitant après l'équivalence ? En déduire la couleur de la solution avant et après l'équivalence. Quel est l'observable dans ce dosage ? Comment appelle-ton ce type de dosage ?

Exploitation du titrage (10 points)

La réaction du dosage s'écrit :

$$AH + HO^- = A^- + H_2O$$

où A^- est la base conjuguée de l'acide acétylsalycilique.

Question 3.6. Vous obtenez $V_{Beq} = 11,1$ mL. A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer la concentration C_A en AH de la solution A, littérale, puis numérique.

Question 3.7. Déterminer la quantité $n(AH)$ présente dans les 250 mL de la solution aqueuse S_A.

Question 3.8. En déduire la masse m, exprimée en mg, d'acide acétylsalicylique contenu dans un comprimé. On donne $M(O) = 16$ g/mol, $M(H) = 1$ g/mol, $M(C) = 12$ g/mol.

Question 3.9. Evaluer les incertitudes sur la masse m obtenue. Identifier dans un premier temps les grandeurs d'influences, et préciser bien le type d'incertitudes calculées.

Question 3.10. Comparer la masse m obtenue avec son incertitude à l'indication portée sur la boîte. Conclure.

5.3 Titrage indirect

5.3.1 Principe du titrage indirect

Il s'agit de traiter un comprimé d'aspirine avec un excès d'une solution de soude concentrée, à chaud. Les fonctions acide et ester vont réagir avec la soude.

Si l'on fait réagir une quantité n_{asp} inconnue d'aspirine avec une quantité en excès $n_{B,0}$ connue d'hydroxyde de sodium, il va rester après réaction une certaine quantité $n_{B,restant}$ d'ions $HO^-_{(aq)}$ n'ayant pas réagi. En dosant ensuite ces ions $HO^-_{(aq)}$ restants par une solution d'acide chlorhydrique, on peut déterminer $n_{B,restant}$: la différence $n_{B,0} - n_{B,restant}$ sera alors la quantité d'ions $HO^-_{(aq)}$ ayant réagi avec l'aspirine. On pourra alors, en écrivant l'équation de réaction entre l'aspirine et les ions $HO^-_{(aq)}$ déterminer la quantité n_A d'aspirine introduite au départ et comparer avec la valeur indiquée par le fabricant.

5.3.2 Objectif du TP

Doser l'acide acétylsalicylique qui se trouve dans un cachet de $m_{asp} = 500\,mg$ d'aspirine pour vérifier sa composition par un titrage indirect.

5.3.3 Protocole expérimental

a) On broie dans un mortier un comprimé d'aspirine puis on récupère l'intégralité du comprimé et les eaux de rinçage dans un erlenmeyer de 250 mL.

b) On ajoute de l´eau distillée de manière à avoir environ 50 mL de solution.

c) On ajoute $V_B = 10\,mL$ à l'aide d'une pipette jaugée de solution de soude à la concentration $C_B = 1{,}0\,mol.L^{-1}$

d) On porte le mélange réactionnel à ébullition pendant 15 minutes environ (ou bain marie très chaud) tout en agitant.

e) On laisse alors refroidir le mélange (passage sous un jet d'eau froide et/ou ajout de glaçons dans le milieu) puis on verse le contenu de l'erlenmeyer dans un bécher de 250 mL en prenant garde de ne rien laisser dans l'erlenmeyer.

f) Après avoir effectué plusieurs rinçages, on récupère les eaux de rinçage.

g) On effectue enfin le dosage colorimétrique de la solution obtenue : la solution titrante est une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 0{,}5\,mol.L^{-1}$ et l'indicateur coloré le **BBT**.

h) On obtient le volume de solution titrante versée à l'équivalence, $V_{A,E} = 14{,}4\,mL$.

5.3.4 Questions

11) Ecrire l'équation (1) de la transformation mise en jeu lors de l'action de la soude $HO^-_{(aq)}$ sur l'aspirine AH.

12) Etablir le tableau d'avancement pour cette réaction supposée totale. En déduire une relation entre n_{asp}, $n_{B,0}$ et $n_{B,restant}$.

13) Ecrire l'équation (2) de la transformation correspondant au dosage.

14) Etablir le tableau d'avancement pour cette réaction. En déduire une relation entre $n_{B,restant}$, C_A et $V_{A,E}$.

15) Exprimer alors la masse d'aspirine dosée, $m_{asp,exp}$, en fonction de C_A, $V_{A,E}$, V_B, C_B et M_{asp}, la masse molaire de l'acide acétylsalicylique.

16) Evaluer les incertitudes sur la masse obtenue. On pourra s'aide du programme Python disponible au lien suivant :
https://capytale2.ac-paris.fr/web/c/0ad9-1485077

17) Comparer à la masse, m_{asp}.

Pipettes à deux traits (classe A)

V_{20} (mL)	2	5	10	15	20	25	50	100
ΔV_{et} (mL)	0,010	0,015	0,020	0,020	0,030	0,030	0,050	0,080