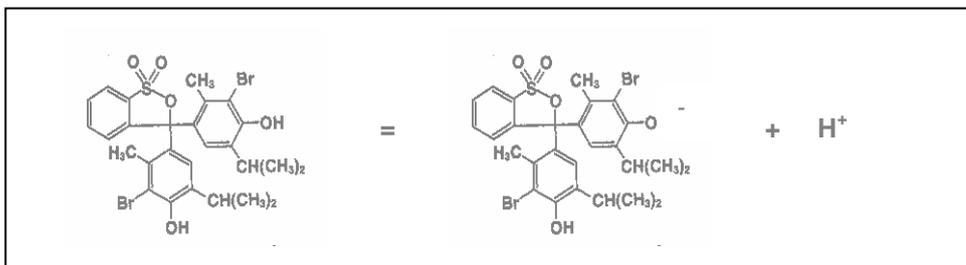


- Objectifs:**
- mettre en évidence par spectrophotométrie les domaines de prédominance des formes acide et basique d'un indicateur coloré
 - Déterminer le pK_A du couple acide/base relatif au bleu de bromothymol (BBT)

I ETUDE PREALABLE

Vous avez vu en 1° que les indicateurs colorés sont des couples acide/base dont la forme acide notée **InH** n'a pas la même teinte que la forme basique notée **In⁻** : $\text{InH} = \text{In}^- + \text{H}^+$

Dans le cas du BBT,



1. Obtention des spectres d'absorption

En se plaçant à un pH nettement acide, la forme basique devient négligeable: on obtient le spectre d'absorption de la forme acide **InH**. De même, en se plaçant à un pH nettement basique, la forme acide devient négligeable :on obtient le spectre d'absorption de la forme basique **In⁻**.

- Ouvrir le **logiciel de simulation HATIER TS de spectrophotométrie en chimie**.
- Choisir une longueur de cuve $\ell = 1$ cm.
- Tracer le spectre $A = f(\lambda)$ pour une solution de BBT de concentration $C = 0,0001$ mol L⁻¹ et de **pH** = 4 puis pour une solution de **pH** = 10 (superposer les courbes).
- Déterminer les longueurs d'ondes λ_A et λ_B qui correspondent respectivement au maximum d'absorbance de la forme acide **InH** et de la forme basique **In⁻** et en déduire la couleur de chacune des solutions.

Forme acide du BBT	Forme basique du BBT
$\lambda_A =$	$\lambda_B =$
Couleur:	Couleur:

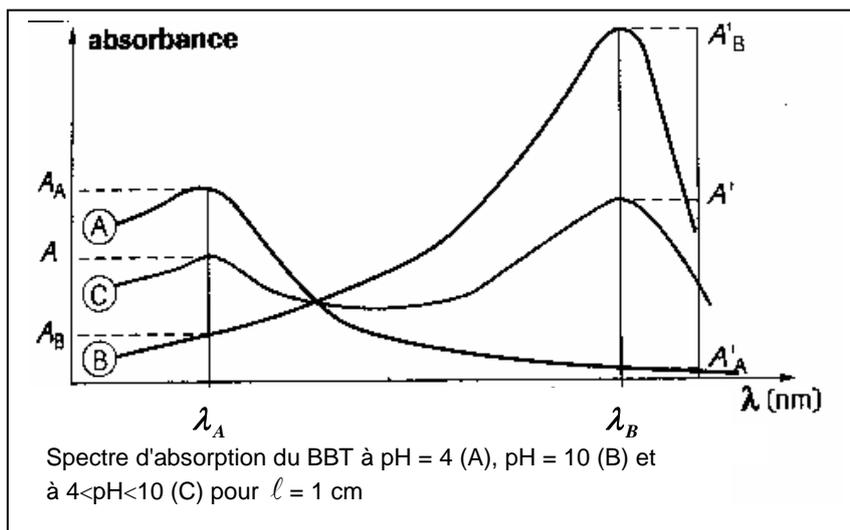
Rappel: la couleur observée est la couleur complémentaire de la couleur absorbée

- Pour $\lambda = \lambda_B$, déterminer la valeur des paramètres expérimentaux suivants:

$A'_A =$	$A'_B =$
----------	----------

En se plaçant à un pH intermédiaire, la solution contient l'indicateur coloré sous ses deux formes.

- Sélectionner un pH tel que $5 < \text{pH} < 9$ et tracer le spectre $A = f(\lambda)$ correspondant.



