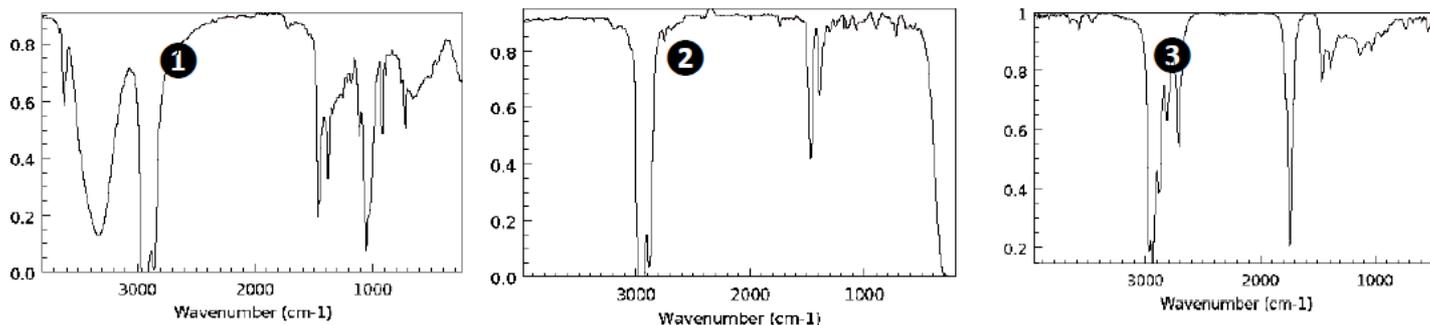


EXERCICES. L'ANALYSE PAR MÉTHODES PHYSIQUES

Exercice 1. La valse des étiquettes

Associer à chaque molécule son spectre !



Données : tableau des bandes d'absorption caractéristiques dans le cours

Exercice 2. Conductance G et conductivité σ

On mesure la conductance d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à l'aide d'une sonde conductimétrique constituée de deux électrodes de surface $S = 1,0 \text{ cm}^2$ et espacées de $l = 9,0 \text{ mm}$.

La mesure donne à 25°C une valeur $G = 1,60 \text{ mS}$.

Données :

- conductance et conductivité sont reliées par la formule $G = k \times \sigma$ où $k = \frac{S}{l}$ est la constante de cellule
 - conductivités molaires ioniques à 25°C : $\lambda_{\text{Na}^+} = 5,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ $\lambda_{\text{HO}^-} = 19,9 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$
1. Écrire l'équation de dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau.
 2. Calculer la conductivité de la solution étudiée.
 3. Déterminer la concentration molaire en soluté apporté de la solution en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 4. En déduire les concentrations molaires de chacun des ions en solution.

Exercice 3. L'éosine

La solution pharmaceutique photographiée ci-contre contient un antiseptique local léger. Elle est utilisée dans le traitement d'appoint des lésions cutanées susceptibles de s'infecter. Elle se présente sous la forme de dosette de 2,00 mL. La solution pharmaceutique a une masse volumique de $1,02 \text{ g.mL}^{-1}$ et contient 2 % en masse d'éosine de formule brute $\text{C}_{20}\text{H}_6\text{O}_9\text{N}_2\text{Br}_2\text{Na}_2$.



