

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ЕКОНОМІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
ІМЕНІ СЕМЕНА КУЗНЕЦЯ**

**Методичні рекомендації до виконання  
лабораторних робіт  
з навчальної дисципліни  
"ЕКОЛОГІЧНА ХІМІЯ"  
для студентів напряму підготовки  
6.050101 "Комп'ютерні науки"  
всіх форм навчання**

Затверджено на засіданні кафедри технології екології і безпеки життєдіяльності.

Протокол № 5 від 25.12. 2013 р.

**Укладач** Іванов В. Г.

**M54**        Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни "Екологічна хімія" для студентів напряму підготовки 6.050101 "Комп'ютерні науки" всіх форм навчання / укл. В. Г. Іванов. – Х. : Вид. ХНЕУ ім. С. Кузнеця, 2014. – 49 с. (Укр. мов.)

Наведено методику виконання лабораторних робіт, пов'язаних із практичним застосуванням теоретичного матеріалу та проведенням розрахунків для закріплення знань студентів.

Рекомендовано для студентів напряму підготовки 6.050101 "Комп'ютерні науки" всіх форм навчання.

## Вступ

Екологічна хімія (Екохімія) – це загальноосвітня дисципліна. Під час вивчення цієї дисципліни студенти одержують знання в галузі хімії, хімічної технології, екології, економіки, які необхідні їм для оволодіння фахом "Комп'ютерний еколого-економічний моніторинг".

Навчальна дисципліна "Екологічна хімія" складається із взаємопов'язаних тем, де розглядаються основні поняття і закони хімії, екології, основні закономірності перебігу хімічних процесів, хімічні основи екологічних взаємодій, екологічна хімія атмосфери, гідросфери, літосфери.

При вивченні цієї дисципліни студенти одержують як теоретичні, так і практичні знання. Під час одержання практичних знань велика увага приділяється проведенню лабораторного практикуму. Засвоєння теоретичного матеріалу, обсяг якого визначається програмою навчальної дисципліни, залежить від правильної постановки лабораторних робіт, метою яких є не тільки прищепити студентам навички проведення експерименту, але й навчити їх мислити самостійно та робити правильні висновки.

Методичні рекомендації складено відповідно до робочої програми навчальної дисципліни "Екохімія". До кожної теми додано кілька лабораторних дослідів, які найбільшою мірою відповідають програмі дисципліни, враховуючи спеціалізацію студентів, рівень їхньої підготовки, наявність необхідного обладнання та реактивів у лабораторії.

На самому початку лабораторного практикуму студент, ознайомившись з правилами техніки безпеки роботи в хімічних лабораторіях, повинен у найкоротший термін засвоїти основні прийоми техніки проведення лабораторних робіт. Виконанню кожної лабораторної роботи передуює всебічна самостійна теоретична підготовка, в процесі якої студент має осмислити той експеримент, проведення якого дасть змогу спостерігати за особливостями хімічного процесу, а також дослідити вплив на нього різних факторів. Студент має самостійно і серйозно ставитись до всіх стадій експерименту, що передбачає теоретичну та практичну підготовку, проведення самого дослідження, ретельний нагляд за його протіканням, більш повне описання та пояснення побаченого під час експерименту. Працювати треба чітко й акуратно, але без поспіху, який часто призводить до спотворення самого

дослідю, одержання помилкових результатів, порушення правил техніки безпеки.

На лабораторних заняттях студенти проводять реакції між хімічними речовинами, визначають фізичні константи цих речовин, вимірюють кількісні характеристики хімічної рівноваги, кінетики процесів, визначають концентрації розчинів, проводять електроліз, визначають показники якості води, проводять контроль параметрів технологічних процесів.

Під час виконання лабораторних робіт студент зобов'язаний ознайомитись з приладами, установками, методикою виконання й оформлення робіт. Під час здачі роботи студенти повинні знати теоретичну основу процесів, вміти пояснити хід роботи, зробити висновки за результатами експерименту. Усі роботи треба оформляти в лабораторному журналі.

## **Змістовий модуль 1. Хімічні основи екологічних взаємодій**

### **Тема 1. Вивчення основних правових документів охорони навколишнього середовища. Вивчення основних правил техніки безпеки робіт у лабораторії**

**Мета роботи** – вивчення базових положень законодавства України про охорону навколишнього середовища. Вивчення основних правил безпеки робіт у лабораторії.

**План роботи:** 1. На базі теоретичного матеріалу з конспекту лекції "Екологічна хімія" отримати цільну уяву про основні положення Закону України "Про охорону навколишнього середовища". Отримати знання про правила техніки безпеки робіт у лабораторії.

**Завдання** – оформити в лабораторному журналі конспект базових положень законодавства України та правил техніки безпеки робіт у лабораторії.

1.1. Вивчення теоретичного матеріалу з конспекту лекції "Екологічна хімія"

1.2. Правила техніки безпеки

1. Перед початком лабораторної роботи зверніть особливу увагу на розділ інструкції з техніки безпеки, що стосується виконання даного завдання.

2. Використовуючи реактиви й препарати, уважно читайте написи на етикетках.

3. Не проводьте досліди в брудному посуді. В лабораторії слід працювати у спецодязі.

4. Не куштуйте на смак будь-які реактиви та препарати. З усіма речовинами поведіться як із більш або менш отруйними.

5. В лабораторії суворо забороняється виконувати досліди, які не передбачені практикумом.

6. У лабораторії не можна працювати та залишатися одному.

7. Забороняється проводити на столах досліди, які супроводжуються виділенням легколетких токсичних речовин: амоніаку, бромю, хлору, йоду, оксидів азоту, карбон (II) оксиду, сульфур (IV) оксиду, сірководню та ін. Такі досліди проводьте тільки у витяжних шафах. Під час роботи у витяжній шафі всі дверцята тримайте опущеними, залишивши внизу лише щілину для притоку повітря.

8. Працюйте в лабораторії стоячи; сидячи виконуйте тільки ті роботи, які не пов'язані із самоспалахом, вибухом чи розбризкуванням концентрованих розчинів кислот та лугів.

9. Нагріваючи рідину в пробірці, тримайте її трохи нахиленою та прогрівайте спочатку верхню її частину, поступово переміщуючи зону нагріву донизу. Не направляйте при цьому отвір пробірки на себе чи в бік тих, хто працює поруч.

10. Досліди із застосуванням концентрованих розчинів кислот та лугів проводьте у витяжній шафі.

11. При розведенні концентрованої сульфатної кислоти слід вливати її у воду, а не навпаки (в протилежному випадку перші порції води, змішуючись з кислотою, закипають, розбризкуючись у різні сторони, що інколи супроводжується вибухом).

12. Розводити концентровану сульфатну кислоту, а також готувати хромову суміш чи виконувати інші операції, пов'язані з виділенням великої кількості тепла, слід лише в посуді з тонкостінного скла чи фарфору. Не вливайте гарячі рідини у товстостінний посуд та прилади; не лийте, наприклад, в апарат Кіппа концентровану сульфатну кислоту.

13. Краплі концентрованої кислоти, що потрапили на відкриті ділянки шкіри, швидко зітріть тканиною, яка добре вбирає вологу, змийте великою кількістю води, після чого промийте уражену ділянку 2 – 5 %-м розчином питної соди. Розчини лугів змивайте водою доти, доки не зникне відчуття слизькості.

14. У разі попадання на шкіру значної кількості концентрованої сульфатної кислоти чи лугу уражену ділянку ретельно витріть м'якою бавовняною або лляною тканиною, яка добре вбирає вологу, а потім, видаливши весь реагент, уражену ділянку промийте великою кількістю води. Це запобігає серйозним опікам шкіри.

15. Роботу з легкозаймистими рідинами та газами проводьте якомога далі від відкритого полум'я. Працювати з такими рідинами й газами дозволяється лише в спеціально обладнаних витяжних шафах. Спирт, ефір та інші легкозаймисті розчинники, що спалахнули, засипають піском. У разі появи опіків уражене місце змочіть концентрованим розчином перманганату калію чи прикладіть вату, змочену етиловим спиртом.

16. У хімічній лабораторії не слід палити, вживати їжу, а також пити воду з хімічного посуду.

17. Після закінчення роботи ретельно вимийте руки з милом.

18. Студенти, які не засвоїли правил роботи з окремими приладами, а також правил техніки безпеки, або свідомо їх порушують, до роботи в лабораторії не допускаються.

### 1.3. Хімічні реактиви, їх зберігання та робота з ними

Працюючи в хімічній лабораторії щоденно, доводиться зіштовхуватися із застосуванням значної кількості різних хімічних реактивів, а також їхніх розчинів. Для зручності роботи препарати, які часто застосовують у невеликій розфасовці (від 5 до 20 г), комплектують у спеціальні дерев'яні лотки, які є на кожному робочому місці. Склянки з препаратами закривають пробками з вмонтованими в них скляними товкачками, за допомогою яких можна відбирати невелику кількість препарату. Склянки з реактивами, які застосовують для лабораторних дослідів, також комплектують у лотках. У пробки таких склянок вмонтовані скляні піпетки, які дають змогу легко відбирати певну кількість розчину.

Частину реактивів та розчинників студент одержує тільки за окремим дозволом.

Розчинники, що легко спалахують (ефір, етиловий та метиловий спирти, ацетон, бензин, петролейний ефір, а також бензол, толуол тощо), зберігаються в залізних вогнетривких шафах у кількостях, що відповідають денній нормі витрат.

За ступенем чистоти та призначенням хімічні реактиви поділяються на: хімічно чисті (х. ч.), чисті для аналізу (ч. д. а.), чисті (ч.). Для спеціальних робіт застосовують високо чисті препарати: спектрально чисті (сп. ч.), вищої очистки (в. оч.), особливої чистоти (ос. ч). Державними стандартами (ГОСТами) для реактивів різної кваліфікації встановлений припустимий вміст домішок.

Працюючи в лабораторії, слід враховувати властивості препаратів, ступінь їхньої отруйності та вибухонебезпечності, а також здатності до утворення вибухо – чи вогненебезпечних сумішей (окислювачі разом із фосфором, сіркою чи органічними речовинами). Готувати розчини необхідно в кількостях, які вказані в інструкціях. Приготування великої кількості розчинів не допускається. В процесі роботи уважно слідкуйте за тим, щоб усі банки та склянки мали етикетки або чіткі написи склографом (реактиви чи розчини без написів застосовувати категорично забороняється!). У разі злежування сипких реактивів у банках для їх розрихлення слід користуватися фарфоровими, а в окремих випадках – металевими шпателями.

Для зважування сипких препаратів їх розмішують за годинникове скло, спеціально вирізаний кружечок плівки чи кальки і, в окремих випадках, на аркуш фільтрувального паперу. Розчини кислот та лугів ніколи не зважують, а відміряють, користуючись мірним посудом.

Ампули з препаратами та фіксаналами запаковують у м'який папір та розміщують у картонні коробки, які зберігають в окремій шафі. Реактиви, які розкладаються на світлі, зберігають в упаковці з темного скла.

Розчини фтороводневої кислоти, а також пероксиду водню та концентрованих лугів зберігають у посуді з поліетилену чи тефлону.

Забороняється зберігати разом реактиви, що при контактуванні здатні самозайматися чи розігріватися. Лужні метали, натрій пероксид чи фосфор зберігати разом із вогненебезпечними речовинами забороняється. Не дозволяється зберігати концентровану перхлоратну

кислоту та її солі, калій перманганат, пероксиди металів, а також інші окислювачі разом із сіркою, фосфором, вугіллям та іншими відновниками.

Працюючи з хімічними реактивами, економно витрачайте їх, не допускайте перевитрат.

Не слід допускати забруднення реактивів, яке часто трапляється навіть від переплутування пробок на склянках з реактивами. Слідкуйте за тим, щоб усі склянки з реактивами та розчинами мали етикетки або чіткі написи з указанням чистоти та концентрації (для розчинів).

Завжди будьте обережні при роботі з концентрованими розчинами кислот та лугів, токсичними та вогнебезпечними речовинами.

## **Тема 2. Основні поняття екології. Визначення молекулярної маси газу та хімічних еквівалентів**

**Мета роботи** – вивчення основних понять екології "біосфера", "екологічні фактори", "лімітуючі фактори". Виконати лабораторну роботу з визначення молекулярної маси газу та хімічних еквівалентів.

**План роботи:** 1. На базі теоретичного матеріалу отримати цільну уяву про основні поняття екології. 2. Виконати лабораторні роботи з визначення молекулярної маси газу та хімічного еквіваленту.

**Завдання** – оформіть в лабораторному журналі конспект основних понять екології. Виконати лабораторні роботи з визначення молекулярної маси газу та хімічних еквівалентів та оформіть їх у лабораторному журналі.

