

ХІМІЯ З ОСНОВАМИ АГРОХІМІЇ

Методичні вказівки до лабораторних занять
для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
освітніх програм «Агроінженерія» та «Лісове господарство»
галузі знань 20 Аграрні науки та продовольство
спеціальності 208 Агроінженерія та 205 Лісове господарство
денної та заочної форм навчання

УДК 54(07)

X 46

Електронна копія друкованого видання передана для внесення в репозитарій ЛНТУ
Директор бібліотеки _____ Н.П. Поліщук

Рекомендовано до видання вченою радою факультету митної справи, матеріалів та технологій ЛНТУ,
протокол № ___ від «___» _____ 2024 року.

Голова вченої ради факультету ММТ _____ В.В. Ткачук

Розглянуто і схвалено на засіданні кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ,
протокол № ___ від «___» _____ 2024 року.

В.о. завідувача кафедри харчових технологій та хімії _____ І.М. Дударев

Укладач: _____ І. А. Мороз, кандидат хімічних наук, доцент кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ.

Рецензент: _____ В.Я. Шемет, кандидат хімічних наук, доцент кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ.

Відповідальний за випуск: _____ І.М. Дударев, доктор технічних наук, професор, в.о. завідувача кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ

X-46

Хімія з основами агрохімії [Текст]: методичні вказівки до лабораторних занять для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітніх програм «Агроінженерія» та «Лісове господарство» галузі знань 20 Аграрні науки та продовольство спеціальностей 208 Агроінженерія та 205 Лісове господарство денної та заочної форм навчання. /уклад. І. А. Мороз. – Луцьк: ЛНТУ, 2024. – 64 с.

Видання містить методичні вказівки до виконання лабораторних робіт, питання для підготовки до лабораторних занять, приклади розв'язування задач, вправи та задачі. Призначене для студентів спеціальностей 208 Агроінженерія й 205 Лісове господарство денної та заочної форм навчання.

© Мороз І.А., 2024

Зміст

| | |
|--|----|
| Вступ | 4 |
| Порядок роботи і техніка безпеки в хімічній лабораторії | 5 |
| Лабораторна робота 1. Основні поняття і закони хімії | 8 |
| Лабораторна робота 2. Визначення еквівалентної маси металу | 11 |
| Лабораторна робота 3. Основні класи неорганічних сполук | 15 |
| Лабораторна робота 4. Швидкість хімічних реакцій | 20 |
| Лабораторна робота 5. Розчини. Способи вираження концентрації розчинів | 25 |
| Лабораторна робота 6. Реакції у розчинах електролітів. | 30 |
| Лабораторна робота 7. Окисно-відновні реакції | 35 |
| Лабораторна робота 8. Загальні властивості металів. | 38 |
| Лабораторна робота 9. Відбір і підготовка рослинного матеріалу до аналізу. Визначення вмісту води і сухої речовини в рослинному матеріалі | 43 |
| Лабораторна робота 10. Визначення загальної кислотності плодів та овочів | 46 |
| Лабораторна робота 11. Визначення вмісту нітратів у сільськогосподарській сировині | 48 |
| Лабораторна робота 12. Визначення питомої маси ґрунту пікнометричним методом | 51 |
| Лабораторна робота 13. Визначення рН водної витяжки з ґрунту та гідролітичної кислотності. | 54 |
| Лабораторна робота 14. Вивчення властивостей основних форм азотних добрив за зразками. Розпізнавання азотних добрив за допомогою якісних реакцій. | 57 |
| Додатки | 60 |
| Рекомендовані джерела інформації | 62 |

Вступ

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт із навчальної дисципліни «Хімія з основами агрохімії» розроблено відповідно до чинних навчальних програм для підготовки здобувачів за освітніми програмами «Агроінженерія» та «Лісове господарство». Зміст видання охоплює ключові розділи загальної хімії та спеціальні питання агрохімічного аналізу, що є фундаментальними для майбутньої професійної діяльності фахівців.

Лабораторний практикум є невід'ємним складником навчального процесу, оскільки дозволяє студентам не лише ефективно засвоїти теоретичні засади курсу, а й опанувати методику проведення хімічного експерименту. Робота в лабораторії сприяє розвитку самостійного аналітичного мислення, формує здатність інтерпретувати одержані дані, робити обґрунтовані висновки та прогнозувати результати прикладних досліджень.

Структура методичних вказівок передбачає системний підхід до кожної теми: подано детальний опис методик виконання експериментальної частини, контрольні запитання для перевірки знань та завдання для самостійної роботи здобувачів. Особливу увагу приділено техніці безпеки під час роботи в лабораторії: перед початком практикуму кожен студент зобов'язаний досконало вивчити правила внутрішнього розпорядку, техніку безпеки в хімічній лабораторії та алгоритми надання першої домедичної допомоги.

Лабораторні роботи виконуються студентами індивідуально або у складі невеликих робочих груп. На початку кожного заняття викладач здійснює моніторинг ступеня теоретичної підготовки здобувачів. Захист роботи та її остаточне зарахування проводяться після повного виконання експериментальної частини, підтвердження набутих практичних навичок, надання відповідей на теоретичні питання та належного оформлення лабораторного журналу з результатами досліджень.

Під час укладання цих методичних вказівок автором було використано актуальну наукову та навчально-методичну літературу, повний перелік якої наведено у відповідному розділі. Автор висловлює сподівання, що запропоновані матеріали стануть надійним практичним інструментом для здобувачів вищої освіти та знайдуть своє ефективне застосування у подальшій фаховій і науковій діяльності майбутніх спеціалістів.

ПОРЯДОК РОБОТИ І ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

I. ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

Під час роботи в хімічній лабораторії необхідно дотримуватися таких правил:

1. Працювати старанно й уважно, дотримуватися тиші.
2. На робочому місці не повинно бути нічого зайвого. Портфелі, головні убори тощо повинні знаходитись в спеціально відведеному в лабораторії місці.
3. Під час виконання експериментів дотримуватись порядку та послідовності операцій, вказаних у методичних рекомендаціях.
4. Уважно спостерігати за ходом досліду і відмічати кожну його особливість і зміни (випадання або розчинення осаду, зміну забарвлення, температури, виділення газу тощо).
5. Оформлення лабораторної роботи необхідно підготувати вдома (п.1-4) та закінчити відразу після виконання досліду в лабораторному зошиті за такою схемою:
 - ✓ Дата, номер і тема лабораторної роботи.
 - ✓ Номер і назва досліду.
 - ✓ Короткий зміст або умови проведення досліду.
 - ✓ Схема або малюнок приладу.
 - ✓ Спостереження і результати.
 - ✓ Рівняння реакцій.
 - ✓ Розрахунки.
 - ✓ Висновки.
6. Виконувати лише ті експерименти, які зазначені в інструкції або обговорені з викладачем.
7. Зберігати своє робоче місце чистим. Пролиту воду чи реактив обережно витерти. Розбите скло, шматки паперу, залишки твердих речовин, металів, тощо викидати в смітник чи в спеціальну посудину, але не у зливну раковину.
8. Після закінчення роботи привести до порядку своє робоче місце, вимкнути світло, газ, воду.

II. ПРАВИЛА РОБОТИ З РЕАКТИВАМИ

1. На кожній склянці з реактивом повинна бути етикетка з назвою і концентрацією реактиву (для розчинів).
2. Реактиви слід витратити економно. Сухі реактиви з баночок набирати лише чистим шпателем чи спеціальною ложечкою. Наливаючи рідкі реактиви, склянку слід тримати етикеткою до себе.
3. Реактиви загального користування, що розміщуються на спеціальних полицях або у витяжних шафах, заборонено заносити на свої робочі місця.
4. Після використання реактиву склянку слід відразу ж щільно закрити тим самим корком і поставити на місце. Не можна тримати реактиви відкритими і, закриваючи, плутати корки.

5. Не зсипати і не зливати надлишок реактивів назад у склянку – це може зіпсувати весь реактив в склянці.

6. Відбирати проби рідких реактивів необхідно однією і тією ж піпеткою.

7. Не виливати в раковини невикористані концентровані кислоти і луги, а також реактиви, що містять сполуки срібла, ртуті – їх потрібно злити у спеціальні склянки.

ІІІ. ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ

1. Усі досліди, під час проходження яких виділяються отруйні гази і пара, а також досліди з концентрованими кислотами, проводити у витяжній шафі з ввімкненою тягою.

2. Концентровані кислоти і луги наливати у пробірки обережно, слідкуючи за тим, щоб реактиви не потрапляли на руки й одяг.

3. Розбавляючи концентровані кислот, особливо сульфатну, необхідно вливати невеликими порціями кислоту в воду, а не навпаки.

4. Не нюхати гази, що виділяються, близько нахилившись до посуду. Для визначення запаху газу чи рідини слід обережно вдихати повітря, злегка направляючи струмінь його від посуду до себе помахом руки.

5. Не працювати з легкозаймистими речовинами поблизу запаленого пальника.

6. Не нахилитись над посудом з рідиною, коли наливаєте реактив, щоб уникнути його попадання на обличчя чи одяг.

7. Не нахилитися над посудом з рідиною, що нагрівається, тому що вона може вибризнути.

8. При нагріванні рідини в пробірці її треба тримати так, щоб отвір пробірки був спрямований у бік від себе і від товаришів, що знаходяться поруч.

9. Не залишати шматків металічного натрію на повітрі, не викидати їх в раковину чи в урну з сміттям.

10. У випадку загоряння горючих рідин негайно погасити вогонь, накинувши протипожежну ковдру або засипати полум'я піском.

11. Гарячі предмети брати тільки спеціальними щипцями.

12. Якщо під час роботи пролито кислоту чи луг у великій кількості, негайно повідомити лаборанта чи викладача.

13. Після роботи в лабораторії необхідно ретельно вимити руки.

ІV. НАДАННЯ ПЕРШОЇ ДОПОМОГИ

1. У випадку потрапляння кислоти на руки або обличчя необхідно ретельно промити уражене місце проточною водою, а потім обробити 5% розчином натрій гідрокарбонату (питної соди).

2. У випадку потрапляння лугу на руки або обличчя необхідно ретельно промити уражене місце проточною водою до зникнення відчуття мильності, а потім обробити 2% розчином борної кислоти.

3. У випадку потрапляння лугу або кислоти в очі необхідно добре промити очі водою за допомогою промивної склянки або звичайного хімічного стаканчика, потім закапати очі очними краплями та звернутись до лікаря.

4. У випадку термічних опіків необхідно охолодити обпечене місце під проточною водою, обробити розбавленим етиловим спиртом або 3-5% розчином калій перманганату і перев'язати бинтом. У разі отримання важких опіків необхідно відразу звернутись до лікаря.

5. У випадку порізів рук слід насамперед видалити з рани осколки скла, потім змити кров 2% розчином перманганату калію, 3% розчином гідроген пероксиду, обробити місце навколо рани 3% спиртовим розчином йоду, а тоді забинтувати.

6. У випадку отруєння необхідно відразу звернутись до лікаря.

МОДУЛЬ 1
ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ. БУДОВА РЕЧОВИНИ. ЗАГАЛЬНІ
ЗАКОНОМІРНОСТІ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ.
ОСНОВИ ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ.

Лабораторна робота № 1

ТЕМА: ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

МЕТА: Засвоїти правила техніки безпеки під час роботи в хімічній лабораторії.
Повторити основні закони і поняття хімії, які вивчались у школі.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Основні поняття хімії

Хімічний елемент – це вид атомів з однаковим зарядом ядра.

Атом – це хімічно неподільна електронейтральна частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів.

Молекула – найменша частинка речовини, яка здатна самостійно існувати і має всі хімічні властивості речовин.

Простою речовиною називають індивідуальну речовину, молекули або кристали якої складаються з атомів одного елемента, наприклад, H_2 , N_2 , алмаз, сірка, графіт.

Хімічною сполукою (складною речовиною) називають індивідуальну речовину, молекули або кристали якої складаються з атомів двох або більше елементів, наприклад, HCl , $NaCl$, $HNCS$, CaC_2 .

Відносна атомна маса – це маса атома, виражена в атомних одиницях маси.

Атомна одиниця маси (а.о.м.) дорівнює $1,667 \cdot 10^{-24}$ г.

Відносна атомна маса показує, у скільки разів маса даного елемента більша за $1/12$ маси атома Карбону (1 а.о.м.)

Молекулярна маса речовини – це відносна маса молекули, що виражена в атомних одиницях маси. Молекулярна маса речовини дорівнює сумі атомних мас елементів, що входять до складу молекули.

Моль – це кількість речовин, що містять стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів тощо), скільки атомів містить 12 г Карбону.

Кількість структурних одиниць (молекул, іонів, атомів, електронів), що містить один моль речовини, дорівнює $6,02 \cdot 10^{23}$. Ця величина – число Авогадро.

Молярна маса – маса одного моля даної речовини в грамах. Молярну масу вимірюють в грамах на моль ($\Gamma_{\text{моль}}$). Чисельно вона дорівнює молекулярній масі тієї або іншої речовини.

$$M = m/n (\Gamma_{\text{моль}}), \quad m = M \cdot n (\text{г}), \quad n = m/M (\text{моль}).$$

Основні закони хімії

Закон збереження маси: маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції

Закон постійного складу: кожна хімічна сполука, яким би із способів вона не була отримана, має один і той же склад.

Закон кратних відношень: у двох сполуках, які утворені з одних і тих же елементів, на одну і ту ж масову кількість одного елементу припадають такі кількості другого елементу, які відносяться, як невеликі цілі числа.

Закон об'ємних відношень: об'єми речовин, які вступають в реакцію, відносяться між собою, а також до об'ємів газоподібних продуктів, які утворилися, як невеликі цілі числа.

Закон Авогадро: в однакових (рівних) об'ємах різних газів при однакових зовнішніх умовах міститься однакове число молекул.

Із закону Авогадро слідує:

За нормальних умов (при температурі 273,16 К і тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 0,0224 м³ (22,4 л), в якому міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць (атомів, молекул) – це постійна Авогадро (N_A).

Відношення мас однакових об'ємів двох різних газів називають *відносною густиною* першого газу за другим.

$$D_2 = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Густина газу за воднем – $D_{H_2} = \frac{M}{2}$,

Густина за повітрям – $D_{пов} = \frac{M}{M_{пов}} = \frac{M}{29}$

Рівняння стану газу Меделєєва – Клапейрона: $pV = \frac{m}{M} RT$,

де V – об'єм газу при тиску p і температурі T ; m – маса газу; M – молярна маса газу; R – універсальна газова постійна.

$R = 8,31$ Дж/град·моль = 62360 мм.рт.ст.·мл/К·моль = 0,082 атм.·л/К·моль.

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

1. Визначити масу двох моль кальцій нітрату.

Розв'язання.

Обчислюємо молярну масу кальцій нітрату:

$M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = Ar(\text{Ca}) + (Ar(\text{N}) + 3Ar(\text{O})) \cdot 2 = 40 + (14 + 3 \cdot 16) \cdot 2 = 164$ (г/моль).

Обчислюємо масу двох моль кальцій нітрату:

$m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) \cdot n(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 164 \cdot 2 = 328$ (г).

Відповідь: 328 г.

2. Відносна густина газу за повітрям 1,52. Визначити молярну масу газу.

Розв'язання.

Із закону Авогадро слідує, що при одному і тому ж тиску і температурі маси (m) рівних об'ємів газів відносяться як їх молярні маси (M):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

де $\frac{m_1}{m_2}$ – відносна густина першого газу за другим і позначається D.

Отже, за умовою задачі: $D = \frac{M_1}{M_2} = 1,52$

Середня молярна маса повітря $M_2 = 29$ г/моль.

Тоді: $M_1 = D \cdot M_2 = 1,52 \cdot 29 = 44$ г/моль.

3. Визначити молярну масу газу, якщо за нормальних умов 0,232 г газу займають об'єм 200 мл.

Розв'язання.

За нормальних умов (н.у.) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л. Обчисливши масу 22,4 л газу, ми визначимо його молярну масу:

0,232 г газу займає об'єм 0,2 л

x г ----- **22,4 л** $x = \frac{0,232 \times 22,4}{0,2} = 26$ г.

Отже, молярна маса газу становить 26 г/моль.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Показати різницю між поняттями «атом», «молекула», «хімічний елемент».
2. У яких одиницях вимірюють відносну атомну та молекулярну масу, кількість речовини?
3. На прикладі реакції горіння вуглецю показати правильність закону збереження маси.
4. Як визначити, у скільки разів один газ легший або важчий за другий?
5. Як визначити об'єм газу за умов, відмінних від нормальних?

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Чи однакову кількість молекул містять 11,2 л азоту та 11,2 л водню; 17 г амоніаку та 1 г водню; 5,6 л кисню та 71 г хлору?
2. Визначити масову частку Оксигену в оксидах карбону (II) та (IV) та воді.
3. Яка маса кисню, який при температурі 15 °C і тиску 1 атм. займає об'єм 1 л?
4. Визначити масу 5 моль кристалічної соди $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
5. Визначити масу магнію, що міститься у 100 г магній оксиду.
6. Густина деякого газу за повітрям становить 2. Визначити густину цього газу за воднем.
7. За н.у. 250 мл (cm^3) деякого газу мають масу 0,1898 г. Визначити молярну масу й абсолютну масу однієї молекули цього газу в грамах.
8. Скільки молекул міститься в 8,5 г H_2S . В якій кількості CO_2 міститься стільки ж молекул ?
9. За н.у. 500 мл деякого газу важать 0,3805 г, а маса 250 мл кисню за таких же умов 0,3572 г. Розрахувати молярну масу газу двома методами.
10. Який об'єм займуть за нормальних умов $2,69 \cdot 10^{22}$ молекул газу? Визначити молярну масу цього газу, знаючи, що цей об'єм має масу 1,25 г.

