

Réaction chimique et dosage

Le programme

Notions et contenus	Compétences attendues
OBSERVER – Couleurs et images	
– Réaction chimique, notion d'avancement et stœchiométrie, réactif limitant. – Dosage de solutions colorées par étalonnage. – Loi de Beer-Lambert.	– Identifier le réactif limitant, décrire quantitativement l'état final d'un système chimique. – Interpréter en fonction des conditions initiales la couleur à l'état final d'une solution siège d'une réaction chimique mettant en jeu un réactif ou un produit coloré. – <i>Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce à partir d'une courbe d'étalonnage en utilisant la loi de Beer-Lambert.</i>

Les compétences à acquérir dans la séquence

1. Décrire l'évolution d'un système chimique.
2. Connaître la loi de Beer-Lambert.
3. Réaliser un dosage par étalonnage.

Évaluation diagnostique

p. 86

SITUATION 1

La réaction de photosynthèse, en présence de lumière, peut être modélisée par l'équation :

$6 \text{CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{aq}) + 6 \text{O}_2 (\text{g})$. Les réactifs disparaissent suivant les proportions indiquées par les nombres stœchiométriques : 6 molécules de dioxyde de carbone et 6 molécules d'eau disparaissent pour former une molécule de glucose et 6 molécules de dioxygène.

Cette notion, déjà abordée en Seconde, est vue plus en détail lors de l'**activité 1**.

SITUATION 2

On constate sur cette image que l'intensité de la coloration dépend de l'épaisseur de la solution : l'anse du baril de lessive paraît plus claire que le contenu du baril, alors que la solution est homogène. Les autres paramètres dont dépend la coloration d'une solution seront abordés dans l'**activité 2**, mais les élèves sont d'ores et déjà amenés, par cette situation, à émettre des hypothèses.

SITUATION 3

On contrôle la teneur en colorants dans les boissons en procédant à des dosages. Dans cette séquence, la méthode abordée est la méthode de dosage par étalonnage, qui fait l'objet d'un TP dans l'**activité 3**.

ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1

Prévoir le résultat d'une production

p. 88

1. a. 5 paires de rollers ; b. 10 ; c. $5x$.
2. a. 10 Ch, 5 PR₄, 40 RoBi et 1 BoLa.
b. 20 Ch, 10 PR₄, 80 RoBi, 2 Bola.
c. 10x Ch, 5x PR₄, 40x RoBi et x BoLa.
3. a. Il reste $50 - 10 = 40$ Ch, $30 - 5 = 25$ PR₄, $160 - 40 = 120$ RoBi et $6 - 1 = 5$ BoLa.
b. Il reste $50 - 20 = 30$ Ch, $30 - 10 = 20$ PR₄, $160 - 80 = 80$ RoBi et $6 - 2 = 4$ BoLa.
c. Il reste $50 - 10x$ Ch, $30 - 5x$ PR₄, $160 - 40x$ RoBi et $6 - x$ BoLa.
4. Julie ne pourra plus avancer dans son travail quand un des éléments sera épuisé.
5. L'élément qui l'empêchera d'avancer est celui pour lequel ce qui reste s'annule pour le plus petit nombre d'étapes de fabrication : ce sont donc les roulements à billes, pour lesquels on trouve $x = 4$.
6. Les élèves doivent tracer le nombre d'éléments restant en fonction de x , ce qui revient à tracer 4 droites d'équations respectives :
 $y = 50 - 10x$ pour Ch ; $y = 30 - 5x$ pour PR₄ ; $y = 160 - 40x$ pour RoBi et $y = 6 - x$ pour BoLa.
La première droite qui croise l'axe des abscisses est celle représentant le nombre de roulements à billes, ce qui vérifie le résultat à la question 5.
7. $10 \text{ Ch} + 5 \text{ PR}_4 + 40 \text{ RoBi} + 1 \text{ BoLa} \rightarrow 5 \text{ Rol}_2$.

8.

