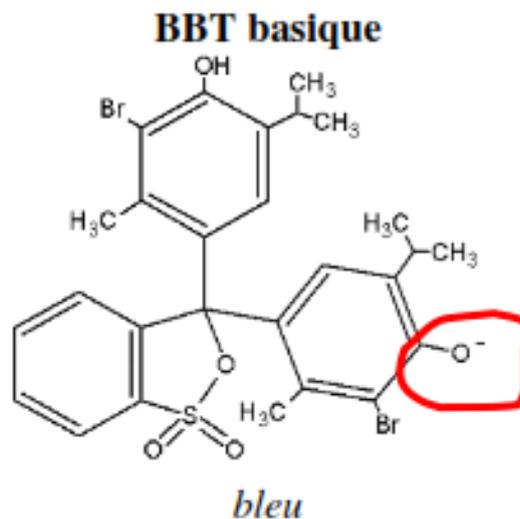
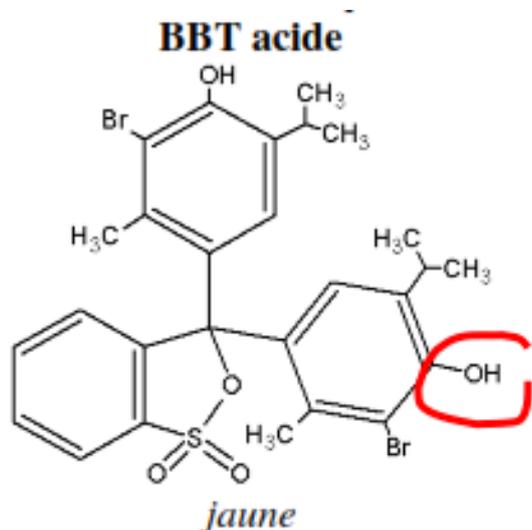


Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour déterminer une constante d'acidité.

(Identifier l'espèce prédominante d'un couple acide-base connaissant le pH du milieu et le pKa du couple.)

1. Principe :

Le bleu de bromothymol (BBT) est appelé indicateur coloré car sa couleur n'est pas la même en milieu acide et en milieu basique.



In⁻ est la base conjuguée de HIn .

HIn et In⁻ forment un couple acide-base que l'on note : HIn/In⁻

Écrire l'équation simplifiée de la réaction entre le B.B.T et l'eau.

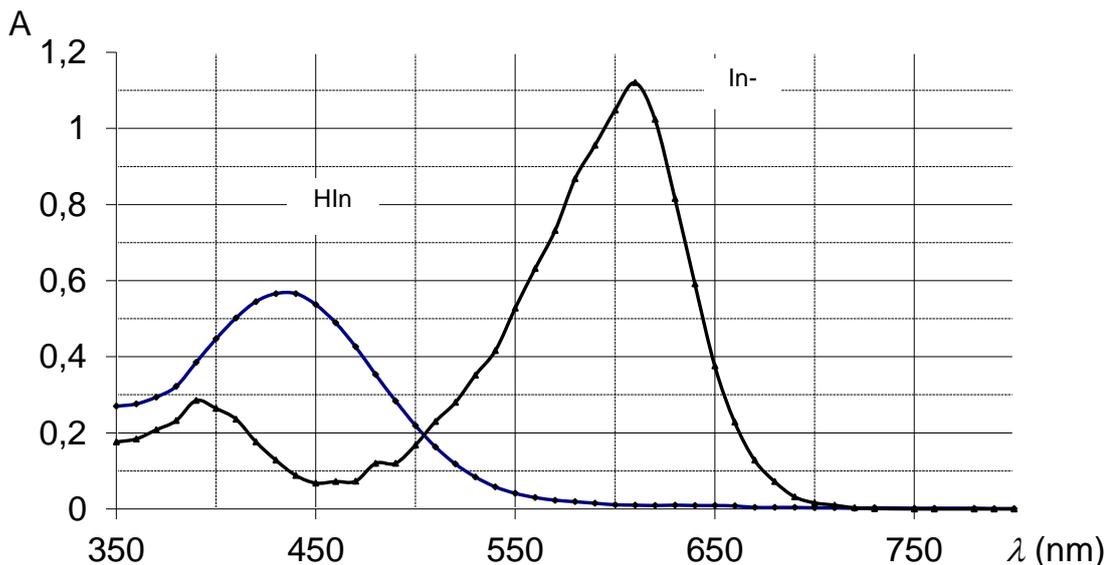
- Donner l'expression de la constante d'équilibre K_A de cette réaction.
- Donner l'expression du pH de la solution en fonction du pK_A et des concentrations en acide et base conjuguée.

