

Уміщено настанови до виконання лабораторного практикуму з дисципліни «Хімічні елементи в організмі людини». Методичні вказівки складено згідно з робочою програмою. Наведено завдання для самостійного виконання, а також список рекомендованої літератури.

Для студентів ДНУ хімічних та нехімічних спеціальностей першого (бакалаврського) рівня підготовки.

**Лабораторний практикум
із дисципліни
«Хімічні елементи в організмі людини»**

Укладачі: канд. хім. наук, доц. О.В. Саєвич
канд. хім. наук, доц. Т.О. Денисенко

Рекомендовано до друку
Вченою Радою хімічного факультету
протокол № 2 від 22.11.2022

Підписано до друку. 05.21. Формат 60х84/16. Папір друкарський.
Друк плоский. Ум. друк. арк. 3,3. Ум. фарбовідб. 3,3. Обл.- вид. арк. 4,2.
Тираж 30 пр. Зам. №

РВВ ДНУ, просп. Гагаріна, 72, м. Дніпро, 49010.
ПП «Ліра», вул. Наукова, 5, м. Дніпро, 49107.
Свідоцтво про внесення до Державного реєстру
серія ДК № 6042 від 26.02.2018 р.

ВСТУП

Хімічні елементи відіграють важливу роль у життєзабезпеченні всіх функцій людського організму, вони є частиною клітин, тканин і органів, що містяться у крові. Разом з водою вони забезпечують постійність осмотичного тиску, кислотно-основної рівноваги, відіграють важливу роль у обміні речовин. У межах підготовки студентів різних спеціальностей курс «Хімічні елементи в організмі людини» систематизує сучасні наукові уявлення щодо розповсюдження та ролі хімічних елементів у природі та живих організмах.

Мета дисципліни «Хімічні елементи в організмі людини» – формування системного комплексного підходу у вивченні міграції як життєвоважливих, так і токсичних хімічних елементів у різних екологічних природних об'єктах та тканинах людського організму: формування необхідної теоретичної бази в області безпеки життєдіяльності при надходженні хімічних елементів із об'єктів навколишнього середовища, нормування хімічних елементів в тканинах організму людини, а також ознайомлення з питаннями профілактики дисбалансу мікроелементів в організмі людини та формування здорового образу життя.

Вивчення дисципліни передбачає засвоєння лекційного матеріалу, виконання лабораторних робіт, самостійне опрацювання інформаційних джерел, виконання індивідуальних завдань.

Техніка безпеки при роботі в лабораторії

Проведення хімічного експерименту пов'язане з підвищеною небезпекою, тому працювати в хімічній лабораторії можна тільки після попередньої підготовки. Перш ніж приступити до лабораторного практикуму, необхідно ознайомитися з обладнанням хімічної лабораторії, хімічним посудом, приладами, технікою хімічного експерименту, а також з правилами техніки безпеки. До виконання лабораторної роботи допускаються студенти, які заздалегідь ознайомилися з описом майбутньої роботи, вивчили теоретичний матеріал з відповідної теми; зробили необхідні розрахунки, оформили робочий журнал.

При роботі в хімічній лабораторії необхідно дотримуватися наступних правил:

1. При роботі в лабораторії повинні знаходитися не менше двох осіб. Категорично забороняється робота студентів у відсутності викладача або лаборанта. У хімічну лабораторію забороняється входити у верхньому одязі. Працювати в лабораторії дозволяється тільки в робочому халаті з бавовняної тканини (але не з синтетики!). Робочий халат повинен бути по довжині нижче колін і застібатися спереду. Волосся повинно бути ретельно прибрано у хвіст і немає звисати перед обличчям. Не

рекомендується приходити в лабораторію в легкозаймистому одязі з синтетики.

2. У хімічній лабораторії забороняється приймати їжу і зберігати продукти.

3. Не можна проводити в лабораторії будь-які роботи, не пов'язані безпосередньо з виконанням навчальних завдань.

4. При роботі слід дотримуватися тиші, економити реактиви, електроенергію, бережно ставитись до обладнання, меблів, посуду. Не можна залишати без нагляду працюючі установки, включені електронагрівальні прилади, спиртівки.

5. На робочому столі повинні знаходитися необхідні реактиви, обладнання та посуд, робочий журнал. Поверхня столу повинна бути чистою і сухою. Не слід захаращувати стіл сторонніми предметами, ставити на нього портфелі, сумки і т.п. При виконанні лабораторної роботи всі операції необхідно виконувати над столом або над робочою поверхнею витяжної шафи.

6. Забороняється кидати в раковину тверді предмети, папір, бите скло, посуд, залізо, цинк і т.п.

7. Всі досліди з отруйними, їдкими, пахучими речовинами виконуються тільки у витяжній шафі.

8. З їдкими речовинами працюйте в окулярах (масці) і захисних рукавичках.

9. Не вдихайте газу і пари, що виділяються внаслідок реакції. Якщо необхідно визначити запах газу, що виділяється з пробірки, необхідно обережно за допомогою долоні спрямувати його з отвору пробірки до себе.

10. Концентровані розчини (в першу чергу кислот) при розведенні водою завжди доливають до води, а не навпаки.

11. Хімічні реактиви беруть шпателем, ложечкою або пінцетом (але не руками!). Рідкі реактиви, наприклад, різні розчини, переливають, користуючись воронкою. Ні в якому разі не можна пробувати реактиви на смак. Реактиви слід витрачати економно.

12. При нагріванні пробірок не наводьте отвір пробірки на себе або сусіда.

13. Не нахилийтеся над приладами, в яких йде синтез, випаровування, сплавлення, фільтрування під зниженим тиском і т.п.

14. Небезпечні продукти реакції зливайте тільки до зливних банок в витяжній шафі або нейтралізуйте їх.

15. Невикористані реактиви ні в якому разі не висипайте (не виливайте) назад в матеріальні склянки, а здавайте лаборанту. Не можна плутати пробки і кришки від склянок і банок, так як це веде до забруднення реактивів.

16. Після закінчення лабораторної роботи студент зобов'язаний вимити хімічний посуд, вимкнути нагрівальні прилади, привести робоче місце в

порядок. Про випадки порушення порядку (розбитий посуд, зіпсовані реактиви і т.п.) необхідно повідомити викладача або лаборанта. Лабораторію можна залишати після виконання роботи з дозволу лаборанта або викладача. Перед виходом рекомендується вимити руки з милом.

Тема 1.

Вода – джерело надходження хімічних елементів до організму людини

Лабораторна робота 1

Фізичний аналіз води.

Мета виконання роботи: ознайомитися з фізичними показниками води, що забезпечують її якість.

Матеріали й реактиви: зразок проби води, дистильована вода, калій дихромат, кобальт (II) сульфат, сульфатна кислота 5 М, конічна колба, 250 мл, мірний циліндр, 500мл, 1000 мл, фарфорова чаша для випаровування, воронка, годинникове скло, фільтр (синя стрічка), електроплитка, водяна баня, сушильна шафа, терези аналітичні, термометр, лінійка.

Теоретична частина

Вимоги до якості питної води сформульовані Державними санітарними правилами і нормами України (ДержСанПіН) “Вода питна. Гігієнічні вимоги до якості води централізованого господарсько-питного водопостачання”. Різні державні та галузеві стандарти, правила і керівництва регламентують якість води для виробничих цілей і вимоги до стічної води, що скидається у водойми чи повертається у виробництво.

Фізичні властивості питної води: температура; запах; смак; прозорість; каламутність; сухий залишок; колір; радіоактивність

I. *Температура.* Для вимірювання температури води на глибині (відкриті водойми, глибокі колодязі) широко застосовують так звані черпальні термометри або звичайні термометри. Для визначення температури води термометр занурюють на потрібну глибину і залишають на 15 хв. Потім дістають його та визначають показання температуру води з точністю до 0,1°C. Одночасно визначають температуру повітря.

II. *Запах.* Чиста вода не має запаху. Характер запаху води та його інтенсивність визначають органолептично (таблиця 1.1). Запах води має бути природного походження, зумовлений організмами, які живуть у воді. Це болотний, деревний, трав'янистий, сірководневий, плісневий, рибний запахи.

Запахи штучного походження залежать від промислових стічних вод, які потрапили у водойму, або від хімічних сполук введених у воду при її очистці та знезараженні на водопровідних станціях. Розрізняють хлорний, бензиновий, фенольний запахи. За встановленими нормами інтенсивність запаху води, яка подається водопроводом, не повинна перевищувати 2 бали.

Таблиця 1.1. Оцінка інтенсивності запаху (смаку) води.

Бал	Сила запаху	Значення
0	Немає	запах (смак) зовсім не відчувається
1	дуже слабкий	запах (смак) звичайно не відчувається але виявляється спостереженням
2	слабкий	запах (смак) виявляється споживачем, якщо на нього звернути його увагу
3	помітний	запах (смак) легко розрізняється і може викликати недобрі відгуки про воду
4	чіткий	запах (смак) звертає на себе увагу і може заставити утриматися від споживання води
5	дуже сильний	запах (смак) настільки сильний, що вода не придатна для пиття

III. *Смаку і присмак.* Смак і присмак води залежить від наявності у ній органічних, та мінеральних сполук. Розрізняють чотири види смаку води: солоний, гіркий, солодкий, кислий. Усі інші види смакових відчуттів називають присмаками. Інтенсивність смаку і присмаку води оцінюють у балах (таблиця 1.1). За встановленими нормами інтенсивність смаку і присмаку води, яка подається водопроводом, не повинна перевищувати 2 бали.

IV. *Каламутність.* Каламутність води зумовлена наявністю у ній зважених частинок речовини мінерального або органічного походження. Каламутність води може бути оцінена якісно або кількісно. Якісно – описати словами те, що бачиш. Наприклад, ледь уловима, слабка, помітна та сильна каламуть. Кількісно каламутність характеризують гравіметрично (за різницею у масі фільтра після фільтрування проби і висушування фільтра) або турбідиметрично (за ослабленням світла, що проходить крізь пробу води). Кількісно каламутність води оцінюють за вмістом, зважених частинок, що вираженні у мг / л.

V. *Прозорість (світлопропускання).* Прозорість природних вод зумовлюється вмістом різноманітних забарвлених та зважених органічних і мінеральних речовин. Воду в залежності від ступеня прозорості умовно підрозділяють на: прозору; слабо прозору; слабо каламутну; каламутну; сильно каламутну. Мінімально допустима величина прозорості – 20 см.

Прозорість води визначають за допомогою прилада Снеллена Мірою прозорості за цим способом визначення прозорості слугуватиме висота стовпа води, при якій можна розрізнити на білому папері стандартний шрифт визначеного розміру і типу (як правило, шрифт середньої товщини висотою 3,5 мм).

Для визначення прозорості води у водоймі користуються диском Це залізний круг діаметром 30 см, який занурюють у глиб на шнурку, на якому роблять відмітку, коли око вже не розрізняє диска і коли при витягуванні він знову стає видимий Визначають середньоарифметичне з них двох величин. Результати дослідження води на прозорість за кільцем переводять у показники, одержані при дослідженні води за приладом Снеллена.

VI. Забарвлення. Забарвлення природних вод обумовлене головним чином присутністю гумусових речовин і сполук заліза(III). В залежності від домішок, які присутні у воді, розрізняють безкольорове, світло-жовте, інтенсивно жовте, зеленувате забарвлення води.

Забарвлення води можна визначити якісно або кількісно. Якісно воду оцінюють візуально, кількісно забарвлення води визначають за допомогою колориметричних методів. За встановленими нормами колір питної води повинен бути нижче 20° платиново-кобальтової шкали. Допустимою для використання вважають воду із забарвленням до 40° платиново-кобальтової шкали.

Значне забарвлення води погіршує її органолептичні властивості і має негативний вплив на розвиток водних рослинних і тваринних організмів у результаті різкого зниження концентрації розчиненого кисню у воді, що витрачається на окиснювання сполук заліза і гумусових речовин.

VII. Сухий залишок. Сухий залишок характеризує вміст мінеральних і частково органічних домішок, що утворюють з водою істинні і колоїдні розчини. Сухим залишком називають залишок, одержаний після випарювання відфільтрованої проби води і висушений до постійної маси за температури 105 °С.

Кількість сухого залишку у воді залежить від кількості розчинених у ній солей. Сухий залишок як показник ступеня мінералізації води допускається в кількості 1000 мг/л. Лише для окремих випадків ця величина може бути збільшена до 1500 мг/л.

Хід роботи

Дослід 1. Визначення температури та запаху води.

1. Визначити температуру досліджуваної води. Для подальших дослідів вона має становити 20 °С тому, якщо потрібно підігріти її.
2. Перенести пробу води, що досліджуємо у колбу з широким горлом об'ємом 250 мл. Колба має бути заповнена на 2/3 від свого об'єму. Колбу закрити годинниковим склом і обережно перемішати, після чого зняти скло і неглибоко втягнути носом повітря з колби.
3. Повторити дослід за температури 40 °С і 60 °С. **Дотримуватися правил техніки безпеки!**
4. Визначити інтенсивність запаху води за таблицею 1.1 і виразити її у балах. Занести результати у таблицю 1.3.

Дослід 2. Визначення смаку води.

1. 15-20 мл досліджуваної води набирати у рот, розподілити її по всій поверхні язика і тримати в роті кілька секунд. **Не ковтати!** Видалити воду з ротової порожнини. Після видалення води рот ополоснути слабким розчином калій перманганату або розчином антисептику.
5. Визначити інтенсивність смаку води за таблицею 1.1 і виразити її у балах. Занести результати у таблицю 1.3.

Дослід 3. Визначення прозорості води.

1. Під дно циліндра розмістити папір з шрифтом для креслення, висота якого станове 3,5 мм, на відстані 4 см.
2. Досліджувану воду старанно перемішати і, не фільтруючи, налити доверху циліндра висота якого складає 40 см.
3. Дивлячись згори спробувати розрізнити букви на папері. Якщо потрібно видалити певний об'єм води доти, доки букви на папері не будуть добре видимі. Висота стовпа води у циліндрі, виражена в сантиметрах, вказуватиме на ступінь прозорості води.
4. Занести результати у таблицю 1.3.

Дослід 4. Визначення каламутності води.

1. Зважити на аналітичних терезах фільтр.
2. Профільтрувати 1л води крізь фільтр з відомою масою.
3. Після досліду фільтр знову висушити та зважити на аналітичних терезах. За різницею у масі фільтра визначити вміст у воді завислих речовин.
4. Встановити залежність між кількістю завислих у воді речовин та її прозорістю.
5. Занести результати у таблицю 1.3.

Дослід 5. Визначення сухого залишку води

1. Зважити на аналітичних терезах фарфорову чашу для випаровування.
2. 500 мл відфільтрованої води (з попереднього досліду) перенести у фарфорову чашу та випаровувати її повністю на водяній бані.
3. Чашку із сухим залишком висушити в сушильній шафі при температурі 110 °С, після чого знову зважити.
4. Сухий залишок визначити за формулою:

$$X = \frac{(m - m_1)}{V}$$

де X – сухий залишок, мг/ л; m – маса чашки з сухим залишком, мг; m_1 – маса порожньої чашки, мг; V – об'єм води, взятий для випаровування, л.

5. Занести результати у таблицю 1.3.

Дослід 6. Визначення забарвлення води

1. Для створення шкали забарвленості потрібні два розчини.

Розчин № 1. У мірній колбі об'ємом 1 л розчинити у дистильованій воді 0,0875 г калій дихромату та 2 г кобальт (II) сульфату (7-ми водний кристалогідрат), додати 1 мл розчину сульфатної кислоти (густиною 1,84 г / мл). Розчин перемішати, довести до мітки дистильованою водою. Цей розчин відповідає забарвленості 500°.

Розчин № 2. У мірну колбу об'ємом 1 л налити невелику кількість дистильованої води та обережно додати 1 мл сульфатної кислоти. Доводимо дистильованою водою у мірній колбі до мітки.

2. У колбу об'ємом 50 мл внести необхідний об'єм розчину № 1 відповідно з таблицею 1.2 та довести до мітки розчином № 2.

3. Перенести приготовані розчини у пронумеровані пробірки із безкольорового скла.

Таблиця 1.2. Шкала забарвленості із калій дихромату і кобальт (II) сульфату

Об'єм розчину, мл	0	5	10	15	20	25	30	40
	0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	4,0
Пробірка №	1	2	3	4	5	6	7	8

4. Наливаємо 50 мл досліджуваної води у пробірки із безкольорового скла. Дивлячись згори на білому фоні, порівнюємо вміст пробірки зі шкалою та визначаємо забарвлення у градусах.

5. Заносимо результати у таблицю 1.3.

Таблиця 1.3. Результати визначення.

Температура	Інтенсивність, бал		Прозорість, см	Каламутність, мг / л	Сухий залишок, мг / л	Забарвлення
	Запах	Смак				

Контрольні запитання та завдання.

1. Поясніть суть методики візуального колориметричного визначення забарвленості води за допомогою шкали забарвленості.

2. Опишіть спосіб органолептичного визначення запаху та смаку і присмаку води.

3. Надайте значення ГДК для інтенсивності запаху, інтенсивності смаку і присмаку води, яка подається водопроводом.