2.1. Вивчення основних понять екології

2.2. Визначення молекулярної маси газу

Молекулярна маса – маса молекули, виражена в атомних одиницях маси. Вона складається з суми атомних мас елементів, що входять до її складу. Мольна маса речовини, яка виражена в грамах на моль, має те ж саме числове значення, що його відносна молекулярна маса.

Для одержання вуглекислого газу використовують апарат Кіппа або колбу, заповнену мармуром ( $\text{CaCO}_3$ ) і хлоридною кислотою, та дві промивні склянки (склянки Тищенко). В першу склянку налийте дистильовану воду, щоб звільнити  $\text{CO}_2$  від домішок хлороводню, а в



другу – концентровану  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Щоб висушити газ, можливо брати газ з балона з  $\text{CO}_2$ .

Проведення досліду

Сушу колбу об'ємом 250 мл закрийте пробкою. Зважте закриту колбу з повітрям. Заповніть колбу вуглекислим газом, закривши трубочку, з якої виходить  $\text{CO}_2$ , до дна колби. Перевірте рівень наповнення, підносячи до отвору колби палаючу скалочку. Якщо скалочка гасне, це свідчить про повне витиснення з колби повітря вуглекислим газом.

Вийміть газовідвідну трубочку, закрийте колбу корком і зважте. Потім знову пропустіть у неї вуглекислий газ і зважте. Значення другого і третього зважувань не повинні відрізнятись більш як на 10-20 мл.

Виміряйте об'єм, який займав газ: заповніть колбу водою до рівня корка, вилийте її у мірний циліндр.

Дані досліду:

Маса колби з повітрям,  $m_1$ , г;

маса колби з  $\text{CO}_2$ ,  $m_2$ , г;

маса колби з  $\text{CO}_2$  після повторного наповнення,  $m_3$ , г;

об'єм колби  $V_p$ , мл;

атмосферний тиск  $P$ , мм рт. ст.;

температура повітря,  $t$ ,  $^{\circ}\text{C}$ .

Розрахунки:

1. Знайдіть об'єм, який займав би газ за нормальних умов:

$$V_0 = \frac{V_p \cdot T_0 \cdot P}{P_0 (273 + t)}$$

2. Розрахуйте масу повітря в об'ємі  $V_0$ , знаючи, що 1 л повітря важить 1,293 г:

1000 мл – 1,293 г

$V_0$  мл –  $m_{\text{пов}}$ , г

$$m_{\text{пов.}} = \frac{V_0 \cdot 1,294}{1000}$$

3. Знайдіть масу порожньої колби з пробкою  $m_{\text{пк}} = m_1 - m_{\text{пов.}}$

4. Визначте масу  $\text{CO}_2$ :  $m_3 - m_{\text{пк}} = m \text{ CO}_2$ .

5. Обчисліть густину  $\text{CO}_2$  D за повітрям:  $m_{\text{CO}_2} / m_{\text{пов}} = D$ .
6. Визначте молекулярну масу  $\text{CO}_2$ :  $m_{\text{CO}_2} = 29 \cdot D$ .
7. Розрахуйте відносну похибку досліду, %.

### 2.3. Визначення хімічного еквіваленту металу

Еквівалентом простої речовини (сполуки) слід вважати таку кількість її маси, яка може приєднувати або заміщувати одну частину (точніше 1,008 частини) маси водню, або вісім частин маси кисню. Згідно із законом еквівалентів елементи й речовини взаємодіють між собою у кількостях, які прямо протилежні їхнім хімічним еквівалентам.

Проведення досліду.

На технологічних терезах зважте метал. Наважку металу беріть із розрахунку:

для Mg – 0,18 – 0,25 г,

для Zn – 0,55 – 0,80 г.

Потім покладіть у порцеляновий тигель, який був зважений на терезах.

Наступні операції проводьте у витяжній шафі. Мірним циліндром відміряйте 6 – 8 мл розбавленої нітратної кислоти (1:2) і додавайте її порціями по 1 – 2 мл. У кінці розчинення з піпетки додайте краплинами концентровану нітратну кислоту до повного розчинення металу (0,5 – 1 мл). Одержаний розчин нітрату металу обережно випаруйте до сухого стану на азбестовій сіточці або на піщаній бані.

Поставте тигель із сухою речовиною в порцеляновий трикутник і прожарте його. Спостерігайте розклад солі з виділенням нітроген (IV) оксиду (бурий газ) і кисню (тліюча скалочка спалахне). Після припинення виділення бурого газу тигель із білим оксидом металу перенесіть в ексикатор, охолодіть до кімнатної температури і зважте. Потім знову прожарте протягом 5 – 8 хвилин, охолодіть і зважте. Два зважування не повинні відрізнятись між собою більше як на 0,01 г. Це свідчить про повний розклад солі.

Дані досліду:

маса порцелянового тигля  $m_T$ , г;

маса металу  $m_{\text{ме}}$ , г;

маса тигля з оксидом металу  $m_1$ , г;

маса оксиду металу  $m_1 - m_T$ , г;

маса кисню, який зв'язаний з металом ( $m_1 - m_T$ ) –  $m_{Me}$ , г.

Розрахунки:

Визначте еквівалент металу.

### Тема 3. Визначення складу хімічних сполук за даними аналізу

**Мета роботи** – вивчення методів визначення складу хімічних сполук за даними аналізу.

**План роботи** – виконати лабораторні роботи з визначення складу хімічних сполук та складу кристалогідрату.

**Завдання** – виконати лабораторні роботи та оформити їх у лабораторному журналі.

#### 3.1. Визначення складу хімічних сполук

Хімічна формула виражає якісний і кількісний склад речовини і вказує на співвідношення між атомами у їхньому складі. Для визначення формули необхідно проаналізувати сполуку, встановити, які елементи і в якій кількості входять до її складу. Знаючи атомні маси цих елементів, можна знайти співвідношення атомів у сполуці та визначити її формулу. Таку формулу називають найпростішою. Для знаходження істинної формули – молекулярної – необхідно визначити експериментально молекулярну масу. Підрахувавши формульну масу і зіставивши її з молекулярною (експериментальною), знайти істинну формулу речовини.

Проведення досліду.

Речовина  $(NH_4)_2Cr_2O_7$  розкладається під час нагрівання за схемою  $(NH_4)_2Cr_2O_7 = Cr_2O_3 + N_2 + 4H_2O$ .

Азот зберіть у циліндр над водою. Вода, що виділяється, затримується у хлоркальцієвій трубці, заповнена свіжо прожареним  $CaCl_2$ . Хром (III) оксид залишається у пробірці після розкладу.

Дослід проводиться у приладі, який включає пробірку із досліджуваною сполукою, яку зважують і поміщають в неї 0,8 – 1,0 г.  $(NH_4)_2Cr_2O_7$ . Пробірку з речовиною зважте. Хлоркальцієву трубку 2, заповнену  $CaCl_2$ , зважте, з'єднайте її з газовідвідною трубкою та підведіть під циліндр, наповнений водою. Пробірку 1 обережно нагрівайте, слідкуючи за рівномірним виділенням газу. Після припинення виділення газу від'єднайте газовідвідну трубку. Хлоркальцієву трубку від'єднайте і зважте, також зважте й пробірку 1 після охолодження. Виміряйте об'єм

газу в циліндрі – висоту стовпчика води  $h$ , мм (від поверхні води у ванні до поверхні її в циліндрі), атмосферний тиск і температуру повітря в лабораторії.

Дані досліду:

маса порожньої пробірки  $m_{\text{пр}}$ , г;

маса  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  -  $m_{\text{нав}}$ , г;

маса пробірки з навіскою до нагрівання  $m$ , г;

маса хлоркальцієвої трубки до нагрівання –  $m_1$ , г;

маса хлоркальцієвої трубки після нагрівання –  $m_2$ , г;

об'єм газу у циліндрі –  $V_N$ , мл;

атмосферний тиск у лабораторії –  $P$ , мм рт. ст.;

температура повітря у лабораторії –  $t$ ,  $^{\circ}\text{C}$ ;

маса пробірки після нагрівання –  $m''$ , г.

З таблиці взяти  $P_{\text{H}_2\text{O}}$  при  $t^{\circ}\text{C}$  у лабораторії.

Розрахунки:

1. Маса води

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_2 - m_1$$

2. Парціальний тиск азоту,  $P_{\text{N}_2}$ , мм

$$P_{\text{N}_2} = P_{\text{атм}} - \left( P_{\text{H}_2\text{O}} + \frac{h}{13,6} \right)$$

3. Об'єм азоту за нормальних умов,  $V_{0\text{N}_2}$ , мл.

$$V_{0\text{N}_2} = \frac{P_{\text{N}_2} \cdot V_{\text{N}_2} \cdot 273}{(273 + t) \cdot 760}$$

4. Маса азоту, який виділився  $m_{\text{N}_2}$ , г

$$m_{\text{N}_2} = \frac{V_{0\text{N}_2} \cdot M_{\text{N}_2}}{22400}$$

5. Маса хром (III) оксиду -  $m_{\text{Cr}_2\text{O}_3}$ , г

$$m_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = m^1 - m^{11}$$

6. Визначивши  $m_{\text{H}_2\text{O}}$ ,  $m_{\text{N}_2}$ ,  $m_{\text{C}_2\text{O}_3}$  і розрахувавши їхні молекулярні

маси, можна з'ясувати, в якому мольному співвідношенні утворюються ці речовини при розкладі  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

Відповідно до рівняння розкладу, це співвідношення має бути рівним 4:1:1 (або близьким до цього).

### 3.2. Визначення складу кристалогідрату

У ряді випадків вода входить до складу хімічних речовин. Така вода називається кристалізаційною. Кристалогідрат втрачає воду поступово. Зневоднену сіль одержують прожарюванням кристалогідрату, наприклад розклад кристалогідрату  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  здійснюється при температурі 260 – 300°C.

#### Проведення досліду

Прожарте порцеляновий тигель, охолодіть його у ексікаторі і зважте. Розітріть у порошок мідний купорос і візьміть наважку близько 1,0-1,3 г. Нагрівайте тигель із сіллю при температурі 250-300°C до повного зневоднення солі, спостерігаючи за зміною її кольору. Коли сіль стане білою, зніміть тигель, дайте йому охолонути в ексікаторі і зважте. повторіть цю операцію. Розходження двох зважувань має не перевищувати 0,02 г. Якщо різниця більша, то прожарювання слід повторити.

#### Дані досліду:

маса тигля  $m$ , г;

маса тигля з кристалогідратом  $m_1$ , г;

маса тигля з сіллю після нагрівання  $m_2$ , г.

#### Розрахунки:

1. Знайдіть масу кристалогідрату  $m_{\text{кр}} = m_1 - m$

2. Знайдіть масу зневоднення солі  $m_{\text{зН}} = m_2 - m$

3. Маса води  $= m_1 - m_2$

4. Знаючи  $m_{\text{H}_2\text{O}}$  та  $m_{\text{CuSO}_4}$ , розрахуйте співвідношення в молях

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{m_{\text{CuSO}_4}}$$

#### Контрольні запитання

1. Що спільного і чим відрізняється поняття атома та хімічного елемента?

2. Яка відмінність між поняттями маса атома та атомна маса?

3. Чому атомну та молекулярну масу називають відносною?

4. Який взаємозв'язок між молем і молекулярною масою?
5. Як перейти від кількості відомої речовини до її маси?
6. Який взаємозв'язок маси та енергії? Що вони виражають і чи можуть перетворюватись одна в одну?
7. Дати визначення поняття еквівалента, молярної маси еквіваленту, молярного об'єму еквівалента.
8. Сформулювати закон Авогадро, що характеризує об'єм газу рівний 22,4 л.
9. Який зв'язок між поняттями молярної маси та молярного об'єму?
10. Який фізичний зміст універсальної газової сталої?
11. Як звести газ до нормальних умов?
12. Сформулювати закон Дальтона, чому парціальні тиски пропорційні об'ємному вмісту цих газів у суміші?
13. В чому відмінності між реальними та ідеальними газами?
14. Що таке хімічна формула? Які дані можна одержати на її основі?
15. Які факти свідчать про складну будову атома?
16. Що означає корпускулярно-хвильовий дуалізм?
17. Квантові числа. Яких значень вони набувають і що означають?
18. Що таке атомна орбіталь і чим вона відрізняється від орбіти?
19. Як пов'язані числа електронів на підрівні з головним квантовим числом?
20. За якими принципами формулюються електронні оболонки атомів?
21. У чому поняття правила Гунда?
22. У чому суть правила формування електронних орбіталей?
23. Як збудовані атомні ядра? Що таке ізотопи, ізобари?
24. Що називають періодом піврозпаду радіоактивного елементу?
25. Навести сучасне формулювання періодичного закону, чим воно відрізняється від первісного?
26. У чому полягає загальнонаукове і філософське значення періодичного закону?
27. Який фізичний сенс порядкового номеру елементу?
28. Які властивості атомів перебувають у періодичній залежності від протонних чисел елементів?
29. Електронегативність. Як вона змінюється у групах і періодах?
30. Як змінюється спорідненість до електрона у групах і періодах?
31. Як розміщені у періодичній системі метали і неметали?