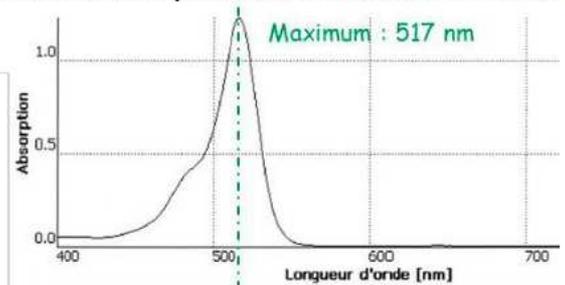
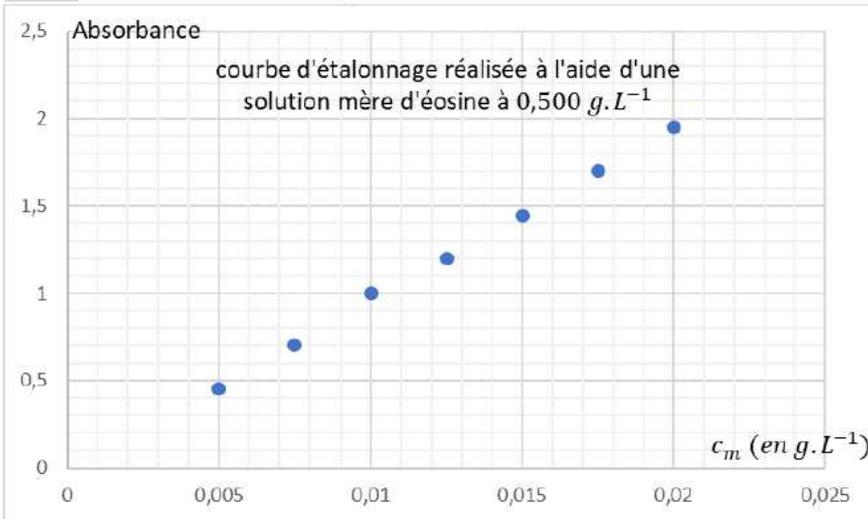
Une classe souhaite vérifier le pourcentage massique d'éosine en suivant le protocole suivant :

- vider une dosette de 2,00 mL dans une fiole jaugée de 1,00 L et compléter par de l'eau distillée.
- introduire 10,0 mL de la solution obtenue dans une fiole jaugée de 25,0 mL et compléter avec de l'eau distillée pour obtenir la solution notée S_0 .
- mesurer l'absorbance A_0 de la solution S_0 . Le binôme n°1 mesure $A_0 = 1,6$

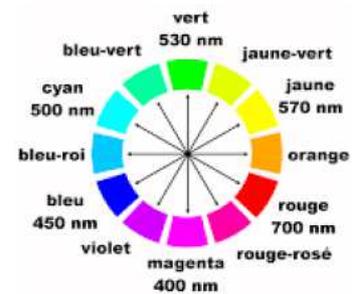
Documents à disposition :

Doc 2. Spectre d'absorption d'une solution d'éosine

Doc 1. Courbe d'étalonnage



Doc 3. Cercle chromatique



Doc 4. L'incertitude-type associée à une grandeur notée X est notée $u(X)$ et fournit une estimation de l'étendue des valeurs que l'on peut raisonnablement attribuer à X . Dans le cas où on effectue N fois la mesure de X dans les mêmes conditions, la meilleure estimation de la valeur mesurée est la moyenne notée \bar{x} et l'incertitude-type est calculée par la formule : $u(X) = \frac{S_X}{\sqrt{N}}$, appelé écart-type échantillon et donnée par la calculatrice (mode statistique) et qui mesure la dispersion des valeurs mesurées autour de la moyenne. L'incertitude-type est arrondie par excès en ne conservant généralement qu'un seul chiffre significatif. Afin d'atteindre un niveau de confiance de 95%, $u(X)$ est multiplié par un facteur d'élargissement de 2. L'incertitude de mesure est alors donnée par $U(X) = 2 \times u(X) = 2 \times \frac{S_X}{\sqrt{N}}$. Le résultat de la mesure est alors : $X = (\bar{x} \pm U(X))$ soit : $\bar{x} - U(X) \leq X \leq \bar{x} + U(X)$.

1. Prévoir la couleur de solution d'éosine. Justifier.
2. Déterminer la concentration en masse d'éosine dans la solution S_0 trouvée par le binôme n°1.
3. En déduire la masse d'éosine dans une dosette trouvée par le binôme n°1.

Les résultats de tous les binômes de la classe sont rapportés dans le tableau ci-dessous :

n° binôme	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
masse d'éosine (mg)		39	35	45	41	37	42	43	44	36	39	38

Exercice 4. Du charbon pour éliminer

Comme tout être vivant, les poissons ne sont pas à l'abri des maladies. Celle des « points blancs » se rencontre assez fréquemment dans les aquariums et bassins d'eau douce. Cette maladie, due à un parasite, se soigne avec du vert de malachite à condition de respecter rigoureusement les doses et les durées d'exposition préconisées.



