

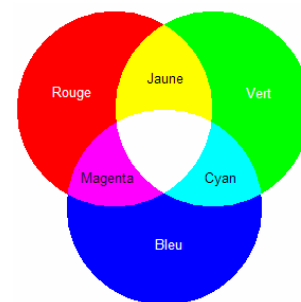
Révisions de CHIMIE MPSI : techniques – dosages – cinétique

A. Rappels sur les techniques expérimentales pour un dosage ou un suivi cinétique

a) Spectrophotométrie (méthode optique)

* Rappels :

Lorsqu'un faisceau de lumière blanche traverse une solution colorée, le spectre de la lumière transmise présente des raies voire des bandes **d'absorption**. Les radiations que la solution a absorbées correspondent à la couleur complémentaire de celle de la solution, cf cercle chromatique (synthèse additive).



Un **spectrophotomètre** est constitué d'une source de lumière blanche décomposée par un prisme (dispersion) ou un réseau (diffraction). On obtient alors le spectre de la lumière blanche et une fente mobile vient sélectionner la radiation de longueur d'onde à laquelle on veut travailler. La lumière sélectionnée traverse la cuve dans laquelle est placée la solution à analyser. Enfin, un photodétecteur mesure l'intensité lumineuse I transmise par la solution.



Spectrophotomètre

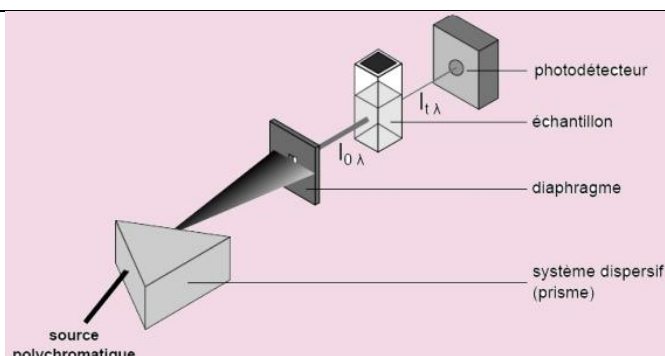
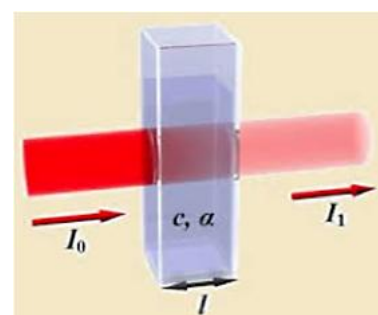


Schéma du montage optique

Expression de l'absorbance a :

Pour s'affranchir des causes d'absorption autres que celle due à l'espèce colorée (solvant, cuve...), on mesure $I_0(\lambda)$ l'intensité de la lumière transmise par le « **blanc** » i.e. une cuve remplie de solvant. Ensuite, on place la solution à analyser et on mesure $I(\lambda)$.

L'absorbance $a(\lambda) = \log\left(\frac{I_0(\lambda)}{I(\lambda)}\right) > 0$; grandeur sans dimension et sans unité.



Spectre d'absorption $a(\lambda)$:

Dans un 1^{er} temps, on mesure le spectre d'absorption de l'espèce colorée i.e. que l'on effectue l'acquisition de la courbe a en fonction de λ . On travaille ensuite généralement à la longueur d'onde qui correspond au maximum d'absorption λ_m .

Loi de Beer-Lambert :

Pour une longueur d'onde λ fixée et pour des solutions diluées d'espèce colorée, on a une relation de proportionnalité entre l'absorbance et la concentration de l'espèce, c'est la **loi de BEER – LAMBERT** :

$$a(\lambda) = \varepsilon(\lambda) \cdot l \cdot [\text{espèce colorée}]$$

avec $\varepsilon(\lambda)$ le **coefficient d'extinction molaire** à la longueur d'onde λ et l la largeur de la cuve.

b) Conductimétrie (méthode électrique) :

* Rappels :

Dans les fils électriques, les porteurs de charges sont les électrons alors que dans les solutions, les porteurs de charges sont les ions. Une solution est conductrice si et seulement si elle contient des ions.

