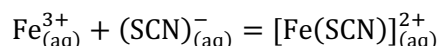


TP n°2

Mesure de la constante de formation d'un complexe de coordination

Objectif :

On souhaite déterminer expérimentalement la valeur numérique de la **constante de formation du complexe thiocyanatofer (III)** en solution aqueuse, qui est la constante d'équilibre associée à la réaction de formation suivante :



En solution aqueuse, le complexe $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ possède une couleur rouge très intense, alors que les ions ferriques sont orange pâle et les ions thiocyanate sont incolores.

Travail à réaliser :

Toutes les solutions utilisées dans ce TP contiennent une concentration $0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en acide nitrique HNO_3 . Ceci permet de s'assurer que le milieu reste nettement acide afin qu'aucun précipité parasite n'apparaisse.

Afin de maintenir cette concentration dans les solutions préparées, on utilisera exclusivement la solution d'acide nitrique à $0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ pour réaliser toutes les dilutions.

On veillera également à garder des lunettes de sécurité pendant toute la séance.

Un compte-rendu de TP sera à rédiger, par binôme, où vous présenterez vos résultats et vos conclusions. On séparera bien les trois phases de l'expérience. Ce compte-rendu sera à rendre en fin de séance.

On rendra également avec le compte-rendu les grilles d'évaluation, complétées individuellement.

1) Réalisation du spectre d'absorption du complexe $[\text{Fe}(\text{SCN})]_{(\text{aq})}^{2+}$

On dispose des deux solutions suivantes :

- une solution (S0) de $\text{K}(\text{SCN})$ de concentration $C_0 = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- une solution (S1) de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ de concentration $C_1 = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

- Dans une fiole jaugée de 25 mL, introduire précisément 5 mL de solution (S0) et 10 mL de solution (S1).
- Compléter au trait de jauge avec la solution de HNO_3 en agitant bien.
- Prendre le **spectre** de cette solution dans le domaine UV-visible permis par le spectrophotomètre dont vous disposez. Repérer au nm près la valeur de la longueur d'onde du maximum d'absorption, que l'on notera λ_{max} . Noter la valeur de l'absorbance à λ_{max} , que l'on notera A_5 (car 5 mL de solution de KSCN ont été introduits dans la fiole).

2) Réalisation de la droite d'étalonnage du complexe $[\text{Fe}(\text{SCN})]_{(\text{aq})}^{2+}$

- Dans la fiole jaugée de 25 mL, préparer plusieurs solutions comme précédemment, en introduisant à chaque fois x mL de solution (S0) et 10 mL de solution (S1), les valeurs de x étant bien réparties pour que l'absorbance se situe dans un intervalle de précision convenable (entre 0,1 et 1,5 environ) et mesurer à chaque fois cette absorbance A_x à λ_{max} .
- En faisant l'hypothèse que la réaction de complexation est quasi-totale, en raison du très large excès d'ions Fe^{3+} (au moins 100 fois plus), déterminer quelle est la concentration $[\text{FeL}]_x$ du complexe dans chaque solution.
- Tracer alors, grâce au logiciel Regressi, la **droite d'étalonnage** du complexe à λ_{max} , en portant les points expérimentaux ($[\text{FeL}]_x; A_x$) pour toutes les solutions préparées et en réalisant une modélisation affine. Commenter la qualité de la corrélation ; la loi de Beer-Lambert est-elle vérifiée ?

3) Mesure de la constante de formation du complexe $[\text{Fe}(\text{SCN})]_{(\text{aq})}^{2+}$

Lors du tracé de la droite d'étalonnage précédente, on s'était placé en grand excès d'ions Fe^{3+} , afin de rendre la formation du complexe quasi-totale.

Comme on veut maintenant mesurer la constante de formation du complexe, on va se placer dans des conditions où les ions Fe^{3+} et $(\text{SCN})^-$ sont apportés dans **des concentrations du même ordre de grandeur**. On veillera toutefois à ce que **la concentration apportée d'ions Fe^{3+} soit toujours au moins le double de celle des ions $(\text{SCN})^-$** ; en effet, un excès d'ions $(\text{SCN})^-$ pourrait entraîner la formation non négligeable de complexes $[\text{Fe}(\text{SCN})_2]^+$ (ou avec davantage encore d'ions thiocyanate), ce qu'on ne souhaite pas ici.

