EXERCICE I : Dépolluer une eau avec des carapaces de crevettes /40

1.1. D'après le spectre d'absorption, la solution absorbe préférentiellement la lumière de longueur d'onde λ_{max} = 800 nm. *

1.2. Au cours d'une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve $n_S = n_{F1}$. *

$C_S.V_S = C_{F1}.V_{F1}$, donc $V_S = \frac{C_{F1}.V_{F1}}{C_S}$

$V_S = \frac{0,10 \times 10,0}{0,50}$ = 2,0 mL.

À l'aide d'une pipette jaugée de 2,0 mL, on prélève de la solution mère que l'on verse dans une fiole jaugée de 10,0 mL. On ajoute de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On bouche et on agite vigoureusement. *

1.3. Le taux d'avancement final est défini par $\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$. *

Le chitosane est en excès, ainsi le réactif limitant est Cu^{2+}.

On peut déterminer l'avancement maximal x_{max} : $n_{Cu^{2+}initiale} - x_{max} = 0$

Soit $C_0.V_0 - x_{max} = 0$ *

$x_{max} = C_0.V_0$

$x_{max} = 0,10 \times 40 \times 10^{-3} = 4,0 \times 10^{-3}$ mol = 4,0 mmol

Il faut déterminer l'avancement final x_f : *

$n_{Cu^{2+}initiale} - x_f = n_{Cu^{2+}finale}$

$C_0.V_0 - x_f = C_f.V_0$ *

$x_f = C_0.V_0 - C_f.V_0$

$x_f = V_0.(C_0 - C_f)$

Il faut déterminer C_f en exploitant les résultats du dosage par étalonnage.

D'après la loi de Beer-Lambert, $A = k.C$, déterminons la constante de proportionnalité k.

Résultats expérimentaux *

Solution	F1	F2	F3	F4	F5	F6	Filtrat
Concentration en Cu^{2+} en $mol.L^{-1}$	0,10	0,050	0,040	0,030	0,020	0,010	C_f
A	1,13	0,58	0,44	0,34	0,23	0,11	0,30

En traçant l'absorbance en fonction de la concentration sur la calculatrice, .et en modélisant le nuage de point obtenu par une droite, on trouve que k, le coefficient directeur de la droite est égal à environ k = 11 $L.mol^{-1}$ *