Nombre d'étapes de fabrication	Équation symbolisant une étape de fabrication : $10 \text{ Ch} + 5 \text{ PR}_4 + 40 \text{ RoBi} + 1 \text{ BoLa} \rightarrow 5 \text{ Rol}_2$				
	Nombre d'éléments présents dans l'atelier				
0	50	30	160	6	0
1	40	25	120	5	5
2	30	20	80	4	10
x	$50 - 10x$	$30 - 5x$	$160 - 40x$	$6 - x$	$5x$
$x_{\max} = 4$	10	10	0	2	20

9. a. Julie pourra réaliser au maximum 4 étapes de fabrications. On a donc $x_{\max} = 4$.
b. Elle pourra donc fabriquer $5 \times 4 = 20$ paires de rollers.
c. Il restera 10 chaussons, 5 platines à 4 roues, 0 roulement à bille et 2 bobines de lacets.
10. Le tableau donne les correspondances attendues :

Fabrication de rollers	Transformation chimique
Éléments nécessaires à la fabrication	Réactifs
Éléments fabriqués	Produits
Nombre d'étapes de fabrication	Avancement
Élément qui nécessite l'arrêt de la fabrication	Réactif limitant
Nombre maximal possible d'étapes de fabrication	Avancement maximal
Quantité de chaque élément nécessaire à une étape de fabrication	Nombre stoechiométrique

ACTIVITÉ 2

Absorbance d'une solution colorée

p. 89

1. a. $c = V_{S_0} / (V_{S_0} + V_{\text{eau}}) \cdot c_0$

Solution	S_0	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
V_{S_0} (mL)	10	8,0	6,0	5,0	4,0	2,0
V_{eau} (mL)	0	2,0	4,0	5,0	6,0	8,0
c (mol · L ⁻¹)	$2,0 \times 10^{-3}$	$1,6 \times 10^{-3}$	$1,2 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-3}$	$8,0 \times 10^{-4}$	$4,0 \times 10^{-4}$

b. Selon les conditions de l'expérience.

2. Plus la coloration est intense, plus l'absorbance est élevée.

3. Selon les résultats de l'expérience. La courbe pourra être tracée à l'aide d'un tableur-grapheur.

4. Le graphe $A = f(c)$ est une droite passant par l'origine : l'absorbance est donc proportionnelle à la concentration de la solution colorée. On a $A = k \cdot c$, où k est un coefficient de proportionnalité (en L · mol⁻¹).

5. La solution qui se trouve au-dessus du col paraît plus foncée que celle qui se trouve en dessous. L'intensité de la couleur diminue lorsque l'épaisseur de la solution diminue : l'absorbance d'une solution diminue lorsque l'épaisseur traversée diminue.

6. Le coefficient k introduit à la question 5. dépend donc de l'épaisseur de la solution traversée par la lumière.

7. a. La même solution présente des valeurs d'absorbance différentes pour deux longueurs d'onde différentes. Le facteur k dépend donc de la longueur d'onde.

b. Des solutions colorées de même concentration, mais de natures différentes, ont des valeurs d'absorbance différentes pour la même longueur d'onde : le facteur k dépend donc de la nature de l'espèce chimique qui confère la couleur à la solution.

8. On a la relation $A = k \cdot c$, où le facteur k (en L · mol⁻¹) dépend de l'épaisseur de solution traversée ; de la nature de l'espèce chimique à laquelle est due la couleur ; et de la longueur d'onde.

ACTIVITÉ 3

Dosage du bleu brillant

p. 90

1. a. Il faut diluer la solution, d'une part pour rester dans le domaine de validité de la loi de Beer-Lambert, d'autre part pour éviter la saturation du spectrophotomètre.

b. On doit diluer 2 fois, le facteur de dilution $F = 2$ correspond au rapport du volume de la solution-fille sur celui de la solution-mère. Le volume de la solution fille étant de 50 mL, il faut prélever 25 mL de boisson pour sportif à l'aide d'une pipette jaugée, puis les introduire dans une fiole jaugée de 50 mL. On ajoute ensuite de l'eau distillée jusqu'aux deux tiers de la fiole, on bouche pour homogénéiser, puis on complète jusqu'au trait de jauge, et on rebouche pour homogénéiser la solution. On pourra renvoyer à la fiche pratique « Préparer une solution de concentration donnée par dilution » en fin de manuel élève.

