

Міністерство освіти і науки України
Прикарпатський національний університет імені Василя Стефаника
Кафедра теоретичної та прикладної хімії

На правах рукоп

**Підготовка і підбір матеріалів до видачі конспекту лекцій з
аналітичної хімії навколишнього середовища**

Верста О.М., доцент,

Івано-Франківськ

20011

Анотація

робота є рукопис, який містить дослідження та теоретичне обґрунтування матеріалу аналітичній хімії навколишнього середовища.

Стор. 50, рис. 2, табл. 4, літер. джерел 20.

Ключові слова: природні води, зависі, каламутність, кольоровість, рН середовища, концентрація, температура, запах, смак, густина, прозорість.

Prepare and selection materials for issue a synopsis lectures of analytical chemistry of the environment—Manual work by specialtyby specialty – Chemistry Prycarpathion National University after Vasil Stefanyk – Ivano-Frankivsk, 2006 – 50 p.

Manual work is a manuscript, which contains experimental researches and theoretical substantiation materials of analytical chemistry of the environment.

Pages – 50, pictures – 2, tables – 4, literature – 20.

Keywords: natural waters, turbid, color, pH environment, concentration, temperature, smell, savor, solidity, pellucid.

ЗМІСТ

Вступ-----	5
Розділ 1. Природні води-----	7
1.1. Визначення фізичних властивостей та інтегральних показників хімічного складу вод-----	7
1.1.1. Температура-----	7
1.1.2. Густина-----	8
1.1.3. Прозорість-----	9
1.1.4. Кольоровість-----	10
1.1.5. Каламутність-----	11
1.1.6. Смак-----	12
1.1.7. Запах-----	12
1.1.8. Вміст розчинних та нерозчинних речовин-----	14
1.1.9. Зависі-----	15
1.1.10. Розчинні речовини-----	18
1.1.11. Сумарний вміст розчинених та нерозчинених речовин-----	18
1.1.12. Окисно відновні потенціали-----	19
1.1.13. Питома електропровідність-----	21
1.1.14. Азот. Метод К'єндаля-----	23
1.1.15. Азот органічних сполук-----	24
1.1.16. Загальний фосфор-----	24
1.1.17. Фосфор органічних сполук-----	25
1.1.18. Вуглець органічних сполук-----	25
1.1.19. Хімічне споживання кисню-----	28
1.1.20. Біохімічне споживання кисню-----	31
1.2. Визначення індивідуальних показників хімічного складу вод-----	32
1.2.1. Іони водню, рН, рОН-----	32
1.2.2. Розчинний кисень-----	35

1.2.3.	Сірководень та сульфід	38
1.2.4.	Кислотність, лужність, компонент карбонатної системи та органічний діоксид кремнію	42
	Предметний показчик	46
	Список використаної літератури	49

ВСТУП

Вивчення курсу “Аналітична хімія навколишнього середовища” входять в спеціальну програму предметів спеціальності “Хімія”.

Актуальність. При досить високих вимогах до знань студентів-хіміків наявна програма не дозволяє розширити та поглибити цей курс через обмеження кількості годин, що відводяться для нього. На заваді самостійному оволодінні цими знаннями (особливо студентами-заочниками) стають такі фактори як недоступність літератури та сильне перевантаження наявної літератури не обов’язковими, зайвими для студента-хіміка даними. Це й обумовило підбір матеріалу для створення конспекту лекцій з аналітичної хімії навколишнього середовища.

Аналітична хімія—це наука про методи аналізу речовин.

Предметом цієї науки є теорія і практика аналізу.

Аналітична хімія включає методи якісного і кількісного аналізу за допомогою яких можна судити про якісний склад речовин і встановлювати кількісне співвідношення елементів і хімічних сполук даної речовини.

Ця наука має виключно, як наукове, так і практичне значення. Успіхи хімії у всіх її численних областях в значній степені визначаються успіхами хімічного аналізу.

Основні закони хімії опираються на результати багаточисельних точних аналітичних досліджень. По результатах аналітичних визначень знаходять атомні маси хімічних елементів, хімічні еквіваленти, встановлюються різні константи, формули окремих сполук.

Без сучасних методів аналізу нереальний синтез великої кількості хімічних сполук.

Аналітична хімія відіграє велику роль в науковому і технічному прогресі, в певній мірі сприяє розвитку багатьох наук, наприклад таких як: геохімія, мінералогія, агрохімія і ін.

Вивчення аналітичної хімії поглиблює і доповнює знання, одержані при вивченні загальної хімії, неорганічної та органічної хімії.

Зв'язок роботи з науковими програмами, планами, темами. Дана робота складена згідно програмових вимог Міністерства освіти та науки України. Матеріал в ній викладений розділами, які складені на основі лекційного курсу, що читається у Прикарпатському університеті на спеціальності “Хімія”. Тема даної роботи затверджена на засіданні кафедри теоретичної та прикладної хімії (протокол № від вересня 2004 р.).

Метою роботи є підготовка і збір матеріалів для видачі конспекту лекцій з аналітичної хімії навколишнього середовища.

Об'єктом досліджень була аналітична хімія навколишнього середовища, а **предметом**—курс лекцій з аналітичної хімії навколишнього середовища.

Розділ 1

ПРИРОДНІ ВОДИ

Склад природних вод можна охарактеризувати двома групами показників—інтегральними і індивідуальними.

Інтегральні показники якості води зумовлені наявністю в ній групи речовин в завислому, колоїдно-дисперсному та розчиненому стані. Найважливіші інтегральні показники хімічного складу такі: каламутність, прозорість, кольоровість, смак, запах, E_h , питома електропровідність, загальний вміст азоту та фосфору, органічний вуглець, азот та фосфор, а також хімічне та біохімічне споживання кисню.

Інша група показників—індивідуальні, характеризують концентрації окремих іонів та молекул, молекул розчиненого кисню, іонів Na^+ , Ca^{2+} , Cl^- , HCO_3^- , SO_4^{2-} , NO_3^- , NH_4^+ і інших. Загальний вміст іонів важких металів у воді, таких як залізо (Fe), мідь (Cu), манган (Mn), цинк (Zn), теж стосується індивідуальних показників, які складаються з усіх розчинних і нерозчинних форм кожного металу. До цієї групи показників можна також віднести суму близьких за властивостями органічних сполук одного класу, наприклад, суму карбонових кислот, альдегідів та інших, а також сумарний вміст різних аніонів одного і того ж елемента—фосфатів (H_2PO_4^- , HPO_4^{2-}), сульфідів (HS^- , S^{2-}).

Такий поділ показників вод на інтегральні та індивідуальні має певною мірою умовний характер. З еколого-токсикологічної точки зору такий поділ є корисним, бо норми ГДК встановлені, в основному, для іонів і молекул індивідуальних речовин, вміст яких необхідно контролювати в природних водних системах.

1.1. Визначення фізичних властивостей та інтегральних показників хімічного складу вод.**1.1.1. Температура.**

Вимірювання температури води при відборі проби є невід'ємною частиною гідрохімічного аналізу, тому що розчинність речовин, особливо газів, залежить

від температури. Температуру води вимірюють каліброваним ртутним термометром зі шкалою поділок $0,1-0,5^{\circ}\text{C}$. Коли за умов відбору проби можна безпосередньо вимірювати її температуру, тоді термометр занурюють у воду, уникаючи прямого сонячного світла. Отже, при вимірюванні температури проба води не повинна взаємодіяти з будь-яким джерелом тепла та зі світлом.

Температуру відмічають після встановлення ртутного стовпчика на постійному рівні при зануренні у воду термометра. Але, якщо температура води і навколишнього середовища значно відрізняється одна від одної, то не очікують встановлення стовпчика ртуті на постійному рівні, а проводять замір температури так: коли температура води вища від температури навколишнього середовища, то записують найвищий показник вимірів, або відмічають найменше значення термометра у випадку, якщо температура води нижча за температуру навколишнього середовища.

При вимірюванні води у водоймищах на різних глибинах використовують спеціальні термометри. Температуру вказують у градусах Цельсія з округленням до $0,1$ або $0,5^{\circ}\text{C}$. Знак ставиться тільки тоді, коли температура нижча від нуля.

1.1.2. Густина.

Густина води залежить від концентрації розчинених в ній речовин та зависей, а також від температури. Для порівняння даних величину густини відносять до певної температури. Визначити густину води можна при змішуванні вод з різними концентраціями розчинених речовин. Зміна густини впливає на розвиток гідробіоніків.

Густину ще можна визначити гравіметричним методом за допомогою пікнометра. Її виражають у г/см^3 при температурі $20,0\pm 0,5^{\circ}\text{C}$.

Методика визначення. Для визначення беруть висушений пікнометр, зважують його і наповнюють пробою води, доводячи її температуру в термостаті до 20°C . Пікнометр заповнюють так, щоб в ньому не лишилось

бульбашок повітря. Поверхню його витирають. Температура води в пікнометрі не повинна змінюватись. Потім пікнометр з пробєю води зважують.

Густина обчислюють за формулою:

$$\rho = \frac{m_1 - m_2}{V}$$

де m_1 – маса пікнометра з пробєю води, г;

m_2 – маса висушеного пікнометра, г;

V – об'єм пікнометра, см³.

1.1.3. Прозорість

Прозорість води залежить від її кольору та каламутності. Мірою прозорості є висота водяного стовпа.

Вимірювати прозорість можна двома способами:

1. Вимірювання за стандартною дощечкою;
2. Вимірювання за допомогою шрифту.

Перший метод полягає у встановленні глибини, при якій занурена біла дощечка перестає бути видимою. Вимірювання проводять при відсутності прямого сонячного світла.

Методика визначення. Дощечку при розсіяному денному світлі занурюють у воду і визначають глибину в сантиметрах, при якій вона перестає бути видимою. Вимірювання проводять кілька раз і розраховують середнє значення.

Суть другого методу полягає у визначенні висоти водяного стовпа, крізь який друкарський шрифт починає погано розрізнятися.

Методика визначення. Використовують скляний прозорий циліндр, під дно якого підкладають добре освітлений шрифт, заповнюють пробєю води до такої висоти, щоб літери, які видно зверху, почали погано розпізнаватися. Пробу потрібно розглядати при розсіяному денному освітленні. Як і в першому випадку, визначення повторюють декілька разів і розраховують середнє значення водяного стовпа в сантиметрах.

1.1.4. Кольоровість

Природні води майже безбарвні, а кольоровість поверхневих вод зумовлена певним чином наявністю в них забарвлених гумусових речовин та сполук заліза (III). Визначити кольоровість можна у профільтрованій або не фільтрованій пробі води. Саму пробу води не консервують і проводять визначення її кольоровості не пізніше, ніж через дві години після відбору.

Визначення кольоровості проводять візуальним методом та методом порівняння з штучними стандартами.

Метод візуального визначення. Пробу води наливають у скляний циліндр з рівним плоским дном. Висота стовпа води має дорівнювати 10 см. Результат описують словесно з вказівкою відтінку та інтенсивності забарвлення.