32. У чому фізичний сенс номеру групи? Які підгрупи називають головними, а які побічними?

33. Дати визначення поняття хімічного зв'язку.

34. Які основні параметри та властивості хімічного зв'язку?

35. Валентність. Які електрони є валентними?

#### **Тема 4. Визначення швидкості і рівноваги хімічних реакцій**

**Мета роботи** – вивчення методів визначення впливу на швидкість реакції та рівновагу концентрації речовин, температури, каталізатору.

**План робіт** – виконати лабораторні роботи зі впливу на швидкість реакції та рівновагу концентрації речовин, температури, каталізатору.

**Завдання** – виконати лабораторні роботи та оформити їх у лабораторному журналі.

##### 4.1. Швидкість хімічних реакцій

Хімічна кінетика вивчає швидкість і механізм хімічних процесів, а також їхню залежність від різних чинників – природи речовин, їх концентрації, температури, каталізаторів та інших параметрів. Швидкість реакції залежить від зміни концентрації реагуючих речовин за одиницю часу. Розрізняють середню і справжню швидкість реакції. Середньою швидкістю реакції називається відношення зменшення концентрації вихідної речовини до інтервалу часу, протягом якого це зменшення відбулося. Справжня швидкість реакції в даний момент – це зміна концентрації за нескінченно малий відтинок часу.

Згідно із законом діючих мас швидкість реакції пропорційна добутку концентрації діючих мас, реагуючих речовин у степенях, що дорівнюють їх стехіометричним коефіцієнтам. Цей закон можна виразити рівнянням

$$V = K[A]^m \cdot [B]^n.$$

Його називають кінетичним рівнянням реакції, де  $[A]$  і  $[B]$  – концентрації речовин, що реагують у даний відтинок часу, виражені в моль/л,  $K$  – коефіцієнт пропорційності, який називають константою швидкості хімічної реакції.

Константа швидкості реакції залежить не від концентрації речовин, а від їхньої природи, температури, наявності каталізатора. Численне значення константи швидкості реакції дорівнює кількості речовини, що прореагувала за одиницю часу при концентрації вихідних речовин, що

дорівнюють одиниці. Константа швидкості показує, яка кількість із загального числа молекул здатна до хімічної взаємодії.

Швидкість хімічної реакції залежить від температури, збільшуючись при її підвищенні. Ця залежність наближено виражається правилом Вант-Гоффа, при нагріванні на кожні 10<sup>0</sup>С константа збільшується у 2 – 4 рази, тобто

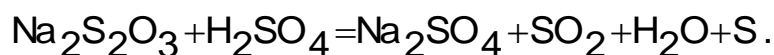
$$\frac{K_{t+10}}{K_t} = \gamma = 2-4,$$

де  $\gamma$  – число, що показує, у скільки разів збільшується швидкість реакції з підвищенням температури на 10<sup>0</sup>С (температурний коефіцієнт реакції).

Проведення досліду

Вплив концентрації на швидкість реакції розберемо на прикладі взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою.

В три пробірки налейте 0,1 н розчин натрій тіосульфату: у першу – 5, в другу – 10, в третю – 15 мл. Після цього в першу пробірку додайте 10, а в другу – 5 мл дистильованої води. Потім у три інші пробірки налейте по 5 мл 0,1 н розчину сульфатної кислоти. Злийте попарно виготовлені розчини, внаслідок чого відбувається реакція.



За допомогою секундоміра визначте, через який відтинок часу з'являється сірка в кожній пробірці. Результат запишіть у таблицю. Який висновок можна зробити з одержаних даних?

#### 4.2. Залежність швидкості реакції від температури

Проведення досліду

Вплив температури на швидкість реакції розглянемо на прикладі взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою.

Приготуйте шість однакових стаканів. У три стакани налейте по 15 мл 0,1 н розчину натрій тіосульфату, а в інші три по 15 мл 0,1 н розчину сульфатної кислоти. Нагрійте на водяній бані протягом 15 – 20 хвилин одну пару стаканів з розчинами натрій тіосульфату і сульфатної кислоти до температури, що на 10<sup>0</sup>С вища, а другу пару стаканів – до температури, що на 20<sup>0</sup>С вища за кімнатну. Злийте розчини натрій тіосульфату та сульфатної кислоти з третьою парою стаканів, що мають



кімнатну температуру. Визначте час прояви сірки. Те саме зробіть із підігрітими розчинами. Одержані дані запишіть у таблицю.

Номер досліджу	Об'єм, мл		Температура, °C	Час, с
	Розчину Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Розчину H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		

Які висновки можна зробити щодо впливу температури на швидкість реакції на основі даних?

#### 4.3. Вплив каталізатора на швидкість реакції

Вплив каталізатора на швидкість реакції розглядаємо на прикладі каталітичної дії іонів купруму на швидкість окислення калій йодиду пероксидом водню в кислому середовищі.

##### Проведення досліджу

В два стакани об'ємом 10 мл налейте по 30 мл 0,001 н розчину калій йодиду і по 0,2 мл 0,001 н розчину сульфатної кислоти. В один з них додайте 2-3 краплі 1 %-го розчину купрум (II) сульфату. Перемішайте ці розчини і додайте до них по 0,5 мл 3 %-го розчину гідроген пероксиду. Що при цьому відбувається? Напишіть рівняння реакції і зробіть відповідні висновки.

#### 4.4. Хімічна рівновага

Розрізняють два типи хімічних реакцій – необоротні та оборотні. Оборотними називають такі реакції, які водночас проходять у двох протилежних напрямках. Необоротними – такі реакції, що проходять практично до кінця в одному напрямі і завершуються повним перетворенням вихідних речовин.

З часом швидкість прямої реакції зменшується, а оборотної – збільшується і в якийсь момент часу швидкості стають однаковими. Такий стан називається станом рухомої хімічної рівноваги. Цей стан характеризується константою рівноваги – К.

Для рівняння  $mA + nB \leftrightarrow pC + qD$  константа рівноваги буде

$$K = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}$$

Це рівняння є рівнянням хімічної рівноваги. Воно свідчить, що для оборотних хімічних реакцій, які перебувають у динамічній хімічній рівновазі, відношення добутку концентрацій продуктів реакцій до добутку концентрацій вихідних речовин дорівнює сталій величині – константі хімічної рівноваги.

Поведінка рівноважної системи залежно від умов визначається принципом Ле Шательє: "Якщо на систему, що перебуває в хімічній рівновазі, подіяти ззовні, змінюючи яку-небудь з умов (концентрація, температура, тиск), то рівновага зміщується в бік тієї реакції, яка зменшує цю дію".

Проведення досліду

Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення рівноваги розглянемо на прикладі реакції перетворення хромат іонів у діхромат іонів.

В розчині хроматів існує рівновага:



стан якої залежить від концентрації іонів водню.

В пробірку налийте 5 мл 10 %-го розчину калій діхромату і додайте до нього краплями 10 %-ний розчин натрію гідроксиду. Після зміни забарвлення розчину додайте до нього краплями розчин сульфатної кислоти (1:3).

Що при цьому спостерігається?

Вплив температури на хімічну рівновагу розглянемо на прикладі зменшення рівноваги утворення амоній гідроксиду.

В пробірку налийте 5 мл води і додайте 1 – 2 краплі розчину фенолфталеїну і кілька крапель концентрованого розчину амоніаку. нагрійте цю суміш і спостерігайте за зміною кольору. Потім розчин охолодіть. Що при цьому відбувається?

## Тема 5. Вивчення окислювально-відновлювальних процесів

**Мета роботи** – вивчення методів визначення впливу на окислювально-відновлювальні процеси місць елементів у періодичній системі елементів та  $P_n$  розчину.

**План роботи** – виконати лабораторні роботи зі впливу на окислювально-відновлювальні процеси місця елементів у періодичній системі та  $P_n$  розчину.

**Завдання** – виконати лабораторні роботи та оформити їх в лабораторному журналі.

Усі хімічні процеси ділять на дві групи: обмінні й окислювально-відновні (ОВП). ОВП здійснюються за рахунок перерозподілу електронної густини між атомами реагентів у разі полярних ковалентних зв'язків або повного переходу одного або декількох електронів у разі речовин з іонним зв'язком, що виявляється в зміні ступеня окислення відповідних елементів. Тому до ОВП відносять хімічні процеси, в яких змінюється ступінь окислення одного або декількох елементів.

Ступенем окислення або окислювальним числом називається умовна величина, що показує величину заряду атома елемента в сполученні за умови, що всі зв'язки сполучень іонні.

Реакції, в результаті яких змінюється ступінь окислення атомів елементів, називається окислювально-відновною реакцією (ОВР). процес віддачі електронів називається окисленням, процес приєднання електронів – відновленням. При окисненні ступінь окислення підвищується, при відновленні – зменшується.

Речовина, що віддає електрони, називається відновником, приймаюча електрони – окислювачем. Число електронів, відданих атомами відновника, рівна числу електронів приєднаних атомами окислювача.

Для розрахунків коефіцієнтів ОВР існують два методи: метод електронного балансу (ЕБ) і метод електронно-іонного балансу (ЕІБ). Більш правильне уявлення дає метод ЕІБ, який розглядає зміни реально існуючих у розчинах молекул і іонів.

Про окислювально-відновні властивості елементів і сполучень можна судити, керуючись періодичною системою елементів. Вищий ступінь окислення відповідає номеру групи. Нижчий ступінь окислення для металів рівний 0, для неметалів – рівний номеру групи мінус вісім. Уся решта елементів має проміжний ступінь окислення.

Хід ОВР залежить від характеру середовища. Кількісною характеристикою окислювально-відновних властивостей явища величина окислювально-відновного потенціалу напівреакцій. Чим вище його значення, тим активніше виявляються окислювальні властивості.

Проведення досліду

### **Залежність окислювально-відновних властивостей від міста елемента в періодичній системі елементів.**

Залежність окислювально-відновних властивостей від міста елемента в періодичній системі елементів розглянемо на прикладі реакції між йодом і алюмінієм, цинком з іоном міді, заліза з іоном водню.

1. В порцеляновий тигель візьміть по 2 – 3 мікрошпателю дрібно розтертого йоду і порошку алюмінію. Перемішайте суміш скляною паличкою і внесіть паличкою 2 – 3 краплі дистильованої води (каталізатор). Напишіть рівняння реакції утворення йодиду алюмінію, укажіть, що буде окислювачем, що відповідником.

2. Шматочок металевого цинку опустіть в розчин сульфату міді (5 – 6 крапель). Що при цьому відбувається? Напишіть рівняння окислювально-відновної реакції.

3. В пробірку з 3 – 4 краплями розчину сульфатної або хлорної кислоти опустіть кілька шматочків заліза. Що при цьому відбувається? напишіть рівняння реакції.

### **Залежність окислювально-відновних властивостей речовин від рН розчину.**

Дану залежність розглянемо на прикладі взаємодії перманганату калію з нітритом калію.

У три пробірки налейте 3 – 4 краплі розчину перманганату калію. В першу пробірку додайте 2 – 3 краплі розчину сульфатної кислоти, в другу додайте 2 – 3 краплі лугу, в третю – нічого.

Потім в кожен пробірку додайте по 2 мікрошпателю кристалічного нітриту калію, перемішайте скляною паличкою до повного розчинення кристалів. Через деякий час відмітьте зміну кольору розчину у всіх трьох пробірках. Напишіть рівняння, коли колір розчину характерний для іона  $\text{MnO}_4^-$  – фіолетовий, для іона  $\text{MnO}_4^{2-}$  – зелений, для іона  $\text{Mn}^{2+}$  – слабкорозовий, для діоксиду марганцю  $\text{MnO}_2$  – бурого кольору.

Скласти схему окислювально-відновних реакцій за методом електронно-іонного балансу.

## Контрольні запитання

1. Дати визначення поняття термохімії.
2. Дати поняття функції стану і термодинамічних параметрів.
3. У чому полягає перший закон термодинаміки?
4. Як тепловий ефект пов'язаний зі зміною ентальпії?
5. Чим термохімічні рівняння відрізняються від хімічних?
6. Дати поняття стандартної теплоти утворення сполуки.
7. Чому закон Гесса є законом збереження енергії?
8. Дати визначення енергії Гіббса, її зв'язок з напрямком реакції.
9. Що таке швидкість хімічної реакції? Від яких факторів вона залежить?
10. Який фізичний зміст константи швидкості? Як вона виражається?
11. Що таке порядок і молекулярність хімічної реакції?
12. Дати визначення правила Вант-Гоффа. Який його сенс?
13. Що таке енергія активації і активований комплекс?
14. Які процеси називають каталітичними? Який принцип дії каталізатора?
15. Що таке константа рівноваги? Від яких факторів вона залежить?
16. Що таке принцип Ле Шательє? Який характер зменшення рівноваги залежить від цього принципу?
17. Які реакції називають окислювально-відновними?
18. Які типи окислювально-відновних реакцій?
19. Які принципи складання рівнянь окислювально-відновних реакцій?
20. Які елементи є окисниками, які відновниками?
21. Який вплив середовища на перебіг окислювально-відновних реакцій?
22. Як зробити висновок щодо можливості перебігу тієї чи іншої окислювально-відновної реакції?

