

Міністерство освіти і науки України

ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ АВТОМОБІЛЬНО-ДОРОЖНИЙ  
УНІВЕРСИТЕТ

В. В. ДАЦЕНКО,  
Л. М. ЄГОРОВА,  
Т. О. НЕНАСТІНА,  
Е. Б. ХОБОТОВА

**НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК**

**«ВЛАСТИВОСТІ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ ТА  
МЕТОДИКИ ЇХ ВИЗНАЧЕННЯ В ОБ'ЄКТАХ  
НАВКОЛИШНЬОГО СЕРЕДОВИЩА»**

Харків  
ХНАДУ  
2021

УДК 504 (075)

ББК 24 я 73

Рецензенти:

Завідувач кафедри фізичної хімії НТУ «ХП», д. т. н., проф.

*М. Д. Сахненко;*

Директор науково-дослідного інституту хімії при Харківському національному університеті імені В. Н. Каразіна, д. х. н., проф.

*В. І. Ларін;*

Зав. каф. безпеки життєдіяльності і інженерної екології

ХНУБА, д. т. н., проф., *В. О. Юрченко;*

Зав. каф. екології ХНАДУ, д. т. н., проф. *Н. В. Внукова;*

Проф. каф. технології дорожньо-будівельних матеріалів

Харківського національного автомобільно-дорожнього

університету, д. т. н. *С. М. Толмачев*

Колектив авторів:

*В. В. Даценко, доц., к.х.н.*

*Л. М. Єгорова, доц., к.х.н.*

*Т. О. Ненастіна, доц., к.т.н.*

*Е. Б. Хоботова, проф., д.х.н.*

Навчальний посібник «Властивості біогенних елементів та методики їх визначення в об'єктах навколишнього середовища». – Харків: видавництво ХНАДУ, 2021. – 165 с.

Навчальний посібник призначений для підготовки студентів галузі знань 10 «Природничі науки» спеціальності 101 «Екологія» та направлений для самопідготовки студентів і на використання на лабораторних роботах з загально-екологічної практики. У посібнику наведено теоретичний матеріал, методики проведення лабораторних робіт, а також приклади розрахункових завдань та питання для самопідготовки, які сприятимуть до самостійного вивчення теоретичного матеріалу.

УДК 504 (075)

ББК 24 я 73

© Хоботова Е. Б., В.В. Даценко,

Л.М. Єгорова, Т.О. Ненастіної

© Харківський національний  
автомобільно-дорожній  
університет

## ЗМІСТ

<b>ВСТУП</b>		
<b>Розділ 1 БІОГЕННІ ЕЛЕМЕНТИ, ЇХ КЛАСИФІКАЦІЯ ТА ВПЛИВ НА ОБ'ЄКТИ ПРИРОДНОГО СЕРЕДОВИЩА</b>		
1.1	Біогеохімічні властивості біонеметалів	
1.2	Біогеохімічні властивості біометалів	
	Запитання для самоконтролю	
<b>Розділ 2 ОСОБЛИВОСТІ ВИЗНАЧЕННЯ ІОНІВ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ</b>		37
2.1	Сучасні методи аналізу біогенних елементів та їх класифікація	
2.2	Особливості якісного виявлення аніонів біогенних елементів	
2.3	Особливості якісного виявлення катіонів біогенних елементів	
2.4	Біогеохімічні закономірності вмісту біогенних елементів в об'єктах природного середовища	
	Запитання для самоконтролю	
<b>Розділ 3 МЕТОДИКИ АНАЛІЗУ ОБ'ЄКТІВ ПРИРОДНОГО СЕРЕДОВИЩА</b>		
3.1	Екологічні проблеми природних вод та їх основні геохімічні показники	
3.2	Аналіз основних фізичних і органолептичних показників природних вод	
3.3	Особливості якісного визначення іонного складу природних вод	
3.4	Ґрунт та особливості його антропогенних порушень	
3.5	Аналіз основних показників фізичних та водно-фізичних властивостей ґрунтів	
3.6	Визначення основних біогеохімічних параметрів біогенних елементів у природному середовищі	
	Запитання для самоконтролю	
	<b>Література</b>	
	<b>Показчик</b>	
	<b>Додатки</b>	

## Вступ

Сьогодні людина стоїть перед необхідністю реалізації безпечного екологічного розвитку. Для цього їй потрібні нові знання про навколишнє середовище та нові норми поведінки. **Метою** створення навчального посібника «Властивості біогенних елементів та методики їх визначення в об'єктах навколишнього середовища» є забезпечення якісного рівня освіти, що допоможе студентам поглибити теоретичні та практичні знання про властивості біохімічних елементів та їх сполуки, засвоїти науково-обґрунтовані методи аналізу реальних об'єктів природного середовища, наблизити навчання студентів до умов і вимог сучасних виробництв, виробити навички для самостійної організації та проведення науково-дослідних робіт.

Посібник є складовою навчально-методичного комплексу з екологізації навчально-виховного процесу у вищому навчальному закладі та допоміжним продовженням методичного забезпечення навчальної дисципліни «Хімія з основами біогеохімія», яка нерозривно пов'язана з контролем антропогенного впливу на об'єкти природного середовища. Посібник складається з трьох розділів, що викладаються відповідно до навчальні програми для студентів спеціальності «Екологія». В першому та другому розділах розглянуто теоретичні основні біогеохімічні характеристики біогенних елементів. В першому – стисло викладено матеріал з біогеохімічних властивостей біогенних елементів та їх вплив на об'єкти природного середовища. Другий розділ розкриває форми і методи особливостей визначення іонів біогенних елементів в об'єктах природного середовища. Основною методичною цінністю посібника є третій розділ, де наведено методики аналізу об'єктів природного середовища. Наведені описи виконання аналізу об'єктів природного середовища найбільш доцільні у професійній підготовці майбутніх фахівців відповідної галузі виробництва. Приведені в посібнику приклади розрахункових завдань та питання для самопідготовки сприятимуть розвитку самостійної роботи студентів. Також посібник містить додаткову інформацію: таблиці, схеми, короткий термінологічний словник, яка може бути корисною на лекціях, практичних заняттях, при написанні дипломних,

курсів робіт, рефератів, організації поза аудиторної екологічної роботи.

Навчальний посібник призначений для студентів спеціальності «Екологія», а також для допомоги викладачам у ВНЗ найбільш ефективно спланувати навчальну та методичну роботу зі студентами та поглибити їх знання як з предметів екологічного спрямування, так і спеціальних дисциплін.

# РОЗДІЛ 1

## БІОГЕННІ ЕЛЕМЕНТИ, ЇХ КЛАСИФІКАЦІЯ ТА ВПЛИВ НА ОБ'ЄКТИ ПРИРОДНОГО СЕРЕДОВИЩА

Навколишнє природне середовище (довкілля) – всі живі та неживі об'єкти, що природно існують на Землі або в деякій її частині. *Живий об'єкт (організм)* – це сукупність організмів планети або якої-небудь її частини, виражена в одиницях маси, енергії, інформації. Живий об'єкт відрізняється від неживого тим, що здатен обмінюватись теплом і матерією із довкіллям. У живій та неживій природі постійно відбуваються різні фізичні, хімічні та біологічні процеси, що у більшості випадків взаємопов'язані та перебувають у нестійкій рівновазі; спостерігається так званий кругообіг хімічних елементів і речовин.

Згідно теорії В. І. Вернадського існує взаємозв'язок між розподілом хімічних елементів у земній корі, та їх вмістом у живих організмах, внаслідок активного обміну з навколишнім середовищем. Оптимальні концентрації елементів у живому організмі забезпечують його хімічний гомеостаз, а збільшення чи зменшення вмісту того чи іншого хімічного елемента може привести до погіршення його стану і навіть загибелі.

До складу живих організмів входять більше 70 хімічних елементів. *Біогенні елементи* – це хімічні елементи, які постійно входять до складу організмів і виконують певну біологічну функцію. Біогенні елементи є основним будівельним матеріалом організму. У залежності від валентного стану і структури електронних рівнів роль кожного елемента є суворо специфічною і через те його не можна замінити іншим хімічним елементом. Так, з 77 випробуваних елементів жоден не міг замінити Галій, необхідний для спороутворення грибів.

Із понад ста хімічних елементів періодичної системи елементів до складу живих організмів входять вісімнадцять. Шість елементів – Карбон, Оксиген, Гідроген, Нітроген, Фосфор та Сульфур – є основою усіх біологічних систем, бо входять до складу білків та нуклеїнових кислот і складають основу життя на Землі. Їх загальна назва – органогени. Дванадцять інших елементів необхідні для нормальної життєдіяльності організмів. До них належать два

неметали – Хлор і Йод – і десять металів – Натрій, Калій, Цинк, Кобальт, Ферум, Манган, Купрум, Кальцій, Магній та Молібден. Ці десять металів отримали назву “металів життя”, або біометалів, і вивчення їх ролі в живих організмах є дуже важливим.

За функціональною роллю у живих організмах хімічні елементи поділяють на *органогени* та *іоногени*. До органогенів відноситься 21 елемент. Ці елементи теж можна розподілити на абсолютні органогени і спеціальні органогени. Абсолютні органогени – це життєво необхідні елементи, вони є основою всіх біологічних систем, оскільки входять до складу білків і нуклеїнових кислот і складають основу життя на Землі. До таких елементів належать Карбон, Оксиген, Гідроген, Азот, Фосфор, Магній, Калій і Сульфур. Загальна сума цих елементів в живих організмах складає 97,5 %. 13 інших елементів – спеціальні органогени – елементи необхідні багатьом, але не всім організмам. Вони також необхідні для нормальної життєдіяльності деяких живих організмів. До таких елементів належать Кремній, Йод, Натрій, Кальцій, Цинк, Марганець, Ферум, Кобальт, Купрум, Бром, Бор, Флуор.

*Іоногени* – це елементи електролітного фону  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$  та деякі *d*-елементи – активатори металоферментів  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Mo}^{6+}$  та ін.

За вмістом у організмі хімічних елементів у живих організмах О.П. Виноградов розподілив усі елементи на три групи: *мікроелементи* ( $> 0,01$  % маси тіла) – О (62 %), С (21 %), Н (10 %), N (3 %),  $\text{Ca}^{2+}$  (2 %), Р (1 %),  $\text{K}^+$  (0,23 %), S (0,16 %), олігобіогенні  $\text{Cl}^-$  (0,1 %),  $\text{Na}^+$  (0,08 %),  $\text{Mg}^{2+}$  (0,027 %),  $\text{Fe}^{2+}$  (0,01 %); *мікроелементи* ( $10^{-3}$ - $10^{-5}$  % маси тіла) –  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ , Br, I,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{V}^{5+}$ ,  $\text{Mo}^{6+}$ ,  $\text{B}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Cs}^+$ ,  $\text{Si}^{4+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ; *ультрамикроелементи* ( $< 10^{-5}$  % маси тіла) –  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Ga}^{3+}$ ,  $\text{Ge}^{4+}$ ,  $\text{As}^{5+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{5+}$ ,  $\text{Se}^{6+}$ ,  $\text{Sb}^{5+}$ , та ін.

За важливістю біологічної ролі в живих організмах: *життєво необхідні* – мікроелементи (за виключенням  $\text{Cs}^+$ ,  $\text{Si}^{4+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ) і *домішкові* (всі інші.). Всі домішкові елементи ділять на дві групи

– екологічні домішки – це хімічні елементи, які в процесі вивітрювання гірських порід переходять в розчини (крім К, N, Li, Rb), а потім частково споживаються рослинами;

– абсолютні домішки – це хімічні елементи, які не лише не потрібні живому організму, але і не накопичуються в його організмі

(рідкісні розсіяні елементи, благородні гази – Аргон, Ксенон, Неон, Гелій і Хлор, які у великих кількостях токсичний для рослин). Роль домішкових елементів до кінця не вивчена.

*За вмістом у земній корі* хімічні елементи розподілять на 4 групи

1 група – це літофільні елементи: Si, Ti, S, P, F, Cl, Al, Na, K, Mg та ін. Їх всього 54 елементи. Вони відрізняються спорідненістю до Оксигену і в умовах біосфери утворюють мінерали, які знаходяться у вигляді оксидів, гідроксидів, солей кисневих кислот.

2 група – халькофільні елементи: Cu, Pb, Zn, Cd, Ag, Mn, Fe та ін. Ці елементи схильні давати сполуки з сіркою.

3 група – сидерофільні елементи: Fe, Ni, Co, P, S, P, Mo, Au, Sn. Вони розчиняються в залізних розплавах і дають сполуки і сплави з залізом.

4 група – атмосфіли: H, N, C, O, He, Ar, Cl та ін. Ці елементи входять в земну атмосферу.

Виділено особливу групу елементів – біофіли: C, H, O, P, N, S, Cl, I; у меншій мірі – B, Ca, Mg, K, Na, Mn, V, Fe, Cu. Ці елементи входять до складу живих організмів у земній корі.

## **1.1 Біогеохімічні властивості біонеметалів**

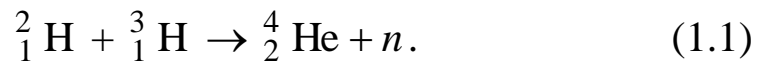
Біогенні неметали, що грають важливу роль у життєдіяльності організмів як макро- (C, N, S, Cl, P), мікро- (B, F, Br, J) і ультрамікроелементи (Se, As), в основному входять до складу аніонів.

В процесах біосфери і метаболізму організмів найбільше значення належить саме аніонам макроелементів-неметалів:  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ . Важливу біогеохімічну роль у бар'єрних процесах, ґрунтових і водних міграціях грають  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{J}^-$ ,  $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{SiO}_3^{2-}$ . У кругообігу Фосфору, Карбону і Нітрогену провідну функцію виконують  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ .

Антропогенне забруднення атмосфери і проблема кислих дощів пов'язані з аніонами  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ . Тому якісне виявлення аніонів є дуже важливим для визначення складу біооб'єктів і компонентів біосфери.

*Біогеохімічні властивості Гідрогену.* Водень – безбарвний газ, який не має запаху, найлегший із усіх газів (у 14,4 разу легший за повітря), дуже мало розчиняється у воді, але в деяких металах (нікол, платина) розчиняється в значних кількостях. Можливі молекули легкого Гідрогену – протію  $H_2$ , важкого – дейтерію  $D_2$  та штучно отриманого радіоактивного тритію  $T_2$ , а також змішані молекули протодейтерію  $HD$ , прототритію  $HT$ , дейтеротритію  $DT$ .

Відомі три нукліди Гідрогену: протій  ${}^1_1H$ , дейтерій  ${}^2_1H$  (Д) та тритій  ${}^3_1H$  (Т). Протій та дейтерій стабільні, тритій – радіоактивний (період напіврозкладу – 12,5 років). Нукліди Гідрогену дейтерій та тритій могли б стати практично невичерпним джерелом енергії для людства, оскільки при утворенні ядра Гелію із ядер дейтерію та тритію



На кожний атом реакційної суміші виділяється енергії майже в 5 разів більше, ніж при розкладі 1 г урану  ${}^{235}U$  (запас дейтерію на Землі близько  $4 \cdot 10^{13}$  т). Однак для проведення реакцій ядерного синтезу подібного типу (термоядерних реакцій) необхідна дуже висока температура.

Водень широко використовується в народному господарстві, наприклад, для синтезу аміаку, метанолу, гідроген хлориду, для гідрогенізації твердого і рідкого палива, жирів і та ін. Твердий водень представляє інтерес як реактивне паливо. Водень використовують також для охолодження могутніх генераторів електричного струму. В атомній енергетиці для здійснення ядерних реакцій велике значення мають нукліди Гідрогену – тритій та дейтерій. Радіоактивні нукліди багатьох хімічних елементів, у тому числі і Гідрогену (тритій), знайшли широке застосування в багатьох галузях науки і техніки, наприклад, при вивченні хімічних реакцій. Крім того, вони використовуються в біології, біохімії та медицині.

Розчин Гідроген пероксиду  $H_2O_2$  з масовою часткою 2,7–3,3 % – фармакопейний препарат. Застосовується головним чином завдяки окисній здатності та нешкідливості продукту його відновлення – води. В клітинах під дією ферментів (пероксидаза, каталаза) гідроген пероксид розщеплюється на воду та кисень, що

має протимікробні, дезодоруючі, депігментуючі властивості. Гідроген пероксид виявляє місцеву кровоспиняючу, а в більших концентраціях – припалену дію. У зв'язку з цим, розчин гідроген пероксиду з масовою часткою 3 %, що поступає до продажу, застосовується як дезінфікуючий (антисептичний) та кровоспиняючий засіб у стоматології, отоларингології і та ін., як депігментуючий засіб у дерматології; 6 % – для знебарвлення волосся; 30 % (пергідроль), а останнім часом і 85 % використовується в хімічній промисловості.

*Біогеохімічні властивості Карбону.* Вміст Карбону в літосфері незначний (0,35 мас. %), але він посідає особливе місце серед усіх елементів за кількістю сполук, що утворює. В атмосфері Карбон знаходиться у вигляді карбон(IV) оксиду в кількості 0,03 %. У розчиненому стані карбон(IV) оксид міститься в усіх природних водах. Карбон входить до складу органічних речовин, міститься у кожній клітині рослин і тварин. Карбон називають елементом біологічної сфери Землі, оскільки він накопичується в органічному світі. Крім того, Карбон – це складова частина нафти, природного газу, кам'яного вугілля. Він зустрічається в природі у вигляді сполук та у вільному стані. Існують чотири алотропічні модифікації Карбону: алмаз, графіт або карбін, в якому чергуються одинарні та потрійні зв'язки (... –C≡C–C≡C–...) і полікумулен з подвійними зв'язками між усіма атомами Карбону (...=C=C=...).

Карбон широко застосовується в народному господарстві. Всі вуглеродисті сталі містять Карбон, у тому числі нержавіюча хромово-нікелева сталь марки 1X18H9T, що містить 0,1 % Карбону. Вона знаходить застосування в медицині, в ортопедичній практиці. Вуглець у вигляді активованого вугілля адсорбує гази, розчинені речовини і широко застосовується у техніці та медицині.

Загальний вміст Карбону в організмі людини складає 21,15 % (за масою). Карбон – основа усіх органічних сполук. Він характеризується здатністю утворювати ковалентні зв'язки. Атоми Карбону в одній і тій же сполуці здатні виконувати роль акцептора та донора електронів. З біологічної точки зору дуже важливим є те, що всі хімічні зв'язки, які утворює Карбон, достатньо міцні і, в той же час, здатні легко розриватись під час біохімічних реакцій (лабільні зв'язки), тому Карбон вважають організмом номер один.

Він входить до складу усіх тканин та клітин, а також біологічно важливих сполук: білків (від 50,6 до 54,5 %), вітамінів, гормонів, ферментів та ін.

Із сполук Карбону в медицині для інгаляцій застосовують вуглекислий газ (3–7 %) в суміші з киснем. Він має прямий та рефлекторний стимулюючий вплив на центр дихання, є його специфічним збуджувачем у фізіологічних процесах. Вуглекислий газ у суміші з киснем назначається при шоці, пригніченні дихального центру, асфіксії новонароджених, отруєннях і та ін. Напої, що містять вуглекислий газ, підвищують секреторну, моторну та всмоктувальну здатність харчового каналу. Рідкий вуглекислий газ при кімнатній температурі і нормальному тиску поглинає багато тепла, перетворюючись у білу снігоподібну масу. Ці властивості використовуються при заморожуванні тканин у гістології, в дерматології “вуглекисневий сніг” застосовується місцево при лікуванні червоної вовчанки, прокази, бородавок та ін.

Натрій гідрогенкарбонат та калій гідрогенкарбонат із карбонатною кислотою утворюють в організмі буферну систему, яка регулює кислотнолужну рівновагу. Дія та застосування карбогену (5–7 % вуглекислого газу та 93–95 % кисню) така ж, як і вуглекислого газу.

Активоване вугілля (адсорбуючий фармакопейний засіб) має велику активну поверхню й здатне адсорбувати гази, алкалоїди, токсини. Призначається при метеоризмі, харчових інтоксикаціях, отруєннях алкалоїдами та солями важких металів.

Натрій гідрогенкарбонат (фармакопейний препарат) нейтралізує хлоридну кислоту шлункового соку, тобто має антацидні властивості, підвищує лужні резерви крові та знімає явище ацинозу; при виділенні слизовими оболонками дихальних шляхів сприяє розрідженню мокроти та її відхаркуванню. Застосовують його при гіперацидному гастриті, виразковій хворобі шлунка та дванадцятипалої кишки, ацинозі; зовнішньо – в отоларингології, стоматології та офтальмології. Призначається також для нейтралізації кислот, що потрапляють на слизові оболонки та шкіряні покриви.

*Біогеохімічні властивості Нітрогену.* У природі більша частина Нітрогену знаходиться у вільному стані у вигляді газу

азоту. Нітроген у вигляді простої речовини є головною складовою частиною повітря; його вміст у атмосфері складає близько 78 мас. %. Загальний вміст Нітрогену в поверхневих оболонках Землі складає близько 0,04 мас. %.

При розкладі органічних речовин Нітроген, що міститься в них, перетворюється в основному в аміак, який під впливом нітрифікуючих бактерій, що живуть у ґрунті, окиснюється до нітратної кислоти. Нітратна кислота реагує з солями карбонатної кислоти, що знаходяться у ґрунті, утворюючи нітрати, які у розчинному вигляді засвоюються рослинами



Однак частина Нітрогену виділяється у атмосферу у вільному стані при розкладі та горінні органічних речовин, спалюванні дров, кам'яного вугілля, з нітратів під дією денітрифікуючих бактерій і та ін. Іншим джерелом поповнення сполук Нітрогену у ґрунті є електричні розряди, при яких утворюються нітроген оксиди. З водою нітроген оксиди утворюють нітратну кислоту, що перетворюється у ґрунті в нітрати. Крім того, існують так звані бульбочкові бактерії, які знаходяться в кореневій системі бобових культур – конюшини, люцерни, гороху та ін. Вони здатні засвоювати атмосферний Нітроген і переробляти його в нітратні сполуки. Рослини, в свою чергу, перетворюють нітратні сполуки у білки та інші складні сполуки. Так у природі відбувається безперервний кругообіг Нітрогену.

Нітроген утворює ряд оксидів:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$  та  $\text{N}_2\text{O}_5$ . Оксиди  $\text{N}_2\text{O}$  і  $\text{NO}$  – несолетворні, інші – солетворні, кислотні оксиди. При звичайних умовах усі нітроген оксиди, окрім  $\text{N}_2\text{O}_5$ , газоподібні речовини;  $\text{N}_2\text{O}_5$  – тверда речовина. Всі вони, за виключенням  $\text{N}_2\text{O}$ , токсичні по відношенню до живих організмів.

Нітроген(I) оксид використовується як наркотичний засіб у складі так званого штучного повітря: 20 %  $\text{N}_2\text{O}$  і 80 %  $\text{O}_2$ . Оскільки  $\text{N}_2\text{O}$  більш леткий, ніж хлороформ, ефір тощо, він швидко виводиться з організму і виявляє меншу побічну дію.

Нітроген(II) оксид  $\text{NO}$  – безколірний, малорозчинний у воді газ. Він є несолетворним оксидом, тому з водою не реагує. Утворюється в атмосфері під час громових розрядів.

Нітроген належить до шести елементів-органогенів (С, Н, О, N, P, S), які складають основну масу людського тіла (97,4 %). Загальний вміст його в організмі людини становить 3,1 %. Нітроген відіграє дуже важливу роль в обміні речовин. Він є обов'язковою складовою частиною білків (від 15 до 17,6 %), вітамінів, гормонів та інших біологічно активних сполук.

Він утворює доволі міцні ковалентні полярні зв'язки, здатні під впливом біологічних каталізаторів (ферментів) легко розриватись, створюючи умови для біохімічних реакцій. Разом із Оксигеном, Фосфором та Сульфуром Нітроген скріплює "скелет" із ланцюга карбонових атомів, завдяки чому утворюються численні органічні сполуки.

До недавнього часу вважалось, що тільки бульбочкові бактерії здатні при нормальних умовах зв'язувати та переводити атмосферний азот в такий стан, щоб його могли засвоювати рослини, а потім тварини у вигляді органічних сполук, так званий біологічно зв'язаний азот. І хоча нині проблема зв'язування азоту ще зовсім не вирішена, в лабораторних умовах при невисоких температурах (303–323 К) стало можливим фіксування азоту і включення його в обмін в організмі тварин (роботи О. Є. Шилова, М. Є. Вольського). Слід відзначити ще дуже важливу в біологічному плані властивість азоту – навіть таку, як у кисню, розчинність його в біологічних рідинах. Так, присутність його в крові може бути причиною розвитку кесонної хвороби. Різкий спад тиску, наприклад, при швидкому підніманні водолазів, може викликати виділення із крові бульбашок молекулярного азоту. І якщо не вжити термінових заходів, тобто не помістити людину у барокамеру, це може призвести до паралічу та смерті.

Азот та його сполуки знаходять широке застосування в медицині. Рідкий азот є ефективним засобом для лікування деяких захворювань шкіри та слизових оболонок: бородавок, судинних родимих плям, папілом і та ін.

Нітроген(II) оксид (фармакопейний препарат) у суміші з киснем створює легкий наркоз без стадії збудження, не подразнює дихальні шляхи. Пробудження починається через 2–3 хвилини після припинення вдихання суміші. Нітроген(II) оксид застосовується при

хірургічних операціях, для профілактики травматичного шоку і як лікувальний наркоз при інфаркті міокарда (інгаляційний наркоз).

Нашатирний спирт медичний (містить 9,5–10,5 % аміаку) широко застосовується в медичній практиці. Це фармакопейний препарат. При використанні усередину чи при вдихуванні парів нашатирний спирт подразнює рецептори верхніх дихальних шляхів, виявляючи збуджувальну та протимікробну дію. Застосовується при запамороченому стані, алкогольному оп'янінні, а зовнішньо – в хірургії для миття рук як миючий та дезінфікуючий засіб.

Натрій нітрит (фармакопейний препарат) – спазмолітичний (коронарнорозширюючий) препарат. Судинно-розширюючий ефект розвивається поступово протягом 15 хвилин та продовжується 1–2 години. Призначається при хронічній коронарній недостатності для профілактики та лікування стенокардії, а також як антидот при отруєнні ціанідами і карбон(II) оксидом.

Амоній хлорид використовується як сечогінний засіб при набряках, обумовлених серцево-судинною недостатністю; інколи його використовують для посилення дії меркур'євих сечогінних препаратів. Крім того, амоній хлорид застосовується як відхаркувальний засіб.

Аніон тіоціанатної кислоти  $\text{HSCN}$  входить до складу крові та слини. Дослідження останнього часу показали, що тіоціанат-іони  $\text{SCN}^-$  пригнічують здатність щитовидної залози виробляти гормон та знижувати шлункову секрецію.

Солі тіоціанатної кислоти ( $\text{KSCN}$ ,  $\text{NaSCN}$ ) застосовуються в медицині для лікування гіпертонічної хвороби.

Нітратна кислота застосовується зовнішньо для припікання бородавок та мозолів, у практиці лабораторно-клінічних досліджень – для кількісного визначення білка в сечі та інших біологічних рідинах.

Радіоактивний нуклід Нітрогену  $^{15}\text{N}$  застосовується в біології та медицині в наукових цілях. Так, за допомогою важкого нукліду Нітрогену  $^{15}\text{N}$  була встановлена здатність тваринного організму використовувати амонійні сполуки для синтезу білкових молекул.

*Біогеохімічні властивості Фосфору.* Фосфор належить до досить поширених елементів; вміст його у земній корі становить

близько 0,1 мас. %. Внаслідок легких окисних здібностей Фосфор у вільному стані у природі не зустрічається.

До найважливіших природних сполук Фосфору належить кальцій ортофосфат  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , який у вигляді мінералу фосфориту іноді утворює великі поклади. В країнах СНД дуже багаті родовища фосфоритів є в Південному Казахстані, у горах Каратау. Часто трапляється також мінерал апатит, що містить, крім  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , ще  $\text{CaF}_2$  або  $\text{CaCl}_2$ . Фосфор також входить до складу деяких рослинних і тваринних білків.

Застосування фосфору дуже різноманітне. Велику кількість його витрачають на виробництво сірників. Для виготовлення сірників застосовують червоний фосфор: він міститься в масі, яку наносять на сірникову коробку. Головка сірника складається з суміші горючих речовин із бертолетовою сіллю і сполуками, що каталізують розкладання солі ( $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  та ін.).

Крім виробництва сірників, фосфор застосовують у металургії. Його використовують для виготовлення деяких напівпровідників – галій фосфіду  $\text{GaP}$ , індій фосфіду  $\text{InP}$ . До складу інших напівпровідників його вводять у дуже невеликій кількості як необхідну добавку. Коли фосфор горить, то утворюється густий білий дим; тому білим фосфором начиняють артилерійські снаряди, авіабомби та ін., призначені для утворення димових завіс. Багато фосфору витрачають на виробництво фосфорорганічних препаратів, зокрема досить ефективних засобів знищення комах-шкідників.

$\text{H}_3\text{PO}_4$  – кислота середньої сили. Солі ортофосфатної кислоти використовують як добрива у сільському господарстві. Найголовніші з них: фосфористе борошно  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , простий суперфосфат, основний компонент –  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ , містить також  $\text{CaHPO}_4$ , близько 50 %  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$  – 15–20 %, подвійний суперфосфат, основний компонент  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ , містить також інші фосфати, наприклад,  $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{MgHPO}_4$ ,  $\text{CaHPO}_4$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$  – 42–49 %, преципітат  $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , амонізований суперфосфат  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + \text{CaHPO}_4$ , діамофос  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ , амофос  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  та ін.

Крім виробництва добрив фосфатну кислоту використовують для приготування реактивів, багатьох органічних речовин; для створення захисних покриттів на металах. Кальцій фосфат та амоній

фосфат застосовують для виготовлення емалей, у фармацевтичній промисловості.

Загальний вміст Фосфору в організмі людини складає 0,95 %. Добова потреба організму в Фосфорі дорівнює 1,3 г. Фосфор належить до органогенів та відіграє дуже важливу роль в обміні речовин. Він входить до складу білків (0,5–0,6 %), нуклеїнових кислот, АТФ та інших біологічно активних сполук.

Багато Фосфору (85 % загальної кількості) міститься в кістках та зубах у вигляді сполук  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$  та  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . При недостатчі в організмі Фосфору, а також вітаміну Д, необхідного для всмоктування та обміну Фосфору, розвивається захворювання рахіт. Значення Фосфору полягає у тому, що цукри та жирні кислоти не можуть бути використані клітинами як джерела енергії, якщо вони попередньо не фосфорильовані. Багато сполук (жирні кислоти, білки та ін.) утворюють із Фосфором складні біологічно активні сполуки (нуклеопротейни, фосфопротейди, фосфорні ефіри вуглеводів та ін.). Фосфор у вигляді моно-, ди- і трифосфатних груп входить до активних груп ферментів-носіїв Гідрогену в молекули нуклеїнових кислот і речовини, котрі акумулюють енергію процесів обміну. Енергія, акумульована в молекулі АТФ, утворюється при переході електронів від окисних у клітинах харчових речовин до кисню повітря. За рахунок цього процесу іде синтез АТФ з АДФ і фосфату. Організм покриває свої енергетичні витрати (синтез білка, м'язова робота тощо), використовуючи реакцію гідролізу АТФ, у результаті якої знову утворюється АДФ і вивільняється необхідна клітині енергія.

Неорганічний Фосфор міститься у кістковій тканині тварин і людини у формі гідроксидапатиту  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$  і карбонатапатиту  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

Органічні сполуки Фосфору входять до складу крові, нервів, мозку, багатьох тканин та органів. Загальна кількість Фосфору в організмі людини – 590–600 г. Без Фосфору людина не може рухатися, харчуватися, розмножуватися, дихати, мислити. Академік О.Є. Ферсман назвав Фосфор “елементом життя і думки”.

Без Фосфору не можуть існувати тварини. Нестача Фосфору в організмі обумовлює затримку росту, слабкість, прогресивне

схуднення і смерть. Додавання до раціону тварин незначної кількості фосфору (0,0015 г на день) сприяє поліпшенню апетиту, збільшенню ваги, кількості еритроцитів, росту і зміцненню кісток.

Обмін Фосфору в організмі тісно пов'язаний з обміном Кальцію, що підтверджується зменшенням кількості неорганічного Фосфору при збільшенні вмісту Кальцію в крові.

Фосфатна кислота також бере участь в обміні білків, жирів, вуглеводів, вітамінів і та ін. В організмі фосфатна кислота та її солі утворюють буферні системи, що регулюють рН середовища в тканинах. Кількісне визначення фосфатної кислоти (у вигляді мінеральних солей) в сечі має клінічне значення.

Із сполук Фосфору, які знаходять застосування в медицині, слід відзначити такі. Натрій аденозинтрифосфат застосовується при дистрофії та атрофії м'язів, міокардіодистрофії, стенокардії, легкій формі гіпертонічної хвороби та ін.

Кальцій гліцерофосфат посилює анаболічні процеси, нормалізує функцію нервової системи. Назначається при неврастенії, перевтомленні, дистрофії та ін.

Розчин натрій фосфату  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  для ін'єкцій, міченого Фосфором-32 (фармакопейний препарат) застосовується з лікувальною метою при хронічному лейкозі, для діагностики злоякісних пухлин. Нукліди Фосфору застосовуються в біологічних дослідженнях в якості мічених атомів. Крім того, препарати фосфору використовуються в стоматології, наприклад, амоній фосфат  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  є складовою частиною кристосила-2, який використовується для відливки цільнолитих зубопротезних виробів із кобальтохромового сплаву. Фосфатна кислота, а також її солі (фосфати) входять до складу пломбуєчих рідин, що застосовуються в стоматологічній практиці.

*Біогеохімічні властивості Оксигену.* Оксиген – один із найбільш поширених елементів на Землі, причому, більша його частина знаходиться у вигляді неорганічних та органічних сполук. Оксиген складає 49 % від маси земної кори, гідро– і атмосфери, разом узятих. Він входить до складу найважливіших гірських порід: гранітів, гнейсів, піску, вапняків, сланців і багатьох інших. Вода містить 88,89 % Оксигену. Він входить до складу більшості речовин, які утворюють тіло людини, тварин та рослин і складає в

живих організмах велику частину (близько 65 %) їхньої маси. Значна кількість Оксигену (23 мас. %) у вільному стані знаходиться у повітрі.

Кисень широко використовується в хімічній промисловості. Збагачене киснем повітря, яке подається шляхом дуття в домну, прискорює доменний процес. Кисень застосовується також в апаратах різної конструкції для забезпечення дихання водолазів, пожежних, у гірничорудній (зокрема, як рятувальний засіб) справі, у медицині та ін.

Відома алотропна видозміна кисню – озон  $O_3$ . Озон утворюється в природі при електричних розрядах, під впливом енергії ультрафіолетових і космічних променів. Озон отруйний. Гранично допустимим є вміст його у повітрі, що дорівнює  $10^{-5}$  %. При такій концентрації добре відчувається його запах. У навколосемному шарі атмосфери вміст озону звичайно становить  $10^{-7}$ – $10^{-6}$  %.

Застосування озону базується на його окисних властивостях: відбілювання тканин, дезінфекція повітря у приміщеннях, знезараження питної води та ін.

Загальний вміст Оксигену в організмі людини складає 62,43 %. Кисень має винятково велике біологічне значення. Він є хімічним елементом, від якого залежить багато хімічних і біологічних процесів в організмі, бере участь у всіх видах обміну речовин. Кисень необхідний для одного із важливих життєвих процесів – дихання. Організм дорослої людини в стані спокою вживає  $264 \text{ см}^3$  кисню за хвилину. Всі реакції окиснення-відновлення протікають при наявності кисню. Кисень у кількості 21,5–23,5 % входить до складу білків, а також вітамінів, гормонів, ферментів та інших біологічно важливих речовин. Фагоцитарні функції організму також пов'язані з наявністю кисню, оскільки зниження вмісту кисню в організмі зменшує його захисні властивості. Кисень впливає на імуногенез. При спільному застосуванні з карбон(IV) оксидом (карбоген) він збуджує дихальний і судинно-рухомий центри. Введений у шлунок кисень негативно впливає на деяких гельмінтів: аскарид, волосоголовців та ін. Кисень бере участь у процесах розкладу загиблих тварин і рослин, під час якого складні органічні сполуки перетворюються в більш прості речовини, які надходять

знову в загальний кругообіг речовин у природі. Сучасна “киснева” земна атмосфера доповнюється киснем, який виділяється в результаті життєдіяльності організмів на поверхні Землі, а також внаслідок вулканічної діяльності земних надр. Однак практично весь вільний кисень атмосфери має біологічне походження.

Вільний кисень бере участь у процесах, що відбуваються в ґрунті і обумовлюють його родючість. Наприклад, за участю кисню відбувається мінералізація (гниття) рослинних і тваринних залишків; складні органічні речовини перетворюються у більш прості  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ .

У зв'язку з широким біологічним спектром дії кисень і його сполуки знаходять застосування в медицині при лікуванні багатьох серцево-судинних, інфекційних захворювань, злоякісних пухлин та ін. Широке застосування в багатьох галузях медицини знайшли оксигено- та оксигенобаротерапія. Велику роль відводять снодійній дії кисню, його здібності відновлювати пригнічені дихальні ферменти, а також стимулюючій дії на центральну нервову систему. Крім того, кисень застосовується в медицині при захворюваннях, що супроводжуються кисневою недостатністю (гіпоксія), при захворюваннях дихальних шляхів (набряк легень, пневмонія), при отруєнні карбон(II) оксидом, ціанідною кислотою. В анестезіології кисень застосовується з інгаляційними наркотиками. Радіонуклід Оксигену  $^{15}\text{O}$  (період напіврозпаду – 123 с) використовується для виміру вмісту кисню в органах, визначення зміни його концентрації. За допомогою Оксигену-15 можна визначити фармакологічну дію судинно-розширювальних лікарських препаратів, уточнити їх дозування, реєструвати ознаки “звикання” до них при довгому застосуванні.

Озон є в біологічному відношенні важливим фізіологічним газом. Він має сильну бактерицидну дію і тому використовується для знезаражування (озонування) води та дезінфекції повітря. При вдиханні суміші повітря з озоном (озонотерапія) покращується обмін речовин, робота нирок, посилюються захисні функції організму, покращуються апетит, сон і загальне самопочуття. Тому озонування застосовується при багатьох захворюваннях серця, нирок, органів травлення, шкіри, при лікуванні туберкульозу та ін. Практичне застосування озону ґрунтується на його окисній та

стерилізуючої дії. Під впливом озону гинуть не тільки бактерії, але й грибкові утворення та віруси. Озонованим повітрям користуються також для дезінфекції приміщень (холодильних складів), усунення неприємних запахів (у кімнатах для куріння), кондиціонування повітря та проведення деяких інших окисних процесів. Можливо також вживання озону всередину у вигляді розчину цього газу в питній воді. Однак озон отруйний. Гранично допустимий його вміст у повітрі становить  $10^{-5}$  %. При цій концентрації добре відчувається його запах. Довге перебування в атмосфері з вмістом озону 1 : 1000000 викликає нервозність, відчуття знемоги і головний біль. При більш високих концентраціях до цих симптомів додається нудота, кровотеча з носа та запалення очей. У виробничих умовах озон може утворюватись скрізь, де проходять електричні розряди чи діє короткохвильове випромінювання. Підвищений вміст озону виявляється, наприклад, у рентгенівських кабінетах. При низькому тиску атмосфери вміст озону, як правило, становить  $10^{-7}$ – $10^{-6}$  %. Озон затримує шкідливе для життя ультрафіолетове випромінювання Сонця і поглинає інфрачервоне випромінювання Землі, заважаючи її охолодженню. Тому озонний пояс відіграє велику роль у забезпеченні життя на Землі.

*Біогеохімічні властивості Сульфуру.* Сульфур зустрічається у природі як в самородному стані, так і у вигляді різноманітних сполук. Найбільш поширені сполуки Сульфуру з різними металами. Багато з них є цінними рудами (наприклад, свинцевий блиск PbS, цинкова обманка ZnS та мідний блиск CuS) і використовуються як сировина для добування кольорових металів. Із сполук Сульфуру у природі поширені також сульфати, в основному кальцію і магнію. Нарешті, сполуки Сульфуру є в організмах рослин і тварин. Загальний вміст Сульфуру у земній корі складає 0,05 %.

Сірку широко використовують у народному господарстві. В гумовій промисловості її застосовують для перетворення каучуку в гуму; свої цінні властивості каучук набуває лише після змішування з сіркою і нагрівання до певної температури. Такий процес називається вулканізацією. Каучук з дуже великим вмістом сірки називають ебонітом; це добрий електричний ізолятор. Її також використовують для знищення деяких шкідників рослин; для виготовлення сірників, ультрамарину (синя фарба), гідроген

сульфіду і ряду інших речовин. У країнах, багатих на сірку, вона є сировиною для добування сульфатної кислоти.

Під дією високої температури сірка з'єднується з воднем, утворюючи гідроген сульфід – малорозчинний у воді газ із неприємним запахом тухлих яєць, вибухонебезпечний. Гідроген сульфід – дуже токсичний, при вдиханні його настає непритомність і навіть смерть від паралічу дихання. Гідроген сульфід є складовою частиною деяких природних мінеральних вод, які застосовуються в медицині.

Загальний вміст Сульфуру в організмі людини складає 0,6 %. Добова потреба дорослої людини в сірці близько 4–5 г. Сульфур, як органоген, входить до складу багатьох органічних речовин, у тому числі: білків та амінокислот (цистину, цистеїну, метіоніну), гормонів (інсуліну), вітамінів групи *B*, багато сірки в кератині волосся, шерсті, кістках, нервовій тканині і та ін. В організмі Сульфур окиснюється з утворенням сульфатної кислоти, яка бере участь у знешкодженні отруйних сполук, утворених у кишках з амінокислот (фенол, крезол, скатол, індол), а також чужорідних сполук, наприклад, лікарських препаратів і та ін. У практиці лабораторноклінічних досліджень кількісне визначення сульфатної кислоти у вигляді мінеральних солей і солей ефіросульфатних кислот у сечі дозволяє судити про процеси гниття білків у кишках під впливом бактерій.

Радіоактивний нуклід Сульфуру  $^{35}\text{S}$  знаходить практичне застосування в науково-дослідних роботах. Наприклад, радіоактивним Сульфуром “помічають” різні речовини, в тому числі і лікарські препарати (вітамін  $\text{B}_1$ , пеніцилін, сульфамідні препарати), з подальшим введенням в організм та вивчення їх перетворення і механізму дії.

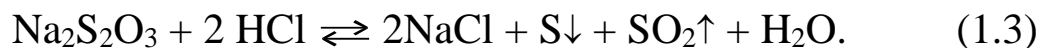
В медицині знаходять застосування як сірка у вільному стані, так і її сполуки. Слід назвати сірку очищену, яка в кишках відновлюється до гідроген сульфід. Сірка пригноблює життєдіяльність гостриків та сприяє їх видаленню з кишок. Вона має протимікробну і протипаразитну дію. Зовні її застосовують у дерматології.

Сульфур(IV) оксид є дезінфікуючим засобом, який знищує багато мікроорганізмів. Ним обкурюють сирі підвали та погребі,

винні діжки, бродильні чани і та ін. для того, щоб знищити плісневі гриби. Сульфозін (розчин сірки в персиковій олії з масовою часткою 1 %) викликає пірогенну реакцію. Застосовується при лікуванні шизофренії, прогресивного паралічу, алкоголізму.

Сірка осаджена (фармакопейний препарат) при прийомі всередину з органічними речовинами утворює сульфіді і пентатіонову кислоту, які і мають протимікробну і протипаразитарну дію. Застосовують в дерматології.

