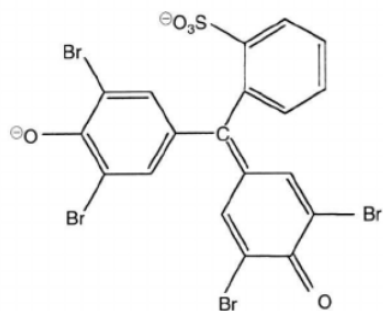


# Cinétique de décoloration du bleu de bromophénol en milieu basique

Cette expérience permettra d'illustrer les notions de cinétique. La réaction met en jeu le bleu de bromophénol et la soude. Le bleu de bromophénol a une couleur bleue marquée en milieu neutre à légèrement basique et se décolore en milieu très basique.



## Matériel

- Spectrophotomètre
- Bêchers : 150, 2×100, et 50mL
- 4 fioles jaugées de 100mL
- Cuves pour spectrophotomètre
- Pipettes jaugées : 50, 2× 25mL
- Pipette graduée de 2mL
- Chronomètre

## Produits

- BBP à 0,5g/L
- 500mL de NaOH à 1 mol/L
- eau permutée

## Manipulation

L'ensemble des manipulations doit se faire à température constante (environ 25°C). Etalonner le spectrophotomètre, le régler à 585nm (max d'absorption du BBP acide).

Préparer, avec la solution de soude, 4 solutions dans les fioles jaugées de 100mL, à 0,25 ; 0,5 ; 0,75 et 1 mol/L.

Prélever 2,0 mL de BBP et les ajouter à une solution de soude : déclencher le chronomètre, homogénéiser, remplir une cuve, et commencer les mesures. La décoloration peut se suivre pendant 25 minutes à 1/2 heure.

## Interprétation

La réaction de décoloration du BBP est catalysée par l'ion  $HO^-$ . En fait, **l'ion  $HO^-$  n'est pas un réactif dans cette réaction, cependant il intervient malgré tout dans l'expression de la vitesse qui admet un ordre :**

$$v = k[HO^-]^\alpha[BBP]^\beta$$

Avec les concentrations utilisées, est dans le cas de la dégénérescence de l'ordre : la concentration de soude est très supérieure à celle du BBP. Ceci va nous permettre de déterminer les ordres partiels par rapport à la soude et au BBP. On tracera les courbes de l'absorbance par rapport au temps pour mesurer des temps de demi-réaction. Puis, on peut tester différents ordres partiels possibles pour le BBP : la courbe  $\ln\left(\frac{[A]}{[A]_0}\right) = f(t)$  est une droite, montrant que l'ordre partiel par rapport au BBP est 1. La pente de chaque courbe donne la constante apparente de vitesse pour une concentration en soude donnée. Noter les valeurs des différentes constantes apparentes de vitesse.

Pour l'ordre partiel par rapport à la soude, on utilise la méthode différentielle élaborée par Van't Hoff : En traçant  $\ln(k_{app}) = f(\ln([HO^-]_0))$  : on obtient

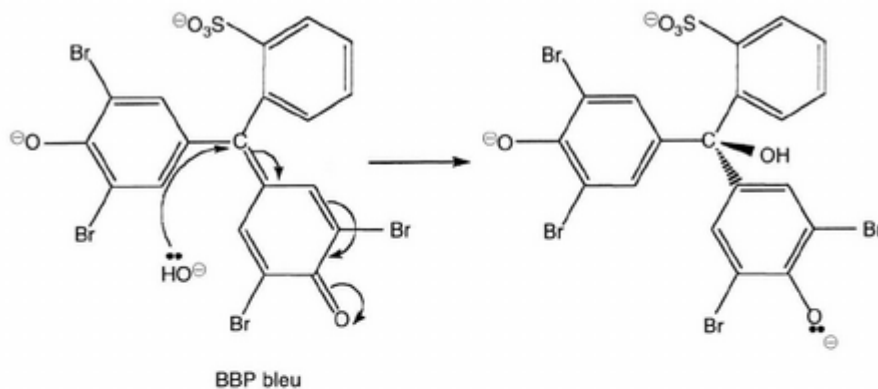
une droite dont la pente est égale à l'ordre partiel pour  $HO^-$  : l'ordonnée à l'origine donne la constante de vitesse de la réaction (en effet, on a la relation suivante :  $\ln k_{app} = \ln k + \alpha \ln[HO^-]$ ).

On pourra augmenter les concentrations de soude si on manque de temps pour faire l'ensemble des mesures d'absorbance, afin de permettre aux manipulations de se dérouler plus rapidement.

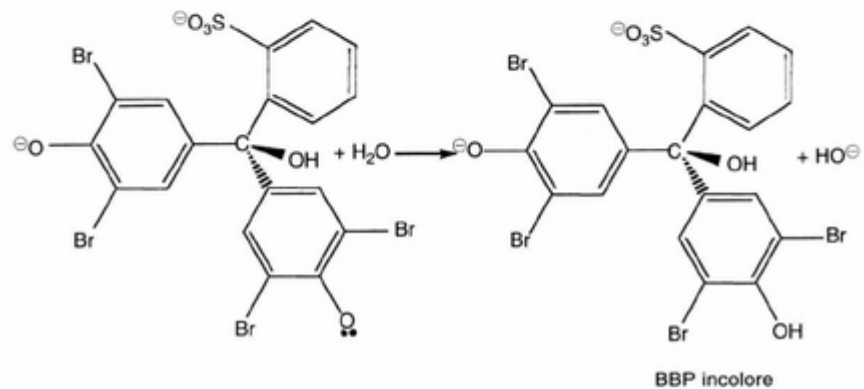
## Données

Masses molaires : BBP : 696 g/mol ; NaOH : 40g/mol

Étape 1 (limitante)



Étape 2 (rapide)



Tiré de la référence citée en bibliographie.

## Bibliographie

Daumarie, F. *et al.* (1999). *Florilège de Chimie pratique : 59 expériences commentées*. Hermann.