2. Faire le blanc sert à éliminer les causes d'absorption autres que l'espèce chimique à laquelle on s'intéresse : absorption par le solvant, par les parois de la cuve, etc.

3. On trouve $\lambda_{\text{max}} = 630 \text{ nm}$.

4. $c_1 = 1,0/50 \times 0,50 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$; $c_2 = 2,0/50 \times 0,50 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$;

$c_3 = 3,0/50 \times 0,50 = 3,0 \times 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$; $c_4 = 4,0/50 \times 0,50 = 4,0 \times 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$;

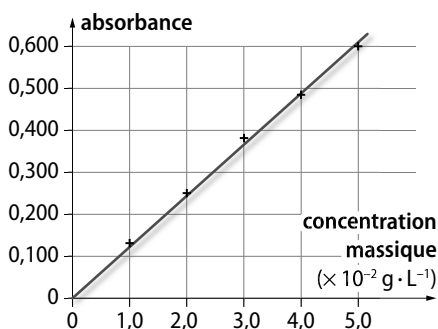
$c_5 = 5,0/50 \times 0,50 = 5,0 \times 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

5. On numérote les béchers pour ne pas se tromper de solution et savoir exactement ce qui se trouve dans chaque bécher.

6. a.

Solution	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
Concentration (g · L ⁻¹)	$1,0 \times 10^{-2}$	$2,0 \times 10^{-2}$	$3,0 \times 10^{-2}$	$4,0 \times 10^{-2}$	$5,0 \times 10^{-2}$
Absorbance A	0,134	0,250	0,381	0,492	0,597

b. et c.



7. On trouve $A(S_d) = 0,416$, ce qui correspond à une concentration massique $c_d = 0,033 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. On a donc $c = 2 \times c_d = 0,066 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 66 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

8. La teneur en bleu brillant dans la boisson est bien inférieure à $100 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$: la boisson respecte donc les normes européennes.

EXERCICES

COMPÉTENCE 1 : Décrire l'évolution d'un système chimique

1 1. b.; 2. b. et c.

2

		$2 \text{ Al (s)} + 6 \text{ H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow 2 \text{ Al}^{3+} \text{ (aq)} + 3 \text{ H}_2 \text{ (g)}$			
État	$x \text{ (mol)}$	Quantités de matière (mol)			
initial	$x = 0$	0,20	0,30	0	0
en cours	x	$0,20 - 2x$	$0,30 - 6x$	$0 + 2x$	$0 + 3x$
final	x_{max}	$0,20 - 2x_{\text{max}}$	$0,30 - 6x_{\text{max}}$	$0 + 2x_{\text{max}}$	$0 + 3x_{\text{max}}$

4 1. Le diiode est la seule espèce qui confère une coloration et il est réactif de la transformation. La coloration brune disparaît donc au cours de la transformation.

2. La quantité de matière initiale des ions $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ est la même dans les deux systèmes. Par ailleurs, on note que $n_i(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) < 2 n_i(\text{I}_2)$. Les ions thiosulfate constituent donc le réactif limitant. Dans tous les cas, il reste donc du diiode en fin de réaction.

La quantité de matière initiale de I_2 est plus importante dans le système 1 que dans le système 2. En fin de réaction, il restera donc plus de diiode dans le système 1 que dans le 2 : le système 1 sera plus coloré que le 2 en fin de réaction.

5 1. Cette réaction a pour équation : $\text{Mg (s)} + 2 \text{ H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow \text{Mg}^{2+} \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$.

2.

