# Correction du TP

# ☐ Effectuer des tests qualitatifs ☐ Réaliser des dosages par étalonnage. ☐ Proposer ou mettre en œuvre, à partir d'informations fournies, des tests qualitatifs préalables à l'élaboration d'un protocole. ☐ Déterminer une concentration en exploitant la mesure de grandeurs physiques caractéristiques de l'espèce ou en construisant et en utilisant une courbe d'étalonnage. ☐ Déterminer une concentration ou une quantité de matière par spectrophotométrie UV-Visible.

# I | Objectifs

- ♦ Revoir le protocole de dilution (niveau lycée).
- ♦ Revoir la technique de spectrophotométrie.
- ♦ Utiliser la loi de Beer-Lambert.
- ♦ Revoir le protocole expérimental de conductimétrie ;
- ♦ Utiliser la loi de Kohlrausch.

# II | S'approprier

# II/A Le dosage par étalonnage

Un dosage par étalonnage consiste à déterminer la concentration molaire d'une espèce chimique en solution en comparant une grandeur physique (conductance, absorbance...) de la solution avec la même grandeur physique mesurée pour des solutions étalons (solution dont on connait avec précision la composition). En supposant qu'il existe une relation entre la valeur de la grandeur physique et la concentration, on peut alors déterminer la concentration en une espèce chimique donnée dans la solution inconnue en comparant la valeur de la grandeur physique pour cette solution avec la valeur de la grandeur physique pour la solution étalon.

# II/B Le principe de la spectrophotométrie

Certaines espèces chimiques sont capables d'absorber la lumière UV ou visible. Ainsi, est-il possible de relier l'intensité lumineuse transmise à une longueur d'onde donnée à la concentration d'une espèce en solution par la **loi de Beer-Lambert** :



## Propriété TP9.1 : Loi de BEER-LAMBERT

$$A = \log\left(\frac{I_0}{I}\right) = \sum_{i=1}^{N} \epsilon_i \,\ell \,c_i$$

Avec:

- $\diamond$  A est l'absorbance (adimensionnée). C'est une grandeur **additive**
- $\diamondsuit\ I_0$  l'intensité lumineuse incidente (en  $\mathbf{W}{\cdot}\mathbf{m}^{-2})$
- $\diamond$  I l'intensité lumineuse en sortie de cuve (en W·m<sup>-2</sup>)
- $\diamond$   $\epsilon_i$  le coefficient d'extinction molaire de l'espèce  $X_i$  à la longueur d'onde  $\lambda$  (dépend de l'espèce chimique étudiée mais aussi marginalement du solvant et de la température)
- $\diamond$   $\ell$  la largeur de la cuve traversée par le faisceau (en m)
- $\diamond$  c la concentration en l'espèce absorbante  $X_i$  (en mol·L<sup>-1</sup>)

Ici, on se limite à une unique espèce absorbante, tel que la relation de Beer-Lambert devient

$$A = \log\left(\frac{I_0}{I}\right) = \epsilon \,\ell \,c$$

La valeur de  $\epsilon \ell$  est bien souvent inconnue. Pour obtenir  $c_0$  connaissant  $A_0$  de notre solution inconnue, il est donc nécessaire de déterminer préalablement l'expression de la fonction A = f(c). Cette courbe est appelée **courbe d'étalonnage**. Elle est obtenue avec l'ensemble des points de coordonnées  $(A_i, c_i)$  obtenus à partir d'un ensemble de solutions étalons  $S_i$  de concentrations connues.

# II/C Le principe de la conductimétrie

Cette méthode repose sur l'existence d'ions en solution et sur leur capacité à faciliter le passage d'un courant. La nature des ions et leurs concentrations modifient la conductance G du système (grandeur qui est l'inverse de la résistance R) exprimée en S (Siemens). Plus le milieu est propice au passage du courant, plus la conductance est élevée. Celle-ci est reliée à trois paramètres principaux :

- 1) la conductivité  $\sigma$  du système
- 2) la longueur  $\ell$
- 3) la section S de la cellule

La conductance s'exprime alors selon

$$G = \frac{\sigma S}{\ell}$$

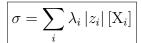
Ainsi, on ne parle pas de conductance de la solution, puisque la conductance dépend de la cellule de mesure et de sa géométrie. L'unité de conductivité est le  $S \cdot m^{-1}$ ; le quotient  $K = \ell/S$  est appelé constante de cellule. Ainsi, on a  $G = \sigma/K$ . La mesure de la conductance s'effectue avec un conductimètre, qui est en fait un ohmmètre.

