



HAL
open science

LEQUEL EST LE PLUS ACIDE : UN CITRON VERT OU UN CITRON JAUNE ?

Christine Ducamp, Bastien Hennequin, Cécile Potonnier, Carole Veyrac,
Gilles Espinasse, Brigitte Chaput

► **To cite this version:**

Christine Ducamp, Bastien Hennequin, Cécile Potonnier, Carole Veyrac, Gilles Espinasse, et al..
LEQUEL EST LE PLUS ACIDE : UN CITRON VERT OU UN CITRON JAUNE?. Le Bulletin de
l'Union des Professeurs de Physique et de Chimie, 2020. hal-03648339

HAL Id: hal-03648339

<https://hal.science/hal-03648339v1>

Submitted on 21 Apr 2022

HAL is a multi-disciplinary open access archive for the deposit and dissemination of scientific research documents, whether they are published or not. The documents may come from teaching and research institutions in France or abroad, or from public or private research centers.

L'archive ouverte pluridisciplinaire **HAL**, est destinée au dépôt et à la diffusion de documents scientifiques de niveau recherche, publiés ou non, émanant des établissements d'enseignement et de recherche français ou étrangers, des laboratoires publics ou privés.

LEQUEL EST LE PLUS ACIDE : UN CITRON VERT OU UN CITRON JAUNE ?

Christine DUCAMP¹, Bastien HENNEQUIN², Cécile POTONNIER³, Carole VEYRAC⁴,
Gilles ESPINASSE⁵, Brigitte CHAPUT⁵

1 École nationale supérieure de formation de l'enseignement agricole
(ENSFEA), UMR EFTS, université de Toulouse

2 LEGTA Villefranche de Rouergue

3 ENILIA Surgères

4 LEGTA Marmilhat

5 École nationale supérieure de formation de l'enseignement agricole
(ENSFEA)

Résumé

L'introduction de la démarche d'investigation, si elle n'est pas nouvelle dans un certain nombre de pays voisins (Dell'Angello, 2012, Boilevin, 2013), est relativement récente dans les programmes scolaires du secondaire français (Cariou, 2010 ; MEN 2007, 2008, 2010 & 2015). Elle trouve son essence dans la volonté de promouvoir les sciences mais aussi dans celle d'améliorer l'enseignement. Elle propose un outil pédagogique innovant et stimulant qui repose sur l'observation, l'expérimentation et une forme nouvelle d'implication des acteurs de ce dispositif qu'il s'agisse des élèves mais aussi des enseignants qui sont amenés à transformer leur accompagnement en classe. Des enseignants en formation de physique-chimie du Ministère de l'Agriculture ont imaginé une séance basée sur une démarche d'investigation en Baccalauréat Professionnel LCQ (Laboratoire Contrôle Qualité). Dans leur réflexion, ils ont été amenés à mobiliser des notions d'incertitudes de mesure pour répondre à la problématique posée.

Mots clés : démarche d'investigation, incertitudes de mesures.

Introduction

Depuis une vingtaine d'années, de nouvelles modalités pédagogiques se mettent en place, accompagnées d'un renouvellement des compétences visées pour les élèves (MEN 2015 b). Cette rénovation de l'enseignement scientifique a été motivée par une désaffection des étudiants vis-à-vis des études scientifiques. Elle propose de s'appuyer sur les démarches d'investigation pour rendre les disciplines scientifiques plus attrayantes. Le terme d'*investigation* est parfois remplacé, suivant les ouvrages consacrés à la question, par celui d'*enquête*. Peut-être ce second terme est-il plus parlant pour mettre en valeur le caractère « ludique » de la démarche qui ne sacrifie pas pour autant les exigences inhérentes à l'apprentissage d'une science. Enquêter c'est s'investir.

Contrairement aux cours traditionnels où l'enseignant est l'acteur principal de l'apprentissage des élèves, la démarche d'investigation inverse la tendance en plaçant l'élève au cœur de l'activité. Le professeur n'en est pas moins concerné et son rôle au contraire, est d'autant plus complexe. En se basant sur les notions et les compétences à acquérir précisées dans les programmes, il devra élaborer la démarche en pensant à sa mise en œuvre, tout en tenant compte des conceptions des élèves et de leur diversité. En amont, il doit alors effectuer un travail de recherche d'une situation problème qui comporte une situation déclenchante conduisant à un problème scientifique que les élèves seront amenés à formuler. Pour les aider, l'enseignant peut prévoir des *coups de pouce* sans donner la réponse aux élèves.

Une enquête (Vince & al, 2013) réalisée par l'Union des Professeurs de Physique et de Chimie, a sondé les opinions des enseignants sur le statut et la construction des savoirs de leur discipline et sur les modalités d'apprentissage à privilégier, ainsi que sur les objectifs, les intérêts et les difficultés de mise en œuvre de la démarche d'investigation en classe.

