

Exercice 1 : « Savon de Marseille »

(06 points)

1-Quantité de matière d'huile:

La masse molaire de l'huile : $M = M_{\text{huile}} = 884,0 \text{ g.mol}^{-1}$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1 \times 1000 \times 1000}{884,0} = 1131 \text{ mol.} \quad \textcolor{red}{1,5 p}$$

2- Quantité de matière de savon :

Proportionnalité : $\begin{cases} \text{Pour 1,0 mol d'huile, on obtient 2,1 mol de savon} \\ \text{Pour 1131 mol d'huile, on obtient } n' \text{ mol de savon} \end{cases}$

$$\text{Donc } n' = \frac{2,1 \times 1131}{1,0} = 2,4 \cdot 10^3 \text{ mol de savon.} \quad (2375,1) \quad \textcolor{red}{1,5 p}$$

3- La masse totale de savon :

La masse molaire du savon : $M' = M_{\text{savon}} = 304,0 \text{ g.mol}^{-1}$

$$n' = \frac{m'}{M'}; m' = n' \times M' = 2,4 \cdot 10^3 \times 304,0 = 7,3 \cdot 10^5 \text{ g} = 7,3 \cdot 10^2 \text{ kg.} \quad \textcolor{red}{1,5 p}$$

4- Le nombre de cubes de savon :

Proportionnalité : $\begin{cases} \text{la masse d' 1 cube de savon est 600 g} \\ \text{la masse de N cubes de savon est } 7,3 \cdot 10^5 \text{ g} \end{cases}$

$$\text{Donc } N = \frac{1 \times 7,3 \cdot 10^5}{600} = 1,2 \cdot 10^3 \text{ cubes.} \quad \textcolor{red}{1,5 p}$$

Exercice 2 : Formation d'ammoniac. **(04 points)**

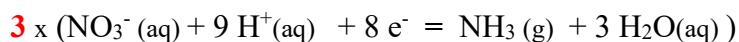
1. L'aluminium est un **réducteur** suivant l'ordre dans un couple **Ox/Red**, on a $\text{Al}^{3+}(\text{aq})/\text{Al}(\text{s})$

L'aluminium $\text{Al}(\text{s})$ subit une **oxydation** en se transformant en $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ avec **perte d'électrons**, suivant la demi-équation électronique suivante : $\text{Al}(\text{s}) = \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{ e}^-$ **0,5 p**

2. La demi-équation électronique de **réduction** sera pour l'ion nitrate :



Pour trouver l'équation de la réaction on procède comme suit :



3. Calcul des quantités de matières initiales :

$$n(\text{Al}) = \frac{m}{M} = \frac{2,70}{27,0} = 0,100 \text{ mol} ; n(\text{NO}_3^-) = CxV = 0,100 \times 50,0 \cdot 10^{-3} = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad \textbf{0,5 p}$$

Tableau d'avancement : **0,5 p**

<i>Équation de la réaction</i>		$8 \text{ Al(s)} + 3 \text{ NO}_3^-(\text{aq}) + 27 \text{ H}^+(\text{aq}) \longrightarrow 8 \text{ Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{ NH}_3(\text{g}) + 9 \text{ H}_2\text{O(l)}$					
<i>État du système</i>	<i>Avancement x (mol)</i>	<i>Quantités de matière présentes dans le système (mol)</i>					
<i>initial</i>	$x = 0$	0,100	$5,00 \cdot 10^{-3}$		0	0	
<i>en cours</i>	x	$0,100 - 8x$	$5,00 \cdot 10^{-3} - 3x$	En excès	$8x$	$3x$	En excès
<i>final</i>	x_f	$0,100 - 8x_f$	$5,00 \cdot 10^{-3} - 3x_f$		$8x_f$	$3x_f$	

Recherche de l'avancement final:

soit pour (Al) : $0,100 - 8x_{\max 1} = 0 ; x_{\max 1} = \frac{0,100}{8} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol.} \quad \textbf{0,25 p}$

ou pour (NO_3^-) : $5,00 \cdot 10^{-3} - 3x_{\max 2} = 0 ; x_{\max 2} = \frac{5,00 \cdot 10^{-3}}{3} = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol.} \quad \textbf{0,25 p}$

donc $x_{\max} = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ et le réactif limitant est **l'acide nitrique.** **0,25 p**

en on déduit $n(\text{Al})_f = 0,100 - 8x_{\max} = 0,100 - 8 \times 1,67 \cdot 10^{-3} = 8,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol.} \quad \textbf{0,25 p}$

d'où la masse d'Aluminium en excès (restante) est : $m = n \times M = 8,66 \cdot 10^{-2} \times 27,0 = 2,34 \text{ g.} \quad \textbf{0,5 p}$

Exercice 3 : Le bleu de méthylène en médecine et en biologie. (10 points)

Partie 1 : Propriétés oxydantes du bleu de méthylène

1.1. Donner la définition d'un oxydant

Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électron(s). **1 p**

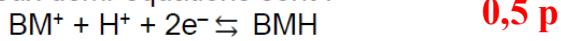
1.2. Donner la définition d'une réduction.