La réaction de formation du complexe n'étant plus quasi totale, on pourra ainsi mesurer ou calculer les concentrations de toutes les espèces à l'équilibre avec une bonne précision, dans le but d'en déduire la valeur de la constante d'équilibre demandée.

On dispose dans cette étape des solutions suivantes :

- une solution (S2) de $\text{K}(\text{SCN})$ de concentration $C_2 = 0,0100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- une solution (S3) de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ de concentration $C_3 = 0,0100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

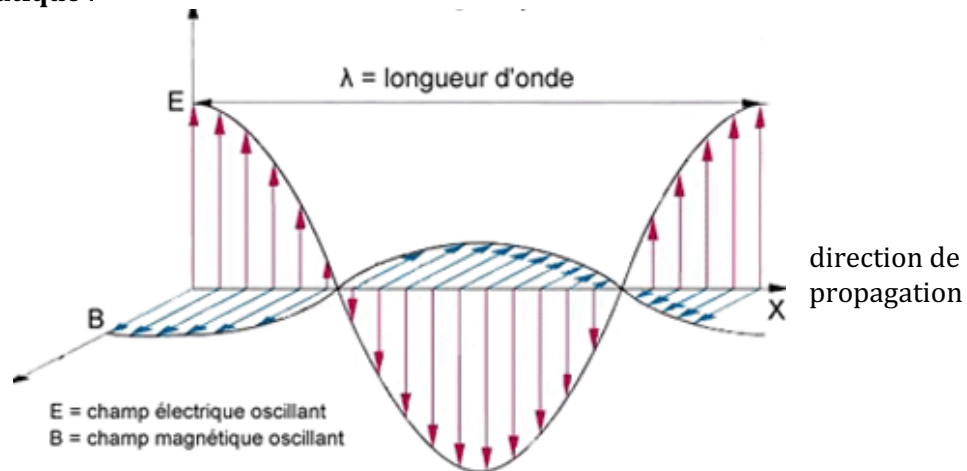
- Dans une fiole jaugée de 100 mL, introduire précisément 10 mL de solution (S2) et 20 mL de solution (S3). Compléter au trait de jauge avec la solution de HNO_3 en agitant bien.
- Mesurer l'absorbance de votre solution à la longueur d'onde λ_{max} . Grâce à la droite d'étalonnage, en déduire la concentration d'équilibre du complexe, avec un nombre de chiffres significatifs cohérent.
- En posant un tableau d'avancement, déterminer les concentrations à l'équilibre des trois constituants de la réaction de formation du complexe, et en déduire la valeur de la constante d'équilibre de la réaction.
- Une moyenne étant plus précise qu'une valeur isolée, recommencer plusieurs fois la procédure en entier, en changeant les proportions des solutions (S2) et (S3) introduites dans la fiole (rappel : la quantité de solution (S3) doit toujours être au moins égale au double de la quantité de solution (S2)).
- Compte tenu de vos différents résultats, présenter la valeur la plus précise possible de la constante de formation du complexe, assortie de son incertitude-type. La comparer à la valeur trouvée par les autres binômes et à la valeur donnée dans la littérature.
- Une fois la valeur de la constante d'équilibre connue, vérifier que l'hypothèse d'une formation quasi-totale du complexe dans les solutions réalisées pour la prise du spectre et le tracé de la droite d'étalonnage était bien pertinente.

I - Quelques rappels sur la lumière et les couleurs

1.1 Qu'est-ce que la lumière ?

En fonction des propriétés que l'on observe, la lumière peut manifester les propriétés :

- **d'une onde**, modélisée en physique classique comme une radiation *électromagnétique* transversale, les grandeurs oscillantes étant le champ électrique \vec{E} et le champ magnétique \vec{B} . Elle est caractérisée par une longueur d'onde unique λ lorsqu'on parle de lumière **monochromatique** :



- **d'un flux de particules élémentaires**, que l'on nomme photons. Chaque photon est assimilable à un quantum d'énergie $E = \frac{hc}{\lambda}$ possédant une masse nulle.

