

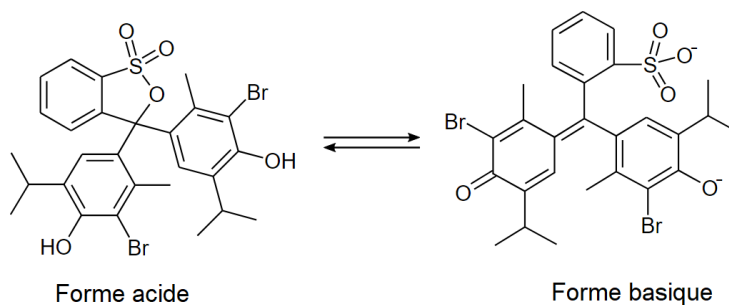


Etude d'un indicateur coloré

- À la fin du 18^{ème} siècle, on commence à utiliser les indicateurs colorés naturels dans les procédés industriels à des fins de contrôles. On constate alors que les solutions acides n'ont pas toutes le même effet sur les couleurs des indicateurs ; cela conduit à la mise au point des premières échelles de comparaison des forces des acides. Il faudra attendre encore un siècle pour développer les premières synthèses d'indicateurs colorés.
- Actuellement les indicateurs colorés sont utilisés pour estimer les valeurs de pH de solutions, par exemple dans le cas des analyses d'eau de piscine. **On se propose ici de caractériser l'un de ces indicateurs : le bleu de bromothymol (BBT) en déterminant son pKa et ainsi de voir si le BBT peut être ou non adapté à l'analyse d'une eau de piscine sachant que le pH idéal pour les eaux de piscine doit être compris entre 7,2 et 7,4.**

DOC1/ Le BBT, un indicateur coloré acido-basique

Le bleu de bromothymol est un indicateur coloré usuel au laboratoire. Afin de simplifier sa notation, on pose IndH pour sa forme acide et Ind⁻ pour sa forme basique.



DOC2/ Préparation des solutions de BBT à différents pH

(1) Préparation d'une échelle de pH

- Introduire dans un premier bécher 20,0 mL de solution « Britton-Robinson ».
- Ajouter un volume V_i (voir tableau ci-dessous) de solution d'hydroxyde de sodium à la concentration $1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; Agiter

Une solution de BRITTON-ROBINSON (BR) est constituée d'un mélange de plusieurs acides. Son pH varie régulièrement par addition de soude de concentration 0,10 mol.L-1. On peut admettre grossièrement que pour un volume initial de solution de BR égal à 20mL, le pH obéit à la loi simple de type : $\text{pH} = a \times V_{\text{soude}} + b$

- Prélever 20,0 mL de la solution homogène ainsi préparée et l'introduire dans un second bécher.
- Mesurer le pH de cette solution et garder cette solution Si.

| S_i | S_1 | S_2 | S_3 | S_4 | S_5 | S_6 | S_7 | S_8 | S_9 | S_{10} | S_{11} | S_{12} |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|----------|----------|----------|
| V_i | 4,00 | 4,50 | 5,00 | 5,50 | 6,00 | 6,50 | 7,00 | 7,50 | 8,00 | 8,50 | 9,00 | 9,50 |

(2) Préparation des solutions de BBT à différents pH

- Ajouter 2,00 mL de solution de BBT à $3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dans chacune des solutions préparées précédemment. Agiter.

DOC3/ Spectrophotométrie

La spectrophotométrie permet d'analyser des solutions colorées et ainsi de déterminer les concentrations d'espèces colorées qui absorbent la lumière.

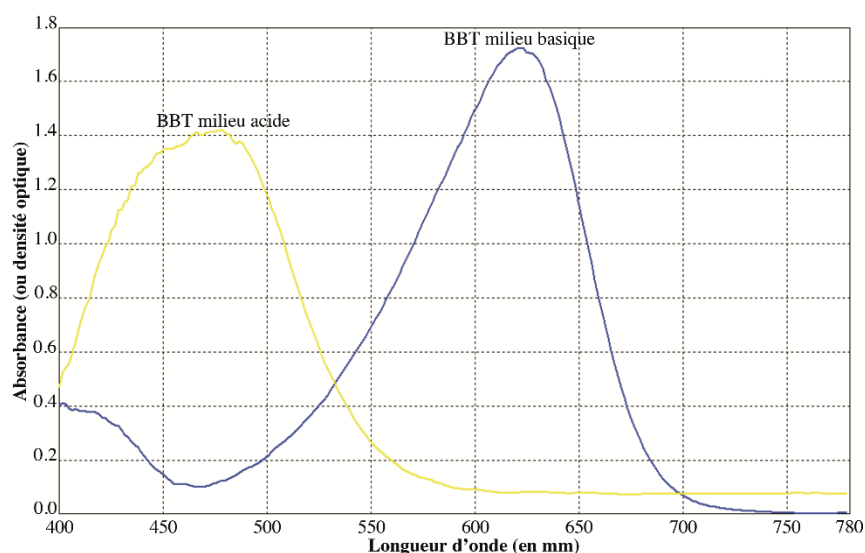
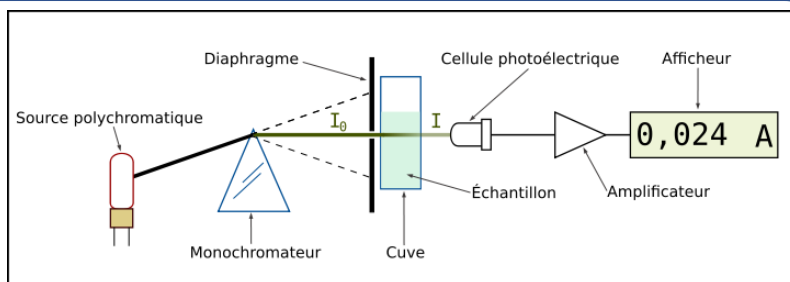
Pour une longueur d'onde donnée, on peut utiliser l'absorbance pour retrouver la concentration d'une espèce colorée dans la solution grâce à la relation de Beer-Lambert : $A = k \times C$

A : absorbance

k : constante de proportionnalité

C : concentration de l'espèce en solution qui absorbe.

