

À partir de vos connaissances et des documents ci-dessous, rédiger une synthèse de 30 lignes maximum permettant d'étudier la réactivité du diiode contenu dans une solution de Lugol.

La démonstration se fera par l'établissement de l'équation de la réaction et l'analyse du type de réaction mise en jeu, puis par l'explication de l'intérêt d'un suivi spectrophotométrique (en justifiant également la longueur d'onde utilisée). Vous exploiterez ensuite la courbe de l'avancement de la réaction en vue de vérifier la masse de diiode contenu dans la solution commerciale. Vous évoquerez enfin l'influence des différents paramètres expérimentaux sur la cinétique de cette réaction (paramètres mis en évidence dans ces expériences et autres paramètres que vous connaissez).



**Document 1 : La solution de Lugol**

On trouve en pharmacie, sous le nom de solution de Lugol (du nom du médecin français Jean Lugol), un antiseptique à base de diiode de couleur brune (le diiode étant la seule espèce colorée en solution). La solution commerciale de "Lugol à 1%" contient 1 g de diiode pour 100 mL de solution. Elle est chimiquement stable. Cependant, au contact de certains métaux (aluminium, fer, zinc...), ou exposée à la lumière, la solution perd de son effet bactéricide.

**Document 2 : Principe du suivi cinétique**

Le diiode réagit lentement au contact du zinc solide. La solution se décolore alors progressivement. Selon les conditions expérimentales, on peut modifier la vitesse de cette réaction.

Les demi-équations d'oxydoréduction mises en jeu sont les suivantes :  $I_2(aq) + 2 e^- = 2 I^-(aq)$  et  $Zn^{2+}(aq) + 2 e^- = Zn(s)$ .

**Document 3 : Expérience menée à température ambiante (20°C)**

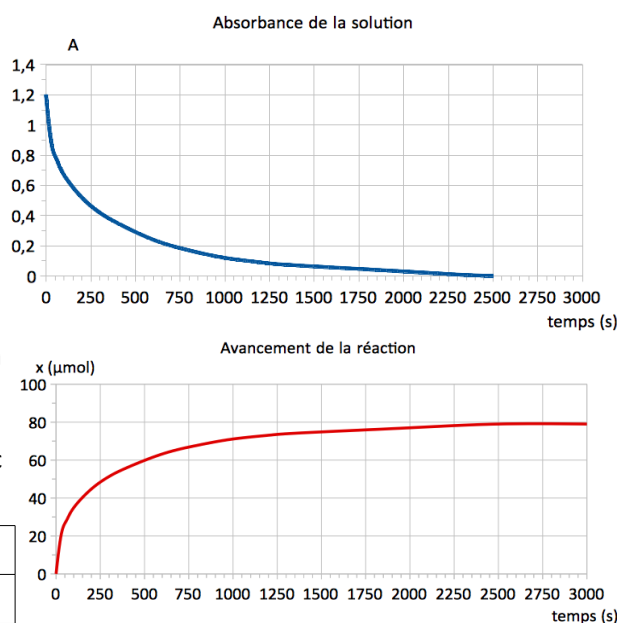
On verse 2,0 mL de la solution commerciale de Lugol dans une fiole jaugée de 100,0 mL, qu'on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. On bouche la fiole et on homogénéise la solution diluée S.

On relie un spectrophotomètre à l'interface d'acquisition d'un ordinateur. On réalise le "blanc" avec de l'eau distillée à la longueur d'onde d'étude optimale (470 nm).

À l'instant  $t = 0$  s, on verse la solution S dans un bécher contenant une lame de zinc. Puis on mesure l'absorbance de la solution à différents instants  $t$  (cf. tableau ci-dessous).

On obtient alors les courbes ci-contre.

À la fin de la réaction, la solution est incolore et il reste du zinc solide.



<b>t (s)</b>	0	30	60	100	200	300	400	600
<b>A</b>	1,2	0,88	0,77	0,67	0,52	0,42	0,35	0,24
<b>t (s)</b>	800	1000	1200	1400	2000	2500	3000	
<b>A</b>	0,17	0,12	0,09	0,07	0,03	0,00	0,00	

**Document 4 : Expérience menée à température ambiante (20°C) sous éclairage lumineux**

On réalise la même expérience que dans le document 3, mais le mélange réactionnel est ici éclairé par une lampe UV. Une fois la réaction achevée, on analyse les courbes d'absorbance et on obtient un temps de demi-réaction égal à  $t_{1/2} = 105$  s.

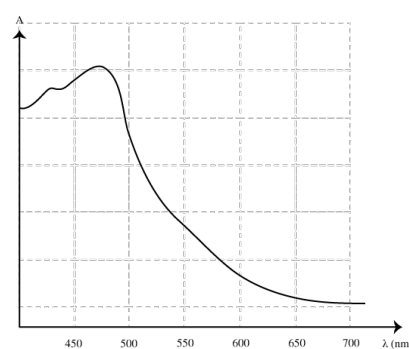
**Document 5 : caractéristiques du diiode  $I_2$**

Masse molaire moléculaire :  $M(I_2) = 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Coefficient d'absorption molaire à 470 nm :

$$\epsilon_{470} = 1,5 \times 10^3 \text{ L} \cdot \text{cm}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

**Document 6 : Absorbance d'une solution aqueuse de diiode  $I_2$  (en unités arbitraires)**



### Correction synthèse de documents – solution antiseptique

Compétences : APP = s'approprier ; ANA = analyser ; REA = Réaliser ; VAL = valider ; COM = communiquer.

	APP	ANA	REA	VAL	COM
Équation de la réaction : $I_2(aq) + Zn(s) \rightarrow 2 I^-(aq) + Zn^{2+}(aq)$		1			
C'est une réaction d'oxydoréduction.		0,5			
Étude spectrophotométrique de la cinétique car une espèce colorée disparaît	1				
On se place à la longueur d'onde correspondant au maximum d'absorption de cette espèce colorée, soit 470 nm.	0,5				
Analyse de la courbe d'avancement : absorbance finale nulle / solution décolorée avec zinc restant, donc quantité de matière de diiode finale nulle	1				
$n_{ini}(I_2) = x_{max}$ soit $n_{ini}(I_2) = 80 \mu\text{mol}$ . Ainsi, $m_{ini}(I_2) = n_{ini}(I_2) \times M(I_2) = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ g}$ dans 2 mL de solution commerciale. Dans un flacon de 100 mL, on a donc $m_{flacon} = 50 \times m_{ini}(I_2) = 1,0 \text{ g}$ .		1		1	
Facteurs cinétiques :					
- les UV accélèrent la réaction puisque $t_{1/2} = 105 \text{ s}$ (doc 4) avec UV, contre $t_{1/2} = 150 \text{ s}$ sans UV, d'après la courbe du doc 3.		1			
- augmentation de la vitesse de réaction par une augmentation de la température ou par la présence d'un catalyseur.		2			
Qualité de la rédaction					1