Натрій тіосульфат і розчин натрій тіосульфату з масовою часткою 30 % для ін'єкцій є фармакопейними препаратами. Застосовується як детоксикуючий, протизапальний, протипаразитарний і протиалергійний засоби. Протипаразитарні властивості натрій тіосульфату базуються на тому, що при взаємодії з хлоридною кислотою виділяється сульфур(IV) оксид і вільна сірка



Натрій тіосульфат застосовується також як протиотруйний засіб при отруєннях важкими металами, ціанідною кислотою, галогенами, арсеном, меркурієм, з якими він утворює нешкідливі чи менш отруйні сполуки, які виводяться з організму.

*Біогеохімічні властивості Хлору.* Хлор належить до поширених елементів, але у вільному стані в природі він не зустрічається. Найбільш розповсюджені мінерали хлору: галіт (кам'яна сіль) –  $\text{NaCl}$ , сильвін –  $\text{KCl}$ , сильвініт –  $\text{KCl}\cdot\text{NaCl}$ , карналіт –  $\text{KCl}\cdot\text{MgCl}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$  та ін. У морській та океанській воді міститься 0,8–3 % натрій хлориду, в результаті їх висихання утворилися поклади кам'яної солі. Її родовища знаходяться в Україні (Донецький басейн, м. Артемівськ). Вміст Хлору у мінеральній частині ґрунту і сухій біомасі рослин складає 0,01 %. Рослини засвоюють Хлор з ґрунтових розчинів у вигляді хлорид-іонів. Фізіологічна норма вмісту хлорид-іонів у клітинному розчині і міжклітинних рідинах залежить від природи рослинних і тваринних організмів.

За обсягами промислового виробництва хлор входить до десяти найважливіших хімічних речовин. Вільний хлор використовують як відбілювач тканин та паперової маси; як дезінфікуючий засіб – для знезараження води. Хлор є головною

сировиною для одержання синтетичної хлоридної кислоти. Хлоридна кислота використовується для очистки металічних, скляних, керамічних поверхонь; для добування хлоридів металів. Гідроген хлорид знайшов широке застосування у промисловому виробництві синтетичних смол, каучуків; як сировина у виробництві хлорвінілу з ацетилену, синтетичного каучуку.

Вміст Хлору в організмі людини складає  $10^{-2}$  %. Він знаходиться здебільшого у позаклітинній рідині. Добова потреба організму в Хлорі складає 4–6 г. В організмі хлорид-іони допомагають створенню буферної системи крові, в регуляції осмотичного тиску та водносольового обміну. Хлор входить до складу багатьох ферментних систем, він активізує амілазу, секретовану слинними залозами. Хлорид-іон входить до складу хлоридної кислоти, яка відіграє важливу роль у травленні. В шлунковому соку здорової людини міститься близько 0,5 % хлоридної кислоти. При різних захворюваннях шлунка вміст хлоридної кислоти в шлунковому соку відхиляється від норм. Тому визначення хлоридної кислоти в шлунковому соку набуває важливого діагностичного та клінічного значення. Атоми Хлору взаємодіють з аміногрупами амінокислот мікробних клітин і руйнують їх структуру, обумовлюючи тим самим загибель мікроорганізмів. Ці властивості Хлору використовуються для дезінфекції, знезараження води і та ін. Хлор входить до складу багатьох органічних сполук, які мають наркотичні та анестезуючі властивості і широко застосовуються в медицині.

Хлорид-іони входять до складу внутрішньоклітинного розчину і міжклітинних рідин. Вони беруть участь у створенні електричного мембранного потенціалу, який регулює процеси переносу неорганічних і органічних речовин крізь мембрани; у підтримці фізіологічно необхідної наповненості клітин водою (осмотичний тиск). Хлоридна кислота є складовою частиною шлункового соку, натрій хлорид входить до складу плазми крові.

Із сполук Хлору, що застосовуються в медицині, важливо відзначити розбавлену (8,2–8,4 %) хлоридну кислоту. Це фармакопейний препарат, він необхідний для здійснення початкових стадій травлення. Крім того, хлоридна кислота стимулює виділення секретів підшлункової залози, печінки,

збуджує моторну функцію шлунка й кишок, допомагає всмоктуванню заліза з харчового каналу, має протимікробну дію. Застосовується при анацидному і гіпоцидному гастритах, диспепсії.

В медицині знаходять широке застосування багато солей хлорвмісних кислот ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{NaClO}$ ,  $\text{Ca(OCl)}_2$  та ін.

Натрій хлорид застосовується для виготовлення фізіологічного розчину, для ванн і душів, а також при лікуванні катаральних захворювань слизових оболонок.

Натрій Гіпохлорит  $\text{NaClO}$  (0,5 % розчин) застосовують для зростання ран.

Хлорне (білильне) вапно  $\text{Ca(OCl)}_2$  слугує для дезінфекції речей догляду за хворими, приміщень тощо. Великого значення набуло багато хлорорганічних сполук, які застосовуються як розчинники або лікарські препарати (хлороформ, пантоцид, хлорамін Б та ін.).

*Біогеохімічні властивості Йоду.* Йод зустрічається на Землі, але в незначних кількостях і лише у вигляді сполук (з натрієм, калієм, магнієм). Він міститься у морській воді (близько 2 мг на 1 л). Головним джерелом отримання йоду є підземні бурові води. Вміст йоду у водах бурових нафтових свердловин знаходиться в межах від 10 до 100 мг на 1 л. Йод також вилучають із водоростей, при спалюванні яких залишається зола, яка містить йод у вигляді солей.

Йод є темно-фіолетовими кристалами, при нагріванні він сублімує (переганяється), при охолодженні пари йоду кристалізуються, минаючи рідинний стан.

Сполуки йоду застосовуються у виробництві лікарських препаратів, у хімічному аналізі, лакофарбовій та кінофотопромисловості.

Йод належить до групи життєво необхідних мікроелементів і постійно знаходиться в організмі людини в кількості  $10^{-4}$  %, або 20–25 мг. З них 15 мг перебуває в щитовидній залозі, решта – в м'язах, шкірі, кістках, печінці, нирках, головному мозку, крові та ін. Постійна концентрація Йоду в крові людини ( $10^{-6}$ – $10^{-5}$  %) є “йодним дзеркалом” крові. Добова потреба у Йоді складає 0,2 мг. Основна біологічна роль Йоду полягає в тім, що він бере участь у синтезі гормону щитовидної залози – тироксину і є його незамінним структурним компонентом. При недостатці Йоду в організмі

порушується діяльність щитовидної залози, розвивається захворювання – ендемічний зоб. Йод бере участь у водно-сольовому обміні, впливаючи на концентрацію в організмі іонів натрію і калію. Йод і його сполуки в певних концентраціях позитивно впливають на фагоцитарну активність лейкоцитів, знижують проникність шкіри, тобто Йод позитивно впливає на імуногенез. Вони також підвищують активність деяких статевих гормонів. Йод виділяється з організму, головним чином, із сечею, тому кількісне визначення його в сечі і крові має діагностичне та клінічне значення. Йод і його сполуки нині широко застосовуються в медичній практиці.

Спиртовий розчин йоду (з масовою часткою 5 % і 10 %), або йодна настоянка є фармакопейним препаратом, має місцеву антисептичну, подразнюючу, відтяжну і протизапальну дію. Використовується в хірургії для обробки рук хірурга, ран, операційного поля, при фурункульозі; всередину – при гіпо- і гіпертиреозі, ендемічному зобі, атеросклерозі, бронхіті, бронхіальній астмі, ревматизмі, а також при отруєнні ртуттю, свинцем і тощо.

Мікройод (йоду – 0,0005 г, калій йодиду – 0,005 г, кореня валеріани – 0,05 г) є заспокійливим засобом. Сполуки йоду застосовуються також для електрофорезу при лікуванні гіпертонічної хвороби.

Йод затримує проходження рентгенівських променів, тому його препарати як рентгеноконтрастні засоби (кардіостат, серозин, білігност та ін.) широко застосовуються для рентгенологічних дослідів нирок, сечовивідних шляхів, кровоносних судин і серця, жовчного міхура та печінки та ін.

Радіоактивний нуклід Йоду  $^{131}\text{I}$  у формі натрій йодиду в діагностичних цілях слугує для дослідження стану щитовидної залози і для лікування при тиреотоксикозі. Крім того, радіоактивний Йод використовується при лікуванні раку щитовидної залози. За останній час радіоактивний Йод  $^{125}\text{I}$  застосовується для ранньої діагностики вагітності. Метод дуже простий, затрати часу мінімальні – всього одна година і вагітність діагностується на шостий день після її визначення.

*Біогеохімічні властивості Броду.* Бром у вигляді калієвих та натрієвих солей міститься у морській воді.

Бром у чистому вигляді – важка червоно-бура отруйна рідина. Він леткий, має різкий подразнюючий запах, погано розчиняється у воді (при 293 К у 100 г води розчиняється 3,53 г броду). Бром у чистому вигляді сильно подразнює слизові оболонки, викликає кашель, задуху. При випадковому попаданні на шкіру викликає опіки, які довго не загоюються.

В організмі людини вміст Броду складає  $10^{-4}$  %. Він міститься практично в усіх органах і тканинах. Добова потреба у Броді складає 0,82 мг. Найбільша кількість Броду міститься в таких харчових продуктах, як картопля, хліб та ін.

Біологічна роль Броду у живих організмах полягає у посиленні процесів гальмування у центральній нервовій системі. У медицині використовуються натрій бромід та калій бромід як заспокійливі засоби при підвищеній збудженості, безсонні, гіпертонічній хворобі.

## **1.2 Біогеохімічні властивості біометалів**

Біометали знаходяться у живому організмі у вигляді простих речовин, гідратованих іонів і складних біокомплексів, що мають у складі ще й аніони амінокислот, нуклеїнові кислоти, протеїни та інші хімічні сполуки. Функції біометалів і їх сполучень різноманітні: утворення різних структур (кісткових і м'яких тканин, клітинних стінок і т. д.), участь у біохімічних процесах (окислювальному фосфорилуванні, гідролізі), регуляція діяльності м'язів, передача нервових імпульсів і багато що інше. Виконуючи каталітичну, структурну і регуляторну функції, вони взаємодіють з ферментами, попередниками гормонів, біологічними мембранами, беруть участь в усіх видах обміну речовин. Атоми металів здатні безпосередньо сполучатися з вуглецем органічних сполук, утворюючи при цьому безліч нових продуктів. При надходженні до організму вони, окрім участі у ферментативних процесах, можуть утворювати досі невідомі сполуки, які відіграють важливу роль у життєдіяльності організму.

Порушення засвоєння біометалів цілком, безперечно, проявляються патологією. Встановлений вплив їх недостатності на життєздатність нащадків. Так дефіцит біометалів у матері здатний

викликати аномалії розвитку різних органів і тканин, а також передчасну загибель ембріона і плоду. Тканини зародка на певному етапі розвитку особливо чутливі до порушень мінерального обміну.

*Біогеохімічні властивості Натрію та Калію.* Натрій і Калій належать до підгрупи лужних металів. Внаслідок високої хімічної активності натрій і калій зустрічаються в природі у вигляді сполук – кухонна сіль NaCl, глауберова сіль  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , чилійська селітра  $\text{NaNO}_3$ , бура  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ . За розповсюдженістю у літосфері Натрій посідає шосте місце серед інших елементів системи Д.І. Менделєєва. Доведена присутність його у атмосфері Сонця і космічному просторі.

Калій входить до складу мінералу сильвіну KCl, сильвініту  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ , карналіту  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  та ін. Солі калію можна також вилучати із морської води.

Натрій відіграє дуже важливу роль в організмі тварин і людини. Загальна масова частка його в організмі людини складає 0,25 %. Натрій у вигляді натрій хлориду з концентрацією 0,9 % міститься у плазмі крові, підтримуючи постійний осмотичний тиск.

Калій-іони знаходяться переважно всередині клітини, натрій-іони – в зовнішньоклітинному просторі. Такий нерівномірний розподіл іонів лужних металів лежить в основі роботи натрієвого насосу і обумовлює наявність на клітинній мембрані різниці потенціалів, яка слугує джерелом енергії для доставки живильних речовин у клітину.

При зміні вмісту натрій-іонів в організмі відбувається порушення серцево-судинної системи. Натрій впливає на діяльність ферментів і бере участь у регуляції водного обміну. Він має різко виражену здатність посилювати набухання білків.

Натрій хлорид є джерелом для утворення хлоридної кислоти у шлунковому соку. Буферні солі – натрій гідрокарбонат, натрій гідроген- та дигідрофосфат – підтримують кислотнолужний стан (pH) рідких середовищ живих організмів.

Іони натрію постійно виводяться із організму у вигляді солей мінеральних (фосфатної, хлоридної) кислот, однак натрієвої недостатності у людини не спостерігається.

Калій необхідний живим організмам для створення біоелектричних потенціалів у нервовій системі і м'язах,

регулювання скорочення серцевого м'яза. Він є основним внутрішньоклітинним іоном. Калій-іони разом із натрій-іонами утворюють систему, яка забезпечує ізотонічність клітин і навколишнього середовища. Калій необхідний для синтезу АТФ, яка є джерелом енергії для багатьох біохімічних процесів. Іони калію беруть участь у синтезі білків, обміні вуглеводів, є складовими компонентами деяких ферментів і впливають на їх активність. При недоліку Калію у тварин уповільнюється ріст, знижується збудженість нервової системи.

*Біогеохімічні властивості Купруму.* Загальний вміст Купруму у земній корі порівняно невеликий 0,01 мас.%. Купрум частіше, ніж інші елементи, зустрічається в самородному стані, причому самородки міді досягають значної величини. Найбільш великий самородок міді, який був знайдений, важив 420 т, причому у деяких великих самородків міді усі частини, що виступали, були відбиті кам'яними сокирами. Мідь порівняно легко обробляти, цим і пояснюється те, що її раніше за інші метали використала людина для своїх потреб. Мідь зустрічається в природі переважно у вигляді різноманітних руд: мідного блиску  $\text{Cu}_2\text{S}$ , халькопіриту чи мідного колчедану  $\text{CuFeS}_2$ , куприту (червоної мідної руди)  $\text{Cu}_2\text{O}$ , малахіту, який є за хімічним складом купрум(II) гідроксид карбонатом  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ , та ін.

Роль Купруму в живих організмах вельми специфічна і цей елемент не може бути замінений ніякими іншими. Купрум бере участь у вуглеводному і білковому обміні у рослинах.

Під впливом Купруму посилюється синтез білків, вуглеводів і жирів. Нестача Купруму викликає у рослин зниження активності синтетичних процесів і призводить до накопичення розчинних вуглеводів, амінокислот та інших продуктів розпаду складних органічних речовин.

Велика роль Купруму в організмах тварин і людини, в яких вона пов'язана з ферментами, вітамінами, гормонами та іншими біологічно активними речовинами. Він впливає на синтез гемоглобіну і утворення еритроцитів. Нестача Купруму в організмі тварин викликає захворювання, відоме під назвою "лизуха", яке супроводжується анемією внаслідок різкого зменшення у крові

кількості гемоглобіну. У людини від нестачі Купруму також порушується кровотворна функція організму.

Купрум посилює дію інсуліну і гормонів гіпофізу, які стимулюють розвиток і функцію статевих залоз. Іони Купруму сприяють виведенню води із організму, не впливаючи на виведення хлоридів, затримують в організмі кальцій і фосфор, оскільки Купрум впливає на водяний і мінеральний обміни.

Купрум входить до складу деяких ферментів, наприклад, фенолази, і гемоціаніну, здатних переносити кисень подібно до гемоглобіну. Купрум-іони підвищують ефективність деяких лікарських препаратів. Вони зв'язують токсини мікроорганізмів і посилюють дію антибіотиків.

Надлишкова кількість Купруму негативно впливає на організм тварин і людини. У тварин спостерігається переродження печінки, розвивається жовтуха.

Вміст Купруму у плазмі крові в нормі підтримується в досить вузьких межах. Тому, застосовуючи солі Купруму для годівлі тварин, слід враховувати антагонізм, який існує між Купрумом і деякими хімічними елементами, такими, наприклад, як Цинк, Ферум, Молібден.

*Біогеохімічні властивості Аргентуму.* Аргентум існує в природі як у самородному стані, так і у вигляді сполук. Найважливішою рудою Аргентуму є аргентит (срібний блиск)  $Ag_2S$ . Крім того, домішки Аргентуму є у поліметалічних рудах (Pb, Zn), переробкою яких отримують срібло.

Чисте срібло внаслідок його м'якості і тягучості майже не застосовується. Зі сплавів срібла з міддю виготовляють монети, ювелірні вироби, лабораторний посуд. Сріблом, як гарним провідником електричного струму, покривають радіодеталі. Крім того, покриття сріблом інших металів захищає їх від корозії. Значні кількості металів використовують на виготовлення срібно-цинкових акумуляторів.

Біогеохімічна роль Аргентуму мало вивчена. Він може виконувати припікаючу, протизапальну та бактерицидну дію, тому застосовується для знезараження питної води. Колоїдні розчини Аргентуму (протаргол, коларгол) застосовують як в'язучі та антисептичні засоби для промивання сечовивідних шляхів, в очній

практиці та дерматології. Водяний розчин аргентум(I) нітрату  $\text{AgNO}_3$  з масовою часткою 1–2 % використовують як антисептичний засіб для зовнішнього лікування захворювань очей та шкіри.

*Біогеохімічні властивості Ауруму.* Аурум зустрічається в природі у самородному стані, його зерна зустрічаються у кварці чи кварцовому піску, інколи у вигляді великих самородків (Сибір, Урал). Домішки Ауруму містяться в сульфідних рудах Цинку, Плюмбуму і Купруму.

Золото пластичне, легко прокатується у листи товщиною менше 0,0002 мм, витягується у проволочку, за електричною провідністю і теплопровідністю поступається лише сріблу та міді. Завдяки м'якості золота застосовують звичайно його сплави зі сріблом та міддю, які є твердими розчинами.

Фосфоровмісні препарати Ауруму мають протиартритне призначення. Препарат Ауруму кризаніл використовують для лікування кісткового туберкульозу. Усі сульфуровмісні препарати Ауруму мають лікарську дію при введенні внутрішньом'язово. Аурум ціаніди зменшують ріст туберкульозних паличок та інших патогенних організмів.

*Біогеохімічні властивості Магнію.* Магній – сріблясто-білий легкий метал. Він застосовується для виготовлення освітлювальних ракет, “магнієві спалахи” застосовують у фотозйомках. Як комплексоутворювач, Магній входить до складу чотирипірального кільця порфіну і утворює систему хлорофілу.

Магній входить до складу хлорофілу, за участю якого в зелених рослинах здійснюється процес фотосинтезу. Магній-іони суттєво впливають на окисно-відновні процеси у рослинах. У тваринних організмах Магній міститься в органах і тканинах головним чином у внутрішньоклітинній речовині. В біологічних рідинах і тканинах організму Магній знаходиться у вигляді вільних іонів і у зв'язаному вигляді з білками стерину проявляє судинно-розширюючу і антиспазматичну дію, входить до складу цілого ряду ферментів і активізує багато з них, зокрема ферменти синтезу і розпаду аденозин– і гуанінтрифосфатної кислот.

Магній-іони  $\text{Mg}^{2+}$  утворюють у клітинах комплекси з нуклеїновими кислотами, беруть участь у передачі нервових

імпульсів, скороченні м'язів, метаболізмі вуглеводів. Магній є одним із найважливіших елементів енергетичних процесів, які пов'язані з окисним фосфоруванням.

Якщо в організм надходить недостатньо Магнію, то його кількість поповнюється за рахунок кісткової тканини. При надлишкових кількостях Магній пригнічує ріст тварин, особливо це відчутно, якщо в кормах спостерігається нестача Кальцію, Фосфору і вітамінів.

*Біогеохімічні властивості Кальцію.* Чистий кальцій – це білий, твердий і ковкий метал. За вмістом у літосфері Кальцій посідає п'яте місце. До найбільш розповсюджених мінералів, що містять Кальцій, належать вапняк (мармур чи крейда)  $\text{CaCO}_3$ , доломіт  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ , гіпс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , плавиковий шпат  $\text{CaF}_2$ , фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  і апатит  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$  ( $\text{CaCl}_2$ ).

У біологічному кругообігу речовин Кальцію відведена одна із найбільш значних функцій. Він бере участь у процесах ґрунтоутворення, покращує структуру ґрунту, впливає на реакцію середовища, і, як наслідок, рухомість інших біологічно необхідних елементів.

Кальцій сприяє фіксації атмосферного азоту, мінералізації органічних сполук і вивільненню різноманітних поживних речовин. Цей елемент бере участь у синтезі білкових речовин, сприяє утворенню хлорофілу.

Порівняно з іншими біометалами Кальцію в тваринних організмах міститься значно більше. Основна маса його, близько 99 %, зосереджена у кістковій тканині, яка швидко реагує на зміну водносолевого складу крові і виконує роль своєрідного буфера, який підтримує рівновагу внутрішнього середовища організму.

В організм людини і тварин Кальцій потрапляє в основному з харчовими продуктами: молоком, овочами, злаками. Наявність грубої клітчатки і великої кількості оксалатної кислоти не сприяє засвоєнню Кальцію. Особливо важливе значення для збагачення організму кальцій-іонами має питна вода, у якій міститься кальцій гідрокарбонат  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

Обмін Кальцію здійснюється під впливом біологічно активних речовин, серед яких особливо важливим є вітамін *D*. При недостатньому вмісті в організмі цього вітаміну уповільнюється

надходження Кальцію у кісткову тканину, що призводить до розвитку рахіту та інших порушень, пов'язаних із розм'якшенням кісток.

Особлива роль належить Кальцію в механізмі м'язового скорочення. Цей процес відбувається при взаємодії двох основних м'язових білків – міозину і актину. В результаті приєднання кальцій-іонів актин здатний взаємодіяти з міозином з утворенням актоміозину, який виконує роль каталізатора розщеплення АТФ, при якому вивільняється енергія для м'язового скорочення.

Іони Кальцію знаходяться в біологічному антагонізмі з іонами натрію, калію і магнію.

Кальцій міститься у всіх тканинах і рідинах тварин і рослинних організмів і впливає на велику кількість біохімічних процесів. За своїми властивостями в живих системах це універсальний біометал.

*Біогеохімічні властивості Цинку.* Цинк – блакитно-сріблястий метал. Вміст Цинку в літосфері становить  $1,5 \cdot 10^{-3}$  % (за масою). Головні природні сполуки Цинку, з яких його добувають, – мінерали галмей  $ZnCO_3$  та цинкова обманка  $ZnS$ .

Значні кількості металічного цинку використовуються на виготовлення оцинкованого заліза і сплавів (мельхіору, латуні). Крім того, цинк застосовують для виготовлення цинковугільних, марганцево-цинкових та повітряно-цинкових гальванічних елементів. Розчин цинк хлориду  $ZnCl_2$  застосовують для травлення металів; при паянні він сприяє видаленню оксидів із поверхні металу в момент паяння. Для цієї ж мети під час паяння і зварювання металів застосовують комплексну сполуку цинку  $(NH_4)_2[ZnCl_4]$ .

Цинк – один із сільськогосподарських мікроелементів: при нестачі його у ґрунті у рослин порушується обмін вуглеводів, може понизитись вміст хлорофілу. Як складова частина ферментів вуглеводного обміну Цинк активує їх і сприяє підвищенню інтенсивності фотосинтезу.

Цинк впливає на синтез нуклеїнових кислот і бере активну участь у зберіганні і передачі генетичної інформації.

Дефіцит Цинку викликає уповільнення росту тварин, розлад статевої функції, скорочення життя. Встановлено, що Цинк

необхідний для підтримки нормальної концентрації вітаміну *A* у плазмі.

В організмі тварини і людини Цинк є незамінним металокомпонентом більш ніж 40 ферментних систем, входить до складу гормону інсуліну.

Порушення обміну Цинку в організмі людини пов'язане з такими захворюваннями, як лейкемія, атеросклероз, ендемічний зоб та ін.

Здатність Цинку підвищувати загальний рівень енергетичних процесів і захисні реакції організму розкриває перспективи біотичних кількостей цього елемента як стимулятора фізіологічних процесів у сільськогосподарських тварин.

*Біогеохімічні властивості Молибдену.* Молибден у чистому вигляді – сріблясто-білий метал. Вміст Молибдену у літосфері складає  $3 \cdot 10^{-4}$  % (за масою) . У природі Молибден зустрічається у вигляді молибденіту (молибденовий блиск)  $\text{MoS}_2$  – мінералу чорного кольору.

У порівнянні з іншими біоелементами Молибден необхідний живим організмам у значно менших кількостях. Однак за своїм впливом на фізіологічно-біохімічні процеси в живих організмах цей елемент посідає одне із провідних місць, оскільки сприяє вирішенню однієї із найважливіших проблем сільського господарства – проблеми азоту в землеробстві і проблеми білка в тваринництві.

Основна фізіологічна особливість Молибдену – здатність брати участь у процесі фіксації молекулярного азоту бульбочковими бактеріями рослин. У процесі біологічної фіксації атмосферного азоту головну роль відіграє фермент нітрогеназа, до складу якого входять Молибден і Ферум.

Не менш важливою групою біохімічних процесів, що протікають за безпосередньою участю Молибдену, є синтез нуклеїнових кислот і білків. Молибден, що міститься у клітинах рослин, взаємодіє з іншими елементами мінерального харчування, перш за все з Фосфором, що призводить до підвищення вмісту в рослинах білкового фосфору і сприятливо відображається на синтезі нуклеїнових кислот.

Молибден позитивно впливає на вуглеводний обмін, синтез хлорофілу, каротину, аскорбінової кислоти, на інтенсивність окисно-відновних процесів у рослинах.

Молибден є компонентом ксантиноксидази – ферменту, який визначає рівень пуринового обміну в тваринному організмі та організмі людини. Пуринові основи беруть участь у побудові нуклеотидів, нуклеїнових кислот та інших біологічно активних сполук. У результаті інтенсифікації такого процесу утворюється значна кількість сечової кислоти і в організмі починають накопичуватись надлишкові солі.

Молибден позитивно впливає на синтез гемоглобіну, сприяє утворенню вітамінів *C* і *B*<sub>12</sub>. У оптимальних кількостях він стимулює ріст, підвищує імунобіологічні захисні сили організму проти інфекційних захворювань.

*Біогеохімічні властивості Мангану.* Манган є одним із найпоширеніших елементів на Землі. Його вміст у земній корі складає  $8 \cdot 10^{-2}$  мас.%. Основними природними мінералами Мангану є піролюзит  $MnO_2$ , гаусманіт  $Mn_3O_4$  і брауніт  $Mn_2O_3$ .

Основна маса марганцю, близько 90 %, застосовується в металургії для легування сталей. Він додає залізним сплавам корозійну стійкість, в'язкість і твердість. Важливе значення має марганцева сталь (83–87 % Fe, 12–15 % Mn, 1–2 % C), яка застосовується, головним чином, для виготовлення залізничних рейок. Велике значення мають і інші сплави: дзеркальний чавун (15–20 % Mn), марганцева бронза (95 % Cu і 5 % Mn), що має високу механічну міцність. Зі сплаву манганіну (83 % Cu, 13 % Mn, 4 % Ni) виготовляють дріт для котушок опору, тому що електрична провідність такого дроту майже не міняється з температурою.

Зі сполук Мангану найбільш широко застосовується манган(IV) оксид  $MnO_2$ . Це вихідний продукт для одержання усіх інших сполук Мангану. Застосовують його також як каталізатор, дешевий окисник, деполяризатор у гальванічних елементах, для знебарвлення скла, у виробництві сірників.

Фізіологічна дія, яку виявляє Манган, в живих організмах базується на його властивості виявляти перемінні ступені окиснення і брати участь в окисно-відновних процесах. Манган входить до складу цілого ряду ферментних систем, які обумовлюють окисно-

відновні процеси внутрішньоклітинного обміну речовин. Встановлено, що в рослинах, у залежності від ступеня окиснення, Манган, з одного боку, сприяє виділенню кисню і бере участь у відновних реакціях фотосинтезу, а з іншого – активно бере участь в окисненні карбонових кислот, а відповідно, і в процесі дихання рослин.

Манган сприяє фіксації атмосферного азоту бульбочковими бактеріями, а також збільшенню кількості амінокислот.

Манган є біостимулятором не тільки для рослинного, але й для тваринного світу. Він пов'язаний з ферментами, гормонами і вітамінами (*B*, *E*) і завдяки цьому впливає на різноманітні функції організму – жировий, білковий і вуглеводневий обміни, синтез аскорбінової кислоти, обмін вітамінів *B*<sub>1</sub> і *E*, перешкоджаючи розвитку авітамінозу. Манган позитивно впливає на процеси розмноження і клітинного ділення, подібно інсуліну знижує рівень вмісту глюкози і посилює синтез глікогену.

У випадку марганцевої недостатності у тварин порушується фосфатнокальцієвий обмін, спостерігається рахітоподібне захворювання.

Багатогранна фізіологічна дія Мангану становить його в ряд біологічно важливих мікроелементів, які сприяють підвищенню продуктивності сільськогосподарських тварин і рослин.

*Біогеохімічні властивості Феруму.* Ферум – найпоширеніший після Алюмінію елемент на земній кулі: його вміст у земній корі складає 4 % (за масою). У вільному стані залізо знаходиться лише в метеоритах. Припускається, що ядро нашої планети складається, головним чином, із заліза, а земна куля в цілому приблизно на 40 % складається із заліза.

Найважливішими рудами заліза є магнітний залізняк  $Fe_3O_4$ , червоний залізняк  $Fe_2O_3$ , бурий залізняк  $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$  та шпатовий залізняк  $FeCO_3$ . Пірит, або залізний колчедан,  $FeS_2$ , який зустрічається у великій кількості, рідко застосовується в металургії, оскільки чавун з нього виходить дуже низької якості внаслідок великого вмісту сірки. В значних кількостях залізний колчедан використовують для виробництва сульфатної кислоти.

Серед усіх важких металів, що знаходяться в живих організмах, Феруму належить головна роль. Органічні молекули, до

складу яких входить Ферум, беруть активну участь у біохімічних процесах, що відбуваються в процесі дихання і фотосинтезу. Це пояснюється надзвичайно високим ступенем їх каталітичної активності. За підрахунками, каталітична дія 1 мг заліза у складі ферменту каталази відповідає каталітичній дії 10 т неорганічного заліза.

Ферум входить до складу живих організмів, відіграючи в них дуже важливу роль біокаталізаторів. Гемоглобін крові містить Ферум у вигляді складної органічної сполуки.

Основу реакцій, які відбуваються в процесі дихання рослин, так як і при фотосинтезі, складають окисно-відновні процеси. Для того щоб організм зміг використати енергію, акумульовану в органічних речовинах, вони повинні бути окиснені киснем повітря. Цей процес здійснюється за допомогою ферумвмісних ферментів.

В організмі тварин і людини, як і в рослинах, Ферум буває тільки в двох ступенях окиснення –  $Fe^{2+}$  і  $Fe^{3+}$ . Головним чином він входить до складу гемоглобіну, який міститься в еритроцитах. Крім цього, в організмі Ферум знаходиться у вигляді високомолекулярного ферумвмісного білка – феритину –, що міститься у печінці та селезінці.

Іони  $Fe^{2+}$  у складі гемоглобіну зв'язують молекулярний кисень і переносять до тканин. Причому ступінь окиснення Феруму при цьому не змінюється. Гемоглобін не тільки переносить кисень, але й зв'язує також молекули вуглекислого газу і переносить їх знову у легені.

На відміну від гемоглобіну, ферумвмісні ферменти каталаза і пероксидаза містять Ферум у ступені окиснення +3. Каталаза в живих організмах є захисним ферментом, який зберігає клітини і тканини від шкідливої дії  $H_2O_2$ . Пероксидаза каталізує окиснення гідроген пероксидом різних органічних сполук.

При недостатчі Феруму в організмі розвивається захворювання – анемія за рахунок зменшення кількості еритроцитів у гемоглобіні. Надлишкова кількість Феруму може призвести до порушення діяльності серцево-судинної системи, печінки, легень.

*Біогеохімічні властивості Кобальту.* Вміст Кобальту у літосфері складає приблизно 0,002 % (за масою). Найбільш

розповсюджені мінерали Кобальту – арсенід (або кобальтовий шпейс)  $\text{CoAs}_2$  і кобальтовий блиск  $\text{CoAsS}$ .

Головна фізіологічна роль Кобальту, як і інших мікроелементів, полягає у підвищенні активності різноманітних ферментів, які виконують роль каталізаторів у багатьох процесах у рослинних організмах. У рослинах Кобальт позитивно впливає на накопичення хлорофілу, підвищує стійкість до руйнування у темряві, збільшує міцність комплексу з білками.

Кобальт – постійна складова частина крові тварин і людини. Одним із основних факторів утворення еритроцитів і синтезу гемоглобіну є вітамін  $B_{12}$  – ціанкобаламін. Наявність у складі вітаміну  $B_{12}$  Кобальту підвищує активність цього мікроелемента у мільйон разів.

Кобальт відіграє важливу роль в окисно-відновних процесах, обміну вуглеводів і жирів, підвищує використання організмом амінокислот для синтезу білків. Він позитивно впливає на обмін вітамінів, наприклад, аскорбінової кислоти (вітаміну  $C$ ), на синтез нікотинової кислоти (вітамін  $PP$ ).

При зниженому вживанні Кобальту у сільськогосподарських тварин з'являється захворювання сухотка. Тварини втрачають апетит, у них розвивається анемія, затримується ріст і розвиток організму. Лікування цієї хвороби здійснюється за допомогою кобальтвмісних препаратів. Однак при надмірному вживанні Кобальту знижується імунобіологічна реактивність організму, порушується умовно-рефлекторна діяльність та ін.

## Запитання для самоконтролю

1. Назвіть у чому полягає біогеохімічна функція хімічних елементів.
2. Дайте визначення біогенних елементів.
3. Визначте роль біогенних елементів у життєдіяльності організмів.
4. Назвіть основні біогенні неметали та метали.
5. Яка класифікація біогенних неметалів та металів існує?
6. Охарактеризуйте основні біогеохімічні властивості біонеметалів та біометалів.

7. Назвіть, біогенні елементи, які є мікро-, макро-, і ультра-елементами.

8. У чому полягають основні біогеохімічні властивості Гідрогену, Оксигену, Нітрогену, Карбону, Сульфуру, Фосфору, Хлору, Натрію, Калію, Кальцію, Феруму, Магнію? Що їх поєднує?

9. Назвіть основні біогеохімічні властивості Йоду, Броду, Купруму, Аргентуму, Цинку, Молібдену, Мангану, Кобальту.

10. Яку роль відіграють біогенні елементи у розвитку живих організмів?

## РОЗДІЛ 2

# ОСОБЛИВОСТІ ВИЗНАЧЕННЯ ІОНІВ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ

### 2.1 Сучасні методи аналізу біогенних елементів та їх класифікація

Вивчення біогенних елементів у всіх природних процесах і циклах, наукових напрямках і практичній діяльності пов'язано насамперед з аналітичним контролем.

Якісний аналіз біогенних елементів тісно переплітається з задачами екологічних наук. При вивченні біогенних елементів використовується техніка аналітичної хімії, застосовувана при проведенні якісного напівмікроаналізу з аналізованими об'єктами до 1 мл.

За своїм призначенням методи визначення макро- і мікроелементів поділяють на три види.

I. *Методи масового аналізу* – аналіз природних об'єктів: ґрунтів, гірських порід, вод наземних, підземних і атмосферних джерел, біологічних рідин, покривних і внутрішніх тканин людини, тварин і рослин і їх органів.

II. *Методи спеціального призначення* – специфічні методи підвищеної чутливості, застосовувані для визначення окремих мікроелементів або речовин, відпрацьовані прийоми для визначення одного типу проб.

III. *Польові методи* – це методи експрес-аналізу, застосовані не тільки в польових умовах, але й у лабораторії для одержання за спрощеною методикою швидких результатів.

У залежності від доступності досліджуваного об'єкту розрізняють дистанційні і контактні методи аналізу.

*Дистанційні методи аналізу* здійснюються на відстані з передачею результатів у вигляді сигналів. Ці методи вимагають як простих пристосовувань так і складної апаратури, спеціальних станцій та ін. Ці методи широко застосовують в гідрометалургії (радіозонди, гео- і гідроакустика), космонавтиці (космічні супутники і станції), медицині (зондування органів, ультразвукові

дослідження, забір проб тканин), геології (зонд каротажний для свердловин).

*Контактні методи аналізу* більш поширені і багатогранні. Ці методи застосовують для визначення органолептичних показників повітря і води, для візуального виявлення за допомогою індикаторів, добір проб і їх якісний та кількісний аналіз.

За принципом дослідження методи дослідження класифікують, як хімічні, фізико-хімічні, фізичні, біологічні, калориметричні, математичні.

*Хімічний аналіз* – сукупність операцій, за допомогою яких встановлюють якісний або кількісний склад речовини. У хімічному аналізі використовують методи, основані на хімічних реакціях досліджуваних речовин.

Методи хімічного аналізу класифікують за тими завданнями, які вони вирішують

- методи ідентифікації (виявлення) – це якісний аналіз, який вирішує, які компоненти містить аналізований об'єкт;
- методи визначення – це кількісний аналіз, який дозволяє знайти кількісний вміст компонентів в аналізованому об'єкті;
- методи розділення використовують у якісному і кількісному аналізі.

Ці методи необхідні для розділення визначуваних та заважаючих елементів. У кожній з цих груп методів застосовують хімічні реакції і фізичні явища.

По суті *хімічні методи* – це класичні аналітичні методи, що включають якісний та кількісний аналіз.

*Якісний аналіз* вирішує задачу встановлення складу досліджуваного об'єкта і включає наступні операції

- елементарний аналіз, що встановлює з яких хімічних елементів складається речовина;
- іонна ідентифікація;
- визначення молекулярного складу.

*Кількісний аналіз* – це розділ аналітичної хімії, задачею якого є визначення маси, концентрації, будь-якої кількісної характеристики, встановлення кількісних співвідношень складових частин суміші або сполуки.

Класичний якісний аналіз біогенних елементів пов'язаний з їх водними розчинами. У розчинах біогенні елементи знаходять у вигляді іонів – катіонів або аніонів. Кожен іон має свої властивості, які він зберігає незалежно від присутності в розчині інших іонів. Реакції, які відбуваються у розчинах між електролітами, – це реакції між іонами. Вони допомагають визначити певний іон за відомими особливостями. Хімічні процеси, які використовують при аналізі речовини, називають аналітичними (якісними) реакціями. Аналітичними є тільки ті хімічні реакції, які супроводжуються зовнішнім ефектом: утворенням або розчиненням осаду, зміною забарвлення розчину, що аналізується, виділенням газоподібних речовин.

Речовини, за допомогою яких проводять аналітичні реакції, називають *реагентами (реактивами)*. У якісному аналізі використовують достатньо концентровані розчини реагентів: 2 н розчини кислот і лугів, 0,5 н розчини солей.

Для переведення сухої речовини у розчин проводять проби на її розчинність у різноманітних розчинниках при кімнатній температурі, а якщо потрібно – і при нагріванні. Речовину, яка не розчиняється у воді або розчиняється в ній слабо, випробують на розчинність спочатку в оцтовій кислоті, а потім у розбавлених та концентрованих хлоридній, нітратній кислотах і навіть у суміші хлоридної та нітратної кислот (3 : 1).

При виконанні аналітичної реакції необхідно дотримуватися певних умов, які залежать від властивостей речовини, що аналізується. Першою із цих умов є певне середовище розчину. Наприклад, для визначення карбонат-іона ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) середовище повинне бути нейтральним або лужним, тому що в кислому середовищі утворюється карбон(IV) оксид, тобто карбонат-іон зникає



Другою умовою виконання аналітичної реакції є підтримання необхідної температури розчину. Більшість аналітичних реакцій виконують при кімнатній температурі або навіть охолоджують пробірку під водою (наприклад, при осадженні натрій гексагідроксостібіату(V)  $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ ). Однак деякі реакції

потребують нагрівання до певної температури. Наприклад, визначення іону  $\text{NH}_4^+$  за допомогою лугів виконують при нагріванні.

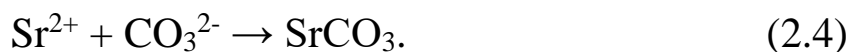
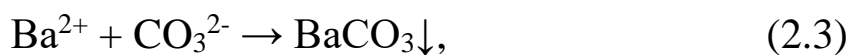
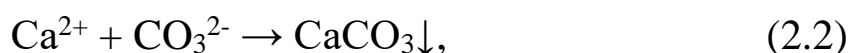
Не менш важлива третя умова – певна концентрація іона, який виявляють у розчині. Для проведення хімічного аналізу певних іонів у розчині аналітична реакція повинна мати достатню чутливість. Чутливість реакції характеризується кількісно за допомогою двох величин – відкриваного мінімуму та мінімальної концентрації.

*Відкриваний мінімум* – це найменша кількість іона, яку можна виявити за допомогою певної аналітичної реакції. Для визначення досліджуваних іонів цей мінімум повинен становити менше ніж 50 мкг.

*Мінімальна концентрація* показує, з якого розведення розчину можна визначити аналізований іон. Аналітичні реакції, які дозволяють визначити іони в малих концентраціях, називають високочутливими.

Для проведення якісного аналізу, крім чутливості, велике значення має специфічність і селективність аналітичної реакції. Аналітичні реакції поділяються на селективні та специфічні.

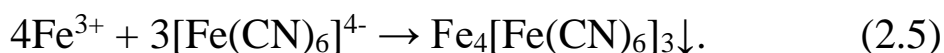
Найбільш поширеними серед якісних реакцій є так звані *селективні (вибіркові) реакції*, які дають подібний зовнішній ефект із кількома іонами. Наприклад, карбонат амонію  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  утворює не тільки з катіоном  $\text{Ca}^{2+}$ , але і з катіонами  $\text{Ba}^{2+}$  та  $\text{Sr}^{2+}$  білий осад, який утворюється за реакціями



Такі реакції дозволяють виділити групу іонів із складної суміші. Реагент, який дозволяє виділити із складної суміші аналітичну групу іонів, називають *груповим реагентом*. Так амоній карбонат  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ , в наведеному вище прикладі є груповим реагентом на II групу катіонів.

Відокремити певний іон від суміші інших іонів та визначити його можна за допомогою якісної реакції. До якісних реакцій можна віднести специфічні реакції.

*Специфічні реакції* дозволяють виявити іон в окремій порції аналізованого розчину в присутності інших іонів. Послідовність виявлення іонів може бути довільною. Наприклад, виявити іон  $\text{Fe}^{3+}$  можна за допомогою специфічної реакції



Речовина, яка реагує з певним іоном і в специфічній реакції дає певний ефект називається *специфічним реагентом* (реактивом).

Калій гексаціаноферат(II)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  є специфічним реагентом для іона  $\text{Fe}^{3+}$ , так як утворює з ним осад синього кольору (осад «берлінської лазури») навіть у присутності інших іонів.

Якісний аналіз залежно від складності проведення аналітичних операцій поділяють на дробовий та систематичний.

*Дробовий аналіз* – це виявлення іонів в окремих порціях аналізованого розчину за допомогою специфічних реакцій, які проводять в різній послідовності. Аналіз аніонів проводиться дробовим методом. Більшість аніонів фактично не перешкоджають визначенню певного іона в присутності інших.

Коли аналітичні реакції не є специфічними, а несприятливу дію іонів, що перешкоджають усунути неможливо, використовують систематичний хід аналізу. *Систематичний аналіз* – це певна послідовність виконання аналітичних реакцій, які допомагають відкривати певний іон тільки після того, як будуть виявлені та усунуті всі перешкоджаючі іони. Отже, в систематичному аналізі використовують не тільки реакції виявлення окремих іонів (специфічні та якісні), але також і реакції відділення (селективні), які проводять за допомогою групового реагенту.