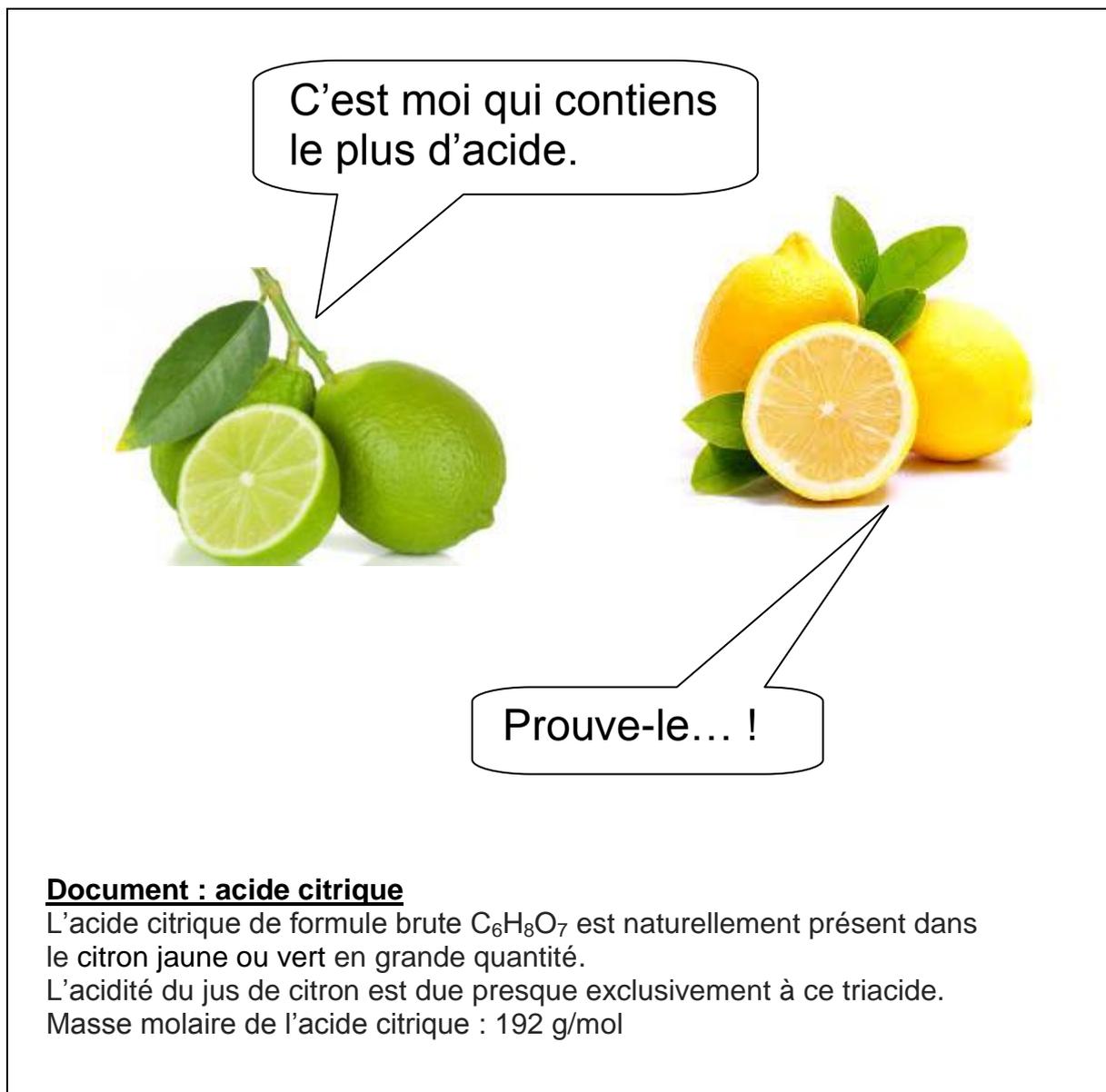
En ce qui concerne les objectifs, selon les enseignants de sciences et technologie, la démarche d'investigation permet non seulement de développer des capacités et des attitudes, de donner envie d'apprendre aux élèves mais également de développer leur autonomie. Cependant pour la majorité des enseignants, cette démarche ne semble pas être perçue pour le moment, comme un moyen de faire réfléchir les élèves sur la nature des sciences ou de mener un enseignement pluridisciplinaire, alors que ce sont les objectifs explicites des instructions officielles. En effet, l'enseignement pluridisciplinaire peut-être vu par les professeurs, comme un enseignement intégré qui tendrait à faire disparaître les spécificités disciplinaires. Par ailleurs, pour les enseignants de sciences physiques et chimiques, la démarche d'investigation est aussi l'occasion de mettre à l'épreuve des conceptions initiales ou des idées reçues.

C'est dans cette optique que les enseignants en formation ont imaginé la séance présentée ici, et réalisé eux-mêmes les manipulations. Ils ont pu créer une situation déclenchante et les aides qu'ils pourraient éventuellement apporter aux élèves dans le but de les aiguiller ou de les recentrer, afin de s'assurer qu'ils parviennent tous à l'acquisition des compétences visées par la démarche. En outre, ils ont prévu les supports ou le matériel nécessaire aux élèves pour la formulation des hypothèses ou l'élaboration de protocoles expérimentaux.

Proposition de séance

Nous nous situons dans la partie du programme où les notions d'acidité, de mesure de pH par papier pH, par pH-mètre et par dosage ont été abordées. Ce serait donc une séance de fin de chapitre¹ qui résumerait les différentes notions sur l'acidité.

Document élève :



C'est moi qui contient le plus d'acide.

Prouve-le... !

Document : acide citrique
L'acide citrique de formule brute $C_6H_8O_7$ est naturellement présent dans le citron jaune ou vert en grande quantité.
L'acidité du jus de citron est due presque exclusivement à ce triacide.
Masse molaire de l'acide citrique : 192 g/mol

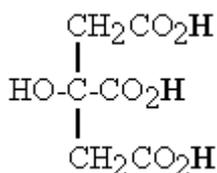
Remarque

Pour faciliter les calculs, nous considérerons que l'acidité du jus de citron est exclusivement due à l'acide citrique. Mais auprès des élèves, les enseignants peuvent signaler le fait que le jus de citron contient essentiellement trois acides dont deux, l'acide malique et l'acide ascorbique, sont en teneurs faibles devant celle du

¹ Module MG4 Culture scientifique et technique des baccalauréats professionnels, objectif 3 : Mobiliser des savoirs et utiliser des démarches scientifiques pour analyser, interpréter et utiliser des informations liées aux propriétés de l'eau, des solutions aqueuses, des biomolécules, de quelques systèmes mécaniques en équilibre et de certaines formes d'énergie.

troisième, l'acide citrique (environ 6,08 g d'acide citrique pour 100 g de jus). On considère que ce dernier intervient pour 95 % de l'acidité globale du jus de citron.

L'information ci-dessous est pour l'enseignant :



L'acide citrique est un triacide. La neutralisation totale de ce triacide se fait en trois étapes correspondant aux trois couples acide/base. Les trois couples ont des pKa très proches (3,13 ; 4,76 ; 6,40).

Nous pouvons aisément supposer que les manipulations envisagées par les élèves puissent être les suivantes :

Méthode 1 : papier pH

Les valeurs des pH obtenues se situent entre 2 et 3, ce résultat n'est pas assez précis pour répondre à la problématique posée.



Méthode 2 : pH-mètre

Les mesures sont effectuées avec un pH-mètre Jeulin.

À une température de 17,2°C, nous trouvons les valeurs suivantes :

$$\text{pH}(\text{citron jaune}) = 2,5$$

$$\text{pH}(\text{citron vert}) = 2,4$$

Les valeurs obtenues étant proches, nous cherchons à déterminer un encadrement de la mesure de chacun des deux pH.