Cette « dualité onde-corpuscule » est un des fondements de la physique quantique.

1.2 La perception des couleurs

a) Lumière monochromatique

L'œil humain n'est sensible qu'aux radiations électromagnétiques dont la longueur d'onde est comprise entre 400 et 700 à 800 nm.

Lorsqu'une lumière monochromatique de longueur d'onde λ atteint l'œil, on perçoit une lumière colorée. La sensation de couleur est directement liée à la longueur d'onde de la radiation. Ainsi, lorsque λ croît de 400 à 700 nm, on perçoit successivement : **violet, bleu, vert, jaune, orange et rouge**. Les valeurs en nanomètres des domaines de longueurs d'onde associés à chaque couleur peuvent être lues sur la « roue des couleurs » donnée ci-après.

On constate que de nombreuses couleurs connues, par exemple le rose, le brun, le blanc... n'existent pas dans l'arc-en-ciel : ce sont des perceptions qui correspondent à la superposition de plusieurs longueurs d'onde dans un même rayon lumineux, c'est-à-dire à une lumière **polychromatique**.

b) Lumière polychromatique

Une lumière qui renferme plusieurs radiations de longueurs d'onde différentes est appelée lumière **polychromatique**. La lumière qui nous arrive du soleil ou d'une lampe est un bon exemple de lumière polychromatique. Elle est appelée **lumière blanche**. Elle renferme, entre autres, **l'ensemble des radiations** de longueur d'onde comprise entre 400 et 800 nm. On peut s'en apercevoir en décomposant la lumière par un dispositif **dispersant** : prisme, réseau, gouttelettes d'eau dans le cas de l'arc-en-ciel...

En lumière polychromatique, la perception des couleurs par l'œil est beaucoup plus complexe qu'en lumière monochromatique. Par exemple, la superposition des radiations rouge et verte est perçue

comme jaune, l'œil est incapable de faire la différence avec une lumière monochromatique jaune ! Ceci est mis à profit dans les écrans de télévision ou d'ordinateurs pour composer les couleurs à partir de mélanges de seulement trois radiations en proportions variables : rouge, vert et bleu. On parle de **synthèse additive** des couleurs.

La couleur des objets qui nous entourent est due à un processus différent :

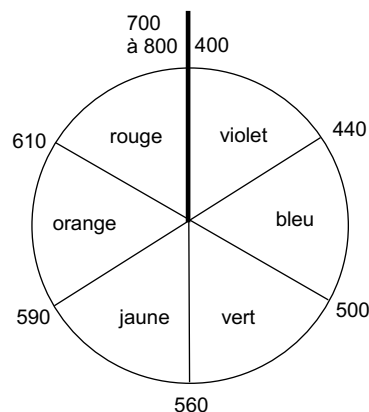
Un objet éclairé en lumière blanche apparaît blanc s'il diffuse et renvoie toutes les radiations sans les absorber : il renvoie de la lumière blanche.

En revanche, un objet qui *absorbe* dans un certain domaine de longueur d'onde apparaît coloré : il renvoie toutes les radiations vers l'œil, sauf une certaine couleur. La couleur que l'on perçoit alors est appelée la **couleur complémentaire** de la couleur absorbée. On parle dans ce cas de **synthèse soustractive** de la couleur.

On peut avoir une idée (très vague toutefois) des couleurs complémentaires grâce à la roue des couleurs (ci-après).

La couleur complémentaire est la couleur diamétralement opposée sur le disque. Par exemple, un composé qui absorbe les radiations orange apparaît bleu ; un composé qui absorbe le violet apparaît jaune, etc...

Ce disque ne fait pas apparaître la couleur magenta (sorte de rose) ni plus généralement les couleurs pourpres. Ces couleurs, qu'on pourrait décrire comme des « rouge-violet », n'existent pas dans le spectre de la lumière blanche, ce sont des perceptions associées à une lumière où les longueurs d'onde voisines de 560 nm (jaune-vert) ont été absorbées.



