

Ref : l'épreuve de travaux pratiques  
à l'oral des concours

Florence Daumarie  
Richard-Emmanuel Eastes  
Valérie Prévost  
Thomas Zabulon

Editions Rue d'Ulm p 15

# Constante de partage de $I_2$ Constante de formation de $I_3^-$

## Objectifs

Illustrer de manière colorée la solubilité du diiode dans deux solvants non miscibles (l'eau et le cyclohexane) et calculer la constante thermodynamique  $K_1$  de cet équilibre de partage.

Déterminer la constante globale  $K_2$  de formation du complexe  $I_3^-$  en s'appuyant sur la valeur du coefficient de partage  $K_1$  déterminé précédemment.

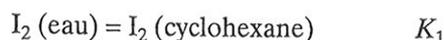
## 1. Manipulation

Il est conseillé de se reporter à la fiche des produits utilisés dès le début de l'épreuve.

Rincer soigneusement la verrerie à l'acétone de rinçage lorsque celle-ci a été en contact avec la solution organique ; à l'eau permutée sinon.

### 1.1. Constante de partage $K_1$

On étudie l'équilibre de partage du diiode entre deux solvants : l'eau et le cyclohexane.



**Attention : pendant toute la durée de la manipulation, le port de lunettes et de gants est obligatoire.**

On dispose :

- d'une solution de diiode ( $I_2$ ) dans le cyclohexane à  $0,040 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- d'une solution aqueuse de thiosulfate de sodium ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) à  $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- d'une solution aqueuse d'iodure de potassium (KI) à  $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

## sujet 2

Noter la température de la pièce.

$$\theta = \dots^\circ\text{C}$$

### 1.1.1. Visualisation du partage du diiode entre l'eau et le cyclohexane

Dans deux erlenmeyers de 250 mL numérotés 1 et 2, préparer les deux mélanges suivants :

Erlenmeyer	$I_2$ dans le cyclohexane	Cyclohexane pur	Eau
1	20,0 mL	0 mL	200 mL
2	10,0 mL	10,0 mL	200 mL

Tableau 2.1.

Placer les erlenmeyers munis de bouchons sur les agitateurs magnétiques et agiter fortement pendant 30 min. Puis transvaser le contenu dans des ampoules à décanter et laisser décanter 15 min.

### 1.1.2. Dosage du diiode par le thiosulfate de sodium

#### a. Phase organique

Prélever 1,00 mL directement dans l'ampoule, transvaser dans une fiole jaugée de 50 mL et compléter au trait de jauge avec du cyclohexane. Effectuer le dosage des solutions organiques 1 et 2, à l'aide du spectrophotomètre et des données qui vous seront remises par les examinateurs. Remplir le tableau 2.2.

#### b. Phase aqueuse

Laisser couler une partie de la phase aqueuse dans un bécher et prélever 50,0 mL de solution aqueuse. Les placer dans un erlenmeyer de 150 mL. Doser par la solution de thiosulfate de sodium (burette de 25 mL). Au moment où la solution devient jaune pâle, ajouter quelques gouttes d'indicateur coloré. À l'équivalence la solution devient incolore. Noter les volumes équivalents  $V'_{E1}$  et  $V'_{E2}$  de thiosulfate de sodium ajoutés aux solutions aqueuses 1 et 2. Remplir le tableau 2.2.

Erlenmeyer	A orga.	$V'_{Ei}$ aqueuse	$[I_2]$ (mol.L <sup>-1</sup> ) orga.	$[I_2]'$ (mol.L <sup>-1</sup> ) aqueux	$K_1$
1					
2					

Tableau 2.2.

## 1.2. Constante globale de formation de $I_3^-$

### 1.2.1. Visualisation du partage du diiode entre la solution de KI et le cyclohexane

Dans deux erlenmeyers de 250 mL numérotés 3 et 4, préparer les deux mélanges suivants :

Erlenmeyer	$I_2$ dans le cyclohexane	Cyclohexane pur	Solution de KI ( $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ )
3	20,0 mL	0 mL	200 mL
4	10,0 mL	10,0 mL	200 mL

Tableau 2.3.

Placer les erlenmeyers munis de bouchons sur les agitateurs magnétiques et agiter fortement pendant 30 min. Puis transvaser le contenu dans des ampoules à décanter et laisser décanter 15 min.