La demi-étendue de mesure² de l'appareil est 0,1 unité pH. Si on considère que l'appareil ne sort pas de l'usine et qu'il a déjà été utilisé, nous prendrons une distribution rectangulaire³ des mesures lues pour déterminer l'incertitude $u(\text{pH})$ de

$$\text{la mesure du pH, ainsi } u(\text{pH}) = \frac{0,1}{\sqrt{3}} \simeq 0,06.$$

² Étendue de mesure : valeur absolue de la différence entre les valeurs extrêmes d'un intervalle nominal des indications.

³ Il est fait comme choix de prendre des distributions rectangulaires quand les appareils utilisés sont « usagés » et une distribution triangulaire quand les appareils sont neufs ou ont été peu utilisés.

Non disjoints, les deux intervalles d'encadrement⁴ de mesure obtenus [2,44 ; 2,56] pour le jus de citron vert et [2,34 ; 2,46] pour le jus de citron jaune ne permettent pas de répondre à la problématique posée.

Afin de tenter d'y répondre, nous envisageons d'effectuer un dosage de l'acidité des deux citrons (soit les élèves le proposent directement, soit les enseignants peuvent orienter leur proposition).

Des coups de pouce peuvent aussi aider, orienter les élèves :

Indications coup de pouce:

- 1) Comment peut-on mesurer une quantité d'acide dans une solution ?
- 2) Quel montage expérimental permet de réaliser un dosage acido-basique ?
- 3) Burette, phénolphaléine, hydroxyde de sodium, jus de citron.
- 4) $C_6H_8O_7 + 3OH^- \rightarrow C_6H_5O_7^{3-} + 3H_2O$

Méthode 3 : Dosage

Cf. document joint *Estimation de l'incertitude de la mesure : application à l'incertitude sur le calcul d'acidité de deux citrons (vert et jaune)*

Par l'étude des incertitudes sur les résultats obtenus au cours du dosage (Ducamp & all, 2013), nous pouvons déterminer un intervalle de confiance de la mesure du degré d'acidité de chaque citron, ce qui nous permettra peut-être de comparer leurs acidités.

- **Manipulation 1**

Le dosage est effectué avec une solution de soude d'une concentration $C_B = (0,11 \pm 0,01)$ mol/L au niveau de confiance de 95 % (ouverture datant de moins de 12 mois).

Résultat

Les deux intervalles de confiance obtenus pour les degrés d'acidité des deux citrons [4,8 ; 5,6] et [5,4 ; 6,2] n'étant pas disjoints, **nous ne pouvons toujours pas conclure** lequel des deux jus des citrons jaune ou vert est le plus acide. Pour répondre à cette question, il faut diminuer l'incertitude de la mesure des degrés d'acidité des citrons. En observant les calculs, c'est la modification de la concentration de la solution de soude qui permettrait de réduire l'incertitude.

- **Manipulation 2:**

Le dosage est effectué avec une solution de soude du commerce à $1 \pm 0,5$ % mol/L que l'on diluera au dixième. Après étalonnage, la concentration de la solution de soude diluée est $C_B = (0,1005 \pm 0,0008)$ mol/L au niveau de confiance de 95 %.

Résultat

Les deux intervalles de confiance obtenus pour les degrés d'acidité des deux citrons, [4,64 ; 4,81] pour le jaune et [5,24 ; 5,42] pour le vert, sont disjoints ce qui permet de répondre à la question initiale : **le citron vert est plus acide que le jaune.**

⁴ Encadrement obtenu par la formule $pH_{lu} \pm u(pH)$.

Remarque

Les manipulations ont été effectuées sur des jus de citrons du commerce afin de minimiser l'*effet matrice*. (Si on veut prendre des citrons verts et jaunes frais, penser à mélanger les différents jus de citrons verts ensemble et jaunes ensemble pour éviter la variabilité d'un citron à un autre.)

Conclusion

Les enseignants s'accordent sur les difficultés de mise en œuvre d'une telle démarche : son caractère chronophage, la gestion des élèves et la faible autonomie de ces derniers, rendent l'exercice difficile. De plus, le manque de matériel ainsi que le manque de formation des enseignants à la démarche d'investigation peuvent constituer des obstacles à sa mise en œuvre. Le fait de travailler ce type d'enseignement démystifie l'exercice et permet aux enseignants de tester cette nouvelle modalité. Cette dernière permet de travailler diverses compétences telles que raisonner, argumenter, démontrer et pratiquer une démarche scientifique et notamment la démarche d'investigation. En outre, elle peut comporter un moment de recherche pendant lequel les élèves doivent extraire et organiser l'information utile. Dans une autre mesure, elle éveille la curiosité et la créativité des élèves tout en les motivant à travers un projet collectif dans lequel ils sont amenés à coopérer. Plus spécifiquement pour les enseignants de physique-chimie, elle permet de travailler sur la présentation de la démarche suivie et des résultats obtenus, mais également de développer les capacités des élèves à la commenter à l'aide d'un langage adapté, à critiquer un résultat obtenu. De surcroît, ils approuvent fortement qu'une telle démarche permette de déconstruire des connaissances « erronées » pour « pouvoir » les reconstruire.

Ici le fait de mener des calculs d'incertitude (travail pluridisciplinaire (Chaput & al, 2016) notamment pour des enseignants PLP Mathématique-physique-chimie) sur une concentration d'acidité pour répondre à une problématique n'était pas prévu au départ (ni même imaginé) mais au vu des résultats obtenus par mesures par papier pH et par mesures prises directement avec un pH-mètre, cela est apparu nécessaire et a donné du sens à la notion d'incertitude⁵.

Toutefois, notre étude montre ce qui se produit quand un enseignant teste son protocole et utilise les produits de son laboratoire. Elle est donc perfectible car nous aurions pu utiliser une solution de soude du commerce à 0,1 mol/L neuve ou aussi titrer les solutions utilisées par une solution d'acide chlorhydrique normée. Nos résultats ont un ordre de grandeur similaire (bien que les valeurs soient inversées) à ceux rencontrés lors d'une étude réalisée par chromatographie ionique sur des jus de citrons (K. L. Penninston & al, 2006) : pour le jus citron jaune, 1,44 g/oz⁶ (environ 5,76 g/mL soit environ 5,8°) et pour le jus de citron vert 1,38 g/oz (5,52 g/mL soit environ 5,5°).

⁵ Ce qui fait le lien avec un des modules professionnels dans lequel est mentionné : « Utiliser des indicateurs statistiques pour interpréter des résultats. Expliciter et faire une analyse critique d'un résultat d'échantillonnage » Module MP5 du baccalauréat professionnel Laboratoire Contrôle Qualité.

