

## I. LES POURCENTAGES DES FORMES ACIDE ET BASIQUE DU BBT DANS UNE SOLUTION AQUEUSE.

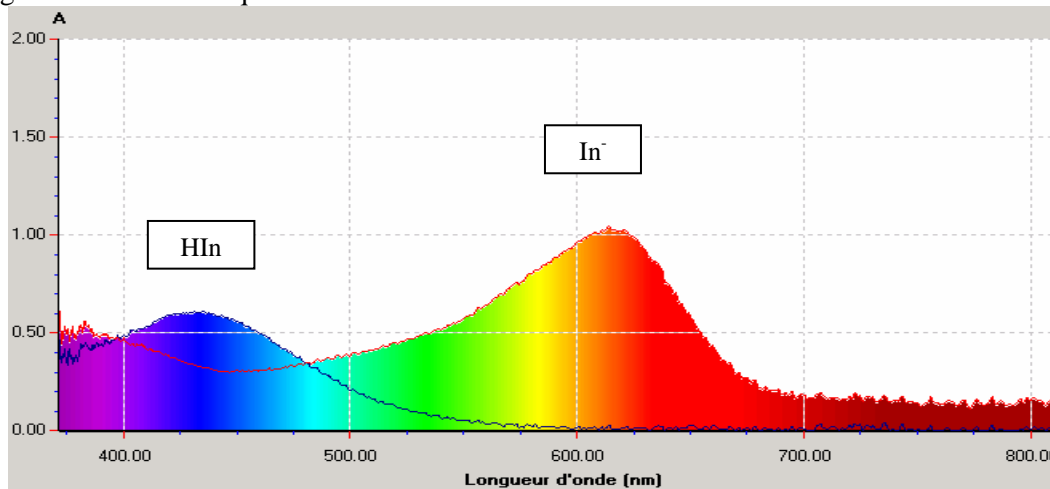
### 1. Présentation des deux formes acide et basique.

Le bleu de bromothymol (BBT) est un couple acido-basique ( $\text{HIn}/\text{In}^-$ ) dont la forme acide ( $\text{HIn}$ ) a une couleur différente de la forme basique ( $\text{In}^-$ ) en solution aqueuse. La prédominance de l'une de ces formes en solution est observable car la forme basique  $\text{In}^-$  est bleue et la forme acide  $\text{HIn}$  est jaune.

### 2. Comment accéder aux pourcentages des formes acide et basique du BBT en fonction du pH ?

#### a. spectres d'absorption du BBT

A partir du spectre d'absorption ci-dessous, expliquer pourquoi la forme acide  $\text{HIn}$  apparaît jaune et la forme basique  $\text{In}^-$  apparaît bleue. A quelle longueur d'onde, l'absorption de la forme basique  $\text{In}^-$  est-elle maximale ? A cette longueur d'onde est-ce que la forme acide  $\text{HIn}$  absorbe la lumière ?



#### b. Détermination des pourcentages des formes acide et basique.

Pour tracer la courbe de l'évolution des concentrations des formes acide  $\text{HIn}$  et basique  $\text{In}^-$ , il faut établir, pour chacune des deux formes  $\text{HIn}$  et  $\text{In}^-$  de l'indicateur, une relation entre la concentration effective de la forme considérée et l'absorbance mesurée.

1- On constate que la forme acide du BBT n'absorbe pas les radiations appartenant à une bande voisine de 620 nm.

En déduire la relation (1) entre l'absorbance  $A$  de cette solution et la concentration effective  $[\text{In}^-]$  de la forme basique, lorsqu'on éclaire une solution diluée de BBT avec une radiation de longueur d'onde  $\lambda_b = 620 \text{ nm}$ .

2- Soit  $c$ , la concentration en BBT. En milieu très basique (pH voisin de 11), seule la forme basique bleue de l'indicateur existe en solution et donc  $[\text{In}^-] = c$ . Exprimer l'absorbance  $A$ , notée alors  $A_{\text{max}}$ , en fonction de la concentration molaire apportée  $c$ , en bleu de bromothymol (relation (2)).

3- En utilisant les deux relations (1) et (2) exprimer la concentration effective  $[\text{In}^-]$  en fonction de  $c$ ,  $A$  et  $A_{\text{max}}$ .

4- Exprimer alors le pourcentage de la forme basique  $\text{In}^-$  et le pourcentage de forme acide  $\text{HIn}$  de l'indicateur coloré en fonction de  $A$  et  $A_{\text{max}}$ .