Визначення методом порівняння з штучними стандартами. Пробу води, відтінок кольору якої відповідає сумішам розчинів хлороплатиніту калію та хлориду калію або дихромату калію та сульфату кобальту, порівнюють з забарвленням стандартних розчинів цих сполук. Результати виражають у градусах кольоровості. Забарвлення води, яке відповідає кольору розчину, що містить 1 мг платини в 1 л, дорівнює одному градусу кольоровості.

Але визначенню кольоровості води заважає каламутність. Щоб позбутися її впливу використовують фільтрування через скляний фільтр №4 або центрифугуванням.

Методика визначення. Проводять порівняння з стандартними розчинами дихромату калію і сульфату кобальту.

Послідовно в циліндри Неслера вводять 0,5; 1,0; 1,5; 2,0; 2,5; 3,0; 4,0; 4,5; 5,0; 6,0 і 7,0 мл стандартного розчину в 1 л якого міститься 0,0875 г $K_2Cr_2O_7$, 2 г $CoSO_4 \cdot 7H_2O$ та 1 мл концентрованої H_2SO_4 ; об'єм розчинів доводять сірчаною кислотою (1:999) до 50 мл.

Забарвлення одержаних стандартних розчинів відповідає забарвленню розчинів з концентрацією 5-70 мг Pt в 1 л, тобто кольоровості 5-70 град.

Знову в циліндр Неслера наливають 50 мл проби води і порівнюють колір води з стандартними розчинами, розглядаючи їх зверху. Коли інтенсивність кольору проби виходить за межі шкали, то пробу розбавляють дистильованою водою, вимірюють 50 мл і проводять визначення.

1.1.5. Каламутність

Вона зумовлена наявністю у воді дрібнодисперсних і колоїдних речовин неорганічного та органічного походження. Причиною каламутності поверхневих вод є, насамперед, мули, силіцієва кислота, гідроксиди заліза та алюмінію, органічні колоїди. У ґрунтових водах вона зумовлена наявністю в них нерозчинних мінеральних речовин.

Вимірюють каламутність методами турбідиметрії або нефелометрії. Її потрібно визначати в день відбору проби і не пізніше доби після її відбору. Воду зберігають у темряві, і для послаблення біохімічних процесів у пробу додають 2 мл хлороформу на 1 л води. Результати вимірювання записують у міліграмах SiO_2 на 1 л.

Турбідиметричне визначення. За цим методом каламутність води визначають візуально або фотометричним методом. Щоб позбутися впливу спричиненого забарвленням води, який заважає аналізу, будують стандартну шкалу суспензії SiO_2 на фоні прозорої природної води. У тому випадку коли каламутності проби не можна позбутися, використовують інший прозорий розчин, який забарвлений у той же колір, що й проба природної води.

Методика визначення. Добре збовтану пробу води переносять у кювету відповідної товщини поглинального шару. Потім вимірюють оптичну густину на фотоелектроколориметрі з червоним світлофільтром. Якщо вода має кольоровість, то необхідно врахувати оптичну густину при умовах вимірювання центрифугованої проби води. Потім за градуовальник графіком оцінюють каламутність проби води і виражають її у $\text{mg SiO}_2 / \text{l}$.

Щоб побудувати градуовальник графік використовують стандартні розчини, які послідовно наливають у кювету. Розчини містять діоксид силіцію з

концентрацією 1, 2, 4...(мг/л) і вимірюють їх оптичну густина. Координати графіка такі: «оптична густина – концентрація SiO₂,мг/л.

Нефелометричне визначення. Воно базується на вимірюванні інтенсивності ефекту Тіндаля у пробі природної води. За градуовальним графіком визначають каламутність.

1.1.6. Смак

Смакові властивості води залежать від наявності в ній речовин природного походження або речовин, які потрапляють у воду зі стоками. Якщо взяти підземні води, то вони мають специфічний смак, який зумовлений наявністю сполук Fe, Mn, Mg, Na, K, хлоридів та карбонатів. Розрізняють такі категорії смаку: солоний, солодкий, гіркий та кислий. Крім цього є ще присмаки: лужний, металевий, хлорний і інші, та інтенсивність смаку – без смаку, слабкий, сильний.

Для визначення смаку питних вод використовують проби, які бактеріологічно нешкідливі, незабруднені і нетоксичні. Смак визначають при температурі проби в момент її відбору, при кімнатній температурі або при 40⁰С.

1.1.7. Запах

Цей інтегральний показник хімічного складу води зумовлений леткими органічними речовинами, що пахнуть і потрапляють у воду природним шляхом або зі стічними водами. Питна вода і води на виробництві повинні бути без запаху.

Для того, щоб визначити запах води спочатку встановлюють характер запаху. Потім визначають його інтенсивність органолептично чи методом «порогового дослідження». Запах визначають на місці відбору проби води.

Визначення інтенсивності запаху питної води і органолептичне визначення. Характер запаху питної води можна визначити при температурі 20⁰С та 60⁰С, а інтенсивність за п'ятибальною шкалою (табл. 1)

Проведенню визначення запаху може заважати сірководень або вільний хлор, в тому випадку коли вони не є об'єктами дослідження. Для виведення

сірководню додають кілька краплин 10% розчину ацетату кадмію, а вільний хлор—введенням 10% розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Таблиця 1.

Визначення інтенсивності запаху питної води

Інтенсивність (бали)	Характеристика по запаху	Поява запаху
0	Без запаху	Відсутність запах.
I	Дуже слабкий	Запах, який не відчуває споживач, але виявляє дослідник.
II	Слабкий	Запах відчуває споживач, якщо звернути на це його увагу.
III	Помітний	Запах легко визначається; вода неприємна для пиття.
IV	Виразний	Запах привертає до себе увагу; він може спонукати не пити воду.
V	Дуже сильний	Запах настільки сильний, що воду не можна пити.

Методика визначення. При температурі 20°C в конічну колбу вносять 250 мл проби води. Колбу закривають корком і енергійно збовтують. Потім відкривають колбу і органолептично визначають характер запаху та його інтенсивність. Для визначення в колбу 2 наливають 250 мл проби, закривають годинниковим склом і, перемішуючи розчин, нагрівають на водяній бані до температури 60°C . Після нагрівання колбу відкривають і визначають органолептично характер та інтенсивність запаху.

Визначення порогової інтенсивності запаху. Інтенсивність запаху визначають при температурі $20\text{-}60^{\circ}\text{C}$ шляхом розбавлення проби води дистильованою водою доти, доки не зникне запах.

В табл.2 наведена методика розбавлення проб води при умові, що загальний об'єм після розведення становить 200 мл. Для того, щоб обчислити порогову інтенсивність запаху використовують формулу:

$$P = \frac{200}{V}$$

де V – об'єм проби води, яку було взято для приготування суміші, мл.

Таблиця 2.

Розбавлення проб води для визначення порогової інтенсивності запаху.

Проба води, мл	200	135	100	65	50	40	33	25	20
Інтенсивність запаху, P	1	1,5	2	3	4	5	6	8	10

1.1.8. Вміст розчинних та нерозчинних речовин

Всі сполуки, які є в природних водах можна поділити на 2 групи: розчинні і нерозчинні. Нерозчинні поділяються на такі, що осідають, не осідають та спливають. Для того щоб визначити загальний вміст всіх розчинних і нерозчинних речовин у воді потрібно провести випарювання проби води, висушування залишку при 105⁰С і зважуванні його маси. Для визначення вмісту розчинних речовин за масою пробу води фільтрують, після чого фільтрат випарюють, а залишок висушують при 105⁰С і зважують. Вміст нерозчинних речовин або їх ще називають зависями можна знайти, як різницю між загальним вмістом всіх речовин і вмістом їх розчинних форм або як різницю між масою висушеного при 105⁰С фільтрату з осадом і масою самого фільтру.

Дані способи визначення не дають повного відокремлення розчинених речовин від нерозчинених, а лише поділяють їх на ті, які можна відділити фільтруванням (зависі), і ті що проходять крізь фільтр. Крім цього, при наведеному способі виконання аналізу не враховуються наявні у воді гази, леткі речовини і ті, які при випарюванні або висушуванні розкладаються.

Проби води при визначенні вмісту розчинених і нерозчинених речовин не консервують і обробляють їх одразу, але не пізніше однієї доби при визначенні

зависей і не пізніше трьох діб при встановленні загального вмісту домішок. Результати визначення виражають у міліграмах на 1 л проби води.

1.1.9. Зависі

У воді вміст зависей можна визначити фотометричним і гравіметричним методами при фільтруванні з мембранними або паперовими фільтрами, а також центрифугуванням.

Фотометричне визначення. На приладі фотометрі визначають коефіцієнт світло пропускання проби води і за градувальним графіком встановлюють концентрацію зависей. Чутливість методу становить 0,2 мг/л.

Побудова градувального графіка і виготовлення стандартної суміші.

Поблизу джерела відбирають 100 г глини, розтирають з дистильованою водою у фарфоровій ступці. Після цього глину змивають у скляний посуд діаметром 20-25 см і висотою 30-50 см, його заповнюють дистильованою водою до мітки, ретельно перемішують і залишають на 60 хв. З посуду відбирають верхній шар води на глибину 180 мм. Тут містяться глинисті зависі з частинками, які мають гідравлічну пружність меншу ніж 0,05 мм/с. Потім зависі, що знаходяться у воді відфільтровують через щільний паперовий фільтр, висушують у сушильній шафі при 105⁰С. Далі їх розтирають в агатовій ступці.

Виготовлення суміші: для цього зважують 1 г зависі, знову розтирають у ступці з дистильованою водою і переносять у мірну колбу на 1 л. Попередньо у мірну колбу наливають 200 мл 0,1% розчину гексаметафосфату натрію як стабілізатора. Суспензію, яка знаходиться у колбі доводять до мітки дистильованою водою. При цьому 1 мл розчину містить 1 мг зависі. Розбавлення цього розчину готують суспензії з вмістом зависей 1, 2, 5, 10, 20, 40,60 мг/л. Потім вимірюють коефіцієнт світло пропускання щодо дистильованої води.

Визначення з використанням мембранних фільтрів. Для цього мембранні фільтри кип'ятять 15 хв. у дистильованій воді і повторюють цей процес тричі, причому кожен раз у свіжій дистильованій воді. Потім при

температурі 105⁰С висушують до постійної маси 12-13 год. і зважують. Фільтр закріплюють у спеціальному апараті і під вакуумом пропускають через нього 100-150 мл проби. Після закінчення процесу апарат розбирають, виймають фільтр, сушать на повітрі, а потім кладуть ще у сушильну шафу, висушують при 105⁰С до постійної маси і зважують. Для визначення залишку після пропарювання мембранний фільтр з зависями переносять у прожарений і зважений платиновий або фарфоровий тигель. Після цього ще прожарюють при 600⁰С до постійної маси і після охолодження зважують. Загальний вміст зависей (m_x), залишку після прожарювання (m_y), та втрати при прожарюванні (m_z) обчислюють за формулами:

$$m_x = \frac{(m_1 - m_2) \cdot 1000}{V}; \quad m_y = \frac{(m_3 - m_4) \cdot 1000}{V}; \quad m_z = m_x - m_y,$$

де m_1 – маса мембранного фільтру з осадом, мг;

m_2 – вихідна маса мембранного фільтру, мг;

m_3 – маса тигля з залишком після прожарювання, мг;

m_4 – маса порожнього тигля, мг;

V – об'єм проби води, мл

Визначення з використанням паперових фільтрів. Паперові фільтри «синя смужка» висушують протягом 1 год. при 105⁰С до постійної маси і зважують. Для визначення вмісту зависей беруть необхідний об'єм води, який залежить від очікуваного вмісту зависі (див. табл.3).