La roue des couleurs (longueurs d'onde approximatives en nm)

1.3 La lumière transporte de l'énergie

La lumière, et les rayonnements électromagnétiques en général, **transportent de l'énergie**.

Il existe différentes façons de l'exprimer :

On parle de **flux énergétique**, noté Φ , exprimé en watts (W) lorsqu'on désigne la puissance totale d'une source. On peut aussi désigner ainsi la puissance totale que reçoit une surface éclairée par un rayon lumineux, par exemple un récepteur optique.

Si on rapporte ce flux à l'unité de surface du rayon lumineux, on parle d'*éclairage énergétique*, noté E . L'unité est alors le watt par mètre carré ($W \cdot m^{-2}$).

Rapporté à une unité d'angle solide (angle à trois dimensions), le flux prend le nom d'*intensité énergétique*, notée I et exprimée en watts par stéradian ($W \cdot sr^{-1}$).

L'œil humain a une sensibilité fortement dépendante de la longueur d'onde. Par exemple, à intensité énergétique égale, la lumière jaune est perçue bien plus facilement que la lumière bleue.

C'est pourquoi il existe également des grandeurs dites *photométriques*, qui prennent en compte la sensibilité de l'œil (le flux lumineux exprimé en lumens, l'intensité en candelas, l'éclairage en lux...).

On ne les utilisera pas ici.

Note : Comme l'œil humain, le récepteur du spectrophotomètre a une sensibilité très variable selon la longueur d'onde. C'est une des raisons pour laquelle il faut toujours régler le « zéro » à chaque fois que l'on fait une mesure d'absorbance après avoir modifié la longueur d'onde.

II - Le spectrophotomètre UV-visible

II.1 Description de l'appareil

La description schématique simplifiée d'un spectrophotomètre est fournie ci-après.

La **source** lumineuse est une lampe puissante de lumière blanche, émettant toutes les longueurs d'onde entre 300 et 800 nm environ. Certains appareils sont munis de sources lumineuses pouvant descendre jusqu'à des longueurs d'onde de 200 nm.

Le domaine spectral étudié est donc celui du proche ultraviolet et du visible : on parle de **spectrophotométrie UV-visible**.

Grâce à un diaphragme et une lentille, on obtient un faisceau parallèle. Celui-ci est alors décomposé par un **monochromateur**, de telle sorte qu'on obtienne un faisceau de lumière approximativement monochromatique. Le choix de la longueur d'onde λ en sortie du monochromateur est effectué par l'expérimentateur, soit par action directe sur un bouton, soit par l'intermédiaire d'un dispositif électronique.

Le faisceau traverse alors une **cuve**. La **cuve** (en verre ou en Plexiglas) doit être à faces parallèles pour éviter des effets de lentille. Elle est de longueur utile ℓ (longueur optique) et renferme la solution à analyser

ℓ vaut couramment 1 cm, parfois plusieurs cm.

Le rayon lumineux ayant traversé la cuve est focalisé sur un **détecteur**, qui mesure le flux énergétique du rayon lumineux.