⁶ 1 oz = 28 mL

Bibliographie

Boilevin, J. M. (2013). La place des démarches d'investigation dans l'enseignement des sciences. *M. Grangeat (Éd.), Les enseignants de sciences face aux démarches d'investigation. Des formations et des pratiques de classe*, 27-53.

Cariou, J. Y. (2010). Tentative de détermination de l'authenticité des démarches d'investigation. *Journées Scientifiques DIES*.

Chaput, B., Hadidou, H., Ducamp, C. (2016). "Compte rendu d'un travail interdisciplinaire Fonctions statistique et hydrostatique » IREM, n°102, janvier 2016.

Dell'Angelo, M., Coquidé, M., & Magneron, N. (2012). Statut de l'investigation dans des standards de l'enseignement scientifique: cas des USA, de la Suisse et de la France. *Didactique des sciences et démarches d'investigation: références, représentations, pratiques et formation*, 27-58.

Ducamp, C., Hallery, I., Marchal, F. (2013). «Estimation de l'incertitude de la mesure. Détermination expérimentale du degré d'un vinaigre » *Actualité chimique*, 374 :36-39 (plus annexes sur site de la revue).

MEN (2007): BO hors-série, n°6 du 19 avril 2007.

MEN (2008) : BO spécial, n°6 du 28 aout 2008.

MEN (2010) : BO du 29 avril 2010.

MEN (2015 a): BO spécial, n°11 du 26 novembre 2015.

MEN (2015 b): Socle commun de connaissances, de compétences et de culture. Decret n° 2015-372 du 31 mars 2015.

Kristina L. Penniston, Stephen Y. Nakada, Ross P. Holmes et Dean G. Assimos. (2006). « Quantitative Assessment of Citric Acid in Lemon Juice, Lime Juice, and Commercially-Available Fruit Juice Products », *Journal of Endourology*, vol. 22, n° 3, pp. 567-570.

J. Vince, R. Monod-Ansaldi, M. Prieur, V. Fontanieu. (2013) *Représentations sur la discipline, son apprentissage, les démarches d'investigation et quelques concepts-clés*. Lyon : Institut Français de l'Éducation, 20 pages.

Estimation de l'incertitude de la mesure : application à l'incertitude sur le calcul du degré d'acidité de deux citrons (vert et jaune)

Pour cette démarche, nous nous appuyerons sur un TP classique de détermination du degré d'acidité en deux temps :

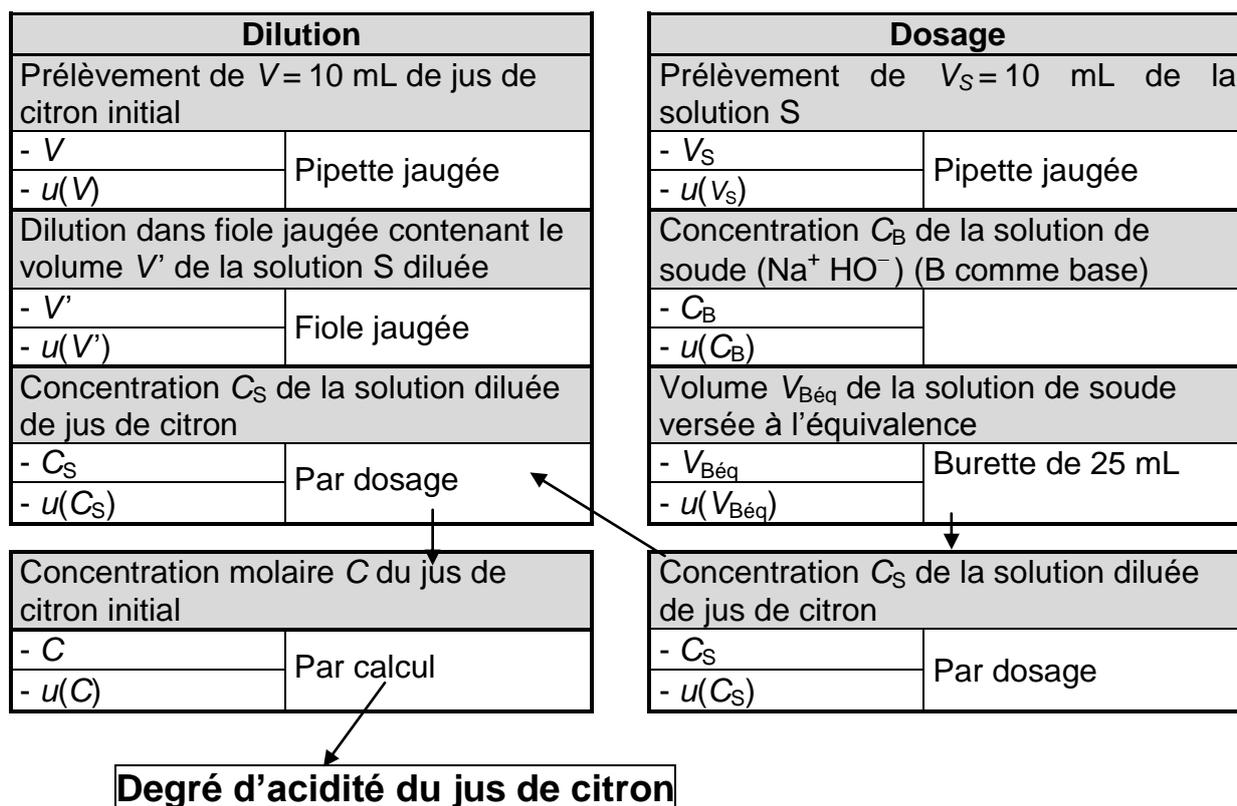
- dilution au dixième⁷,
- dosage de la solution diluée par une solution d'hydroxyde de sodium.

Les valeurs de l'incertitude associée à la verrerie données à titre d'exemples sont issues de TP réalisés avec des enseignants en formation.

Les résultats intermédiaires dans les tableaux sont fournis à titre indicatif pour faciliter la compréhension **mais ils ne sont jamais exploités dans la pratique avec les arrondis présentés ici**. Seule la **valeur finale de l'incertitude** est explicitée avec arrondi en tenant compte des chiffres significatifs de l'incertitude trouvée.