Таблиця 3.

Залежність об'єму проби від очікуваного вмісту зависі.

Очікуваний вміст зависі, мг/л	Менше 10	10-50	50-100	100-500	Понад 500
Об'єм проби, л	1,5-2	1,0	0,5	0,25	0,1

Пробу збовтують і відбирають швидко циліндром необхідний об'єм води, так щоб не встигли осісти зависі. Потім фільтрують через паперовий фільтр. Коли фільтрат каламутний, то процес повторюють ще раз. Завись, що

знаходиться на фільтрі. Кілька разів промивають невеликою кількістю дистильованої води. Після чого фільтр переносять у зважений бюкс і висушують при 105⁰С до постійної маси. Сам залишок одержують обережним спалюванням фільтру в тиглі і подальшим прожарюванням у муфелі при 600⁰С до постійної маси, після чого охолоджують в ексикаторі. Потім тигель з залишком зважують.

Загальний вміст зависей обчислюють за формулами:

$$m_x = \frac{(m_2 - m_1) \cdot 1000}{V}; \quad m_y = \frac{(m_4 - m_3) \cdot 1000}{V}; \quad m_z = m_x - m_y,$$

де m_1 – маса бюксу з висушеним паперовим фільтром до пропускання води, мг;

m_2 – маса бюксу з фільтром і зависсю, мг;

m_3 – маса тигля з залишком після прожарювання, мг;

m_4 – маса порожнього тигля, мг;

V – об'єм проби води, мл

Визначення центрифугуванням. Такий метод використовують при аналізі вод, що містять зависі у кількостях понад 100 мг/л і мають густину понад 1 г/см³.

У центрифужну пробірку відбирають такий об'єм проби, щоб у ньому містилося не менше 10 мг зависей. Її центрифугують на протязі 5 хв. зі швидкістю 3000 об/хв., потім зливають прозору рідину. Осад, який знаходиться у пробірці тричі промивають центрифугуванням з дистильованою водою. У попередньо зважену фарфорову або платинову чашку дистильованою водою змивають залишок. Рідину випарюють в чашці на водяній бані і висушують сухий залишок у сушильній шафі при 105⁰С до постійної маси, охолоджують у ексикаторі і зважують.

Загальний вміст зависей вираховують по формулі:

$$m_x = \frac{(m_2 - m_1) \cdot 1000}{V}; \quad m_y = \frac{(m_3 - m_4) \cdot 1000}{V}; \quad m_z = \frac{(m_2 - m_3) \cdot 1000}{V},$$

де m_1 – маса чашки, мг;

m_2 – маса чашки з висушеним залишком, мг;

m_3 – маса чашки після прожарювання, мг;

m_4 – маса порожнього тигля, мг;

V – об'єм проби води, мл

1.1.10. Розчинені речовини

Для визначення розчинених речовин потрібно профільтрувати пробу через мембранний або паперовий фільтр. Після чого провести випарювання проби води. Зважують фарфорову чашку для випарювання фільтрату. Фільтрат випарюють на водяній бані до суха, а залишок висушують при 105°C до постійної маси і зважують. Потім проводять прожарювання у муфелі при 600°C до постійної маси і після охолодження в ексікаторі знову зважують. Бувають випадки, коли проба містить велику кількість органічних речовин і після прожарювання залишок може бути темного кольору. Тоді, після охолодження чашки, залишок треба зволожити дистильованою водою, висушити і знову прожарити.

Розчинені речовини визначають за добутим результатом маси: при 105°C – вміст розчинних речовин (m_x), а при 600°C —залишок після прожарювання (m_y); втрати при прожарюванні (m_z). Розмірність у мг/л. Тоді:

$$m_x = \frac{(m_z - m_1) \cdot 1000}{V}; \quad m_y = \frac{(m_3 - m_1) \cdot 1000}{V}; \quad m_z = \frac{(m_2 - m_3) \cdot 1000}{V},$$

де m_1 – маса чашки, мг;

m_2 – маса чашки з висушеним залишком, мг;

m_3 – маса чашки після прожарювання, мг;

V – об'єм проби води, мл

1.1.11. Сумарний вміст розчинених і нерозчинених речовин

Визначення включає в себе 3 стадії:

1. Випарювання об'єму відібраної проби води на водяній бані;
2. Висушування залишку до постійної маси при 105°C ;
3. Прожарювання.

Сухий залишок, який одержують після випарювання прожарюють у муфелі при 600°C до постійної маси і після охолодження в ексикаторі зважують. Втрату при прожарюванні знаходять як суму зависей і розчинених речовин. Розрахунки і хід визначення будуть такі. Як і в попередньому випадку.

1.1.12. Окисно-відновний потенціал

Визначення окисно-відновного потенціалу для природних вод.

Визначення окисно-відновного потенціалу для природних вод потрібно проводити на місці відразу після відбору проби, тому що його величина залежить значною мірою від газового складу води. Щоб позбутися впливу кисню повітря на величину E_h , застосовують проточні комірки, які ізольовані від повітря.

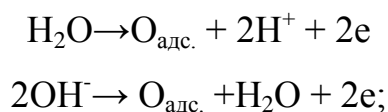
Щоб виміряти окисно-відновний потенціал використовують електроди двох типів:

- а) індикаторний;
- б) допоміжний.

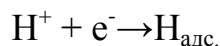
Як індикаторний беруть платиновий електрод, а в ролі допоміжного— хлорсрібний або каломельний електроди. При зануренні платинового електроду в розчин, де знаходяться зворотні окисно-відновні системи, виникає потенціал. Швидкість встановлення потенціалу залежить від ряду факторів, головним з яких є окисно-відновна ємність середовища.

Сам процес визначення потенціалу полягає в тому, що платиновий електрод набуває певного заряду за рахунок окисників або відновників розчину. Електрод може заряджатися позитивно або негативно залежно від E_h середовища. При цьому відбувається адсорбція певної кількості атомарного кисню або водню. Проходить електрохімічний розряд води, при цьому буде:

при позитивному заряді електрода



при негативному:



Величина E_h зв'язана з активностями іонних форм елементів зі змінним ступенем окиснення у розчині, рівнянням Нернста:

$$E_h = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{\text{ок}}}{a_{\text{відн}}}$$

де E^0 – стандартний потенціал;

$a_{\text{ок}}$ і $a_{\text{відн}}$ – активності окисленої і відновленої форм.

Якщо у воді міститься велика кількість окислювачів та відновників, то при вимірюванні E_h потенціал титанового електроду встановлюється швидко. Якщо зменшити кількість окислювачів та відновників, то потенціали різних індикаторних електродів встановлюються неоднаково. Це можна пояснити тим, що кожний електрод має свою власну ємність, яка залежить від його форми. Розміру, матеріалу, чистоти його поверхні. Коли встановлюється рівноважний потенціал, то відбувається його зміна, яка спричинена ємністю окисно-відновної системи та ємністю приелектродного шару. Для одержання надійних результатів треба. Щоб окисно-відновна ємність електроду була меншою від ємності розчину.

Нафтопродукти, детергенти та велика кількість завислих речовин шкідливо впливають на електродну функцію електродів. Крім цього, вимірюванню окисно-відновного потенціалу заважають також іони Mn^{2+} при концентрації понад 0,02 мг/л, тому що на поверхні платинового електроду виділяється осад $\text{MnO}(\text{OH})_2$. Щоб цього не було, потрібно регулярно полірувати електрод пастою з Al_2O_3 . Якщо вимірюють потенціал вод з високим вмістом кисню, то після вимірювання електрод треба помити у розчині сульфату натрію для десорбції кисню. Щоб очистити електроди використовують ще й органічні розчинники, такі як етанол, ефір і інші та розчини NaOH і HCl .

Методика визначення

Щоб виміряти E_h використовують рН-метр з платиновим індикаторним електродом. Потім проточну комірку наповнюють пробєю води безпосередньо

з вододжерела і пропускають через неї воду протягом 5 хв. Далі потік води припиняють і вимірюють потенціал.

Через 10-20 хв. проводять ще два виміри потенціалу, які не повинні відрізнятись більше ніж на 3-5 мВ. Коли різниця буде досягати 6 мВ, то вимір потенціалу продовжують з інтервалом 10 хв. до встановлення його постійного значення.

Перевірка платинових електродів

Для перевірки платинових електродів проточну комірку наповнюють стандартним розчином і ставлять в термостат. Як стандартні розчини використовують такі розчини, як $K_3[Fe(CN)_6]$, 0,003 моль/л; $K_4[Fe(CN)_6]$, 0,009 моль/л і KCl , 0,1 моль/л. Використовують суміш 3,75 г KCl , 0,494 г $K_3[Fe(CN)_6]$ і 0,634 г $K_4[Fe(CN)_6]$ і розчиняють у дистильованій воді. Суміш переносять у мірну колбу ємністю 500 мл і доводять до мітки. Через кілька хвилин комірку виймають з термостата і вимірюють потенціал.

1.1.13. Питома електропровідність

Вона зумовлена наявністю в розчині іонів. Розмірність електро -провідності Ом/м, яка дорівнює електричній провідності 1 м^3 розчину, що знаходиться між паралельними електродами на відстані 1 м один від одного та площею 1 м^2 .

Питома електропровідність—це величина яка протилежна електричному опору розчину, що знаходиться між двома електродами з поверхнею 1 см^2 і віддаленими один від одного на відстань 1 см. Вона залежить від температури розчину і від його складу, а саме від активності і величини заряду катіонів та аніонів.

Якщо взяти води, до складу яких входять переважно неорганічні сполуки, то тут питома електропровідність є приблизним показником концентрації неорганічних електролітів. Коли аналізують воду. величину провідності вимірюють при 20°C . Визначення електропровідності води проводять не пізніше однієї доби після відбору проби. Результати виражають у мксм см^{-1} .

Вимірювання електропровідності проводять у водяному термостаті або на водяній бані після досягнення певної температури. Якщо температура підвищиться або знизиться на 1°C , то це призведе до помилки в результаті.

Щоб уникнути поляризації поверхню електродів покривають платиновою черню. Якщо вимірювання проводити змінним струмом з частотою ≥ 1000 Hz, при цьому використовуючи електроди з великою поверхнею, то можна зменшити поляризацію.

