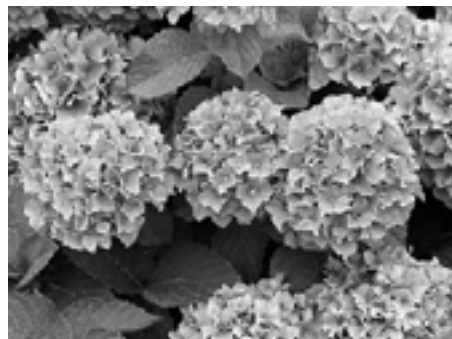
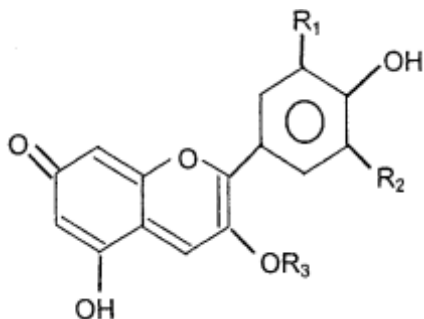


À QUOI EST DUE LA COULEUR DES FLEURS D'HORTENSIAS ?

Certaines fleurs, comme celles des hortensias, possèdent des couleurs variées dues à des pigments naturels. Les couleurs rouge, mauve, violette et bleue viennent de la présence d'anthocyanines dans les pétales. La couleur violette est due à la molécule suivante que l'on notera HA dans la suite de l'exercice.



1. INTRODUCTION.

HA peut appartenir à deux couples H_2A^+ / HA de $pK_{a1} = 4,3$ et HA / A^- de $pK_{a2} = 7$. L'espèce H_2A^+ est rouge, l'espèce HA est violette et l'espèce A^- est bleue. On rappelle que $pK_e = 14$.

- 1.1. Donner la définition d'un acide selon Brönsted.
- 1.2. Préciser dans chacun des 2 couples la forme acide et la forme basique.

2. COMPORTEMENT DE HA EN TANT QU'ACIDE.

- 2.1. Écrire l'équation de la réaction de HA en tant qu'acide avec l'eau.
- 2.2. Donner l'expression de la constante d'équilibre de cette réaction. Comment appelle-t-on cette constante ? Donner sa valeur.

Le pH d'une solution contenant HA est de 10.

- 2.3. À partir de l'expression de K, évaluer littéralement, puis calculer le rapport $\frac{[A^-]_{eq}}{[HA]_{eq}}$
- 2.4. En déduire l'espèce prédominante. Conclure sur la couleur de la solution.

3. COMPORTEMENT DE HA EN TANT QUE BASE.

- 3.1. Écrire l'équation de la réaction de HA en tant que base avec l'eau.
- 3.2. Donner l'expression de la constante d'équilibre K' de cette réaction. Quelle est la relation entre K_{a1} et K' ?

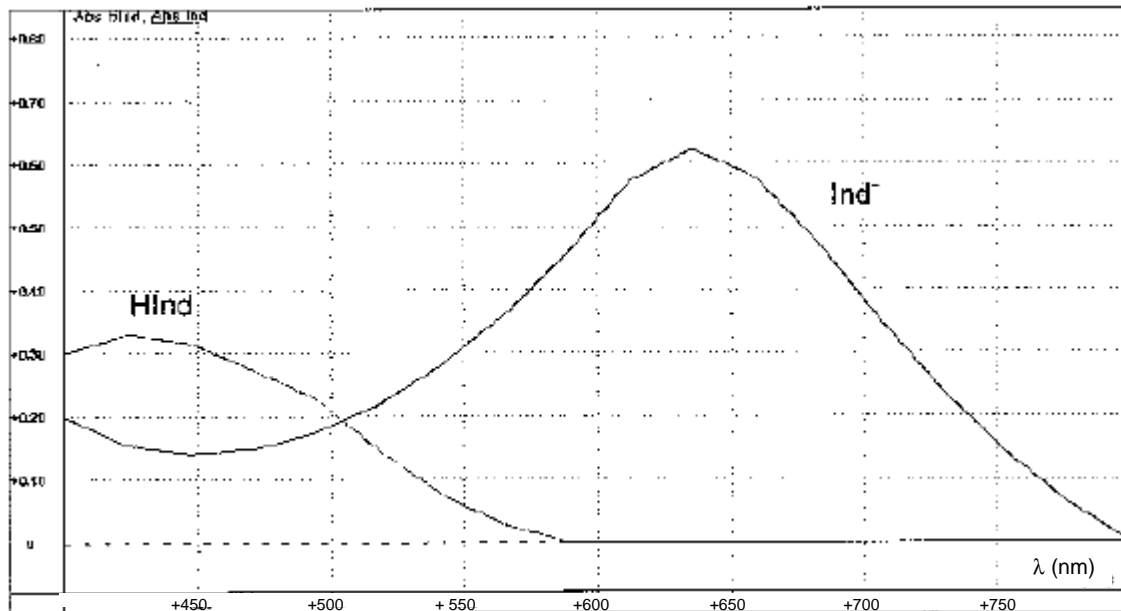
4. CONCLUSION : COULEUR DES HORTENSIAS.

