

Partie 1 : Propriétés oxydantes du bleu de méthylène

1.1. Donner la définition d'un oxydant

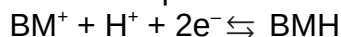
Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électron(s).

1.2. Donner la définition d'une réduction.

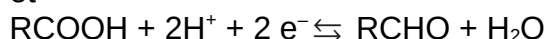
Une réduction est une transformation chimique durant laquelle une espèce chimique (l'oxydant) va gagner un ou plusieurs électron(s).

1.3. Écrire les demi-équations électroniques relatives aux couples du bleu de méthylène $\text{BM}^+(\text{aq}) / \text{BMH}(\text{aq})$ et du glucose $\text{RCOOH}(\text{aq}) / \text{RCHO}(\text{aq})$

Les deux demi-équations sont :



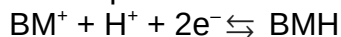
et



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

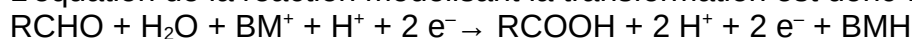
Les espèces initialement présentes sont le bleu de méthylène, noté BM^+ et le glucose, noté RCHO .

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



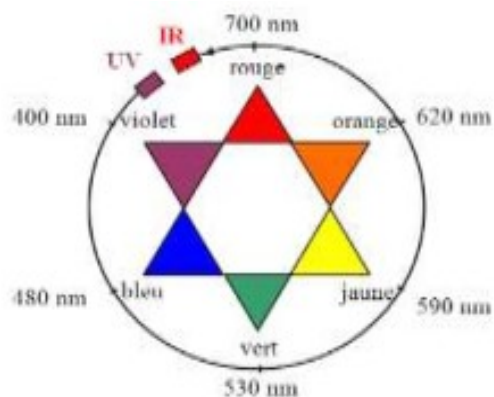
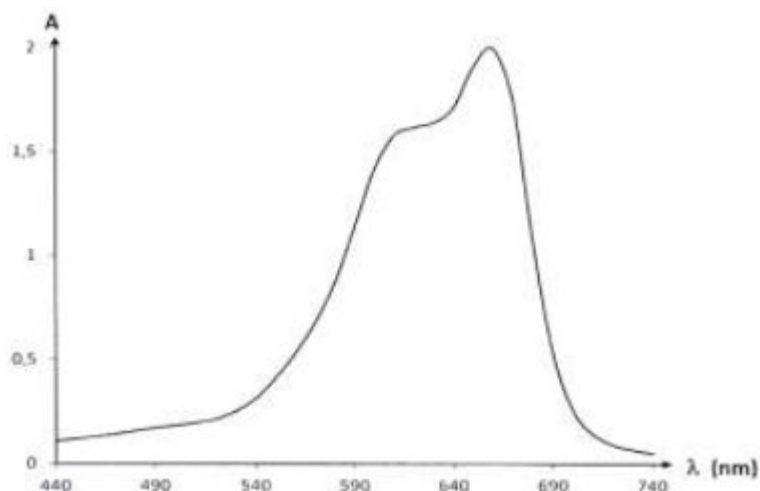
Il y a bien autant d'électrons consommés et produits.

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



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

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 bleu.

2.2. Écrire le protocole détaillé de la préparation de la solution S₃ à partir de la solution mère S₀, en précisant la verrerie nécessaire.

Solution mère S₀
 C₀ = 5,0 mg.L⁻¹.
 V₀ = ?

Solution fille S₃ :
 C₃ = 2,0 mg.L⁻¹
 V₃ = 25,0 mL

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

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

Le volume de solution mère S₀ à prélever vaut donc $V_0 = \frac{C_3 \cdot V_3}{C_0}$

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

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.

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

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 mg.L⁻¹ et $k = 0,12 \text{ L} \cdot \text{mg}^{-1}$.

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 $C_D = \frac{A_D}{k}$

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

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

$$C_S = 400 C_D$$

$$C_S = 400 \times 2,7 = 1093 \text{ mg.L}^{-1} = 1,1 \text{ g.L}^{-1}$$

0.328/0.12	2.733333333E0
REP*400	1.093333333E3

L'incertitude étant donnée en mmol.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 C₁₆H₁₈N₃SCl. On peut donc calculer sa masse molaire :

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

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

$$M_{\text{bleu}} = 319,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

On peut maintenant déterminer la concentration molaire :

$$\text{concentration molaire} = \frac{1093 \times 10^{-3} \text{ g.L}^{-1}}{319,5 \text{ g.mol}^{-1}} = 3,4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = 3,4 \text{ mmol.L}^{-1}$$

1.093333333/319.5	3.422013562E-3
-------------------	----------------

On conserve deux chiffres significatifs comme pour C_D.

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

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

on calcule dans notre cas :

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

et

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

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

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