

TP DE CHIMIE N°3 : OXYDOREDUCTION
ANALYSE D'UN COMPRIME DE VITAMINE C
ETUDE D'UNE PILE

I) Analyse d'un comprimé de vitamine C – dosage iodométrique

Vous disposez d'un comprimé de Vitascorbol, contenant d'après le fabricant 500 mg de vitamine C (ou acide ascorbique).

L'objectif du TP est de vérifier si la masse d'acide ascorbique contenue dans le comprimé coïncide avec l'indication du fabricant.

Pour cela, on réalise une solution d'acide ascorbique à partir d'un comprimé de Vitamine C, auquel on ajoute une quantité connue de diiode en excès, qui réagit selon une réaction quantitative avec la vitamine C. On dose ensuite l'excès de diiode par les ions thiosulfate.



Nom	Formule	Pictogramme (SGH)	Phrases H et P
Iodure de potassium	$KI_{(s)}$		H302, H315, H319 P305+P351+P338
Solution aqueuse de diiode $\begin{cases} [KI] = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1} \\ [I_2] = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} \end{cases}$	$K^+_{(aq)} ; I^-_{(aq)}$ $K^+_{(aq)} ; I_3^-_{(aq)}$		H315, H319, H372 P314 P305+P351+P338
Solution aqueuse de thiosulfate de sodium $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$	$2 Na^+_{(aq)} ; S_2O_3^{2-}_{(aq)}$	Ne nécessite pas d'étiquetage	Aucune

Phrases de danger (H) :

H290 Peut être corrosif pour les métaux.

H302 Nocif en cas d'ingestion.

H314 Provoque de graves brûlures de la peau et des lésions oculaires.

H315 Provoque une irritation cutanée.

H319 Provoque une sévère irritation des yeux.

H372 Risque avéré d'effets graves pour la thyroïde à la suite d'expositions répétées ou d'une exposition prolongée.

H400 Très toxique pour les organismes aquatiques.

Phrases de conseil et de prudence (P) :

P273 Éviter le rejet dans l'environnement.

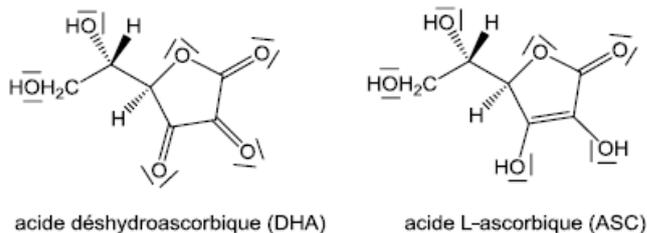
P280 Porter des gants de protection/des vêtements de protection/un équipement de protection des yeux/du visage.

P310 Appeler immédiatement un centre antipoison ou un médecin.

P305+P351+P338 En cas de contact avec les yeux, rincer avec précaution à l'eau pendant plusieurs minutes. Si la victime porte des lentilles de contact, les enlever si elles peuvent l'être facilement. Continuer à rincer.

1) Présentation de la vitamine C

La vitamine C, ou acide ascorbique, est un cofacteur enzymatique essentiel impliqué par exemple dans la biosynthèse du collagène. Il est impliqué dans un couple rédox avec l'acide déhydroascorbique dont le potentiel standard vaut $E^\circ(\text{DHA}/\text{Asc}) = 0,39 \text{ V}$. Sa masse molaire vaut $M = 176,12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.



La vitamine C est donc un réducteur, capable de réagir en particulier avec l'oxygène de l'air.

La demi-équation électronique associée est $\text{DHA} + 2 \text{ e}^- + 2\text{H}^+ = \text{Asc}$

Une alimentation équilibrée est suffisante pour fournir au corps ses besoins en vitamine C (Besoins journaliers : $75 \text{ mg}\cdot\text{j}^{-1}$ pour la femme, $90 \text{ mg}\cdot\text{j}^{-1}$ pour l'homme). Une carence en vitamine C peut conduire au scorbut.