На результати вимірювання електропровідності впливає також забруднення електродів, тому одержані результати будуть неправильними.

Методика визначення

Для визначення беруть дві посудини, в які наливають воду. Пробу води в посудинах кладуть в термостат і залишають до встановлення температури проби 20°C . Електроди вміщують в першу посудину і обмивають їх поверхню кількаразовим занурюванням. Потім електроди виймають, дають щоб з них стекла вода і занурюють у другу посудину, де вже проводять виміри. Опір розчинів вимірюють способом, що відповідає приладу, який використовується.

Тоді за формулою обчислюють питому електропровідність:

$$\kappa = \frac{Kf \cdot 10^6}{R}$$

де K – константа посудини;

R – вимірюваний опір, Ом;

f – поправка на температуру.

Коефіцієнт f для різних температур визначається так:

$$f = 7,5961 \cdot 10^{-4} \cdot t^2 - 5,5122 t + 1,7885$$

Сама ж розмірність електропровідності буде: $[\mu\text{к См см}^{-1}]$

Щоб визначити константу K посудини використовують стандартні розчини КСІ з концентрацією 0,1 або 0,01 моль/л. Температуру беруть 25°C . тоді питома електропровідність буде 0,01289 та 0,001412 Ом см $^{-1}$.

Константа K буде дорівнювати:

$$K = \kappa R$$

де k – питома електропровідність розчину KCl певної концентрації.

1.1.14. Азот. Метод К'єндаля

Якщо взяти природні води і матеріальний баланс в них, то співвідношення між різними формами сполук азоту при розрахунках береться, як загальна кількість всіх речовин, до складу яких входить азот. Ця кількість речовин дістала назву «загального азоту», який виражається в мг N/л проби води.

Суть методу К'єндаля полягає в тому, при нагріванні органічних азото – вмісних з сумішшю концентрованої сірчаної кислоти та сульфату калію в присутності каталізатора (солі Cu, Hg) відбувається розклад цих речовин з утворенням гідросульфату амонію. Потім до розчину додають надлишок лугу і відганяють аміак, збираючи його в розчин кислоти з відомою концентрацією. Кількість аміаку визначають за витратою кислоти тетраметричним способом. Нітрати і нітроти, які є в пробі, відновлюють воднем до NH_3 , а потім суміш мінералізують.

Методика визначення. Пробу води об'ємом від 25 до 100 мл в залежності від вмісту азоту вносять в колбу К'єндаля. Додають 5 мл сірчаної кислоти (1:3) і приблизно 0,5 г порошку заліза. Потім суміш нагрівають на водяній бані до повного розчинення заліза. Суміш охолоджують та додають до неї 50 мл розчину для мінералізації (134 г K_2SO_4 , 200 мл концентрованої H_2SO_4 і 2 г HgO в 1 л води). Це все нагрівають знову і кип'ятять 20-30 хв. Залишок, що знаходиться в колбі розбавляють бідистилятом приблизно до 300 мл, додають кілька крапель фенолфталеїну. Суміш нейтралізують розчином, який складається з 500 г NaOH і 25 г $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в 1 л води. Складають перегонний апарат, до якого під'єднують колбу і відганяють біля 200 мл розчину у приймач з 25 мл сірчаної кислоти, $C [1/2 \text{H}_2\text{SO}_4] = 0,02$ моль/л.

Проводять титрування дистилляту 0,02 моль/л NaOH з індикатором метиловим червоним. Одночасно визначають кількість NaOH , яке йде на титрування 25 мл сірчаної кислоти у приймачі.

«Загальний азот» розраховують по формулі:

$$C_x = \frac{(v_1 - v_2) \cdot C \cdot M \cdot 0,78 \cdot 100}{V} \quad []$$

де v_1 – об'єм розчину NaOH, що був витрачений на титрування H_2SO_4 (25 мл);

v_2 – об'єм розчину NaOH, що був витрачений на титрування дистилляту, мл;

V – об'єм проби води, мл

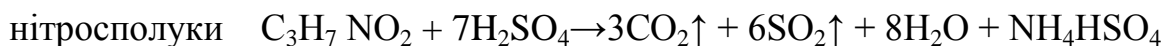
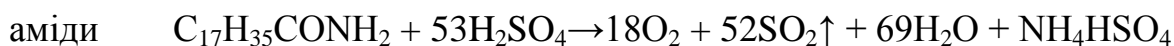
C – концентрація H_2SO_4 , моль екв/л

M – молярна маса еквівалента NH_4 ;

0,78 - коефіцієнт перерахунку NH_4^+ на N.

1.1.15. Азот органічних сполук

Його визначають у вигляді аміаку. Спочатку при $pH = 7,4$ відганяють аміак. Далі залишок нагрівають з сумішшю H_2SO_4 та K_2SO_4 в присутності каталізатора $HgSO_4$. Причому азот органічних сполук буде переходити в гідросульфат амонію за схемою:



Аміак, що утворюється, визначають титруванням або фотометричним методом.

Методика визначення. В колбу К'єндаля вносять від 25 до 100 мл проби води і розбавляють бідистиллятом біля 300 мл. Коли проба має кислу реакцію її нейтралізують розчином лугу до $pH \approx 7$. Потім додають 10-25 мл фосфатного буферного розчину і відганяють приблизно 200 мл, збираючи дистиллят в колбу з сірчаною кислотою.

Потім залишок, який є в колбі охолоджують, проводять мінералізацію органічних сполук і визначення NH_4^+ .

1.1.16. Загальний фосфор

«Загальний фосфор»--це вміст фосфору у сполуках, які містяться у воді. Це можуть бути розчинені і нерозчинені органічні і неорганічні сполуки. Фосфор у розчиненому стані зустрічається у вигляді молекул ортофосфорної кислоти та її

іонів (H_3PO_4 , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-}); у вигляді різноманітних органічних сполук, зокрема, таких як нуклеїнові кислоти, нуклеопротейди, фосфороліпіди.

У вигляді малорозчинних фосфатів, природних мінералів перебуває фосфор в нерозчинному стані.

Коли визначають «загальний фосфор», то проби не фільтрують і не консервують. Перед проведенням аналізу пробу збовтують кілька раз, а потім мінералізують.

Мінералізацію проводять з використанням персульфату калію. Беруть пробірку з термостійкого скла і наливають 25 мл проби, сюди ж додають $0,6 \pm 0,1$ г персульфату калію і 0,5 мл 34% розчину H_2SO_4 . Це все кладуть на киплячу водяну баню і витримують 1 год. Потім охолоджують і переносять розчин у мірну колбу на 50 мл. Проводять нейтралізацію NH_3 (1:1) по α -дигідрофенолу (0,1% розчин у 20% етанолі). Потім об'єм у колбі доводять дистильованою водою до мітки і визначають фосфати фотометричним методом.

1.1.17. Фосфор органічних сполук

Він може бути у природній воді у вигляді завислих часток і розчинених форм. Завислі частки складаються з живих (сестон) і померлих (детрит) організмів.

До органічній форм відносять нуклеїнові кислоти, нуклеопротейди, фосфоліпіди фосфорильовані цукри і інші сполуки.

Різниця між загальним і неорганічним фосфором складає органічний фосфор. Самі ж , загальний і неорганічний фосфор визначаються фотометрично.

1.1.18. Вуглець органічних сполук

Органічні речовини, що містяться у водах, утруднюють визначення кожної з них. Тому оцінюють тільки загальний вміст речовин, застосовуючи при цьому непрямий метод, це метод, який ґрунтується на окисненні органічних сполук дихроматом калію, або так зване хімічне споживання кисню (ХСК). Але результати аналізу часто є хибними, оскільки залежать від умов проведення

реакцій. Тому ХСК замінюють іншим методом, а саме: вуглець, що знаходиться в органічних сполуках окислюють методом «мокрого спалювання» фотохімічним окисненням до CO_2 . Умови проведення окиснення дуже жорсткі, а це дає хороші результати.

Окиснення органічних сполук проводять сумішшю окисників та при каталітичній дії солі срібла з утворенням діоксиду вуглецю, що поглинається розчином лугу. CO_2 визначається методом зворотного титрування кислотою.

Але визначенню перешкоджають неорганічний зв'язаний вуглець, який міститься в карбонатах, та усі речовини, які в умовах визначення утворюють хлор. Та цьому можна запобігти при приготуванні реагентів та виконанні аналізу. Наприклад, хлор поглинають розчином йодиду; якщо є сульфіти з яких виділяється SO_2 , то його видувають разом з CO_2 .

Для приготування реактивів, які потрібні для визначення необхідно використовувати бідистильовану воду.

Прилад для визначення вуглецю органічних сполук (рис 1) складається з колби для кип'ятіння ємністю 250 мл з круглим дном і коротким горлом, у-подібної трубки з притертими пробками, яка наповнена скляними кульками, холодильника, посудини для титрування ємністю 100-200 мл, увідна і відвідна трубки для газів, крапельна лійка, дві автоматичні бюретки на 25 мл, груша, мембранний насос, промивалки, фільтрувальні пластинки.

Хід виконання. В колбу наливають 25 мл проби води. Промивалку 5 заповнюють концентрованою H_2SO_4 для поглинання SO_2 . У промивалку 6 наливають розчин КІ. У промивалці 7 знаходиться 20% розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Потім у крапельну лійку 2 наливають 20 мл концентрованої H_2SO_4 , з якої 5 мл переливають у колбу. З'єднувальну трубку 14 від'єднують, а на її місце приєднують промивалки для очищення повітря від CO_2 . Вмикають мембранний насос 13, впускають воду в холодильник 3. Колбу 1 нагрівають до $40-60^\circ\text{C}$ протягом 15 хв. В посудину для титрування 9 наливають з автоматичної бюретки 10-20 мл розчину гідроксиду барію з молярною концентрацією 0,1

моль/л, або 0,01 моль/л. Насос вимикають, від'єднують промивалки для очищення повітря і швидко приєднують трубку 14. Знову вмикають насос. В колбу вводять з крапельної лійки залишок H_2SO_4 , 2 мл суспензії сульфату срібла, 5 мл суміші для окиснення (340 г CrO_3 ; 100 г P_2O_5 ; 400 мл бідистиляту; 20 мл суміші H_2SO_4 та P_2O_5 (50 г P_2O_5 і 500 мл H_2SO_4)).