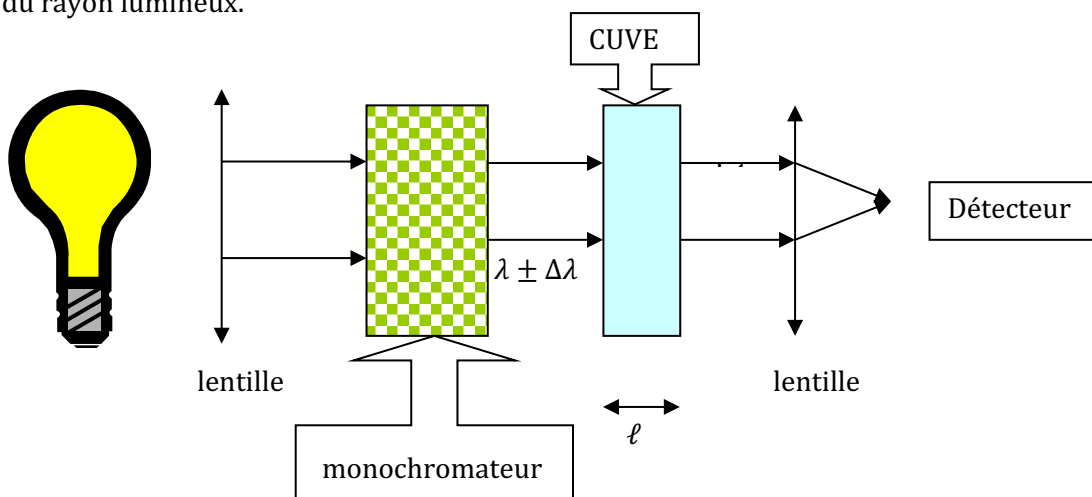


Schéma simplifié d'un spectrophotomètre

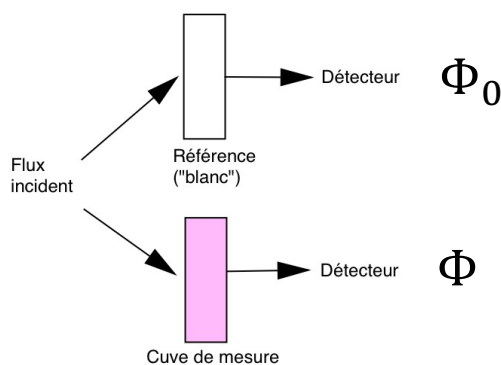
Remarque : la plupart des appareils récents fonctionnent sur un principe différent. L'échantillon est éclairé en lumière blanche, puis le signal en sortie est analysé par un traitement informatique, pour retrouver la contribution de chaque longueur d'onde au flux. Les résultats sont les mêmes qu'avec le spectrophotomètre « classique », mais les temps d'analyse sont fortement réduits et la précision meilleure.

II.2 L'absorbance : définition et mesure

Soit une solution (S) contenant une (ou plusieurs) espèce(s) chimique(s) colorée(s) dissoute(s) dans un solvant incolore.

Pour une longueur d'onde donnée, une mesure en spectrophotométrie est basée sur la comparaison du flux énergétique de deux rayons lumineux (figure ci-dessous) :

- un rayon monochromatique traversant une cuve de référence (appelée communément le « blanc »), contenant uniquement le même solvant que (S), et donc a priori transparente vis-à-vis du rayon lumineux ;
- le même rayon traversant une cuve identique contenant la solution (S).



Principe d'une mesure spectrophotométrique

Remarquons que le flux incident n'est jamais mesuré. En traversant la cuve de référence, il y a une légère perte d'énergie lumineuse, en raison de l'absorption propre éventuelle du solvant, mais aussi des effets dus à des réflexions, des réfractions ou des diffusions parasites du faisceau incident lorsqu'il traverse la cuve. Ces pertes se retrouveront de la même façon dans la cuve de mesure, à condition de la prendre strictement identique (taille, matériau) et remplie du même solvant.

Dans ce cas, la comparaison de Φ et de Φ_0 permet d'isoler l'absorption due aux espèces chimiques dissoutes uniquement.

On définit alors les deux grandeurs spectrophotométriques :

- La **transmittance** T :

$$T = \frac{\Phi}{\Phi_0}$$

qui est la fraction du flux lumineux transmis :

$T = 0$ signifie que le milieu est opaque, $T = 1$ (ou 100%) signifie qu'il est complètement transparent ($\Phi = \Phi_0$). On a bien sûr toujours $0 \leq T \leq 1$.