État	$x \text{ (mol)}$	Mg (s)	$+ 2 \text{ H}^+ \text{ (aq)}$	$\rightarrow \text{Mg}^{2+} \text{ (aq)}$	$+ \text{H}_2 \text{ (g)}$
initial	$x = 0$	$n_i(\text{Mg})$	$n_i(\text{H}^+)$	$n_i(\text{Mg}^{2+}) = 0$	$n_i(\text{H}_2) = 0$
en cours	x	$n_i(\text{Mg}) - x$	$n_i(\text{H}^+) - 2x$	x	x
final	x_{max}	$n_i(\text{Mg}) - x_{\text{max}}$	$n_i(\text{H}^+) - 2x_{\text{max}}$	x_{max}	x_{max}

3. a. On a : $n_i(\text{Mg}) = m/M(\text{Mg}) = 1,0/24 = 4,2 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

$n_i(\text{H}^+) = c \cdot V = 1,0 \times 50 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

b. On résout :

$n(\text{Mg}) = 0$ si $n_i(\text{Mg}) - x = 0$, donc si $x = n_i(\text{Mg}) = 4,2 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

$n(\text{H}^+) = 0$ si $n_i(\text{H}^+) - 2x = 0$, donc si $x = n_i(\text{H}^+)/2 = 5,0 \times 10^{-2}/2 = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

La plus petite valeur de x trouvée est $2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$, et elle est obtenue avec les ions H^+ . Le réactif limitant est donc l'ion H^+ et $x_{\text{max}} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

c. À l'état final, on a $n_f(\text{H}^+) = 0 \text{ mol}$ et $n_f(\text{Mg}) = n_i(\text{Mg}) - x_{\text{max}} = 4,2 \times 10^{-2} - 2,5 \times 10^{-2} = 1,7 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

$n_f(\text{Mg}^{2+}) = n_f(\text{H}_2) = x_{\text{max}} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

d. On a : $V(\text{H}_2) = n_f(\text{H}_2) \times 24 = 2,5 \times 10^{-2} \times 24 = 0,60 \text{ L}$.

COMPÉTENCE 2 : Connaître la loi de Beer-Lambert

6 1. a.; 2. a. et d.

7 1. $A = k \cdot c$, où A est l'absorbance (sans unité), c est la concentration molaire de l'espèce chimique qui donne sa couleur à la solution (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) et k est le coefficient de proportionnalité (en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$), qui dépend de plusieurs paramètres.

2.

A	2,42	0,930	0,850
k (L · mol⁻¹)	12,1	6,20	8,50
c (mol · L⁻¹)	0,200	0,150	0,100

8 1. $c_m = m_{\text{soluté}}/V_{\text{solution}}$

2. $c_m = m_{\text{soluté}}/V_{\text{solution}} = n_{\text{soluté}} \cdot M/V_{\text{solution}} = M \cdot c$ avec M , masse molaire moléculaire du soluté, et c sa concentration molaire.

3. D'après la loi de Beer-Lambert, on a $A = k \cdot c = k \cdot c_m/M = k' \cdot c_m$. L'absorbance d'une solution colorée est donc proportionnelle à la concentration massique de l'espèce colorée en solution. Le coefficient de proportionnalité k' s'exprime en $\text{L} \cdot \text{g}^{-1}$.

9 Loi de Beer-Lambert

Le spectre d'une solution de permanganate de potassium de concentration molaire $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ est donné dans la figure suivante (voir manuel élève).

1. Déterminer k_{530} le coefficient reliant l'absorbance de la solution à sa concentration molaire à 530 nm.

2. Déterminer k_{580} le coefficient reliant A à c à 580 nm.

3. Pour quelle longueur d'onde le coefficient k est-il maximal ?

1. On a : $k_{530} = A(530)/c = 2,5/(1,0 \times 10^{-4}) = 2,5 \times 10^4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2. On a : $k_{580} = A(580)/c = 0,5/(1,0 \times 10^{-4}) = 5,0 \times 10^3 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

3. Le coefficient k est maximum à λ_{max} , c'est-à-dire 530 nm.

10 1. $c = n(\text{bleu brillant})/V_{\text{solution}} = m(\text{bleu brillant})/(M(\text{bleu brillant}) \cdot V_{\text{solution}}) = c_m/M(\text{bleu brillant})$.

