

Activité 1 : Étude d'un indicateur coloré : le bleu de bromothymol

À la fin du 18^{ème} siècle, on commence à utiliser les indicateurs colorés naturels dans les procédés industriels à des fins de contrôles. On constate alors que les solutions acides n'ont pas toutes le même effet sur les couleurs des indicateurs ; cela conduit à la mise au point des premières échelles de comparaison des forces des acides. Il faudra attendre encore un siècle pour développer les premières synthèses d'indicateurs.

Actuellement les indicateurs colorés sont utilisés pour estimer les valeurs de pH de solutions, par exemple dans le cas des analyses d'eau de piscine. On se propose ici de caractériser l'un de ces indicateurs : le bleu de bromothymol (BBT) en déterminant son pK_A et ainsi de voir si le BBT peut être ou non adapté à l'analyse d'une eau de piscine sachant que le pH idéal pour les eaux de piscine doit être compris entre 7,2 et 7,4.

Document 1 : Le BBT ; un indicateur coloré acido-basique

Le bleu de bromothymol est un indicateur coloré usuel au laboratoire. Afin de simplifier sa notation, on pose IndH^- pour sa forme acide et Ind^{2-} pour sa forme basique.



Structure et couleurs des différentes formes acido-basiques du BBT

© Le Bup n° 1015 - mai 2019 - p. 575

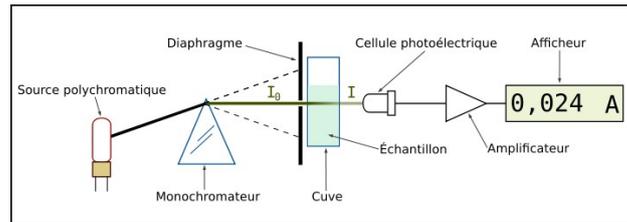
Document 2 : Préparation de solutions de BBT à différents pH

Préparation de la solution de BBT

- Introduire dans un premier bécher un volume $V = 20,0 \text{ mL}$ de solution « Britton-Robinson ».
- Ajouter un volume V_i de solution d'hydroxyde de sodium à la concentration $1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. (voir tableau).
- Agiter.
- Prélever $20,0 \text{ mL}$ de la solution homogène ainsi préparée et introduire dans un second bécher.
- Ajouter alors $v = 2,00 \text{ mL}$ de solution de BBT à $3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Agiter. Soit S_i la solution ainsi préparée.
- Mesurer le pH de cette solution et garder cette solution S_i .
- Faire de même pour les différentes solutions listées dans le tableau ci-dessous :

Solution S_i	V_i	pH _i
S_1	4,00	
S_2	4,50	
S_3	5,00	
S_4	5,50	
S_5	6,00	
S_6	6,50	
S_7	7,00	
S_8	7,50	
S_9	8,00	
S_{10}	8,50	
S_{11}	9,00	
S_{12}	9,50	

Document 3 : Spectrophotométrie et relation de Beer-Lambert



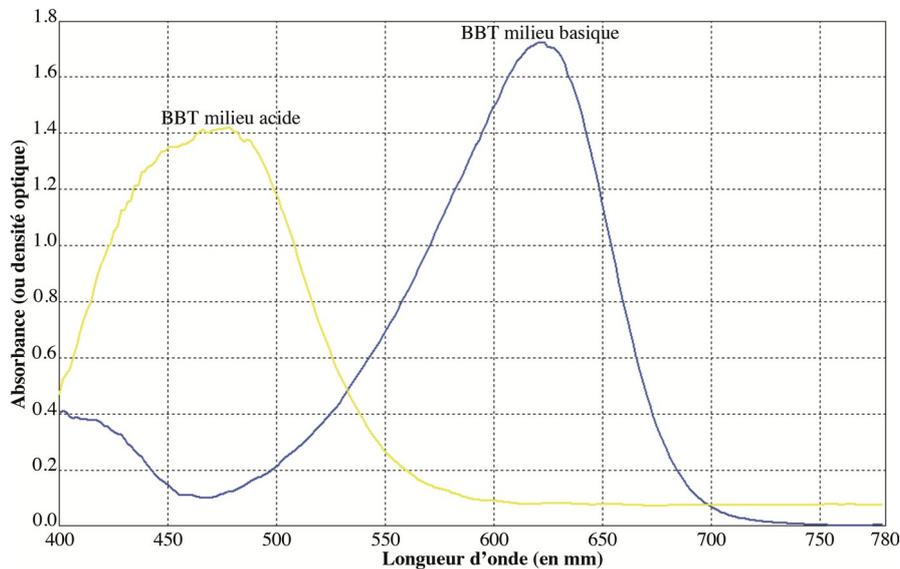
Principe de fonctionnement d'un spectrophotomètre

La spectrophotométrie permet d'analyser des solutions colorées et ainsi de déterminer les concentrations d'espèces colorées qui absorbent la lumière.