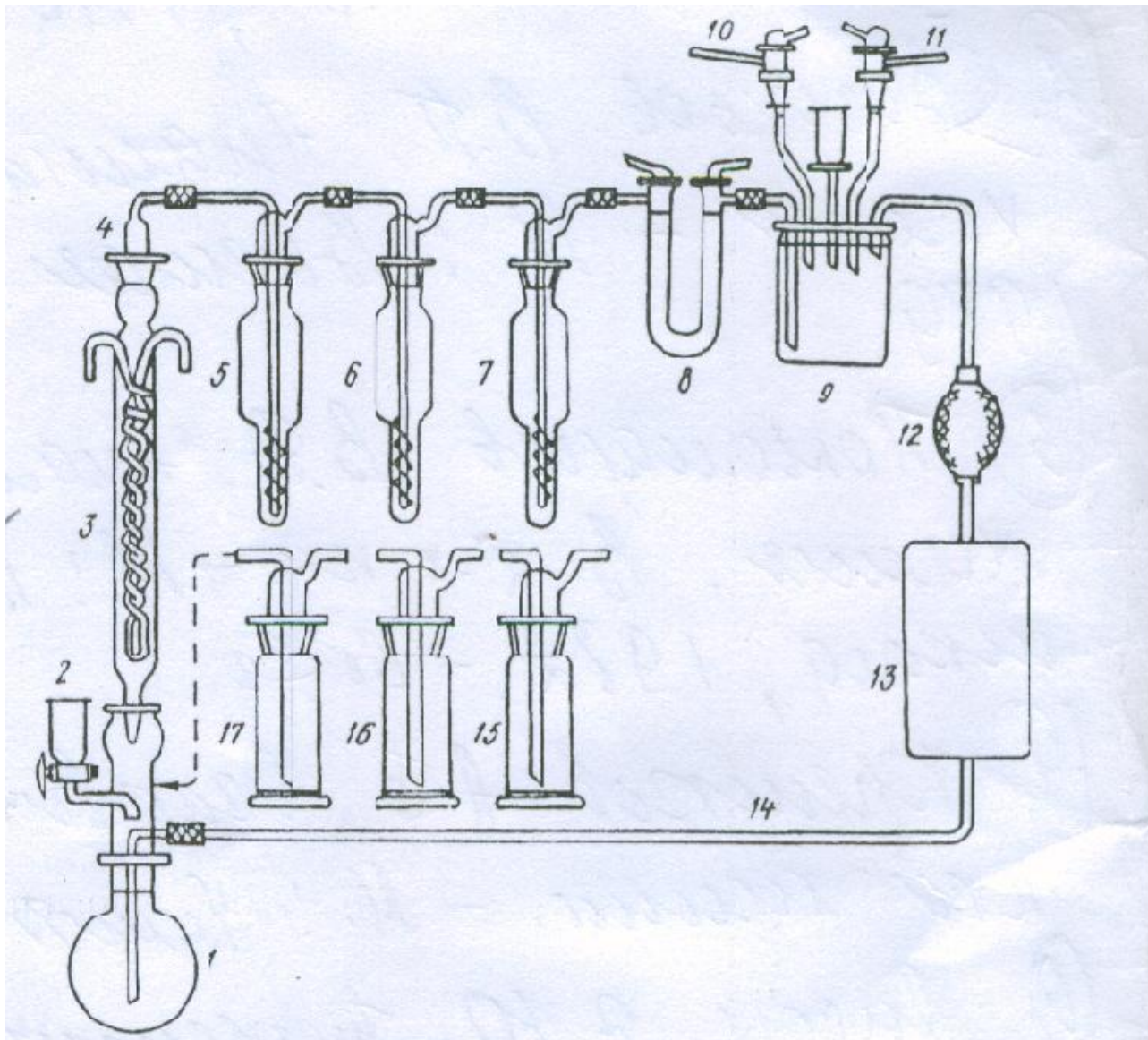


Рис.1. Прилад для визначення вуглецю органічних сполук ($\text{C}_{\text{орг.}}$) у природних водах

Колбу нагрівають і кип'ятять розчин 60 хв. Насос вимикають, трубку 14 замінюють на промивалки для очищення повітря і знову вмикають насос. У посудину для титрування 9 до $\text{Ba}(\text{OH})_2$ додають 5 крапель фенолфталеїну і

титрують HCl 0,1 моль/л до знебарвлення індикатора. Посудину для титрування вимикають, виймають пробки і відключають насос.

Вміст органічного вуглецю визначають по формулі.

$$C_x = \frac{(v_1 - v_2) \cdot C \cdot M \cdot 1000}{V}$$

де v_1 – об'єм розчину HCl витрачений на титрування в холостому досліді, мл;

v_2 – об'єм розчину HCl витрачений на титрування проби води, мл;

V – об'єм проби, мл;

C – концентрація розчину HCl, моль/л;

M – молярна маса еквіваленту вуглецю, $M (1/2 C) = 6,00$.

2.1.19. Хімічне споживання кисню

ХСК—це та кількість кисню у мг/л, яка потрібна для повного окиснення органічних речовин, які містяться у пробі води.

Якщо взяти такі елементи, як C, H, S, P і інші, то вони окиснюються до CO_2 , H_2O , P_2O_5 , SO_3 , а азот в кислому середовищі, утворює іони NH_4^+ .

Вважають, що вода буде придатною для господарсько-питних цілей, тільки в тому випадку якщо $ХСК < 3,0$ мг О/л. Для живлення парових котлів ХСК води може бути меша 5,1 мг О/л. Розрізняють кілька методів визначення ХСК. Методи можуть відрізнятися за природою окисників та за умовами проведення реакцій.

За природою окисників розрізняють такі методи: перманганатний, йодатний, дихроматний та церієвий. Серед них найбільш поширений дихроматний метод.

Для аналізу питних вод, які містять < 300 мг Cl/л використовують перманганатний метод з йодометричним закінченням. Але цей метод має недоліки, наприклад, перманганат є недостатньо сильним окисником, деякі органічні речовини окислюються неповністю.

Визначення ХСК треба проводити у свіжовідібраних пробах. У випадках, коли це неможливо, проби консервують. Додаючи 2 мл розведеної (1:2)

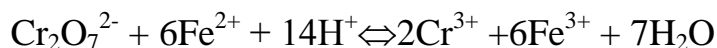
сірчаної кислоти на 100 мл проби. Проби питних, поверхневих та стічних вод консервують, якщо аналіз не буде проведений протягом 48 годин.

Дихроматний метод

Метод полягає в тому, що органічні речовини води окислюють дихроматом у киплячому сірчаноокислому розчині. Дихромат буде відновлюватися за такою схемою:



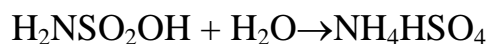
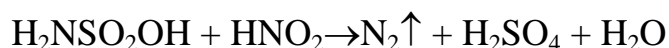
Дихромат який є в надлишку відновлюють розчином солі Fe^{2+} в присутності індикатора фероїну:



Результати визначення ХСК, які знайдені експериментально, повинні становити 95-98% від $\text{ХСК}_{\text{теор}}$. Якщо розглядати окислення дихроматом, то такі речовини як пірідин і його гомологи – пірол, піролідин, нікотинова кислота та інші азотовмісні вуглеводні, парафін, нафталін не окислюються взагалі, або дуже повільно окислюються.

Коли в прообі є неорганічні відновники, то їх кількість визначають окремо іншими методами і їх вміст віднімають від результату визначення ХСК. При цьому вміст H_2S та SO_2 не враховують, бо при додаванні сірчаної кислоти (перед $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) вони видаляються.

Визначенню ХСК заважають також нітрити, але їх можна видалити, додаючи по 10 мг NO_2 . При кип'ятінні розчину відбуваються такі реакції:



Хід визначення. Забруднену воду розводять так, щоб на окислення органічних сполук йшло не більше 50% стандартного розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ з концентрацією 0,25 моль/л. В конічну колбу на шліфах ємністю 250 мл вносять 20 мл проби, додають невеликими порціями 30 мл H_2SO_4 з густиною 1,84 г/см³, 0,4-0,5 г Ag_2SO_4 , та 10 мл стандартного розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Це все нагрівають зі зворотнім холодильником до слабого кипіння протягом 2 год. Потім дають

колбі охолонути, стінки холодильника змивають 100 мл дистильованої води. Суміш знову охолоджують і додають 3-4 краплі розчину фероїну. Далі надлишок дихромату титрують розчином солі Мора з концентрацією 0,25 моль/л.

Для приготування холостого досліду, відбирають 20 мл дистильованої води і виконують всі операції, що були проведені вище.

ХСК розраховують за формулою:

$$C_x = \frac{(v_1 - v_2) \cdot C \cdot M \cdot 1000}{V}$$

де v_1 – об'єм розчину солі Мора витрачений на титрування в холостому досліді, мл;

v_2 – об'єм розчину солі Мора витрачений на титрування проби води, мл;

V – об'єм проби, мл;

C – концентрація титрованого розчину солі Мора, моль екв/л;

M – молярна маса еквіваленту кисню, $M(1/2 O) = 8,00$.

Прискорений дихроматний метод

Його використовують для серійних аналізів з метою контролю за станом води у водоймищі. Перевагою цього методу є те, що використовується надлишок сірчаної кислоти і при цьому нагрівання розчину непотрібне, бо температура, яка потрібна для реакційної суміші досягається за рахунок тепла, яке виділяється при змішуванні води з H_2SO_4 (конц.).

Методика визначення. Коли ХСК води, яку аналізують становить 500÷4000 мг О/л, то на аналіз відбирають 1,00 мл проби; якщо вміст 50÷500 мг О/л—то 5,00 мл проби; коли вміст понад 4000 мг О/л—проби розбавляють.

2,5 мл розчину дихромату калію вводять у пробу води, додають 0,2 г сульфату ртуті (II) і доливають при перемішуванні H_2SO_4 (конц.) в таких відношеннях: 7,5 мл кислоти на 1,00 мл проби; 15 мл кислоти на 5,00 мл проби. В таких умовах температура розчину піднімається не більше ніж на $100^{\circ}C$. Через 1-2 хв. розчин охолоджують до кімнатної температури і додають 100 мл

дистильованої води. Надлишок дихромату титрують розчином солі Мора. ХСК розраховують так як і в попередньому досліді.

2.1.20. Біохімічне споживання кисню (БСК)

При забрудненні природних вод нестійкими органічними речовинами визначають інтенсивність біохімічного споживання кисню мікроорганізмами за певний час зберігання води—це для характеристик ступеня забруднення. Період часу тут (не більше одна доба, дві доби і т.д.) називають періодом інкубації. Кількість кисню, який витрачається на біохімічну деструкцію за період інкубації 5 днів при 20⁰С, буде характеризувати біохімічне споживання кисню водою. Для визначення повного БСК інкубацію потрібно проводити протягом 15-20 діб, оскільки п'ятидобове БСК не є кількісним. Аналіз проводять у відстояних протягом 0,5 год або фільтрованих пробах води. Результати визначення виражають у мг О/л води.

Суть визначення полягає у встановленні концентрації кисню у воді зразу ж після відбору проби та після її інкубації протягом 5 идіб. Визначення БСК потрібно проводити за таких умов: вміст кисню повинен залишатися протягом інкубації таким, щоб забезпечити нормальні умови для протікання аеробних біохімічних процесів; залишкова концентрація кисню після 5 діб інкубації повинна становити не менше 3 мг/л, і має бути дотриманою.

Щоб дотримати залишкову концентрацію пробу води необхідно наситити киснем приблизно до 8,8 мг/л при 20⁰С.