Dans un parc zoologique, se trouve un bassin d'ornement dans lequel de nombreux poissons ont les symptômes de cette maladie : présence de petits points blancs, état amorphe et irritation. Un technicien introduit dans l'eau du bassin une solution de vert de malachite. À la fin du traitement des poissons, il souhaite éliminer le vert de malachite restant par ajout de charbon actif dans l'eau. Pour cela, le technicien réalise une analyse de l'eau du bassin pour déterminer la concentration en vert de malachite.

L'objectif de ce problème est de trouver la quantité de charbon actif nécessaire à l'élimination du vert de malachite restant dans le bassin.

Données :

- le vert de malachite est noté $(VM)^+$;
- masse molaire du vert de malachite : $M((VM)^+) = 329 \text{ g.mol}^{-1}$;
- on considère que seul le vert de malachite $(VM)^+$ absorbe dans le domaine du visible ;
- dimensions moyennes du bassin d'ornement contenant les poissons à traiter :
profondeur : $h = 0,50 \text{ m}$; largeur : $\ell = 3,0 \text{ m}$; longueur : $L = 8,0 \text{ m}$.

Protocole expérimental mis en œuvre par le technicien :

- à partir d'une solution aqueuse S_0 de vert de malachite de concentration molaire égale $2,2 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$, préparer des solutions diluées 5 fois, 2,5 fois et 2 fois notées respectivement S_1 , S_2 et S_3 ;
- mesurer l'absorbance A des solutions aqueuses étalons de vert de malachite à la longueur d'onde du maximum d'absorption dans l'eau de cette espèce chimique : 617 nm ;
- mesurer l'absorbance de l'eau du bassin à la longueur d'onde 617 nm .

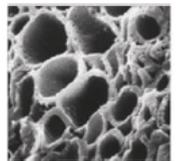
Résultats des mesures d'absorbance effectuées par le technicien :

solution	S_1	S_2	S_3
facteur de dilution réalisée à partir de S_0	5	2,5	2
A	0,35	0,72	0,90

L'absorbance de l'eau du bassin mesurée par le technicien est $A_{\text{eau}} = 0,67$.

Le charbon actif en aquariophilie

Le charbon actif est un composé carboné qui est généralement fabriqué à partir de matières végétales (bois, houille). La structure microporeuse unique de ce charbon (photo ci-contre) le rend idéal pour la filtration et le traitement de l'eau. Chaque grain de charbon actif développe une surface de contact avec l'eau comprise entre 500 et 1500 m^2 par gramme, ce qui est énorme au regard de son faible volume ! Il acquiert alors une forte capacité de fixation, notamment vis-à-vis des molécules organiques (pesticides, colorants, médicaments...).



Pour le traitement de l'eau, le charbon actif se présente en granulés ou en poudre et on admet que 1 g de charbon actif peut ainsi retenir au minimum 10 mg de vert de malachite.

Problème :

Déterminer le nombre de sacs de charbon actif de 500 g que doit utiliser le technicien pour éliminer le vert de malachite restant dans l'eau du bassin d'ornement du parc.

