

Dosage iodométrique de la vitamine C

Au cours de la séance, vous rédigerez un compte-rendu dans votre cahier de TP. Un bon compte-rendu doit faire figurer l'**objectif** de l'expérience, un **protocole** expérimental accompagné d'un **schéma** et le **résultat** des mesures accompagné d'une discussion des **incertitudes**. Pour vous aider, plus de détails sont parfois donnés au fil de l'énoncé. Bien que n'étant pas toujours rappelés, les éléments cités ci-dessus sont **un minimum** qui doit apparaître à chaque expérience.

Un compte-rendu de TP n'est ni un brouillon, ni une copie : sa vocation première est d'être un outil pour vous aider à réutiliser en autonomie les techniques étudiées. N'hésitez pas à me solliciter si vous vous interrogez sur l'intérêt d'écrire certains détails dans le compte-rendu !

Un binôme présentera son travail au reste de la classe en fin de séance et quelques cahiers seront évalués.

Matériel sur votre paillasson :

- ▷ Pipette jaugée de 10,0 mL ;
- ▷ Fiole jaugée de 100 mL ;
- ▷ Burette graduée de 25 mL ;
- ▷ Cinq béchers de 100 mL et un de 500 mL ;
- ▷ Mortier et pilon ;
- ▷ Une spatule ;
- ▷ Entonnoir et support ;
- ▷ Agitateur magnétique.

Matériel sur le bureau :

- ▷ Un tube de comprimés à croquer de vitamine C UPSA ;
- ▷ Solution de diiode à $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dans l'iodure de potassium ;
- ▷ Solution de thiosulfate de sodium à $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- ▷ Thiodène ;
- ▷ Papier filtre ;
- ▷ Baguettes de verre.

Le port de la blouse et des lunettes de protection est obligatoire tant que vous êtes dans la salle.

Travail à réaliser

Vérifier que la masse d'acide ascorbique contenue dans un comprimé de vitamine C UPSA est bien de 500 mg, comme indiqué sur la boîte, en utilisant le protocole donné.

Dans votre compte-rendu, vous commencerez par expliquer brièvement la nécessité d'un dosage en deux temps. Vous argumenterez avec soin les deux derniers points du protocole par l'écriture des équations de réaction dont vous justifierez les caractéristiques thermodynamiques (réaction favorisée ou non) et cinétiques. Les étapes « techniques » marquées d'une étoile doivent également être justifiées. Vous présenterez enfin vos calculs permettant d'accéder à la masse cherchée. Une discussion de l'incertitude est attendue.

Document 1 : Protocole expérimental

- ▷ Broyer un comprimé de vitamine C dans un mortier. Introduire la poudre dans un bécher de 100 mL et la dissoudre dans 20 à 30 mL (*) d'eau distillée.
- ▷ Filtrer la solution obtenue en récupérant le filtrat dans une fiole jaugée de 100 mL. Rincer (*) le bécher, le mortier et le pilon au dessus du filtre (*). Compléter avec de l'eau distillée. La solution obtenue est appelée (S).
- ▷ Dans un bécher, introduire à la pipette jaugée 20,0 mL de la solution (S) et 10,0 mL de la solution de diiode, ce qui forme la solution (S'). Placer sous agitation et attendre quelques minutes (*).
- ▷ Doser la solution (S') par le thiosulfate de sodium.

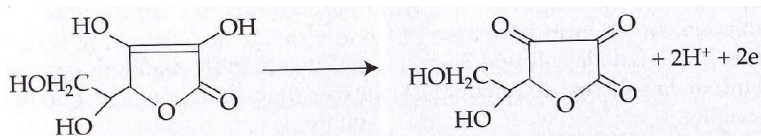
Document 2 : Acide ascorbique

La molécule de vitamine C est appelée acide ascorbique. Sa formule brute est $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ et sa formule semi-développée est représentée ci-dessous. Pour faire plus simple, nous le noterons tout simplement H_2Asc . C'est une molécule très soluble dans l'eau : on peut en dissoudre plus de 300 g par litre d'eau.

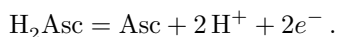
Sur le plan chimique, il s'agit d'un diacide faible, de $\text{p}K_a$ respectifs 4,17 et 11,57. Un comprimé de vitamine C est en fait un mélange d'acide ascorbique et d'ascorbate de sodium dans des quantités telles que la dissolution d'un

comprimé donne un pH de 4,4, ce qui correspond environ au pH de l'estomac en début de digestion. On admet que ces propriétés ne jouent aucun rôle dans le dosage envisagé.

En effet, l'acide ascorbique possède également des propriétés d'oxydoréduction, plus intéressantes ici, pour lesquelles toutes les formes acido-basiques se comportent de la même façon. L'acide ascorbique est le réducteur du couple $\text{Asc}/\text{H}_2\text{Asc}$ associé à la demi-équation redox



que l'on note sous forme symbolique



Le potentiel standard du couple vaut 0,13 V. En raison de la structure complexe de la molécule, les réactions d'oxydoréductions dans lesquelles elle intervient sont généralement lentes : en laboratoire, elles se font en quelques minutes avec agitation.

Document 3 : L'élément iode en solution aqueuse

Le diagramme potentiel-pH simplifié de l'iode est représenté figure 1. Il est obtenu pour une concentration de tracé $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avec égalité des concentrations en espèces dissoutes aux frontières.

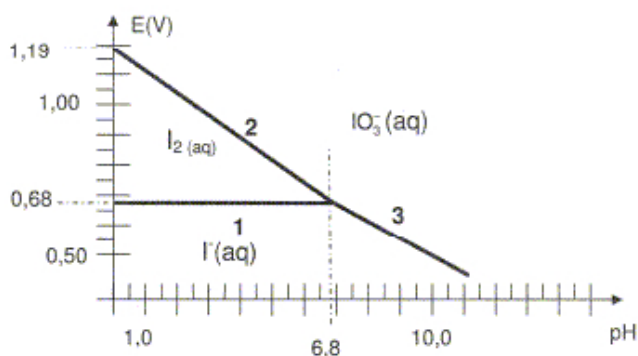


Figure 1 – Diagramme potentiel-pH de l'iode.

Le potentiel standard du couple I_2/I^- vaut 0,62 V. C'est une valeur intermédiaire dans l'échelle des potentiels, ce qui permet au couple de réagir aussi bien dans le sens de l'oxydation que de la réduction.

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

Document 4 : Thiosulfate de sodium

Le thiosulfate (autrefois dit hyposulfite) est un ion qui a pour formule $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. Pour le faire intervenir, le composé habituel est le thiosulfate de sodium, $2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. C'est un composé très soluble dans l'eau.

En solution aqueuse, l'ion Na^+ est inerte tant du point de vue acido-basique que du point de vue redox. Au contraire, l'ion thiosulfate intervient dans plusieurs couples d'oxydoréduction grâce aux deux atomes de soufre, ce qui lui confère des propriétés très riches.

Un seul couple suffit à décrire le comportement du thiosulfate en présence de réducteurs doux comme peut l'être le diiode et dans une solution basique ou modérément acide. Le thiosulfate est le réducteur du couple $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, de potentiel standard égal à 0,08 V. En solution trop acide, d'autres réactions sont à prendre en compte et ce couple ne suffit plus à les prévoir.