Pour répondre à la problématique de savoir lequel est le plus acide du citron vert et du citron jaune, les dosages effectués permettront de déterminer le degré d'acidité de chaque citron.

Vision globale de la manipulation



⁷ La dilution (avec comme solvant de l'eau) permet de diminuer la concentration en acide acétique pour pouvoir visualiser et lire le volume équivalent par une descente de burette adéquate (pas trop petite donc pour minimiser l'erreur de lecture).

Détermination du degré d'acidité du citron jaune

Procédure de détermination de l'incertitude

- étape 1 : identification du mesurande
- étape 2 : identification et analyse des sources d'incertitude
- étape 3 : quantification des composantes des sources d'incertitude
- étape 4 : calcul de l'incertitude composée

Manipulation 1 :

Le dosage est effectué avec une solution de soude d'une concentration $C_B = (0,11 \pm 0,01)$ mol/L au niveau de confiance de 95 %. Cette solution était ouverte depuis moins de 12 mois et stockée dans une armoire ventilée. Nous n'avons pas jugé nécessaire de titrer cette solution.

Dosage

□ Étape 1 : identification du mesurande

Le mesurande est la concentration en acide citrique de la solution diluée du jus de citron jaune (en supposant que la totalité de l'acidité d'un citron est issue de l'acide citrique).

Le calcul du degré d'acidité servira ensuite pour la comparaison des acidités des citrons vert et jaune.

□ Étape 2 : identification et analyse des sources d'incertitude

L'objectif de cette étape est de dresser la liste des sources d'incertitude qui affectent le mesurande. Ici, nous ne prendrons en compte que :

- le volume prélevé **(1)**,
- le volume à l'équivalence lu sur la burette **(2)**,
- la concentration de la solution de soude (d'hydroxyde de sodium) **(3)**.

□ Étape 3 : quantification des composantes d'incertitude

(1) - Volume V_S prélevé de la solution S

Le volume de la solution diluée de jus de citron, prélevée dans la pipette jaugée est soumis principalement à trois sources majeures d'incertitude :

- la température **(a)**,
- l'incertitude donnée par le fabricant de la pipette **(b)**,
- la lecture du volume **(c)**.

(a) - La température

La température influe sur le volume. Ainsi des températures de la fiole et de la solution différentes de celles auxquelles la fiole a été étalonnée constituent une source d'incertitude. On suppose une distribution rectangulaire de la variation du volume en fonction de la température $\Delta V_S(T) = 2,1 \times 10^{-4} \times \Delta T \times V_S$ (où $2,1 \times 10^{-4}$ est le coefficient de dilatation de l'eau).

La demi-amplitude de température ΔT est majorée par la moitié de la variation entre la température maximale et la température minimale de la pièce dans laquelle

s'effectuent les manipulations. Ces données sont lues sur un thermomètre digital présent dans la salle de TP.

Valeur de ΔT ici :

température minimale : 17,4° C, température maximale : 17,8° C
alors $\Delta T = 0,2^\circ \text{C}$.

Remarque

Quand on ne dispose pas de thermomètre affichant les températures maximale et minimale, on prend $\Delta T = 4^\circ \text{C}$ en considérant que la température est comprise entre 16° C et 24° C. (Norme AFNOR : la température d'un laboratoire est de $(20,0 \pm 4,0)^\circ \text{C}$.)

(b) - L'incertitude fournie par le fabricant de la pipette

On considère ici que le fabricant est fiable et que le matériel est récent donc on prendra une distribution triangulaire⁸ des mesures lues : l'incertitude (en mL) est égale à $\frac{EMT}{\sqrt{6}}$ où EMT désigne l'Écart Maximum Toléré donné dans le tableau ci-dessous suivant le type de verrerie utilisée :

Type verrerie	Écart maximum toléré (EMT)
A et AS	0,2 % du volume total
B	0,5 % du volume total

Dans notre cas, nous avons une pipette jaugée de 10 mL de classe B.

Le volume total représente le contenant de la pipette. Dans notre cas, ce contenant est de 10 mL.

(c) - L'incertitude répétabilité-ajustage sur la lecture du volume

Pipette jaugée de 10 mL (calibrage avec un bécher de 50 mL et une balance Jeulin réf. 701243).

L'opérateur effectue 5 fois le prélèvement de 10 mL avec la pipette et il évalue par pesée le volume réellement prélevé.

La moyenne de ces 5 volumes est une estimation (au sens mathématique du terme) de l'espérance mathématique de la distribution des prélèvements de 10 mL par cet opérateur et l'écart type corrigé en estime l'incertitude type.

masse de l'eau (g)	température (°C)	Masse volumique eau (g/L)	Volume verrerie (mL)	Volume moyen (mL)	Écart type corrigé (mL)
9,990	17,000	996,461	10,025	10,04153	0,01144
10,010	17,000		10,046		
10,010	17,000		10,046		
10,000	17,000		10,036		
10,020	17,000		10,056		

On considère ainsi que le volume lu est $V_S = 10,041\ 532\ 594$ mL avec l'incertitude répétabilité-ajustage associée $0,011\ 442\ 243\ 3$ mL.

⁸ Il est fait comme choix de prendre des distributions rectangulaires quand les appareils utilisés sont « usagés » et une distribution triangulaire quand les appareils sont neufs ou ont été peu utilisés.

(d) - Bilan des incertitudes sur V_S

Volume prélevé

$$V_S = 10,041\,532\,594 \text{ mL}$$

		distribution	valeur x	formule $u(x)$	$u(x)$	$u(x)^2$
température	$2,1 \times 10^{-4} \times \Delta T \times V_S$	rectangulaire	$4,217\,44 \times 10^{-4}$	$\frac{x}{\sqrt{3}}$	$2,434\,94 \times 10^{-4}$	$5,928\,94 \times 10^{-8}$
fabricant	$EMT = 0,5 \% \times V_{\text{total}}$	triangulaire	$5,000\,00 \times 10^{-2}$	$\frac{x}{\sqrt{6}}$	$2,041\,24 \times 10^{-2}$	$4,166\,67 \times 10^{-4}$
répétabilité-ajustage	Résultat d'étalonnage	normale			$1,144\,22 \times 10^{-2}$	$1,309\,25 \times 10^{-4}$
$u(V_S)$					$\sqrt{\text{somme}(u^2)}$ $= 2,340\,19 \times 10^{-2}$	$\text{somme}(u^2)$ $= 5,476\,51 \times 10^{-4}$

L'incertitude sur le volume V_S prélevé de la solution est $u(V_S) = 2,340\,19 \times 10^{-2}$ mL.