Exercice 5. Solution de nettoyage de lentilles de contact

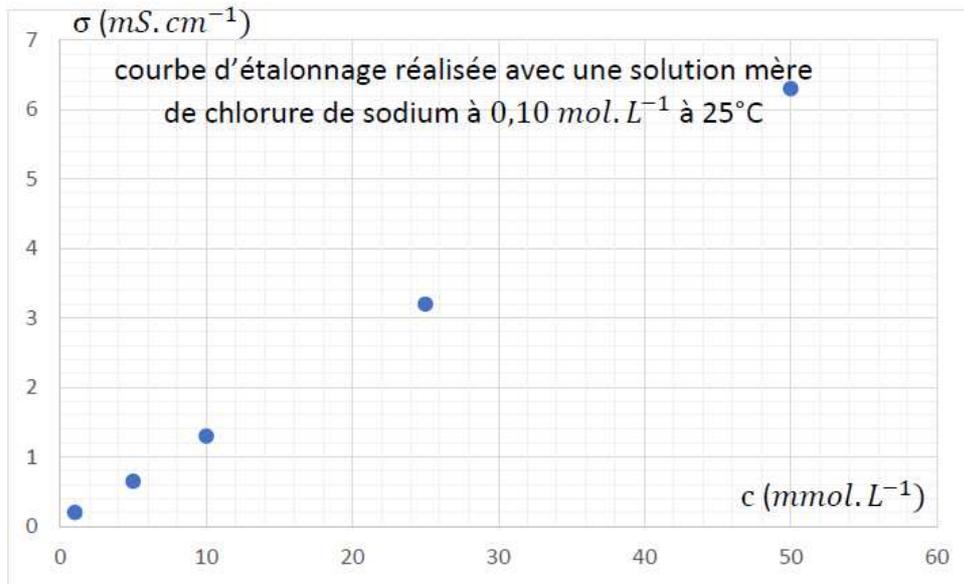
La notice d'une solution commerciale de nettoyage et de décontamination de lentilles de contact indique qu'elle contient, entre autres, du peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) à 3% en masse et du chlorure de sodium. On se propose de déterminer le pourcentage massique du chlorure de sodium dans la solution commerciale à l'aide de deux méthodes utilisant la conductimétrie.

La solution commerciale est diluée 5 fois et une mesure de la conductivité de la solution diluée à 25°C donne $\sigma_d = 3,6 \text{ mS} \cdot \text{cm}^{-1}$.

1. Écrire l'équation de dissolution du chlorure de sodium dans l'eau et justifier l'emploi de la conductimétrie ici.

1^{ère} méthode : par étalonnage

On réalise, à l'aide d'une solution mère S_0 de chlorure de sodium de concentration molaire en soluté apporté $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, des solutions étalons de concentrations : 1 ; 5 ; 10 ; 25 ; 50 $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$. On mesure la conductivité de chaque solution étalon qu'on reporte sur le graphique ci-dessous :



2. Quelle pipette jaugée utiliser pour réaliser 100 mL de solution étalon à 25 $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$?
3. Rappeler la loi de Kohlrausch et son domaine de validité. Est-elle vérifiée ici ? Justifier.
4. À l'aide de la courbe d'étalonnage (à tracer), déterminer la concentration en masse de chlorure de sodium apporté dans la solution commerciale et notée $c_{m,0}$.
5. La solution commerciale a une densité de 1,03. En déduire son pourcentage massique en chlorure de sodium.

Données :

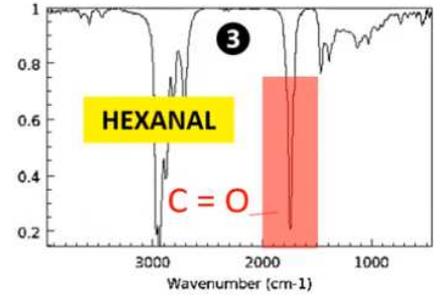
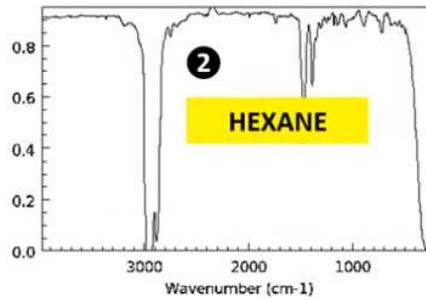
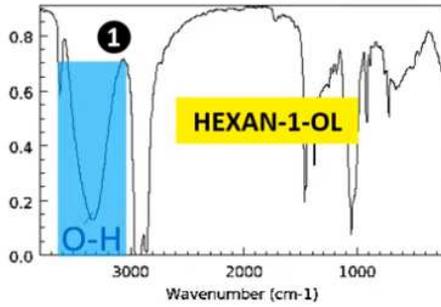
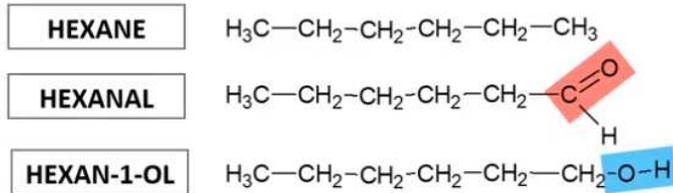
- masses molaires : $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- conductivités molaires ioniques à 25°C : $\lambda_{\text{Na}^+} = 5,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ $\lambda_{\text{Cl}^-} = 7,6 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$

