

Compétences exigibles

- Les indicateurs colorés.

*Attention ! Les points suivants sont les prérequis !*

- pH.
- La couleur des molécules peut dépendre de paramètres tels que l'acidité, l'humidité ou la température.

Chapitre 8 – Molécules organiques et couleur

## 1 Les indicateurs colorés acido-basiques

### 1.1 Définition

Les indicateurs colorés acido-basiques sont constitués par des molécules dont la teinte en solution dépend du pH.

Un indicateur coloré acido-basique doit être ajouté en quantité minime (deux ou trois gouttes!) afin de ne pas

perturber le milieu réactionnel.

Exemple : le jus de framboise, rouge en milieu acide et vert en milieu basique, peut être utilisé comme indicateur coloré. Ce changement de teinte est dû à la présence de cyanidine.



### 1.2 Quelques indicateurs courants

Voici quelques exemples d'indicateurs colorés acido-basiques courants :

Indicateurs	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	jaune	3,1 → 4,4	rouge
Rouge de méthyle	jaune	4,2 → 6,2	rouge
Bleu de bromothymol	jaune	6,0 → 7,6	bleu
Phénolphtaléine	incolore	8,2 → 10,0	rose

## 2 Étude expérimentale

On considère le bleu de bromothymol (BBT), un indicateur coloré acido-basique.

### 2.1 Mode opératoire

On va préparer 16 solutions de même volume, mais de pH différents. Dans chaque, on va mettre la même quantité de bleu de bromothymol. On va alors mesurer le pH et l'absorbance  $A$  de chaque solution.

- Dans des béchers, numérotés de 1 à 16, verser à la pipette jaugée 20,0 mL d'une solution  $S$  constituée d'un mélange de plusieurs acides (12,5 mL d'acide phosphorique à 1,0 mol/L + 12,5 mL d'acide éthanoïque à 1,0 mol/L + 12,5 mL d'acide borique à 1,0 mol/L, complété à 1,0 L d'eau distillée).

Se répartir le travail sur les 8 ou 9 groupes !

- Ajouter à la burette le volume  $V$  de solution de soude à 0,10 mol/L tel qu'indiqué dans le tableau et agiter.

N°	1	2	3	4	5	6
$V$ (mL)	12,5	11,9	11,3	10,6	10,0	9,4
N°	7	8	9	10	11	12
$V$ (mL)	8,8	8,1	7,5	6,9	6,3	5,6
N°	13	14	15	16		
$V$ (mL)	5,0	4,4	3,8	3,1		

- Prélever à la pipette jaugée 10,0 mL de chaque mélange obtenu. Bien sécher la pipette préalablement rincée à l'eau distillée, entre chaque prélèvement. Verser chaque prélèvement dans un bécher propre et sec. Rincer les autres béchers.
- Ajouter 5 gouttes de solution de bleu de bromothymol,

puis agiter le mélange (barreau aimanté dans chaque prélèvement + agitateur magnétique).

- Évaluer le pH des solutions (baguette de verre + papier pH + coupelle en porcelaine).
- Effectuer le réglage du zéro de l'absorbance du spectrophotomètre, pour la radiation  $\lambda_B = 620 \text{ nm}$ .
- Transvaser quelques millilitres de chaque solution dans une cuve à spectrophotométrie. Mesurer leurs absorbances  $A$ , pour la radiation  $\lambda_B = 620 \text{ nm}$ . Regrouper les résultats dans un tableau sur le modèle suivant :

N°	1	2	3	...	...	...	15	16
pH								
$A$								

## 2.2 Spectres d'absorption

- Tracer les spectres d'absorption des solutions n° 1 et n° 16, ainsi que d'un autre échantillon à choisir librement, dont on notera le numéro.

## 2.3 Exploitation

- Expliquer à l'aide des spectres la couleur des solutions n° 1 et n° 16.
- Pourquoi avoir fait le choix de  $\lambda_B = 620 \text{ nm}$  pour les mesures d'absorbance des solutions ?
- À cette longueur d'onde, donner l'expression de l'absorbance  $A$  en fonction de la concentration  $c$  de la forme basique de l'indicateur.

Donnée : Étoile chromatique :