2. Relation Absorbance-Concentration

- Montrer que pour $\lambda = \lambda_A$: $A_A = \epsilon_A \ell C$; $A_B = \epsilon_B \ell C$; et $A = \frac{A_A}{C} [InH] + \frac{A_B}{C} [In^-]$

avec $C = [InH] + [In^-]$

- En déduire la relation : $\frac{[In^-]}{[InH]} = \frac{A_A - A}{A - A_B}$

- En utilisant les relations précédentes, montrer que :

$$\frac{[InH]}{C} = \frac{A - A_B}{A_A - A_B} \quad \text{et} \quad \frac{[In^-]}{C} = \frac{A_A - A}{A_A - A_B}$$

$\frac{[InH]}{C}$ et $\frac{[In^-]}{C}$ représente la **fraction centésimale molaire**, respectivement de **InH** et **In⁻** : c'est un nombre inférieur ou égal à 1 qu'il est possible d'**exprimer en pourcentage**.

- On démontre de même que pour $\lambda = \lambda_B$:

$$\frac{[In^-]}{[InH]} = \frac{A' - A'_A}{A'_B - A'_A}, \quad \frac{[InH]}{C} = \frac{A'_B - A'}{A'_B - A'_A} \quad \text{et} \quad \frac{[In^-]}{C} = \frac{A' - A'_A}{A'_B - A'_A}$$

II MANIPULATION

1. Mesures

- Enregistrer les spectres de différentes solutions de BBT aux pH indiqués dans le tableau suivant.
- Pour chacune des solutions étudiées, procéder aux mesures d'absorbance à la longueur d'onde λ_B .
- Utiliser un tableur (Excel, REGRESSI ou votre calculatrice) pour compléter le tableau.

Valeur du pH	5	6	6,5	7	7,5	8	9
Couleur de la solution							
A'							
$\frac{[InH]}{C}$ (%)							
$\frac{[In^-]}{C}$ (%)							
$\frac{[In^-]}{[InH]}$							
$\log \frac{[In^-]}{[InH]}$							

2. Exploitation

- Tracer sur un même graphique, les courbes représentatives des fonctions : $\frac{[InH]}{C} = f(\text{pH})$ et $\frac{[In^-]}{C} = f(\text{pH})$

C'est le **graphe n°1**.

- En utilisant la relation vue en cours $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[In^-]}{[InH]}$, montrer que le point d'intersection de ces deux courbes permet de connaître le $\text{p}K_A$ du couple acide/base de cet indicateur coloré.

- Dans un autre repère, tracer la courbe $\text{pH} = f\left(\log \frac{[In^-]}{[InH]}\right)$. C'est le **graphe n°2**.

- Retrouver sur ce graphique la valeur du $\text{p}K_A$ précédemment déterminée.

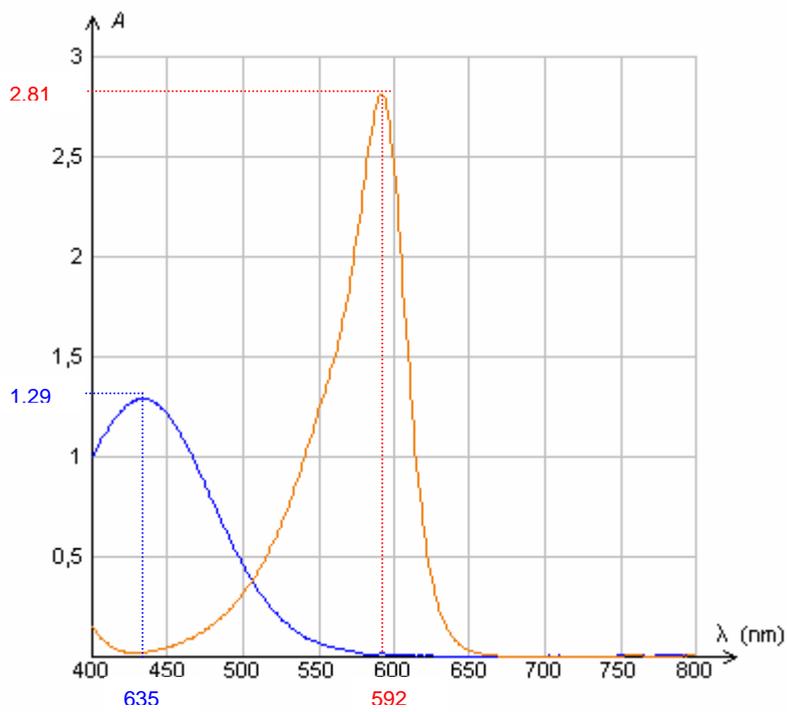
On estime que si l'une des formes colorées a une fraction centésimale molaire inférieure à 10%, elle ne peut pas être perçue visuellement dans le mélange.

