

RAPPORT DE STAGE

Oxydation des sucres par l'iode dans l'optique d'une chimie verte

9 Mai 2016 - 2 Juillet 2016

AUCOUTURIER Chloé



Tuteur de stage : Madame DUCAMP Christine

Tuteur académique : Madame KAHRAMAN Dominique

Établissement / Formation : Lycée Déodat de Séverac / BTS Chimie

Entreprise d'accueil : l'École Nationale de Formation Agronomique (ENFA)

2 route de Narbonne – 31320 Castanet Tolosan

INTRODUCTION

La chimie, bien que permettant d'améliorer les conditions de vie de l'homme, reste dangereuse, elle peut en effet être explosive, et elle est notamment polluante, donc mauvaise pour l'environnement.

Dans le cadre de mon BTS Chimie, j'ai effectué un stage d'une durée de 8 semaines à l'Ecole Nationale d'Enseignement Agricole qui depuis 1963 continue de former des professeurs de l'enseignement technique agricole, et de donner des formations de niveau licences, masters et doctorats, dans les domaines correspondants aux recherches développées au sein des équipes de l'ENFA. Ses enseignants chercheurs sont membres d'équipes de recherche labellisées, et ils accompagnent chaque année environ trente doctorants dans les domaines des sciences de la matière et du vivant, sciences de l'environnement ou sciences des territoires. Grâce au large réseau de partenaires que l'ENFA s'est construit au fil des années, il peut également participer à de nombreux projets à l'international, en formation ou en recherche. L'ENFA est au centre des avancées technologiques et scientifiques afin d'atteindre les objectifs de changement des pratiques dans tous les domaines tels qu'affichés dans la loi d'avenir pour l'agriculture, l'alimentation et la forêt.

La chimie verte permet grâce à ses douze principes de mieux respecter l'environnement, mais aussi de minimiser les risques classiques liés à la chimie tels que les explosions ou encore les incendies.

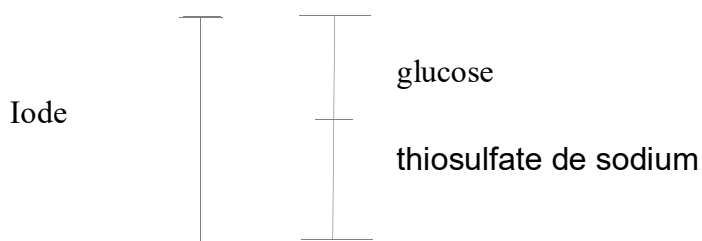
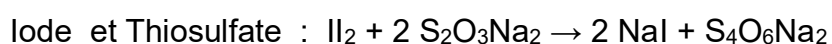
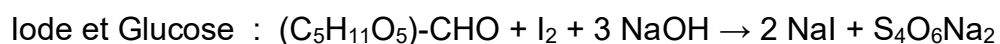
Mon sujet était donc la mise en œuvre de manipulations biochimiques dans le cadre d'une chimie verte. J'ai donc travaillé sur divers TP de biochimie afin de les adapter dans la limite du possible à la chimie verte. Après vous avoir présenté l'ENFA plus en détails, je présenterais donc les différents TP que j'ai pu traiter au cours de mon stage, et comment j'ai pu les adapter à la chimie verte. En premier lieu il s'agira d'un TP concernant l'oxydation des sucres par l'iode.

OXYDATION DES SUCRES PAR L'IODE

1. Le TP donné à l'origine.

a- Le Principe du TP

équations de dosage :



Le TP tel qu'il est conçu initialement propose de doser une solution de glucose, grâce à l'iode. Pour cela il faut préparer 4 erlenmeyers de 100 ml et y introduire successivement les solutions suivantes :

N° des erlens	1	2	3	4
H ₂ O	20 ml	20 ml	10 ml	10 ml
Solution à doser	-	-	10 ml	10 ml
Na ₂ CO ₃	2 ml			
Iode	10 ml			

Les erlenmeyers 1 et 2 sont des « blancs » qui permettent de connaître la concentration de la solution d'iode.

Il faut ensuite boucher les erlenmeyers et les mettre dans le noir durant une demi-heure, ce qui permet de doser le thiosulfate que nous utiliserons par la suite pendant ce temps.

