**Pourquoi la solution de BBT change-t-elle de couleur selon la valeur du pH ?**

**Séance 4 : Travaux pratiques**

***Travail en classe - groupe (100 min)***

On souhaite réaliser le diagramme de distribution des formes acide $HIn$ et basique $In^{-}$ du BBT.

On va réaliser ce diagramme par spectrophotométrie en mesurant l’absorbance de différentes solutions de BBT dont le pH varie de pH = 4 à pH = 10 pour en déduire la concentration en forme acide $\left[HIn\right]$ et en forme basique $\left[In^{-}\right]$.

**Questions préliminaires :**

Pour réaliser les mesures d’absorbance, on choisit de fixer la longueur d’onde à $λ=620 nm$.

1. Quelle est la forme du BBT qui absorbe à cette longueur d’onde ? Justifier.
2. Pourquoi ne peut-on pas choisir une longueur d’onde de travail $λ=430 nm$ ?

**Protocole :**

La solution de Britton-Robinson est une solution contenant un mélange de trois acides faibles (acide éthanoïque, acide borique et acide phosphorique), dont le pH varie linéairement lorsqu’on y ajoute de la soude.

On réalise plusieurs solutions de pH différents en mélangeant dans un bécher de $50 mL$ (on peut répartir la tâche entre les différents binômes) :

* Un volume V = $20,0 mL$ de solution « Britton-Robinson »
* Un volume $C\_{i}$ de solution d’hydroxyde de sodium

Agiter sur agitateur magnétique.

Prélever v = $10,0 mL$ de la solution préparée, les introduire dans un bécher de 25 mL.

Ajouter $V\_{BBT}=1,0 mL$ de solution de bleu de bromothymol.

Agiter.

Soit ($S\_{i}$) la solution ainsi préparée. La concentration en BBT dans chacune des solutions est $C$.

Régler le spectrophotomètre sur la longueur d’onde $λ=620 nm$.

Mesurer l'absorbance et le pH de chacune des solutions ($S\_{i}$).

Compléter le tableau avec les valeurs mesurées de l’absorbance et du pH :

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| n° solution ($S\_{i}$) | Vi | pH | A | % $In^{-}$ = | % $HIn$ = |
| 1 | 4,0 |  |  |  |  |
| 2 | 4,5 |  |  |  |  |
| 3 | 5,0 |  |  |  |  |
| 4 | 5,5 |  |  |  |  |
| 5 | 6,0 |  |  |  |  |
| 6 | 6,5 |  |  |  |  |
| 7 | 7,0 |  |  |  |  |
| 8 | 7,5 |  |  |  |  |
| 9 | 8,0 |  |  |  |  |
| 10 | 8,5 |  |  |  |  |
| 11 | 9,0 |  |  |  |  |

**Exploitation des mesures :**

1. Quelle relation peut-on établir entre $\left[HIn\right]$, $\left[In^{-}\right]$ et $C$ ?
2. Quelle relation peut-on établir entre la concentration $\left[In^{-}\right]$ et $A$ ? Justifier.
3. Quelle est la forme du BBT qui prédomine à pH élevé (solution n°11) ? Justifier.
4. On note $A\_{max}$ l’absorbance dans la solution n°11. Quelle relation peut-on établir entre la concentration $C$ et $A\_{max}$ ?
5. En déduire la relation entre $\left[In^{-}\right]$, $A$, $A\_{max}$ et C.
6. Exprimer la concentration $\left[HIn\right]$.
7. En déduire l’expression des pourcentages %$\left[HIn\right]$ et %$\left[In^{-}\right]$ dans les différentes solutions ($S\_{i}$).
8. Compléter le tableau. *On pourra s’aider d’un tableur.*
9. Tracer sur un même graphique %$\left[HIn\right]$ et %$\left[In^{-}\right]$ en fonction du pH.
10. En déduire le $pKa$ du couple.

**Liste du matériel :**

**Par poste-élève :**

* Solution de concentration en BBT $C\_{0}=3,00×10^{-4} mol∙L^{-1}$,
* Une pipette jaugée de $1,0 mL$,
* Une pipette jaugée de $20,0 mL$,
* Un bécher de $25 mL$ et un bécher de $50 mL$,
* Un spectrophotomètre,
* Un agitateur magnétique + barreau aimanté,
* Un pH-mètre étalonné.

**Au bureau :**

* Solution de « Britton-Robinson »,
* Un bécher de 250 mL contenant la solution de « Britton-Robinson »,
* Une burette graduée,
* Solution aqueuse d’hydroxyde de sodium ($Na^{+}\left(aq\right) ; HO^{-}(aq)$) de concentration $C\_{1}=1,00×10^{-1} mol∙L^{-1}$,

**Compléments**

* **Préparation de la solution de bleu de bromothymol** $C\_{0}=3,00×10^{-4} mol∙L^{-1}$

1,87 g de bleu de bromothymol de formule brute C27H28Br2O5S ($M= 624,41 g∙mol^{-1}$) sont dissous dans $530 mL$ d'éthanol à 95° et complétés à $1 L$ avec de l’eau distillée.
Cette solution ensuite diluée dix fois dans l’eau.

* **Préparation de la solution de Britton-Robinson (peut être achetée)**

$12,5 mL$ d'acide phosphorique à $1,00 mol∙L^{-1}$, $12,5 mL$ d'acide éthanoïque à $1,00 mol∙L^{-1}$ et $125 mL$ d'acide borique à $1,00×10^{-1} mol∙L^{-1}$ (ou $6,19 g∙L^{-1}$) sont mélangés et complétés à$ 1 L$ avec de l’eau distillée.