Conductance et conductivité :

La **CONDUCTANCE** est la grandeur G (en Siemens S ou Ω^{-1}) égale à l'inverse de la résistance R . Un **conductimètre** est un dispositif capable de mesurer la conductance d'une portion de solution homogène comprise entre 2 plaques conductrices de surface S et séparées d'une longueur L . Pour s'affranchir de ces paramètres géométriques, on mesure la **CONDUCTIVITE** σ (en $S \cdot m^{-1}$) avec :

$$G = \sigma \cdot \frac{S}{L}$$

Rq : le rapport S/L est souvent appelé « constante de cellule ».



Photographie d'un conductimètre et zoom sur la cellule conductimétrique

La conductivité σ est l'inverse la résistivité ρ . La formule précédente est l'analogue de celle donnant la résistance d'un conducteur homogène filiforme : $R = \rho \cdot \frac{L}{S}$.

Conductivité molaire ionique :

Chaque ion présent dans la solution contribue à la conductivité de la solution. Pour les solutions diluées, cette contribution est proportionnelle à la concentration de l'ion. Pour chaque ion, le coefficient de proportionnalité est appelé **CONDUCTIVITE MOLAIRE IONIQUE** λ (en $S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$). La conductivité liée à l'ion X_k est :

$$\sigma_k = \lambda_k \cdot [X_k]$$

La conductivité totale de la solution est :

$$\sigma = \sum_k \sigma_k = \sum_k \lambda_k \cdot [X_k]$$

Pour déterminer σ , il faut faire l'inventaire des ions présents en solutions.

☛ attention aux **unités** : volumes en m^3 !

Les conductivités molaires ioniques sont tabulées. Exemples :

$$\begin{array}{lll} \lambda(I^-) = 7,7 \cdot 10^{-3} USI & \lambda(Mg^{2+}) = 10,6 \cdot 10^{-3} USI & \lambda(Al^{3+}) = 18,3 \cdot 10^{-3} USI \\ \lambda(HO^-) = 19,8 \cdot 10^{-3} USI & \lambda(H_3O^+) = 35,0 \cdot 10^{-3} USI & \end{array}$$

NB : les ions H_3O^+ et les ions HO^- ont des conductivités très élevées par rapport à celle des autres ions. Cela est dû au fait que ce sont les ions du solvant (l'eau).

☛ Ne pas confondre les conductivités molaires ioniques et les longueurs d'onde !

B. Rappels sur les dosages

a) Types de dosages

♦ **Dosage par étalonnage** → exploitation de la mesure d'une grandeur physique G caractéristique de l'espèce X avec G qui dépend affinement de [X].

On prépare des solutions S_i telles que la concentration de X varie, on mesure G_i de chaque solution S_i et on trace la courbe d'étalonnage G_i en fonction de $[X]_i$ que l'on modélise par une droite : $G = \alpha[X] + \beta$.

Puis on mesure G_0 de la solution S_0 et à partir de la courbe d'étalonnage, on en déduit $[X]_0$ dans S_0 .

Si l'espèce X est colorée, G peut être l'absorbance A à une longueur d'onde λ (correspondant au max d'absorbance) et $A = \alpha[X]$ correspond à la loi de Beer-Lambert.

Si l'espèce X est ionique, G peut être la conductivité σ . On a σ proportionnelle à [X] (cf § A).

♦ **Dosage par titrage** → exploitation d'une réaction chimique appelée réaction de dosage ou de titrage

Pour pouvoir utiliser une réaction comme réaction de dosage, il faut que cette réaction soit **totale, rapide, unique** (il ne faut pas qu'il y ait de réactions « parasites ») et telle que **l'équivalence soit détectable** (cf § c).

A L'EQUIVALENCE, les réactifs titrant et titré ont été introduits dans les proportions stœchiométriques.

b) Types de titrages : direct ou indirect

♦ Titrage direct

On introduit dans l'échantillon un réactif titrant qui réagit avec le réactif à titrer.

Le titrage est direct lorsqu'à chaque ajout de réactif titrant, celui-ci est totalement consommé avant l'équivalence.

Schéma du montage expérimental et tableau d'avancement associé à un titrage direct

Sur l'exemple du dosage du diiode I_2 par les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$:

On note V le volume de $S_2O_3^{2-}$ versé au cours du dosage.

Diagramme du montage expérimental :

On note $S_2O_3^{2-}$ conc. C_1 (dans la burette) et I_2 qte mat. initiale n_0 (dans la fiole).

