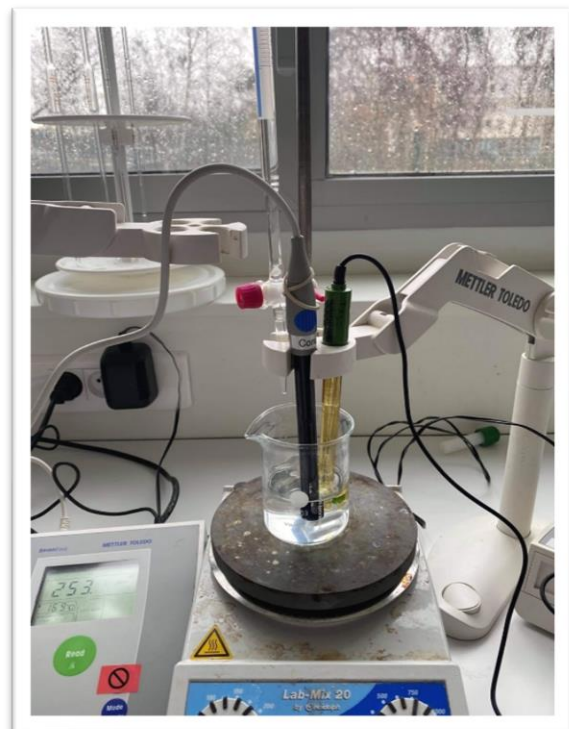
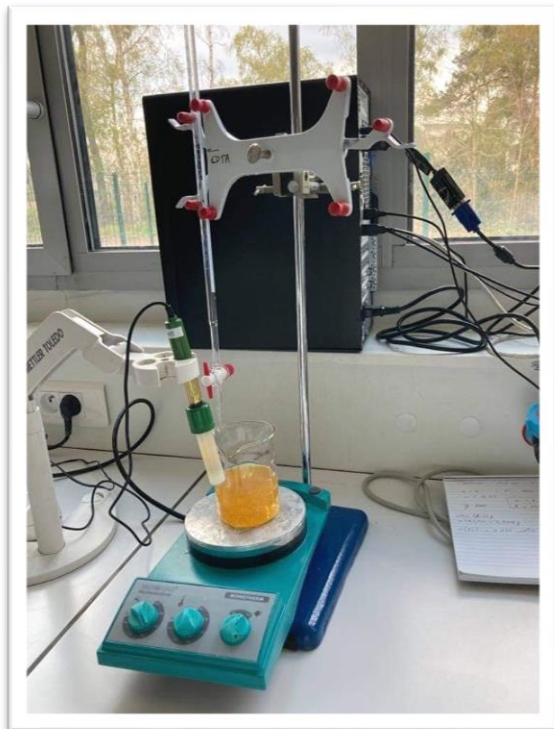


Projet de Physique P6
STPI/P6/2021 – 24

**DOSAGE DE MOLECULES DANS LA VIE
COURANTE**



Etudiants :

Lucie HERVIEU

Kylian FOURNIS

Manon ROSE

Marie LEMARCHAND

Diane SERGEANT

Auriane DUMAS

Enseignante-responsable du projet :

Isabelle DELAROCHE

Date de remise du rapport : **11/06/2021**

Référence du projet : **STPI/P6/2021 – 24**

Intitulé du projet : ***Quelques dosage de molécules présentes dans des produits de la vie quotidienne***

Type de projet : ***expérimental***

Objectifs du projet :

L'objectif le plus évident de ce projet consiste à appliquer nos connaissances sur les dosages à des cas concrets de la vie quotidienne. Par ailleurs, le but de celui-ci est également de faire progresser nos compétences expérimentales tout en développant le travail de groupe et l'organisation.

Mots-clefs du projet : ***Dosage, Exploitation, Calcul, Laboratoire***

TABLE DES MATIERES

1	Remerciements.....	5
2	Introduction.....	5
3	Méthodologie / Organisation du travail.....	6
4	Cœur du travail : les dosages.....	8
4.1	Titrage de l'acide borique et du borax contenus dans une solution de rinçage pour les yeux 8	
4.1.1	Généralités sur l'acide borique et le borax.....	8
4.1.2	Dosage du borax.....	9
4.1.3	Dosage de l'acide borique.....	12
4.2	Titrage de l'acétone contenu dans une solution de dissolvant ordinaire de vernis à ongles.15	
4.2.1	Généralités.....	15
4.2.2	Dosage de l'acétone.....	16
5	Conclusions et perspectives.....	20
6	Bibliographie.....	21
7	Annexes.....	22
7.1	Protocole du dosage du borax.....	22
7.2	Fiche de sécurité associé au dosage du borax.....	23
7.3	Protocole du dosage de l'acide borique.....	24
7.4	Fiche de sécurité associé au dosage de l'acide borique.....	25
7.5	Calcul des incertitudes relatives à la manipulation du Borax.....	26
7.6	Vérification de l'utilité du glycérol dans le dosage de l'acide borique.....	27
7.7	Vérification de la concentration de soude utilisée pour le dosage de l'acide borique 29	
7.8	Calcul des incertitudes relatives à la manipulation de l'acide borique.....	31
7.9	Protocole titrage de l'acétone de dissolvant.....	33
7.10	Fiche de sécurité associé au dosage de l'acétone.....	36
7.11	Calcul du volume équivalent prévisionnel pour un échantillon d'acétone pure.....	38
7.12	Calcul de la constante d'équilibre de la réaction de dosage associée au titrage de l'acétone.....	39
7.13	Calcul des incertitudes relatives à la manipulation de l'acétone.....	40

1 REMERCIEMENTS

Nous aimerions remercier tout particulièrement notre professeure référente, Isabelle Delaroche, qui a su s'adapter à nous et surtout à la situation sanitaire actuelle. Il a sans cesse fallu s'adapter aux nouvelles mesures gouvernementales, tout en s'assurant de pouvoir réaliser nos manipulations en présentiel dans les laboratoires.

2 INTRODUCTION

Lors de ce quatrième semestre à l'Institut National des Sciences Appliquées, nous avons dû réaliser un projet de groupe, aspect important du travail d'un ingénieur. Nous avons alors choisi le sujet "Quelques dosages de molécules présentes dans des produits de la vie quotidienne". Ce projet nous a ainsi permis d'acquérir de nouvelles compétences et d'en renforcer quelques-unes.

Nous avons réalisé plusieurs dosages de produits que l'on peut utiliser au quotidien. Afin d'y parvenir, nous avons toujours suivi la même démarche. Il s'agit d'élaborer des protocoles, proposer des hypothèses, réaliser les expériences et interpréter les résultats obtenus en les confrontant avec nos hypothèses et résultats théoriques. Afin de mettre au point un protocole, soit un guide détaillé explicitant clairement la marche à suivre lors de la manipulation, plusieurs recherches furent nécessaires afin de trouver quelle était la méthode de dosage à utiliser. Par ailleurs, il a fallu vérifier les informations trouvées en confrontant les sources. À l'inverse de l'ensemble des manipulations jusqu'à lors effectuées où tout était préparé en amont, il a fallu réfléchir à l'intégralité des étapes de réalisation du travail. Cela passe alors par le choix du matériel, des espèces, des quantités de matières utilisées et donc des concentrations et volumes pris pour y parvenir, mais encore par la prévision des résultats. Notons que tous les graphiques expérimentaux ont été tracés via le logiciel *Latis Pro* et via *Dozzaqueux* pour ceux prévisionnels.

Pour vous faire part de nos résultats, nous suivons un plan spécifique. Dans une première partie, nous détaillerons l'organisation de notre projet. Par la suite, nous expliquerons nos manipulations relatives au premier produit testé : une solution de rinçage pour les yeux. Enfin, nous décrirons le procédé utilisé pour l'analyse du second produit : le dissolvant.

3 METHODOLOGIE / ORGANISATION DU TRAVAIL

Afin que ce travail de groupe fonctionne bien, nous avons mis une certaine organisation en place. Dès la première séance, nous avons désigné un chef de projet. Kylian s'est spontanément proposé et a ainsi géré l'avancement. De plus, à chaque fin de séance, nous déposons un compte rendu sur le site web Trello (que nous utilisons également pour partager entre nous nos différents documents) dans le but de faire le point sur ce qui a été fait et reste à faire. Il s'agit d'un outil de gestion de projet en ligne permettant de créer des sous-dossier dans lesquels nous pouvons inclure des documents accessibles par tous, à savoir les membres du groupe ainsi que notre encadrante. Cet outil fut donc d'une aide considérable dans notre organisation afin de suivre l'avancement de notre travail, de se répartir des tâches, ou encore d'accéder à toutes les données.

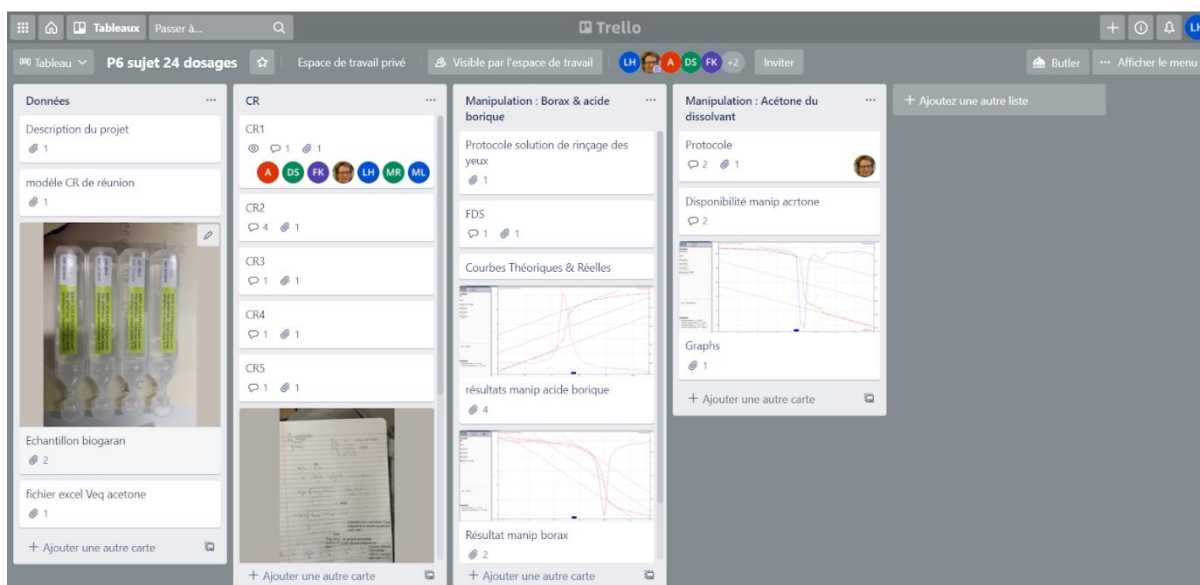


figure 1 : Capture d'écran de notre organisation sur la plateforme Trello

Du fait de la crise sanitaire actuelle, il a été compliqué d'apprendre à se connaître et de se rencontrer ensemble sur site. Nous avons donc réalisé plusieurs réunions via l'application de visioconférence Zoom sur notre temps libre. L'intérêt de ces séances était de pouvoir échanger sur le travail réalisé ainsi que de se répartir le travail selon les compétences et les affinités de chacun. Il a été d'autant plus difficile de se répartir les tâches que nous ne pouvions pas être tous présents pour les manipulations, tout d'abord car nous réalisons les expériences sur notre temps libre et du fait de la Covid.

Durant les premières semaines, nous avons découvert le sujet et ses attentes. Nous avons commencé les expériences assez rapidement, quelques semaines après le début des séances, en suivant le programme que nous avons esquissé. Celui-ci comprend les différentes dates limites des tâches à accomplir ainsi que l'avancement global du projet. Par

conséquent, nous l'avons régulièrement modifié afin de s'adapter aux retards ou à notre avance. En effet, celui-ci était initialement linéaire enchaînant manipulation, interprétation et rédaction. Il a rapidement évolué, notamment lorsque nous rencontrions quelques problèmes avec les manipulations. Dans ces cas de figures, nous devions décaler les étapes futures tout en continuant d'avancer sur d'autres tâches pour ne pas accumuler de retard. En outre, la réalité fut bien différente de la prévision de départ mais bien gérée pour autant.