(2) - Concentration de la solution de soude (d'hydroxyde de sodium)

concentration de la solution de soude $C_B = 0,11$ mol/L

		distribution	valeur x	formule $u(x)$	$u(x)$
indication fabricant	$0,11 \pm 0,01$	triangulaire	$1,00 \times 10^{-2}$	$\frac{x}{\sqrt{6}}$	$4,082\,48 \times 10^{-3}$
$u(C_B)$					$4,082\,48 \times 10^{-3}$

L'incertitude sur la concentration de la solution de soude est $u(C_B) = 4,082\,48 \times 10^{-3}$ mol/L.

(3) - Volume $V_{B\text{éq}}$ à l'équivalence lu sur la burette

Le volume lu sur la burette de classe B (25 mL) est soumis principalement à quatre sources d'incertitude :

- la température **(a)**
- l'incertitude donnée par le fabricant **(b)**
- la lecture du volume **(c)**

(a) et (b) - Même procédé que pour la pipette ci-dessus.

(c) - Incertitude de répétabilité-ajustage sur la lecture du volume

Burette 25 mL classe B (calibrage à 10 mL à l'aide d'un Becher de 250 mL et avec une balance Jeulin réf. 701243)

masse de l'eau (g)	température (°C)	Masse volumique eau (g/L)	Volume verrerie (mL)	Volume moyen (mL)	Écart type corrigé (mL)
9,970	17,000	996,461	10,005	10,015	0,027
10,010	17,000		10,046		
9,940	17,000		9,975		
10,000	17,000		10,036		
9,980	17,000		10,015		

On considère ainsi que le volume lu est 10,015 440 264 mL avec l'incertitude associée 0,027 483 380 mL.

Remarque

L'idéal pour une burette, est de l'étalonner sur plusieurs volumes : 10 mL, 15 mL, 20 mL ou 25 mL. En dessous de 10 mL, il vaut mieux prendre une burette de 10 mL quand on en a de disponibles en laboratoire.

(d) - Bilan des incertitudes sur le volume à l'équivalence

volume à l'équivalence l_u

$$V_{B\acute{e}q} = 7,85 \text{ mL}$$

		distribution	valeur x	formule $u(x)$	$u(x)$	$u(x)^2$
température	$2,1 \times 10^{-4} \times \Delta T \times V_{B\acute{e}q}$	rectangulaire	$3,297 00 \times 10^{-4}$	$\frac{x}{\sqrt{3}}$	$1,903 52 \times 10^{-4}$	$3,623 40 \times 10^{-8}$
fabricant	$EMT = 0,5 \% \times V_{total}$	triangulaire	$1,250 00 \times 10^{-1}$	$\frac{x}{\sqrt{6}}$	$5,103 10 \times 10^{-5}$	$2,604 17 \times 10^{-9}$
répétabilité-ajustage	Résultat d'étalonnage	normale			0,027 483 38	$7,553 36 \times 10^{-4}$
$u(V_{B\acute{e}q})$					$\sqrt{\text{somme}(u^2)}$ $= 5,796 15 \times 10^{-2}$	$\text{somme}(u^2)$ $= 3,359 54 \times 10^{-3}$

L'incertitude sur le volume l_u est $u(V_{B\acute{e}q}) = 5,796 15 \times 10^{-2}$ mL.

□ Étape 4 : calcul de l'incertitude composée

On a la relation suivante : $C_S = \frac{C_B \times V_{B\acute{e}q}}{3 \times V_S}$ soit ici $C_S = 0,027 231 069$ mol/L.

On applique la loi de propagation des incertitudes à savoir :

$$\frac{u(C_S)}{C_S} = \sqrt{\left(\frac{u(C_B)}{C_B}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{B\acute{e}q})}{V_{B\acute{e}q}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_S)}{V_S}\right)^2}$$

Tableau récapitulatif des valeurs et incertitudes pour la concentration de la solution S :

	description	valeur x	$u(x)$	$\frac{u(x)}{x}$	$\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2$
C_B (mol/L)	concentration de la solution de soude	0,11	$4,082 48 \times 10^{-3}$	$3,711 35 \times 10^{-2}$	$1,377 41 \times 10^{-3}$
$V_{B\acute{e}q}$ (mL)	volume versé de la solution de soude	7,85	$5,796 15 \times 10^{-2}$	$7,383 63 \times 10^{-3}$	$5,451 81 \times 10^{-5}$
V_S (mL)	volume prélevé de la solution S	10,041 532 59	$2,340 19 \times 10^{-2}$	$2,330 51 \times 10^{-3}$	$5,431 30 \times 10^{-6}$
C_S (mol/L)	concentration de la solution S	0,027 231 069	$1,032 40 \times 10^{-3}$	$\sqrt{\text{somme}\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2}$ $3,791 25 \times 10^{-2}$	$\text{somme}\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2$ $1,437 36 \times 10^{-3}$

L'incertitude sur la concentration de la solution S est $u(C_S) = 1,032 40 \times 10^{-3}$ mol/L.

Dilution

□ Étape 1 : identification du mesurande

Le mesurande dans cette partie est la concentration en acide citrique du jus de citron.

□ Étape 2 : identification et analyse des sources d'incertitude

L'objectif de cette étape est de dresser la liste de toutes les sources d'incertitude qui affectent le mesurande. Ici,

- le volume prélevé de jus de citron V (1),
- le volume final de la solution V' (2),
- la concentration de la solution C_s (3).

□ Étape 3 : quantification des composantes d'incertitude

(1) - Volume prélevé de jus de citron

Le volume de la solution contenue dans la pipette jaugée de 10 mL de classe B est soumis principalement à trois sources majeures d'incertitude :

- la température,
- l'incertitude donnée par le fabricant,
- la lecture du volume.

La démarche est la même que précédent :

Le volume prélevé jus de citron est $V = 10,041\ 532\ 59$ mL.

L'incertitude associée est $u(V) = 2,340\ 19 \times 10^{-2}$ mL.

(2) - Volume final de la solution V'

Le volume sur la fiole jaugée est soumis principalement à trois sources d'incertitude :

- la température,
- l'incertitude donnée par le fabricant,
- la lecture du volume (c).