Наступним видом хімічного аналізу є кількісний аналіз. Хімічні методи кількісного аналізу класифікують, як гравіметричні та об'ємні методи аналізу.

*Гравіметричний аналіз* – це ваговий аналіз, пов'язаний зі встановленням маси. Метод забезпечує максимальну точність, але є дуже трудомістким і тривалим. Гравіметричний метод здійснюють ступенево

I стадія – взяття наважок: з аналізованої проби відбирають точну наважку речовини, звичайно від 100 мг до 1–3 г для твердих речовин і значно більш – для рідин.

II стадія – виділення визначуваного компонента. Розрізняють безпосереднє виділення і осадження у вигляді будь-якої сполуки.

III стадія – відділення осаду. При досягненні повноти осадження, за допомогою фільтрування відділяють утриманий осад від розчину, який містить сторонні домішки. Висушують на фільтрі до постійної маси, охолоджують і зберігають у ексикаторі.

IV стадія – розрахунок результату аналізу. За різницею мас фільтра з осадом і до фільтрування визначають масу осаду, потім розраховують вміст елемента в зразку.

Гравіметричні методи розподіляють

– електрогравіметрія – це метод, який дозволяє визначити компонент при осадженні його на катоді при електролізі;

– термогравіметрія – це метод, який базується на зважуванні термічно нестабільної речовини на спеціальних термічних терезах, постачених нагрівальним елементом.

*Об'ємний аналіз* (титриметрія) – це сукупність методів кількісного аналізу, в основу виміру яких покладено об'єм розчинів, газів, осадів з метою встановлення концентрації визначуваного компонента.

Методи титриметрії класифікують за способами проведення титрування та за типами реакцій, покладених в основу титрування.

1. За способом проведення титрування методи розподіляють

– метод заміщення – переведення нестійкої аналізованої речовини з відповідним реагентом в стійкий стан, а потім її титрування;

– пряме титрування – безпосереднє титрування аналізованої речовини титрантом у присутності індикатора;

– зворотнє титрування – до аналізованого розчину додають надлишок реагенту відомої концентрації і точного об'єму. Надлишок, що не прореагував, відтитровують робочим розчином. Розрахунком встановлюють об'єм надлишку і за різницею об'ємів знаходять спочатку об'єм реагенту, а потім вміст речовини у аналізованій пробі.

2. За типами реакцій, покладених в основу титрування методи розподіляють

- кислотно-основне титрування, при якому використовують реакцію нейтралізації у водних і неводних середовищах;

- осадове титрування (аргентометрія і меркурометрія), яке супроводжується випадінням осаду ;

- метод комплексоутворення базується на реакціях з утворенням комплексних сполук;

- у редоксометрії використовують окисно-відновні процеси з переносом електронів.

*Фізичні методи* – це методи виявлення і кількісної оцінки вмісту хімічних елементів або речовин в об'єктах при вивченні фізичних властивостей речовин, виміру фізичних параметрів і встановлення співвідношення між ними і вмістом визначуваного компонента.

До фізичних методів аналізу відносяться

- маспектроскопія дозволяє встановити точну молекулярну масу, елементарний і ізотопний склад досліджуваних речовин, якісний і кількісний аналіз складних органічних сполук, кристалів, мінералів;

- активаційний аналіз, який базується на активації ядер атомів і дослідження ізотопів, які утворюються за результатом ядерної реакції;

- спектральний аналіз використовує здатність молекул і атомів поглинати і випускати електромагнітне випромінювання;

- метод ядерного магнітного резонансу (ЯМР) полягає в реєстрації резонансних сигналів, що виникають при поглинанні електромагнітного випромінювання парамагнітними ядрами, що перебувають в однорідному магнітному полі в умовах зміни його напруженості;

- люмінесцентний аналіз базується на дослідженні інтенсивності випромінювання у вигляді квантів УФ або відомого світла деяких речовин під дією таких джерел збудження, як потік електронів, енергія хімічної реакції, енергія електромагнітних хвиль, біохімічна енергія;

– радіометричний аналіз застосовують для вимірювання фонові і штучної радіоактивності і визначення радіонуклідів у компонентах біосфери.

*Фізико-хімічні методи аналізу* ґрунтуються на спостереженні фізичних явищ, які виникають при хімічних реакціях. Ці методи дуже поширені, так як мають високу чутливість ( $10^{-15}$ – $10^{-5}$  %), простоту техніки експерименту і можливість працювати в польових умовах. До фізико-хімічних методів аналізу відносяться електрохімічні, спектрофотометричні та хроматографічні методи аналізу.

*Електрохімічні методи розподіляють*

– кондуктометрія стосується вимірювання електропровідності досліджуваних розчинів, яка змінюється в наслідок хімічної реакції;

– потенціометрія складається з вимірювання потенціалу електрода, зануреного в досліджуваний розчин, що змінюється в результаті хімічних реакцій і який є залежним від концентрації розчину і температури;

– вольтамперометрія вивчає залежність сили струму в електролітичній комірниці від потенціалу, зануреного в аналізований розчин індикаторного мікроелектрода, на якому реагує досліджувана електрохімічна активна речовина.

*Спектрофотометричні методи розподіляють*

– калориметрія дозволяє візуально встановити концентрації розчиненої забарвленої сполуки за інтенсивністю забарвлення або відтінку;

– фотометрія і спектрофотометрія полягає у вивченні спектрів поглинання в ультрафіолетовій (200–400 нм), видимій (400–760 нм) і інфрачервоній (760–50000 нм) областях спектру.

*Хроматографічні методи* базуються на зональному розподілу компонентів суміші різної сорбційної здатності (рухлива фаза) по нерухомій фазі шару адсорбенту. Хроматографічні методи класифікують

1. Залежно від агрегатного стану рухливої фази

- газова (рухливою фазою є газ);
- рідинна (рухливою фазою є рідина);
- газорідинна розподільна (рухлива фаза – інертний газ, нерухлива фаза – рідина);

2. За механізмом розподілу
- іонообмінна (сорбент – іонообмінники або іоніти);
  - осаждена (утворення важкорозчинних осадів у визначеній послідовності);
  - дифузійна (розділення речовин за швидкістю дифузії усередині адсорбенту в залежності від розміру і форми молекул);
  - афінна (утворення біоадсорбантів, які вибірково із суміші утримують біополімер, споріднений до нього);
  - молекулярна (адсорбційна);
  - розподільна.

*Біологічні методи аналізу* – це методи якісного і кількісного визначення неорганічних і органічних сполук, що базуються на застосуванні живих організмів як індикаторів. Біологічні методи поділяють на методи біоіндикації та методи біотестування.

*Біоіндикація* – метод оцінки абіотичних і біотичних чинників середовища за допомогою біологічних систем. Метод ґрунтується на властивості багатьох організмів реагувати на зміну фізичних, хімічних, екологічних характеристик середовища проживання, які проявляються в особливостях їх росту, розвитку, чисельності, зміну складу крові, порушенні функцій, патологічних захворювань.

*Біотестування* – метод оцінки якості компонента біосфери за відповідними реакціями організмів, що його населяють і виконують роль тест-об'єктів. Біологічні методи аналізу відрізняються високою чутливістю і вибірковістю виявлення біологічно активних речовин.

*Математичні методи* – це математичне планування та обробка експериментального матеріалу. Розвитку математичних методів особливо сприяє сучасна комп'ютерна база і новітнє програмне забезпечення.

## **2.2 Особливості якісного виявлення аніонів біогенних елементів**

Біогенні неметали, що грають важливу роль у життєдіяльності організмів як макро- (C, N, S, Cl, P), мікро- (B, F, Br, J) і ультрамікроелементи (Se, As), в основному входять до складу аніонів.

В процесах біосфери і метаболізму організмів найбільше значення належить саме аніонам макроелементів-неметалів:  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ . Важливу біогеохімічну роль у бар'єрних процесах, ґрунтових і водних міграціях грають  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{SiO}_3^{2-}$ . У кругообігу Фосфору, Карбону і Нітрогену провідну функцію виконують  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ .

Антропогенне забруднення атмосфери і проблема кислих дощів пов'язані з аніонами  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ . Тому якісне виявлення аніонів є дуже важливим для визначення складу біооб'єктів і компонентів біосфери.

У якісному аналізі аніони прийнято ділити на три аналітичні групи по дії групового реагенту (випадінню в осад групи іонів, або, навпаки, по розчиненню осаду) (табл. 2.1).

Таблиця 2.1

**Класифікація аніонів біогенних елементів**

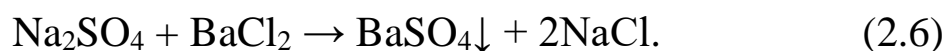
№ аналітичної групи	Аніони біогенних неметалів	Характеристика	Груповий реагент
I	$\text{SO}_4^{2-}$ – сульфат-іон $\text{CO}_3^{2-}$ – карбонат-іон $\text{PO}_4^{3-}$ – фосфат-іон $\text{SO}_3^{2-}$ – сульфит-іон $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ – тиосульфат-іон $\text{SiO}_3^{2-}$ – силікат-іон $\text{BO}_2^-$ – борат-іон $\text{B}_4\text{O}_7^-$ – тетраборат-іон	Соли Барію малорозчинні у воді, але розчинні у розведених кислотах (крім $\text{BaSO}_4$ )	$\text{BaCl}_2$ у нейтральному або слаболужному середовищі
II	$\text{Cl}^-$ – хлорид-іон $\text{Br}^-$ – бромід-іон $\text{I}^-$ – йодид-іон $\text{S}^{2-}$ – сульфід-іон	Соли Аргентуму мало розчинні у воді і $\text{HNO}_3$ , але добре розчинні у $\text{NH}_4\text{OH}$	$\text{AgNO}_3$ у присутності $\text{HNO}_3$
III	$\text{NO}_3^-$ – нітрат-іон $\text{NO}_2^-$ – нітрит-іон $\text{CH}_3\text{COO}^-$ – ацетат-іон	Соли Барію і Аргентуму розчинні у воді	—

*Якісні реакції на аніони біогенних елементів першої аналітичної групи. До першої групи відносять аніони, які з*

катионами барію утворюють мало розчинні у воді солі. Розчинність таких солей у воді та кислотах різна, що можна використати для їх виявлення чи розділення. Так, барію сульфат практично не розчинний у воді та мінеральних кислотах. Оксалат-, сульфід- та фторид барію розчинні у хлоридній, але нерозчинні в ацетатній кислотах. Всі інші барієві солі розчинні у мінеральних та ацетатній кислотах. Важливою аналітичною властивістю аніонів 1 групи є відношення їх до дії окисників чи відновників, а також здатність розкладатись з виділенням газів у кислому середовищі. Сульфід-, оксалат-, тіосульфат-іони є відновниками і здатні знебарвлювати розчин калію перманганату в сірчано кислому середовищі (оксалат – лише при нагріванні). Леткими аніонами є сульфід-, тіосульфат- (у кислому середовищі розкладаються з виділенням  $SO_2$ ), а також карбонат- і оксалат- (виділяють  $CO_2$ ). Сполуки до складу яких входять аніони 1 групи використовуються в медицині як лікарські препарати.  $Li_2CO_3$  використовують для лікування психічних захворювань, подагри та сечокам'яної хвороби,  $Na_2SO_4$  та  $MgSO_4$  як проносні засоби,  $(NaHCO_3)$ ,  $CaCO_3$  використовують при підвищеній кислотності шлункового соку. Сульфат барію застосовується в медицині як суспензія («баріумна каша» при рентгенівському дослідженні шлунка).

*Реакція сульфат-іону ( $SO_4^{2-}$ ).* Більшість сульфатів добре розчиняються у воді, але сульфати Барію, Кальцію, Стронцію і Плюмбуму малорозчинні в ній. Іон  $SO_4^{2-}$  безбарвний.

1. З розчином  $BaCl_2$  випадає білий кристалічний осад, не розчинний у кислотах



2. З розчином  $Pd(CH_3COO)_2$  випадає білий кристалічний осад, нерозчинний у розведених мінеральних кислотах, але розчинний у лугах

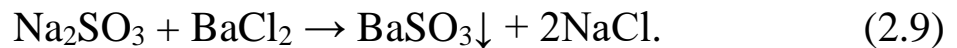


3. З розчином  $AgNO_3$  білий кристалічний осад утворюють тільки концентровані розчини сульфатів

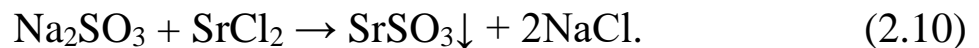


*Реакція сульфит-іону ( $SO_3^{2-}$ ). Іон  $SO_3^{2-}$  безбарвний, нестійкий і окиснюється до сульфат-іону  $SO_4^{2-}$ .*

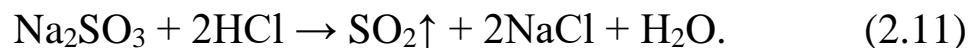
1. З розчином  $BaCl_2$  випадає білий кристалічний осад, розчинний в хлоридній та нітратній кислотах з виділенням сульфур оксиду



2. З розчином  $SrCl_2$  випадає білий осад, розчинний в розбавлених хлоридній та нітратній кислотах



3. З хлоридною і сульфатною кислотами виділяється  $SO_2$ , який визначають за запахом або по знебарвленню розчину йоду або калій перманганату



4. З сильними окисниками ( $KMnO_4$ ,  $I_2$  та ін.) іон  $SO_3^{2-}$  переходить в іон  $SO_4^{2-}$

– у кислому середовищі зникає фіолетове забарвлення розчину



– у нейтральному або лужному середовищі утворюється бурий осад



5. З розчином фуксину утворюється безбарвна сполука, і червоне забарвлення фуксину зникає.

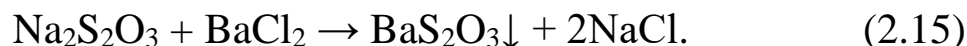
6. З розчином натрій нітропрусиду  $Na_2[Fe(CN)_5NO]$  протікає реакція, за результатом якої розчин забарвлюється в рожевий колір. Якщо до розчину додати  $K_4[Fe(CN)_6]$  випадає червоний осад. Хімізм цієї реакції не вивчений.

7. З розчином  $AgNO_3$  випадає білий кристалічний осад, який розчиняється в надлишку натрій сульфіту і нітратній кислоті

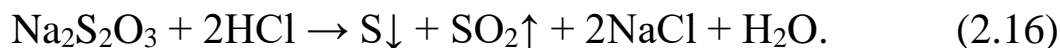


*Реакції тіосульфат-іону ( $S_2O_3^{2-}$ ). Розчини  $S_2O_3^{2-}$  безбарвні.*

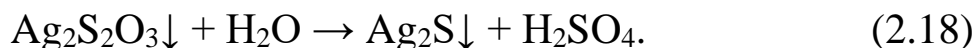
1. З розчином  $\text{BaCl}_2$  випадає білий осад, розчинний в мінеральних кислотах з виділенням сірки



2. З мінеральними кислотами спостерігається помутніння розчину



3. З розчином  $\text{AgNO}_3$  випадає білий осад, який швидко жовтіє, потім буріє і чорніє



4. З сильними окисниками ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{J}_2$  та ін.) іон  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  переходить в іон  $\text{SO}_4^{2-}$ . У кислому середовищі зникає фіолетове забарвлення розчину

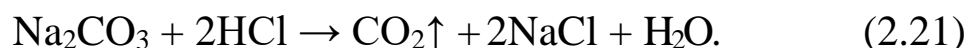


*Реакції карбонат-іону ( $\text{CO}_3^{2-}$ ).*

1. З розчином  $\text{BaCl}_2$  випадає білий осад, розчинний в  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$



2. З хлоридною і сульфатною кислотами виділяється газ



3. З розчином  $\text{AgNO}_3$  випадає білий осад, розчинний в кислотах

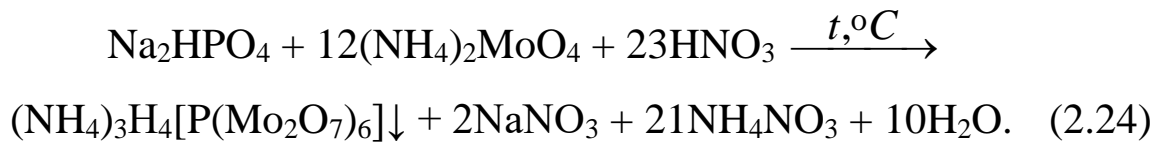


*Реакції фосфат-іону ( $\text{PO}_4^{3-}$ ).*

1. З розчином  $\text{BaCl}_2$  випадає білий осад, розчинний у сильних кислотах (крім сульфатної), а також в оцтовій кислоті



2. З розчином молібденової рідини  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$  при підігріванні утворюється жовтий осад, розчинний в  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{NaOH}$



3. З розчином магnezійної суміші ( $\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ ) випадає білий кристалічний осад, розчинний у сильних кислотах (крім сульфатної), а також в оцтовій кислоті

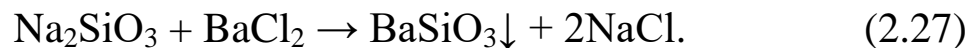


4. З розчином  $\text{AgNO}_3$  випадає жовтий осад, розчинний в нітратній кислоті та  $\text{NH}_4\text{OH}$

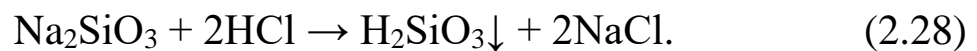


*Реакція силікат-іону ( $\text{SiO}_3^{2-}$ ). Іон  $\text{SiO}_3^{2-}$  безбарвний, його солі Натрію і Калію розчинні у воді.*

1. З розчином  $\text{BaCl}_2$  випадає білий осад, розчинний у кислотах



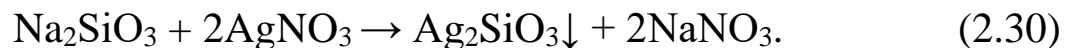
2. З розбавленими кислотами відбувається утворення гелю



3. З солями амонію –  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  утворюється пластівчастий осад

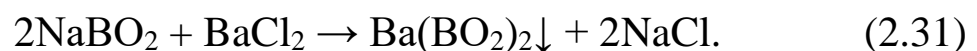


4. З розчином  $\text{AgNO}_3$  випадає жовтий осад, розчинний у нітратній кислоті



*Реакції борат-іонів ( $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$  і  $\text{BO}_2^-$ ). Розчини іонів  $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$  і  $\text{BO}_2^-$  безбарвні і мають лужну реакцію. Розчинні лише борати лужних металів.*

1. З розчином  $\text{BaCl}_2$  випадає білий осад, розчинний у кислотах



2. Фарбування полум'я. Борат спочатку переходить в боретилловий ефір  $\text{B}(\text{OC}_2\text{H}_5)_3$ , який горить зеленим полум'ям.

3. З куркумовим папірцем утворює червоно-буре забарвлення.

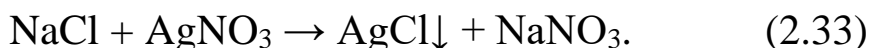
4. З розчином  $\text{AgNO}_3$  випадає білий осад, розчинний в нітратній кислоті та  $\text{NH}_4\text{OH}$



*Якісні реакції на аніони біогенних елементів другої аналітичної групи.* До другої групи відносять аніони, які з катіонами аргентуму утворюють солі, малорозчинні у воді та розведеній нітратній кислоті. Важливо проводити розділення катіонів 1 і 2 аналітичних груп з азотнокислого середовища, інакше малорозчинні солі з йонами аргентуму можуть дати і деякі аніони 1 групи (зокрема, фосфат-, арсенат-, силікат-, тіосульфат-іони). Використання в медицині:  $\text{LiCl}$  використовують для лікування психічних захворювань, подагри та сечокам'яної хвороби,  $\text{NaCl}$  – для приготування фізіологічних розчинів. Галогеніди калію є регуляторами діяльності серця,  $\text{KBr}$  володіє заспокійливими властивостями,  $\text{KI}$  регулює функцію щитовидної залози,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  – як діуретичний засіб, спиртовий розчин  $\text{KI}$  використовується як дезінфікуючий засіб.

*Реакції хлорид-іону ( $\text{Cl}^-$ ).* Іон  $\text{Cl}^-$  безбарвний. Більшість хлоридів розчинні у воді, крім  $\text{AgCl}$ ,  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{SbOCl}$ .

1. З розчином  $\text{AgNO}_3$  утворює білий осад, нерозчинний в кислотах, але розчинний в  $\text{NH}_4\text{OH}$

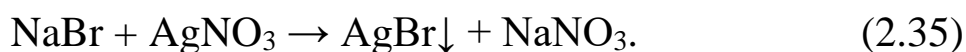


2. З сильними окисниками  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  у кислому середовищі виділяється вільний хлор, який можна виявити за кольором та запахом

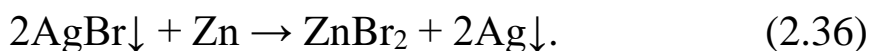


*Реакції бромід-іону ( $\text{Br}^-$ ).* Іон  $\text{Br}^-$  безбарвний. У воді нерозчинні броміди Аргентуму, Гідраргірину(I) та Плюмбуму.

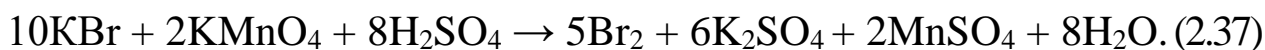
1. З розчином  $\text{AgNO}_3$  утворює жовтуватий осад, нерозчинний у нітратній кислоті, амоній карбонаті, але розчинний у  $\text{NH}_4\text{OH}$



При дії цинкового пилю у присутності води (або 2 н  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) осад  $\text{AgBr}$  розкладається з виділенням срібла



2. З сильними окисниками  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  у кислому середовищі виділяється вільний бром, який можна виявити, якщо додати до осаду, що утворився, хлорної води і бензину

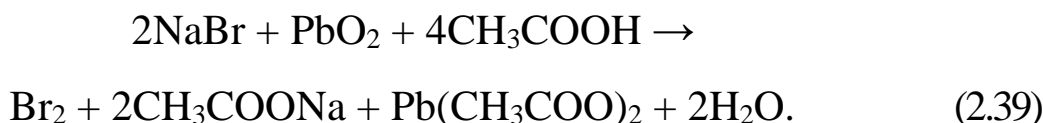


Особливо зручна як окисник хлорна вода



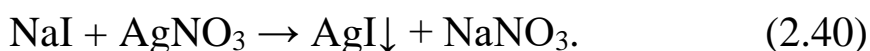
3. З фуксинсерністою кислотою пари бром утворюють синьо-фіолетове забарвлення розчину (на відміну від хлоридів і йодидів, які не утворюють забарвлення з цим реактивом).

4. З флюоресцеїном  $\text{C}_{20}\text{H}_8\text{O}_5\text{N}_4$  утворює осад червоного кольору



*Реакції йодид-іону ( $\text{I}^-$ ).* Іон  $\text{I}^-$  безбарвний. Нерозчинний у воді  $\text{AgI}$ ,  $\text{PbI}_2$ ,  $\text{Hg}_2\text{I}_2$ ,  $\text{HgI}_2$ ,  $\text{Cu}_2\text{I}_2$ .

1. З розчином  $\text{AgNO}_3$  утворює блідо-жовтий осад, нерозчинний в нітратній кислоті та  $\text{NH}_4\text{OH}$ , але розчинний у  $\text{Na}_2\text{SO}_3$



При дії цинкового пилю у присутності води (або 2 н  $\text{H}_2\text{SO}_4$ )  $\text{AgI}\downarrow$  розкладається з виділенням срібла

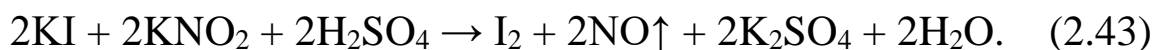


2. З сильними окисниками реагує легше, ніж хлорид- або бромід-іони

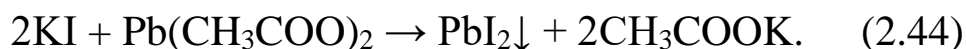
– з хлорною водою



– з розчином  $\text{KNO}_2$

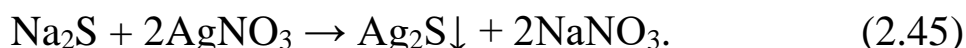


3. З розчином солі  $\text{Pb}^{2+}$  випадає жовтий осад, розчинний при нагріванні у воді

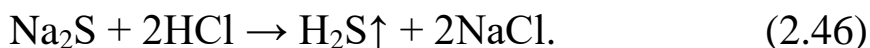


*Реакції сульфід-іону ( $\text{S}^{2-}$ ). Іон  $\text{S}^{2-}$  безбарвний.*

1. З розчином  $\text{AgNO}_3$  утворює чорний осад, нерозчинний у  $\text{NH}_4\text{OH}$ , але розчинний при кип'ятінні в нітратній кислоті з виділенням сірки



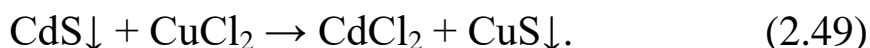
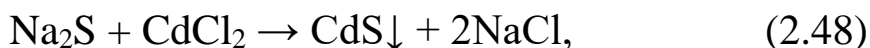
2. З розбавленими  $\text{HCl}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$  з утворенням сірководню, який можна визначити за різким запахом



3. З натрій нітропрусидом  $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}]$  утворює комплексну сполуку червоно-фіолетового кольору



4. З розчинами солей кадмію утворюють жовтий осад, який каламутніє при додаванні розчину купрум сульфату



5. З окисниками окислюється до вільної  $\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , розчин при цьому каламутніє



*Якісні реакції на аніони біогенних елементів третьої аналітичної групи.* Аніони 3 аналітичної групи не мають групового реагенту. Солі Барію і Аргентуму цих аніонів розчинні у воді. Для їх виявлення використовують дію розчином дифеніламіну в сильно кислому середовищі. Схожу реакцію дають лише хромат- (дихромат-) іони. Органічні похідні нітратної кислоти (нітрогліцерин, нітросорбіт) застосовують як серцеві засоби. Натрій нітрит та деякі похідні нітратної кислоти застосовують при

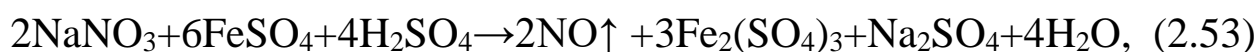
стенокардії. З неорганічних сполук Нітрогену в медичній практиці використовують нітроген (I) оксид  $N_2O$  або «веселильний газ», який має наркотичну дію.

*Реакції нітрат-іону ( $NO_3^-$ ).* Іон  $NO_3^-$  безбарвний. Більшість нітратів розчинні у воді.

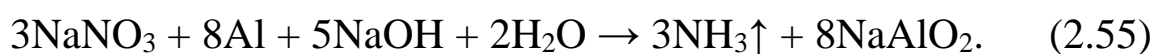
1. З міддю і сульфатною кислотою реагують з утворенням бурого  $NO_2\uparrow$



2. З розчином  $FeSO_4$  і концентрованою сульфатною кислотою утворює буре кільце між двома шарами розчинів



3. З металевим алюмінієм у присутності лугу виділяється аміак (характерний запах)



3. З дифеніламіном  $(C_6H_5)_2NH$  окиснюється до продукту, що має синє забарвлення.

4. З антипиріном  $C_6H_5C_3HON_2(CH_3)_2$  утворюється яскраво-червоний нітроантипирин  $C_6H_5C_3ON_2(NO_2)(CH_3)_2$ .

*Реакції нітрит-іону ( $NO_2^-$ ).* Іон  $NO_2^-$  безбарвний. Більшість нітратів добре розчинні у воді.

Далі розглянемо реакції, що дозволяють відокремити іон  $NO_2^-$  від  $NO_3^-$ .

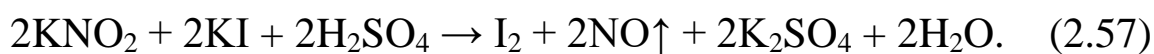
1. З сульфаніловою кислотою  $H[SO_3C_6H_4NH_2]$  +  $\alpha$ -нафтиламіном  $C_{10}H_7NH_2$  (реактив Гріса-Ілосвая) з'являється червоне забарвлення розчину.

2. З антипиріном  $C_6H_5C_3HON_2(CH_3)_2$  утворюється зелене забарвлення нітросоантипиріна  $C_6H_5C_3ON_2(NO)(CH_3)_2$ .

3. Із розбавленими кислотами виділяється бурий  $NO_2\uparrow$



4. З сумішшю KI + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + бензин (або бензол) з'являється синє забарвлення розчину, яке утворюється при взаємодії вільного йоду з крохмалем



5. З KMnO<sub>4</sub> розчин знебарвлюється



*Реакція ацетат-іону (CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>). Іон CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> безбарвний.*

1. З 2 н розчином H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> і підігрівом з'являється запах оцтової кислоти



### **2.3 Особливості якісного виявлення катіонів біогенних елементів**

Катіони біогенних елементів виконують свою роботу в організмах у визначному діапазоні концентрацій, перевищення яких, як і нестача позначаються на розвитку і життєздатності організмів. Це стосується як мікроелементів, так і макроелементів. Наприклад, макроелемент Ферум – найважливіший координатор порфіринового комплексу гемоглобіну, головний елемент кров'яного депо, стає при надлишкових концентраціях причиною сидорезу – професійного захворювання, що викликається пиллом оксиду заліза. Купрум і Цинк – незамінні активатори і компоненти ферментів, стають їх отрутами, інгібуючи певні ділянки білкових молекул, поряд із загально визнаними токсинами – Хромом, Аргентумом, Кадмієм.

Залежно від групових реагентів, які використовують для аналізу катіонів біогенних елементів, методи систематичного аналізу ділять на: сульфідний – груповими реагентами є карбонат, сульфід амонію і сульфідна кислота; кислотно-лужний – груповими реагентами є кислоти або луги; фосфатний – груповим реагентом є амоній гідрофосфат у різних середовищах. Залежно від методу аналізу один і той же катіон може знаходитися в різних аналітичних групах.

Ми розглянемо сульфідний метод класифікації катіонів, який був запропонований у 1871 році російським хіміком М.А. Меншуткіним. Всі катіони за цим методом можна розподілити на п'ять аналітичних груп (табл. 2.2).

Таблиця .2.2

### Класифікація катіонів біогенних елементів

№ аналітичної групи	Катіони	Груповий реагент	Характеристика аналітичної групи (при дії групового реагенту)
I	$\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{NH}_4^+$ , $\text{Mg}^{2+}$	Немає	Сульфіди, карбонати*, хлориди та гідроксиди* розчиняються у воді
II	$\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ у присутності $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{pH} = 9,25$	Утворюють осаді карбонатів, які не розчиняються у воді, але розчиняються у кислотах
III	$\text{Fe}^{3+}$ , $\text{Fe}^{2+}$ , $\text{Mn}^{2+}$ , $\text{Al}^{3+}$ , $\text{Cr}^{3+}$ , $\text{Zn}^{2+}$ , $\text{Co}^{2+}$ , $\text{Ni}^{2+}$	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ у присутності $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{pH} = 9,25$	Утворюють осаді сульфідів, які не розчиняються у воді**, але розчиняються у кислотах
IV	а) $\text{Ag}^+$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ б) $\text{Cu}^{2+}$ , $\text{Cd}^{2+}$ , $\text{Bi}^{3+}$	$\text{H}_2\text{S}$ у присутності $\text{HCl}$ $\text{pH} = 0,5$	Утворюють осаді сульфідів, які не розчиняються у воді і кислотах
V	$\text{Hg}^{2+}$ , $\text{As}^{3+}$ , $\text{As}^{5+}$ , $\text{Sb}^{3+}$ , $\text{Sb}^{5+}$ , $\text{Sn}^{2+}$ , $\text{Sn}^{4+}$	1) $\text{H}_2\text{S} (\text{HCl})$ 2) $\text{Na}_2\text{S}$	Утворюють осаді сульфідів, які розчиняються в $\text{Na}_2\text{S}$ . Хлориди, не розчиняються у воді і розведених кислотах

Примітка: \* – за виключенням  $\text{Mg}^{2+}$ ; \*\* – сульфіди  $\text{Cr}^{3+}$  і  $\text{Al}^{3+}$  розкладаються водою.

*Якісні реакції на катіони біогенних елементів першої аналітичної групи.* Представники даної групи відносяться до  $s^1$ -елементів. Всі  $s^1$ -елементи – сильні відновники і легко віддають електрони. У воді катіони  $s^1$ -елементів гідратовані, утворюючи аквакомплекси за рахунок електростатичного притягання дипольних молекул води. Більшість солей утворених катіонами

даних металів і аміаку добре розчинні в воді. Групового реагенту, який осаджував би дані катіони, немає. Вони утворюють осад з великими, легко поляризуєчими аніонами. Леткі солі лужних металів (окрім  $\text{NH}_4^+$ ) забарвлюють полум'я пальника. Сполуки лужних металів та аміаку використовуються в медицині як лікарські препарати. Солі літію –  $\text{LiCl}$  та  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  використовують для лікування психічних захворювань, подагри та сечокам'яної хвороби, солі натрію – для приготування фізіологічних розчинів ( $\text{NaCl}$ ), як проносні засоби ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), при підвищенні кислотності шлункового соку ( $\text{NaHCO}_3$ ). Більшість препаратів органічних кислот використовують у вигляді натрієвих солей (саліцилати, глюконат, бензоат та ін.). Солі калію ( $\text{KCl}$ ) є регуляторами діяльності серця,  $\text{KBr}$  володіє заспокійливими властивостями,  $\text{KI}$  регулює функцію щитовидної залози. Нашатирний спирт – розчин аміаку – використовують при втраті свідомості,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  – як діуретичний засіб.

*Реакції катіону Калію ( $\text{K}^+$ ).*

1. З розчином  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  у нейтральному або оцтовокислому середовищі (при відсутності у розчині  $\text{NH}_4^+$ ) випадає жовтий кристалічний осад



2. З розчином натрій гидротартрату  $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$  у нейтральному середовищі (при відсутності  $\text{NH}_4^+$ ) утворює білий кристалічний осад, розчинний в мінеральних кислотах, лугах, але не розчинний в оцтовій кислоті



3. З розчином  $\text{Na}_2\text{Pb}[\text{Cu}(\text{NO}_2)_6]$  у нейтральному середовищі (при відсутності у розчині  $\text{NH}_4^+$ ) випадають чорно-коричневі кристали

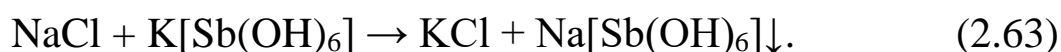


4. З розчином дипікріламіну (реактив Полуектова) у нейтральному середовищі (при відсутності у розчині  $\text{NH}_4^+$ ) випадає червоно-оранжевий осад.

5. Іони Калію полум'я газового пальника забарвлюють у фіолетовий колір.

*Реакції катіону Натрію ( $Na^+$ ).*

1. З розчином калій гексагидроксостибіату(V)  $K[Sb(OH)_6]$  у нейтральному середовищі (розчин необхідно охолодити під струменем водопровідної води і потерти скляною паличкою внутрішню поверхню стінки пробірки) (при відсутності у розчині  $Mg^{2+}$ ,  $NH_4^+$  і катіонів II аналітичної групи) утворює білий осад, розчинний у воді,  $HCl$  та  $NaOH$



2. З розчином ураніл ацетату  $UO_2(CH_3COO)_2$  у присутності оцтової кислоти (при відсутності у розчині  $Mg^{2+}$ ) випадають жовті кристали



3. З розчином ацетат цинк-уранілом  $Zn(CH_3COO)_2 \cdot 3UO_2(CH_3COO)_2$  утворюють зеленувато-жовті кристали.

4. Полум'я газового пальника в присутності іонів натрію забарвлюється в яскраво-жовтий колір.

*Реакції катіону амонію ( $NH_4^+$ ).*

1. З розчином  $NaOH$  утворює різкий запах аміаку



2. З розчином реактиву Неслера  $K_2[HgI_4]$  у присутності  $NH_4Cl$  та  $KOH$  спостерігається утворення червоно-бурого осаду



3. Термічне розкладання солей амонію використовують для видалення  $NH_4^+$ , оскільки він заважає відкриттю інших іонів.

*Реакції катіону Магнію ( $Mg^{2+}$ ).*

1. З розчином  $NaOH$  (з розчином  $NH_4OH$  осад не утворюється) утворює білий осад, розчинний в  $HCl$



2. З розчином натрій гидрофосфату у нейтральному або слаболужному середовищі (у присутності  $\text{NH}_4\text{OH}$  і  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) утворює білий осад, розчинний в мінеральних кислотах



3. З розчинами  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  і  $\text{K}_2\text{CO}_3$  утворює білий осад, розчинний у кислотах



4. С хромогеном чорним  $\text{C}_{20}\text{H}_{13}\text{O}_7\text{N}_3\text{S}$  утворює винно-червоний комплекс, добре розчинний у воді.

*Якісні реакції на катіони біогенних елементів другої аналітичної групи.* Катіони другої групи, на відміну від катіонів першої групи, утворюють нерозчинні у воді карбонати. Тому їх виділяють дією амоній карбонату  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ , який і є груповим реагентом. З розчином амоній карбонату  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  в лужному середовищі катіони цієї групи утворюють білий осад, не розчинний у воді, але розчинний у надлишку  $\text{NH}_4\text{Cl}$



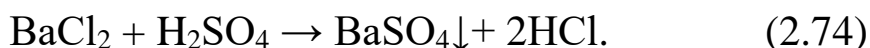
*Реакції катіону Барію ( $\text{Ba}^{2+}$ ).*

1. З розчином калій дихромату  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  у присутності розчину  $\text{CH}_3\text{COONa}$  утворює жовтий осад, розчинний в мінеральних кислотах

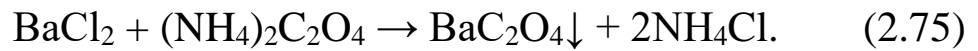


Реакція з  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  являється специфічною для визначення катіону  $\text{Ba}^{2+}$  у суміші іонів.

2. З розчином  $\text{H}_2\text{SO}_4$  утворює білий кристалічний осад



3. З амоній оксалатом  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  утворює білий осад, розчинний у  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$



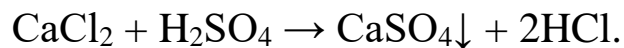
4. З розчином натрій гидрофасфату  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  утворює білий осад, розчинний у  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$



5. Полум'я пальника в присутності іону Барію забарвлюється у жовто-зелений колір.

*Реакції катіону Кальцію ( $\text{Ca}^{2+}$ ).*

1. З розчином  $\text{H}_2\text{SO}_4$  утворює білий осад

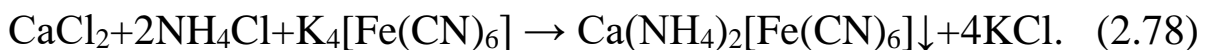


2. З розчином амоній оксалату  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  утворює білий осад, розчинний в мінеральних кислотах, але не розчинний в оцтовій кислоті



Реакція з  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  є якісною для визначення катіону  $\text{Ca}^{2+}$  при відсутності катіону  $\text{Ba}^{2+}$ .

3. З розчином  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  в присутності  $\text{NH}_4\text{OH}$  і  $\text{NH}_4\text{Cl}$  утворює білий кристалічний осад, не розчинний в оцтовій кислоті

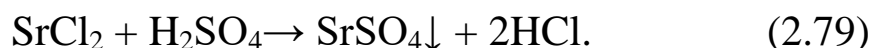


4. З мурексидом  $\text{C}_8\text{H}_6\text{N}_6\text{O}_6$  у лужному середовищі утворює комплекс червоного кольору, розчинний у воді (з іонами  $\text{Ba}^{2+}$  і  $\text{Sr}^{2+}$  мурексид дає фіолетове забарвлення).

5. Полум'я пальника в присутності іонів кальцію забарвлюється в цегляно-червоний колір.

*Реакції катіону Стронцію ( $\text{Sr}^{2+}$ ).*

1. З розчином  $\text{H}_2\text{SO}_4$  утворює білий осад, не розчинний у кислотах



2. З гіпсовою водою утворює муть розчину. Реакція з гіпсовою водою є специфічною для визначення катіону  $\text{Sr}^{2+}$  у суміші іонів, тільки після відділення іонів  $\text{Ba}^{2+}$ .

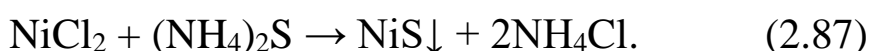
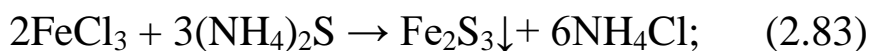
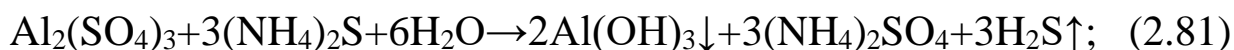
3. З амоній оксалатом  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  утворює білий осад, розчинний в  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$



4. З розчинами  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  і  $\text{KNO}_2$  при випаровуванні утворює синьо-зелені кристали.

5. Полум'я пальника в присутності іонів Стронцію забарвлюється в карміново-червоний колір.

*Якісні реакції на катіони біогенних елементів третьої аналітичної групи.* Сульфіди катіонів третьої аналітичної групи, в протилежність сульфідам катіонів першої і другої груп, практично нерозчинні у воді. Проте, вони розчиняються у розбавлених кислотах, чим і відрізняються від сульфідів катіонів четвертої і п'ятої груп. Груповим реагентом для них є амоній сульфід  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ , який визначає  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  – у вигляді сульфідів, а  $\text{Al}^{3+}$  і  $\text{Cr}^{3+}$  – у вигляді гідроксидів



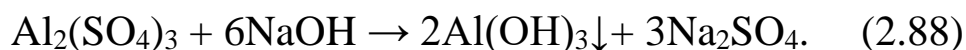
Осади  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{CoS}$ ,  $\text{NiS}$  – чорного,  $\text{MnS}$  – тілесного,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$  – білого кольору,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  – сіро-фіолетового кольору. Утримані сульфіди (крім  $\text{CoS}$  і  $\text{NiS}$ ) розчиняються у розведених кислотах з виділенням сірководню.

Критерієм для розділення катіонів третьої аналітичної групи на підгрупи є відношення їх до дії  $\text{NH}_4\text{OH}$  у присутності амоній хлориду. За цих умов тільки катіони  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  і  $\text{Cr}^{3+}$  мають осад у вигляді гідроксидів, решта катіонів третьої групи залишається у розчині. Тому третю групу підрозділяють на підгрупи: 1-а підгрупа –  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  і  $\text{Cr}^{3+}$ , які можна визначити  $\text{NH}_4\text{OH}$  у присутності солей

амонію; 2-а підгрупа –  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ , які не можна осадити за таким способом.

*Реакції катіону Алюмінію ( $\text{Al}^{3+}$ ).*

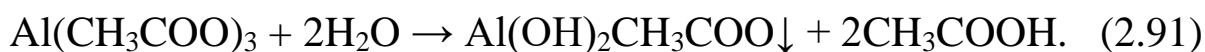
1. З розчином  $\text{NaOH}$  випадає осад, розчинний у кислотах і надлишку лугу



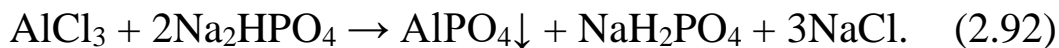
2. З розчинами амоній гідроксиду  $\text{NH}_4\text{OH}$  і амоній хлориду  $\text{NH}_4\text{Cl}$  утворює білий осад (відкривають іони  $\text{Al}^{3+}$  в присутності  $\text{Zn}^{2+}$ , гідроксид якого при цьому не утворюється)



3. З розчином  $\text{CH}_3\text{COONa}$  утворює білий пластівчастий осад



4. З розчином натрій гідрофосфату ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ) утворює білий осад, розчинний в сильних кислотах, але не розчинний в оцтовій кислоті

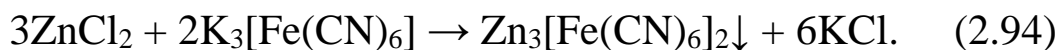


*Реакції катіону Цинку ( $\text{Zn}^{2+}$ ).*

1. З розчином  $\text{NaOH}$  випадає осад, розчинний у кислотах та лугах



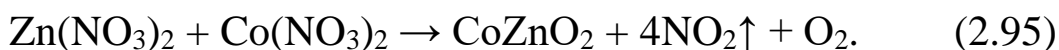
2. З розчином калій гексацианоферату(III)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  утворює коричнево-жовтий осад, розчинний в  $\text{HCl}$  і  $\text{NH}_4\text{OH}$



Реакція з  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  є специфічною для визначення катіону  $\text{Zn}^{2+}$ , якщо іони  $\text{Cu}^{2+}$  і  $\text{Fe}^{2+}$  в розчині відсутні.