Afin que chacun trouve sa place au sein du projet, nous avons choisi de répartir les manipulations en binômes. Marie et Auriane se sont occupées de la manipulation du borax ; Lucie et Diane de l'acide borique tandis que Kylian et Manon se sont chargés de l'acétone. Ainsi chaque binôme pouvait pleinement se concentrer sur une manipulation. Ce fonctionnement nous a permis d'être plus efficaces et concentrés tout en s'entraidant les uns les autres bien évidemment. La répartition du travail a été la suivante :



figure 2 : Diagramme d'organisation

Pour que le rapport final convienne à tous les membres du groupe, nous avons choisi de le rédiger ensemble, chacun s'occupant d'une partie précise. Puis, dans un esprit de bienveillance, nous nous sommes régulièrement relus les uns les autres afin de se corriger ou d'apporter des modifications si nécessaire.

4 CŒUR DU TRAVAIL : LES DOSAGES

4.1 Titrage de l'acide borique et du borax contenus dans une solution de rinçage pour les yeux

4.1.1 Généralités sur l'acide borique et le borax

Le Borax et l'acide borique dosés sont les composants d'une solution de lavage ophtalmique destinée à soulager les irritations oculaires. En effet, ce produit étant commun, il entre bien dans le cadre de ce sujet qui, rappelons-le, est "*Dosage de molécules présentes dans des produits de la vie quotidienne*".

Avant d'aller plus loin, il est important de connaître les espèces manipulées. Voici quelques informations pertinentes pour les définir :

– Le Borax est une espèce basique, de formule brute $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (dont la fiche de sécurité est fournie en annexe 7.2). Ce dernier est un composé de minéraux de borate en interaction avec du sodium et des molécules d'eau faisant de lui un solide à température ambiante sous forme de cristaux. Sa structure varie en fonction de l'état dans lequel il se trouve. S'il est pur, nous pouvons



Cristaux de borax

le trouver en cristaux incolores avec des stries. À contrario, le borax commercial, quant à lui, se trouve sous forme de poudre inodore et soluble dans l'eau. Il se trouve principalement dans les pays d'Asie continentale et d'Asie mineure sous forme de minerai à l'emplacement d'anciens lacs à présent desséchés. Connus depuis l'Antiquité, ils sont utilisés depuis le Moyen-Âge et sont encore employés de nos jours, par exemple dans l'industrie métallurgique, nucléaire ou encore de la céramique. Toutefois, malgré sa polyvalence, le borax est nocif (irritation oculaire de catégorie 2 et toxicité pour la reproduction, catégorie 1B). Du fait de ces dangers et de sa présence dans une solution de lavage ophtalmique, il est intéressant de doser cette espèce.

– L'acide borique, de son autre nom acide orthoborique, est un monoacide faible de formule brute H_3BO_3 (dont la fiche de sécurité est fournie en annexe 7.4). À température ambiante, il peut se présenter sous forme de poudre blanche soluble dans l'eau ou bien sous forme de cristaux incolores. Il est naturellement présent, entre autres, dans l'eau de mer, dans les jets de vapeur volcanique ou par décomposition de sassolite (minéral relativement rare). Il trouve de nombreuses applications de nos jours et en particulier en médecine comme antiseptique, en nucléaire en jouant le rôle d'absorbant de neutrons, ou encore pour jouer le rôle d'insecticide. Bien qu'il ne soit que peu toxique, il l'est tout de même et peut donc nuire à

la santé du consommateur. Une fois encore, il est donc important de doser cette molécules présente dans une solution ophtalmique.

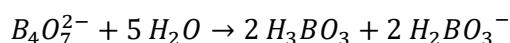
Le principe des deux manipulations est le même : réalisation simultanée d'un titrage acido-basique avec un suivi pH-métrique et conductimétrique. L'intérêt de combiner deux outils de mesures comme ceux-là est de vérifier la cohérence du résultat obtenu. La pHmétrie, d'un côté, va permettre de suivre l'évolution de la concentration en ion oxonium dans le milieu réactionnel en fonction de la quantité de solution titrante ajoutée. En effet, le pH-mètre mesure la différence de potentiel entre une électrode de verre sensible aux protons (H^+) et une électrode de référence. Cette méthode est particulièrement adaptée car le borax et l'acide borique sont respectivement une base et un acide. Chacun d'eux peut donc réagir dans une réaction acido-basique. D'un autre côté, ces réactions entraînent la libération et l'échange d'ions de conductivité molaire ionique différente. Ainsi, la conductance du milieu réactionnel va varier au fur et à mesure de l'ajout d'une solution titrante. C'est sur ce modèle que fonctionne la conductimétrie. L'outil de mesure utilisé pour cette méthode est un conductimètre. Il s'agit de l'association d'une cellule de conductimétrie (comportant deux plaques parallèles entre elles et identiques reliées à un générateur de tension à basse fréquence) avec un conductimètre (mesurant la conductance du milieu) pour la seconde.

4.1.2 Dosage du borax

4.1.2.1 Expériences

Afin de titrer le borax, contenu dans la solution de rinçage pour les yeux étudiée, de l'acide chlorhydrique est utilisé pour réagir avec elle selon la réaction acido-basique suivante (voir le protocole en annexe 7.1) : $B_4O_7^{2-} + 5 H_2O + 2 H^+_{(aq)} \rightarrow 4 H_3BO_3$

A partir de l'équation de cette réaction, la constante d'équilibre K_1 peut être calculée avec la relation : $K_1 = \frac{[H_3BO_3]^4}{[B_4O_7^{2-}][H^+]^2}$. Or le borax se transforme spontanément dans l'eau comme suit :



Donc finalement, $K_1 = \frac{[H_3BO_3]^2 \times [H_2BO_3^-]^2}{[B_4O_7^{2-}]} \times \frac{[H_3BO_3]^2}{[H_2BO_3^-]^2 \times [H^+]^2} = \frac{K_{dismutation}}{K_{acide\ borique}^2}$

La constante de transformation du borax en acide borique et sa base conjuguée ne pouvant être calculée (et n'étant pas renseignée dans les tables), il ne peut être réaliser d'application numérique de la constante d'équilibre du dosage de cette espèce. La réaction sera donc supposée quantitative.

Maintenant, le volume équivalent prévisionnel peut être calculé grâce aux indications fournies par le fabricant. En effet, en utilisant l'équation de réaction, la relation suivante peut être obtenue :

$$\frac{n(HCl)}{2} = n(borax) \Leftrightarrow \frac{V_{\acute{e}q} \times C_{HCl}}{2} = C_{borax} \times V_{borax\ pr\acute{e}lev\acute{e}}$$

Il faut donc prévoir les concentrations de l'acide chlorhydrique ainsi que le volume de borax prélevé pour réaliser l'application numérique associée. Afin d'éviter la surconsommation de la solution de rinçage, il a été décidé de n'en prélever uniquement 2 mL.

Si la solution d'acide chlorhydrique (HCl) à 0,100 mol/L présente en laboratoire était utilisée, le volume équivalent prévisionnel serait de 1,26 mL ce qui est bien trop faible pour être exploitable (avec une concentration théorique en borax de 12 mg/mL selon l'étiquette de la solution ophtalmique). Cette solution est alors diluée par 10 afin d'obtenir une solution fille de 0,01 mol/L ce qui donnerait :

$$V_{\text{éq-théorique}} = \frac{2 \times C_{m \text{ borax}} [g/L] \times V_{\text{borax prélevé}} [l]}{C_{\text{HCl}} [mol/L] \times M_{\text{borax}} [g/mol]} \Leftrightarrow V_{\text{éq-théorique}} = \frac{2 \times 12 \times 2 \times 10^{-3}}{381.37 \times 0.01}$$

$$\Leftrightarrow V_{\text{éq-théorique}} \approx 12.6 \text{ mL}$$

Ce calcul est validé informatiquement par le logiciel *dozzaqueux* (voir figure 4 en page 11).

4.1.2.2 Exploitation des résultats

Lors de la première expérience, le volume équivalent obtenu était proche de 9 mL pour une prévision de 12,6 mL. Il en a donc été conclu que cette manipulation n'était, malheureusement, pas correcte. N'ayant pas su trouver la source d'erreur, la manipulation a été répétée. Cette fois, des résultats probants furent acquis et consolidés en réitérant à nouveau cette dernière. La courbe expérimentale obtenue, le volume équivalent a été déterminé précisément en utilisant la méthode des tangentes (voir graphique ci-dessous). Ainsi, ce dernier vaut $V_{\text{éq}} = 12,37 \text{ mL}$. Notons par ailleurs que la conductimétrie confirme les mesures par pHmétrie. En effet, le changement de pente de la courbe se produit pour un volume proche à celui du volume équivalent trouvé par la méthode des tangentes.

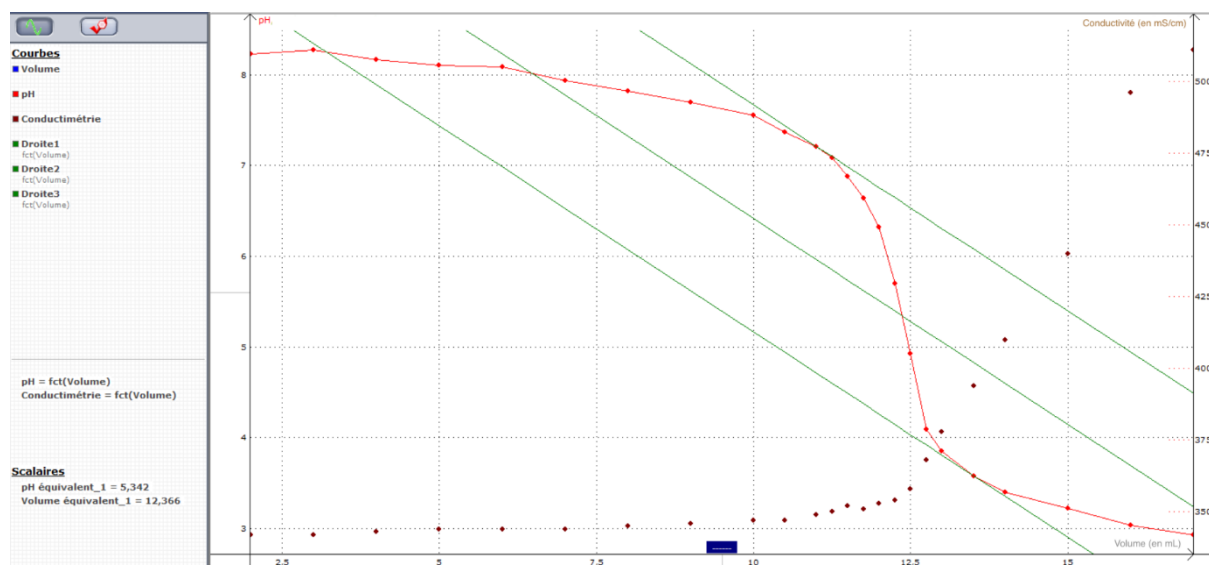


figure 3 : Courbe représentant le titrage de la solution de Borax par l'acide chlorhydrique

Afin de vérifier la cohérence de la mesure, le logiciel dozzaqueux est utilisé pour tracer la courbe théorique associée à notre manipulation comme suit :

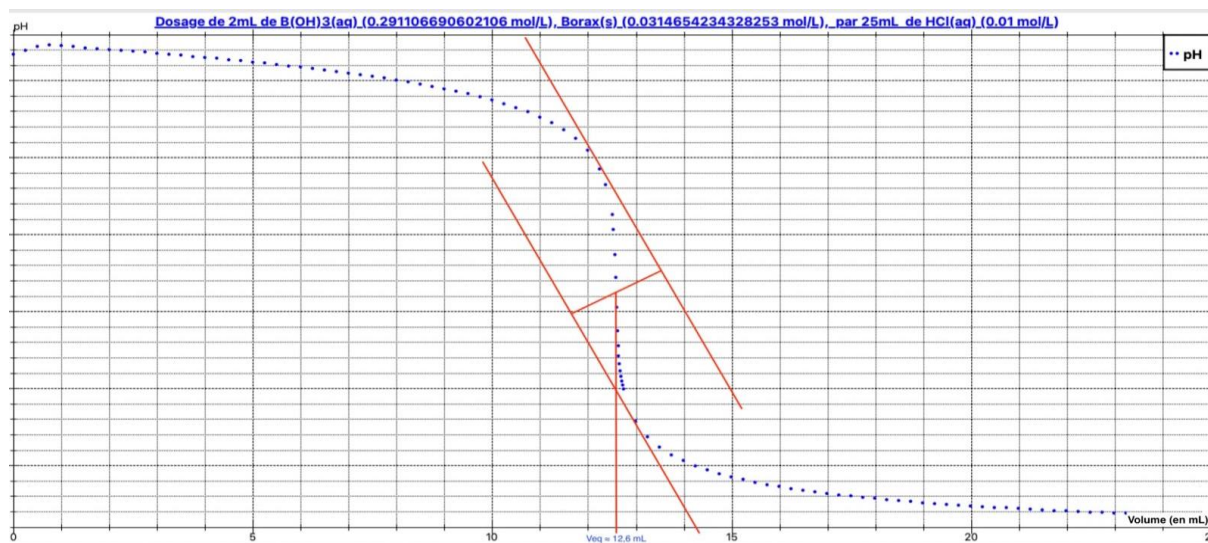


figure 4 : Courbe théorique du dosage de la solution de Borax par l'acide chlorhydrique

Ce graphique permet ainsi de vérifier la concordance entre l'expérience et la théorie (les deux courbes pouvant presque parfaitement se superposer).