A.N. : $c = 0,050/793 = 6,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. $k = A/c = 0,597/(6,3 \times 10^{-5}) = 9,5 \times 10^3 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

11 1. On a $\lambda_{\text{max}}(I_2) = 430 \text{ nm}$.

2. On a $A(430) = 1,7$.

3. À λ_{max} , on a $k_{430} = A(430)/c = 1,7/(4,00 \times 10^{-3}) = 4,3 \times 10^2 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Donc $A(430) = 4,3 \times 10^2 \times c$.

12 1. Pour effectuer les mesures d'absorbance, il faut se placer à $\lambda_{\text{max}} = 800 \text{ nm}$.

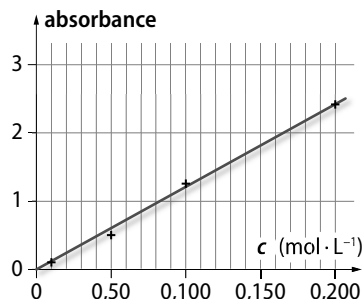
2. a. On obtient le graphique ci-contre.

b. La courbe obtenue est une droite passant par l'origine.

c. Il y a proportionnalité entre l'absorbance et la concentration (la courbe est une droite passant par l'origine). C'est une mise en évidence de la loi de Beer-Lambert.

d. Par lecture graphique, on trouve que $k = \Delta A/\Delta c = 12 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. On a donc $A = 12c$.

e. Pour une solution de même concentration, l'absorbance est plus faible à 650 nm qu'à 800 nm. Le coefficient k sera donc plus faible si on effectue les mêmes mesures à 650 nm.



COMPÉTENCE 3 : Réaliser un dosage par étalonnage

13 1. Un dosage a pour objectif de déterminer précisément la quantité de matière d'une espèce chimique dans un échantillon de volume donné.

2. Le dosage par étalonnage consiste à doser une solution par l'intermédiaire de solutions de concentrations connues.

3. La courbe d'étalonnage se trace en reportant sur un graphique les valeurs d'absorbance de solutions étalons.

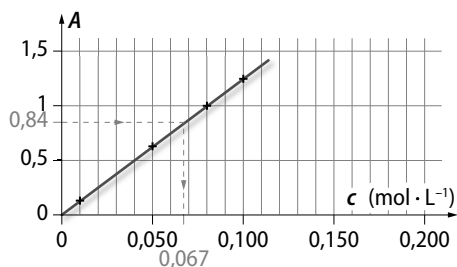
4. Dans le cas d'un dosage par spectrophotométrie, la courbe d'étalonnage est une droite passant par l'origine, car l'absorbance est proportionnelle à la concentration.

5. Avant un dosage par étalonnage, il faut régler le spectrophotomètre à la longueur d'onde λ_{\max} de la solution à étudier.

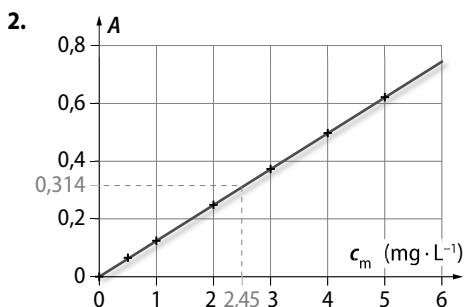
6. Il faut préparer une échelle de teintes ; régler le spectrophotomètre sur λ_{\max} ; mesurer l'absorbance des solutions étalons ; tracer la courbe d'étalonnage ; mesurer l'absorbance de la solution de concentration inconnue (qui doit être incluse dans l'intervalle de concentrations correspondant aux solutions étalons) et déduire sa concentration grâce à la courbe d'étalonnage.

14 1. Voir réponse à la question 6 de l'exercice 13.

2. a. et b. La concentration molaire de l'espèce chimique qui colore la solution vaut $0,067 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



15 1. On doit se placer à λ_{\max} , soit 660 nm environ.