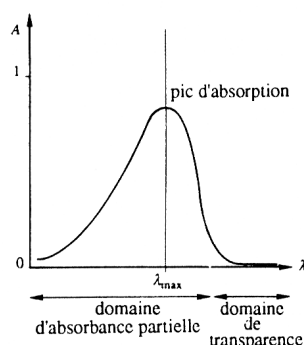
- L'**absorbance** A (anciennement appelée densité optique D ou DO) :

$$A = \log\left(\frac{1}{T}\right) = \log\left(\frac{\Phi_0}{\Phi}\right)$$

La transmittance décroît lorsqu'un composé situé dans la cuve absorbe davantage. Afin d'avoir une grandeur croissante avec le caractère absorbant, on utilise l'inverse de la transmittance, ou plus exactement le logarithme décimal de l'inverse de la transmittance, que l'on nomme **absorbance** ou **densité optique**. L'utilisation du logarithme est dû à l'application de l'absorbance dans la loi de Beer-Lambert (voir plus loin).

II.3 Spectre d'une espèce chimique

Le **spectre** d'une espèce chimique est la courbe représentant l'absorbance d'une solution de cette espèce en fonction de la longueur d'onde :



Exemple d'un spectre d'absorption

Obtention expérimentale : en principe, il faut répéter de nombreuses mesures d'absorbance en faisant varier à chaque fois la longueur d'onde. On n'oublie alors pas de « refaire le blanc » à chaque longueur d'onde, car la sensibilité du détecteur change avec λ . Ce processus est long et fastidieux.

Avec les spectrophotomètres modernes, il suffit d'introduire la cuve de référence, d'appuyer sur une touche, puis de recommencer avec la cuve de mesure. L'appareil extrait alors les flux Φ et Φ_0 pour chaque longueur d'onde par une analyse de signal, calcule les absorbances et affiche le spectre, le tout quasi-instantanément.

Le spectre d'absorption d'un composé est de toute première importance :

- D'une part, un spectre est **caractéristique** d'une substance ; il peut être utilisé pour **l'identifier**. **La spectroscopie est une technique essentielle de l'analyse chimique.**
- D'autre part, la prise du spectre est la première étape à réaliser lorsqu'on veut utiliser la spectrophotométrie en tant que méthode d'analyse physique de concentrations. En effet, le spectre permet de choisir la longueur d'onde d'étude qui donnera les mesures d'absorbance les plus précises : voir paragraphe suivant.

II.4 La loi de Beer-Lambert

a) Énoncé de la loi ; domaine de validité

L'expérience montre (et on le retrouve par des considérations théoriques) que, pour une solution suffisamment diluée d'un soluté X et pour une lumière monochromatique, l'absorbance A est proportionnelle à la longueur de la cuve ℓ et à la **concentration** $[X]$ de ce soluté, ce que traduit la loi de Beer-Lambert :

$$\text{Loi de Beer-Lambert :} \\ A = \epsilon_{X,\lambda} \cdot \ell \cdot [X]$$

$\epsilon_{X,\lambda}$ est appelé **coefficient d'absorption molaire** (ou **d'extinction molaire**) et s'exprime couramment en $L \cdot mol^{-1} \cdot cm^{-1}$.

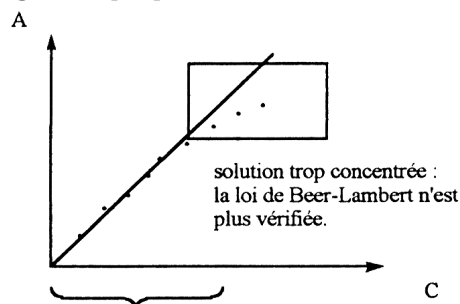
C'est un paramètre **caractéristique de l'espèce absorbante X, qui dépend fortement de la longueur d'onde**. C'est ce paramètre qui varie lorsqu'on trace le spectre d'une solution et qui est donc responsable de l'allure du spectre de X.

Notons que $\epsilon_{X,\lambda}$ dépend aussi de la température, mais de manière peu importante, tant qu'on reste au voisinage de la température ambiante.

$[X]$ est la concentration de la substance en $mol \cdot L^{-1}$ et ℓ la longueur optique de la cuve en cm.

La loi n'est valable **que si la concentration de l'espèce dissoute est suffisamment faible**. Si la concentration est trop grande, les entités du soluté sont trop proches les unes des autres et subissent entre elles des interactions qui modifient leurs propriétés d'absorption.