## II. PROTOCOLE.

Comme il est nécessaire de disposer de solutions de pH différents, on utilisera une solution de départ dite de "BRITTON-ROBINSON" (notée BR) ; elle présente la propriété de voir son pH augmenter par addition d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration  $c_b = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ . On peut admettre que le pH du mélange (BR + soude) obéit à la relation numérique simple et approchée :  $\text{pH} = 1,2 + v$  où  $v$  est le volume de soude ajouté, exprimé en mL, pour un volume de solution BR de 20,0 mL.

Pour disposer de solutions de pH s'échelonnant entre 3,5 et 11 par pas de 0,5 unité de pH environ, chacun des huit binômes réalisera deux solutions (BR + soude) notées  $S_i$ .

Chaque binôme prélèvera ensuite deux volumes correspondants de 20,0 mL des solutions  $S_i$  auxquels il ajoutera 1,0 mL de solution de BBT. (voir tableau 1)

Les solutions obtenues seront notées  $S'_i$  et analysées à l'aide du même spectrophotomètre, réglé sur la même radiation monochromatique  $\lambda_b = 620 \text{ nm}$ , et du même pH-mètre.

**tableau N°1**

N° Binôme	1		2		3		4		5		6		7		8	
Si	S1	S9	S2	S10	S3	S11	S4	S12	S5	S13	S6	S14	S7	S15	S8	S16
pH souhaité	3,5	7,5	4	8	4,5	8,5	5	9	5,5	9,5	6	10	6,5	10,5	7	11
v(mL)																

**III. TRAVAIL A EFFECTUER.**

1. Répondre aux questions posées
2. Faire le calcul des volumes de soude à ajouter et compléter le tableau N°1.
3. On réalise le protocole et on effectue les mesures en prenant les précautions :
  - utiliser la même cuve du spectrophotomètre et dans les mêmes conditions de remplissage.
  - nettoyer avec soin la cuve du spectrophotomètre ainsi que la sonde du pH-mètre entre 2 mesures.

On a rassemblé dans un même tableau les mesures effectuées par tous les binômes ainsi que les couleurs des solutions correspondantes. Compléter ce tableau

**tableau N°2**

	S' <sub>1</sub>	S' <sub>2</sub>	S' <sub>3</sub>	S' <sub>4</sub>	S' <sub>5</sub>	S' <sub>6</sub>	S' <sub>7</sub>	S' <sub>8</sub>	S' <sub>9</sub>
PH	3,65	4,17	4,50	4,92	5,24	5,81	6,42	6,83	7,17
Couleur	jaune	jaune	jaune	jaune	jaune	jaune	Jaune/vert	vert	Bleu/vert
A	0	0	0	0	0	0,005	0,020	0,041	0,067
%In-									
%HIn									

	S' <sub>10</sub>	S' <sub>11</sub>	S' <sub>12</sub>	S' <sub>13</sub>	S' <sub>14</sub>	S' <sub>15</sub>	S' <sub>16</sub>
PH	7,49	7,97	8,53	8,97	9,25	9,59	9,89
Couleur	Bleu/vert	bleu	bleu	bleu	bleu	bleu	bleu
A	0,100	0,135	0,159	0,172	0,178	0,178	0,177
%In-							
%HIn							

4. Construire sur le même graphe les courbes représentatives de l'évolution des valeurs des pourcentages de In<sup>-</sup> et HIn en fonction du pH. En déduire les domaines de prédominance de chacune des deux formes In<sup>-</sup> et HIn. Vérifier l'hypothèse faite pour l'absorbance maximale.
5. On peut déterminer visuellement la zone de virage de l'indicateur coloré BBT ( voir tableau n°2) .  
Déterminer graphiquement la zone de virage de l'indicateur coloré BBT 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 compris entre 1/10 et 10.

6. *Prolongement*

- écrire l'expression de la constante d'acidité K<sub>A</sub>.

- en déduire l'expression du pH en fonction de pK<sub>A</sub> et de  $\log \frac{[In^-]}{[HIn]}$ .

- tracer la courbe  $pH = f \left( \log \frac{[In^-]}{[HIn]} \right)$  à partir des relevés. Déterminer une estimation graphique de la valeur de la constante d'acidité du BBT ainsi que les domaines de prédominance des formes acide et basique. Comparer avec les résultats précédents.