

TP C06 - Détermination par spectrophotométrie des domaines de prédominance d'espèces acides et basiques en solution : cas du bleu de bromothymol

Objectifs

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

1. Matériel et produits

- Pipettes jaugées de 10 mL, 20 mL,
 - 1 burette de 25 mL et 1 pipette de 1 mL,
 - Bêchers de 50 mL,
 - Erlenmeyers,
 - pH-mètre et solutions tampon pour l'étalonnage,
 - Spectrophotomètre et cuves,
- ✓ 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 ».

La solution de Britton-Robinson a une composition telle que son pH varie linéairement avec la quantité d'ions hydroxyde ajoutés.

2. Manipulation

- Chaque groupe de deux élèves prend en charge 2 solutions.
- Les résultats sont mis en commun et exploités par tous.
- Toutes les mesures de pH sont effectuées avec le même pH-mètre.

1. Préparation de la solution (S_i) :

- dans un premier bécher, introduire à l'aide de la pipette jaugée, un volume $V = 20,00 \text{ mL}$ de solution « Britton-Robinson »,
- ajouter, 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 ci-dessous,
- dans un 2^{ème} bécher, verser 20 mL de la solution obtenue et y ajouter 2,00 mL de solution de bleu de bromothymol, soit (S_i) la solution ainsi préparée.

2. Mesurer le pH de la solution (S_i). (dans le plus petit bécher)

3. Mesurer l'absorbance de la solution (S_i) à l'aide d'un spectrophotomètre unique :

- régler le spectrophotomètre à la longueur d'onde $\lambda = 620 \text{ nm}$ et faire le blanc ;
- rincer la cuve avec la solution (S_i) et mesurer l'absorbance de la solution (S_i),
- suivre le programme du logiciel.

4. Consigner les valeurs mesurées de l'absorbance et du pH dans le tableau général :

Tableau des valeurs obtenues

Solution (S _i)	V _i	pH	A	couleur	[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					

3. Questions

Etablir, pour chacune des deux formes de l'indicateur (basique $[\text{In}^-]$ d'une part et acide d'autre part $[\text{HIn}]$), une relation entre la concentration effective C de la forme considérée et l'absorbance A mesurée. Pour cela :

1. En utilisant la conservation de la quantité de matière effective, écrire la relation entre la concentration molaire C apportée en bleu de bromothymol et les concentrations molaires effectives des formes acide HIn et basique In^- .

$$C = \dots\dots\dots = \dots\dots\dots = \dots\dots\dots \text{ mol. L}^{-1} \text{ (relation 1)}$$

- a) A la longueur d'onde choisie, seule l'espèce In^- absorbe ; en déduire la relation entre la concentration molaire effective en In^- et l'absorbance A à différents pH.

$$A = \dots\dots\dots \text{ (relation 2)}$$

- b) 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 . Exprimer l'absorbance A , notée A_{max} , en fonction de la concentration molaire apportée, C en bleu de bromothymol.

$$A_{\text{max}} = \dots\dots\dots \text{ (relation 3)}$$

- c) Calculer les valeurs des concentrations molaires effectives $[\text{HIn}]$ et $[\text{In}^-]$ en utilisant les relations et compléter le tableau.
2. Construire sur le même graphe les courbes représentatives de l'évolution des valeurs des concentrations molaires effectives $[\text{In}^-]$ et $[\text{HIn}]$ en fonction du pH.
 3. Montrer qu'un point particulier de ce graphe permet de déterminer le $\text{p}K_A$ du couple acide-base HIn/In^- et donc sa constante d'acidité.
 4. En déduire les domaines de prédominance des formes acide et basique de l'indicateur. Vérifier l'hypothèse faite à l'absorbance maximale.
 5. Déterminer 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 :

$$1/10 < [\text{HIn}]/[\text{In}^-] < 10$$
 6. Déterminer visuellement la zone de virage de l'indicateur coloré BBT en rassemblant toutes les solutions sur le bureau.