Dosage du thiosulfate par l'acide sulfurique : On introduit dans un erlenmeyer de 100 ml :

- X 10 ml d'eau
- X 10 ml de KI

- X 15 ml de KIO_3
- X 10 ml de H_2SO_4 exactement titré

La solution est de couleur brune. On la dose donc par le thiosulfate de sodium et lorsqu'elle devient jaune claire, on ajoute quelques gouttes d'empois d'amidon et la solution devient bleu foncée. On finit le dosage jusqu'à décoloration complète.

On peut alors calculer la concentration de la solution de thiosulfate de sodium utilisée.

Revenons alors sur les 4 premiers erlenmeyers : On ajoute lentement 5 ml de HCl puis l'on dose l'iode en excès par le thiosulfate.

b- Les concentrations du TP.

Dans ce TP, il est proposé d'utiliser :

- X Une solution de glucose à doser.
- X De l'iode à environ $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$
- X Du thiosulfate de sodium à $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$
- X Na_2CO_3 à 15 % en poids
- X HCl à 10 % en volume
- X KI à 20 %
- X KIO_3 à 3 %
- X H_2SO_4 à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$
- X De l'empois d'amidon

Le problème est que l'iode -dont la concentration est ici relativement élevée- est nocive, dangereuse pour l'environnement, toxique et irritante. Le but va donc être de diminuer au maximum la concentration de l'iode.

c- La réalisation du TP.

Afin de réaliser le TP tel quel, j'ai d'abord dû fabriquer les solutions nécessaires, et surtout, fabriquer de l'empois d'amidon. Pour cela il faut :

- X 1 g d'amidon dans 10 ml d'eau distillé.
- X Verser dans 80 ou 90 ml d'eau à ébullition.
- X Laisser bouillir 3 min.

Il a aussi fallu que je fabrique ma solution de glucose à doser. J'ai donc du calculer quelle masse de glucose je devrais prendre. J'ai donc voulu faire en sorte que le glucose consomme la moitié de l'iode :

Iode :

10 ml à $0,105 \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow n = CV = 0,105 \times 10 \cdot 10^{-3} = 1,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

* A Veq : $n(I_2) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) / 2$

Thiosulfate :

$n = 2 \times 1,05 \cdot 10^{-3} = 2,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \rightarrow V = n / C = 2,1 \cdot 10^{-3} / 0,05 = 0,042 \text{ L} = 42 \text{ ml}$

Glucose :

$n = n(I_2) / 2 = 1,05 \cdot 10^{-3} / 2 = 5,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$M = 180 \text{ g.mol}^{-1} \rightarrow m = n \times M = 5,25 \cdot 10^{-4} \times 180 = 0,0945 \text{ g}$ (dans 10 ml d'eau)

Soit 0,945 g dans 100 ml d'eau

$C = n / V = 5,25 \cdot 10^{-4} / 10 \cdot 10^{-3} = 0,0525 \text{ mol.L}^{-1}$

Dans les erlenmeyers 1 et 2 on versera donc environ 42 ml de thiosulfate, et dans les erlenmeyers 3 et 4 environ 21 ml car la moitié de l'iode aura été consommée par le glucose.

Ensuite, j'ai réalisé le TP. J'ai pu constater qu'il fonctionnait très bien. Voici les résultats que j'ai obtenu :

$C_{\text{thiosulfate}} = 10 \cdot 10^{-3} \times 2 \times 0,05 / 21 \cdot 10^{-3} = 0,0476 \text{ mol.L}^{-1}$

Erlenmeyer	1	2	3	4
Volume de thiosulfate versé (mL)	41	40,8	20,9	20,8

Donc $C_{\text{iode1}} = (0,0476 \times 41 \cdot 10^{-3}) / 20 \cdot 10^{-3} = 0,0976 \text{ mol.L}^{-1}$

Et $C_{\text{iode2}} = (0,0476 \times 40,8 \cdot 10^{-3}) / 20 \cdot 10^{-3} = 0,0971 \text{ mol.L}^{-1}$

$C_{\text{iode moy}} = (C_{\text{iode1}} + C_{\text{iode2}}) / 2 = 0,09735 \text{ mol.L}^{-1}$

Ce TP sert de référence. On le nommera Expérience 1.