Correction :

Exercice 1 :

Exercice. La valse des étiquettes

Associer à chaque molécule son spectre !



liaison	C = O	O - H dans un acide carboxylique	O - H dans un alcool	N - H
bande d'absorption σ (cm^{-1})	1700-1800 bande forte et fine	2600 - 3200 bande forte et très large	3200 - 3400 bande forte et large	3100-3300 bande large et intense

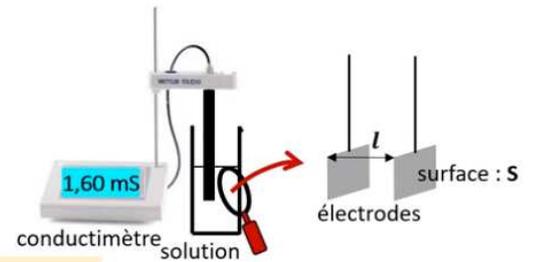
Exercice 2 :

Exercice. Conductance G et conductivité σ

On mesure la conductance d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à l'aide d'une sonde conductimétrique constituée de deux électrodes de surface $S = 1,0 \text{ cm}^2$ et espacées de $l = 9,0 \text{ mm}$. La mesure donne à 25°C une valeur $G = 1,60 \text{ mS}$.

Données :

- conductance et conductivité sont reliées par la formule $G = k \times \sigma$ où $k = \frac{S}{l}$ est la constante de cellule
 - conductivités molaires ioniques à 25°C : $\lambda_{\text{Na}^+} = 5,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$; $\lambda_{\text{HO}^-} = 19,9 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$
- Écrire l'équation de dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau.
 - Calculer la conductivité de la solution étudiée.
 - Déterminer la concentration molaire en soluté apporté de la solution en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 - En déduire les concentrations molaires de chacun des ions en solution.



1. formule statistique : $\text{NaOH}_{(s)} \Rightarrow$ équation de dissolution : $\text{NaOH}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)}$

2. $G = k \times \sigma = \frac{S}{l} \times \sigma \rightarrow \sigma = \frac{l}{S} \times G = \frac{9,0 \times 10^{-3}}{1,0 \times 10^{-4}} \times 1,60 = 144 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$

3. $\sigma = \lambda_{\text{Na}^+} \times [\text{Na}^+] + \lambda_{\text{HO}^-} \times [\text{HO}^-] = \lambda_{\text{Na}^+} \times 1 \times C_0 + \lambda_{\text{HO}^-} \times 1 \times C_0 = C_0 \times (\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{HO}^-})$

$\rightarrow C_0 = \frac{\sigma \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}}{\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{HO}^-}} = \frac{144}{5,0 + 19,9} = 5,78 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 5,78 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

4. $[\text{Na}^+] = 1 \times C_0 = 5,78 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$[\text{HO}^-] = 1 \times C_0 = 5,78 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

d'hydroxyde de sodium de concentration en soluté apporté C_0

$1 \text{ cm} = 10^{-2} \text{ m}$

$(1 \text{ cm})^2 = (10^{-2} \text{ m})^2$

$1 \text{ cm}^2 = 10^{-4} \text{ m}^2$

$1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$

$1 \text{ m}^{-3} = 10^{-3} \text{ L}^{-1}$

Exercice 3 :

Exercice. L'éosine

La solution pharmaceutique photographiée ci-contre contient un antiseptique local léger. Elle est utilisée dans le traitement d'appoint des lésions cutanées susceptibles de s'infecter. Elle se présente sous la forme de dosette de 2,00 mL. La solution pharmaceutique a une masse volumique de $1,02 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ et contient 2 % en masse d'éosine de formule brute $\text{C}_{20}\text{H}_9\text{O}_9\text{N}_2\text{Br}_2\text{Na}_2$.