3. a. D'après la courbe d'étalonnage, la concentration massique du bleu de méthylène dans la solution diluée est $2,45 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

b. La concentration massique du bleu de méthylène dans la solution commerciale est

$$100 \times 2,45 = 245 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}.$$

16 1. Il faut se placer à $\lambda_{\max} = 640 \text{ nm}$.

2. La courbe obtenue est une courbe d'étalonnage.

3. a. À 640 nm, l'absorbance du sirop dilué est de 1,06, sa concentration en bleu patenté est donc : $c'_m = 6,5 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

b. La concentration en bleu patenté dans le sirop est donc : $c_m = 10 \times 6,5 = 65 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

4. Un adolescent de 65 kg peut ingérer $65 \times 2,5 = 162,5 \text{ mg}$ (on garde les chiffres significatifs intermédiaires) de bleu patenté V, ce qui correspond à $162,5/65 = 2,5 \text{ L}$ de sirop. Il est donc hautement improbable de dépasser la dose maximale admissible !

EXERCICES DE SYNTHÈSE

17 1. En notant tg le trilinoléate de glycéryle, on a : $n(\text{tg}) = m(\text{tg})/M(\text{tg}) = \rho(\text{tg}) \cdot V(\text{tg})/M(\text{tg})$.
Soit $n(\text{tg}) = 0,82 \times 10^3 \times 1,0/878 = 0,93 \text{ mol}$.

2.

		$\text{C}_{57}\text{H}_{98}\text{O}_6 (\text{l}) + 3 \text{CH}_3\text{OH} (\text{l}) = \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3 (\text{l}) + 3 \text{C}_{19}\text{H}_{34}\text{O}_2 (\text{l})$			
État	x (mol)	Quantités de matière (mol)			
initial	x = 0	0,93	$n_1(\text{CH}_3\text{OH})$	0	0
en cours	x	$0,93 - x$	$n_1(\text{CH}_3\text{OH}) - 3x$	x	3x
état final	x_{max}	$0,93 - x_{\text{max}}$	$n_1(\text{CH}_3\text{OH}) - 3x_{\text{max}}$	x_{max}	$3x_{\text{max}}$

3. a. Les réactifs étant introduits en proportions stœchiométriques, on a :

$$x_{\text{max}} - 0,93 \text{ mol} = 0 \quad \text{et} \quad n_1(\text{CH}_3\text{OH}) - 3x_{\text{max}} = 0.$$

Soit $x_{\text{max}} = 0,93 \text{ mol}$ et $n_1(\text{CH}_3\text{OH}) = 3 \times 0,93 = 2,8 \text{ mol}$. Il faut donc un volume :

$$V(\text{CH}_3\text{OH}) = m(\text{CH}_3\text{OH})/\rho(\text{CH}_3\text{OH}) = n_1(\text{CH}_3\text{OH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{OH})/\rho(\text{CH}_3\text{O}).$$

$$\text{A.N. : } V(\text{CH}_3\text{OH}) = 2,8 \times 32/(0,79 \times 10^3) = 0,11 \text{ L}.$$

b. On obtient : $m(\text{diester}) = n_1(\text{diester}) \cdot M(\text{diester}) = 3x_{\text{max}} \cdot M(\text{diester})$.

$$\text{A.N. : } m(\text{diester}) = 3 \times 0,93 \times 294 = 8,2 \times 10^2 \text{ g}.$$

18 1. D'après la loi de Beer-Lambert, on a : $A_0 = k \cdot c_0$ d'où $k = A_0/c_0 = 0,60/(1,0 \times 10^{-2}) = 60 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2. a.

État du système	x (mol)	$\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$	+ $2 \text{I}^- (\text{aq})$	+ $2 \text{H}^+ (\text{aq})$	$\rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) +$	$\text{I}_2 (\text{aq})$
initial	0	$c_2 \cdot V_2$	$c_1 \cdot V_1$	excès	beaucoup	0
en cours	x	$c_2 \cdot V_2 - x$	$c_1 \cdot V_1 - 2x$	excès	beaucoup	x
final	x_{max}	$c_2 \cdot V_2 - x_{\text{max}}$	$c_1 \cdot V_1 - 2x_{\text{max}}$	excès	beaucoup	x_{max}

b. On a : $c = n(\text{I}_2)/(V_1 + V_2)$. Or, d'après le tableau $n(\text{I}_2) = x$, donc $c = x/(V_1 + V_2)$.