La concentration de la solution titrée, c'est-à-dire le borax, peut dorénavant être calculée en utilisant la concentration réelle en acide chlorhydrique $C_{HCl} = 0,01004 \text{ mol/L}$

$$C_{borax} = \frac{V_{\text{éq}} \times C_{HCl}}{2 \times V_{borax}} = \frac{0.01004 \times 12.36}{2 \times 2} = 0.0309 \text{ mol/L}$$

4.1.2.3 Incertitudes et conclusion

Une fois le dosage du borax réalisé, il a fallu calculer les incertitudes associées. En effet, toute manipulation nécessite un calcul d'incertitudes avant de pouvoir tirer une quelconque conclusion. Les calculs des incertitudes sont données en annexe 7.5.

À l'aide de ces valeurs, les résultats suivants peuvent être déduits :

$$C_{borax} = (3,1 \pm 0.2) \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{Soit : } C_{borax} \in [2,9 ; 3,3] \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

En se référant aux indications du fabricant, il y a 12 mg de Borax dans 1 mL de solution.

$$\text{Ainsi, } C_{borax \text{ théorique}} = \frac{m}{M \times V} = \frac{12 \times 10^{-3}}{381 \times 1 \times 10^{-3}} = 3.2 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

D'après ce calcul, la valeur théorique se situe bien dans l'intervalle d'incertitude précédemment établi. On est donc sûr à 95% que la valeur renseignée par le laboratoire est juste en ce qui concerne la concentration du borax.

De plus, on peut calculer l'écart relatif (ε) :

$$\varepsilon = \frac{|C_{borax\ expérimentale} - C_{borax\ théorique}|}{C_{borax\ théorique}} = 0.031$$

L'écart relatif vaut 3,1%, ce qui est très faible. Nous pouvons donc en déduire que notre résultat expérimental est extrêmement proche de la théorie, ce qui renforce notre certitude d'avoir obtenu un résultat satisfaisant, et par extension que les manipulations ont correctement été effectuées.

4.1.3 Dosage de l'acide borique

4.1.3.1 Expériences

Afin de titrer l'acide borique, contenu dans la solution de rinçage pour les yeux, de l'hydroxyde de sodium (c'est-à-dire de la soude) est utilisé pour réagir selon la réaction acido-basique suivante (voir protocole en annexe 7.3) : $H_3BO_3 + OH^- \rightarrow H_2BO_3^- + H_2O$

Malheureusement, le processus n'est pas aussi simple que précédemment. Il est, en effet, nécessaire d'ajouter du glycérol, un poly-alcool, afin de complexer l'acide borique, le rendant plus acide. Le fait est que la solution initiale est un acide très faible ($pK_a \approx 9,28$), ce qui se traduit par un saut de pH bien trop étalé pour être correctement exploitable (voire graphique témoignant de l'utilité du glycérol en annexe 7.6). Le glycérol va alors permettre de rendre l'acide borique plus fort (diminution du pK_a). Notons qu'il est préférable de peser une masse de glycérol plutôt que d'en prélever un volume en raison de sa viscosité. Dans ce cas, la réaction est bien totale et rapide : (avec $pK_a(H_3BO_3 + \text{glycérol}) = 6,5$)

$$K_2 = \frac{[H_2BO_3^-]}{[H_3BO_3][OH^-]} \times \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{Ka(H_3BO_3 + \text{glycérol})}{Ke} = \frac{10^{-6.5}}{10^{-14}} = 10^{7.5} \gg 10^4$$

Comme précédemment, le calcul du volume équivalent prévisionnel peut être fait en utilisant cette équation et les informations fournies par le fabricant. À l'équivalence, la relation qui suit est obtenue :

$$n_{OH^-} = n_{acide\ borique} \Leftrightarrow V_{\text{éq}} \times C_{OH^-} = C_{acide\ borique} \times V_{\text{prélevé}} \quad \text{Équation 1}$$

Or, $C_{OH^-} = C_{NaOH} = 0,100 \text{ mol/L}$ (solution déjà présente à cette concentration en laboratoire) et $2,00 \text{ mL}$ de la solution de rinçage ont été prélevés. Toutefois, rappelons que le

borax, dans l'eau, se transforme spontanément en acide borique et la base conjuguée de ce dernier. Par conséquent, la quantité de matière réelle dans la solution de rinçage, et de ce fait, dans le bécher réactionnel sera supérieure à celle introduite par le fabricant avant la mise en solution de ce produit. Ainsi : $n_{\text{acide borique}}^{\text{réel}} = (C_{\text{acide borique}} + 2 \times C_{\text{borax}}) \times V_{\text{prélevé}}$. En utilisant cette information, la formule (Équation 1) peut se mettre sous la forme suivante :

$$V_{\text{eq-théorique}} = \left(\frac{C_m \text{ acide borique [g/L]}}{M_{\text{acide borique [g/mol]}} + 2 \times \frac{C_m \text{ borax [g/L]}}{M_{\text{borax [g/mol]}}} \right) \times \frac{V_{\text{prélevé [L]}}}{C_{\text{NaOH [mol/L]}}}$$

$$\Leftrightarrow V_{\text{eq-théorique}} = \left(\frac{18}{61.83} + 2 \times \frac{12}{381.37} \right) \times \frac{2.00 \times 10^{-3}}{0.100}$$

$$\Leftrightarrow V_{\text{eq-théorique}} \approx 7,08 \text{ mL}$$

Ce résultat est validé informatiquement par le logiciel *dozzaqueux* (voir figure 6 en page 14).

4.1.3.2 Exploitation des résultats

Après manipulation et mise en œuvre du protocole (annexe 7.3), la courbe expérimentale suivante a pu être tracée : (pour les mêmes raisons que précédemment, la conductimétrie confirme les résultats de la pHmétrie).

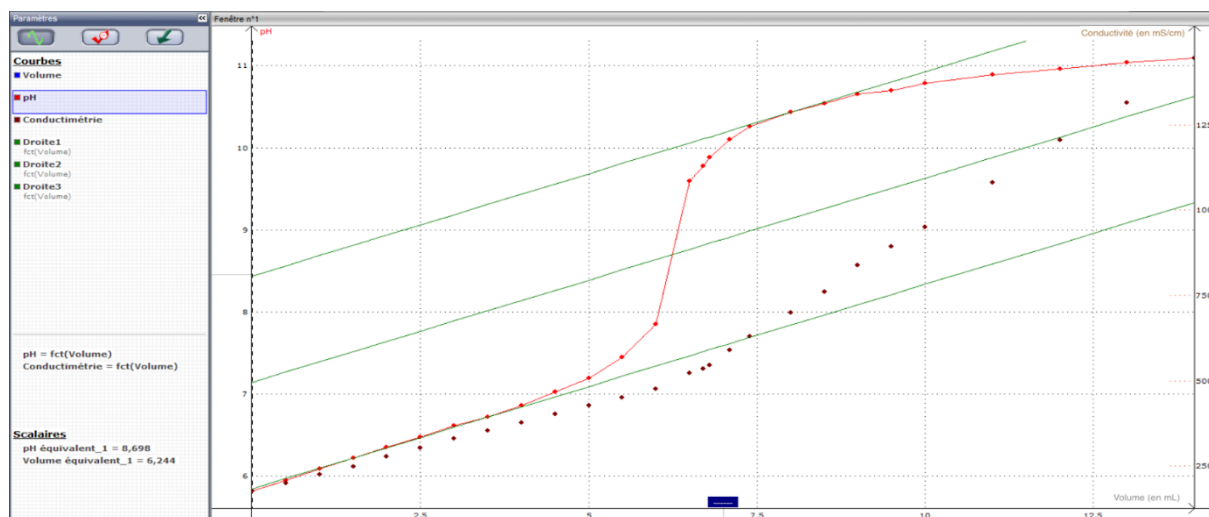


figure 5 : Courbe représentant le titrage de la solution d'acide borique par l'hydroxyde de sodium

Le volume équivalent relevé via ce graphique est de 6.25 mL (identique à la seconde manipulation, dite de vérification, réalisée). Ce résultat ne correspond qu'en partie à la prévision de 7,08 mL. Logiquement, trois hypothèses peuvent être émises pour expliquer cette observation. Soit ce calcul prévisionnel est erroné, soit la manipulation n'est pas correcte, ou encore la concentration du fournisseur est incorrecte. Afin de démentir la première, le logiciel

dozzaqueux a de nouveau été utilisé. L'allure de la courbe théorique (voir ci-dessous) est identique à celle expérimentale, si ce n'est un léger décalage du volume équivalent. Cela indique donc que la manipulation est cohérente.

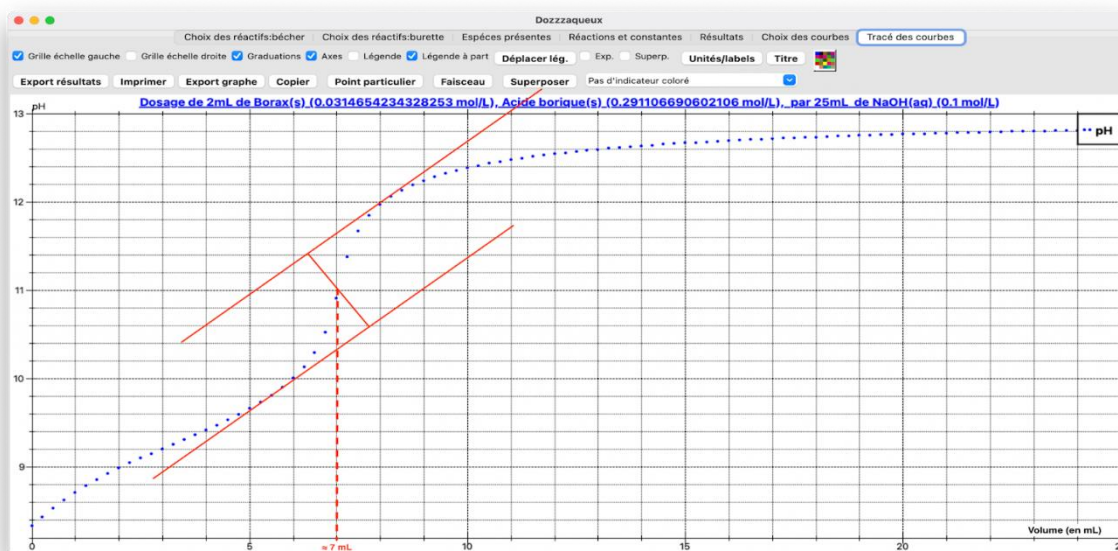


figure 6 : Courbe théorique du titrage de l'acide borique par la soude

Quant à la seconde supposition, un titrage de la solution de soude a pu être effectué afin de vérifier sa concentration (voire annexe 7.7). Ce dosage supplémentaire valide que la concentration de soude était bonne. Par ailleurs, le graphique expérimental permet de retrouver le pKa de l'acide borique ayant réagi avec du glycérol pour $V_{versé} = \frac{V_{éq}}{2}$, ce qui indique que la courbe corrobore la théorie. La seule explication restante quant à cette différence de volume équivalent est que la concentration renseignée par le fabricant n'est pas totalement juste. Celle-ci peut-être calculé de la manière suivante, en prenant en compte la valeur expérimental de la concentration de soude $C_{soude} = 0,1003 \text{ mol/L}$.

$$C_{acide\ borique} = \left(\frac{V_{éq} [L] \times C_{NaOH} [mol/L]}{V_{prélevé} [L]} - 2 \times \frac{C_m\ borax [g/L]}{M_{borax} [g/mol]} \right)$$

$$\Leftrightarrow C_{acide\ borique} = \left(\frac{6.25 \times 10^{-3} \times 0.1003}{2 \times 10^{-3}} - 2 \times \frac{12}{381.37} \right)$$

$$\Leftrightarrow C_{acide\ borique} \approx 0.25 \text{ mol/L}$$

La concentration en borax fournie par le laboratoire peut être utilisée pour ces calculs car, comme vu précédemment, cette valeur a été prouvée comme étant juste.

