

FICHE RÉCAPITULATIVE**Fiche 9 bis Prolongement de l'activité 1°S SVT**

Pourquoi le jus de citron prévient-il le noircissement des pommes et quel peut être le mécanisme aboutissant au brunissement de la pomme ?

	Quantifier la vitamine C, pourquoi mettre en œuvre un titrage indirect ?
Niveau	TS Spécialité Chimie
Liens possibles avec les autres disciplines	<ul style="list-style-type: none"> • Chimie-Physique : <ul style="list-style-type: none"> ■ Les oxydants et réducteurs (1^{ère} S) ■ Antioxydants et conservation des aliments (1^{ère} L) ■ Enzymes 1°S SVT ■ Cinétique chimique (TS)
Partie du programme	Contrôles de qualité ; titrages directs et indirects
Connaissances	- Réactions d'oxydo-réduction
Attitudes	<ul style="list-style-type: none"> - Sens de l'observation, - La curiosité pour la découverte des causes des phénomènes naturels - L'esprit critique - L'intérêt pour les progrès scientifiques et techniques - L'observation des règles élémentaires de sécurité. - Aptitude à formuler une hypothèse sur un paramètre pouvant influencer un phénomène - Identifier les paramètres jouant un rôle dans un phénomène physique ou chimique.

FICHE ÉLÈVES 9 bis

<p align="center">Activités et déroulement des activités</p> <p align="center">Objectif : quantifier la vitamine C présente dans une solution</p>	<p align="center">Capacités et connaissances exigibles par geste</p>						
<p><u>I. Rappels et problème posé</u></p> <p>Dans la fiche n°9 proposée en 1S SVT on pouvait lire :</p> <p><i>Le brunissement d'une rondelle de pomme placée à l'air libre est dû à l'action de molécules enzymatiques qui oxydent certains composants cellulaires au contact de l'air.</i></p> <p><u>Le jus de citron est essentiellement composé d'eau, de sucres, d'acide ascorbique, d'acide citrique et des arômes.</u></p> <p><i>Dans 100g de jus de citron, on peut trouver principalement :</i></p> <table border="1" data-bbox="465 699 958 817"> <tbody> <tr> <td>Eau</td> <td>91 g</td> </tr> <tr> <td>Acide ascorbique</td> <td>$5,3 \times 10^{-2}$ g</td> </tr> <tr> <td>Acide citrique</td> <td>4,5 g</td> </tr> </tbody> </table> <p>Question : Comment peut-on vérifier la valeur proposée pour l'acide ascorbique du jus d'un citron ?</p> <p>Mais... PEUT-ON TITRER, A L'AIR LIBRE, UNE ESPECE CHIMIQUE REAGISSANT AVEC LE DIOXYGENE DE L'AIR ?</p>	Eau	91 g	Acide ascorbique	$5,3 \times 10^{-2}$ g	Acide citrique	4,5 g	
Eau	91 g						
Acide ascorbique	$5,3 \times 10^{-2}$ g						
Acide citrique	4,5 g						
<p><u>II On trouve deux méthodes de titrage pour la vitamine C</u></p> <p>1° méthode : titrage direct par une solution de diiode - repérage de l'équivalence à l'aide d'empois d'amidon (ou thiodène)</p> <p>2° méthode : titrage indirect - l'échantillon de vitamine C est traité par un excès de diiode ; le diiode restant est titré directement par une solution de thiosulfate de sodium.</p>							
<p><u>1° méthode : titrage direct</u></p> <p>Préparer la solution (S) de jus dilué.</p> <p>Presser un demi citron ; mesurer la masse m du jus extrait.</p> <p>Filtrer ce jus sur un coton placé dans un entonnoir au-dessus d'une fiole jaugée de 100 mL ; compléter le volume à 100 mL avec de l'eau distillée.</p> <p>1) Premier prélèvement ; noter l'heure</p>	<p>Réaliser une manipulation</p> <p>Respect des étapes du protocole</p> <p>Utilisation maîtrisée du matériel et des produits</p>						