## Тема 6. Готування розчинів із заданою часткою молярною, нормальною концентрацією розчинів

**Мета роботи** – вивчення методів готування розчинів із заданою часткою молярною, нормальною концентрацією розчинів.

**План роботи** – виконати лабораторні роботи з готування розчинів із заданою часткою молярної, нормальної концентрації, визначення кристалізації розчинів та перегонки рідин.

**Завдання** – виконати лабораторні роботи та оформити їх у лабораторному журналі.

Розчином називається тверда, рідка та газоподібна система, яка складається з двох або більше компонентів, відносна кількість яких може змінюватись у широких межах. Розчин складається з розчиненої речовини і розчинника, тобто середовища, де ці речовини рівномірно розподілені у виді молекул або іонів. Розчинник – це саме той компонент, який у чистому вигляді існує у такому ж агрегатному стані, що й отриманий розчин або компонент з більшою концентрацією.

Розчинність речовини у воді та інших розчинниках є їхньою індивідуальною властивістю. Одні речовини розчиняються добре, інші гірше.

Склад розчинів речовин виражається: заданою масовою часткою, молярною, моляльною та нормальною (еквівалентною) концентрацією. Як правило, розчинність в більшості неорганічних речовин у воді при нагріванні збільшується. Кількісно розчинність виражають масою речовини, яка може розчинитись у 100 г води або іншому розчиннику. Цю величину називають коефіцієнтом розчинності. Розчин, який знаходиться у рівновазі із збитком речовини, називається насиченим.

Розчини можуть бути електролітами або неелектролітами. Електролітами називаються речовини, розплави або розчини яких проводять електричний струм. Здатність речовин проводити електричний струм пояснюється тим, що молекули електролітів під тиском полярних молекул води розпадаються на іони. Цей розпад називається електролітичною дисоціацією. Електролітична дисоціація – процес оборотний, тому в розчинах електролітів разом з їх іонами присутні й молекули. Відношення числа молекул, що розпалися на іони, до загального числа взятих для розчинення молекул, називається ступенем дисоціації електролітів й визначаються літерою "а". Залежно від ступеня дисоціації електроліти діляться на сильні і слабкі. Сильними вважають ті електроліти, в яких  $a > 30\%$ , слабкими – в яких  $a < 3\%$ . Здатність електролітів дисоціювати на іони характеризують величиною константи рівноваги процесу, яку називають константою дисоціації. У розчинах електролітів реакції

протікають не між молекулами, а між іонами. Обов'язковою умовою перебігу реакції обміну є утворення: а) малорозчинних речовин, тобто речовин, що випадають в осад, б) летких, в) слабо дисоційованих.

Вода має дуже малий ступінь дисоціації. Концентрація водневих і гідроксильних іонів у чистій воді при температурі 25<sup>0</sup>С рівна 10<sup>-7</sup> г-іон/л. Негативний логарифм цих значень називається водневим показником і позначається рН = -lg [H<sup>+</sup>]. Якщо рН = 7, це нейтральний розчин, якщо рН < 7, кислий розчин, рН > 7, лужний розчин.

Обмінна взаємодія солі з водою, що приводить до утворення слабого електроліту, називається гідролізом солі. Гідролізу піддаються солі, які утворені: а) слабою кислотою і сильною основою; б) слабою кислотою і слабою основою; в) сильною кислотою і слабою основою. Рівняння процесу гідролізу пишуться аналогічно іонним рівнянням. Гідроліз характеризується константою гідролізу і ступенем гідролізу.

Для розчину важливим показником якості є жорсткість води, яка визначається концентрацією у воді розчинних солей. Сумарний склад солей називається загальною жорсткістю. Вона визначається сумою міліграмеквівалентів іонів кальцію і магнію, які містяться у одному літрі води. Жорсткість, яка обумовлена складом гідрокарбонатів кальцію і магнію, називається тимчасовою, а яка залишилась у воді після кип'ятіння, постійною.

Постійна жорсткість обумовлюється присутністю у воді хлоридів, нітритів, сульфатів та інших солей. Солі сприяють жорсткості води, у тому, що вони випадають в осад на поверхні труб, знижують теплопередачу, підвищують витрати теплоенергії.

Другим показником якості води є окиснюваність, яка провокує забруднення води органічними речовинами.

## 6.1. Визначення розчинності та приготування розчину речовин

Проведення досліду.

Приготування розчину сульфатної кислоти та визначення його нормальності

Визначення нормальності розчину сульфатної кислоти ґрунтується на реакції нейтралізації між розчином сульфатної кислоти, який було виготовлено і нормальність якого слід визначити, з розчином лугу

відомої концентрації (нормальності). Закінчення реакції нейтралізації визначають за допомогою індикаторів.

Розрахуйте, який об'єм концентрованої кислоти ( $C = 96\%$ ,  $\rho = 1,84$  г/см<sup>3</sup>) треба взяти для приготування 250 мл 0,1 н розчину кислоти. В мірну колбу ємкістю 250 мл налийте 20 – 30 мл дистильованої води, додайте до цієї колби розрахований об'єм концентрованої сульфатної кислоти. В колбу долийте дистильованої води до  $\frac{4}{5}$  її об'єму та добре перемішайте розчин. Після цього долийте воду до позначки, закрийте колбу пробкою і ретельно перемішайте її вміст.

Розчин кислоти, що приготували, приблизно 0,1 н. Далі визначте точну його концентрацію.

Бюретку ємкістю 25 або 50 мл заповнити розчином кислоти, який приготували. За допомогою мірної піпетки відберіть 10 мл розчину лугу точної нормальності и перелийте його в чисту конічну колбу ємкістю 100 – 200 мл. До колби с лугом додайте 1 – 2 краплі метилоранжу та поступово додавайте розчин кислоти. Вміст колби перемішуйте. Титрування припиняють тоді, коли жовте забарвлення розчину набуває рожевого відтінку. Відзначте показання на шкалі бюретки та запишіть дані в робочий зошит. Вимийте відтитрований розчин лугу, промийте колбу та двічі повторіть титрування. Допустимо розходження між двома паралельними дослідями має не перевищувати 0,1 – 0,2 мл. Знаючи об'єм і нормальність лугу, а також об'єм кислоти, визначте нормальність розчину кислоти:  $V_l \cdot N_l = V_k \cdot N_k$ , де  $V_l$  – об'єм лугу, мл;  $V_k$  – об'єм кислоти, мл;  $N_l$  та  $N_k$  – нормальність лугу та кислоти. Дані занести до таблиці. Розрахуйте середнє арифметичне значення та відносну помилку.

Приготування 5%-го розчину калій дихромату розчиненим сухої речовини

### **Проведення досліду**

Розрахуйте, яка кількість сухого калію дихромату  $K_2Cr_2O_7$  та води треба для приготування 100 г 5 % розчину. Зважте розраховану кількість солі та перенесіть її до склянки об'ємом 100 мл. До солі додайте розрахований об'єм дистильованої води. Перемішуйте розчин і перелийте його в мірний циліндр до  $\frac{4}{5}$  його об'єму. Визначте густину



розчину ареометром. За густиною визначте концентрацію розчину (із довідника). Визначить похибку та розрахуйте молярність та нормальність розчину дихромату калію.

Визначення розчинності калій дихромату у воді

### **Проведення досліду**

Розрахуйте кількість грамів  $K_2Cr_2O_7$ , яка необхідна для насичення цією сіллю 20 мл води при кімнатній температурі. На терезах зважте розраховану кількість солі з 10 %-м надлишком та перенесіть її до склянки. До солі додайте 20 мл дистильованої води і нагрійте вміст склянки до повного розчинення солі, перемішуючи його.

Охолодіть розчин до кімнатної температури. Після повного випадіння кристалів солі обережно злийте більшу частину прозорого розчину до сухої пробірки. Виміряйте температуру розчину. Сухою піпеткою відберіть 10 мл насиченого розчину  $K_2Cr_2O_7$  та вилийте його в порцелянову чашку, яку перед цим зважте. Потім зважте чашку з розчином і поставте її для випарювання на водяну баню. Чашку, що містить сухий залишок солі, висушіть при  $130 - 140\text{ }^{\circ}\text{C}$  у сушильній шафі протягом 2 – 30 хвилин. Перенесіть чашку до ексикатора зважте її після охолодження до кімнатної температури.

### **Дані досліду**

температура насиченого розчину  $K_2Cr_2O_7$ ,  $^{\circ}\text{C}$ ;

об'єм насиченого розчину, який було взято для досліду, мл;

маса порожньої чашки,  $m$  г;

маса чашки з розчином,  $m_1$ , г;

маса розчину,  $m_2$ , г;

маса чашки з сухою сіллю  $m_3$ , г;

маса солі, що міститься в об'ємі розчину,  $m_4$ , г;

маса води в об'ємі, який було взято,  $m_5$ , г;

розчинність солі (г/100 г води) при температурі досліду,  $^{\circ}\text{C}$ ;

концентрація насиченого розчину  $K_2Cr_2O_7$ , моль/л;

густина насиченого розчину,  $\text{кг/м}^3$ .

Дані розчинності та густини насиченого розчину  $K_2Cr_2O_7$  порівняйте з даними таблиці. Розрахуйте відносну помилку.

## 6.2. Визначення кристалізації розчинів

Різна розчинність речовин у воді та різний характер її залежності від температури покладений в основу процесу перекристалізації, суть якого полягає у розчиненні речовини та його подальшій кристалізації. Чим нижча температура кристалізації, тим більша кількість осаду виділяється в тверду фазу. Якщо у насиченому гарячому розчині є механічні нерозчинені домішки, його фільтрують через лійку до гарячого фільтрування. При кристалізації розчину, що містить кілька речовин, можна досягти їх розділення. Пояснюється це різним характером розчинності речовин, що розділяються залежно від температури. В певному температурному інтервалі розчин буде насиченим відносно однієї та ненасиченим відносно іншої речовини, які знаходяться у розчині.

Це призводить до виділення з розчину тільки однієї речовини, тоді як інша при цьому залишається у маточному розчині.

Температурний інтервал кристалізації та повнота розділення залежать як від розчинності речовин, так і від їх співвідношення у вихідній суміші. Якщо суміш містить незначну кількість однієї з двох речовин, розділення можна здійснити за допомогою одноразового процесу перекристалізації. Якщо суміш містить пропорційні кількості речовин, процес перекристалізації повторюють декілька разів.

Повільне охолодження розчинів, що кристалізуються, призводить до одержання великих кристалів речовин, які часто забруднені вкрапленнями маточного розчину, що містить домішки. Кристали, які осаджуються при швидкому охолодженні розчину, домішок не мають.

До швидкого охолодження посуд з речовиною ставлять у холодну воду. Якщо речовина схильна до перенасичення, у маточний розчин вносять "затравку", тобто центри кристалізації у вигляді кількох дрібних кристаликів тієї самої речовини.

Кристалізацію можна також спричинити перемішуванням або тертям скляної паличкою стінки склянки.

Після закінчення кристалізації відділені кристали відокремлюють від маточного розчину фільтруванням, промивають та сушать на повітрі, в сушильній шафі чи в ексікаторі з осушувачем.

### **Проведення дослідів**

Перекристалізація калій хромату.

Калій дихромат одержують з калію хромату, підкислюючи його розчин сульфатною кислотою.



Тому калій дихромат досить часто містить домішки калій сульфату. Для вилучення домішок з основної маси калій дихромату його перекристалізують.

Розрахуйте, в якому об'ємі води необхідно розчинити 20 г калій дихромату для того, щоб одержати його насичений розчин при 90 °С. Зважте 20 г калій дихромату та його долишок 10%, і перенесіть його до склянки ємністю 100 мл. Мірним циліндром відміряйте розрахований об'єм води і вилийте його у склянку, в якій міститься калій дихромат. Нагрійте вміст склянки до кипіння, перемішуючи його скляною паличкою до повного розчинення солі. Потім налейте для гарячого фільтрування, відфільтруйте розчин. Фільтрат охолодіть крижаною водою і залиште його на 5 – 10 хвилин до повного відділення кристалів солі. Кристали, що випали, відфільтруйте на лійці Бюхнера, на (попередньо зваженому) аркуші фільтрувального паперу.

