

## STĘŻENIE JONÓW WODOROWYCH. DYSOCJACJA JONOWA. REAKTYWNOŚĆ METALI

### Obowiązujące zagadnienia:

Stężenie jonów wodorowych: pH, pOH, iloczyn jonowy wody, obliczenia rachunkowe, wskaźniki pH (zakres zmian i barwy), elektrolity słabe i mocne, dysocjacja jonowa, stała i stopień dysocjacji, obliczenia rachunkowe, reaktywność metali: szereg napięciowy metali, wypieranie metali z soli, reakcje wypierania wodoru, korozja, metody ochrony przed korozją.

### Zadania do wykonania:

Wykonanie ćwiczeń 1-10, zanotowanie obserwacji i wniosków płynących z doświadczeń, zapisanie równań reakcji zachodzących w ćwiczeniach, dokonanie odpowiednich obliczeń do ćwiczeń, odpowiedź na zadane w opisie ćwiczeń pytania.

### Wykonanie ćwiczenia:

#### 1. Barwy wskaźników w różnych roztworach.

**Odczynniki:** fenoloftaleina, lakmus, oranż metylowy, 0,1M HCl, 0,1M NaOH, roztwór buforowy o pH=3, roztwór buforowy o pH=9

**Sprzęt:** probówki, pipety, wkraplacz, statyw na probówki

#### Tabela obserwacji

Wskaźnik	Roztwór	Początkowa barwa wskaźnika	Końcowa barwa wskaźnika	Zakres zmian barw wskaźnika
lakmus	0,1M HCl 0,1M NaOH R.b. pH=3 R.b. pH=9			
oranż metylowy	0,1M HCl 0,1M NaOH R.b. pH=3 R.b. pH=9			
fenoloftaleina	0,1M HCl 0,1M NaOH R.b. pH=3 R.b. pH=9			

R.b. - skrót od roztwór buforowy

W probówkach umieścić po 2 ml badanych roztworów i dodać do nich po dwie krople odpowiednich barwników.

Uzupełnić powyższą tabelę, za pomocą obserwacji zmian zabarwienia roztworów w probówkach. Na podstawie otrzymanych wyników określić zakres zmian barw dla każdego wskaźnika.

## **2. Stopień i stała dysocjacji kwasu octowego.**

**Odczynniki:** 1M kwas octowy, woda destylowana

**Sprzęt:** zlewki, pipety, papierek uniwersalny

Z 1M roztworu **kwasu octowego** sporządzić 50 ml 0,1M roztworu tego kwasu.  
Z 0,1M roztworu kwasu octowego sporządzić 50 ml roztworu 0,01M.

Oznaczyć wartości pH roztworów za pomocą papierka uniwersalnego. Obliczyć stężenia jonów wodorowych odpowiadające oznaczonym wartościom pH. Znając stężenie użytego roztworu kwasu octowego w obu przypadkach oraz stężenia jonów wodorowych obliczyć, jaka część kwasu uległa dysocjacji na jony w 0,1M i 0,01M roztworze kwasu octowego. Stopień dysocjacji roztworów wyrazić w procentach i porównać dla dwu różnych stężeń kwasu. Ze znajomości stężenia jonów wodorowych w 0,1M i 0,01M roztworze kwasu obliczyć stałą dysocjacji dla dwóch roztworów kwasu octowego.

**Uwaga! Roztwór kwasu o stężeniu 0,1 mol/dm<sup>3</sup> należy zostawić do ćwiczenia 4.**

## **3. Stopień i stała dysocjacji amoniaku w roztworze wodnym.**

**Odczynniki:** 1M amoniak, woda destylowana, fenoloftaleina

**Sprzęt:** probówki, zlewki, pipety, wkraplacz, papierek uniwersalny

Odmierzyć pipetą 5 ml 1M roztworu **amoniaku** do probówki. Oznaczyć wartość pH roztworu za pomocą papierka uniwersalnego. Następnie dodać do probówki kilka kropli roztworu **fenoloftaleiny** i zaobserwować zmianę barwy wskaźnika.

Z roztworu 1M amoniaku sporządzić 50 ml roztworu o stężeniu 0,1 mol/dm<sup>3</sup>. Oznaczyć wartość pH roztworu za pomocą papierka uniwersalnego. Następnie przelać 5 ml sporządzonego roztworu do probówki i dodać do probówki kilka kropli roztworu **fenoloftaleiny**. Zaobserwować zmianę barwy wskaźnika.

**Uwaga! Roztwór amoniaku o stężeniu  $0,1 \text{ mol/dm}^3$  należy zostawić do ćwiczenia 5.**

Obliczyć stężenia jonu  $\text{OH}^-$  oraz wyznaczyć stopień i stałą dysocjacji amoniaku w obu roztworach wodnych amoniaku.