(c) - L'incertitude de répétabilité-ajustage :

Fiole jaugée 100 mL classe A : étalonnage à l'aide d'un Erlenmeyer de 100 mL et pesée avec une balance Jeulin réf. 701243

masse de l'eau (g)	température (°C)	Masse volumique eau (g/L)	Volume verrerie (mL)	Volume moyen (mL)	Écart type corrigé (mL)
99,710	17,400	996,336 616 3	100,077	99,962	0,080
99,570	17,400	996,336 616 3	99,936		
99,550	17,400	996,336 616 3	99,916		
99,510	17,500	996,305 132 6	99,876		
99,640	17,600	996,273 537 9	100,006		

On considère ainsi que le volume jaugé est $99,962\ 199\ 890$ mL avec l'incertitude associée $0,079\ 537\ 829$ mL.

(d) - Bilan des incertitudes:

volume de la solution

$$V' = 99,962\ 199\ 89\ \text{mL}$$

		distribution	valeur x	formule $u(x)$	$u(x)$	$u(x)^2$
température	$2,1 \times 10^{-4} \times \Delta T \times V'$	rectangulaire	$4,198\ 41 \times 10^{-2}$	$\frac{x}{\sqrt{3}}$	$2,423\ 95 \times 10^{-3}$	$5,875\ 56 \times 10^{-6}$
fabricant	EMT = 0,2 % $\times V_{\text{total}}$	triangulaire	2×10^{-1}	$\frac{x}{\sqrt{6}}$	$8,164\ 97 \times 10^{-2}$	$6,666\ 66 \times 10^{-3}$
répétabilité-ajustage	Résultat d'étalonnage	normale			$7,953\ 78 \times 10^{-2}$	$6,326\ 27 \times 10^{-3}$
$u(V')$					$\sqrt{\text{somme}(u^2)}$ $= 1,140\ 12 \times 10^{-1}$	$\text{somme}(u^2)$ $= 1,299\ 88 \times 10^{-2}$

L'incertitude sur le volume de la solution S dans la fiole jaugée est $u(V') = 1,140\ 12 \times 10^{-1}$ mL.

(3) - La concentration de la solution initiale de citron

Voir précédemment.

La concentration C_s de la solution S diluée est $C_s = 2,723\ 11 \times 10^{-2}$ mol/L.

L'incertitude associée est $u(C_s) = 1,03\ 240 \times 10^{-3}$ mol/L.

□ Étape 4 : calcul de l'incertitude composée

On a la relation suivante : $C = \frac{C_s \times V'}{V}$, soit ici $C = 0,271\ 081\ 883$ mol/L.

On applique la loi de propagation des incertitudes à savoir :

$$\frac{u(C)}{C} = \sqrt{\left(\frac{u(C_s)}{C_s}\right)^2 + \left(\frac{u(V')}{V'}\right)^2 + \left(\frac{u(V)}{V}\right)^2}$$

Tableau récapitulatif des valeurs et incertitudes pour la concentration du jus de citron :

	description	valeur x	$u(x)$	$\frac{u(x)}{x}$	$\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2$
C_s (mol/L)	concentration de la solution S	$2,723\ 11 \times 10^{-2}$	$1,032\ 40 \times 10^{-3}$	$3,791\ 25 \times 10^{-2}$	$1,437\ 36 \times 10^{-3}$
V (mL)	volume prélevé de jus de citron	$1,004\ 15 \times 10^1$	$2,340\ 39 \times 10^{-2}$	$2,330\ 51 \times 10^{-3}$	$5,431\ 30 \times 10^{-6}$
V' (mL)	volume de la solution S	$9,996\ 22 \times 10^1$	$1,140\ 12 \times 10^{-1}$	$1,140\ 55 \times 10^{-3}$	$1,300\ 86 \times 10^{-6}$
C (mol/L)	concentration molaire du jus de citron	$2,710\ 82 \times 10^{-1}$	$1,030\ 14 \times 10^{-2}$	$\sqrt{\text{somme}\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2}$ $= 3,800\ 12 \times 10^{-2}$	$\text{somme}\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2$ $= 1,444\ 09 \times 10^{-3}$

L'incertitude sur la concentration du jus de citron est $u(C) = 1,030\ 14 \times 10^{-2}$ mol/L.

Calcul du degré d'acidité du jus de citron jaune

Définition du degré d'acidité : La masse d'acide citrique en g contenu dans 100 g de jus de citron.

On assimile la masse volumique du jus de citron à celle de l'eau.

La concentration massique du jus de citron étudié en g/L est $C_M = C \times M$ où M est la masse molaire de $C_6H_8O_7$ en g/mol.

Le degré d'acidité est $D = C_M \times 0,1$.

On applique la loi de propagation des incertitudes à savoir :

$$\frac{u(D)}{D} = \sqrt{\left(\frac{u(C)}{C}\right)^2 + \left(\frac{u(M)}{M}\right)^2}$$

Bilan de l'incertitude sur la masse molaire M de l'acide citrique :

Masse molaire

	masse atomique	distribution	valeur x	formule $u(x)$	$u(x)$	$u(x)^2$
H	1,007 94	rectangulaire	$7,000\ 00 \times 10^{-5}$	$\frac{x}{\sqrt{3}}$	$4,041\ 45 \times 10^{-5}$	
6 H	8,063 52				$3,233\ 16 \times 10^{-4}$	$1,633\ 33 \times 10^{-9}$
C	12,010 7	rectangulaire	$8,000\ 00 \times 10^{-4}$	$\frac{x}{\sqrt{3}}$	$4,618\ 80 \times 10^{-4}$	
6 C	72,064 2				$2,771\ 28 \times 10^{-3}$	$7,680\ 00 \times 10^{-6}$
O	15,999 4	rectangulaire	$3,000\ 00 \times 10^{-4}$	$\frac{x}{\sqrt{3}}$	$1,732\ 05 \times 10^{-4}$	
7 O	111,995 8				$1,212\ 44 \times 10^{-3}$	$1,470\ 00 \times 10^{-6}$
Masse molaire ($C_6H_8O_7$) (g/mol)	192,123 52				$\sqrt{\text{somme}(u^2)}$ $= 3,025\ 17 \times 10^{-3}$	somme(u^2) $= 9,151\ 63 \times 10^{-6}$

Tableau récapitulatif des valeurs et incertitudes pour la détermination du degré d'acidité du jus de citron jaune

	description	valeur x	$u(x)$	$\frac{u(x)}{x}$	$\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2$
M (g/mol)	masse molaire de l'acide citrique	192,123 52	$3,025\ 17 \times 10^{-3}$	$1,574\ 59 \times 10^{-5}$	$2,479\ 35 \times 10^{-10}$
C (mol/L)	concentration molaire du jus de citron jaune	$2,71082 \times 10^{-1}$	$1,030\ 14 \times 10^{-2}$	$3,800\ 12 \times 10^{-2}$	$1,444\ 09 \times 10^{-3}$
D_j	degré d'acidité du jus de citron jaune	5,20812055	$1,97915 \times 10^{-1}$	$\sqrt{\text{somme}\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2}$ $= 3,800\ 12 \times 10^{-2}$	somme $\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2$ $= 1,444\ 09 \times 10^{-3}$

Le degré d'acidité du jus de citron jaune est $D_j = (5,2 \pm 0,4)^\circ$ au niveau de confiance de 95 %.