- Sur le graphe n°1, estimer les valeurs du pH qui correspondent à ces limites. Cet intervalle s'appelle **zone de virage**.

III CONCLUSION

- Sur un axe horizontal gradué en unités de pH, représenter les trois zones suivantes (zone de prédominance de la teinte acide, zone de virage, zone de prédominance de la teinte basique) et indiquer les couleurs correspondantes dans la bande inférieure.

BBT $\xrightarrow{\text{pH}}$ couleur



- **Courbe 1.** Solution de bleu de bromothymol

Concentration : $c = 0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

pH de la solution : 4,0

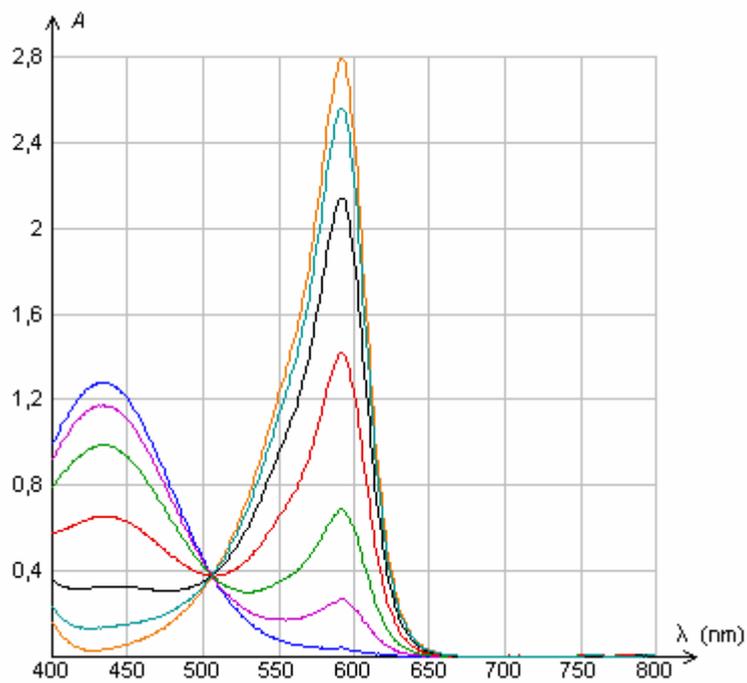
Épaisseur de la cuve : 1 cm

- **Courbe 2.** Solution de bleu de bromothymol

Concentration : $c = 0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

pH de la solution : 10,0

Épaisseur de la cuve : 1 cm



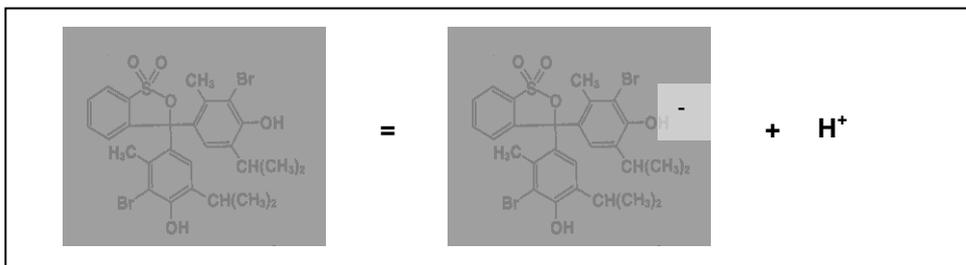
- **Courbe 1.** Solution de bleu de bromothymol
 Concentration : $c = 0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 pH de la solution : 5,0
 Épaisseur de la cuve : 1 cm
- **Courbe 2.** Solution de bleu de bromothymol
 Concentration : $c = 0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 pH de la solution : 9,0
 Épaisseur de la cuve : 1 cm
- **Courbe 3.** Solution de bleu de bromothymol
 Concentration : $c = 0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 pH de la solution : 6,0
 Épaisseur de la cuve : 1 cm
- **Courbe 4.** Solution de bleu de bromothymol
 Concentration : $c = 0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 pH de la solution : 6,5
 Épaisseur de la cuve : 1 cm
- **Courbe 5.** Solution de bleu de bromothymol
 Concentration : $c = 0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 pH de la solution : 7,0
 Épaisseur de la cuve : 1 cm
- **Courbe 6.** Solution de bleu de bromothymol
 Concentration : $c = 0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 pH de la solution : 7,5
 Épaisseur de la cuve : 1 cm
- **Courbe 7.** Solution de bleu de bromothymol
 Concentration : $c = 0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 pH de la solution : 8,0
 Épaisseur de la cuve : 1 cm

