

**CLASSE :** Terminale

**VOIE :**  Générale

**DURÉE DE L'EXERCICE :** 1h35

**EXERCICE 1 :** 9 points

**ENSEIGNEMENT DE SPÉCIALITÉ :** PHYSIQUE-CHIMIE

**CALCULATRICE AUTORISÉE :**  Oui « type collègue »

### EXERCICE 1 - Coloration capillaire

#### Étude de solutions oxydantes.

**Q1.**

$$F = \frac{V}{V_0}$$

$$F \times V_0 = V$$

$$V_0 = \frac{V}{F}$$

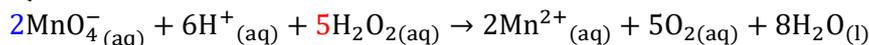
$$V_0 = \frac{100}{20}$$

$$V_0 = 5,0 \text{ mL}$$

Protocole de la dilution :

- Prendre une fiole jaugée de volume  $V=100 \text{ mL}$ .
- Ajouter à l'aide d'une pipette jaugée le volume  $V_0=5,0 \text{ mL}$  de la solution mère à prélever dans la fiole jaugée.
- Ajouter au  $\frac{3}{4}$  de l'eau distillée. Agiter.
- Ajuster avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- Homogénéiser

**Q2.**



A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométrique :

$$\frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}^i}{5} = \frac{n_{\text{MnO}_4^-}^{\text{eq}}}{2}$$

$$\frac{n_1}{5} = \frac{n_{2E}}{2}$$

**Q3.**

$$\frac{n_1}{5} = \frac{n_{2E}}{2}$$

$$c_1 \times V_1 = c_2 \times V_E$$

$$c_1 = \frac{5 \times c_2 \times V_E}{2 \times V_1}$$

$$c_1 = \frac{5 \times 2,00 \times 10^{-2} \times 18,1}{2 \times 10,0}$$

$$c_1 = 9,05 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$

**Q4.**

$$F = \frac{c}{c_1}$$

$$\frac{c}{c_1} = F$$

$$c = F \times c_1$$

$$c = 20 \times 9,05 \times 10^{-2}$$

$$c = 1,81 \text{ mol. L}^{-1}$$

**Q5.**

Calculons la concentration en peroxyde d'hydrogène de la solution 2 :

$$c = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}}{V_{\text{Solution}}}$$

Or

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

Ainsi :

$$c = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}}{V_{\text{Solution}}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}_2}}{M_{\text{H}_2\text{O}_2} \times V_{\text{Solution}}}$$

Or le pourcentage est défini par :

$$w = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}_2}}{m_{\text{solution}}}$$

D'où

$$m_{\text{H}_2\text{O}_2} = w \times m_{\text{solution}}$$

Ainsi :

$$c = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}_2}}{M_{\text{H}_2\text{O}_2} \times V_{\text{Solution}}} = \frac{w \times m_{\text{solution}}}{M_{\text{H}_2\text{O}_2} \times V_{\text{Solution}}}$$

Or

$$\rho_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{Solution}}}$$

Ainsi :

$$c = \frac{w \times m_{\text{solution}}}{M_{\text{H}_2\text{O}_2} \times V_{\text{Solution}}} = \frac{w \times \rho_{\text{solution}}}{M_{\text{H}_2\text{O}_2}}$$

$$c = \frac{6,0}{100} \times \frac{1022}{34}$$

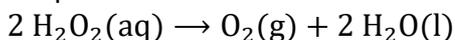
$$c = 1,8 \text{ mol. L}^{-1}$$

La concentration calculée est la même que celle trouvée par le dosage Q5. Ainsi, a solution oxydante étudiée est la solution n°2.

**Q6.**

D'après l'énoncé : Le titre en volume correspond au volume de dioxygène libéré par la décomposition en eau et en dioxygène **d'un litre de solution** de peroxyde d'hydrogène dans les conditions normales de température et de pression.

L'équation de la réaction modélisant la décomposition du peroxyde d'hydrogène est la suivante :



	$2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	$\rightarrow$	$\text{O}_2(\text{g})$	$+$	$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
État initial	$c \times V_{\text{solution}}$		0		0
État intermédiaire	$c \times V_{\text{solution}} - 2x$		x		2x
État final	$c \times V_{\text{solution}} - 2x_f$		$x_f$		2x <sub>f</sub>

Exprimons  $x_{\text{max}}$  :

$$c \times V_{\text{solution}} - 2x_{\text{max}} = 0$$

$$-2x_{\text{max}} = -c \times V_{\text{solution}}$$

$$2x_{\text{max}} = c \times V_{\text{solution}}$$

$$x_{\text{max}} = \frac{c \times V_{\text{solution}}}{2}$$

La réaction étant totale (flèche dans l'équation de réaction) :

$$x_f = x_{\max}$$
$$x_f = \frac{c \times V_{\text{solution}}}{2}$$

Exprimons le volume de dioxygène libéré :

$$n_{\text{O}_2}^f = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_m}$$
$$\frac{V_{\text{O}_2}}{V_m} = n_{\text{O}_2}^f$$
$$V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2}^f \times V_m$$