La conductivité  $\sigma$  de la solution peut alors s'exprimer par la **loi de Kohlrausch**, exprimée sous une forme avec la charge de l'ion :

III. Analyser



## Propriété TP9.2: Loi de KOHLRAUSCH



Avec:

- $\diamond \lambda_i$  la conductivité molaire ionique de l'ion  $X_i$  (en  $S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$ ) donnée dans les tables
- $\diamondsuit$   $z_i$  la charge de l'ion  $X_i$
- $\Diamond$  [X<sub>i</sub>] la concentration de l'ion X<sub>i</sub>



#### Attention

La conductivité  $\sigma$  de la solution prend en compte tous les ions présents dans la solution. Il faut donc faire l'inventaire des ions en solution avec soin.

En supposant que l'on ne fait varier que d'une unique espèce ionique (et donc conductrice) dans la solution, on pourra noter  $c = [X_i]$  la concentration de cette espèce. La **courbe d'étalonnage** est alors la représentation graphique de  $\sigma = f(c)$  obtenue avec l'ensemble des points de coordonnées  $(c_i; \sigma_i)$  où  $\sigma_i$  sont les conductivités des différentes solutions étalons  $S_i$  de concentration  $c_i$ . Connaissant la conductivité  $\sigma_0$  de la solution  $S_0$  inconnue, on en déduit grâce à la courbe d'étalonnage la concentration molaire  $c_0$  de la solution  $S_0$ .

# II/D Le principe de la dilution



## Propriété TP9.3: Dilution

On peut diminuer la concentration c d'une solution de volume V en ajoutant du solvant jusqu'à un volume V'. La concentration c' obtenue est alors

$$\boxed{cV = c'V'} \Longleftrightarrow \boxed{\frac{c}{c'} = \frac{V'}{V}}$$

En effet, la quantité de matière de soluté ne change pas avec l'ajout de solvant, autrement dit n est constant. On a donc

$$c = \frac{n}{V}$$
 et  $c' = \frac{n}{V'}$ 

d'où le résultat.

# III Analyser

# III/A Préliminaire sur la solution de permanganate de potassium

Le permanganate de potassium solide  $KMNO_{4(s)}$ , est un antiseptique utilisé pour désinfecter des plaies, les fruits ou légumes, traiter les eaux... Il se vend en pharmacie sous forme de sachet : la notice indique que le sachet contient  $0.25\,\mathrm{g}$  de  $KMNO_{4(s)}$  à dissoudre dans  $2.5\,\mathrm{L}$  d'eau. C'est ainsi qu'une solution aqueuse  $S_0$  de permanganate de potassium  $K_{(aq)}^+ + MNO_4^-$  (aq) a été obtenue. Il s'agit ici de vérifier, par deux méthodes différentes, l'indication de masse portée sur le sachet.



Masse molaire du permanganate de potassium :  $M = 158.0 \,\mathrm{g \cdot mol}^{-1}$ .

1 Pourquoi peut-on suivre le dosage du permanganate par spectrophotométrie?

## - Réponse –

Le permanganate est la seule espèce colorée, permettant de déterminer sa concentration par analyse de l'absorption.

2 Sur l'étiquette du permanganate de potassium, on peut voir ces pictogrammes : que signifient-ils? quelles précautions faut-il prendre? Vous pourrez consulter http://www.inrs.fr/media.html?refINRS=ED%204406



## – Réponse –

C'est un **comburant**, une espèce nocive ou irritante, et un polluant dangereux pour l'environnement.

Il faut donc l'écarter de substances combustibles, éviter tout contact avec le corps humain (grâce à des lunettes de protection, des gants, une blouse et une hotte), et ne pas la jeter dans n'importe quel évier.



# III/B Préparation des solutions aqueuses étalon

On dispose d'une solution-mère aqueuse  $S_1$  de permanganate de potassium de concentration molaire  $c_1 = 1,00 \times 10^{-3} \,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ . On veut préparer, à partir de cette solution  $S_1$ , par dilution, quatre solutions-filles  $S_2$  à  $S_5$  de volume  $V = 50,0 \,\mathrm{mL}$  et de concentrations molaires  $c_2$  à  $c_5$ .