<p>➤ Protocole expérimental</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Prélever un volume $V_1 = 20,0$ mL du jus dilué ○ Titrer avec une solution de diiode de concentration molaire $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹ ○ Lorsque la disparition de la coloration du diiode n'est plus très visible, ajouter quelques grains de thiodène pour repérer le volume équivalent noté V_E. <p>➤ Exploitation</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Ecrire l'équation de la réaction de dosage ○ Exploiter la valeur du volume équivalent V_E et déterminer la concentration massique et la concentration molaire en vitamine C du jus de citron. ○ En déduire la quantité de vitamine C initialement présente dans la totalité du jus du citron. ○ Déterminer la masse de vitamine C dans 100 g de jus de citron ; comparer à la valeur donnée en préliminaire. <p>2) Laisser la solution (S) à l'air ; Refaire des titrages avec la solution (S) vieillie à l'air des durées différentes (30 minutes, 1 heure, 1,5 heures ou plus) Interpréter les résultats en termes de cinétique.</p>	Exploiter des résultats expérimentaux
<p><u>3) Réflexion sur la validité du protocole direct.</u></p> <p>Quelles sont les conditions à respecter pour une transformation support de titrage ? Elle doit être totale, rapide, unique et l'équivalence doit pouvoir être repérée. La transformation mise en œuvre dans ce protocole respecte-t-elle ces conditions ? La réponse est non (non-unicité) d'où la nécessité de faire appel à la 2^o méthode.</p>	<u>Réfléchir sur une méthode</u>
<p><u>2^o Méthode : titrage indirect</u></p> <p>➤ Protocole Préparer une nouvelle solution (S) de jus de citron dilué (comme dans le protocole précédent)</p> <p>a) Oxydation par un excès de diiode</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Prélever un volume $V_1 = 20,0$ mL de (S) ; les placer dans un becher B de 100 mL ○ Ajouter un volume $V_2 = 20,0$ mL de la solution (S2) de diiode. Laisser agir 10 minutes ○ Traitement par un excès de diiode <p>La transformation est totale, assez rapide et évite à l'air d'oxyder la vitamine C</p> <p>b) Dosage du diiode en excès.</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Préparer la burette avec la solution de thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ de concentration $c_3 = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹ ○ Vider la burette dans le becher B tout en agitant jusqu'à la disparition de la coloration du diiode ○ Noter la valeur du volume équivalent V_{3E}. 	Réaliser une manipulation Respect des étapes du protocole Utilisation maîtrisée du matériel et des produits

- **Exploitation** Interpréter les 2 tableaux d'évolution proposés ci-dessous pour justifier l'expression (E) qui permettra d'accéder à la valeur de la quantité de vitamine C du prélèvement

Oxydation par l'excès de diiode

	$C_6H_8O_6 + I_2(aq) = 2I^-(aq) + C_6H_8O_6 + 2H^+$			
État	Quantités de matière (en mol)			
initial	n_A	n_B	0	0
avancement x	$n_A - x$	$n_B - x$	2x	x
final	0	$n_B - n_A$ $= n'_B$	$2x_f$	dx_f

Dosage du diiode en excès..

	$I_2(aq) + 2 S_2O_3^{2-}(aq) = S_4O_6^{2-} + 2I^-(aq)$			
État	Quantités de matière (en mol)			
initial	n'_B	n_{3E}	0	0
avancement x	$n'_B - x$	$n_{3E} - 2x$	x	2x
final	$n'_B - x_f = 0$	$n_{3E} - 2x_f = 0$	x_f	$2x_f$

$$n_B - n_A = n'_B = n_{3E}/2 \quad (E)$$

Exploiter les résultats expérimentaux pour déterminer la valeur de la quantité n_A de vitamine C dans le prélèvement ; en déduire la quantité de vitamine C dans la totalité du jus du citron puis la masse de vitamine C dans 100 g de jus de citron

Synthèse des résultats obtenus par les deux méthodes

Comparer les valeurs des concentrations obtenues par les deux méthodes.

Justifier en quoi la 2^o méthode permet -théoriquement- de respecter les conditions sur les transformations support de titrage.

Est-il nécessaire de mettre en œuvre la 2^o méthode /assez calculatoire et compliquée expérimentalement/ pour accéder à l'information cherchée, la teneur massique en vitamine C d'un jus de citron ?

Retour sur l'efficacité anti-oxydante d'un jus de citron

Presser un citron ; stocker le jus dans un récipient non fermé pendant (X ?) heures.

