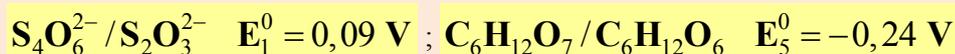


Données :



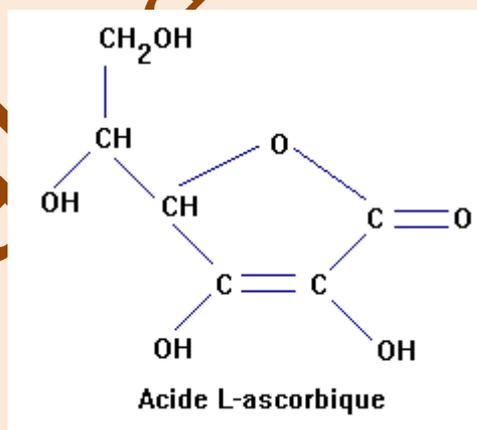
Matériel :

ÉLÈVES :	Fiole jaugée de 100 mL, pipette jaugée de 10 mL et de 20 mL, pipette graduée, burette graduée de 25 mL, pince de Mohr. Agitateur magnétique.
Solutions :	Solution de diiode dans KI (0,005 mol / L), solution de thiosulfate de sodium (0,01 mol), Acide phosphorique à 5 %, empois d'amidon, citron ou orange, ampoule de concentré de jus de fruit

I- L'acide ascorbique : La vitamine C. (E300)

1)- Étude préliminaire.

- Les fruits contiennent de nombreuses molécules indispensables à l'organisme : sucres, acides aminés, vitamines.... La vitamine C, hydrosoluble, naturelle est particulièrement concentrée dans les agrumes : oranges, citrons, pamplemousse. Elle protège du scorbut. C'est l'acide ascorbique de formule brute : $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$. L'homme ne peut pas réaliser la synthèse de cette molécule dans l'organisme. Il est obligé d'en consommer pour subvenir à ses besoins.



- Formule développée :

2)- L'acide ascorbique : Un antioxygène.

- Les deux fonctions émol de l'acide ascorbique peuvent être oxydées en fonction cétone. L'acide ascorbique est le réducteur du couple : $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 / \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 \quad E^0 = 0,13 \text{ V}$.

✍ Écrire la demi-équation électronique.

- De très nombreux oxydants peuvent oxyder l'acide ascorbique. C'est le cas du dioxygène. On dit que l'acide ascorbique est un antioxygène. Réagissant avec le dioxygène, il empêche celui-ci d'oxyder les constituants des aliments. Le code européen : E 300 et la limite : 300 mg / kg d'aliment.

✍ Écrire l'équation bilan de la réaction de l'acide ascorbique avec le dioxygène.

II- Principe du dosage par différence.

1)- Méthode.

- On se propose de doser la vitamine C contenu dans un jus d'orange ou de citron. On utilise la réaction d'oxydation de la vitamine C par une solution titrée de diiode. Un jus de fruit contient aussi des sucres réducteurs comme le glucose : $C_6H_{12}O_6$.

✍ Rechercher les potentiels normaux des couples **OX /RED** et en déduire le sens des réactions entre : le diiode et l'acide ascorbique et le diiode et le glucose.

- La réaction avec le glucose a besoin d'être catalysée par les ions hydroxyde OH^- . En dessous de $pH = 3$, cette oxydation est tellement lente que l'on admet qu'elle n'a pas lieu.

✍ Quelle est la seule réaction effective qui se fait avec le diiode en milieu acide ?

- L'acide ascorbique est un acide faible : $pK_A = 4,04$.

✍ Montrer que l'espèce majoritaire est l'espèce moléculaire.

✍ Écrire les demi équations électroniques faisant intervenir le diiode et l'acide ascorbique.

✍ En déduire le bilan de quantité de matière.

- La réaction entre le diiode et l'acide ascorbique est assez lente et un peu limitée.

✍ Comment procéder pour accélérer la vitesse de réaction ?

2)- Principe du dosage.

- Pour doser l'acide ascorbique présent dans un jus de fruit, on verse un excès de diiode dans un échantillon de jus à doser de manière à oxyder toutes les molécules d'acide ascorbique. On dose ensuite le diiode restant à l'aide d'une solution titrée de thiosulfate de sodium.

✍ Établir l'équation bilan de la réaction de dosage.

✍ En déduire la relation entre les quantités de matière n_2 de diiode et n_3 de thiosulfate réagissant ensemble.

✍ Soit n_0 la quantité de matière totale de diiode versé au départ. Établir l'expression littérale qui donne la quantité de matière n_1 d'acide ascorbique présent dans le jus de fruit en fonction de n_0 et n_3 .

3)- Indicateur de fin de réaction.

✍ La fin de réaction de dosage se voit très bien en ajoutant quelques gouttes d'empois d'amidon, un peu l'équivalence. La solution prend alors une teinte bleu-gris. L'équivalence est repérée par la disparition de cette teinte.

III- Dosage de la vitamine C présente dans un jus de fruit.

1)- Mode opératoire.

a)- Préparation de l'échantillon.

✍ Presser un citron pour en extraire le jus puis le filtrer. Verser ce jus dans une fiole jaugée de 100 mL et rincer le récipient à l'aide de quelques mL d'eau distillée et les ajouter dans la fiole.

- Ajouter 10 mL d'acide phosphorique à 5 % et compléter avec de l'eau distillée.
- La solution ainsi préparée est notée S. Son pH doit être inférieur à 2.

b)- Oxydation de la vitamine C.

- ✎ Prélever $V_1 = 20$ mL de la solution S à l'aide d'une pipette jaugée et les placer dans un bécher.
- Ajouter $V_2 = 20$ mL de la solution de diiode à l'aide d'une pipette jaugée.
- Laisser agir quelques minutes.

✎ Schématiser l'expérience et indiquer les couleurs respectives des solutions.

c)- Dosage de diiode en excès.

- Préparer la burette graduée avec la solution titrée de thiosulfate de sodium.
- Utiliser l'agitateur magnétique.
- Verser progressivement la solution de thiosulfate de sodium dans le bécher
- Quand la couleur brune de la solution passe à la teinte jaune paille, ajouter 0,5 mL d'empois d'amidon.
- Continuer à verser la solution de thiosulfate de sodium jusqu'à disparition de la teinte bleue. On est alors à l'équivalence. Noter le volume de solution de thiosulfate versé : $V_{eq} =$

2)- Résultats.

- ✎ Calculer la quantité de matière n_0 de diiode utilisé.
- ✎ Calculer la quantité de matière n_3 d'ions thiosulfate utilisé.
- ✎ En déduire n_1 , la quantité de matière d'acide ascorbique contenu dans le jus de fruit.
- ✎ En déduire la masse m de vitamine C présente dans le jus de fruit.
- ✎ Combien faut-il de jus de citron ou d'orange pour obtenir une quantité de vitamine C égale à celle d'un comprimé dosé à 500 mg ?

Spécialité Terminale S