

# TP de chimie : un indicateur coloré acido-basique, le bleu de bromothymol

Un indicateur coloré acido-basique est un couple acide/base, noté ici IndH/Ind<sup>-</sup>, dont les formes acide et basique ont des couleurs différentes. L'indicateur étudié dans ce TP est le bleu de bromothymol (BBT).

## I Buts du TP

- Déterminer par spectrophotométrie le diagramme de distribution des formes acide et basique de cet indicateur coloré.
- Déterminer la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction de la forme acide de l'indicateur sur l'eau.

## II Protocole expérimental

### 1 Matériel

béchers de 50 mL ; burettes graduées de 50 mL pour la solution de soude et la solution S ; agitateurs magnétiques et barreaux aimantés ; pHmètre(s) ; spectrophotomètre ; pipettes jaugées de 2,00 mL.

### 2 Produits

- Solution aqueuse de BBT de concentration apportée  $c_0 = 3,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  (forme acide).
- Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration  $c_1 = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- solution aqueuse S de « Britton-Robinson », mélange de trois acides.

### 3 Manipulation

#### a Préparation des solutions

Chaque groupe prépare dans un bécher une seule des 9 solutions suivantes et la prend en charge pendant toute la suite de la manipulation.

Groupe	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Solution	1	2	3	4	5	6	7	8	9
V <sub>NaOH</sub> (mL)	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	7,0	8,0
V <sub>S</sub> (mL)	17,0	16,5	16,0	15,5	15,0	14,5	14,0	13,0	12,0
V <sub>BBT</sub> (mL)	2,0	2,0	2,0	2,0	2,0	2,0	2,0	2,0	2,0

#### b Mesures

Chaque groupe mesure le pH de la solution préparée au même pHmètre, indique la valeur au tableau et vient poser son bécher à l'emplacement indiqué sur la paillasse commune.

Préparer, pour deux groupes, 9 cuves spectrophotométriques correspondant aux 9 solutions.

Chaque groupe mesure, à son spectrophotomètre, l'absorbance A des 9 cuves ainsi préparées à une longueur d'onde  $\lambda = 620 \text{ nm}$ .

#### c Résultats

Compléter les trois premières lignes du tableau en fin de TP.

## III Exploitation des résultats

### 1 Préliminaires

(\*) A quoi correspond puis déterminer la concentration apportée c en BBT (forme acide) pour chaque solution.

Manifestement, en constatant la différence de couleur entre chaque solution, l'état d'équilibre (atteint très rapidement dans ce TP) n'est pas le même pour toutes les solutions bien que la quantité initiale apportée en BBT soit la même. Pourquoi ?

(\*) Le BBT se trouve, dans la solution, soit sous forme acide IndH, soit sous forme basique Ind<sup>-</sup>. Expliquer pourquoi on peut écrire que  $c = [\text{IndH}] + [\text{Ind}^-]$ . Cette formule sera utile plus tard dans l'exploitation.

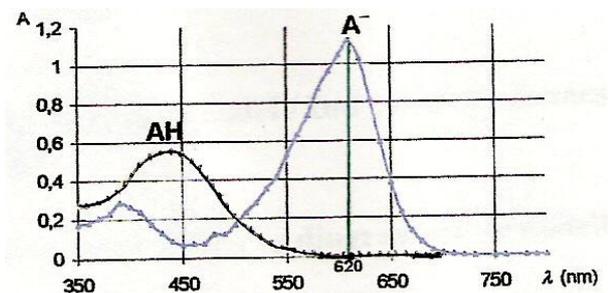
### 2 Spectrophotométrie

Voici superposés les spectres des formes acide et basique du BBT correspondant à une concentration d'environ  $3 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$  pour chacune.

(\*) Interpréter le fait que la forme acide soit jaune et que la forme basique soit bleue.

(\*) Pourquoi a-t-on choisi la longueur d'onde  $\lambda = 620 \text{ nm}$ , hors mis le fait que le pic permette une meilleure précision pour l'obtention de A ?

(\*) En admettant que dans la solution 9, le BBT est présent quasiment uniquement sous sa forme basique, donner l'expression littérale de la constante k de proportionnalité entre  $A_{620}$  et [Ind<sup>-</sup>] en appelant  $A_{620,9}$  la valeur de l'absorbance pour la solution 9.



### 3 Tracé du diagramme de distribution des formes acides et basiques en fonction du pH

Les pourcentages molaires de la forme basique  $P_B$  et de la forme acide  $P_A$  ont pour expression respectivement :

$$P_B = 100 * \frac{n_{Ind^-}}{n_{IndH} + n_{Ind^-}} \qquad P_A = 100 * \frac{n_{IndH}}{n_{IndH} + n_{Ind^-}}$$

(\*) Expliquer la logique de ces deux expressions.

(\*) Montrer que  $P_B = 100 * \frac{A_{620}}{k * c}$  puis que  $P_A = 100 * (1 - \frac{A_{620}}{k * c})$  ,

puis finalement que  $P_B = 100 * \frac{A_{620}}{A_{620,9}}$  et que  $P_A = 100 * (1 - \frac{A_{620}}{A_{620,9}})$

Compléter les deux dernières lignes du tableau,  $P_A$  et  $P_B$  étant calculés pour l'état d'équilibre de chaque solution.

Tracer le diagramme de distribution des formes acide et basique c'est-à-dire les courbes  $P_A=f(pH)$  et  $P_B=f(pH)$  sur le même graphique (pH variant de 0 à 14). Laisser un peu de place sous l'axe horizontal pour 5).

### 4 Calcul de la constante d'acidité du BBT

(\*) Ecrire l'équation symbolisant la réaction de IndH avec l'eau.

(\*) Quelle est l'expression de sa constante K ?

(\*) Montrer que, lors d'un état d'équilibre particulier où  $[IndH]_{eq}=[Ind^-]_{eq}$ ,  $K = [H_3O^+]_{eq}$  (relation 1).

Pour ce genre de réaction, on a coutume de nommer K la « constante d'acidité » du couple acido-basique IndH/Ind<sup>-</sup> et de la noter  $K_A$ . On définit également  $pK_A=-\log(K_A)$ .

(\*) Montrer que la relation 1 est équivalente, dans les mêmes conditions (pour le même état particulier), à la relation 2 suivante :

$$pK_A = pH_{eq} \qquad \text{(relation 2)}$$

En déduire, à partir du diagramme tracé, la valeur du  $pK_A$  du BBT (à comparer à celle des tables : 7,3 à 25°C).

### 5 Zone de virage

Indiquer, sous l'axe gradué en pH du diagramme de distribution, les couleurs prises par le BBT en observant les couleurs des 8 solutions préparées (utiliser des crayons de couleur). Donner les pH extrêmes de la zone de virage de l'indicateur.

### 6 Remarque : obtention des spectres

Les spectres présentés en III.2 ont été obtenus avec certaines conditions de pH. Préciser lesquelles en vous servant du diagramme de distribution. Justifier.

Solution	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Couleur									
pH <sub>eq</sub>									
A <sub>620,eq</sub>									(A <sub>620,9</sub> )
P <sub>A</sub> (%)									
P <sub>B</sub> (%)									