Проби з більш високим значенням БСК аналізують на вміст кисню після їх попереднього розбавлення (табл.4).

БСК розбавлених (x) та нерозбавлених (y) проб води визначають за формулою

$$x = C_0 - C_5; \quad y = \frac{C_0 - C_5}{R}$$

Хід визначення. Пробу води наливають у циліндр і відстоюють так, щоб тверді частинки осіли. Пробу можна відфільтрувати, використовуючи паперовий фільтр. Потім 3/4 прозорого стовпа рідини відбирають і переносять у

бутиль, закриваючи пробкою. Потім проводять термостатування проби води при 20⁰С і насичують киснем шляхом її аерації протягом 10 хв. Далі пробу розливають у три сухі кисневі склянки і закривають пробкою. В одній з них визначають кисень, а дві інші ставлять для 5-ти добової інкубації.

Таблиця 4.

Розбавлення проб досліджуваної води при визначенні БСК та заокруглення результатів.

Розбавлення, R	Об'єм проби води в 1 л суміші, мл	Діапазон БСК, мг/л	Заокруглення результатів
1	1000 (нерозбавл.)	0-6	0,1
0,5	500	4-12	0,2
0,2	200	10-30	0,5
0,1	100	20-60	1
0,05	50	40-120	2
0,02	20	100-300	5
0,01	10	200-600	10
0,005	5	400-1200	20
0,001	1	2000-6000	100

1.2. Визначення індивідуальних показників хімічного складу вод

1.2.1. Іони водню, рН, рОН

Вода є слабким електролітом. Невелика частина її молекул дисоціює на водневі та гідроксильні іони:



Іонний добуток води, тобто добуток концентрацій цих іонів рівний $1 \cdot 10^{-14}$. Ця величина є сталою. Щоб охарактеризувати середовище достатньо встановити концентрацію одного з іонів (водневого або гідроксильного), та розрахувати концентрацію іншого. Концентрацію водневих іонів виражають величиною рН:

$$pH = -\lg[H^+]; \quad [H^+] = 10^{-pH} \text{ моль/л}$$

А концентрацію гідроксильних іонів виражають через показник ступеня, взятий з від'ємним знаком:

$$pOH = -\lg[OH^-]; \quad [OH^-] = 10^{-pOH} \text{ моль/л}$$

Оскільки іонний добуток води рівний:

$$K_{H_2O} = H^+ \cdot OH^- = 1 \cdot 10^{-14}, \text{ то}$$

$$pH + pOH = 14 \text{ (при } 25^{\circ}C)$$

Що ж до природних вод, то у більшості з них концентрація водневих іонів зумовлена відношенням концентрацій вільного CO_2 та іонів гідрокарбонату. Тут рН коливається від 4,5 до 8,3. На його величину впливає великий вміст гумусових речовин, основних карбонатів та гідроксидів металів, які утворюються внаслідок поглинання CO_2 при фотосинтезі. На кислотність води також впливають сильні кислоти або основи, які можуть міститися у забруднених поверхневих водах.

Щоб визначити рН використовують електрометричний метод. рН води потрібно визначати після відбору проби, тому що концентрація водневих іонів може змінюватися, внаслідок проходження хімічних та біохімічних процесів.

Суть потенціометричного визначення рН із скляним електродом полягає в тому, що зміна рН розчину на одиницю викликає зміну електродного потенціалу на 58,16 мВ при $20^{\circ}C$, а відповідно до рівняння Нернста:

$$E = E^0 + 58,16 \lg[H^+]$$

Тут спостерігається лінійна залежність. Діапазон лінійної залежності потенціалу електрода від рН спричинений властивостями скляного електрода.

Іонну силу природної води розраховують по формулі:

$$\mu = 1/2 \sum C_i Z_i^2,$$

де C_i та Z_i концентрація (моль/л) і величина заряду головних іонів.

Знаючи іонну силу природної води, можна знайти коефіцієнт активності іонів водню (f_{H^+}). Тоді для розрахунку точної концентрації іонів водню за даними рН користуються формулою:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH} + \text{pH}^+}$$

де $\text{pH}^+ = \lg f_{\text{H}^+}$

Результат визначення рН залежить від температури. Її вплив можна регулювати спеціальним компенсатором, який знаходиться в приладі. Коли компенсатора немає, то пробу потрібно підігріти або охолодити до 20⁰С. В тому випадку, коли температура відрізняється від 20⁰С, то її відзначають у записі результатів визначення..

Точність потенціометричного визначення рН залежить також від чистоти поверхні електроду. При дослідженні доцільно користуватися спеціальним електродом. Для регенерації електрода, потрібно занурити його на 2 год у 2% розчин соляної кислоти. Потім його промивають дистильованою водою. Електрод потрібно зберігати в дистильованій воді.

Методика визначення. Перед зануренням електродів у пробу, їх промивають дистильованою водою, потім ще раз досліджуваною водою. Перед цим пробу води перемішують, щоб її склад біля поверхні електроду відповідав її загальному складу. Крім електродів, у пробу ще занурюють термометр для виміру температури і для внесення, при необхідності, поправок. Величину потенціалу рахують у мілівольтах або одиницях рН. Метод виміру залежить від приладу, яким користуються.

В приладі, який має лише шкалу у мілівольтах, потрібно провести його калібровку з використанням буферних розчинів з відомими значеннями рН. Потрібно побудувати графік залежності потенціалу від величини рН буферних розчинів і знайти рН досліджуваної проби води. В тому випадку, коли прилад має шкалу рН, його калібрують за стандартними буферними розчинами, які додаються до приладу. Розрахунок концентрацій проводять за такими формулами:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\lg[\text{H}^+]; & [\text{H}^+] &= 10^{-\text{pH}} \text{ моль/л} \\ \text{pOH} &= -\lg[\text{OH}^-]; & [\text{OH}^-] &= 10^{-\text{pOH}} \text{ моль/л} \\ & & \text{або } [\text{H}^+] &= 10^{-\text{pH} + \text{pH}^+} \end{aligned}$$

1.2.2. Розчинний кисень

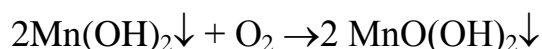
При контакті з повітрям вода насичується киснем, концентрація якого залежить від атмосферного тиску, температури і концентрації розчинених у воді солей. У сильно забруднених водах концентрація кисню може зменшитися майже до нуля, а при “цвітінні” води досягти величини 15-16 мг/л у поверхневих шарах води.

Для визначення розчиненого кисню застосовують полярографічний метод, або метод Вінклера. Аналіз складається з двох етапів:

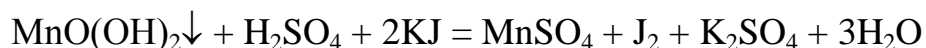
1. Фіксація розчиненого кисню, яку проводять на місці відбору проби;
2. Титрування.

Титрометричне визначення

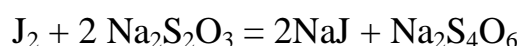
Суть титрометричного визначення розчиненого кисню за Вінклером полягає у взаємодії його з $Mn(OH)_2$ у лужному середовищі:



Відбувається фіксація розчиненого кисню. При розчиненні осаду $MnO(OH)_2$ у кислоті ($pH < 1$) в присутності йодистого калію утворюється йод:



Йод, що виділяється, титрують розчином $Na_2S_2O_3$ у присутності крохмалю



Вміст кисню розраховують за кількістю витраченого на титрування $Na_2S_2O_3$. Мінімальна кількість кисню повинна дорівнювати 0,05 мг О/л.

Однак визначенню кисню заважають великі кількості зависей. Але їх можна видалити, додавши до проби розчин алюмокалієвого галуну, 2 мл розчину NH_3 (конц.), (на 1 л проби 19 мл 10% розчину галуну. Пробу відстоюють і потім за допомогою сифону переносять у кисневу склянку. У випадку, коли проба містить органічні зависі, її освітлюють, додаючи 10 мл суміші сульфанілової кислоти та хлориду ртуті (32 г кислоти і 56 г хлориду ртуті розчиняють у пробі).

Якщо у воді вміст органічних сполук високий, ХСК перевищує 15 мг О/л, то вводять поправку на їх окислення йодом. Для цього до окремої порції води вводять надлишок розчину йоду, який відтитровують тіосульфатом.

Іони заліза (III) не заважають визначенню кисню, але при високій концентрації (до 200 мг/л) їх позбуваються додаванням 1 мл 40% розчину фториду калію на 1 л води.

Хід визначення. Виконують калібровку кисневих склянок. Для цього суху склянку з пробкою зважують з точністю до 0,01 г. Потім по вінця заповнюють її дистильованою водою і закривають пробкою. Витирають її і знову зважують. Об'єм склянки в мл обчислюють по формулі:

$$V = \frac{m_1 - m_2}{\rho},$$

де m_1, m_2 – маса склянки з водою і без неї, г;

ρ - густина води при температурі зважування, г/см³ (якщо $t = 15-20^{\circ}\text{C}$, то $\rho = 1$).

Далі склянку заповнюють природною водою і вводять піпетками 1 мл розчину сульфату мангану (1 моль/л), 1 мл лужного розчину КJ. Все перемішують, утворюється осад гідроксиду мангану (II), який частково окислюється до $\text{MnO}(\text{OH})_2$ розчиненим у воді киснем. Осаду дають відстоятися 10 хв і додають з піпетки 5 мл H_2SO_4 (1:4).

Спочатку піпетку занурюють майже до поверхні осаду і в міру витікання розчину її повільно піднімають так, щоб осад не скаламутився. Потім склянку закривають пробкою і розчин перемішують. Тут йодид окислюється до йоду, а $\text{Mn}(\text{OH})_2$ розчиняється. Піпеткою відбирають 50 мл розчину і переносять у колбу на 250 мл та титрують $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, поки розчин не буде світло-жовтим. Потім додають ще 1 мл 0,5% розчину крохмалю і титрують до зникнення синього кольору.

Загальний вміст розчиненого кисню обчислюють так:

$$C_x = \frac{V \cdot C \cdot M \cdot 1000 \cdot v_1}{50 \cdot (v_1 - 2)},$$

де C – концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в молях екв/л;

V – об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ затрачений на титрування, мл;

v_1 – об'єм склянки, мл;

2 – об'єм води, яка вилилася при фіксації кисню, мл;

M – молярна маса еквівалентного кисню, яка дорівнює 8,00.

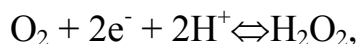
Можна визначити також ступінь насичення води киснем, % по формулі:

$$O_2 = \frac{C_x \cdot 100}{C_0},$$

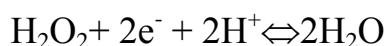
де C_0 – рівноважна концентрація кисню в мг О/л при температурі води t , взятої для аналізу, та атмосферному тиску 760 мм рт. ст.