	I_2	$2S_2O_3^{2-}$	$2I^-$	$S_4O_6^{2-}$
$V=0$	n_0	0	0	0
$V < V_E$	$n_0 - S = n_0 - \frac{C_1 V}{2} > 0$ <i>en excès</i>	$C_1 V - 2S = 0 \Rightarrow S = \frac{C_1 V}{2}$	$2S = C_1 V$	$S = \frac{C_1 V}{2}$
$V = V_E$ à l'équivalence	$n_0 - S_E = 0 \Rightarrow S_E = n_0$ *	$C_1 V_E - 2S_E = 0 \Rightarrow S_E = \frac{C_1 V_E}{2}$ *	$2S_E = C_1 V_E$	$S_E = \frac{C_1 V_E}{2}$
$V > V_E$	0	$C_1 V - 2S_E = C_1 (V - V_E) > 0$ <i>en excès</i>	$2S_E = C_1 V_E$	$S_E = \frac{C_1 V_E}{2}$

* $n_0 = \frac{C_1 V_E}{2} \Rightarrow$ dét. de n_0

♦ Titrage indirect et titrage en retour

Les titrages indirect et en retour sont utilisés lorsque l'espèce à titrer réagit lentement ou de manière limitée ou bien lorsque l'équivalence est difficilement repérable.

Etapes du titrage en retour de l'espèce A :

- Introduction d'un **excès connu de réactif B** qui réagit totalement avec l'espèce A : obtention de l'état d'avancement maximal, consommation totale de l'espèce A.
- **Titration directe de l'excès de réactif B** introduit par réaction totale et rapide avec un réactif C.

Etapes du titrage indirect de l'espèce A :

- Introduction d'un excès de réactif B qui réagit totalement avec l'espèce A pour **former l'espèce C** : obtention de l'état d'avancement maximal, consommation totale de l'espèce A.
- **Titration directe du produit C** par réaction totale et rapide avec un réactif D.

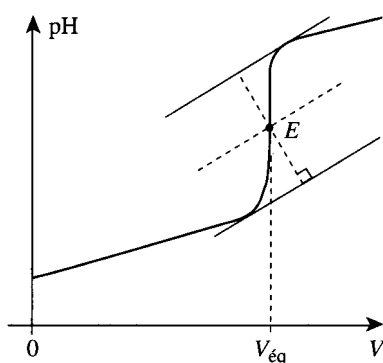
c) Méthodes expérimentales de suivi d'un titrage

♦ Un indicateur coloré (IC) de pH est un **couple acido-basique** telle que l'acide et la base sont de couleurs différentes. On associe donc à chaque IC de pH un pK_A .

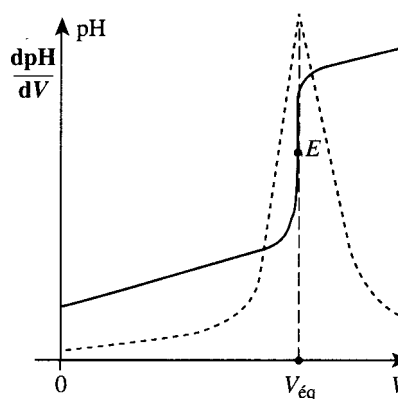
Pour un titrage colorimétrique, on choisit un **IC tel que sa zone de virage $[pK_A - 1, pK_A + 1]$ soit incluse dans le saut de pH** i.e. que son pK_A soit franchi lors du saut de pH.

♦ Titration pHmétrique : Lors du titrage, on trace la courbe $pH = f(V)$.

Détermination de l'équivalence :



Méthode des tangentes



Méthode de la dérivée

d) Titrages successifs ou simultanés

On dose une solution qui contient un polyacide ou un mélange d'acides (ou bien une polybase ou un mélange de bases).

Dans le cas où les différentes espèces sont dosées successivement, chaque saut de pH correspond au titrage d'une espèce ; dans le cas où les espèces sont dosées simultanément, un saut de pH correspond au titrage de plusieurs espèces.

Le titrage de deux acidités (ou basicités) est séparé à condition que la différence entre les pK_A des acides (bases) titré(s) soit supérieure à 4.

C. Rappels sur les méthodes de cinétique chimique

Soit la réaction $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$ qui suit une loi de vitesse de la forme :

$$v(t) = k \cdot [A]^{p_1} \cdot [B]^{p_2}$$

avec k la constante de vitesse, p_1 et p_2 les ordres partiels que l'on cherche à déterminer.

