

# Détermination du $pK_I$ du BBT

**Biblio :** Cachau *Acide-Base* p.131

**Montages :** MC4

## 1 Matériel :

- Ethanol à 95%
- bleu de bromothymol (BBT)  $\sim$  1g
- Solutions tampons pH 1,0 - 8,0 et 13,0
- Spectrophotomètre et cuves en PMMA

## 2 Protocole

### 2.1 Préparation de la solution de BBT

Dissoudre environ 0,1g de BBT dans un peu d'éthanol ( $\sim$  10 mL), dans une fiole de 100 mL, puis compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

### 2.2 Spectres d'absorption en milieu acide/base/neutre

Dans trois béchers de 100 mL, mélanger 1 mL de la solution de BBT, 89 mL d'eau distillée et 10 mL de chacune des solutions tampons de pH 1,0 - 8,0 et 13,0. Régler le zéro de l'absorbance avec un "blanc" préparé avec 10 mL des mêmes solutions tampons de pH et 90 mL d'eau et placer cette solution témoin sur la voie référence (spectro "double faisceau").

Noter l'absorbance de chaque solution, par pas de 10 à 10 nm, dans le domaine de 400 à 700 nm. Tracer les spectres d'absorption (Figure 1).

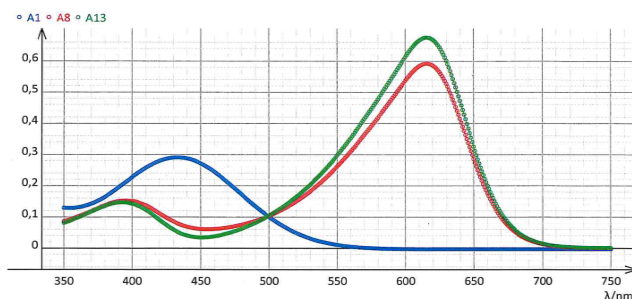


Figure 1: Spectres d'absorption de la solution à pH 1, 8 et 13

## 3 Exploitation

Le bleu de bromothymol (Figure 2) est un indicateur coloré acido-basique jaune en milieu acide et bleu en milieu basique. Sa zone de virage est comprise entre pH 6 et 7,6 La constante de sa réaction d'hydrolyse est  $K_I = 10^{-7,4}$ .

Si HIn désigne la forme acide du BBT et  $\text{In}^-$  sa forme basique :  $\text{HIn}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{In}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$  et  $K_I = \frac{[\text{In}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIn}]}$ .

Si  $\text{pH} < pK_I$ , la forme prédominante de l'indicateur est HIn et  $C \sim [\text{HIn}]$ . D'après **Beer-Lambert**, l'absorbance en milieu acide  $A_a$  est :

$$A_a = l\epsilon_a C/C^0$$

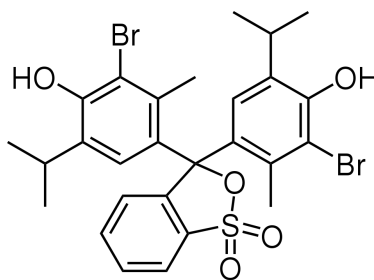


Figure 2: Structure du BBT

Si  $\text{pH} > pK_I$ , la forme prédominante de l'indicateur est  $\text{In}^-$  et  $C \sim [\text{In}^-]$ . D'après **Beer-Lambert**, l'absorbance en milieu basique  $A_b$  est :

$$A_b = l\epsilon_b C/C^0$$

En milieu neutre, les deux formes du BBT coexistent. L'absorbance étant une propriété additive des solutions, l'absorbance en milieu neutre  $A_n$  s'exprime :

$$A_n = l(\epsilon_a[\text{HIn}] + \epsilon_b[\text{In}^-])$$

$$A_n = l(\epsilon_a(C/C^0 - [\text{In}^-]) + \epsilon_b[\text{In}^-])$$

$$A_n = l(\epsilon_a C/C^0 + [\text{In}^-](\epsilon_b - \epsilon_a))$$

Donc

$$A_n - A_a = l[\text{In}^-](\epsilon_b - \epsilon_a)$$

$$A_b - A_a = l(\epsilon_b - \epsilon_a)C/C^0$$

D'où

$$[\text{In}^-] = C/C^0(A_n - A_a)/(A_b - A_a)$$

$$[\text{InH}] = C/C^0(A_b - A_n)/(A_b - A_a)$$

D'où :  $K_I = \frac{(A_n - A_a)}{(A_b - A_n)} 10^{-pH_n}$  et  $pK_I = pH_n - \log \frac{(A_n - A_a)}{(A_b - A_n)}$

On calcule alors  $pK_I$  pour chaque valeur de longueur d'onde et on les moyenne (Regressi ou Excel).

**Point isobestique** Les courbes de  $A=f(\text{pH})$  ont un point commun  $A_a(\lambda_i) = A_b(\lambda_i)$  avec  $\lambda_i \sim 495 \text{ nm}$ . La relation sur  $pK_I$  n'est pas vérifiée en ce point.