

# Chapitre VI SOLUTIONS COLOREES

NOTIONS ET CONTENUS	COMPÉTENCES EXIGIBLES
Réaction chimique, notion d'avancement et stœchiométrie, réactif limitant.	Argumenter sur l'évolution de la couleur d'une solution siège d'une réaction chimique à l'aide de la notion d'avancement. Identifier le réactif limitant, décrire quantitativement l'état final d'un système chimique.

## I. Changement de couleur et réaction chimique (TP8)

**Objectif :** - Observer l'évolution d'un système chimique grâce à des espèces colorées.  
- Connaître l'avancement  $x$  d'une réaction chimique.


 = expérience


 = compte-rendu

### A/ Évolution d'un système chimique

Solution S1 : solution de diiode,  $I_{2(aq)}$ , de concentration molaire  $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$


Solution S2 : solution de thiosulfate de sodium,  $(2Na^+ + S_2O_3^{2-})_{(aq)}$ , de concentration molaire  $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

 Dans un tube à essais, verser 2 mL de la solution S2. Ajouter 2 gouttes de solution S1. Agiter et observer.


 Pourquoi peut-on affirmer qu'une réaction chimique a eu lieu ? Préciser les couleurs de chaque solution au départ.

On observe un changement de couleur, donc les espèces chimiques présentes au début et à la fin de l'expérience ne sont pas les mêmes. C'est la définition d'une transformation chimique.

La solution de diiode est brune, celle de thiosulfate de sodium est incolore.

 Pour chacune des expériences 2 et 3, verser le contenu du bécher 1 dans le bécher 2. Agiter et observer.

Expérience 2		Expérience 3	
Bécher 1	Bécher 2	Bécher 1	Bécher 2
10 mL de S1	40 mL de S2	25 mL de S1	40 mL de S2

 Pour chaque expérience, quelle est la couleur de la solution finale ? Quelle conclusion peut-on en tirer ?

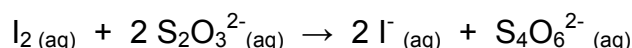
Expérience 2 : solution finale incolore donc le diiode a complètement disparu.

Expérience 3 : solution finale colorée donc le diiode n'a pas complètement disparu.

### B/ Stœchiométrie et avancement de la réaction

L'équation de la réaction chimique est :

-> Voir .ppt



• Les chiffres placés devant les espèces chimiques sont appelés *coefficients stœchiométriques*. Ils signifient qu'1 molécule de diiode réagit avec 2 ions thiosulfate pour

former **2 ions iodure** et **1 ion tétrathionate**. (*Remarque : Lorsque ce chiffre est égal à 1, on ne l'écrit pas*)

- En réalité, les quantités d'entités chimiques qui réagissent sont beaucoup plus importantes et ne s'expriment pas en nombres entiers d'entités mais en *quantité de matière* (ou nombre de moles).
- Par contre les proportions restent identiques : ce sont les **proportions stœchiométriques**.
- Ainsi : **x molécules de diiode** réagissent avec **2x ions thiosulfate** pour former **2x ions iodure** et **x ions tétrathionate**.
- Ce nombre **x** est un outil en chimie nommé **avancement de la réaction**, il s'exprime en moles (mol).

*Rappel : une mole est une quantité d'entités chimiques : 1 mol = 6.02 × 10<sup>23</sup> entités (atomes, ions, molécules)*

### C/ Tableau d'avancement et réactif limitant

#### 1) Le tableau d'avancement

- L'avancement, **x**, est utilisé dans un tableau qui permet de suivre l'évolution d'une transformation chimique : **le tableau d'avancement**.
- Ce tableau permet d'accéder à la *composition du système* en cours de transformation et de prévoir l'état final.
- Voici le tableau d'avancement concernant la réaction de notre exemple :

Équation de la réaction		$I_{2(aq)} + 2 S_2O_3^{2-(aq)} \rightarrow 2 I^-_{(aq)} + S_4O_6^{2-(aq)}$			
État du système	Avancement (en mmol)	Quantité de matière de chaque espèce (en mmol)			
État initial	$x = 0$	0,1	0,4	0	0
État intermédiaire	$x = x$	$0,1 - x$	$0,4 - 2x$	$2x$	$x$
État final	$x = x_{max}$	$0,1 - x_{max} = 0$	$0,4 - 2x_{max} = 0,2$	$2x_{max} = 0,2$	$x_{max} = 0,1$

- Ce tableau comporte autant de colonnes qu'il y a de réactifs et de produits.

#### 2) Comment remplir ce tableau ?

##### a) Première ligne : Etat Initial (E.I.)

Généralement, il n'y a pas de produit(s) à l'état initial, donc  $n_{produit(s)} = 0$  mol.

✍ En se plaçant dans le cas de l'**Expérience 2**, calculer la quantité de matière de réactifs et compléter la 1<sup>ère</sup> ligne du tableau.