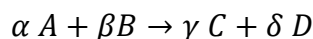
A priori, la détermination simultanée des 3 paramètres (k , p_1 , p_2) est complexe.

On choisit donc des conditions expérimentales particulières : **dégénérescence de l'ordre** (un des réactifs est introduit en grand excès) ou **conditions initiales stœchiométriques** pour se ramener à une loi de vitesse : $v(t) = k' \cdot [A]^{p'}$ puis on utilise les **méthodes** ci-dessous pour achever l'exploitation.

a) Cinétique formelle

Loi de vitesse connue Détermination de $[A](t)$

On considère l'équation de réaction suivante :



① Donner les deux expressions de la vitesse de réaction :

- lien avec la **vitesse de disparition du réactif** : $v = -\frac{1}{\alpha} \cdot \frac{d[A]}{dt}$

- **loi de vitesse** : $v(t) = k' \cdot [A]^{p'}$

② Egaler ces 2 expressions $\Rightarrow$ **équation différentielle** du 1^{er} ordre en $[A](t)$;

③ Résoudre cette équation.

Intégration d'une loi de vitesse d'ordre :

$$p' = 0 : [A](t) = [A]_0 - \alpha k' t$$

$$p' = 1 : [A](t) = [A]_0 \cdot e^{-\alpha k' t} \Rightarrow \ln([A](t)) = \ln([A]_0) - \alpha k' t$$

$$p' = 2 : \frac{1}{[A](t)} = \frac{1}{[A]_0} + \alpha k' t$$

b) Détermination des paramètres d'une loi de vitesse

i) Méthode INTEGRALE

Avec l'étude expérimentale, on a le tableau de valeurs ($t, [A]$).

La méthode intégrale consiste à tester successivement les ordres « simples » 0, 1 ou 2 ou à répondre à la question « **montrer que vaut l'ordre partiel associé à l'espèce A vaut ... ?** ».

① Tracer la **courbe**

$[A]$ en fonction de t

pour tester si **$p' = 0$**

$\ln([A])$ en fonction de t

pour tester si **$p' = 1$**

$(1/[A])$ en fonction de t

pour tester si **$p' = 2$**

② **Comparer la courbe à une droite** (et effectuer une régression linéaire)

a) Si les points expérimentaux ne sont **pas alignés**, l'hypothèse sur l'ordre est fautive.

b) Si les points expérimentaux sont **alignés**, l'hypothèse sur l'ordre est validée et on identifie :

pour **$p' = 0$** l'ordonnée à l'origine = $[A]_0$ et la **pente** = $-\alpha k'$ d'où $k' = -\text{pente}/\alpha$

pour **$p' = 1$** l'ordonnée à l'origine = $\ln([A]_0)$ et la **pente** = $-\alpha k'$ d'où $k' = -\text{pente}/\alpha$

pour **$p' = 2$** l'ordonnée à l'origine = $1/[A]_0$ et la **pente** = $\alpha k'$ d'où $k' = \text{pente}/\alpha$

ii) Méthode des TEMPS DE DEMI-REACTION (prolongement de la méthode intégrale)

Le temps de demi-réaction s'exprime différemment vis-à-vis de $[A]_0$ suivant l'ordre p' par rapport à A. On peut donc réaliser plusieurs expériences qui correspondent à des valeurs différentes de $[A]_0$, déterminer pour chacune d'elles $t_{1/2}$ et tester si :

- | | |
|--|------------------------------------|
| - $t_{1/2}$ est proportionnel à $[A]_0$ | alors $p' = 0$; |
| - $t_{1/2}$ est indépendant de $[A]_0$ | alors $p' = 1$; |
| - $t_{1/2}$ est inversement proportionnel à $[A]_0$ | alors $p' = 2$. |

iii) Méthode DIFFERENTIELLE

La méthode différentielle est très utile lorsque l'on ne connaît pas l'ordre a priori i.e. pour répondre à la question « **que vaut l'ordre partiel associé à l'espèce A ?** ».

Mais pour mettre en œuvre cette méthode, il faut disposer d'un **outil de calcul de dérivée** !