2. Diminuer au maximum la concentration de l'iode.

a- Changer la concentration de l'iode uniquement.

Durant mon stage, il m'a été demandé de ne modifier qu'une seule concentration à la fois. Pour que le TP continue de fonctionner il fallait donc modifier les volumes des autres produits car l'iode doit être en excès.

J'ai donc fait deux expériences supplémentaires afin de réduire au maximum la concentration de l'iode :

Expérience 2 : Je divise la concentration de l'iode par deux :

Iode :

$$C = 0,105 / 2 = 0,0525 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$n = CV = 0,0525 \times 10 \cdot 10^{-3} = 5,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Thiosulfate :

$$n = 2 \times 5,25 \cdot 10^{-4} = 1,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$V = n / C = 1,05 \cdot 10^{-3} / 0,05 = 0,021 \text{ L} = 21 \text{ ml}$$

Glucose :

$$n = 5,25 \cdot 10^{-4} / 2 = 2,625 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$V = n / C = 2,625 \cdot 10^{-4} / 0,0525 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 5 \text{ ml}$$

Résultats de l'expérience :

Erlenmeyer	1	2	3	4
Volume de thiosulfate versé (ml)	20,9	21	10,3	10,4
C _{iode} (mol.L ⁻¹)	0,0497	0,0499	C _{iode} moy :	0,0498

Je peux alors constater que l'expérience fonctionne toujours. J'ai donc réduit encore de moitié la concentration de l'iode.

Expérience 3 :

La concentration de l'iode est divisée par 4 par rapport au TP initial.

Iode :

$$C = 0,0252 / 4 = 0,0063 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$n = CV = 0,0063 \times 10 \cdot 10^{-3} = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Thiosulfate :

$$n = 2 \times 6,3 \cdot 10^{-4} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$V = n / C = 1,26 \cdot 10^{-3} / 0,0063 = 0,2 \text{ L} = 200 \text{ ml}$$

Glucose :

$$n = 2,62 \cdot 10^{-4} / 2 = 1,31 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$V = n / C = 1,31 \cdot 10^{-4} / 0,0525 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 2,5 \text{ ml}$$

Résultats de l'expérience :

Erlenmeyer	1	2	3	4
Volume de Thiosulfate versé (ml)	10,4	10,5	5	5,15
Ciode (mol.L ⁻¹)	0,0247	0,0249	C _{iode moy} :	0,0248

Le TP fonctionne toujours, seulement on ne peut pas diminuer plus la concentration de l'iode pour le moment en raison du volume de thiosulfate que l'on verse. En effet verser environ 5 et 2,5 ml serait trop petit et on augmente le risque d'erreur quand les quantités deviennent trop petites avec de la verrerie de laboratoire d'enseignement. .

b- Changer la concentration du glucose uniquement.

On va donc garder l'iode avec une concentration de 0,0262 mol.L⁻¹ et diminuer dans un premier temps la concentration du glucose de façon à en verser de nouveau 10 ml.

Expérience 4 :

Glucose : $n = 1,31 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$$V = 10 \text{ ml} \rightarrow C = n / V = 1,31 \cdot 10^{-4} / 10 \cdot 10^{-3} = 0,0131 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$m = n \times M = 1,31 \cdot 10^{-4} \times 180 = 0,0236 \text{ g dans } 10 \text{ ml d'eau.}$$

Soit 0,236 dans 100 ml d'eau.

Résultats de l'expérience :

Erlenmeyer	1	2	3	4
Volume de thiosulfate versé (ml)	10	10,15	5	4,9
Ciode (mol.L ⁻¹)	0,0238	0,0242	C _{iode moy} :	0,0240

On peut constater que les résultats sont sensiblement les mêmes et que donc le TP fonctionne.

c- Changer la concentration du thiosulfate puis de l'iode.

Afin de pouvoir diminuer au maximum la concentration en iode, j'ai alors décider de diminuer ma concentration en thiosulfate ce qui permet donc d'augmenter le volume de thiosulfate versé. A chaque fois que j'ai eu diminuer la concentration du thiosulfate, j'ai dans l'expérience suivante diminué la concentration en iode.