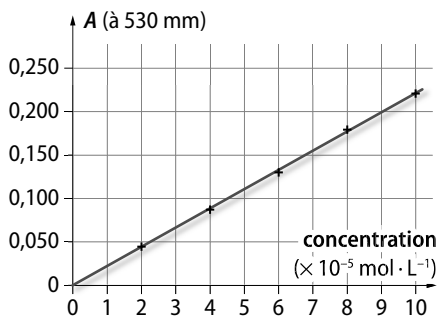
c. On a : $A = k \cdot c = k \cdot x/(V_1 + V_2)$.

d. Si l'iodure de potassium est le réactif limitant, on doit avoir : $c_1 \cdot V_1 - 2x_{\text{max}} = 0$

$$\text{Soit } x_{\text{max}} = c_1 \cdot V_1 / 2 = 5,0 \times 10^{-2} \times 25 \times 10^{-3} / 2 = 6,3 \times 10^{-4} \text{ mol}.$$

$$\text{On a ainsi : } A_{\text{max}} = k \cdot \frac{x_{\text{max}}}{V_1 + V_2} = 60 \times \frac{6,25 \times 10^{-4}}{(25 + 50) \times 10^{-3}} = 0,50.$$

19 1. a.



b. Pour l'étude, il faut se placer au λ_{max} du permanganate de potassium, soit 530 nm.

c. Au maximum d'absorption, l'absorbance vaut 2,5. Or, la solution la plus concentrée des précédentes a une absorbance de 0,221, inférieure à 2,5. L'absorbance étant proportionnelle à la concentration d'après la loi de Beer-Lambert, on peut dire que la solution utilisée pour réaliser ce spectre est plus concentrée que les solutions utilisées pour le tableau.

2. a. D'après le graphique, on trouve $c_{\text{exp}} = 6,4 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

b. D'après les données de l'étiquette, la concentration molaire en permanganate de potassium vaut :

$$c = n/V = m/(M \cdot V) = 0,0010/((39 + 55 + 4 \times 16) \times 100 \times 10^{-3}) = 6,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

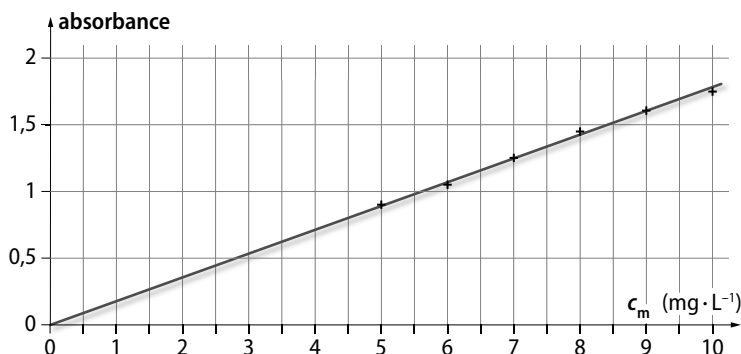
L'écart relatif vaut $(c_{\text{exp}} - c)/c = (6,4 \times 10^{-5} - 6,3 \times 10^{-5})/(6,3 \times 10^{-5}) = 1,6 \%$.

La concentration trouvée expérimentalement correspond bien à la donnée de l'étiquette.