Полярграфічне визначення

Для визначення використовують ртутний крапельний електрод, на якому міститься розчинний у воді кисень, який відновлюється. На полярограмі будуть утворюватися дві хвилі. Одна буде спричинена відновленням кисню до пероксиду водню:



а інша—відновленням пероксиду водню до води:



Для аналізу використовують тільки першу хвилю кисню, яка утворюється на фоні розчинів КОН або в присутності ПАР, які знешкоджують полярографічні максимуми.

На величину хвилі, де потенціал в межах від 0 до 0,8 В впливають деполаризатори—полярографічні активні речовини. За їх присутності можна одержати 2 хвилі: першу—в досліджуваному розчині з певною концентрацією кисню; другу—в тій же пробі після вилучення розчиненого кисню при продуванні розчину інертним газом протягом 10 хв.

Хід визначення. Розчин КОН (10%) або насичений розчин КСl і розчин 0,5% желатини доливають в кисневу склянку з пробєю води. Склянку закривають гумовою пробкою, в яку вставлені дві скляні трубки, одна з яких

досягає дна склянки, її з'єднують з полярографічною коміркою. Другу трубку з'єднують з балоном інертного газу. Під тиском газу проба води потрапляє в комірку. Розчин полярографують і за градувальним графіком знаходять вміст кисню. Для побудови графіка “ $I_{\text{диф.}} - C_0$)” готують 5 проб дистильованої води з різним вмістом кисню. Спочатку визначають кисень у кожній пробі методом Вінклера, а потім знаходять висоту полярографічної хвилі.

1.2.3. Сірководень та сульфіді

Може знаходитися у воді у вигляді недисоційованих молекул H_2S , іонів гідросульфиду HS^- і рідше іонів S^{2-} . Співвідношення між вмістом цих форм визначається величиною рН води. Так, при зміні рН від 5,5 до 10 відносний вміст H_2S зменшується від 97% до 0,1%, а вміст HS^- збільшується. Іони S^{2-} можуть утворюватися в помітних кількостях тільки при $\text{pH} > 10$ (рис.2).

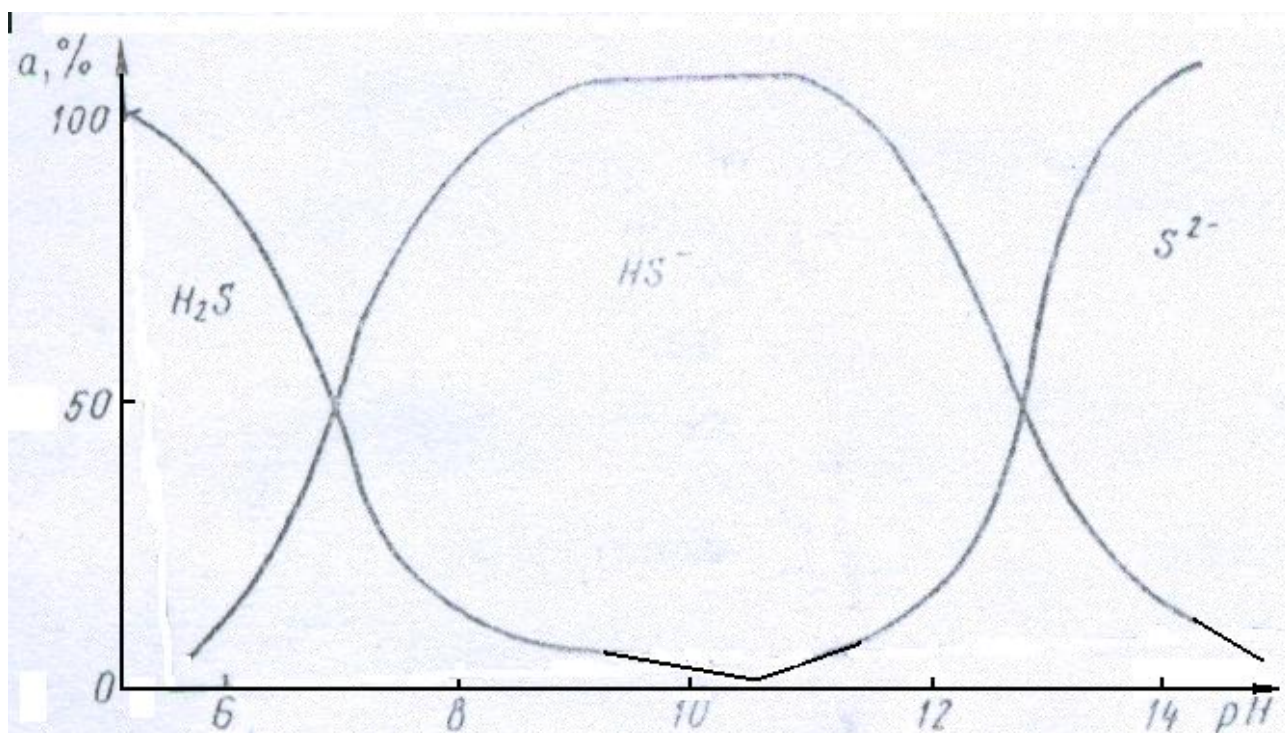


Рис.1. Залежність відносного вмісту H_2S , HS^- і S^{2-} від рН води.

Наявність сірководню у воді і є показником її сильного забруднення органічними речовинами.

Результати визначення сульфідів виражають у мг H_2S /л.

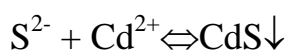
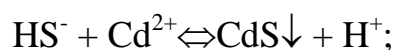
У підземних та поверхневих водах розчинені сульфіді і сірководень, які знаходяться в межах від 0,1 до 2 мг/л визначають фотометрично з сульфідом

свинцю, а якщо вміст більший, ніж 2 мг/л, то використовують йодометричне титрування.

Отже сірководень—це летка і нестійка сполука, яка легко окислюється, тому його визначення треба проводити зразу ж після відбору проби. У випадку, коли це неможливо, застосовують фіксацію проби.

Йодометричне визначення загального вмісту сульфідів і сірководню

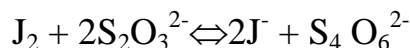
Це визначення ґрунтується на утворенні осаду сульфїду кадмію (або цинку):



Осад, що утворився розчиняють у кислому середовищі в надлишку титрованого розчину йоду:



Надлишок йоду відтитровують $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$:



Вміст сірководню та розчинних сульфїдів металів розраховують за різницею між кількістю доданого йоду і його надлишком.

Є два варіанти йодометричного визначення:

- варіант А;
- варіант Б.

Варіант А використовують для аналізу вод, у яких немає речовин, які заважають аналізу. Для цього варіанту осад сульфїду кадмію або цинку розчиняють у кислоті, а сірководень, що виділяється, окислюють розчином йоду.

Варіант Б: сірководень, що виділився, переносять струменем азоту у поглинальний розчин NaOH з гліцериним, у якому сірководень визначають теж йодометричним методом після підкислення розчину. Цей варіант

використовують тоді, коли проба води містить речовини, що заважають йодометричному визначенню.

Сірководень потрібно визначати зразу ж після відбору проби, оскільки він швидко окислюється киснем повітря.

Варіант А має деякі недоліки, а саме: визначенню заважають розчинні органічні і неорганічні речовини, які реагують з йодом; речовини, які реагують з йодом і захоплюються осадом гідроксиду і сульфату кадмію.

Що ж до варіанту Б, то тут теж визначенню заважає наявність сульфідів, тіосульфатів, та ціанідів, які при дії кислоти утворюють SO_2 і HCN . Але їхньому впливові можна запобігти осадженням сірководню і сульфід-іонів розчином ацетату кадмію. Тоді після поглинання H_2S розчином NaOH та гліцерину до нього додають 2 мл розчину ацетату кадмію. Далі гідроксид і сульфід кадмію відфільтровують через скляний тигель і промивають дистильованою водою. Потім аналіз проводять за варіантом А.

Хід визначення. Пробою води наповнюють склянку певної ємності і на дно склянки піпеткою додають 1 мл 10% розчину ацетату кадмію і 0,5мл 25% розчину NaOH на кожні 100 мл проби. Склянку закривають пробкою і збовтують. Аналіз проби проводять не пізніше ніж через джобу після її відбору.

Варіант А. Сифоном відсмоктують половину прозорої рідини і фільтрують через скляний фільтр для уловлювання слідів сульфідів. Беруть ще одну склянку і наливають від 5 до 20 мл розчину йоду і додають 10 мл HCl (2:1). Потім до склянки переносять розчин з осадом сульфідів, кладуть у тепле місце на 5 хв. Далі надлишок йоду титрують розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ з концентрацією 0,02 до світло-жовтого кольору. Сюди ж додають кілька крапель 0,5% розчину крохмалю і дотитровують до зникнення синього забарвлення. Разом з цим визначають і об'єм розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, який йде на титрування йоду.

В тому випадку, коли розчинені речовини реагують з йодом, то усю суміш склянки треба профільтрувати через скляний фільтр. Для цього у колбу з широкою шийкою поміщають фільтр з осадом, додають 30 мл дистильованої

води, 5-50 мл розчину йоду ($C=0,02$) і 10 мл соляної кислоти. Це все перемішують і кладуть у тепле місце на 5 хв. Далі надлишок йоду титрують 0,02 моль/л або 0,1 моль/л розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Одночасно визначають і об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, який витрачається на титрування йоду.

Варіант Б. Пробу з осадом гідроксиду і сульфїду кадмію переносять у колбу. Розчин NaOH і гліцерину по 20-50 мл 0,1 моль/л наливають у дві промивалки, які послідовно з'єднані. Промивалки приєднують до відвідної трубки і витісняють кисень, пропускаючи слабкий струмінь азоту протягом 5 хв. Потім через крапельну лійку додають по 5 мл H_2SO_4 (1:2) на кожні 100 мл проби. Коли пройде 1 год пропускають слабкий струмінь азоту і нагрівають колбу до $50-60^\circ$. Промивалки з'єднують, їх розчин кількісно зливають у колбу для титрування, додають 5-20 мл розчину йоду з концентрацією 0,02 моль/л або 0,1 моль/л і 10 мл HCl (2:1). Колбу закривають пробкою і кладуть у темне місце на 5 хв. Далі титрують, 0,02 моль/л або 0,1 моль/л розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Концентрацію сульфїд іонів і сірководню розраховують так:

$$C_x = \frac{(v_1 - v_2) \cdot C \cdot M \cdot 1000}{v - v_3},$$

де v_3 - об'єм доданих консервуючих реагентів, мл;

M – молярна маса еквівалента, $M(1/2 \text{H}_2\text{S}) = 17,04$.

Фотометричне визначення розчинних сульфїдів у вигляді колоїдного сульфїду свинцю.

Сульфїд свинцю утворюють розчинні сульфїди і сірководень:



Забарвлення колоїду використовують для фотометричного визначення сульфїдів і сірководню з концентрацією від 0,1 до 2 мг H_2S /л води. Але, визначенню заважають кольоровість і каламутність води. Звичайно, їх впливу можна позбавитися, якщо відняти відоптичної густини проби після одержання PbS оптичну густину проби, яку обробляють за методикою аналізу, але замість ацетату свинцю дають лужний розчин солі винної кислоти.

