

CLASSE : Terminale

VOIE : ☒ Générale

DURÉE DE L'EXERCICE : 1h45

EXERCICE 1 : 11 points

ENSEIGNEMENT DE SPÉCIALITÉ : PHYSIQUE-CHIMIE

CALCULATRICE AUTORISÉE : ☒ Oui « type collège »

EXERCICE 1 : Les algues vertes

Partie A : Dosage des ions nitrate

Q1.

Le chauffage à reflux permet :

- d'accélérer la réaction
- sans perte de matière

Q2.

Lors d'une dilution, la quantité de matière du composé coloré se conserve :

$$C_0 \times V' = C_2 \times V_2$$

$$V' = \frac{C_2 \times V_2}{C_0}$$

$$V' = \frac{1,0 \times 10,0}{2,0}$$

$$V' = 5,0 \text{ mL}$$

Verrerie nécessaire :

- une pipette jaugée de 5,0 mL
- une fiole jaugée de 10,0 mL

Q3.

La valeur de la longueur d'onde à laquelle il faut régler le spectrophotomètre pour réaliser les mesures d'absorbance est la valeur pour laquelle l'absorbance est maximale soit $\lambda_{\text{max}} = 600 \text{ nm}$.

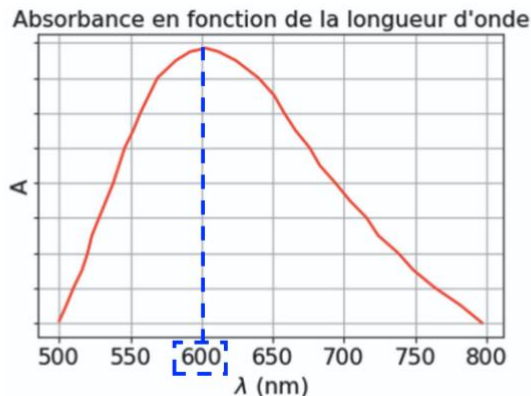
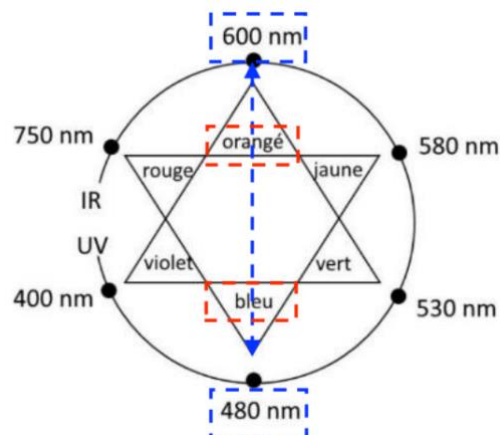


Figure 1. Spectre d'absorption du composé coloré $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

D'après le cercle chromatique, la longueur d'onde $\lambda = 600 \text{ nm}$ correspond au orangé. La solution S_0 , qui absorbe dans l'orangé, apparaît donc de la couleur complémentaire (couleur opposée sur la cercle chromatique) : le bleu.

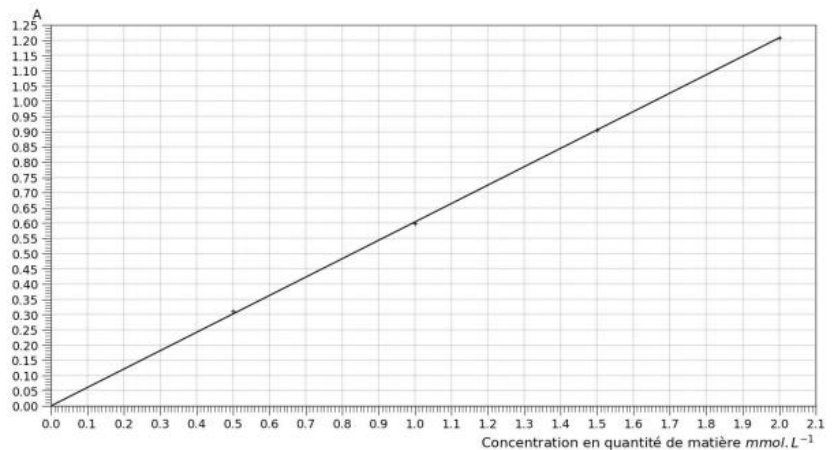


Q4.