Лабораторна робота № 2

ТЕМА: ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МЕТАЛУ

МЕТА: Експериментально визначити еквівалентну масу металу методом витіснення водню з кислоти.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Еквівалент речовини – це така кількість речовини, яка сполучається з 1 моль атомів Гідрогену або заміщає таку ж кількість атомів Гідрогену в хімічних реакціях. Масу 1 еквівалента речовини називають молярною масою еквівалента (M_E). Еквіваленти виражаються в молях, а еквівалентні маси – в г/моль.

За *законом еквівалентів*, маси (об'єми) реагуючих речовин пропорційні їх молярним масам (об'ємам) еквівалентів:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{E_1}}{M_{E_2}}; \quad \frac{V_1^0}{V_2^0} = \frac{V_{E_1}}{V_{E_2}}$$

Теоретично молярну масу еквівалента простої речовини визначають за формулою:

$$M_E = \frac{M}{n \cdot B},$$

де M – молярна маса речовини;

B – валентність атомів елемента,

n – число атомів елемента в молекулі речовини.

Наприклад, молярна маса еквівалента магнію:

$$M_E(\text{Mg}) = \frac{M_A(\text{Mg})}{n \cdot B} = \frac{24,3}{1 \cdot 2} = 12,15 \text{ г/моль} \cdot \text{екв}$$

Молярна маса еквівалента кислоти дорівнює

$$M_E(\text{кислоти}) = \frac{M}{\text{основність}} \text{ (г/моль} \cdot \text{екв)},$$

$$M_E(\text{HCl}) = 36,5/1 = 36,5 \text{ г/моль},$$

$$M_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49 \text{ г/моль},$$

$$M_E(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98/3 = 32,67 \text{ г/моль}.$$

Молярна маса еквівалента основи дорівнює

$$M_E(\text{основи}) = \frac{M}{\text{кислотність}} \text{ (г/моль} \cdot \text{екв)},$$

де кислотність – кількість гідроксильних груп.

$$M_E(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль} \cdot \text{екв},$$

$$M_E(\text{Ba(OH)}_2) = 137/2 = 85,5 \text{ г/моль} \cdot \text{екв}.$$

Молярна маса еквівалента солі дорівнює

$$M_E(\text{солі}) = \frac{M}{B \cdot n} \text{ (г/моль} \cdot \text{екв)}.$$

$$M_E = M \cdot E = M / B \cdot n \text{ (г/моль)},$$

де B – валентність атомів металу в молекулі солі,

n – число атомів металу в молекулі солі.

$$M_E(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль},$$

$$M_E(\text{CaCO}_3) = 100/2 = 50 \text{ г/моль}.$$

В окисно-відновних реакціях молярна маса еквівалента визначають відношенням молярної маси до числа електронів, які приєднує окисник або віддає відновник.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

1. Скласти прилад, зображений на рисунку 1.
2. Зважити порошок магнію (близько 0,05 г) на торсійній вазі. Загорнути наважку у фільтрувальний папір.
3. Заповнити кристалізатор водопровідною водою приблизно на 2/3 об'єму.
4. Повністю заповнити циліндр водою і помістити його у кристалізатор отвором вниз так, щоб у циліндрі не було бульбашок повітря. Для цього циліндр з водою накрити шматочком фільтрувального паперу і папір притиснути лівою рукою, при цьому циліндр взяти у праву руку. Швидко перевернути циліндр, помістити у воду, і якщо повітря не попало в циліндр, закріпити його в штативі.
5. У колбу налити 15-20 мл розчину хлоридної кислоти, тримаючи колбу в горизонтальному положенні. У горло колби помістити фільтрувальний папір з наважкою магнію.
6. Закрити отвір колби корком з газовідвідною трубкою. Кінець трубки ввести під водою в отвір циліндра.
7. Повернути колбу у вертикальне положення, щоб наважка магнію попала в кислоту. Спостерігати виділення газу, який збирається у верхній частині циліндра, витісняючи воду.
8. Після завершення реакції лінійкою виміряти висоту стовпа води у циліндрі та визначити об'єм водню, що виділився.
9. Прилад розібрати і привести в порядок робоче місце.
10. Обчислити молярну масу еквівалента магнію і похибку експерименту, результати вимірювань та обчислень занести у таблицю.

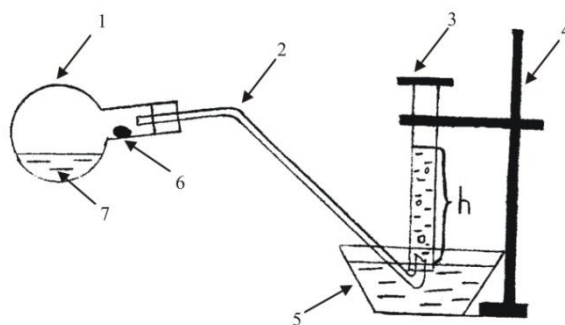


Рис. 1. Прилад для визначення молярної маси еквівалента магнію:

- | | |
|--------------------------|---------------------|
| 1 – колба; | 5 – кристалізатор; |
| 2 – газовідвідна трубка; | 6 – наважка магнію; |
| 3 – циліндр; | 7 – кислота. |
| 4 – лабораторний штатив; | |

Результати дослідів

| Параметри дослідів | Умовне позначення | Одиниці вимірювання | Числове значення |
|--|----------------------------|--|------------------|
| Маса магнію | $m(\text{Mg})$ | г | |
| Об'єм водню, що виділився | $V(\text{H}_2)$ | мл | |
| Висота стовпа води в циліндрі від поверхні води в кристалізаторі до поверхні води в циліндрі | h | мм | |
| Атмосферний тиск в лабораторії | $P_{\text{атм}}$ | мм.рт.ст. | |
| Тиск водяної пари при температурі дослідів (таблиця 1) | $P(\text{H}_2\text{O})$ | мм.рт.ст. | |
| Температура в приміщенні | T | К | |
| Температура за н.у. | T^0 | К | 273 |
| Тиск за н.у. | P^0 | мм.рт.ст. | 760 |
| Об'єм еквівалента водню за н.у. | $V_{\text{Е}}(\text{H}_2)$ | $\frac{\text{мл}}{\text{моль} \cdot \text{екв}}$ | 11200 |

РОЗРАХУНКИ

1. Обчислити тиск водню в циліндрі:

$$P(\text{H}_2) = P_{\text{атм}} - P(\text{H}_2\text{O}) - \frac{h}{13,6},$$

де $P_{\text{атм}}$ – тиск в лабораторії, мм рт. ст.;

$P(\text{H}_2\text{O})$ – тиск насиченої водяної пари (залежить від температури і визначається за таблицею 1 у додатках), мм. рт. ст.;

$\frac{h}{13,6}$ – тиск стовпа води в циліндрі, мм. рт. ст.;

h – висота стовпа води, мм; 13,6 – густина ртуті.

2. Привести об'єм водню, що виділився, до нормальних умов:

$$V^0(\text{H}_2) = \frac{P(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2) \cdot T^0}{P^0 \cdot T},$$

де $P(\text{H}_2)$ – парціальний тиск водню в циліндрі, мм. рт. ст.;

$V(\text{H}_2)$ – об'єм водню, що виділився, мл;

T – температура в лабораторії, К.

3. Розрахувати молярну масу еквівалента магнію:

$$M_{\text{Е}}(\text{M}_g) = \frac{m(\text{Mg}) \cdot V_{\text{Е}}(\text{H}_2)}{V^0(\text{H}_2)},$$

де $m(\text{Me})$ – маса металу, г;

$V^0(\text{H}_2)$ – об'єм водню, що виділився, приведений до норм. умов, мл;

$M_{\text{Е}}(\text{Me})$ – молярна маса еквівалента металу, г/моль·екв.;

$V_{\text{Е}}(\text{H}_2)$ – об'єм еквівалента водню, мл/моль·екв.

За нормальних умов $V^0_{\text{Е}}(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л/моль екв.} = 11200 \text{ мл/моль} \cdot \text{екв.}$

4. Обчислити абсолютну і відносну похибку експерименту:

$$\Delta M_E(M_g)_{\text{абс.}} = | M_E(M_g)_{\text{теор}} - M_E(M_g)_{\text{експ}} |$$
$$\Delta M_E(M_g)_{\text{відн}} = \frac{\Delta M_E(M_g)_{\text{абс.}}}{M_E(M_g)_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Поняття “еквівалент” та “молярна маса еквівалента”.
2. Закон еквівалентів, математичний вираз закону.
3. Як обчислюють молярну масу еквівалента оксидів, основ, кислот, солей?
4. Чому молярна маса сполуки стала, а молярна маса еквівалента може мати декілька значень?
5. Як експериментально можна визначити молярну масу еквівалента речовини?

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Із 9,58 г чотиривалентного металу отримали 15,98 г оксиду. Визначити, який це метал?
2. З 2,9 г гідроксиду металу можна одержати 9,2 г його броміду. Визначити молярну масу еквівалента металу. Сформулювати закон, за яким виконуються подібні задачі.
3. Для відновлення 6,8 г оксиду металу потрібно стільки ж водню, скільки його виділяється при реакції 13 г цинку з кислотою. Визначити молярну масу еквівалента металу та оксиду металу.
4. З 7,7 г нітрату металу одержано 3,2 г його гідроксиду. Визначити молярну масу еквівалента металу.
5. Обчислити молярну масу еквівалента ортофосфорної кислоти в реакціях утворення гідрофосфатів та фосфату натрію. Записати відповідні реакції.
6. Чому дорівнює при н.у. об'єм еквівалента кисню? На спалювання 1,5 г двовалентного металу витрачено 0,69 л O_2 (н.у.). Обчислити молярну масу еквівалента металу та його атомну масу.
7. Обчислити молярну масу еквівалента та атомну масу трьохвалентного металу, 0,9 г якого за н.у. приєднує 0,56 л кисню.
8. Для нейтралізації 2,25 г кислоти потрібно 2 г натрій гідроксиду. Визначити молярну масу еквівалента кислоти.
9. Визначити молярну масу еквівалента Сульфуру, якщо його оксид містить: а) 50 % Оксигену; б) 60 % Оксигену.
10. Визначити молярну масу еквівалента калій перманганату у реакції його взаємодії із натрій сульфідом у кислому середовищі.

Лабораторна робота № 3

ТЕМА: Основні класи неорганічних сполук

МЕТА: засвоїти класифікацію оксидів, гідроксидів та солей та хімічні властивості.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Всі неорганічні речовини поділяють на прості і складні. Молекули простих речовин складаються з атомів одного елемента (Fe, P, H₂, O₂ тощо). Складні неорганічні речовини поділяють на такі основні класи:

- 1) оксиди;
- 2) гідрати оксидів:
 - основи;
 - кислоти;
 - амфотерні гідроксиди;
- 3) солі.

Оксидами називають складні речовини, молекули яких складаються з двох елементів, одним з яких є кисень у ступені окиснення -2.



Оксиди бувають солетвірні і несолетвірні. Несолетвірні (байдужі) оксиди не утворюють солей. Їх утворюють неметали у нижчому ступені окиснення (+1, +2):



Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, називаються солетвірними. Вони поділяються на основні, кислотні, амфотерні.

Основними називаються оксиди, гідратами яких є основи. Їх утворюють метали в низьких ступенях окиснення (+1, +2, +3):



Кислотними називаються оксиди, гідратами яких є кислоти. Такі оксиди називають ангідридами кислот. Їх утворюють неметали і метали у високих ступенях окиснення (+5 і вище):



Амфотерними називаються оксиди, які залежно від умов можуть виявляти властивості і основних і кислотних оксидів:



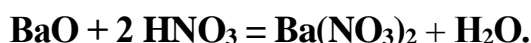
Хімічні властивості

I. Основні оксиди:

1) оксиди лужних і лужноземельних металів реагують з H₂O:

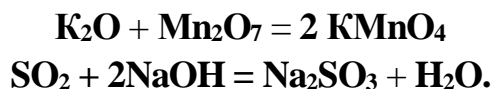


2) реагують з кислотами і кислотними оксидами:



II. Кислотні оксиди:

1) реагують з основами і основними оксидами:



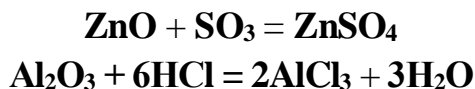
2) як правило реагують з водою:



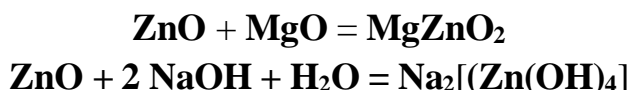
III. Амфотерні оксиди:

1) з водою не взаємодіють;

2) з кислотами і кислотними оксидами взаємодіють як основні оксиди:



3) з основами і основними оксидами взаємодіють як кислотні оксиди:



Основами називаються сполуки, які складаються з катіонів металу та гідроксогруп OH^- : NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Число груп OH^- , здатних заміщуватись на кислотні залишки з утворенням солей, називається кислотністю основи. Із збільшенням ступеня окиснення металу основні властивості його гідроксиду послаблюються.

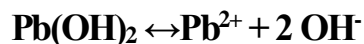
За теорією електролітичної дисоціації основи - це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням гідроксид-іонів.

Основи, утворені лужними і лужноземельними металами, добре розчиняються і дисоціюють у воді. Такі сильні основи називаються лугами. Слабкі основи дисоціюють у водних розчинах незначною мірою.

Дисоціація сильної основи:

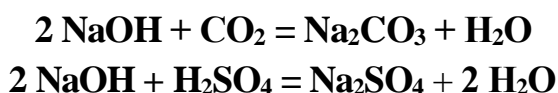


Дисоціація слабкої основи:

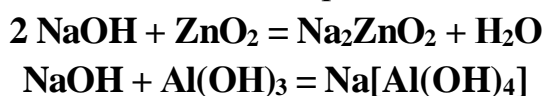


Хімічні властивості

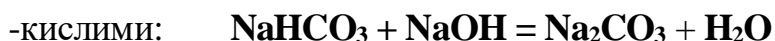
1) взаємодія з кислотами і кислотними оксидами:



2) взаємодія з амфотерними оксидами і гідроксидами:



3) взаємодія з солями:



Кислотами називаються сполуки, до складу яких входять атоми водню, здатні заміщуватись на метал. Число атомів водню, здатних до заміщення, визначає основність кислоти.

Як електроліти кислоти у водних розчинах дисоціюють з утворенням катіона водню H^+ . За здатністю до дисоціації кислоти поділяють на:

- сильні (дисоціює $>50\%$ молекул) - HCl ; HNO_3 ; H_2SO_4 ;

- середні (дисоціює $\approx 30\%$ молекул) - H_2SO_3 ; H_3PO_4 ;

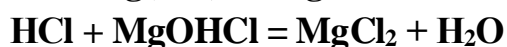
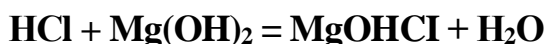
- слабкі (дисоціює <3% молекул) - H_2CO_3 ; H_2S .

Дисоціація сильної кислоти: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

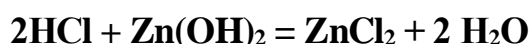
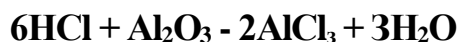
Дисоціація слабкої кислоти: $\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$

Хімічні властивості

1. Взаємодія з основами і основними оксидами:



2. Взаємодія з амфотерними оксидами і гідроксидами:



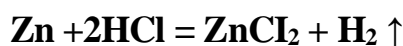
3. Взаємодія з солями:

- середніми: $2\text{HCl} + \text{K}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{KCl}$

- основними: $\text{HCl} + \text{CuOHCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- кислими: $\text{HCl} + \text{NaHCO}_3 = \text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

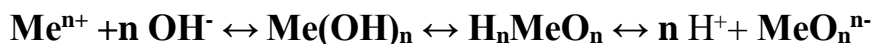
4. Взаємодія з металами:



Амфотерні гідроксиди - це гідроксиди, які в залежності від умов реакції можуть проявляти і основні, і кислотні властивості:



Вони можуть дисоціювати і як основи, і як кислоти:



Хімічні властивості

1) взаємодія з кислотами і кислотними оксидами (як основа).

2) взаємодія з основами і основними оксидами (як кислота).

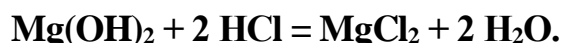
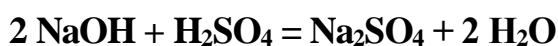
Солі – це продукти заміщення атомів водню в кислоті на метал чи гідроксильних груп в основі на кислотний залишок. Солі поділяються на:

- Середні - Na_2SO_4 (натрій сульфат); FeCl_3 (ферум (III) хлорид).

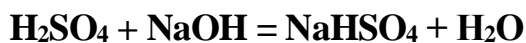
- Кислі - NaHSO_4 (натрій гідросульфат); KHCO_3 (калій гідрокарбонат).

- Основні - MgOHCl (магній гідроксохлорид); $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ (ферум (III) дигідроксонітрат).

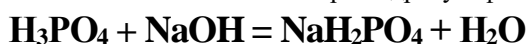
Середні солі – це продукт повного заміщення атомів водню в кислоті або гідроксильних груп в основі:



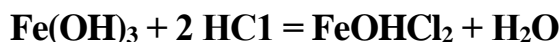
Кислі солі – це продукт неповного заміщення атомів водню в багатоосновній кислоті на метал.



Натрій гідросульфат



Основні солі – це продукт неповного заміщення гідроксильних груп в багатокислотній основі на кислотний залишок.



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Взаємодія основних оксидів з кислотами.

У пробірку помістити невелику кількість купрум (II) оксиду CuO , додати 3-4 мл розчину хлоридної кислоти та підігріти. Що відбувається? Відмітити забарвлення розчину. Написати рівняння реакції.

Дослід 2. Взаємодія солей з кислотами.