À l'aide d'un spectrophotomètre à balayage, il est possible d'obtenir les spectres d'absorption dans le domaine du visible de chacune des formes acide ou basique du BBT :

**DOC4/ Réactivité des acides et des bases**

Les différentes espèces des couples acido-basiques ne réagissent pas toutes entre elles de façon identique. Certaines réactions sont violentes, d'autres sont plus modérées, d'autres ne se font quasiment pas. C'est la constante d'acidité K_a des différents couples, qui permet de caractériser un couple et de comparer la force relative des acides ou des bases. On peut ainsi prévoir l'évolution des réactions acido-basiques.

L'équation de la réaction d'un acide (noté AH) avec l'eau s'écrit : $AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$ et donne lieu à un équilibre.

On nomme constante d'acidité d'un couple acide/base (noté K_a) la constante d'équilibre associée à cette

réaction. Elle s'exprime sous la forme suivante :
$$K_a = \frac{[A^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[AH]_{eq}}$$

A un couple Acide/Base, on associe également la grandeur pK_a qui est défini par la relation suivante : $pK_a = -\log(K_a)$

Q1 : Quelques rappels de la classe de 1ère

- (1) Donner la définition d'un acide au sens de Bronsted ; donner un exemple
 - (2) Donner la définition d'une base au sens de Bronsted ; donner un exemple
 - (3) Quand peut-on dire que 2 espèces forment un couple acide/base ? Donner un exemple
 - (4) Qu'appelle-t-on acide fort ? acide faible ? Donner des exemples d'acides fort et faible
 - (5) Qu'appelle-t-on base forte ? base faible ? Donner des exemples de bases forte et faible
 - (6) Que représente le pKa d'un couple acide/base ?
 - (7) Quelles informations donnent le domaine de prédominance d'un couple acide/base ? Comment le représente-t-on ?
-

Q2 : Préparation des solutions de BBT

- (1) Préparer les solutions en appliquant le protocole décrit dans le DOC2 ;
 - (2) Quel est le facteur de dilution du BBT lorsque l'on prépare l'échelle de teinte ? En déduire la concentration la concentration totale en BBT (qui sera notée C_0) dans les solutions préparées.
 - (3) Quelles sont les teintes des formes acide et basique du BBT? Justifier ces teintes à l'aide du DOC3. Pourquoi a-t-on une solution verte dans l'un des tubes ?
 - (4) D'après le diagramme de prédominance étudié en classe de 1ère, quelle est la grandeur limite à partir de laquelle il y a un changement d'espèce prédominante. Donner alors une estimation de cette grandeur en observant les différentes solutions obtenues.
 - (5) Pour déterminer cette grandeur plus précisément, il faut pouvoir déterminer les concentrations de IndH et de Ind⁻ dans chacune des solutions. Quelle technique d'analyse peut-on utiliser afin, d'étudier ces différentes solutions et de déterminer ainsi les concentrations des espèces qu'elles contiennent ?
-

Q3 : Spectrophotométrie

- (1) Quelle longueur d'onde faut-il choisir pour les mesures d'absorbance afin que seule la forme basique Ind⁻ du BBT absorbe ? Justifier la réponse.
 - (2) Effectuer alors les mesures d'absorbance pour les différentes solutions Si.
 - (3) On peut montrer qu'à la longueur d'onde choisie on a $[\text{Ind}^-] = C_0 \times \frac{A}{A_{\text{max}}}$ et $[\text{IndH}] = C_0 \times \left(1 - \frac{A}{A_{\text{max}}}\right)$
 - Calculer (*en utilisant un tableur*) les concentrations des formes acide et basique pour chaque solution Si
 - Tracer sur un même graphe les courbes représentant les concentrations de la forme acide et de la forme basique en fonction du pH. **Il s'agit des courbes de distribution des formes acide et basique du BBT.**
-

Q4 : Détermination du pKa du BBT

- (1)** Écrire l'équation de réaction de la forme acide du BBT avec l'eau.
- (2)** Déduire alors des courbes de distribution tracées, la valeur du pKa du BBT. Sachant que la valeur théorique est de 7,2, calculer l'écart relatif entre la valeur théorique et la valeur obtenue expérimentalement
- (3)** Dans le cas des indicateurs colorés, la zone située entre $pK_a - 1$ et $pK_a + 1$ est appelée zone de virage. Justifier ce terme grâce à l'observation des différentes solutions Si et grâce aux domaines de distribution tracés.
- (4)** Tracer alors sous les courbes de distribution un diagramme de prédominance dans le cas du BBT en faisant apparaître cette zone de virage.
- (5)** Expliquer alors si le BBT vous semble adapté ou non à la détermination du pH pour l'analyse d'eaux de piscine.