$A_f = k_{moy}.C_f$ donc $C_f = \frac{A_f}{k_{moy}}$

$C_f = \frac{0,30}{11} = 2,7 \times 10^{-2}$ $mol.L^{-1}$. *

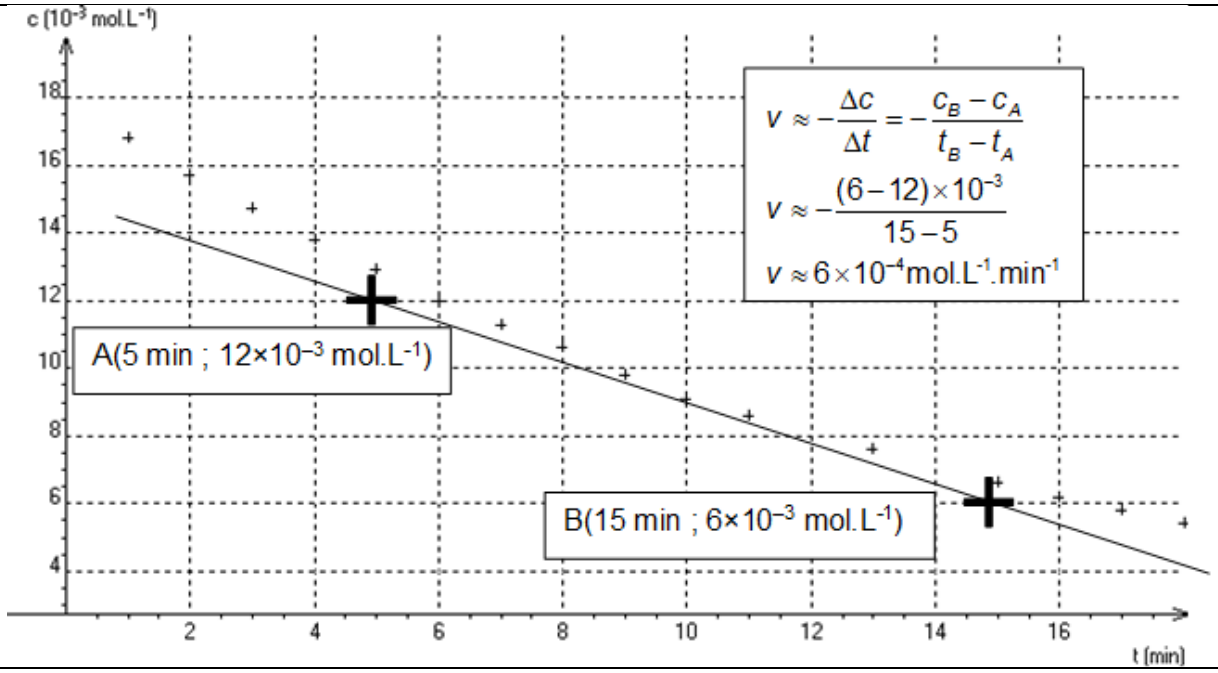
On accède à x_f :

$x_f = 40 \times 10^{-3} \times (0,10 - 0,027) = 2,9 \times 10^{-3}$ mol = 2,9 mmol *

Finalement le taux d'avancement final est $\tau = \frac{2,9}{4,0}$ = 0,73, soit 73 % comme indiqué. *

Cette valeur est assez élevée, on peut dire que ce procédé est efficace.

Pour améliorer ce taux d'avancement, on pourrait agiter plus longtemps ou encore rendre la poudre de chitosane plus fine pour augmenter la surface de contact. *

2.1	$v_{conso} = -\frac{1}{V}.\frac{dn_{Cu^{2+}}}{dt} = -\frac{d[Cu^{2+}_{(aq)}]}{dt}$	*
2.2.		**
2.3.	La vitesse est égale à l'opposé du coefficient directeur de la tangente à la courbe représentative de la concentration en ions cuivre. Au cours du temps, la tangente devient de plus en plus horizontale. Ainsi son coefficient directeur diminue au cours du temps. La vitesse volumique de consommation des ions Cu^{2+} diminue au cours du temps. Le facteur cinétique mis en jeu est la concentration en réactifs Cu^{2+}qui diminue.	* *
2.4.	Comme déjà indiqué, on a $v_{conso} = -\frac{1}{V}.\frac{dn_{Cu^{2+}}}{dt} = -\frac{d[Cu^{2+}_{(aq)}]}{dt}$ où dt → 0. La ligne 19 montre que le programme calcule $v = -\frac{(c[i+1]-c[i])}{(t[i+1]-t[i])}$ et la liste de la ligne 11 des instants t montre que t[i+1] – t[i] = 1 or les unités de v sur l'ordonnée de la figure 5 (mmol.L^{-1}.min^{-1}) montrent qu'il s'agit d'1 min. La durée entre deux instants consécutifs est relativement longue, ainsi on obtient qu'une valeur approchée avec cette méthode.	*
2.5	La modélisation indique v = 0,065.c – 0,005, cette relation est très proche de celle d'une fonction linéaire v = 0,065.c. On peut considérer que la vitesse est proportionnelle à la concentration en réactifs Cu^{2+}. Ainsi cette transformation peut être modélisée par une loi d'ordre 1.	**
3.1.1	Doser une espèce chimique consiste à déterminer la quantité de matière de cette espèce chimique en solution.	*
3.1.2	Un dosage par titrage est destructif, ce qui n'est pas le cas d'un dosage par étalonnage	*
3.2.1	Le titrage des ions Cu^{2+} est indirect, car l'espèce réellement titrée est le diiode restant après réaction avec les ions Cu^{2+}, et ce n'est qu'à partir de cette donnée qu'on a [Cu^{2+}]	*
3.2.2	On doit être sûr que tous les réactifs ont été totalement consommés afin de pouvoir déterminer leurs quantités de matière.	*
3.2.3	La transformation 2 doit être rapide pour servir de support au titrage.	*
3.2.4	L'ion iodure est le réducteur et le diiode l'oxydant réduction : $I_2(aq) + 2e^- = 2\ I^-(aq)$ Couple $I_2(aq) / I^-(aq)$ L'ion thiosulfate est le réducteur et l'ion tétrathionate est l'oxydant oxydation : $2\ S_2O_3^{2-}(aq) = S_4O_6^{2-}(aq) + 2e^-$ Couple $S_4O_6^{2-}(aq) / S_2O_3^{2-}(aq)$	* *