Кусочок крейди (кальцій карбонат) опустити в пробірку з хлоридною кислотою. Спостерігати виділення газу. Написати рівняння реакції. Пробірку закрити корком з газовідвідною трубкою. Газ, що виділяється, використати для дослідів №3.

Дослід 3. Взаємодія кислотних оксидів з основами.

В пробірку налити 3-4 мл розчину $\text{Ca}(\text{OH})_2$ та пропустити вуглекислий газ. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

Дослід 4. Одержання та властивості основ.

У дві пробірки налити по 1-2 мл розчинів: у першу – барій хлориду, в другу – купрум (II) сульфату. До кожного налити по 2-3 мл розчину лугу. Які зміни спостерігаються?

Записати рівняння реакцій та спостереження.

Розділити вміст кожної з пробірок надвоє, одержавши дві однакові групи:

а) Пробірки першої групи по черзі обережно нагріти на полум'ї пальника, безперервно струшуючи. Пояснити спостереження, подавши рівняння реакцій. Зробити висновок про термічну стійкість одержаних гідроксидів.

б) До осадів другої групи пробірок долити хлоридної кислоти (10%). Записати рівняння реакцій, відзначивши спостережені зміни. Зробити висновок про хімічний характер досліджуваних гідроксидів.

Дослід 5. Одержання та властивості амфотерного гідроксиду.

У пробірку налити 2-3 мл розчину алюміній сульфату і обережно доливати розчин амоній гідроксиду до утворення осаду. Звернути увагу на вигляд осаду, записати рівняння реакції та спостереження.

Розділити одержаний осад у 2 пробірки. В одну долити 10% розчин хлоридної кислоти, в іншу – 30% розчин лугу. Спостерігати розчинення осаду в обох пробірках. Записати рівняння реакцій та спостереження. Пояснити причину розчинення осаду в кислоті і в лугові, зробивши висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

Дослід 6. Взаємодія солі з сіллю.

В пробірку до 3-5 мл розчину барій хлориду BaCl_2 додати 2-3 мл розчину натрій сульфату Na_2SO_4 . Що відбувається?

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що таке оксиди? На які групи поділяють оксиди?
2. Навести приклади несолетвірних та амфотерних оксидів.
3. Хімічні властивості основ. Навести приклади реакцій.
4. Хімічні властивості кислот. Навести приклади реакцій.
5. Класифікація солей.
6. Способи отримання солей.
7. Фізичні та хімічні властивості солей. Навести приклади.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

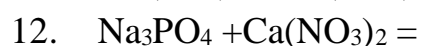
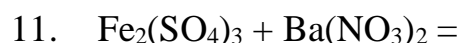
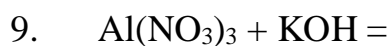
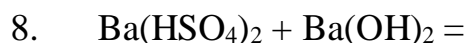
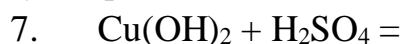
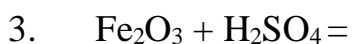
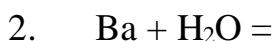
1. Записати формули оксидів за поданою валентністю елемента: Cu(II); B(III); Al(III); C(II); S(VI); Mn(VII). Вказати хімічний характер оксидів та записати формули відповідних їм гідратів.

2. Написати формули ангідридів кислот: H_2SO_4 ; H_3BO_3 ; $HClO$; $HMnO_4$.

3. З якими з перелічених речовин буде реагувати хлоридна кислота: N_2O_5 ; $Zn(OH)_2$; CaO ; H_3PO_4 ; $AgNO_3$; AlO_2 , H_2SO_3 ; $Cu(OH)Cl$; K_2CO_3 ; $NaHS$. Написати рівняння реакцій

4. Які з перелічених речовин будуть реагувати з натрій гідроксидом: HNO_3 ; CaO ; $Zn(OH)_2$; CO_2 ; $CuSO_4$; $Ca(OH)_2$; $KHCO_3$; P_2O_5 ; AlO_2 ; $Cu(OH)Cl$. Назвати вихідні речовини і продукти реакції.

5. Завершити рівняння реакцій та назвати продукти реакцій



Лабораторна робота №4

ТЕМА: Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага

МЕТА: вивчити залежність швидкості хімічних реакцій від концентрації та температури, побудувати графіки залежності швидкості реакції від цих факторів. Вивчити особливості оборотних хімічних реакцій. Розглянути суть константи хімічної рівноваги та фактори, які впливають на зміщення хімічної рівноваги

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Хімічна кінетика – це область хімії, що вивчає швидкість і механізм протікання реакцій.

Гомогенними називаються реакції, що протікають у однорідному середовищі (газ чи розчин).

Гетерогенними називаються реакції, що протікають у неоднорідному середовищі між речовинами, що перебувають у різних агрегатних станах (газ і рідина; тверда речовина і рідина, газ і тверда речовина).

Гомогенні реакції відбуваються у всьому об'ємі системи, гетерогенні – лише на поверхні поділу фаз.

Швидкість хімічних реакцій

Для гомогенних процесів, що відбуваються без зміни об'єму, швидкість хімічної реакції визначають як зміну концентрацій реагуючих речовин або продуктів реакції за одиницю часу. Швидкістю гетерогенної реакції називають кількість речовини, що вступає в реакцію або утворюється під час реакції за одиницю часу на одиниці поверхні фаз.

Швидкість хімічних реакцій залежить від природи реагуючих речовин, їх концентрацій, температури, наявності каталізатора і деяких інших зовнішніх факторів.

Залежність швидкості реакції від концентрації

Закон діючих мас (Гульдберг і Вааге): *при сталій температурі швидкість хімічних реакцій пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин в степенях, що є їх коефіцієнтами в рівнянні хімічної реакції.*

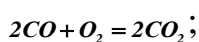
Для гомогенної реакції: $aA + bB = cC + dD$ швидкість реакції:

$$v_{x.p.} = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

де C_A і C_B – концентрації речовин A і B в моль/л;

k – константа швидкості хімічної реакції, залежить від температури, природи реагуючих речовин і від наявності каталізатора, але не залежить від концентрації. Константа швидкості кількісно рівна швидкості реакції, коли $C_A = C_B = 1$ моль/л.

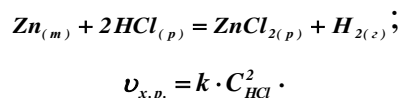
Якщо реагують гази, то концентрації можна замінити парціальними тисками газів. Наприклад, для реакції у газовій фазі:



$$v_{x.p.} = k \cdot C_{CO}^2 \cdot C_{O_2} \quad \text{або} \quad v_{x.p.} = k \cdot P_{CO}^2 \cdot P_{O_2}.$$

Швидкість гетерогенних хімічних реакцій залежить лише від концентрації речовин у рідкій чи газоподібній фазі. Тверді речовини у рівняння швидкості не включаються.

Наприклад:



Залежність швидкості хімічної реакції від температури

Вплив температури на підвищення швидкості хімічної реакції пояснює *теорія активації*.

Надлишкова енергія, яку повинні мати молекули, щоб їх зіткнення могло призвести до утворення нової речовини, називається *енергією активації* (E_a , кДж/моль). Молекули, енергія яких досягає енергії активації, називаються *активними*.

Підвищення температури збільшує кінетичну енергію і кількість активних молекул, а це призводить до зростання швидкості хімічної реакції.

Взаємозв'язок між температурою, енергією активації та швидкістю хімічної реакції визначається рівнянням Арреніуса:

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT},$$

де k – константа швидкості;

A – множник Арреніуса, який оцінює кількість ефективних зіткнень;

e – основа натурального логарифма;

E_a – енергія активації;

T – температура.

Наближено залежність швидкості реакції від температури визначають за правилом Вант-Гоффа: *при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість більшості гомогенних реакцій зростає в 2-4 рази*.

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де v_{t_1}, v_{t_2} – швидкості реакції при температурах t_1 і t_2 ;

t_1 і t_2 – початкова і кінцева температури;

γ – температурний коефіцієнт швидкості: показує, у скільки саме разів змінюється швидкість даної реакції при зміні температури на кожні 10 градусів. Для більшості хімічних реакцій $\gamma = 2...4$.

Каталіз та каталізатори

Каталізатори – це речовини, що збільшують швидкість реакції, кількісно і якісно при цьому не змінюючись. Речовини, що зменшують швидкість реакцій, називаються від'ємними каталізаторами, або інгібіторами.

Реакції, що відбуваються під дією каталізаторів, називаються *каталітичними*.

При *гомогенному* каталізі всі реагуючі речовини і каталізатор утворюють одну фазу (газоподібну або рідку).

При *гетерогенному* каталізі каталізатор перебуває в іншому агрегатному стані, ніж реагуючі речовини. Це, як правило, тверда речовина, на поверхні якої відбуваються каталітичні процеси.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин

а) Налити в пробірку 1-2 мл розчину натрій тіосульфату і додати стільки ж сульфатної кислоти. Спостерігати помутніння розчину внаслідок виділення вільної сірки, яка утворюється при взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою:



Час, який проходить від початку реакції до явного помутніння розчину, визначає швидкість реакції.

б) В три колби налити *0,1N* розчин натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$: у першу – 5 мл, у другу – 10 мл, у третю – 15 мл. До вмісту першої колби додати 10 мл води, до другої – 5 мл. В кожну колбу по черзі доливати по 5 мл 2% розчину сульфатної кислоти, визначаючи час від моменту доливання кислоти до помутніння розчину в колбі.

Результати записати в таблицю, обчисливши швидкість реакції.

Результати дослідів

| Параметри дослідів | Номер колби | | |
|--|-------------|----|----|
| | 1 | 2 | 3 |
| Об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл | 5 | 10 | 15 |
| Об'єм H_2O , мл | 10 | 5 | – |
| Умовна концентрація тіосульфату | 1с | 2с | 3с |
| Об'єм H_2SO_4 , мл | 5 | 5 | 5 |
| Час до появи каламуті τ , с | | | |
| Швидкість реакції, $V=1/\tau$ | | | |

За результатами дослідів побудувати графік, відкладаючи на осі абсцис значення умовної концентрації натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а на осі ординат – швидкість реакції $V=1/\tau$.

Зробити висновок про характер залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин. Чи узгоджуються одержані результати з законом діючих мас?

Дослід 2. Залежність швидкості реакції від температури

Налити в три пробірки по 5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в інші три пробірки – по 5 мл розчину H_2SO_4 . Розділити пробірки на три пари: по 1 пробірці з розчинами $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і H_2SO_4 в кожній парі.

Відмітити температуру повітря в лабораторії, злити разом розчини першої пари пробірок і визначити час від моменту зливання до помутніння розчину.

Дві другі пробірки помістити на 5 хвилин у хімічну склянку з водою, нагрітою на $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ вище від кімнатної температури. Температуру міряти термометром, опущеним у хімічну склянку з водою. Злити вміст пробірок, відмітити час з моменту зливання розчинів до помутніння.

Повторити дослід з останніми двома пробірками, нагрівши їх до температури на $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ вище кімнатної.

Результати дослідів занести в таблицю, обчисливши швидкість реакції.

Результати дослідів

| Номер колби | 1 | 2 | 3 |
|--|---|---|---|
| Об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл | 5 | 5 | 5 |
| Об'єм H_2SO_4 , мл | 5 | 5 | 5 |
| Температура, $t^{\circ}\text{C}$ | | | |
| Час до появи каламуті τ , с | | | |
| Швидкість реакції, $v = 1/\tau$ | | | |

Побудувати графік залежності швидкості реакції від температури дослідів, відклавши на осі абсцис значення температури експерименту, а на осі ординат – значення швидкості реакції.

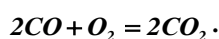
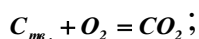
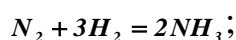
Зробити висновок про характер залежності швидкості реакцій від температури, обчисливши температурний коефіцієнт реакції. Чи відповідає знайдена залежність правилу Вант Гоффа?

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

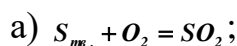
1. Що таке швидкість хімічної реакції?
2. Закон діючих мас. Його виведення.
3. Каталіз, каталізатори, каталітичні реакції.
4. Оборотні та необоротні хімічні реакції.
5. Хімічна рівновага. Правило Ле Шательє.

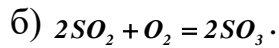
ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Записати математичний вираз швидкості таких хімічних реакцій:



2. Записати вирази для швидкості таких реакцій:



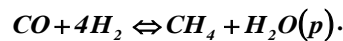


Об'єм кожної із систем зменшили в 4 рази. Як зміняться концентрації реагуючих речовин? Записати вирази для швидкості реакцій після зміни об'єму. Як змінилися швидкості кожної з цих реакцій?

3. Реакція проходить за таким рівнянням: $H_2 + I_2 = 2HI$. Константа швидкості цієї реакції при деякій температурі рівна $k = 0,16$. Початкові концентрації реагуючих речовин: $[H_2] = 0,04$ моль / л; $[I_2] = 0,05$ моль / л. Обчислити початкову швидкість реакції і її швидкість, коли концентрація водню зменшилась до $0,03$ моль / л.

4. Як зміниться швидкість реакції в газовій фазі при підвищенні температури на $60^\circ C$, якщо температурний коефіцієнт швидкості даної реакції дорівнює 2?

5. Записати вираз константи рівноваги для реакції:



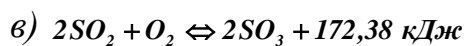
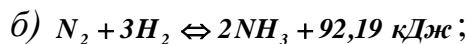
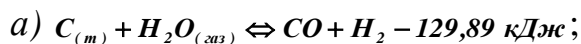
Як змінити тиск, щоб збільшити вихід метану?

6. Константа швидкості реакції $A + 2B = AB_2$ рівна $2 \cdot 10^{-3}$:

а) яка швидкість v_1 даної реакції в початковий момент, коли концентрація речовини А рівна $3,4$ моль / л, речовини В $- 0,6$ моль / л;

б) якою буде швидкість V_2 цієї реакції через деякий час, коли утворилося $0,1$ моль / л речовини AB_2 ?

7. В якому напрямі зміститься рівновага таких оборотних реакцій:



при пониженні температури; при пониженні тиску? Записати вирази константи рівноваги для даних реакцій.

Наприклад, якщо в 1 л розчину сульфату натрію міститься 71 г (1 моль еквівалентів) Na_2SO_4 , то нормальність розчину $C_n = 1$ моль-екв/л, розчин однонормальний /1Н/.

5. **Моляльність** (моляльна концентрація), C_m – визначає кількість розчиненої речовини на 1 кг розчинника.

$$C_m = \frac{v_{p.p.}}{m_{p-ка}} \cdot 1000 = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.} \cdot m_{p-ка}} \cdot 1000.$$

6. **Мольна частка**, N – визначає частку моль одного з компонентів розчину від загального числа моль всіх компонентів розчину.

$$N_1 = \frac{v_1}{v_1 + v_2 + v_3 + \dots},$$

де $v_{1,2,3}$ – кількість речовини компонентів 1,2,3, і т.д.

Для обчислення концентрації розчинів часто використовується густина. Густина (ρ , г/см³, кг/дм³, г/мл) – це маса одиниці об'єму. Густина води – найпоширенішого розчинника – рівна наближено 1 г/см³. Густина розчину відрізняється від густини розчинника. Залежність між масою /m/, об'ємом /V/ та густиною / ρ / розчину виражається формулою:

$$\rho = \frac{m}{V}.$$

Для обчислень, пов'язаних із взаємодією між розчинами, зручно користуватись законом еквівалентів для розчинів:

$$C_{H_1} \cdot V_1 = C_{H_2} \cdot V_2,$$

де C_{H_1}, C_{H_2} – нормальні концентрації реагуючих розчинів, моль екв/л;

V_1, V_2 – об'єми реагуючих розчинів, л.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Визначення масової частки, молярної та нормальної концентрації розчинів HCl (H₂SO₄) та KOH за густиною.

1. В циліндр налити досліджуваний розчин. За допомогою ареометра визначити густина розчину. Результат вказати в таблиці.

2. Налити в дві пробірки по 2 мл розчину HCl (H₂SO₄), а в інші дві пробірки по 2 мл розчину KOH. За допомогою універсального папірця визначити рН розчинів HCl (H₂SO₄) та KOH. Результат вказати в таблиці.

3. Розділити пробірки на дві пари: по одній пробірці з розчином HCl (H₂SO₄), та KOH в кожній парі. В пробірки з першої пари налити по кілька крапель фенолфталеїну. В пробірки з другої пари – по кілька крапель метилоранжу. Забарвлення розчинів вказати в таблиці.

4. За густиною досліджуваного розчину за таблицями № 4, 5 знайти масову частку розчиненої речовини, $\omega\%$.

5. Нехай маса розчину дорівнює 100 г. Обчислити масу розчиненої речовини за формулою:

$$m_{p.p.} = \frac{\omega \cdot m_{розч.}}{100\%}, \text{ г}$$

де ω – масова частка, %

$m_{розч.}$ – маса розчину, г.

4. Визначити об'єм розчину за формулою:

$$V_{розч.} = \frac{m_{розч.}}{\rho}$$

де $m_{розч.}$ – маса розчину, г

ρ – густина розчину, г/см³

5. Молярну концентрацію обчислити за формулою:

$$C_M = \frac{V_{p.p.}}{V_{p-ну}} = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.} \cdot V_{p-ну}}$$

6. Нормальну концентрацію обчислити за формулою:

$$C_H = \frac{V_{екв.p.p.}}{V_{p-ну}} = \frac{m_{p.p.}}{M_{E.p.p.} \cdot V_{p-ну}}$$

Одержані результати внести в таблицю:

| Розчинена речовина | HCl (H ₂ SO ₄) | KOH |
|----------------------------|---------------------------------------|------|
| Розчинник | Вода | Вода |
| pH | | |
| Фенолфталеїн | | |
| Метилоранж | | |
| ρ , г/см ³ | | |
| ω , % | | |
| C_M , моль/л | | |
| C_H , моль·екв /л | | |

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

1. Обчислення масової частки розчиненої речовини.