- Objectifs:**
- mettre en évidence par spectrophotométrie les domaines de prédominance des formes acide et basique d'un indicateur coloré
 - Déterminer le pK_A du couple acide/base relatif au bleu de bromothymol (BBT)

I ETUDE PREALABLE

Vous avez vu en 1° que les indicateurs colorés sont des couples acide/base dont la forme acide notée **InH** n'a pas la même teinte que la forme basique notée **In⁻** : $\text{InH} = \text{In}^- + \text{H}^+$

Dans le cas du BBT,



2. Obtention des spectres d'absorption

En se plaçant à un pH nettement acide, la forme basique devient négligeable: on obtient le spectre d'absorption de la forme acide **InH**. De même, en se plaçant à un pH nettement basique, la forme acide devient négligeable :on obtient le spectre d'absorption de la forme basique **In⁻**.

- Ouvrir le **logiciel de simulation HATIER TS de spectrophotométrie en chimie**.
- Choisir une longueur de cuve $\ell = 1$ cm.
- Tracer le spectre $A = f(\lambda)$ pour une solution de BBT de concentration $C = 0,0001$ mol L⁻¹ et de **pH** = 4 puis pour une solution de **pH** = 10 (superposer les courbes).
- Déterminer les longueurs d'ondes λ_A et λ_B qui correspondent respectivement au maximum d'absorbance de la forme acide **InH** et de la forme basique **In⁻** et en déduire la couleur de chacune des solutions.

Forme acide du BBT	Forme basique du BBT
$\lambda_A = 635$ nm	$\lambda_B = 592$ nm
Couleur: jaune	Couleur: bleu

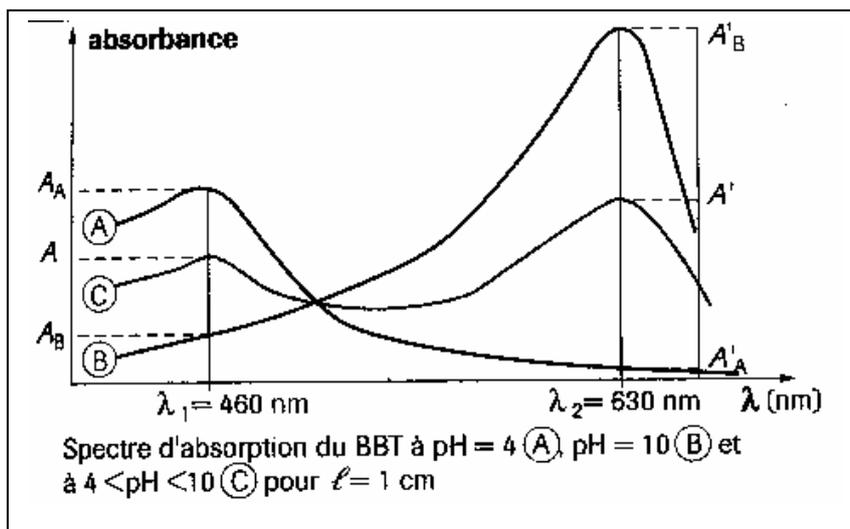
Rappel: la couleur observée est la couleur complémentaire de la couleur absorbée

- Pour $\lambda = \lambda_B$, déterminer la valeur des paramètres expérimentaux suivants:

$A'_A = 0,04$	$A'_B = 2,8$
---------------	--------------

En se plaçant à un pH intermédiaire, la solution contient l'indicateur coloré sous ses deux formes.

- Sélectionner un pH tel que $4 < \text{pH} < 10$ et tracer le spectre $A = f(\lambda)$ correspondant.



2. Relation Absorbance-Concentration

- Montrer que pour $\lambda = \lambda_A$: $A_A = \epsilon_A l C$; $A_B = \epsilon_B l C$; et $A = \frac{A_A}{C} [InH] + \frac{A_B}{C} [In^-]$

avec $C = [InH] + [In^-]$

- En déduire la relation : $\frac{[In^-]}{[InH]} = \frac{A_A - A}{A - A_B}$

- En utilisant les relations précédentes, montrer que :

$$\frac{[InH]}{C} = \frac{A - A_B}{A_A - A_B} \quad \text{et} \quad \frac{[In^-]}{C} = \frac{A_A - A}{A_A - A_B}$$

$\frac{[InH]}{C}$ et $\frac{[In^-]}{C}$ représente la **fraction centésimale molaire**, respectivement de **InH** et **In⁻** : c'est un nombre inférieur ou égal à 1 qu'il est possible d'**exprimer en pourcentage**.