A en fonction de c est une droite passant par l'origine :

A et c sont proportionnel : $A=kc$.

Ainsi, la représentation graphique de la Figure 2 est en accord avec la loi de Beer-Lambert.



Q5.

Méthode 1 :

Calculons le coefficient directeur :

$$k = \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A}$$

$$k = \frac{1,20 - 0}{2,0 - 0}$$

$$k = 0,60 \text{ L} \cdot \text{mmol}^{-1}$$

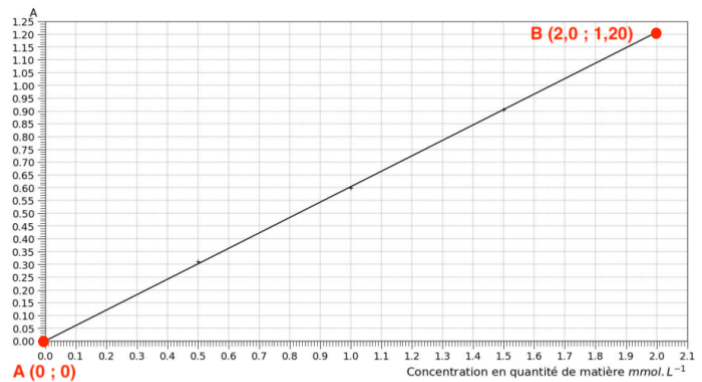


Figure 2. Courbe d'étalonnage de l'absorbance en fonction de la concentration en composé coloré $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

L'absorbance de la solution S vaut $A_S = 0,403$. La concentration correspondante est donc :

$$C_S = \frac{A_S}{k}$$

$$C_S = \frac{0,403}{0,60}$$

$$C_S = 0,67 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Méthode 2 :

L'absorbance de la solution S vaut $A_S = 0,403$.

Par lecture graphique :

$$C_S = 0,67 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

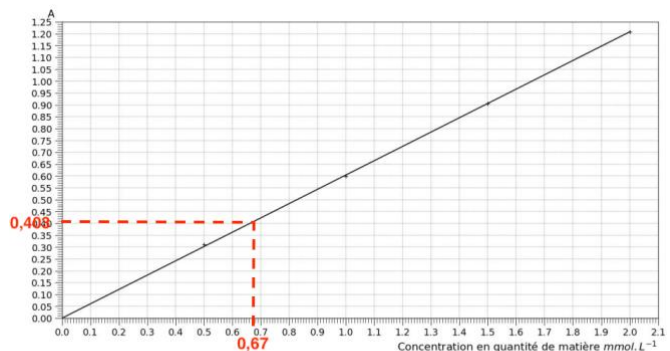


Figure 2. Courbe d'étalonnage de l'absorbance en fonction de la concentration en composé coloré $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

La quantité de matière d'ions cuivre dans la solution S :

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = C_S \times V_{\text{fiole}}$$

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = 0,67 \times 10^{-3} \times 100,0 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = 6,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

Q6.

D'après l'énoncé, dans l'étape 1, le cuivre métallique est introduit en excès.

Tableau d'avancement :

État	3Cu(s)	+ 2NO ₃ ⁻ (aq)	+ 8H ⁺ (aq)	→ 2NO (g)	+ 4H ₂ O (l)	+ 3Cu ²⁺ (aq)
Initial	excès	n _{NO₃⁻}	excès	0	excès	0
Intermédiaire	excès	n _{NO₃⁻} - 2x	excès	2x	excès	3x
Final	excès	n _{NO₃⁻} - 2x _f	excès	2x _f	excès	3x _f

La réaction est totale : les ions nitrate étant le réactif limitant, à l'état final :

$$n_{\text{NO}_3^-} - 2x_f = 0$$

$$-2x_f = -n_{\text{NO}_3^-}$$

$$x_f = \frac{n_{\text{NO}_3^-}}{2}$$

Or, la quantité de matière d'ions cuivre formés est :

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = 3x_f$$

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = 3 \times \frac{n_{\text{NO}_3^-}}{2}$$

$$3 \times \frac{n_{\text{NO}_3^-}}{2} = n_{\text{Cu}^{2+}}$$

D'où :

$$n_{\text{NO}_3^-} = \frac{2}{3} \times n_{\text{Cu}^{2+}}$$

Q7.