Приклад: При 200 °C в 100 кг води розчинено 15,6 кг нітрату калію. Масова частка нітрату калію в розчині:

$$\omega = \frac{15,6}{15,6 + 100} = 0,135 \text{ або } 13,5\%(\text{мас.})$$

2. Обчислення об'ємної частки розчиненої речовини.

Приклад: 24,5 мл етилового спирту C₂H₅OH розбавили водою до об'єму 120 мл. Об'ємна частка спирту:

$$\omega_{об} = \frac{24,5}{120} = 0,204 \text{ або } 20,4\% (\text{об.})$$

3. Обчислення молярності розчину (молярна концентрація).

Приклад: Обчислити молярну концентрацію розчину хлориду алюмінію з масовою часткою AlCl₃ 16%. Густина розчину 1,149 г/см³.

Розв'язок: За умовою у ста грамах розчину є 16 грамів AlCl₃.

$$M(\text{AlCl}_3) = 133,5 \text{ г/моль}$$

Маса 1000 см^3 розчину: $m = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,149 = 1149 \text{ г}$.

Маса AlCl_3 у 1000 см^3 розчину

$$m(\text{AlCl}_3) = \frac{16 \cdot 1149}{100} = 188,84 \text{ г}$$

Кількість речовини AlCl_3 в 1000 см^3 розчину /молярна концентрація/:

$$C_m = \frac{188,84}{133,5} = 1,41 \text{ моль/л}$$

4. Обчислення молярності розчину /молярна концентрація/.

Приклад: Яка молярна концентрація 16% розчину хлориду алюмінію?

Розв'язок: За умовою в 100 г розчину 16 г AlCl_3 і 84 г H_2O :

$$M(\text{AlCl}_3) = 133,5 \text{ г/моль}$$

Маса AlCl_3 на 1000 г H_2O .

$$m(\text{AlCl}_3) = \frac{16}{84} \cdot 1000 = 191,9 \text{ г}$$

Кількість AlCl_3 на 1000 г H_2O .

$$\nu(\text{AlCl}_3) = \frac{191,9}{133,5} = 1,43 \text{ моль}$$

Молярність розчину $C_m = 1,43 \text{ моль/кг}$.

5. Обчислення молярної /мольної/ частки.

Приклад: Знайти мольну частку етилового спирту $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ у його водному розчині з масовою часткою 10% $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Розв'язок: За умовою 100 г розчину містить 10 г $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ та 90 г H_2O .

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}; \quad M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46 \text{ г/моль};$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{90}{18} = 5 \text{ моль}; \quad \nu(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{10}{46} = 0,22 \text{ моль}$$

Мольна частка спирту в розчині

$$N = \frac{0,22}{5 + 0,22} = 0,042$$

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що таке розчини? Чим відрізняється розчин від суміші?
2. Що означають поняття «концентрація розчину», «розчинність», «насичений розчин»?
3. Основні способи вираження концентрації розчинів.
4. Основні положення гідратної теорії розчинів.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. В одному літрі / дм^3 / розчину знаходиться 10,8 г сульфатної кислоти. Яка молярна і еквівалентна концентрація цього розчину? Кислоту рахувати за двохосновну.

2. Розчин калій нітрату містить 192,6 г KNO_3 в одному літрі ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$). Розрахувати масову частку солі в розчині і молярну концентрацію розчину.

3. Обчислити масову частку сульфатної кислоти в її 5 М розчині ($\rho = 1,29 \text{ г/см}^3$).
4. Який об'єм води потрібно прилити до 100 мл 48% розчину нітратної кислоти ($\rho = 1,368 \text{ г/см}^3$), щоб одержати 20%-й розчин?
5. Якою стане масова відсоткова концентрація 32% розчину нітратної кислоти, ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$), коли до 500 мл його долити 1 літр води?
6. Якою стане масова відсоткова концентрація 70% розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,811 \text{ г/см}^3$), якщо до 400 мл його долити 500 мл води?
7. Для розчинення деякої маси кальцій карбонату витрачено 35 мл, 1,025 Н розчину хлоридної кислоти. Обчислити масу взятого кальцій карбонату.
8. Обчислити еквівалентну концентрацію /нормальність/ 18% розчину натрій гідроксиду ($\rho = 1,203 \text{ г/см}^3$).
9. До 1 л 10% розчину калій гідроксиду ($\rho = 1,092 \text{ г/см}^3$), долити 0,5 л 5% розчину KOH ($\rho = 1,045 \text{ г/см}^3$), одержаний розчин розбавили водою до об'єму 3 л. Яка молярність розчину, що утворився?
10. Розчин приготували розчиненням 20 грамів йоду I_2 в 500 г чотирьоххлористого вуглецю CCl_4 . Обчислити мольну і масову частку йоду в цьому розчині.
11. Скільки літрів 0,2 М розчину натрій хлориду можна одержати з 300 г NaCl ?
12. В 750 мл розчину є 10,0 г хлоридної кислоти. Обчислити молярну і еквівалентну концентрацію цього розчину.
13. Який об'єм розчину кислоти з еквівалентною концентрацією 0,2 моль/л потрібний для нейтралізації 50 см³ розчину, що містить 0,40 г натрій гідроксиду? Для розв'язання використати закон еквівалентів.
14. Який об'єм 10% розчину натрій карбонату ($\rho = 1,105 \text{ г/см}^3$) потрібно взяти для приготування 5 л 2% розчину ($\rho = 1,020 \text{ г/см}^3$)?
15. Змішали 300 г 20% розчину і 500 г 40% розчину натрій хлориду. Обчислити масову відсоткову концентрацію одержаного розчину.
16. Із 700 г 60% розчину сульфатної кислоти випарували 200 г води. Якою стала масова концентрація розчину (у відсотках)?

Лабораторна робота №6

ТЕМА: Реакції у розчинах електролітів.

МЕТА: З'ясувати причини електролітичної дисоціації кислот, основ і солей.

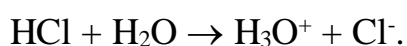
Навчитись писати іонні рівняння. Закріпити поняття “ступінь електролітичної дисоціації”, “константа дисоціації”, “водневий показник”. Розглянути процеси гідролізу солей.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Згідно з положеннями теорії електролітичної дисоціації Арреніуса при розчиненні у воді електроліти дисоціюють на іони. Позитивно заряджені іони називають **катионами**, до них належать іони металів, амонію і водню. Негативно заряджені іони називають **аніонами**; до них належать іони кислотних залишків і гідроксильні іони. Як і молекули розчинника, іони в розчині перебувають у стані неупорядкованого теплового руху.

Теорії Арреніуса протистояла хімічна або гідратна теорія розчинів Менделєєва, в основі якої лежало уявлення про взаємодію розчиненої речовини з розчинником. Російський фізхімік І.О. Каблуков об'єднав фізичну і хімічну теорію розчинів і вперше висловив припущення про гідратацію іонів. Іони утворюють з водою (коли вода є розчинником) нестійкі сполуки – гідратовані іони. Отже, при розчиненні електролітів молекули розщеплюються на іони; іони взаємодіють з молекулами розчинника. При цьому обидва процеси – дисоціація і гідратація – відбуваються одночасно.

При дисоціації кислот утворюються іони гідроксонію:



Гідроксоній

Ступенем дисоціації електроліту називають відношення числа його молекул, що продисоціювали на іони, до загального числа його молекул в розчині.

$$\alpha = C_{\text{дис}}/C_{\text{заг}},$$

де $C_{\text{дис}}$ – число молів продисоційованого електроліту (моль/л);

$C_{\text{заг}}$ – загальна концентрація електроліту (моль/л).

За величиною ступеня дисоціації 0,01 – 0,1 н розчинів усі електроліти поділяють на сильні і слабкі. До сильних електролітів належать електроліти, які у водних розчинах дисоційовані практично повністю ($\alpha > 50\%$). (Поняття ступеня дисоціації до них по суті і не може бути застосоване). Це більшість солей, H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr та інші кислоти, гідроксиди лужних і лужноземельних металів. Слабкі електроліти дисоціюють частково ($\alpha < 3\%$). До них належать більшість органічних кислот, H_2CO_3 , H_2S , HCN , NH_4OH та інші. Характерною особливістю слабких електролітів є встановлення хімічної рівноваги між іонами і молекулами розчиненої речовини:



Для рівноваги, яка встановлюється в розчині слабого електроліту між молекулами й іонами, можна записати вираз константи рівноваги. Дисоціації оцтової кислоти відбувається за рівнянням:



Константа рівноваги має вигляд:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Константа рівноваги, що відповідає дисоціації слабого електроліту, називається **константою дисоціації**. Вона залежить від природи електроліту, природи розчинника, температури розчину, але не залежить від концентрації електроліту.

Константа рівноваги характеризує здатність кислоти або основи розпадатися на іони: чим вище K , тим легше електроліт дисоціює.

Багатоосновні кислоти і багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто. При ступінчастій дисоціації речовин наступний (другий) ступінь характеризується меншим розпадом, ніж попередній (перший), тобто $K_1 > K_2$.

Іонний добуток води – це добуток концентрації (активності) іонів H^+ та OH^- , який у будь-якому водному розчині є величина стала:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$$

Після логарифмування отримємо:

$$\lg[\text{H}^+] + \lg[\text{OH}^-] = \lg 10^{-14}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] - \text{водневий показник розчину.}$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] - \text{гідроксильний показник розчину.}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

У нейтральному середовищі концентрації іонів гідрогену і гідроксилу рівні, тому $\text{pH} = \text{pOH} = 7$, у кислому - $\text{pH} < 7$, у лужному - $\text{pH} > 7$.

Взаємодію солі з водою, яка призводить до утворення слабокодисоційованого або погано розчинного електроліту, називають **гідролізом солі**.

Реакції гідролізу, звичайно, протікають без зміни ступеня окиснення. І в загальному випадку під гідролізом розуміють реакції обмінного розкладу між водою і відповідною сполукою.

Залежно від сили кислоти і основи, з яких утворена сіль, є чотири випадки гідролізу:

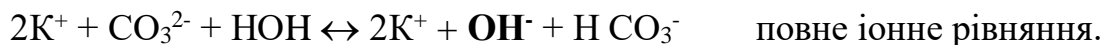
1. Гідроліз солей, утворених взаємодією сильних основ і слабких кислот.

У солей, утворених сильними основами і слабкими кислотами, відбувається **гідроліз по аніону**, а розчини цих солей мають **лужну реакцію** ($\text{pH} > 7$).

При розчиненні у воді натрій карбонату, солі слабкої кислоти і сильної основи, сіль розпадається на іони:



Виникнення лужної реакції розчину зумовлене зв'язуванням іону H^+ , що утворюється при дисоціації води ($\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$), аніоном слабкої кислоти з утворенням іону або молекули слабкодисоційованої кислоти:



2. Гідроліз солей, утворених взаємодією сильної кислоти і слабкої основи.

У солей, утворених сильною кислотою і слабкою основою відбувається **гідроліз по катіону**, а розчини таких солей мають **кислу реакцію** ($\text{pH} < 7$).

У водних розчинах таких солей відбувається зв'язування OH^- - іонів води катіоном слабкої основи і накопичування H^+ -іонів у розчині

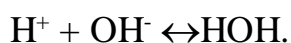
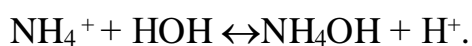
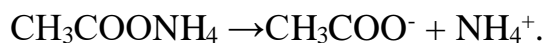
Наприклад, гідроліз розчину купрум хлориду, утвореного слабкою основою та сильною кислотою:



3. Гідроліз солей, утворених взаємодією слабкої основи і слабкої кислоти.

Солі, утворені слабкою кислотою і слабкою основою, в розчинах не існують (гідролізують повністю, розкладаються водою).

В цьому випадку зв'язуються OH^- і H^+ - іони води та середовище є близьким до **нейтрального**: $[\text{H}^+] \approx [\text{OH}^-] \approx 10^{-7}$ моль/л; і $\text{pH} \approx 7$.



Гідроліз тут відбувається із значною мірою (внаслідок того, що вже не один, а одразу два процеси зсувають рівновагу іонізації води). Переконалися в цьому можна по запаху розчину $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, який одночасно пахне оцтовою кислотою і аміаком.

4. Солі, утворені взаємодією сильної основи і сильної кислоти.

Солі сильної основи і сильної кислоти **гідролізу не піддаються**, так як при розчиненні їх у воді не відбувається зв'язування ні H^+ ні OH^- , які виникають в результаті дисоціації води.

Отже, середовище розчинів солей, утворених сильними основами і сильними кислотами, **нейтральне** ($\text{pH} \approx 7$).

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Іонні реакції.

а) В три пробірки налити по 2 мл розчину сульфатів натрію, цинку, алюмінію і долити по 2 мл розчину барій хлориду (або нітрату). Відмітити у трьох пробірках

однаковий осад барій сульфату. Записати рівняння реакцій в молекулярній та іонній формі. Записати загальне скорочене іонне рівняння.

б) До 2 мл розчину натрій карбонату додати таку ж кількість розбавленої хлоридної кислоти. Спостерігати виділення вуглекислого газу, який утворився внаслідок розкладу слабого електроліту карбонатної кислоти. Записати рівняння реакції в молекулярній та іонній формі. Зробити висновок про умови протікання реакції між електролітами в розчинах.

Дослід 2. Реакція середовища розчинів кислот, основ та солей.

Визначити за допомогою універсального індикаторного папірця pH розчинів хлоридної і ацетатної кислот, води, натрій та амоній гідроксидів, розчинів солей: натрій карбонату, натрій сульфату, кальцій хлориду, алюміній сульфату, натрій сульфід, ферум (III) хлориду. Зробити висновок, як впливає сила кислот та основ, що утворюють солі, на pH розчинів цих солей.

Записати рівняння гідролізу солей в молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді. Результати дослід оформити у вигляді таблиці.

| № з/п | Формула речовини | Забарвлення індикатора | pH розчину | Середовище |
|-------|------------------|------------------------|--------------|------------|
| | | | | |

Дослід 3. Повний гідроліз солей.

Налити в пробірку 2-3 мл розчину солі алюмінію (хлориду або сульфату) і додати такий же об'єм розчину карбонату натрію. Спостерігати утворення білого аморфного осаду і виділення бульбашок газу. Записати рівняння реакції, враховуючи повний гідроліз карбонату алюмінію.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Теорія електролітичної дисоціації.
2. Сильні та слабкі електроліти.
3. Водневий показник.
4. Гідроліз солей.
5. pH розчинів солей.
6. Фактори, що впливають на ступінь гідролізу солей.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Написати рівняння електролітичної дисоціації кислоти, основи, солі.
2. Написати рівняння дисоціації на іони сполук-електролітів: H_3PO_4 , $Al_2(SO_4)_3$, $NaHCO_3$, враховуючи можливість ступінчатої дисоціації. Розділити електроліти на сильні, слабкі та середньої сили.

3. До кожної з речовин: $NaCl$, $CuSO_4$, $Al(OH)_3$, $Ca(HCO_3)_2$ прибавили розчин натрій гідроксиду. В яких випадках відбулись реакції? Виразити їх молекулярними та іонними рівняннями.

4. Чому розчин алюміній хлориду має кислу реакцію, розчин калій ціаніду – лужну, а розчин натрій йодиду – нейтральну? Виразити молекулярними і іонно-молекулярними рівняннями реакцій процеси гідролізу.

5. Написати в молекулярному та іонному вигляді рівняння реакцій гідролізу солей: NH_4Cl , $MgCl_2$, K_2CO_3 , $(NH_4)_2S$.

Яке значення pH мають розчини цих солей?

6. Які з солей Na_2CO_3 , $NaCl$, $Ca(NO_2)_2$, $CoCl_2$ гідролізують? Чому? Скласти молекулярні та іонно-молекулярні рівняння гідролізу цих солей і вказати реакцію розчину кожної солі.

7. Чому розчин нікель сульфату має кислу реакцію, розчин натрій нітриту – лужну, а розчин кальцій хлориду – нейтральну? Скласти молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу тих з названих солей, які гідролізують.

8. Скласти молекулярні і іонно-молекулярні рівняння таких процесів: а) розчинення купрум (II) гідроксиду в нітратній кислоті; б) взаємодія розчину нікель сульфату з розчином натрій гідроксиду; в) взаємодія розчину натрій сульфідіду з розчином купрум (II) хлориду.

9. Скласти молекулярні та іонно-молекулярні рівняння таких реакцій: а) нейтралізація слабкої оцтової кислоти лугом; б) дія сірководню на розчин нікель хлориду; в) взаємодія розчинів барій хлориду і аргентум нітрату.

10. Які з солей $NaCl$, Na_2SO_3 , $ZnCl_2$, $Ba(NO_3)_2$ гідролізують? Чому? Скласти молекулярні й іонно-молекулярні рівняння гідролізу. Вказати реакцію розчинів кожної з цих солей.

Лабораторна робота №7

ТЕМА: Окисно-відновні реакції

МЕТА: ознайомитись з окисно-відновними процесами, засвоїти поняття «окисник», «відновник», «ступінь окиснення». Навчитись розрізняти процеси окиснення та відновлення. Вивчити вплив середовища на окисно-відновні процеси.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

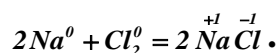
Реакції, які супроводжуються зміною ступеня окиснення елементів, називають *окисно-відновними* (ОВР).

Ступінь окиснення елемента (ст.ок.) – умовний заряд, який обчислюється, виходячи з припущення, що електронейтральна молекула складається тільки з іонів.