### 1.2.2. Dosage du diiode

#### a. Phase organique

Prélever 2,50 mL directement dans l'ampoule, transvaser dans une fiole jaugée de 50 mL et compléter au trait de jauge avec du cyclohexane. Effectuer le dosage des solutions organiques 3 et 4, à l'aide du spectrophotomètre et des données qui vous seront remises par les examinateurs. Remplir le tableau 2.4.

#### b. Phase aqueuse

Laisser couler une partie de la phase aqueuse dans un bécher. Prélever 50,0 mL de solution aqueuse et les placer dans un erlenmeyer de 150 mL. Doser par la solution de thiosulfate de sodium (burette de 50 mL). Au moment où la solution de diiode vire au jaune pâle, ajouter quelques gouttes d'indicateur coloré. À l'équivalence, la solution se décolore. Noter les volumes équivalents  $V'_{E3}$  et  $V'_{E4}$  de thiosulfate de sodium ajoutés aux solutions aqueuses 3 et 4. Remplir le tableau 2.4.

	A orga.	$V'_{Ei}$ (mL) aq.	$[I_2]$ orga.	$[I_2]'$ aq.	$[I_2]' + [I_3^-]'$ aq.	$[I_3^-]'$ aq.	$[I^-]'$ aq.	$K_2$
3								
4								

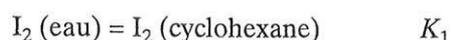
Tableau 2.4.

## 2. Compte rendu

### 2.1. Constante de partage

#### 2.1.1. Constante thermodynamique $K_1$ de partage entre deux solvants

On étudie l'équilibre de partage suivant :



## sujet 2

La constante  $K_1$  est appelée coefficient de partage de  $I_2$  entre l'eau et le cyclohexane. On détermine sa valeur en dosant  $I_2$  dans chacun des deux solvants.

### 2.1.2. Dosage du diiode par le thiosulfate de sodium

#### Question 1

Écrire l'équation bilan de la réaction de dosage du diiode par le thiosulfate de sodium.

#### Question 2

Écrire la relation à l'équivalence du dosage.

#### Question 3

En déduire les valeurs de  $[I_2]_{aq}$  pour chaque essai. Remplir le tableau 2.2.

### 2.1.3. Dosage spectrophotométrique du diiode dissous dans le cyclohexane

#### Question 4

Calculer les valeurs de  $[I_2]_{orga}$  pour chaque essai et remplir le tableau 2.2.

#### Question 5

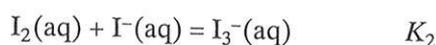
En déduire les valeurs de  $K_1$  et remplir le tableau 2.2.

#### Question 6

Les deux valeurs de  $K_1$  trouvées précédemment doivent-elles être égales? Expliquer. Donner la valeur de  $K_1$  qui vous semble la plus représentative.

## 2.2. Constante globale de formation $K_2$ du complexe $I_3^-$

Le diiode réagit avec les ions iodure ( $I^-$ ) pour donner le complexe  $I_3^-$  selon la réaction :



#### Question 7

Sous quelle(s) forme(s) l'iode se trouve-t-il dans la phase organique, parmi les trois citées ci-dessus?

#### Question 8

Sous quelle(s) forme(s) l'iode se trouve-t-il dans la phase aqueuse, parmi les trois citées ci-dessus?

#### Question 9

Le dosage du diiode dissous dans la phase organique permet d'accéder à la valeur du diiode dissous dans la phase aqueuse. Donner la relation entre  $[I_2]_{aq}$ ,  $[I_2]_{orga}$  et  $K_1$ . Calculer les valeurs de  $[I_2]_{orga}$  pour chaque essai.

### Question 10

En déduire la concentration du diiode dans la phase aqueuse pour chaque essai. Remplir le tableau 2.4.

### Question 11

Le dosage du diiode dans la phase aqueuse donne accès aux valeurs de  $[I_2]'_{aq} + [I_3^-]'_{aq}$ . En déduire les valeurs de  $[I_3^-]'_{aq}$  pour chaque essai et remplir le tableau 2.4.

### Question 12

Calculer la concentration initiale  $[I^-]_0$  des ions iodure dans la phase aqueuse pour chaque essai. En déduire les valeurs de  $[I^-]'_{aq}$  dans la phase aqueuse et remplir le tableau 2.4.

### Question 13

Calculer les valeurs de  $K_2$  pour chaque essai. Remplir le tableau 2.4.

### Question 14

Les deux valeurs de  $K_2$  trouvées précédemment doivent-elles être égales ? Expliquer. Donner la valeur de  $K_2$  qui vous semble la plus représentative.

