

PRZEDMIOT: Podstawy pracy w laboratorium

Biotechnologia, studia stacjonarne I stopnia, I rok

Ćwiczenia laboratoryjne – 20 godz.

Ćwiczenie 4. pH roztworów kwasów, zasad i soli

Ćwiczenie ma na celu zapoznanie studentów z różnymi metodami określania pH roztworu (papierki wskaźnikowe, wskaźniki alkacymetryczne, pH-metr), zasadami przygotowywania roztworów mocnych kwasów i zasad, oraz hydrolizą soli.

Zagadnienia na kolokwium wejściowe: Pojęcie kwasów i zasad wg teorii Brønsteda, mocne i słabe elektrolity, dysocjacja kwasów, zasad i soli, iloczyn jonowy wody, pH i pOH, wskaźniki alkacymetryczne, hydroliza soli, a także zadania rachunkowe związane z rozcieńczaniem i mieszaniem roztworów.

1. pH rozcieńczonego kwasu chlorowodorowego

Do kolby miarowej o pojemności 25 ml wprowadzić około 10-15 ml wody dejonizowanej. Następnie za pomocą pipety odmierzyć 1,00 ml stężonego kwasu chlorowodorowego (37-39% HCl, gęstość $d = 1,19 \text{ g/cm}^3$) i ostrożnie przenieść go do kolby zawierającej wodę. Zawartość kolby wymieszać ruchem wirowym. Po wyrównaniu temperatury roztworu do temperatury otoczenia dopełnić kolbę wodą dejonizowaną do kreski miarowej. Zamknąć kolbę i dokładnie wymieszać jej zawartość. **ROZTWÓR PRZEKAZAĆ PROWADZĄCEMU!**

Na podstawie składu stężonego kwasu chlorowodorowego oraz jego gęstości obliczyć teoretyczne stężenie molowe przygotowanego roztworu. Zakładając całkowitą dysocjację kwasu chlorowodorowego, obliczyć teoretyczną wartość pH otrzymanego roztworu.

2. Określanie odczynu wybranych roztworów za pomocą wskaźników alkacymetrycznych.

Do trzech probówek wlać po ok. 2 ml roztworu wzorcowego o znanym pH, np. 3. Do każdej probówki dodać po dwie krople jednego z wskaźników, np. oranż metylowy, błękit bromotymolowy lub fenoloftaleinę. Zanotować barwę wskaźników. Powyższe czynności powtórzyć stosując dowolne trzy roztwory wzorcowe z zakresu pH 1-10.

3. Określanie pH roztworu o nieznanym odczynie

Określić wartość pH dwóch roztworów o nieznanym pH, otrzymanych od prowadzącego oraz pH roztworu przygotowanego w doświadczeniu 1, stosując dostępne wskaźniki alkacymetryczne.

4. Oznaczanie wartości pH roztworów z zastosowaniem pH-metru

Przy użyciu pH-metru zmierzyć pH 0,1 M roztworów: kwasu solnego (HCl), wodorotlenku sodu (NaOH), kwasu octowego (CH_3COOH) oraz amoniaku (NH_3).

5. Naturalne wskaźniki pH

- a) *Czerwona kapusta* – w probówkach przygotować po kilka ml wywaru z czerwonej kapusty. Do pierwszej z nich dodać niewielką ilość 0,1 M roztworu kwasu solnego (HCl), do drugiej 0,1 M roztworu wodorotlenku potasu (KOH), a trzecią zostawić jako porównawczą. Wymieszać roztwory i porównać zabarwienie badanych roztworów z barwą w probówce porównawczej.
- b) *Esencja herbaciana*.
- c) *Sok z buraka/porzeczki*.

6. Badanie odczynu wybranych soli

a) *Sole pochodzące od mocnych kwasów i mocnych zasad*

Do dwóch probówek nalać po 2 ml 0,1 M wodnych roztworów następujących soli: azotan(V) potasu i siarczan(VI) sodu. Za pomocą papierków wskaźnikowych określić pH otrzymanych roztworów, a w sprawozdaniu porównać pH oszacowane na laboratorium i obliczone dla tych układów.

b) *Sole pochodzące od słabych kwasów i mocnych zasad (reakcje anionów z wodą/protoliza anionowa)*

Do dwóch probówek nalać po 2 ml 0,1 M wodnych roztworów następujących soli: węglan sodu i ortofosforan(V) sodu. Za pomocą papierków wskaźnikowych określić pH otrzymanych roztworów, a w sprawozdaniu porównać pH oszacowane w laboratorium z obliczonym dla tych układów. Obliczenia oprzeć na reakcjach protolitycznych wybranych jonów.

c) *Sole pochodzące od mocnych kwasów i słabych zasad (reakcje kationów z wodą/protoliza kationowa)*

Do czterech probówek nalać po 2 ml 0,1 M wodnych roztworów następujących soli: azotan(V) glinu, azotan(V) miedzi(II), chlorek żelaza(III), chlorek amonu. Za pomocą papierków wskaźnikowych oszacować pH otrzymanych roztworów, a w sprawozdaniu porównać pH oszacowane w laboratorium z obliczonym (teoretycznym) dla tych układów.

7. Oznaczanie pH preparatu kosmetycznego

Otrzymany kosmetyk rozcieńczyć wodą i wlać po ok. 2 ml do dziesięciu probówek. Do każdej z nich dodać kilka kropli wybranych wskaźników alkacymetrycznych, np.: błękit tymolowy, żółcień metylowa, błękit bromofenolowy, oranż metylowy, czerwień metylowa, lakmus, błękit bromotymolowy, czerwień obojętna, fenoloftaleina, tymoloftaleina. Zanotować barwę otrzymanych roztworów i na tej podstawie określić przybliżoną wartość pH badanego preparatu. Porównać wartość pH oszacowaną z pomiaru pH-metrem.

Sprawozdanie powinno zawierać opis wszystkich wykonanych doświadczeń wraz z niezbędnymi do ich przeprowadzenia obliczeniami oraz obserwacje i wnioski. Dodatkowo podać definicję wskaźników alkacymetrycznych oraz zakresu zmiany barwy wskaźników. Przedstawić w tabeli trzy przykłady takich substancji wraz z zakresem pH ich zmiany barwy oraz barwami skrajnymi.