Bécher 1 (S1) : 10 mL de  $I_2$  à  $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

$n(I_2) = C_1 \cdot V_{S1} = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = \mathbf{0,1 \text{ mmol}}$

Bécher 2 (S2) : 40 mL de  $S_2O_4^{2-}$  à  $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

$n(S_2O_3^{2-}) = C_2 \cdot V_{S2} = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 40 \cdot 10^{-3} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = \mathbf{0,4 \text{ mmol}}$

##### b) Deuxième ligne : état intermédiaire quelconque

L'avancement, exprimé ici en mmol, est égal à **x**, et, d'après les coefficients stœchiométriques :

- ✎  $x$  mmol de diiode ont réagi, il y en avait 0,1 mmol au départ ; il en reste donc  $0,1 - x$  mmol.
- ✎ De même, il y avait 0,4 mmol d'ions thiosulfate au départ et il en réagit  $2x$  mmol ; il en reste donc  $0,4 - 2x$  mmol.
- ✎ Enfin, il n'y avait pas d'ions iodure au départ, la réaction en a créé  $2x$  mmol, il y en a donc  $2x$  mmol à cet instant.
- ✎ Il n'y avait pas, non plus, d'ions tétrathionate au départ, la réaction en a créé  $x$  mmol.
- ✎ Compléter la 2<sup>ème</sup> ligne du tableau.

c) Troisième ligne : État Final (E.F.)

Si la **transformation est totale**, ce que l'on considérera toujours à notre niveau, l'**avancement est maximal** à l'état final, la réaction s'arrête lorsqu'un des réactifs est épuisé.

Ce réactif s'appelle le **réactif limitant** car il limite la réaction.

- ✎ D'après la couleur finale du mélange réactionnel, dans le cas de l'**Expérience 2**, quel réactif a été totalement consommé ? En déduire la valeur de  $x_{\max}$  et compléter la 3<sup>ème</sup> ligne du tableau.

Expérience 2 : solution finale incolore donc le diiode a été totalement consommé.

Donc :  $n(I_2) = 0 \Leftrightarrow 0,1 - x_{\max} = 0 \Leftrightarrow x_{\max} = 0,1$  mmol

Ainsi :  $n(S_2O_4^{2-}) = 0,4 - 2x_{\max} = 0,4 - 2 \times 0,1 = 0,2$  mmol

$n(I^-) = 2x_{\max} = 0,2$  mmol

$n(S_4O_6^{2-}) = x_{\max} = 0,1$  mmol

**3) Comment prévoir  $x_{\max}$  uniquement par le calcul ?**

-> Voir .ppt

- ✎ À la maison : Refaire la même étude pour le cas de l'expérience 3.

Expérience 3 :

**E.I.** : Bécher 1 (S1) : 25 mL de  $I_2$  à  $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>

$n(I_2) = C_1 \cdot V_{S1} = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 25 \cdot 10^{-3} = 2,5 \cdot 10^{-4}$  mol = **0,25 mmol**

Bécher 2 (S2) : 40 mL de  $S_2O_4^{2-}$  à  $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>

$n(S_2O_4^{2-}) = C_2 \cdot V_{S2} = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 40 \cdot 10^{-3} = 4,0 \cdot 10^{-4}$  mol = **0,4 mmol**

**E.F.** : Solution finale colorée, donc ce sont les ions thiosulfate qui ont été totalement consommés.

Donc :  $n(S_2O_3^{2-}) = 0 \Leftrightarrow 0,4 - 2x_{\max} = 0 \Leftrightarrow x_{\max} = 0,2$  mmol

Ainsi :  $n(I_2) = 0,25 - x_{\max} = 0,25 - 0,2 = 0,05$  mmol

$n(I^-) = 2x_{\max} = 0,4$  mmol

$n(S_4O_6^{2-}) = x_{\max} = 0,2$  mmol

Équation de la réaction		$I_{2(aq)} + 2 S_2O_3^{2-(aq)} \rightarrow 2 I^-_{(aq)} + S_4O_6^{2-(aq)}$			
État du système	Avancement (en mmol)	Quantité de matière de chaque espèce (en mmol)			
État initial	$x = 0$	0,25	0,4	0	0
État intermédiaire	$x = x$	$0,25 - x$	$0,4 - 2x$	$2x$	$x$

État final	$x = x_{\max}$	$0,25 - x_{\max} = 0,05$	$0,4 - 2x_{\max} = 0$	$2x_{\max} = 0,4$	$x_{\max} = 0,2$
------------	----------------	--------------------------	-----------------------	-------------------	------------------