4.1.3.3 Incertitudes et conclusion

Pour les mêmes raisons que précédemment, il est nécessaire de calculer les incertitudes associées au titrage de l'acide borique (les calculs sont détaillées en annexe 7.8). À partir de ces valeurs, le résultat final suivant peut être déduit :

$$C_{\text{acide borique}} = (2,5 \pm 0,2) \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$C_{\text{acide borique}} \in [2,3 ; 2,7] \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

Or $C_{\text{acide borique théorique}} = \frac{C_{\text{acide borique théorique}}}{M} = \frac{18}{61,83} = 0,29 \text{ mol/L}$ (en conservant deux chiffres significatifs car la concentration massique théorique n'en a que deux). Par conséquent, la valeur théorique n'est pas comprise dans l'intervalle de confiance à 95%. De ce fait, l'indication fournie par le fabricant n'est pas fiable en acceptant un risque d'erreur de 5%.

L'écart relatif associé à la mesure peut également être calculé.

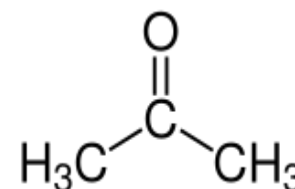
$$\varepsilon = \frac{|V_{\text{expérimental}} - V_{\text{théorique}}|}{V_{\text{théorique}}} \times 100 = \frac{|6,25 - 7,08|}{7,08} \times 100 = 11,7 \%$$

Il y a ainsi une différence de 11,7% entre la théorie et la pratique. Le résultat expérimental est jugé satisfaisant au regard de cette valeur malgré la réfutation des indications des données fournies par le fabricant.

4.2 Titrage de l'acétone contenu dans une solution de dissolvant ordinaire de vernis à ongles.

4.2.1 Généralités

L'acétone, dosé dans le cadre de ce projet, est l'un des premiers composants du dissolvant utilisé. Néanmoins, c'est un composé inflammable et nocif pour la santé (voir la fiche de sécurité de cette manipulation, annexe 7.10). Son nom officiel dans la nomenclature est le propanone. Il s'agit d'un composé de la famille des cétones de formule brute C_3H_6O .



Il se trouve généralement sous forme d'un liquide transparent à température ambiante. C'est un composé très soluble dans l'eau mais aussi dans l'éthanol et les éthers. C'est la raison pour laquelle il est particulièrement utilisé dans l'industrie (grande capacité de solubilisation avec d'autres espèces et ce relativement rapidement). Il est également très utile dans la fabrication de médicaments, de plastiques, des produits de synthèse et pour le dégraissage industriel. D'un point de vue naturel cette fois-ci, l'acétone se trouve également en très petite quantité dans l'urine et le sang. À noter que certaines maladies provoquent une augmentation de cette quantité, comme le diabète par exemple. Enfin, nous pouvons aussi le trouver dans la nature, dans les plantes ou encore lors de la décomposition du gras des animaux.

4.2.2 Dosage de l'acétone

4.2.2.1 Expérience

Après de nombreuses recherches, qui furent plus difficiles que les dosages précédents, tant sur la méthodologie que la compréhension des sources associées, il a été décidé de réaliser un dosage redox avec suivi colorimétrique et potentiométrie (voir le protocole annexe 7.9). En effet, le suivi se fait généralement par colorimétrie, mais il a également été réalisé un suivi potentiométrique qui semble adapté au vu du caractère redox de la réaction de dosage. En revanche, à contrario des expériences habituelles (que ce soit dans le cadre de ce projet ou non), ce n'est pas l'acétone qui est directement dosée mais le diiode n'ayant pas réagi avec celle-ci. Cette manière de procéder se nomme "titrage en retour". Comme pour tout dosage, la réaction est quasi-totale, rapide et unique (voir calcul de la constante d'équilibre associée en annexe 7.12). Le dosage par potentiométrie consiste à mesurer la différence de potentiel entre une électrode de platine et une électrode de référence (ici une électrode de sulfate d'argent) plongeant dans la solution. En ce qui concerne le suivi par colorimétrie, comme son nom le laisse présumé, il s'agit de repérer visuellement l'équivalence par changement de couleur de la solution. En effet, le diiode rend la solution brune-orangée avant l'équivalence. Après celle-ci, le diiode étant transformé en iodure incolore, la solution devient incolore légèrement trouble (se référer aux images ci-jointe) provoqué par le précipité de l'iodoforme formé en début de réaction après versement de la soude. Ce changement de couleur est accentué par l'ajout d'empois d'amidon (passant du bleu à l'incolore après l'équivalence).

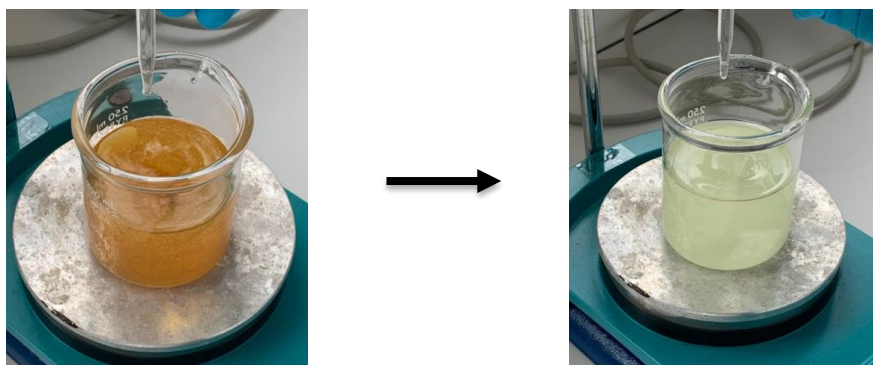
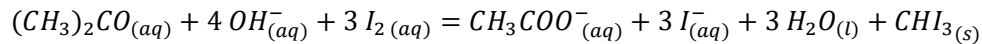


figure 7 : Images du changement de couleur de la solution

De même que pour le dosage précédent, le choix du matériel et des concentrations ont été fait en amont. Pour que l'acétone soit titrée, il a fallu diluer à deux reprises l'échantillon de dissolvant. Afin de faciliter les explications qui suivent, des notations bien précises sont utilisées. La solution de dissolvant à ongle est noté S_m (de volume prélevé $V_m = 2 \text{ mL}$). La première solution fille est nommée S_0 de volume V_0 et de concentration C_0 . De même, la seconde solution fille est appelée S_1 . Les volumes prélevées de chacune de ces solutions comportent le symbole "prime", par exemple, le volume de S_0 versé dans S_1 est noté V_0' .

L'acétone, contenu dans le dissolvant, va réagir avec une solution de diiode selon l'équation suivante :



L'excès de diiode n'ayant pas réagi dans cette réaction est titré en retour par le thiosulfate selon l'équation : $2 S_2O_3^{2-}_{(aq)} + I_{2(aq)} \rightarrow S_4O_6^{2-}_{(aq)} + 2 I_{(aq)}^-$

À l'équivalence :

$$n_{restant}(I_2) = \frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{2}$$

Or

$$n_{initial}(I_2) = C_{I_2} \times V_{diiode}$$

Donc

$$n_{consommé}(I_2) = C_{I_2} \times V_{diiode} - \frac{C_{S_2O_3^{2-}} \times V_{éq}}{2}$$

En conjuguant ces informations avec l'équation de réaction globale, la relation suivante est

obtenue :

$$n_{acétone} = \frac{n_{consommé}(I_2)}{3} \Leftrightarrow n_{acétone} = \frac{C_{I_2} \times V_{diiode} - \frac{C_{S_2O_3^{2-}} \times V_{éq}}{2}}{3}$$

$$\Leftrightarrow V_{éq} = 2 \times \frac{C_{I_2} \times V_{introduit} - 3 \times n_{acétone}}{C_{S_2O_3^{2-}}}$$

$$\Leftrightarrow V_{éq} = 2 \times \frac{0,035 [mol/L] \times 20 \times 10^{-3} [L] - 3 \times n_{acétone}}{0.1 [mol/L]}$$

(en utilisant les données théoriques référencées dans le protocole en annexe 7.9)

La fiche de composition du dissolvant désigne l'acétone comme étant le premier élément présent (sans en donner le pourcentage pour autant, voir ci-contre). En faisant l'hypothèse qu'elle en contient 50% (massique) au pire, et 95% au mieux, la quantité de matière en acétone dans l'échantillon peut être approximée. Ainsi, puisque

$$n_{acétone} = t \times \frac{\rho_{acétone}}{M_{acétone}} \times \frac{V_{m'} \times V_{0'} \times V_{1'}}{V_0 \times V_1}$$

(avec t la teneur en acétone), un intervalle théorique dans lequel doit se trouver le volume équivalent prévisionnel peut être calculé :

$$V_{éq \text{ théorique}} \in [10,15 ; 11,97] \text{ mL.}$$



figure 8 : Étiquette du dissolvant d'étude

La justesse du dosage est vérifiée sur un échantillon d'acétone pure (100% massique). Les manipulations suivies sont les mêmes que pour le dissolvant à analyser, soit celles recensées dans le protocole (annexe 7.9). Par colorimétrie, nous trouvons un volume équivalent de $10,0 \pm 0,2 \text{ mL}$ (cf annexe 7.13 sur le calcul d'incertitude). Or le volume

équivalent prévisionnel est de 9,95 mL (voir les calculs en annexe 7.11). L'expérience fonctionne, l'échantillon peut maintenant être dosé.

Quelques problèmes ont été rencontrés au cours de cette manipulation. Au regard de l'absence de spécification quant à la teneur en acétone, les choix initiaux de volumes prélevés étaient trop importants. Cela fut vrai pour les réactifs qui se consumaient trop rapidement, mais aussi pour l'espèce à titrer. En reprenant les calculs, quelques étourderies furent commises mais rapidement solutionnées, notamment en décidant de diluer une seconde fois le dissolvant.

Deux prises de mesures ont été réalisées afin de s'assurer de la fiabilité des résultats expérimentaux sur le dissolvant. Par colorimétrie, le premier volume équivalent obtenu est de 10,6 mL contre 10,8 mL pour le second. Ces résultats sont assez proches. Afin d'aboutir à une plus juste conclusion, la moyenne de ces deux résultats sera considérée comme le volume équivalent expérimental et utilisée dans les applications numériques. Par ailleurs, le suivi potentiométrique corrobore les observations colorimétriques puisque les résultats sont sensiblement similaires, à l'exemple du deuxième dosage dont le volume équivalent est de 10,82 mL (voir le graphique ci-dessous).