Маточний розчин залиште для визначення в ньому іонів сульфату. Аркуш паперу висушіть у сушильній шафі при температурі 120°C протягом 20 хвилин. Охолодіть папір з сіллю та зважте. Визначте вихід солі в грамах та відсотках від теоретичного.

Для проведення якісної реакції на наявність іонів сульфату у кристалах солі та у маточному розчині візьміть три пробірки: в першу пробірку налейте 2 мл маточного розчину; в другу внесіть кілька кристалів перекристалізованого калій дихромату; в третю – кілька кристалів (2 г) перекристалізованого калій дихромату. Розчиніть кристали у другій та третій пробірках у дистильованій воді. В кожную пробірку внесіть по 2 – 3 краплини концентрованої хлоридної кислоти, щоб запобігти осадженню хлорату барію, 3 – 4 краплини розчину барій хлориду.

Порівняйте інтенсивність отримання розчинів у пробірках, що спричинені утворенням білого осаду, та зробіть висновок про ефективність очищення калій дихромату після перекристалізації.

### 6.3. Перегінка (дистиляція) рідин

Кожна рідина має певний тиск пари, який залежить від температури. При нагріванні рідини тиск насиченої пари збільшується. При температурі, коли тиск насиченої пари дорівнює атмосферному, рідина закипає, тобто процес пароутворення відбувається в усьому його об'ємі. Подальше нагрівання рідини не призводить до підвищення її температури і вся теплота витрачається на перехід речовини з рідкого стану в газоподібний. Рідка речовина характеризується своєю температурою кипіння, яка є критерієм чистоти речовини. Однак на температуру кипіння впливає тиск, зі зниженням якого вона знижується. Ця властивість може бути використана для осушення речовин, а також для перегінки рідин за понижених тисків.

Повітря, що міститься в рідинах, позитивно впливає на характер кипіння. Його бульбашки слугують центрами, навколо яких відбувається процес пароутворення, і рідина кипить рівно та спокійно. Повне віддалення повітря призводить до її перегріву, в результаті чого кипіння може супроводжуватися викидами. Щоб уникнути перегрівів, до рідини додаються маленькі шматочки порцеляну, пемзи чи інших пористих матеріалів або тонкі скляні капіляри. Кожна рідка речовина кипить при певній температурі. Це становить основу процесу очистки рідких речовин шляхом перегінки.

### **Проведення дослідів**

Перегінку здійснюють при невисокій температурі кипіння та звичайному тиску з використанням установки, яка складається з колби Вюрца, холодильника та приймача, в який збирається дистилят. Колбу беруть з таким розрахунком, щоб рідина, що переганяється, займала не більш як  $2/3$  її об'єму. Колбу закривають пробкою з термометром, кінець якого має міститися на рівні бокового відводу. Боковий відвід заходить у форштос холодильника на 4 – 5 см.

Після того як установка зібрана, надійно закріплюють всі її частини, підганяють пробки та з'єднання. Потім колбу заповнюють рідиною через лійку, нижній кінець якого входить у колбу нижче бокового відводу. Нагрівають колбу на водяній бані чи азбестовій сітці. Нагрівати рідину, що кипить, слід таким чином, щоб не було занадто бурхливого кипіння, а швидкість процесу перегонки складалась з 20 – 30 крапель дистиляту за хвилину. Початок процесу розраховують з моменту з'явлення першої краплі дистиляту з приймачем, кінець – за вказівкою викладача. Об'єм рідини у колбі Вюрца у кінці перегонки не може бути менш 20 мл.

Суміші, які не можна розділити перегінкою, дістали назву нероздільно киплячих чи азеотропних.

Для перегінки рідин, які мають високу температуру кипіння чи розпадаються при низьких температурах, застосовують вакуумну перегінку або перегінку з водневим паром. Зниження температури кипіння в таких випадках досягається внаслідок зменшення тиску в системі. Результати дослідів занесіть до таблиці.

**Дані дослідів:**

температура перегінки, °С;

швидкість перегінки, кількість крапель за хвилину;

об'єм перегнаної рідини, мл.;

термін процесу перегінки рідини, хв. год.

**Тема 7. Вивчення процесу гідролізу солей,  
зміщення рівноваги гідролізу цих сполук**

**Мета роботи** – вивчення методів впливу на гідроліз солей, зміщення рівноваги: реакції середовища, температури, розведення та визначення константи та ступені гідролізу.

**План роботи** – виконати лабораторні роботи зі впливу на гідроліз солей, зміщення рівноваги: реакцій середовища, температури, розведення та визначення константи та ступеня гідролізу.

**Завдання** – виконати лабораторні роботи та оформити їх у лабораторний журнал.

Гідролізом солі називається обмінна взаємодія солі з водою, що приводить до утворення слабого електроліту. Гідролізу піддаються солі, утворені: а) слабою кислотою і сильною основою; б) сильною кислотою і слабою основою; в) слабою кислотою і слабою основою. Солі сильних кислот і сильних основ гідролізу не піддаються. Рівняння процесу гідролізу пишуться аналогічно іонним рівнянням. Рівняння гідролізу солей багатоосновних кислот і багатокислотних основ записується за ступеннями.

Існують такі випадки гідролізу: а) сильна основа і слаба кислота, за яких розчин виявляє лужну реакцію; б) сильна кислота і слаба основа, за яких розчин виявляє кислу реакцію; в) слаба основа і слаба кислота, за яких реакція розчину залежить від константи дисоціації кислоти та основи. Гідроліз солей посилюється зі збільшенням температури і з

розбавленням розчину. Кількісно процес гідролізу характеризується ступенем гідролізу  $h$  та константою гідролізу  $K_h$ . Між ними і концентрацією розчину  $C_m$  існує залежність.

### 7.1. Реакція середовища розчинів солей

#### Проведення дослідів

Приготуйте п'ять пробірок та налейте в них по 3 – 5 мл дистильованої води. Першу пробірку залиште як контрольну, а в інші чотири внесіть приблизно по 0,2 – 0,3 г кристалів солей:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,  $\text{KCl}$ . Перемішайте ірний вміст і визначте рН одержаних розчинів і води за допомогою індикатора. Дані дослідів запишіть у таблицю. Напишіть рівняння реакції та поясніть, чому розчини калій хлориду та амоній ацетату мають  $\text{pH}=7$ ?

### 7.2. Вплив температури та розведення на ступінь гідролізу

#### Проведення дослідів

У дві пробірки налейте по 1 мл розчину натрій ацетату та внесіть в кожен по одній краплі фенолфталеїну. Чи змінився колір індикатора і чому?

Підігрійте одну з цих пробірок, а іншу залиште для порівняння. Як змінюється інтенсивність забарвлення індикатора при нагріванні розчину солі?

Охолодіть пробірку напрямки згадується рівновага реакції гідролізу при охолодженні розчину?

### 7.3. Визначення константи та ступеня гідролізу

#### Проведення дослідів

Гідроліз натрій карбонату.

Отримайте три розчини натрій карбонату концентрації: 0,1; 0,01; 0,001 М та за допомогою універсального індикатора визначте рН розчинів й ступінь гідролізу. Константу гідролізу обчислюють за формулою;  $K = [\text{OH}^-]/C_m$ . Дані дослідів та результати розрахунків запишіть у таблицю. Розрахуйте ступінь гідролізу та константу гідролізу зі значеннями, які є в довідковій літературі, та значенням  $K_h$ , розрахованим за рівнянням. Напишіть рівняння реакцій гідролізу.

## Гідроліз амоній хлориду

Дослід проводять так само, як і гідроліз натрій карбонату. Концентрації розчинів солі такі самі. Визначте рН розчинів. Для кожного досліду розрахуйте концентрацію іонів гідролізу  $pH = -\lg [OH^-]$ , використовуючи рівняння  $h = [OH^-]/C_{см}$ , ступінь, константу та константу гідролізу. Порівняйте отримане значення з його теоретичною величиною за рівнянням Освальда. Поясніть чому величина ступеня і константа гідролізу натрій карбонату і амоній хлориду різняться. Дані досліду запишіть у таблицю.

### Контрольні запитання

1. Що таке розчини? Як пояснити їх утворення?
2. Дати характеристику газовим рідким розчинам.
3. У чому сутність теорії розчинів?
4. Що таке концентрація розчинних речовин, як їх виражають?
5. Що таке розчинність речовини, як вона визначається?
6. Що таке критична температура розчинення?
7. Сформулювати закон розподілу. Його практичне використання.
8. Сформулювати закон розчинності газів (Генрі).
9. Який зв'язок між тиском пару розчинів і їхньою концентрацією (закон Рауля)?
10. Як пояснити ефект підвищення (зниження) температури кипіння (замерзання)?
11. У чому полягає явище осмосу? Правило Вант-Гоффа.
12. Що таке електроліти, чим вони відрізняються від неелектролітів?
13. Сформулювати теорію електролітичної дисоціації, у чому їх різниця?
14. Що виражає закон розведення Освальда?
15. Що визначає константа дисоціації і ступінь дисоціації?
16. Дати поняття активності іонів.
17. Що таке іонний добуток води, водневий показник, який їх хімічний зміст?
18. Які реакції обміну перебігають до кінця?
19. Які розчини називають буферними?
20. Чим молекулярні рівняння різняться від іонних?
21. Що таке гідроліз солі? Які солі піддаються гідролізу?
22. Який зв'язок між ступенем гідролізу солі, її концентрацією і константою гідролізу?

23. Які фактори впливають на гідроліз солі?  
24. Які характерні ознаки колоїдних розчинів?

## **Змістовний модуль 2. Хімічні елементи в біосфері, їх вплив на атмосферу, гідросферу, літосферу**

### **Тема 8. Вивчення змісту шкідливих елементів в атмосфері**

**Мета роботи** – вивчення методів відбору проб та визначення змісту шкідливих елементів в атмосфері.

#### 8.1. Розрахунок оптимального об'єму повітря при відборі проб

Відбір проб передбачає повне уловлювання аналізованого речовини з повітря, причому кількість цієї речовини має бути достатнім для його надійного визначення прийнятим методом аналізу. Мінімальна концентрація речовини, піддатлива чіткому і надійному визначенням, залежить від кількості повітря, пропущеного при відборі проб через поглинальну систему. Аспірація зайвих обсягів повітря призводить до не виправданого усереднення результатів, при недостатньому об'ємі повітря знижується точність аналізів. Оптимальний об'єм повітря, необхідний для визначення токсичної домішки, можна розрахувати за наступною формулою  $V_0 = a \times V / C_0 \times V_1$ , де  $V_0$  - об'єм повітря при  $0^\circ \text{C}$  і атмосферному тиску,  $\text{м}^3$ ;  $a$  – чутливість визначення,  $\text{мкг}$  речовини в аналізованому обсязі проби (зазвичай відповідає змісту речовини в першій пробірці стандартної шкали);  $V$  – загальний об'єм проби,  $\text{мл}$ ;  $V_1$  - об'єм проби, взятий на аналіз,  $\text{мл}$ ;  $C_0$  – гранично допустима концентрація аналізованого речовини,  $\text{мг} / \text{м}^3$ . Так як проби повітря для аналізу відбирають при різних температурах і барометричному тиску, то необхідно взятий повітря привести до нормальних умов ( $0^\circ \text{C}$  і атмосферної тиск). Приведення об'єму повітря до нормальних умов засноване на законах Бойля-Маріотта і Гей-Люссака і здійснюється за формулою  $V_0 = V_1 \times 273 \times P / (273 + t) \times 760$ , де  $V_1$  - об'єм досліджуваного повітря,  $\text{л}$ ;  $P$  – барометричний тиск під час відбору проби,  $\text{мм рт. ст.}$ ;  $t$  – температура повітря під час відбору проби,  $^\circ \text{C}$ .



## 8.2. Розрахунок змісту шкودливих елементів в атмосфері

Гранично допустимі концентрації токсичних речовин у повітрі виражають у міліграмах на  $1 \text{ м}^3$ . Тому результати аналізу обчислюють за такими формулами:  $X = a \times b / c \times V_0$  (1) де  $a$  - загальний обсяг досліджуваного розчину, мл;  $b$  - кількість речовини, знайдене в аналізованому об'ємі розчину, мкг;  $c$  - об'єм досліджуваного розчину, взятий для аналізу, мл;  $V_0$  - обсяг досліджуваного повітря, приведеного до нормальних умов, л.  $X = a \times b \times 1000 / c \times V_0$  (2) де  $a$  - загальний обсяг досліджуваного розчину, мл;  $b$  - кількість речовини, знайдене в аналізованому обсязі, мг;  $c$  - об'єм досліджуваного розчину, взятий для аналізу, мл;  $V_0$  - обсяг досліджуваного повітря, приведений до нормальних умов, л.  $X = a / V_0$  (3) де  $a$  - кількість речовини, знайдене в усьому обсязі досліджуваного розчину, мкг;  $V_0$  - об'єм досліджуваного повітря, приведеного до нормальних умов, л.  $X = a \times 1000 / V_0$  (4), де  $a$  - кількість речовини, знайдене в усьому обсязі досліджуваного розчину, мг;  $V_0$  - Обсяг досліджуваного повітря, приведеного до нормальних умов, л.

## Тема 9. Вивчення важливих методів контролю якості води. Жорсткість, кальцій, магній, Рн

**Мета роботи** – вивчення методів контролю якості води.

**План роботи** – виконати лабораторні роботи з визначення показників якості води: жорсткості, кальцію, магнію, Рн.

**Завдання** – виконати лабораторні роботи та оформити їх у лабораторному журналі.

Вода у виробництві використовується здебільшого як розчинник, теплоносій, охолоджуючий агент, а також процесах кристалізації, фільтрації, флотації, промивки.

Для характеристики якості води використовують більшу кількість показників, визначених стандартами. Одними з базисних показників є жорсткість і окислювання. Жорсткість води визначається вмістом у воді розчинених солей, частіше це солі кальцію та магнію. Їх присутність обумовлює утворення осадів при охолодженні на поверхні труб, стінках

апаратів, погіршуючи теплопередачу і приводить до збільшення витрат енергії і води.

Необхідно розпізнавати тимчасову жорсткість, яка усувається при кип'ятінні та визначається вмістом у розчині бікарбонатів кальцію та магнію (карбонатна жорсткість або лужність) та постійну жорсткість, яка визначається вмістом у воді хлоридів, сульфатів та інших солей. Загальна жорсткість рівна сумі тимчасової та постійної жорсткості. Жорсткість визначається у міліграм-еквівалентах на 1 л води. 1 міліграм-еквівалент на літр жорсткості дорівнює 20 мг/л іонів кальцію, або 12 мг/л іонів магнію, а 1 міліграм-еквівалент карбонатної жорсткості дорівнює 61 мг/л  $\text{HCO}_3^-$ .

Дані досліду карбонатної жорсткості використовують для визначення кількості вапна, яка необхідна для видалення, а дане визначення постійної жорсткості – для розрахунків кількості соди для видалення жорсткості. Наприклад, для пом'якшення 1000 м<sup>3</sup> води з карбонатною жорсткістю 3 мг-екв/л потрібно  $3 \cdot 1000 \cdot 28$  кг СаО.

### 9.1. Визначення жорсткості води

Проведення досліду.

Необхідно розрізняти тимчасову (що усувається жорсткість при кип'ятінні), і визначається змістом бікарбонатів кальцію і магнію і називається карбонатною жорсткістю, або лужністю, а також постійну жорсткість, яка визначається вмістом у воді хлоридів, сульфатів і інших солей цих же металів. Загальна жорсткість рівна сумі тимчасової і постійної жорсткості. Жорсткість виражають в міліграм-еквівалентах на 1 л води (мг-екв/л). Слід розрізняти також кальцієву і магнієву жорсткості. Сума кальцієвої та магнієвої жорсткості визначає загальну жорсткість. 1 мг-екв/л жорсткості відповідає вмісту 20,04 міліграм/л ( $\text{Ca}^{2+}$  або 12,16 міліграм/л  $\text{Mg}^{2+}$ , а 1 мг-екв/л карбонатної жорсткості – 61,008 міліграм/л  $\text{HCO}_3^-$ ).

Дані, отримані в результаті визначення карбонатної жорсткості, застосовуються для розрахунку кількості вапна, необхідної для її усунення, а дані визначення постійної жорсткості – для розрахунку кількості соди, необхідної для усунення жорсткості при вапняно-содовому зм'якшенні води.

Наприклад, при карбонатній жорсткості 3 мг-екв/л для зм'якшення 1000 м<sup>3</sup> води буде потрібно 3•1000 г-екв СаО або 3•1000•28,4 = 84,12 кг СаО, при постійній 5 мг-екв/л для її усунення в тій же кількості води буде потрібно 5•1000•53 = 265000 г = 265 кг.

Ці величини характеризуватимуть витрату чистих (100%) вапна і соді на зм'якшування 1000 м<sup>3</sup> води з вказівкою вище характеристики.

Визначення карбонатної жорсткості води

Карбонатну жорсткість визначають шляхом титрування проби води 0,1 н розчином соляної кислоти.

Солі карбонатної жорсткості при титруванні переводяться в солі постійної жорсткості. Точку еквівалентності визначають за зміною забарвлення індикатора. Окрім бікарбонатів кальцію і магнію, у воді можуть знаходитися гідроксиди кальцію, натрію, що визначають гідроксидну лужність. Зміст гідроксидів також знаходять шляхом титрування проби води 0,1 н розчином НСІ.

Для визначення карбонатної жорсткості води у колбу місткістю 250-300 мл відміряють піпеткою 100 (або 50) мл проби води, додають 2 – 4 краплі спиртового розчину фенолфталеїну, і потім з бюретки по краплях підливають 0,1н розчину НСІ до зникнення малинового забарвлення. Відсутність малинового забарвлення фенолфталеїну вказує на відсутність гідроксидної лужності. Гідроксидну лужність (мг-екв/л) розраховують за формулою:

$$\text{Щ}_r = \frac{N_k \cdot V_k^1}{V_r},$$

де  $N_k$  – нормальність кислоти;

$V_k$  – її об'єм, витрачений на титрування за наявності фенолфталеїну, мл;

$V_r$  – об'єм проби води, мл.

Після визначення гідроксидної лужності в колбу додають 2 – 4 краплі індикатора метилоранжу і продовжують титрування до переходу жовтого забарвлення в рожеве.

Величину карбонатної жорсткості (мг-екв/л) розраховують за формулою:

$$\text{Ж}_k = \frac{N_k \cdot V_k^{11}}{V_p},$$

де  $N_k$  – нормальність кислоти;

$V_k$  – її об'єм, що пішов на титрування з метилоранжем, мл;

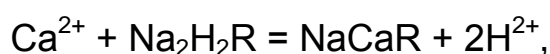
$V_n$  – об'єм проби, мл.

Загальна лужність води рівна Щг + Жк мг-екв/л.

### Визначення жорсткості води комплексометричним методом

Трилон-Б-двунатрієва сіль етилендіамінтетраоцтової кислоти утворює міцні комплекси з іонами двовалентних металів, зокрема з іонами кальцію і магнію.

Схематично взаємодія трилона-Б з іонами кальцію (магнію) можна представити у вигляді рівняння:



де R – радикал етилендіамінтетраоцтової кислоти.

Якщо в розчин, що містить іони кальцію або магнію, ввести індикатор, що дає кольорові з'єднання з цими іонами, то при додаванні трилону-Б до такого забарвленого розчину відбудеться зміна забарвлення в еквівалентній крапці, тобто коли додана кількість трилону-Б зв'яже іони кальцію або магнію в комплексі.

Індикатори змінюють своє забарвлення не тільки залежно від зміни змісту  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$ , але й від рН розчину. Тому в розчин, що титрує, додають буферний розчин, що складається з  $\text{NH}_4\text{OH}$  і  $\text{NH}_4\text{Cl}$  і забезпечує підтримку постійності рН=10.

### Визначення вмісту кальцію.

До 50 мл проби додають 50 мл води, що дистилює 4 мл 2,5 н розчину  $\text{NaOH}$  і збовтують вміст колби протягом 5 хв. Потім додають 6 крапель індикатора кислотного (хром-темносинього) і поволі титрують трилоном-Б 0,05 н до стійкої зміни забарвлення (синьо-бузкового).

Кількість міліграм-еквівалентів кальцію (мг-екв/л) в 1 л води розраховують за формулою:

$$[\text{Ca}^{2+}] = K_{\text{тр}} \cdot V_{\text{тр}},$$

де  $K_{\text{тр}}$  – поправний коефіцієнт до нормальності (0,05) Б-трилона;

$V_{\text{тр}}$  – об'єм трилона-Б, що пішов на титрування магнію, мл.

Загальна жорсткість визначається як сума вмісту кальцію і магнію.

## 9.2. Визначення води, що окислюється

Вміст органічних речовин у воді оцінюється за її здатністю вступати в реакцію з окислювачами.

Перманганатний метод визначення води, що окисляється заснований на властивостях органічних сполук окислюватися марганцевокислим калієм  $\text{KMnO}_4$ .

Для визначення води, що окисляється 100 мл її проби, відібраних піпеткою, переносять в конічну колбу. Туди ж додають 5 мл 30 % сірчаної кислоти і 10 мл 0,01 н розчину перманганату калію  $\text{KMnO}_4$ . Вміст колби нагрівають, кип'яють 5 хв і гарячий розчин титрують 0,01 н розчином щавлевої кислоти  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  до слабкорозового забарвлення.

Розрахунок води, що окисляється, вираженої в міліграмах кисню на літр води, виводять за формулою (міліграм/л):

$$(V(\text{KMnO}_4) - V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)) \cdot 0,8) \cdot 10,$$

де  $V(\text{KMnO}_4)$  – кількість мл 0,01 н розчину  $\text{KMnO}_4$  (рівне 10 мл);

$V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$  – кількість мл 0,01 н розчину  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ;

10 – коефіцієнт для виразу результатів, міліграм/л.

## 9.3 Визначення забруднення води

Вивчення забруднення води є однією з основних проблем хімії навколишнього середовища. Хімічний склад води визначає її якість, і, отже, можливість використання з тією чи іншою практичною метою.

При сильному забрудненні води відчувається нестача кисню для розмноження і розвитку бактерій, які розкладають хімічні забруднювачі.

Небезпечні сполуки свинцю, ртуті, радіоактивні речовини, а також органічні забруднювачі і поверхнево-активні речовини, в тому числі миючі речовини, гербіциди, білково-вітамінні концентрати.

У результаті катастроф танкерів і викидів нафти з свердловин, що знаходяться в відкритому морі, моря і океани забруднюються нафтою і мазутом. У світовий океан щорічно потрапляє понад 5 млн. тонн нафти, в основному при транспортних операціях.

У морській воді під впливом вітру, відливів і припливів нафту емульгують, випаровується, частково розчиняється і піддається хімічним і фотохімічному окисленню. Для повного окислення нафти в морській воді кисню не вистачає (для окислення 4 л нафти потрібно

кількість кисню, що міститься в 1,500000 л морської води, насиченою повітрям). Вода забруднюється смолистими сполуками які осідають кульками і забруднюють також пляжі. Небезпечні і ароматичні вуглеводні, вражаючи практично всі морські організми, а також погіршують смак морепродуктів, підвищують їх канцерогенність.

Для оцінки небезпеки скидів в локальній екологічній системі і біологічній сфері необхідно знати склад і концентрації забруднень. В даний час гостро відчувається дефіцит води, оскільки після використання вона не завжди піддається очищенню. Забруднена хімічними речовинами вода непридатна для використання в харчовій промисловості та побуті, завдає шкоди здоров'ю людини. Негативний вплив токсичних хімічних речовин на екологічну обстановку в регіонах з розвинутою індустрією може бути ослаблена хімічними методами: ефективно очищення викидів, розробка біологічно розкладаються ПАР і хімічних продуктів, палив для двигунів внутрішнього згоряння з пониженим вмістом ароматичних вуглеводнів і тетраетилсвинцю. При розробці нових технологій треба виходити з скорочення водоспоживання, що дозволяє виключити скидання стічних вод, перейти на замкнуті втворювати системи. Для розробки ефективних заходів з очищення стічних вод необхідно точно знати, які саме забруднення знаходяться в стічних водах, що потрапляють в той чи інший водойму, і в яких кількостях. Ці завдання вирішують шляхом аналізу води.

Відбір проб є відповідальною частиною аналізу, від якої залежить достовірність одержуваної інформації. Вибір місця відбору, частота і техніка відбору повинні певною мірою забезпечувати показність проб, на основі аналізу яких надалі робляться висновки про стан водного об'єкта. Об'єм відібраної проби, необхідної для аналізу, залежить від числа визначених компонентів і зазвичай коливається від 1 до 2 літрів. Проби води на хімічний аналіз слід брати на стріжпоток з поверхні (0,2-0,5 м), при цьому проба води обережно зачерпується (без збовтування) яких-небудь великим посудиною (тазом, відром), який уникнення забруднень проби повинен вживатися тільки для цих цілей. Для взяття глибинних проб вживаються спеціальні прилади - батометри, забезпечені краном.

Вимірювання температури проби води виробляють під час відбору проби ртутним термометром з ціною поділки 0,1 – 0,5 ° С, який

опускають на задану глибину і витримують протягом 3 – 10 хв. Після вилучення термометра негайно вимірюють свідчення.

Вимірювання прозорості за допомогою шрифту проводять в лабораторних умовах. Для вимірювання використовують скляний циліндр з внутрішнім діаметром 2,5 см і висотою близько 50 см. В якості стандартного шрифту використовують шрифт ГОСТу 3551-46 з висотою букв 3,5 мм. Проба води розглядається при розсіяному денному світлі. Мірою прозорості служить висота стовпа води в см, при якому можна спостерігати на білій папері шрифт.

Кольоровість води (що здається) визначається в не фільтрувати пробі води шляхом порівняння кольору аналізованої води зі стандартною забарвленням імітаційної шкали.

Приготування імітаційної шкали Готують два розчину. Розчин 1 – у мірній колбі з об'ємом 1 літр розчиняють у дистильованій воді 0,0875 г  $K_2Cr_2O_7$  і 2г  $CoSO_4 \cdot 7H_2O$ , додають 1 мл конц.  $H_2SO_4$  хч і доливають колбу дистильованою водою до мітки. Розчин 2 – 1 мл конц.  $H_2SO_4$  хч. розбавляють дистильованою водою і доводять об'єм до 1 літра. Змішуючи розчини 1 і 2 в нижче зазначених співвідношеннях, отримують імітаційну шкалу кольоровості р-р1 – 0 1 2 3 4 5 6 8 10 12 14 16 р-р 2-100 99 98 97 96 95 94 92 90 88 86 84 градуси 0,5 10 15 20 25 30 40 50 60 70 80

Визначення кольоровості за допомогою шкали стандартів В чистий сухий циліндр відмірюють 100 мл досліджуваної води і переглядаючи його зверху, порівнюють забарвлення води з забарвленням стандартних розчинів, налитих в такі ж циліндри. При збігу забарвлень кольоровість визначається градусом даного стандарту шкали.

Запах води визначається після визначення смаку і характеризується по вигляду інтенсивності в балах

Визначення інтенсивності запаху вод, інтенсивність запаху.

Прояв запаху 0 ніякого запаху, відсутність відчутного запаху 1 дуже слабкий запах не помічається споживачем, але відчутний спеціалістом 2 слабкий запах, що виявляється споживачем, якщо звернути увагу на це 3 помітний запах легко виявляється; може бути причиною того, що вода непридатна для пиття 4 виразний запах звертає на себе увагу; може змусити утриматися від пиття 5 дуже сильний запах настільки сильний,

що робить воду непридатною для пиття Для визначення використовують 250 мл проби, поміщеної в конічну колбу при 20 ° С, яку закривають пробкою, кілька разів сильно збовтують, потім відкривають і негайно ж органолептично визначають характер запаху і його інтенсивність. Таке ж визначення виконують при 60 ° С, підігріваючи колбу на водяній бані, накриту годинним склом і лійкою.

Визначення величини водневого показника Рн

Визначення величини водневого показника (Рн) служить важливим показником кислотності або лужності природної води і є результуючою величиною кислотно-основної взаємодії ряду її мінеральних і органічних компонентів. Визначення проводиться або колориметрично, або електрометрично. Наближене значення рН проби води можна отримати, використовуючи універсальну індикаторну папір, зануривши кінець смужки в пробу на 1-5 хвилин. Вийнявши смужку з проби потрібно порівняти її зі шкалою, зображеної на обкладинці пакетика з індикаторним папером.

Фільтри для роботи підготовляються кип'ятінням у дистильованій воді протягом 5-10 хвилин (два – три рази зливаючи воду) і висушуванням в сушильній шафі протягом 1 години при 60° С. Хід визначення.

Підготовлений фільтр, зважений на аналітичних вагах і позначений олівцем, поміщають в прилад для фільтрування. Через фільтр пропускають 100-500 мл. води. Якщо фільтрат недостатньо прозорий, процедуру повторюють ще раз. За закінченні фільтрування фільтр підсушують на повітрі, а потім у сушильній шафі при 60° С протягом 1 години, після чого зважують. Розраховують вміст завислих речовин за формулою:  $x = [(a - b) \times 1000]V$ , де а – маса фільтра з осадом, мг; b – маса фільтру без осаду, мл; V – об'єм профільтрованої води, мл.

Сухий залишок – маса залишку, одержуваного виправними профільтрованої проби стічної або природної води і висушуванням при 103-105 ° С.

У прокаленну, охолоджену і зважену порцелянову або кварцову чашку поміщають 50 – 250 мл аналізованої води, попередньо профільтрованої. Воду випарюють на водяній бані насухо. Потім переносять чашку із залишком у сушильну шафу і висушують при 103 – 105° С до постійної маси. Розраховують за формулою:  $x = [(a - b) \times$



$1000]V$ , де  $a$  – маса чашки з сухим залишком, мг;  $b$  – маса порожньої чашки, мг;  $V$  – обсяг аналізованої стічної води, мл.

## **Тема 10. Вивчення важливих методів контролю ґрунту**

**Мета роботи** – вивчення методів визначення контролю ґрунту

**План роботи** – виконати лабораторні роботи з визначення показників якості ґрунту: вологості, органічних речовин, вологоємності, капілярного підняття води, водопроникності, кислотності.

**Завдання** – виконати роботи та оформити їх у лабораторному журналі.

### 10.1. Визначення вологості ґрунту

Обладнання та реактиви.

Сушильна шафа, ваги, важок, порцелянова чашка або тигель, ексикатор, 50 г ґрунту.

Хід аналізу

50 г ґрунту в тиглі поміщають у сушильну шафу, всередині якого підтримують температуру від 100 до 110 °С. Грант просушується до постійної ваги протягом 1 – 2 годин, залежно від вологості. Потім дають їй охолонути в цьому ж шафі або переносять в ексикатор. Остиглу ґрунт зважують і знову поміщають у сушильну шафу з температурою 105 °С, де вона знаходиться протягом 1 години, після чого знову охолоджують, і зважують.

Різниця між первісною (до просушування) і подальшої масою ґрунту вказує кількість вологи, що знаходилася в ґрунті; за цією кількістю розраховується відсоток вологості. Найкращою для розвитку рослин вважають вологість, рівну 60 % повної вологоємності ґрунту.

### 10.2. Визначення органічних речовин

Джерелами накопичення органічних речовин у ґрунті є головним чином залишки різних рослин (коріння, листя тощо) і тварин. Під дією мікроорганізмів ці залишки перетворюються на органічні речовини, що утворюють гумус.

Для визначення органічних речовин існують два методи: содової витяжки та метод прожарювання ґрунту. Перший метод заснований на тому, що гумати погано розчиняються у воді, а в лугах розчиняються добре. У второму методі заснований на випалюванні гумусу.

Обладнання та реактиви.

Штатив металевий, ваги і важок, дві великі порцелянові випарювальні чашки, пальник, тигель металевий, муфельна піч, 10% розчин вуглекислої соди

Перший спосіб. Поміщають 25 г повітряно-сухого ґрунту у фарфорову чашку, доливають 50 мл 10 % розчину соди і протягом 10 хвилин кип'ятять, після чого розчину дають відстоятися. Потім розчин зливають у попередньо зважену порцелянову чашку, а осад промивають водою два рази з наступним відстоюванням. Промивну воду з'єднують з отриманим раніше розчином. Рідина випарюють досуха спочатку на пальнику, а потім у сушильній шафі при температурі не вище 105 – 110 °С. Залишок зважують разом з чашкою, і масу останньої віднімають із загальної маси.

Отриманий результат визначає кількість органічних речовин у ґрунті. Звідси легко розрахувати відсоток гумусу.

Другий спосіб. 50 г ґрунту, з якого попередньо відібрані корінці, всипають у металевий тигель і піддають просушуванню в сушильній шафі протягом 1 – 2 годин, залежно від вологості ґрунту, при температурі 105 – 110 °С, після чого зважують і визначають масу залишку і відсоток вологості. Залишок прожарюють в муфельній печі при температурі не вище 400 °С інакше разом з гумусом можуть вигоріти фосфор і калій. Прожарювання продовжують доти, поки ґрунт не змінить свій колір (стане червонувато-сіруватого кольору). Після прожарювання ґрунт зважують і встановлюють різницю мас між попереднім і наступним зважуванням. Так визначається відсоток органічних речовин у ґрунті

### 10.3. Визначення вологості ґрунту

Під вологостістю розуміється здатність ґрунту утримувати воду. Вологостістю ґрунту визначається її насиченням до постійної маси і встановленням різниці між масою ґрунту, насиченою водою, і початкової маси в повітряно-сухому стані.

Обладнання та матеріали.

Ваги з важками, штатив з кільцями і лапкою, кристалізатор, широкий стакан, трубка скляна діаметром 30 – 35 мм і довжиною 20 – 25 см, шматочок марлі, ґрунт.

Хід роботи.

Дно скляної трубки затягують марлею, потім трубку зважують. Насипають у неї на три чверті обсягу повітряно-сухий ґрунт і струшують кілька разів, щоб ґрунт ущільнився, після чого трубку з ґрунтом зважують і встановлюють масу ґрунту. Трубку закріплюють на штативі і підводять під неї кристалізатор або широкий склянку з водою з таким розрахунком, щоб одна третина ґрунту перебувала у воді. Через добу трубку виймають з посудини і точно зважують. Записавши масу, і встановивши її збільшення, трубку знову опускають у посудину з водою і залишають ще на добу, після закінчення яких зважування повторюють. Досвід продовжують і на третю добу. Коли буде встановлено, що маса не змінюється, досвід припиняють і встановлюють різницю в масі сухого і вологого ґрунту.

#### 10.4. Визначення капілярного підняття води в ґрунті

Капілярна, або волосного, вода пересувається в тонких порах ґрунту. Це рух відбувається в силу поверхневого натягу і змочування. Вода по капілярах піднімається тим вище, чим менше діаметр капіляра, чим важче механічний склад ґрунту.

Досвідчені дані показують, що в перший момент дослідження водопідйом на здатність ґрунту найбільш велика в грубозернистою ґрунті, а потім вона падає. Найбільшою водопідйомальні відрізняються дрібнозернисті ґрунту, у яких вода піднімається на найбільшу висоту. При ущільненні ґрунту капілярний підйом води збільшується; щоб уникнути цього, необхідно рихлити ґрунт, і, навпаки, щоб притягти вологу до поверхні ґрунту, останню ущільнюють.

Обладнання та матеріали.

Ємність з водою, скляні трубки діаметром 4 – 5 мм, довжиною 50 – 60 см, ґрунт 100 г, шматочок марлі, металевий штатив з лапками.

Хід роботи.

Беруть скляну трубку діаметром 4 – 5 мм і довжиною 50 – 60 см, нижній кінець її зав'язують марлею і насипають у неї повітряно-сухий ґрунт доверху. Трубку з ґрунтом струшують кілька разів, щоб ґрунт ущільнився, після чого її закріплюють у лапках штатива і під нижній

кінець підводять посудину з водою з таким розрахунком, щоб трубка була опущена у воду не більше ніж на 0,5 см.

Відзначають час занурення трубки у воду і спостерігають швидкість підняття води, що визначається по зміні кольору ґрунту.

#### 10.5. Визначення водопроникності ґрунту

Водопроникністю називають сукупність трьох процесів, що відбуваються в ґрунті: 1) вбирання води ґрунтом, 2) промокування ґрунту і 3) фільтрація.

Обладнання та матеріали.

Скляні трубки довжиною 40 см і діаметром 10 мм – 3 шт. (Можуть бути використані бюретки без кранів). Воронка, штативи, склянки – 3 шт.

Хід роботи

Беруть три скляні трубки висотою 40 см і діаметром 10 мм, зав'язують нижні їх кінці марлею і насипають в кожну по 20 г повітряно-сухого ґрунту, взятої з різних місць. Трубку струшують кілька разів для ущільнення ґрунту і потім закріплюють на штативі. Під кожну з них підставляють склянку, потім через лійку, вставлену в трубку наливають воду на висоту 4 см і підтримують цей рівень протягом усього досвіду. Час проходження води через ґрунт характеризує ступінь проникності ґрунту. Для проходження води через глинистий ґрунт потрібно більш тривалий час. Через піщану ґрунт вода протікає швидко. Проміжні ґрунти мають водопроникність, яка визначається середніми величинами між цими цифрами..

#### 10.6. Визначення кислотності ґрунту

Проникаючи в ґрунт, атмосферна вода, що містить у своєму складі в незначних кількостях вуглекислий газ, аміак, азотисту і азотну кислоти тощо, перетворюється на ґрунтовий розчин. Ґрунтовий розчин бере безпосередню участь у біохімічних і фізико-хімічних реакціях ґрунту, в обміні і кругообігу різних речовин, а також у харчуванні рослин. За своїм хімічним складом ґрунтови розчини досить різні: у них можуть бути виявлені різні неорганічні сполуки – нітрати, нітроти, сульфати, сульфіді, карбонати, бікарбонати, хлориди, фосфати, а також закисні з'єднання алюмінію, марганцю, заліза і т. д. Крім неорганічних сполук, в ґрунтовому

розчині зустрічаються: кренова кислота і її солі, цукру, розчинні білкові з'єднання, амінокислоти і т. д.