$$C_{\text{mNO}_3^-} = \frac{m_{\text{NO}_3^-}}{V_{\text{eau}}}$$

Or

$$m_{\text{NO}_3^-} = n_{\text{NO}_3^-} \times M_{\text{NO}_3^-}$$

$$C_{\text{mNO}_3^-} = \frac{n_{\text{NO}_3^-} \times M_{\text{NO}_3^-}}{V_{\text{eau}}}$$

$$C_{\text{mNO}_3^-} = \frac{4,47 \times 10^{-5} \times 62,0}{50,0 \times 10^{-3}}$$

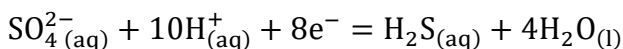
$$C_{\text{mNO}_3^-} = 5,54 \times 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$C_{\text{mNO}_3^-} = 55,4 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

Cette concentration ($\approx 55,4 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$) est supérieure au seuil réglementaire de $50 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ fixé pour les eaux destinées à la consommation humaine : l'eau souterraine étudiée n'est pas utilisable pour la consommation humaine.

Partie B : Le sulfure d'hydrogène**Q8.**

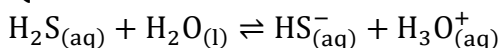
L'ion sulfate SO_4^{2-} est un oxydant (il est placé à gauche du couple $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})/\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$)



L'ion sulfate SO_4^{2-} est capable de capter des électrons : c'est un oxydant.

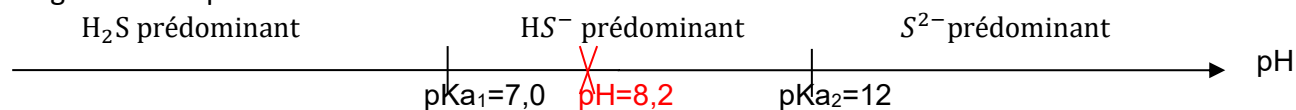
Par définition un oxydant subit une réduction d'où terme « réductrices » utilisé dans l'appellation « sulfato-réductrices » pour les bactéries qui transforment les ions sulfate SO_4^{2-} en sulfure d'hydrogène H_2S .

Q9.



Q10.

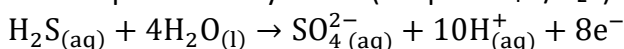
Diagramme de prédominance :



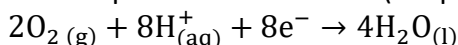
L'eau de mer ayant un pH de 8,2, valeur comprise entre $\text{pK}_{\text{A}1} = 7,0$ et $\text{pK}_{\text{A}2} = 12$, c'est l'espèce HS^- qui est prédominante quand les algues vertes sont en contact avec l'eau de mer.

Q11.

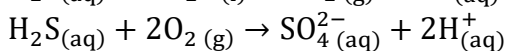
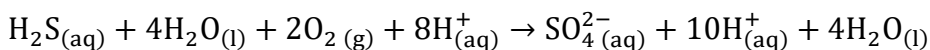
Demi-équation d'oxydation (couple $\text{SO}_4^{2-}/\text{H}_2\text{S}$) :



Demi-équation de réduction (couple $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$), multipliée par 2 pour équilibrer les électrons :



Ainsi :



Cette réaction produit des ions H^+ (qui deviennent des ions oxonium H_3O^+ en présence d'eau) : la concentration en H_3O^+ du milieu augmente, et entraîne donc une diminution du pH. Le milieu subit donc une acidification.

Q12.

$$K_{\text{A}1} = \frac{[\text{HS}^-]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{H}_2\text{S}]_{\text{eq}} \times c^0}$$

Q13.

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \times \left(\text{pK}_{\text{A}1} - \log \left(\frac{K_{\text{H}_2\text{S}} \times p_{\text{H}_2\text{S}}}{p^0} \right) \right)$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \times \left(7,0 - \log \left(\frac{0,09 \times 0,1}{1} \right) \right)$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \times (7,0 - \log(9,0 \times 10^{-3}))$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \times (7,0 + 2,05)$$

$$\text{pH} = 4,5$$

$\text{pH}=4,5$ est inférieur à $\text{pK}_{\text{A}1} = 7,0$: d'après le diagramme de prédominance de la Q10, l'espèce chimique prédominante est donc H_2S .

D'après l'étiquette fournie, le sulfure d'hydrogène gazeux est mortel par inhalation et très toxique pour les organismes aquatiques.