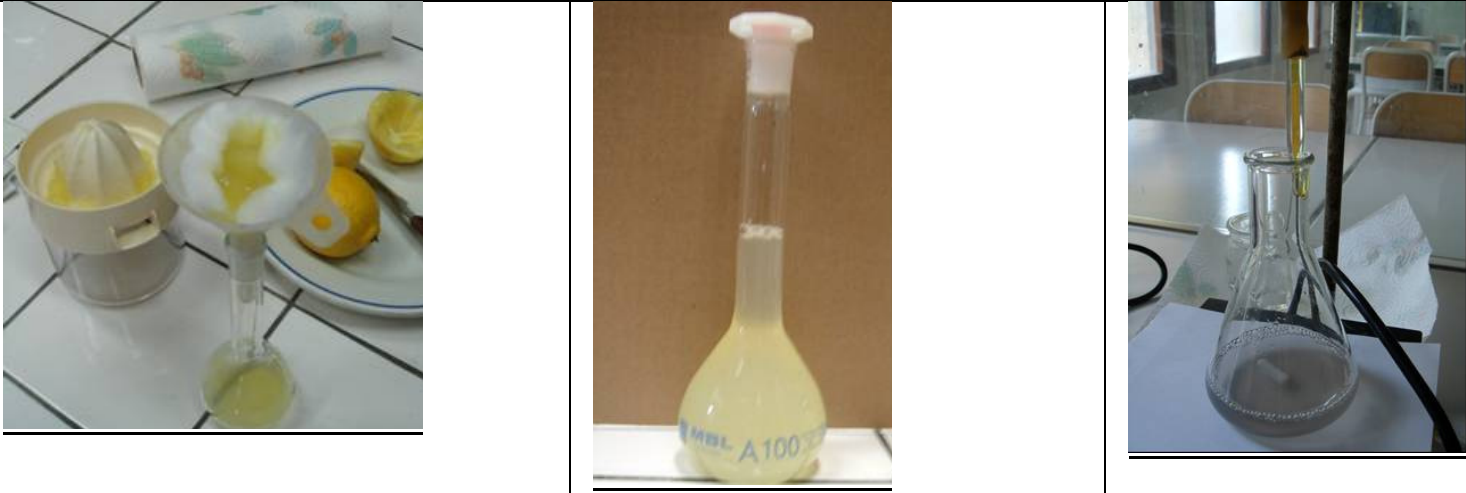
Préparer -comme dans la fiche 1^oS- trois tranchettes de pomme que l'on notera T1, T2 et T3

- Sur la tranchette T1 verser le jus vieilli
- Sur la tranchette T2 verser un jus de citron frais
- Sur la tranchette T3 verser un jus de citron de conserver . Observer ; commenter les observations.

Savoir raisonner
logiquement

FICHE PROFESSEUR 9bis

<p style="text-align: center;">Activités et déroulement des activités</p> <p style="text-align: center;">Objectif : quantifier la vitamine C présente dans une solution</p>	<p style="text-align: center;">Capacités et connaissances exigibles par geste</p>
<p>I. Rappels et problème posé</p> <p>Mais... PEUT-ON TITRER, A L'AIR LIBRE, UNE ESPECE CHIMIQUE REAGISSANT AVEC LE DIOXYGENE DE L'AIR ?</p> <p><i>LA PROBLEMATIQUE DOIT EMERGER : UNE REACTION DE TITRAGE DOIT ETRE UNIQUE, RAPIDE ET TOTALE , EST-CE LE CAS ICI ? COMMENT S'EN SORTIR ?</i></p>	
<p>II On trouve deux méthodes de titrage pour la vitamine C</p> <p>1° méthode : titrage direct par une solution de diiode - repérage de l'équivalence à l'aide d'empois d'amidon (ou thiodène)</p> <p>2° méthode : titrage indirect - l'échantillon de vitamine C est traité par un excès de diiode ; le diiode restant est titré directement par une solution de thiosulfate de sodium.</p>	
<p>1° méthode : titrage direct</p> <p>Préparer la solution (S) de jus dilué.</p> <p>Presser un demi citron ; mesurer la masse m du jus extrait.</p> <p>Filtrer ce jus sur un coton placé dans un entonnoir au-dessus d'une fiole jaugée de 100 mL ; compléter le volume à 100 mL avec de l'eau distillée.</p> <p>1) Premier prélèvement ; noter l'heure</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Protocole expérimental <ul style="list-style-type: none"> ○ Prélever un volume $V_1 = 20,0$ mL du jus dilué ○ Titrer avec une solution de diiode de concentration molaire $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹ ○ Lorsque la disparition de la coloration du diiode n'est plus très visible, ajouter quelques grains de thiodène pour repérer le volume équivalent noté V_E. exemple de résultat expérimental : $V_E = 4,5$ mL ➤ Exploitation <ul style="list-style-type: none"> ○ Ecrire l'équation de la réaction de dosage voir les tableaux ci-dessous ; l'élève doit faire appel aux demi-réactions électrochimiques ○ déterminer la concentration massique et la concentration molaire en vitamine C du jus de citron. ○ En déduire la quantité de vitamine C initialement présente dans la totalité du jus du citron. ○ Déterminer la masse de vitamine C dans 100 g de jus de citron ; comparer à la valeur donnée en préliminaire. <p>2) Laisser la solution (S) à l'air ;</p>	<p style="text-align: center;">***</p> <p style="text-align: center;">***</p> <p style="text-align: center;">*</p> <p style="text-align: center;">***</p> <p style="text-align: center;">*</p> <p style="text-align: center;">**</p>