## 3. Données relatives à l'expérience

Solvant	Mlg.mol <sup>-1</sup>	d (20 °C)	$\epsilon_r$	$\mu D$
H <sub>2</sub> O	18,0	1,00	80	1,86
cyclohexane	84,0	0,779	—	~ 0

Tableau 2.5. Caractéristiques des solvants de l'expérience.

Couple redox	Potentiel standard à 25 °C
I <sub>2</sub> (aq) / I <sup>-</sup> (aq)	0,62 V
I <sub>3</sub> <sup>-</sup> (aq) / I <sup>-</sup> (aq)	0,54 V
S <sub>4</sub> O <sub>6</sub> <sup>2-</sup> (aq) / S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> (aq)	0,08 V

Tableau 2.6. Valeurs des potentiels standard des couples en solution aqueuse à 25 °C.

### Référence bibliographique

F. DAUMARIE, P. GRIESMAR, S. SALZARD, *Florilège de chimie pratique*, Paris, Hermann, 1999.

## sujet 2

### Matériel

- 2 erlenmeyers 250 mL + 2 bouchons
- 2 erlenmeyers de 150 mL
- 2 erlenmeyers de 50 mL
- 1 bécher de 150 mL
- 1 éprouvette graduée de 250 mL
- 2 ampoules à décanter de 250 mL
- 2 bouchons
- 1 support d'ampoules
- 1 pipette graduée de 5 mL
- 1 pipette jaugée de 50 mL
- 1 fiole jaugée de 20 mL
- 1 propipette
- 2 paires de lunettes
- 1 pissette d'eau permutée
- papier d'essuyage
- 1 burette de 50 mL + 1 statif

- 1 agitateur magnétique (dosages)
- 1 agitateur magnétique (mélanges)
- 1 petit barreau aimanté
- 2 grands barreaux aimantés
- 2 bouchons verseur et mesureur
- 2 cuves spectro en verre
- 1 spectrophotomètre visible

### Produits

- solution de  $I_2$  dans le cyclohexane ( $0,04 \text{ mol.L}^{-1}$ ): 100 mL
- cyclohexane pur : 100 mL
- solution aqueuse de KI à  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ : 60 mL
- solution aqueuse de  $Na_2S_2O_3$   $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ : 20 mL
- acétone de rinçage
- eau permutée

# corrigé 2

## 2.1. Constante de partage

Erlenmeyer	A orga.	V'_{Ei} aqueuse	[I <sub>2</sub> ] (mol.L <sup>-1</sup> ) orga.	[I <sub>2</sub> ]' (mol.L <sup>-1</sup> ) aqueux	K <sub>1</sub>
1	0,505	3,80	0,0286	3,80.10 <sup>-4</sup>	75,3
2	0,254	1,90	0,0143	1,90.10 <sup>-4</sup>	75,3

Tableau 2.2.

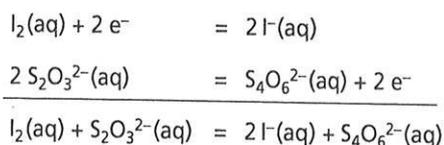
	A orga.	V'_{Ei} (mL) aq.	[I <sub>2</sub> ] orga.	[I <sub>2</sub> ]' aq.	[I <sub>2</sub> ]' + [I <sub>3</sub> <sup>-</sup> ]' aq.	[I <sub>3</sub> <sup>-</sup> ]' aq.	[I <sup>-</sup> ] aq.	K <sub>2</sub>
3	0,135	31,75	3,05.10 <sup>-3</sup>	4,05.10 <sup>-5</sup>	3,175.10 <sup>-3</sup>	3,13.10 <sup>-3</sup>	0,0906	797
4	0,073	16,05	1,64.10 <sup>-3</sup>	2,18.10 <sup>-5</sup>	1,605.10 <sup>-3</sup>	1,58.10 <sup>-3</sup>	0,0953	739

Tableau 2.4.