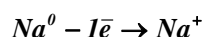
Наприклад: $\overset{+2}{C}\overset{-2}{O}$, $\overset{+4}{C}\overset{-2}{O}_2$, $\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}$, $\overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O}_3$, $\overset{+1}{Na}_2\overset{-2}{S}\overset{-2}{O}_4$.

Зміна ступеня окиснення в хімічних реакціях зумовлюється зміщенням електронів від одного атома до іншого (повне зміщення у випадку утворення іонного зв'язку і часткове – коли зв'язок ковалентний полярний).

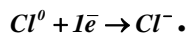
Наприклад, при взаємодії електронейтральних атомів натрію і хлору утворюється два заряджених іони: Na^+ і Cl^- :



Втрата електронів – процес *окиснення*:



Приєднання електронів – процес *відновлення*:



Атоми, молекули або іони, що віддають електрони (збільшують ст.ок.), називають *відновниками* (Na^0). У реакції відновники окиснюються. Атоми, молекули або іони, що приєднують електрони (зменшують ст.ок.), називають *окисниками* (Cl^0). Під час реакції вони відновлюються.

У ОВР процеси окиснення і відновлення взаємопов'язані: число електронів, які віддає відновник, завжди рівне числу електронів, які приєднує окисник.

Ступені окиснення позначають над символом елемента арабською цифрою із знаком «+» чи «-», наприклад: Mn^{+2} , Mn^{+7} , S^{-2} , N^{-3} , P^{+5} .

Правила визначення ступеня окиснення

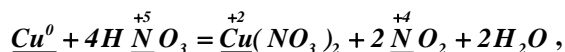
1. Ступінь окиснення елементів в простих речовинах дорівнює 0: Cl_2^0 , N_2^0 , Na^0 .
2. В іонних сполуках ступінь окиснення дорівнює заряду іона: Cl^- ступінь окиснення -1 ; Na^+ ступінь окиснення $+1$.
3. Сума ступенів окиснення всіх атомів або іонів, які входять до складу сполуки, рівна нулю, бо молекула електронейтральна. Наприклад: $FeCl_3$:
 $+3 + 3 \cdot (-1) = 0$.
4. Ступінь окиснення Оксигену дорівнює -2 , O^{-2} (за винятком пероксидів $H_2O^1_2$, $Na_2O^{-1}_2$ та $O^{+2}F_2$).

5. Ступінь окиснення Гідрогену у сполуках з металами рівний -1 , а у сполуках з неметалами $+1$.

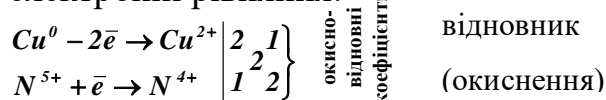
Для складання рівнянь методом електронного балансу використовують наступний алгоритм:

- записується схема реакції – речовини, що реагують, і продукти реакції;
- виставляються ступені окиснення всіх елементів у рівнянні, підкреслюються ті, що змінили ступінь окиснення;
- записуються електронні рівняння, які показують перехід електронів від відновника до окисника;
- складається електронний баланс: число втрачених і приєднаних електронів повинно бути рівним;
- обчислені при складанні балансу окисно-відновні коефіцієнти виставляються у рівняння;
- урівнюють метали, неметали, Гідроген, правильність урівнювання рівняння перевіряють за Оксигеном.

Приклад:



електронні рівняння:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Окиснення натрій сульфіту калій біхроматом

Налити в пробірку 1-2 мл розчину $K_2Cr_2O_7$, підкислити його розбавленою сульфатною кислотою і додати розчин натрій сульфіту. Спостерігати зміну оранжевого забарвлення розчину на зелений внаслідок відновлення іонів $Cr_2O_7^{2-}$ до Cr^{+3} . Іон SO_3^{2-} окислюється при цьому в SO_4^{2-} . Записати рівняння реакції, урівняти його методом електронного балансу.

Дослід 2. Окиснювальні властивості іонів Fe^{3+}

Налити в пробірку 1-2 мл розчину ферум (III) хлориду, додати 1-2 мл розчину калій йодиду і 1 мл розчину крохмалю. Що спостерігається? Записати рівняння реакції, урівняти його методом електронного балансу.

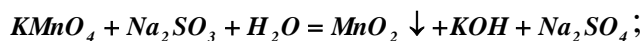
Дослід 3. Взаємодія міді з нітратною кислотою

В пробірку опустити мідну дротину і обережно налити 2-3 мл концентрованої нітратної кислоти. Спостерігати виділення газу. Скласти рівняння реакції і урівняти його методом електронного балансу.

Дослід 4. Залежність окиснювальної здатності $KMnO_4$ від pH середовища

У три пробірки налити по 1-2 мл розчину калій перманганату. Створити у пробірках різне середовище, додавши по 1 мл: в першу пробірку – розведеної сульфатної кислоти, в другу – дистильованої води, в третю – розчину натрій

гідроксиду. В кожному пробірці долити розчин натрій сульфату до зміни забарвлення. Записати спостереження. Методом електронного балансу підібрати коефіцієнти у виконаних реакціях:



Зробити висновок про залежність сили окисника від реакції середовища.

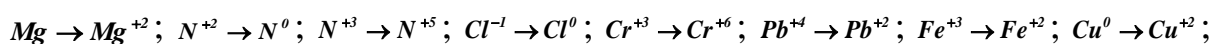
ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Ступені окиснення елементів.
2. Процеси окиснення та відновлення.
3. Основні окисники та відновники.
4. Типи окисно-відновних реакцій.
5. Вплив середовища на окисно-відновні процеси.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Визначити ступінь окиснення елементів у слідкуючих речовинах: O_2 , HCl , $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, H_2O_2 , NH_4NO_3 , $Fe(NO_3)_3$.

2. Які з наведених нижче схем виражають процес окиснення, а які – відновлення:

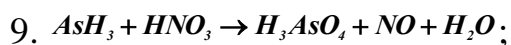
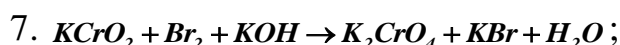
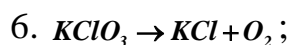
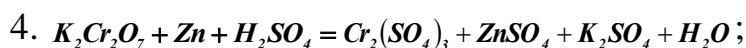
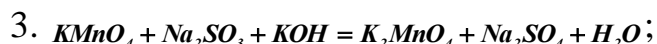
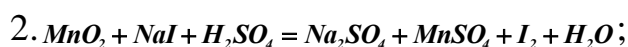


Визначити число електронів, які втрачаються або приєднуються в кожному процесі.

3. Які властивості – окисні чи відновні – виявляють речовини:



4. У наведених реакціях вказати окисник, відновник, підібрати коефіцієнти методом електронного балансу:



Лабораторна робота №8

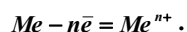
ТЕМА: Загальні властивості металів. Корозія металів.

МЕТА: вивчити хімічні властивості металів – відношення до води, кислот, лугів, солей. Пов'язати хімічну активність металів у водних розчинах з величинами їх стандартних електродних потенціалів. Ознайомитися з механізмом процесів корозії. Дослідити вплив різних чинників на процес корозії металів.

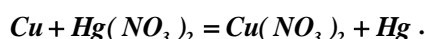
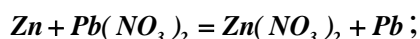
ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Серед елементів періодичної системи переважаюча більшість – метали. Це *s* – метали (I, II групи, головні підгрупи, крім Гідрогену і Гелію), *d*-, *f* – метали (побічні підгрупи всіх груп періодичної системи) та *p* – метали (лівий нижній кут *p*-елементів від діагоналі «бор-астат»).

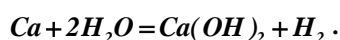
Характерною особливістю електронної будови атомів металів є невелике число електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів. Тому вони легко втрачають ці електрони при хімічних реакціях, проявляючи тільки відновні властивості. Це визначальна особливість металів. Атом металу перетворюється при цьому в додатньо заряджений іон:



Відновна здатність металів при реакціях у водних розчинах визначається місцем металу в ряду напруг, де метали розташовані у порядку зростання їх стандартних електродних потенціалів (φ_0 , **V**; додаток 4). Більш активним є той метал, стандартний потенціал якого менший. Стандартний потенціал системи $2H^+ / H_2$ прийнято рівним нулю. Метал, який розміщений ближче до початку ряду напруг і має менше значення стандартного потенціалу, є активнішим від тих членів ряду, що стоять за ним, і може витіснити їх **з водних розчинів солей**:



Потенціал **витіснення водню з води** (pH = 7) становить **-0,41 В**. Отже, водень з води можуть витіснити ті метали, потенціал яких менший, ніж **-0,41В**. Це метали від початку ряду напруг до заліза включно ($\varphi^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44 В$). Наприклад:

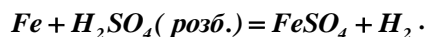
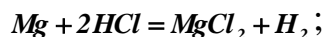


Проте, метали від алюмінію по хром (включно) захищаються щільною нерозчинною оксидною плівкою і реакція практично не йде.

У **кислотах-неокисниках** (HCl , H_2SO_4 (розбавлена), CH_3COOH) окисником є іон H^+ :



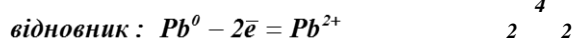
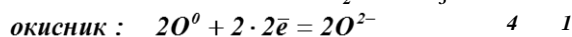
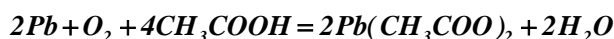
Тому метали, потенціал яких менший, ніж **0** вольт, можуть витіснити водень з цих кислот:



Виняток – свинець, який не витісняє водню з кислот через перенапругу виділення водню на свинці і через нерозчинність солей. Олово виділяє водень лише з концентрованої хлоридної кислоти:

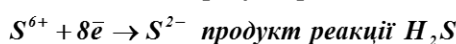


В оцтовій кислоті-неокиснику свинець розчиняється за рахунок окиснення його не іоном H^+ кислоти, а киснем, що є у розчині, з подальшим утворенням розчинного оцтовокислого свинцю $Pb(II)$. Водень при цьому не виділяється:



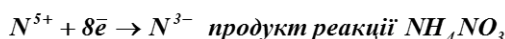
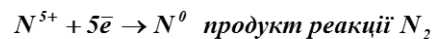
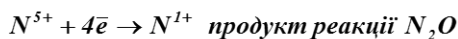
Кислоти-окисники: H_2SO_4 (концентрована) та HNO_3 (будь-якої концентрації) окиснюють аніоном (S^{6+}, N^{5+}), тому при їх взаємодії з металами водень не виділяється. Такі кислоти розчиняють і ті метали, що стоять після водню в ряду напруг ($\varphi_0 > 0$). При цьому ступінь окиснення окисників S^{6+}, N^{5+} змінюється тим сильніше, чим активніший метал, вища температура і менша концентрація кислоти.

Для сульфатної кислоти:

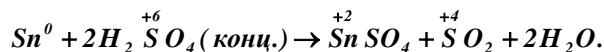
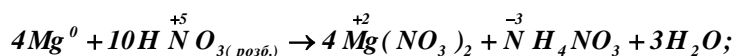


↓
підвищення температури,
зменшення концентрації
кислоти, збільшення
активності металу

Для нітратної кислоти:

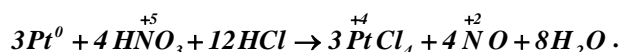
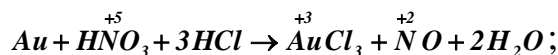


↓
підвищення
температури,
зменшення концентрації
кислоти, збільшення
активності металу

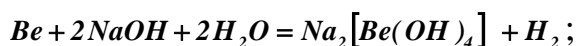


При високій концентрації сульфатної та нітратної кислот поверхня заліза, хрому пасивується і взаємодія без нагрівання практично не відбувається.

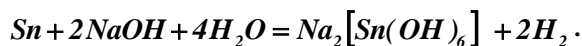
Суміш нітратної і хлоридної кислот («царська горілка») окиснює всі метали, крім компактних осмію, родію та іридію:



З лугами взаємодіють метали, що мають амфотерні оксиди і гідроксиди (Al, Zn, Be, Sn, Pb). При цьому водень виділяється, якщо метал достатньо активний:



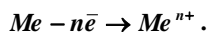
натрій берилат



натрій станнат

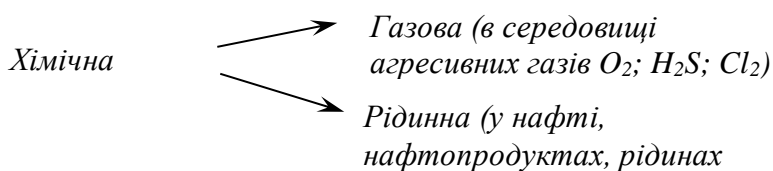
Металеві матеріали – метали і сплави на основі металів зазнають руйнування, хімічно взаємодіючи з навколишнім середовищем.

Процес самовільного руйнування (окиснення) металів під впливом навколишнього середовища називається *корозією*. При цьому метал перетворюється у хімічну сполуку: оксид, гідроксид чи сіль:



За механізмом окиснення металів чи сплавів корозія поділяється на хімічну і електрохімічну.

Хімічна корозія відбувається в середовищі агресивного газу або розчину неелектроліту, як правило, при високих температурах.



Електрохімічна корозія – окиснення металу у струмопровідному середовищі.

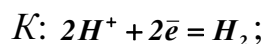
Умови, необхідні для розвитку електрохімічної корозії – наявність електроліту (струмопровідного середовища) та різниці потенціалів.

Механізм електрохімічної корозії полягає в анодному руйнуванні (окисненні) металу в результаті утворення і роботи гальванічного корозійного короткозамкнутого елемента. У процесі роботи цього елемента метал, який поляризується анодно, окиснюватиметься:

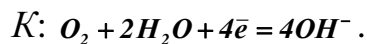


На катоді відбувається процес відновлення середовища. Залежно від типу середовища він може носити характер водневої або кисневої деполяризації.

У кислому середовищі – воднева деполяризація на катоді.



У нейтральному середовищі – киснева деполяризація на катоді.



Іони чи молекули, які відновлюються на катоді, називаються деполяризаторами. При корозії в кислому середовищі деполяризаторами будуть іони H^+ , при атмосферній корозії (у вологому повітрі), корозії в ґрунті, у воді, що містить розчинений кисень, деполяризатором буде кисень.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Взаємодія лужних та лужноземельних металів з водою

У фарфорову чашку налити до половини води і додати 2-3 краплі фенолфталеїну. Пінцетом опустити невеликий шматочок натрію або кальцію. Зазначити

інтенсивність реакції. Який газ виділяється під час реакції? Пояснити зміну забарвлення води. Записати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

Дослід 2. Дія кислот-неокисників на метали

У три пробірки налити по 2-3 мл розведеної сульфатної або хлоридної кислоти і опустити в них кусочки металів: цинку, заліза, міді. Записати величини стандартних електродних потенціалів і пояснити різницю у властивостях металів. Записати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

Дослід 3. Дія кислот-окисників на метали

У три пробірки налити по 2-3 мл розведеної нітратної кислоти і опустити в них кусочки металів: цинку, олова, міді. Які гази виділяються під час реакції? Записати рівняння реакцій, урівняти методом електронного балансу.

Дослід 4. Дія лугів на метали

У три пробірки налити по 2-3 мл розчину лугу (*NaOH* або *KOH*) і опустити в них кусочки металів: алюмінію, цинку, заліза. Що спостерігається? Пояснити різницю в поведінці металів. Записати рівняння реакцій, урівняти методом електронного балансу.

Дослід 5. Дія розчинів солей на метали

В одну пробірку налити 2-3 мл розчину купрум (II) сульфату, а в іншу – розчину цинк сульфату. В обидві пробірки опустити кусочки заліза. Записати спостереження та рівняння реакції. Пояснити спостереження на основі значень стандартних потенціалів металів.

Дослід 6. Утворення окалини на міді та залізі

Нагріти очищені наждачним папером залізну і мідну пластинки в полум'ї пальника на протязі 5 хв. Спостерігати зміну забарвлення поверхні пластин внаслідок окиснення. Записати рівняння реакцій. До якого виду корозії відноситься цей процес?

Дослід 7. Корозія на контакті двох різних металів

У пробірку налити розбавлений розчин хлоридної або сульфатної кислот і опустити шматочок цинку. Відмітити інтенсивність виділення водню. Доторкнутися мідною дротинкою до цинку в пробірці. Як змінюється інтенсивність виділення водню і на якому з металів він виділяється?

Пояснити спостереження, врахувавши, що *Zn* і *Cu* утворюють гальванічну пару. Подати схему гальванічного елемента, записати процеси, що відбуваються на електродах, вказати напрямок переходу електронів у парі *Zn/Cu*.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

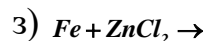
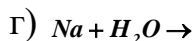
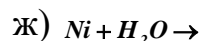
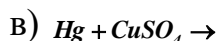
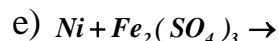
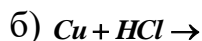
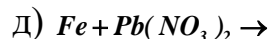
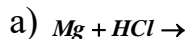
1. Розташування металів у періодичній системі.
2. Загальні фізичні та хімічні властивості металів.
3. Загальні способи добування металів та їх використання у техніці.
4. Що таке корозія металів? Основні види корозії металів.

5. Механізм електрохімічної корозії. Катодні і анодні процеси при корозії у різних середовищах.

6. Способи захисту металів від корозії.