(3) Compléter le tableau ci-dessous :

$S_i$	$S_2$	$S_3$	$S_4$	$S_5$
$c_i \; (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$c_2 = 2,00 \times 10^{-4}$	$c_3 = 4,00 \times 10^{-4}$	$c_4 = 6,00 \times 10^{-4}$	$c_5 = 8,00 \times 10^{-4}$
$V_i(\mathrm{mL})$				

## — Réponse -

$S_i$	$S_2$	$S_3$	$S_4$	$S_5$
$c_i \; (\text{mol} \cdot \mathbf{L}^{-1})$	$c_2 = 2,00 \times 10^{-4}$	$c_3 = 4,00 \times 10^{-4}$	$c_4 = 6,00 \times 10^{-4}$	$c_5 = 8,00 \times 10^{-4}$
$V_i(\mathrm{mL})$	10	20	30	40



(4) Décrire le protocole expérimental de la préparation de la solution aqueuse  $S_2$  sans oublier d'expliciter le calcul du volume prélevé de solution aqueuse  $S_1$  nécessaire à cette préparation.

### — Réponse –

On conserve la quantité de matière pendant la dilution, mais le volume change. Pour avoir  $V_1$  et  $c_2$  à partir de  $c_1$ , on aura

$$c_1 V_1 = c_2 V \Leftrightarrow \boxed{V_1 = \frac{C_2 V}{C_1}} \Rightarrow \underline{V_1 = 10 \,\text{mL}}$$

- 1) Verser le contenu du grand récipient de solution  $S_1$  dans le bécher devant.
- 2) En verser une **petite quantité** dans un bécher personnel, labellé  $S_1$ .
- 3) Revenir à la paillasse, et prélever 10 mL de cette solution avec une pipette jaugée.

IV. Réaliser et valider 5

- 4) Insérer les 10 mL dans la fiole jaugée de 50 mL.
- 5) Remplir d'eau distillée jusqu'au trait de jauge, puis mélanger.



# IV Réaliser et valider



## Attention TP9.1: Protection en TP

Le port de la blouse fermée et des lunettes est obligatoire durant l'ensemble du TP. Les cheveux longs doivent être attachés.

# IV/A

# Préparation de la solution fille $S_2$



## Expérience TP9.1:

En suivant le protocole que vous avez établi dans la partie Analyser, préparer la solution fille  $S_2$ , et uniquement la solution  $S_2$ .

# IV/B Dosage par spectrophotométrie

IV/B) 1 Choix de la longueur d'onde de travail

Nous allons dans un premier temps établir le spectre d'absorption du permanganate de potassium.

# **D**O

# Expérience TP9.2 : Spectre d'absorption

- ♦ Calibration du spectrophotomètre :
  - 1) Calibrer; Appuyer sur 0/1 puis cuve vide ?: VAL. et imprimer ?: ESC.
- 2) Quand le calibrage est terminé : le spectro affiche : absorbance, etc
- 3) Arrêter l'appareil : 0/1.
- ♦ Redémarrer le spectrophotomètre sous contrôle de l'ordinateur :
  - 1) Ouvrir Regressi
  - 2) Dans Fichier  $\rightarrow$  nouveau choisir S250
  - 3) Choisir dans le menu du spectro le protocole de communication : S 250 I/PC.
  - 4) Cliquer sur le bouton correspondant au spectro éteint. Le spectro se rallume alors (il faut quelques secondes!).
- $\diamond$  Tracé des spectres : spectre paramétrable [335 ; 900] nm :
  - 1) Choisir des longueurs d'ondes variant de 400 à 700 nm avec un pas de 6 nm.
  - 2) Effectuer le zéro avec une cuve remplie d'eau distillée en cliquant sur BLANC. Le spectro trace une ligne (bleue) de zéro pour toutes les longueurs d'ondes.
  - 3) Puis réaliser le spectre du permanganate de potassium en remplissant la cuve au 3/4 de sa hauteur avec la solution  $S_3$ , puis en cliquant sur SPECTRE.