- 4.1. Placer sur un diagramme les domaines de prédominance des espèces H_2A^+ , HA et A^- suivant les valeurs du pH.
- 4.2. Pourquoi les fleurs d'hortensias peuvent-elles changer de couleur suivant la nature du sol ?

Le bleu de bromothymol est un indicateur coloré obtenu par synthèse. Il permet la mesure de pH des eaux de piscine ou d'aquarium. C'est un couple acide / base, noté $\text{HInd} / \text{Ind}^-$, la forme acide est jaune, la forme basique bleue. La teinte sensible est verte. Son $\text{p}K_a$ est 6,8.

1. Étude spectrophotométrique

Les courbes ci-dessous représentent l'absorbance de l'espèce HInd et celle de l'espèce Ind^- en fonction de la longueur d'onde λ .



- 1.1. Pour quelle longueur d'onde λ_1 l'absorbance de la forme HInd est-elle maximale ? Justifier la teinte jaune de la forme acide.
- 1.2. Avec quel appareil mesure-t-on l'absorbance ? Quelle est la relation entre l'absorbance d'une espèce chimique en solution et sa concentration molaire ?
- 1.3. L'appareil est réglé sur $\lambda = 600 \text{ nm}$. Quel est l'intérêt de ce réglage ?

2. Zone de virage.

- 2.1. Écrire l'équation de la réaction du bleu de bromothymol avec l'eau. Utiliser les notations HInd et Ind^- .
- 2.2. Donner l'expression de la constante d'acidité K_a .
- 2.3. La zone de virage de l'indicateur coloré correspond à l'intervalle de pH :
$$\text{p}K_a - 1 < \text{pH} < \text{p}K_a + 1$$
 - 2.3.1. Tracer le diagramme de prédominance du bleu de bromothymol en fonction du pH. Indiquer, sur ce même tracé, les trois couleurs du bleu de bromothymol.
 - 2.3.2. Exprimer le pH en fonction de $\text{p}K_a$, $[\text{HInd}]$ et $[\text{Ind}^-]$. Calculer le pH pour $\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} = 100$. En déduire la teinte du bleu de bromothymol.

À QUOI EST DUE LA COULEUR DES FLEURS D'HORTENSIAS ?

1. INTRODUCTION.

1.1. Selon, Brönsted, un acide est une espèce chimique capable de céder un proton H⁺. 0,25

1.2. Couple acide/base 0,25
H₂A⁺ acide / HA base conjuguée
HA acide / A⁻ base conjuguée

2. COMPORTEMENT DE HA EN TANT QU'ACIDE.

2.1. HA_(aq) + H₂O_(l) = A⁻_(aq) + H₃O⁺ 0,25

$$2.2. K = \frac{[A_{(aq)}^-]_{\text{éq}} \cdot [H_3O_{(aq)}^+]_{\text{éq}}}{[HA_{(aq)}]_{\text{éq}}} \quad 0,25$$

Cette constante d'équilibre est appelée **constante d'acidité** du couple HA_(aq)/A⁻_(aq) et est notée K_A.
K_A = 10^{-pK_A} soit ici K_{A2} = 10^{-pK_{A2}}
K_{A2} = 10⁻⁷

$$2.3. K = K_{A2} = \frac{[A_{(aq)}^-]_{\text{éq}} \cdot [H_3O_{(aq)}^+]_{\text{éq}}}{[HA_{(aq)}]_{\text{éq}}}$$

$$\text{donc } \frac{[A_{(aq)}^-]_{\text{éq}}}{[HA_{(aq)}]_{\text{éq}}} = \frac{K_{A2}}{[H_3O^+]_{\text{éq}}}$$

$$\frac{[A_{(aq)}^-]_{\text{éq}}}{[HA_{(aq)}]_{\text{éq}}} = \frac{10^{-pK_{A2}}}{10^{-pH}}$$

$$\frac{[A_{(aq)}^-]_{\text{éq}}}{[HA_{(aq)}]_{\text{éq}}} = 10^{pH - pK_{A2}}$$

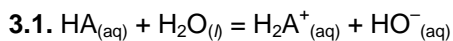
$$\frac{[A_{(aq)}^-]_{\text{éq}}}{[HA_{(aq)}]_{\text{éq}}} = 10^{10-7} = 10^3 \quad 0,25$$

2.4. [A⁻_(aq)]_{éq} = 10³ · [HA_(aq)]_{éq}

[A⁻_(aq)]_{éq} > [HA_(aq)]_{éq} donc A⁻_(aq) **prédomine** par rapport à HA_(aq).