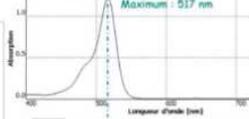
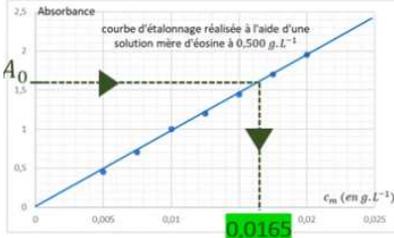
Une classe souhaite vérifier le pourcentage massique d'éosine en suivant le protocole suivant :

- > vider une dosette de 2,00 mL dans une fiole jaugée de 1,00 L et compléter par de l'eau distillée.
- > introduire 10,0 mL de la solution obtenue dans une fiole jaugée de 25,0 mL et compléter avec de l'eau distillée pour obtenir la solution notée S_0 .
- > mesurer l'absorbance A_0 de la solution S_0 . Le binôme n°1 mesure $A_0 = 1,6$

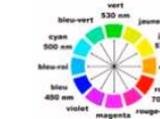
Documents à disposition :

Doc 2. Spectre d'absorption d'une solution d'éosine

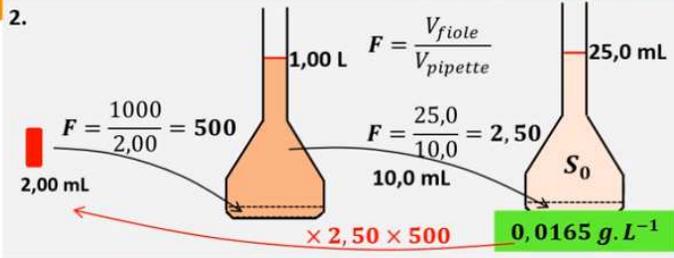
Doc 1. Courbe d'étalonnage



Doc 3. Cercle chromatique



1. $\lambda_{max} = 517 \text{ nm}$: bleu-vert absorbé \rightarrow rouge rosé perçue (couleur complémentaire)



3. $C_{m,dosette}(\text{éosine}) = 0,0165 \times 2,50 \times 500 = 20,6 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
 $\rightarrow m(\text{éosine}) = C_{m,dosette}(\text{éosine}) \times V(\text{dosette})$
 $= 20,6 \times 2,00 \times 10^{-3} = 0,0412 \text{ g} = 41,2 \text{ mg}$

Donnée: incertitude de mesure (niveau de confiance de 95%) : $U(X) = 2 \times u(X) = 2 \times \frac{S_x}{\sqrt{N}}$

\rightarrow résultat de la mesure : $X = (\bar{x} \pm U(X))$ ou : $\bar{x} - U(X) \leq X \leq \bar{x} + U(X)$

A l'aide des documents à disposition :

1. Prévoir la couleur de solution d'éosine. Justifier.
2. Déterminer la concentration en masse d'éosine dans la solution S_0 trouvée par le binôme n°1.
3. En déduire la masse d'éosine dans une dosette trouvée par le binôme n°1.

Les résultats de tous les binômes de la classe sont rapportés dans le tableau ci-dessous :

n° binôme	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
masse d'éosine (mg)	41,2	39	35	45	41	37	42	43	44	36	39	38

4. Après mis en commun des résultats de tous les binômes, établir l'encadrement du pourcentage d'éosine dans une dosette que trouve la classe. Le pourcentage attendu est-il compatible avec l'encadrement ?

Exercice 4 :

Exercice. Du charbon pour éliminer

Comme tout être vivant, les poissons ne sont pas à l'abri des maladies. Celle des « points blancs » se rencontre assez fréquemment dans les aquariums et bassins d'eau douce. Cette maladie, due à un parasite, se soigne avec du vert de malachite à condition de respecter rigoureusement les doses et les durées d'exposition préconisées.



Dans un parc zoologique, se trouve un bassin d'ornement dans lequel de nombreux poissons ont les symptômes de cette maladie : présence de petits points blancs, état amorphe et irritation. Un technicien introduit dans l'eau du bassin une solution de vert de malachite. À la fin du traitement des poissons, il souhaite éliminer le vert de malachite restant par ajout de charbon actif dans l'eau. Pour cela, le technicien réalise une analyse de l'eau du bassin pour déterminer la concentration en vert de malachite.