➤ Extrait de l'étiquette d'une bouteille de sulfure d'hydrogène gazeux :

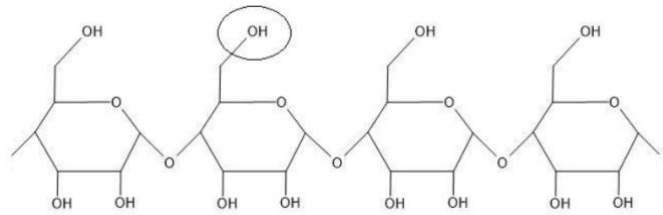
	H400 - Très toxique pour les organismes aquatiques		H330 - Mortel par inhalation
---	--	---	------------------------------

Laisser les algues vertes sécher sur la plage favorise donc le dégagement de H_2S gazeux (espèce prédominante en milieu acide), ce qui présente un risque sanitaire grave pour les personnes présentes sur la plage (intoxication par inhalation) ainsi qu'un risque environnemental pour les organismes aquatiques à proximité.

Partie C : Revalorisation des algues vertes

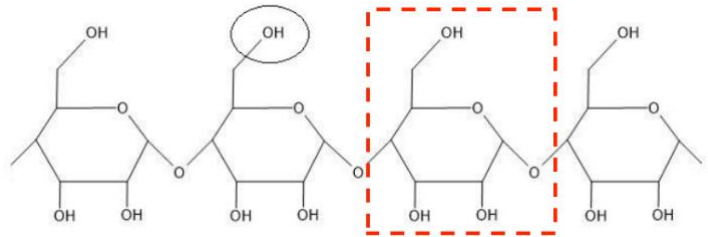
Q14.

Le groupe caractéristique entouré en pointillés sur la Figure 3 est un groupe hydroxyle $-OH$: famille fonctionnelle des alcools.



Q15.

Le polymère représenté est constitué par la répétition d'un même motif



Q16.

Volume de bioéthanol contenu dans les 9,3 L d'E85 consommés pour 100 km (85 % volumique de bioéthanol) :

$$V_{\text{éthanol}} = 0,85 \times 9,3$$

$$V_{\text{éthanol}} = 7,905 \text{ L}$$

Quantité de matière de bioéthanol :

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}}$$

Or

$$m_{\text{éthanol}} = V_{\text{éthanol}} \times \rho_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}$$

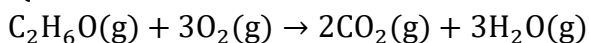
D'où

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = \frac{V_{\text{éthanol}} \times \rho_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}}{M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}}$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = \frac{7,905 \times 789}{46,0}$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 1,4 \times 10^2 \text{ mol}$$

Q17.



D'après l'équation de réaction, la quantité de matière de dioxyde de carbone formé par combustion du bioéthanol est :

$$\frac{n_{\text{CO}_2}}{2} = \frac{n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}}{1}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 2 \times n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 2 \times 1,4 \times 10^2$$

$$n_{\text{CO}_2} = 2,8 \times 10^2 \text{ mol}$$

En Considérant le dioxyde de carbone à un gaz parfait, d'après la loi des gaz parfaits :

$$P \times V = n \times R \times T$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2} \times R \times T}{P_{\text{atm}}}$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{2,8 \times 10^2 \times 8,314 \times (20 + 273)}{1,013 \times 10^5}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 6,7 \text{ m}^3$$

Carburant	Volume de carburant consommé pour 100 km	Volume de dioxyde de carbone libéré lors d'un trajet de 100 km
SP95	7,0 L	8,3 m ³
E85	9,3 L	?

Le volume de CO₂ libéré par la combustion du bioéthanol contenu dans l'E85 pour un trajet de 100 km (6,7 m³) est donc inférieur au volume de CO₂ libéré par la combustion de l'essence SP95 pour le même trajet (8,3 m³ d'après le tableau).

De plus, le dioxyde de carbone libéré par la combustion du bioéthanol provient du CO₂ atmosphérique préalablement absorbé par les algues lors de leur croissance (photosynthèse), contrairement au CO₂ issu de la combustion de l'essence SP95, d'origine fossile.

Pour ces deux raisons, l'utilisation du bioéthanol limite ainsi l'augmentation de CO₂ dans l'atmosphère.