#### **4. Wpływ soli słabego kwasu i mocnej zasady na dysocjację słabego kwasu.**

**Odczynniki:** 0,1M kwas octowy, oranż metylowy,  $\text{CH}_3\text{COONa}$

**Sprzęt:** probówki, pipety, wkraplacz

Do dwóch probówek wprowadzić po ok. 15 kropli roztworu **kwasu octowego** ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) o stężeniu  $0,1 \text{ mol/l}$ . Do każdej probówki dodać jedną kroplę **oranżu metylowego** i wymieszać. Jak barwi się oranż metylowy? Określić przybliżone pH roztworu (Tabela 1). Następnie do jednej z probówek dodać kilka kryształków **octanu sodu** ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) i wymieszać roztwór aż do całkowitego rozpuszczenia soli. Porównać zabarwienie wskaźnika w obu przypadkach.

Napisać równanie reakcji dysocjacji kwasu octowego i wyrażenie na jego stałą dysocjacji. Jak przesuwają się równowaga reakcji dysocjacji kwasu octowego po dodaniu octanu sodu? Jak i dlaczego zmienia się pH roztworu po dodaniu octanu sodu?

#### **5. Wpływ soli słabej zasady i mocnego kwasu na dysocjację słabej zasady.**

**Odczynniki:** 0,1M amoniak, fenoloftaleina,  $\text{NH}_4\text{Cl}$

**Sprzęt:** probówki, pipety, wkraplacz

Do dwóch probówek wprowadzić po ok. 15 kropli roztworu **amoniaku** ( $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) o stężeniu  $0,1 \text{ mol/l}$ . Do każdej probówki dodać jedną kroplę **fenoloftaleiny** i wymieszać. Zanotować zabarwienie wskaźnika w roztworze. Określić przybliżone pH roztworu (Tabela 1). Następnie w jednej z probówek rozpuścić kilka kryształków **chlorku amonu** ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ). Porównać zabarwienie wskaźnika w obu przypadkach.

Napisać równanie reakcji dysocjacji amoniaku i wyrażenie na jego stałą dysocjacji. Jak przesuwają się równowaga reakcji dysocjacji amoniaku po dodaniu chlorku amonu? Jak i dlaczego zmienia się pH roztworu po dodaniu chlorku amonu?

**Tabela 1. Zmiany barwy wskaźników przy danym pH.**

Nazwa wskaźnika	Barwy skrajne wskaźnika w roztworach		Zakres pH, w którym następuje zmiana barwy
Błękit bromofenolowy	Żółta	Fioletowa	3,0-4,6
Błękit bromotymolowy	Żółta	Niebieska	6,0-7,6
Błękit tymolowy	Czerwona	Żółta	1,2-2,8
Czerwień alizarynowa	Żółta	Fioletowa	3,7-5,2
Czerwień fenolowa	Żółta	Czerwona	6,8-8,4
Czerwień krezolowa	Żółta	Czerwona	7,2-8,8
Czerwień metylowa	Czerwona	Żółta	4,2-6,3
Fenoloftaleina	Bezbarwna	Amarantowa	8,3-10,0
Tymoloftaleina	Bezbarwna	Niebieska	9,4-10,6
Lakmus	Czerwona	Niebieska	5,0-8,0
Oranż metylowy	Czerwona	Żółta	3,1-4,4
Purpura bromokrezolowa	Żółta	Purpurowa	5,2-6,8
Zieleń malachitowa	Żółta	Zielono-niebieska	0,1-1,8
Żółcień alizarynowa R	Żółta	Brunatna	10,0-12,1

## **6. Wypieranie wodoru z kwasów.**

**Odczynniki:** 6M HCl, metale: magnez, ołów, żelazo

**Sprzęt:** probówki, pipeta, papier ścierny, statyw, drewniana łapa do probówek, palnik

Do trzech probówek wprowadzić po 1 ml 6M HCl. Kolejno, do poszczególnych probówek wprowadzić dokładnie oczyszczone papierem ściernym kawałeczki następujących metali:

a). **magnez**

b) **ołów**

c). **żelazo.**

Obserwować przebieg reakcji w każdej probówce natychmiast po wprowadzeniu metalu i w ciągu następnych 10 minut. Jeżeli reakcja zachodzi powoli probówkę należy ogrzać.

Napisać równania reakcji zachodzące w ćwiczeniu.

## **7. Wypieranie wodoru z wodorotlenków.**

**Odczynniki:** 6M NaOH, metale: cynk, glin

**Sprzęt:** probówki, pipeta

Do dwóch probówek zawierających odpowiednio opilki lub granulkę metalicznego **cynku** oraz metaliczny **glin**, dodać po 1ml 6M roztworu **NaOH**.