La solution est colorée en **bleu**. 0,25

3. COMPORTEMENT DE HA EN TANT QUE BASE.



0,25

3.2.
$$K' = \frac{[H_2A^+_{(aq)}]_{\acute{e}q} \cdot [HO^-_{(aq)}]_{\acute{e}q}}{[HA_{(aq)}]_{\acute{e}q}}$$

Afin de faire apparaître Ke, multiplions K' par $\frac{[H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[H_3O^+]_{\acute{e}q}}$.

$$K' = \frac{[H_2A^+_{(aq)}]_{\acute{e}q} \cdot [HO^-_{(aq)}]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[HA_{(aq)}]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}}$$

$$K' = \frac{[H_2A^+_{(aq)}]_{\acute{e}q}}{[HA_{(aq)}]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}} \times Ke$$

Pour écrire l'expression de Ka₁, écrivons l'équation de la réaction entre l'acide H₂A⁺ et la base H₂O:



On remarque alors que $K' = \frac{Ke}{Ka_1}$

0,25

4. CONCLUSION : COULEUR DES HORTENSIAS.

4.1.

0,25



4.2. La nature du sol impose le pH de la solution aqueuse absorbée par les plantes, elle impose donc le pH dans les pétales.

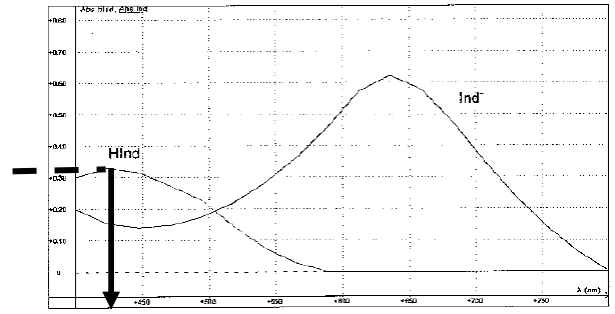
La couleur des fleurs est liée à l'espèce prédominante qui dépend du pH.

0,25

1. Étude spectrophotométrique

1.1. Par lecture graphique, on constate que l'absorbance de HInd est maximale pour : $\lambda_1 = 425 \text{ nm}$.

La forme acide HInd absorbe les radiations de longueurs d'onde situées du côté du bleu ($\lambda_1 = 425 \text{ nm}$), la solution laisse donc passer le vert et le rouge. Elle apparaît jaune.



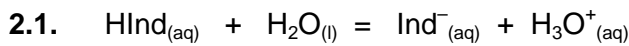
1.2. L'absorbance se mesure avec un **spectrophotomètre**.

La loi de Beer-Lambert nous donne : $A = k.c$

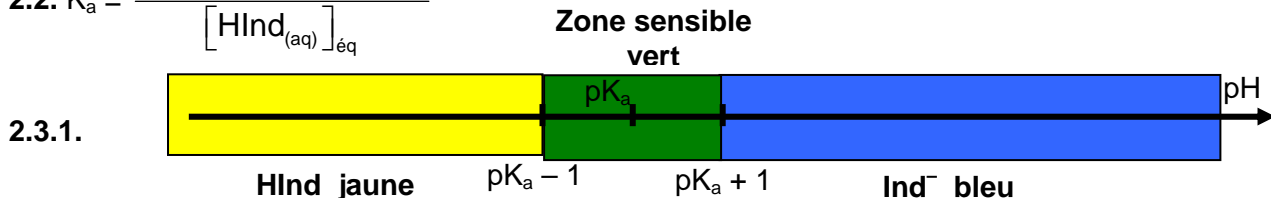
A : absorbance d'une espèce chimique en solution, c sa concentration molaire et k une constante.

1.3. À $\lambda = 600 \text{ nm}$, la forme basique In^- absorbe bien la lumière et la forme acide HInd laisse passer totalement la lumière. On a alors $A = k \cdot [\text{In}^-]_{\text{(aq)}}$.

2. Zone de virage.



2.2.
$$K_a = \frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}}$$



2.3.2.
$$K_a = \frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}}$$

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

$$\text{Soit } \text{p}K_a = -\log\left(\frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}}\right) - \log([\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}})$$

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

$$\text{Finalement } \text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}}\right)$$

Pour $\frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}} = 100$,

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log(100) = \text{p}K_a + 2,0$$

$$\text{pH} = 6,8 + 2,0 = \mathbf{8,8}$$

D'après le diagramme de prédominance précédent la teinte de la solution est **bleue**.