L'objectif de ce problème est de trouver la quantité de charbon actif nécessaire à l'élimination du vert de malachite restant dans le bassin.

- Données :
- > le vert de malachite est noté (VM)⁺ ;
 - > masse molaire du vert de malachite : $M[(VM)^+] = 329 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 - > on considère que seul le vert de malachite (VM)⁺ absorbe dans le domaine du visible
 - > dimensions moyennes du bassin d'ornement contenant les poissons à traiter : profondeur : $h = 0,50 \text{ m}$; largeur : $\ell = 3,0 \text{ m}$; longueur : $L = 8,0 \text{ m}$.

$1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$

$V_{bassin} = h \times \ell \times L = 0,50 \times 3,0 \times 8,0 = 12 \text{ m}^3 = 12 \times 10^3 \text{ L}$

- S_2 et S_3 :
- mesurer l'absorbance A des solutions aqueuses étalons de vert de malachite à la longueur d'onde du maximum d'absorption dans l'eau de cette espèce chimique : 617 nm ;
 - mesurer l'absorbance de l'eau du bassin à la longueur d'onde 617 nm.

Résultats des mesures d'absorbance effectuées par le technicien :

solution	S_1	S_2	S_3
facteur de dilution réalisée à partir de S_0	5	2,5	2
A	0,35	0,72	0,90

L'absorbance de l'eau du bassin mesurée par le technicien est $A_{eau} = 0,67$.

Le charbon actif en aquariophilie
 Le charbon actif est un composé carboné qui est généralement fabriqué à partir de matières végétales (bois, houille). La structure microporeuse unique de ce charbon (photo ci-contre) le rend idéal pour la filtration et le traitement de l'eau. Chaque grain de charbon actif développe une surface de contact avec l'eau comprise entre 500 et 1500 m² par gramme, ce qui est énorme au regard de son faible volume ! Il acquiert alors une forte capacité de fixation, notamment vis-à-vis des molécules organiques (pesticides, colorants, médicaments...).



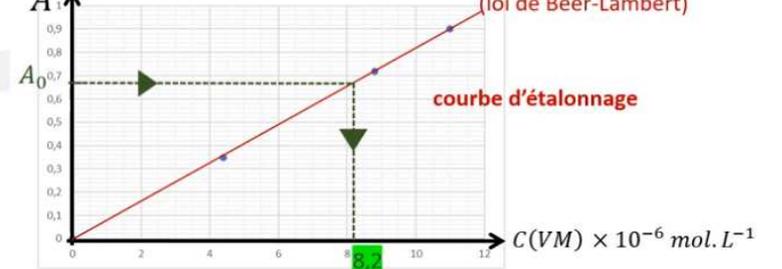
Pour le traitement de l'eau, le charbon actif se présente en granulés ou en poudre et on admet que 1 g de charbon actif peut ainsi retenir au minimum 10 mg de vert de malachite.

Problème : Déterminer le nombre de sacs de charbon actif de 500 g que doit utiliser le technicien pour éliminer le vert de malachite restant dans l'eau du bassin d'ornement du parc.

solution	S_1	S_2	S_3
facteur de dilution réalisée à partir de S_0	5	2,5	2
A	0,35	0,72	0,90
$C(VM)(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$4,4 \times 10^{-6}$	$8,8 \times 10^{-6}$	11×10^{-6}

$C_{fille,1} = \frac{C_{mère}}{F} = \frac{2,2 \times 10^{-5}}{5} = 4,4 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

\rightarrow tracé de la meilleure fonction linéaire (proportionnalité entre A et C(VM)) :



$C_{bassin}(VM) = 8,2 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$C_{m,bassin}(VM) = C_{bassin}(VM) \times M(VM) = 8,2 \times 10^{-6} \times 329 = 2,7 \times 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 2,7 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$

$m_{bassin}(VM) = C_{m,bassin}(VM) \times V_{bassin} = 2,7 \times 12 \times 10^3 = 32 \times 10^3 \text{ mg}$