Or

$$n_{\text{O}_2}^f = x_f$$

D'où

$$V_{\text{O}_2} = x_f \times V_m$$

Ainsi

$$V_{\text{O}_2} = \frac{c \times V_{\text{solution}}}{2} \times V_m$$
$$V_{\text{O}_2} = \frac{1,8 \times 1,0}{2} \times 22,4$$
$$V_{\text{O}_2} = 20 \text{ L}$$

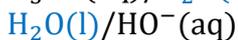
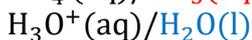
Ainsi, la solution oxydante n°2 à 6,0 % en masse de peroxyde d'hydrogène dans la solution correspond effectivement à un titre en volume de valeur proche de 20 volumes.

### Étude de la crème colorante.

#### Q7.

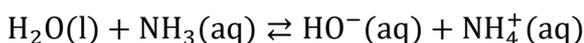
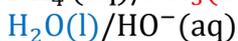
Réaction modélisant l'action de l'eau  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  sur l'ammoniac  $\text{NH}_3(\text{aq})$ .

Couples :



L'eau est une espèce amphotère, elle est l'acide d'un couple et la base d'un autre.

$\text{NH}_3(\text{aq})$  est une base, il réagit avec l'eau  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  qui se comporte comme un acide.



#### Q8.

Méthode 1 :

Pour une base forte :  $\text{pH} = 14 + \log(c)$  avec  $c$  la concentration de la base

Calculons  $14 + \log(c)$  et comparons avec le pH :

$$14 + \log(c) = 14 + \log(1,00 \times 10^{-2})$$

$$14 + \log(c) = 12$$

$$\text{Or } \text{pH} = 10,6$$

Ainsi  $14 + \log(c) \neq \text{pH}$  : l'ammoniac est une base faible dans l'eau.

## Méthode 2 :

Une base forte réagit totalement avec l'eau : la réaction est totale.

Une base faible ne réagit pas totalement avec l'eau : la réaction est limitée.

	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+	$\text{NH}_3(\text{aq})$	$\rightleftharpoons$	$\text{HO}^-(\text{aq})$	+	$\text{NH}_4^+(\text{aq})$
État initial	Excès		$c_A V$		0		0
État intermédiaire	Excès		$c_A V - x$		x		x
État final	Excès		$c_A V - x_f$		$x_f$		$x_f$

Exprimons  $x_{\max}$  :

$$c_A V - x_{\max} = 0$$

$$-x_{\max} = -c_A V$$

$$x_{\max} = c_A V$$

Exprimons  $x_f$  :

$$x_f = n(\text{HO}^-)_f$$

$$x_f = [\text{HO}^-]_f V$$

Calculons le taux d'avancement :

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

$$\tau = \frac{[\text{HO}^-]_f V}{c_A V}$$

$$\tau = \frac{[\text{HO}^-]_f}{c_A}$$

Or

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \times [\text{HO}^-]_f$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f \times [\text{HO}^-]_f = K_e$$

$$[\text{HO}^-]_f = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]_f}$$

D'où

$$\tau = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]_f c_A}$$

$$\tau = \frac{K_e}{c_A \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}$$

Or

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = c^0 \times 10^{-\text{pH}}$$

D'où

$$\tau = \frac{K_e}{c_A \times c^0 \times 10^{-\text{pH}}}$$

$$\tau = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,00 \times 10^{-2} \times 1,0 \times 10^{-10,6}}$$

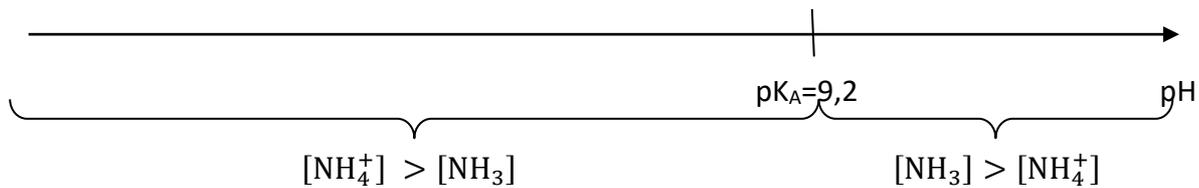
$$\tau = 0,04$$

$$\tau = 4 \%$$

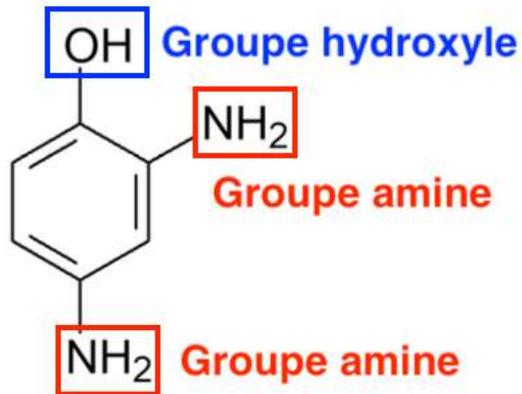
La réaction est limitée : l'ammoniac est une base faible dans l'eau.