### Question 1

Équation bilan de la réaction de dosage du diiode par le thiosulfate de sodium

On utilise les valeurs de potentiels standard des couples données dans le tableau 2.6 pour déterminer la réaction chimique favorable thermodynamiquement. Le diiode I<sub>2</sub> va oxyder les ions thiosulfate selon la réaction :



### Question 2

Relation à l'équivalence du dosage

Soit  $n_{thio}$  la quantité de thiosulfate de sodium versée à l'équivalence et  $n_{I_2}$  celle de diiode présente initialement. À l'équivalence du dosage, on a la relation :

$$n_{I_2} = \frac{n_{thio}}{2} \Leftrightarrow [I_2]_{aq} = \frac{n_{thio}}{2V_{I_2}} = \frac{C_{thio} \cdot V'_{Ei}}{2V_{I_2}}$$

### Question 3

Valeurs de  $[I_2]_{aq}$  pour chaque essai

Essai 1 :

$$n_{I_2} = \frac{n_{thio}}{2} \Leftrightarrow [I_2]_{aq} = \frac{n_{thio}}{2V_{I_2}} = \frac{C_{thio} \cdot V'_{Ei}}{2V_{I_2}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-2} \times 3,80}{2 \times 50,0} = 3,80 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Essai 2 :

$$n_{I_2} = \frac{n_{thio}}{2} \Leftrightarrow [I_2]_{aq} = \frac{n_{thio}}{2V_{I_2}} = \frac{C_{thio} \cdot V'_{Ei}}{2V_{I_2}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-2} \times 1,90}{2 \times 50,0} = 1,90 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

## corrigé 2

### Question 4

Calcul des valeurs de  $[I_2]_{\text{orga}}$  pour chaque essai

### Remarque du jury

Durant le travail pratique, les candidats se sont vus demander le tracé du spectre d'absorption visible (ou UV ?) du diiode dans le cyclohexane. Quelques candidats ont très bien réagi : préparation d'une solution peu concentrée (afin que la valeur de l'absorbance  $A$  ne dépasse pas l'unité), connaissance du lien entre la couleur de la solution et la technique de dosage employée (si la solution est colorée, elle absorbe certaine longueur d'onde du visible), détermination de la longueur d'onde du maximum d'absorption dans le visible. D'autres, encore trop nombreux, maîtrisent mal la technique spectrophotométrique : tracé du spectre en faisant varier les longueurs d'onde dans l'UV « à cause » de la couleur de la solution, utilisation d'une solution à l'évidence trop concentrée (le spectre présente une « saturation » impressionnante mais le candidat ne comprend pas pourquoi), ignorance de la notion de maximum d'absorption, positionnement de la cuve « à l'envers »... Il est conseillé au candidat de se familiariser une ou deux fois dans l'année avec cette technique et avec l'appareil de mesure.

D'après la courbe d'étalonnage reproduite ci-dessous (jointe avec l'énoncé), on voit que l'absorbance  $A$  du diiode varie linéairement avec sa concentration  $[I_2]_{\text{orga}}$  : on retrouve la loi de Beer-Lambert :

$$A = \varepsilon \cdot \ell \cdot ([I_2]_{\text{orga}}/50)$$

Avec  $\varepsilon$  le coefficient d'extinction molaire du diiode à la longueur d'onde 520 nm, à 25 °C et dans le cyclohexane. Le facteur 50 est le facteur de dilution qui a lieu au cours de la préparation de l'échantillon.

D'après les valeurs fournies, on retrouve l'équation de cette droite :

$$A = 881 \cdot ([I_2]_{\text{orga}}/50) + 7,12 \cdot 10^{-4}$$

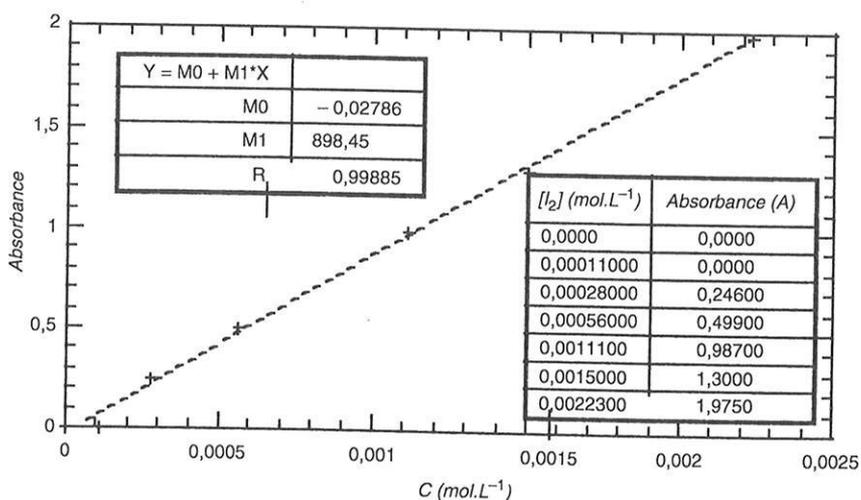


Figure 2.1. Droite d'étalonnage du diiode dans le cyclohexane à 520 nm.