Ce qui se traduit par le fait qu'un intervalle de confiance au niveau de confiance de 95 % du degré d'acidité du jus de citron jaune est $[5,2 - 0,4 ; 5,2 + 0,4] = [4,8 ; 5,6]$.

Par la méthode de travail utilisée, la probabilité d'obtenir un intervalle qui contient la valeur (inconnue) du degré d'acidité du jus de citron jaune est 0,95, ainsi la probabilité d'obtenir un intervalle qui ne contient pas la valeur du degré d'acidité du jus de citron jaune est 0,05. (L'intervalle $[4,6 ; 5,4]$ est un des intervalles possibles mais on ne sait pas s'il contient ou non la valeur vrai du degré d'acidité du jus de citron.)

Calcul du degré d'acidité du jus de citron vert

On procède de même que pour le citron jaune.

Volume versé : 8,70 mL

	description	valeur x	u(x)
D_v	degré d'acidité du jus de citron vert	5,77205717	$2,18574 \times 10^{-01}$

Le degré d'acidité du jus de citron vert est $D_v = (5,8 \pm 0,4)^\circ$ au niveau de confiance de 95 %.

Un intervalle de confiance au niveau de confiance de 95 % du degré d'acidité du jus de citron vert est [5,4 ; 6,2].

Les deux intervalles de confiance obtenus [4,8 ; 5,6] et [5,4 ; 6,2] n'étant pas disjoints, on ne peut pas conclure sur lequel des deux jus des citrons jaune ou vert est le plus acide.

Pour répondre à cette question, il faut diminuer l'incertitude de la mesure et donc affiner l'incertitude au niveau de la concentration de la solution de soude car c'est elle qui intervient majoritairement dans le calcul des incertitudes.

Manipulation 2

La solution de soude a été fabriquée avec une solution de soude du commerce à $1 \pm 0,5$ % mol/L ouverte pour ce TP, diluée au dixième.

Résultats

Nous ne détaillons pas tous les calculs mais nous donnons simplement ceux qui permettent de comprendre le changement qui intervient.

Calcul de la concentration de la solution de soude commerciale et diluée au dixième notée C''_B

	description	valeur x	u(x)	$\frac{u(x)}{x}$	$\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2$
C'_B (mol/L)	concentration de la solution de soude mère	1,000	$2,88675 \times 10^{-3}$	$2,88675 \times 10^{-3}$	$8,33333 \times 10^{-6}$
V'_B (mL)	volume prélevé de la solution mère	10,041 532 59	$2,34019 \times 10^{-2}$	$2,33051 \times 10^{-3}$	$5,43130 \times 10^{-6}$
V''_B (mL)	volume de la solution fille	99,962 199 89	$1,14012 \times 10^{-1}$	$1,14055 \times 10^{-3}$	$1,30086 \times 10^{-6}$
C''_B (mol/L)	concentration de la solution fille	0,100 453 297	$3,89902 \times 10^{-4}$	$\sqrt{\text{somme}\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2}$ $3,88143 \times 10^{-3}$	$\text{somme}\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2$ $1,50655 \times 10^{-5}$

En reportant cette nouvelle valeur pour le calcul de l'acidité des jus de citrons vert et jaune, nous obtenons les résultats suivants :

Détermination du degré d'acidité du jus de citron jaune

	description	valeur x	$u(x)$	$\frac{u(x)}{x}$	$\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2$
M (g/mol)	masse molaire de l'acide citrique	192,123 52	$3,025 17 \times 10^{-3}$	$1,574 59 \times 10^{-5}$	$2,479 35 \times 10^{-10}$
C (mol/L)	concentration molaire du jus de citron jaune	0,245 978 394	$2,233 51 \times 10^{-3}$	$9,080 10 \times 10^{-3}$	$8,244 82 \times 10^{-5}$
D_j	degré d'acidité du jus de citron jaune	4,725823374	$4,29110 \times 10^{-2}$	$\sqrt{\text{somme}\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2}$ $= 9,080 11 \times 10^{-3}$	$\text{somme}\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2$ $= 8,244 84 \times 10^{-5}$

Ce qui donne un degré d'acidité du jus de citron jaune de $(4,73 \pm 0,09)^\circ$ au niveau de confiance de 95 % (avec $k=2$).

Détermination du degré d'acidité du jus de citron vert

	description	valeur x	$u(x)$	$\frac{u(x)}{x}$	$\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2$
M (g/mol)	masse molaire de l'acide citrique	192,123 52	$3,025 17 \times 10^{-3}$	$1,574 59 \times 10^{-5}$	$2,479 35 \times 10^{-10}$
C (mol/L)	concentration molaire du jus de citron vert	0,274 360 517	$2,321 79 \times 10^{-3}$	$8,462 54 \times 10^{-3}$	$7,161 45 \times 10^{-5}$
D_v	degré d'acidité du jus de citron vert	5,271110823	$4,46071 \times 10^{-2}$	$\sqrt{\text{somme}\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2}$ $= 8,462 55 \times 10^{-3}$	$\text{somme}\left(\frac{u(x)}{x}\right)^2$ $= 7,161 48 \times 10^{-5}$

Ce qui donne un degré d'acidité du jus de citron vert de $(5,27 \pm 0,09)^\circ$ au niveau de confiance de 95 % (avec $k=2$).

Conclusion

Les deux intervalles de confiance obtenus pour les degrés d'acidité des deux citrons $[4,64 ; 4,81]$ et $[5,24 ; 5,42]$ sont disjoints ce qui permet de répondre à la question initiale : **pour les deux jus de notre expérience, le citron vert est plus acide que le jaune.**