<table>
<tr><td>3.3.1</td><td>Le volume de solution S doit être mesuré avec précision, on utilisera de la verrerie jaugée. On prendra une pipette jaugée de 20,0 mL</td><td>*</td></tr>
<tr><td>3.3.2</td><td>La coloration brune de la solution est due au diiode.</td><td>*</td></tr>
<tr><td>3.3.3</td><td>L'empois d'amidon joue le rôle d'indicateur coloré, il donne, en présence de diiode, une coloration bleue à la solution. Celle-ci disparaît quand tout le diiode est consommé, ainsi on repère l'équivalence.</td><td>*</td></tr>
<tr><td>3.4.1</td><td>A l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de titrage. Ils sont tous deux intégralement consommés.</td><td>*</td></tr>
<tr><td>3.4.2</td><td>A l'aide du tableau d'avancement pour la réaction 2 :.
<table>
<tr><td></td><td>$I_2(aq)$ + 2 $S_2O_3^{2-}(aq)$ = 2 $I^-(aq)$ +</td><td></td><td></td><td>$S_4O_6^{2-}(aq)$</td></tr>
<tr><td>EI</td><td>$n(I_2)$</td><td>n_T</td><td>beaucoup</td><td>0</td></tr>
<tr><td>ECT</td><td>$n(I_2) - x \neq 0$</td><td>$n_T - 2x \neq 0$</td><td>beaucoup</td><td>x</td></tr>
<tr><td>à l'équivalence</td><td>$n(I_2) - x_E = 0$</td><td>$n_T - 2x_E = 0$</td><td>beaucoup</td><td>x_E</td></tr>
</table>
$n(I_2) = x_E$ et $x_E = \frac{n_T}{2}$ on a donc $n(I_2) = \frac{n_T}{2}$</td><td>*

**</td></tr>
<tr><td>3.4.3</td><td>$n(I_2) = \frac{n_T}{2} = \frac{[S_2O_{3(aq)}^{2-}].V_E}{2}$
$n(I_2) = \frac{1,00\times10^{-2}\times12,0\times10^{-3}}{2}$ = $6,00\times10^{-5}$ mol</td><td>**</td></tr>
<tr><td>3.4.4</td><td>D'après la réaction 1, $\frac{n_{Cu^{2+}}}{2} = n(I_2)$ soit $\frac{n_0}{2} = n(I_2)$ donc $n_0 = 2\ n(I_2)$
$n_0 = 12,0\times10^{-5}$ mol</td><td>*
*</td></tr>
<tr><td>3.4.5.</td><td>$[Cu^{2+}(aq)] = \frac{n_0}{V}$
$[Cu^{2+}(aq)] = \frac{12,0\times10^{-5}}{20\times10^{-3}}$ = $6,00\times10^{-3}$mol.L^{-1}</td><td>*
*</td></tr>
</table>