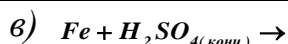
ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Ряд напруг металів. Залежність хімічної активності металів від їх положення в ряду напруг. Які з поданих реакцій відбуваються у водних розчинах:



2. Взаємодія металів з кислотами-окисниками. Закінчити рівняння:

| | |
|--|--------------------------------------|
| а) $Cu + HNO_{3(конт.)} \rightarrow$ | з) $Ag + HNO_{3(розб.)} \rightarrow$ |
| б) $Zn + H_2SO_{4(конт.)} \rightarrow$ | д) $Al + HNO_{3(розб.)} \rightarrow$ |



3. Хімічні властивості металів, у яких оксиди та гідроксиди амфотерні. Закінчити рівняння реакції:



4. Скласти рівняння анодного і катодного процесів з водневою і кисневою деполяризацією при корозії на контакт магній–нікель. Які продукти корозії утворюються в першому і другому випадках?

5. Скласти схеми гальванічних корозійних елементів та рівняння приелектродних процесів з кисневою і водневою деполяризацією при корозії пари алюміній–залізо. Які продукти корозії утворюються в першому і другому випадках?

МОДУЛЬ 2 ОСНОВИ АГРОХІМІЇ

Лабораторна робота № 9

ТЕМА: Відбір і підготовка рослинного матеріалу до аналізу. Визначення вмісту води і сухої речовини в рослинному матеріалі.

МЕТА: Навчитись відбирати і підготовлювати рослинний матеріал до аналізу. Визначати вологість рослинного матеріалу в лабораторних умовах.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

В агрохімічному аналізі розрізняють три види проб: попередню, середню (лабораторну) та аналітичну.

Попередню пробу відбирають безпосередньо в полі. Відбирання зразків проводять при хорошій погоді вранці, до настання спеки, або в кінці дня (завжди в один час). Кожен зразок зберігається в коробці або мішечку, які повинні мати чітко заповнену етикетку.

Середню пробу готують з попереднього зразка. Рослини розділяють на окремі органи: коріння, листя, зерно; в разі потреби зважують і визначають їх масове співвідношення. Потім грубо подрібнюють ножицями або ножем, добре змішують і відбирають квадратуванням середню пробу. Із середньої проби сирого матеріалу відбирають зразки для визначення абсолютно сухої речовини, цукристості та деяких інших показників. Для підготовки до хімічного аналізу зразки середньої проби розкладають на чистій підкладці тонким шаром і висушують при кімнатній температурі або при нагрівання до 50 - 60° С до ламкого (крихкого) стану.

Аналітичну пробу відбирають із повітряно-сухої середньої проби. Подрібнений матеріал розподіляють тонким рівномірним шаром на пергаментному папері у вигляді квадрата, який по діагоналі поділяють на 4 трикутники, з двох протилежних матеріал відкидають. Залишок старанно перемішують доти, поки на пергаментному папері залишиться стільки речовини, скільки потрібно для аналітичної проби. Маса аналітичної проби рослин від 50 до кількох сотень грамів.

1. Відбирання цукрових буряків для аналізу. У полі по діагоналі ділянки натягують шнур і відбирають на п'яти рядках по чотири рослини (через 1-3 рядки) Всього відбирають 40 рослин, викопуючи їх лопатою та струшуючи ґрунт. Зразок складають у вологий мішок з етикеткою. Зберігати їх можна протягом 5-7 діб немитими в поліетиленових мішках при 1-5°С. Маса свіжої середньої проби становить 250-300 г, сухої - 25-50 г. Для аналізу коренеплоди подрібнюють на тертушці. Одержану мезгу добре змішують у чашці, частину відбирають для аналізу свіжого зразка (цукристість, вміст кондуктометричної золи, калію, натрію), решту висушують.

2. Відбирання зразків зернових та зернобобових культур (крім кукурудзи). Зразки рослин за фазами їх розвитку відбирають у чотирьох типових місцях ділянки

по 25 см з двох суміжних рядків, що становить два метри на кожну ділянку. Рослині виривають, струшують ґрунт і загортають їх у папір. У приміщенні пробу розбирають, фіксують і висушують при 60-70°C. Для відбирання зразків у період збирання врожаю виривають усі рослини з двох сусідніх рядків на чотирьох ділянках розміром 0.25м². Корені відрізують, рослини зважують з точністю до 10 г і сушать за умови доброї вентиляції. Обмолочують кожен зразок вручну з наступним очищенням. Зважують окремо зерно та солому. Середній зразок відбирають масою 2 кг зерна і не менш ніж 500 г соломи з половиною. Солому попередньо подрібнюють до 2 - 3 см.

3. Відбирання зразків кукурудзи. Зразки відбирають вздовж однієї з діагоналей облікової ділянки в 10 гніздах. У лабораторії рослини розділяють на органи (листя, стебла, качани без обгорток). Середню пробу зерна з качанів відбирають після їх обмолочування. Для цього беруть 1/5 або 1/10 частину зерна, але не менш ніж 25 г. Кожен листок рослини ділять на дві частини по центральній жилці і беруть по 1/2 в пробу; сюди включають по 1/2 листка обгортки. Стебло ділять по діаметру на 4 частини і в зразок беруть 1/4 частини. До середнього зразка качана також беруть 1/4 його частини по довжині. Відібрані зразки органів кукурудзи підсушують до крихкого стану і розмелюють.

4. Відбирання зразків картоплі. Зразки картоплі відбирають уздовж діагоналі облікової ділянки по 10 кущів на двох несуміжних повтореннях. Після зважування всього зразка відбирають проби бульб об'ємом 1/4 урожаю з 10 кущів та бадилля масою 1 кг. Для одержання середнього зразка в лабораторії відібрані бульби розрізують вздовж (через верхівку та пуповинну частину) на 4 частини і беруть 1/4 до змішаного зразка. Потім його ріжуть на шматочки і сушать при температурі не вище 60°C. Бадилля грубо подрібнюють гострим ножом, перемішують, відбирають середню пробу квадратуванням, сушать.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Визначення вмісту вологи і сухої речовини в рослинній масі.

Під час зберігання сільськогосподарських продуктів і кормів дуже важливо знати їх вологість. При підвищеній вологості вони псуються. Вміст вологи в рослинній масі треба знати при хімічних аналізах з тим, щоб розрахувати вміст того або іншого елемента на суху речовину тощо.

Наважку 15-20 г рослинної маси або зерна поміщають у сухий попередньо зважений відкритий бюкс і ставлять у сушильну шафу, в якій температура досягає 100- 105°C.

Через 30 хв. бюкс закривають кришкою, охолоджують в ексикаторі і зважують. Після цього бюкс відкривають, знову ставлять його в сушильну шафу і висушують упродовж 1 год. Потім охолоджують і зважують.

Так повторюють доти, поки різниця між останніми двома зважуванням не перевищуватиме 0,02 г.

Вміст вологи в рослинній масі обчислюють за формулою

$$X = \frac{(a - b) \cdot 100}{a}$$

де X - вологість рослинної маси, % ;

a – маса речовини до висушування, г;

b – маса речовини після висушування, г;

100 – коефіцієнт перерахунку у відсотки.

Вміст сухої речовини в рослинній масі визначають за формулою

$$Y = 100 - X.$$

Коефіцієнт гігроскопічності рослинної маси розраховують за формулою

$$K = \frac{100}{100 - X}$$

де K – коефіцієнт гігроскопічності;

X – вологість рослинної маси, %.

Перемноживши значення Y на K , одержимо вміст абсолютно сухої речовини в рослинному матеріалі.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Які хімічні елементи належать до макро - і мікроелементів?
2. Що таке біологічний винос?
3. Що таке господарський винос?
4. Значення хімічного аналізу рослин.
5. Який вміст води і сухої речовини в різних рослинах?
6. Як впливає хімічний склад рослин на якість сільськогосподарської продукції?
7. З чого складається суха речовина рослин?

Лабораторна робота № 10

ТЕМА: Визначення загальної кислотності плодів та овочів.

МЕТА: Навчитись визначати загальну кислотність плодів та овочів титриметричним методом.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Для плодоовочевої продукції важливим показником є смак, який зною мірою зумовлений вмістом органічних кислот. У плодах та овочах накопчується переважно яблучна, лимонна, винна, щавлева, оцтова, мурашина та інші кислоти.

У плодах та овочах органічні кислоти містяться у вільному та зв'язаному стані. У плодах переважають вільні кислоти, а у листках вони містяться у вигляді солей.

Органічні кислоти в рослинах утворюються внаслідок перетворення вуглеводів.

Лимонна кислота – $\text{CH}_2(\text{COOH}) - \text{C}(\text{OH})(\text{COOH}) - \text{CH}_2(\text{COOH})$.

Яблучна кислота – $\text{COOH} - \text{CHOH} - \text{CH}_2\text{COOH}$.

Винна кислота – $\text{COOH} - \text{H}(\text{OH}) - \text{CH}(\text{OH}) - \text{COOH}$.

Щавлева кислота – $\text{COOH} - \text{COOH}$.

Кількісний вміст органічних кислот у рослинах залежить від біологічних особливостей культури, сорту, умов вирощування та зберігання, підлягає добовим та сезонним змінам(див. таблицю).

Таблиця 3

Вміст органічних кислот у свіжих плодах, овочах і ягодах

| Овочі, плоди, ягоди | Загальна кислотність, % на сиру масу | Овочі, плоди, ягоди | Загальна кислотність, % на сиру масу |
|---------------------|---|------------------------|---|
| Капуста білоголова | 0,09–0,33 | Сливи | 0,39–1,72 |
| Цибуля | 0,05–0,14 | Абрикоси | 0,75–2,50 |
| Помідори | 0,28–0,49 | Персики | 0,28–1,15 |
| Кавуни | 0,038–0,067 | Виноград | 0,31–1,36 |
| Гарбузи | 0,03–0,10 | Порічки | 1,54–2,57 |
| Дині | 0,05–0,09 | Аґрус | 0,90–2,27 |
| Яблука | 0,19–1,64 | Малина | 1,07–2,04 |
| Груші | 0,10–0,79 | Журавлина | 2,45–3,04 |
| Вишні | 1,46–2,16 | Апельсин | 0,42–2,55 |
| Черешні | 0,31–0,84 | Лимони | 5,74–8,33 |
| Суниці | 1,15–1,57 | Мандарин | 0,44–0,74 |

Загальна кислотність називається ще титрованою. Титрованою кислотністю називають кількість вільних органічних кислот і їхніх солей, що вміщуються в досліджуваному продукті. Титрована кислотність дорівнює концентрації кислоти у відсотках до маси продукту або моль/л. Для визначення загальної кислотності передбачено два способи титрування – візуальний і потенціометричний (для забарвленої сировини). Титровану кислотність у деяких харчових продуктах виражають по відношенню до кислоти, яка переважає. Наприклад, у винограді і виноградних винах переважаючою є винна кислота, а в плодово – ягідних винах – яблучна, в ягодах та цитрусових - лимонна. У маринадах титровану кислотність визначають у перерахунку на оцтову кислоту, а у квашеній капусті – на молочну. У таких випадках кислотність виражають у відсотках до переважаючої кислоти.

Для визначення органічних кислот у плодах їх переводять у розчин нагріванням рослинної наважки з дистильованою водою. Потім титрують розчином лугу. За

кількістю лугу, витраченого на нейтралізацію органічних кислот, визначають загальну кислотність. Виявлену суму органічних кислот перераховують на у кислоту, яка переважає у обслідуваному матеріалі.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Для дослідження зважують 25г подрібненого продукту на технічних вагах з точністю до 0,01г. Наважку переносять з хімічної склянки через лійку у мірну колбу місткістю 250см³ і доливають гарячою дистильованою водою до половини колби. Залишають на 30 хвилин, періодично помішуючи. Потім колбу охолоджують до кімнатної температури і доливають дистильованою водою до мітки. Далі вміст колби перемішують і фільтрують через паперовий фільтр або вату. Для візуального титрування відбирають такий об'єм фільтрату, щоб на титрування пішло не менше 6 см³ титранту (як правило, 10–25 см³ 0,1Н розчину NaOH). Для цього піпеткою відбирають 10см³ досліджуваної рідини, добавляють дві - три краплі розчину фенолфталеїну (якщо розчин світлий) або тимолфталеїну (якщо розчин темного кольору) і титрують 0,1Н розчином лугу до отримання рожевого забарвлення з фенолфталеїном або синього забарвлення у випадку використання тимолфталеїну. Забарвлення не повинно зникати впродовж 30 с. Занотовують об'єм лугу, який пішов на титрування.

Титрування проводять тричі і визначають середнє арифметичне значення об'єму титранту. Вміст органічних кислот, %, розраховують за формулою

$$X = \frac{V_1 k V_0}{V_2 m} \cdot 100\%$$

де V_1 – кількість 0,1Н розчину NaOH, що пішов на титрування, см³ ;

k – коефіцієнт перерахунку на переважаючу кислоту: яблучну – 0,0067; лимонну – 0,0064; оцтову – 0,0060, молочну – 0,0090, винну – 0,0075;

V_0 – об'єм, до якого доведена наважка, см³ ;

m – маса наважки, г (см³);

V_2 – об'єм розчину, взятого на титрування, см³ .

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Які органічні кислоти містяться в плодах та овочах?
2. Від яких чинників залежить вміст органічних кислот в сільськогосподарській продукції?
3. Методи визначення загальної кислотності?
4. В чому суть титриметричного методу визначення кислотності?

Лабораторна робота № 11

ТЕМА: Визначення вмісту нітратів у сільськогосподарській сировині.

МЕТА: Навчитись визначати вміст нітратів у сільськогосподарській сировині іонометричним методом.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Проблема токсичного накопичення нітратів у сільськогосподарській продукції є однією з найбільш гострих і актуальних, оскільки, нітрати характеризуються досить широким спектром токсичної дії. Самі нітрати не токсичні, шкоди організму людини завдають не самі нітрати, а нітрити, в які вони перетворюються за певних умов. Найбільша ж небезпека підвищеного вмісту нітратів в організмі полягає в здатності нітрит-іона брати участь в реакції нітרוзування амінів і амідів, в результаті якої утворюються нітросполуки, що мають канцерогенну і мутагенну дію. Допустима добова доза нітратів за даними ВООЗ для дорослої людини становить 5 мг на 1 кг маси тіла, тобто 0,25 г на людину вагою в 60 кг. Для дитини допустима норма не більше 50 мг.

Розподіл нітратів в овочах є нерівномірним, тому необхідно правильно готувати пробу для аналізу. Відбір проб проводять поштучно. Якщо продукти складені в кілька шарів, то з кожного шару відбирають пробу. Із загальної проби, для підготовки до аналізу чинять так:

Картопля. Клубні миють водою, обсушують фільтрувальним папером або чистою ганчіркою з кожного клубня беруть чверть. Відібраний матеріал перемішують і виділяють пробу для аналізу вагою не менше 0,25 кг.

Буряк столовий та інші коренеплоди. Коренеплоди миють водою, витирають, відрізають шийку і тонкий кінець кореня. Великі коренеплоди розрізають хрестоподібно вздовж вертикальної осі і використовують для аналізу половину або чверть. Із одержаного матеріалу виділяють пробу для аналізу вагою 0,5–0,25 кг.

Капуста. Кожний качан розрізають на 4 частини по вертикальній осі і беруть по одній чверті пробу для аналізу. При цьому зрізують та викидають поверхню попереднього зрізу, відкидають верхні неїстівні листя і залишок качану. Із одержаного матеріалу виділяють пробу для аналізу вагою 0,5 кг.

Листові овочі очищують від землі, звільняють від неїстівних частин та включень і виділяють пробу для аналізу вагою 0,25 кг.

Цибулинні рослини. Відкидають неїстівні частини. З цибульок видаляють верхню лузгу, зрізують і відкидають основу кореня і суху шийку. Цибульки поділяють на дві частинки по вертикалі і беруть для аналізу тільки одну половинку. Із одержаного матеріалу відбирають пробу для аналізу вагою 0,25 кг.

Томати, огірки. Плоди миють водою, просушують фільтрувальним папером або чистою ганчіркою, видаляють плодоніжки. Великі плоди розрізають на 2–4 частини вздовж осі, для аналізу беруть половину або чверть. Із одержаного матеріалу виділяють для аналізу пробу вагою 0,5 кг.

Бахчеві культури. З плодів знімають верхній шар, який не вживають у їжу, видаляють також насіння і досліджують тільки їстівну частину. Плоди розрізають на 2 частини по лінії від місця кріплення стебла до посліду квітки таким чином, щоб в кожену половину потрапили затемнені і освітлені сонцем частини. Якщо плоди дуже великі, їх розрізають на сегменти 6–8 см по колу плоду і беруть 2–4 сегменти з протилежних сторін кожного плода. Із одержаного матеріалу виділяють пробу для аналізу вагою 0,5 кг.

Методика виначення

Спочатку готують вихідний розчин калій нітрату (0,1 М). Для цього 0,1011 г калій нітрату розчиняють в 1% розчині алюмокалієвого галуна в мірній колбі ємністю 100 мл. Робочі стандартні розчини KNO_3 0,01М; 0,001М та 0,0001М готують послідовним розбавленням вихідного розчину 1% розчином алюмокалієвого галуна.

Перед початком роботи нітратселективний електрод вимочують в 0,1М розчині калій нітрату. Перед початком роботи індикаторний електрод та електрод порівняння промивають в дистильованій воді.

Для побудови калібрувального графіка вимірюють потенціал робочих стандартних розчинів калій нітрату. За отриманими результатами будують графік залежності потенціалу від рС розчинів нітратів.

Пробу для аналізу подрібнюють, зважують 10 г, перетирають у ступці з прожареним піском до однорідної маси і переносять за допомогою 50 мл 1% розчину алюмокалієвого галуна у стакан ємністю 100 мл. Вимірюють потенціал досліджуваної проби за допомогою нітратселективного електроду. Вміст нітрат-іонів в пробі знаходять за калібрувальним графіком.

Масову частку нітратів в пробі визначають за формулою

$$c = \frac{\left(V + \frac{\omega m}{100\rho} \right) 10^{-pC(\text{NO}_3)} 62 \cdot 10^{-6}}{1000m},$$

де 62 – молярна маса іону нітрату; m – маса проби, г; V – об'єм екстрагуючого розчину, мл; ρ – густина води, г/мл; ω – масова частка води в пробі, %.