$$\text{Essai 1: } 0,505 = 881 \cdot ([I_2]_{\text{orga}}/50) + 7,12 \cdot 10^{-4} \Leftrightarrow [I_2]_{\text{orga}}/50 = 5,72 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\Leftrightarrow [I_2]_{\text{orga}} = 0,0286 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Essai 2: } 0,254 = 881 \cdot ([I_2]_{\text{orga}}/50) + 7,12 \cdot 10^{-4} \Leftrightarrow [I_2]_{\text{orga}}/50 = 5,72 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\Leftrightarrow [I_2]_{\text{orga}} = 0,0143 \text{ mol.L}^{-1}$$

### Remarque du jury

La loi de Beer Lambert ( $A = \varepsilon \cdot \ell \cdot C$ ) est, en général, très bien connue des candidats.

### Question 5

#### Valeurs de $K_1$

Par définition, la constante  $K_1$  s'exprime de la manière suivante :

$$K_1 = \frac{[I_2]_{\text{orga}}}{[I_2]_{\text{aq}}}$$

Remarque : dans les travaux pratiques, le symbole « orga » remplace « cyclohexane » et « aq » remplace « eau ».

$$\text{Essai 1: } K_1 = \frac{[I_2]_{\text{orga}}}{[I_2]_{\text{aq}}} = \frac{0,0286}{3,80 \cdot 10^{-4}} = 75,3$$

$$\text{Essai 2: } K_1 = \frac{[I_2]_{\text{orga}}}{[I_2]_{\text{aq}}} = \frac{0,0143}{1,90 \cdot 10^{-4}} = 75,3$$

### Question 6

#### Valeurs de $K_1$ trouvées précédemment

La valeur de  $K_1$  la plus représentative est une moyenne des deux valeurs. Ici, les deux valeurs sont égales.

$$K_1 = 75,3$$

Le diiode est 75,3 fois plus soluble dans le cyclohexane que dans l'eau.

### Remarque du jury

Certains candidats (peu nombreux) croient encore que la valeur de la « constante d'équilibre » dépend des conditions initiales. Le jury rappelle que la « constante d'équilibre » porte bien son nom : sa valeur est donc « constante » et ne dépend que d'un seul paramètre, la température (loi de van't Hoff :  $\left(\frac{\partial \ln K}{\partial T}\right)_P = \frac{\Delta_r H^\circ(T)}{R \cdot T^2}$ ). Cette dernière ne variant pas pendant l'expérience, la valeur de la « constante d'équilibre » reste « constante ».

## 2.2. Constante globale de formation $K_2$ du complexe $I_3^-$

### Question 7

#### Forme(s) de l'iode dans la phase organique

Très majoritairement, la forme  $I_2$  apolaire est soluble dans le cyclohexane globalement apolaire. Les ions  $I_3^-$  et  $I^-$  y seront très peu solubles.

## corrigé 2

### Remarque du jury

Peu de candidats ont su répondre à cette question et à la suivante. Il était pourtant assez facile de faire le lien entre la structure des molécules ( $I_2$  apolaire donc soluble dans un solvant apolaire,  $I^-$  et  $I_3^-$  molécules chargées donc solubles dans un solvant polaire) et leurs solubilités dans les deux solvants (l'eau solvant polaire et le cyclohexane solvant apolaire).

### Question 8

#### Forme(s) de l'iode dans la phase aqueuse

Dans la phase aqueuse, on retrouve les formes :  $I_2$ ,  $I_3^-$  et  $I^-$ . Mais seules les formes  $I_3^-$  et  $I^-$  sont très solubles dans l'eau.

### Question 9

#### Relation entre $[I_2]_{aq}$ , $[I_2]_{orga}$ et $K_1$

D'après ce qui précède, la constante d'équilibre  $K_1$  relie les deux concentrations  $[I_2]_{aq}$  et  $[I_2]_{orga}$  :

$$K_1 = \frac{[I_2]_{orga}}{[I_2]_{aq}} \Rightarrow [I_2]_{aq} = [I_2]_{orga} / K_1$$

Essai 3 :  $A = 0,135$

Attention : il y a eu une dilution de 20.

$$\Rightarrow [I_2]_{orga} = 20 \times \frac{0,135 - 7,12 \cdot 10^{-4}}{881,0} = 3,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Essai 4 :  $A = 0,073$

$$\Rightarrow [I_2]_{orga} = 20 \times \frac{0,073 - 7,12 \cdot 10^{-4}}{881,0} = 1,64 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

### Remarque du jury

Très peu de candidats ont oublié le facteur de dilution.