Avec l'étude expérimentale, on a le tableau de valeurs $(t, [A])$. Par un logiciel de traitement de données, on peut donc déterminer $v(t)$ par :
$$v(t) = -\frac{1}{\alpha} \cdot \frac{d[A]}{dt}$$

En outre, on a $v(t) = k' \cdot ([A](t))^{p'}$. Ainsi :

$$\ln(v) = \ln(k') + p' \cdot \ln([A])$$

① Tracer la **courbe $\ln(v)$ en fonction de $\ln([A])$**

② **Comparer la courbe à une droite** (et effectuer une régression linéaire)

a) Si les points expérimentaux ne sont pas alignés, la vitesse de réaction ne s'écrit pas sous la forme envisagée.

b) Si les points expérimentaux sont alignés, on identifie :

la **pente = p'** et l'ordonnée à l'origine = **$b = \ln(k')$** d'où $k' = \exp(b)$

Cas « particulier » : Méthode des VITESSES INITIALES

Cette méthode permet de déterminer **l'ordre initial** d'une réaction.

On réalise une série d'expériences qui diffèrent seulement par la **valeur de la concentration initiale $[A]_0$** .

Dans chaque cas, on détermine la **vitesse initiale v_0** à partir de la courbe expérimentale $[A] = f(t)$: v_0 se déduit du calcul de la **pente de la tangente à l'origine**.

Si la réaction admet un ordre initial : $v_0 = k' \cdot [A]_0^{p'}$; on trace $\ln(v_0) = f(\ln([A]_0))$. On déduit k' de l'ordonnée à l'origine et p' de la pente obtenues par régression linéaire.

c) Influence de la température : détermination de l'énergie d'activation de la LOI D'ARRHENIUS

On considère la réaction : $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$ qui suit une loi de vitesse de la forme :

$$v(t) = k \cdot [A]^{p_1} \cdot [B]^{p_2}$$

Partant de systèmes ayant la **même composition initiale**, on effectue la même réaction chimique à des températures différentes (sur un intervalle de température restreint). Pour ces différentes expériences, on détermine la constante de vitesse k de la réaction aux différentes températures T via la méthode différentielle ou la méthode intégrale.

Détermination de E_A

① Tracer la **courbe $\ln(k)$ en fonction de $1/T$** * avec T en K !

② **Comparer la courbe à une droite** (et effectuer une régression linéaire)

a) Si les points expérimentaux ne sont pas alignés, la réaction ne suit pas la loi d'Arrhénius.

b) Si les points expérimentaux sont alignés, on identifie :

la **pente = $-\frac{E_A}{R}$** et d'ordonnée à l'origine = **$b = \ln(A)$**

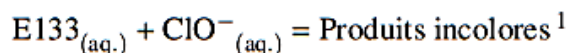
d'où $E_A = -R \cdot \text{pente}$

D. Exercices d'annales

CCINP MP 2016 – Suivi de la décomposition du bleu brillant

L'eau de Javel est une solution à base d'ions hypochlorite capable de décomposer de nombreuses substances organiques comme le bleu brillant (E133), colorant alimentaire fréquemment rencontré dans les boissons et les sucreries de couleur bleue.

La cinétique de la décomposition du bleu brillant en présence d'ions hypochlorite d'équation :



est suivie par spectrophotométrie en mesurant l'absorbance A de la solution au cours du temps à une longueur d'onde donnée. On suppose que la vitesse de la réaction v peut se mettre sous la forme :

$$v = k \times [\text{E133}]^{\alpha} \times [\text{ClO}^{-}]^{\beta}$$

où α est l'ordre partiel par rapport au bleu brillant (E133), β l'ordre partiel par rapport aux ions hypochlorite ClO^{-} et k la constante de vitesse de la réaction. Cette réaction, qui admet un ordre global entier, est réalisée dans les conditions suivantes : température constante et égale à 298 K, milieu réactionnel homogène, réaction quantitative et volume constant.