Une réduction est une transformation chimique durant laquelle une espèce chimique (l'oxydant) va gagner un ou plusieurs électron(s). **1 p**

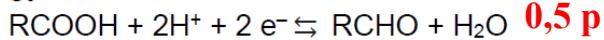
1.3. Écrire les demi-équations électroniques relatives aux couples du bleu de méthylène

$\text{BM}^+(\text{aq}) / \text{BMH(aq)}$ et du glucose $\text{RCOOH(aq)} / \text{RCHO(aq)}$

Les deux demi-équations sont :



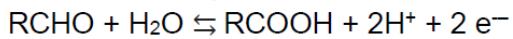
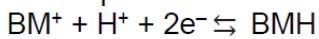
et



1.4. En déduire l'équation de la réaction modélisant la transformation décrite dans l'extrait du protocole

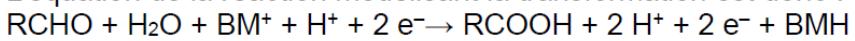
Les espèces initialement présentes sont le bleu de méthylène, noté BM^+ et le glucose, noté RCHO .

Écrivons les demi-équations dans le sens où elles ont lieu :



Il y a bien autant d'électrons consommés et produits.

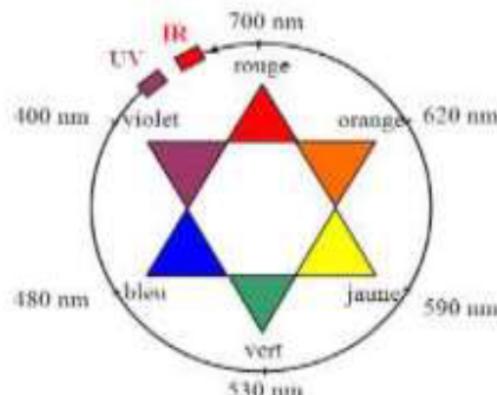
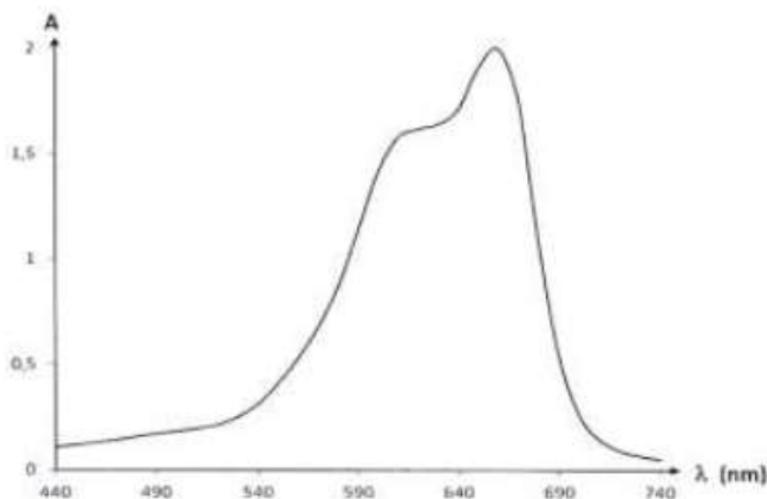
L'équation de la réaction modélisant la transformation est donc :



Après simplification : $\text{RCHO} + \text{H}_2\text{O} + \text{BM}^+ \rightarrow \text{RCOOH} + \text{H}^+ + \text{BMH}$

1 p

2.1. Commenter l'allure spectre d'absorption du bleu de méthylène et justifier la couleur de la solution de ce colorant.



Le spectre montre une absorbance forte entre 590 nm et 700 nm, ce qui correspond aux couleurs orange. La couleur perçue est complémentaire donc à l'opposé sur le cercle chromatique, c'est à dire bleue. **1 p**

2.2. Écrire le protocole détaillé de la préparation de la solution S_3 à partir de la solution mère S_0 , en précisant la verrerie nécessaire.