20 1. a. Pour réaliser la solution 1, il faut un bécher pour contenir la solution S, une burette graduée ou une pipette jaugée de 25,0 mL pour prélever et verser la solution S, ainsi qu'une fiole jaugée de 50,0 mL.

b. La solution 1 est obtenue par dilution de la solution S. Au cours de la dilution, la masse de fer ne change pas. On a donc : $c_m \cdot V = c_1 \cdot V_1$. Soit : $c_1 = (c_m \cdot V)/V_1 = 20,0 \times 10^{-3} \times 25,0/50,0 = 10,0 \times 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

c. Le graphe représentant A en fonction de c_m a l'allure suivante :



Le coefficient directeur de cette droite vaut : $1,8/10 = 0,18 \text{ L} \cdot \text{mg}^{-1}$. On a donc $A = 0,18c$, avec c en $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. a. On a $c'_m = A/0,18 = 1,35/0,18 = 7,5 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ dans le mélange.

b. Le mélange, de volume noté V_T , a été obtenu par dilution de la solution S_0 . La masse d'ions fer ne changeant pas, on a : $c''_m \cdot V_0 = c'_m \cdot V_T$. Donc $c''_m = c'_m \cdot V_T/V_0 = (7,5 \times 50,0)/5,00 = 75 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ dans S_0 .

c. Le comprimé a été dissous dans un litre de solution. Un comprimé contient donc 75 mg d'ions Fe^{2+} . L'écart relatif vaut $(80 - 75)/80 = 6,3 \%$.

EN ROUTE VERS LA TERMINALE

1. a. Le maximum d'absorption du diiode se situe à 430 nm, ce qui correspond à la couleur bleue. Or, la couleur complémentaire du bleu est le jaune. Le diiode apparaît donc jaune en solution aqueuse.

b. Pour avoir le maximum de précision sur les mesures, il faut se placer à $\lambda_{\text{max}} = 430 \text{ nm}$.

2. On a : $n_1(\text{I}^-) = c_1 \cdot V_1 = 0,10 \times 20,0 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

et $n_1(\text{H}_2\text{O}_2) = c_2 \cdot V_2 = 0,10 \times 2,0 \times 10^{-3} = 0,20 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Les réactifs sont en proportions stœchiométriques si $n_1(\text{I}^-)/2 = n_1(\text{H}_2\text{O}_2)$, ce qui n'est pas le cas ici.

b.

		$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) = \text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$				
État	Avancement	Quantités de matière				
initial	0	$n_1(\text{H}_2\text{O}_2)$	$n_1(\text{I}^-)$	excès	0	excès
en cours	x	$n_1(\text{H}_2\text{O}_2) - x$	$n_1(\text{I}^-) - 2x$	excès	x	excès
final	x_{max}	$n_1(\text{H}_2\text{O}_2) - x_{\text{max}}$	$n_1(\text{I}^-) - 2x_{\text{max}}$	excès	x_{max}	excès

c. À chaque instant, on a $c(\text{I}_2(\text{aq})) = n(\text{I}_2)/V_{\text{solution}} = x/(V_1 + V_2 + V_3)$.

d. $n_1(\text{H}_2\text{O}_2) - x = 0$ équivaut à $x = 0,20 \times 10^{-3} \text{ mol}$ et $n_1(\text{I}^-) - 2x = 0$ équivaut à $x = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

On a donc $x_{\text{max}} = 0,20 \times 10^{-3} \text{ mol}$. Lorsque la transformation est terminée, on doit avoir :

$c(\text{I}_2(\text{aq})) = x_{\text{max}}/(V_1 + V_2 + V_3) = 0,20 \times 10^{-3}/(20,0 \times 10^{-3} + 2,0 \times 10^{-3} + 8,0 \times 10^{-3}) = 6,7 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

3. D'après le graphique, pour $t = 300 \text{ s}$, on a environ $x = 0,9 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

On a : $n(\text{H}_2\text{O}_2)_{t=300 \text{ s}} = n_1(\text{H}_2\text{O}_2) - x_{t=300 \text{ s}} = 0,20 \times 10^{-3} - 0,9 \times 10^{-4} = 1,1 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

$n(\text{I}^-)_{t=300 \text{ s}} = n_1(\text{I}^-) - 2x_{t=300 \text{ s}} = 2,0 \times 10^{-3} - 2 \times 0,9 \times 10^{-4} = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

$n(\text{I}_2)_{t=300 \text{ s}} = x_{t=300 \text{ s}} = 0,9 \times 10^{-4} \text{ mol}$.