Document n° 3 - Spectre d'absorption du bleu brillant

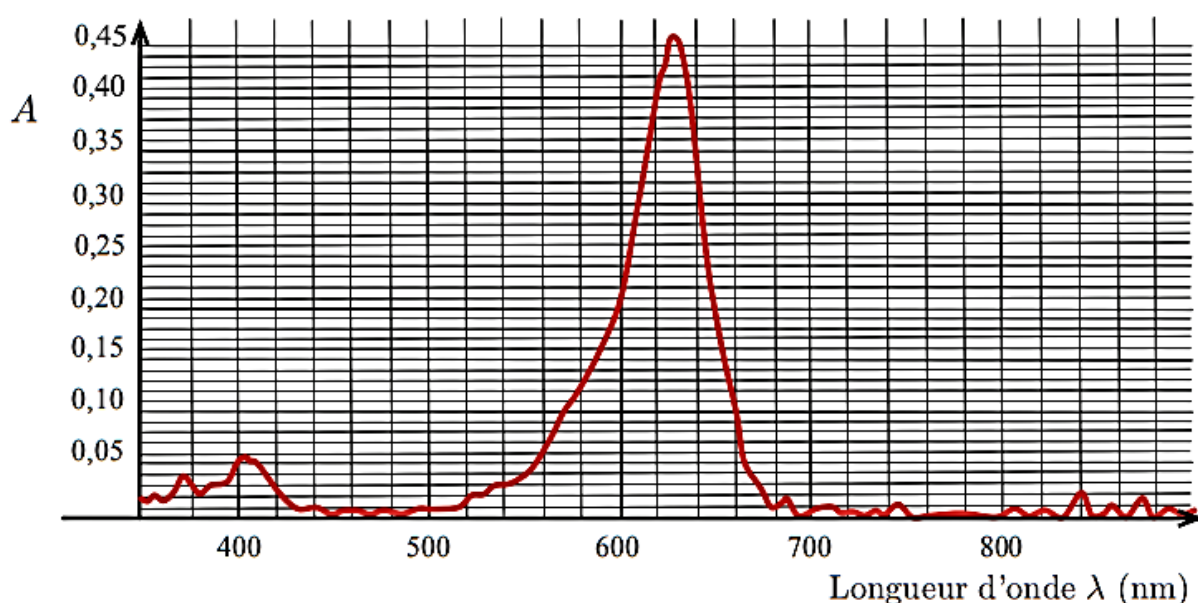


FIGURE 8 – Absorbance A du bleu brillant en fonction de la longueur d'onde λ exprimée en nm.

Document n° 4 - Préparation de la gamme de la solution étalon de bleu brillant

Une gamme étalon est réalisée : à partir d'une solution mère de bleu brillant commercial de concentration molaire volumique connue $c_0 = 4,72 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$, des solutions filles sont préparées en utilisant une verrerie adaptée. On obtient alors une série de solutions de bleu brillant de concentrations c connues. L'absorbance A de chaque solution est mesurée dans une cuve en plastique de 1 cm d'épaisseur à une longueur d'onde λ adaptée. Les valeurs obtenues sont reportées dans le tableau 4 page 14.

1. Les produits ne sont pas bien caractérisés d'après la littérature.

A	0	0,234	0,347	0,456	0,582
c (10^{-6} mol.L $^{-1}$)	0	1,89	2,83	3,78	4,72

TABLEAU 4 – Absorbances et concentrations des solutions.

Document n° 5 - Absorbance d'une solution

Lorsqu'une solution est traversée par un rayonnement polychromatique, elle peut atténuer l'intensité des radiations à certaines longueurs d'onde : on dit qu'elle absorbe ces radiations.

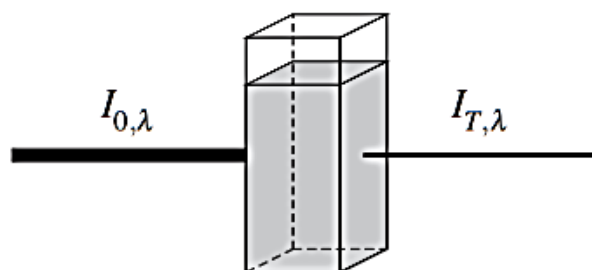


FIGURE 9 – Représentation d'une cuve traversée par un faisceau incident d'intensité $I_{0,\lambda}$. Un faisceau transmis $I_{T,\lambda}$ en émerge. La longueur de la cuve ℓ traversée est de 1 cm.

II.5. Suivi spectrophotométrique de la réaction

Un faisceau de lumière monochromatique (de longueur d'onde λ) d'intensité incidente $I_{0,\lambda}$ traverse une longueur ℓ de solution limpide (phénomène de diffusion négligeable) placée dans une cuve (figure 9). Une partie de la radiation est absorbée par la solution, l'autre est transmise et son intensité est notée $I_{T,\lambda}$.

II.5.a. Définir l'absorbance A d'une solution.