4. З'ясуйте чи можна використовувати воду для пиття, якщо вода трубчатого колодязя має: прозорість більше 30 см; кольоровість 4,0; запах – 1 бал; присмак – 2 бали.

5. Визначте вміст (%) солей у розчинні за наступної умови. Наважка солевої суміші $\text{Na}_2\text{CO}_3 - \text{NaHCO}_3$ масою 1,4126 г розчинена у колбі об'ємом 250 мл. На титрування 25,00 мл цього ж розчину у присутності фенолфталеїну витрачається 8,60 мл 0,1 моль-екв /л розчину HCl . На титрування цієї ж аліквоти у присутності метилоранжу витрачається 22,60 мл 0,1 моль-екв /л розчину HCl .

6. Визначте молекулярну формулу речовини, що містить 39,34% вуглецю, 8,20% водню і 52,46% сірки, якщо розчин 0,4 г цієї речовини в 52 г бензолу замерзає при температурі $5,182^\circ\text{C}$. Чистий бензол кристалізується при $5,5^\circ\text{C}$, криоскопічна константа бензолу дорівнює $5,1$ град.

Лабораторна робота 2

Визначення рН води

Мета виконання роботи: визначити значення рН зразків води.

Матеріали й реактиви: зразки води, дистильована вода, солемір TDS-метр, іономір універсальний ЕВ-74, хімічні склянки об'ємом 100 мл.

Теоретична частина

Один із найважливіших показників якості води - активна реакція води. Показник, що визначає її кислотність або лужність, а також характер протікання хімічних і біохімічних процесів у природних водах та очисних спорудах. Від рН залежить розвиток та життєдіяльність водних організмів, форма існування у воді цілого ряду хімічних сполук, корозійна активність води відносно металів та бетону тощо. Водневий показник важливий при проведенні ряду процесів її обробки, наприклад, при коагулюванні, реагентному пом'якшенні, знезалізованні, виділенні сполук кремнію, марганцю тощо, при виконанні деяких видів хімічного аналізу.

Значення рН річкової води коливається в межах 6,5–8,5, болотної води – 5,5–6,0, океанської – 7,0–8,3. рН води залежить від сезону: взимку для більшості річкових вод спадає (6,8–7,4), влітку збільшується (7,4–8,2). ДержСанПіН України регламентує рН у межах 6,5–8,5. Для визначення рН існує два основних методи: колориметричний та електрометричний.

Колориметричний метод ґрунтується на використанні спеціальних одно- або двокольорових індикаторів (найчастіше – мета-нітрофенолів), при додаванні яких до розчину останній набуває забарвлення. При цьому інтенсивність забарвлення пропорційна ступеню дисоціації індикатора, який залежить від рН розчину. Точність колориметричних методів обмежена.

Електрометричний метод визначення рН ґрунтується на вимірюванні електрорушійної сили електрохімічного ланцюжка, складеного з проби води, скляного електрода і електрода порівняння. Цим методом досягається стандартне відхилення при визначенні $pH = 0,05$

Хід роботи

1. Внести 50 мл води, яка аналізується, у хімічну склянку.
2. Електроди промити дистильованою водою, потім – досліджуваною водою і лише після цього занурити у склянку з водою, що аналізується.
3. Записати показання приладу. Величину потенціалу отримуємо безпосередньо в одиницях рН,
4. Закінчивши вимірювання, електроди знову промити дистильованою водою і занурити у склянку з дистильованою водою
5. Занести результати у таблицю 2.1. та зробити висновки.

Таблиця 2.1. Результати вимірювання.

Зразок води	1	2	3	4	5	6
Значення рН						

Лабораторна робота 3

Визначення ступеня мінералізації води

Мета виконання роботи: вивчити властивості простих та складних ліпідів.

Матеріали й реактиви: зразки води, дистильована вода, солемір TDS-метр, хімічні склянки об'ємом 100 мл.

Теоретична частина

Мінералізація природних вод – сумарний вміст всіх знайдених при хімічному аналізі води мінеральних речовин; звичайно виражається в мг/л. Відповідно гігієнічних вимог до якості питної води, сумарна мінералізація не повинна перевищувати 1000 мг / л.

Оцінку загальної кількості домішок (солей) у воді проводять різними методами. Проведення експрес-аналізу застосовуються в побутових і технічних цілях, є необхідним при роботі обладнання, для якого потрібна чиста вода (парогенератори, зволожувачі, льодогенератори), використовується в лабораторіях, басейнах, для акваріумістики, флористики, тощо. Прилад TDS-метр (солемір) дозволяє отримати інформацію стосовно загального вмісту солей у воді. Принцип роботи TDS-метру заснований на властивості води проводити електричний струм, тобто на електропровідності. Хімічно чиста вода – діелектрик, і тільки при наявності іонів інших речовин, вона стає провідником. Чим більше таких іонів знаходиться у воді, тим вище її електропровідність. Солемер показує кількість міліграмів солей знаходиться в 1 дм³ води (мг/дм³). Технічні характеристики приладу: діапазон вимірювання загальних домішок у воді від 0 до 9990 мг / дм³; температура води +5 – +40 °С; ціна поділки 1 мг/дм³, 1°С; точність ± 2 %.

Хід роботи

1. Внести 50 мл води, яка аналізується, у хімічну склянку.
2. Зняти захисний ковпачок та включити TDS-метр натисканням кнопки «ON / OFF» на панелі приладу.
3. Занурити TDS-метр у воду не глибше ніж на 5 см. Чекати стабілізації показів на дисплеї (приблизно 10 с), при цьому злегка перемішувати розчин для видалення бульбашок повітря.
4. Натиснути кнопку для фіксації результатів вимірювання на дисплеї та визначити мінералізацію зразку води.
5. Занести результати у таблицю 3.1. та зробити висновки.

Таблиця 3.1. Результати вимірювання.

Зразок води	1	2	3	4	5	6
Мінералізація, мг/дм ³						

Контрольні запитання та завдання.

1. Опишіть будову хлорсрібного електроду. До електродів якого типу він відноситься? Чому саме цей електрод застосовують як електрод порівняння при визначенні рН?

2. Поясніть до якого типу електродів відноситься скляний електрод? Які в нього недоліки і переваги?
3. Обчисліть концентрацію іонів H^+ і OH^- у розчині, рН якого дорівнює 4,5.
4. Порахуйте рОН розчину, якщо концентрація іонів H^+ дорівнює $1,2 \cdot 10^{-4}$ моль / л.
5. Визначте рН розчину за концентрацією іонів OH^- , яка дорівнює: $2,4 \cdot 10^{-2}$ моль / л.

Лабораторна робота 4

Визначення загальної, кальцієвої та карбонатної жорсткості води титриметричними методами.

Мета виконання роботи: засвоїти методику визначення тимчасової (карбонатної) жорсткості води методом кислотно-основного титрування і загальної жорсткості води.

Матеріали й реактиви: зразки води, дистильована вода, аміачний буферний розчин, натрій хлорид, 10 ммоль/л розчин трилону Б, 10%-го розчин натрій гідроксиду, індикатор еріохром-чорний, мурексид, суміш індикаторів бромкрезолового зеленого і метилового оранжевого, 20 ммоль/л розчин хлоридної кислоти, бюретки 50-100 мл, мірний циліндр на 50 мл, конічна колба об'ємом 250 мл.

Теоретична частина

Жорсткість природної води зумовлена наявністю в ній іонів кальцію та магнію. В природних умовах солі надходять у воду внаслідок взаємодії розчиненого у ній карбон (IV) оксиду з карбонатними мінералами (доломітами, вапняками) і хімічного вивітрювання та розчинення гірських порід. Джерелом кальцію та магнію є також стічні води.

Наявність у воді великої кількості солей кальцію та магнію є небажаною через те, що вода при цьому стає непридатною для господарських цілей. Жорстку воду не можна вживати у цілому ряді галузей промисловості: у виробництві високосортної целюлози, деяких видів паперу, кіноплівки тощо. Використання жорсткої води для живлення парових котлів призводить до різкого погіршення їх роботи внаслідок утворення накипу.

Розрізняють карбонатну $J_{\text{к}}$, некарбонатну $J_{\text{нк}}$, кальцієву J_{Ca} , магнієву J_{Mg} та загальну жорсткість $J_{\text{заг}}$. Одиниця виміру жорсткості води – ммоль/дм³ (мг-екв/дм³)

Карбонатна жорсткість зумовлена наявністю у воді гідрокарбонатів кальцію та магнію $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, а некарбонатна – кальцієвих та магнієвих солей сильних кислот (CaCl_2 , MgCl_2 , CaSO_4 , MgSO_4 та ін.). Наявність солей кальцію зумовлює кальцієву жорсткість, а наявність солей магнію – магнієву.

Загальна жорсткість – це сума кальцієвої і магнієвої жорсткості:

$$J_{\text{заг}} = J_{\text{Ca}} + J_{\text{Mg}}$$

або карбонатної і не карбонатної:

$$J_{\text{заг.}} = J_{\text{к.}} + J_{\text{нк.}}$$

За величиною загальної жорсткості природні води прийнято поділяти на такі групи, які зазначені у таблиці 4.1.

Таблиця 4.1. Групи води за жорсткістю (за О.О. Алексінім)

Жорсткість води, ммоль / л	Група води
< 1,5	дуже м'яка
1,5–3,0	м'яка
3,0–5,4	середньої жорсткості
5,4–10,7	жорстка
> 10,7	дуже жорстка

Згідно державним санітарним нормам, максимально допустима жорсткість води має становити не більше 7 ммоль / л.

Загальна жорсткість в ґрунтових і поверхневих водах, а також у питній воді встановлюється титриметричним методом. Останній непридатний для мінералізованої та морської води. Визначення загальної жорсткості ґрунтується на реакції іонів кальцію та магнію з трилоном Б, в результаті чого утворюються комплексні сполуки. На закінчення реакції вказує зміна кольору індикатора еріохром-чорного з винно-червоного на синій. Внаслідок того, що іони Ca^{2+} і Mg^{2+} утворюють з трилоном Б малостійкі комплекси, титрування проводять у лужному середовищі, застосовуючи для цього буферну суміш гідроксиду амонію з хлоридом натрію (аміачний буферний розчин), що має $\text{pH} = 10$.

Визначення кальцієвої жорсткості ґрунтується на утворенні іонами Ca^{2+} з мурексидом малодисоційованого стійкого при $\text{pH} = 10-12$ комплексу малинового кольору. При подальшому титруванні проби трилоном Б кальцій утворює з ним ще менш дисоційований комплекс. Вільна форма мурексиду, що виділяється при цьому, забарвлює воду в фіолетовий колір.

Визначення карбонатної жорсткості ґрунтується на реакції іонів HCO_3^- із соляною кислотою у присутності суміші індикаторів бромкрезолового зеленого і метилового оранжевого.

Хід роботи.

І. Визначення загальної жорсткості.

1. Заповнити бюретку 10 ммоль / л розчином трилону Б.
2. В конічну колбу місткістю 250 мл налити 50 мл досліджуваної води, додати 4 мл аміачного буферного розчину, кілька кристаликів сухої суміші індикатора еріохром-чорного з хлоридом натрію. Розчин набуває винно-червоного забарвлення.
3. Титрувати стандартним розчином трилону Б до зміни кольору на синій.
4. Повторити титрування ще для двох проб досліджуваної води.
5. Розрахувати загальну жорсткість води ($J_{\text{заг.}}$, ммоль / л) за формулою:

$$J_{\text{заг.}} = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_0}$$

де V_1 – об'єм розчину трилону Б, витраченого на титрування, мл; C_1 – концентрація розчину трилону Б, ммоль/л ($C_1 = 10$ ммоль/л); V_0 – об'єм проби води, взятої на аналіз, мл ($V_0 = 50$ мл).

6. Результати занести у таблицю 4.2 та підставі таблиці 4.1. зробити висновки.

II. Визначення кальцієвої та магнієвої жорсткості.

1. В конічну колбу місткістю 250 мл налити 100 мл досліджувальної води, додати 2 мл 10%-го розчину натрій гідроксиду. Потім внести кілька кристаликів сухої суміші мурексиду з хлоридом натрію, перемішати і повільно титрувати стандартним розчином трилону Б до переходу малинового забарвлення у фіолетове.

2. Повторити титрування ще для двох проб досліджувальної води.

3. Кальцієву жорсткість (J_{Ca} , ммоль/л) обчислити за формулою:

$$J_{Ca} = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_0}$$

де V_1 – об'єм розчину трилону Б, витраченого на титрування, мл; C_1 – концентрація розчину трилону Б, ммоль / л ($C_1 = 10$ ммоль/л); V_0 – об'єм проби води, взятої на аналіз, мл ($V_0 = 100$ мл).

4. Розрахувати магнієву жорсткість за формулою: $J_{Mg} = J_{заг} - J_{Ca}$. Результати занести у таблицю 4.2.

III. Визначення карбонатної та некарбонатної жорсткості.

1. В конічну колбу місткістю 250 мл налити 100 досліджувальної води, додати 2-3 краплі розчину, що містить суміш індикаторів бромкрезолового зеленого і метилового оранжевого, і перемішати. Розчин набуває зеленувато-блакитного кольору. Далі пробу титрувати 20 ммоль л розчином хлоридної кислоти до зміни кольору на сірий.

2. Повторити титрування ще для двох проб досліджувальної води.

3. Карбонатну жорсткість обчислити (J_k , ммоль/л) обчислити за формулою:

$$J_k = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_0}$$

де V_1 – об'єм розчину хлоридної кислоти, витраченого на титрування, мл; C_1 – концентрація розчину хлоридної кислоти, ммоль / л ($C_1 = 20$ ммоль / л); V_0 – об'єм проби води, взятої на аналіз, мл ($V_0 = 100$ мл).

4. Розрахувати некарбонатну жорсткість за формулою: $J_{нк} = J_{заг} - J_k$. Результати занести у таблицю 4.2.

Таблиця 4.2. Результати лабораторної роботи.

Жорсткість ммоль / л				
$J_{заг.}$	J_{Ca}	J_{Mg}	J_k	$J_{нк.}$

Контрольні запитання та завдання.

1. Дайте визначення, що таке тимчасова та постійна жорсткість води.

2. Зазначте способи, якими можна усунути карбонатну жорсткість води. Наведіть рівняння реакцій.
3. Вкажіть, як можна усунути некарбонатну жорсткість води. Наведіть рівняння реакцій.
4. З'ясуйте скільки грамів гашеного вапна $\text{Ca}(\text{OH})_2$ необхідно додати до 1 м^3 води, щоб усунути тимчасову жорсткість, що дорівнює 2 ммоль-екв/л .
5. Визначте скільки грамів сульфату кальцію CaSO_4 міститься в 1 м^3 води, якщо жорсткість, обумовлена присутністю цієї солі, дорівнює 4 ммоль-екв/л .
6. Дайте відповідь, чому дорівнює жорсткість води. Якщо при кип'ятінні 250 мл води, що містить гідрокарбонат кальцію $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ випав осад масою $3,5 \text{ мг}$.

Лабораторна робота 5

Визначення «активного» хлору у воді.

Мета виконання роботи: засвоїти методику визначення «активного» хлору у воді.

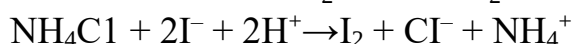
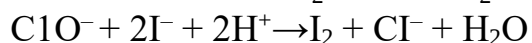
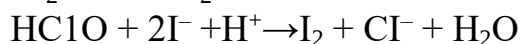
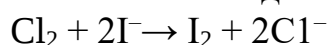
Матеріали й реактиви: зразки води, дистильована вода, $0,1 \text{ моль-екв/л}$ розчин натрій тіосульфату, льодяна ацетатна кислота, калій йодид, $0,5 \%$ розчин крохмалю, $0,01 \text{ моль-екв/л}$ розчин натрій гіпосульфїту, електронні терези, мірний циліндр, бюретка на 50 мл ; піпетки, конічні колби.

Теоретична частина.

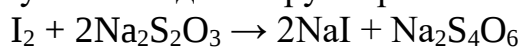
У практиці хімічного аналізу хлор і його сполуки, що виявляють окисні властивості, прийнято називати «активним хлором». Тобто під терміном «активний хлор» розуміють сумарний вміст вільного хлору Cl_2 , гіпохлорит-іони (ClO^-) та хлораміни.

«Активний хлор» з'являється у стічній або питній водах внаслідок їх обробки хлоруючими засобами (хлором, хлорним вапном, хлорамінами, тощо) з метою розкладу ціанідів, органічних речовин та знезараження води.

Ці речовини при додаванні калій йодиду та підкисленні проби води виділяють вільний йод:



На цих реакціях ґрунтується титриметрична методика аналітичного визначення «активного хлору» – йодометрія. Кількість йоду, що утворилась, еквівалентна кількості хлору у воді. Йод титрують розчином натрій тіосульфату у присутності індикатору – крохмалю.



Метод дозволяє визначити $\geq 0,05 \text{ мг / л}$ «активного хлору» в пробі води. Якщо проводити титрування у присутності розведеної ацетатної кислоти, то визначенню не заважають нітрити, іони Мангану та Феруму. Перешкоджають визначенню значні кількості органічних речовин.

Хід роботи

I. Визначення «активного» хлору.

1. Заповнити бюретку 0,1 моль-екв/л розчином натрій тіосульфату.
2. Відбирати у конічну колбу 500-1000 мл води, відповідно концентрація «вільного» хлору має знаходитись у межах 10-1 мг / дм³.
3. Додати до проби води 5 мл льодяної ацетатної кислоти та 1 г калій йодиду. Утворюється розчин жовтого кольору.
4. Повільно титрувати розчин, що утворився, розчином натрій тіосульфату до зміни забарвлення на світло-жовтий (солом'яний). Потім до цього ж розчину додати 1-2 мл крохмалю, колір розчину змінюється на інтенсивно синій. Продовжувати титрування до зникнення забарвлення. Занести результати досліду у таблицю 5.1.
5. Аналогічно провести контрольне титрування зразка дистильованої води та записати результати досліду у таблицю 4.1.
6. Визначити середній об'єм натрій тіосульфату, який був витрачений на титрування, дослідного зразку V_1 (мл) та середній об'єм натрій тіосульфату, який був витрачений на контрольне титрування дистильованої води, V_2 (мл).
7. Визначити вміст активного хлору, C_x (мг / дм³) за формулою

$$C_x = \frac{(V_1 - V_2) \cdot C_{\text{екв}} \cdot M_E}{V}$$

де V – об'єм проби води; $C_{\text{екв}}$ – молярна концентрація еквіваленту натрій тіосульфату, $C_{\text{екв}} = 0,1$ моль-екв / л; M_E – молярна маса еквіваленту хлору, $M_E = 35,5$ г / моль-екв.

Таблиця 4.1. Результати визначення активного хлору

Колба №	V_1 , мл	V_2 , мл	C_x , мг / дм ³
1			
2			
3			
Середнє значення			

II. Визначення «залишкового» хлору.

1. Заповнити бюретку 0,01 моль-екв / л розчином натрій гіпосульфїту.
2. Визначити вміст залишкового хлору. Для цього колбу з більш інтенсивно забарвленою водою відтитрувати розчином 0,01 моль-екв/л натрій гіпосульфїту до повного знебарвлення. Результати визначення занести у таблицю 5.2.
3. Визначити середній об'єм натрій гіпосульфїту, який був витрачений на титрування та розраховувати кількість залишкового хлору в 1 л воді, x (мг) за формулою:

$$x = 5 \cdot a \cdot 0,356$$

де 5 – множник для переведення води на 1 л;

V – кількість 0,01 моль-екв /л розчину натрій гіпосульфїту;

0,356 – кількість активного хлору еквівалентна 1 мл 0,01 моль-екв /л розчину натрій гіпосульфїту.

Таблиця 5.2. Результати визначення залишкового хлору для досліджувального зразку води.

Колба №	<i>a</i> , мл	<i>x</i> , мг / дм ³
1		
2		
3		
Середнє значення		

4. За результатами визначення зробити висновки.

Контрольні запитання та завдання.

1. Поясніть з якою метою проводять хлорування води.
2. Дайте визначення поняттю «активний хлор».
3. Поясніть у чому сутність йодометрії. Які індикатори застосовують в йодометрії та в чому їх особливість? Який розчин використовують як робочий.
4. Обчисліть наважку натрій тіосульфату, необхідну для приготування 500 мл 0,02 моль-екв /л розчину. Обчисліть титр натрій тіосульфату за йодом
5. Визначте який об'єм хлорної води, що містить 2 % Cl₂ за масою, потрібно взяти з тим, щоб на її йодометричне титрування витрачалось 20,00 мл розчину натрій тіосульфату з титром 0,00240 г / мл.
6. Дайте рекомендації щодо покращення якості хлорованої води, якщо в ній виявлено залишковий хлор у кількості 3,44 мг / дм³.

Лабораторна робота 6

Визначення амоніаку у питній воді та в промислових водах

Мета виконання роботи: оволодіти титриметричною методикою визначення вмісту леткого і загального амоніаку у стічних промислових водах.

Матеріали й реактиви: зразки води, дистильована вода, амоній хлорид, 1 моль-екв/л та 0,1 моль-екв/л розчини нітратної кислоти, 1 моль-екв/л розчин натрій гідроксиду та 0,1 моль-екв/л розчини натрій гідроксиду, 40 % розчин формаліну*, індикатор метилоранж (1:1000), індикатор фенолфталеїн (1г в 100 мл етанолу), електроплитка, бюретки, піпетки, мірний циліндр, воронка, колби конічні.

*Формалін потрібно попередньо нейтралізувати 0,1 моль-екв/л розчином натрій гідроксиду у присутності індикатора фенолфталеїну до появи блідо-рожевого забарвлення.

Теоретична частина

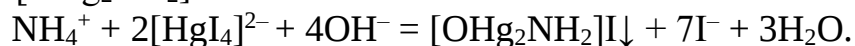
Нітроген – це один з найважливіших біогенних (необхідних для життя) елементів. Сполуки нітрогену знаходяться у поверхневих водах у розчиненому та колоїдному стані. Під впливом багатьох фізико-хімічних і біохімічних процесів сполуки азоту можуть переходити з одного стану в інший. Під

загальним азотом розуміють суму мінерального та органічного азоту в природних водах. Сума мінерального азоту – це сума амонієвих, нітрітних і нітратних сполук.

Іони амонію з'являються у природних водах головним чином у результаті розкладання білкових сполук, які потрапляють з побутовими стічними водами, а також з відходами виробництва. Білкові сполуки під впливом мікроорганізмів розкладаються до кінцевого продукту – аміаку. Тому наявність аміаку завжди є свідомством забруднення води побутовими стічними водами – така вода не придатна для питних цілей.

Основними джерелами надходження іонів амонію у водні об'єкти є тваринницькі ферми, господарсько-побутові стічні води, поверхневий стік із сільгоспугідь у разі застосування амонійних добрив, а також стічні води підприємств харчової, коксохімічної, лісохімічної і хімічної промисловості. У стоках промислових підприємств міститься до 1 мг/дм³ амонію, в побутових стоках – 2–7 мг/дм³. У доброякісній воді взагалі не допускається присутність амоніаку (або допускається лише його сліди).

Якісна реакція на іони амонію ґрунтується на їх взаємодії з калій тетрайодомеркуратом (реактивом Неслера) у лужному середовищі з утворенням осаду $[\text{OHg}_2\text{NH}_2]\text{I}$:

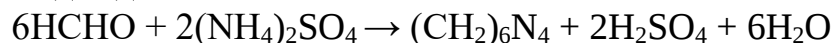


За інтенсивністю забарвлення осаду, що утворюється, можна визначити приблизний вміст амоніаку у воді (таблиця 6.1).

В коксохімічному виробництві утворення амоніаку пов'язано з процесом коксування із Нітрогену ті Гідрогену кам'яного вугілля. При цьому приблизно 60 % Нітрогену залишається в коксі у вигляді термічно стійких азотистих сполук, а решта видаляється з вугілля разом з леткими продуктами коксування – газом, смолою та надсмольною водою.

Відомо, що в рідких коксохімічних відходах амоніак перебуває у вигляді солей (роданідів, ціанідів, карбонатів, тощо) в зв'язаному та леткому станах. До летких сполук відносять солі амонію такі, як $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$, NH_4CN . Вони є дуже нестійкими, тому при нагріванні легко розкладаються, виділяючи амоніак і відповідні гази CO_2 , H_2S , HCN . Стійкі ж до нагрівання солі амонію (наприклад, NH_4CNS , NH_4Cl) називають зв'язаними. Амоніак, що є у надсмольній воді у леткому та зв'язаному станах прийнято називати загальним.

Для визначення загального амоніаку широко застосовують просту та зручну титриметричну методику, яка ґрунтується на реакції амоніаку з формальдегідом.



У результаті реакції сіль амоніаку розкладається з утворенням кислоти, яку потім титрують розчином натрій гідроксиду у присутності індикатора фенолфталеїну.

Таблиця 6.1. Орієнтовне визначення амоніаку у воді.

Забарвлення у разі спостереження збоку	Забарвлення у разі спостереження зверху	Вміст амоніаку, мг / л
немає	немає	менше 0,05
немає	дуже слабке	0,1
ледь помітне жовтувате	слабо-жовтувате	0,2
слабожовтувате	жовтувате	0,4
помітно-жовтувате	світло-жовтувате	0,8
світло-жовтувате	жовте	2,0
жовте	інтенсивно бурувате-жовте	4,0

Хід роботи

I. Визначення амоніаку у питній воді за допомогою колориметричних циліндрів (метод стандартних серій).

1. Для створення серії стандартних розчинів потрібні два розчини (обов'язково свіжоприготовлених!).

Розчин № 1. У мірній колбі об'ємом 1 л розчинити у дистильованій воді 0,2965 г NH_4Cl та довести об'єм до мітки. В 1 мл розчину міститься 0,1 мг NH_4^+ .

Розчин № 2. 50 мл робочого розчину № 1 перенести у мірну колбу об'ємом 1 л та додати дистильованої води до мітки. В 1 мл розчину міститься 0,005 мг NH_4^+ .

2. Приготувати серію стандартних розчинів. Для цього у пронумеровані циліндри піпеткою вносимо відповідно 0,0 мл; 0,5 мл; 1,0 мл; 2,0 мл; 4,0 мл; 6,0 мл; 8,0 мл; 10,0 мл; 20 мл робочого розчину № 1 та додаємо дистильовану воду до загального об'єму 50 мл, перемішуємо розчини. До кожного розчину додаємо по 2 мл реактиву Неслера, перемішуємо скляною паличкою. Інтенсивність кольору у циліндрі відповідає певній концентрації амоніаку (таблиця 6.1).

3. Відбирати 50 мл води, яку аналізуємо, та додати 2 мл реактиву Неслера. Порівняти інтенсивність забарвлення у циліндрі зі шкалою стандартних розчинів і визначати приблизну концентрацію амоніаку. Наприклад: якщо колір у циліндрі з дослідним зразком такий самий як і у 4 циліндрі, тоді концентрація іону-амонію складає 0,2 мг/л. Відповідно вміст NH_4^+ в дослідному зразку становитиме $0,2 \cdot 50 / 1000 = 0,01$ мг.

4. За результатами визначення зробити висновки.

II. Визначення леткого та загального амоніаку у промислових водах.

1. У три конічні колби ємністю 250 мл. Внести по 10 мл стічної води, яку будемо аналізувати, та додати по 15 мл 1 моль-екв л розчину нітратної кислоти та 25 мл дистильованої води.

2. Нагріти колби з дослідним розчином до кипіння та кип'ятити протягом 10 хв для видалення H_2S , потім охолодити.

3. Додати 1 краплю індикатору метилоранжу та титрувати дослідний розчин 1 моль-екв/л розчином натрій гідроксиду до зникнення забарвлення.
4. До відтитрованого розчину додати 5-7 крапель фенолфталеїну та 5 мл 40 % розчину формаліну, залишити розчин на 5 хв.
5. Далі відтитрувати дослідний розчин 1 моль-екв/л розчином натрій гідроксиду до появи рожевого забарвлення.
6. Повторити п.3-5 для двох інших колб та записати результати дослідів у таблицю 6.2.
7. Вміст леткого амоніаку x , мг /л визначити за формулою

$$x = (15 - a_1) \cdot 1,703 \cdot 1000$$

де a_1 – об'єм 1 моль-екв / л розчину натрій гідроксиду, який пішов на титрування надлишку кислоти, мл; 15 – кількість взятого для аналізу 1 моль-екв / л розчину нітратної кислоти, мл; 1,703 – кількість амоніаку, який відповідає 10 мл 1 моль-екв / л нітратної кислоти, г / л.

8. Знайти загальний вміст амоніаку $x_{\text{заг.}}$, мг / л за формулою:

$$x_{\text{заг.}} = a_2 \cdot 1,703 \cdot 1000$$

де a_2 – об'єм 1 моль-екв / л розчину натрій гідроксиду, який пішов на вторинне титрування надлишку кислоти, мл.

Таблиця 6.2. Результати визначення леткого та загального амоніаку

Колба №	a_1 , мл	a_2 , мл	x , мг /л	$x_{\text{заг.}}$, мг / л
1				
2				
3				
Середнє значення				

Контрольні запитання та завдання.

1. Перелічіть джерела надходження амоніаку та іонів амонію до поверхневих вод.
2. Опишіть сутність методів визначення амоніаку та іонів амонію. У чому полягає суть колориметричного методу визначення аміаку з реактивом Несслера?
3. Зазначте які сполуки перешкоджають визначенню аміаку у воді? Яким чином ліквідують вплив цих сполук?
4. Розчинність амоній сульфату при 20 °С дорівнює 43,0, а при 60 °С 46,6 г солі в 100 г розчину. Підрахуйте масу осадку, що випаде при охолодженні насиченого розчину цієї солі з 60 до 20 °С.
5. Розрахуйте вміст аміаку в колбі об'ємом 500 мл, якщо на титрування 10,00 мл цього розчину витрачено 11,20 мл HCl з концентрацією 0,09438 моль / л.
6. Обчисліть вихід амоніаку, якщо відомо, що при взаємодії азоту об'ємом 2,24 л (н.у.) з воднем утворився амоніак об'ємом 4,0 л (н.у.)

Лабораторна робота 7

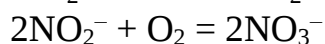
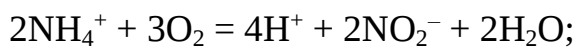
Визначення нітритів та нітратів у питній воді.

Мета виконання роботи: навчитися визначати вміст нітритів у зразках води

Матеріали й реактиви: зразки води, дистильована вода, натрій (калій) нітрит, 5 М сульфатна кислота, реактив Гріса, дифеніламін кристалічний, піпетки, мірний циліндр, воронка, пробірки.

Теоретична частина.

Нітрити або нітрат(III)-іони (NO_2^-) – проміжні сполуки, які утворюються при окисненні амоній-іонів до нітратів: Цей процес називається нітрифікацією. Відповідно, відновлення нітратів до азоту та амоніаку – денітрифікацією, що проходить за умов нестачі кисню.



Перша стадія окиснення протікає значно швидше, ніж друга. За наявності у воді тієї чи іншої форми азоту, можна судити про момент забруднення води: наявність у воді аміаку (амонійного азоту) і відсутність нітритів свідчить про недавнє забруднення; спільна їх наявність – про те, що з моменту забруднення пройшов певний проміжок часу; відсутність аміаку за наявності нітритів і особливо нітратів свідчить про те, що забруднення води відбулося давно і вода самовідновилася.

ГДК у воді водойм встановлена в розмірі $3,3 \text{ мг/дм}^3$ у вигляді іона NO_2^- ; в питній воді звичайної якості 3 мг/дм^3 у вигляді іона NO_2^- , у питній воді вищої якості $< 0,01 \text{ мг/дм}^3$. Наявність нітритів органічного походження у воді не допускається.

Солі нітритної кислоти по-справжньому небезпечні для організму людини і можуть завдати йому непоправної шкоди, адже мають дуже високу токсичність і вважаються в 30 разів більш небезпечними, ніж нітрати. Нітрити вступають в реакцію з кров'ю людини, в результаті якої утворюється речовина під назвою метгемоглобін, який не може переносити кисень. У результаті відбувається кисневе голодування (гіпоксія).

Якісно визначити нітрит-іони у воді можна за допомогою реактиву Гріса. У результаті реакції відбувається утворення азофарби, яка забарвлює розчин у рожевий або червоний колір. Інтенсивність буде залежати від вмісту нітрит-іонів (таблиця 7.1).

Нітрати – це солі нітратної кислоти, в невеликих кількостях вони безпечні, оскільки не відносяться до отруйних речовин і в мінімальній кількості існують практично у кожному продукті, який ми вживаємо в їжу. Це природні речовини, які самі по собі входять до складу рослинних і живих організмів. Вони містяться в ґрунті, в підземних водах та в невисоких концентраціях у звичайному повітрі. У воду вони потрапляють при розкладанні загиблих рослин і живих організмів. Але найбільшу кількість нітратів приносить в природу людина при сільськогосподарській діяльності. Небезпека від нітратів полягає тому, що в у людському організмі вони перетворюються на нітрити.

Таблиця 7.1. Орієнтовне визначення нітрит-іонів у воді.

Забарвлення у разі спостереження збоку	Забарвлення у разі спостереження зверху	Вміст нітрит-іонів (у перерахунку на Нітроген). мг / л
немає	немає	менше 0,001
ледь помітне рожеве	незначно слабо-рожеве	0,002
дуже слабо-рожеве	слабо-рожеве	0,004
слабо-рожеве	світло-рожеве	0,02
світло-рожеве	рожеве	0,04
рожеве	сильно-рожеве	0,07
сильно-рожеве	червоне	0,2
червоне	яскраво-червоне	0,4

Вміст нітратів у питній воді звичайної якості не повинен перевищувати 50 мг/дм³, у питній воді вищої якості – 5 мг/дм³.

Якісно визначити нітрат-іони у воді можна за реакцією з дифеніламіном у кислому середовищі. У присутності нітрат-іонів розчин набуває синього кольору. Широко використовують напівкількісне визначення нітрат-іонів за допомогою тестових смужок (наприклад, TS-NO₃-100). Тест-метод дозволяє швидко проконтролювати вміст нітрат-іонів у воді, продуктах харчування, ґрунтах, тощо без використання складних хімічних реагентів та довготривалого лабораторного аналізу

Хід роботи.

I. Орієнтовне визначення нітрит-іонів у воді.

1. У пробірку налити 10 см³ досліджуваної води і додаємо 5–6 крапель реактиву Грісса. Суміш перемішати та залишити на 10 хв.
2. За інтенсивністю забарвлення (при розгляді вмісту пробірки збоку і зверху через всю товщу стовпа суміші), користуючись таблицею, оцінити приблизний вміст нітрит-іонів (у перерахунку на Нітроген).

II. Визначення нітрит-іонів у воді за допомогою колориметричних циліндрів (метод стандартних серій).

1. Для приготування стандартного розчину NaNO₂ на аналітичних терезах зважити 0,1497 г сухої солі, яку попередньо висушити при температурі 105 °С, розчинити у дистильованій воді та довести об'єм до 1 л. В 1 мл цього розчину міститься 0,100 мг іонів-NO₂⁻. Для аналізу використовують свіжоприготований розчин або розчин консервують додаванням 1 мл хлороформу, таким чином подовжують строк його придатності до 1 місяця.
2. Робочий розчин №1 готують безпосередньо перед визначенням розведенням 100 мл стандартного розчину дистильованою водою до 1 л. В 1 мл цього розчину міститься 0,010 мг NO₂⁻.
3. Робочий розчин №2 отримують розведенням 50 мл робочого розчину № 1 дистильованою водою до 1 л. В 1 мл цього розчину міститься 0,0005 мг NO₂⁻.

4. Готуємо серію стандартних розчинів. Для цього у пронумеровані циліндри піпеткою внести відповідно 0,0 мл; 0,2 мл; 0,5 мл; 1,0 мл; 1,5 мл; 2,0 мл; 2,5 мл; 3,0 мл робочого розчину № 2 та додати дистильовану воду до загального об'єму 50 мл, перемішати розчини. До кожного розчину додати по 2 мл реактиву Гріса, перемішати скляною паличкою та залишити на 10 хв. Інтенсивність кольору у циліндрі відповідає певній концентрації нітрит-іонів (таблиця 7.1).

5. Відбирати 50 мл води, яку аналізуємо, додати 2 мл реактиву Гріса та залишити на 10 хв. Порівняти інтенсивність забарвлення у циліндрі зі шкалою стандартних розчинів і визначити приблизну концентрацію нітрит-іонів. Так якщо колір у циліндрі з дослідним зразком такий самий як і у 4 циліндрі, тоді у дослідному зразку концентрація нітрит-іонів складає 0,01 мг / л (у перерахунку на Нітроген). Відповідно вміст нітрит-іонів (у перерахунку на Нітроген) в дослідному зразку становитиме $0,01 \cdot 50 / 1000 = 0,0005$ мг.

6. За результатами визначення зробити висновки.

III. Якісне визначення нітрат-іонів у воді.

1. Підготувати дві пробірки. У першу пробірку налити 2-3 мл натрій (калій) нітрату, у другу – 2-3 мл досліджувальної води.

2. Додати декілька кристаликів дифеніламіну і декілька крапель концентрованої сульфатної кислоти. У присутності нітрат-іонів розчин набуває інтенсивно синього кольору

3. Порівняти забарвлення у обох пробірках та зробити висновки.

Контрольні запитання та завдання.

1. Зазначте, які неорганічні форми азоту можуть бути присутніми у воді і як вони характеризують ступінь забруднення води. Що є джерелами нітритів та нітратів у водних об'єктах? Зазначте гранично допустимі концентрації нітритів та нітратів у воді.

2. Поясніть як впливає підвищений вміст нітратів на організм людини.

3. Перелічіть якісні реагенти на нітрати і нітроти. Опишіть сутність методу визначення нітратів та нітратів у воді.

4. Агрофірма має масив зрошування площею 600 га. Дренажний модуль масиву зрошування – 3 м³/добу·га, модуль поверхневого стоку – 12 м³/добу·га. Концентрація нітратів у дренажному стоку на першій ділянці площею 200 га – 25 мг/л, на другій, площею 400 га – 20 мг/л; в поверхневому стоці відповідно по ділянках 5 і 3 мг/л. Фонова концентрація нітратів у воді водоприймача – 3 мг/л, витрата води у водоприймачі за розрахунковий період – 2 м³/с. Визначити середню концентрацію нітратів у водоприймачі на ділянці виносу з масиву зрошування.

5. Розрахуйте рН розчину HNO₂ з концентрацією $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

З'ясуйте, який об'єм амоніаку (м³) потрібен для добування 340 кг нітратної кислоти, якщо вихід продукту на першій стадії становить 85 %, на другій – 92 %, на третій – 98 %?

Лабораторна робота 8

Визначення сульфатів у питній воді.

Мета виконання роботи: засвоїти спосіб визначення сульфатів у воді

Матеріали й реактиви: зразки води, дистильована вода, суха сіль $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, 2,5 % розчин барій (II) хлориду суха сіль $\text{MgCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, розчин індикатора метиловий червоний, суха суміш індикатора еріохромчорного з NaCl , розчин хлоридної кислоти (1 : 1), 0,1 моль-екв/л розчин хлоридної кислоти, 0,1 моль-екв/л розчин натрій гідроксиду, 0,05 моль-екв/л розчин трилону Б, електронні терези, піпетка, мірний циліндр, пробірки, хімічний стакан, мірні колби на 100 мл, конічні колби.

Теоретична частина.

Сульфати є загальними шкідливими забруднювачами. Проте це не є значною небезпекою для здоров'я, сульфати можуть мати тимчасовий проносний ефект на людей та тварин. Також, можуть закупорювати сантехніку та забарвлювати одяг. Щодо питної води, то вона матиме запах гнилого яйця, неприємний смак, особливо в гарячій воді. ГДК вмісту сульфат-іонів у питній воді звичайної якості складає 250 мг / л, у питній воді вищої якості – 40 мг / л.

У воду сульфати можуть потрапляти внаслідок просочування з ґрунту або ж разом зі стічними водами. Природнім шляхом вони потрапляють у воду внаслідок вимивання осадових гірських порід та вилуджування ґрунту. Їх вміст визначає в певній мірі некарбонатну жорсткість води.

Наявність сульфатів у промислових стічних водах пояснюється технологічним процесом на підприємстві, на яких використовується сульфатна кислота (наприклад, виготовлення добрив або хімічних речовин), а також наслідком окислення сульфідів та сірки, які є продуктом розкладу білку. Окрім цього, ці сполуки виробляються з нафтових та рослинних джерел, таких як кокосові та пальмові олії. Як правило, це поверхнево-активні речовини, які часто зустрічаються в шампунях, миючих засобах, зубній пасті тощо.

Орієнтовне значення вмісту сульфат-іонів у воді дає характер осаду BaSO_4 , що утворюється при додаванні до води розчину барій хлориду.

Таблиця 8.1. Орієнтовне визначення вмісту сульфат-іонів у воді.

Характер осаду	Вміст SO_4^{2-} , мг / л
Слабка каламуть, що з'являється впродовж кількох хвилин	1–10
Слабка каламуть, що з'являється миттєво	10–100
Сильна каламуть	100–500
Осад, який швидко осідає на дно пробірки	>500

Комплексометричний метод визначення сульфат іонів засновано на осадженні сульфат-іонів SO_4^{2-} іонами барію Ba^{2+} . Осад барій сульфату, що утворюється у результаті реакції, розчиняють у титрованому розчині трилон Б, надлишок якого визначають титруванням розчином магній хлориду. Кількість трилона Б, витраченого на розчинення осаду барій сульфату, еквівалентно кількості сульфат-іонів у досліджувальному об'ємі води. Точність методу

$\pm 2,0$ мг/л SO_4^{2-} . Оптимальні інтервали концентрацій для комплексометричного визначення сульфат-іонів знаходяться в межах 5–25 мг / л.

Хід роботи

I. Орієнтовне визначення сульфат-іонів у воді.

До 5 мл досліджуваної води в пробірці додати 3 краплі хлоридної кислоти (1:1) і 10–15 крапель 2,5 % розчину барій хлориду. За характером утвореного осаду (таблиця 8.1) оцінити вміст сульфат-іонів.

II. Комплексометричне визначення сульфат-іонів у воді.

Дослід 1. Визначення об'єму трилону Б, який пішов на титрування іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} .

1. У конічну колбу місткістю 200–250 мл за допомогою циліндру відбирати 50 мл досліджуваної води, додати 5 мл амонійного буферного розчину (для створення і підтримки $\text{pH} \sim 10$) та шпателем внести 10–15 мг сухої суміші кристалів індикатора еріохромчорного з NaCl .

2. Титрувати отриманий розчин 0,05 моль-екв / л розчином трилону Б ($f_{\text{екв}} = 1/2$) до переходу забарвлення від вишнево-червоного до синього. Записати значення об'єму витраченого на титрування (V_1 , мл) у таблицю 8.2.

Дослід 2. Визначення об'єму трилону Б, який пішов на титрування іонів Ba^{2+} і Mg^{2+} (холостий дослід).

3. Приготувати розчин для осадження сульфат-іонів, який містить іони- Ba^{2+} та іони- Mg^{2+} (розчин №1). Іони магнію потрібні для більш точного встановлення точки еквівалентності. Зважити на електронних терезах 1,0 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ та 0,4 г $\text{MgCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Розчинити у хімічному стакані обидві наважки. У мірну колбу об'ємом 100 мл перенести розчини барій та магній хлориду, довести дистильованою водою до мітки, перемішати.

4. У конічну колбу ємністю 250 мл внести за допомогою циліндру 50 мл досліджуваної води, за допомогою піпетки додати 1 мл розчину №1 та 5 мл амонійного буферного і шпателем внести 10–15 мг сухої суміші кристалів індикатора еріохромчорного з NaCl .

5. Титрувати отриманий розчин 0,05 моль-екв/л розчином трилону Б ($f_{\text{екв}} = 1/2$) до переходу забарвлення від вишнево-червоного до синього. Записати значення об'єму витраченого на титрування (V_2 , мл) у таблицю 8.2.

Дослід 3. Визначення об'єму трилону Б, який пішов на титрування іонів Ca^{2+} та Mg^{2+} , а також надлишку іонів Ba^{2+} , що не зв'язався з сульфат-іонами.

6. У конічну колбу ємністю 250 мл внести за допомогою циліндру 50 мл досліджуваної води, додати 1-2 краплі розчину індикатора метилового червоного і підкислити 0,1 моль-екв/л розчином хлоридної кислоти. Присутність HCl потрібна для того, щоб гідрокарбонати кальцію і магнію перевести в добре розчинні хлориди кальцію і магнію (для збереження іонів кальцію і магнію).

7. Для видалення карбонової кислоти кип'ятити розчин протягом 5 хв. Якщо розчин протягом цього часу розчин змінює своє забарвлення на жовте, то потрібно додати ще декілька крапель, 1 моль-екв / л розчином хлоридної кислоти.

8. До киплячого розчину за допомогою піпетки додати 1 мл розчину №1 і знову кип'ятити 10-15 с.

9. Залишити розчин на 15 хв для охолодження. Потім нейтралізувати досліджувану воду 0,1 моль-екв/л розчином натрій гідроксиду, який додавати обережно по краплям до переходу червоного забарвлення розчину в жовте.

10. Потім до колби з розчином додати 5 мл амонійного буферного розчину, шпателем внести 10-15 мг сухої суміші кристалів індикатора еріохромчорного з NaCl.

11. Титрувати отриманий розчин 0,05 моль-екв/л розчином трилону Б ($f_{\text{екв}} = 1/2$) до переходу забарвлення від вишнево-червоного до синього. Записати значення об'єму витраченого на титрування (V_3 , мл) у таблицю 8.2.

12. Розрахувати вміст сульфат-іонів X (в ммоль/л) за формулою та записати результат у таблицю 8.2

$$X(1/2 SO_4^{2-}) = \frac{(V_1 + V_2 - V_3) \cdot C \cdot 1000}{V_4}$$

де C – молярна концентрація еквівалента трилону Б ($f_{\text{екв}} = 1/2$), моль / л; V_1 – об'єм трилону Б, визначений в досліді 1, мл; V_2 – об'єм трилону Б, визначений в досліді 2, мл; V_3 – об'єм трилону Б, визначений в досліді 3, мл; V_4 – об'єм проби води, мл.

13. Перерахувати вміст сульфат-іонів Y (в мг / л) за формулою та записати результат у таблицю 8.2.

$$Y(SO_4^{2-}) = X(1/2 SO_4^{2-}) \cdot M_f(1/2 SO_4^{2-})$$

де $M_f(1/2 SO_4^{2-})$ – молярна маса еквівалента сульфат-іонів, що дорівнює 48 г / моль-екв.

Таблиця 8.2. Результати визначення.

V_1 , мл	V_2 , мл	V_3 , мл	X, ммоль / л	Y, мг / л

Контрольні запитання та завдання.

1. Назвіть у вигляді яких сполук може існувати сульфат-іон у воді.
2. Поясніть, чому вода, яка містить багато сульфатів, не придатна для питних цілей.
3. Сформулюйте, у чому сутність методу визначення сульфатів у воді.
4. На двох підприємствах, які працюють поряд, утворюються стічні води. На одному підприємстві є два види стічних вод: перший – 500 м³ / добу з вмістом 500 мг / л алюміній сульфату і другий – 400 м³ / добу з вмістом 350 мг / л сульфатної кислоти. На другому підприємстві утворюються стічні води 600 м³ / добу з вмістом 100 мг / л калій сульфату. Визначте, чи можливе скидання у водотік такої кількості неочищених стічних вод, що містять сульфати.
5. Визначте яку масу сульфур (VI) оксиду можна добути із сульфур (IV) оксиду об'ємом 5,6 м³ (н.у.), якщо вихід продукту дорівнює 90 %.
6. Розрахуйте яку масу піриту необхідно взяти для одержання 125 т сульфатної кислоти, якщо виробничі втрати сировини становлять 5 %

Лабораторна робота 9

Визначення хлоридів у воді

Мета виконання роботи: засвоїти спосіб визначення хлоридів у воді

Матеріали й реактиви: зразки води, дистильована вода, 10%-ний розчин аргентум нітрату, 0,1 моль/л розчин сульфатної кислоти, калій хромат кристалічний, 0,05 моль/л розчин аргентум нітрату, 0,02 моль/л розчину натрій хлориду, розчин фенолфталеїну, терези, бюретки, пробірки, циліндр, мірні колби, піпетки, конічні колби.

Теоретична частина.

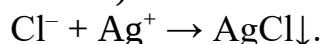
Хлориди є складовою частиною більшості природних вод. Хлорид-іони, внаслідок своєї високої розчинності, завжди присутні в природних водах. Вони зумовлюють солоність морських і океанічних вод, а за своїм вмістом у прісних водоймах хлориди посідають третє місце після гідрокарбонат – і сульфат-іонів. ГДК хлоридів у питній воді звичайної якості – 250 мг/л, у питній воді вищої якості – < 20 мг/л.

Орієнтовне значення вмісту хлорид-іонів у воді дає характер осаду AgCl , що утворюється при додаванні до води розчину аргентум нітрату.

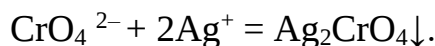
Таблиця 9.1. Орієнтовне визначення вмісту хлорид-іонів у воді.

Характер осаду	Вміст Cl^- , мг / л
Слабка каламуть (опалесценція)	1–10
Сильна каламуть	10–50
Утворюються пластівці, які осаджуються не одразу	50–100
Білий об'ємний осад	>100

Кількісне визначення хлоридів в питних і поверхневих водах проводиться аргентометричним титруванням за методом Мора, який ґрунтується на утворенні в нейтральному або слабо лужному середовищі ($\text{pH}=6\text{--}10$) малорозчинного осаду хлориду срібла ($\text{ДР} = 1,78 \cdot 10^{-10}$):



Для встановлення кінця титрування використовують індикатор – калій хромат, який з надлишком іонів срібла утворює цеглисто-червоний осад хромату срібла ($\text{ДР} = 1,1 \cdot 10^{-12}$):



Можливість титриметричного визначення хлоридів у присутності хромат-іонів пояснюється тим, що осад аргентум хлориду менш розчинний, ніж осад аргентум хромату.

$$C_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+] = \sqrt{1,78 \cdot 10^{-10}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$C_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = [\text{CrO}_4^{2-}] = \sqrt[3]{\frac{1,1 \cdot 10^{-12}}{4}} = 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

Очевидно, що бурий осад хромату срібла почне утворюватися тільки після того, коли повністю випаде осад хлориду срібла. Титрування проводять до появи слабо-оранжевого забарвлення.

Метод Мора застосовують для визначення хлоридів у воді з концентрацією понад 2 мг/л. Без розведення можна титрувати проби води з вмістом хлоридів до 400 мг/л. Визначенню хлоридів заважають сульфіти, сульфіді та тіосульфати, які можна розкласти пероксидом водню в лужному середовищі. Фосфат – іони заважають при концентрації понад 25 мг/л, іони заліза – при концентрації більше 10 мг/л.

Хід роботи.

I. Орієнтовне визначення хлорид-іонів у воді.

У пробірку відібрати 5 мл досліджувальної води і додати три краплини 10%-ного розчину аргентум нітрату. Приблизний вміст хлорид-іонів визначають за характером осаду або каламутності у відповідності до вимог таблиці 9.1.

II. Кількісне визначення хлорид-іонів за методом Мора.

1. Відбирати необхідну кількість досліджувальної води в залежності від визначеного у попередньому досліді орієнтовного вмісту хлоридів. Якщо він не перевищує 100 мг/л, тоді у мірну колбу місткістю відібрати 100 мл досліджувальної води. Якщо перевищує, тоді відбирати 80-90 мл досліджувальної води, перенести у мірну колбу на 100 мл і довести до мітки дистильованою водою, перемішати. Таким самим чином готуємо другий розчин.
2. У дві конічні колби об'ємом 250 мл і перенести розчини, які містять досліджувальну воду.
3. Перевірити щоб pH проби води знаходилось в межах 6,5–10,0. Для цього до проби води додати 2 краплини фенолфталеїну ($pT = 9$). При появі рожевого забарвлення додати по краплях 0,1 моль/л розчин сульфатної кислоти до знебарвлення. За відсутності забарвлення нейтралізувати пробу води, додавати по краплях 0,1 моль/л розчин натрій гідроксиду до появи рожевого забарвлення, що зникає при збовтуванні.
4. Приготувати 100 мл 5%-ного розчин індикатора K_2CrO_4 . Для цього зважити необхідну кількість сухої речовини. Розчинити її в дистильованій воді, перенести у мірну колбу на 100 мл та довести дистильованою водою до мітки.
5. Додати за допомогою піпетки до кожної конічної колби по 1 мл 5%-ного розчину індикатора K_2CrO_4 . Першу колбу використовуємо як контрольну пробу.
6. Другу колбу титрувати 0,05 моль/л розчином аргентум нітрату до зміни жовто-цитринного забарвлення на цеглисто-червоного
7. При значному вмісті хлоридів утворюється осад $AgCl$, що заважає визначенню. В цьому випадку до відтитрованої проби додати 2–3 краплини 0,02 моль/л розчину натрій хлориду до зникнення цеглисто-червоного відтінку та використовувати цю пробу як контрольну, а першу титрувати 0,05 моль/л розчином аргентум нітрату.
8. Повторити титрування ще для двох проб води.
9. Результати усіх трьох дослідів занести у таблицю 9.2.
10. Вміст хлорид – іону X (ммоль/л) обчислити за формулою та записати результат у таблицю 9.2.

$$C(Cl^-) = \frac{0,001773 \cdot V \cdot 1000}{100}$$

де 0,001773 – маса хлорид-іонів, еквівалентна 1 мл 0,05 моль /л розчину аргентум нітрату; V – об'єм розчину аргентум нітрату, який затрачено на титрування, мл; 100 – об'єм проби досліджуваної води.

11. Перерахувати вміст хлорид-іонів Y (в мг / л) за формулою та записати результат у таблицю 9.2.

$$Y(Cl^-) = X(Cl^-) \cdot M(Cl^-)$$

де $M(Cl^-)$ – молярна маса еквівалента хлорид-іонів, що дорівнює 35,45 г / моль.

Таблиця 9.2. Результати визначення хлоридів для досліджуваного зразку води.

Колба №	V, мл	X, ммоль / л	Y, мг / л
1			
2			
3			
Середнє значення			

Контрольні запитання та завдання.

1. Назвіть джерела надходження хлоридів у природні водойми. Яке значення ГДК хлорид-іонів у питній воді звичайної якості та у питній воді вищої якості за рекомендацією ВООЗ?
2. Опишіть сутність методу Мора. Які хімічні реакції лежать в основі визначення вмісту хлоридів за методом Мора?
3. Зазначте який індикатор застосовують при визначенні вмісту хлоридів за методом Мора? На чому заснована дія індикатора-реагенту при визначенні вмісту хлоридів за методом Мора?
4. Поясніть, чому метод Мора можна використовувати лише в нейтральному або слабколужному середовищі? Які умови потрібно створити для проведення титрування за методом Мора?
5. Визначте чи випаде осад аргентум хромату при змішуванні 10 мл 0,01 моль/л розчину аргентум нітрату і 15 мл 0,01 моль/л розчину калій хромату.
6. З'ясуйте який осад випаде першим. Якщо до розчину, який містить 0,1 моль/л SO_4^{2-} -іонів і 0,01 моль/л CrO_4^{2-} -іонів, додавати по краплях розчин барій хлориду.

Лабораторна робота 10

Визначення вмісту іонів Fe^{2+} і Fe^{3+} та їх суми у питній воді.

Мета виконання роботи: оволодіти методикою визначення вмісту заліза(III) у природній воді

Матеріали й реактиви: зразки води, дистильована вода, фотоелектроколориметри КФК-2; мірні колби, 25 мл, 50 мл; піпетка, 1мл, 5 мл;

концентрована хлоридна кислота; 3% розчин H_2O_2 ; 50% розчин амоній роданіду; стандартний розчин з $T(\text{Fe}^{3+}) = 0,1000$ мг/мл; 10%-ний розчину сульфосаліцилової кислоти; розведений розчину амоніаку; 0,5 моль/л розчин сульфатної кислоти

Теоретична частина.

Залізо у вигляді розчинених сполук, колоїдів та суспензій надходить до поверхневих вод суші внаслідок хімічного вивітрювання гірських порід, яке супроводжується їх механічним розкладом та розчиненням. Значні кількості сполук заліза надходять також з підземним стоком та із стічними водами підприємств металургійної і металообробної промисловості. У природних водах вміст заліза може коливатися від мкг до десятків мг в 1 л. До складу неорганічних та органічних сполук природних вод залізо може входити в ступенях окиснення +2 та +3. ГДК загального вмісту заліза у питній воді звичайної якості 0,3 мг / дм^3 , у питній воді вищої якості – 0,1 мг / дм^3 . За великих доз погіршується смак води, з'являється каламуть, випадає бурий осад, створюються умови для розвитку залізистих бактерій, які призводять до закупорки водопровідної мережі. Особливо небажана наявність заліза у воді для молочної промисловості. Масло, промите такої водою, їдке на смак та бурого кольору.

Сполуки ферум (II) утворюються при низьких значеннях рН, коли домінують процеси деструкції органічних сполук і вода збіднюється на вміст розчиненого кисню. Такі умови виникають у природних шарах води, особливо взимку під час льодоставу. За таких умов Fe^{2+} -іони існують у вигляді іону $[\text{FeOH}]^+$ та комплексних сполук з органічними речовинами. Іони заліза(II) необхідні для синтезу гемоглобіну в організмі людини (щодобова потреба 5–20 мг) і токсичну дію заліза(II) не виявлено. Однак, при концентрації іонів Fe^{2+} більше 0,5 мг/ дм^3 вода набуває своєрідного металевого смаку, тому наявність заліза(II) у водах є небажаною.

Принцип методу визначення сполук феруму у воді ґрунтується на взаємодії Fe^{3+} в кислому середовищі з амоній роданідом і утворенням забарвленої в червоний колір комплексної сполуки роданіду феруму (III). За інтенсивністю цього забарвлення можна визначити орієнтовний вміст заліза у воді.

Таблиця. 10.1. Орієнтовне визначення загального вмісту іонів-феруму(II) та іонів-феруму(III) у воді.

Забарвлення розчину (при розгляданні зверху до низу)	Вміст заліза, мг / л
забарвлення немає	менше 0,05
ледь помітне жовтувато-рожеве	0,05–0,
слабке жовтувато-рожеве	0,1–0,5
жовтувато-рожеве	0,5–1,0
жовтувато-червоне	1,0–2,0
червоне	>2

Для кількісного визначення вмісту Феруму у воді, використовують колориметричні методи аналізу із застосуванням ортофенантроліну,

сульфосаліцилової кислоти, роданіду амонію або калію. Фотометричний метод визначення загального вмісту іонів-феруму (II) та іонів-феруму (III) у природних та стічних водах із застосуванням сульфосаліциловою кислоти ґрунтується на взаємодії іонів Fe^{2+} і Fe^{3+} з нею в слабко лужному середовищі. В результаті реакції утворюються комплексні сполуки, забарвлені у жовтий колір, які мають смугу поглинання при $\lambda = 400\text{--}430$ нм. У слабко кислому середовищі сульфосаліцилова кислота утворює комплексну сполуку тільки з солями заліза(III) пурпурного кольору. Комплексна сполука має смугу поглинання з $\lambda = 510\text{--}520$ нм. Чутливість методу 0,05 мг / л.

Хід роботи.

I. *Орієнтовне визначення загального вмісту іонів-феруму(II) та іонів-феруму(III) у воді.*

У пробірку внести 10 мл досліджуваної води додати 2–3 краплі концентрованої хлоридної кислоти та 1–2 краплі 3% розчину H_2O_2 , перемішати. Потім додати 0,2 мл 50% розчину амоній роданіду і знову перемішати. За інтенсивністю забарвлення отриманого розчину визначаємо приблизний вміст загального заліза.

II. Методика визначення загального вмісту Феруму у воді.

Дослід 1. Побудова градувального графіку.

1. У мірні колби ємністю 50,00 мл внести аліквоту стандартного розчину з $T(Fe^{3+}) = 0,1000$ мг / мл, об'єм вказано у таблиці 10.2, додати 3,0 мл 10 %-ного розчину сульфосаліцилової кислоти та 1,0 мл розведеного розчину амоніаку, довести до мітки дистильованою водою і перемішати.

2. Виміряти оптичну густину забарвлених у жовтий колір розчинів при довжині хвилі $\lambda = 400\text{--}430$ нм відносно розчину №1, який не містить іонів Fe^{3+} . Результати вимірювання оптичної густини (A_1) занести у таблицю 10.2.

3. За даними таблиці 10.2 будувати градувальний графік у координатах $A = f(m(Fe))$, мг).

Таблиця 10.2. Дані фотометричного визначення оптичної густини для побудови градувального графіка

$V, \text{мл}$	0	0,2	0,4	0,6	0,8	1,0
$m(Fe^{3+}), \text{мг}$	—	0,02	0,04	0,06	0,08	0,10
A_1						
A_2						

Дослід 2. Визначення загального вмісту Феруму у досліджуваній воді.

1. Готуємо розчин порівняння. Для цього в колбу місткістю 50 мл налити невелику кількість дистильованої води, внести 5 мл 10 %-ого розчину сульфосаліцилової кислоти та 5 мл розбавленого розчину аміаку. Довести об'єм проби до мітки дистильованою водою, перемішати.

2. Готуємо робочий розчин. В колбу місткістю 50 мл внести 25 мл досліджуваної води. Додати 5 мл 10 %-ого розчину сульфосаліцилової кислоти, 5 мл розбавленого розчину аміаку. Довести об'єм проби до мітки дистильованою

водою, перемішати. За 10 хв після початку реакції виміряти коефіцієнт світлопропускання розчину на фотоелектроколориметрі КФК-2 при довжині хвилі $\lambda = 400-430$ нм.

3. Вміст Феруму $m(\text{Fe})$ у пробі води визначити за градувальним графіком.

4. Перерахунок вмісту Fe^{3+} -іонів в аналізованій воді (мг / л) проводимо за формулою:

$$C(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe}) \cdot 1000}{V}$$

де V – об'єм проби досліджуваної води, який взяли для проведення аналізу.

III. Методика визначення вмісту Феруму(III) у воді.

Дослід 1. Побудова градувального графіку.

1. У мірні колби ємністю 50,00 мл внести аліквоту стандартного розчину з $T(\text{Fe}^{3+}) = 0,1000$ мг/мл, об'єм вказано у таблиці 10.2, додати 3,0 мл 10 %-ого розчину сульфосаліцилової кислоти та 1,0 мл 0,5 моль/л розчину сульфатної кислоти, довести до мітки дистильованою водою і перемішати.

2. Виміряти оптичну густину забарвлених у пурпурний колір розчинів при довжині хвилі $\lambda = 520$ нм відносно розчину №1, який не містить іонів Fe^{3+} . Результати вимірювання оптичної густини (A_2) занести у таблицю 10.2.

3. За даними таблиці 10.2 побудувати градувальний графік у координатах $A = f(m(\text{Fe}^{3+}), \text{мг})$.

4. Вміст Феруму $m(\text{Fe}^{3+})$ у пробі води визначити за градувальним графіком.

5. Перерахунок вмісту Fe^{3+} -іонів в аналізованій воді (мг/л) проводимо за формулою:

$$C(\text{Fe}^{3+}) = \frac{m(\text{Fe}^{3+}) \cdot 1000}{V}$$

де V – об'єм проби досліджуваної води, який взяли для проведення аналізу.

6. За результатами визначення зробити висновки.

Контрольні запитання та завдання.

1. Поясніть у вигляді яких сполук знаходиться залізо в природних водах. Якими методами може бути визначений вміст заліза у воді?

2. Визначте гранично припустимий вміст заліза у воді, придатної для питних цілей. До чого призводить надлишковий вміст заліза у воді?

3. Обчисліть масову частку сполук Феруму в руді, у перерахунку на Ферум (II). Якщо наважку залізної руди масою 0,8624 г перевели у 100 мл розчину. На титрування аліквоти 25,00 мл цього розчину витрачається 16,20 мл 0,05 моль-екв / л розчину калій перманганату.

4. З'ясуйте при якому значенні рН осадження ферум(II) гідроксиду буде проходити практично повністю.

5. Обчисліть концентрацію (мг / мл) Ферум(III)-іона у досліджуваному розчині. Якщо оптична густина розчину сульфосаліцилатного комплексу Ферум (III), виміряна відносно розчину порівняння, становить 0,290. Розчин порівняння

має концентрацію Fe^{3+} , що дорівнює $1,15 \cdot 10^{-3}$ мг / мл. Молярний коефіцієнт світлопоглинання сульфосаліцилатного комплексу Ферум (III) становить 3000.

6. Визначте концентрацію Ферум (III)- іонів. Якщо дві проби технічної води об'ємом по 20,00 мл внесли в мірні колби місткістю 50 мл. В одну з колб додали 10,00 мл стандартного розчину Fe^{3+} , $C = 1$ мг / мл. В обидві колби додали по 1 мл нітратної кислоти та по 5 мл розчину калій роданіду. Довели до мітки дистильованою водою. Виміряли оптичну густину обох розчинів $A_x = 0,250$; $A_{x+ст.} = 0,400$.

Лабораторна робота 11

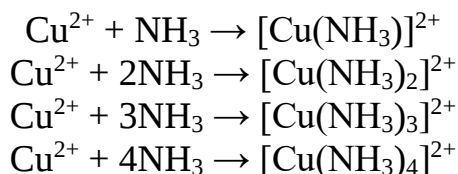
Визначення вмісту іонів міді методом візуального колориметричного дотитрування

Мета виконання роботи: засвоїти спосіб визначення Купрум (II)-іонів у воді

Матеріали й реактиви: зразки води, дистильована вода, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, 2 моль/л розчин сульфатної кислоти, 5 %-ний розчин амоніаку терези, конічні колби, мірні колби, мірний циліндр.

Теоретична частина.

Визначення Купрум (II)-іону ґрунтується на реакції взаємодії іонів міді з амоніаком з утворенням комплексних сполук, що мають інтенсивне синьо-фіолетове забарвлення. Процес взаємодії Купрум (II)-іонів з амоніаком носить ступінчатий характер:



Це означає, що в розчині може знаходитись суміш комплексних сполук міді різної будови, кількісне співвідношення між якими залежить від концентрації амоніаку. Для аналітичних цілей необхідно вибрати таку концентрацію амоніаку, при якій буде переважати один з комплексів. Зазвичай визначення проводять, коли в розчині переважає купрум (II) тетраамоніат ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$).

Визначення вмісту Купрум (II)-іонів здійснюють методом візуального колориметричного дотитрування. Він ґрунтується на порівнянні інтенсивності забарвлень досліджуваного розчину, що містить Купрум (II)-іон, та розчину порівняння.

При додаванні до розчину досліджуваної води, що містить Купрум (II)-іон, 5 %-ного розчину амоніаку вона набуває синьо-фіолетового забарвлення. Інтенсивність якого буде залежить від вмісту Купрум (II)-іонів. Розчин порівняння складається з дистильованої води та такої ж кількості 5 %-ного амоніаку, що і робочий розчин. Також до розчину порівняння додають стандартний розчин, що містить соль Купрум (II) з концентрацією 1 мг / мл, доки інтенсивність забарвлення не зрівняється з інтенсивністю забарвлення робочого

розчину. При рівності забарвлень вміст Купрум (II)-іонів в обох розчинах буде однаковий. Знаючи концентрацію Купрум (II)-іонів у розчині порівняння можна розрахувати вміст Купрум (II)-іонів у робочому розчині. Точність вимірювання $\pm 5-10 \%$.

Хід роботи.

1. Готуємо стандартний розчин, що містить соль Купрум (II) з концентрацією 1 мг/мл (розчин №1). Для цього зважити 3,931 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Розчинити наважку у 25 мл 2 моль/л розчину сульфатної кислоти. У мірну колбу місткістю 1 л внести невелику кількість дистильованої води, перенести приготований розчин, у мірну колбу, довести дистильованою водою до мітки та перемішати.
2. Готуємо стандартний розчин, що містить соль Купрум (II) з концентрацією 100 мг / л (розчин №2). У мірну колбу місткістю 500 мл внести 50 мл розчину №1 та довести дистильованою водою до мітки.
3. Заповнити розчином № 2 бюретку.
4. У одну конічні колби внести 100 мл досліджувальної води та 20 мл 5 %-ого розчину амоніаку. У другу – 100 мл дистильованої води та 20 мл 5 %-ного розчину амоніаку.
5. Використовуючи першу колбу для порівняння інтенсивності забарвлення, титрувати другу колбу стандартним розчином, що містить соль Купрум (II). Розчин додавати повільно по краплях доки інтенсивність забарвлення в обох колбах не буде однаковою
6. Розраховувати вміст Купрум (II)-іонів за формулою

$$X(\text{Cu}^{2+}) = \frac{C \cdot V \cdot 1000}{100}$$

де V – об'єм розчину, який пішов на титрування; C – концентрація стандартного розчину купрум (II) сульфату, C = 100 мг / л; 100 – об'єм проби досліджувальної води взятий для аналізу.

7. Зробити висновки.

Контрольні запитання та завдання.

1. Поясніть на якій реакції ґрунтується визначення вмісту іонів міді (II). Дайте визначення, що таке метод градуйованого графіку та метод «стандартних серій». У чому сутність метода колориметричного дотитрування?
2. Роз'ясніть чим відрізняється візуальна колориметрія від фотоелектроколориметрії? Який оптичний закон лежить в основі фотометричного метода аналізу?
3. З'ясуйте дію металів на організм людини. Яке значення приймає ГДК для іонів-металів найбільш небезпечних для здоров'я людини.
4. Розрахуйте масову частку купруму в лікарському засобі, якщо з наважки масою 0,6215 г мідь перевели в розчин у вигляді Cu^{2+} , а при додаванні КІ виділився йод, на титрування якого витратили 18,23 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. $T(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 / \text{Cu}) = 0,006208$ г / мл.
5. Точну наважку міді 0,6354 г розчинили в нітратній кислоті й після відповідної обробки помістили в мірну колбу місткістю 500 мл. Визначте молярну

концентрацію й титр отриманого розчину Купруму для стандартизації розчину натрій тіосульфату в йодометрії.

6. Масова частка купрум(I) сульфід у мідній руді становить 6,25 %. Яку масу міді можна добути з 25 т такої руди, якщо її інші компоненти не містять атомів Купруму.

Тема 2.

Забезпечення організму людини мінеральними речовинами харчових продуктів

Лабораторна робота 12

Кількісне визначення кальцію у молоці.

Мета виконання роботи: засвоїти спосіб визначення визначати вміст макроелементу (кальцію) у молоці.

Матеріали й реактиви: молоко, дистильована вода, розчин амонію оксалату, 2 моль/л розчину натрій гідроксиду, 0,04 г індикаторної суміші мурексиду, 2% розчину аміаку, 1 моль/л розчином трилону Б, 0,01 моль-екв/л розчином калій перманганату, електроплитка, терези, центрифуга, пробірки для центрифугування, хімічні стакани, конічні колби, піпетки, бюретки.

Теоретична частина.

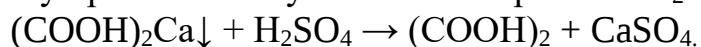
У значних кількостях у молоці присутні катіони Ca^{2+} , K^+ , Na^+ , Mg^{2+} та аніони фосфатної, карбонатної, хлоридної, сульфатної та лимонної кислот.

Найбільше значення для біохімічних процесів молока має кальцій. Він присутній у молоці у вигляді іонів Ca^{2+} (~ 10 %), фосфатів і цитратів (~ 68 %) і у складі казеїну (~ 22 %). Кальцій входить до складу кісток і зубів у вигляді гідроксилапатиту $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]_3 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$. Іони кальцію відіграють значну роль у формуванні структури казеїнових міцел.

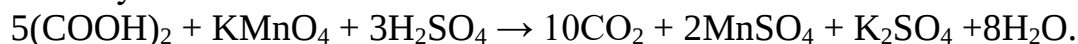
Кальцій осаджують безпосередньо насиченим розчином амоній оксалату. Осад кальцій оксалату, що випадає, ізолюють, промивають і розчиняють у сильній мінеральній кислоті. Вільну щавлеву кислоту титрують калій перманганатом. Кількість витраченого на титрування калій перманганату, визначає кількість щавлевої кислоти, а отже, і зв'язаного з нею кальцію. Так 1 мл 0,01 моль-екв / л калій перманганату відповідає 0,2 мг кальцію.

Хімізм реакції: $\text{CaCl}_2 + (\text{COONH}_4)_2 \rightarrow (\text{COO})_2\text{Ca} \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$.

Отриманий осад кальцій оксалату не розчиняється у лугах, але добре розчиняється у слабких кислотах. Тому осад промивають 2 %-ним розчином амоніаку і розчиняють у 2 моль-екв / л розчині H_2SO_4 :



Утворену оксалатну кислоту титрують 0,01 моль-екв / л розчином калій перманганату



Визначення масової частки кальцію в молоці комплексонометричним методом ґрунтується на здатності іонів кальцію утворювати стійкі комплексні

сполуки з трилоном Б (динатрієва сіль етилендіамінтетраоцтової кислоти) у лужному середовищі при використанні індикатора мурексиду. При цьому утворюється комплекс іонів кальцію з мурексидом і бузковий колір мурексиду змінюється на слабо рожевий колір мурексид-кальцієвого комплексу. Під час титрування розчину трилоном Б мурексид-кальцієвий комплекс розпадається і утворюється більш стійкий трилон Б-кальцієвий комплекс.

Хід роботи.

I. Перманганатометричне визначення кальцію в молоці.

1. Готуємо насичений розчин амоній оксалату.
2. У циліндр місткістю 10 мл перенести 1 мл молока і 9 мл дистильованої води. Вміст ретельно перемішати.
3. 1 мл розведеного молока переносимо у дві центрифужні пробірки. В обидві пробірки додати по 0,5 мл насиченого розчину амоній оксалату. Вміст пробірок ретельно перемішати і залишити на 30 хв.
4. Вміст пробірок центрифугувати 10–15 хв. при 2500–3000 об./хв. Рідину обережно, не скаламуючи осад злити.
5. До осаду додати 4 мл 2% розчину аміаку і вміст пробірки центрифугувати знову. Рідину знову зливати у тому ж порядку. Промивання осаду аміаком повторюють ще раз. Остання порція рідини зливається якомога повніше, а осад використовується в подальших дослідках.
6. Осад розчинити у 1 мл 1 моль-екв/л розчину сульфатної кислоти, потім пробірку поставити на гарячу водяну баню; через 3–5 хв гарячий розчин титрувати 0,01 моль-екв/л розчином калій перманганату при постійному перемішуванні до появи блідо-рожевого забарвлення, яке не зникає протягом 1 хв.
7. Кількісний вміст кальцію розрахувати за формулою

$$\omega(\text{CaO}) = \frac{C_f(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot 0,028 \cdot 5 \cdot 100}{m}$$

де $C_f(\text{KMnO}_4)$ – нормальність розчину KMnO_4 , г-екв/л; $V(\text{KMnO}_4)$ – середнє значення об'єм розчину KMnO_4 , використаного для титрування, мл; m – маса вихідного об'єкту аналізу, г.

II. Визначення кальцію в молоці титрометричною методикою з трилоном Б.

В конічну колбу місткістю 250 мл внести 95 мл дистильованої води, 5 мл 2 моль/л розчину натрій гідроксиду і 0,04 г індикаторної суміші мурексиду. Вміст колби ретельно перемішати. Рідина в колбі забарвлюється в бузковий колір. Далі в колбу внести 5 мл досліджуваного молока. Вміст колби обережно перемішати (без утворення піни) і витримати у спокої 2 хв. При цьому рідина у колбі знебарвлюється або стає слабо рожевого кольору. Після витримки вміст колби титрувати 1 моль/л розчином трилону Б до утворення бузкового забарвлення. Записати об'єм реактиву, який пішов на титрування і додати ще

краплю трилону Б. Якщо забарвлення розчину не змінюється, титрування завершити, а в розрахунках використовувати записаний об'єм реактиву.

Масову частку кальцію (ω , % мас.) в молоці визначити за формулою:

$$\omega = \frac{V \cdot 2 \cdot 0,97}{V_M \cdot \rho \cdot 10^{-3}} \cdot 100$$

де V – об'єм розчину трилону Б, який був використаний для титрування, мл; V_M – об'єм молока, взятого для дослідження, мл; ρ – густина молока, кг / м³; 2 – маса кальцію, яка відповідає 1 мл розчину трилону Б з еквівалентною концентрацією 0,1 моль / л, мг; 0,97 – поправка на об'єм білків і жиру.

Контрольні запитання та завдання.

1. З'ясуйте які макро- і мікроелементи входять до складу молока. Які функції вони відіграють в організмі людини та тварин?
2. Поясніть на чому базується перманганатометричний методи визначення масової частки кальцію в молоці.
3. Наведіть приклади експрес-методів виявлення фактів фальсифікації молока і молочних виробів, що ґрунтуються на якісних реакціях.
4. В лабораторії по визначенню якості молока і молочної продукції є дві посудини з молочним продуктом з масовою часткою молочного жиру відповідно 5% і 25%. Яку масу кожного продукту необхідно взяти для приготування 500г молока 19%-ної жирності?
5. Обчисліть масову частку Фосфору в кістковому борошні. Якщо відомо, що кісткове борошно містить кальцій ортофосфат $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$, масова частка якого становить 88 % (домішки не містять атомів Фосфору).
6. З'ясуйте в якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $3s^2 3p^3$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

Лабораторна робота 13

Встановлення присутності сторонніх речовин у молоці.

Мета виконання роботи: оволодіти навичками якісного аналізу, які дозволяють виявити, сторонні домішки в молоці.

Матеріали й реактиви: молоко, дистильована вода, індикатор бромтимоловий синій, 1 моль/л розчин натрій гідроген карбонату, розчин 10%-ної оцтової кислоти, реактив Неслера, 1 моль/л розчин амоніаку, суха сіль калій йодиду, крохмаль, 5 М сульфатна кислота, 3 %-вий розчин перекису водню, електроплитка, терези, центрифуга, пробірки для центрифугування, хімічні стакани, конічні колби, піпетки, бюретки.

Хід роботи.

Дослід 1. Якісна реакція для визначення соди в молоці.

У суху пробірку налити 5 мл молока і обережно по стінці додати 7-8 крапель розчину бромтимолового синього. Через 10 хв спостерігаємо за зміною забарвлення кільцевого шару, не допускаючи струшування пробірки. В іншій пробірці провести аналогічну реакцію бромтимолового синього з розчином натрій гідрогенкарбонатом. Порівняти забарвлення у пробірках. Жовте забарвлення кільцевого шару вказує на відсутність соди в молоці. Поява зеленого забарвлення різних відтінків (від світло-зеленого до темно-зеленого) свідчить про присутність соди в молоці.

Дослід 2. Якісна реакція для визначення аміаку в молоці

20 мл молока перенести у хімічний стакан і нагріти протягом 2-3 хв на водяній бані при температурі 40-45 °С. У підігріте молоко внести 1 мл водного розчину 10%-ної оцтової кислоти. Для осадження казеїну суміш залишити у спокої на 10 хв.

Піпеткою (з ваткою на нижньому кінці для запобігання попаданню казеїну) відбирати 2 мл відстояної сироватки і перенести в пробірку. В ту ж пробірку за допомогою піпетки додати 1 мл реактиву Несслера (калій тетраіодомеркурат(II)). Вміст пробірки перемішати, спостерігаємо за зміною забарвлення, що не змінюється протягом 1 хв. В іншій пробірці провести аналогічну реакцію розчину амоніаку з реактивом Несслера. Порівняти забарвлення в обох пробірках. Поява лимонно-жовтого забарвлення вказує на присутність амоніаку.

Дослід 3. Якісна реакція для визначення перекису водню в молоці

Для приготування крохмального розчину калію йодиду: наважку крохмалю масою 3 г розчинити в стакані в 20 мл води і перенести в колбу до 80 мл киплячої води. Після охолодження до температури 18-25 °С до крохмального розчину додати наважку калій йодиду масою 3 г, розчинену в 5-10 мл дистильованої води. Розчин придатний не більше 5 діб за умови зберігання в холодильнику.

У пробірку перенести 1 мл досліджуваного молока, не перемішуючи, додати дві краплі розчину сульфатної кислоти і 0,2 мл крохмального розчину калій йодиду. Через 10 хв спостерігаємо за зміною кольору розчину в пробірці, не допускаючи її струшування. В іншій пробірці провести реакцію розчину перекису водню з крохмальним розчином калій йодиду. Порівняти забарвлення в обох пробірках.

Лабораторна робота 14**Визначення аскорбінової кислоти у соках**

Мета виконання роботи: оволодіти навичками визначення вмісту аскорбінової кислоти у соках тест-методом

Матеріали й реактиви: соки, дистильована вода, 0,01 моль/л та 10^{-3} моль/л розчини аскорбінової кислоти, 1 моль/л розчин хлоридної кислоти, розчин 18-молібдодифосфату з концентрацією $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л, 2%-вий розчин хлоридної кислоти, розчин натрій 2,6-дихлорфеноліндофенолята, колбострушувач, ноутбук, сканер, смартфон, мірні колби об'ємом 25 мл, конічні колби об'ємом, скляна паличка, бюретка, піпетки на 1 та 2 мл, кубики пінополіуретану, універсальний індикаторний папір.

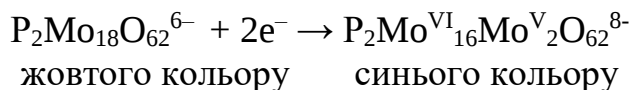
Примітка: Готові розчини аскорбінової кислоти, 18-молібдодифосфату та гетерополісині зберігати не більше доби.

Теоретична частина.

Аскорбінова кислота або вітамін С – один з найбільш розповсюджених вітамінів природного походження, який характеризується значним антиоксидантним ефектом, тому є незамінним для росту тканин тіла і їх оновлення. Аскорбінова кислота відіграє важливу роль в біосинтезі колагену, сприяє абсорбції заліза, активації імунного захисту, бере участь в загоєнні ран, допомагає підтримувати здоровими капіляри, кістки і зуби. Проте надмірна кількість аскорбінової кислоти може призвести до виразки шлунку, а продукт метаболізму аскорбінової кислоти – оксалатна кислота може викликати проблеми з нирками. Мінімальна добова потреба в аскорбіновій кислоті для дорослих складає 60 мг/добу.

Аскорбінова кислота – цінна харчова добавка (Е-300), яка широко використовується у харчовій промисловості. Додавання аскорбінової кислоти дозволяє збільшити харчову цінність та подовжити термін зберігання готової продукції. Вона усуває потемніння при заморожуванні, консервуванні і розфасовці фруктів, овочів та продуктів їх переробки. Використання аскорбінової кислоти у процесі виготовлення м'ясних продуктів дозволяє зменшити вміст шкідливих нітритів і нітратів втричі. У виноробстві аскорбінову кислоту застосовують для видалення неприємних запахів, пов'язаних з присутністю дисульфідів, а також для часткового заміщення сульфур(IV) оксиду. Під дією ферментів, атмосферного кисню, іонів важких металів, надмірного тепла або світла аскорбінова кислота легко окислюється, тому її вміст у продуктах харчування змінюється. Здійснення контролю за вмістом аскорбінової кислоти у їжі, соках, винах та інших напоях під час виробництва і зберігання слугує критерієм їх якості.

Для визначення аскорбінової кислоти у продуктах харчування використовують метод капілярного електрофорезу, титриметричні, флюорометричні, електрохімічні, спектрофотометричні, ферментативні, хроматографічні, хемілюмінесцентні, кінетичні та тест-методи. Перспективною є спектрофотометричного методика для визначення аскорбінової кислоти з 18-молібдодифосфатом $((\text{NH}_4)_6\text{P}_2\text{Mo}_{18}\text{O}_{62} \cdot 14\text{H}_2\text{O})$, яка ґрунтується на окисно-відновній реакції між цими речовинами з утворенням інтенсивно забарвленої сполуки – «гетерополісинь»:



Для напівкількісного визначення аскорбінової кислоти розроблена проста та зручна візуально-тестова методика, яка складається з двох стадій. На першій стадії відбувається утворення гетерополісині за умови $\text{pH} = 3-4$, що дозволяє уникнути заважаючого впливу фенольних сполук, сульфідів, тощо, як це описано вище. Друга стадія обумовлена здатністю гетерополісині швидко і необоротно сорбуватися на пінополіуретані при $\text{pH} = 2$. Для обробки запропоновано використовувати програму Adobe Photoshop.

Хід роботи.

I. Отримання стандартної тест-шкали.

1. Для приготування серії стандартних розчинів при створенні тест-шкали у колби місткістю 25 мл внести приблизно 15 мл дистильованої води та аліквоту аскорбінової кислоти у таких об'ємах 0,2; 0,4; 0,6; 0,8; 1 мл розчину з концентрацією 10^{-3} моль/л і 0,15, 0,2, 0,25 мл розчину з концентрацією 0,01 моль/л. Додати 0,5 мл $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л розчину 18-молібдодифосфату (кінцева концентрація 18-молібдодифосфату 10^{-4} моль/л, $\text{pH} \approx 4$) і одразу зафіксувати час початку реакції. За 15 хв від початку реакції до розчину гетерополісині додати 0,2 мл 1 моль/л розчину хлоридної кислоти ($\text{pH} \approx 2$). Дистильованою водою довести об'єм до позначки.
2. За час поки перебігає реакція зважити кубики для кожного з розчинів. Вага кубиків має становити (100 ± 2) мг.
3. Зробити на смартфон фото серії розчинів, що отримали. У якості фону використовувати білий аркуш паперу.
4. Розчини гетерополісинією, що утворився у результаті реакції відновлення 18-молібдодифосфату аскорбіновою кислотою, перенести у конічні колби об'ємом 50 мл, занурювати зважені кубик пінополіуретану, притискаючи скляною паличкою до стінок колби з метою видалення бульбашок повітря.
5. Колбу закріпити у колбострушувач та струшувати протягом 15 хв.
6. Після сорбції кубик пінополіуретану віджати скляною паличкою, промити дистильованою водою і висушити на повітрі за відсутності у атмосфері приміщення сильних окисників.

II. Методика обробки зразків пінополіуретану для тест визначення аскорбінової кислоти з 18-молібдодифосфатом.

1. Сканувати забарвленні зразки пінополіуретану за допомогою сканера (яскравість 30, контрастність 10, насиченість 30). На зразки необхідно покласти чистий аркуш паперу та зверху кришку сканеру притиснути для уникнення попадання бокового освітлення.
2. У програмі Adobe Photoshop для кожного кубика вирізаємо квадрат розміром 170×170 пікселів.
3. У програмі Adobe Photoshop скористаємося функцією «Размытие → Среднее» для кожного зразку пінополіуретану та отримаємо візуальну шкалу.

III. Визначення аскорбінової кислоти у соках тест-методом.

1. Проводимо попередній дослід з метою встановлення відповідності дослідного зразку та отриманої тест-шкали. Для приготування дослідного розчину відібрати 1 мл соку, перенести його у колбу на 25 мл та довести дистильованою до мітки. Якщо сік з м'якоттю, то його попередньо центрифугуємо.
2. У колбу на 25 мл внести невелику кількість води, додати 1 мл дослідного розчину та $0,5 \text{ мл } 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$ розчину 18-молібдодифосфату (кінцева концентрація 18-молібдодифосфату 10^{-4} моль/л , $\text{pH} \approx 4$) і одразу зафіксувати час початку реакції. За 15 хв від початку реакції до розчину гетерополісині додати 0,2 мл 1 моль/л розчину хлоридної кислоти ($\text{pH} \approx 2$). Дистильованою водою довести об'єм до позначки.
3. Порівняти забарвлення у колбі з фото-шкали. Якщо забарвлення знаходиться поза межами першої або останньої колб, то потрібно відповідно збільшити або зменшити об'єм соку який відібрали для аналізу та повторити п.1-2. Якщо знаходиться у межах то виконати п. 4-6 першого розділу мінімум 3 рази.
4. Обробити результати дослідів за наведеною у розділі II методикою та визначити вміст аскорбінової кислоти у соках за тест-шкалою.
5. Зробити необхідні висновки.

Контрольні запитання та завдання.

1. Поясніть, що являють собою тест-методи аналізу. Які задачі дозволяє розв'язувати цей метод? Вкажіть головні переваги й основні недоліки тестових методів аналізу.
2. Дайте формулювання поняттям «тестування», «тест-засоби», «тест-методика», «тест-форма» і «тест-система».
3. Назвіть типи реакції, які застосовують у тест-системах. Яким вимогам повинні відповідати якісні хімічні реакції, що застосовують в тест-методах?
4. Обчисліть концентрацію речовини в досліджувальному розчині, якщо оптична густина розчину, виміряна у кюветі на 1 см, дорівнює 0,85. Стандартний розчин речовини 2 мкг / мл в кюветі з $l = 0,5 \text{ см}$ має оптичну густину 0,56.
5. Визначте масу вітаміну С в 1 л виноградного соку. Зразок виноградного соку об'ємом 10,00 мл розведений водою до 100,00 мл і згідно з методикою підготований до флуоресцентного аналізу. Інтенсивність флуоресценції одержаного розчину становить 54,0. Інтенсивність флуоресценції стандартного розчину з вмістом вітаміну С 2 мг / л дорівнює 28,0.
6. Розрахуйте вміст аскорбінової кислоти в перці (мг / 100 г). Якщо для визначення аскорбінової кислоти в солодкому червоному перці було взято наважку сировини масою 5 г. Приготовано екстракт об'ємом 100 мл, на титрування 1 мл екстракту пішло 1,25 мл розчину натрій 2,6-дихлорфеноліндофеноляту. Під час визначення титру розчину 2,6-дихлорфеноліндофеноляту натрію на титрування 1 мл стандартного розчину аскорбінової кислоти (0,1 г / л) було витрачено 0,97 мл титранту.

Лабораторна робота 15

Визначення суми фенольних сполук та танинів у чорному чаї

Мета виконання роботи: засвоїти методику визначення суми фенольних сполук та опанувати спосіб осадження танінів з метою їх визначення.

Матеріали й реактиви: чай, дистильована вода, $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л розчин 18-молібдодифосфату, боратний буферний розчин, 0,1 моль/л аміачний буферний розчин, 1 моль/л розчин цинк(II) ацетату, 0,1 моль-екв/л розчину Трилон Б, фотоколориметр КФК-2, терези, воронка Бюхнера, колба Бунзена, конічна або кругла плоскодона колба, мірні колби, циліндр, піпетки, фільтрувальний папір.

Теоретична частина.

Чай – тонізуючий напій, що має високі смакові та органолептичні властивості. У чаї міститься близько 500 різних речовин, поєднання яких унікальне і не може бути замінено жодними іншими рослинами, і тим більше – хімічними препаратами. Основну корисність чайного напою визначає комплекс фенольних сполук різної природи, які умовно можна поділити на групи. Першу групу складають представники флавоноїдів. Друга група – представники фенольних кислот (галова, коричнева, хінна, кумарова, хлорогенова), проантоціанідинів та ін. сполук.

Катехіни, які переважають в зеленому чаї в процесі ферментації піддаються окислювальній біотрансформації у димерні сполуки. В результаті процесу димеризації утворюється новий вид поліфенолів – теафлавіни та споріднені йому сполуки (неотеафлавіни, ізотеафлавіни та теафлавінова кислота) та теарубіни. Ці сполуки становлять третю групу. Вони забезпечують яскравий, червоно-оранжевий колір чаю та відповідають за органолептичні властивості готового напою. Вони ефективні проти різних захворювань, включаючи онкологічні, серцево-судинні, діабет та інші.

При аналізі таких складних природних об'єктів доцільно визначати суму корисних речовин, а саме суму фенольних сполук, які містяться у чаї. За допомогою цих даних готовий чайний напій можна охарактеризувати за антиоксидантною активністю та харчовою цінністю. Проте як показують останні дослідження не усі представники фенольних сполук є однаково цінними і корисними, тому питання індивідуального визначення окремих груп поліфенолів є актуальним.

У чорному чаї, як уже з'ясували, переважають так звані полімерні поліфеноли. Ця група об'єднує в собі водорозчинні фенольні сполуки молекулярна маса, яких складає 500-3000 г/моль. Їх прийнято називати танінами. Характерною особливістю цих сполук є те, що вони здатні осаджуватися желатином та іонами деяких металів (Cu^{2+} , Zn^{2+} , тощо).

Хід роботи.

I. Готуємо досліджуваний розчин.

1. Подрібнити чай в ступці та зважити на аналітичних терезах 2,5 г чаю.
2. Перенести наважку чаю у колбу місткістю 250 мл додати 200 мл гарячої дистильованої води (температура приблизно 100°C).

3. Кип'ятити отриманий розчин протягом 45 хв та відфільтрувати його через воронку Бюхнера.
4. Охолодити та перенести в мірну колбу місткістю 200 мл і довести об'єм до мітки дистильованою водою (розчин №1).
5. Відбирати 5 мл чаю перенести в мірну колбу місткістю 50 мл та довести дистильованою водою до мітки (розчин №2).

II. Проводимо визначення оптичної густини для суми поліфенолів у чаї.

1. У мірну колбу місткістю 25 мл внести невелику кількість дистильованої води додаємо 1 мл досліджувального розчину (розчин №2), 1 мл $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л розчину 18-молібдодифосфату та 3 мл боратного буферного розчину з рН 9,5, довести об'єм дистильованою водою до мітки.
2. За 15хв виміряти оптичну густину (A_{Σ}) при довжині хвилі 820 нм та товщині шару рідини $l = 1$ см. Записати результати у таблицю 14.1.
3. Визначити вміст суми фенольних сполук у чаї у перерахунку на галотанін, використовуючи закон Бугера-Ламберта-Бера:

$$C_{\Sigma} = \frac{A_{\Sigma}}{\varepsilon \cdot l}$$

де ε – молярний коефіцієнт $\varepsilon = 2,4 \cdot 10^5$ моль $^{-1}$ ·см $^{-1}$ ·л; l – товщина шару рідини.

4. Перерахувати C , моль / л в X , мкг / мл.

$$X = C_{\Sigma} \cdot 1700 \cdot 1000$$

де 1700 – молекулярна маса галотаніну, г /моль.

5. Записати результати у таблицю 15.1

III. Осадження танінів з розчину чаю.

1. Готуємо розчин аміачного комплексу цинку(II). Для цього до 4 мл 1 моль/л розчину цинк(II) ацетату додати 0,1 моль/л аміачний буферний розчин з рН 9,5 до повного розчинення осаду $Zn(OH)_2$ (приблизно 46 мл).
2. Змішати 25 мл аміачного комплексу цинку(II) з 25 мл водної витяжки чаю (розчин №1). Залишити на 45 хв.
3. Потім осад, що утворився, відокремити від розчину спочатку декантацією, а потім центрифугувати при 4000 обертів/хв протягом 5 хв.

IV. Визначення вмісту танінів у чаї.

1. Готуємо робочий розчин (розчин № 3). До 2,5 мл освітленого розчину чаю додати 5 мл 0,1 моль-екв/л розчину Трилон Б для маскування надлишку іонів Цинку у розчині.
2. У мірну колбу місткістю 25 мл внести невелику кількість дистильованої води додати 1 мл досліджувального розчину (розчин №3), 1 мл розчину $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л 18-молібдодифосфату та 3 мл боратного буферного розчину з рН 9,5, довести об'єм дистильованою водою до мітки.
3. За 15хв виміряти оптичну густину ($A_{\text{фл}}$) при довжині хвилі 820 нм та товщині шару рідини $l = 1$ см.
4. Визначити вміст танінів.

$$C_{\text{танінів}} = \frac{A_{\Sigma} - A_{\text{фл.}}}{\varepsilon \cdot l}$$

де ε – молярний коефіцієнт $\varepsilon = 2,4 \cdot 10^5$ моль $\cdot$ л $\cdot$ см $\cdot$ л $\cdot$ л; l – товщина шару рідини.

5. Перерахувати C , моль/л в X , мкг/мл.

$$Y = C_{\text{танінів}} \cdot 1700 \cdot 1000$$

де 1700 – молекулярна маса галотаніну, г /моль.

6. Записати результати у таблицю 15.1

Таблиця 15.1 Результати визначення

A_{Σ}	Загальний вміст поліфенолів у чаї у перерахунку на галотанін, мг / мл	$A_{\text{танінів}} = A_{\Sigma} - A_{\text{фл}}$	Вміст танінів у чаї у перерахунку на галотанін, мг /мл

7. Зробити висновки.

Контрольні запитання та завдання.

1. Поясніть у чому сутність гравіметричного методу аналізу. Які основні операції методу? Що таке осаджування і гравіметрична форми?
2. Дайте визначення поняттю «повнота осадження». Поясніть вплив різних факторів на повноту осадження.
3. Чайні полімерні поліфеноли, їх користь та шкода для організму людини. Методи визначення.
4. З'ясуйте скільки кілограмів чайного листя необхідно для отримання 50 кг висушеного чаю. Якщо чайне листя містить 90% вологи, а висушений чай – 5%.
5. Насичений колір чорного чаю, зумовлений наявністю полімерних поліфенолів, таких як дубільні речовини або таніни . Визначте масові частки елементів в галотаніні $C_{17}H_{52}O_{46}$.
6. У процесах фотосинтезу зелені рослини засвоюють з повітря газоподібний оксид вуглецю, відносна густина якого за воднем складає 22. Яка формула цього оксиду вуглецю?

Лабораторна робота 16

Оцінка харчової і біологічної цінності добового раціону за мінеральним складом

Мета виконання роботи: визначення цінності добового раціону за мінеральним складом, та рівня забезпеченості потреб організму у макро- та мікроелементах

Раціональне збалансоване харчування - це фізіологічно повноцінне харчування людини з урахуванням її статі, віку, характеру праці,

кліматогеографічних умов та індивідуальних особливостей. Воно передбачає своєчасне постачання організму смачною їжею, що містить поживні речовини та забезпечує надходження необхідних макро- та мікроелементи, які людина повинна одержувати в оптимальній для організму кількості та в певних співвідношеннях.

Макро-, мікро- і ультрамікроелементи є життєвонеобхідною складовою частиною раціону людини. Визначення забезпечення необхідних кількостей елементів до організму є важливою та актуальною задачею.

Хід роботи

1. Оформити та заповнити добовий щоденник харчування (фактичне харчування протягом тижня)

Таблиця 16.1 Добовий щоденник харчування

№	Назва страви (продукту)	Маса, г	Вміст елементів
	Сніданок		
1			
2			
3			
	Обід		
1			
2			
3			
	Перекус		
1			
2			
	Вечеря		
1			
2			
3			

2. Виписати і оформити у вигляді таблиці вміст у спожитих продуктах (асортимент продуктів тижневого раціону) мінеральних речовини: Ca, P, Mg, Fe, Zn, I, Na, K, Mo, Mn, Cr, Se, P.

Для визначення мікроелементного складу страв, рекомендовано скористатися таблицями хімічного складу харчових продуктів [11- табл. 1.5.. 2.5, 3.4. 4.5., 6.5., 7.4., 8.4., 9.4., 10.4., 11.1.], та додатком 1.

Таблиця 16.2 Кількісний вміст хімічних елементів у стравах добового раціону

Назва страви	Мінеральні речовини, мг в 100 г страви												
	Ca	K	Na	Mg	P	Fe	I	Zn	Mn	Cu	Mo	Cr	Se
Загалом													

3. Виписати та розрахувати загальну кількість спожитих протягом тижня страв (харчових продуктів) та сумарний вміст в них хімічних елементів (таблиця 16.3)

Таблиця 16.3 Сумарний вміст хімічних елементів у спожитих продуктах

Назва страви	Маса, г	Мінеральні речовини, мг в страві з урахуванням маси												
		K	Na	Ca	Mg	P	Fe	I	Zn	Mn	Cu	Mo	Cr	Se
Загалом														

Розрахувати баланс постачання мінеральних речовин при усіх рівнях споживання продуктів стосовно норми, прийнятої за 100%.

Використовувати дані таблиць 16.4 для $m_{\text{норма}}$ та дані таблиці 3 для $m_{\text{фак}}$ при розрахунку балансу постачання мінеральних речовин до організму.

Таблиця 16.4 Добова потреба дорослого населення (вік 18-29 років) в мінеральних речовинах

Елемент	Чоловіки	Жінки
Калій	4000 мг	4000 мг
Магній	400 мг	350 мг
Фосфор	1200 мг	1200 мг
Кальцій У т.ч. з молокопродуктами	1200 мг 400 – 500 мг	1100 мг 400 – 500 мг
Залізо У т.ч. з м'ясопродуктами	15 мг 1– 1,5 мг	18 мг 1– 1,5 мг
Фосфор	1200 мг	1200 мг
Селен	70 мкг	50 мкг
Цинк	15 мг	12 мг
Йод	0,15 мг	0,15 мг
Натрій	≤2000 мг*	≤2000 мг*

Молибден	0,15-0,5 мг	0,15-0,5 мг
Хром	50-200 мкг	50-200 мкг
Купрум	2 мг	2 мг
Манган	5-7 мг	5-7 мг

*добова норма Na міститься у 5 г NaCl

Баланс постачання мінеральних речовин при усіх рівнях споживання продуктів стосовно норми, прийнятої за 100% , розраховуємо за формулами:

$$\omega(\text{Ca})\% = m_{\text{фак}}(\text{Ca}) \cdot 100\% / m_{\text{норма}}(\text{Ca}) = 463/1100=0,4209 \times 100=42\%$$

$$\omega(\text{Mg})\% = m_{\text{фак}}(\text{Mg}) \cdot 100\% / m_{\text{норма}}(\text{Mg}) =$$

$$\omega(\text{P})\% = m_{\text{фак}}(\text{P}) \cdot 100\% / m_{\text{норма}}(\text{P}) =$$

$$\omega(\text{Fe})\% = m_{\text{фак}}(\text{Fe}) \cdot 100\% / m_{\text{норма}}(\text{Fe}) =$$

$$\omega(\text{I})\% = m_{\text{фак}}(\text{I}) \cdot 100\% / m_{\text{норма}}(\text{I}) =$$

$$\omega(\text{K})\% = m_{\text{фак}}(\text{K}) \cdot 100\% / m_{\text{норма}}(\text{K}) =$$

$$\omega(\text{Zn})\% = m_{\text{фак}}(\text{Zn}) \cdot 100\% / m_{\text{норма}}(\text{Zn}) =$$

$$\omega(\text{Na})\% = m_{\text{фак}}(\text{Na}) \cdot 100\% / m_{\text{норма}}(\text{Na}) =$$

$$\omega(\text{Cu})\% = m_{\text{фак}}(\text{Cu}) \cdot 100\% / m_{\text{норма}}(\text{Cu}) =$$

$$\omega(\text{Mn})\% = m_{\text{фак}}(\text{Mn}) \cdot 100\% / m_{\text{норма}}(\text{Mn}) =$$

$$\omega(\text{Mo})\% = m_{\text{фак}}(\text{Mo}) \cdot 100\% / m_{\text{норма}}(\text{Mo}) =$$

$$\omega(\text{Cr})\% = m_{\text{фак}}(\text{Cr}) \cdot 100\% / m_{\text{норма}}(\text{Cr}) =$$

$$\omega(\text{Se})\% = m_{\text{фак}}(\text{Se}) \cdot 100\% / m_{\text{норма}}(\text{Se}) =$$

4. За розрахованих рівнів постачання мінеральних речовин група заповнює таблицю 16.5 (розрахункове завдання):

Таблиця 16.5 Вміст мікроелементів у раціоні харчування студентів

Мікроелемент	Норма вмісту мікроелемента (за добу)	Середній вміст мікроелемента (за добу)	Баланс постачання, %	Недолік або надлишок вмісту мікроелемента
Дівчата				
Железо	18 мг			
Калій	2507 мг			
Кальцій	1100 мг			
Магній	500 мг			
Манган	2 мг			
Натрій	1506 мг			
Фосфор	1200 мг			
Цинк	12 мг			
Купрум	2 мг			
Селен	50 мкг			
Йод	150 мкг			
Хром	50 мкг			
Молибден	70 мкг			

Хлопці				
Железо	15 мг			
Калій	2507 мг			
Кальцій	1200 мг			
Магній	400 мг			
Марганець	2 мг			
Натрій	1506 мг			
Фосфор	1200 мг			
Цинк	15 мг			
Медь	2 мг			
Селен	70 мкг			
Йод	150 мкг			
Хром	50 мкг			
Молибден	70 мкг			

3. Порівняти рівень надходження мінеральних речовин з добовим раціоном до організму людини та зробити висновки.

Завдання для самоконтролю.

З'ясуйте вихід сульфатної кислоти, якщо з піриту масою 600 кг добули сульфатну кислоту масою 850 кг. (Відповідь: 86, 7 %)

Визначте який об'єм амоніаку (м^3) потрібен для добування 160 кг амоній нітрату, якщо вихід продукту становить 95 %. (Відповідь: 47, 04 %)

Обчисліть вихід продукту реакції, якщо при взаємодії 50 л амоніаку із сульфатною кислотою утворився амоній сульфат масою 126 г. (Відповідь: 85, 5 %).

З'ясуйте вихід продукту, якщо в результаті каталітичного окиснення сульфур(IV) оксиду кількістю речовини 0,65 моль одержали 44 г сульфур(VI) оксиду. (Відповідь: 84,6 %)

Знайдіть вихід міді від теоретично можливого за наступної умови. Руда містить 10 % халькопіриту CuFeS_2 . З однієї тони руди одержують 33 кг міді. (Відповідь: 94,88 %)

Розрахуйте, який об'єм газу (н.у.) одержали в результаті термічного розкладання калій нітрату масою 22,22 г, якщо вихід продукту реакції дорівнює 90 %. (Відповідь: 4,44 л)

Обчисліть, який об'єм (н.у.) кисню виділиться при термічному розкладі 10 г калій нітрату, якщо ступінь розкладу становить 80 %. (Відповідь: 0,896 л).

Розрахуйте яку масу амоніачної селітри можна одержати з 33,8 м^3 (н.у.) амоніаку, якщо виробничі втрати становлять 2 %. (Відповідь: 118, 3 кг).

Визначте який об'єм вуглекислого газу виділиться при термічному розкладі 100 кг кальцій карбонату, якщо ступінь розкладу 90 %? (Відповідь: 20,16 м^3).

З'ясуйте яку масу купрум(II) нітрату слід використати для одержання 22,4 л (н.у.) нітроген(IV) оксиду. Ступінь термічного розкладу солі становить 85 %. (Відповідь: 110,6 г)

Розрахуйте, який об'єм амоніаку (н.у.) використали для добування діамоній гідроген фосфату масою 105,6 г якщо вихід дорівнює 88 %. (Відповідь: 40,73 л)

Обчисліть масу одержаної міді за наступної умови. Водень одержаний при взаємодії 2,7 г алюмінію з розчином, який містить 0,36 моль хлороводню, використали для відновлення купрум(II) оксиду масою 5 г. Вихід міді становить 90 %. (Відповідь: 3,6 г)

Розрахуйте вихід заліза від теоретично можливого (%), якщо відомо, що з 1 т залізної руди, що містить 60 % магнетиту, виплавляють чавун масою 400 кг, який містить 4 % домішок. (Відповідь: 88,38 %).

Визначте ступінь розкладу ферум (III) гідроксиду, якщо при термічному розкладі ферум (III) гідроксиду масою 90 г одержали 0,3 моль ферум (III) оксиду. (Відповідь: 60 %).

З'ясуйте яку масу сірки необхідно використати для одержання 100 кг сульфатної кислоти, якщо виробничі втрати сировини становлять 5 %. (Відповідь: 34,36 кг).

Обчисліть масу кальцій силікату, яку можна одержати при сплавлянні 33,6 кг кальцій оксиду з силіцій (IV) оксидом, якщо при виробництві втрачається 5 % сировини. (Відповідь: 66,12 кг)

З'ясуйте яку масу 63 % розчину нітратної кислоти можна одержати з 1 т синтетичного амоніаку, якщо його виробничі втрати становлять 3 %, а ступінь перетворення 98 %. (Відповідь: 5,59 т)

Визначте чи можна перебувати у кухні площею 10 м² з висотою стелі 3,2 м без шкоди для здоров'я, якщо при санобробці в цьому приміщенні, використовували один аерозольний балончик хлорофосу масою 200 г. ГДК хлорофосу 0,04 мг/м³

З'ясуйте чи буде перевищений рівень ГДК ртуті в кімнаті, якщо в ній розбитий термометр. Площа кімнати 17 м² висота стель 3,2 м, маса ртуті, що розлилась, 1 г (ГДК ртуті – 0,0003 мг / м³).

З'ясуйте яка максимальна кількість свинцю потрапить ваш організм за теплий період року (6 місяців), якщо за даними міської СЕС, у районі житлового масиву середньодобова концентрація пари тетраетилсвинцю в повітрі складає 0,0005 мг/ м³. Коефіцієнт виведення свинцю з організму людини не перевищує 0,0001

Оцініть середній вклад однієї людини у забруднення Світового океану, якщо на 1 км² поверхні океану припадає 17 т відходів з суші. Радіус Землі дорівнює 6370 км, а світовий океан займає 2/3 від усієї поверхні планети. По даним на 2012 рік, населення планети складає близько 7 млрд осіб.

Оцініть, через який проміжок часу виробництво продуктів харчування на планеті зменшиться вдвічі, якщо врожайність сільськогосподарських культур збережеться на сучасному рівні. Якщо швидкість росту пустель світу через

нераціональне природокористування сягає 20 га/хв.; приріст чисельності населення – 95 млн чоловік за рік, а площа сільськогосподарських земель, включаючи пасовища та пашню, приблизно дорівнює 45 млн км².

Розрахуйте період подвоєння чисельності населення планети при збереженні сучасного темпу приросту. У теперішній час чисельність населення планети складає 7 млрд осіб. Щорічний приріст населення становить 1,9 %.

Одне доросле дерево за вегетаційний період (травень-вересень) виробляє у середньому 70 м³ кисню.

Скільки дерев можуть забезпечити річну потребу у кисні 1 людини та всіх жителів середнього міста, якщо чисельність населення складає 500000 чоловік? Річне споживання кисню 1 людиною складає приблизно $3,9 \cdot 10^3$ м³ / год.

Яку площу міста займуть посадки дерев для забезпечення біологічних потреб у кисні всіх жителів міста, якщо 1 дерево займає площу 3 м²? Знайдену величину зрівняйте з фактичною. У розрахунках прийміть, що площа міста становить 100 км², а частка площі, що зайнята зеленими насадженнями у місті складає 15 %.

Чи забезпечать фактичні посадки дерев у місті річну витрату кисню автотранспортом, який нараховує 80000, якщо відомо що за 1 рік автомобіль використовує в середньому у 50 разів більше кисню ніж його потрібно для забезпечення фізіологічної потреби 1 людини.

Визначте яку кількість річної продукції біосфери буде споживати людство до до 2100 р., якщо за оцінками експертів, для задоволення потреб людей (7 млрд осіб) необхідно близько 12,5 % річної продукції біосфери, а за прогнозами, до цього часу населення планети буде на рівні 12 млрд. людей. Які можливі наслідки цього споживання?

Оцініть, чи здатна дати територія США дати таку кількість продукції лісу, щоб задовольнити потреби ~ 250 млн чоловік. Якщо для кожного жителя на виготовлення меблів, паперу, будівель та ін. щорічно витрачається 5,25 га лісу. При цьому площа території США складає 9,373млн. км², а лісистість територій ~20%. З'ясуйте на скільки років вистачить лісу США для повного її забезпечення.

Розрахуйте яку кількість людей реально можуть прокормити: а) потенційно придатні під ріллю землі (30 млн км²); б) сучасні ріллі світу (17 % від потенційно придатних земель. В розрахунках прийняти, що одній людині на рік для задоволення її біологічних потреб потрібна 1 т продовольчого та фуражного зерна. Середня врожайність зернових становить приблизно 30 ц/га і втрата продуктів харчування за рахунок шкідників – 25 %.

Оцініть максимально можливу чисельність населення планети за наступними даними. Площа суші Землі становить 148 млн км², з них непридатні для проживання – 49 млн км² (високогір'я, льодовики, пустелі). Для забезпечення нормальної життєдіяльності однієї людини, за деякими оцінками, потрібно: 100 м² житлових і виробничих приміщень; 100 м² площі, зайнятої інфраструктурою (дороги, лінії електромереж та ін.); 12000 м² пасовищ і косовиць; 4600 м² сільськогосподарських полів; 700 м² лісів для поглинання CO₂ і одержання O₂.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Воронич О.Г., Базель Я. Р., Студеняк Я. І., Фершал М.В. Аналіз технічних об'єктів: Навчально-методичний посібник. – Ужгород, 2016. – 72 с.
2. Аналіз об'єктів навколишнього середовища : навчально-методичний посібник для студентів вищих навчальних закладів за спеціальністю 102 – Хімія / уклад. В. О. Мінаєва, Т. С. Нінова. – Черкаси : Вид. від. Чабаненко Ю. А., 2020. – 266 с.
3. Лабораторний практикум з хімії і фізики молока і молочних продуктів / Укладачі: В.П. Ясній, Т.А. Довбуш. – Тернопіль : Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя, 2018. – 182 с.
4. Методичні вказівки до практичних занять та самостійної роботи з навчальної дисципліни «Якісні показники природних та стічних вод» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою «Водопостачання і водовідведення» спеціальності 192 «Будівництво та цивільна інженерія» всіх форм навчання [Електронне видання] / Квартенко О. М. – Рівне : НУВГП, 2020. – 42 с.
5. Методичні вказівки до виконання лабораторного аналізу природних вод при проходженні загально-екологічної навчальної практики. Модуль 2. Професійне спрямування «хімік-лаборант» (для студентів 1 курсу денної форми навчання за напрямом підготовки 6.040106 – «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування») / Харк. нац. акад. міськ. госп-ва; уклад.: О. О. Мураєва, І. С. Зайцева, Т. П. Нат та інші. – Х.: ХНАМГ, 2013. – 91 с.
6. Юкало В.Г. Лабораторний практикум з хімії та фізики молока і молочних продуктів : навчальний посібник / Юкало В.Г. – Тернопіль : Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя, 2018. – 176 с.
7. Методика розв'язування розрахункових задач з хімії. Навчальний посібник / І.М. Курмакова, П.В. Самойленко, О.С. Бондар, С.В. Грузнова Чернігів: НУЧК, 2018. – 165 с.
8. Танащук Л.І. Основи загальної екології. Лаборатор. практикум: Навч. посіб. - К.: НУХТ, 2005. – 161 с.
9. Контроль якості та безпечності продукції галузі: Метод. рекомендації до виконан. лаборат. робіт для студ. напряму 6.051701 «Харчові технології та інженерія» ден. та заоч. форм навч. / Уклад.: Попова Н. В., Арсеньєва Л. Ю., Мисюра Т. Г., Зав'ялов В. Л., Бодров В. С., Запорожець Ю. В. – К.: НУХТ, 2012. – 129 с.
10. Фальсифікація молока. Методи визначення. Практичні рекомендації. Навчальний посібник. /О. П. Чагаровський, Н. А. Ткаченко, Т. А. Лисогор. – Київ, 2016 р. – 127 с.
11. Химический состав пищевых продуктов. Кн. 2: Справочные таблицы содержания аминокислот, жирных кислот, витаминов, макро- и микроэлементов, органических кислот и углеводов/ Под ред. И.М.Скурихина и Н.М. Волгарева, 2 иед. – М.: Агропромиздат, 1987, – 360 с. Режим доступа - https://komposp.com/bm/3-Himicheskij_sostav_piwevyh_produktov_T.2.pdf

12. Збірка задач та вправ з екології та хімії навколишнього: Навчальний посібник / Василенко І.А., О.А. Півоваров О.А., С.О. Куманьов С.О. – Дніпропетровськ: Акцент ПП, 2013. – 194 с.
13. Горяйнова Ю. А. Харчова хімія. Завдання для самостійної роботи студентів: навч. посібник. – Кривий Ріг: ДонНУЕТ, 2018. – 101 с

Зміст

ВСТУП	3
Техніка безпеки при роботі в лабораторії	3
Тема 1. Вода – джерело надходження хімічних елементів до організму людини.....	5
Лабораторна робота 1. Фізичний аналіз води.....	5
Лабораторна робота 2. Визначення рН води.....	10
Лабораторна робота 3. Визначення ступеня мінералізації води.....	11
Лабораторна робота 4. Визначення загальної, кальцієвої та карбонатної жорсткості води титрометричними методами.....	12
Лабораторна робота 5. Визначення «активного» хлору у воді.....	15
Лабораторна робота 6. Визначення амоніаку у питній воді та в промислових водах	17
Лабораторна робота 7. Визначення нітритів та нітратів у питній воді...	21
Лабораторна робота 8. Визначення сульфатів у питній воді.....	24
Лабораторна робота 9. Визначення хлоридів у воді.....	27
Лабораторна робота 10. Визначення вмісту іонів Fe^{2+} і Fe^{3+} та їх суми у питній воді.....	29
Лабораторна робота 11. Визначення вмісту іонів міді методом візуального колориметричного дотитрування.....	33
Тема 2. Забезпечення організму людини мінеральними речовинами харчових продуктів.....	35
Лабораторна робота 12. Кількісне визначення кальцію у молоці.....	35
Лабораторна робота 13. Встановлення присутності сторонніх речовин у молоці.....	37
Лабораторна робота 14. Визначення аскорбінової кислоти у соках.....	38
Лабораторна робота 15. Визначення суми фенольних сполук та танинів у чорному чаї.....	42
Лабораторна робота 16. Оцінка харчової і біологічної цінності добового раціону за мінеральним складом.....	44
Завдання для самоконтролю.....	48
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ.....	51
Додатки.....	53

Вміст хімічних елементів у напоях

Елемент	Мате (70 % листя), мг/100 г	Чай чорний, мг/л
N	1600	11
P	90	41
K	1300	683
Ca	630	44
Mg	490	188
S	90	58
B	3,20	2,22
Cu	0,89	0,28
Fe	18,50	0,33
Mn	88	34
Ni	0,19	0,2
Zn	4,00	2,25
Al	40,30	3,43
Cr	0,15	0,04
Na	3,90	3,23
Si	-	6,31
Sr	-	0,52