



TP N°6 : DETERMINATION PAR SPECTROPHOTOMETRIE DES DOMAINES DE PREDOMINANCE D'ESPECES ACIDES ET BASIQUES EN SOLUTION : CAS DU BLEU DE BROMOTHYMOLE

Matériel :

- Une pipette jaugée de 2 mL
- Une pipette jaugée de 20 mL
- 2 béchers de 50 mL
- 1 burette graduée
- Bureau prof :
 - 1 spectrophotomètre + cuves
 - pH-mètre + solution tampon 4,7,9

Produits :

- Solution de bleu de bromothymol de concentration molaire $3,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$
- Solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Solution de « Britton-Robinson »
+ 3 béchers 250 mL

Objectifs :

- Comprendre le mode de fonctionnement d'un indicateur coloré.
- Déterminer par spectrophotométrie le diagramme de distribution, en fonction du pH, des formes acide et basique du bleu de bromothymol et en déduire le domaine de prédominance de ces espèces en fonction du pH.

I Manipulation :

Chaque binôme prendra en charges deux solutions, les résultats seront ensuite mis en commun et exploiter par tous.

Toutes les mesures de pH doivent être effectuées avec le même pH-mètre.

- 1) Préparation de la solution S_i :
 - a. Prélevez, dans un premier bécher, à l'aide de la pipette jaugée, un volume $V = 20,00 \text{ mL}$ de solution « Britton-Robinson ».
 - b. Ajoutez, à la burette, le volume V_i de solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ selon les indications figurant dans le tableau au verso. **Agitez** la solution à l'aide d'un agitateur magnétique.
 - c. Prélevez $20,00 \text{ mL}$ de cette solution ainsi préparée dans un second bécher.
 - d. Ajoutez-y $2,00 \text{ mL}$ de solution de bleu de bromothymol à $3,00 \cdot 10^{-4}$. **Agitez**, soit (S_i) la solution ainsi préparée.
- 2) Mesurez le pH de la solution (S_i) à l'aide du pH-mètre tout en agitant. **Inscrivez votre résultat dans le tableau du verso, ainsi qu'au tableau du professeur.**
- 3) Mesure de l'absorbance de la solution (S_i) à l'aide d'un spectrophotomètre unique :
 - a. Réglez le spectrophotomètre à la longueur d'onde $\lambda = 620 \text{ nm}$ et faites le blanc (cuve contenant de l'eau distillée).
 - b. Rincez une cuve avec la solution (S_i), remplissez-la de la même solution et mesurez l'absorbance cette solution (S_i). **Inscrivez votre résultat dans le tableau du verso.**
- 4) **Laissez la solution préparée sur la paillasse professeur.**

II Questions :

- 1) Pour tracer la courbe de l'évolution des concentrations des formes acide et basique de l'indicateur, il faut établir, pour chacune des deux formes de l'indicateur (basique d'une part et acide d'autre part), une **relation entre la concentration de la forme considérée et l'absorbance mesurée.**



- a. **Écrivez la relation entre la concentration molaire apportée** en bleu de bromothymol (totale : quelque soit la forme du bleu de bromothymol) **et les concentrations molaires effectives des formes acide HIn et basique In⁻.**
 - b. À la longueur d'onde choisie, seule l'espèce In⁻ absorbe ; **déduisez-en la relation entre la concentration molaire effective en In⁻ et l'absorbance A à différents pH.**
 - c. En considérant qu'à pH élevé seule la forme basique du bleu de bromothymol In⁻ est présente, **que vaut la concentration molaire effective en forme acide HIn ? Exprimez l'absorbance A, notée alors A_{max}, en fonction de la concentration molaire apportée, c en bleu de bromothymol.**
 - d. A l'aide des relations (1), (2) et (3) trouvez l'expression des concentrations molaires effectives [HIn] et [In⁻] **en fonction de A, A_{max} et c.**
Calculez les valeurs des concentrations molaires effectives [HIn] et [In⁻] **à l'aide du tableau Excel fourni.**
- 2) **Construisez sur le même graphe** les courbes représentatives de l'évolution des valeurs des concentrations molaires effectives [In⁻] et [HIn] en fonction du pH.
Déduisez-en les domaines de prédominance des formes acide et basique de l'indicateur. Vérifier la validité de l'hypothèse que nous avons faites quand $A = A_{max}$.
- 3) **Déterminez la zone de virage de cet indicateur coloré**, sachant que la zone de virage d'un indicateur coloré est généralement définie par l'intervalle de pH dans lequel le rapport des concentrations molaires des formes acide et basique est tel que : $\frac{1}{10} < \frac{[In^-]}{[HIn]} < 10$.
- 4) **Montrez qu'un point particulier de ce graphe permet de déterminer le pK_A** du couple acide-base HIn/In⁻ et donc sa constante d'acidité.

solution (S _i)	V _i (mL)	pH	A	[In ⁻] (mol.L ⁻¹)	[HIn] (mol.L ⁻¹)
1	4,00				
2	4,50				
3	5,00				
4	5,50				
5	6,00				
6	6,50				
7	7,00				
8	7,50				
9	8,00				
10	8,50				
11	9,00				
12	9,50				
13	10,0				
14	10,5				
15	11,0				
16	12,0				
17	14,0				
18	17,0				