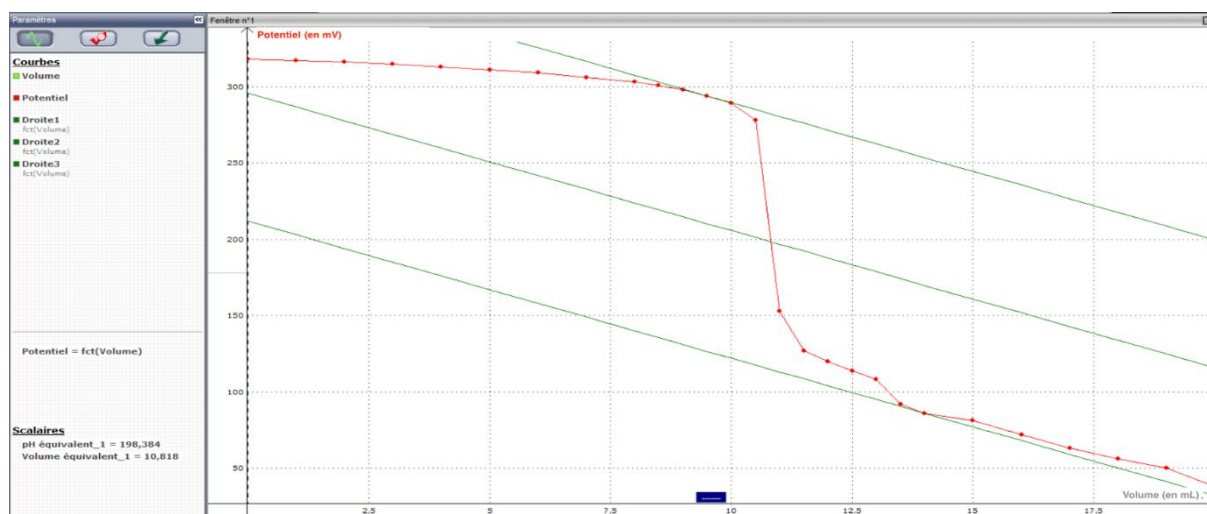


figure 9 : Courbe de dosage avec suivi potentiométrique du dosage d'un dissolvant

Nous avons préparé nous même les réactifs dont les masses pesées sont de $m_{diode} = 2,245 \text{ g}$ et $m_{thiosulfate\ de\ sodium} = 4,921 \text{ g}$. Ce qui équivaut en terme de concentrations à

$$C_{diode} = \frac{m_{diode}}{V_{solution} \times M_{diode}} = \frac{2,245 \text{ [g]}}{0,25 \text{ [L]} \times 253,8 \text{ [g/mol]}} = 0,0353 \approx 0,035 \text{ mol/L}$$

$$\text{et } C_{thiosulfate\ de\ sodium} = \frac{4,921 \text{ [g]}}{0,20 \text{ [L]} \times 248,2 \text{ [g/mol]}} = 0,0991 \approx 0,1 \text{ mol/L.}$$

Les concentration en réactifs sont bien celles souhaitées.

4.2.2.2 Exploitation des résultats

À l'aide de cette dernière, le volume équivalent expérimental peut être déterminé. Il a ainsi été trouvé $V_{\text{éq}}^{\text{expérimental}} = 10,7 \text{ mL}$ (moyenne des résultats des deux expériences).

Par conséquent, nous pouvons obtenir la quantité de matière en acétone de la solution S_1 , et de ce fait, en déduire la teneur du dissolvant à ongle utilisé. Pour cela, on utilise la formule

déterminée précédemment :
$$n_{\text{acétone}} = \frac{C_{I_2} \times V_{\text{diode}} - \frac{C_{S_2O_3^{2-}} \times V_{\text{éq}}}{2}}{3}$$

A.N :
$$n_{\text{acétone}} = \frac{0.0353 \times 20.0 \times 10^{-3} - \frac{0.0991 \times 10.7 \times 10^{-3}}{2}}{3} = 5.86 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

Par conséquent :
$$C_0 = n_{\text{acétone}} \times \frac{V_1}{V_1' \times V_0'} = 5,86 \times 10^{-5} [\text{mol}] \times \frac{100 \times 10^{-3} [\text{L}]}{5.0 \times 10^{-3} [\text{L}] \times 5.0 \times 10^{-3} [\text{L}]}$$

$$C_0 \approx 0,23 \text{ mol/L}$$

Le pourcentage massique $m_{\%}$ en acétone du dissolvant peut alors en être déduit :

$$m_{\%} = \frac{C_0 \times M_{\text{acétone}} \times V_0}{d_{\text{acétone}} \times V_{\text{dissolvant prélevé}}} = \frac{0,22 [\text{mol/L}] \times 58,08 [\text{g/mol}] \times 250,0 [\text{mL}]}{784 [\text{g/L}] \times 5,0 [\text{mL}]} \approx 85,2\%$$

Finalement, le pourcentage massique en acétone de ce flacon de dissolvant est de $m_{\%} = 85.2 \%$.

4.2.2.3 Incertitudes et conclusion

Les incertitudes associées à cette manipulation peuvent être calculées (voir annexe 7.13). Tout pris en compte, la concentration de S_0 est de :

$$C_0 = 0,23 \pm 0,02 \text{ mol/L}$$

Cela revient donc à avoir : $C_0 \in [0,21 ; 0,25] \text{ mol/L}$. Par extension, il est possible de trouver l'incertitude associée au calcul de la teneur massique. Dans notre échantillon, celui-ci est donc de (cf annexe 7.13) :

$$m_{\%} = 85,2 \pm 4,7 \%$$

Par conséquent, la teneur massique en acétone de l'échantillon est située dans l'intervalle $[80,5 ; 89,9] \%$ avec une confiance de 95 %. Ce pourcentage semble cohérent au regard de la composition du dissolvant ainsi que son efficacité.

À contrario des précédentes manipulations, il est impossible ici d'établir un écart-relatif, ni même de juger la véracité des indications fournies par le fabricant étant donné que ce dernier n'a renseigné aucune information quant aux quantités des produits utilisés.

5 CONCLUSIONS ET PERSPECTIVES

Lors de notre projet, nous avons réalisé des dosages de deux produits de la vie quotidienne : une solution de rinçage pour les yeux et un dissolvant. Nous avons d'abord réalisé un titrage acido-basique avec suivi ph-métrique et conductimétrique pour doser le borax et l'acide borique contenus dans la solution de rinçage pour les yeux. D'autre part, pour doser l'acétone, présent dans le dissolvant, nous avons dû réaliser un titrage potentiométrique et colorimétrique. D'un côté, après les titrages de l'acide borique et du borax, les résultats obtenus sont conformes aux données explicitées par le fabricant. D'un autre côté, n'ayant aucune donnée fournie, après le titrage de l'acétone et quelques calculs, nous en avons conclu que le dissolvant utilisé contenait 85,2 % d'acétone.

Ce projet a renforcé beaucoup de nos compétences dont celle d'adaptation puisque nous devions le réaliser à six. De plus, outre l'aspect travail d'équipe ayant énormément sollicité nos aptitudes d'organisation, de répartition des tâches et de communication, ce sont nos capacités manipulatoires et d'anticipation des résultats que l'on a pu travailler. C'est un aspect d'autant plus important que ce n'est pas toujours le cas dans d'autres projets. En effet, il nous a permis à tous de mettre en avant nos capacités et nos connaissances chimiques mais également de les renforcer grâce aux nombreuses méthodes de dosages mentionnées dans notre projet. Nous avons appris à concevoir un protocole par nous-mêmes, à comprendre les erreurs que nous avons pu faire lors de l'élaboration de celui-ci, à anticiper les résultats de nos manipulations et à les exploiter afin de pouvoir conclure notre projet. Ce projet de P6 nous a donc permis de développer de nouvelles expériences et compétences dans le domaine de la chimie mais aussi social, indispensables pour un futur ingénieur.

Au cours de notre projet, nous aurions également pu doser les molécules d'autres produits de la vie quotidienne, telles que l'éthanol dans le gel antibactérien. De surcroît, avec plus de temps, nous aurions pu étoffer notre projet en mesurant la quantité d'eau dans le dissolvant par la méthode de Karl-Fisher, ou également vérifier la teneur en sodium présente dans la solution de rinçage pour les yeux par un photomètre de flamme. Ce sont des expériences intéressantes qui peuvent nous amener vers d'autres aspects de la chimie.

6 BIBLIOGRAPHIE

Pour le titrage de l'acide borique et du borax :

[1] Lien internet : <http://materiel-physique.ens-lyon.fr/Logiciels/CD%20N°%203%20BUP%20DOC%20V%204.0/Disk%202/TEXTES/1986/06840871.PDF> (valide à la date du 16/02/2021)

[2] Lien internet : <http://materiel-physique.ens-lyon.fr/Logiciels/CD%20N°%203%20BUP%20DOC%20V%204.0/Disk%201/TEXTES/1994/07620455.PDF> (valide à la date du 17/02/2021)

[3] Lien internet : <https://www.ilephysique.net/sujet-dosage-du-borax-301729.html>
(valide à la date du 17/02/2021)

[4] Lien internet : <https://forums.futura-sciences.com/chimie/181768-dosage-dacide-borique.html> (valide à la date du 17/02/2021)

[5] Lien internet : https://www.ac-clermont.fr/disciplines/fileadmin/user_upload/SciencesPhysiquesEtChimiques/prepa/mortier/chimie/tp_dosages/SmortierBlaisePascalPC_TP_acide_borique.pdf
(valide à la date du 17/02/2021)

[6] Lien internet : [acide borique \(chimix.com\)](#) (valide à la date du 18/02/2021)

Pour le dosage de l'Acétone :

[1] Lien internet : https://books.google.fr/books?id=msNdx5proM8C&pg=PA56&lpg=PA56&dq=dosage+propanone&source=bl&ots=-Ga3YpCIfR&sig=ACfU3U2DQIF83AYAfEwrQ39YojNT-T-rgg&hl=fr&sa=X&ved=2ahUKEwip-8LG3_3uAhWRyoUKHVWzBFIQ6AEwA3oEAcQAw#v=onepage&q=dosage%20propanone&f=false (valide à la date du 30/03/2021)

[2] Lien internet : <https://www.chimix.com/an7/concours/tech74.htm>
(valide à la date du 30/03/2021)

[3] Lien internet : https://physique-chimie.discip.ac-caen.fr/IMG/pdf/act_jdois_patienter.pdf
(valide à la date du 30/03/2021)

7 ANNEXES

7.1 Protocole du dosage du borax

Matériel



- A. Espèce chimique : voir annexe 7.2 pour connaître les dangers des espèces chimiques suivantes et la sécurité à prévoir
- Solution commerciale Borax (12mg/mL) et acide borique (18mg/mL) de la marque biogaran
 - Acide chlorhydrique (C=0.01mol/L)
- B. Verrerie
- Burette graduée de 25 mL
 - Pipettes jaugées de 2 et 25 mL
 - Propipette
 - Fiole jaugée de 500 mL
 - Bouchons
 - Bêchers 120mL
 - pH-mètre
 - Conductimètre
 - Agitateur magnétique
 - Pipette à eau distillée

Manipulation

- Prélever 2 mL de la solution de rinçage pour les yeux de concentration théorique en borax de 12 g/L à l'aide d'une pipette jaugée de 2 mL que l'on verse ensuite dans un bécher.
- Ajouter de l'eau distillée (environ 75 mL) dans le bécher afin d'obtenir un volume de solution suffisant pour négliger la dilution qui a lieu lors du dosage et pour pouvoir assimiler la courbe du suivi conductimétrique à deux segments.
- Prélever 50 mL de la solution de HCl (à 0,1mol/L) grâce à une pipette graduée de 25 mL et la verser dans une fiole jaugée de 500 mL. Compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- Introduire cette solution dans une burette graduée de 25 mL.
- Etalonner le pH-mètre et le conductimètre (avec solutions tampons).
- Placer l'électrode du pH mètre et la cellule de conductimétrie dans la solution à titrer et un agitateur magnétique.
- Verser mL par mL (sauf entre 11 et 13,5 mL par demi-mL car on s'approche de la zone de saut de pH d'après les calculs préliminaires) la solution d'acide chlorhydrique (C=0.01mol/L) dans la solution à titrer.
- Relever les valeurs du pH et de la conduction de la solution après chaque ajout de HCl afin de tracer leur évolution en fonction du volume de solution titrante versé.
- Déterminer le volume équivalent par la méthode des tangentes pour le suivi pH-métrique et en traçant deux segments pour le suivi conductimétrique
- Connaissant la concentration de l'acide chlorhydrique et le volume équivalent et celui de la solution titrée, nous pouvons calculer la concentration réelle en Borax de la solution.

Notons que l'on pourrait réaliser un titrage par colorimétrie mais cette méthode est moins précise et fournit moins d'information sur la solution.

