**Лабораторна робота №7**

**Тема: Розчини електролітів**

**Мета роботи:**

Вивчити властивості розчинів електролітів, дослідити рН розчинів різних речовин та ознайомитись з методами визначення кислотності середовища.

**Теоретична частина:**

1. **Вступ**

* Значення теми для агрономічної практики (вплив кислотності ґрунтів на розвиток рослин, поглинання поживних речовин)

1. **Теорія електролітичної дисоціації**

* Історія розвитку теорії (Арреніус, 1887)
* Основні положення теорії електролітичної дисоціації
* Механізм дисоціації у водних розчинах
* Гідратація іонів та її значення у ґрунтових процесах

1. **Сильні та слабкі електроліти**

* Класифікація електролітів за ступенем дисоціації
* Сильні електроліти - характеристика та приклади (мінеральні добрива)
* Слабкі електроліти - характеристика та приклади (органічні кислоти у ґрунті)
* Ступінь електролітичної дисоціації та фактори, що впливають на нього
* Константа дисоціації та її практичне значення

1. **Водневий показник pH**

* Визначення pH та його математичне вираження
* Шкала pH та її інтерпретація
* Методи вимірювання pH (колориметричний, потенціометричний)
* Кислотність ґрунтів та її вплив на рослини
* Оптимальні значення pH для різних сільськогосподарських культур

1. **Буферні системи**

* Поняття про буферні розчини
* Буферна ємність ґрунтів
* Значення буферних систем у підтримці гомеостазу рослин

1. **Практичне застосування знань в агрономії**

* Вапнування кислих ґрунтів
* Гіпсування лужних ґрунтів
* Розрахунок доз меліорантів
* Вплив pH на доступність поживних елементів для рослин
* Оптимізація pH поживних розчинів у гідропоніці

**Короткі теоретичні відомості**

**Електроліти** – це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. До електролітів належать кислоти, основи та солі. При розчиненні у воді електроліти дисоціюють на іони (катіони та аніони).

Залежно від ступеня дисоціації електроліти поділяють на:

* **Сильні електроліти** – речовини, які у водних розчинах повністю або майже повністю дисоціюють на іони (ступінь дисоціації α ≈ 1). До них належать сильні кислоти (HCl, H₂SO₄, HNO₃), сильні основи (луги) (NaOH, KOH), більшість солей.
* **Слабкі електроліти** – речовини, які у водних розчинах дисоціюють частково (ступінь дисоціації α < 1). До них належать слабкі кислоти (CH₃COOH, H₂CO₃), слабкі основи (NH₄OH), вода.

**Водневий показник (рН)** – величина, що характеризує концентрацію іонів Гідрогену у розчині і визначає його кислотність або лужність. Математично рН визначається як від'ємний десятковий логарифм концентрації іонів Гідрогену:

pH = -lg[H⁺]

Шкала рН має значення від 0 до 14:

* рН < 7 – кисле середовище
* рН = 7 – нейтральне середовище
* рН > 7 – лужне середовище

Для визначення рН розчинів використовують:

1. **Кислотно-основні індикатори** – речовини, які змінюють своє забарвлення залежно від рН середовища.
2. **Потенціометричний метод** – вимірювання рН за допомогою рН-метра.
3. **Індикаторний папір** – папір, просочений індикаторами, який змінює забарвлення в залежності від рН.

**Гідроліз солей** – це взаємодія іонів солі з молекулами води, яка призводить до утворення слабкого електроліту (слабкої кислоти або слабкої основи). Гідроліз солей зумовлює pH розчину:

* Солі, утворені сильною основою і сильною кислотою, не піддаються гідролізу (pH ≈ 7).
* Солі, утворені слабкою кислотою і сильною основою, піддаються гідролізу за аніоном (pH > 7).
* Солі, утворені сильною кислотою і слабкою основою, піддаються гідролізу за катіоном (pH < 7).
* Солі, утворені слабкою кислотою і слабкою основою, піддаються гідролізу за катіоном і аніоном (pH залежить від сили кислоти та основи).