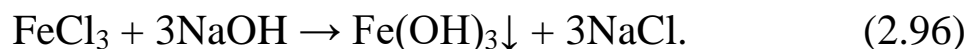
3. З амоній тетрароданомеркуратом(II)  $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$  у слабкокислому середовищі утворює кристали.

4. З розчином кобальт нітратом утворює ринманову зелень



*Реакції катіону Феруму(III) ( $Fe^{3+}$ ).*

1. З розчином NaOH або  $NH_4OH$  випадає червоно-бурий осад, не розчинний в надлишку лугу



Ферум гідроксид(III) на відміну від  $Al(OH)_3$ ,  $Cr(OH)_3$  і  $Zn(OH)_2$  не розчиняється в надлишку лугу.

2. З розчином калій гексацианоферату(II)  $K_4[Fe(CN)_6]$  у кислому середовищі утворюється синій осад («берлінська лазур»)



Реакція з  $K_4[Fe(CN)_6]$  є специфічною для визначення катіону  $Fe^{3+}$ .

3. З розчином амоній роданіду  $NH_4SCN$  відбувається забарвлення розчину в криваво-червоний колір



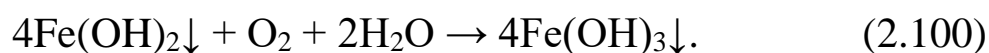
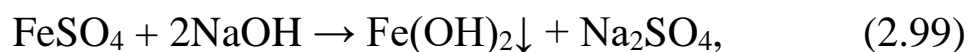
Реакція з  $NH_4SCN$  є специфічною для визначення катіону  $Fe^{3+}$ .

4. З розчином  $CH_3COONa$  відбувається забарвлення розчину в червоно-бурий колір.

5. З розчинами  $Na_2CO_3$  і  $K_2CO_3$  утворює бурий осад основної солі, який при кип'ятінні переходить в бурий осад  $Fe(OH)_3$ .

*Реакції катіону Феруму(II) ( $Fe^{2+}$ ).*

1. З розчином NaOH або  $NH_4OH$  випадає брудно-зелений осад, розчинний в кислотах, але нерозчинний у лугах (на повітрі окиснюється до  $Fe(OH)_3$ )



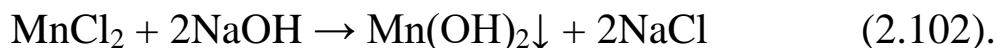
2. З розчином калій гексацианоферату(III)  $K_3[Fe(CN)_6]$  у слабкокислому або нейтральному середовищі утворює синій осад («турнбулева синь»)



Реакція з  $K_3[Fe(CN)_6]$  є специфічною для визначення катіону  $Fe^{2+}$ .

*Реакції катіону Мангану ( $Mn^{2+}$ ).* Розчини солей  $Mn^{2+}$  мають розовий колір.

1. З розчином NaOH або  $NH_4OH$  випадає білий осад, розчинний в кислотах, але не розчинний у лугах



2. З розчином  $(NH_4)_2S_2O_8$  окиснює іони  $Mn^{2+}$  до  $MnO_4^-$  у кислому середовищі у присутності каталізатору  $AgNO_3$ . При цьому розчин здобуває малиново-фіолетовий колір.



3. Отримання перла смарагдо-зеленого кольору шляхом спікання солі з  $Mn^{2+}$  з солями  $Na_2CO_3$  і  $K_2CO_3$ .

*Реакції катіону Кобальту ( $Co^{2+}$ ).*

1. З розчином NaOH утворює синій осад, який в надлишку лугу забарвлюється в рожевий колір



2. З насиченим розчином амоній роданіду  $NH_4SCN$  і амилового спирту (пентанол-1) відбувається фарбування розчину у синій колір



Реакція з  $NH_4SCN$  є специфічною для визначення катіона  $Co^{2+}$  при відсутності катіону  $Fe^{2+}$ .

3. З розчином  $\alpha$ -нітрозоз- $\beta$ -нафтол  $C_{10}H_6(NO)OH$  (реакція М. А. Іллінського) утворює пурпурно-червоний осад, в якому  $Co^{2+}$  переходить до  $Co^{3+}$ .

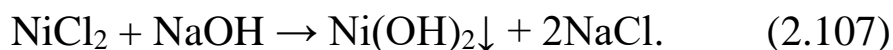
4. З амоній тетрароданомеркуратом(II)  $(NH_4)_2[Hg(SCN)_4]$  у слабкислому середовищі утворюється яскраво-сині кристали



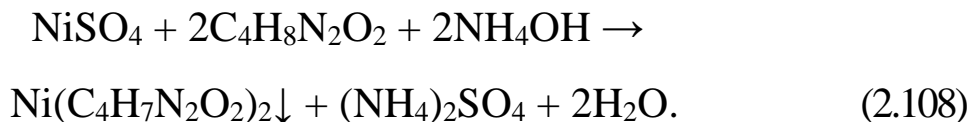
5. Отримання перла яскраво-синього кольору шляхом спікання солі з  $Co^{2+}$  з бурою  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ .

*Реакції катіону Нікелю ( $Ni^{2+}$ ).*

1. З розчином NaOH утворює зелений осад, який в надлишку лугу забарвлюється у синій колір



2. З 1% спиртовим розчином диметилглюкоксу (реакція Л.А. Чугаєва) у присутності  $\text{NH}_4\text{OH}$  випадає червоний осад, нерозчинний в мінеральних кислотах



У кислому середовищі комплекс руйнується, а в надлишку аміаку може утворитися синій аміачний комплекс ніколю. Тому аміаку повинно бути помірна кількість. Виявленню ніколю даною реакцією заважають катіони, які утворюють з  $\text{NH}_4\text{OH}$  забарвлені осадні гідроксидів ( $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  та ін.). Іони, що заважають, зв'язують у малорозчинні фосфати дією  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .

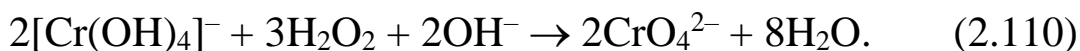
3. Отримання перла бурого кольору шляхом спікання солі з  $\text{Ni}^{2+}$  з сіллю бури  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

*Реакції катіону Хрому(III) ( $\text{Cr}^{3+}$ ).* Розчини солей  $\text{Cr}^{3+}$  мають зелений або фіолетовий колір, аніон  $\text{CrO}_4^{2-}$  – жовтий,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  – помаранчевий колір.

1. З розчином  $\text{NaOH}$  утворює сіро-фіолетовий (сіро-зелений) осад, який розчиняється у кислотах і в надлишку луку

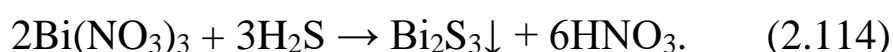
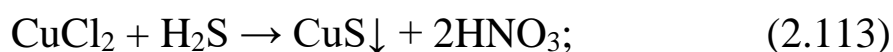
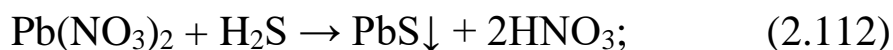
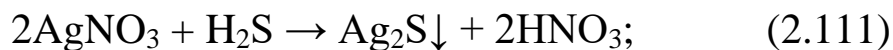


2. З окисниками  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$  та ін. відбувається окиснення  $\text{Cr}^{3+}$  до  $\text{Cr}^{6+}$ , при цьому у лужному середовищі утворюється  $\text{CrO}_4^{2-}$  і розчин забарвлюється у жовтий колір, а у кислому –  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  і розчин набуває оранжевого забарвлення. Наприклад, окиснення пероксидом водню  $\text{H}_2\text{O}_2$  проводиться в лужному середовищі. Оскільки в лужному середовищі хром (III) знаходиться у виді хроміт-іону  $\text{CrO}^{2-}$ , то реакцію можна представити рівнянням

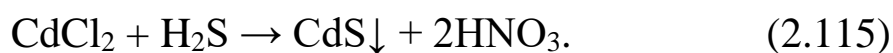


*Якісні реакції на катіони біогенних елементів четвертої аналітичної групи.* За розчинністю хлоридів катіони 4-ої групи поділяють на дві підгрупи: 1-а (підгрупа срібла) –  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ . Хлориди цих металів малорозчинні у воді; 2-а (підгрупа міді) –

$\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$   $\text{Cd}^{2+}$ . Хлориди цих металів розчинні у воді. Груповим реагентом для них є розчин сірководню  $\text{H}_2\text{S}$ , який визначає  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  – у вигляді чорних осадів – сульфідів, нерозчинних у розбавлених  $\text{HCl}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , але розчинних у  $\text{HNO}_3$



Іон  $\text{Cd}^{2+}$  (при  $\text{pH} \geq 5$ ) груповим реагентом осаджується у вигляді жовтого осаду



*Реакції катіону Аргентуму ( $\text{Ag}^+$ ).*

1. З розчином  $\text{NaOH}$  або  $\text{NH}_4\text{OH}$  випадає бурий осад, розчинний в надлишку лугу



2. З розчином  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  випадає цегляно-червоний осад, розчинний в аміаку, нітратній кислоті, але не розчинний в оцтовій кислоті

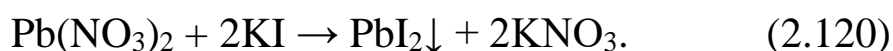


*Реакції катіону Плюмбуму ( $\text{Pb}^{2+}$ ).*

1. З розчином  $\text{NaOH}$  або  $\text{NH}_4\text{OH}$  випадає бурий осад, розчинний в кислотах і в надлишку лугу



2. З розчином  $\text{KI}$  випадає жовтий осад, розчинний в гарячій воді

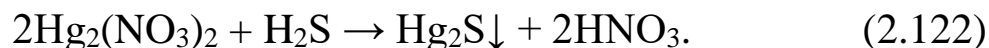


3. З розчином  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  випадає жовтий осад, розчинний в лугах, але нерозчинний в аміаку і оцтовій кислоті

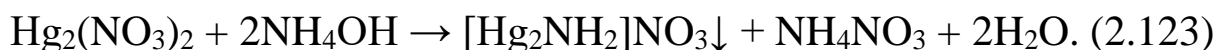


*Реакції катіоні Гідраргіруму(I)  $\text{Hg}_2^{2+}$ .*

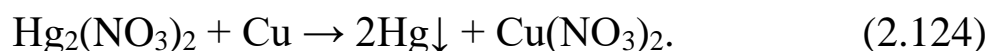
1. З розчином  $\text{H}_2\text{S}$  випадає чорний осад, нерозчинний у розбавлених  $\text{HCl}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , але добре розчинний у  $\text{HNO}_3$



2. З розчином  $\text{NH}_4\text{OH}$  випадає білий осад



3. Більш активні метали витісняють Гідраргірум(I) з її солей

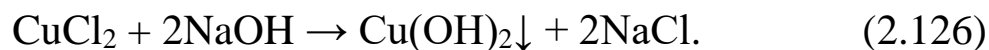


4. З розчином  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  випадає червоний осад, розчинний в лугах і розбавленою  $\text{HNO}_3$



*Реакції катіону Купрум(II) ( $\text{Cu}^{2+}$ ).*

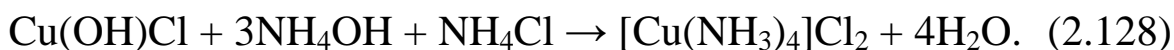
1. З розчином  $\text{NaOH}$  випадає блакитний осад, розчинний в кислотах і надлишку лугу



2. З розчином  $\text{NH}_4\text{OH}$  утворює зелений осад



У надлишку розчину  $\text{NH}_4\text{OH}$  осад розчиняється, а розчин забарвлюється у синій колір



Реакція з концентрованим  $\text{NH}_4\text{OH}$  є специфічною для визначення катіону  $\text{Cu}^{2+}$ .

3. З розчином калій гексацианоферату(II)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  утворює червоно-бурий осад



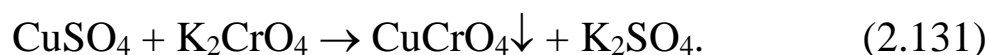
Реакція з  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  є специфічною для визначення катіона  $\text{Cu}^{2+}$ , якщо катіон  $\text{Fe}^{3+}$  відсутній.

4. З розчином  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  утворює осад оксалату блакитного кольору



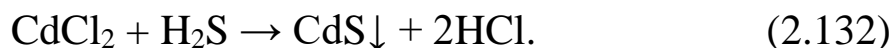
Осад розчинюється в мінеральних кислотах і в гідроксиді амонію.

5. З розчином  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  утворює червоний осад купрум хромату

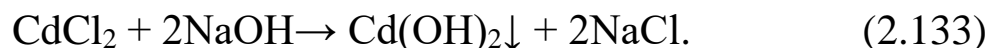


*Реакції катіону Кадмію ( $\text{Cd}^{2+}$ ).* Іон  $\text{Cd}^{2+}$  не забарвлює водні розчини.

1. З розчином  $\text{H}_2\text{S}$  у присутності аміачного буфера випадає чорний осад



2. З розчином  $\text{NaOH}$  і  $\text{NH}_4\text{OH}$  випадає білий осад, розчинний у кислотах і надлишку лугу



3. З розчином  $\text{NaOH}$  у присутності гліцерину випадає осад  $\text{Cd}(\text{OH})_2\downarrow$ . Цю властивість використовують для роз суміші катіонів  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ , так як в осаді знаходяться іони  $\text{Cd}^{2+}$ .

*Реакції катіону Бісмуту ( $\text{Bi}^{3+}$ ).*

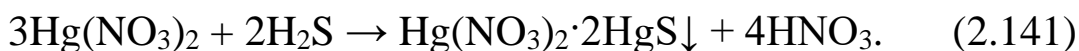
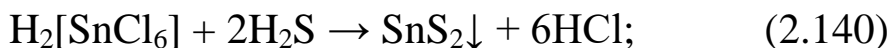
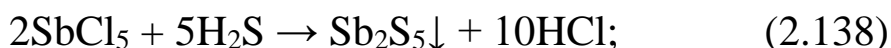
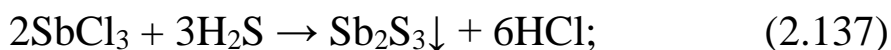
1. З розчином  $\text{NaOH}$  і  $\text{NH}_4\text{OH}$  випадає білий осад, розчинний у кислотах



2. З розчином 8-оксихинолін і калій йодидом випадає оранжево-червоний осад.

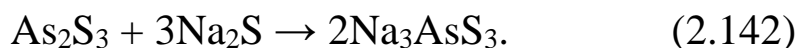
*Якісні реакції на катіони біогенних елементів п'ятої аналітичної групи.* Сульфіди катіонів цієї групи, так само як і сульфіди IV аналітичної групи, відрізняються малими величинами добутку розчинності. Тому катіони V аналітичної групи також можна осадити  $\text{H}_2\text{S}$  у кислому середовищі з утворенням сульфідів, які мають кислотні властивості





Осади сульфідів  $\text{As}_2\text{S}_3$ ,  $\text{As}_2\text{S}_5$ ,  $\text{SnS}_2$  – жовтого кольору,  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Sb}_2\text{S}_5$  – оранжевого кольору,  $\text{SnS}$  – червоно-бурого,  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{HgS}$  – білий.

Відмінністю катіонів V групи від катіонів IV групи полягає в тому, що сульфід катіонів V групи ( станум(II) сульфід  $\text{SnS}$ ) розчиняються у сульфідах  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ , з утворенням сульфосолі



*Реакції арсеніт-іону ( $\text{AsO}_3^{3-}$ ).*

1. З розчином  $\text{AgNO}_3$  випадає жовтий осад, розчинний у  $\text{NH}_4\text{Cl}$  і  $\text{HNO}_3$



2. З йодидною водою окислюються до арсенатів (знебарвлення йодидної води)



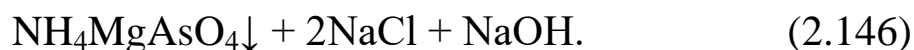
*Реакції арсенат-іону ( $\text{AsO}_4^{3-}$ ).*

1. З розчином  $\text{AgNO}_3$  випадає коричневий осад, розчинний у  $\text{NH}_4\text{OH}$  і  $\text{HNO}_3$

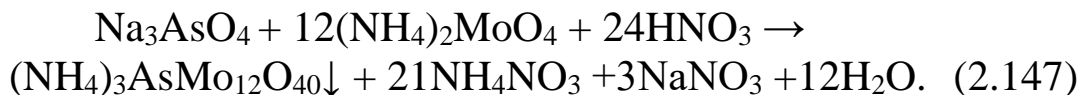


2. З магnezіальною сумішшю ( $\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$ ) білий кристалічний осад, нерозчинний у  $\text{NH}_4\text{OH}$





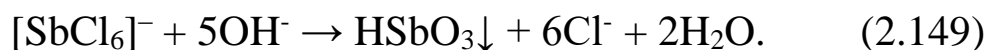
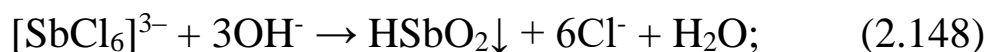
3. З молібденовою рідиною (розчин  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{HNO}_3$ ) випадає жовтий кристалічний осад, нерозчинний у  $\text{HNO}_3$ , але розчинний у лугах і  $\text{NH}_4\text{OH}$



4. З розчином  $\text{KI}$  у присутності бензолу розчин забарвлюється у фіолетовий колір.

*Реакції іонів Стібіуму ( $\text{Sb}^{3+}$  і  $\text{Sb}^{5+}$ ).*

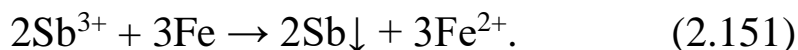
1. З розчинами лугів випадає білий осад, розчинний в надлишку лугу і сильних кислотах



2. З розчином натрій тіосульфату  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  при нагріванні випадає осад червоного кольору

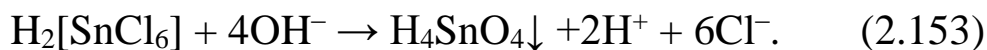
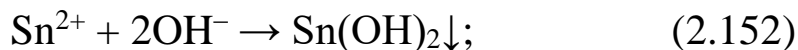


3. З металами, що стоять в ряду напруг лівіше Стібіуму ( $\text{Zn}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Al}$  та ін.) відновлюються до металевого стану, тобто утворюється чорний осад

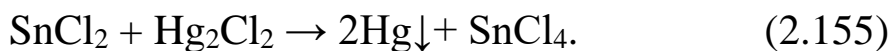
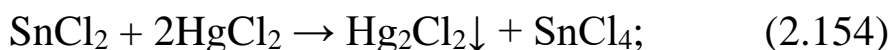


*Реакції іонів Стануму ( $\text{Sn}^{2+}$  і  $\text{Sn}^{4+}$ ).*

1. З розчинами лугів і  $\text{NH}_4\text{OH}$  випадає білий аморфний осад



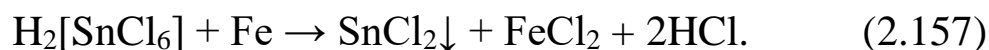
2.  $\text{Sn}^{2+}$  з сулемою  $\text{HgCl}_2$  утворює білий осад, який швидко темніє, оскільки виділяється металева ртуть



3.  $\text{Sn}^{2+}$  – сильний відновник. Він вступає в окисно-відновні реакції з окисниками, при цьому відбувається перехід до  $\text{Sn}^{4+}$ . Ця властивість використовується для виявлення солей Стануму

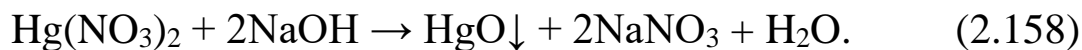


4. З металевим залізом  $\text{Sn}^{4+}$  відновлюється до  $\text{Sn}^{2+}$ , який виявляють за допомогою розчину  $\text{HgCl}_2$



*Реакції іонів Гідраргірису ( $\text{Hg}^{2+}$ ).*

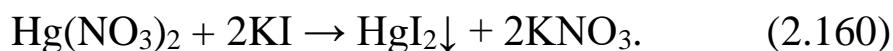
1. З розчинами лугів випадає жовтий осад, розчинний у кислотах, але нерозчинний в надлишку лугів



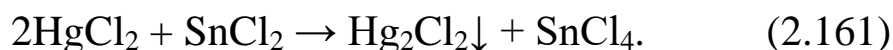
2. З розчином  $\text{NH}_4\text{OH}$  випадає білий осад, розчинний у кислотах



3. З розчином  $\text{KI}$  випадає оранжево-червоний осад, розчинний в надлишку  $\text{KI}$



4. З розчином  $\text{SnCl}_2$  відновлюється до металевої ртуті



5. З розчином  $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$  випадають сині кристали



## **2.4 Біогеохімічні закономірності вмісту біогенних елементів та їх міграція в об'єктах природного середовища**

Існує наступні біогеохімічні закономірності вмісту хімічних елементів у живих організмах

– хімічний елементний склад визначається функцією атомного номера хімічного елементу;

– в ряду елементів з парними номерами кожен шостий номер після Оксигену, а в ряду з непарними номерами, кожен шостий після Гідрогену мають підвищений вміст у живому організмі;

– чим важче і рідше хімічний елемент, тим небезпечніший він для живого організму при підвищенні концентрації.

Для кількісної характеристики вмісту хімічних елементів в об'єктах природного середовища використовують основні показники: кларк, коефіцієнти біологічного поглинання, градієнт зміни сумарного вмісту елементів, біофільність.

*Кларк* ( $K_e$ ) – середній вміст (масова частка) хімічного елемента у літосфері, названа на честь американського геохіміка Ф. У. Кларка, який за розробленим ним методом розрахував середній склад земної кори. Кларки деяких хімічних елементів у літосфері, ґрунті наведено у таблиці 2.3.

*Кларк концентрацій* ( $K_k$ ) – це величина, яка чисельно дорівнює відношенню вмісту елемента в природному об'єкті до його вмісту в природному незабрудненому середовищі

$$K_k = \frac{C_e}{C_\phi}, \quad (2.1)$$

де:  $K_k$  – кларк концентрацій;

$C_e$  – концентрація хімічного елемента в природному об'єкті;

$C_\phi$  – концентрація цього елемента в природному незабрудненому середовищі.

Якщо  $K_k > 1$  – це свідчить про збагачення елементом біооб'єкту, а якщо  $K_k < 1$  – збагачення елементом відбувається недостатньо.

Таблиця 2.3

**Кларки деяких хімічних елементів у літосфері, ґрунті  
(за даними О. П. Виноградова)**

Еле- мент	Кларк, %		Еле- мент	Кларк, %		Еле- мент	Кларк, %	
	Літосфера	Ґрунт		Літосфера	Ґрунт		Літосфера	Ґрунт
Ag	$7 \cdot 10^{-6}$	$10^{-6}$	Ce	$7 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$	Hf	$10^{-4}$	$6 \cdot 10^{-4}$
Al	8,05	7,13	Cl	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$10^{-2}$	Hg	$8,3 \cdot 10^{-6}$	$10^{-6}$
As	$1,7 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$	Co	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$8 \cdot 10^{-4}$	In	$2,5 \cdot 10^{-5}$	$10^{-6}$
B	$1,2 \cdot 10^{-3}$	$10^{-3}$	Cr	$8,3 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-2}$	I	$4 \cdot 10^{-5}$	$5 \cdot 10^{-4}$
Ba	$6,5 \cdot 10^{-2}$	$5 \cdot 10^{-2}$	Cs	$3,7 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$	K	2,5	1,36
Be	$3,8 \cdot 10^{-4}$	$6 \cdot 10^{-4}$	Cu	$4,7 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	Mg	1,87	$6 \cdot 10^{-1}$
Bi	$9 \cdot 10^{-7}$	$10^{-6}$	F	$6,6 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-2}$	Mn	$10^{-1}$	$9 \cdot 10^{-2}$
Br	$2,1 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-6}$	Fe	4,65	3,8	Mo	$1,1 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-4}$
Ca	3,96	1,37	Ga	$1,9 \cdot 10^{-4}$	$3 \cdot 10^{-3}$	N	$1,9 \cdot 10^{-3}$	$10^{-1}$
Cd	$1,3 \cdot 10^{-6}$	$5 \cdot 10^{-5}$	Ge	$1,4 \cdot 10^{-4}$	$10^{-4}$	Na	2,5	$6 \cdot 10^{-1}$
Ni	$5,8 \cdot 10^{-3}$	$4 \cdot 10^{-3}$	Se	$5 \cdot 10^{-6}$	$10^{-6}$	Tl	$10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-6}$
P	$9,3 \cdot 10^{-2}$	$8 \cdot 10^{-2}$	Si	29	33	U	$2,5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$
Pb	$1,6 \cdot 10^{-3}$	$10^{-3}$	Sn	$2,5 \cdot 10^{-4}$	$10^{-3}$	V	$9 \cdot 10^{-3}$	$10^{-2}$
S	$4,7 \cdot 10^{-2}$	$9 \cdot 10^{-2}$	Sr	$3,4 \cdot 10^{-2}$	$3 \cdot 10^{-2}$	Y	$2 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$
Sb	$5 \cdot 10^{-5}$	$2 \cdot 10^{-2}$	Th	$1,3 \cdot 10^{-3}$	$6 \cdot 10^{-4}$	Zn	$8,3 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$
Sc	$10^{-3}$	$7 \cdot 10^{-4}$	Ti	0,45	0,46	Zr	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$3 \cdot 10^{-2}$

*Коефіцієнт біологічного поглинання* (КБП) – показник, прямопропорційний ступеню інтенсивності поглинання хімічного елемента конкретною живою системою, що виражається співвідношенням

$$\text{КБП} = \frac{C_e}{C_n}, \quad (2.2)$$

де: КБП – коефіцієнт біологічного поглинання;

$C_e$  – концентрація хімічного елемента в золі, тобто мінеральній частині живого організму (наприклад, рослині);

$C_n$  – концентрація елемента у породі, ґрунті або щодо фонового біооб'єкту, який росте у місцевості, відокремлений від джерел забруднення й автотранспорту.

Від величини КБП залежить інтенсивність використання їх живими організмами. Показник уперше був запропонований і розрахований Б. Б. Полиновим. О. І. Перельман у залежності від величини КБП запропонував хімічні елементи розподілити на чотири групи

1. КБП > 10 (може дорівнювати 100 и більше) – група елементів енергійного накопичення (P, S, Cl, Br, I);

2. КБП = 1 ÷ 10 – група елементів сильного накопичення (Ca, Na, Sr, Zn, K, Mg, B, Se);

3. КБП < 1 – група елементів слабого накопичення и середнього захвату (Mn, F, Ba, Ni, Cu, Ga, Co, Pb, Sn, As, Mo, Hg, Ag, Ra);

4. КБП < 0,01 – група елементів слабого захвату (Si, W, Sb, Cd Al, Fe, Ti, Zr, U, Rb, V, Cr, Li, Nb, Be, Cs, Ta).

Також важливими є характеристики, що відбивають вміст елементів в біооб'єктах і пов'язані із забрудненням навколишнього середовища

$Z_c$  – сумарний показник накопичення забруднених ґрунтів і природних об'єктів, визначають за формулою

$$Z_c = K_k(1) + K_k(2) + \dots + K_k(n) - (n - 1), \quad (2.3)$$

де:  $n$  – кількість показників.

Розрізняють величини сумарного накопичення  $Z_c^+$  і сумарного розсіювання  $Z_c^-$  (у цьому випадку значення  $K_k$  будуть зі зворотним знаком) елементів або забруднень. З огляду на них, установлюють баланс вмісту елементів у системі, у значній мірі обумовлений їх міграційними перерозподілами в породі або ґрунті.

Градiєнт зміни сумарного вмісту елементів  $G_c$  – величина, що вказує на основну спрямованість біогеохімічного кругообігу хімічних елементів, в залежності від ландшафтно-геохімічного оточення, чисельно дорівнює алгебраїчній сумі

$$G_c = Z_c^+ + Z_c^-. \quad (2.4)$$

де:  $Z_c^+$  – сумарне накопичення елементів;  
 $Z_c^-$  – сумарне розсіювання елементів.

Позитивний градієнт  $G_c$  свідчить про перевагу поглинання, негативний – про перевагу розсіювання, результат близький до нуля – гарант стабільності рівня біологічного накопичення.

Для порівняльної оцінки вмісту хімічних елементів у живих організмах застосовується розрахунок вмісту на абсолютно суху органічну речовину, висушену до постійної маси при температурі, 102–105 °С. У такому стані Карбон за масою складає декілька менше половини. Якщо спалити суху речовину, то будуть видалені 4 головних елементи – С, N, H, O, а хімічні елементи, які залишилися, називають мінеральною речовиною або золою. Саме у золі з'ясовують співвідношення решти всіх хімічних елементів.

Кларк концентрацій у живих організмах називається біофільністю. *Біофільність хімічного елемента* – це відношення концентрації елемента в живій речовині до його вмісту в земній корі. Біофільність визначають за формулою

$$B = \frac{C_e}{K_e}, \quad (2.5)$$

де:  $C_e$  – концентрація елемента в живій речовині;  
 $K_e$  – вмісту цього елемента в земній корі.

Хімічні елементи, які обов'язково повинні входити до складу живої речовини і без яких існування організму неможливо, називають *біофільними*. Значення біофільності деяких хімічних елементів наведено у таблиці 2.4.

Частково біофільність бере до уваги здатність живих організмів переважно захоплювати й акумулювати легкі поживні й енергетично важливі для їх життєдіяльності елементи.

Найнижчу біофільність має Ферум. При великому вмісті Оксигену в живій речовині біофільність його низька і складає 1,5. Це пояснюється тим, що основна маса Оксигену входить до складу води. До складу білків, жирів, вуглеводи і органічних кислот Оксиген входить значно менше. Висока біофільність Карбону і Азоту пояснюється тим, що вони визначають по масі склад білків, нуклеїнових кислот, жирів і вуглеводів.

## Біофільність деяких хімічних елементів

Хімічний елемент	Вміст хімічного елементу, %		Біофільність
	земна кора	жива речовина	
C	$23 \cdot 10^{-23}$	18	780
N	$1,9 \cdot 10^{-23}$	0,03	158
H	0,14	10,5	7,5
O	47	70	1,5
Cl	$1,7 \cdot 10^{-2}$	0,02	1,18
S	$4,7 \cdot 10^{-2}$	0,05	1,06
P	0,09	0,07	0,78
K	2,5	0,3	0,12
Ca	2,96	0,5	0,17
Mg	1,87	0,04	0,02
Cu	$41,7 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-4}$	0,04
Mn	0,01	$1 \cdot 10^{-3}$	0,01
Co	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-5}$	0,01
Na	2,5	0,02	0,008
Fe	4,65	0,01	0,002

Між живими та неживими тілами існує тісний зв'язок. Речовини неживого і живого походження складаються з тих самих хімічних елементів (табл. 2.5) і між ними діють однакові сили хімічної взаємодії: ковалентні, іонні, водневі, міжмолекулярні та ін.

Вже наприкінці XVIII століття стало ясно, що у складі живих організмів переважають хімічні елементи, які утворюють на поверхні Землі пари і гази: кисень, вуглець, водень, азот. Дійсно, всі організми в основному складаються з води і органічної речовини. В той же час в будь-якому організмі обов'язково присутня деяка кількість хімічних елементів, які при повному руйнуванні організму (випаровуванні води і згорянні органічної речовини до вуглекислого газу) утворюють мінеральний залишок (золу). Початковим джерелом мінеральних речовин є земна кора. Необхідно враховувати, що кларки елементів для живої речовини різко відрізняються від величин, встановлених для земної кори. Існують певні закономірності в розподілі хімічних елементів у земній корі. Елементи з парними порядковими номерами і чіткою атомною масою переважають у земній корі. Ця залежність

визначається правилом Оддо-Гаркінса: з двох сусідніх елементів періодичної системи вміст в земній корі парного завжди більший.

Таблиця 2.5

**Середній вміст хімічних елементів у земній корі, ґрунтах, морській воді, рослинах, тваринах, % (за О.П. Виноградовим)**

Ел-т	Земна кора	Ґрунт	Морська вода	Рослини	Тварини
O	49,4	49,0	85,82	70	62,4
Fe	5,0	3,8	$5 \cdot 10^{-6}$	0,02	0,01
C	0,01	2,0	0,02	18	21
Ca	3,5	1,37	0,04	0,3	1,9
K	2,5	1,36	0,038	0,3	0,27
Na	2,6	0,63	1,06	0,02	0,1
Mg	2,0	0,60	0,14	0,07	0,03
N	0,02	0,1	$1 \cdot 10^{-5}$	0,3	3,1
Y	0,15	–	10,72	10	9,7
P	0,08	0,08	$5 \cdot 10^{-6}$	0,07	0,95
S	0,05	0,05	0,09	0,05	0,16
Mn	0,09	0,085	$4 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-5}$
Cl	0,048	0,01	1,89	$10^{-2}$	0,08
Zn	$5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-6}$	$3 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-3}$
Cu	0,01	$2 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-6}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$
Co	$4 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$2 \cdot 10^{-5}$	$10^{-6} - 10^{-5}$
I	$3 \cdot 10^{-5}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-5}$	$10^{-5} - 10^{-4}$
Mo	$1,5 \cdot 10^{-2}$	$3 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$2 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-5}$

Правилом Ферсмана встановлена закономірність поширення хімічних елементів: «За мірою зростання атомної маси і порядкового номера, і ускладнення будови атомного ядра кларки хімічних елементів знижуються».

У природі відбувається постійний рух і пересування хімічних елементів. Переміщення хімічних елементів в навколишньому середовищі називають *міграцією*. Міграція хімічних елементів є безперервною й охоплює всю біосферу. Закон міграції, сформульований В. І. Вернадським стверджує: «Міграція хімічних елементів у біосфері відбувається при особистій участі живої речовини (біогенна міграція) або ж відбувається в обстановці, геохімічні особливості якої (наявність O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>) обумовлені

живою речовиною – як тією, що тепер існує на Землі, так і тією, що виникла протягом минулих геологічних епох».

Виділяють типи міграції хімічних елементів: механічну, фізико-хімічну, біогенну і техногенну.

*Механічна міграція* полягає в перенесенні хімічних елементів у складі мінералів гірських порід, органічних залишків без їх хімічної зміни. Це знос мінералів по схилах гір, перенесення їх текучими водами у вигляді суспензій, сольових потоків і т. д. Показником механічної міграції ( $P_m$ ) є річна витрата зважених частинок в розчині річки (т/км<sup>2</sup>) площі басейну.  $P_m$  залежить від клімату, геологічної будови місцевості і рельєфу. Показник механічної міграції великий для Si, Ni, Zr, Hf і малий для Co, Mg, Cl, Na.

*Фізико-хімічна міграція* полягає в переміщенні, перерозподілі хімічних елементів у земній корі і на її поверхні. Фізико-хімічна міграція складається з водної і повітряної міграції. Водна міграція хімічних елементів відбувається в розчиненому вигляді, але в різних станах – у вигляді дійсних розчинів, колоїдів, іонних розчинів. Води річок, озер, морів, океанів, а також ґрунтові і атмосферні води завжди містять хімічні елементи в розчиненому стані, і ці розчини знаходяться в постійному русі. У природних водах зустрічаються практично всі хімічні елементи, але переважають три аніони  $Cl^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $HCO_3^-$ ,  $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $K^+$ . Повітряна міграція – це перенесення газів, вулканічних попелів, пилу, аерозолів повітряними потоками хімічних елементів з вологою солей вітром з поверхні водойм на сушу.

*Біогенна міграція* полягає в участі хімічних елементів у малому біологічному кругообігу.

*Техногенна міграція* – це переміщення хімічних елементів у будь-якому вигляді за результатом діяльності людини (перекачування води, нафти, газів, транспортування вугілля, нафти, руди, деревини та ін.).

Інтенсивність і напрям міграції хімічних елементів залежать від внутрішніх і зовнішніх чинників.

До внутрішніх чинників відносяться – форма перебування елемента і його хімічні властивості. Існує така закономірність: кисневі сполуки металів на земній поверхні стійкіші, ніж наприклад, сульфіди;

– роботами О. Є. Ферсмана встановлено, що дальність міграції зростає зі збільшенням радіуса іона хімічного елемента. Дальність міграції іона визначається фактором його електростатичних властивостей і називається *іонний потенціал Картледжа*

$$ПК_i = \frac{W}{R_i}, \quad (2.6)$$

де:  $ПК_i$  – іонний потенціал Картледжа;

$W_i$  – валентність іона;

$R_i$  – радіус іона, Å.

Величини іонних показників, або картлей поділяють усі хімічні елементи на 3 групи.

I група:  $ПК_i \leq 3$ : катіони легко переходять до природних вод, комплексні іони не утворюються;

II група:  $ПК_i = 3-12$ : утворюють комплексні іони і погано розчинні гідролізовані сполуки;

III група:  $ПК_i > 12$ : творять добре розчинні аніони, наприклад,  $CO_3^{2-}$  і комплексні оксигеновмісні іони.

– *енергетичні коефіцієнти* для катіонної ( $EK_{\text{катіона}}$ ) й аніонної ( $EK_{\text{аніона}}$ ) форм міграції

$$EK_{\text{катіону}} = \frac{W_i^2}{2R_i} [0,75 \cdot (R_i + 0,2)], \quad (2.7)$$

$$EK_{\text{аніону}} = \frac{W_i^2}{2R_i}, \quad (2.8)$$

*Енергетичні коефіцієнти* ( $EK_i$ ) встановлюють послідовність кристалізації мінералів з розчинів і розплавів і обумовлені енергією їх кристалічних решіток. Іони з великим значенням  $EK_i$  випадають з розчинів раніше, тому вони менш рухомі і мають слабку міграцію. Іони ж з малим  $EK_i$  (Na, K, Rb, Cs, Li) володіють легкою розчинністю і високою міграційною здатністю.

До зовнішніх чинників міграції відносяться

– *температурний режим*. Відмічено, що з підвищенням температури збільшується міграційна здатність елементів, які знаходяться у розчинах і розплавах;

– *тиск*. В межах біосфери і ґрунтів тиск великого впливу не надає, оскільки значної зміни його не спостерігається;

– *кислотно-основні умови середовища*. Концентрація іонів  $H^+$  становить значний вплив на водну міграцію елементів (табл. 2.6). Наприклад, для іона  $Fe^{2+}$  міграція починається при  $pH = 5,5$ , а для іона  $Zn^{2+}$  міграція починається при  $pH = 7,0$ .

Таблиця 2.6

**Значення pH початку осадження гідроксидів деяких елементів з розбавлених розчинів**

Елемент	pH	Елемент	pH	Елемент	pH
Zr <sup>4+</sup>	2,0	Cr <sup>3+</sup>	5,3	Sm <sup>3+</sup>	6,8
Sn <sup>2+</sup>	3,0	Cu <sup>2+</sup>	5,3	Zn <sup>2+</sup>	7,0
Ce <sup>4+</sup>	2,7	Fe <sup>2+</sup>	5,5	Nd <sup>3+</sup>	7,0
Fe <sup>3+</sup>	2,48	Be <sup>2+</sup>	5,7	Hg <sup>2+</sup>	7,3
Hg <sup>+</sup>	3,0	Pb <sup>3+</sup>	6,0	Ce <sup>3+</sup>	7,4
In <sup>3+</sup>	3,4	Cd <sup>2+</sup>	6,7	La <sup>3+</sup>	8,4
Th <sup>4+</sup>	3,5	Ni <sup>2+</sup>	6,7	Ag <sup>+</sup>	9,0
Al <sup>3+</sup>	4,1	Co <sup>2+</sup>	6,8	Mn <sup>2+</sup>	9,0
U <sup>6+</sup>	4,2	Y <sup>3+</sup>	6,8	Mg <sup>2+</sup>	10,5

– *окисно-відновні умови*. До найважливіших окисників у природі належать  $O_2$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Mn^{4+}$ , а до відновників –  $S^{2-}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $H_2$ . Наприклад, відновна обстановка (присутність сірководню  $H_2S$ ) супроводжується інтенсивною міграцією сполук Fe, Mn, Co, Ni, Cu.

Інтенсивність міграції обумовлена швидкістю переходу рухомий стан одного грама речовини певного елемента

$$P_x = \frac{1}{B_x} dB / dt, \quad (2.9)$$

де:  $P_x$  – інтенсивність міграції елемента;

$B_x$  – число атомів елемента, які перейшли у рухомий стан. Чим більша величина  $B_x$ , тим менша інтенсивність міграції;

$dB/dt$  – число атомів елемента, які перейшли у рухомий стан за годину.

Міграційна здібність хімічних елементів розрізняється дуже значно. Класифікація хімічних елементів за їх міграцією розглянуто у таблиці 2.7.

Таблиця 2.7

**Класифікація хімічних елементів за їх міграцією**

ПОВІТРЯНІ МІГРАНТИ	
Активні (утворюють хімічні сполуки)	Пасивні (не утворюють хімічні сполуки)
O, H, C, N, I	Ar, He, Ne, Kr, Xe, Rn
ВОДНІ МІГРАНТИ	
Катіогенні	Аніогенні
Дуже рухомі	
Ca, Na, Mg, Sr, Ra	Cl, Br, S, F, B
Слабо рухомі	
K, Ba, Rb, Li, Be, Cs, T	Si, P, Ge, Sn, Sb, As
Рухомі і слаборухомі в окисній обстановці та інертні в сірчановодневому середовищі, осідають на лужних бар'єрах, мігрують в окисній обстановці	
Zn, Cu, Ni, Pb, Cd	Hg, Ag, Bi
Рухомі і слаборухомі в окисній обстановці, інертні у відновному середовищі, осідають на сірчановодневих і гелевих бар'єрах	
V, Mo, Se, U, Re	
Рухомі і слаборухомі у відновному гелевому середовищі, інертні в окисному і відновному сірчановодневому середовищі	
Fe, Mn, Co	
Малорухливі в більшості обставин	
Слабка міграція з органічними комплексами. Частково мігрують в сильно кислому середовищі. Частково мігрують у лужному середовищі	Частково мігрують у лужному середовищі
Ti, Cr, Ce, Nb, Y, La, Ga, Th, Sc, Sm, Gd	Zr, Nb, Ta, W, Hf, Ter, Tb, Ho, Eu, Yb, In, Lu
Не утворюють хімічних сполук (самородковий стан)	
Os, Pd, Ru, Pt, Au, Rh, Zr	

Одна з найбільш складних форм міграції, яка обумовлена життєдіяльністю живих організмів – біогенна міграція. Рослинні та тваринні організми утримують у своїх тканинах мільярди тон

мінеральних речовин. Чим більше біогенне значення хімічних елементів, тим менша їх міграція. Тому елементи з високою мірою біогенності (P, Ca, K, S, C, N) володіють меншою міграційною здатністю. Ці елементи легко відокремлюються живими організмами, тому вони і виносяться далеко за межі ареалу утворення, беруть участь в процесах соленакопичення.