7.2 Fiche de sécurité associé au dosage du borax

Noms	formule	CAS	Pictogramme	Dangers, EPI
Acide chlorhydrique	HCl	7647-01-0		<p>Peut provoquer des irritations cutanées, oculaires et des voies respiratoires.</p> <p>Laver à l'eau si contact.</p> <p>Porter gants, vêtements, lunettes de protection.</p>
Borax	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	1303-96-4		<p>Peut nuire à la fertilité, peut provoquer de graves brûlures aux yeux.</p> <p>Porter blouse, gants et lunettes de protection.</p>

7.3 Protocole du dosage de l'acide borique




Matériel

- A. Espèce chimique : voir annexe 7.4 pour connaître les dangers des espèces chimiques suivantes et la sécurité à prévoir
- Solution commerciale Borax (12mg/mL) et acide borique (18mg/mL) de la marque biogaran
 - Glycérol (10 mL)
 - Soude (C=0.1mol/L)
- B. Verrerie
- Burette graduée de 25 mL
 - Pipette jaugée de 2 mL
 - Propipette
 - Bêchers 120mL
 - pH-mètre
 - Conductimètre
 - Agitateur magnétique
 - Pipette à eau distillée

Manipulation

- Verser la solution de rinçage pour les yeux dans un bécher de prélèvement.
- Prélever 2 mL de la solution de rinçage pour les yeux à l'aide d'une pipette jaugée de 2 mL et verser la solution dans un bécher de 150 mL.
- Ajouter de l'eau distillée dans le bécher afin d'obtenir un volume de solution suffisant.
- Peser environ 12.6 g de glycérol à l'aide d'une balance analytique et l'ajouter dans le bécher.
- Introduire dans une burette graduée de 25 mL, la solution de soude (NaOH) de concentration de 0,1 mol/L .
- Placer les électrodes du pH mètre et du conductimètre dans la solution à titrer et un agitateur magnétique.
- Verser la solution de soude demi-mL par demi-mL dans la solution à titrer en relevant les valeurs de pH et de conductivité. Reporter les valeurs après chaque ajout de soude sur le graphique du dosage.

7.4 Fiche de sécurité associé au dosage de l'acide borique

Noms	formule	CAS	Pictogramme	Dangers, EPI
Acide borique	H_3BO_3	10043-35-3		Peut nuire à la fertilité, toxique, porter blouse lunette et gant, ne pas inhaler.
Hydroxyde de sodium	$NaOH$	1310-73-2		Provoque de graves brûlures de la peau et de graves lésions des yeux. Porter des gants, des vêtements et des lunettes de protection. En cas de contact rincer abondamment.
Glycérol	$C_3H_8O_3$	56-81-5	Aucun	Provoque un sévère irritation des yeux, susceptible de nuire à la fertilité ou au fœtus. Porter une blouse, des gants et des lunettes de protection.
Acide oxalique	$C_2H_2O_4$	6153-56-6		Nocif en cas d'ingestion ou de contact cutané. Provoque de graves lésions aux yeux ou de graves effets sur les organes trop exposés. Porter une blouse, des gants et des lunettes de protection.

7.5 Calcul des incertitudes relatives à la manipulation du Borax

Pour le borax, nous avons les données suivantes :

- $V_{\text{éq}} = 12.367 \text{ mL}$
- $V_{\text{borax}} = 2 \text{ mL}$
- $C_{\text{HCl}} = 0.01 \text{ mol/L}$
- $C_{\text{borax}} = 0.063 \text{ mol/L}$
- La relation à l'équivalence : $n_{\text{borax}} = n_{\text{HCl}}$ soit $C_{\text{borax}} = \frac{V_{\text{éq}} \times C_{\text{HCl}}}{V_{\text{borax}}}$

Incertitude sur le volume initial :

$$u(V_{\text{borax}}) = \sqrt{u_{\text{pipette}}^2 + 2 \times u_{\text{lecture}}^2}$$

Or pour une pipette de 2 mL de classe A, nous avons $u_{\text{pipette}} = 0.01 \text{ mL}$

$$\text{Donc } u(V_{\text{borax}}) = \sqrt{0.01^2 + 2 \times 0.05^2} = 0.071 \text{ mL}$$

Incertitude sur le volume équivalent :

$$u(V_{\text{éq}}) = \sqrt{u_{\text{burette}}^2 + 2 \times u_{\text{lecture}}^2 + u_{\text{exp}}^2} = \sqrt{0.030^2 + 2 \times 0.05^2 + 0.2^2} = 0.126 \text{ mL}$$

Enfin l'incertitude relative sur la solution préparée en laboratoire d'acide chlorhydrique est de $\frac{u(C_{\text{HCl}})}{C_{\text{HCl}}} = 0.003$.

Finalement,

$$\begin{aligned} \frac{u(C_{\text{borax}})}{C_{\text{borax}}} &= \sqrt{\left(\frac{u(V_{\text{borax}})}{V_{\text{borax}}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{\text{éq}})}{V_{\text{éq}}}\right)^2 + \left(\frac{u(C_{\text{HCl}})}{C_{\text{HCl}}}\right)^2} = 0.04769854475 \\ &= \sqrt{\left(\frac{0.071 \text{ [mL]}}{2 \text{ [mL]}}\right)^2 + \left(\frac{0.126 \text{ [mL]}}{12.37 \text{ [mL]}}\right)^2 + (0.003)^2} = 3.7 \% \end{aligned}$$

$$u(C_{\text{borax}}) = 0.00114 \text{ mol/L}$$

Or, en tenant compte des chiffres significatifs, en arrondissant au supérieur la concentration du borax est donc de

$$C_{\text{borax}} = (3.1 \pm 0.2) \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

7.6 Vérification de l'utilité du glycérol dans le dosage de l'acide borique

Nous vérifions dans un premier temps que le glycérol est bien ajouté en excès :

Nous faisons l'hypothèse qu'un volume $V = 10 \text{ mL}$ de glycérol est suffisant pour qu'il soit considéré en excès. Or nous savons que $\rho(\text{glycérol}) = 1,26 \text{ g/cm}^3$ et $M(\text{glycérol}) = 92,09 \text{ g/mol}$. Ainsi, nous calculons la quantité de matière associée pour 10 mL de glycérol :

$$n(\text{glycérol}) = \frac{m}{M} = \frac{\frac{\rho(\text{glycérol})}{10^{-3}} \times 10 \times 10^{-3}}{M(\text{glycérol})} = \frac{\frac{1,26}{10^{-3}} \times 10 \times 10^{-3}}{92,09} = 0,137 \text{ mol}$$

Or, $n(\text{acide borique}) = 5,82 \times 10^{-4} \text{ mol} \ll n(\text{glycérol}) = 0,137 \text{ mol}$

Le glycérol est donc bien en excès par rapport à l'acide borique.

Nous avons ensuite réalisé le même protocole que celui décrit en annexe 7.3 sans ajouter le glycérol pour bien comprendre son utilité. Voici la courbe résumant la manipulation :

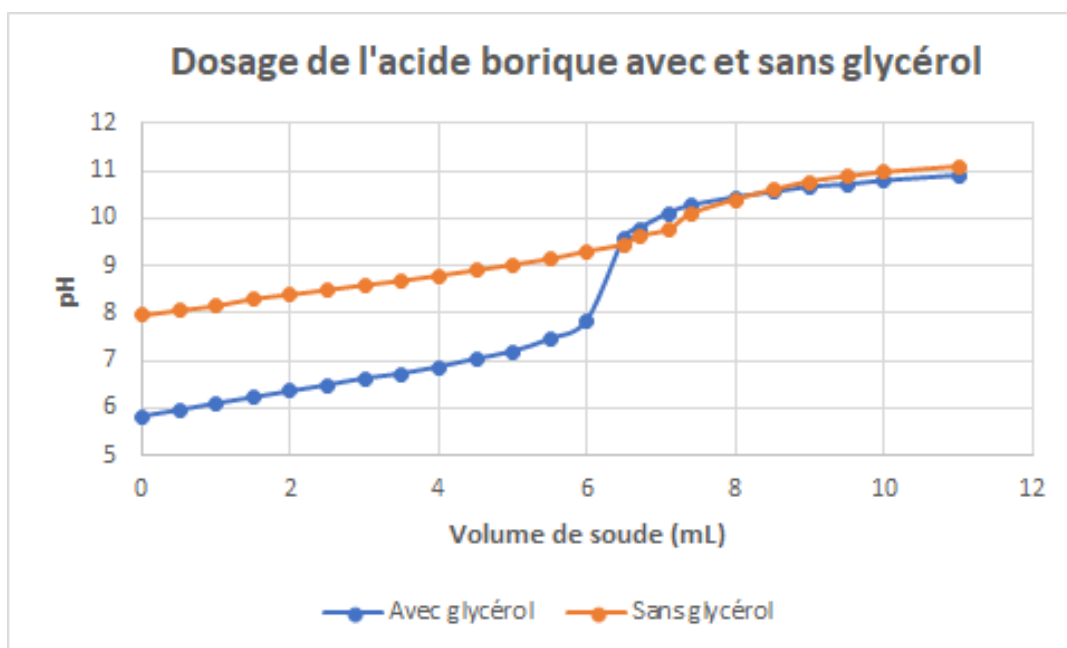


figure 10 : Courbe de pH comparant l'effet du glycérol lors du dosage de l'acide borique par la soude.

Nous avons alors obtenu des graphiques beaucoup moins exploitables car il était difficile de définir précisément le volume équivalent même si nous le plaçons environ à 7 mL (point médian entre les deux volumes équivalents précédents et donc volume de soude auquel on aurait statistiquement parlant le plus de chance de constater l'équivalence) .

Afin de prouver l'efficacité du glycérol de manière numérique maintenant, nous avons calculé les constantes réactionnelles :

- $pK_a(\text{acide borique}) = pK_{a1} = 9,14 \Rightarrow K_{a1} = 10^{-9,14} \ll 1 \Rightarrow \text{acide faible}$

- pKa (acide borique + glycérol) = $pKa_2 = 6.5$ (pour obtenir cette valeur, nous l'avons déterminée graphiquement à $V_{\text{éq}}/2$ sur le graphique du dosage de l'acide borique avec glycérol).

On en déduit alors :

-
$$K_1 = \frac{Ka_1}{Ke} = 10^{-9.14+14} = 10^{4.86}$$

-
$$K_2 = \frac{Ka_2}{Ke} = 10^{-6.5+14} = 10^{7.5}$$

En conséquence, $K_2 > K_1$. La réaction est donc plus favorable avec le glycérol.

7.7 Vérification de la concentration de soude utilisée pour le dosage de l'acide borique

Par la suite, nous avons dosé la soude afin de vérifier sa concentration. En effet, la soude se carbonate rapidement au contact du dioxyde de carbone dans l'air. Il est donc nécessaire de vérifier sa concentration avant de l'utiliser comme solution titrante. Nous avons donc réalisé un dosage colorimétrique à l'aide du bleu de bromothymol (que l'on note aussi BBT) à l'aide d'une solution à titrer d'acide oxalique (de formule brute : $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ et de masse molaire $M=126.07$ g/mol).

Les 2 acidités de l'acide oxalique sont faibles avec un $pK_{a1} = 1.2$ et un autre $pK_{a2} = 4.3$

La zone de virage du BBT se situe entre $pH=6$ et $pH=7.6$. Lorsque l'indicateur vire au bleu, le pH est entre 6 et 7.6 et donc l'acide oxalique est présent sous la forme $C_2O_4^{2-}$.

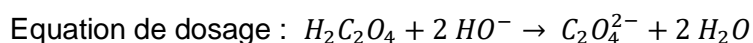
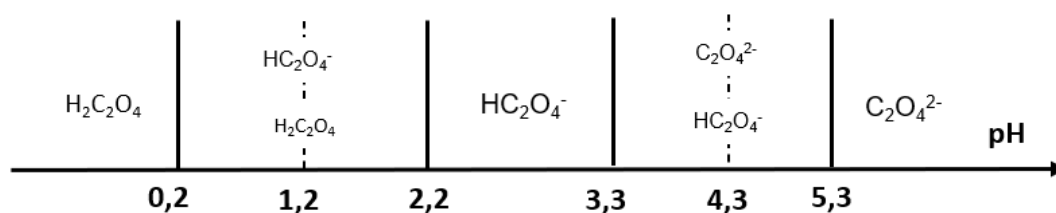


Tableau d'avancement associé :

	$H_2C_2O_4$	$2 HO^-$	$C_2O_4^{2-}$	$2 H_2O$
Etat initial	$\frac{m}{M}$	$c_0 \times V_{\text{éq}}$	0	solvant
À l'équivalence	$\frac{m}{M} - 2 \xi_{\text{éq}}$	$c_0 \times V_{\text{éq}} + 2 \xi_{\text{éq}}$	$2 \xi_{\text{éq}}$	solvant

Nous obtenons alors la relation $\frac{m}{M} = \frac{c_0 \times V_{\text{éq}}}{2} \Leftrightarrow V_{\text{éq}} = \frac{2 \times m}{M \times c_0} = \frac{2 \times 0.1096}{126.07 \times 0.1} = 18 \text{ mL}$

Manipulation :

- Peser avec une balance de précision une masse proche de 0.1 g d'acide oxalique à l'aide d'une balance analytique, et l'introduire dans un bécher de 150 mL.
- Ajouter environ 50 mL d'eau distillée et 2 gouttes de BBT (bleu de bromothymol). Cet indicateur coloré est jaune à pH acide et bleu à pH basique.
- Placer le pH-mètre ainsi qu'un agitateur magnétique dans le bécher.
- Placer la soude dans une burette graduée de 25 mL.
- Ajouter la soude mL par mL dans le bécher puis goutte à goutte dans la zone de virage, près du volume équivalent calculé précédemment (18 mL).