Q9.

Diagramme de prédominance du couple ion ammonium / ammoniac :

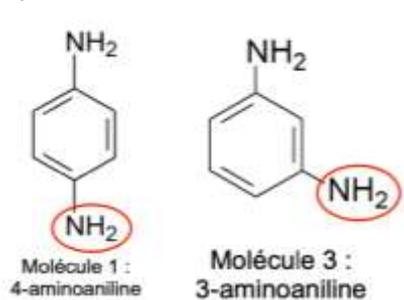


Q10.



Molécule 2 :  
2,4-diaminophénol

Q11.



Entre les molécules 1 et 3, la position du groupe amine est différente : c'est une isomérisie de position.

**Développement de la couleur.**

Q12.

Pour les lignes 5 et 6 on entre les valeurs :

- coefficient d'extinction molaire  $\epsilon$  (epsilon) de l'espèce colorée est égale à  $1,00 \times 10^5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$  ;
- longueur  $l$  de la cuve est égale à 1,0 cm

Ligne 5 :  $\epsilon = 1.00 \times 10^5$

Ligne 6 :  $l = 1.0$

Pour la ligne 10 on entre la formule donnant l'absorbance en fonction de  $\epsilon$ ,  $l$  et  $c$  :  $A = \epsilon \times l \times c$

Ligne 10 :  $A = \epsilon \times l \times c$

**Q13.**

D'après la figure 5, pour  $A=1,2$  :  $c = 12,0 \mu\text{mol. L}^{-1}$

Or, d'après l'énoncé cet échantillon a été préparé en diluant 100 fois le mélange crème colorante - solution oxydante.

Ainsi :

$$c_c = 100 \times c$$

$$c_c = 100 \times 12,0 \times 10^{-6}$$

$$c_c = 1,20 \times 10^{-3} \text{mol. L}^{-1}$$

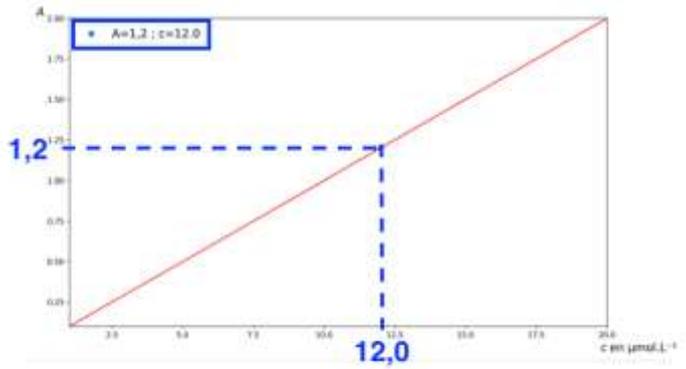


Figure 5. Représentation graphique de la simulation de la loi de Beer-Lambert obtenue avec le programme python.

**Q14.**

Le pourcentage massique est défini par :

$$w = \frac{m_c}{m_{\text{solution}}}$$

Or

$$m_c = n_c \times M_c$$

D'où

$$w = \frac{n_c \times M_c}{m_{\text{solution}}}$$

Or

$$n_c = c_c \times V$$

D'où

$$w = \frac{c_c \times V \times M_c}{m_{\text{solution}}}$$

Or

$$m_{\text{solution}} = \rho_{\text{solution}} \times V$$

D'où

$$w = \frac{c_c \times V \times M_c}{\rho_{\text{solution}} \times V}$$

$$w = \frac{c_c \times M_c}{\rho_{\text{solution}}}$$

$$w = \frac{c_c \times M_c}{\rho_{\text{solution}}}$$

D'après l'énoncé : « On considèrera que les valeurs numériques des masses volumiques de la crème et de l'oxydant sont proches de celle de l'eau » soit  $\rho_{\text{solution}} = \rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ g. L}^{-1}$

$$w = \frac{1,20 \times 10^{-3} \times 169}{1000}$$

$$w = 2,02 \times 10^{-4}$$

$$w = 0,0202\%$$

La législation autorise jusqu'à 1,5% en masse de la molécule C dans le mélange colorant prêt à l'emploi. Le pourcentage en masse de la molécule C est inférieur à cette valeur limite. Ainsi, la crème colorante respecte la législation.