Хімічні елементи, які не створюють у біосфері розчинних і легкорухомих сполук (наприклад, Ti, Zr, Th), не зважаючи на їх помітну кількість в породах земної кори, в організмах утримуються лише в дуже малих кількостях. Організми не повторюють цілком хімічний склад середовища, а активно вибирають ті або інші сполуки. Частіше той або інший вид організмів накопичує певний хімічний елемент, тобто хімічний склад організмів є характерною ознакою для певного вигляду. Таким чином організми виконують геохімічну функцію, беруть участь в біогенній міграції того або іншого хімічного елементу. Наприклад, кальцій здавна використовувався організмами для утворення скелета у вигляді  $\text{CaCO}_3$ . Ця дуже стародавня геохімічна функція була характерна для багатьох нижчих організмів. Пізніше, поряд з скелетом з  $\text{CaCO}_3$ , з'явилися організми із скелетом з кальцій фосфату, який було стверджено і всіма вищими організмами. У багатьох древніх нижчих організмів (включно до морських губок) зустрічається також скелет із солей кремнієвої кислоти. Це вказує на напрям еволюції організмів. Б. Б. Полинов (1933 р.) обчислив умовні одиниці міграції елементів шляхом ділення вмісту компонентів у гірській породі на його кількість у водах, що омивають породи (табл. 2.8).

Для характеристики інтенсивності міграції введено поняття геохімічні бар'єри. Геохімічні бар'єри – це ті ділянки земної кори, у яких на коротких відстанях відбувається різке зменшення інтенсивності міграції хімічних елементів, і як результат, їх накопичення.

Серед геохімічних бар'єрів виділяють

- макробар'єри – це зони змішування прісних річкових і солоних морських річок;
- мезобар'єри – це зони боліт, артезіанські басейни;
- мікробар'єри – белоглазка, ортштейніта ін.

## Міграційна здатність елементів

Компоненти	Середній хім. склад кристалічних гірських порід, %	Середній хімічний склад розчинних речовин у водах, які омивають гірські породи, %	Міграційна здатність (умовні одиниці)
SiO <sub>2</sub>	59,09	12,8	0,2
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	15,35	0,9	0,02
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	7,29	0,4	0,04
Ca <sup>2+</sup>	3,60	14,7	3,0
Mg <sup>2+</sup>	2,11	4,9	1,3
Na <sup>+</sup>	2,97	9,5	2,4
K <sup>+</sup>	2,57	4,4	1,25
Cl <sup>-</sup>	0,05	6,75	100
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	0,15	11,6	57
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	–	36,5	∞

За типом бар'єри розподіляють на природні і техногенні, а по вигляду розподіляють на 3 групи

- *механічні бар'єри* – ділянки різкого зменшення механічної міграції;
- *фізико-хімічні бар'єри* – ділянки, де різко змінюються температура, тиск, окисно-відновні, лужно-кислотні та інші умови;
- *біогеохімічні бар'єри*. Цю групу бар'єрів класифікують по накопиченню хімічних елементів на підвиди: киснево-окисні, сірчановоднево-відновні, гелево-відновні, лужні, кислі, випарні, сорбційні.

Для кількісної характеристики геохімічних бар'єрів застосовують наступні показники

• *градієнт бар'єру інтенсивності міграції хімічного елементу* ( $G$ ) характеризує зміну геохімічних показників у напрямі міграції хімічних елементів

$$G = \frac{dm}{dl} = \frac{m_1 - m_2}{l}, \quad (2.10)$$

де:  $m_1$  – значення геохімічного показника до бар'єру;

$m_2$  – значення геохімічного показника після бар'єру;

$l$  – ширина бар'єру.

• *контрастність бар'єру* ( $S$ ) характеризується відношенням величини геохімічних показників у напрямі міграції до і після бар'єру

$$S = m_1 - m_2, \quad (2.11)$$

*Біогеохімічні процеси* – це геохімічні процеси, які здійснюються не під дією геологічних чинників, а в результаті життєдіяльності організмів. Основною властивістю біогеохімічних процесів є циклічність, тобто повторюваність і замкнутість біогеохімічних процесів. Біогеохімічний кругообіг речовин ділиться на два види: великий геологічний кругообіг малий біологічний кругообіг. *Великий геологічний кругообіг* (ВГК) – це процеси руйнування кристалічних решіток мінералів, міграція різних водних розчинів і синтез нових мінеральних сполук. Він зв'язує в єдину систему земну кору, поверхню суші, гідросферу і атмосферу. Вік ВГК 3,5–4 млрд років. *Малий біологічний кругообіг* (МБК) – це сукупність процесів утворення, відмирання і розкладання живої речовини, які забезпечують міграцію хімічного елементу в системі середо-жива речовина-середовище. Тривалість МБК – від годин до сотень років. Головним чинником МБК є живі організми. В результаті МБК відбувся перерозподіл вмісту хімічних елементів в ґрунті, гірських породах та ін.

У біогеохімічному кругообігу беруть участь три компоненти

- жива речовина (рослини, тварини, мікроорганізми);
- біогенна речовина, що утворилася при відмиранні живих організмів у вигляді складних органо-мінеральних сполук, типу ґрунтового гумусу;
- біокісткова речовина – мінеральні сполуки, створені живою речовиною.

Обов'язковими параметрами для вивчення біогеохімічних кругообігів у природі є

- біомаса і її фактичний приріст (фіто-, зоо-, мікробна маса);
- органічна речовина ґрунту (гумус, органічні залишки, що не розклалися);
- елементарний речовий склад ґрунтів, вод, повітря, опадів, фракцій біомаси;

- наземні і підземні запаси біогенної енергії;
- прижиттєві метаболіти;
- число видів, чисельність, склад;
- тривалість життя видів, динаміка і ритміка життя популяцій і ґрунтів;
- еколого-метеорологічна обстановка середовища: фон і оцінка втручання людини;
- охоплення точками спостережень вододілу, схилів, терас, долин річок, озер;
- кількість забруднювачів, їх хімічні, фізичні, біологічні властивості, особливо С, CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, Р, NO<sub>3</sub>, NH<sub>3</sub>, Hg, Pb, Cd, H<sub>2</sub>S, вуглеводні.

Для оцінки характеру біогеохімічного кругообігу використовують наступні показники: зольність, біомаса та її структура, інтенсивність, ємність, швидкість та контрастність біогеохімічного кругообігу, баланс хімічних елементів. *Зольність* (зольний склад) – це вміст хімічних елементів, окрім Нітрогену і Карбону, у золі біомаси. До зольних елементів відносяться всі нелеткі елементи: макроелементи – Si, Ca, Mg, Na, S, P, Fe, Al і деякі мікроелементи. Сума всіх зольних елементів називається зольністю всієї біомаси. Зольність виражається у відсотках на суху речовину або г/м<sup>2</sup>, т/га поверхні.

*Біомаса (фітомаса)* – це кількість живої речовини, накопиченої до даного моменту часу біогеоценозом, на одиниці площі (у кг/га, т/га). Цей критерій враховує тільки живу речовину (рослини, ґрунтова фауна, мікроорганізми).

*Структура біомаси* – це склад і кількісні співвідношення всіх компонентів біомаси. Для загальної оцінки біогеохімічного значення мінеральних компонентів живої речовини біосфери порівнюють запас мінеральних речовин біомаси, кількість мінеральних речовин, що щорічно залучаються до обігу з приростом і опадом, з річним хімічним стоком річок. Ці величини близькі: 10<sup>8</sup> зольних речовин залучається до приросту і опадів і 10<sup>9</sup> – в річний хімічний стік річок. Прирост – це маса організмів, які накопичені на одиниці площі за одиницю часу. Опід – це кількість органічної речовини рослин, відмерлих в надземних і підземних частинах на одиниці площі за одиницю часу. Для визначення

структури біомаси використовують коефіцієнт мінералізації біомаси в даній місцевості (КМБ), який дорівнює відношенню біомаси до річного приросту цієї біомаси.

*Інтенсивність біогеохімічного кругообігу* – це швидкість накопичення хімічних елементів. Показниками характеристики інтенсивності біогеохімічного кругообігу є

– *індекс біогеохімічного кругообігу (ІБГК)*

$$\text{ІБГК} = \frac{S_b}{S_x}, \quad (2.12)$$

де:  $S_b$  – сума елементів (або кількість одного елементу) у річному прирості біомаси;

$S_x$  – сума цих же елементів (або одного елементу), які виносяться водами річок даного басейну (або частиною басейну);

– *коефіцієнт інтенсивності розкладання опаду і тривалість збереження підстилки (ІРТ)*. Підстилка – це маса многолітніх відкладень рослинних залишків різного ступеню мінералізації.

$$\text{ІРТ} = \frac{\text{маса підстилки}}{\text{маса річного опаду}}. \quad (2.13)$$

– *індекс водної міграції (ІВМ)*

$$\text{ІВМ} = \frac{X_{\text{H}_2\text{O}}}{X_{\text{зк}}}, \quad (2.14)$$

де:  $X_{\text{H}_2\text{O}}$  – кількість елементу в мінеральному залишку випаруваної річкової або ґрунтової води;

$X_{\text{зк}}$  – вміст цього ж елементу в земній корі або породі.

Розрахунок коефіцієнта ІВМ показав, що найбільш рухомі мігранти у біосфері – Cl, S, B, Br, I, Ca, Na, Mg, F, Sr, Zn, U, Mo. Найбільш пасивні в цьому відношенні – Si, K, P, Ba, Mn, Rb, Cu, Ni, Co, As, Li, Al, Fe.

*Ємність біогеохімічного кругообігу (ЄБГК, кг/га)* – це кількість хімічних елементів, що перебувають у складі біомаси (фітомаси). Виражається в одиницях маси на одиницю площі

$$\text{ЄБК} = \frac{1}{n} \sum_{i=1}^n m_i, \quad (2.15)$$

де:  $m_i$  – маса хімічного елемента у складі біомаси на одиниці площі, кг/га;

$n$  – кількість хімічних елементів у складі біомаси.

*Баланс хімічних елементів* (або елемента) у біогеохімічному кругообігу (БХЄ, кг/га/рік) – це різниця між кількістю хімічних елементів (елементу), які поступають до природної зони, і кількістю елементів, які виводяться з природної зони різними шляхами, на одиниці площі за рік

$$\text{БХЄ} = M_{\text{п}} - M_{\text{в}}, \quad (2.16)$$

де:  $M_{\text{п}}$  – кількість хімічних елементів (елементу), які поступають до природної зони на одиниці площі за певний час, кг/га/рік;

$M_{\text{в}}$  – кількість елементів (елементу), які виводяться з природної зони різними шляхами, на одиниці площі за певний час, кг/га/рік.

БХЄ характеризує біогеохімічний кругообіг хімічних елементів у відповідній природній зоні.

*Швидкість біогеохімічного кругообігу* – проміжок часу, протягом якого елемент проходить шлях від поглинання його живою речовиною до виходу зі складу живої речовини. Визначають за допомогою мічених атомів.

*Контрастність біогеохімічного кругообігу* – це оцінка ємності біологічного кругообігу в різних ландшафтах.

## **Запитання для самоконтролю**

1. Як класифікують методи, виходячи з принципу дослідження? Назвіть їх суть.

2. Для яких цілей використовують хімічні методи аналізу? Як вони різняться?

3. Що спільного і чим відрізняється якісний і кількісний аналізи?

4. Як розподіляють аніони та катіони при якісному аналізі? Назвіть груповий реагент на кожен аналітичну групу.

5. Назвіть специфічні аналітичні реакції для виявлення певних аніонів та катіонів? Напишіть рівняння реакцій.

6. Чому третя аналітична група аніонів не має групового реагенту?

7. Назвіть закономірності вмісту хімічних елементів у живих організмах.

8. Назвіть основні показники кількісної характеристики вмісту хімічних елементів в об'єктах природного середовища? Дайте їм визначення.

9. Назвіть основні типи міграції хімічних елементів. Дайте їм кратку характеристику.

10. Назвіть класифікацію хімічних елементів за типом.

11. Якими чинниками визначається інтенсивність і напрям міграції хімічних елементів? Назвіть їх і дайте кратку характеристику.

12. Чим обумовлена біогенна міграція хімічних елементів? Дайте їй кратку характеристику.

13. Назвіть види і типи геохімічних бар'єрів. Які кількісні показники застосовують для їх характеристики?

14. Дайте визначення поняття «Біогеохімічний кругообіг», назвіть його види.

15. Охарактеризуйте основні показники для оцінки характеру біогеохімічного кругообігу речовин.

## **3 МЕТОДИКИ АНАЛІЗУ ОБ'ЄКТІВ ПРИРОДНОГО СЕРЕДОВИЩА**

### **3.1 Екологічні проблеми природних вод та їх основні геохімічні показники**

Одним із показників, що визначають особливості геохімічного функціонування екосистем є хімічний склад поверхневих вод та його динаміка у часі. Значення води для живих організмів не можна переоцінити, так як 80 % їх маси складає вода, а її якість прямо впливає на їх стан. В усьому світі з кожним роком зростає дефіцит прісної води, особливо чистої, у зв'язку з її забрудненням промисловими, сільськогосподарськими та побутовими відходами. Їх поділяють на декілька груп. За фізичним станом вони бувають нерозчинні, колоїдні та розчинні. За своєю природою – мінеральні, органічні, бактеріологічні та біологічні.

Найважливішим наслідком забруднення води є зниження її якості. Це виявляється у зміні її фізичних властивостей (прозорості, запаху, присмаку) та хімічного складу (реакції, кількості органічних та мінеральних домішок, вмісту отруйних речовин тощо), у зменшенні вмісту у воді кисню, зміні кількості і видового складу мікроорганізмів, появі хвороботворних бактерій.

Вода без кольору, запаху і смаку. Без неї жодна жива істота на Землі не здатна проіснувати. Але і у воді є колір, запах і смак – всі ці показники, а так само каламутність і кислотність, в сукупності характеризують органолептичні властивості води. *Органолептика* – це наука, що вивчає за допомогою сенсорних аналізаторів людини споживчі властивості продукції, а так само харчових інгредієнтів і проміжних форм продуктів.

Органолептичні якості води нормуються за інтенсивністю їх сприйняття людиною. До них передусім належать: запах, присмак, температура, прозорість, каламутність, колір, домішки. Каламутна, пофарбована в який-небудь колір або яка має неприємний запах і смак вода неповноцінна в санітарно-гігієнічному відношенні навіть в тому випадку, якщо вона нешкідлива для організму людини. Це обумовлено тим, що до каламутної, пофарбованої і неприємно пахучої води людина переживає неприємне почуття, що досягає

іноді відрази. Погіршення властивостей води негативно позначається на водно-питному режимі, рефлекторно впливає на багато фізіологічних функцій, зокрема на секреторну діяльність шлунка.

*Прозорість* – це важливий показник чистоти води. Під прозорістю води розуміється її здатність пропускати світло і робити видимими речі, що знаходяться на певній глибині. Прозорість води визначається кількістю механічних і хімічних домішок, що містяться в ній. Каламутна вода завжди підозріла в епідеміологічному відношенні, так як в ній створюється живильне середовище для різних мікроорганізмів, а значна каламутність перешкоджає вільному проникненню в глиб водойми сонячних ультрафіолетових променів і їх бактерицидної дії на мікроорганізми. Прозорість питної води повинна бути не менше 30 см, а води плавальних басейнів – 20 см.

*Колір.* Питна вода повинна бути безбарвною. Забарвлення води, як і її каламутність, робить воду неприємною для пиття. Абсолютно безбарвна вода зустрічається рідко, наприклад в підземних водоносних шарах. У відкритих водоймах вода зазвичай має той чи інший відтінок. Жовтуватий відтінок найчастіше свідчить про наявність у воді солей заліза або гумінових речовин, що утворюються в процесі гниття або розкладання рослинних залишків. Він характерний для води болот. Зелений колір води надають мікроводорості.

*Запах.* Чиста питна вода не повинна мати ніякого запаху. Будь який запах вказує на присутність у воді або продуктів біологічного розпаду рослинних або тваринних організмів, або будь-яких хімічних сполук, сторонніх для питної води. Наприклад, запах сірководню вказує на можливу наявність у воді патогенних мікроорганізмів. Хоча іноді це лише наслідок надмірної кількості у воді солей сульфатної кислоти, наприклад сірчистого заліза. Це найчастіше характерно для певних мінеральних вод. Фенольний, смоляний і інші запахи свідчать про можливе забруднення води промисловими стічними водами, запах хлору – про надлишкові концентрації залишкового хлору, використовуваного для знезараження питної води і води в плавальних басейнах (вище 0,5–0,6 мг в 1 л води).

*Смак.* Питна вода не повинна мати сторонніх присмаків. Смак води залежить від її мінерального складу, температури, концентрації розчинених в ній газів (кисню і вуглекислого газу). Кип'ячена вода менш смачна внаслідок втрати газів і двовуглекислого солей кальцію і магнію. Зміни смаку води або поява неприємного смаку свідчать про можливу наявність в ній органічних речовин, продуктів розпаду різних органічних речовин тваринного або рослинного походження.

*Температура.* Найбільш сприятливою для питної води вважається температура  $+7...+12$  °С. Така вода ефективніше втамовує спрагу, сприяє охолодженню слизової оболонки порожнини рота і стравоходу і викликає посилення діяльності слинних залоз. Прийом води, що має температуру  $5$  °С і нижче, призводить до пригнічення шлункової секреції, порушення травлення. Дуже холодна вода може привести до місцевого переохолодження носоглотки і простудних захворювань, особливо якщо вживати таку воду в гарячому стані, наприклад відразу ж після тренувальних занять. Температура води має велике гігієнічне значення при купанні і плаванні. Відповідно до гігієнічних нормативів вода в закритих плавальних басейнах (для дорослих) повинна мати температуру  $+25...+26$  °С, а для дітей – не менше  $+26$  °С. Температура води в природних водоймах не нормується. Температура води є одним з гігієнічних показників її якості. Чим глибше від поверхні ґрунту залягає водоносний шар, тим менше ймовірність проникнення в неї різних забруднювачів. Це пояснюється як фільтрацією можливих забруднювачів при їхньому проходженні з поверхневими водами через товсті шари ґрунту, так і за рахунок наявності в ґрунті водонепроникних шарів. Одночасно це супроводжується і зниженням температури води в міру віддалення водоносного пласта від поверхні ґрунту. Вода з глибоких підземних водоносних шарів завжди має нижчу та постійну температуру, вона чистіша, ніж вода з водоносних шарів високого залягання (розташованих близько до поверхні ґрунту).

*Хімічний склад.* Хімічний склад природних вод формується під впливом фізикохімічних, біологічних та антропогенних факторів і характеризується сукупністю багатьох органічних та неорганічних речовин.

Забруднення природних вод біогенними елементами є однією з головних причин незадовільної якості води водних об'єктів, це, у свою чергу, є причиною цілої низки таких проблем, як зміна біологічної різноманітності і продуктивності водойм внаслідок евтрофікації прісноводних та морських екосистем, поширення захворювань пов'язаних з незадовільною якістю питної води, особливо у сільських населених пунктах.

Наявність підвищеної кількості поживних елементів є рушійною силою *евтрофікації вод*, яка проявляється у неконтрольованому підвищенні біомаси фіто- і зоопланктону, вищих водних рослин та порушенні природної рівноваги біологічної продуктивності. Наступне за цим розкладання відмерлих решток значної маси гідробіонтів спричинює активне споживання кисню на їх окиснення і подальше накопичення патогенної мікрофлори та специфічних токсинів. Внаслідок цього погіршуються органолептичні показники води та санітарно-гігієнічний стан водного об'єкта, створюються умови для виникнення задухи, о вода у цілому стає непридатною для питного і господарського користування.

*Органічні речовини.* З них найважливіші – речовини тваринного походження, оскільки саме вони можуть містити різні патогенні мікроби. Непрямим гігієнічним показником наявності чи відсутності цих речовин у воді є показник окиснюваності води.

*Окиснюваність води* – це кількість кисню (мг), що витрачається на повне окислення органічних речовин, що містяться в 1 л води (вимірюється в мг/л). Чим менше в воді органічних речовин, тим менше величина витрат кисню на повне окислення органічних речовин, що містяться в 1 л води. Наприклад, окислюваність чистих підземних вод, як правило, не буває більше 2–4 мг/л, річкових – в межах 7 мг/л. Одним з показників можливої присутності у воді органічних речовин є кількість розчиненого в ній кисню (мг). У чистих водоймах розчинено 3–6 мг/л кисню, а в забруднених – набагато менше, аж до повної відсутності. Про можливе забруднення води органічними речовинами тваринного походження свідчить наявність аміаку, солей нітратної і нітритної кислот. Аміак – це продукт початкових стадій гниття органічних речовин тваринного походження, а солі нітратної і нітритної кислот

– кінцеві продукти мінералізації органічних речовин. Їх наявність вказує на давнє забруднення води. Присутність у воді солей хлоридної і сульфатної кислот – показник можливого забруднення води екскрементами тварин і людини (фекального забруднення). Зазвичай в 1 л чистої природної води міститься не більше 20–30 мг хлоридів.

Такі показники як загальна жорсткість, активна реакція (рН), лужність, вміст аніонів і катіонів:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  характеризують природний склад води. Вміст у воді іонів  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Be}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{4+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{As}^{5+}$ ,  $\text{V}^{5+}$ , поліфосфатів – є показниками присутності хімічних речовин, які надходять у воду із джерел із стічними водами. Залізо міститься і у чистій природній воді, проте може надходити також у водойми і зі стічними водами.

*рН води.* Природні води в залежності від рН доцільно поділяти на сім груп (табл. 3.1).

Таблиця 3.1

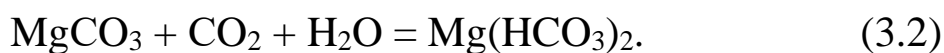
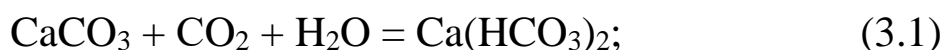
### Класифікація водних розчинів за рН

Група	Величина рН	Характеристика
Сильнокислі води	< 3	Результат гідролізу солей важких металів (шахтні та рудні води)
Кислі води	3–5	Надходження у воду карбонатної кислоти, фульвокислот та інших органічних кислот в результаті розкладання органічних речовин
Слабокислі води	5–6,5	Присутність гумусових кислот у ґрунті і болотних водах (води лісової зони)
Нейтральні води	6,5–7,5	Наявність у водах $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$
Слаболужні води	7,5–8,5	Наявність у водах $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ у великих кількостях
Лужні води	8,5–9,5	Присутність $\text{Na}_2\text{CO}_3$ або $\text{NaHCO}_3$
Сильнолужні води	> 9,5	Присутність $\text{Na}_2\text{CO}_3$ або $\text{NaHCO}_3$ в великих кількостях

Питна вода повинна бути нейтральною (рН близько 7). Значення рН у водоймах господарського, питного, культурно-побутового призначення регламентується у межах 6,5–8,5. У

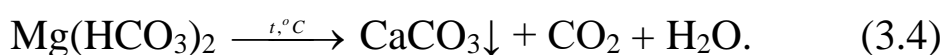
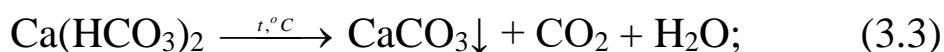
переважній більшості природних вод водневий показник відповідає цьому значенню і залежить від концентрації вільного карбон діоксиду та гідрокарбонат іона. Більш низькі значення рН можуть спостерігатися у кислих болотних водах за рахунок підвищеного вмісту гумінових кислот. Вліку під час інтенсивного фотосинтезу рН може підвищуватися до 9. На величину рН впливає вміст карбонатів, гідроксидів, солей, гумінових сполук тощо.

*Жорсткість води* – це сукупність хімічних і фізичних властивостей води, пов'язаних з вмістом в ній розчинених солей лужноземельних металів, головним чином, кальцію і магнію. Жорсткість води обумовлюють карбонати – солі кальцію і магнію:  $\text{CaCO}_3$  і  $\text{MgCO}_3$ , гідрокарбонати  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  і  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ , сульфати  $\text{CaSO}_4$  і  $\text{MgSO}_4$ , хлориди  $\text{CaCl}_2$  і  $\text{MgCl}_2$ . Набір речовин, що містяться у воді, може бути самим різним, що обумовлено геологічними особливостями тієї місцевості, де розташована водойма. Джерелом іонів жорсткості є природні поклади вапняків, гіпсу і доломітів. Іони кальцію і магнію надходять у воду в результаті взаємодії розчиненого діоксиду вуглецю з мінералами і при інших процесах розчинення і хімічного вивітрювання гірських порід. Джерелом цих іонів можуть служити також мікробіологічні процеси, що протікають у ґрунтах на площі водозбору, в донних відкладах, а також стічні води різних підприємств. Карбонати кальцію і магнію відносяться до речовин, які дуже мало розчиняються у воді. Їх розчинність істотно зростає у присутності вуглекислого газу, який міститься в повітрі. У присутності  $\text{CO}_2$  протікають реакції



У результаті утворюються добре розчинні у воді гідрокарбонати кальцію та магнію. Як правило, саме ці солі, а не карбонати містяться в жорсткій воді. Крім кальцію і магнію на жорсткість води впливають всі двовалентні катіони в тій чи іншій мірі. Вони взаємодіють з аніонами, утворюючи сполуки (солі жорсткості), здатні випадати в осад. Одновалентні катіони (наприклад, натрій  $\text{Na}^+$ ) такою властивістю не володіють. Зазвичай в маломінералізованих водах переважає (до 70–80 %) жорсткість води, обумовлена іонами кальцію (хоча в окремих випадках

магнієва жорсткість може досягати 50–60 %). Зі збільшенням ступеня мінералізації води вміст іонів кальцію ( $\text{Ca}^{2+}$ ) швидко падає і рідко перевищує 1 г/л. Вміст іонів магнію ( $\text{Mg}^{2+}$ ) у високомінералізованих водах може досягати декількох грамів, а в солоних озерах – десятків грамів на один літр води. Жорсткість природних вод може варіюватися в досить широких межах і протягом року непостійна. Збільшується жорсткість за рахунок випаровування води, зменшується в сезон дощів, а також в період танення снігу і льоду. Розрізняють наступні види жорсткості – загальна та тимчасова. *Загальна жорсткість* визначається сумарною концентрацією іонів кальцію і магнію. Являє собою суму карбонатної (тимчасової) і некарбонатної (постійної) жорсткості. *Тимчасова жорсткість (карбонатна)* обумовлена присутністю у воді гідрокарбонатів кальцію і магнію. Тимчасову жорсткість можна усунути шляхом кип'ятіння. При кип'ятінні води гідрокарбонати розкладаються, утворюючи погано розчинний карбонат кальцію, вуглекислий газ і воду



З іонами Феруму реакція протікає складніше із-за того, що  $\text{FeCO}_3$  – нестійка у воді речовина. У присутності кисню кінцевим продуктом ланцюжка реакцій є  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , що представляє собою темно-рудий осад. Тому чим більше у воді заліза, тим сильніше забарвлення у накипу, який осідає на стінках і дні посудини при кип'ятінні.

Постійна жорсткість (некарбонатна) обумовлена присутністю кальцієвих і магнієвих солей сильних кислот (сірчаної, азотної, соляної), тобто постійна жорсткість не забруднених промисловими стоками слабомінералізованих поверхневих природних вод характеризує кількість розчинених сульфатів, хлоридів і деяких інших солей кальцію і магнію. При кип'ятінні такої води концентрації цих катіонів і аніонів практично не змінюються – жорсткість не усувається.

Жорсткість питної води не повинна перевищувати 7 мг/л. Цю характеристику можна вимірювати і в градусах (1 мг/екв жорсткості

води дорівнює 2,8 °). Жорсткою вважається вода, що має більше 20 °, м'якою – менше 10 °.

*Види проб вод, техніка їх відбору та консервації.* Відбір проб води є важливим етапом аналізу. Правильна оцінка якості води в значній мірі залежить від умов відбору, консервації та зберігання проб. Помилки, допущені при цьому, виправити практично неможливо. Визначення фізико-хімічних показників природних вод та концентрації в них окремих компонентів можна проводити безпосередньо на місці дослідження (як правило показників якості, величини яких змінюються в часі), проте часто відібрані за певними правилами проби води вимагають більш складної підготовки для аналізу. Проби води можуть бути простими та змішаними. Прості проби одержують одноразовим відбором такого об'єму води, який необхідний для аналізу (залежить як від кількості визначуваних параметрів якості води, так і від концентрації інгредієнтів). Дані аналізу простих проб дозволяють встановлювати хімічний склад води водойми в певному місці і на певний час відбору проби. Змішані проби являють собою суміш простих проб, які відібрані одночасно в різних місцях досліджуваного водного об'єкту, або в одному місці через певні проміжки часу. Такі проби характеризують середній хімічний склад даного об'єкту в просторі або за певний проміжок часу. Змішану пробу, яка характеризує середній хімічний склад води за проміжок часу, відбирають протягом доби. Змішані проби не відбирають для визначення таких показників, які швидко змінюються в часі. Відбір проб води може бути одноразовим (нерегулярним) або серійним (регулярним). Одноразовий відбір використовується переважно при аналізі глибинних (артезіанських) підземних вод, адже їх хімічний склад є досить сталим в часі, просторі і за глибиною. Найбільш достовірну інформацію про хімічний склад природних вод одержують при серійному відборі проб, які узгоджуються між собою з врахуванням місця і часу відбору.

Найбільш поширеними варіантами серійного відбору проб води є

– зональний відбір, при якому проби води відбирають за певною схемою та з різних глибин у різних місцях водного об'єкту (виявляють закономірності зміни хімічного складу води у просторі);

- відбір проб води через певні проміжки часу, зокрема, сезони, декади, доби та години з метою з'ясування зміни якості води в часі;
- погоджені проби, які відбираються в різних місцях за течією річки або стічних вод з врахуванням часу проходження води від одного пункту спостереження до другого.

Необхідний об'єм проби води для аналізу розраховують, враховуючи кількість визначуваних компонентів, чутливість обраних методів аналізу та особливості підготовки проби для аналізу. В середньому, для визначення основних інгредієнтів відбирають 1,5–2,0 л води, причому відбір проби води роблять у чистий скляний посуд, який має бути наповнений практично доверху, після чого склянку герметично закривають.

Консервація проб вод націлена на збереження їх хімічного складу у ході транспортування або зберігання. Консервацію проб проводять у випадках коли неможливо виконати аналіз на місці відбору проби, або ж потрібно визначити (після транспортування та зберігання на протязі певного часу) такі інгредієнти, концентрація яких може змінитися внаслідок біологічних та фізико-хімічних процесів, що самовільно протікають у природній чи стічній воді.

Порушення правил консервації може призвести до значних змін концентрації нестабільних інгредієнтів. Взагалі, найбільш достовірні, хоча, можливо, і не досить точні результати одержують при аналізі води безпосередньо після відбору проби. Тому для обстеження гідрохімічної ситуації на природних водних об'єктах все частіше застосовують переносні прилади або пересувні лабораторії, які можуть працювати в автономному режимі в польових умовах. При аналізі більшості стічних вод виникає менше проблем, тому що на потужних промислових та сільськогосподарських виробництвах наявні стаціонарні лабораторії здатні вирішувати такі завдання.

В табл. 3.2 наведено найбільш поширені правила консервації проб води при визначенні відповідних компонентів.

## Консервація проб природних та стічних вод

Порядок проведення консервації	Компонент, що визначають
Аналіз проводять відразу після відбору проби (без консервації)	pH, кисень, кислотність, лужність, компоненти карбонатної системи, агресивний CO <sub>2</sub> , хлор, озон, формальдегід, різні форми феруму(II, III)
Проби можна зберігати певний час без консервації	Зависі (1 доба), смак (2 год.), запах (2 год.), каламутність (1 доба), прозорість (1 доба), питома електропровідність (1 доба), гумусові речовини (3 доби), ароматичні вуглеводні (холодильник, 1 доба), жирні кислоти (в день відбору), цукри (1 доба), сульфіді та сульфіти (якомога скоріше після відбору проби), феноли (не більше 5 діб), ціаніди (підтримують pH 11–12 і витримують при 3–4 °C)
Консервація не потрібна	Твердість води (Ca <sup>2+</sup> та Mg <sup>2+</sup> ), калій, натрій, флуориди, хлориди
5 мл концентрованої HCl на 1 л проби	Алюміній, купрум, арсен(III)
1 мл концентрованої H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> на 1 л проби	Амоніак, амоній, нітрати, азот загальний, цинк
5 мл концентрованої HNO <sub>3</sub> на 1 дм <sup>3</sup> проби	Кадмій, манган, купрум, ніколь, плюмбум, арсен(V), хром(III, VI), меркурій
25 мл концентрованої HNO <sub>3</sub> на 1 л проби	Загальний вміст феруму
2–4 мл хлороформу на 1 л проби	Амоніак, амоній, нітрати, нітрити, азот загальний, фосфати, сульфати

Місце відбору проб води має особливе значення при аналізі вод річок, озер та водосховищ, де мають місце значні зміни фонового стану і концентрації хімічних інгредієнтів по акваторії, глибині та в часі. Тому, при аналізі природних вод, місце і час відбору проб води обирають з врахуванням фізико-географічних, морфологічних та інших умов, які можуть впливати на формування хімічного складу води у досліджуваному об'єкті.

## 3.2 Аналіз основних фізичних і органолептичних показників природних вод

Температура, запах, смак, колір, прозорість, осад, муť обумовлюють зовнішній вигляд води. Визначення цих властивостей води має велике гігієнічне значення, так як наявність у воді стороннього запаху, присмаку, забарвлення може вказувати на забруднення води сторонніми речовинами, крім того, відштовхує споживача, діючи на його естетичні почуття, навіть якщо вона нешкідлива.

*Визначення температури.* Температура досліджуваної води вимірюється в ємності місткістю не менше 1 л. Температуру проби води визначають шляхом занурення в воду ртутного термометра (ціна поділки 0,1 °С). Для цього помістити термометр в досліджувану воду, витримати його протягом 5 хв, не виймаючи його з води, зробити вимір. Повторити дослід п'ять разів для визначення достовірності вимірів. При вимірюванні температури проба не повинна підпадати під вплив будь-яких джерел тепла або дії прямого сонячного світла.

*Визначення запаху.* При визначенні запаху необхідно додержуватися таких умов: повітря в приміщенні, де проводиться аналіз, не повинно мати ніякого запаху; одяг, руки, обличчя, волосся спостерігача не повинні мати відволікаючого запаху; одна і та сама ж особа не повинна тривалий час робити визначення запаху, так як настає стомлення, звикання до запахів і притуплення нюху.

*Визначення запаху при температурі 20 °С.* У колбу з притертою пробкою місткістю 250–350 мл відміряти 100 мл аналізованої води температури 20 °С, закрити пробкою, перемішати, потім колбу відкрити і визначити характер і інтенсивність запаху.

*Визначення запаху при температурі 60 °С.* У колбу відміряти 100 мл досліджуваної води, накрити колбу годинниковим склом і підігріти на водяній бані до температури 50–60 °С. Вміст колби кілька разів перемішати, потім зрушити скло в сторону і визначити характер і інтенсивність запаху за таблицею 3.3.

Таблиця 3.3

## Оцінка інтенсивності запаху

Інтенсивність запаху	Характер прояву запаху	Оцінка, бали
Немає	Запах не відчувається	0
Дуже слабка	Запах не відчувається споживачем, але виявляється при лабораторному дослідженні	1
Слабка	Запах помічається споживачем, якщо звернути на це його увагу	2
Помітна	Запах легко помічається і викликає несхвальний відгук про воду	3
Виразна	Запах звертає на себе увагу і змушує утриматися від пиття	4
Дуже сильна	Запах настільки сильний, що робить воду непридатною до вживання	5

*Визначення смаку і присмаку.* Визначення смаку води проводять тільки в обеззараженій або свідомо чистій воді при температурі 20 °С. У сумнівних випадках воду кип'ятять протягом 5 хв з подальшим охолодженням. Досліджувану воду набрати у рот малими порціями, та не ковтаючи, затримати 3–5 с. Інтенсивність смаку і присмаку оцінити за 5-бальною системою (табл. 3.4).

Таблиця 3.4

## Оцінка смаку і присмаку

Інтенсивність смаку і присмаку	Оцінка, бали
Немає	0
Дуже слабкий	1
Слабкий	2
Помітний	3
Виразний	4
Дуже сильний	5

Інтенсивність смаку і присмаку повинна бути не більше 2 балів, а під час хлорування не перевищувати 1 бала. Гігієнічне значення визначення запахів і присмаків полягає в тому, що при їх інтенсивності понад 2 балів обмежується водоспоживання, інтенсивність природних запахів і присмаків понад 2 балів свідчить

про наявність у воді біологічно активних речовин. Штучні запахи і присмаки можуть бути показниками забруднення води стічними водами.

*Визначення прозорості.* Досліджувану воду після збовтування налити в циліндр з внутрішнім діаметром 2,5 см і заввишки більше 30 см, відградуваний по висоті в сантиметрах, з прозорим плоским дном і що має у своїй основі тубус для випуску води, на який надіта гумова трубка з затиском. Переглядаючи шриффт зверху до низу через стовп води, випускати через нижню трубку воду, поки не буде чітко видно шриффт. Висота цього стовпа води в сантиметрах визначає ступінь прозорості води. Дослідження проводити в добре освітленому приміщенні, але не на прямому світлі, на відстані 1 м від вікна. Вимірювання повторити 2–3 рази і за остаточний результат прийняти середнє значення. Результати вказати в сантиметрах.

Мінімально допустима прозорість питної води – не менше 30 см. Вода з прозорістю від 20 до 30 см – слабко каламутна, від 10 до 20 см – каламутна, до 10 см – дуже каламутна.

*Визначення кольоровості.* Результати кольоровості визначають в градусах кольоровості. Кольоровість від 0 до 500 виражається з точністю до 20; від 51 до 1000 – до 50; від 101 до 2500 – до 100; від 251 до 5000 – до 200. Для водойм господарсько-питного призначення кольоровість води не повинна перевищувати 200, в окремих випадках 350.

*Приготування розчинів для шкали кольоровості.* Приготувати 2 розчини: елементів калій бїхромату і кобальт(II) сульфату. Основний № 1: розчинити окремо в дистильованій воді 0,0875 г калій бїхромату  $K_2Cr_2O_7$  і 2 г кобальт(II) сульфату  $CoSO_4$ . Їх змішати, додати 1 мл концентрованої сульфатної кислоти, довести дистильованою водою до 1 л. Цей розчин відповідає кольоровості 5000. Розчин № 2: 1 мл концентрованої сульфатної кислоти довести дистильованою водою до 1 л. Змішуючи розчини № 1 і № 2 в співвідношеннях, зазначених в таблиці 3.5, готують шкалу кольоровості.

Пробу аналізованої води налити у циліндр, який треба поставити на білий фон і переглядати зверху. Підібрати з шкали кольоровості розчин, який має тотожне забарвлення вашої проби.

## Стандартна шкала кольоровості

Розчин	Градуси кольоровості												
	0	5	10	15	20	25	30	40	50	60	70	80	90
№ 1	0	1	2	3	4	5	6	8	10	12	14	15	18
№ 2	100	99	98	97	96	95	94	92	90	88	85	84	82

Якщо досліджувана вода має кольоровість вище 800, то її розбавити дистильованою водою. Величина кольоровості в цьому випадку збільшується на кратність розбавлення. За стандартною шкалою визначити кольоровість проби в градусах.

*Визначення сухого залишку.* Значення сухого залишку характеризує загальний вміст розчинених у воді нелетких мінеральних і частково органічних речовин, які впливають на органолептичні показники води. Загальна кількість солей повинна бути не вище 1000 мг/л, в окремих випадках допускається використання води з сухим залишком до 1500 мг/л.

*Визначення сухого залишку без додавання соди (ваговий метод).* 250–500 мл профільтрованої води випарити в попередньо висушеній до постійної маси фарфоровій чашці. Випаровування проводять на водяній бані з дистильованою водою. Потім чашку з сухим залишком помістити в сушильну шафу при температурі 110 °С і сушити до постійної маси. Сухий залишок визначити за формулою 3.1

$$Z = \frac{(m_1 - m) \cdot 1000}{V}, \quad (3.1)$$

де:  $Z$  – сухий залишок без додавання соди, мг/л;

$m_1$  – маса чашки з сухим залишком, мг;

$m$  – маса пустої чашки, мг;

1000 – коефіцієнт для перерахунку в л;

$V$  – об'єм води, що досліджують, мл.

*Визначення сухого залишку з додаванням соди.* 250–500 мл аналізованої води випарувати на водяній бані у фарфоровій чашці, висушеній до постійної маси при температурі 150 °С. Після того як в чашку налита досліджувана вода, внести піпеткою 25 мл 1 %

розчину натрій карбонату з таким розрахунком, щоб маса доданої соди приблизно в 2 рази перевищувала масу передбачуваного сухого залишку (для звичайних прісних вод досить додати 25 мл 1 % розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). Розчин перемішати скляною паличкою. Паличку обмити дистильованою водою, збираючи воду в чашку з осадом. Випарений з содою сухий залишок висушити до постійної маси при температурі 150 °С. Різниця між масою чашки з сухим залишком і масою чашки і соди (1 мл 1 % розчину містить 10 мг  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) визначає величину сухого залишку у взятому об'ємі води. Сухий залишок визначити за формулою 3.2

$$Z_c = \frac{m_1 - (m + m') \cdot 1000}{V}, \quad (3.2)$$

де:  $Z_c$  – сухий залишок з додаванням соди, мг/л;

$m_1$  – маса чашки з сухим залишком, мг;

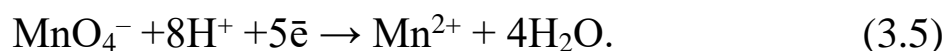
$m$  – маса порожньої чашки, мг;

$m'$  – маса доданої соди, мг;

1000 – коефіцієнт для перерахунку в л;

$V$  – об'єм води, взятої для визначення, мл.

*Визначення перманганатної окиснюваності.* Калій перманганат у кислому середовищі, реагуючи з присутніми у воді відновниками, проявляє свої окисні властивості



Залишок калій перманганату після окиснення взаємодіє з введеною в розчин оксалатною (щавлевою) кислотою



Надлишок оксалатної кислоти, відтитровують калій перманганатом згідно вище наведеного рівняння. При титруванні перманганатом в кислому середовищі заважають хлориди (при їх вмісті більш як 300 мг/л) та нітрити. Для видалення останніх в колбу додають по 10 мг сульфанілової кислоти на кожні 3 мг  $\text{NO}_2^-$ .

У колбу місткістю 250 мл, попередньо «окиснену» калій перманганатом, налити 100 мл досліджуваної води (або менше її кількість, доведена до обсягу 100 мл дистильованою водою), додати

5 мл розчину сульфатної кислоти (1 : 3), 10 мл 0,01 н розчину калій перманганату і кип'ятити точно 10 хв. Потім колбу зняти з нагрівального приладу, долити 10 мл 0,01 н розчину щавлевої кислоти (для руйнування  $\text{KMnO}_4$ , яке не увійшло до реакцію з органічними речовинами води). Знебарвлений гарячий розчин титрувати 0,01 н розчином калій перманганату до появи слабо-рожевого забарвлення. Кількість калій перманганату в мл, що додали до кипіння і який пішов на окиснення органічних речовин у воді, врахувати при розрахунку  $(1+1/2)$ . Якщо попередньо визначено поправочний коефіцієнт титру калій перманганату, то на цьому аналіз припинити. В іншому випадку його продовжити.