Pourquoi le B.B.T change-t-il de couleur en fonction du pH ?

- On admet que l'indicateur prend sa teinte basique si : $[In^-] > 10 [HIn] \Rightarrow pH \dots\dots\dots pK_A + 1$
- et qu'il prend sa teinte acide si : $[HIn] > 10 [In^-] \Rightarrow pH \dots\dots\dots pK_A - 1.$
- A l'intersection des deux courbes $[In^-] = [HIn] = c/2 \Rightarrow pH \dots\dots\dots pK_A$

2. Protocole :

Les spectres d'absorption de ces deux espèces colorées sont figurés ci-dessous.



1. La forme basique absorbe entre et nm. $\lambda_{b \max} = \dots\dots$ nm
2. La forme acide absorbe entre et nm. $\lambda_{a \max} = \dots\dots$ nm
3. Existe-t-il une radiation λ_b fortement absorbée par la forme basique du BBT mais non absorbée par la forme acide ?

Chaque binôme prendra en charges deux solutions, les résultats seront ensuite mis en commun et exploiter par tous.

Toutes les mesures de pH doivent être effectuées avec le même pH-mètre.

- Dans des béchers numérotés de 1 à 16, verser 20,0 mL d'une solution *S* constituée d'un mélange de plusieurs acides.
- Ajouter le volume *V* de solution de soude a 0,10 mol L⁻¹ indique dans le tableau et agiter.
- Prélever 20,0 mL du mélange obtenu, les verser dans un bécher portant le même numéro, ajouter 1,0 mL de solution de bleu de bromothymol, puis agiter le mélange.
- Venir mesurer le pH des solutions ainsi que leur absorbance *A*, pour la radiation de longueur d'onde
- noter les résultats dans le tableau.

V soude (mL)	2,0	3,0	4,0	5,0	5,5	6,0	6,5	7,0	7,5	8,0	8,5	9,0	9,5	10,0	11,0	12,0	13,0	14,0
pH																		
A																		
couleur																		

3. Exploitation des résultats :

Pour la plus grande valeur du pH, l'indicateur coloré est uniquement sous coloration basique. En appelant C la concentration molaire apportée en indicateur coloré, on a alors : C = [Ind⁻].

L'absorbance, notée A_{max} est alors maximale.

1. Pour la longueur d'onde $\lambda_b = 620$ nm, en utilisant la loi de BEER-LAMBERT, donner l'expression de :
 l'absorbance A en fonction de [Ind⁻];
 l'absorbance maximale A_{max} en fonction de C.
2. A l'aide des expressions précédentes, déterminer les pourcentages d'espèces Ind⁻ et HInd dans la solution. Compléter le tableau.
3. Tracer le diagramme de distribution des espèces HInd et Ind⁻ en fonction du pH.
4. Déterminer, à l'aide des graphes, le pK_A, du couple HInd / Ind⁻ et indiquer les domaines de prédominance des formes acide et basique.

Matériel :

8 groupes :

4 béchers 50 mL

Pipette graduée 10 mL + propipette

solution de bleu de bromothymol : 0,025 g dans 100 mL d'éthanol.

Pipette 1 mL

Spectrophotomètres au fond ($\lambda=620$ nm)

Prof

Mélange d'acides :

12,5 mL d'acide phosphorique (1,0 mol . L ⁻¹) + 12,5 mL d'acide éthanoïque (1,0 mol .L ⁻¹) + 125 mL d'acide borique (0,10 mol . et compléter a 1,0 L avec de l'eau distillée.

Un PH mètre + solutions tampons.