Ci-contre, l'évolution de l'absorbance avec la concentration $C = [X]$.



Dans ce domaine de concentration, A varie linéairement avec C

Courbe d'étalonnage d'une solution trop concentrée

En pratique, la spectrophotométrie est souvent utilisée en analyse quantitative pour mesurer une concentration. Une fois la courbe d'étalonnage réalisée, on peut ainsi très facilement déduire la concentration $C = [X]$ à partir de la mesure de l'absorbance de la solution.

Notons que l'**absorbance est une grandeur additive**. Dans le cas où l'on a plusieurs espèces chimiques absorbantes dans une cuve, chacune peu concentrée, on peut considérer qu'elles absorbent la lumière indépendamment. On peut alors écrire, à une longueur d'onde donnée :

Loi de Beer-Lambert dans le cas de plusieurs solutés :

$$A = \sum_i A_i = \ell \times \sum_i \epsilon_{i,\lambda} [X_i]$$

b) Choix de la longueur d'onde d'étude

Lorsqu'on souhaite utiliser la loi de Beer-Lambert pour déterminer des concentrations à partir de mesures d'absorbance, **la longueur d'onde choisie est couramment celle du maximum d'absorption λ_{max}** . Il y a deux raisons à cela :

1. C'est à cette longueur d'onde que la **sensibilité S** des mesures est la meilleure. En effet, $S = \frac{dA}{dC} = \epsilon \ell$ est maximale quand ϵ est maximal. Ceci signifie qu'on détectera de faibles concentrations par une forte absorbance.
2. De plus, au maximum d'absorption, on peut écrire $\frac{dA}{d\lambda} = 0$: cela permet de **réduire au maximum l'imprécision** due à l'erreur expérimentale sur la valeur de λ (notons que l'incertitude $\Delta\lambda$ est de l'ordre du nanomètre sur les appareils de TP).

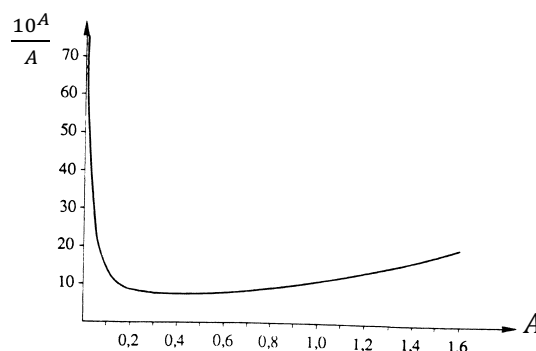
Remarque : lorsque le maximum d'absorption conduit à une absorbance trop élevée (saturation, sortie du domaine de validité de la loi de Beer-Lambert), on peut se placer à un maximum relatif d'absorbance plus faible, ou encore à un **épaulement** du spectre, c'est-à-dire un point où $\frac{dA}{d\lambda}$ est le plus faible possible tout en ayant une absorbance suffisante.

c) Précision des mesures d'absorbance à une longueur d'onde donnée

Par différenciation de l'expression $A = \log\left(\frac{\Phi_0}{\Phi}\right)$ définissant l'absorbance, on peut établir la relation suivante :

$$\frac{\Delta A}{A} = \left(\frac{1}{2,3} \cdot \frac{\Delta\Phi}{\Phi_0}\right) \cdot \left(\frac{10^A}{A}\right)$$

- Le terme $\frac{\Delta\Phi}{\Phi_0}$ est la sensibilité relative du détecteur. Elle dépend fortement de la longueur d'onde, mais une fois que celle-ci a été fixée pour une étude, on peut considérer qu'elle est approximativement constante, tant que le flux lumineux arrivant sur le détecteur n'est pas trop faible. Si c'est le cas, parce que la solution absorbe trop la lumière, l'appareil ne peut plus garantir sa précision et les valeurs d'absorbance affichées atteignent une valeur plafonnée (aux environs de $A = 2$ en général). On dit que l'appareil « sature ». Il est alors impératif de diluer la solution étudiée.
- Le terme $\frac{10^A}{A}$ peut être étudiée mathématiquement : si on trace la fonction $\frac{10^A}{A}$ en fonction de A , on obtient la courbe suivante :



On constate que cette fonction tend vers $+\infty$ lorsque A tend vers 0 (asymptote verticale à l'origine). En effet, si le flux énergétique Φ se rapproche de Φ_0 , cela signifie que l'écart entre la cuve mesurée et la cuve de référence devient de l'ordre de grandeur de l'incertitude $\Delta\Phi$: en pratique, la mesure n'a guère de sens lorsque l'absorbance affichée est inférieure à 0,1.