Для проведення зворотного титрування (встановлення титру калій перманганату) в колбу, що містить гарячу слабо-рожевого кольору рідину, додати 10 мл 0,01 н розчину щавлевої кислоти і титрувати 0,01 н розчином калій перманганату до появи рожевого забарвлення і врахувати при розрахунку (К). Окиснюваність визначити за формулою 3.3

$$Ox = \frac{[(V_1 + V_2) - V] \cdot K \cdot 0,08 \cdot 1000}{100}, \quad (3.3)$$

де:  $Ox$  – окиснюваність, мг  $\text{O}_2/\text{л}$ ;

$V_1$  – об'єм 0,01 н розчину калій перманганату, що додали до кипіння, мл;

$V_2$  – об'єм 0,01 н розчину калій перманганату, який пішов на окиснення органічних речовин досліджуваної води, мл;

$V$  – об'єм 0,01 н розчину калій перманганату, який пішов на окиснення 10 мл 0,01 н розчину щавлевої кислоти, мл;

$K$  – поправочний коефіцієнт 0,01 н розчину калій перманганату. Поправочний коефіцієнт розраховують за формулою 3.4

$$K = \frac{10}{V}. \quad (3.4)$$

де: 10 – об'єм розчину щавлевої кислоти, мл;

$V_{\text{п}}$  – об'єм розчину калій перманганату, який пішов на титрування, мл;

0,08 – кількість кисню, що виділяється 1 мл 0,01 н розчином калій перманганату, мг;

1000 – коефіцієнт для перерахунку в л;

100 – об'єм досліджуваної води, мл.

*Приклад 3.1.* Для визначення окиснюваності було взято 100 мл води. Об'єм розчину калій перманганату, що додали до початку кипіння становить 10 мл. На окиснення органічних речовин витрачено 4,2 мл калій перманганату. На окиснення 10 мл 0,01 н розчину щавлевої кислоти (зворотнє титрування) витрачено 10,2 мл 0,01 н розчину калій перманганату. Отже, поправочний коефіцієнт титру калій перманганату розраховують за формулою 3.4. Він дорівнює

$$K = \frac{10}{10,2} = 0,98.$$

Загальний об'єм розчину калій перманганату у мл, введеного в пробу, становить

$$V_{\text{заг}} = 10 + 4,2 = 14,2 \text{ мл.}$$

Окиснюваність води, визначена за формулою 3.3, дорівнює

$$O_x = \frac{(14,2 - 10,2) \cdot 0,98 \cdot 0,08 \cdot 1000}{100} = 3,126 \text{ мг } O_2/\text{л.}$$

*Визначення кислотності.* 100 мл аналізованої води відтитрувати 0,1 н розчином лугу в присутності індикатора метилового оранжевого (2–3 краплі) до зникнення червоного забарвлення. Якщо при використанні індикатора метилового оранжевого не виникає червоне забарвлення, то використати індикатор фенолфталеїн. Для цього до 100 мл аналізованої води (або меншої кількості, доведеному до обсягу 100 мл дистильованою водою) долити 5–6 крапель 1 % спиртового розчину фенолфталеїну і титрувати 0,1 н розчином натрій гідроксиду до незникаючого рожевого забарвлення. Кислотність визначити за формулою 3.5

$$k = \frac{V_1 \cdot K \cdot 0,1 \cdot 1000}{V}, \quad (3.5)$$

де:  $k$  – кислотність, ммоль/л;

$V_1$  – об'єм 0,1 н розчину натрій гідроксиду, який пішов на титрування, мл;

$K$  – поправочний коефіцієнт до титру 0,1 н розчину натрій гідроксиду, який розраховують за формулою 3.4 (див. приклад 3.1);

0,1 – титр розчину натрій гідроксиду;

1000 – коефіцієнт для перерахунку в л;

$V$  – об'єм проби, взятий для визначення, мл.

*Визначення лужності.* До 100 мл досліджуваної води долити 5 крапель фенолфталеїну. При появі рожевого забарвлення пробу води відтитрувати 0,1 н розчином хлоридної кислоти до знебарвлення. Потім додати 5–6 крапель змішаного індикатора і продовжити титрування розчином хлоридної кислоти до переходу забарвлення з зеленого в рожево-фіолетовий колір. Лужність визначити за формулою 3.6

$$l = \frac{V_1 \cdot K \cdot 1000}{V}, \quad (3.6)$$

де:  $l$  – лужність, ммоль/л;

$V_1$  – об'єм 0,1 н розчину хлоридної кислоти, який пішов на титрування, мл;

$K$  – поправочний коефіцієнт розчину кислоти, який розраховують за формулою 3.4 (див. приклад 3.1);

1000 – коефіцієнт для перерахунку в л;

$V$  – об'єм води для титрування, що досліджується, мл.

*Визначення вмісту залишкового хлору у питній воді.* Спочатку визначити лужність досліджуваної води, яку попередньо дехлорують за допомогою натрій тіосульфату (8–10 мг на 500 мл води). Потім в конічну колбу насипати 500 мг калій йодиду, розчинити його в 1–2 мл дистильованої води, додати буферний розчин у кількості, що дорівнює полуторному значенню лужності аналізованої води. Додати 250 мл аналізованої води. Йод, що виділився, відтитрувати 0,001 н розчином натрій тіосульфату до появи світло-жовтого забарвлення. Потім додати 1 мл 0,5 % розчину крохмалю і титрувати до зникнення синього забарвлення. Вміст хлору визначити за формулою 3.7

$$M(\text{Cl}^-) = \frac{V_1 \cdot K \cdot 0,0355 \cdot 1000}{V}, \quad (3.7)$$

де:  $M(\text{Cl}^-)$  – вміст хлору, мг/л;

$V_1$  – об'єм 0,001 н розчину натрій тіосульфату, який пішов на титрування, мл;

$K$  – поправочний коефіцієнт нормальності розчину натрій тіосульфату, який розраховують за формулою 3.4 (див. приклад 3.1);

0,0355 – вміст активного хлору, що відповідає 1 мл 0,001 н розчину натрій тіосульфату, мг;

1000 – коефіцієнт для перерахунку в л;

$V$  – об'єм проби води, взятий для аналізу, мл.

*Проведення коагуляції і хлорування води.* Для поліпшення якості питної води проводять освітлення, знебарвлення і знезаражування. Освітлення і знебарвлення досягають коагуляцією, відстоюванням і фільтрацією. Для знезараження води застосовують фізичні (кип'ятіння, УФ-опромінення) і хімічні (хлорування, озонування та ін.) методи. Для прискорення процесу відстоювання води в процесі її очищення та усунення забарвлення до неї додають коагулянти.

Визначення оптимальної дози коагулянта проводять досвідченим шляхом і здійснюють в 3 етапи: визначення величини усуненої (карбонатної) жорсткості води; визначення дози коагулянта; перевірка правильності вибору дози коагулянта.

Якщо жорсткість, яку можна усунути, більше 2 ммоль/л, то приступають до пробної коагуляції без підлужування води натрій гідрокарбонатом. Для цього відібрати проби в 3 склянки, в кожна з яких налити по 200 мл досліджуваної води. Потім додати в 1-у склянку потрібну кількість 1 % розчину алюміній сульфату в залежності від жорсткості води, у 2-у – на 1 мл менше, у 3-ю – на 1 мл менше, ніж у 2-у. Вміст склянок перемішати скляною паличкою і спостерігати протягом 10 хв за ходом коагуляції. Для очищення води вибрати найменшу дозу коагулянту, яка забезпечує швидке утворення і осадження пластівців на дно.

*Визначення розчиненого у воді кисню.* Досліджувана вода забирається з водних джерел у дві прокалібровані склянки з

притертими пробками місткістю 200–300 мл. Калібрування склянки полягає в наступному: спочатку порожню склянку зважити з точністю до 0,1 г, потім заповнити її дистильованою водою і знову зважити. Різниця в масі в грамах покаже об'єм склянки в мл. Склянки наповнити водою так, щоб під пробкою не залишилося бульбашок повітря. На місці забору влити на дно склянки 1 мл суміші натрій гідроксиду з калій йодидом і 1 мл манган хлориду, закрити пробку (виллється 2 мл води). Плавним рухом перемішати вміст, перевертаючи склянку догори дном. Дають осісти осаду манган гідроксиду.

У лабораторії, як тільки рідина над осадом просвітлиться, долити на дно 3 мл концентрованої хлоридної кислоти, закрити склянку пробкою і збовтати рідину до повного розчинення осаду манган гідроксиду. Рідину перелити в конічну колбу. Йод, що виділився, титрувати розчином натрій тиосульфату до слабо-жовтого забарвлення. Потім додати 1 мл 1 % розчину крохмалю (рідина синіє) і продовжити повільно титрувати до зникнення синього забарвлення. Вміст розчиненого кисню у мг/л визначити за формулою 3.8

$$M(O_2) = \frac{V_1 \cdot K \cdot 0,08 \cdot 1000}{(V - 2)}, \quad (3.8)$$

де:  $M(O_2)$  – вміст розчиненого кисню, мг/л;

$V_1$  – об'єм 0,01 н розчину натрій тиосульфату, який пішов на титрування, мл;

0,08 – вміст кисню, відповідно до 1 мл 0,01 н розчину натрією тиосульфату, мг;

$K$  – поправочний коефіцієнт 0,01 н розчину натрій тиосульфату, який розраховують за формулою 3.4 (див. приклад 3.1);

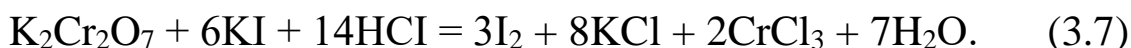
1000 – коефіцієнт для перерахунку в л;

$V$  – об'єм взятої на дослідження води, мл;

2 – об'єм реактивів, що додають, мл.

*Визначення поправочного коефіцієнта до титру натрій тиосульфату.* У конічну колбу місткістю 250 мл налити 5 мл 10 % розчину калій йодиду, 5 мл розведеної (1 : 5) хлоридної кислоти, 10

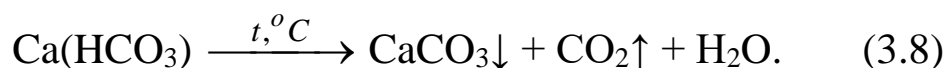
мл 0,01 н розчину калій біхромату і 50 мл дистильованої води (при цьому рідина забарвиться у бурий колір від йоду, що виділився).



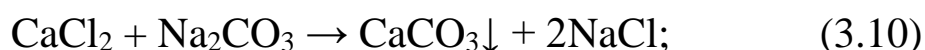
Йод, що виділяється, відтитрувати розчином натрій тиосульфату так само, як і при визначенні розчиненого кисню.

Поправочний коефіцієнт розрахувати за формулою 3.7 (див. приклад 3.1).

*Визначення жорсткості води.* Сумарний вміст солей Кальцію та Магнію дорівнює загальній жорсткості води, яка складається з карбонатної, що зумовлена наявністю у воді кальцій або магній гідрокарбонатів ( $\text{HCO}_3^-$ ), і некарбонатної (солі Кальцію або Магнію з аніонами сильних кислот – в основному хлоридами та сульфатами). Карбонатну жорсткість води можна усунути кип'ятінням, тому її називають ще тимчасовою



Некарбонатну жорсткість води називають постійною (вона кип'ятінням не усувається), її можна усунути (зробити воду м'якою) додаванням натрій карбонату (соди)



Комплексометричне визначення загальної жорсткості води ґрунтується на титруванні проби води робочим розчином двонатрієвої солі етилендіамінотетраоцтової кислоти (трилон Б, скорочена формула  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Tr}$ ) у лужному середовищі ( $\text{pH} \approx 10$ ) з індикатором хромоген чорний (скорочена формула  $\text{NaH}_2\text{Ind}$ ). Трилон Б утворює з іонами кальцію і магнію безбарвні комплексні сполуки за схемою



Індикатор хромоген чорний утворює з іонами кальцію і магнію комплексну сполуку червоно-фіолетового кольору, яка при додаванні трилону Б руйнується, при цьому колір розчину змінюється на блакитний внаслідок появи вільного індикатора  $\text{H}_2\text{Ind}^-$



*Визначення Кальцію і Магнію.* Визначення іонів  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$  ґрунтується на подібних реакціях, як і визначення загальної жорсткості води. У сильно лужному середовищі ( $\text{pH} \approx 12-13$ ) утворюється комплекс Кальцію з трилоном Б, а Магній зв'язується в малорозчинний магній гідроксид. Титрування води розчином трилону Б проводять у присутності індикатора мурексиду, дія якого аналогічна дії хромогену чорного. Вміст Магнію визначають як різницю між загальною жорсткістю води та вмістом Кальцію. Визначенню іонів  $\text{Ca}^{2+}$  заважають деякі метали (Купрум, Ферум, Манган, Цинк), які утворюють забарвлені сполуки з мурексидом. При їх високих концентраціях до проби води додають триетаноламін. Іони Магнію заважають при концентрації більше 3 мг/л, їх вплив можна усунути розбавленням проби дистильованою водою.

*Визначення загальної жорсткості води.* У конічну колбу на 150–200 мл відібрати піпеткою 100 мл води, додати 5 мл буферного розчину, 10–15 мг сухої індикаторної суміші хромогену чорного з сіллю, перемішати і титрувати розчином трилону Б до переходу червоно-фіолетового кольору в блакитний. Титрування проводять три рази до подібних результатів. Загальну жорсткість води розрахувати за формулою 3.9

$$T_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{C_{\text{тр.Б}} \cdot V_{\text{тр.Б}} \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}, \quad (3.9)$$

де:  $T_{\text{H}_2\text{O}}$  – загальна жорсткість води, ммоль-екв/л;

$C_{\text{тр.Б}}$  і  $V_{\text{тр.Б}}$  – відповідно концентрація розчину трилону Б (моль-екв/л) та його об'єм, витрачений на титрування;

$V(\text{H}_2\text{O})$  – об'єм проби води, мл.

*Визначення вмісту Кальцію та Магнію.* У конічну колбу на 150–200 мл відібрати піпеткою 100 мл води, додати 2 мл 2 М розчину NaOH, 10–15 мг сухої індикаторної суміші мурексиду з сіллю, перемішати і титрувати розчином трилону Б до переходу забарвлення з рожевого до фіолетового. Титрування проводять три рази до подібних результатів. Вміст  $\text{Ca}^{2+}$  визначити за формулами 3.10 та 3.11

$$C_{1/2\text{Ca}^{2+}} = \frac{C_{\text{тр.Б}} \cdot V_{\text{тр.Б}} \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}; \quad (3.10)$$

$$C_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{20,04 \cdot C_{\text{тр.Б}} \cdot V_{\text{тр.Б}} \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}, \quad (3.11)$$

де:  $C_{1/2\text{Ca}^{2+}}$  – вміст іонів  $\text{Ca}^{2+}$ , ммоль-екв/л;

$C_{\text{Ca}^{2+}}$  – вміст іонів  $\text{Ca}^{2+}$ , мг/л;

$C_{\text{тр.Б}}$  і  $V_{\text{тр.Б}}$  – відповідно концентрація розчину трилону Б (моль-екв/л) та його об'єм, витрачений на титрування;

$V(\text{H}_2\text{O})$  – об'єм проби води, мл;

20,04 – еквівалент  $\text{Ca}^{2+}$ .

Вміст іонів Магнію розрахувати за формулами 3.12 та 3.13

$$C_{1/2\text{Mg}^{2+}} = T_{\text{H}_2\text{O}} - C_{1/2\text{Ca}^{2+}} \text{ (ммоль-екв/л);} \quad (3.12)$$

$$C_{\text{Mg}^{2+}} = 12,16 \cdot (T_{\text{H}_2\text{O}} - C_{1/2\text{Ca}^{2+}}) \text{ (мг/л),} \quad (3.13)$$

де:  $C_{1/2\text{Mg}^{2+}}$  – вміст іонів  $\text{Mg}^{2+}$ , ммоль-екв/л;

$C_{\text{Mg}^{2+}}$  – вміст іонів  $\text{Mg}^{2+}$ , мг/л;

$T_{\text{H}_2\text{O}}$  – загальна твердість води;

12,16 – еквівалент  $\text{Mg}^{2+}$ .

*Визначення рН за допомогою універсального індикатора.* У пробірку налити 5 мл досліджуваної води, 0,1 мл універсального індикатора, перемішати й за забарвленням розчину встановити значення рН. Для визначення рН керуватися критеріями, поданими у таблиці 3.6.

## Критерії визначення рН природної води

Колір розчину	Значення рН
Рожево-помаранчевий	Близько 5
Світло-жовтий	6
Світло-зелений	7
Зеленувато-блакитний	8

*Індикаторний метод визначення рН.* Для визначення рН індикаторним методом треба дотримуватись певної послідовності. До 2 мл досліджуваної води додати 2–3 краплі індикатора *нейтраль-рот*. Якщо розчин забарвиться у червоний колір, то  $\text{pH} < 7$ . Забарвлення розчину у помаранчевий колір свідчить про  $\text{pH} > 7$ .

Якщо розчин при додаванні індикатора *нейтраль-рот* має помаранчевий колір (середовище лужне), то дослід проводять в окремих порціях аналізованого розчину в послідовності

до 2 мл досліджуваної води додати 2–3 краплі індикатора *фенолфталеїну*. Якщо розчин забарвиться у блідо-рожевий колір, то  $\text{pH} = 9$ ; якщо – у червоний, то  $\text{pH} = 10$ ;

– до 2 мл досліджуваної води додати 2–3 краплі індикатора *алізаріна*. Якщо розчин забарвиться у червоний колір, то  $\text{pH} = 10$ –11; якщо – у фіолетовий, то  $\text{pH} = 12$ ;

– до 2 мл досліджуваної води додати 2–3 краплі індикатора *індигокармін*. Якщо розчин забарвиться у синій колір, то  $\text{pH} = 0,5$ –10; якщо – у зелений, то  $\text{pH} = 11$ –12; якщо – у жовтий, то  $\text{pH} = 13$ –14.

Якщо розчин при додаванні індикатора *нейтраль-рот* має червоний колір (середовище кисле), то дослід продовжують в окремих порціях аналізованого розчину у послідовності

– до 2 мл досліджуваної води додати 2–3 краплі індикатора *лакмоїда*. Якщо розчин забарвиться у червоний колір, то  $\text{pH} = 1$ –4; якщо – у фіолетовий, то  $\text{pH} = 5$ –6; якщо – у синій, то  $\text{pH} = 7$ –14.

– до 2 мл досліджуваної води додати 2–3 краплі індикатора *зелений бриліантовий*. Якщо розчин забарвиться у жовтий колір, то  $\text{pH} = 0,5$ –4; якщо – у зелений, то  $\text{pH} = 5$ –14.

– до 2 мл досліджуваної води додати 2–3 краплі індикатору *метилвіолет*. Якщо розчин забарвиться у жовтий колір, то  $pH = 0,5-1$ ; якщо – у зелений, то  $pH = 2$ ; якщо – у блакитний, то  $pH = 3$ ; якщо – у фіолетовий, то  $pH = 4-14$ .

Для більш точного визначення  $pH$  використовують фізичні методи. Наприклад,  $pH$ -метра-мілівольтметр.

*Визначення  $pH$  за допомогою іоніміру ЄВ-74.* У склянку місткістю 50 мл налити 30–40 мл аналізованого розчину і занурити в нього електроди. Спочатку виміряти найближче значення  $pH$ , натиснувши клавіші « $pX$ », «1–19». Значення  $pH$  визначити за шкалою «1–19», визначити потрібний діапазон і виміряти  $pH$ , знімаючи показання за необхідною шкалою. Наприклад, якщо показання за шкалою «1–19» виявились між 8–9, то натиснути кнопку «4–9».

### **3.3 Особливості якісного визначення іонного складу природних вод**

За хімічним складом природні води забруднені біогенними елементами є більш складними, ніж чисті природні і в їх складі можна зустріти практично всі компоненти, що використовуються чи виготовляються промисловістю чи сільським господарством. Тому аналіз суміші аніонів і катіонів біогенних елементів у цих водах достатньо складне завдання. Якісний аналіз біогенних елементів є дуже важливим для визначення складу біооб'єктів і компонентів біосфери, на характерних якісних реакціях ґрунтується кількісний аналіз. Для його проведення використовують систематичний аналіз, який вимагає багато часу. У навчальній програмі часу для складного систематичного аналізу катіонів і аніонів не хватає, тому для закріплення знань якісних реакцій пропонується простий аналіз суміші катіонів і аніонів.

Проведення якісного аналізу забруднених біогенними елементами природних вод починають з визначення певного катіону. Для цього необхідно дотримуватися наступної послідовності у проведенні роботи. Перший висновок щодо присутності можливих катіонів у розчині або явної відсутності інших можна зробити

– за кольором розчину. Аналіз починають з попередніх спостережень забарвлення аналізованого розчину за табл. 3.7

Таблиця 3.7

**Забарвлення деяких іонів і гідроксидів біогенних металів у розчині**

Катіон	Колір водних розчинів солей	Колір гідроксидів
$\text{Cu}^{2+}$	Бірюзовий	Блакитний осад
$\text{Fe}^{3+}$	Жовтий	Бурий осад
$\text{Fe}^{2+}$	Безбарвний, жовто-зелений	Брудно-зелений осад
$\text{Cr}^{3+}$	Темно-зелений	Сіро-зелений
$\text{Co}^{2+}$	Рожевий	Синій осад
$\text{Ni}^{2+}$	Яскраво-зелений	Яскраво-зелений осад
$\text{Cu}^{2+}$ і $\text{Fe}^{3+}$ (одночасно)	Жовто-зелений	–
$\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{Ba}^{2+}$	Безбарвний	Безбарвний, прозорий
$\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Mg}^{2+}$	Безбарвний	Білий осад
$\text{Mn}^{2+}$	Безбарвний	Білий, на повітрі буріє
$\text{Hg}^{2+}$	Безбарвний	Жовтий осад
$\text{Ag}^+$	Безбарвний	Чорний осад
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Оранжевий	–
$\text{CrO}_4^{2-}$	Жовтий	–
$\text{MnO}_4^{2-}$	Фіолетово-малиновий	–

При визначенні іону за забарвленням розчину передбачений іон відкривають якісною специфічною реакцією;

– за забарвленням полум'я пальника. У незабарвлене полум'я пальника внести кінчик залізного дротика, змочений краплею досліджуваного розчину. Зробити попередній висновок про наявність або відсутність певних катіонів за забарвленням полум'я пальника (табл. 3.8).

Таблиця 3.8

**Забарвлення полум'я пальника деякими катіонами**

Катіон	Колір полум'я
$\text{Na}^+$	Жовтий
$\text{K}^+$	Фіолетовий
$\text{Ba}^{2+}$	Жовто-зелений
$\text{Ca}^{2+}$	Цегляно-червоний
$\text{Cu}^{2+}$	Зелений
$\text{NH}_4^+$	Миттєве летіння без забарвлення

При позитивній реакції забарвлення полум'я передбачений катіон відкривають якісною специфічною реакцією;

– за визначенням середовища. Смушкою універсального індикатора визначити кислотність досліджуваного розчину. Якщо реакція лужна, у розчині відсутні іони  $Mg^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $NH_4^+$ ;

– за реакцією з лугами. До досліджуваного розчину додати розчин лугу. За таблицею 3.7 визначити або відокремити певний іон.

– за визначенням запаху. Наявність запаху аміаку свідчить про присутність у розчині іонів  $NH_4^+$ ;

– за утворенням осаду. Намагайтеся вилучити точні дані про наявність або відсутність тих чи інших катіонів з цих випробувань, ґрунтуючись на кольорі осаду. Зверніть увагу на зміну кольору або розчинення осаду при додаванні 2–3 крапель лугу значно більшої концентрації;

– за реакцією з кислотами. До досліджуваного розчину додати розчин кислоти. Візуально упевніться, чи виділяється газ, відзначте його колір, запах.

– за реакцією з  $K_4[Fe(CN)_6]$  і  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Зробити попередній висновок про наявність або відсутність певних катіонів за даними таблиці 3.9.

Таблиця 3.9

**Колір деяких гаксаціанофератних комплексів**

Катіон	Дія: утворення осадів	
	$K_4[Fe(CN)_6]$	$K_3[Fe(CN)_6]$
$Fe^{2+}$	Білий осад: $K_2Fe[Fe(CN)_6]$	Синій осад: $KFe[Fe(CN)_6]$
$Fe^{3+}$	Синій осад: $KFe[Fe(CN)_6]$	Буре забарвлення
$Mn^{2+}$	Білий осад: $Mn_2[Fe(CN)_6]$	Бурий осад: $Mn_3[Fe(CN)_6]_2$
$Co^{2+}$	Зеленуватий: $Co_2[Fe(CN)_6]$	Буро-червоний: $Co_3[Fe(CN)_6]_2$
$Ni^{2+}$	Зеленуватий: $Ni_2[Fe(CN)_6]$	Жовто-бурий: $Ni_3[Fe(CN)_6]_2$
$Cu^{2+}$	Темно-червоний: $Cu_2[Fe(CN)_6]$	Червоно-бурий: $Cu_3[Fe(CN)_6]_2$
$Zn^{2+}$	Білий осад: $K_2Zn_3[Fe(CN)_6]_2$	Коричнево-жовтий: $Zn_3[Fe(CN)_6]_2$
$Ca^{2+}$	Білий осад: $CaKNH_4[Fe(CN)_6]$	–
$Ba^{2+}$	Білий осад: $BaKNH_4[Fe(CN)_6]$	–
$Cr^{2+}$	Осаду не дає	–

*Специфічні реакції для якісного визначення катіонів біогенних елементів.* Після попередніх спостережень і висновків про точну відсутність або наявність  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{NH}_4^+$  і ваших висновків, що базуються на дослідах, приступайте до додаткового якісного аналізу за допомогою специфічних реакцій на передбачувані катіони і доведіть їх присутність. Рекомендується наступна послідовність:  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{K}^+$ .

*Проба на іон  $\text{Cr}^{3+}$ .* У пробірку з 2–3 краплями аналізованого розчину додати стільки ж крапель 2 н розчину  $\text{NaOH}$ , щоб осад гідроксиду  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , що спочатку утворився, розчинився. Потім додати 6–8 крапель 3 %-го розчину  $\text{H}_2\text{O}_2$  і нагріти. Перехід зеленого кольору у жовтий – ознака присутності у розчині іону  $\text{Cr}^{3+}$ .

*Проба на іон  $\text{Mn}^{2+}$ .* У пробірку внести скляною лопаткою кілька кристалів солі  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ , додати краплю 2 н розчину  $\text{HNO}_3$ , 1–2 краплі концентрованої  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , 2 краплі розчину  $\text{AgNO}_3$  і 5 крапель дистильованої води. Нагріти суміш до кипіння. Внести на нагріту суміш аналізований розчин, який не містить іонів  $\text{Cl}^-$ . Поява малиново-фіолетового кольору – ознака присутності у розчині іону  $\text{Mn}^{2+}$ .

*Проба на іон  $\text{Co}^{2+}$ .* До 2–3 крапель аналізованого розчину додати 8–10 крапель насиченого розчину  $\text{NH}_4\text{SCN}$  або небагато твердої солі. (Якщо в досліджуваному розчині присутні іони  $\text{Fe}^{3+}$ , то при додаванні  $\text{NH}_4\text{SCN}$  з'являється криваво-червоне фарбування розчину. У цьому випадку варто додати кілька кристалів  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  для відновлення іонів  $\text{Fe}^{3+}$  до  $\text{Fe}^{2+}$  і руйнування роданідного комплексу феруму(III) – розчин знебарвлюється). Потім по стінці пробірки долити 5–6 крапель амилового (етилового) спирту. Поява синього кільця на поверхні розчину – ознака присутності у розчині іону  $\text{Co}^{2+}$ .

*Проба на іон  $\text{Ni}^{2+}$ .* Реакція краплинна. На смужку фільтрувального паперу розмістити краплю розчину  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , потім краплю аналізованого розчину у центрі плями. При цьому малорозчинні фосфати залишаються в центрі плями, а іони  $\text{Ni}^{2+}$  пересуваються до його периферії. Отриману пляму обвести по краю капіляром з розчином диметилгліоксиму і обробити папір парами аміаку (потримати над склянкою з концентрованим аміаком). Якщо

ніколю мало, то з'являється рожеве кільце, а при великій кількості іонів  $\text{Ni}^{2+}$  уся пляма забарвлюється в ало-червоний колір.

*Проба на іон  $\text{Cu}^{2+}$ .* У пробірку з 2–3 краплями аналізованого розчину додати 2–4 краплі  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ . Поява червоного осаду – ознака присутності у розчині іону  $\text{Cu}^{2+}$ .

*Проба на іон  $\text{Zn}^{2+}$ .* У пробірку з 2–3 краплями аналізованого розчину додати стільки ж розчину  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Жовтий осад – ознака присутності у розчині іону  $\text{Zn}^{2+}$ .

*Проба на іон  $\text{Mg}^{2+}$ .* У пробірку з 2–3 краплями аналізованого розчину додати хромоген чорний  $\text{C}_{20}\text{H}_{13}\text{O}_7\text{N}_3\text{S}$ . Поява винно-червоного забарвлення розчину – ознака присутності у розчині іону  $\text{Mg}^{2+}$ .

*Проба на іон  $\text{Ca}^{2+}$ .* У пробірку з 2–3 краплями аналізованого розчину додати стільки ж розчину розчину  $\text{NaOH}$  і мурексид  $\text{C}_8\text{H}_6\text{N}_6\text{O}_6$ . Поява червоного забарвлення розчину – ознака присутності у розчині іону  $\text{Ca}^{2+}$ .

*Проба на іон  $\text{Na}^+$ .* У пробірку з 2–3 краплями аналізованого розчину додати розчин ацетат цинк-ураніл  $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2$ . Поява зеленувато-жовтих кристалів – ознака присутності у розчині іону  $\text{Na}^{2+}$ .

*Проба на іон  $\text{NH}_4^+$ .* На предметне скло помістити краплю аналізованого розчину і 1–2 краплі реактиву Несслера. Поява червоно-бурого осаду ( $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ) – ознака присутності у розчині іону  $\text{NH}_4^+$ .

*Проба на іон  $\text{K}^+$ .* У пробірку з 2–3 краплями аналізованого розчину додати розчин дипікріламіну (реактив Полуектова). Поява червоно-оранжевого осаду (при відсутності у розчині  $\text{NH}_4^+$ ) – ознака присутності у розчині іону  $\text{K}^+$ .

Після виявлення певного катіону приступають до аналізу аніонів. Аналіз суміші аніонів біогенних елементів полягає у проведенні попередніх проб. Більшість аніонів відкривають дробними реакціями, тому груповий реагент використовується тільки для виявлення аналітичної групи. Для спрощення аналізу проводять також проби на аніони нестійких кислот, аніони з окисними та відновними властивостями. Аналіз сумішей деяких аніонів проводиться за систематичним ходом аналізу (аналіз суміші

галогенідів, суміші аніонів, що містять іони Сульфуру, суміші нітрат- та нітрит-іонів та ін.).

*Попередні проби на аніони першої аналітичної групи.* В пробірку внести 0,5 мл отриманого розчину сумішей аніонів і перевірити рН розчину (по універсальному індикатору). Якщо розчин є кислим, то 0,5 М розчином натрій гідроксиду встановити нейтральне чи слаболужне середовище (рН = 7–9). Після цього в досліджуваній розчин по краплях прилити розчин барій хлориду. Утворення осаду вказує на наявність аніонів першої групи. Осад обробити 2 М розчином хлоридної кислоти. Якщо осад не розчинився, то це вказує на наявність іонів  $\text{SO}_4^{2-}$  (при цьому також може виділитись осад сірки). У деяких випадках при обробці розчином барій хлориду не осаджуються іони  $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$  і  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ . Тому ці аніони відкривають у суміші дробними реакціями.

*Попередні проби на аніони другої аналітичної групи.* До 0,5 мл досліджуваного розчину додати 0,5 мл розведеної нітратної кислоти і 3–4 краплі розчину аргентум нітрату. Поява осаду вказує на наявність аніонів другої аналітичної групи.

*Попередні проби на аніони, що мають відновні властивості* (виявлення іонів  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ). До пробірки внести 3–4 краплі досліджуваного розчину, який підкислити 1 М розчином сульфатної кислоти, після чого по краплях додати розведений розчин йоду. Знебарвлення розчину йоду вказує на наявність даних аніонів.

*Попередні проби на аніони-окисники* ( $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ). До 0,5 мл досліджуваного розчину додати 0,5 мл 1 М розчину сульфатної кислоти, 1 мл хлороформу і 3–4 краплі розчину калій йодиду. Забарвлення хлороформового шару у червоно-фіолетовий колір свідчить про наявність аніонів окисників.

*Попередні проби на аніони нестійких кислот.* До 0,5 мл досліджуваного розчину внести по краплях 1 М розчин сульфатної кислоти. Виділення газів вказує на можливу присутність іонів  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ .

*Аналіз суміші галогенідів.* До пробірки внести 0,5 мл досліджуваного розчину, прили до нього 2 М розчин нітратної кислоти (до рН = 3–4) і по краплях розчин аргентум нітрату до повного осадження. Після чого суміш центрифугувати. Осад аргентум галогенідів промити дистильованою водою і обробити

15 % розчином амоній карбонату. При цьому аргентум хлорид розчиняється, а в осаді залишаються аргентуму бромід- та йодид. Суміш центрифугувати і в центрифугаті виявити хлорид-, бромід- та йодид-іони.

*Виявлення хлорид-іонів.* Центрифугат розділити на дві частини. До однієї частини додати по краплях розведену нітратну кислоту, а до другої – декілька крапель калію йодиду.

*Виявлення бромід- та йодид-іонів.* Осад аргентум броміду та йодиду обробити розчином аміаку. При цьому аргентум бромід розчиняється, а в осаді залишається аргентум йодид. У розчині відкрити бромід-іони по реакції з хлорною водою чи калій броматом. При цьому до суміші прилити 0,5 мл хлороформу. Від виділеного броду хлороформовий шар забарвиться в жовто-бурий колір. Осад аргентум йодиду розчисти у розчині ціаніду калію і провести реакцію на йодид-іони із розчином дихромату калію в кислому середовищі та з наступною екстракцією виділеного йоду хлороформом, який прилити у досліджувану воду.

*Виявлення нітрит-іонів.* На фарфорову пластинку внести декілька кристаликів антипірину і 2–3 краплі розведеного розчину хлоридної кислоти. Після цього додати 2 краплі досліджуваного розчину.

*Виявлення нітрат-іонів.* Відкриттю нітрат-іонів заважають нітрит-, бромід-, йодид-іони. Для відокремлення нітрит-іонів до 0,5 мл досліджуваного розчину додати декілька кристалів амонію хлориду і суміш нагріти на водяному нагрівачі до повного виділення азоту. Про відсутність нітрит-іонів вказуватиме негативний результат реакції з розчином калію йодиду у кислому середовищі.

Для усунення впливу бромід- та йодид-іонів 0,5 мл досліджуваного розчину підкислити 2–3 краплями 2 М розчину хлоридної кислоти і додати 0,5 мл хлорної води. Суміш нагріти на водяному нагрівачі до повного знебарвлення. Після цього, з обох розчинів, отриманих після усунення нітрит- та бромід- і йодид-іонів відібрати по декілька крапель розчинів, перенести у дві пробірки і в кожен із них прилити по 0,2 мл розчину ферум(II) сульфату та обережно по стінці пробірки прилити по 3–4 краплі концентрованої

сульфатної кислоти. Поява «бурого кільця» вказує на присутність нітрат-іонів у розчині.

*Виявлення сульфід-іонів.* До декількох крапель досліджуваного розчину суміші аніонів додати декілька крапель 0,5 М розчину натрію гідрокарбонату і 3–4 краплі нітропрусиду натрію.

*Відокремлення сульфід-іонів.* Якщо попередньою реакцією були відкриті сульфід-іони, то в пробірку внести 1 мл досліджуваного розчину і осадити сульфід-іони насиченим розчином кадмій карбонату та перевірити повноту осадження. Після чого суміш центрифугують. Осад не аналізувати, а центрифугат використати для дослідження.

*Виявлення тіосульфат-іонів.* До центрифугату прилити розчин стронцій хлориду, внаслідок чого осаджуються сульфід- та сульфат-іони, а в розчині залишаються тіосульфат-іони. Суміш центрифугувати і в центрифугаті відкрити тіосульфат-іони реакцією з 2 М розчином хлоридної кислоти чи реакцією з розчином йоду.

*Виявлення сульфід- та сульфат-іонів.* До осаду сульфідів і сульфатів прилити 0,5 мл 2 М розчину хлоридної кислоти та 0,5 мл розчину йоду. В присутності сульфід-іонів розчин йоду знебарвиться. Нерозчинність осаду в хлоридній кислоті вказує на присутність сульфат-іонів.

### **3.4 Ґрунт та особливості його антропогенних порушень**

Існування, соціальний добробут і здоров'я людей нерозривно пов'язані із землею. Ґрунт – поверхневий шар земної кори, який виник унаслідок впливу біосфери й атмосфери на літосферу. Ґрунт складається з різноманітних мінеральних, органічних та органомінеральних сполук. У результаті взаємодії багатьох складних хімічних і біохімічних процесів формується хімічний склад ґрунту. Мінералогічний, механічний і хімічний склад материнської породи має великий вплив на фізичні і хімічні властивості ґрунту та його родючість. Найважливішою складовою частиною ґрунту є гумус. Він утворюється з органічних рослинно-тваринних решток, які щорічно потрапляють у ґрунт і під впливом життєдіяльності мікроорганізмів розкладаються, а з них синтезуються речовини з яких складається гумус. Ґрунт містить

біогенні елементи (нітроген, фосфор, калій), макроелементи (кальцій, магній, сульфур, залізо та ін.) і мікроелементи (бор, марган, молібден, купрум, цинк та ін.), які рослини споживають у невеликих кількостях. Їх співвідношення і визначає хімічний склад ґрунту, який залежить від вмісту елементів у материнській породі, кліматичних факторів, рослинності. Чим більше зволожений ґрунт, тим бідніші на мінеральні сполуки його верхні горизонти.

Антропогенний вплив на ґрунт дедалі посилюється. Поширення темпів урбанізації з урахуванням загальної індустріалізації, щораз інтенсивніше впливають на властивості ґрунтів через запечатування, розкопки, забруднення й утилізацію різних відходів. Таким чином, у результаті діяльності людини у ґрунті в значній кількості накопичуються різноманітні хімічні елементи та їх сполуки (часто шкідливі), що призводять до його деградації. Деградація ґрунту – це зниження його родючості, викликане погіршенням його властивостей (руйнування структури, вимивання поживних речовин, забруднення), внаслідок змін чинників ґрунтоутворення (особливо це стосується господарської діяльності людини).

Прогресуюче погіршення якісного стану земель, зниження родючості ґрунтів створює реальну загрозу кризи виробництва сільськогосподарської продукції і особливо екологічно чистих продуктів харчування. Вихід з такого кризового становища можливий лише за умови здійснення комплексу невідкладних заходів щодо структурної перебудови землекористування, охорони земель, насамперед у сільському господарстві, на основі виваженої програми дій, яка опиралася б на узагальнені результати наукових досліджень у галузі агрохімії, ґрунтознавства, економіки, екології, права тощо.

До фізичних властивостей ґрунтів відносяться: структурність, вологість ґрунту, щільність, пористість.

*Структурність.* Здатність ґрунту розпадатися на агрегати називають структурністю. Структура ґрунту – це сукупність агрегатів різної величини, форми, пористості, механічної міцності і водоміцності, які характерні для кожного ґрунту і кожного горизонту. Форма і розмір структурних агрегатів є діагностичною ознакою того чи іншого ґрунту або окремого горизонту. Структурні

агрегати ґрунту формуються під впливом ряду факторів: періодичного намокання і висихання, замерзання і відтаювання ґрунтової маси, коагуляції, надходження гумусу тощо. Основною умовою цього процесу є наявність тонкодисперсних часток і двовалентних катіонів як коагуляторів. Якщо в ґрунті є природні агрегати будь-якої форми, його називають структурним. Якщо ґрунтова маса не розпадається на агрегати, а має сипучість (як пісок), то такий ґрунт називають безструктурним. У структурних ґрунтах формуються оптимальні водний, повітряний, тепловий, поживний, окислювально-відновний і мікробіологічний режими. Приділяють багато уваги збереженню структури ґрунту. Основними заходами збереження і поліпшення структурного стану ґрунтів є мінімальний обробіток ґрунту, захист його від водної ерозії, внесення органічних добрив, вапнування і гіпсування, вирощування багаторічних трав тощо

*Вологість ґрунту.* Під вологістю ґрунту розуміють вміст в її порах, тріщинах тієї чи іншої кількості води. Уся вода, яка є в породі в природних умовах, називається природною вологістю ґрунту. Вплив природної вологості на міцність ґрунтів змінюється залежно від типу ґрунтів. У піщаних ґрунтах вологість впливає на міцність і стійкість в дрібнозернистих і глинистих їхніх різновидах. На оцінку властивостей середньо- і крупнозернистих пісків, а також уламкових порід вологість практично не впливає. У глинистих ґрунтах спостерігається різка зміна властивостей зі зміною вологості. Сухі глини поводять себе як тверді тіла. При збільшенні вологи вони поступово втрачають міцність, переходять у м'який стан аж до розтікання, тобто повністю втрачають міцність. Практично вологість не впливає на властивості гірських порід з жорсткими зв'язками (скельних, частково напівскельних).

*Щільність ґрунту.* Щільністю ґрунту називається відношення маси ґрунту (включаючи масу води в його порах) до об'єму, який займає цей ґрунт. Визначається щільність на зразках з непорушеною структурою і природною вологістю. Щільність мінеральних ґрунтів коливається в межах від 0,8 до 1,8 г/см<sup>3</sup>. Величина щільності ґрунту залежить від

– гранулометричного та мінералогічного складу. У легких за гранулометричним складом ґрунтів щільність більша, ніж у більш важчих;

– вмісту гумусу. Ґрунти з великим вмістом гумусу мають щільність 1,2–1,4 г/см<sup>3</sup>, безгумусні нижні горизонти характеризуються більш високою щільністю – 1,6–1,8 г/см<sup>3</sup>, щільність староорних торф'яних ґрунтів – 0,2–0,4 г/см<sup>3</sup>.

– структурного стану. Піщані безструктурні ґрунти мають щільність завжди більшу, ніж глинисті ґрунти з більшим вмістом гумусу і добре вираженою грудочкуватою або зернистою структурою;

– обробка ґрунту. Розпущення ґрунту (оранка, культивування, фрезування тощо) знижують величину щільності, а коткування, полив, випадання атмосферних опадів, прохід с/г техніки, випас худоби – збільшують.

*Щільність скелета ґрунту.* Щільністю скелета ґрунту називається маса одиниці об'єму твердих часток (скелета) ґрунту ( $\rho_s$ ). Визначається він як відношення маси твердої частини ґрунту до її об'єму і виражається в г/см<sup>3</sup>. Щільність скелета ґрунту залежить тільки від мінеральної складової ґрунту і збільшується зі збільшенням у ґрунті важких мінералів. Для більшості піщано-глинистих ґрунтів щільність скелета знаходиться в межах 2,5–2,8 г/см<sup>3</sup>.

*Щільність сухого ґрунту.* Щільність сухого ґрунту – відношення маси сухого ґрунту з непорушеною структурою до 27 об'єму, який він займає. Воду із зразка видаляють висушуванням при температурі 100–105 °С. Значення щільності сухого ґрунту для більшості ґрунтів знаходиться в межах 1,3–1,85 г/см<sup>3</sup>.