## Attention TP9.2: Manipulation des cuves

- ◊ Vous prendrez soin de placer les cuves dans le bon sens (face transparente dans le passage du faisceau lumineux), en évitant de poser vos doigts sur les faces par lesquelles le faisceau passe.
- ♦ Il faut utiliser la même cuve pour toutes vos mesures au spectrophotomètre. Il faut alors la rincer à chaque fois.



## Expérience TP9.3 : Exploitation du graphe

- 1) Basculer dans Regressi : clic sur Sauver et Vers régressi du logiciel du spectro, et remplir le nom de la grandeur (A).
- 2) Grâce au réticule, pointer la longueur d'onde de la valeur maximale.
- Imprimer la courbe après avoir retiré le zéro en x et relié les points grâce à un lissage d'ordre 3 (dans le menu Coordonnées, décocher « zéro inclus »).



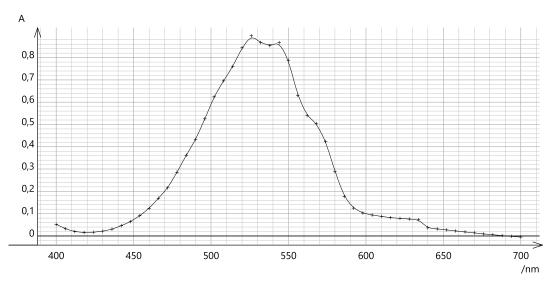


FIGURE 9.1 – Résultat de Regressi.



2 À quelle longueur d'onde doit-on travailler ensuite pour avoir un maximum de précision sur la mesure de l'absorbance? Indiquer le tracé sur vos courbes imprimées.

### – Réponse -

Pour augmenter la précision de l'appareil et limiter l'incertitude sur les mesures, on se place à la longueur d'onde pour laquelle le coefficient d'absorption molaire de la substance est maximum.



IV. Réaliser et valider

(IV/B) 2 Tracé de la courbe d'étalonnage

# Expérience TP9.4 : Tracé de la courbe d'étalonnage



- 1) Déconnecter le spectrophotomètre de l'ordinateur en le débranchant salement (mais proprement), puis le rallumer manuellement. Suivez les instructions : il vous donnera alors les mesures.
- 2) Le spectrophotomètre va de nouveau se calibrer.
- 3) Choisir la longueur d'onde de travail :  $\lambda = 526 \, \text{nm}$ .
- 4) Pour une solution d'eau distillée (ou « blanc »), fixer A = 0.
- 3 Mesurer l'absorbance de chacune des solutions réalisées et compléter le tableau suivant :

Solution	$S_2$	$S_3$	$S_4$	$S_5$	$S_1$	$S_0$
$c(\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1})$	0,2	0,4	0,6	0,8	1,0	
A						

## — Réponse –

On relève  $\lambda_{\rm max} \approx 526\,{\rm nm}$ . On rentre cette valeur sur le spectrophotomètre.

Solution	$S_2$	$S_3$	$S_4$	$S_5$	$S_1$	$S_0$
$c(\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1})$	0,2	0,4	0,6	0,8	1,0	0,60
A	0,492	0,903	1,313	1,729	2,2	1,391



4 Sur votre session, dans Régressi ou Latispro au choix, tracer la courbe A = f(c). La modéliser par une fonction linéaire. Cette droite est aussi appelée « échelle de teinte ». L'imprimer.

— Réponse -



5 Vos mesures peuvent-elles être décrites par la loi de BEER-LAMBERT? Justifier votre réponse **précisément**.

– Réponse –

Oui, c'est bien une solution avec une unique espèce colorée, et elle est suffisamment peu concentrée pour avoir une absorbance linéaire en fonction de la concentration.



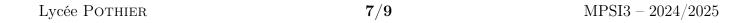
IV/B)3 Exploitation de la courbe

Nous allons maintenant utiliser la courbe de calibration préalablement établie afin de déterminer la concentration molaire en permanganate de potassium de la solution  $S_0$  inconnue.

 $\boxed{6}$  Déterminer la concentration molaire  $c_0$  de la solution  $S_0$  en expliquant votre démarche. Indiquer le tracé sur votre courbe imprimée.

— Réponse —

On mesure  $A_0=1{,}391$ . On se reporte alors sur la courbe d'étalonnage, et on relève  $c_0=637\times 10^{-6}\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$ .