Nous obtenons un volume équivalent de 18.2 mL, ce qui est cohérent. En effet, en calculant la concentration de soude nous trouvons bien :

$$c_0 = \frac{2 \times m}{M \times V_{\text{éq}}} = 0.096 \text{ mol/L}$$

7.8 Calcul des incertitudes relatives à la manipulation de l'acide borique

Ainsi pour l'acide borique, on sait que

$$V_{\text{éq}} = 6.9 \text{ mL (équivalence trouvée lors de la manipulation)}$$

$$V_{\text{borique}} = 2 \text{ mL (solution de rinçage contenant l'acide borique)}$$

$$C_{\text{NaOH}} = 0.1 \text{ mol/L (solution titrante)}$$

$$C_{\text{borique}} = 0.345 \text{ mol/L}$$

Incertitude sur le volume initial :

$$U(V_{\text{borique}}) = \sqrt{U_{\text{pipette}}^2 + 2 \times U_{\text{lecture}}^2}$$

Pour une pipette de 2 mL de classe A, nous avons $U = 0.01 \text{ mL}$

$$\text{Donc } U(V_{\text{borique}}) = \sqrt{0.01^2 + 2 \times 0.05^2} = 0.0714 \text{ mL}$$

Incertitude sur le volume équivalent :

$$U(V_{\text{éq}}) = \sqrt{U_{\text{burette}}^2 + 2 \times U_{\text{lecture}}^2 + U_{\text{exp}}^2}$$

Nous choisissons $U_{\text{exp}}^2 = 0.1 \text{ mL}$ car nous comptons une incertitude de 0.1 mL pour la lecture graphique du résultat.

$$U(V_{\text{éq}}) = \sqrt{0.030^2 + 2 \times 0.05^2 + 0.2^2} = 0.126 \text{ mL}$$

Incertitude sur la solution titrante :

L'incertitude de la solution titrante a été donnée par le laboratoire. Son incertitude relative est de 0.3 % pour une solution préparée en laboratoire, c'est-à-dire que nous avons

$$\frac{U(C_{\text{NaOH}})}{C_{\text{NaOH}}} = 0.003$$

Nous pouvons à présent calculer l'incertitude relative sur la solution titrée, c'est-à-dire l'acide borique.

$$\frac{U(C_{\text{borique}})}{C_{\text{borique}}} = \sqrt{\left(\frac{U(V_{\text{borique}})}{V_{\text{borique}}}\right)^2 + \left(\frac{U(V_{\text{éq}})}{V_{\text{éq}}}\right)^2 + \left(\frac{U(C_{\text{NaOH}})}{C_{\text{NaOH}}}\right)^2}$$

$$\frac{U(C_{borique})}{C_{borique}} = \sqrt{\left(\frac{0.0714}{2}\right)^2 + \left(\frac{0.126}{6.25}\right)^2 + (0.003)^2} = 4.11 \%$$

Nous avons finalement $U(C_{borique}) = 0.25 \text{ mol/L} \times 0.0411 = 0.0102 \text{ mol/L}$

Or pour toute incertitude, nous conservons un seul chiffre significatif en arrondissant au supérieur. Par conséquent, nous avons finalement $C_{acdie\ borique} = (0.25 \pm 0.02) \text{ mol/L}$.

7.9 Protocole titrage de l'acétone de dissolvant

Matériel

Verrerie :

- Becher de 250 mL (Bécher réactionnel)
- Bêchers de 50 mL (Bêchers utilisés pour prélever les réactifs)
- Burette graduée de 25 mL
- Fiole jaugée de 100, 200 et 250 mL
- Balance de précision
- Soucoupe de peser
- Pipette jaugée de 5 et 20 mL
- Propipette
- Éprouvette graduée de 20 mL
- Agitateur magnétique
- Électrode au sulfate d'argent ($E = 0,6513 \text{ V/ENH}$)
- Électrode de platine
- Eau distillée
- pH-mètre

Espèces : voir annexe 7.10 pour connaître les dangers des espèces chimiques suivantes et la sécurité à prévoir.

- Dissolvant pour les ongles (= solution à titrer)
- Solution de diiode (0.035 mol/L)
- Solution de soude (1 mol/L)
- Solution d'acide sulfurique (2,4 mol/L)
- Solution de thiosulfate de sodium (0,1 mol/L)
- Indicateur coloré : empois d'amidon

Protocole du titrage de l'Acétone (=propanone)

NB : On fera d'abord une première manipulation "test" avec de l'acétone à 100% pour vérifier que notre manipulation fonctionne correctement en suivant ces mêmes étapes.

Dans un premier temps, nous devons préparer les solutions nécessaires au dosage :




- ❖ Préparation de la solution titrante de **diiode**
 - Peser, en utilisant une soucoupe de peser, une masse précise proche de 2,2 g de cristaux de diiode et 20 g d'iodure de potassium (utilisé pour augmenter la solubilité du diiode dans l'eau donc en excès) et l'introduire dans la fiole.
 - Compléter la solution avec de l'eau distillée.
 - Agiter la fiole préalablement fermée à l'aide d'un bouchon afin d'homogénéiser la solution.
 - ❖ Préparation de la solution de **thiosulfate de sodium**.
 - Peser une masse précise proche de 5,0 g de sel de thiosulfate de sodium que l'on ajoute, via une soucoupe de peser, dans une fiole jaugée de 200 mL.
 - La compléter par de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge avant de la secouer pour l'homogénéiser.
 - ❖ Préparation de la solution d'**acide sulfurique** : nous prenons une solution déjà existante en laboratoire / du commerce diluée au 5ème de concentration 2,4 mol/L.
 - ❖ Préparation de l'**empois d'amidon** :
 - Peser environ 50 mg de poudre d'empois d'amidon via une soucoupe de peser, puis l'insérer dans un bécher de 50mL.
 - Ajouter 50mL d'eau distillée dans le bécher puis agiter un peu pour homogénéiser.
 - ❖ **Première dilution du dissolvant** :
 - Prélever $V_{diss}(= 5 \text{ mL})$ du dissolvant, en utilisant une pipette jaugée du même volume, et le verser dans une fiole jaugée de $V_0= 250 \text{ mL}$.
 - Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge avant homogénéisation. On obtient la solution S_0 .
 - ❖ **Deuxième dilution du dissolvant** :
 - Prélever $V_0'(= 5 \text{ mL})$ de cette solution fille et déposer le contenu dans une seconde fiole jaugée de $V_1=100 \text{ mL}$ en suivant le même processus que ci-dessus. On obtient ainsi la solution S_1 .
 - ❖ Préparation de la **solution d'acétone pure** : même processus que pour le dissolvant.
- Première dilution :
- Prélever 5 mL de la solution d'acétone pure, en utilisant une pipette jaugée du même volume, et le verser dans une fiole jaugée de 250 mL.
 - Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge avant homogénéisation.
- Deuxième dilution :



- Prélever 5 mL de cette solution fille et déposer le contenu dans une seconde fiole jaugée de 100 mL en suivant le même processus que ci-dessus.

- Préparation du bécher de titrage :
 - Prélever 5 mL de la solution d'acétone (grâce à une pipette jaugée de 5 mL) et l'introduire dans un erlenmeyer de 250 mL.
 - Ajouter 20 mL de la solution de diiode (via une pipette jaugée de 20 mL) ainsi que 10 mL de soude (nécessitant moins de précision, on utilisera une éprouvette graduée de 15 mL).
 - Agiter la solution après avoir bouché l'erlenmeyer.
 - Laisser reposer la solution durant 10-15 minutes puis l'acidifier par ajout de 20 mL d'acide sulfurique (n'entrant pas en compte dans l'équation de réaction, on peut prélever le volume grâce à une éprouvette plutôt qu'une pipette jaugée).
 - Utiliser un pH-mètre pour vérifier l'acidité de la solution.
 - L'objectif de cette étape est de transformer les ions iodure et iodates résiduels en diiode.

- Dosage du diiode en retour : doser la quantité de diiode restante dans l'erlenmeyer pour déterminer celle ayant réagi afin de finalement en déduire la quantité de matière d'acétone introduite.
 - Introduire un barreau aimanté dans l'erlenmeyer.
 - Placer les électrodes dans le bécher.
 - Ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon pour réaliser un suivi colorimétrique en plus du potentiométrique. Puis rajouter de l'eau distillée si les électrodes ne sont pas suffisamment immergées.
 - Introduire la solution de thiosulfate de sodium dans une burette graduée de 25 mL que l'on a préalablement rincée et mise en milieu.
 - Verser cette solution demi-mL par demi-mL (tout au long du titrage puisque, ignorant la quantité présente, nous avons beau avoir formulé des hypothèses, l'équivalence peut survenir à "tout moment")
 - Relever les valeurs de la différence de potentiel tout en surveillant l'évolution de la couleur de la solution (ajouter de l'empois d'amidon lorsque le jaune du diiode est clair. La solution passe au bleu et on note le volume pour lequel cette couleur disparaît).
 - Tracer en temps réel le graphique du dosage afin de repérer l'équivalence par potentiométrie.

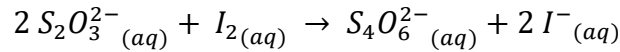
7.10 Fiche de sécurité associé au dosage de l'acétone

Nom	formule	CAS	Pictogramme	Dangers, EPI
Acétone	C_3H_6O	67-64-1		<p>Peut provoquer somnolence ou vertiges, une sévère irritation des yeux. Une exposition répétée peut provoquer dessèchement ou gerçures de la peau.</p> <p>Rincer abondamment à l'eau si contact avec les yeux.</p> <p>Ne pas fumer.</p> <p>Porter gants, vêtements, masques et lunettes de protection.</p>
Diode	I_2	7553-56-2		<p>Nocif en cas d'ingestion, de contact cutané ou d'inhalation, peut provoquer une irritation cutanée, une sévère irritation des yeux et des voies respiratoires. Risque avéré d'effets graves pour les organes.</p> <p>En cas de contact, laver abondamment à l'eau.</p> <p>Porter gants, vêtements, et lunettes de protection.</p>
Thiosulfate de sodium	$Na_2O_3S_2$	<u>7772-98-7</u>		<p>Aucun danger majeur.</p> <p>Laver abondamment à l'eau si contact.</p> <p>Porter gants, vêtements, masques et lunettes de protection.</p>

<p>Hydroxyde de sodium (soude)</p>	<p>NaOH</p>	<p>1310-73-2</p>		<p>Provoque de graves brûlures de la peau et de graves lésions des yeux.</p> <p>Porter des gants, des vêtements et des lunettes de protection. En cas de contact rincer abondamment.</p>
<p>Acide sulfurique</p>	<p>H_2SO_4</p>	<p>7664-93-9</p>		<p>Provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves.</p> <p>Porter des gants, des vêtements et des lunettes de protection.</p> <p>En cas de contact rincer abondamment à l'eau.</p>
<p>Empois d'amidon</p>	<p>$C_6H_{10}O_5$</p>	<p>9005-84-9</p>		<p>Aucun danger majeur.</p> <p>Porter gants, vêtements et lunettes de protection.</p> <p>En cas de contact rincer abondamment à l'eau.</p>

7.11 Calcul du volume équivalent prévisionnel pour un échantillon d'acétone pure

Comme pour le dissolvant à ongle, l'équation de dosage est :



À l'équivalence :

$$n_{\text{restant}}(I_2) = \frac{n(S_2O_3^{2-})}{2}$$

Or,

$$n_{\text{initial}}(I_2) = C(I_2) \times V_{\text{diode}}$$

Donc

$$n_{\text{consommé}}(I_2) = C(I_2) \times V_{\text{diode}} - \frac{C(S_2O_3^{2-}) \times V_{\text{éq}}}{2}$$

En conjuguant ces informations avec l'équation de réaction globale, la relation suivante est obtenue :

$$n_{\text{acétone}} = \frac{n_{\text{consommé}}(I_2)}{3}$$

$$\Leftrightarrow n_{\text{acétone}} = \frac{C(I_2) \times V_{\text{diode}} - \frac{C(S_2O_3^{2-}) \times V_{\text{éq}}}{2}}{3}$$

$$\Leftrightarrow V_{\text{éq}} = 2 \times \frac{C(I_2) \times V_{\text{introduit}} - 3 \times n_{\text{acétone}}}{C(S_2O_3^{2-})}$$

$$\Leftrightarrow V_{\text{éq}} = 2 \times \frac{0.035 \text{ [mol/L]} \times 20.0 \times 10^{-3} \text{ [L]} - 3 \times \frac{\rho(\text{acétone}) \text{ [g/L]}}{M(\text{acétone}) \text{ [g/mol]}} \times \frac{V_m' \times V_0' \times V_1'}{V_0 \times V_1} \text{ [L]}}{0.1 \text{ [mol/L]}}$$

$$\Leftrightarrow V_{\text{éq}} = 2 \times \frac{0.035 \times 20.0 \times 10^{-3} - 3 \times \frac{784}{58.08} \times \frac{5.0 \times 5.0 \times 5.0 \times 10^{-3}}{250.0 \times 100.0}}{0.1}$$

$$\Leftrightarrow V_{\text{éq}} \approx 9.95 \text{ mL}$$

7.12 Calcul de la constante d'équilibre de la réaction de dosage associée au titrage de l'acétone

Pour s'assurer que la réaction est bien totale, il peut être calculé sa constante d'équilibre.