*Пористість.* На такі властивості ґрунтів, як водопроникність, стискання, міцність, щільність будови пісків великий вплив має пористість. Підземні води накопичуються і циркулюють у порожнинах гірських порід, кількість, величина і форми яких можуть бути різними залежно від характеру самих порід. Це можуть бути тріщини, канали, каверни, печери, пори. Пори або пористість найбільш характерні для осадових порід і є результатом нещільного прилягання твердих часток. У порах на поверхні твердих частинок проходить мобілізація поживних речовин. У порах розміщуються

коріння, мікроорганізми та все інше живе населення ґрунту. Тому є можливість стверджувати, що від кількості та якості пор значною мірою залежить родючість ґрунту. Важливе значення має і розмір проміжків. Для забезпечення кращого водно-повітряного режиму необхідно, щоб у ґрунті були проміжки більших розмірів (некапілярні), які зумовлюють водопроникність, повітроємність та повітропроникність, і менших – не більше як 0,1 мм (капілярні), від яких залежить вологоємність і капілярний рух вологи в ґрунті. Сумарна кількість проміжків (капілярних і некапілярних) становить загальну пористість ґрунту. Виражається пористість у відсотках до сумарного об'єму твердої фази і об'єму всіх проміжків (капілярних і некапілярних). Найсприятливіші умови для росту рослин створюються при загальній пористості 50–60 % від усього об'єму ґрунту, некапілярній – 12,5–30 % і капілярній – 30–37,5 % та співвідношенні між некапілярною і капілярною пористістю в межах 1:1 до 1:3.

Частина рідкої фази ґрунту, що знаходиться у вільному стані і заповнює капілярні і некапілярні пори в ґрунті, називається ґрунтовим розчином. За складом і концентрацією ґрунтового розчину всі ґрунти можна розділити на дві групи – незасолені і засолені. У незасолених ґрунтах концентрація ґрунтового розчину невелика. У його мінеральній частині домінують бікарбонати (в основному кальцію), в дуже незначній кількості присутні нітрати, сульфати і фосфати. Органічна частина розчину складається із водорозчинних гумусових кислот і проміжних продуктів розкладу органічних залишків. У засолених ґрунтах концентрація ґрунтового розчину висока, а склад визначається складом солей, що засолюють ґрунт. Мінеральна частина розчину в цих ґрунтах, звичайно, представлена хлоридами, сульфатами, а також бікарбонатами лужних і лужноземельних катіонів і карбонатом натрію. В органічній частині ґрунтового розчину, яка, звичайно, значно менша мінеральної (виключення складають гумусовані горизонти солонців), переважають гумусові кислоти та їх солі. Хімічний склад ґрунтового розчину, його реакцію і концентрацію вивчають методом водної витяжки, який є умовним і дає лише якісну уяву про склад ґрунтового розчину і його концентрацію.

Водна витяжка ґрунту – це фільтрат отриманий при короткотерміновій обробці ґрунту водою з послідуєчим фільтруванням. В отриманому фільтраті визначають сухий залишок, кислотність, лужність.

Аналіз водної витяжки ґрунту також широко застосовують для характеристики засоленних ґрунтів і вирішення теоретичних і практичних питань їх меліорації. Результати визначення вмісту катіонів і аніонів у водній витяжці представляють у вигляді відсотків і міліграм-еквівалентах на 100 г ґрунту. В останньому випадку можливо оцінити роль окремих катіонів і аніонів у складі легкорозчинних солей і встановити розрахунковим шляхом їх склад.

*Сухий залишок.* Сухий залишок – це сума всіх водорозчинних солей в ґрунті. За значенням сухого залишку визначають ступінь засолення ґрунту. Сухий залишок, одержаний з водної витяжки, дає змогу судити про загальний вміст водорозчинних органічних і мінеральних речовин в ґрунті. У незасоленних ґрунтах його вміст коливається в межах від 0,01 до 0,3 %, у засоленних – понад 0,3 %.

*Органічна речовина.* Невід’ємною складовою частиною будь-якого ґрунту є органічна речовина – сукупність живої біомаси і органічних решток рослин, тварин, мікроорганізмів, продуктів їх метаболізму і специфічних новоутворених речовин – гумусу. Гумус – це гетерогенна полідисперсна система високомолекулярних азотистих ароматичних сполук кислотної природи. Гумусні речовини мають дуже важливе значення в ґрунтоутворенні, формуванні родючості ґрунту, живленні рослин. Ґрунти з високим вмістом гумусу мають широкий діапазон фізичної стиглості, тобто їх можна обробляти в широкому інтервалі вологості. У зв’язку з тісною залежністю родючості ґрунту від вмісту в ньому гумусу його визначення має винятково велике значення.

*Лужність.* Лужна реакція ґрунтових розчинів може бути зумовлена різними сполуками: карбонатами, гідрокарбонатами, хлоридами і сульфатами лужних і лужноземельних металів, гуматами натрію, силікатами та іншими сполуками. Основну роль при цьому відіграють гідролітично лужні солі слабких кислот, а саме: карбонати натрію і калію, гідрокарбонати натрію і калію, карбонати кальцію і магнію. Актуальна лужність зумовлена наявністю в ґрунтовому розчині гідролітично лужних солей, під час

дисоціації яких утворюється значна кількість гідроксильних іонів. Лужність ґрунту визначають титруванням водної витяжки в присутності різних індикаторів і виражають в міліграм-еквівалентах на 100 г ґрунту. Потенціальна лужність проявляється у ґрунтах, які містять ввібраний натрій. Висока лужність несприятлива для росту і розвитку більшості сільськогосподарських рослин. Лужні ґрунти мають низьку родючість, несприятливі фізичні властивості і хімічний склад. Вони, як правило, тверді, зцементовані, безструктурні, у вологому стані в'язкі, липкі, водонепроникні.

*Кислотність.* На ріст і розвиток рослин, мікробіологічні, хімічні й біохімічні процеси ґрунту великий вплив має реакція ґрунту. Від реакції ґрунту значною мірою залежить засвоєння рослинами поживних речовин ґрунту і добрив, мінералізація органічної речовини, ефективність внесених добрив, урожайність сільськогосподарських культур та його якість. Кислотність ґрунту зумовлюється іонами водню й алюмінію. Розрізняють такі види кислотності: актуальну (або активну) і потенціальну. Актуальна кислотність – це кислотність ґрунтового розчину, зумовлена підвищеною концентрацією в ньому іонів водню порівняно з іонами гідроксилу. Ця кислотність створюється вугільною кислотою ( $H_2CO_3$ ), гідролітично кислими солями і водорозчинними органічними кислотами, які виділяються при розкладанні органічної речовини. Актуальна кислотність виражається величиною рН (від'ємний десятковий логарифм концентрації іонів водню в розчині). Реакцію ґрунтового розчину характеризують величиною рН водної витяжки. Потенціальна кислотність зумовлена наявністю іонів водню та алюмінію в твердій фазі ґрунту в поглинутому стані. Вона поділяється на обмінну та гідролітичну кислотність. Обмінна кислотність ґрунту зумовлена обміннопоглинутими іонами водню й алюмінію, які можуть бути витіснені катіонами нейтральних солей. Ґрунти, які мають високу обмінну кислотність, характеризуються особливо несприятливими властивостями. Крім того, обмінна кислотність свідчить про значне збіднення ґрунту обмінними основами, заміщеними відповідно до іонів водню та алюмінію. При внесенні на таких ґрунтах калійних добрив, внаслідок поглинання іонів калію і витіснення іонів водню та алюмінію із вбирного комплексу, може значно підвищитись кислотність ґрунту, що

негативно впливає на формування врожаю. Особливо шкідливою є обмінна кислотність, зумовлена обмінним алюмінієм, що токсичний для більшості культур. Найменш стійкі проти алюмінію рослини, в яких він надходить до точок росту. При надлишку алюмінію затримується розвиток кореневої системи, де в основному накопичується алюміній, знижується кількість корневих волосків, скорочується активна поверхня коренів, погіршується надходження поживних речовин у рослини. Надлишок алюмінію в рослинах порушує також обмін речовин, знижує продуктивність і якість врожаю. Обмінна кислотність виражається в міліграм-еквівалентах на 100 г ґрунту і величиною рН сольової витяжки. За показниками рН сольової витяжки визначають ступінь кислотності ґрунту. Гідролітична кислотність зумовлена менш рухливими іонами водню, які важче заміщуються катіонами ґрунтового розчину, ніж ті, що характеризують обмінну кислотність. Гідролітична кислотність виявляється при взаємодії ґрунту з гідролітично лужним розчином солі  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . При дії лужного розчину на ґрунтовий комплекс витісняються іони водню  $\text{H}^+$ , міцніше зв'язані з ґрунтовим комплексом, а тому їх виділяється значно більше, ніж при дії на ґрунт розчину нейтральної солі. Гідролітична кислотність характеризує повну кислотність ґрунту, оскільки вона включає всю потенціальну й актуальну кислотність. Гідролітична кислотність виражається в міліграм-еквівалентах на 100 г ґрунту. За гідролітичною кислотністю визначають норму вапна для вапнування кислих ґрунтів. Для характеристики всіх ґрунтів визначають рН водної витяжки. А для ґрунтів, ненасичених основами, визначають рН сольової витяжки, обмінну і гідролітичну кислотність; ці показники використовують для визначення потреби у вапнуванні кислих ґрунтів.

*Засоленість.* Засоленість ґрунтів – це процес утворення галогенних ґрунтів (від греч. *hals* – сіль). Причиною цього явища може стати природний фактор засолення (наявність соленосних материнських чи генетичних порід), а також антропогенний фактор, пов'язаний із господарською діяльністю людини (використання неправильного меліоративного режиму, зрошення ґрунтів промислово-стоковими водами, як правило засоленими тощо). Ґрунти можуть утримувати в своєму складі різні водорозчинні солі.

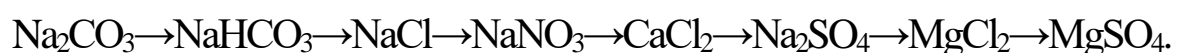
В залежності від кількості таких солей ґрунти поділяються на засолені та незасолені. В незасолених ґрунтах вміст водорозчинних солей невеликий (менше 0,1 %) і практично не шкодить нормальному росту та розвитку рослин. На засолених ґрунтах, в яких кількість водорозчинних солей становить 0,1 % і більше, шкідлива дія солей позначається помітніше. Таким чином: Засолення ґрунту – це процес нагромадження у верхніх шарах ґрунту надлишку шкідливих для організмів легкорозчинних солей. При наявності в ґрунтового профілі легкорозчинних солей у концентрації 0,2–0,3 %, ґрунти відносять до засолених. Це солончаки, солонці та різні за ступенем солончакуватості ґрунти. З водорозчинних солей у засолених ґрунтах найчастіше зустрічаються:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$ . Легкорозчинні солі, що пригнічують та викликають загибель рослин розділяються на групи

1. Токсичні нейтральні солі легко дають осмотично та токсично небезпечні концентрації для рослин. В цю групу входять хлориди та сульфати –  $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$ .

2. Токсичні лужні солі здатні підвищувати рН ґрунту до величин, що пригнічують рослини. В цю групу входять бікарбонати та карбонати натрію, магнію і калію –  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ .

3. Нейтральні (не шкідливі) не дають осмотично та токсично шкідливих концентрацій через низьку розчинність. В цю групу входять сульфати, карбонати та бікарбонати кальцію –  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

За шкідливою дією на більшість сільськогосподарських культур солі розташовуються по згасанню в ряді



Тобто найбільш токсичними для рослин є карбонати натрію та хлориди, а найменш токсичні – сульфати.

*Ємність вбирання.* Колоїди ґрунту, маючи велику загальну поверхню і високу поверхневу енергію, здатні вбирати й обмінювати різні хімічні речовини. Катіони розчину називаються ввібраними або обмінними, а їх загальна кількість – ємністю вбирання. У ґрунтах переважно це  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,

$Al^{3+}$ . За винятком  $H^+$  і  $Al^{3+}$  їх називають ввібраними основами, а відношення їх загальної кількості до ємності вбирання – ступенем насичення основами. Склад і кількість увібраних катіонів впливають на фізичні і хімічні властивості ґрунтів. Суму ввібраних основ визначають для характеристики ґрунту з метою встановлення ступеня насиченості основами, який є одним з показників необхідності хімічної меліорації кислих ґрунтів – вапнування.

### **3.5 Аналіз основних показників фізичних та водно-фізичних властивостей ґрунтів**

*Відбір і підготовка зразків ґрунту до аналізу.* Для одержання достовірних даних про склад та властивості ґрунтів дуже важливим є правильно взяти зразок ґрунту в полі і вміло його підготувати до аналізу. Відбір ґрунтових зразків для аналізів проводять після описування морфологічних ознак ґрунту в розрізах із виділених генетичних горизонтів або шарів ґрунту, починати потрібно знизу. Відібрані проби висушують до повітряно-сухого стану в добре провітрюваному приміщенні. Для цього ґрунт насипати тонким шаром (1–2 см) на чистий папір, великі грудки подрібнити руками. Для прискорення сушки ґрунт декілька разів перемішати. Приблизно через 3–4 дні ґрунт досягає повітряно-сухого стану. Висушені проби зберігати у сухому приміщенні, в якому не повинно бути парів аміаку, кислот та інших реактивів. Висушену пробу ґрунту зважити на технічних терезах, ретельно перемішати, висипати на листок паперу, відібрати коріння та включення. Для відбирання середнього зразка ґрунт розрівняти тонким шаром у вигляді квадрату і поділити по діагоналі на чотири частини. Дві протилежні частини висипати до коробки, додати у середину етикетку, а другу етикетку приклеїти на стінку коробки. Ґрунт, що залишився, розтерти у фарфоровій ступці гумовим наконечником пестика і просіяти через сито з отвором 1 мм. Частинки, що не пройшли через сито, знову розтерти у ступці і просіяти через теж сито. Цю операцію повторювати до тих пір поки на ситі не залишиться скелет ґрунту – кам'яністі частинки розміром більше 1 мм. Скелет ґрунту перенести у фарфорову чашу, залити водою, кип'ятити протягом 1 години, потім перенести на сито розміром 1

мм, промити водою і висушити. Скелетну частину ґрунту враховують при визначенні гранулометричного складу. Просіяний ґрунт знову перемішати, висипати на лист паперу, розрівняти тонким шаром і поділити на великі квадрати (4x4 см). Із квадратів рівномірно взяти приблизно 10 г ґрунту для підготовки на валовий аналіз. Ґрунт, що залишився, перенести знову до коробки або пакета і використати для аналізів.

*Визначення структурності.* Визначення структурного складу ґрунту проводять просіюванням зразка ґрунту крізь сита з різними за величиною отворами. Для цього скласти всі сита набору так, щоб зверху було сито з найбільшими отворами, а донизу діаметр отворів поступово зменшувався порядком розміщення сит зверху донизу. Помістити наважку на верхнє сито і, нахилиючи набір сит, круговим рухом просіяти ґрунт крізь сита. Зважити структурні фракції, що залишилися на ситах і пройшли в піддонник, записуючи їх розмір. Обчислити вміст у ґрунті структурних окремоостей різного діаметра (за їх фракціями) за формулою 3.14

$$SO = \frac{m_1 \cdot 100}{m}, \quad (3.14)$$

де:  $SO$  – вміст у ґрунті структурних окремоостей даного розміру (фракції), %;

$m_1$  – вага структурних окремоостей даного розміру;

$m$  – вага ґрунту, взятого для просіювання (наважка).

*Визначення щільності ґрунту* Щільність ґрунту відповідає масі одиниці його об'єму, тобто характеризується відношенням маси ґрунту до його об'єму. В залежності від виду ґрунту, його агрегатного стану, а також ступеню руйнування вихідного зразка, застосовують ряд методів визначення щільності. Щільність ґрунтів, що піддаються вирізанню без опору, або таких, що не тримають форми без кільця, визначається за допомогою методу «ріжучого кільця». Якщо ж ґрунт дуже крихкий, то використовують «метод зважування парафінованих зразків у воді». Дані методи дозволяють визначати щільність ґрунту природної вологості та непорушеної будови.

*Визначення щільності методом зважування парафінованих зразків у воді.* Із ґрунту вирізати зразок, закруглюючи гострі краї.

Об'єм даного зразка має бути не менше 50 см<sup>3</sup>. Далі його обмотати ниткою таким чином, щоб не залишилося зазорів, а також залишають 15–20 см вільного кінця нитки з петлею. Обмотаний ниткою зразок зважити. Підготовлений і зважений зразок ґрунту занурити у нагрітий до 500–700 °С парафін на 2–3 с. Далі винути і перевірити зразок на наявність повітряних бульбашок на плівці, що утворились. Бульбашки протикнути нагрітою голкою, потім знову парафінують зразок, повторюючи процедуру до повного усунення останніх. Після охолодження запарафінований зразок зважити. Запарафінований зразок підвісити петлею за коромисло вагів і опустити у посудину з водою. Причому зразок має бути повністю занурений у воду, а його краї не повинні торкатися дна та стінок посудини. Зважити зразок у воді. Після зважування запарафінованого зразка у воді, його перевірити на герметичність. Для цього його треба витягнути з води і зважити на електронних вагах. Зразок є герметичним, якщо його маса не збільшилася більш, ніж на 0,02 г після зважування у воді. В іншому випадку – зразок не є герметичним, його відбраковують і дослід повторюють знову. Щільність ґрунту для даного дослідження визначити за формулою 3.15

$$\rho = \frac{m \cdot \rho_p \cdot \rho_w}{\rho_p (m_1 - m_2) - \rho_w (m_1 - m)}, \quad (3.15)$$

де:  $\rho$  – щільність ґрунту, г/см<sup>3</sup>;

$m$  – маса зразка до парафінування, г;

$m_1$  – маса запарафінованого зразка, г;

$m_2$  – результат зважування зразка у воді, г;

$\rho_p$  – щільність парафіну (0,9 г/см<sup>3</sup>);

$\rho_w$  – щільність води при температурі вимірювань, г/см<sup>3</sup>.

Щільність води залежно від температури вимірювань визначити згідно таблиці 3.10.

**Щільність води при різних температурах**

Температура, °С	Щільність, г/см <sup>3</sup>
0–12	1,000
12–18	0,999
19–23	0,998
24–27	0,997
29–30	0,996
31–33	0,995

Визначення щільності скелету ґрунту та щільності часток ґрунту  $\rho_d$  попередній роботі визначалася щільність ґрунту як його об'ємна маса. Але в інженерній геології прийнято визначати також щільність часток ґрунту та щільність скелету ґрунту (щільність «сухого» ґрунту). Щільність скелету ґрунту характеризує масу його твердої компоненти без врахування маси води і льоду в одиниці об'єму і значною мірою залежить від пористості. Щільність сухого ґрунту можна визначити розрахунковим методом. Для цього необхідно попередньо визначити вологість зразка ґрунту та його щільність при цій вологості одним із методів, що описані раніше. Потім визначити щільність сухого ґрунту за формулою 3.16

$$\rho_d = \frac{\rho}{\rho + 0,01W}, \quad (3.16)$$

де:  $\rho_d$  – щільність сухого ґрунту, г/см<sup>3</sup>;  
 $\rho$  – щільність ґрунту, г/см<sup>3</sup>;  
 $W$  – вологість ґрунту у %.

*Визначення пористості.* Загальну пористість можна розрахувати на основі щільності твердої фази ґрунту та щільності ґрунту. Загальну пористість визначити за формулою 3.17

$$P = \frac{(\rho_d - \rho)}{\rho_d} \cdot 100, \quad (3.17)$$

де:  $P$  – загальна пористість, %;  
 $\rho_d$  – щільність твердої фази ґрунту;  
 $\rho$  – щільність ґрунту.

*Визначення вологості ґрунту.* Відомо, що ґрунти можуть містити в собі різні види води, причому в різних кількісних співвідношеннях для різних типів ґрунтів. В даній роботі ми будемо визначати тільки вагову вологість гірських порід, яка виражається відношенням маси води, видаленої з ґрунту при висушуванні до маси висушеного ґрунту за температури  $105 \pm 2$  °С (температура сталої маси). Метод, за допомогою якого визначається вологість ґрунтів, є відносно простим серед інших методів лабораторного визначення фізичних характеристик ґрунтів.

Алюмінієві бюкси необхідно попередньо зважити. Два бюкси необхідні для того, щоб визначити середнє значення вологості для одного зразка ґрунту. Переконавшись в тому, що наданий для дослідю зразок ґрунту зберігається в герметичній упаковці (наприклад, поліетиленовий мішечок), розкрити його і ретельно перемішати для того, щоб волога була розподілена по всьому зразку однаково. Відібрати зі зразка проби ґрунту два бюкси вагою 15–50 г, закрити бюкси кришечкою. Зважити бюкси разом з відібраним ґрунтом. 3. Далі відкриті бюкси разом з кришечкою ставлять до сушильної шафи і висушують ґрунт до сталої ваги (при  $t = 105 \pm 2$  °С) протягом 3–6 годин (наприклад 3 години – для піщаних ґрунтів). Після висушування бюкси виймають із сушильної шафи ставлять в ексикатор, дотримуючись при цьому правил техніки безпеки, знову зважують, отримуючи значення ваги абсолютно сухого ґрунту, записують до журналу. Визначити вагову вологість ґрунту за формулою 3.18

$$W = \frac{m_1 - m_0}{m_0 - m} \cdot 100, \quad (3.18)$$

де:  $W$  – вагова вологість ґрунту, %;

$m_0$  – маса висушеного ґрунту разом з бюксом та кришечкою, г;

$m_1$  – маса вологого ґрунту разом з бюксом та кришечкою, г;

$m$  – маса порожнього бюксу разом з кришечкою, г;

Між парою значень вологості, отриманих в результаті розрахунків, для одного ґрунту визначити середнє значення вологості. При цьому різниця між двома спільними значеннями вологості не повинна перевищувати 0,02 г або 2 %. В іншому випадку дослідження проводять повторно.

*Визначення гумусу.* Із зразка ґрунту (1,5–2 г) старанно вибрати всі корінці рослин і частини їх, які не розклалися. Зразок розтерти в ступці і просіяти крізь сито з отворами 0,25 мм. Просівати треба весь зразок, щоб не було відсівання різних його фракцій з різним вмістом гумусу. З просіяного зразка ґрунту на аналітичних терезах відважити наважку приблизно 0,3 г. Перенести наважку в конічну колбу місткістю 100 мл. Долити до наважки з бюретки 10 мл  $K_2Cr_2O_7$  в розведеній (1 : 1) сульфатній кислоті. Перемішати вміст колби і закрити її невеличкою лійкою для охолодження водяної пари при нагріванні. Поставити колбу на електричну плитку і обережно нагріти до кипіння, яке починається через кілька хвилин після початку нагрівання. Кипіння не повинно було бурхливим, кип'ятити наважку треба точно 5 хв. Зняти колбу з вогню й охолодити. Перенести вміст колби в більшу колбу, що вміщує 500 мл. Колбу, в якій кип'ятили наважку, і лійку-холодильник сполоснути 10–20 мл дистильованої води і цю воду також влити в колбу до загального розчину. Додати до розчину 8–10 крапель розчину фенілантранілової кислоти. Титрувати 0,2 н розчином солі Мора  $(NH_4)_2SO_4 \cdot Fe_5SO_4 \cdot 6H_2O$  до зміни синього забарвлення на зелене. Цей перехід відбувається дуже різко від однієї краплі солі Мора, тому титрування після появи інтенсивно синього забарвлення слід вести особливо старанно. При цьому титруванні визначити кількість розчину  $K_2Cr_2O_7$ , що не розклався при кип'ятінні разом з ґрунтом, “надлишок” його. Паралейно провести контрольне (холосте) визначення, додаючи в колбу замість ґрунту прожарений пісок. Вміст гумусу в зразку обчислити за формулою 3.19

$$G = \frac{(V - V_1) \cdot 0,0010362 \cdot 100}{m}, \quad (3.19)$$

де:  $G$  – вміст гумусу, %;

$V$  – об'єм розчину солі Мора, витраченого на титрування контрольного розчину без ґрунту, мл;

$V_1$  – об'єм розчину солі Мора, витраченого на титрування в досліді з ґрунтом, мл;

$m$  – вага абсолютно сухої наважки;

0,0010362 – коефіцієнт переводу в гумус 1 мл 0,2 н розчину солі Мора, г.

*Приготування водної витяжки.* 40 г повітряно-сухого ґрунту, просіяного через сито з отворами в 1 мм, перенести до конічної колби з 200 мл дистильованої води без CO<sub>2</sub>. Суспензію сколочувати протягом 3 хвилин, після чого фільтрувати через щільний складчастий фільтр. Під час фільтрації на лійку необхідно перенести і ґрунт для затримання колоїдних частинок, що проходять через фільтр. Перші порції фільтрату вилити знову на фільтр. Для проведення аналізу необхідно збирати тільки прозорий фільтрат (мутний фільтрат знову виливається на фільтр).

*Визначення сухого залишку.* За допомогою піпетки 25 мл водної витяжки перенести у попередньо зважену, суху і чисту фарфорову чашу місткістю 50 мл. Чашу з водною витяжкою висушити на водяній бані. Після сушки чашу зважують на аналітичних вагах. Кількість сухого залишку від маси повітряно-сухого ґрунту розрахувати за формулою 3.20

$$\omega = \frac{(m_2 - m_1) \cdot V_1 \cdot 100}{V_2 \cdot m}, \quad (3.20)$$

де:  $\omega$  – кількість сухого залишку, %;

$m_2$  – маса чаші з сухим залишком після випаровування, г;

$m_1$  – маса пустої чаші, г;

$V_1$  – об'єм води, взятої для приготування водної витяжки, мл (200);

$V_2$  – об'єм витяжки, взятої для випаровування, мл (25);

$m$  – наважка ґрунту, г (40);

100 – коефіцієнт для перерахунку в відсотки.

*Визначення кислотності.* Суть методу полягає у витісненні обмінних іонів водню H<sup>+</sup> і Al<sup>3+</sup> 1 н розчином KCl (рН = 5,5–6) при співвідношенні ґрунту до розчину 1 : 2,5 для мінеральних ґрунтів і 1 : 25 для торф'яних з наступним вимірюванням активності іонів водню потенціометричним методом.

Найчастіше рН визначають за допомогою приладів рН-метрів. рН-метр підготовлюють до роботи згідно з інструкцією до приладу. Налаштувати рН-метр за допомогою буферних розчинів з рН, що дорівнюють 4,01, 6,86, 9,18. Потім 20 г ґрунту перенести у склянку на 100 мл і залити 50 мл дистильованої води. Вміст склянки збовтати 1 хв і залишити стояти на ніч. Занурити у розчин скляні

електроди і, не збовтуючи його, за допомогою рН-метра визначити величину рН водної витяжки. Ступінь кислотності ґрунту залежно від рН сольової витяжки визначити згідно таблиці 3.11.

Таблиця 3.11

Ступінь кислотності ґрунту залежно від рН сольової витяжки

Ступінь кислотності	рН сольової витяжки
Дуже сильнокислі	< 4
Сильнокислі	4–4,5
Середньокислі	4,5–5
Слабокислі	5–5,5
Близькі до нейтральних	5,5–6
Нейтральні	> 6

*Визначення гідролітичної кислотності.* У колбу на 200 мл перенести за допомогою піпетки 50 мл водної витяжки, додати 2–3 краплі фенолфталеїну і титрувати 0,1 н розчином NaOH до слаборожевого забарвлення, яке не зникає протягом 1 хв.

Величину гідролітичної кислотності ґрунту розрахувати за формулою 3.21

$$H = \frac{V \cdot 1,75 \cdot 100}{m \cdot 10}, \quad (3.21)$$

де:  $H$  – гідролітична кислотність ґрунту, мг-екв на 100 г;

$V$  – об'єм 0,1 н розчину NaOH, витраченого на титрування, мл;  
1,75 – поправочний коефіцієнт на неповноту витіснення іонів водню при одноразовій обробці ґрунту  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ;

100 – для перерахунку на 100 г ґрунту;

10 – для перерахунку кількості мілілітрів 0,1 н розчину NaOH в мг-екв (1 мл 0,1 н розчину NaOH відповідає 0,1 мг-екв  $\text{H}^+$ );

$m$  – маса наважки ґрунту, г.

*Визначення засоленості.* Присутність легко- та середньо розчинних форм деяких елементів визначається якісно у водній витяжці наступним чином. До колби помістити 10 г ґрунту, долити 50 мл дистильованої води. 3 хв збовтувати, потім відфільтрувати через складчастий фільтр. В пробах отриманої водної витяжки визначають  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ . Ступінь засолення можна встановити на

основі "сумарного ефекту" впливу токсичних іонів. Токсичність тих або інших іонів виражають в еквівалентах хлору, виходячи з наступних співвідношень: еквівалент  $\text{Cl}^- = 0,1\text{CO}_3^{2-} = 3\text{HCO}_3^- = 6\text{SO}_4^{2-}$ . У цьому випадку класифікація ґрунтів за ступенем засолення, з урахуванням еквівалентної дії різних аніонів встановити за таблицею 3.12.

Таблиця 3.12

**Ступінь засолення, з урахуванням дії різних аніонів**

Ступінь засолення	"Сумарний ефект" токсичних іонів ( $\text{CO}_3^{2-}$ , $\text{HCO}_3^-$ , $\text{Cl}^-$ , $\text{SO}_4^{2-}$ ), мг-екв/100 г ґрунту
Незасолені	< 0,3
Слабозасолені	0,3–1,0
Середньозасолені	1,0–3,0
Сильнозасолені	3,0–7,0
Дуже сильнозасолені	> 7,0

Згідно з даними І.П. Айдарова гранично допустимий вміст у водній витяжці –  $\text{Cl}^- = 0,1\text{--}0,03\%$ ,  $\text{HCO}_3^- < 0,08\%$ .

*Якісне визначення іону  $\text{Cl}^-$ .* Відібрати у плоскодонну колбу на 25 мл 10 мл водної витяжки, підкислити її двома краплями 10 % розчину  $\text{HNO}_3$  або  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Додати у пробірку декілька крапель 5 % розчину  $\text{AgNO}_3$ , перемішати. За кількістю білого осаду  $\text{AgCl}$  відмічають: немає, мало, середнє, багато, дуже багато іонів хлору.

*Кількісне визначення іону  $\text{Cl}^-$ .* У колбу на 100 мл перенести за допомогою піпетки 25 мл водної витяжки, додати 1 мл 10 % розчину  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  і титрувати 0,01 н розчином  $\text{AgNO}_3$  до появи червоного кольору. При появі осаду кольору червоної цегли титрування припинити. Кількість іону  $\text{Cl}^-$  розрахувати за формулою 3.22

$$\omega(\text{Cl}^-) = \frac{V \cdot N \cdot V_1 \cdot 100}{V_2 \cdot m}, \quad (3.22)$$

де:  $\omega(\text{Cl}^-)$  – кількість іону  $\text{Cl}^-$ , мг-екв/100 г ґрунту;  
 $V$  – об'єм розчину  $\text{AgNO}_3$ , який пійшов на титрування, мл;  
 $N$  – нормальність  $\text{AgNO}_3$  (0,01 н);

$V_1$  – об'єм води, взятої для приготування водної витяжки, мл (200);

$V_2$  – об'єм витяжки, взятої для титрування, мл (25);

$m$  – наважка ґрунту, г (40);

100 – коефіцієнт для перерахунку на 100 г ґрунту.

Для розрахунку вмісту іонів Cl у відсотках число мг-екв Cl множать на 0,0355, тому що еквівалентна маса Cl дорівнює 35,5, а мг-екв дорівнює  $35,5/1000 = 0,0355$ .

*Кількісне визначення іону  $\text{HCO}_3^-$  (загальна лужність).* У колбу на 100 мл перенести за допомогою піпетки 25 мл водної витяжки і додати 2 краплини метилоранжу. Витяжка забарвиться в жовтий колір. Вміст колби титрувати 0,01 н розчином  $\text{H}_2\text{SO}_4$  до переходу жовтого кольору в рожевий. Титрувати потрібно обережно, тому що кінець титрування проявляється непомітно. Після титрування витяжку з колби не виливати. Загальну лужність розрахувати за формулою 3.23

$$L = \frac{V \cdot N \cdot V_1 \cdot 100}{V_2 \cdot m}, \quad (3.23)$$

де:  $L$  – загальна лужність, мг-екв/100 г ґрунту;

$V$  – об'єм 0,01 н розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , який пішов на титрування, мл;

$N$  – нормальність титрованого розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (0,01 н);

$V_1$  – об'єм води, взятої для приготування водної витяжки, мл (200);

$V_2$  – об'єм витяжки, взятої для титрування, мл (25);

$m$  – наважка ґрунту, г (40);

100 – коефіцієнт для перерахунку на 100 г ґрунту.

Для розрахунку вмісту іонів  $\text{HCO}_3^-$  у відсотках число мг-екв  $\text{HCO}_3^-$  множать на 0,061, тому що еквівалентна маса  $\text{HCO}_3^-$  дорівнює 61, а мг-екв дорівнює  $61/1000 = 0,061$ .

*Якісне визначення іону  $\text{SO}_4^{2-}$ .* Відібрати у колбу на 25 мл 10 мл водної витяжки. Додати до неї 1 мл 10 % розчину  $\text{BaCl}_2$  (приблизно 10 крапель) и кип'ятити рідину упродовж 1 хв. За кількістю білого осаду  $\text{BaSO}_4$  відмічають приблизний вміст  $\text{SO}_4^{2-}$ : немає, мало, середнє, багато, дуже багато.

*Кількісне визначення іону  $SO_4^{2-}$ .* У стакан ємкістю 200 мл піпеткою відібрати 50 мл водної витяжки і нейтралізувати 10 % розчином аміаку. Окислити 10 % розчином HCl до появи рожевого забарвлення індикатора метилового червоного, а після ще додати 1 мл HCl. Потім фільтрат підігріти до кипіння і осадити іон  $SO_4^{2-}$  10 %  $BaCl_2$ , додаючи його краплями з піпетки в кількості 1–5 мл. Ретельно перемішувати суміш після кожної краплі. Стакан закрити годинниковим склом, кип'ятити 2–3 хв і залишити на 2–3 год в теплому місці. На другий день осад виділити через щільний фільтр, промити його гарячою водою до повного видалення іонів хлору. Фільтр з осадом підсушити на лійці, покласти у зважений фарфоровий тигель, який спочатку нагріти на полум'ї спиртівки або на електроплитці до повного згорання фільтру, а потім тигель поставити в гарячий муфель при температурі 600–700 °C на 20–25 хв. Потім вийняти тигель з муфелю, охолодити і зважити на аналітичних терезах. За різницею між вагою осаду і вагою порожнього тигля визначити вагу прожареного осаду  $BaSO_4$ . Результати аналізу вирахувати за формулами 3.24 та 3.25

$$\omega(SO_4^{2-}) = \frac{m \cdot 0,4114 \cdot 100}{m_1}; \quad (3.24)$$

$$N(SO_4^{2-}) = \frac{\%SO_4^{2-}}{0,48}, \quad (3.25)$$

де:  $\omega(SO_4^{2-})$ , – кількість іону  $SO_4^{2-}$ , %;

$N(SO_4^{2-})$  – кількість іону  $SO_4^{2-}$ , мкг-екв;

$m$  – вага осаду  $BaSO_4$ , г;

$m$  – вага абсолютно сухого ґрунту, що взятий для виготовлення фільтрату, г;

0,4114 – коефіцієнт для перерахунку  $BaSO_4$  в іон  $SO_4^{2-}$ ;

0,048 – мг-екв на  $SO_4^{2-}$ .

*Якісне визначення іону  $CO_3^{2-}$ .* До невеликого об'єму водної витяжки (3–5 мл) долити 1–2 мл 10 % HCl (або розбавленої  $HNO_3$ ). Виділення пухирців газу («вскипання» вказує на присутність солей вугільної кислоти). За кількістю пухирців газу відмічають: немає, мало, середнє, багато, дуже багато.

*Якісне визначення іону  $Ca^{2+}$ .* Відібрати у колбу на 25 мл 10 мл водної витяжки. Додати в неї 5 крапель 4 % розчину  $(NH_4)_2C_2O_4$  і довести вміст до кипіння. За кількістю білого осаду  $CaC_2O_4$  відмічають: немає, мало, середнє, багато, дуже багато.

*Кількісне визначення іону  $Ca^{2+}$ .* Метод оснований на здатності сірчаної кислоти розчиняти осад  $CaC_2O_4 \cdot 2H_2O$  і певну кількість звільнених оксалатних іонів, за якими вираховують вміст кальцію.

До 100–150 мл водної витяжки додати кілька мілілітрів 10 % розчину аміаку для нейтралізації і потім підкислити 10 % розчином  $CH_3COOH$  по індикатору або по запаху оцтової кислоти. Підкислений розчин нагріти до кипіння. Кальцій випаде в осад при додаванні гарячого 4 % розчину  $(NH_4)_2C_2O_4$ . Осад відфільтрувати через щільний фільтр діаметром 7–9 см, змити 1 % розчином  $(NH_4)_2C_2O_4$ , а під кінець – 2–3 рази гарячою водою до від'ємної реакції на оксалатний іон. Після цього добре злитий осад розчинити в гарячій 5 %  $H_2SO_4$  і титрувати 0,05 н розчином  $KMnO_4$  до слабо-рожевого забарвлення, яке не зникає протягом 1 хв. Вміст іону  $Ca^{2+}$  вирахувати за формулами 3.26 та 3.27

$$\omega(Ca^{2+}) = \frac{V \cdot K \cdot 0,001 \cdot 100}{m}, \quad (3.26)$$

$$N(Ca^{2+}) = \frac{\omega(Ca^{2+})}{0,20}, \text{ мкг-екв.} \quad (3.27)$$

де:  $\omega(Ca^{2+})$  – вміст іону  $Ca^{2+}$ , %;

$N(Ca^{2+})$  – вміст іону  $Ca^{2+}$ , мкг-екв;

$V$  – об'єм 0,05 н розчину  $KMnO_4$ , витраченого на титрування проби, мл;

$m$  – вага абсолютно сухого ґрунту, що береться для одержання фільтрату, г;

$K$  – поправочний коефіцієнт до 0,05 н  $KMnO_4$ , який розраховують за формулою 3.4 (див. приклад 3.1);

0,001 – кількість  $Ca^{2+}$ , що відповідає 1 мл точно 0,05 н  $KMnO_4$ , г;

0,020 – мгг-екв  $Ca^{2+}$ .

*Визначення суми ввібраних (обмінних) основ.* До 25 мл водної витяжки, відібраних піпеткою, додати 3 краплі фенолфталеїну і

титрувати 0,1 н розчином NaOH до появи блідо-рожевого забарвлення, яке не зникає протягом хвилини. Паралельно виконати холосте визначення – 25 мл 0,1 н HCl відтитрувати 0,1 н розчином NaOH. Суму увібраних основ обчислити за формулою 3,28

$$S_o = \frac{(V - V_1) \cdot 4 \cdot N \cdot 100}{m}, \quad (3.28)$$

де:  $S_o$  – сума увібраних основ, м-екв на 100 г ґрунту;

$V, V_1$  – кількість 0,1 н розчину NaOH, що пішла на титрування відповідно холостого й при визначенні в ґрунті;

4 – коефіцієнт для перерахунку на весь об'єм розчину, долитого в ґрунт;

100 – для перерахунку на 100 г ґрунту;

$N$  – нормальність NaOH;

$m$  – наважка ґрунту, г.

Ступінь насичення основами обчислити за формулою (3.29)

$$S' = \frac{S_o \cdot 100}{(S_o + H)}, \quad (3.29)$$

де:  $S'$  – ступінь насичення основами, %;

$S_o$  – сума увібраних основ, %;

$H$  – гідролітична кислотність.

### **3.6 Визначення біогеохімічних параметрів біогенних елементів у природному середовищі**

*Приклад завдання 1.* Розрахувати кларк концентрацій хімічного елемента Кальцію у біооб'єкті даного ландшафту ( $K_k$ ) щодо фонового біооб'єкту, який росте у місцевості, відокремленій від джерел забруднення й автотранспорту. Зробити висновок, щодо збагачення Кальцієм біооб'єкту у даному ландшафті. Усереднені результати аналізу Кальцію у біооб'єкті для даного ландшафту ( $C_{Ca}$ ) дорівнюють 108,21 г/кг, а середня концентрація Кальцію у фоновому біооб'єкті ( $C_{ф(Ca)}$ ) – 114,16 г/кг.

*Рішення:* кларк концентрацій хімічного елементу Кальцію у біооб'єкті даного ландшафту щодо фонового біооб'єкту розрахувати за формулою (2.1)

$$K_k = \frac{C_{Ca}}{C_{ф Ca}}$$

Таким чином

$$K_{k(Ca)} = \frac{108,21}{114,16} = 0,948.$$

*Відповідь:* кларк концентрацій хімічного елемента Кальцію у біооб'єкті даного ландшафту щодо фонового біооб'єкту, який росте у місцевості, відокремлений від джерел забруднення й автотранспорту, становить 0,948. Тому, можна зробити висновок, що збагачення Кальцієм біооб'єкту у даному ландшафті відбувається недостатньо, оскільки  $K_k(Ca) < 1$ .

*Приклад завдання 2.* Встановити закономірності розповсюдження хімічних елементів Si, Zn, C у земній корі та встановити до якої групи вони належать. Дати їх характеристику.

*Рішення:* закономірність Si, Zn, C у земній корі встановити за двома основними правилами

– правило Ферсмана: у міру зростання атомної маси і порядкового номера, і ускладнення будови атомного ядра кларки хімічних елементів знижуються;

– правило Оддо-Гаркінса: чим менша маса ядра і чим міцніша його будова, менша кількість електронних оболонок, тим більша частка елементу в земній корі.

Так, атомні маси елементів за таблицею «Періодична система хімічних елементів» становлять

$$A_r(\text{Si}) = 28; A_r(\text{Zn}) = 65; A_r(\text{C}) = 12,$$

а їх порядкові номери мають значення: для Si – 14; Zn – 30; C – 12.

*Відповідь:* за результатами встановлених даних можна зробити висновки, що збільшення вмісту елементів Si, Zn, C у земній корі відбувається в ряду  $C > Si > Zn$ , а за вмістом у земній корі ці елементи розподіляються наступним чином: Si – 1 група – це

літофільний елемент, який відрізняється спорідненістю до Оксигену і в умовах біосфери утворює мінерали, що знаходяться у вигляді оксидів, гідроксидів, солей кисневих кислот; Zn – 2 група – халькофільний елемент, який схильний давати сполуки з сіркою; C – 4 група – атмофільний елемент, який входить в земну атмосферу. Також Карбон відносять до особливої групи елементів – біофілів, що входять до складу живих організмів у земній корі.

*Приклад завдання 3.* Розрахувати коефіцієнт біологічного поглинання хімічного елементу Купрума біооб'єктом у даному ландшафті (КБП), якщо концентрація Купрума в золі біооб'єкту ( $C_{Cu}$ ) становить 127,97 г/кг, а концентрація Купрума у ґрунті ( $C_{Cu}^r$ ) – 141,31 г/кг. Зробити висновок, до яких елементів за групами біологічного поглинання О.І. Перельмана відноситься Купрум.

*Рішення:* коефіцієнт біологічного поглинання Купрума біооб'єктом у даному ландшафті розрахувати за формулою (2.2)

$$КБП = \frac{C_{Cu}}{C_{Cu}^r}.$$

Таким чином

$$КБП_{Cu} = \frac{127,97}{141,31} = 0,905.$$

*Відповідь:* коефіцієнт біологічного поглинання хімічного елементу Купрума біооб'єктом у даному ландшафті становить 0,905. Тому, можна зробити висновок, що за даними О.І. Перельмана Купрум відноситься до групи елементів слабого накопичення и середнього захвату, оскільки  $КБП < 1$ .

*Приклад завдання 4.* Розрахувати показник сумарного накопичення  $Z_c^+$  елементів Натрію та Феруму у біооб'єкті  $G_c$  і ґрунті  $G_c^r$  даного ландшафту, якщо кларк концентрацій  $K_k$  у біооб'єкті для елементів становить:  $K_k$  (Na) – 2,0,  $K_k$  (Fe) – 1,0; а кларк концентрацій  $K_k^r$  у ґрунті для елементів становить:  $K_k^r$  (Na) – 1,01,  $K_k^r$  (Fe) – 3,8. Зробити висновок, щодо їх у накопичення у біооб'єкті та ґрунті даного ландшафту.