**Число ступенів гідролізу** - це показник, який вказує на кількість стадій, через які проходить гідроліз солі. Він залежить від типу солі та її складу:

1. Одноступінчастий гідроліз - характерний для солей, утворених однозарядними іонами або багатозарядними іонами, які гідролізуються лише за першим ступенем (наприклад, CH₃COONa, NH₄Cl).
2. Багатоступінчастий гідроліз - відбувається у солей, що містять багатозарядні іони. Наприклад:
   * Двоступінчастий гідроліз - солі типу Na₂CO₃, ZnCl₂
   * Триступінчастий гідроліз - солі типу FeCl₃, Al₂(SO₄)₃

Кожен наступний ступінь гідролізу проходить значно слабше за попередній. Зазвичай, другий ступінь гідролізу відбувається лише на кілька відсотків від першого, а третій - ще менше.

Знання числа ступенів гідролізу важливе для розуміння складу розчинів солей та прогнозування їх pH.

**Практична частина:**

**Дослід №1. Визначення середовища розчинів за допомогою індикаторів**

В чотири пробірки помістіть по 2-3 краплі розчину HCl і в кожну з них додайте 1-2 краплі індикаторів: в першу – метилоранжу, в другу – лакмусу, в третю – фенолфталеїну і в четверту – універсальний індикатор. Повторіть дослід, замінивши розчин HCl на розчин NaOH. Якого забарвлення набуває кожен із індикаторів в розчинах кислоти і лугу? Окремо визначте забарвлення індикаторів в нейтральному середовищі – дистильованій воді. Результати запишіть в таблицю 1.

**Таблиця 1**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Індикатор** | **Забарвлення індикатора в середовищі** |  |  |
|  | кислому | нейтральному | лужному |
| Метилоранж |  |  |  |
| Лакмус |  |  |  |
| Фенолфталеїн |  |  |  |
| Універсальний індикатор |  |  |  |
| ≈ pH |  |  |  |

**Дослід №2. Визначення pH розчинів потенціалометричним методом**

Для точного вимірювання pH розчинів широко використовують потенціалометричний метод з застосуванням спеціальних приладів – pH-метрів, дія яких базується на вимірюванні потенціала індикаторного електрода, який залежить від концентрації іонів H⁺ в досліджуваному розчині.

Підготуйте pH-метр до роботи згідно інструкції по експлуатації. Стандартний і індикаторний електроди промийте дистильованою водою і осушіть фільтрувальним папером. В стакан налийте досліджуваний розчин HCl і опустіть в нього електроди. Виміряйте pH розчину.

Вийміть електроди з розчину, промийте їх водою і осушіть, в промитий дистильованою водою стакан налийте досліджуваний розчин NaOH і виміряйте pH. Обчисліть pH розчинів HCl і NaOH даної концентрації. Результати запишіть в таблицю 2.

**Таблиця 2**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Розчин** | **Концентрація, моль/л** | **pH** |  |
|  |  | виміряне | обчислене |
| HCl |  |  |  |
| NaOH |  |  |  |

**Дослід №3. Визначення pH природної води**

Відберіть зразок води. Визначте pH води за допомогою універсального індикаторного паперу та pH-метра. Порівняйте отримані результати. Зробіть висновок про кислотність або лужність природної води. Запишіть результати в таблицю 3.

**Таблиця 3**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Метод визначення pH** | **Виміряне значення pH** | **Характеристика середовища** |
| Індикаторний папір |  |  |
| pH-метр |  |  |

**Дослід №4. Гідроліз солей**

На листок білого паперу помістіть п'ять окремих смужок універсального індиаторного паперця і на кожну з них нанесіть краплю розчинів NaCl, K₂SO₄, ZnSO₄, Na₂CO₃, NH₄CH₃COO. Порівняйте забарвлення індикаторних папірців із шкалою, запишіть pH розчинів солей, охарактеризуйте природу кожної солі. Результати запишіть в таблицю 4.

**Таблиця 4**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Речовина** | **Сіль утворена** |  | **pH** | **Число ступенів гідролізу** |
|  | кислотою сильн. слаб. | основою сильн. слаб. |  |  |
| NaCl |  |  |  |  |
| K₂SO₄ |  |  |  |  |
| ZnSO₄ |  |  |  |  |
| Na₂CO₃ |  |  |  |  |
| NH₄CH₃COO |  |  |  |  |

**Висновки:**