$\frac{32 \times 10^3 \text{ mg}}{10 \text{ mg (par g de charbon)}} = 3,2 \times 10^3 \text{ g (de charbon)}$ $\rightarrow \frac{3,2 \times 10^3 \text{ g}}{500 \text{ g/sac}} \approx 6,5 \text{ sacs (de charbon)}$

Exercice 5 :

Exercice. Solution de nettoyage de lentilles de contact

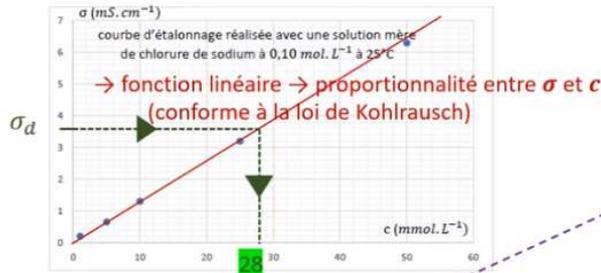
La notice d'une solution commerciale de nettoyage et de décontamination de lentilles de contact indique qu'elle contient, entre autres, du peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) à 3% en masse et du chlorure de sodium. On se propose de déterminer le pourcentage massique du chlorure de sodium dans la solution commerciale à l'aide de deux méthodes utilisant la conductimétrie.

La solution commerciale est diluée 5 fois et une mesure de la conductivité de la solution diluée à 25°C donne $\sigma_d = 3,6 \text{ mS} \cdot \text{cm}^{-1}$.

1. Écrire l'équation de dissolution du chlorure de sodium dans l'eau et justifier l'emploi de la conductimétrie ici.

1^{ère} méthode : par étalonnage

On réalise, à l'aide d'une solution mère S_0 de chlorure de sodium de concentration molaire en soluté apporté $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, des solutions étalons de concentrations : 1 ; 5 ; 10 ; 25 ; 50 $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$. On mesure la conductivité de chaque solution étalon qu'on reporte sur le graphique ci-dessous :



2. Quelle pipette jaugée utiliser pour réaliser 100 mL de solution étalon à $25 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$?
3. Rappeler la loi de Kohlrausch. Est-elle vérifiée ici ? Justifier.
4. À l'aide de la courbe d'étalonnage, déterminer la concentration en masse de chlorure de sodium apporté dans la solution commerciale et notée $c_{m,0}$.
5. La solution commerciale a une densité de 1,03. En déduire son pourcentage massique en chlorure de sodium.

2^{ème} méthode : par mesure unique

6. Exprimer la conductivité σ_d en fonction des conductivités molaires ioniques et de c_0 (concentration molaire de la solution commerciale).
7. En déduire c_0 en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Comparer avec la 1^{ère} méthode.

Données :

- masses molaires : $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- conductivités molaires ioniques à 25°C : $\lambda_{\text{Na}^+} = 5,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ $\lambda_{\text{Cl}^-} = 7,6 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$

1. $\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$: ions → solution conductrice
⇒ conductimétrie adaptée

1^{ère} méthode

$$2. F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{filie}}} = \frac{0,10}{25 \times 10^{-3}} = 4 \rightarrow V_{\text{pipette}} = \frac{V_{\text{fiolle}}}{F} = \frac{100 \text{ mL}}{4} = 25 \text{ mL}$$

3. **Loi de Kohlrausch** : la conductivité σ d'une solution ionique diluée est proportionnelle à sa concentration c : $\sigma = k \times c$ (k : constante)

$$4. c_d = 28 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \rightarrow c_0 = 5 \times 28 \times 10^{-3} = 0,14 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$g \cdot L^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1} \quad g \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\rightarrow c_{m,0} = c_0 \times M(\text{NaCl}_{(s)}) = 0,14 \times 58,5 = 8,2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

5. 1 L de solution pèse 1,03 kg = 1030 g
1 L de solution contient 8,2 g de chlorure de sodium
⇒ 1030 g de solution contiennent 8,2 g de chlorure de sodium
 $\frac{8,2}{1030} \times 100 \approx 0,8 \%$ en masse de chlorure de sodium