**Q15.**

La couleur absorbée correspond à  $\lambda_{max} = 445 \text{ nm}$  : couleur bleu.

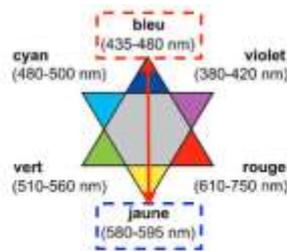


Figure 8. Diagramme en étoile présentant les couleurs complémentaires et les longueurs d'onde.

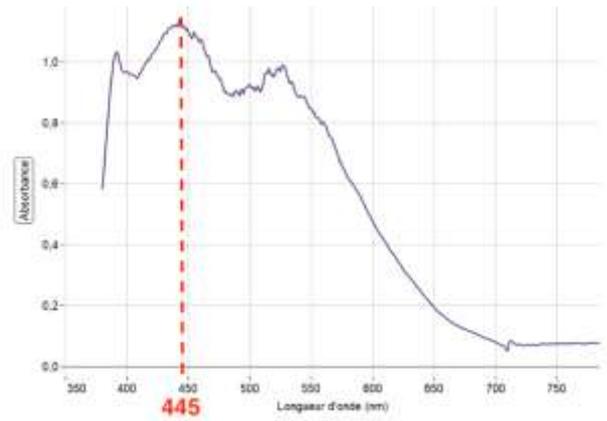


Figure 7. Spectre du « mélange prêt à l'application ».

La couleur dominante du mélange est la couleur complémentaire du bleu (couleur opposée sur le cercle chromatique) : le jaune. La couleur dominante du mélange est jaune.

**Q16.**

Définition de la vitesse d'apparition du produit coloré, notée  $v_{produit}$  :

$$v_{produit} = \frac{dc}{dt}$$

**Q17.**

$$v_{produit} = \frac{dc}{dt}$$

Or

$$A = \epsilon \times l \times c$$

$$\epsilon \times l \times c = A$$

$$c = \frac{A}{\epsilon \times l}$$

d'où

$$v_{produit} = \frac{d\left(\frac{A}{\epsilon \times l}\right)}{dt}$$

$$v_{produit} = \frac{d\left(\frac{1}{\epsilon \times l} \times A\right)}{dt}$$

Or  $\frac{1}{\epsilon \times l}$  est constant, on peut le sortir de la dérivée :

$$v_{produit} = \frac{1}{\epsilon \times l} \times \frac{d(A)}{dt}$$

**Q18.**

La dérivée se calcul en trouvant le coefficient directeur de la tangente en un point de la courbe.

Pour  $t = 1500$  s :

$$\frac{d(A)}{dt} = k = \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A}$$

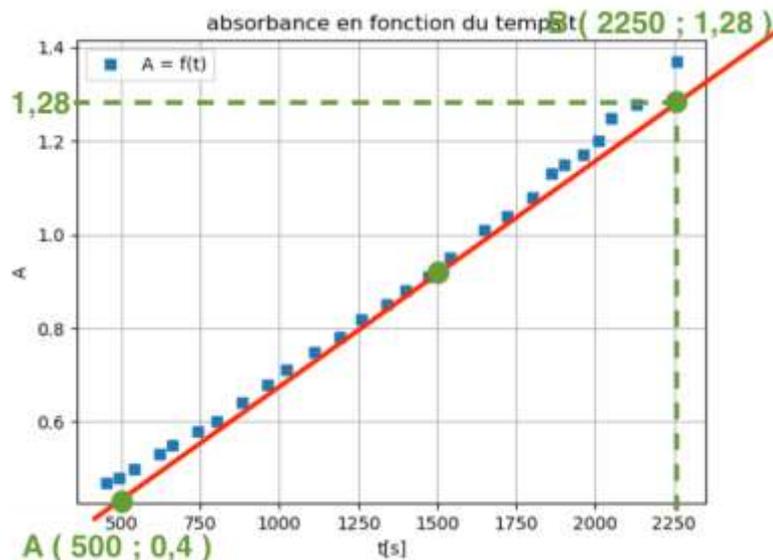
$$\frac{d(A)}{dt} = k = \frac{1,28 - 0,4}{2250 - 500}$$

$$\frac{d(A)}{dt} = k = 5,0 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

$$v_{1500} = \frac{1}{\varepsilon \times l} \times \frac{d(A)}{dt} \Big|_{t=1500s}$$

$$v_{1500} = \frac{1}{1,00 \times 10^5 \times 1,0} \times 5,0 \times 10^{-4}$$

$$v_{1500} = 5,0 \times 10^{-9} \text{ mol. L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$



La vitesse d'apparition du produit  $v_{1500}$  à la date 1500 s à pour valeur  $v_{1500} = 5,0 \times 10^{-9} \text{ mol. L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .