



Національний університет
водного господарства

Міністерство освіти і науки України
Національний університет водного господарства та природокористування
Кафедра водопостачання, водовідведення та бурової справи

03-05-45

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторних робіт з дисципліни:

„Хімія води і мікробіологія»

для студентів напрямку підготовки 6.060101 „Будівництво”
професійного спрямування «Водопостачання та водовідведення»

Рекомендовано методичною комісією за
напрямом підготовки **6.060101** «Будівництво» за
фаховим спрямуванням «Водопостачання та
водовідведення» навчально-наукового інституту
водного господарства та природооблаштування
Протокол № 2 від 22.10.13 р.

Рівне, 2014

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з дисципліни:
„Хімія води і мікробіологія»» для студентів напряму підготовки
6.060101 «Будівництво» за фаховим спрямуванням «Водопостачання та
водовідведення» / О.М.Квартенко. – Рівне: НУВГП, 2013 - 28 с.

Упорядник: О.М. Квартенко, канд. тех. наук, доцент кафедри водопостачання та бурової справи;

Відповідальний за випуск: В.О. Орлов, д-р техн. наук, професор, завідувач кафедри водопостачання та бурової справи.

ЗМІСТ

Вступ	3
1. Визначення загальної жорсткості та лужності води	3
2. Визначення перманганатної окисності води	9
3. Визначення загального заліза	12
4. Визначення активного, залишкового хлору і хлоропоглинання води	18
5. Визначення оптимальних доз коагулянту	25

© Квартенко О.М., 2013

© НУВГП, 2013



ВСТУП

Дисципліна "Хімія води і мікробіологія" знайомить студентів із властивостями природних, оборотних та стічних вод як складних багатокомпонентних систем, що використовують в різних галузях народного господарства. Зазначені води вміщують розчинені неорганічні та органічні сполуки, гази, колоїди, мікроорганізми. Тому комплексна технологічна схема водопідготовки таких вод включає різні стадії, в тому числі коагуляцію, адсорбцію, знезалізнення, деманганацію, стабілізацію, пом'якшення, знезараження, іонний обмін тощо.

Розуміння суті фізико-хімічних процесів, що відбуваються у природному середовищі й на спорудах очистки природних і стічних вод, необхідне для вивчення дисциплін, які складають основу знань спеціальності "Водопостачання та водовідведення".

Основною метою даних методичних вказівок є ознайомлення з фізичними, хімічними та біологічними показниками води, які обумовлюють вибір методу її очищення, досягнення свідомого засвоєння фізико-хімічної сутності процесів, що відбуваються в спорудах очищення і підготовки природної води, розвитку в студентів навичок роботи в лабораторії і постановки хімічного експерименту.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

„Визначення карбонатної та загальної жорсткості води“

Мета роботи: ознайомитись з методиками визначення карбонатної, загальної жорсткості та лужності води. Визначити карбонатну, загальну жорсткість та лужність в пробах питної води.

Матеріальне забезпечення: колби конічні місткістю 250 см³; піпетки різної місткості; бюретки місткістю 25 см³, штатив для бюретонок.

Реактиви: 0,1 н розчин соляної кислоти, 0,5% розчин фенолфталеїну, 0,05% розчин метилового оранжевого, 0,1 н розчин трилону Б, аміачний буферний розчин (рН = 10), індикатор еріохром чорний Т, розчин сульфїду натрію, розчин солянокислого гідроксиламіну, 0,1 н розчин сірчаноокислого магнію.

Загальні відомості. Жорсткість природної води зумовлена наявністю в ній іонів кальцію та магнію. В природних умовах солі надходять у воду внаслідок взаємодії розчиненого у ній діоксиду вуглецю СО₂ з карбонатними мінералами (доломітами, вапняками) і хімічного вивітрювання та розчинення гірських порід. Джерелом кальцію

та магнію є також стічні води силікатної, металургійної та хімічної промисловості, поверхневий стік із сільськогосподарських угідь, які оброблялись мінеральними добривами, що містять кальцій. Жорсткість – один з найважливіших її показників. Використання жорсткої води може сприяти протіканню небажаних процесів, які пов'язані з утворенням на поверхні споруд і технологічної апаратури парових котлів, систем водяного охолодження, трубопроводів щільних осадів, які зменшують теплообмін, забивають трубопроводи. Наявність осадів, перегрів систем, тріщини – все це може призвести до корозії металів інженерних споруд. Тому одним з найважливіших етапів водопідготовки є пом'якшення води, тобто видалення із неї тих продуктів, які обумовлюють жорсткість. Для пом'якшення води використовують різні методи, основними з яких є термічний, реагентний і іонообмінний.

Термічне пом'якшення засновано на нагріванні води, її дистиляції або виморожування.

Реагентне пом'якшення води об'єднує методи, суть яких полягає в зв'язуванні іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} реагентами в нерозчинні речовини, що легко видаляються з води.

Іонний обмін заснований на фільтруванні води крізь спеціальні матеріали (іоніти), які обмінюють іони Na^+ і H^+ , що входять до їх складу, на іони Ca^{2+} і Mg^{2+} , які містяться у воді.

Розрізняють карбонатну $J_{\text{к}}$, некарбонатну $J_{\text{нк}}$, кальцієву J_{Ca} , магнієву J_{Mg} та загальну жорсткість $J_{\text{заг}}$.

Карбонатна жорсткість (тимчасова) 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 жорсткість**. **Загальна жорсткість** – це сума кальцієвої і магнієвої жорсткості:

$$J_{\text{заг}} = J_{\text{Ca}} + J_{\text{Mg}}; \quad (1)$$

або карбонатної і не карбонатної:

$$J_{\text{заг}} = J_{\text{к}} + J_{\text{нк}}. \quad (2)$$

Одиниця виміру жорсткості води – ммоль/дм³ (мг-екв/дм³).

Класифікація природних вод за жорсткістю:

- дуже м'яка, жорсткість від 0 до 1.5 мг-екв/ дм³;
- м'яка - 1.5-3 мг-екв/ дм³;
- середньої жорсткості - 3-4.5 мг-екв/ дм³,
- доволі тверда - 4.5-6.5 мг-екв/ дм³;
- тверда - 6.5-11 мг-екв/ дм³;

➤ дуже тверда - жорсткість більше 11 мг-екв/ дм³.

Згідно із ДержСанПіН жорсткість питної води в Україні не повинна перевищувати 7 ммоль/дм³.

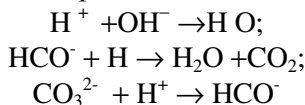
Під загальною лужністю води розуміють суму гідрокарбонатних HCO₃⁻, карбонатних CO₃²⁻, гідроксидних OH⁻ іонів та аніонів слабких кислот. Відповідно до цього розрізняють *гідрокарбонатну*, *карбонатну* та *гідроксидну* лужність. Оскільки в більшості природних вод переважають вуглекислі сполуки (в основному іони HCO₃⁻), звичайно враховують лише гідрокарбонатну і карбонатну лужність.

При pH ≥ 8,3, а також при застосуванні деяких методів очистки води (наприклад, вапняне або содово-вапняне пом'якшення) необхідно враховувати і гідроксидну лужність.

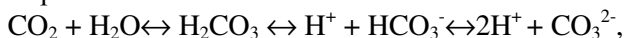
Головним джерелом гідрокарбонатних та карбонатних іонів у поверхневих водах є процеси хімічного вивітрювання і розчинення карбонатних порід вапняків, мергелів, доломітів. Значна кількість гідрокарбонатів надходить із атмосферними опадами і ґрунтовими водами. Карбонатні і гідрокарбонатні іони потрапляють у водойми зі стічними водами підприємств хімічної, силікатної, содової та інших галузей промисловості.

У річкових водах вміст гідрокарбонатних і карбонатних іонів коливається від 30 до 400 мгHCO₃⁻/дм³. В підземних водах їх вміст помітно зростає – 150...900 мгHCO₃⁻/дм³.

Загальна лужність визначається кількістю сильної кислоти, необхідної для повної нейтралізації 1 дм³ води (ммоль/л) до pH=4,4. В основі визначення лежать такі реакції:



Лужність більшості природних вод визначається тільки гідрокарбонатами кальцію і магнію, pH цих вод не перевищує 8,3. Ці уявлення засновані на тому, що в природних водах, у яких існує вуглекислотна рівновага:



pH залежить від співвідношення форм вугільної кислоти. При pH < 4,4 у воді аналітично визначається тільки вільна вугільна кислота. При pH 4,4-8,6 у воді в рівноважному стані знаходяться вільна вугільна

кислота й гідрокарбонати. При рН 8,6-12 у воді присутні гідрокарбонати й карбонати. При рН >12 карбонат-іони стають переважаючою формою.

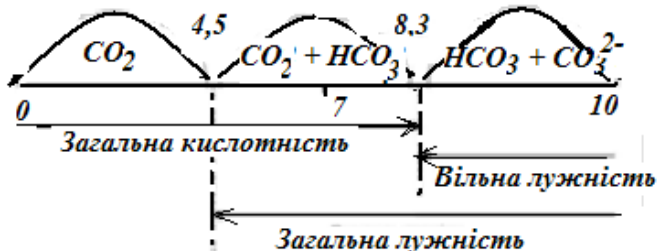


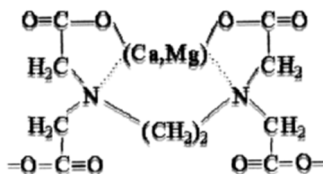
Рис. 1. Залежність рН від співвідношень вугільної кислоти

Лужність не входить до числа жорстко обмежених за своїм значенням показників якості води, однак ДержСанПіН України рекомендує т.зв. показники фізіологічної повноцінності складу води, до яких входить і загальна лужність 0,5...6,5 мг-екв/дм³.

Лужність води – важливий показник при проведенні багатьох процесів очистки води, особливо при обробці її коагулянтами, пом'якшенні.

Співвідношення між видами жорсткості залежить від типу природних вод. У більшості вод вміст $\text{HCO}_3^- < (\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+})$ і відповідає усуненій жорсткості. В лужних водах $\text{HCO}_3^- > (\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+})$ і загальну жорсткість умовно приймають за карбонатну.

Загальну твердість води визначають методом комплексометричного титрування, який ґрунтується на утворенні міцної сполуки трилону Б з іонами кальцію і магнію. Титрування води проводять в присутності індикаторів – хромогенів у слаболужному середовищі, яке створюють буферним розчином, що містить NH_4OH і NH_4Cl (аміачна суміш). При цьому іони Ca^{2+} і Mg^{2+} зв'язуються трилоном Б у комплексну сполуку:



Зміна забарвлення індикатора від червоно-фіолетового до синьо-фіолетового свідчить про повне зв'язування у воді трилоном Б



іонів кальцію і магнію. Загальну твердість води розраховують за формулою (3)

$$T_3 = \frac{V_1 \cdot C \cdot 1000}{V_2} \quad (3)$$

де T_3 – загальна твердість води, ммоль-екв/дм³; V_1 – об'єм трилону Б, який пішов на титрування проби води, см³; C – концентрація трилону Б, моль-екв/дм³; V_2 – об'єм води, взятий для визначення, см³.

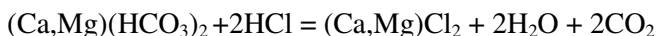
Визначення загальної жорсткості води

В конічну колбу вносять 100 см³ досліджуваної води. Потім додають 5 см³ буферного розчину, 5-7 крапель індикатора і зразу ж титрують при сильному збовтуванні розчином трилону Б до зміни забарвлення у еквівалентній точці.

Якщо на титрування витрачено більше 10 см³ розчину трилону Б то це вказує, що у відміряному об'ємі води сумарний вміст іонів Ca²⁺ і Mg²⁺ більше 5 ммоль-екв/дм³. У таких випадках визначення слід повторити, взявши менший об'єм води і довівши його до 100 см³ дистильованою водою.

Визначення лужності води ґрунтується на реакції іонів HCO₃⁻ із соляною кислотою в присутності індикатора – суміші бромкрезолового зеленого і метилового оранжевого.

Реакція описується згідно рівняння



На закінчення реакції вказує зміна кольору з зеленувато-блакитного на сірий.

Визначення тимчасової (карбонатної) жорсткості води

З конічної колби місткістю 250мл відібрають піпеткою 100 мл води, додають 2-3 краплі фенолфталеїну (перемішати круговими рухами), після появи рожевого відтінку, воду титрують розчином соляної кислоти до знебарвлення. *Витрачена кількість кислоти на титрування титрування відповідає лужності води по фенолфталеїну (а)*. Після цього в ту ж пробу додають 2-3 краплі розчину метилового оранжевого і продовжують титрування 0,1н розчином соляної кислоти до переходу забарвлення з жовтого у рожеве. Для видалення вуглекислого газу, який утворився при підкисленні води, відтитровану пробу кип'ятять протягом 10хв. При зміні забарвлення пробу дотитровують розчином соляної



кислоти до рожевого відтінку. Витрачена кількість кислоти на титрування відповідає лужності води по метиловому оранжевому (б).
Результати занести в табл. 1.

Загальну лужність води, мг-екв/л визначають за виразом

$$Л = \frac{(a + б) \cdot N \cdot 1000}{V}, \quad (4)$$

де a – об’єм розчину кислоти, який був витрачений при титруванні з фенофталеїном, мл; $б$ - об’єм розчину кислоти, який був витрачений при титруванні з метиловим оранжевим, мл; N – нормальність розчину соляної кислоти, 0,1 мг-екв/л; V – об’єм проби, $V=100$ мл.

Лужність води по фенолфталеїну, мг-екв/л визначають за виразом

$$Л_{\phi} = \frac{a \cdot N \cdot 1000}{V}, \quad (5)$$

Якщо лужність по фенолфталеїну дорівнює нулю або набагато менше загальної лужності, то карбонатну жорсткість приймають рівною загальній лужності водивідповідає лужності води по фенолфталеїну (а).

Некарбонатну жорсткість, мг-екв/л визначають за виразом

$$Ж_{некарб} = Ж_{заг} - Ж_{карб}, \quad (6)$$

Результати занести в таблицю 1.

Таблиця 1. Результати визначення жорсткості води

№№ проб	Об’єм проби для аналізу, мл	Об’єм 0,1н НСІ на титрування з фенолфталеїном, мл (а)	Об’єм 0,1н НСІ на титрування з метиловим оранжевим, мл (б)	Об’єм 0,1н трило-ну Б, мл	Лужність за фенолфталеїном, мг-екв/л (Л _φ)	Лужність загальна, мг-екв/л (Л _{заг})	Жорсткість карбонатна, мг-екв/л (Ж _{карб})	Жорсткість загальна, мг-екв/л (Ж _{заг})	Жорсткість некарбонатна, мг-екв/л (Ж _{некарб})
1									
2									
3									

Контрольні запитання

1. Чим обумовлюється наявність жорсткості у воді.
2. Класифікація вод за жорсткістю.
3. Поняття “загальна жорсткість”, “карбонатна жорсткість”, “усунена жорсткість”, “постійна жорсткість”, “некарбонатна жорсткість”, “залишкова жорсткість”.
4. Як впливає наявність іонів Ca^{2+} та Mg^{2+} у воді для різних споживачів (населення, котли, турбіни)
5. Як визначити лужність, обумовлену аніонами OH^- та CO_3^{2-} .
6. Як визначити лужність, обумовлену аніонами HCO_3^- .
7. Методи усунення жорсткості води. Їх характеристика.
8. Як визначити загальну лужність, карбонатну жорсткість, загальну жорсткість.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

Визначення перманганатної окисності води

Мета роботи: ознайомитися з методами визначення окисності води якісним і кількісним методами.

Матеріальне забезпечення та реактиви: конічні колби місткістю 250, 200 мл; скляні кульки; піпетки; бюретки для титрування; сірчана кислота розведена(1:2); щавлева кислота, 0,1н розчин; щавлева кислота, 0,01н розчин; перманганат калію, 0,1н розчин; перманганат калію 0,01н розчин; дистильована вода.

Загальні відомості: *Окиснюваність* води – це величина, яка характеризує сумарний вміст у воді органічних речовин та легкоокиснюваних неорганічних домішок (сірководню, сульфідів, сполук заліза II та ін.). Органічні речовини надходять у водойми головним чином з дощовими і талими водами, внаслідок розвитку рослинних і тваринних організмів, розмиву русел водостоків, скидання стічних вод.

Окиснюваність характеризується кількістю кисню, необхідного на окиснення органічних та легкоокиснюваних неорганічних домішок, які містяться в 1 дм^3 води, і визначається в $\text{мгO}_2/\text{дм}^3$.

Для чистих поверхневих водойм величина окиснюваності коливається в межах 2...8 $\text{мгO}_2/\text{дм}^3$. Найменші значення характерні для артезіанської води – до 2 $\text{мгO}_2/\text{дм}^3$. Річки з болотним живленням відрізняються значним ступенем окиснюваності води.

Окиснюваність – важливий показник гігієнічної характеристики води. Раптове його підвищення у джерелі, як правило, свідчить про забруднення стічними водами і необхідність вживання заходів щодо санітарної охорони водойми.



Визначення окиснюваності ґрунтується на реакції органічних сполук із окиснювачами, в результаті якої встановлюють кількість окиснювача та еквівалентну йому кількість кисню, витрачених на окиснення цих сполук.

Повнота окиснення органічних речовин залежить від виду окиснювача, що був застосований. Найчастіше для цього використовують перманганат або дихромат калію. Відповідно розрізняють *перманганатну* та *дихроматну* окиснюваність.

Перманганат калію (KMnO_4) окиснює не всі органічні речовини, що є у воді, при цьому ступінь їх окиснення різний. Тому перманганатна окиснюваність дає умовне уявлення про наявність у воді органічних домішок і може використовуватись для аналізу питної і мінеральної води, мало забруднених поверхневих вод та для порівняння якості води у різний час або в різних місцях водойми. Позитивною рисою методу є порівняно швидке отримання результату. Для характеристики стічних вод та природних вод, забруднених стоками, визначають дихроматну окиснюваність. Вона більш точно характеризує вміст органічних забруднень, оскільки дихромат калію окиснює близько 90% присутніх у воді органічних речовин. Дихроматну окиснюваність ще називають *хімічним споживанням кисню (ХСК)*, тому що вона характеризує вміст усіх органічних речовин у воді, в тому числі важкоокиснюваних.

Згідно з ДержСанПіН України перманганатна окиснюваність питної води має не перевищувати $4 \text{ мгO}_2/\text{дм}^3$

Якісне визначення окисності з наближеною кількісною оцінкою

У пробірку налити 10мл води, яку слід дослідити; додають 0,5мл сірчаної кислоти (1:2) і 1 мл 0,01н розчину перманганату KMnO_4 . Через 40 хв при температурі біля 20°C наближені дані про величину окисності можуть бути отримані з табл.2.

Таблиця 2. Наближені дані наявності окисності у воді

Забарвлення у пробірці	Наближена величина окисності у мг O_2 на 1 л
Яскраво лілово-рожеве	1
Лілово-рожеве	2
Слабо лілово-рожеве	4
Слабо лілуватого-рожеве	6
Блідо-рожеве	8
Блідо рожево-жовте	12
Жовте	16



1. У конічну колбу для кип'ятіння помістити декілька скляних кульок, після чого наливають 100мл проби або меншу її кількість (у цьому випадку об'єм доводять до 100мл дистильованою водою). Доливають 5 мл розведеної сірчаної кислоти H_2SO_4 і 10 мл 0,01н розчину перманганату калію $KMnO_4$. У колбу встановити маленьку воронку з відрізаною трубкою. Нагрівають рідину до кипіння і з цього моменту кип'ятити точно 10 хв; далі знімають колбу з вогню, наливвають у неї 10 мл розчину щавлевої кислоти $H_2C_2O_4$. Знебарвлену рідину титрують розчином перманганату калію $KMnO_4$ до слабо-рожевого забарвлення. Температура суміші при титруванні не повинна бути нижчою за $80^\circ C$.

Якщо розчин при кип'ятінні знебарвиться або побуріє, визначення повторити з розбавленою пробою.

Визначення слід повторити і тоді, якщо витрата перманганату на титрування перевищує 6 мл.

Для визначення титру перманганату калію $KMnO_4$ у ту ж колбу після титрування, до ще гарячої рідини, долити 10 мл 0,01н розчину щавлевої кислоти $H_2C_2O_4$ і знову відтитрувати 0,01н розчином $KMnO_4$ до того ж самого забарвлення, що зберігався протягом 1 хв. Поділив 10 мл на кількість мілілітрів розчину перманганату калію $KMnO_4$, витраченого при другому титруванні, отримують коефіцієнт K для приведення концентрації розчину до точно 0,01н.

Окисність (X), виражену у мг O_2 /л води, розраховують за формулою:

$$X = \frac{(a - v) \cdot k \cdot 0,08 \cdot 1000}{V} = \frac{(a - v) \cdot k \cdot 80}{V}, \quad (7)$$

де a - загальний об'єм 0,01н розчину $KMnO_4$, доданого на початку визначення і використаного на титрування надлишку щавлевої кислоти $H_2C_2O_4$; v - об'єм 0,01 розчину $KMnO_4$, використаного на титрування 10 мл щавлевої кислоти, мл; k - поправочний коефіцієнт для приведення концентрації розчину $KMnO_4$ до точно 0,01н; V - об'єм води, взятої для визначення, мл; 0,08 - еквівалент кисню у мг на 1 мл 0,01н розчину $KMnO_4$

Контрольні запитання

1. Що таке окиснюваність води, в яких одиницях вимірюється?

2. Назвіть головні види окиснюваності.
3. Як за значенням окиснюваності оцінити ступінь забруднення води?
4. На чому ґрунтується визначення окиснюваності.
5. Для визначення яких сполук використовується дихроматна окисність.
6. Параметри перманганатної окисності згідно держсанпіну.
7. Охарактеризувати параметр ХСК.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3

Визначення іонів Fe^{3+} , Fe^{2+} , загального заліза та марганцю

Мета роботи: Ознайомити студентів з методами визначення окисного, закисного та загального заліза у воді.

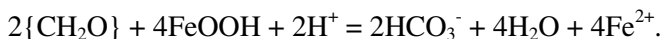
Матеріальне забезпечення та реактиви: стандартний розчин заліза; запасний /розчиняють 0,8634 г залізо амонійного галуноу в мірній літровій колбі в невеликій кількості дистильованої води, додають 10 мл міцної сірчаної кислоти і доводять до 1 л; мл розчину містить 0,1 г заліза/; робочий /50,0 мл запасного стандартного розчину розводять до 1 л дистильованою водою, кожен раз готуючи свіжий розчин; 1 мл розчину містять 0,005 мг заліза;

- роданистий амоній або калій, 50% розчин;
- персульфат амонію в кристалах або перекис водню, 3%;
- соляна кислота, вільна від заліза /питома вага 1,19;
- сульфосаліцилова кислота, 10% розчин;
- сульфосаліцилат натрію, насичений розчин;
- аміак, 10% розчин /40 мл 25% розчину аміаку розводять дистильованою водою до 100 мл;
- фотоколориметр, світлофільтр 400...430 н ;
- кювети.

Загальні відомості:

Залізо у воді може бути у вигляді дво- і тривалентних іонів, у вигляді органічних і неорганічних сполук його, що знаходяться в колоїдному стані або у вигляді тонко дисперсних зависів.

У відновному середовищі товщі донних відкладень протікає процес деструкції органічної речовини (умовна формула $\{CH_2O\}$), що приводить до перерозподілу форм заліза між твердою і рідкою фазами (рис. 2). Зокрема, спостерігається відновлення його гідроксидів до Fe^{2+} та описується реакцією





Двовалентне залізо стійке у водному розчині тільки в сильно – кислому середовищі. На рис. 3. представлена діаграма Пурбе, що відображає стан системи залізо-вода в координатах окисно-відновний потенціал-значення рН.

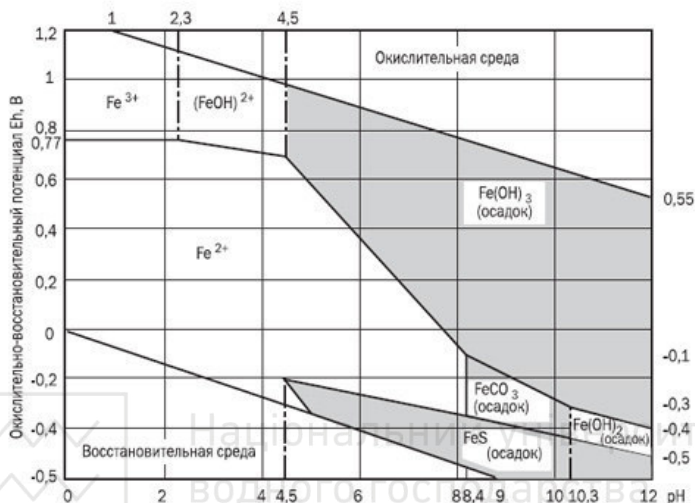


Рис.3. Діаграма Пурбе для заліза

Перехід заліза з однієї форми в іншу дозволяє отримати достовірні результати при окремому визначенні двовалентного, тривалентного, розчиненого і нерозчиненого заліза.

Точні результати можуть бути отримані лише при визначенні сумарного вмісту заліза у всіх його формах. Методи визначення заліза у воді поділяють на якісні та кількісні. При **якісному** визначенні вміст заліза у воді можна оцінювати наближено за інтенсивністю забарвлення проби, яка аналізується. **Кількісне** визначення концентрації заліза здійснюється головним чином колориметричним методом /роданистий сульфосаліциловий і ортофенантроліновий.

Якісне визначення заліза

Якісне визначення заліза ґрунтується на властивості заліза давати іонам роданіду в сильно кислому середовищі забарвлену у насичений червоний колір комплексну сполуку залізісто – роданистого заліза:



Реакцію ведуть у сильно кислому середовищі, щоб перешкодити гідролізу солей заліза: $\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{HCl}$.

Для підкислення можна вживати азотну чи соляну кислоту, але не сірчану, так як остання сама дає комплексну сполуку з залізом і забарвлення слабшає.

Хід визначення

В пробірку наливають 10 мл проби. Підкислюють двома краплями соляної кислоти / питома вага 1,12/ і додають перекис водню або персульфату амонію /для окислення Fe^{2+} і Fe^{3+} . Потім приливають 0,2 мл/ 4 краплі/ 50% розчину роданіду калію, перемішують і спостерігають за розвитком забарвлення. Наближений вміст заліза визначають по табл..3

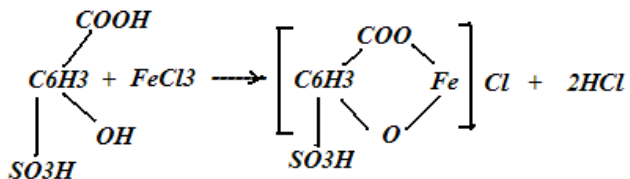
Таблиця 3

Забарвлення, видиме при розгляданні пробірки зверху вниз на білому тлі	Приблизний вміст заліза, мг/л
Відсутність	Менше 0,05
Ледь помітне жовтувато-рожеве	0,05 – 0,1
Слабке жовтувато-рожеве	0,1 – 0,5
Жовтувато-рожеве	0,5 – 1,0
Жовтувато-червоне	1,0 – 2,5
Яскраво-червоне	Більше 2,5

Сульфосаліциловий метод визначення іонів Fe^{3+} і $(\text{Fe}^{3+} + \text{Fe}^{2+})$

Метод оснований на властивості сульфосаліцилової кислоти або її натрієвої солі давати з солями заліза. Забарвлені комплексні сполуки /в слабо кислому середовищі вона реагує з іонами Fe^{3+} , даючи червоне забарвлення, а в слабо аміачному – з іонами дво- і тривалентного заліза, даючи жовте забарвлення.

Реакція з іонами Fe^{3+} проходить за наступним рівнянням:



Такий комплекс отримується при рН=1,8-2,5 ; при рН=9-11,5 залізо з сульфосаліцилової кислоти утворює комплекс $[\text{FeSal}_3]^{3-}$ жовтого кольору.

Хід визначення суми іонів ($\text{Fe}^{3+} + \text{Fe}^{2+}$)

В колбу місткістю 100-150 мл відмірюють піпеткою 50 мл води, що аналізується, потім додають 5 мл розчину сульфосаліцилату натрію або сульфосаліцилової кислоти, 5 мл розчину аміаку і перемішують. Через 10 хв інтенсивність забарвленого розчину вимірюють в фотоколориметрі з синім світлофільтром $\lambda=400\dots430$ нм. Результати визначення знаходять по калібровочній кривій.

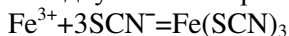
Вміст заліза обчислюють за формулою:

$$x = \frac{C \cdot 50}{V}, \text{ мг/л.} \quad (8)$$

де С-концентрація заліза, знайдена по калібровочній кривій, мг/л;
V-об'єм проби, взятої для визначення, мг/л.

Метод з використанням роданіду амонію засновано на взаємодії у сильнокислому середовищі тривалентного заліза і роданіду амонію чи калію з утворенням комплексного з'єднання роданового заліза, забарвленого в червоний колір. Інтенсивність забарвлення пропорційна концентрації заліза. Підкислення соляною кислотою перешкоджає гідролізу солей тривалентного заліза і утворенню гідроксиду заліза (III).

Окислення двовалентного заліза при визначенні вмісту загального заліза здійснюється персульфатом амонію. Концентрація двовалентного заліза визначається як різниця між концентраціями загального і тривалентного. Чутливість методу 0,05 мг/л заліза. Визначенню заважають забарвлюючі речовини, високі концентрації амонію. Утворення роданового заліза відбувається за реакцією



Хід визначення визначення концентрації заліза у воді за допомогою фотоелектроколориметру

Загальний вміст заліза: в колбу наливають від 1 до 20 мл дослідної води (в залежності від вмісту заліза); додають 1 мл соляної кислоти; додають декілька кристалів персульфату амонію та перемішують. Потім необхідно додати 1 мл роданистого амонію (калію) та довести об'єм проби дистильованою водою до 50 мл. За допомогою



фотоелектроколориметру виміряють оптичну густина досліджуваної та контрольної проби на синьо – зеленому світлофільтрі ($\lambda=500\text{nm}$) в кюветах з товщиною шару 20-50мл. Визначають концентрацію заліза (С) по градуированому графіку та загальний вміст заліза за виразом

$$Z = \frac{C \cdot 50}{V}, \text{ мг/л} \quad (9)$$

де С- концентрація заліза, знайдена по калібрівочному графіку, V- об'єм проби дослідної води.

Вміст тривалентного заліза визначається аналогічно, але без внесення в пробу кристалів персульфату амонію. Концентрацію тривалентного заліза розраховують за формулою 4.1;

Вміст двовалентного заліза визначити як різницю між загальним вмістом заліза та тривалентним. Дані занести в таблицю 4.

Таблиця 4. Результати визначення вмісту заліза у воді

№№ проби	Вміст Fe _{заг} , мг/л				Вміст Fe ³⁺ , мг/л				Вміст Fe ²⁺ , мг/л
	Об'єм проби, см ³	Оптична густина, Д	Концентрація за графіком, С _{гр} , мг/л	Концентрація, мг/л	Об'єм проби, см ³	Оптична густина, Д	Концентрація за графіком, С _{гр} , мг/л	Концентрація, мг/л	
1									
2									
3									

Питання на захист

1. Назвіть форми заліза у поверхневих водах та підземних водах.
2. Чим обумовлюється наявність заліза у воді.
3. Вплив гумінових речовин на процес осадження заліза.
4. Суть якісного методу видалення заліза
5. Методи кількісного визначення заліза
6. Суть методу визначення вмісту заліза з роданідом
7. Суть фотоелектроколориметричного методу



Визначення активного, залишкового хлору і хлоропоглинання води

Мета роботи: Визначити вміст активного, залишкового хлору і хлор поглинання води.

Матеріальне забезпечення та реактиви:

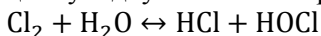
Для визначення активного хлору і хлор поглинання води: хлорне вапно, 2% розчин; титрований розчин тіосульфату натрію 0,05 N розчин; йодистий калій, 5% розчин; розчин сірчаної кислоти 1:3; розчин крохмалю.

Для визначення залишкового хлору: соляна кислота 2,5 N нормальний розчин; титрований розчин тіосульфату натрію 0,05 N розчин; йодистий калій, 5% розчин; 0,5 % розчин крохмалю; розчин сірчаної кислоти 1:3.

Загальні відомості:

Знезараження води хлором та його сполуками є найбільш поширеним методом знезараження води на водопровідних станціях. Бактерицидний ефект хлору, тобто властивість знищувати бактерії, залежить в значною мірою від кількості введеного хлору і часу його контакту з водою. Зазвичай на руйнування бактеріальних клітин витрачається тільки частина вводиться у воду хлору. Більша ж частина хлору вступає в реакції з різноманітними органічними і мінеральними домішками, що містяться у воді. До них відносяться: гумус, продукти розпаду клітковини і білкових сполук, солі двовалентного заліза, нітриди, аміак, сірководень та ін.. Тому одночасно із знезараженням досягається зниження кольоровості, а також усунення присмаків і запахів води. При хлоруванні відбувається руйнування гумінових речовин, що стабілізують неорганічні колоїди (гідроксид заліза, гідроксид алюмінію, глинисті частки) і перешкоджають їх злипанню та осіданню. Отже, хлорування поряд із знезараженням сприяє поліпшенню, процесів коагуляції, відстоювання і фільтрування води.

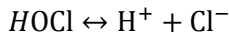
При хлоруванні використовуються хлор, білильне вапно, гіпохлорити кальцію $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ і натрію NaOCl , хлораміни NHCl_2 , NH_2Cl . При насиченні води хлором утворюється хлорна вода, що має сильну окисну властивість, при цьому відбувається така реакція:



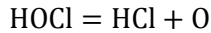
При високій концентрації іонів H^+ / при $\text{pH} \leq 4$ / рівновага в значній степені зсунута вліво і у воді присутній атомарний хлор.

При $pH > 4$ рівновага зсунута вправо і атомарний хлор у воді відсутній.

При $pH > 5, 6$ хлорноватиста кислота дисоціює на іони:



Крім того, хлорноватиста кислота на світлі розкладається:



При цьому виділяється атомарний кисень, що має окисні властивості, знезаражуючими агентами є хлор, хлорноватиста кислота і кисень в момент виділення.

Часто як хлоруючи речовину використовують хлорне вапно. Реакція взаємодії хлорного вапна з водою, що має нейтральну або лужну реакцію, протікає по рівнянню:



В кислому середовищі хлорне вапно розкладається з виділенням вільного хлору, який потім взаємодіє з водою.

Знезаражуюча дія солей хлорноватистої кислоти основана на їх гідролізі, в результаті якого утворюється стійка хлорноватиста кислота:



При хлоруванні води розрізняють активний хлор і залишковий. Під терміном “активний хлор” розуміють сумарний вміст у воді вільного Cl_2 , хлорноватистої кислоти $HOCl$, гіпохлорид-іонів OCl^- і хлорамінів NH_2Cl , $NHCl_2$.

Частина активного хлору, яка йде на знищення мікробів у воді і на окиснення органічних і неорганічних речовин, відповідає хлоропоглинанню води.

Звичайно хлоропоглинання річкових та озерних вод складає 2-2,5 мг/л Cl_2 , вода ставків та боліт мають хлоропоглинання 4-5 мг/л Cl_2 .

Підвищення хлоропоглинання води свідчить про її забруднення. Залишковим або надлишковим хлором називають ту кількість газоподібного хлору, яка залишається у воді після знищення мікробів та окиснення органічних та неорганічних речовин.

При визначенні дози хлору для знезараження води необхідно враховувати витрату хлору на побічні реакції з органічними та мінеральними домішками води і намагатися, щоб у воді залишалась ще деяка кількість хлору, що має знезаражуючу дію.

З підвищенням дози введенного хлору зростає концентрація залишкового хлору, причому уклін кривої I /мал. 6/ в значній мірі визначається витратою на побічні реакції окислення домішок.



Різко міняє картину присутність у знезаражуваній воді аміаку, що являється складовою частиною води, або який штучно в неї вводиться при хлорування з амонізацією. В цьому випадку на кривій 2 /рис.4/ спостерігається максимум і мінімум.

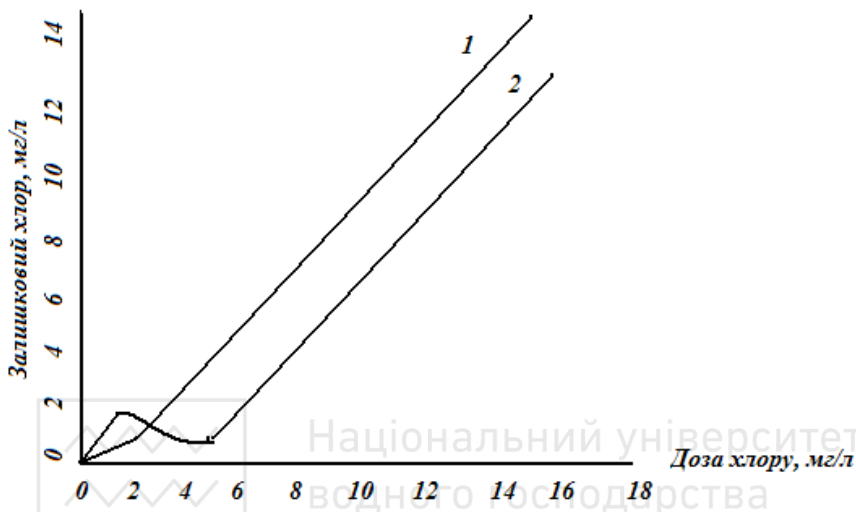
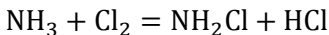


Рис.. 4. Залежність концентрації залишкового хлору у воді від дози введеного хлору

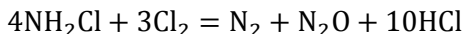
1-При відсутності амонійних солей; 2 - При наявності амонійних солей.

Максимум на кривій відповідає утворенню монохлораміну NH_2Cl , який має достатню знезаражуючу дію, але менше витрачається на окислення домішок води.

Монохлорамін- це продукт заміщення одного атому водню в аміаці атомом хлору.



Хлор в моно хлораміні визначають як звичайний залишковий / активний/ хлор. Реакція окислення монохлораміну відбувається за рівнянням:



Якщо доза хлору більша, ніж потрібно для утворення хлораміну, починається окислення останнього хлором, завдяки чому кількість залишкового у воді хлору зменшується. Цим пояснюється мінімум на

кривій залишкового хлору. Підвищення температури хлорованої води підвищує її хлоропоглинання.

Необхідну дозу хлору у воді в зв'язку із складною залежністю хлоропоглинання від ряду факторів визначають, отримавши в даних практичних умов графік залежності кількості залишкового хлору, від кількості введеного. Звичайно для збереження бактерицидних властивостей на протязі значного часу концентрація залишкового хлору у воді після 30-хвилинного контакту повинна бути не нижче 0,5 мг/л. Разом із знезаражуванням хлорування води в значній мірі змінює її органічний склад. Хлор окислює та руйнує органічні домішки води, внаслідок чого погіршуються показники, зв'язані з концентрацією органічних речовин, наприклад, її окисність, колірність та ін. Руйнування при хлоруванні гумінових речовин сприяє покращенню процесів коагуляції та осідання домішок води.

Всі методи хлорування води можна розділити на 2 основні групи: постхлорування та пре хлорування /попереднє хлорування/ води.

Постхлорування- це знезаражування води хлором, яке проводять після всіх інших процесів її обробки і являється завершальним етапом очистки води. Постхлорування можна проводити невеликими, підвищеними дозами /перехлорування/ і спільно з іншими знезаражуючими речовинами /комбіноване хлорування/.

Дози хлору при нормальному хлоруванні встановлюють такими, щоб смакові якості води не були зниженні. Кількість залишкового хлору після 30-хвилинної обробки води хлором допускається не вище 0,5 мг/л. При пере хлоруванні дозу залишкового хлору звичайно встановлюють межах 1-10 мг/л. Відомі випадки, коли пере хлорування проводилось дозами 100 мг/л.

Комбіновані методи хлорування, тобто хлорування води спільно з введенням деяких добавок /перманганату калію, іонів срібла і міді, аміаку/ застосовують з ціллю посилення дії хлору чи фіксації його у воді.

За хлоруванням води на очисних станціях ведуть регулярний лабораторний контроль, згідно якому проводять слідуючі хіміко-аналітичні визначення : аналіз хлорного вапна на вміс в ньому активного хлору, визначення залишкового хлору у воді після хлорування, визначення хлоропоглинання води.

Доза хлору необхідна для хлорування, також встановлюється лабораторним шляхом. Вона рівна хлоропоглинанню води плюс залишковий хлор, встановлений держсанінспекцією для даного

водопроводу. ГОСТом 2874-82 передбачається вміст залишкового хлору 0,3-0,5 мг/л в найближчій до насосної станції водорозбірній точці.

Визначення хлоропоглинання, активного і залишкового хлору проводять йодометричним методом. Принцип йодометричного методу оснований на виділенні хлором з розчину йодиду калію еквівалентної вільності йоду, який потім відтитровують розчином тіосульфату натрію в присутності індикатору-крохмалю.

Для характеристики поведінки природних вод при нормальному хлоруванні служить показник хлорованості води, що являє собою дріб. Чисельник цього дробу – одиниця, а знаменник – найбільша доза хлору в міліграмах на літр, при обробці якою на протязі 20 хв. у воді залишається 0,5 мг/л хлору.

Показник хлорованості води являється мірою ступеню забруднення води різними домішками : чим чистіша вода, тим він більший. Із збільшенням забруднення води /її хлоропоглинання/ збільшується і доза введеного у воду хлору, яка забезпечує вміст залишкового хлору 0,5 мг/л. Отже, показник хлорованості зменшується.

Для визначення показника хлорованості води встановлюють залежність кількості залишкового хлору від дози введеного хлору при часі обробки води хлором, рівному 30 хв.

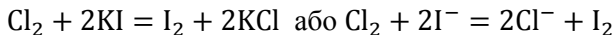
Хід визначення показника хлорованості води.

У 8 плоских колб наливають піпеткою по 100 мл досліджуваної води і послідовно у кожен з колб з інтервалом 4 хв. приливають піпеткою хлорну воду з вмістом активного хлору 0,1 мг/мл в таких кількостях :

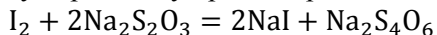
№ колби	1	2	3	4	5	6	7	8
К-сть хлорної води, мл	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	5,0	10
Доза хлору відповідна об'єму хлорної води, мг/л	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	5,0	10

Колби струшують і закривають пробками. Оскільки час обробки води хлором у всіх колбах повинен бути 30 хв., то через 2 хв. після приливання розчину хлорної води в останню колбу /8/ приступають до визначення залишкового хлору в першій колбі. В кожній слідкуючій колбі залишковий хлор визначають через 4 хв. Залишковий хлор у воді визначають по ГОСТу 29-29-45 так : до 100 мг досліджуваної води

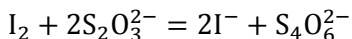
додають 5 мл 10 % розчину йодиду калію KI, 5 мл буферної суміші з рН=4,6 /готують, змішуючи рівні об'єми 1N розчинів оцтової кислоти і ацетату натрію/ і 1 мл 1 % розчину крохмалю. При наявності активного хлору у воді з'являється синє забарвлення розчину, так як хлор витісняє з йодиду калію вільний йод:



а йод, що виділився, забарвлює крохмаль у синій колір. Потім в розчин додають по краплям з бюретки 0,005 N розчин тіосульфату натрію до знебарвлення розчину. При цьому протікає реакція :



або



Розчин знебарвлюється, коли весь йод зв'язується тіосульфатом натрію. Йодид натрію і тетратіонат натрію, що утворюється в результаті реакції, забарвлення з крохмалем не дають.

Вміст активного хлору x обчислюють за формулою :

$$x = \frac{V_1 N 35.51000}{V_2} \quad (10)$$

де V_1 - об'єм розчину тіосульфату натрію, витрачений на титрування досліджуваної води, мл ; V_2 - об'єм досліджуваної води, взятий для титрування, мл; N - коефіцієнт нормальності розчину тіосульфату натрію; 35,5- міліграм-еквівалент хлору.

По цим даним будують графік в координатах доза хлору-залишковий хлор.

По графіку визначають дозу введеного хлору, що забезпечує концентрацію залишкового хлору 0,5 мг/л і обчислюють показник хлорованості води. Результати визначення записують у вигляді таблиці :

№ колби	Доза введеного хлору, мг/л	К-сть залишкового хлору, мг/л	Показник хлорованості води
---------	----------------------------	-------------------------------	----------------------------

Визначення активного хлору в хлорній воді.

Хід визначення

У конічну колбу місткістю 200-250 мл піпеткою відмірюють 100 мл дистильованої води, потім приливають 1мл хлорної води, 5 мл йодистого калію, 2 мл сірчаної кислоти /1:3/ і титрують 0,05 розчином

тіосульфату натрію до соломино-жовтого забарвлення. Після чого додають 2 мл крохмалю і продовжують титрувати до повного зникнення синього забарвлення, що з'явилося після додавання крохмалю. По кількості витраченого на титрування тіосульфату натрію розраховується концентрація активного хлору в хлорній воді.

Вміст активного хлору в хлорній воді:

$$a = V \cdot N \cdot 35.5 \cdot 1000 \text{ мг/л} \quad (11)$$

де V- об'єм тіосульфату натрію, витраченого на титрування активного хлору в розчині хлорного вапна, мл; N- нормальність розчину тіосульфату натрію; 35,5- еквівалент хлора, рівний 35,5

Визначення хлоропоглинання.

Визначення хлоропоглинання основане на йодометричному визначенні хлору після 30-хвилинного контакту розчину хлорного вапна або вільного хлору з досліджуваною водою.

Хід визначення

В дві конічні колби місткість 200-250 мл піпеткою відмірюють в одну 100 мл дистильованої води, в другу- 100 мл досліджуваної води. В обидві колби додають по 1 мл 2% розчину хлорного вапна. Колбу з досліджуваною водою залишають стояти на протязі 30 хв., закривши пробкою. В колбу з дистильованою водою зразу ж додають 5 мл 5 % розчину йодистого калію, 2 мл 5 % розчину йодистого калію, 2 мл сірчаної кислоти /1:3/ і титрують 0,05 N розчином тіосульфату натрію до солосяно-жовтого забарвлення. Додають 2 мл розчину крохмалю, після чого розчин забарвлюється в синій колір, продовжують титрувати до знищення синього забарвлення.

З розчином у 2 колбі поступають так само, але через 30 хв.

Обчислення хлоропоглинання досліджуваної води :

$$XП = \frac{(V_1 - V_2) \cdot N \cdot 35.5 \cdot 1000}{V_3} \quad (12)$$

де V_1 -об'єм тіосульфату натрію, витраченого на титрування у 1 колбі, мл; V_2 - об'єм тіосульфату натрію, витраченого на титрування у 2 колбі, мл ; V_3 - об'єм досліджуваної води, взятої для визначення, мл ; N-



нормальність розчину тіосульфату натрію; 35,5- еквівалент хлору, рівний 35,5.

Питання до захисту.

1. З якою метою виконується хлорування води.
2. Методи знезаражування води.
3. Реагенти, які використовуються для знезараження води.
4. Поняття “хлорпоглинальність”, “активний хлор”.
5. На чому заснована знезаражуюча дія солей хлороватистої кислоти.
6. Від чого і як залежить ефект хлорування.
5. Чому доза хлору повинна бути більшою за хлорпоглинальність.
6. Назвіть мету постхлорування та пре хлорування.
7. Як впливає температура на розчинність хлору у воді.
8. Суть якісного методу визначення залишкового хлору у воді.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5

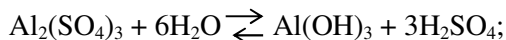
Визначення оптимальних доз коагулянту

Для видалення з води речовин, які зумовлюють її колір та каламутність, застосовують *обробку води коагулянтами*. Як коагулянти використовують солі алюмінію і заліза: сульфат алюмінію, сульфат заліза II, сульфат заліза III, хлорид алюмінію, хлорид заліза II, хлорид заліза III, змішаний коагулянт, який складається із сульфату алюмінію та хлориду заліза, взятих у співвідношенні 1:1 або 1:2 та ін.

Коагулянти – це солі сильних кислот і слабких основ, і тому при введенні у воду вони гідролізуються.

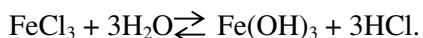
Гідролізом називається реакція розкладання речовини водою, в результаті якої відбувається зв’язування продуктів розкладу з одним або обома іонами води з утворенням малодисоційованих або важкорозчинних речовин. Гідроліз солей супроводжується зміною рН середовища:

пряма реакція →



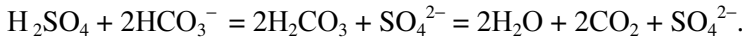
← зворотна реакція

або:

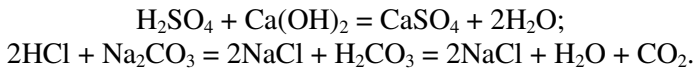


Реакції гідролізу оборотні. Тому, щоб забезпечити повноту протікання гідролізу (пряма реакція) необхідно зв’язувати

(нейтралізувати) кислоти, що утворюється за гідролізу. Цю функцію виконують присутні в природних водах гідрокарбонат-іони (HCO_3^-), які зумовлюють природну лужність води:



Якщо лужність оброблюваної води невелика, або застосовується значна доза коагулянту, кислота, що утворюється при гідролізі коагулянту, може нейтралізуватись неповністю. Наслідком цього є погіршення процесу утворення пластівців, поява у воді залишкового алюмінію або заліза. Щоб уникнути цього, воду додатково підлугуюють введенням вапна $\text{Ca}(\text{OH})_2$ або соди Na_2CO_3 :



Гідроксиди алюмінію та заліза надзвичайно мало розчинюються у воді і виділяються з неї у вигляді колоїдних позитивно заряджених частинок з великою сумарною поверхнею.

Гумусові речовини, що надають воді забарвлення, і частинки порід і ґрунтів, які визначають її каламутність, являють собою негативно заряджені колоїди. Внаслідок великої вільної поверхневої енергії і різності зарядів ці дві системи взаємодіють: на позитивно зарядженій поверхні гідроксидів добре адсорбуються гумусові речовини, а самі частинки гідроксидів адсорбуються на поверхні частинок ґрунту, глини та інших завислих речовин.

Разом з тим наявність у воді від'ємно заряджених іонів призводить до коагуляції колоїдних частинок гідроксидів, тобто відбувається зниження їх заряду і втрата ними стійкості. В результаті цього частинки починають злипатися між собою, створюючи так звану *надміцелярну структуру*. Остання під впливом гідродинамічних сил потоку розривається у найслабших місцях, внаслідок чого утворюються мікропластівці, котрі потім укрупнюються при взаємних зіткненнях. Осідання такої коагульованої зависі призводить до видалення із води речовин, які надають їй каламутності й забарвлення.

Для успішного перебігу процесу необхідно правильно вибрати дозу коагулянту. *Оптимальною* називається така найменша доза коагулянту, яка забезпечує забарвлення очищеної води < 20 град. при

мінімальній її каламутності і доброму утворенні пластівців (достатньо швидке утворення великих, добре осідаючих пластівців).

Оптимальна доза коагулянту залежить від природи й інтенсивності забарвлення оброблюваної води, її каламутності, лужності, рН, температури; цей показник визначають під час пробного коагулювання води різними дозами коагулянту.

Методика визначення оптимальної дози коагулянту

Попередньо визначають забарвлення, каламутність, лужність та рН досліджуваної води.

У 8 циліндрів наливають по 250 см³ досліджуваної води. У перший циліндр вводять градуйованою мірною піпеткою розчин коагулянту концентрацією 25 мг/см³ і ретельно перемішують воду у циліндрі мішалкою 10 разів. Відмічають початок досліду. Таким же чином, послідовно обробляють воду в інших циліндрах дозами коагулянту у відповідності із таблицею:

Номер циліндра	1	2	3	4	5	6	7	8
Об'єм розчину коагулянту, що вводиться у циліндр, v_k , см ³	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Доза коагулянту, яка відповідає введеному об'єму розчину, D_k , мг/дм ³	50	100	150	200	250	300	350	400

Оброблена коагулянтом вода в циліндрах відстоюється протягом 2 годин. Під час відстоювання води відмічають початок утворення пластівців ($t_{пл}$) і початок їх осідання ($t_{ос}$), а також вид пластівців (великі, маленькі, рихлі, щільні).

Через 2 години верхній шар води у циліндрах (≈ 150 см³) обережно зливають у чисті колби, ретельно перемішують і вимірюють каламутність (К). Потому цю воду відфільтровують крізь паперовий фільтр і визначають її забарвлення (З), лужність (Л) та рН. Результати оформлюють у вигляді таблиці:

Номер циліндра	Д _к , мг/дм ³	Час, хв.		Вид пластівців	Показники якості води після обробки її коагулянтном			
		t _{пл}	t _{ос}		К, мг/дм ³	З, град.	Л, мг- екв/дм ³	рН

На основі проведених дослідів графічно виражають залежність каламутності, забарвлення, рН та лужності обробленої коагулянтном води від кількості введеного коагулянту і визначають його оптимальну дозу.

Питання до захисту.

1. Які реагенти виступають у ролі коагулянту.
2. Надати формулюровку процесів гідролізу і коагуляції.
3. Як впливає лужність на ефективність процесу коагуляції.
4. Прямі та зворотні реакції в процесі коагуляції.
5. Описати процес коагуляції гумусових речовин.
6. Від яких параметрів залежить оптимальна доза коагулянту.
7. Що називається оптимальною дозою коагулянту.

Література

1. *Фомин Г.С.* Вода. Контроль химической, бактериальной и радиационной безопасности по международным стандартам: Энциклопедический справочник. – М.: Издательство НПО Альтернатива, 1995. – 618 с.
2. *Накорчевська В.Ф., Аргатенко Т.В.* Хімія води і мікробіологія. Вправи і методичні вказівки до їх виконання. – К.: КНУБА, 2000. – 31 с.
3. *Накорчевська В.Ф.* Хімія води: Конспект лекцій. – К.: КНУБА, 1998. – 65 с.
4. *Лурье Ю.Ю.* Аналитическая химия промышленных сточных вод. – М.: Химия, 1984. – 447 с.
5. *Семенов А.Д.* Руководство по химическому анализу поверхностных вод суши. – Л.: Гидрометеоздат, 1977. – 540 с.
6. *Справочник по свойствам, методам анализа и очистке воды: В 2 ч.* – К.: Наукова думка, 1980. – 1206 с.
7. *Государственный контроль качества воды.* – М.: ИПК Издательство стандартов, 2001. – 688 с.