On constate par ailleurs que cette fonction est minimale et à peu près constante pour des absorbances comprises entre 0,2 et 1,0.

Conclusion : pour réaliser des mesures précises d'absorbance en spectrophotométrie, il faut s'assurer que la longueur d'onde choisie est celle du maximum d'absorption, ou à défaut celle d'un épaulement du spectre, et que **l'absorbance que l'on mesure reste à peu près comprise entre 0,2 et 1,0**. Dans ce cas, on peut considérer que l'incertitude relative $\frac{\Delta A}{A}$ est minimale et à peu près constante.

Cependant, il est souvent difficile d'estimer la **valeur** de $\frac{\Delta A}{A}$: elle dépend beaucoup de la longueur d'onde choisie, dont dépend la précision du détecteur, mais elle peut aussi se dégrader avec le temps, si l'appareil n'est pas régulièrement recalibré par le fabricant.

Il faut aussi se souvenir que la mauvaise qualité des cuves ou leur mauvais emploi (rayures, traces de doigts, présence de bulles...) peuvent fortement dégrader la qualité de la mesure.

Dans le meilleur des cas, un spectrophotomètre bien calibré, utilisé avec des cuves de bonne qualité, peut donner des mesures très précises ($\frac{\Delta A}{A} < 0,01$, soit mieux de 1%), mais cette précision est difficile à obtenir en pratique.

NOM :

Grille d'évaluation TP n°2

Compétences générales		A	B	C	D
S'approprier	Formuler l'objectif, énoncer ou rechercher la définition des termes utilisés Rechercher les informations sur le matériel et les produits utilisés Énoncer une problématique d'approche expérimentale				
Analyser	Justifier un protocole expérimental Évaluer l'ordre de grandeur d'un phénomène ou de ses variations				
Réaliser	Mettre en œuvre un protocole dans une durée impartie Utiliser le matériel de manière adaptée (voir détails ci-dessous) Évaluer l'incertitude associée à une mesure (voir détails ci-dessous) Placer les résultats des mesures sur un graphe				
Valider	Confronter un modèle à des résultats expérimentaux (voir détails ci-dessous) Comparer son résultat final aux données de la littérature et faire une analyse critique				
Communiquer	Rédiger de manière synthétique, organisée, compréhensible S'appuyer sur des graphes Faire ressortir les résultats les plus importants, par exemple en les encadrant Utiliser un vocabulaire scientifique adapté Présenter les résultats numériques avec leur unité, un nombre de chiffres significatifs cohérent et une incertitude, lorsqu'on l'a évaluée				
Faire preuve d'initiative	S'impliquer, prendre des décisions, anticiper Solliciter une aide de manière pertinente				

Capacités spécifiques
<i>utilisation du matériel</i>
Mesurer des volumes en sélectionnant le matériel adapté à la précision requise Régler le « zéro » pour une mesure d'absorbance Prendre le spectre UV-visible d'une solution Mesurer l'absorbance d'une solution à une longueur d'onde donnée
<i>mesures et incertitudes</i>
Identifier les sources d'erreur lors d'une mesure Savoir que l'incertitude-type est un paramètre caractérisant la dispersion des mesures Évaluer une incertitude-type de type A
<i>vérification d'un modèle linéaire</i>
Réaliser une régression linéaire avec un logiciel (modélisation affine) et en extraire les résultats, dont le coefficient de corrélation et les incertitudes sur la pente et l'ordonnée à l'origine Juger si des données expérimentales sont en accord avec une loi linéaire

Note :