Amérique du nord 1999 - **Réaction entre les ions iodures et l'eau oxygénée suivie par colorimétrie** - ? points

Calculatrice autorisée - $?min$

Lorsqu'on fait réagir de l'eau oxygénée, en milieu acide, sur une solution d'iodure de potassium, il se forme du diiode I_2 au cours d'une réaction lente. On se propose, dans cet exercice, d'étudier une méthode de suivi cinétique de cette réaction par comparaison colorimétrique. Les solutions de diiode sont colorées et leur teinte va du jaune pâle au marron foncé suivant leur concentration.

I. Préparation des échantillons colorimétriques

Afin de pouvoir estimer la concentration en I_2 d'un mélange réactionnel, on prépare d'abord dix solutions contenant des concentrations en I_2 croissantes à partir d'une solution-mère de concentration $C = 2,0.10^{-2}\,mol.L^{-1}$. Ces solutions sont stockées dans des tubes à essais numérotés de 1 à 10.

Les tubes à essais sont disposés sur des supports dans l'ordre croissant de leur concentration en I_2.

Tube $n°$	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
$[I_2]$ $(\times 10^{-3}\,mol.L^{-1})$	$0,20$	$0,35$	$0,50$	$0,75$	$1,0$	$1,5$	$2,0$	$3,0$	$4,0$	$5,0$

Exemple : tube 6 $[I_2] = 1,5 \times 10^{-3}\,mol.L^{-1}$;
On dispose, pour cette opération, du seuil matériel suivant :

- pipettes jaugées de $5\,mL$, $10\,mL$, $20\,mL$;
- burette graduée ;
- tube à essais ;
- fioles jaugées de $100\,mL$;
- eau distillée ;
- béchers de $100\,mL$;
- solution-mère.

1. Quel sera le tube le plus foncé ? Le plus clair ?
2. Indiquer le maériel à utiliser, ainsi que les volumes utiles des solutions à mettre en jeu, si l'on veut réaliser $100\,mL$ de solution destinée au tube $n°6$.

II. Suivi de la cinétique de la réaction

Au temps $t = 0$, on mélangedans un autre tube à essais un volume $V = 100\,mL$ d'une solution acidifiée (H^+ en excès) d'eau oxygénée ($C = 1,0.10^{-2}\,mol.L^{-1}$) et un volume $V' = 10,0\,mL$ d'une solution d'iodure d epotassium ($C' = 0,20\,mol.L^{-1}$). Le mélange réactionnel, initialement incolore, se colore progressivement avec la formation de I_2. On note les instants où la teinte de la solution est la même que celle d'un des échantillons ; par exemple la teinte de la solution à l'instant $48\,s$ est la même que celle de l'échantillon témoin du tube $n°3$.

Tube $n°$	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Date (s)	13	29	48	67	107	163	220	370	657	$> 1\,500$

L'équation bilan de la réaction est :

$$H_2O_2 + 2\,I^- + 2\,H^+ \longrightarrow 2\,H_2O + I_2$$

1. Tracer sur une feuille de papier millimétré, le graphe : $[I_2] = f(t)$ pour ce mélange réactionnel.
   On se limitera aux valeurs correspondant à $t < 1\,500\,s$.
2. Définir la vitesse instantannée de formation du diiode. Déterminer sa valeur aux temps $t = 0$ et $t = 200\,s$ en faisant apparaître, sur le graphe, la méthode utilisée.
   Comparer ces vitesses. Comment expliquer leur différence ?
3. Lequel des deux réactifs (autre que H^+) a été introduit en excès ?
   Déterminer quelle sera la concentration en diiode lorsque le mélange réactionnel aura cessé d'évoluer.
4. Le temps de demi-réaction, noté $t_{1/2}$ correspond ici à la durée au bout de laquelle la concentration en diiode est la moitiée de celle calculée à la question $II.3$. Déterminer, graphiquement, ce temps de demi-réction.
5. En réalité les temps du tableau précédent sont obtenus avec une assez grande imprécision. Pourquoi ?