II.5.b. Quelle longueur d'onde de travail λ faut-il choisir pour réaliser les mesures d'absorbance lors de la réalisation de la gamme de solutions étalons ? Quel lien existe-t-il entre cette longueur d'onde et la couleur d'une solution de bleu brillant ?

II.5.c. Détailler le protocole expérimental à mettre en place pour préparer, à partir de la solution mère de bleu brillant, un volume $V = 25,0$ mL d'une solution de bleu brillant de concentration molaire volumique $c = 1,89 \times 10^{-6}$ mol.L $^{-1}$.

II.5.d. Rappeler la loi de Beer-Lambert en précisant les différents termes et leurs unités respectives. Cette loi est-elle vérifiée ?

II.5.e. Avant de réaliser des mesures d'absorbance, il est nécessaire de réaliser le blanc. Expliquer la nécessité d'une telle opération.

II.5.f. En quoi la spectrophotométrie est une technique de choix pour le suivi de cette réaction ?

II.6. Étude cinétique

Protocole expérimental - À l'instant $t = 0$ min, on place dans un bécher de 50 mL un volume $V_1 = 25,0$ mL d'une solution aqueuse de bleu brillant de concentration molaire volumique $c_1 = 4,54 \times 10^{-6}$ mol.L⁻¹ et un volume $V_2 = 1,00$ mL d'une solution aqueuse d'hypochlorite de sodium ($\text{ClO}^-_{(\text{aq.})} + \text{Na}^+_{(\text{aq.})}$) de concentration molaire volumique $c_2 = 1,33 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

II.6.a. Montrer que les conditions initiales utilisées vont permettre de déterminer la valeur de l'ordre partiel par rapport au bleu brillant (E133). Dans quelle situation cinétique se trouve-t-on ?

II.6.b. Montrer alors que la vitesse de réaction v peut se mettre sous une forme simplifiée. On notera k_{app} la constante apparente de vitesse.

II.7. Étude expérimentale

Les résultats de l'étude expérimentale menée à 298 K sont rassemblés dans le tableau 5 ci-dessous.

t (min)	0	2,5	5	7,5	10	15
A	0,582	0,275	0,138	0,069	0,034	0,009

TABLEAU 5 – Absorbance A mesurée à divers instants t .

II.7.a. Montrer que si la réaction est d'ordre 1 par rapport au bleu brillant (E133), l'équation ci-dessous est vérifiée :

$$\ln \frac{A}{A_0} = -k_{app} \times t$$

où A et A_0 représentent respectivement les valeurs de l'absorbance à l'instant t et à l'instant initial $t = 0$ min. k_{app} est la constante apparente de vitesse de la réaction.

II.7.b. Déterminer la valeur de k_{app} à 298 K.

II.8. Afin de déterminer l'ordre partiel β , supposé non nul, par rapport aux ions hypochlorite ClO^- , on réalise le même protocole expérimental que précédemment en utilisant toutefois une solution aqueuse d'hypochlorite de sodium ($\text{ClO}^-_{(\text{aq.})} + \text{Na}^+_{(\text{aq.})}$) de concentration molaire volumique $c_3 = 6,65 \times 10^{-3}$ mol.L⁻¹. Les résultats de l'étude expérimentale menée à 298 K sont rassemblés dans le tableau 6 ci-dessous.

t (min)	2,5	5	7,5	10	12,5	15
A	0,389	0,275	0,195	0,138	0,097	0,069

TABLEAU 6 – Absorbance A à différents instants t .