- On démontre de même que pour $\lambda = \lambda_B$:

$$\frac{[In^-]}{[InH]} = \frac{A'_B - A'_A}{A'_A - A'_B}, \quad \frac{[InH]}{C} = \frac{A'_B - A'}{A'_B - A'_A} \quad \text{et} \quad \frac{[In^-]}{C} = \frac{A' - A'_A}{A'_B - A'_A}$$

II MANIPULATION

3. Mesures

- Enregistrer les spectres de différentes solutions de BBT aux pH indiqués dans le tableau suivant.
- Pour chacune des solutions étudiées, procéder aux mesures d'absorbance à la longueur d'onde λ_B .
- Utiliser un tableur (Excel, REGRESSI ou votre calculatrice) pour compléter le tableau.

Valeur du pH	5	6	6,5	7	7,5	8	9
Couleur de la solution							
A'	0,04	0,27	0,69	1,42	2,14	2,56	2,8
$\frac{[InH]}{C}$ (%)	98,6	90,4	75,4	49,5	23,8	8,9	0,4
$\frac{[In^-]}{C}$ (%)	1,4	9,6	24,6	50,5	76,16	91,1	99,6
$\frac{[In^-]}{[InH]}$	0,01	0,1	0,3	1,0	3,2	10,2	280
$\log \frac{[In^-]}{[InH]}$	-1,8	-1,0	-0,5	0,01	0,5	1,0	2,4

4. Exploitation

- Tracer sur un même graphique, les courbes représentatives des fonctions : $\frac{[InH]}{C} = f(\text{pH})$ et $\frac{[In^-]}{C} = f(\text{pH})$

C'est le **graphe n°1**.

- En utilisant la relation vue en cours $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[In^-]}{[InH]}$, montrer que le point d'intersection de ces deux courbes permet de connaître le $\text{p}K_A$ du couple acide/base de cet indicateur coloré. $\text{p}K_A=7$

- Dans un autre repère, tracer la courbe $\text{pH} = f\left(\log \frac{[In^-]}{[InH]}\right)$. C'est le **graphe n°2**.

- Retrouver sur ce graphique la valeur du $\text{p}K_A$ précédemment déterminée.

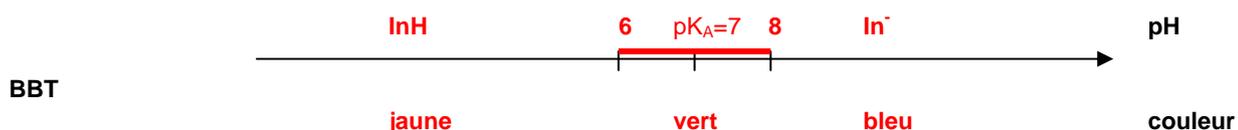
On estime que si l'une des formes colorées a une fraction centésimale molaire inférieure à 10%, elle ne peut pas être perçue visuellement dans le mélange.

- Sur le graphe n°1, estimer les valeurs du pH qui correspondent à ces limites. Cet intervalle s'appelle **zone de virage**.

entre 6 et 8

III CONCLUSION

- Sur un axe horizontal gradué en unités de pH, représenter les trois zones suivantes (zone de prédominance de la teinte acide, zone de virage, zone de prédominance de la teinte basique) et indiquer les couleurs correspondantes dans la bande inférieure.



REGRESSI

$$a = (A'b - A') / (A'b - A'a) * 100$$

$$b = (A' - A'a) / (A'b - A'a) * 100$$

$$ba = (A' - A'a) / (A'b - A')$$

$$\log ba = \text{LOG}(ba)$$

	pH A'	a	b	ba	logba
5	0,04	98,58	1,423	0,01444	-1,84
6	0,27	90,39	9,609	0,1063	-0,9735
6,5	0,69	75,44	24,56	0,3255	-0,4875
7	1,42	49,47	50,53	1,022	0,009274
7,5	2,14	23,84	76,16	3,194	0,5043
8	2,56	8,897	91,1	10,24	1,01
9	2,8	0,3559	99,64	280	2,447