[7] En déduire la masse de permanganate de potassium contenue dans un sachet commercial, ainsi que son incertitude.

## – Réponse –

$$m_0 = c_0 MV$$
 avec 
$$\begin{cases} c_0 = 637 \times 10^{-6} \,\mathrm{mol \cdot L^{-1}} \\ M = 158 \,\mathrm{g \cdot mol^{-1}} \\ V = 2.5 \,\mathrm{L} \end{cases}$$

A.N. : 
$$m_0 = 0.251 \,\mathrm{g}$$

Or, 
$$u(m_0) = u(c_0)VM$$
 avec  $u(c_0) = 57 \times 10^{-5} \,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$  par estimation graphique

A.N. : 
$$u(m_0) = 0.020 \,\mathrm{g}$$

Ainsi, 
$$m_0 = (0.251 \pm 0.020) \,\mathrm{g}$$

8 Déterminer l'écart normalisé entre la valeur obtenue et la valeur du fabricant. Conclure.

## Réponse -

- 🔷 —

$$E_N = \frac{|m_0 - m_{\text{theo}}|}{u(m_0)}$$

A.N. :  $\underline{E_N = 0.05} < 2$  donc la mesure et l'annonce sont cohérentes

# IV/C

# Dosage par conductimétrie

 $\overline{\mathrm{IV/C}(1)}$  Tracé de la courbe d'étalonnage

La cellule conductimé trique est constituée de deux lames planes, parallèles, en platine. Le conductimè tre mesure la résistance R ou la conductance G de la colonne de solution qui est directement proportionnelle à la conductivité  $\sigma$  (notre grandeur d'intérêt).

5 Proposer (par analogie avec le protocole d'étalonnage suivi en spectrophotométrie) un protocole permettant d'utiliser la loi de KOHLRAUSCH dans le cas d'une solution aqueuse préparée avec un unique soluté ionique.

#### - Réponse -

On réalise une mesure de la conductivité pour différentes concentrations connues, on réalise la régression linéaire correspondante; on utilise alors l'étalonnage précédent pour déterminer la concentration de la solution voulue en mesurant sa conductivité.



Le mettre en œuvre.

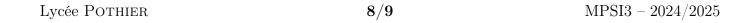


#### Attention TP9.3: Attention

- ♦ Vous ferez attention à mesurer la conductivité des différentes solutions de la plus diluée à la plus concentrée pour ne pas polluer les solutions avec votre électrode.
- ♦ La cellule du conductimètre doit être conservée dans un grand bécher contenant de l'eau distillée.
- 9 Présenter vos conclusions dans un tableau de valeurs.

_	$\mathbf{R}$	éı	าก	ns	e
_	10	v	JU	TIC	,

Solution	$S_2$	$S_3$	$S_4$	$S_5$	$S_1$	$S_0$
$c(\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1})$	0,2	0,4	0,6	0,8	1,0	0,60
$\sigma(\mu S \cdot cm^{-1})$	27,04	46,9	72,6	95,0	121,0	75,5



V. Conclure

 $\bigcirc$  Proposer un protocole permettant de déterminer la concentration molaire de la solution  $S_0$ . Vous expliciterez clairement votre démarche.

## —— Réponse ——

On mesure  $\sigma_0 = 75.5\,\mu\mathrm{S}\cdot\mathrm{cm}^{-1}$ . On se reporte alors sur la courbe d'étalonnage, et on relève  $c_0 = 613\times10^{-3}\,\mathrm{mmol}\cdot\mathrm{L}^{-1}$ .



Le mettre en œuvre et imprimer si nécessaire.

10 En déduire la masse de permanganate de potassium contenue dans un sachet, ainsi que son incertitude.

Comme précédemment, on obtient

$$m_0 = (0.242 \pm 0.020) \,\mathrm{g}$$

11 Déterminer l'écart normalisé sur la mesure et conclure.

Réponse —

Idem:

$$E_N = 0.4 < 2$$

Les deux valeurs sont bien compatibles.



# V | Conclure

12 Laquelle des deux méthodes vous semble-t-elle la plus précise pour ce dosage?

## 

Sur cette mesure, la conductimétrie a donné un résultat moins précis; cependant, il n'est pas clair de conclure quant à la précision de la méthode précisément : une seule expérience ne peut remplacer une étude sérieuse.