Les couples redox intervenant sont

- $I_2 / I^- : I_2 + 2 e^- = 2 I^-$ (1)
- $S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-} : S_4O_6^{2-} + 2 e^- = 2 S_2O_3^{2-}$ (2)

En utilisant leurs équations de Nernst, on obtient à l'équilibre :

$$E_1 = E_2$$

$$\Leftrightarrow E_1^0 + \frac{0.06}{2} \times \log \left(\frac{[I_2]_e}{[I^-]_e^2} \right) = E_2^0 + \frac{0.06}{2} \times \log \left(\frac{[S_4O_6^{2-}]_e}{[S_2O_3^{2-}]_e^2} \right)$$

$$\Leftrightarrow E_1^0 - E_2^0 = 0.03 \times \left(\log \left(\frac{[S_4O_6^{2-}]_e}{[S_2O_3^{2-}]_e^2} \right) - \log \left(\frac{[I_2]_e}{[I^-]_e^2} \right) \right)$$

$$\Leftrightarrow E_1^0 - E_2^0 = 0.03 \times \left(\log \left(\frac{[S_4O_6^{2-}]_e \times [I^-]_e^2}{[S_2O_3^{2-}]_e^2 \times [I_2]_e} \right) \right)$$

$$\Leftrightarrow E_1^0 - E_2^0 = 0.03 \times (\log(K))$$

$$\Leftrightarrow K = e^{\ln 10 \times \frac{E_1^0 - E_2^0}{0.03}} = e^{\ln 10 \times \frac{0.62 - 0.09}{0.03}} \approx 5 \times 10^{17}$$

Donc $K \gg 10^4 \Rightarrow$ Réaction quantitative

7.13 Calcul des incertitudes relatives à la manipulation de l'acétone

Pour l'acétone, nous avons les valeurs numériques suivantes :

[En préambule, nous notons S_0 la solution de la première dilution de l'acétone et S_1 la seconde dilution]

- $V_{\text{éq}} = 10,7 \text{ mL}$ (équivalence trouvée lors de la manipulation)
- $V_{\text{diss}} = 5 \text{ mL}$ (Le volume de dissolvant prélevé)
- $V_0 = 250 \text{ mL}$ (Le volume total de la solution S_0)
- $V_0' = 5 \text{ mL}$ (Le volume prélevé de S_0)
- $V_1 = 100 \text{ mL}$ (Le volume total de la solution S_1)
- $V_1' = 5 \text{ mL}$ (Le volume prélevé de S_1 pour le dosage)
- $V_{\text{diode}} = 20 \text{ mL}$ (Le volume prélevé en diode)
- $C_{\text{diode}} = 0,0353 \text{ mol/L}$
- $C_{\text{thiosulfate de sodium}} = 0,0991 \text{ mol/L}$ (solution titrante)

Incertitude sur les volumes de prélèvement et de dilution :

Pour chacune des pipettes, nous avons :

$$U(V_{\text{pipette}}) = \sqrt{U_{\text{pipette}}^2 + 2 \times U_{\text{lecture}}^2}$$

Dans le cas d'une pipette de 5 mL de classe A, nous avons $U_{\text{pipette}} = 0.015 \text{ mL}$

Donc $U(V_{\text{diss}}) = U(V_0') = U(V_1') = \sqrt{0.015^2 + 2 \times 0.05^2} \approx 0,0723 \text{ mL}$

Pour une pipette de 20 mL de classe A, nous avons $U_{\text{pipette}} = 0.03 \text{ mL}$

Donc $U(V_{\text{diode}}) = \sqrt{0.03^2 + 2 \times 0.05^2} \approx 0,0768 \text{ mL}$

D'autre part, nous avons pour les fioles jaugée : $U(V_{\text{fiole}}) = \sqrt{U_{\text{fiole}}^2 + U_{\text{lecture}}^2}$

Nous avons $U_{\text{fiole}} = 0,015 \text{ mL}$ pour une fiole jaugée de 200 mL et 250 mL de classe A.

Par conséquent, $U(V_0) = \sqrt{0.015^2 + 0.05^2} \approx 0,0522 \text{ mL}$ et $U(V_1) \approx 0,0510 \text{ mL}$
avec $U_{\text{fiole}} = 0,010 \text{ mL}$ pour une fiole de 100 mL de classe A.

Incertitude sur le volume équivalent :

$$U(V_{\text{éq}}) = \sqrt{U_{\text{burette}}^2 + 2 \times U_{\text{lecture}}^2 + U_{\text{exp}}^2}$$

Nous choisissons $U_{\text{exp}}^2 = 0.1 \text{ mL}$ car nous comptons une incertitude de 0.1 mL sur la lecture de deux gouttes sur le dosage colorimétrique.

$$U(V_{\text{éq}}) = \sqrt{0.03^2 + 2 \times 0.05^2 + 0.1^2} = 0.126 \text{ mL}$$

Incertitude sur la concentration en diiode et thiosulfate de sodium :

Pour préparer notre solution, nous pesons une masse de solide à l'aide d'une balance de précision que l'on a préalablement tarée. Ainsi, nous avons $U(m_{pesée}) = p \times \sqrt{\frac{2}{3}}$ avec $p = 0,0001 \text{ g}$. Par conséquent, $U(m_{diiode}) = U(m_{thiosulfate\ de\ sodium}) = 0,0816 \text{ mg}$.

Versant nos masses dans des fioles de 200 mL et de 250 mL (dont on a déjà calculé les incertitudes). Or l'erreur maximale tolérée est la même pour les deux fioles. Donc les incertitudes sont égales.

Ainsi, nous avons :
$$\frac{U(C)}{C} = \sqrt{\left(\frac{U(m)}{m}\right)^2 + \left(\frac{U(V)}{V}\right)^2}$$

Par conséquent :

- $$\frac{U(C_{diiode})}{C_{diiode}} = \sqrt{\left(\frac{8,16 \times 10^{-4}}{2.245}\right)^2 + \left(\frac{0,0522}{250}\right)^2} = 4.19 \times 10^{-4}$$
- $$\frac{U(C_{thiosulfate\ de\ sodium})}{C_{thiosulfate\ de\ sodium}} = \sqrt{\left(\frac{8,16 \times 10^{-4}}{4.921}\right)^2 + \left(\frac{0,0522}{200}\right)^2} = 3.09 \times 10^{-4}$$

Incertitude sur la quantité de matière d'acétone :

Pour rappel, $n_{acétone} = \frac{c(I_2) \times V_{diiode} - \frac{c(S_2O_3^{2-}) \times V_{éq}}{2}}{3}$. Ainsi,

- $$U(C_{thiosulfate\ de\ sodium} \times V_{éq}) = C_{thiosulfate\ de\ sodium} \times V_{éq} \times \sqrt{\left(\frac{U(C_{thiosulfate\ de\ sodium})}{C_{thiosulfate\ de\ sodium}}\right)^2 + \left(\frac{U(V_{éq})}{V_{éq}}\right)^2}$$

$$U(C_{thiosulfate\ de\ sodium} \times V_{éq}) = 0.0353 \times 10.75 \times 10^{-3} \times \sqrt{(3.09 \times 10^{-3})^2 + \left(\frac{0.126}{10.75}\right)^2}$$

$$U(C_{thiosulfate\ de\ sodium} \times V_{éq}) = 4.45 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

- $$U(C_{diiode} \times V_{diiode}) = C_{diiode} \times V_{diiode} \times \sqrt{\left(\frac{U(C_{diiode})}{C_{diiode}}\right)^2 + \left(\frac{U(V_{diiode})}{V_{diiode}}\right)^2}$$

$$U(C_{diiode} \times V_{diiode}) = 0.0991 \times 20 \times 10^{-3} \times \sqrt{(4.19 \times 10^{-4})^2 + \left(\frac{0.0768}{20}\right)^2}$$

$$(C_{diiode} \times V_{diiode}) = 7.65 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

- $$U(n_{acétone}) = \frac{1}{3} \times \sqrt{(U(C_{diiode}) \times V_{diiode})^2 + \frac{1}{2} \times (U(C_{thiosulfate\ de\ sodium}) \times V_{éq})^2}$$

$$U(n_{\text{acétone}}) = \frac{1}{3} \times \sqrt{(7.65 \times 10^{-6})^2 + \frac{1}{2} \times (4.45 \times 10^{-6})^2} = 2.76 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

$$\frac{U(n_{\text{acétone}})}{n_{\text{acétone}}} = 4.84 \%$$

Incertitude sur la concentration en acétone :

Nous pouvons à présent calculer l'incertitude relative sur la solution S_0 , c'est-à-dire l'acétone.

Rappelons que la formule littérale du calcul est : $C_0 = n_{\text{acétone}} \times \frac{V_1}{V_1' \times V_0'}$

$$\frac{U(C_0)}{C_0} = \sqrt{\left(\frac{U(n_{\text{acétone}})}{n_{\text{acétone}}}\right)^2 + \left(\frac{U(V_0')}{V_0'}\right)^2 + \left(\frac{U(V_1')}{V_1'}\right)^2 + \left(\frac{U(V_1)}{V_1}\right)^2}$$

$$\Leftrightarrow \frac{U(C_0)}{C_0} = \sqrt{(0.0484)^2 + \left(\frac{0.0723}{5}\right)^2 + \left(\frac{0.0723}{5}\right)^2 + \left(\frac{0.0510}{100}\right)^2}$$

$$\Leftrightarrow \frac{U(C_0)}{C_0} = 0.0525 \approx 5.3 \%$$

Nous avons finalement, $U(C_0) = 0.23 \text{ mol/L} \times 0.0525 = 0.0121 \text{ mol/L}$

Or pour toute incertitude, nous conservons un seul chiffre significatif en arrondissant au supérieur. Par conséquent, nous avons au final $C_0 = 0,23 \pm 0,02 \text{ mol/L}$.

Incertitude sur la teneur massique :

Nous avons la formule : $m\% = \frac{C_0 \times M_{\text{acétone}} \times V_0}{d_{\text{acétone}} \times V_{\text{diss}}}$

Nous en déduisons facilement :

$$\frac{U(m\%)}{m\%} = \sqrt{\left(\frac{U(C_0)}{C_0}\right)^2 + \left(\frac{U(V_0)}{V_0}\right)^2 + \left(\frac{U(V_{\text{diss}})}{V_{\text{diss}}}\right)^2}$$

$$\Leftrightarrow \frac{U(m\%)}{m\%} = \sqrt{(0.0525)^2 + \left(\frac{0.0522}{250}\right)^2 + \left(\frac{0.0723}{5}\right)^2}$$

$$\Leftrightarrow \frac{U(m\%)}{m\%} = 0.0545 \approx 5.5 \%$$

Nous avons alors, $U(m\%) = 85,2 \% \times 0,0545 = 4,64 \%$

En conservant les chiffres significatifs du pourcentage massique, nous avons :

$$m\% = 85,2 \pm 4,7 \%$$