

## Odczynniki chemiczne i sprzęt laboratoryjny

- Odczynniki
  - 0.1% błękit bromotymolowy w 20% etanolu,
  - 0.1 M  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,
  - 0.1 M  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ,
  - 1 M HCl,
  - 1 M NaOH.
- szkło laboratoryjne – w szafce
- sprzęt laboratoryjny
  - spektrofotometr do pomiaru absorbancji w zakresie widzialnym, szkło laboratoryjne

## Wykonanie ćwiczenia:

1. Przygotowanie roztworów błękitu bromotymolowego.
  - a. Roztwór (1): pH=1. Odpipetować  $1\text{ cm}^3$  roztworu błękitu bromotymolowego do kolbki miarowej na  $25\text{ cm}^3$ . Następnie dodać kilka  $\text{cm}^3$  wody destylowanej, potem  $2,5\text{ cm}^3$  1 M HCl i dopełnić wodą destylowaną do kreski miarowej. Wymieszać roztwór i napełnić nim kufelkę, po uprzednim jej przemyciu tym roztworem.
  - b. Roztwór (2): pH = 6.9. Odpipetować  $1\text{ cm}^3$  roztworu wskaźnika do kolbki miarowej na  $25\text{ cm}^3$ . Dodać po  $5\text{ cm}^3$  0.1 M roztworów  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  i  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ . Dopełnić wodą destylowaną do kreski miarowej.
  - c. Roztwór (3): pH = 13. Do  $1\text{ cm}^3$  roztworu wskaźnika w  $25\text{ cm}^3$  kolbce miarowej dodać  $2,5\text{ cm}^3$  1M NaOH. Rozcieńczyć wodą destylowaną do kreski miarowej.
  - d. Roztwory 4 – 10 o różnych pH. Do kolb miarowych o pojemności  $25\text{ cm}^3$  dodać po  $1\text{ cm}^3$  roztworu wskaźnika i odpowiednie objętości 0.1 M roztworów  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  i  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  (według tabeli podanej poniżej). Uzupełnić wodą destylowaną do kreski miarowej.

Nr roztworu	Objętość wskaźnika [cm <sup>3</sup> ]	Objętość KH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> [cm <sup>3</sup> ]	Objętość Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> [cm <sup>3</sup> ]	pH
4	1,0	5,0	0,0	4,5
5	1,0	5,0	1,0	6,2
6	1,0	10,0	5,0	
7	1,0	5,0	10,0	
8	1,0	1,0	5,0	
9	1,0	1,0	10,0	
10	1,0	0	5,0	9,1

2. Pomiar widm absorpcyjnych roztworów błękitu bromotymolowego o wartościach pH różnych:

1, 6,9 i 13 (roztwory 1 - 3).

- a. Używany spektrofotometr jest przyrządem jednowiązkowym toteż pomiar absorbancji przy określonej długości fali rozpoczynamy od wstawienia do uchwytu na próbki odnośnika, którym jest kuweta wypełniona wodą destylowaną. Naciskamy przycisk „ZERO” i na ekranie powinna się pojawić wartość absorbancji zero. W uchwycie umieszczamy następnie kuwetę wypełnioną badanym roztworem i odczytujemy wartość absorbancji. Pomiar absorbancji przy innej długości fali wymaga ponownego ustawienia zera dla odnośnika.
- b. cztery kuwety o grubości warstwy 1 cm napełnić kolejno wodą destylowaną i roztworami 1, 2 i 3.
- c. włączyć spektrofotometr,
- d. nastawić kursorem długość fali 370 nm.
- e. w uchwycie na próbkę umieścić kuwetę z wodą destylowaną. Nacisnąć przycisk

„ZERO”.

- f. w uchwycie umieszczać kolejno kuwety z roztworami 1 - 3 i odczytywać wartości absorbancji.
- g. nastawić długość fali na 390 nm.
- h. ponownie wstawić odnośnik, nacisnąć przycisk ZERO, a następnie dokonać pomiaru absorbancji roztworów.
- i. zmieniać długość fali każdorazowo o 20 nm,
- j. pomiary wykonujemy do 710 nm.

Wyniki pomiarów zapisywać w tabeli:

Długość fali $\lambda$ [nm]	Absorbancja roztworu 1	Absorbancja roztworu 2	Absorbancja roztworu 3
370			
390			
...			
710			

3. Narysować wykres przedstawiający zależność absorbancji od długości fali dla trzech badanych roztworów (roztwory 1, 2, 3). Odczytać wartość długości fali,  $\lambda_{\text{izoabs}}$ , przy której występuje punkt izoabsorpcyjny.
4. Wybrać długość fali,  $\lambda_{\text{max}}$ , dla której obserwuje się maksymalną różnicę pomiędzy absorbancją formy kwasowej (roztwór o pH = 1) i zasadowej (roztwór o pH = 13).
5. Przy długości fali  $\lambda_{\text{max}}$  dokonać pomiaru absorbancji światła przez roztwory (1 - 10) o różnych wartościach pH .

**Opracowanie wyników:**

1. Obliczyć pH roztworów 6 - 9. Wartości pH roztworów buforowych obliczamy korzystając z wyrażenia

$$pH = pK_2 - \log \frac{[\text{kwas}]}{[\text{zasada}]}$$

W przypadku roztworu składającego się z  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  i  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  anion  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  pełni funkcję kwasu, a sprzężoną z nim zasadą jest anion  $\text{HPO}_4^{2-}$ . Wartość drugiej stałej dysocjacji kwasu  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , potrzebna do obliczeń wynosi  $pK_2 = 6,9$ . Stosunek stężeń możemy zastąpić stosunkiem objętości dodawanych soli.

2. Sporządzić wykres zależności absorbancji przy ustalonej długości fali ( $\lambda_{\text{max}}$ ) od pH roztworu.
3. Obliczyć dla każdego roztworu wartość wyrażenia  $\frac{A_x - A_1}{A_{13} - A_x}$  oraz  $\log \frac{A_x - A_1}{A_{13} - A_x}$ .
4. Wyniki obliczeń zebrać w tabeli:

Nr roztworu	pH	$\frac{A_x - A_1}{A_{13} - A_x}$	$\log \frac{A_x - A_1}{A_{13} - A_x}$

5. Sporządzić wykres zależności  $\log \frac{A_x - A_1}{A_{13} - A_x}$  od pH roztworu i odczytać wartość pK wskaźnika.

### Dyskusja wyników:

1. Przedstawić badany układ.
2. Narysować wzór strukturalny błękitu bromotymolowego i zapisać reakcję dysocjacji.

3. Opisać jak zmienia się zabarwienie roztworu w zależności od pH.
4. Skomentować fakt pojawienia się punktu izoabsorbpcyjnego na widmach wskaźnika, rejestrowanych dla roztworów o różnych wartościach pH.
5. Opisać sposób oznaczania stosunku stężeń formy zasadowej i kwasowej metodą pomiaru absorbancji.
6. Na podstawie zarejestrowanych widm dla roztworów o pH 1, 6,9 i 13 oraz wykresu zależności absorbancji przy ustalonej długości fali ( $\lambda_{\max}$ ) od pH roztworu przedyskutować mechanizm działania wskaźnika kwasowo – zasadowego.
7. Uzasadnić, że z zależności  $\log \frac{A_x - A_1}{A_{13} - A_x}$  od pH roztworu można wyznaczyć stałą dysocjacji wskaźnika.
8. Skomentować wartość stałej dysocjacji błękitu bromotymolowego, porównać ją z wartościami stałych dysocjacji innych słabych i mocnych kwasów.