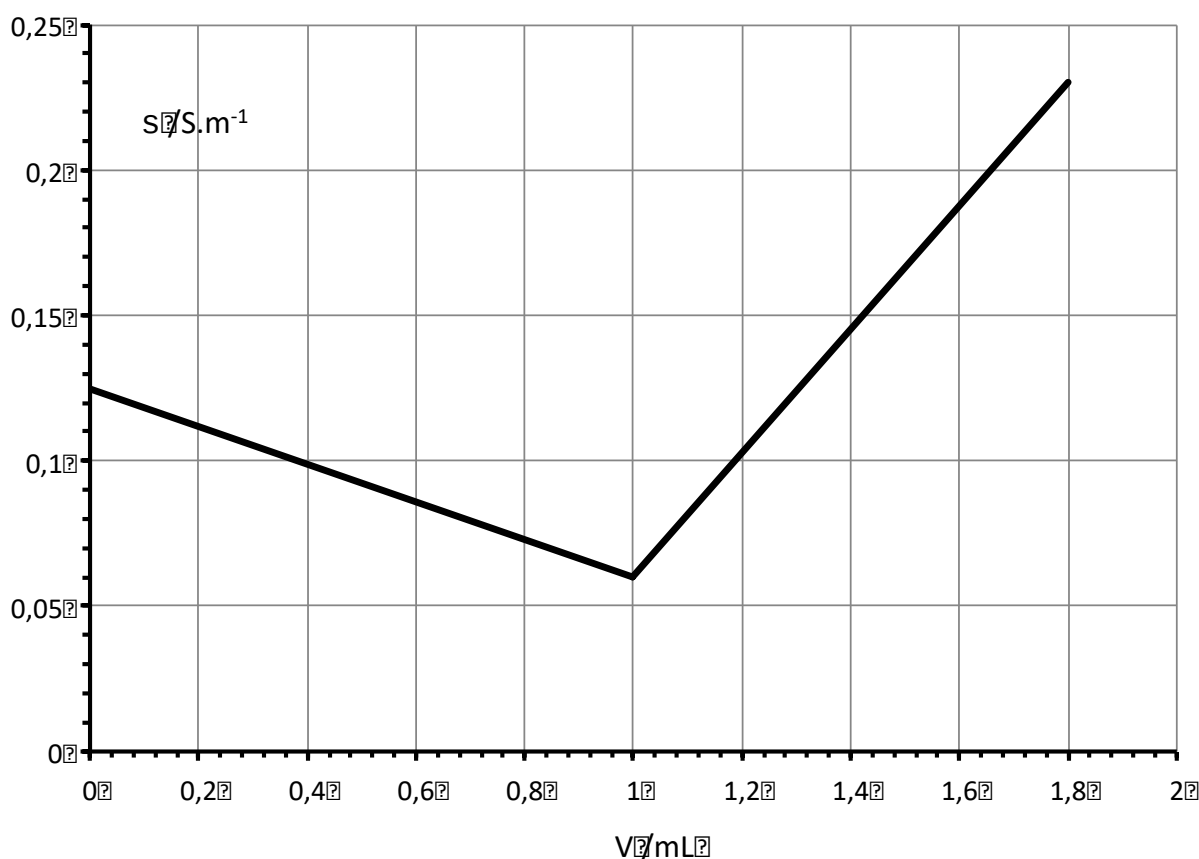
II.8.a. Montrer alors que ces nouvelles conditions initiales s'avèrent suffisantes pour déterminer la valeur de l'ordre partiel β par rapport aux ions hypochlorite.

II.8.b. En déduire la valeur de la constante de vitesse k de la réaction de décomposition du bleu brillant en présence d'ions hypochlorite.

CCMP MP 2016 – Basicité d'un béton

Le clinker est le principal constituant d'un ciment, il est obtenu à partir d'un mélange de 80% de calcaire ($\text{CaCO}_{3(s)}$) et de 20% d'argile (silicoaluminates). Le ciment est principalement utilisé pour fabriquer le béton qui est un mélange de ciment, sable, granulats et eau.

L'hydroxyde de calcium $\text{Ca(OH)}_{2(s)}$ confère à l'eau qui se trouve dans les pores du béton un caractère fortement basique. On étudie une solution aqueuse recueillie à la surface du béton après la prise, modélisée par une solution contenant des ions Ca^{2+} et OH^- . Le volume prélevé est égal à $V_0 = 100,0 \text{ mL}$, il est titré par une solution d'acide chlorhydrique concentré (H_3O^+ , Cl^-) de concentration $c = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$. Le titrage est suivi par conductimétrie (mesure de la conductivité σ) de la solution titrée en fonction du volume V de titrant ajouté. Le résultat expérimental est présenté ci-après.



- 1) Quel est le pH de la solution prélevée à la surface du béton ?
- 2) Justifier qualitativement mais de façon détaillée l'allure de la courbe conductimétrique $\sigma = f(V)$ obtenue.

Données : Conductivités ioniques molaires Λ^0 (en $\text{mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$)

Ion	$\text{H}^+(\text{aq})$	$\text{Cl}^-(\text{aq})$	$\text{HO}^-(\text{aq})$
Λ^0	35,0	7,6	19,8