Величину ω визначають за таблицею, що подана нижче.

Результати дослідження порівняти зі значеннями ГДК нітратів (мг/кг) для деякої найбільш поширеної рослинної продукції, взяті із СанПіН 42–123–4619–88:

- картопля - 250; - капуста - рання (до 1 вересня) - 900, пізня – 500; - морква - рання (до 1 вересня) - 400, пізня – 250; - томати – (відкритий ґрунт) – 150, (закритий ґрунт) – 300 - огірки — (відкритий ґрунт) – 150, (закритий ґрунт) – 400 - буряк столовий – 1400; - цибуля (ріпка) — 80; - цибуля (перо) — (відкритий ґрунт) — 600, (закритий ґрунт) — 800; - зелені культури—(відкритий ґрунт) — 2000, (закритий ґрунт) — 3000; - дині — 90 - кавуни — 60; - перець солодкий — (відкритий ґрунт) — 200, (закритий ґрунт) — 400 - кабачки — 400; - виноград столових сортів; - яблука — 60; - груші — 60.

Дані перерахунку рС (NO₃) в масову частку нітрату

| рС _{NO₃⁻} | Масова частка нітрату, млн ⁻¹ | | | | | | | | | |
|--|--|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| | Соті частки рС _{NO₃⁻} | | | | | | | | | |
| | 0,00 | 0,01 | 0,02 | 0,03 | 0,04 | 0,05 | 0,06 | 0,07 | 0,08 | 0,09 |
| 2,0 | 30900 | 30200 | 29510 | 28840 | 28180 | 27540 | 26920 | 26300 | 25700 | 25120 |
| 2,1 | 24550 | 23990 | 23440 | 22910 | 22390 | 21880 | 21380 | 20890 | 20420 | 19950 |
| 2,2 | 19500 | 19050 | 18620 | 18200 | 17780 | 17380 | 16980 | 16600 | 16220 | 15850 |
| 2,3 | 15490 | 15140 | 14790 | 14450 | 14130 | 13800 | 13490 | 13180 | 12680 | 12590 |
| 2,4 | 12300 | 12020 | 11750 | 11480 | 11220 | 10960 | 10720 | 10470 | 10230 | 10000 |
| 2,5 | 9772 | 9550 | 9333 | 9120 | 8913 | 8730 | 8511 | 8318 | 8128 | 7943 |
| 2,6 | 7762 | 7586 | 7413 | 7244 | 7079 | 6918 | 6761 | 6607 | 6457 | 6310 |
| 2,7 | 6166 | 6026 | 5888 | 5754 | 5623 | 5495 | 5370 | 5248 | 5129 | 5012 |
| 2,8 | 4898 | 4786 | 4677 | 4571 | 4467 | 4365 | 4266 | 4169 | 4047 | 3981 |
| 2,9 | 3890 | 3802 | 3715 | 3631 | 3548 | 3467 | 3388 | 3311 | 3236 | 3162 |
| 3,0 | 3090 | 3020 | 2951 | 2884 | 2818 | 2754 | 2692 | 2630 | 2570 | 2512 |
| 3,1 | 2455 | 2399 | 2344 | 2291 | 2239 | 2188 | 2138 | 2089 | 2042 | 1995 |
| 3,2 | 1950 | 1905 | 1862 | 1820 | 1778 | 1738 | 1698 | 1660 | 1622 | 1585 |
| 3,3 | 1549 | 1514 | 1479 | 1445 | 1413 | 1380 | 1349 | 1318 | 1283 | 1259 |
| 3,4 | 1230 | 1202 | 1175 | 1148 | 1122 | 1096 | 1072 | 1047 | 1023 | 1000 |
| 3,5 | 877 | 955 | 933 | 912 | 891 | 871 | 851 | 832 | 813 | 794 |
| 3,6 | 766 | 759 | 741 | 724 | 708 | 692 | 676 | 661 | 646 | 631 |
| 3,7 | 617 | 603 | 589 | 575 | 563 | 549 | 537 | 525 | 513 | 501 |
| 3,8 | 490 | 479 | 468 | 457 | 447 | 437 | 427 | 417 | 407 | 398 |
| 3,9 | 389 | 380 | 371 | 363 | 355 | 347 | 339 | 331 | 324 | 316 |
| 4,0 | 309 | 302 | 295 | 288 | 283 | 275 | 269 | 263 | 257 | 251 |

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Які основні джерела надходження нітратів в організм людини?
2. В чому полягає токсичний вплив нітратів на організм людини?
3. Охарактеризуйте метод визначення нітратів в рослинній сировині.
4. Які допустимі норми вмісту нітратів в картоплі, буряку, цибулі, яблуках?
5. Яку шкоду завдає надлишок нітратів в продуктах харчування?
6. В яких частинах рослин накопичується найбільша кількість нітратів?
7. Як можна зменшити вміст нітратів в овочах та фруктах?

Лабораторна робота №12

ТЕМА: Визначення питомої маси ґрунту пікнометричним методом.

МЕТА: Розглянути основні фізико-хімічні характеристики ґрунту. Визначити питому масу ґрунту пікнометричним методом.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

До загальних фізичних властивостей належать щільність твердої фази ґрунту, щільність непорушеного складу ґрунту (щільність складення) і пористість.

Щільність твердої фази ґрунту (питома вага ґрунту, d) – це відношення ваги твердої фази ґрунту в сухому стані до ваги рівного об'єму води при температурі 4 оС.

Щільність ґрунту (об'ємна маса, d_v) – маса одиниці об'єму абсолютно сухого ґрунту, взятого у природному заляганні (з непошкодженим складом), виражена в г/см³.

Ґрунт вважають (за Качинським):

- розпушеним або збагаченим органікою за щільності < 1 г/см³;
- значення показника для орних земель – 1,0–1,2 г/см³;
- орні горизонти дещо ущільнені – 1,2–1,3 г/см³;
- значення щільності для підорних горизонтів (крім чорноземів) – 1,4–1,6 г/см³;
- сильно ущільнені горизонти (солоді та підзоли) – 1,6–1,8 г/см³.

Шпаруватість – сумарний обсяг усіх пор і проміжків між частинками твердої фази ґрунту.

Оцінка загальної шпаруватості (за Качинським):

- Ґрунт розпушений > 70 %;
- Культурний орний шар – 55-65;
- Задовільна для орного шару - 50-55;
- 45–50 – культурний піщаний ґрунт.

Загальні фізичні властивості ґрунтів (щільність з непорушеною будовою, щільність твердої фази, шпаруватість) залежать від мінералогічного, механічного та хімічного складу. Вони суттєво впливають на процеси ґрунтоутворення та родючість ґрунту, тому є невід'ємною частиною їх генетичної, меліоративної та агрономічної характеристики.

Визначення щільності твердої фази ґрунту проводиться пікнометричним методом, принцип якого полягає у визначенні об'єму води або інертної рідини, який відповідає об'єму ґрунту, взятого для аналізу.

Пікнометр – мірна посудина, яка дозволяє визначати об'єм рідини з великою точністю. На рис. 4 зображено найбільш поширені види пікнометрів.

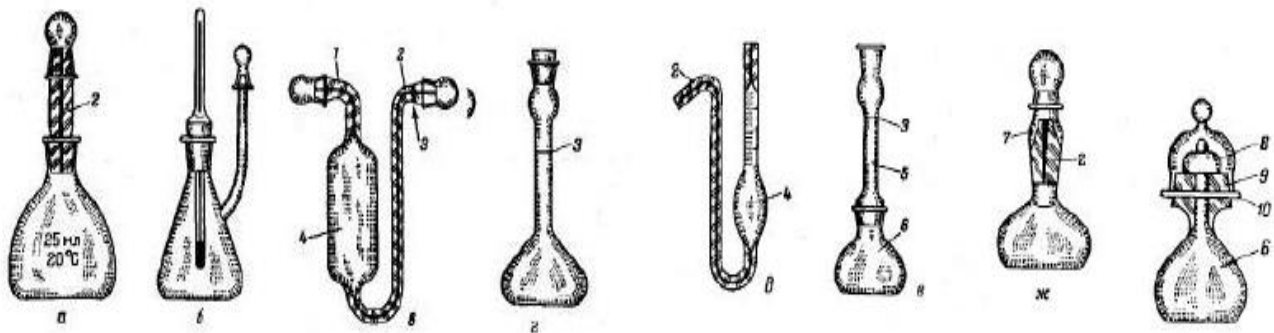


Рис. 4. Пікнометри: Гей-Люссака (а, ж), Менделєєва (б), Оствальда (в), звичайний (г), U-подібний (д), Рейшауэра (е) та с плоскою пришліфованою кришкою (з):

1 - капіляр-носик; 2 - капіляр; 3 - мітка; 4 - розширення; 5 - вставне горличко; 6 - колбочка; 7- чашечка; 8- плоска кришка; 9-фланец; 10- захисний ковпачок.

Найбільш зручним вважається пікнометр об'ємом 100 см³ висотою 8 см і діаметром 4 см.

Для визначення щільності твердої фази незасолених ґрунтів використовують дистильовану воду без повітря, засолених, які містять легкокорозивні солі більше 0,5%, – неполярні рідини (бензол, бензин, толуол, ксилол, гас).

Найбільш поширеним методом визначення щільності твердої фази ґрунту є метод Н. Качинського. Він полягає у визначенні об'єму пікнометра, у підготовці ґрунту до аналізу та у визначенні щільності твердої фази.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

1. Повітряно-сухий ґрунт розтерти у ступці та пропустити крізь сито.
2. Пікнометр, ємністю 100 см³ (або 50 см³), заповнити дистильованою водою та зважити на технічних вагах. З пікнометра відлити приблизно половину води в стакан.
3. На технічних вагах взяти наважку ґрунту 10 г.
3. Помістити наважку в пікнометр, перемішати утворену суспензію та кип'ятити упродовж 30 хв.
4. Пікнометр охолодити у кристалізаторі, долити дистильованої води до мітки та зважити на вагах.
5. Величину щільності твердої фази ґрунту розрахувати за формулою:

$$d = \frac{P}{(P + P_1) - P_2},$$

де d – щільність твердої фази ґрунту, г/см³;

P – маса абсолютно сухого ґрунту (наважка абсолютно сухого ґрунту), г;

P_1 – маса пікнометра з водою, г;

P_2 – маса пікнометра з водою і ґрунтом, г;

Масу абсолютно сухого ґрунту розраховують за формулою:

$$P = \frac{M_0 \cdot 100}{100 + W\%},$$

де P – маса абсолютно сухого ґрунту (наважка абсолютно сухого ґрунту), г,
 M_0 – маса повітряно-сухого ґрунту (наважка ґрунту);

$W\%$ – вміст гігроскопічної вологи у досліджуваному ґрунті, % . Вміст гігроскопічної вологи в повітряносухому ґрунті в приміщенні лабораторії складає 5%.

Усі результати зважувань та відповідних розрахунків записують у таблицю:

| N зразка | Наважка повітряно-сухого ґрунту, г (M_0) | Наважка абсолютно сухого ґрунту, г (P) | Маса пікнометра (г) | | $d = \frac{P}{(P + P_1) - P_2}$ |
|----------|--|--|---------------------|------------------------------|---------------------------------|
| | | | з водою (P_1) | з водою та ґрунтом (P_2) | |
| | | | | | |
| | | | | | |
| | | | | | |

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Ґрунт, фізичні властивості та хімічний склад.
2. Загальні фізичні властивості ґрунту.
3. Питома маса ґрунту та її значення.
4. Суть пікнометричного визначення питомої маси ґрунту.
5. Основні види пікнометрів, будова пікнометра.

Лабораторна робота №13

ТЕМА: Визначення рН водної витяжки з ґрунту та гідролітичної кислотності.

МЕТА: Опанувати методики виконання іонометричного методу аналізу, визначати ступінь потреби ґрунту у вапнуванні та розраховувати норми вапна.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

На ріст і розвиток рослин, мікробіологічні, хімічні та біохімічні процеси ґрунту великий вплив має реакція ґрунту. Від цього показника значною мірою залежить засвоєння рослинами поживних речовин ґрунту і добрив, мінералізація органічної сировини, ефективність внесених добрив, урожайність тощо.

Розрізняють такі види кислотності: актуальну (або активну) і потенціальну. **Актуальна кислотність** – це кислотність ґрунтового розчину, зумовлена підвищеною концентрацією в ньому йонів Гідрогену порівняно з йонами гідроксилу. Ця кислотність створюється карбонатною кислотою (H_2CO_3), водорозчинними органічними кислотами, які виділяються при розкладанні органічної речовини, і гідролітично кислими солями. Актуальна кислотність виражається величиною рН (від'ємний логарифм концентрації йонів Гідрогену в розчині). Реакцію ґрунтового розчину характеризують величиною рН водної витяжки.

Потенціальна кислотність зумовлена наявністю йонів Гідрогену та Алюмінію в твердій фазі ґрунту в поглинутому стані. Її поділяють на обмінну і гідролітичну кислотність.

Обмінна кислотність ґрунту зумовлена обмінно-поглинутими йонами Гідрогену й Алюмінію.

Обмінна кислотність виражається в міліграм-еквівалентах на 100 г ґрунту і величиною рН сольової витяжки. За показниками рН сольової витяжки визначають ступінь кислотності ґрунту.

Гідролітична кислотність зумовлена менш рухливими йонами Гідрогену, які важче заміщуються катіонами ґрунтового розчину, ніж ті, що характеризують обмінну кислотність.

Гідролітичну кислотність визначають взаємодією ґрунту з розчином натрій ацетату CH_3COONa , що має лужну реакцію.

Гідролітична кислотність характеризує повну кислотність ґрунту, оскільки вона включає в себе потенціальну й актуальну кислотність. Гідролітичну кислотність виражають в міліграм-еквівалентах на 100 г ґрунту. За гідролітичною кислотністю визначають норму вапна для вапнування кислих ґрунтів.

Для характеристики всіх ґрунтів визначають рН водної витяжки; для ґрунтів, ненасичених основами, визначають рН сольової витяжки, обмінну і гідролітичну кислотність. Ці показники використовують для визначення потреби у вапнуванні кислих ґрунтів. Найчастіше рН визначають за допомогою приладів рН-метрів.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Визначення рН водної витяжки.

Йони Гідрогену вільних кислот вилучають дистильованою водою при співвідношенні ґрунту до води 1:2,5 для мінеральних і 1:25 для торф'яних ґрунтів. Активність йонів Гідрогену у витяжці визначають потенціометричним методом.

рН-метр готують до роботи відповідно до інструкції, калібрують за допомогою буферних розчинів з рН, що дорівнюють 4,04, 6,86, 9,22. Беруть 20 г повітряно-сухого ґунту, переносять у конічну колбу місткістю 100 мл, приливають 50 мл дистильованої води, добре збовтують і залишають відстоюватись на ніч до повного осадження ґрунту і освітлення розчину. У розчин обережно, щоб не сколотити розчин, занурюють електроди рН-метра і вимірюють величину рН водної витяжки. Вимірювання проводять тричі.

Дослід 2. Визначення рН сольової витяжки.

Метод полягає у витісненні обмінних йонів Гідрогену H^+ і Al^{3+} 1Н. розчином КСІ (рН = 5,5...6) при співвідношенні ґрунту до води 1:2,5 для мінеральних і 1:25 для торф'яних ґрунтів. з наступним вимірюванням активності йонів Гідрогену потенціометричним методом.

рН-метр готують до роботи відповідно до інструкції, калібрують за допомогою буферних розчинів з рН, що дорівнюють 4,04, 6,86, 9,22. Беруть 20 г ґрунту, переносять у склянку на 100 мл і наливають 50 мл 1 н розчину калій хлориду. Вміст склянки збовтують 1 хв і залишають стояти на ніч. Потім, не збовтуючи розчину, занурюють у нього скляні електроди і за допомогою рН-метра визначають величину рН сольової витяжки. Щоб встановити ступінь кислотності ґрунту, користуються таблицею поданою нижче.

Ступінь кислотності ґрунту залежно від рН сольової витяжки

| Ступінь кислотності | рН сольової витяжки | Ступінь кислотності | рН сольової витяжки |
|---------------------|---------------------|------------------------|---------------------|
| Дуже сильнокислі | <4 | Слабкокислі | 5-5,5 |
| Сильнокислі | 4-4,5 | Близькі до нейтральних | 5,5-6 |
| Середньокислі | 4,5-5 | Нейтральні | >6 |

Дослід 3. Визначення гідролітичної кислотності.

Зважити 20 г ґрунту, помістити в конічну колбу на 200 - 250 мл. Прилити 50 мл 1 н. розчину CH_3COONa . Колбу закрити корком, вміст її збовтати (протягом 1 години). Отриману суспензію відфільтрувати через звичайний фільтр. Відібрати 25 мл фільтрату перелити в колбу, додати 2-3 краплі фенолфталеїну. Титрувати 0,1 н. розчином $NaOH$ до не зникаючого протягом 1 хв слаборожевого забарвлення.

Гідролітичну кислотність обчислити за формулою

$$H = \frac{a \times T \times 10 \times 1.76}{10}$$

де Н – гідролітична кислотність (мг-екв. На 100 г ґрунту);

а – кількість мл 0,1 н. розчину NaOH, який пішов на титрування;

T – поправка до титру NaOH;

10 - у чисельнику, коефіцієнт для перерахунку результатів на 100 г ґрунту

(25 мл фільтрату відповідає 10 г ґрунту), у знаменнику, коефіцієнт для переводу результатів в мг-екв;

1,75 - коефіцієнт на повноту витіснення водню.