Expérience 5 :

Diluons le thiosulfate :

$$C = 0,05 / 2 = 0,025 \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow n = 2 \times 2,62 \cdot 10^{-4} = 5,24 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{D'où } V = n / C = 5,24 \cdot 10^{-4} / 0,025 = 0,021 \text{ L} = 21 \text{ ml}$$

Après dosage de mon nouveau thiosulfate : $C_{\text{thio}} = 00,0235 \text{ mol.L}^{-1}$

Résultats de l'expérience :

Erlenmeyer	1	2	3	4
Volume de Thiosulfate versé (ml)	22	22,1	10,4	10,35
C _{iode} (mol.L ⁻¹)	0,0258	0,0259	C _{iode moy} :	0,02585

L'expérience fonctionne donc toujours, on peut donc de nouveau réduire la concentration de l'iode de moitié en gardant cette nouvelle concentration de thiosulfate et toujours la même concentration de glucose.

Expérience 6 :

Iode :

$$C = 0,0262 / 2 = 0,0131 \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow n = 0,0131 \times 10 \cdot 10^{-3} = 1,31 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Glucose :

$$C = 0,0131 \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow n = 1,131 \cdot 10^{-4} / 2 = 6,55 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\text{D'où } V = n / C = 6,55 \cdot 10^{-5} / 0,0131 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 5 \text{ ml}$$

Thiosulfate :

$$C = 0,025 \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow n = 2 \times 1,31 \cdot 10^{-4} = 2,62 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{D'où } V = n / C = 2,62 \cdot 10^{-4} / 0,025 = 0,010 \text{ L} = 10 \text{ ml}$$

Résultats de l'expérience :

Erlenmeyer	1	2	3	4
Volume de Thiosulfate versé (ml)	9,9	9,85	4,9	5
C _{iode} (mol.L ⁻¹)	0,0116	0,0116	C _{iode moy} :	0,01160

Le TP fonctionnant toujours, j'ai de nouveau réduit de moitié la concentration en thiosulfate.

Expérience 7 :

Thiosulfate :

$$C = 0,025 / 2 = 0,0125 \text{ mol.L}^{-1} \quad \rightarrow \quad n = 1,31 \cdot 10^{-4} \times 2 = 2,62 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$V = n / C = 2,62 \cdot 10^{-4} / 0,0125 = 0,021 \text{ L} = 21 \text{ ml}$$

Après dosage du thiosulfate $C_{\text{thio}} = 0,0123 \text{ mol.L}^{-1}$

Résultats de l'expérience :

Erlenmeyer	1	2	3	4
Volume de thiosulfate versé (ml)	20	19,9	10	9,9
Ciode (mol.L^{-1})	0,0123	0,0122	$C_{\text{iode moy}}$:	0,01225

L'expérience fonctionnant toujours, on peut de nouveau diminuer la concentration de l'iode.

Expérience 8 :

Iode :

$$C = 0,0131 / 2 = 6,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \quad \rightarrow \quad n = 6,55 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Glucose :

$$C = 0,0131 \text{ mol.L}^{-1} \quad \rightarrow \quad n = 6,55 \cdot 10^{-5} / 2 = 3,275 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$V = n / C = 3,275 \cdot 10^{-5} / 0,0131 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 2,5 \text{ ml}$$

Thiosulfate :

$$C = 0,0123 \text{ mol.L}^{-1} \quad \rightarrow \quad n = 6,55 \cdot 10^{-5} \times 2 = 1,31 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$V = n / C = 1,31 \cdot 10^{-4} / 0,0123 = 0,0106 \text{ L} = 10,6 \text{ ml}$$

Résultats de l'expérience :

Erlenmeyer	1	2	3	4
Volume de thiosulfate versé (ml)	10,1	10,25	5,3	5,35
Ciode (mol.L^{-1})	$6,21 \cdot 10^{-3}$	$6,30 \cdot 10^{-3}$	$C_{\text{iode moy}}$:	$6,255 \cdot 10^{-3}$

Plus on diminue les quantités, moins on est précis avec la verrerie utilisée dans le laboratoire d'enseignement. Pour cette raison, on ne diminuera pas plus les concentrations d'iode et de thiosulfate.