Pour une longueur d'onde donnée, on peut utiliser l'absorbance pour retrouver la concentration d'une espèce colorée dans la solution grâce à la relation de Beer-Lambert : $A = k.C$

Avec A : l'absorbance, k : une constante de proportionnalité et C : la concentration de l'espèce colorée en solution qui absorbe.

À l'aide d'un spectrophotomètre à balayage, il est possible d'obtenir les spectres d'absorption dans le domaine du visible de chacune des formes acide ou basique du BBT :



Spectres d'absorption des formes acide et basique du BBT

Document 4 : Réactivité des acides et des bases

Les différentes espèces des couples acido-basiques ne réagissent pas toutes entre elles de façon identique. Certaines réactions sont violentes, d'autres sont plus modérées, d'autres ne se font quasiment pas. C'est la constante d'acidité K_a des différents couples, qui permet de caractériser un couple et de comparer la force relative des acides ou des bases. On peut ainsi prévoir l'évolution des réactions acido-basiques.

L'équation de la réaction d'un acide (noté AH) avec l'eau s'écrit : $AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^{-}_{(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)}$ et donne lieu à un équilibre. On nomme constante d'acidité d'un couple acide/base (noté K_a) la constante d'équilibre associée à cette réaction.

Elle s'exprime sous la forme suivante :
$$K_a = \frac{[H_3O^{+}]_{eq} \cdot [A^{-}]_{eq}}{[AH]_{eq}}$$

A un couple Acide/Base, on associe également la grandeur pK_a qui est défini par la relation suivante : $pK_a = -\log(K_a)$

C'est en utilisant cette grandeur que l'on peut tracer un diagramme de prédominance pour les espèces.

1. Pourquoi les différentes solutions S_i obtenues n'ont-elles pas la même couleur ?



2. D'après le diagramme de prédominance étudié en classe de 1ère, quelle est la grandeur limite à partir de laquelle il y a un changement d'espèce prédominante.

3. Donner alors une estimation de cette grandeur en observant les différentes solutions obtenues.

4. Pour déterminer cette grandeur plus précisément, il faut pouvoir déterminer les concentrations de IndH^+ et de Ind^{2-} dans chacune des solutions.

Quelle technique d'analyse pourrait nous permettre d'étudier ces différentes solutions et déterminer ainsi les concentrations des espèces qu'elles contiennent ?

5. Calculer la concentration totale en BBT (qui sera notée C_0) dans chacune des solutions S_i .

6. Justifier les couleurs observées pour la forme acide et pour la forme basique du BBT à l'aide des spectres obtenus.

7. A quelle longueur d'onde proposez-vous de faire les mesures d'absorbance afin que seule la forme basique $[\text{Ind}^{2-}]$ du BBT absorbe ? Justifier votre réponse.

8. Effectuer alors les mesures d'absorbance pour les différentes solutions S_i . (mesures effectuées dans le fichier tableur du TP)

9. D'après les mesures obtenues, dans quelle(s) solution(s) peut-on considérer que le BBT n'existe que sous sa forme basique ?

10. Montrer alors que l'on peut calculer, pour chaque solution, la concentration $[\text{Ind}^{2-}]$ grâce à la

$$\text{formule : } [\text{Ind}^{2-}] = \frac{C_0 \times A}{A_{\max}}$$

11. En déduire l'expression de la concentration $[\text{IndH}^+]$.

12. Faire alors les calculs des concentrations des formes acide et basique pour chaque solution S_i de pH_i .

13. Tracer sur un même graphe les courbes représentant les concentrations de la forme acide et de la forme basique en fonction du pH. Il s'agit des courbes de distribution des formes acide et basique du BBT.

14. Retrouver la valeur du pK_a du BBT