<p>Refaire des titrages avec la solution (S) vieillie à l'air des durées différentes (30 minutes, 1 heure, 1,5 heures ou plus) Interpréter les résultats en termes de cinétique.</p> <ul style="list-style-type: none"> ◦ exemple de résultat expérimental à $t = 30$ minutes : $V_E = 4,0$ mL 	<p>**</p>
	
<p>3) Réflexion sur la validité du protocole direct. Quelles sont les conditions à respecter pour une transformation support de titrage ? Elle doit être totale, rapide, unique et l'équivalence doit pouvoir être repérée. La transformation mise en œuvre dans ce protocole respecte-t-elle ces conditions ? La réponse est non (non-unicité) d'où la nécessité de faire appel à la 2^o méthode.</p>	<p>***</p>
<p>2^o Méthode : titrage indirect</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Protocole Préparer une nouvelle solution (S) de jus de citron dilué (comme dans le protocole précédent) <p>a) Oxydation par un excès de diiode</p> <ul style="list-style-type: none"> ◦ Prélever un volume $V_1 = 20,0$ mL de (S) ; les placer dans un becher B de 100 mL ◦ Ajouter un volume $V_2 = 20,0$ mL de la solution (S2) de diiode. Laisser agir 10 minutes ◦ Traitement par un excès de diiode <p>La transformation est totale, assez rapide et évite à l'air d'oxyder la vitamine C</p> <p>b) Dosage du diiode en excès.</p>	<p>Réaliser une manipulation ***</p>

- Préparer la burette avec la solution de thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ de concentration $c_3 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- Vider la burette dans le becher B tout en agitant jusqu'à la disparition de la coloration du diiode
- Noter la valeur du volume équivalent V_{3E} .

➤ **Exploitation** Interpréter les 2 tableaux d'évolution proposés ci-dessous pour justifier l'expression (E) qui permettra d'accéder à la valeur de la quantité de vitamine C du prélèvement

Oxydation par l'excès de diiode

	$C_6H_8O_6 + I_2(aq) = 2I^-(aq) + C_6H_8O_6 + 2H^+$			
État	Quantités de matière (en mol)			
initial	n_A	n_B	0	0
avancement x	$n_A - x$	$n_B - x$	2x	x
final	0	$n_B - n_A$ $= n'_B$	$2x_f$	dx_f

Dosage du diiode en excès..

	$I_2(aq) + 2 S_2O_3^{2-}(aq) = S_4O_6^{2-} + 2I^-(aq)$			
État	Quantités de matière (en mol)			
initial	n'_B	n_{3E}	0	0
avancement x	$n'_B - x$	$n_{3E} - 2x$	x	2x
final	$n'_B - x_f = 0$	$n_{3E} - 2x_f = 0$	x_f	$2x_f$

$$n_B - n_A = n'_B = n_{3E}/2 \quad (E)$$

Exploiter les résultats expérimentaux pour déterminer la valeur de la quantité n_A de vitamine C dans le prélèvement ; en déduire la quantité de vitamine C dans la totalité du jus du citron puis la masse de vitamine C dans 100 g de jus de citron

Synthèse des résultats obtenus par les deux méthodes

Comparer les valeurs des concentrations obtenues par les deux méthodes.

Justifier en quoi la 2^o méthode permet -théoriquement- de respecter les conditions sur les transformations support de titrage.

Est-il nécessaire de mettre en œuvre la 2^o méthode /assez calculatoire et compliquée expérimentalement/ pour accéder à l'information cherchée, la teneur massique en vitamine C d'un jus de citron ?

Savoir raisonner
logiquement

Retour sur l'efficacité anti-oxydante d'un jus de citron

Presser un citron ; stocker le jus dans un récipient non fermé pendant (X ?) heures.

Préparer -comme dans la fiche 1°S- trois tranchettes de pomme que l'on notera T1, T2 et T3

- Sur la tranchette T1 verser le jus vieilli
- Sur la tranchette T2 verser un jus de citron frais
- Sur la tranchette T3 verser un jus de citron de conserve

Observer ; commenter les observations.

FICHE LABORATOIRE 9 bis

Matériel nécessaire

- 2 citrons / binôme
- 1 presse-citron
- 1 fiole jaugée de 100 mL
- 1 balance (collective)
- Solution S2 de diiode de concentration $c_2 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- Solution S3 de thiosulfate de sodium de concentration $c_3 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- Dispositif de titrage : burette graduée + agitation
- Thiodène
- Pipettes jaugée de 20,0 mL + dispositif d'aspiration
- Un jus de citron de conserve
- Une pomme