Solution mère S_0

$$C_0 = 5,0 \text{ mg.L}^{-1}$$

$$V_0 = ?$$

Au cours d'une dilution la masse de soluté se conserve $m_0 = m_3$

$$C_0 \cdot V_0 = C_3 \cdot V_3$$

$$\text{Le volume de solution mère } S_0 \text{ à prélever vaut donc } V_0 = \frac{C_3 \cdot V_3}{C_0}$$

$$V_0 = \frac{2,0 \times 25,0}{5,0} = 10 \text{ mL} \quad \textcolor{red}{0,5 p}$$

Verrerie nécessaire : pipette jaugée 10 mL, fiole jaugée 25,0 mL, petit becher

Protocole :

- verser un peu de solution mère dans un petit becher
- prélever à l'aide de la pipette jaugée 10 mL de solution mère
- verser dans une fiole jaugée de 25 mL
- compléter en eau distillée jusqu'au trait de jauge
- boucher et agiter.

0,5 p

2.3. La loi de Beer Lambert est-elle vérifiée ? Justifier le par le calcul, sans réaliser de graphique.

La loi de Beer-Lambert indique que pour les concentrations suffisamment faibles, il y a proportionnalité entre l'absorbance et la concentration de l'espèce colorée.

C'est ce que l'on observe avec les valeurs indiquées, en effet le rapport A/C est constant :

Solution	S_0	S_1	S_2	S_3	S_4
Concentration (mg.L ⁻¹)	5,0	4,0	3,0	2,0	1,0
Absorbance A	0,610	0,480	0,374	0,243	0,126
$\frac{A}{C}$	0,12	0,12	0,12	0,12	0,13

1 p

2.4. En déduire une relation entre A l'absorbance de la solution et C la concentration en masse du bleu de méthylène, en précisant les unités des grandeurs.

On peut donc dire qu'il y a une relation de proportionnalité entre A et C, donc que l'on peut écrire $A = k \cdot C$ avec C en $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$ et $k = 0,12 \text{ L} \cdot \text{mg}^{-1}$. **1 p**

2.5. Une solution S_D de bleu de méthylène a été obtenue en diluant 400 fois la solution S. La mesure de l'absorbance de la solution S_D vaut $A_D = 0,328$.

2.5.1. Déterminer la concentration C_D de la solution S_D .

En utilisant la relation trouvée au 2.4, on peut écrire que $A_D = k \cdot C_D$ et donc que $C_D = \frac{A_D}{k}$

$$C_D = \frac{0,328}{0,12} = 2,7 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} \quad \textcolor{red}{1 p}$$

$$0,328 / 0,12$$

$$2,733333333E0$$

2.5.2. En considérant une incertitude-type de mesure $u(C_S)$ égale à 0,2 mmol.L⁻¹, la valeur C_S obtenue expérimentalement est-elle en accord avec l'étiquetage de la solution S ? Justifier.

La solution S a une concentration 400 fois supérieure à celle de la solution S_D donc $C_S = 400 C_D$

$$C_S = 400 \times 2,7 = 1093 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} = 1,1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \quad \textcolor{red}{0,25 p}$$

$$0,328 / 0,12$$

$$2,733333333E0$$

$$\text{Rep}*400$$

$$1,093333333E3$$

L'incertitude étant donnée en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$, il faut calculer la concentration molaire de la solution S.
concentration molaire = concentration en masse / Masse molaire

La formule brute du bleu de méthylène est $\text{C}_{16}\text{H}_{18}\text{N}_3\text{SCl}$. On peut donc calculer sa masse molaire :

$$M_{bleu} = 16 \times M_C + 18 \times M_H + 3 \times M_N + M_S + M_{Cl}$$

$$M_{bleu} = 16 \times 12,0 + 18 \times 1,0 + 3 \times 14,0 + 32,0 + 35,5$$

$$M_{bleu} = 319,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad \textcolor{red}{0,25 p}$$

On peut maintenant déterminer la concentration molaire :

$$\text{concentration molaire} = \frac{1093 \times 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}{319,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3,4 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 3,4 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}. \quad \textcolor{red}{0,25 p}$$

$$1,093333333 / 319,5$$

$$3,422013562E-3$$

On conserve deux chiffres significatifs comme pour C_D .

Si on considère une incertitude-type de mesure $u(C_S) = 0,2 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$, alors la valeur obtenue expérimentalement est en accord avec l'étiquetage si :

$$C_{S_{obtenue}} - u(C_S) \leq C_{S_{étiquette}} \leq C_{S_{obtenue}} + u(C_S)$$

on calcule dans notre cas :

$$C_{S_{obtenue}} - u(C_S) = 3,2 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{et}$$

$$C_{S_{obtenue}} + u(C_S) = 3,6 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{avec par ailleurs } C_{S_{étiquette}} = 3,2 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

on a donc bien $C_{S_{obtenue}} - u(C_S) \leq C_{S_{étiquette}} \leq C_{S_{obtenue}} + u(C_S)$, la mesure est donc en accord avec l'étiquetage du produit. **0,25 p**