Хід визначення. На кожні 100 мл проби у посуд приливають 10 мл консервувального розчину, який складається з 4 г NaOH, 4 г сегнетової солі, які розчиняють у 200 мл дистильованої води і змішують з 800 мл гліцерину. Посуд наповнюють по вінця пробою і закривають пробкою, потім перемішують. Визначення сульфідів проводять у день відбору проби. До 100 мл проби додають 5 мл лужного розчину солі свинцю. Цю суміш перемішують і вимірюють оптичну густину проби, від якої віднімають поправку на холостий розчин з дистильованої води. Далі за графіком знаходять вміст сірководню.

Щоб побудувати графік, готують стандартні розчини. У колби на 100 мл відмірюють 0, 1, 2, 5, 10, 15 і 20 мл стандартного розчину Na_2S . Сюди ж додають по 10 мл консервувального розчину і доводять дистильованою водою до мітки. Приготовлені розчини мають концентрації 0; 0,1; 0,2; 0,5; 1,0; 1,5; 2,0 мг H_2S /л. Розчини перемішують і роблять вище сказане. Потім будують градувальний графік.

Для обчислення концентрації сульфід-іонів і сірководню використовують формулу:

$$C_x = \frac{C \cdot V}{V - V_1},$$

Де C – концентрація сірководню, знайденого по графіку, мг/л;

V – ємність склянки для проби, мл.

V_1 – об'єм прилитого консервувального розчину, мл

1.2.4. Кислотність, лужність, компоненти карбонатної системи та органічний діоксид вуглецю

В природних водах кислотність залежить від концентрації розчиненого вільного діоксиду вуглецю, а також від вмісту гумінових і інших слабких органічних кислот. Визначення кислотності проводять зразу ж після відбору проби.

Що ж до лужності, то вона зумовлена вмістом у воді солей вугільної кислоти, органічними основами та аніонами органічних кислот. Як і визначення кислотності, визначення лужності теж проводять зразу ж після відбору проби.

Визначення у воді компонентів карбонатної системи та агресивного діоксиду вуглецю основане на титруванні проби води робочими розчинами HCl або NaOH.

Для того, щоб визначити кислотність води проводять титрування розчином лугу. Розрізняють вільну та загальну кислотність води. У випадку, коли вода має $pH < 4,5$, то титруванням до встановлення $pH \approx 4,5$ по метилоранжу визначають вільну кислотність.

Якщо пробу води титрувати лугом до $pH \approx 8,3$ у присутності фенолфталеїну, то це буде визначення загальної кислотності.

Вільна кислотність є частиною загальної кислотності. Якщо досліджувана вода має $pH > 8,3$, то її кислотність буде рівна нулю.

Лужність води теж розрізняють двох типів: вільну і загальну. Її визначають титруванням розчином соляної або сірчаної кислот.

Коли вода має $pH > 8,3$, то титруванням по фенолфталеїну до $pH \approx 8,3$ визначають вільну лужність.

Щодо загальної лужності, то її визначають титруванням кислоти до $pH \approx 4,5$ у присутності метилоранжу. Як і у попередньому випадку вільна лужність є частиною загальної. Різниця між загальною і вільною лужністю рівна вмісту гідрокарбонатів. Цю величину називають карбонатною або тимчасовою твердістю води.

У водах, кольоровість яких перевищує 40^0 , визначають, так звану, гуматну лужність. Метод ґрунтується на властивості гуматів взаємодіяти з сильною кислотою з утворенням гумінових кислот, які потім титрують розчином NaOH. Саме визначення проходить так: після визначення загальної лужності по метилоранжу до проби, яка вже відтитрована додають 1 мл 0,1 моль/л HCl або H_2SO_4 . Суміш кип'ячать протягом 2-3 хв., щоб видалити карбонати. Далі все охолоджують під струменем водопровідної води і додають 2-3 краплі фенолфталеїну. Потім проводять титрування 0,1 моль/л розчином NaOH до появи світло-малинового забарвлення.

Гуматну лужність, моль екв/л обчислюють по формулі:

$$\Gamma = \frac{(v_1 - v_2) \cdot C \cdot 1000}{V},$$

де v_1 – об'єм робочого лугу, витрачений на титрування після підкислення, мл;

v_2 – об'єм робочого розчину лугу, еквівалентний кількості добавленої кислоти, мл;

V – об'єм проби води, мл;

C – концентрація розчину лугу, моль/л.

Визначення вільної та загальної кислотності

Якщо рН води менше 4,5, то до 100 мл проби додають 2 краплі розчину метилоранжу та титрують 0,1 моль/л розчином NaOH до появи жовтого забарвлення індикатора.

Кислотність розраховують по формулі:

$$\text{Вільна кислотність: } m = \frac{C \cdot v_1 \cdot 1000}{V}; \quad (\text{pH} = 4,5)$$

$$\text{Загальна кислотність: } p = \frac{C \cdot v_2 \cdot 1000}{V}; \quad (\text{pH} = 8,3)$$

Де C – концентрація робочого розчину лугу, моль/л;

v_1, v_2 – об'єм розчину лугу, мл;

V – об'єм проби води, мл.

Загальна кислотність: в колбу відбирають 100 мл води, додають 3-4 краплі фенолфталеїну і титрують до появи рожевого забарвлення розчином NaOH. При рН-метричному визначенні титрують до $\text{pH} \geq 8,3$.

Визначення вільної і загальної лужності

Коли рН води більше 8,3, то до 100 мл проби додають 2-3 краплі фенолфталеїну і титрують 0,1 моль/л HCl до знебарвлення розчину. При рН-метричному визначенні титрують до $\text{pH} = 8,3$.

Ще в одну колбу відбирають 100 мл води, додають 2 краплі метилоранжу і теж титрують HCl до переходу жовтого забарвлення в оранжеве. При рН-метричному визначенні титрують до рН = 4,5.

Лужність розраховують по формулі:

$$\text{Вільна лужність: } n = \frac{C \cdot v_3 \cdot 1000}{V};$$

$$\text{Загальна лужність: } q = \frac{C \cdot v_4 \cdot 1000}{V},$$

Де C – концентрація розчину HCl, моль/л;

V – об'єм проби води, мл;

v_3 – об'єм кислоти, витрачений на титрування до встановлення рН = 8,3;

v_4 – об'єм кислоти, витрачений на титрування до встановлення рН = 4,5.

Розрахунок агресивного діоксиду вуглецю CO_2 (агр.)

Вміст CO_2 (агр.) рівний його концентрації, яка перевищує концентрацію вільної кислоти C_{CO_2} в системі, яка перебуває в рівновазі з осадом CaCO_3 .

$$\text{C}_{\text{CO}_2} = \frac{K_2}{K_1 \cdot D \cdot P_{\text{CaCO}_3}} (q-n)^2 \cdot 44$$

Тоді концентрацію агресивного CO_2 в мл/л обчислюють так:

$$\text{CO}_2 \text{ (агр.)} = ((p \text{ m} - \text{C}_{\text{CO}_2}) \cdot 44$$

де 44 – молекулярна маса CO_2 .

Предметний покажчик

Агресивний діоксид вуглецю 45

Азот загальний, визначення у водах 23

Азот органічних сполук, визначення у водах 24

Біохімічне споживання кисню

- визначення 31

Вода

- дисоціація 32

Води природні 7

Вуглець органічних сполук 25

Діоксид вуглецю

- визначення у водах 45

Електропровідність води

- визначення 22

Електрод платиновий 21

Електрод ртутний крапельний 37

Електрод скляний 33

Зависі, визначення 15

Залишок після прожарювання 16

Запах води 12

Індивідуальні показники якості води 33

Іони водню 33

Каламутність, визначення 11

Кисень

- визначення у водах 35

Кислотність вод, визначення 44

Коефіцієнт активності іонів 33

Кольоровість вод, визначення 10

Лужність вод, визначення 44

Окисно-відновний потенціал

- визначення 19

Прозорість води

- визначення 9

Розчинені та нерозчинені речовини

- визначення 14

Сірководень, визначення

- у водах 38

Смак води, визначення 12

Сульфіди

- визначення у водах 38

- визначення фотометричне 41

Твердість води, визначення

- тимчасової 42

Фільтри мембранні 15

Фільтри паперові 16

Фосфор загальний 24

Фосфор органічних сполук 25

Хімічне споживання кисню 28

Центрифугування 17

СПИСОК ВИКОРИСТАНИХ ДЖЕРЕЛ

1. Пилипенко А., Пятницкий И.В. Аналитическая химия. В 2-х кн.—М.: Химия, 1990.-745 с.
2. Васильев В.П. Аналитическая химия—М.: Высшая школа, 1989.
3. Пономарев В.Д. Аналитическая химия. В 2-х кн.—М.: Высшая школа, 1982.-607 с.
4. Крешков А.П. Основы аналитической химии—М.: Химия, 1970.
5. Лисон Э.Ю. Теоретические основы аналитической химии—М.: Высшая школа, 1987.-303 с.
6. Бончев П.Р. Введение в аналитическую химию—Л.: Химия, 1978.495 с.
7. Аналітична хімія навколишнього середовища-Набіванець, сухан, 1997.
8. Дмитриев М.Т., Казнина Н.И. Санитарно-химический анализ загрязняющихся веществ в окружающей среде. Справочник.—М.: Химия, 1989-370 с.
9. Линник И.Н. Набіванець Б.И. Формы миграции металлов в пресных поверхностных водах—Л.: Гидрометеиздат, 1986.-370 с.
10. Набіванець Б.И., Линник И.Н. Калабина Л.В. Кинетические методы анализа природных вод—К.: Наукова думка. 1981- 139 с.
11. Перегуд Е.А., Гернет Е.В. Химический анализ воздуха промышленных предприятий—Л.: Химия, 1973.-440 с.
12. Руководство по химическому анализу поверхностных вод суши /Под ред. проф. А.Д.Семенова—Л.: Гидрометеиздат, 1977.-541 с.
13. Унифицированные методы анализа вод /Под общей ред. проф. Лурье Ю.Ю. —М.: Химия, 1971.-375 с.
14. Білак С.П. Мінеральні води Закарпаття—Львів: Вища школа, 1986.- 165 с.
15. Филатов В.А. Вредные вещества в окружающей среде—М.: Знание, 1992.
16. Барис Дж. Химия окружающей среды—М.: Химия, 1982.

17. Справочник по физико-химическим методам исследования объектов окружающей среды /Под ред. Арановича Г.И.—Л.: Судостроение, 1979. - 647 с.
18. Горев Л.М., Нелешенко В.І., Хільчевський В.К. Радіоактивність природних вод—К.: Вища школа, 1993.-174 с.
19. Алекин О.А., Ляхин Ю.И. Химия океана—Л.: Гидрометеоиздат, 1984.-344 с.
20. Куориз Уильям Об охране окружающей среды – Мир, 1978.