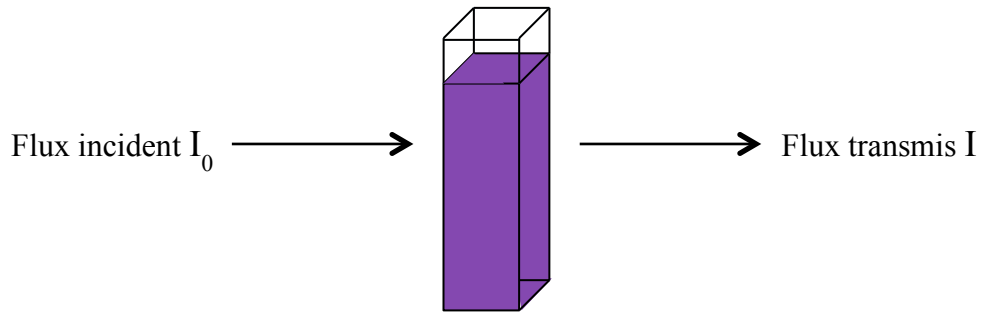
## II. Dosage d'une espèce colorée en solution

-> Voir TP9

### A/ L'absorbance

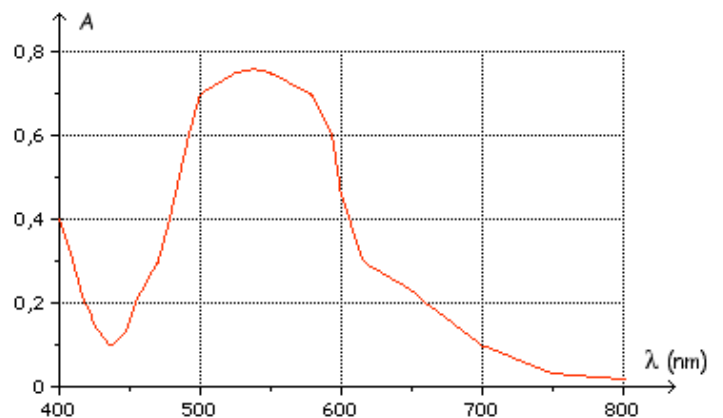
L'**absorbance** permet de quantifier la coloration d'une solution. C'est une grandeur sans unité, positive ou nulle, et qui dépend de la longueur d'onde.

La valeur de l'absorbance dépend de la **proportion de lumière absorbée** par la solution colorée. Elle est d'autant plus forte que la solution est colorée.

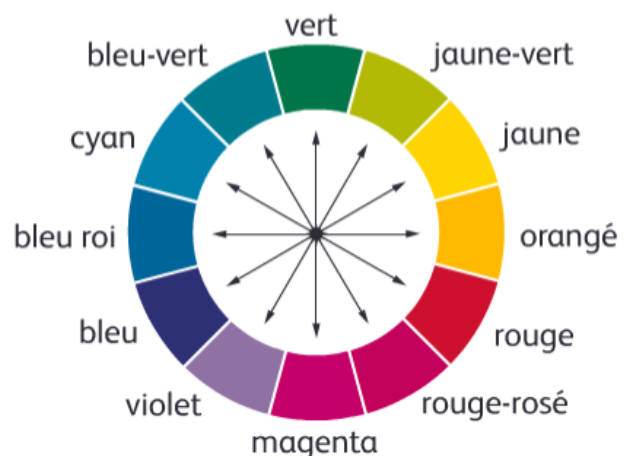


$$\text{Absorbance } A = -\log I/I_0$$

Le graphique représentant  $A = f(\lambda)$  est le **spectre d'absorption** de la solution.



La couleur d'une solution correspond aux radiations non absorbées par la solution. Elle est dite **complémentaire** de la couleur absorbée.



## B/ Loi de Beer-Lambert

Livre p121

### C/ Dosage spectrophotométrique par étalonnage

Un **dosage**, contrairement à un titrage, est une **méthode non destructive** : cela signifie que l'on détermine la concentration de la solution sans l'altérer.

#### Principe :

- Réaliser, à partir d'une solution mère de l'espèce à doser, une **échelle de teinte** en diluant successivement la solution mère pour obtenir des solutions filles de différentes couleurs (donc de différentes concentrations connues).
- **Mesurer l'absorbance des différentes solutions filles**, à la longueur d'onde qui correspond au maximum d'absorption de l'espèce chimique colorée (par exemple, on choisira une "longueur d'onde jaune" pour une solution de sulfate de cuivre bleue).
- **Tracer la droite d'étalonnage  $A=f(c)$**  où  $A$  est l'absorbance des solutions filles et  $c$  leur concentration molaire. Ici, on sait qu'il s'agit d'une droite car il y a proportionnalité entre  $A$  et  $c$  (mais il existe des courbes d'étalonnage non droite dans d'autres cas).
- **Mesurer l'absorbance de la solution à doser**, et **utiliser la droite d'étalonnage** pour trouver sa concentration.

Livre p121