Expérience 9 :

Pour finir j'ai seulement dilué la solution de glucose afin d'en introduire 5 ml et non 2,5 ml.

Glucose :

$$n = 6,55 \cdot 10^{-5} / 2 = 3,275 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$V = 5 \text{ ml}$$

$$C = 3,275 \cdot 10^{-5} / 5 \cdot 10^{-3} = 6,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

(Résultats très similaires aux précédents)

d- Conclusion.

Voici un récapitulatif de l'évolution des concentrations au fur et à mesure des expériences :

Expérience n°	1	3	4	8	9
Iode	0,1 mol.L ⁻¹	0,0262	-	6,55.10 ⁻³	-
Thiosulfate	0,05 mol.L ⁻¹	-	-	0,0125	-
Glucose	0,05 mol.L ⁻¹ (10 ml)	- (2,5 ml)	0,0131 (10 ml)	- (2,5 ml)	6,55.10 ⁻³ (5 ml)

On a donc, par rapport au TP initial, divisé la concentration d'iode par 16, et celle de thiosulfate par 4 ! Cela n'est pas négligeable, et bien plus respectueux de la chimie verte que le TP tel qu'il est donné à l'origine.

3. Application concrète de ce TP.

Dosage des sucres du jus de pommes.

Sur une brique de jus de pommes il était écrit qu'il y a 11 g de glucides pour 100 ml de jus, c'est à dire 110 g pour 1 L.

$$M_{\text{glucose}} = 180 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$C = 110 / 180 = 0,611 \text{ mol.L}^{-1}$$

Il faut donc le diluer 100 fois afin de pouvoir le doser avec les concentrations que j'ai utilisées précédemment.

Glucose :

$$V = 5 \text{ ml}$$

$$C = 6,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$n = 6,11 \cdot 10^{-5} \times 5 \cdot 10^{-3} = 3,055 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Iode :

$$C = 6,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$n = 6,55 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Thiosulfate :

$$C = 0,0125 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$n = (6,55 \cdot 10^{-5} - 3,055 \cdot 10^{-3}) \times 2 = 6,99 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$V = n / c = 6,99 \cdot 10^{-5} / 0,0125 = 5,6 \cdot 10^{-3} = 5,6 \text{ ml}$$

Erlenmeyer	1	2	3	4
Volume de thiosulfate versé (ml)	10,1	10,15	5,2	5,25
Consommé par le glucose (ml)	-	-	4,925	4,875
C _{glucose}	-	-	$6,15 \cdot 10^{-3}$	$6,09 \cdot 10^{-3}$

Détail des calculs :

$$n_{\text{thio1}} = 4,925 \cdot 10^{-3} \times 0,0125 = 6,15 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n_{\text{glucose1}} = 6,15 \cdot 10^{-5} / 2 = 3,078 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$C_{\text{glucose1}} = 3,078 \cdot 10^{-5} / 5 \cdot 10^{-3} = 6,15 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$n_{\text{thio2}} = 4,875 \cdot 10^{-3} \times 0,0125 = 6,09 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n_{\text{glucose2}} = 6,09 \cdot 10^{-5} / 2 = 3,047 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$C_{\text{glucose2}} = 3,047 \cdot 10^{-5} / 5 \cdot 10^{-3} = 6,09 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

On peut donc constater que l'on retrouve expérimentalement une concentration similaire à celle indiquée (aux erreurs expérimentales près) sur la brique de jus de pomme. Notre TP dans sa nouvelle formulation fonctionne bien. On retiendra donc ces valeurs dans l'optique d'une chimie verte.

4. Résumé

Oxydation des sucres par l'iode dans l'optique d'une chimie verte :

	initiale	Optique chimie verte
Iode	0,1 mol.L ⁻¹	6,55.10 ⁻³
Thiosulfate de sodium	0,05 mol.L ⁻¹	0,0125
Glucose	0,05 mol.L ⁻¹ (10 ml)	6,55.10 ⁻³ (5 ml)

On a donc, par rapport au TP initial, divisé la concentration d'iode par 16, et celle de thiosulfate de sodium par 4 !

Bien plus respectueux de la chimie verte que le TP tel qu'il est donné à l'origine !