La vitamine C est disponible en complément alimentaire sous la forme de comprimés. En France, on peut la trouver en particulier sous la marque Vitascorbol.

2) Principe du TP

Document : Le diiode et le thiosulfate

Couple diiode / ion iodure : I_2/I^- , $E^\circ_1(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$

Couple tétrathionate / thiosulfate $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, $E^\circ_2(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 0,08 \text{ V}$

Le diiode I_2 est de couleur brune. Il forme un complexe de couleur bleu intense avec l'amidon qui peut alors être utilisé comme indicateur coloré. Ainsi, lors du titrage d'une solution de diiode, on ajoute quelques gouttes d'empois d'amidon au bécher à l'approche de la fin du titrage, c'est-à-dire lorsque la solution devient jaune pâle. Le passage d'une couleur bleu intense à une solution incolore se fait alors de manière très nette, permettant un titrage colorimétrique (Veiller à faire abstraction du colorant alimentaire de couleur orange !).

3) Fabriquer une solution de Vitascorbol

- Afin de fabriquer une solution de Vitascorbol de concentration précise, broyer finement le comprimé de vitamine C dans un mortier.
- Dissoudre la vitamine C dans un erlenmeyer avec environ 30 mL d'eau distillée sous agitation. Rincer le mortier avec de l'eau distillée et récupérer cette eau de rinçage dans l'erlenmeyer (utiliser le moins d'eau possible).
- À l'aide d'un entonnoir bouché d'un bout de coton (**sans tasser le coton**), filtrer le résidu solide dans une fiole jaugée de 100 mL. Rincer l'erlenmeyer à l'eau distillée et verser en filtrant dans la fiole jaugée afin de récupérer le maximum de vitamine C.
- Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge de la fiole jaugée.

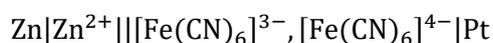
4) Dosage de la solution de Vitascorbol

-  Prélever 20,0 mL de la solution de Vitascorbol préparée et la faire réagir dans un erlenmeyer avec 20,0 mL de la solution de diiode fournie, de concentration $5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Agiter.
-  Comment peut-on s'assurer que le diiode est bien en excès ? Pourquoi faut-il connaître précisément la quantité de diiode ajoutée ?
-  Doser le mélange Vitascorbol diiode par du thiosulfate à $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ (volume total à prévoir de 5 à 15 mL). **Attention !!** lorsque la solution à doser pâlit, ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon, puis verser le thiosulfate goutte à goutte jusqu'à atteindre la décoloration.
-  Ecrire les équations bilan des différentes réactions ayant eu lieu, et déterminer la masse de vitamine C contenue dans le cachet, ainsi que l'incertitude associée. Comparer à l'inscription sur la boîte.

En fin de manipulation, la solution sera jetée à l'évier en rinçant bien l'évier immédiatement.

II) Etude d'une pile

On s'intéresse à la pile dont la représentation conventionnelle est :



On cherche à déterminer expérimentalement la constante de réaction associée à cette pile en étudiant sa fem.

-  Dans un bécher, introduire 50 mL d'une solution de nitrate de zinc (II) à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. Y plonger une plaque de zinc.
-  Dans un autre bécher, introduire 25 mL d'une solution d'hexacyanoferrate (III) de potassium à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ et 25 mL d'une solution d'hexacyanoferrate (II) de potassium à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. Y plonger une électrode de platine.
-  Relier les deux béchers par un pont salin.
-  Mesurer la fem de la pile ainsi que la température ambiante.
-  Schématiser la pile et écrire l'équation de la réaction de fonctionnement de celle-ci.
-  A l'aide de vos résultats expérimentaux, déterminer la constante d'équilibre de la réaction. Comparer à la valeur théorique. Commenter.

Données à 25°C :

Couple Ox/Red	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} / [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$
$E^0 \text{ (V)}$	0,36	-0,76