

**Contexte :**

Un système chimique est constitué d'espèces chimiques qui peuvent être colorées. La couleur prise par le système chimique peut évoluer pour différentes raisons.

**Comment l'évolution de la couleur d'un système chimique peut-elle être utilisée pour déterminer des concentrations ?**

**Documents à votre disposition :**

**Information 1 : la solution de diiode**

Une solution aqueuse de diiode est composée d'eau et de diiode ( $I_{2(aq)}$ ). Selon la concentration en diiode la couleur de la solution varie du jaune clair au brun.

**Information 2 : la solution de thiosulfate de sodium**

Une solution aqueuse de thiosulfate de sodium est composée d'eau, d'ions sodium ( $Na^+_{(aq)}$ ) et d'ions thiosulfate ( $S_2O_3^{2-}_{(aq)}$ ). Elle est incolore.

**Information 3 : la loi de Beer-Lambert**

Pour une longueur d'onde donnée  $\lambda$  et pour une cuve de dimensions fixes, la concentration  $C$  (en  $mol.L^{-1}$ ) d'une espèce colorée en solution est proportionnelle à l'absorbance  $A$  (sans unité) de cette solution. La loi de Beer-Lambert se traduit donc par la relation suivante :  $A = k \times C$

où  $k$  (en  $L.mol^{-1}$ ) est une constante dépendant de la cuve et de la longueur d'onde  $\lambda$  de la lumière utilisée.

**Travail à effectuer**

**1- Suivre un protocole (10 minutes conseillées)**

- Dans un tube à essai introduire à l'aide des burettes graduées :
  - $V_1=4,0$  mL de solution aqueuse de diiode de concentration  $c_1 = 5,0.10^{-3} mol.L^{-1}$ .
  - $V_2=3,0$  mL de solution de thiosulfate de sodium de concentration  $c_2 = 1,0.10^{-2} mol.L^{-1}$ .
  - $V_3 = 3,0$  mL d'eau distillée
- Boucher le tube à essais puis agiter.
- Observer la couleur de la solution.

**2- Interpréter (30 minutes conseillées)**

- Émettre des hypothèses sur les causes du changement de coloration de la solution.
- Proposer des protocoles expérimentaux permettant de valider ou d'invalider vos hypothèses.
- Faire valider par le professeur.
- Réaliser ces protocoles et conclure.

**3- Déterminer la concentration en diiode (40 minutes conseillées)**

On souhaite déterminer la concentration en diiode de la solution obtenue lors du mélange réalisé dans la partie 1.

- Proposer un protocole permettant de déterminer expérimentalement cette concentration.
- Faire valider par le professeur.
- Proposer une méthode permettant de déterminer théoriquement cette concentration et l'appliquer.

Aide 1 :

Une solution peut changer de couleur si on modifie sa concentration

Aide 2 :

On peut diminuer la concentration d'une solution :

- en la diluant
- en diminuant la quantité de matière de soluté

Aide 3 :

Pour faire diminuer la quantité de matière de soluté, on peut utiliser une réaction chimique.

Aide 4 : **non pénalisante**

L'équation de la réaction rencontrée est :  $I_{2(aq)} + 2 S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2 I^-_{(aq)} + S_4O_6^{2-}(aq)$

Aide 5 :

La quantité de matière d'une espèce X en solution est donnée par la relation :

$$n(X) = C(X) \cdot V_{sol}$$

C(X) est la concentration de l'espèce en solution en mol.L<sup>-1</sup>

V<sub>sol</sub> est le volume de solution en L

n(X) est la quantité de matière de l'espèce présente dans le volume V<sub>sol</sub> en mol

Aide 6 :

$$n(I_2)_{initial} = C_1 \cdot V_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 4,0 \cdot 10^{-3} = 4,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n(S_2O_3^{2-})_{initial} = C_2 \cdot V_2 = 1,0 \cdot 10^{-3} \times 3,0 \cdot 10^{-3} = 3,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

Aide 7 :

D'après l'équation de la réaction

quand 1 mole de I<sub>2</sub> disparaît 2 moles de S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> disparaissent.

quand 2 moles de I<sub>2</sub> disparaissent 4 moles de S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> disparaissent

quand 3 moles de I<sub>2</sub> disparaissent 6 moles de S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> disparaissent etc.....

Aide 8 :

Il reste du I<sub>2</sub> (on le sait à la couleur) mais plus de S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup>. On sait que la quantité de matière de I<sub>2</sub> consommée est 2 fois plus petite que celle de S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup>.

Aide 9 :

On en déduit que la quantité de I<sub>2</sub> consommé est

$$n(I_2)_{cons} = n(S_2O_3^{2-})/2 = 3,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol}/2 = 1,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol.}$$

Aide 10 :

On en déduit que la quantité de matière de I<sub>2</sub> restant en solution est

$$n(I_2)_{final} = n(I_2)_{initial} - n(I_2)_{cons} = 4,0 \cdot 10^{-5} - 1,5 \cdot 10^{-6} = 3,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Aide 11 :

On en déduit que la concentration finale en I<sub>2</sub> est

$$C(I_2)_{final} = n(I_2)_{final}/V_{final} = 3,8 \cdot 10^{-5}/10 \cdot 10^{-3} = 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

tableau d'avancement					
Équation de la réaction		$I_{2(aq)} + 2 S_2O_3^{2-(aq)} \rightarrow S_4O_6^{2-(aq)} + 2I^-(aq)$			
État du système	Avancement	Quantité de matière en mol			
État initial	0				
État intermédiaire	x				
État final	$x_{max}$				

tableau d'avancement complété avec valeurs					
Équation de la réaction		$I_{2(aq)} + 2 S_2O_3^{2-(aq)} \rightarrow S_4O_6^{2-(aq)} + 2I^-(aq)$			
État du système	Avancement	Quantité de matière en mol			
État initial	0	$4,0 \cdot 10^{-5}$	$3,0 \cdot 10^{-6}$	0	0
État intermédiaire	x	$4,0 \cdot 10^{-5} - x$	$3,0 \cdot 10^{-6} - 2x$	x	2x
État final	$x_{max}$	$4,0 \cdot 10^{-5} - x_{max}$	$3,0 \cdot 10^{-6} - 2x_{max}$	$x_{max}$	$2x_{max}$

le tableau d'avancement complété sans les valeurs					
Équation de la réaction		$I_{2(aq)} + 2 S_2O_3^{2-(aq)} \rightarrow S_4O_6^{2-(aq)} + 2I^-(aq)$			
État du système	Avancement	Quantité de matière en mol			
État initial	0	$C_1 \cdot V_1$	$C_2 \cdot V_2$	0	0
État intermédiaire	x	$C_1 \cdot V_1 - x$	$C_2 \cdot V_2 - 2x$	x	2x
État final	$x_{max}$	$C_1 \cdot V_1 - x_{max}$	$C_2 \cdot V_2 - 2x_{max}$	$x_{max}$	$2x_{max}$