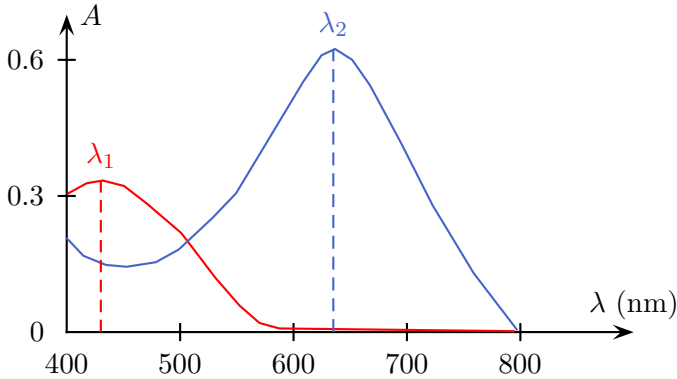


Partie I – Étude spectrophotométrique

1. La forme acide HInd de l'indicateur coloré présente un maximum d'absorption pour $\lambda_1 = 430 \text{ nm}$:



Il s'agit d'une absorption dans le bleu ; une lumière blanche traversant la solution se trouverait dépourvue du bleu, la solution apparaîtrait alors jaune, la couleur complémentaire du bleu.

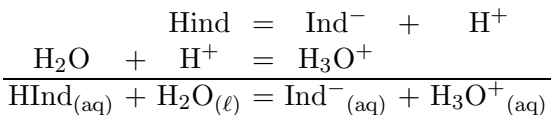
2. L'absorbance A est mesurée avec un spectrophotomètre ; la relation entre l'absorbance d'une espèce chimique en solution diluée et sa concentration molaire c est la relation de Beer-Lambert :

$$A = \epsilon \ell c \quad \text{ou} \quad A = kc$$

3. À $\lambda = 600 \text{ nm}$, d'une part la forme basique Ind^- de l'indicateur présente un maximum d'absorbance, et d'autre part la forme acide HInd a une absorbance nulle. L'absorbance A de la solution est donc uniquement due à la forme basique, on peut appliquer Beer-Lambert.

Partie II – Zone de virage

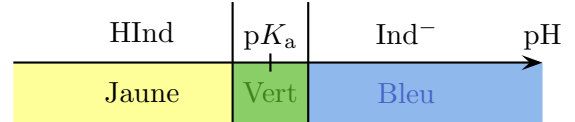
1. On écrit les demi-équations pour le couple de l'indicateur (HInd/Ind^-) et pour le couple de l'eau ($\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$) :



2. La constante d'acidité K_a est la constante d'équilibre de la réaction précédente :

$$K_a = \frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}}$$

3. a. Domaine de prédominance du bleu de bromothymol, avec les couleurs des formes acide et basique, ainsi que la teinte sensible :



- b. À partir de la constante d'acidité :

$$K_a = \frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}}$$

On prends le logarithme décimal de cette expression :

$$\log K_a = \log \frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}}$$

$\log(a+b) = \log a + \log b$ pour isoler $\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$:

$$\log K_a = \log \frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}} + \log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$$

On reconnaît la définition du $\text{p}K_a$ et du pH , tels que :

$$\begin{cases} \text{p}K_a = -\log K_a \\ \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \end{cases}$$

$$\Rightarrow -\text{p}K_a = \log \frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}} - \text{pH}$$

En réarrangeant les termes :

$$\Leftrightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}}$$

Application numérique :

$$\text{pH} = 6,8 + \log 100 = 8,8$$

$\text{pH} > \text{p}K_a + 1 = 6,8$ donc on est dans le domaine de prédominance de la forme basique Ind^- , la teinte de la solution est bleue.