Porównać przebieg reakcji w obu probówkach.

Napisać równania reakcji chemicznych zachodzących w ćwiczeniu.

## 8. Wypieranie wodoru z wody przez metal.

**Odczynniki:** 0,5M  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , magnez, woda, fenoloftaleina

**Sprzęt:** zlewki, pipeta, wkraplacz

Do zlewki z wodą o temperaturze pokojowej wrzucić oczyszczony kawałek wstążki **magnezowej**. Czynność powtórzyć wrzucając tym razem metal do zlewki:

a. z **gorącą wodą**

b. z 0,5M roztworem **chlorku amonu**.

Porównać przebieg reakcji we wszystkich trzech zlewkach. Po zakończeniu ćwiczenia dodać do każdej zlewki po kilka kropel **fenoloftaleiny** i obserwować barwę wskaźnika. Napisać równania reakcji chemicznych zachodzących w ćwiczeniu.

## 9. Wypieranie metalu z roztworu jego soli przez inny metal.

**Odczynniki:** 0,1M  $\text{SnCl}_2$ , 0,1M  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ , 0,1M  $\text{AgNO}_3$ , 0,1M  $\text{SnCl}_2$ , 0,1M  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  
metale: cynk, miedź, ołów

**Sprzęt:** probówki, pipeta, papier ścierny, statyw na probówki

Do 5 ponumerowanych probówek nalać po 1 ml 0,1M roztworu podanych niżej soli i wrzucić po niewielkim kawałku metalu o oczyszczonej powierzchni:

a.  **$\text{SnCl}_2 + \text{Zn}$**

b.  **$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{Zn}$**

c.  **$\text{AgNO}_3 + \text{Cu}$**

d.  **$\text{SnCl}_2 + \text{Cu}$**

e.  **$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$**

Obserwować i zanotować zmiany zachodzące na powierzchni metali natychmiast po ich wrzuceniu do roztworów soli oraz w ciągu następnych 20-30 minut. Zwrócić uwagę na barwę roztworów. Napisać równania reakcji zachodzące w ćwiczeniu.

## **10. Korozja metalu.**

**Odczynniki:** 0,5M NaCl, 3 % roztwór H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, cynk

**Sprzęt:** probówki, pipeta, wkrapłacz, papier ścierny, drut lub gwoździe żelazne, folia cynowa, statyw na probówki

Korozja żelaza w wodzie przebiega zbyt wolno, aby można ją było zaobserwować w ciągu jednego ćwiczenia. Proces ten można przyspieszyć stosując zamiast wody roztwór chlorku sodowego z dodatkiem niewielkiej ilości nadtlenu wodoru.

Trzy probówki napełnić do 1/4 objętości 0,5M **roztworem NaCl** i dodać do każdej po 3 krople 3 % roztworu **H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>**. Oczyszczyć papierem ściernym 3 gwoździe żelazne lub trzy kawałki drutu żelaznego. Jeden z nich połączyć możliwie ściśle z metalicznym cynkiem, drugi z folią cynową, trzeci pozostawić bez zmian. Gwoździe umieścić w probówkach z przygotowanymi roztworami, tak aby ich końce wystawały ponad powierzchnię roztworu. W ciągu **2 godzin** obserwować zachodzące zmiany.

Określić, w jakich warunkach korozja żelaza przebiega najszybciej.

### **Literatura:**

- [1] M. J. Sienko, R. A. Plane, „Chemia podstawy i zastosowania”, WNT, Warszawa, 1997
- [2] L. Pajdowski, „Chemia ogólna”, PWN, Warszawa, 1997
- [3] Praca zbiorowa pod redakcją A. Rokosza, „Ćwiczenia laboratoryjne z chemii ogólnej i nieorganicznej”, PWN, Warszawa, 1974
- [4] Praca zbiorowa pod redakcją prof. dr hab. Justyna Ochockiego, „Ćwiczenia z chemii ogólnej z elementami chemii nieorganicznej i bioinorganiczej”, Skrypt dla studentów I-go roku Wydziału Farmaceutycznego Wydawnictwo Uniwersytetu Medycznego, Łódź, 2010
- [5] Praca zbiorowa pod redakcją A. Śliwy, „Obliczenia chemiczne – zbiór zadań z chemii nieorganicznej i analitycznej wraz z podstawami teoretycznymi”, PWN, Warszawa, 1979
- [6] A. Bielański, „Chemia ogólna i nieorganiczna”, PWN, Warszawa, 1979
- [7] A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN, Warszawa, 2010