Результати аналізу записати в таблицю.

| Номер ґрунтового зразка | Наважка ґрунту, г | Прилито 1 н. розчину CH_3COONa мл | Взято фільтрату на титрування, мл | Пішло 0,1 н. розчину NaOH на титрування, мл | Гідролітична кислотність |
|-------------------------|-------------------|---|-----------------------------------|---|--------------------------|
| | | | | | |

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Які методи аналізу використовують для оцінки кислотності?
2. Види кислотності та їх характеристика.
3. Що називають ґрунтовим вбирним комплексом?
4. Якими показниками характеризується ґрунтовий розчин?
5. Вбирна здатність ґрунту та її види.

Лабораторна робота № 14

ТЕМА: Вивчення властивостей основних форм азотних добрив за зразками.

Розпізнавання азотних добрив за допомогою якісних реакцій.

МЕТА: Навчитись розпізнавати добрива за зовнішнім виглядом і якісними реакціями.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Добрива розпізнають за зовнішнім виглядом, розчинністю у воді та уточнюють хімічними реакціями.

Добрива бувають: кристалічні та аморфні (порошковидні).

До кристалічних належать всі азотні добрива (за винятком ціанаміду кальцію) і калійні (за винятком калімагу та золи). Кристалічні добрива добре розчинні у воді.

Аморфний стан характерний для фосфорних і вапнистих добрив, а також калімагу і ціанаміду кальцію. Аморфні добрива слабозчинні у воді або зовсім нерозчинні.

Таким чином, за розчинністю у воді всі мінеральні добрива можна поділити на дві групи: азотні і калійні – одна група, фосфорні і вапнисті – друга.

Необхідно знати, що всі селітри спалахують на розжареному вугіллі. З них аміачна селітра згорає безколірним полум'ям (а іноді тільки плавиться, шипить) і виділяє білий дим з запахом аміаку.

Натрієва селітра спалахує і швидко згорає жовто-оранжевим полум'ям. Калійна селітра спалахує і швидко згорає фіолетовим полум'ям.

Сечовина ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) на розжареному вугіллі плавиться з виділенням аміаку.

Калійні добрива на розжареному вугіллі потріскуються.

Присутність різних йонів в добривах виявляють за допомогою таких якісних реакцій

| | |
|---|--|
| PO_4^{3-} | Жовтий осад |
| а) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ | Пожовтіння тільки при легкому підлугуванні |
| б) CaHPO_4 | Пожовтіння збільшується при додаванні оцтової кислоти |
| в) $\text{Ca}(\text{PO})_4$ | Пожовтіння при додаванні AgNO_3 . Іноді з'являється через деякий час. Жовтий осад з молібденовокислим амонієм в присутності NH_3 |
| NO_3^- | Спалах на вугіллі |
| CO_3^{2-} | Закипання при додаванні HCl |
| SO_4^{2-} | Білий кристалічний осад з BaCl_2 , не розчинний у оцтовій кислоті |
| Cl^- | Білий сирнистий осад з AgNO_3 |
| K^+ | Жовтий осад з кобальт нітритом натрію |
| K^+ | Білий осад з кислим виннокислим натрієм |
| Ca^{2+} | Білий кристалічний осад з щавлевокислим амонієм у присутності аміаку |
| NH_4^+ | Виділення аміаку при нагріванні з лугом |

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Встановлення розчинності добрива та рН розчину.

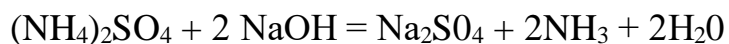
Уважно розглянути зразок добрив, встановити стан (будову) добрива (аморфний, кристалічний), колір і запах. Для встановлення розчинності добрива у

воді перенести в пробірку 1-2 мікрошпателі добрива, долити 2-3 мл дистильованої води. Вміст добре збовтати.

Для встановлення рН розчину добрива внести по 1мл приготованого розчину у дві пробірки, в першу додати декілька крапель фенолфталеїну, в другу – лакмусу.

Дослід 2. Виявлення йонів амонію.

Набрати в пробірку 1 - 2 г добрива і прилити 2 - 3 мл 10 % лугу , потім все це підігріти. Якщо добриво містить йон амонію, то піднесений до отвору вологий універсальний індикаторний папірець посиніє і буде відчутний запах амоніаку..



Розчинити 1-2 г добрива в дистильованій воді, потім до прозорого розчину додати кілька крапель реактиву Несслера. Якщо добриво містить NH_4^+ будемо спостерігати жовтий колір розчину або жовто-бурий осад.

Дослід 3. Виявлення амідів $\text{NH}_2/$

Розплавити в пробірці 1 г сечовини. Розплав розчинити в невеликій кількості води, додати невелику кількість 10 % розчину КОН або 1-2 краплі 10 % розчину CuSO_4 . За наявності NH_2 розчин забарвлюється у фіолетово- рожевий колір.

Дослід 4. Виявлення нітратів NO_3^- .

Розчинити в дистильованій воді 1 - 2 г добрива. До розчину прилити невелику кількість насиченого розчину FeSO_4 так, щоб рідина не змішувалась, потім нахилити пробірку, і по стінці прилити 2 - 3 мл H_2SO_4 . Якщо є NO_3^- на межі 2-х розчинів утворюється темно-буре кільце.

На ретельно вимите і витерте скло помістіть 3-4 краплі розчину дифеніламіну і краплю розчину, який аналізуєте. В присутності нітрат- і нітрит-йонів з'являється інтенсивне синє забарвлення внаслідок окиснення дифеніламіну.

Дослід 5. Виявлення йонів K^+ .

$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ з йонами K^+ утворює жовтий кристалічний осад $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

Розчинити в дистильованій воді 1 - 2 г добрива, додайте 2-3 краплі розчину натрій гексанітрокобальтату. Якщо добриво містить йони K^+ спостерігайте утворення осаду жовтого кольору.

Дослід 6. Виявлення йонів Ca^{2+} .

Розчинити у воді 1 - 2 г добрива. До прозорого розчину прилити 1-2 краплі 10 % розчину CH_3COOH і 3 - 5 мл насиченого розчину амоній оксалату $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. За наявності Ca^{2+} утворюється білий осад.

Дослід 7. Виявлення йонів SO_4^{2-} .

Розчинити у воді 1 - 2 г добрива і додати невелику кількість розчину BaCl_2 . За наявності BaSO_4 утворюється білий осад BaSO_4 , який не розчиняється в CH_3COOH .

Дослід 7. Виявлення йонів PO_4^{3-} .

1-2 г добрива розчинити в 10 % розчині HNO_3 . Додати 2-3 краплі HNO_3 конц. і додати 2 - 3 мл 10 % розчину амоній молібдату $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}$. Жовтий осад вказує на присутність іонів PO_4^{3-} .

Дослід 8. Виявлення йонів Cl^- .

Розчинити 1 - 2 г добрива, підкислити 2-3 краплями 10% розчину HNO_3 , додати невелику кількість 2 % розчину AgNO_3 . За наявності Cl^- утворюється білий сирнистий осад AgCl .

Дослід 9. Виявлення йонів CO_3^{2-} .

До невеликої кількості добрива прилити декілька крапель 10 % розчину HCl . За наявності карбонатів спостерігаємо виділення CO_2 .

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. На яких ґрунтах і під які культури найбільш ефективно використання калійних добрив?
2. У чому перевага комплексних добрив?
3. Назвати групи азотних добрив та способи їх добування
4. Особливості застосування окремих форм калійних добрив.
5. Як класифікуються фосфорні добрива?
6. Які вимоги ставляться до виготовлення змішаних добрив?
7. Як виготовити рідкі комплексні добрива й ефективно їх використовувати?

ДОДАТКИ

Таблиця 1

ТИСК НАСИЧЕНОЇ ВОДЯНОЇ ПАРИ ЗАЛЕЖНО ВІД ТЕМПЕРАТУРИ

| Температура °C | Тиск | | Температура °C | Тиск | |
|-------------------|------|-----------|-------------------|------|-----------|
| | кПа | мм.рт.ст. | | кПа | мм.рт.ст. |
| 13 | 1,49 | 11,2 | 22 | 2,64 | 19,8 |
| 14 | 1,53 | 11,9 | 23 | 2,81 | 21,1 |
| 15 | 1,68 | 12,6 | 24 | 2,99 | 22,4 |
| 16 | 1,81 | 13,6 | 25 | 3,17 | 23,8 |
| 17 | 1,93 | 14,5 | 26 | 3,36 | 25,2 |
| 18 | 2,07 | 15,5 | 27 | 3,56 | 26,7 |
| 19 | 2,20 | 16,5 | 28 | 3,75 | 28,1 |
| 20 | 2,33 | 17,3 | 29 | 3,97 | 29,8 |
| 21 | 2,49 | 18,7 | 30 | 4,21 | 31,6 |

Таблиця 2

НАЗВИ НАЙВАЖЛИВІШИХ КИСЛОТ ТА КИСЛОТНИХ ЗАЛИШКІВ

| Формула | Назва кислоти | Аніон | Назва аніона |
|---|------------------|--|----------------|
| HCl | хлоридна | Cl ⁻ | хлорид |
| HBr | бромідна | Br ⁻ | бромід |
| HI | йодидна | I ⁻ | йодид |
| HNO ₃ | нітратна | NO ₃ ⁻ | нітрат |
| HNO ₂ | нітритна | NO ₂ ⁻ | нітрит |
| H ₂ SO ₄ | сульфатна | SO ₄ ²⁻ | сульфат |
| H ₂ SO ₃ | сульфітна | SO ₃ ²⁻ | сульфіт |
| H ₂ S | сульфідна | S ²⁻ | сульфід |
| H ₂ CO ₃ | карбонатна | CO ₃ ²⁻ | карбонат |
| H ₂ SiO ₄ | силікатна | SiO ₄ ²⁻ | силікат |
| H ₃ PO ₄ | ортофосфатна | PO ₄ ³⁻ | ортофосфат |
| H ₂ CrO ₄ | хроматна | CrO ₄ ²⁻ | хромат |
| H ₂ Cr ₂ O ₇ | біхроматна | Cr ₂ O ₇ ²⁻ | біхромат |
| HMnO ₄ | манганатна (VII) | MnO ₄ ⁻ | манганат (VII) |

Таблиця 3

ГУСТИНА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ КИСЛОТ за 20°C, г/мл

| % | H ₂ SO ₄ | HNO ₃ | HCl | % | H ₂ SO ₄ | HNO ₃ |
|----|--------------------------------|------------------|-------|----|--------------------------------|------------------|
| 1 | 1,005 | 1,004 | 1,003 | 52 | 1,415 | 1,322 |
| 2 | 1,012 | 1,009 | 1,008 | 54 | 1,435 | 1,324 |
| 4 | 1,025 | 1,020 | 1,018 | 56 | 1,456 | 1,345 |
| 6 | 1,038 | 1,031 | 1,028 | 58 | 1,477 | 1,356 |
| 8 | 1,052 | 1,043 | 1,038 | 60 | 1,498 | 1,367 |
| 10 | 1,066 | 1,054 | 1,047 | 62 | 1,520 | 1,377 |
| 12 | 1,080 | 1,066 | 1,057 | 64 | 1,542 | 1,387 |
| 14 | 1,095 | 1,078 | 1,068 | 66 | 1,565 | 1,396 |
| 16 | 1,109 | 1,090 | 1,078 | 68 | 1,587 | 1,405 |
| 18 | 1,124 | 1,103 | 1,088 | 70 | 1,611 | 1,413 |
| 20 | 1,139 | 1,115 | 1,098 | 72 | 1,634 | 1,422 |
| 22 | 1,155 | 1,128 | 1,108 | 74 | 1,657 | 1,430 |
| 24 | 1,170 | 1,140 | 1,119 | 76 | 1,681 | 1,438 |
| 26 | 1,186 | 1,153 | 1,129 | 78 | 1,704 | 1,445 |
| 28 | 1,202 | 1,167 | 1,139 | 80 | 1,727 | 1,452 |
| 30 | 1,219 | 1,180 | 1,149 | 82 | 1,749 | 1,459 |
| 32 | 1,235 | 1,193 | 1,159 | 84 | 1,769 | 1,466 |
| 34 | 1,252 | 1,207 | 1,169 | 86 | 1,787 | 1,372 |
| 36 | 1,268 | 1,221 | 1,179 | 88 | 1,802 | 1,477 |
| 38 | 1,286 | 1,134 | 1,189 | 90 | 1,814 | 1,483 |
| 40 | 1,303 | 1,246 | 1,198 | 92 | 1,824 | 1,487 |
| 42 | 1,321 | 1,259 | - | 94 | 1,831 | 1,491 |
| 44 | 1,338 | 1,272 | - | 96 | 1,836 | 1,495 |
| 46 | 1,357 | 1,285 | - | 98 | 1,837 | 1,501 |

Таблиця 4

ГУСТИНА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ КОН за 20°C

| Концентрація, % | Густина, г/мл | Концентрація, % | Густина, г/мл |
|-----------------|---------------|-----------------|---------------|
| 1 | 1,007 | 26 | 1,240 |
| 2 | 1,011 | 28 | 1,263 |
| 4 | 1,033 | 30 | 1,287 |
| 6 | 1,049 | 32 | 1,311 |
| 8 | 1,065 | 34 | 1,336 |
| 10 | 1,082 | 36 | 1,361 |
| 12 | 1,100 | 38 | 1,386 |
| 14 | 1,119 | 40 | 1,411 |
| 16 | 1,137 | 42 | 1,436 |
| 18 | 1,156 | 44 | 1,461 |
| 20 | 1,176 | 46 | 1,485 |
| 22 | 1,196 | 48 | 1,510 |
| 24 | 1,218 | 50 | 1,538 |

Таблиця 5

РОЗЧИННІСТЬ У ВОДІ КИСЛОТ, ОСНОВ ТА СОЛЕЙ

| Іони | H ⁺ | NH ₄ ⁺ | K ⁺ | Na ⁺ | Ag ⁺ | Ba ²⁺ | Ca ²⁺ | Mg ²⁺ | Zn ²⁺ | Cu ²⁺ | Hg ²⁺ | Pb ²⁺ | Fe ²⁺ | Fe ³⁺ | Al ³⁺ |
|--------------------------------|----------------|------------------------------|----------------|-----------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|
| OH ⁻ | | P | P | P | — | P | M | H | H | H | — | M | H | H | H |
| NO ₃ ⁻ | P | P | P | P | P | P | P | P | P | P | P | P | P | P | P |
| Cl ⁻ | P | P | P | P | H | P | P | P | P | P | P | M | P | P | P |
| Br ⁻ | P | P | P | P | H | P | P | P | P | — | — | — | — | — | — |
| S ²⁻ | P | P | P | P | H | — | — | — | H | H | H | H | H | H | — |
| SO ₃ ²⁻ | P | P | P | P | M | M | M | M | M | — | — | H | M | — | — |
| SO ₄ ²⁻ | P | P | P | P | M | H | M | P | P | P | — | M | P | P | P |
| CO ₃ ²⁻ | P | P | P | P | M | M | H | M | — | — | H | H | H | — | — |
| SiO ₃ ²⁻ | H | — | P | P | H | H | M | — | H | — | — | H | H | — | — |

P — розчинні M — малорозчинні H — нерозчинні — - не існують або розкладаються водою

РЕКОМЕНДОВАНІ ДЖЕРЕЛА ІНФОРМАЦІЇ

1. Цветкова Л.Б. Загальна хімія. Частина перша: Навчальний посібник. К.: Каравела. 2022, 398 с.
2. Буклів Р. Л., Курилець О. Г., Зозуля Г. І., Гелеш А. Б. Неорганічна хімія. Частина 1: Електронний навчальний посібник. Львів: Видавництво Львівської політехніки, 2024. 176 с.
3. Неорганічна та органічна хімія: Навч. пос. Ч. 2 / Л.Б. Цветкова, О.П. Романюк. К.: Каравела. 2022, 358 с.
4. Хімія: загальна, неорганічна та органічна / В.П. Басов, В.М. Родіонов. Каравела. 2023. 320 с.
5. Пономарьова В. Основні класи неорганічних сполук: навч. посіб. 2-ге перевидання. Київ.: Ліра-К, 2022, 96с.
6. Павленко В.О. Давиденко Ю.М., Фрицький І.О. Розчини. Навчальний посібник. Київ: ВПЦ „Київський університет”, 2020. 175 с.
7. Господаренко Г. М. Агрохімія: підручник / Г.М. Господаренко. – Умань, 2024. –572 с.
8. Господаренко Г. М. Практикум з агрохімії. ТОВ «СІК ГРУП УКРАЇНА», 2020.– 148с.
9. Pfennig, B. W. Principles of inorganic chemistry, 2nd Edition. Wiley. 2021. 832 p.
10. Господаренко Г. М. Агрохімія мікроелементів. Київ : ТОВ «ТРОПЕА», 2023. 416 с.
11. Господаренко Г. М., Черно О. Д., Нікітіна О. В. Агрохімія калію / за заг ред. Г. М. Господаренка. Київ : ТОВ «ТРОПЕА», 2021. 264 с.

Для нотаток

X-46

Хімія з основами агрохімії [Текст]: методичні вказівки до лабораторних занять для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітніх програм «Агроінженерія» та «Лісове господарство» галузі знань 20 Аграрні науки та продовольство спеціальностей 208 Агроінженерія та 205 Лісове господарство денної та заочної форм навчання. /уклад. І. А. Мороз. – Луцьк: ЛНТУ, 2024. – 64 с.

Комп'ютерний набір
Редактор

І.А. Мороз
І.А. Мороз

Підп. до друку «__» _____ 2024 р. Формат 60x84/16. Папір офс.
Гарн. Таймс. Ум. друк. арк. 2,25.
Тираж 50 прим.

Інформаційно-видавничий відділ
Луцького національного технічного університету
43018, м. Луцьк, вул. Львівська, 75
Друк – ІВВ ЛНТУ