### Question 10

#### Concentration du diiode dans la phase aqueuse

Essai 3 : d'après la question 9, on a :

$$[I_2]_{aq} = [I_2]_{orga} / K_1 = 3,05 \cdot 10^{-3} / 75,3 = 4,05 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Essai 4 :  $[I_2]_{aq} = [I_2]_{orga} / K_1 = 1,64 \cdot 10^{-3} / 75,3 = 2,18 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}.$

### Question 11

#### Valeurs de $[I_3^-]_{aq}$ pour chaque essai

D'après les valeurs des potentiels standard des couples  $I_2/I^-$  et  $I_3^-/I^-$ , on déduit que l'on dose les deux espèces  $I_2$  et  $I_3^-$  simultanément par les ions  $S_2O_3^{2-}$ .

Soit 
$$[I_2]_{aq} + [I_3^-]_{aq} = \frac{10^{-2} \cdot V_E}{100}.$$

On en déduit  $[I_3^-]_{\text{aq}}$  par simple différence (valeur de  $[I_2]_{\text{aq}}$  connue cf. Q10).

$$\begin{aligned} \text{Essai 3:} \quad [I_2]_{\text{aq}} + [I_3^-]_{\text{aq}} &= \frac{10^{-2} \cdot 31,75}{100} = 3,375 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \\ &\Rightarrow [I_3^-]_{\text{aq}} = 3,13 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}. \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Essai 4:} \quad [I_2]_{\text{aq}} + [I_3^-]_{\text{aq}} &= \frac{10^{-2} \cdot 16,05}{100} = 1,605 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \\ &\Rightarrow [I_3^-]_{\text{aq}} = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}. \end{aligned}$$

### Remarque du jury

Peu de candidats ont su expliquer pourquoi on dosait les deux espèces  $I_2$  et  $I_3^-$  en même temps. Étant donné le faible écart entre les valeurs des potentiels standard des deux couples, il était aisé de conclure que l'on ne pouvait pas les doser séparément.

### Question 12

Concentration initiale  $[I^-]_0$  des ions iodure dans la phase aqueuse pour chaque essai et valeurs de  $[I^-]_{\text{aq}}$  dans la phase aqueuse

$$[I^-]_0 = 0,100 \text{ mol.L}^{-1} \text{ cf. énoncé.}$$

Écrivons l'équation de conservation de la matière pour l'espèce  $I^-$ :

$$[I^-]_0 = [I^-]_{\text{aq}} + [I_3^-]_{\text{aq}} = 0,100$$

$$\Rightarrow [I^-]_{\text{aq}} = [I^-]_0 - [I_3^-]_{\text{aq}}$$

$$\text{Essai 3:} \quad [I^-]_{\text{aq}} = [I^-]_0 - [I_3^-]_{\text{aq}} = 0,100 - 3,13 \cdot 10^{-3} = 0,0970 \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$\text{Essai 4:} \quad [I^-]_{\text{aq}} = [I^-]_0 - [I_3^-]_{\text{aq}} = 0,100 - 1,58 \cdot 10^{-3} = 0,0980 \text{ mol.L}^{-1}.$$

### Remarque du jury

L'équation de conservation de la matière est, en général, bien maîtrisée.

### Question 13

Calcul des valeurs de  $K_2$  pour chaque essai

$$\text{Par définition,} \quad K_2 = \frac{[I_3^-]_{\text{aq}}}{[I^-]_{\text{aq}} \cdot [I_2]_{\text{aq}}}$$

$$\text{Essai 3:} \quad K_2 = \frac{3,13 \cdot 10^{-3}}{0,097 \times 4,05 \cdot 10^{-5}} = 797$$

$$\text{Essai 4:} \quad K_2 = \frac{1,58 \cdot 10^{-3}}{0,098 \times 2,18 \cdot 10^{-5}} = 739$$

### Question 14

Valeurs de  $K_2$  trouvées précédemment

$$\text{La valeur moyenne est la plus représentative: } K_2 = \frac{739 + 797}{2} = 768.$$