Концентрація розчинів солей залежить від кліматичних умов і від пори року. Залежно від вмісту солей і кислот ґрунтовий розчин по своїй хімічній реакції може бути або нейтральним, або лужним, або кислотним. Нейтральний розчин характеризується наявністю в ґрунті лугів, нейтралізують ґрунтову кислоту. Надлишки вапна викликають лужну реакцію, навпаки, недолік веде до підвищення кислотності ґрунту. У ґрунтознавстві прийнято вважати три види кислотності: активну, обмінну і гідролітичну. У ґрунті можуть перебувати у вільному стані як органічні, так і неорганічні кислоти. Від їх присутності і залежить наявність активної кислотності. Збільшення ступеню кислотності ґрунту залежить також від вмісту  $\text{CO}_2$  в ґрунтовому повітрі, навпаки, скорочення кислотності сприяє наявності у ґрунті карбонатів і бікарбонатів.

Кислотність ґрунтових розчинів висловлюють величиною рН. При аналізі ґрунту залежно від величини рН встановлюють ступінь кислотності. Найбільшою кислотністю володіють ґрунту, мають рН = 3, зі збільшенням рН падає кислотність, а при рН = 7 ґрунт має нейтральну реакцію. Далі лужність наростає в межі від рН = 8 до рН = 14. При дуже кислої реакції ґрунту (рН = 4) можна припускати наявність в ній сильних мінеральних кислот.

При визначенні кислотності або лужності вдаються до титрування в присутності індикаторів. Витяжки кислих ґрунтів титрують лугами, лужних – кислотами. При аналізі з'ясовується кількість що знаходиться кислоти або луку в певному обсязі титруемого ґрунтового розчину і тим самим в ґрунті. Так як при активній кислотності в ґрунті містяться сильні кислоти, титрування проводять сильним лугом у присутності індикаторів (фенолфталеїну, метилового оранжевого або лакмусу).

При обмінній кислотності водневі іони знаходяться в прихованому стані. Для виявлення обмінної кислотності ґрунту необхідно водневі іони витіснити з з'єднання за допомогою будь-яких нейтральних солей, наприклад:  $\text{KCl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{BaCl}_2$  та ін.

Найбільш часто для цієї мети застосовують 1 н розчин  $\text{KCl}$  або 1 н розчин  $\text{BaCl}_2$ . Відбувається наступна реакція: ґрунт  $\text{H}^+$  +  $\text{KCl}$  =  $\text{HCl}$  + ґрунт  $\text{K}^+$ . Виділену соляну кислоту титрують сильною лугом у присутності фенолфталеїну або метилового оранжевого. На думку деяких авторів, обмінну кислотність дає тільки гумінових кислот.

Гідролітична кислотність визначається кількістю водневих іонів, усували з ґрунту водним розчином солі слабкої кислоти і сильної основи, наприклад оцтовокислим натрієм або оцтовокислим кальцієм, які володіють лужною реакцією. Процес протікає в такий спосіб: оцтовокислий натрій або кальцій дисоціюють у водному розчині:  $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$ .

Як відомо, оцтова кислота є слабкою кислотою і практично не дисоціює, в той час як гідроксиду натрію, будучи сильним лугом, повністю дисоціює в ґрунтовому розчині. Їдкий луг, перебуваючи в дисоційованому стані, зустрічається в ґрунтовому розчині з колоїдними речовинами, поверхневі частинки яких заряджені негативно (ацідоїди) і обмінними іонами водню, кальцію, магнію, калію та ін. На відміну від ацідоїдів існують базоїди, поверхневі частинки яких заряджені позитивно, і обмінними іонами у них є аніони. Позитивно заряджений іон натрію ставати на місце водню, а останній вступає в з'єднання з іоном гідроксиду, при цьому утворюється молекула води. Кількість оцтової кислоти, що утворилася в результаті дисоціації оцтовокислої солі, показує, скільки набрала з'єднання іонів натрію. Таким чином, провівши титрування оцтовою кислотою, можна виявити, скільки обмінних іонів водню знаходилося в ґрунтовому розчині, і тим самим визначити кислотність.  $\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ + \text{RCOOH} + \text{Na}^+ = \text{RCOONa} + \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COOH}$ . Титрування оцтової кислоти ведуть 0,1 н розчином їдкого натру в присутності індикатора - фенолфталеїну. При аналізі ґрунту виявляється спочатку активна і обмінна кислотність, а потім гідролітична. Активна і обмінна кислотність визначається сумарно за допомогою титрування сольової витяжки ґрунту. Визначивши всі три види кислотності, з'ясовують, чи потрібно виробляти вапнування. Не всяка ґрунт вимагає вапнування. Прийнято вважати, що слід обов'язково вапнувати тільки в тому випадку, якщо рН менше 4,5. Менш потребують вапнування ґрунту, рН яких лежить між 4,5 – 5,5 і, нарешті, ґрунту, які не потребують вапнування, мають рН більше 5,5.

Визначення активної кислотності.

Кількість кислоти, що знаходиться в ґрунті, визначається шляхом титрування або визначення рН за допомогою індикаторів.

Матеріали та реактиви піпетка на 10 мл; чашки порцелянові; мензурка з розподілами в 1 мл; ложка або шпатель порцелянові; стаканчики на 50 і 100 мл; ваги технохімічні з важками; універсальний індикатор або набір індикаторів.

#### Хід визначення

Для проведення аналізу беруть з різних місць ділянки ґрунт, просушують її, потім відважують дві порції по 20 г кожна. Помістивши кожну порцію ґрунту в окремі стаканчики ємністю 100 мл, наливають 40 мл дистильованої води і добре перемішують, після чого рідини дають відстоятися до повного прояснення. Якщо після довгого стояння розчин залишається каламутним, його фільтрують, але першу порцію фільтрату виливають, так як фільтрувальна папір завжди містить луг. Відстояну рідину обережно зливають в невелику колбу, з неї відливають в чисту пробірку 3 мл ґрунтового розчину і додають 2 – 3 краплі "універсального індикатора". Чистою скляною паличкою розмішують рідину, колір рідини порівнюють з кольоровою шкалою, прикладеної до "універсального індикатору" для визначення рН.

#### Визначення обмінної кислотності.

Якщо ґрунт має кислотність рН менше 5, то поряд з поглиненими іонами водню в ґрунті знаходяться рухливі іони алюмінію, які шкодять розвитку рослин

Алюміній найчастіше зустрічається в поглиненому стані. У нейтральній ґрунті він відсутній. Визначити кількість рухомого алюмінію в ґрунті можна, так само як і поглинений водень, за допомогою ґрунтової сольової витяжки. Для визначення обмінної кислотності і рухомого алюмінію проф. А.В. Соколовим розроблено метод, заснований на витісненні з ґрунту водню і алюмінію за допомогою 1н розчину хлористого калію.

Матеріали та реактиви. Колба ємністю 500 мл, дві колби по 100 мл кожна, скляна паличка, бюретка на 25 мл, сітка азбестова, штатив металевий з кільцями, воронка скляна, пальник спиртова чи газова, градуйована піпетка, фільтрувальний папір, 1 % розчин фенолфталеїну в 70 ° спирті, розчини 0,02 н гідроксиду натрію і 1 н хлористого калію – 250 мл, 3,5 % розчин нейтрального фтористого натрію.

#### Хід визначення.

У колбу ємністю 500 мл поміщають 100 г повітряно-сухого ґрунту, наливають 250 мл 1н розчину хлористого калію і збовтують протягом 5 хвилин, потім розчин залишають стояти на добу. На другий день витяжку фільтрують через складчастий фільтр, причому першу порцію фільтрату

виливають. Профільтровану рідину градуйованою піпеткою на 50 мл наливають у дві конічні колби.

Спочатку визначають суму обмінного водню та рухомого алюмінію, для чого одну колбу з витяжкою нагрівають до кипіння і кип'ятять рівно 5 хвилин, після чого, не даючи охолонути розчину, додають у нього 5 - 7 крапель спиртового розчину фенолфталеїну. Титрують 0,02 н розчином гідроксиду натрію до не пропадає протягом 1 хвилини рожевого забарвлення. По закінченні титрування проводять підрахунок в міліеквівалентах на 100 г ґрунту. 1мл 0,02 н розчину гідроксиду натрію відповідає 0,02 міліеквівалентах водню або алюмінію.

Для титрування використовували 50 мл витяжки, що відповідає 20 г ґрунту, так як всього було взято 100 г ґрунту і 250 мл 1 н розчину KCl. Для перерахунку на 100 г ґрунту витрачений кількість титру множать на 0,1. Припустимо, що на титрування 50 мл сольової витяжки витрачено 12 мл 0,02 розчину NaOH. Підставляємо дані в формулу:  $X = 12 \times 0,02 \times 100/20 = 1,2$  м-екв водню і алюмінію на 100 г ґрунту. Далі визначається обмінний водень без алюмінію, для цього алюміній видаляється з розчину. Беруть другу колбу з 50 мл витяжки, кип'ятять протягом 5 хвилин і охолоджують, потім у колбу вливають 3 мл 3,5 % розчину фтористого натрію і осаджують алюміній, після чого в холодному стані титрують 0,02 н розчином NaOH у присутності фенолфталеїну до рожевого забарвлення. Витрачений на титрування кількість луку множать на коефіцієнт 0,1, що визначає кількість обмінного водню в м-екв. Кількість активного алюмінію в ґрунті обчислюється шляхом вирахування із загальної кількості водню і алюмінію кількості обмінного водню в м-екв. Припустимо, що при визначенні обмінного водню було витрачено 3 мл 0,02 н розчину NaOH, то його кількість складе:  $3 \times 0,1 = 0,3$  м-екв. Тоді кількість активного алюмінію в ґрунті дорівнюватиме:  $1,2 - 0,3 = 0,9$  м-екв. Необхідно ввести поправку на неповноту витіснення водню і алюмінію, яка на підставі досвіду багатьох лабораторій ґрунтознавства була встановлена рівної 1,75. Множачи на неї отримані дані отримаємо наступну кількість обмінного водню:  $0,3 \text{ м-екв} \times 1,75 = 0,525$  м-екв та активного алюмінію:  $0,9 \text{ м-екв} \times 1,75 = 1,575$  м-екв. Для визначення необхідної кількості вапна на гектар орного шару землі потрібно кількість обмінної кислотності помножити на коефіцієнт 1,5.



## Рекомендована література

### Основна

Авдеенко А. П. Сборник задач по химии / А. П. Авдеенко. – М. : Изд. ДГМА. – 2003. – 115с.

Артеменко А. И. Органическая химия / А. И. Артеменко. – М. : Изд.: Высшая школа, 1997. – 695 с.

Глинка Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : Изд. Металлургия, 1988. – 719 с.

Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по химии / Н. Л. Глинка. – Львов : Изд. Химия, 1988. – 263 с.

Іванов В. Г. Хімія : конспект лекцій / В. Г. Іванов. – Х. : Вид. ХНЕУ, 2006. – 87 с.

Іванов В. Г. Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт дисципліни "Хімія" / В. Г. Іванов. – Х. : Вид. ХНЕУ, 2007. – 56 с.

Івашура А. А. Екологія : навчальний посібник / А. А. Івашура. – Х. : ІНЖЕК, 2004, 208 с.

### Додаткова

Карпенков С. Х. Концепции современного естествознания / С. Х. Карпенков. – М. : Изд. Высшая школа, 2000. – 464 с.

Салем Р. Р. Общая химия / Р. Р. Салем. – М. : Изд. РХТУ им. Менделеева, 2000. – 458 с.

Телегус В. С. Основы общей химии / В. С. Телегус. – Львов : Изд. Свет, 2000. – 423 с.

Чибисова Н. В. Экологическая химия : учебн. пособ. / Н. В. Чибисова, Е. К. Домань. – Калининград, 1988. – 113 с.

Чибисова Н. В. Практикум по экологической химии : учебн. пособ. / Н. В. Чибисова. – Калининград, 1999. – 94 с.

НАВЧАЛЬНЕ ВИДАННЯ

**Методичні рекомендації до виконання  
лабораторних робіт  
з навчальної дисципліни  
"ЕКОЛОГІЧНА ХІМІЯ"  
для студентів напряму підготовки  
6.050101 "Комп'ютерні науки"  
всіх форм навчання**

Укладач **Іванов** Владлен Григорович

Відповідальний за випуск **Логвінков С. М.**

Редактор **Бутенко В. О.**

Коректор **Бутенко В. О.**

План 2014 р. Поз. № 162 ЕВ. Обсяг 49 стор.

---

Видавець і виготівник – видавництво ХНЕУ ім. С. Кузнеця, 61166, м. Харків, пр. Леніна, 9а

*Свідоцтво про внесення до Державного реєстру суб'єктів видавничої справи  
Дк № 481 від 13.06.2001 р.*