*Рішення:* показник сумарного накопичення елементів у біооб'єкті і ґрунті розрахувати за формулою (2.3)

$$Z_c = K_k(1) + K_k(2) + \dots + K_k(n) - (n - 1).$$

Таким чином, показник сумарного накопичення елементів у біооб'єкті дорівнює

$$Z_c^+ = K_k(\text{Na}) + K_k(\text{Fe}) - (n-1) = 2,00 + 1,00 - (2-1) = 2,00.$$

Показник сумарного накопичення елементів у ґрунті дорівнює

$$Z_c^{\Gamma+} = K_k^{\Gamma}(\text{Na}) + K_k^{\Gamma}(\text{Fe}) - (2-1) = 1,01 + 3,8 - (2-1) = 3,81.$$

*Відповідь:* у біооб'єкті та ґрунті даного ландшафту відбувається накопичення Натрію та Феруму.

*Приклад завдання 5.* Розрахувати показник сумарного накопичення  $Z_c^+$ , показник сумарного розсіювання  $Z_c^-$  та встановити градієнт загального вмісту елементів Калію, Барію, Кобальту та Цинку у біооб'єкті  $G_c$  даного ландшафту, якщо усереднені результати аналізу цих елементів  $C_e$  у біооб'єкті для даного ландшафту становлять:  $C_K - 95,08$  г/кг,  $C_{Ba} - 135,16$  г/кг,  $C_{Co} - 13,2$  г/кг,  $C_{Zn} - 28,7$  г/кг, а середня концентрація цих же елементів у фоновому біооб'єкті становить:  $C_{\phi(K)} - 114,16$  г/кг,  $C_{\phi(Ba)} - 124,02$  г/кг,  $C_{\phi(Co)} - 5,48$  г/кг,  $C_{\phi(Zn)} - 5,01$  г/кг. Зробити висновок, щодо їх накопичення біооб'єктом у даному ландшафті.

*Рішення:* спочатку розрахувати кларки концентрацій хімічних елементів у біооб'єкті даного ландшафту щодо фонового біооб'єкту за формулою (2.1)

$$K_k = \frac{C_e}{C_{\phi}}$$

Тобто:

$$K_k(K) = \frac{95,08}{114,16} = 0,83,$$

$$K_k(Ba) = \frac{135,16}{124,02} = 1,098,$$

$$K_K(\text{Co}) = \frac{13,2}{5,48} = 2,41,$$

$$K_K(\text{Zn}) = \frac{28,7}{5,01} = 5,73.$$

Показник сумарного накопичення елементів у біооб'єкті і ґрунті розрахувати за формулою (2.3)

$$Z_c = K_K(1) + K_K(2) + \dots + K_K(n) - (n - 1).$$

Таким чином, показник сумарного накопичення елементів у біооб'єкті дорівнює

$$Z_c^+ = K_K(\text{Ba}) + K_K(\text{Co}) + K_K(\text{Zn}) - (n-1) = 1,098 + 2,41 + 5,73 - (3 - 1) = 7,24.$$

У розподілі елементів у біосубстраті тільки у Калію  $K_K(\text{K}) < 1$  ( $K_K(\text{K}) = 0,83$ ), тобто цей показник зворотно спрямованої флуктуації – розсіювання, тому його обчислюють за оберненою формулою і беруть із протилежним знаком

$$K_K^-(\text{K}) = C_{\text{ф}(\text{K})}/C_{\text{K}} = 114,16/95,08 = 1,20.$$

Тобто 
$$K_K^-(\text{K}) = -1,2.$$

Тепер розрахувати показник сумарного розсіювання елементів у біооб'єкті

$$Z_c^- = K_K(\text{K}) - (n - 1) = -1,2 - (1 - 1) = -1,2.$$

Далі розрахувати градієнт зміни загального вмісту указаних елементів у біооб'єкті за формулою (2.4)

$$G_c = Z_c^+ + Z_c^-.$$

Таким чином, 
$$G_c = 7,24 - 1,2 = 6,04.$$

*Відповідь:* у біооб'єкті даного ландшафту відбувається накопичення Барію, Кобальту та Цинку, оскільки  $G_c = 6,04$ , однак відбувається незначне розсіювання Калію.

*Приклад завдання 6.* Розрахувати біофільність елементів Натрію, Феруму, Хлору та Сульфуру, якщо концентрація елементів у біооб'єкті становить:  $C_{\text{Na}} - 0,03 \%$ ,  $C_{\text{Fe}} - 0,05 \%$ ,  $C_{\text{Cl}} - 0,8 \cdot 10^{-2} \%$ ,  $C_{\text{S}} - 5,8 \cdot 10^{-2} \%$ . Зробити висновок щодо ролі цих елементів у життєдіяльності живих організмів.

*Рішення:* біофільність елементів визначити за формулою (2.5)

$$B = \frac{C_e}{K_e}.$$

Значення для розрахунків взяти з таблиці 2.4. Вміст елементів у земній корі становить:  $K_{\text{Na}} - 2,5 \%$ ,  $K_{\text{Fe}} - 4,65 \%$ ,  $K_{\text{Cl}} - 1,7 \cdot 10^{-2} \%$ ,  $K_{\text{S}} - 4,7 \cdot 10^{-2} \%$ .

Біофільність елементів відповідно дорівнює

$$B_{\text{Na}} = \frac{0,03}{2,5} = 0,012,$$

$$B_{\text{Fe}} = \frac{0,05}{4,65} = 0,011,$$

$$B_{\text{Cl}} = \frac{0,8 \cdot 10^{-2}}{1,7 \cdot 10^{-2}} = 0,47,$$

$$B_{\text{S}} = \frac{5,8 \cdot 10^{-2}}{4,7 \cdot 10^{-2}} = 1,23.$$

*Відповідь:* Вказані хімічні елементи – Натрій, Ферум, Хлор та Сульфур – обов'язково повинні входити до складу живої речовини і без їх існування організму неможливо, тому вони є біофільними елементами. Однак всі вони мають низьке значення біофільності у біооб'єкті даного ландшафту, для них значення біофільності становить:  $B_{\text{Na}} = 0,012$ ;  $B_{\text{Fe}} = 0,011$ ;  $B_{\text{Cl}} = 0,47$ ;  $B_{\text{S}} = 1,23$ .

*Приклад завдання 7.* Розрахувати величину потенціалу Картледжа (ПК<sub>i</sub>) для іону Магнію, якщо величина його радіусу  $R_i$  становить 0,74. За величиною цього показника дати характеристику цього іону.

*Рішення:* елемент Магній може перебувати у вигляді вільних іонів  $Mg^{2+}$ . Розрахувати величину потенціалу Картледжа для нього за формулою (2.6)

$$ПК_i = \frac{W}{R_i}.$$

Валентність іону Магнію дорівнює 2, тому

$$ПК_{Mg^{2+}} = \frac{2}{0,74} = 2,7.$$

*Відповідь:* іон Магнію належить до I групи хімічних елементів за показником потенціалу Картледжа ( $ПК_i \leq 3$ ). Катіон цього елемента легко переходить до природних вод. Комплексних сполук іон не утворює.

*Приклад завдання 8.* Розрахувати величину енергетичного коефіцієнту ( $EK_i$ ) для іону Хлору, в залежності від його форми перебування в літосфері (катіон або аніон), якщо величина його радіусу  $R_i$  становить 1,81. За величиною цього показника охарактеризувати міграційні здібності Хлору у біосфері.

*Рішення:* елемент Хлор може перебувати у вигляді вільних аніонів  $Cl^-$ . Розрахувати величину енергетичного коефіцієнту за формулою (2.8)

$$EK_{\text{аніону}} = \frac{W^2}{2R_i}.$$

Валентність іону Хлору дорівнює 1, тому

$$EK_{Cl^-} = \frac{1^2}{2 \cdot 1,81} = 0,28.$$

*Відповідь:* іон Хлору має невелике значення енергетичного коефіцієнту  $EK_{Cl^-} = 0,28$ , тому володіє легкою розчинністю і високими міграційними здібностями.

*Приклад завдання 9.* Зробити висновок щодо посилення міграційних властивостей іонів  $Cu^{2+}$  ( $R_i = 0,8 \text{ \AA}$ );  $Pb^{2+}$  ( $R_i = 1,32 \text{ \AA}$ );

$\text{Co}^{2+}$  ( $R_i = 0,82 \text{ \AA}$ ) та віддаленості їх міграції, порівнявши їх іонні радіуси  $R_i$ , та, розрахувавши величини  $\text{ПК}_i$  і  $\text{ЕК}_i$ .

*Рішення:* порівняти іонні радіуси  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$  та розташувати їх за порядком зростання

$$\text{Cu}^{2+} (R_i = 0,8 \text{ \AA}) < \text{Co}^{2+} (R_i = 0,82 \text{ \AA}) < \text{Pb}^{2+} (R_i = 1,32 \text{ \AA}).$$

Тепер, розрахувати їх картлі ( $\text{ПК}_i$ ) за формулою (2.6)

$$\text{ПК}_i = \frac{W}{R_i}.$$

Тобто,

$$\text{ПК}_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{2}{0,8} = 2,5,$$

$$\text{ПК}_{\text{Co}^{2+}} = \frac{2}{0,82} = 2,45,$$

$$\text{ПК}_{\text{Pb}^{2+}} = \frac{2}{1,32} = 1,5.$$

А величини енергетичних коефіцієнтів розрахувати за формулою (2.7)

$$\text{ЕК}_{\text{кагіону}} = \frac{W^2}{2R_i} [0,75 \cdot (R_i + 0,2)].$$

Тобто,

$$\text{ЕК}_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{2^2}{2 \cdot 0,8} [0,75 \cdot (0,8 + 0,2)] = 1,875,$$

$$\text{ЕК}_{\text{Co}^{2+}} = \frac{2^2}{2 \cdot 0,82} [0,75 \cdot (0,82 + 0,2)] = 1,866,$$

$$\text{ЕК}_{\text{Pb}^{2+}} = \frac{2^2}{2 \cdot 1,32} [0,75 \cdot (1,32 + 0,2)] = 1,727.$$

*Відповідь:* порівнявши іонні радіуси  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$  та розрахувавши їх величини  $\text{ПК}_i$  і  $\text{ЕК}_i$  можна зробити висновок, що зі зростанням  $R_i$  величини  $\text{ПК}_i$  і  $\text{ЕК}_i$  знижуються, а віддаленість міграції зростає у наступному порядку:  $\text{Pb}^{2+} > \text{Co}^{2+} > \text{Cu}^{2+}$ .

*Приклад завдання 10.* Розрахувати індекс біогеохімічного кругообігу (ІБГК) для Нітрогену у даному ландшафті, якщо його кількість у річному прирості біомаси становить 7,6 кг/га, а його маса, яка виноситься водами річок басейну, становить 3,9 кг/га. Зробити висновок, щодо його запасу у біомасі даного ландшафту.

*Рішення:* розраховувати індекс біогеохімічного кругообігу Нітрогену за формулою (2.12)

$$\text{ІБГК}_N = \frac{S_6}{S_N}.$$

Тобто,

$$\text{ІБГК}_N = \frac{7,6}{3,9} = 1,95.$$

*Відповідь:* за визначеним індексом біогеохімічного кругообігу Нітрогену, можна зробити висновок, що його запас у біомасі даного ландшафту перевищує його кількість, яка щорічно залучається до кругообігу з його приростом та опадом, у 1,95 разів.

*Приклад завдання 11.* Розрахувати коефіцієнт інтенсивності розкладання опаду і тривалість збереження підстилки (ІРТ) у даній природній зоні, якщо маса підстилки цієї зони становить 8350 т/км<sup>2</sup>, а маса річного опаду – 240 т/км<sup>2</sup>.

*Рішення:* коефіцієнт інтенсивності розкладання опаду і тривалість збереження підстилки (ІРТ) розраховувати за формулою (2.13)

$$\text{ІРТ} = \frac{\text{маса підстилки}}{\text{маса річного опаду}}.$$

Тобто,

$$\text{ІРТ} = \frac{8350}{240} = 34,791.$$

*Відповідь:* за розрахованим коефіцієнтом інтенсивності розкладання опаду і тривалістю збереження підстилки (ІРТ=34,791), можна зробити висновок, що біогеохімічний кругообіг речовин у даній природній зоні відбувається досить енергійно.

*Приклад завдання 12.* Визначити ємність біологічного кругообігу (ЄБК) у ландшафті, якщо запас елементів у фітомасі становить:  $m_N - 96,0$  кг/га,  $m_P - 11,0$  кг/га,  $m_K - 31,0$  кг/га,  $m_{Ca} - 36,0$  кг/га,  $m_{Mg} - 12,0$  кг/га,  $m_S - 5,8$  кг/га,  $m_C - 181,4$  кг/га. Зробити висновок, щодо накопичення елементів у даному ландшафті.

*Рішення:* ємність біологічного кругообігу у ландшафті визначити за формулою (2.15)

$$\text{ЄБК} = \frac{1}{n} \sum_{i=1}^n m_i.$$

Тобто,

$$\begin{aligned} \text{ЄБК} &= \frac{m_N + m_P + m_K + m_{Ca} + m_{Mg} + m_S + m_C}{7} = \\ &= \frac{96,0 + 11,0 + 31,0 + 36,0 + 12,0 + 5,8 + 181,4}{7} = 53,3 \text{ кг/га.} \end{aligned}$$

*Відповідь:* ємність біогеохімічного кругообігу у відповідному ландшафті становить 53,3 кг/га, що відповідає досить інтенсивному біогеохімічному кругообігу уданій природній зоні. У фітомасі накопичуються Карбон і Нітроген, в однаковій мірі накопичуються Кальцій і Калій, Магній і Фосфор, найменш за все накопичується Сульфур.

*Приклад завдання 13.* Розрахувати баланс хімічних елементів Нітрогену, Фосфору, Калію, Кальцію, та розташувати їх за мірою збільшення участі у біогеохімічному кругообігу, якщо їх кількість, яка поступає до природної зони за рік становить (кг/га/рік): для Нітрогену – 4,0, Фосфору – 0,15, Калію – 5,0, Кальцію – 7,0, а винос цих елементів за рік становить (кг/га/рік): для Нітрогену – 58,8, Фосфору – 3,66, Калію – 24,6, Кальцію – 60,0.

*Рішення:* баланс хімічних елементів у біогеохімічному кругообігу даної природної зони розрахувати за формулою (2.16)

$$\text{БХЄ} = M_{\text{п}} - M_{\text{в}}.$$

Тобто,

$$\text{БХЄ (N)} = 4,0 - 58,8 = -54,8 \text{ (кг/га/рік)},$$

$$\text{БХЄ (P)} = 0,15 - 3,66 = -3,51 \text{ (кг/га/рік)},$$

$$\text{БХЄ (К)} = 5,0 - 24,6 = -19,6 \text{ (кг/га/рік)},$$

$$\text{БХЄ (Са)} = 7,0 - 60,0 = -53,0 \text{ (кг/га/рік)}.$$

*Відповідь:* враховуючи значення балансів хімічних елементів у біогеохімічному кругообігу, можна зробити висновок, що до кругообігу найбільшою мірою за рік залучається Нітроген ( $-54,8$  кг/га/рік), а найменшою – Фосфор ( $-3,51$  кг/га/рік). Тому ряд хімічних елементів за мірою збільшення участі у біогеохімічному кругообігу має вигляд  $\text{P} < \text{K} < \text{Ca} < \text{N}$ .

### Запитання для самоконтролю

1. Назвіть екологічні проблеми природних вод та їх основні геохімічні показники.

2. Назвіть складові аналізу основних фізичних і органолептичних показників природних вод.

3. Які особливості якісного визначення іонного складу природних вод?

4. Назвіть особливості антропогенних порушень ґрунтів.

5. Дайте визначення основних показників фізичних та водно-фізичних властивостей ґрунтів.

6. Назвіть основні біогеохімічні параметри біогенних елементів у природному середовищі. Як вони визначаються?

7. Користуючись вихідними даними ( $R_i$  – радіус іона елемента), що наведені нижче

– розташуйте іони вказаних елементів в порядку зменшення їх радіусів  $R_i$ ;

– розрахуйте, в залежності від форми перебування в літосфері (катіон або аніон), величини енергетичних коефіцієнтів ( $\text{ЕК}_i$ ) і картлей ( $\text{ПК}_i$ );

– вкажіть стрілками напрямок зростання іонних радіусів і збільшення величин  $\text{ЕК}_i$ ;

– зробіть висновок щодо посилення міграційних властивостей іонів і віддаленості їх міграції;

– розрахуйте кларки даних елементів у живій речовині;

– співвіднесіть елементи за їх функціональністю до мікро-, макро- або ультрамікроелементів.

$$7.1 R_i(\text{Na}^+) = 0,98 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Cr}^{6+}) = 0,52 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Cd}^{2+}) = 1,03 \overset{\circ}{\text{Å}}, \\ R_i(\text{Bi}^{3+}) = 1,2 \overset{\circ}{\text{Å}}.$$

$$7.2 R_i(\text{Mg}^{2+}) = 0,74 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Co}^{3+}) = 0,64 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{As}^{3+}) = 0,69 \overset{\circ}{\text{Å}}, \\ R_i(\text{Bi}^{3+}) = 1,2 \overset{\circ}{\text{Å}}.$$

$$7.3 R_i(\text{Sb}^{3+}) = 0,9 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{W}^{4+}) = 0,68 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Pb}^{2+}) = 1,32 \overset{\circ}{\text{Å}}, \\ R_i(\text{Sn}^{2+}) = 1,2 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{P}^{3+}) = 1,86 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Ni}^{3+}) = 0,35 \overset{\circ}{\text{Å}}.$$

$$7.4 R_i(\text{Fe}^{3+}) = 0,67 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Cr}^{3+}) = 0,64 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Fe}^{2+}) = 0,80 \overset{\circ}{\text{Å}}, \\ R_i(\text{Sb}^{3+}) = 0,90 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Ge}^{4+}) = 0,44 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{NH}_4^+) = 1,43 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Na}^+) = \\ 0,98 \overset{\circ}{\text{Å}}.$$

$$7.5 R_i(\text{Ba}^{2+}) = 1,43 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Ti}^{4+}) = 0,64 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{C}^{4+}) = 0,15 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{S}^{2-}) \\ = 1,86 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Pt}^{4+}) = 0,64 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{O}^{2-}) = 1,32 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Mo}^{4+}) = 0,68 \overset{\circ}{\text{Å}}.$$

$$7.6 R_i(\text{V}^{4+}) = 0,61 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{F}^-) = 1,33 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{H}^+) = 1,36 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Br}^-) = \\ 1,96 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{K}^+) = 1,33 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Zr}^{2+}) = 0,83 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Bi}^{5+}) = 0,74 \overset{\circ}{\text{Å}}.$$

$$7.7 R_i(\text{Be}^{2+}) = 0,34 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Mn}^{7+}) = 0,91 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Zr}^{2+}) = 0,83 \overset{\circ}{\text{Å}}, \\ R_i(\text{Co}^{3+}) = 0,64 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Zn}^{2+}) = 1,02 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{S}^{6+}) = 0,3 \overset{\circ}{\text{Å}}.$$

$$7.8 R_i(\text{As}^{3+}) = 0,69 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Al}^{3+}) = 0,57 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{V}^{2+}) = 0,72 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{S}^{6+}) \\ = 0,30 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Co}^{3+}) = 0,64 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Zr}^{2+}) = 0,83 \overset{\circ}{\text{Å}}.$$

$$7.9 R_i(\text{Cl}^-) = 1,81 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Cr}^{2+}) = 1,83 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Mn}^{4+}) = 0,52 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{F}^-) \\ = 1,33 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{H}^+) = 1,36 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Bi}^{5+}) = 0,74 \overset{\circ}{\text{Å}}.$$

$$7.10 R_i(\text{U}^{4+}) = 1,04 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{W}^{6+}) = 0,65 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Se}^{4+}) = 0,69 \overset{\circ}{\text{Å}}, \\ R_i(\text{S}^{2-}) = 1,86 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{Pt}^{4+}) = 0,64 \overset{\circ}{\text{Å}}, R_i(\text{I}^-) = 2,20 \overset{\circ}{\text{Å}}.$$

8. Користуючись вихідними даними, що наведені нижче ( $C_{\phi}$  – концентрацій елементів у біооб'єкті, що росте у фоновій місцевості,

відокремленій від джерел забруднення й автотранспорту;  $C_{\phi}^{\Gamma}$  – фонові концентрації елементів у ґрунті;  $C_e$  – результати аналізу біооб’єкту для даного ландшафту і  $C_e^{\Gamma}$  – мікроелементний склад ґрунту), розрахувати

– кларки концентрацій запропонованих елементів у біооб’єкті даного ландшафту ( $K_k$ ) щодо фонових;

– кларки концентрацій цих елементів у ґрунті, на якій виростає рослина  $K_k^{\Gamma}$  щодо фонових;

– коефіцієнт біологічного поглинання (КБП) цих елементів досліджуваним біооб’єкті (результат порівняти з даними рядів біологічного поглинання О. І. Перельмана);

– показник сумарного накопичення хімічних елементів у біооб’єкті даного ландшафту ( $Z_c^+$ );

– показник сумарного накопичення хімічних елементів у ґрунті даного ландшафту ( $Z_c^{\Gamma+}$ );

– показник сумарного розсіювання хімічних елементів у біооб’єкті даного ландшафту ( $Z_c^-$ );

– показник сумарного розсіювання хімічних елементів у ґрунті даного ландшафту ( $Z_c^{\Gamma-}$ );

– градієнт зміни загального вмісту хімічних елементів у біооб’єкті ( $G_c$ ).

Зробити висновок щодо стабільності біогеохімічного рівня, накопичення або розсіювання елементів і спрямованості міграції даних мікроелементів у відповідному ландшафті.

8.1.  $C_{\phi}(\text{Mn}) = 0,36$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{Ca}) = 15,26$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{Mg}) = 123,96$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{Zn}) = 11,62$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Mn}) = 34,88$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Ca}) = 24,54$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Mg}) = 133,3$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Zn}) = 32,0$  мг/кг,  $C_e(\text{Mn}) = 0,50$  мг/кг,  $C_e(\text{Ca}) = 15,26$  мг/кг,  $C_e(\text{Mg}) = 141,31$  мг/кг,  $C_e(\text{Zn}) = 10,11$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{Mn}) = 51,62$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{Ca}) = 27,98$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{Mg}) = 127,97$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{Zn}) = 25,92$  мг/кг.

8.2.  $C_{\phi}(\text{Cr}) = 0,36$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{Ba}) = 115,26$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{Ag}) = 0,023$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{K}) = 111,62$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Cr}) = 4,88$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Ba}) = 124,54$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Ag}) = 0,01$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{K}) = 92,0$  мг/кг,  $C_e(\text{Cr}) = 0,50$

мг/кг,  $C_e(\text{Ba}) = 26,61$  мг/кг,  $C_e(\text{Ag}) = 0,31$  мг/кг,  $C_e(\text{K}) = 110,21$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Cr}) = 78,62$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Ba}) = 47,98$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Ag}) = 0,02$  мг/кг,  $C_e^r(\text{K}) = 125,22$  мг/кг.

8.3.  $C_\phi(\text{Ni}) = 2,0$  мг/кг,  $C_\phi(\text{Pb}) = 1,5$  мг/кг,  $C_\phi(\text{Cu}) = 5,0$  мг/кг,  $C_\phi(\text{Zn}) = 4,0$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{Ni}) = 12,0$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{Pb}) = 52,0$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{Cu}) = 5,0$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{Zn}) = 2,5$  мг/кг,  $C_e(\text{Ni}) = 5,4$  мг/кг,  $C_e(\text{Pb}) = 8,0$  мг/кг,  $C_e(\text{Cu}) = 16,0$  мг/кг,  $C_e(\text{Zn}) = 71,0$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Ni}) = 10,8$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Pb}) = 249,8$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Cu}) = 16,0$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Zn}) = 5,6$  мг/кг.

8.4.  $C_\phi(\text{Na}) = 35,0$  мг/кг,  $C_\phi(\text{P}) = 52,0$  мг/кг,  $C_\phi(\text{Hg}) = 12,0$  мг/кг,  $C_\phi(\text{Fe}) = 10,0$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{Na}) = 11,3$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{P}) = 35,0$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{Hg}) = 3,0$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{Fe}) = 4,1$  мг/кг,  $C_e(\text{Na}) = 210,4$  мг/кг,  $C_e(\text{P}) = 249,8$  мг/кг,  $C_e(\text{Hg}) = 10,8$  мг/кг,  $C_e(\text{Fe}) = 254,0$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Na}) = 52,0$  мг/кг,  $C_e^r(\text{P}) = 31,5$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Hg}) = 5,0$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Fe}) = 57,0$  мг/кг.

8.5.  $C_\phi(\text{Br}) = 3,0$  мг/кг,  $C_\phi(\text{B}) = 25,0$  мг/кг,  $C_\phi(\text{Ra}) = 0,21$  мг/кг,  $C_\phi(\text{F}) = 0,5$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{Br}) = 6,2$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{B}) = 12,0$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{Ra}) = 4,1$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{F}) = 41,0$  мг/кг,  $C_e(\text{Br}) = 43,4$  мг/кг,  $C_e(\text{B}) = 81,0$  мг/кг,  $C_e(\text{Ra}) = 3,0$  мг/кг,  $C_e(\text{F}) = 4,0$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Br}) = 16,8$  мг/кг,  $C_e^r(\text{B}) = 114,4$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Ra}) = 5,7$  мг/кг,  $C_e^r(\text{F}) = 57,0$  мг/кг.

8.6.  $C_\phi(\text{Si}) = 3,0$  мг/кг,  $C_\phi(\text{As}) = 0,21$  мг/кг,  $C_\phi(\text{I}) = 51,0$  мг/кг,  $C_\phi(\text{In}) = 0,5$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{Si}) = 4,1$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{As}) = 30,0$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{I}) = 35,0$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{In}) = 0,17$  мг/кг,  $C_e(\text{Si}) = 43,4$  мг/кг,  $C_e(\text{As}) = 3,0$  мг/кг,  $C_e(\text{I}) = 82,0$  мг/кг,  $C_e(\text{In}) = 4,0$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Si}) = 57,0$  мг/кг,  $C_e^r(\text{As}) = 51,0$  мг/кг,  $C_e^r(\text{I}) = 31,5$  мг/кг,  $C_e^r(\text{In}) = 0,88$  мг/кг.

8.7.  $C_\phi(\text{S}) = 3,0$  мг/кг,  $C_\phi(\text{Cu}) = 21,0$  мг/кг,  $C_\phi(\text{Cd}) = 111,0$  мг/кг,  $C_\phi(\text{Mn}) = 5,0$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{S}) = 41,0$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{Cu}) = 30,0$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{Cd}) = 13,5$  мг/кг,  $C_\phi^r(\text{Mn}) = 17,0$  мг/кг,  $C_e(\text{S}) = 3,4$  мг/кг,  $C_e(\text{Cu}) = 38,0$  мг/кг,  $C_e(\text{Cd}) = 82,0$  мг/кг,  $C_e(\text{Mn}) = 4,0$  мг/кг,  $C_e^r(\text{S}) = 57,0$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Cu}) = 15,0$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Cd}) = 31,5$  мг/кг,  $C_e^r(\text{Mn}) = 8,8$  мг/кг.

8.8.  $C_{\phi}(\text{Sn}) = 3,2$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{C}) = 221,0$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{Pb}) = 11,0$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{Be}) = 5,0$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Sn}) = 4,1$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{C}) = 130,0$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Pb}) = 13,5$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Be}) = 1,7$  мг/кг,  $C_e(\text{Sn}) = 1,4$  мг/кг,  $C_e(\text{C}) = 138,0$  мг/кг,  $C_e(\text{Pb}) = 8,2$  мг/кг,  $C_e(\text{Be}) = 40,0$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{Sn}) = 17,0$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{C}) = 115,0$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{Pb}) = 3,15$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{Be}) = 88,0$  мг/кг.

8.9.  $C_{\phi}(\text{S}) = 2,2$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{Ca}) = 2,1$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{Cr}) = 11,1$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{Mo}) = 3,0$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{S}) = 11,0$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Ca}) = 3,0$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Cr}) = 15,0$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Mo}) = 17,0$  мг/кг,  $C_e(\text{S}) = 34,0$  мг/кг,  $C_e(\text{Ca}) = 3,8$  мг/кг,  $C_e(\text{Cr}) = 8,2$  мг/кг,  $C_e(\text{Mo}) = 14,0$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{S}) = 27,0$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{Ca}) = 1,5$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{Cr}) = 1,5$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{Mo}) = 18,8$  мг/кг.

8.10.  $C_{\phi}(\text{Sc}) = 0,32$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{Ag}) = 2,1$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{W}) = 0,111$  мг/кг,  $C_{\phi}(\text{Cs}) = 0,05$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Sc}) = 0,41$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Ag}) = 0,3$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{W}) = 0,135$  мг/кг,  $C_{\phi}^{\Gamma}(\text{Cs}) = 0,17$  мг/кг,  $C_e(\text{Sc}) = 0,34$  мг/кг,  $C_e(\text{Ag}) = 0,38$  мг/кг,  $C_e(\text{W}) = 0,82$  мг/кг,  $C_e(\text{Cs}) = 0,4$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{Sc}) = 0,57$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{Ag}) = 0,15$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{W}) = 0,315$  мг/кг,  $C_e^{\Gamma}(\text{Cs}) = 2,8$  мг/кг.

9. Використовуючи вихідні дані, що наведені нижче ( $m_e$  – запас елемента у фітомасі даної природної зони,  $S_6$  – кількість хімічного елемента у річному прирості біомаси,  $S_e$  – маса хімічного елемента, яка виноситься водами річок басейну,  $M_{\Pi}$  – кількість хімічного елемента, який поступає до природної зони на одиниці площі за рік,  $M_B$  – кількість елемента, який виводиться з природної зони за рік)

- встановити накопичення хімічних елементів;
- розрахувати індекс біогеохімічного кругообігу (ІБГК) хімічних елементів;
- розрахувати коефіцієнт інтенсивності розкладання опаду і тривалість збереження підстилки (ІРТ) у природній зоні;
- розрахувати ємність біогеохімічного кругообігу (ЄБГК);
- розрахувати баланс хімічних елементів у біогеохімічному кругообігу (БХЄ) природної зони;
- зробити висновок, щодо кругообігу хімічних елементів у природній системі.

9.1.  $m_e(\text{N}) = 972,0$  кг/га,  $m_e(\text{P}) = 113,3$  кг/га,  $m_e(\text{K}) = 341,0$  кг/га,  $m_e(\text{Ca}) = 790,0$  кг/га,  $m_e(\text{Mg}) = 82,0$  кг/га,  $S_6(\text{N}) = 24,0$  кг/га,  $S_6(\text{P}) = 6,0$  кг/га,  $S_6(\text{K}) = 15,0$  кг/га,  $S_6(\text{Ca}) = 400,0$  кг/га,  $S_6(\text{Mg}) = 15,0$  кг/га,  $S_e(\text{N}) = 121,8$  кг/га,  $S_e(\text{P}) = 19,75$  кг/га,  $S_e(\text{K}) = 227,0$  кг/га,  $S_e(\text{Ca}) = 280,0$  кг/га,  $S_e(\text{Mg}) = 43,0$  кг/га, маса опаду =  $100$  т/км<sup>2</sup>, маса підстилки =  $350$  т/км<sup>2</sup>,  $M_{\text{п}}(\text{N}) = 24,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{P}) = 6,15$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{K}) = 20,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{Ca}) = 407,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{Mg}) = 280,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{N}) = 122,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{P}) = 19,8$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{K}) = 227,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{Ca}) = 17,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{Mg}) = 43,0$  кг/га/рік.

9.2.  $m_e(\text{N}) = 96,0$  кг/га,  $m_e(\text{P}) = 11,0$  кг/га,  $m_e(\text{K}) = 31,0$  кг/га,  $m_e(\text{Ca}) = 36,0$  кг/га,  $m_e(\text{Mg}) = 12,0$  кг/га,  $m_e(\text{S}) = 5,8$  кг/га,  $S_6(\text{N}) = 124,0$  кг/га,  $S_6(\text{P}) = 82,0$  кг/га,  $S_6(\text{K}) = 328,0$  кг/га,  $S_6(\text{Ca}) = 0,5$  кг/га,  $S_6(\text{Mg}) = 13,0$  кг/га,  $S_6(\text{S}) = 22,0$  кг/га,  $S_e(\text{N}) = 67,0$  кг/га,  $S_e(\text{P}) = 66,0$  кг/га,  $S_e(\text{K}) = 278,0$  кг/га,  $S_e(\text{Ca}) = 29,0$  кг/га,  $S_e(\text{Mg}) = 7,5$  кг/га,  $S_e(\text{S}) = 13,0$  кг/га, маса опаду =  $240$  т/км<sup>2</sup>, маса підстилки =  $8350$  т/км<sup>2</sup>,  $M_{\text{п}}(\text{N}) = 4,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{K}) = 3,5$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{Ca}) = 4,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{Mg}) = 2,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{S}) = 10,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{N}) = 3,9$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{P}) = 0,08$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{K}) = 8,4$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{Ca}) = 38,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{Mg}) = 9,5$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{S}) = 7,0$  кг/га/рік.

9.3.  $m_e(\text{N}) = 160,0$  кг/га,  $m_e(\text{P}) = 26,0$  кг/га,  $m_e(\text{K}) = 14,0$  кг/га,  $m_e(\text{Ca}) = 53,0$  кг/га,  $m_e(\text{Mg}) = 24,5$  кг/га,  $m_e(\text{S}) = 12,0$  кг/га,  $S_6(\text{N}) = 4,0$  кг/га,  $S_6(\text{P}) = 0,15$  кг/га,  $S_6(\text{K}) = 15,0$  кг/га,  $S_6(\text{Ca}) = 53,0$  кг/га,  $S_6(\text{Mg}) = 20,0$  кг/га,  $S_6(\text{S}) = 1,0$  кг/га,  $S_e(\text{N}) = 64,2$  кг/га,  $S_e(\text{P}) = 0,66$  кг/га,  $S_e(\text{K}) = 29,0$  кг/га,  $S_e(\text{Ca}) = 24,0$  кг/га,  $S_e(\text{Mg}) = 7,0$  кг/га,  $S_e(\text{S}) = 9,0$  кг/га, маса опаду =  $350$  т/км<sup>2</sup>, маса підстилки =  $3000$  т/км<sup>2</sup>,  $M_{\text{п}}(\text{N}) = 20,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{K}) = 16,2$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{Ca}) = 207,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{Mg}) = 27,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{S}) = 19,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{N}) = 120,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{P}) = 35,2$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{K}) = 158,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{Ca}) = 124,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{Mg}) = 54,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{S}) = 19,0$  кг/га/рік.

9.4.  $m_e(\text{N}) = 952,0$  кг/га,  $m_e(\text{P}) = 141,0$  кг/га,  $m_e(\text{K}) = 532,0$  кг/га,  $m_e(\text{Ca}) = 112,0$  кг/га,  $m_e(\text{Mg}) = 107,0$  кг/га,  $m_e(\text{S}) = 97,0$  кг/га,  $S_6(\text{N}) = 30,0$  кг/га,  $S_6(\text{P}) = 1,5$  кг/га,  $S_6(\text{K}) = 22,0$  кг/га,  $S_6(\text{Ca}) = 5,0$  кг/га,  $S_6(\text{Mg}) = 3,0$  кг/га,  $S_6(\text{S}) = 1,0$  кг/га,  $S_e(\text{N}) = 9,6$  кг/га,  $S_e(\text{P}) = 3,4$  кг/га,  $S_e(\text{K}) = 39,2$  кг/га,  $S_e(\text{Ca}) = 62,4$  кг/га,  $S_e(\text{Mg}) = 20,8$  кг/га,  $S_e(\text{S}) = 5,1$  кг/га, маса опаду =  $550$  т/км<sup>2</sup>, маса підстилки =  $3500$  т/км<sup>2</sup>,  $M_{\text{п}}(\text{N}) = 23,6$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{K}) = 4,6$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{Ca}) = 51,4$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{Mg}) = 4,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{S}) = 35,7$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{N}) = 83,5$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{P}) =$

13,7 кг/га/рік,  $M_B(K) = 96,6$  кг/га/рік,  $M_B(Ca) = 81,7$  кг/га/рік,  $M_B(Mg) = 29,2$  кг/га/рік,  $M_B(S) = 12,5$  кг/га/рік.

9.5.  $m_e(N) = 334,0$  кг/га,  $m_e(P) = 528,0$  кг/га,  $m_e(K) = 18,0$  кг/га,  $m_e(Ca) = 474,0$  кг/га,  $m_e(Mg) = 102,0$  кг/га,  $m_e(S) = 39,0$  кг/га,  $S_6(N) = 134,0$  кг/га,  $S_6(P) = 208,0$  кг/га,  $S_6(K) = 8,0$  кг/га,  $S_6(Ca) = 177,0$  кг/га,  $S_6(Mg) = 36,0$  кг/га,  $S_6(S) = 15,0$  кг/га,  $S_e(N) = 40,0$  кг/га,  $S_e(P) = 13,0$  кг/га,  $S_e(K) = 77,0$  кг/га,  $S_e(Ca) = 51,0$  кг/га,  $S_e(Mg) = 32,0$  кг/га,  $S_e(S) = 8,0$  кг/га, маса опаду = 650 т/км<sup>2</sup>, маса підстилки = 1500 т/км<sup>2</sup>,  $M_{II}(N) = 34,0$  кг/га/рік,  $M_{II}(K) = 10,0$  кг/га/рік,  $M_{II}(Ca) = 19,0$  кг/га/рік,  $M_{II}(Mg) = 30,0$  кг/га/рік,  $M_{II}(S) = 4,0$  кг/га/рік,  $M_B(N) = 69,0$  кг/га/рік,  $M_B(P) = 14,0$  кг/га/рік,  $M_B(K) = 88,0$  кг/га/рік,  $M_B(Ca) = 70,0$  кг/га/рік,  $M_B(Mg) = 36,0$  кг/га/рік,  $M_B(S) = 11,0$  кг/га/рік.

9.6.  $m_e(N) = 334,0$  кг/га,  $m_e(P) = 128,0$  кг/га,  $m_e(K) = 118,0$  кг/га,  $m_e(Ca) = 252,0$  кг/га,  $m_e(Mg) = 312,0$  кг/га,  $m_e(S) = 12,6$  кг/га,  $S_6(N) = 232,0$  кг/га,  $S_6(P) = 98,0$  кг/га,  $S_6(K) = 18,0$  кг/га,  $S_6(Ca) = 157,0$  кг/га,  $S_6(Mg) = 125,0$  кг/га,  $S_6(S) = 10,0$  кг/га,  $S_e(N) = 94,0$  кг/га,  $S_e(P) = 25,0$  кг/га,  $S_e(K) = 108,0$  кг/га,  $S_e(Ca) = 151,0$  кг/га,  $S_e(Mg) = 132,0$  кг/га,  $S_e(S) = 22,0$  кг/га, маса опаду = 1370 т/км<sup>2</sup>, маса підстилки = 1200 т/км<sup>2</sup>,  $M_{II}(N) = 14,0$  кг/га/рік,  $M_{II}(P) = 25,0$  кг/га/рік,  $M_{II}(K) = 11,0$  кг/га/рік,  $M_{II}(Ca) = 45,0$  кг/га/рік,  $M_{II}(Mg) = 8,0$  кг/га/рік,  $M_{II}(S) = 2,0$  кг/га/рік,  $M_B(N) = 38,0$  кг/га/рік,  $M_B(P) = 12,0$  кг/га/рік,  $M_B(K) = 97,0$  кг/га/рік,  $M_B(Ca) = 64,0$  кг/га/рік,  $M_B(Mg) = 42,0$  кг/га/рік,  $M_B(S) = 12,0$  кг/га/рік.

9.7.  $m_e(N) = 754,0$  кг/га,  $m_e(P) = 318,0$  кг/га,  $m_e(K) = 28,0$  кг/га,  $m_e(Ca) = 524,0$  кг/га,  $m_e(Mg) = 112,0$  кг/га,  $m_e(S) = 3,9$  кг/га,  $S_6(N) = 344,0$  кг/га,  $S_6(P) = 108,0$  кг/га,  $S_6(K) = 18,0$  кг/га,  $S_6(Ca) = 247,0$  кг/га,  $S_6(Mg) = 48,0$  кг/га,  $S_6(S) = 12,0$  кг/га,  $S_e(N) = 34,0$  кг/га,  $S_e(P) = 23,0$  кг/га,  $S_e(K) = 47,0$  кг/га,  $S_e(Ca) = 68,0$  кг/га,  $S_e(Mg) = 27,0$  кг/га,  $S_e(S) = 18,0$  кг/га, маса опаду = 420 т/км<sup>2</sup>, маса підстилки = 150 т/км<sup>2</sup>,  $M_{II}(N) = 22,0$  кг/га/рік,  $M_{II}(P) = 11,0$  кг/га/рік,  $M_{II}(K) = 16,0$  кг/га/рік,  $M_{II}(Ca) = 28,0$  кг/га/рік,  $M_{II}(Mg) = 8,0$  кг/га/рік,  $M_{II}(S) = 62,0$  кг/га/рік,  $M_B(N) = 31,0$  кг/га/рік,  $M_B(P) = 17,0$  кг/га/рік,  $M_B(K) = 78,0$  кг/га/рік,  $M_B(Ca) = 65,0$  кг/га/рік,  $M_B(Mg) = 42,0$  кг/га/рік,  $M_B(S) = 41,0$  кг/га/рік.

9.8.  $m_e(N) = 414,0$  кг/га,  $m_e(P) = 128,0$  кг/га,  $m_e(K) = 48,0$  кг/га,  $m_e(Ca) = 124,0$  кг/га,  $m_e(Mg) = 92,0$  кг/га,  $m_e(S) = 1,9$  кг/га,  $S_6(N) = 224,0$  кг/га,  $S_6(P) = 68,0$  кг/га,  $S_6(K) = 18,0$  кг/га,  $S_6(Ca) = 77,0$  кг/га,

$S_6(\text{Mg}) = 26,0$  кг/га,  $S_6(\text{S}) = 10,0$  кг/га,  $S_e(\text{N}) = 34,0$  кг/га,  $S_e(\text{P}) = 15,0$  кг/га,  $S_e(\text{K}) = 27,0$  кг/га,  $S_e(\text{Ca}) = 21,0$  кг/га,  $S_e(\text{Mg}) = 12,0$  кг/га,  $S_e(\text{S}) = 15,0$  кг/га, маса опаду = 1150 т/км<sup>2</sup>, маса підстилки = 130 т/км<sup>2</sup>,  $M_{\text{п}}(\text{N}) = 54,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{P}) = 8,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{K}) = 29,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{Ca}) = 20,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{Mg}) = 14,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{S}) = 32,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{N}) = 99,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{P}) = 10,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{K}) = 98,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{Ca}) = 60,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{Mg}) = 46,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{S}) = 21,0$  кг/га/рік.

9.9.  $m_e(\text{N}) = 104,0$  кг/га,  $m_e(\text{P}) = 256,0$  кг/га,  $m_e(\text{K}) = 88,0$  кг/га,  $m_e(\text{Ca}) = 74,0$  кг/га,  $m_e(\text{Mg}) = 92,0$  кг/га,  $m_e(\text{S}) = 3,2$  кг/га,  $S_6(\text{N}) = 94,0$  кг/га,  $S_6(\text{P}) = 88,0$  кг/га,  $S_6(\text{K}) = 18,0$  кг/га,  $S_6(\text{Ca}) = 77,0$  кг/га,  $S_6(\text{Mg}) = 26,0$  кг/га,  $S_6(\text{S}) = 9,0$  кг/га,  $S_e(\text{N}) = 54,0$  кг/га,  $S_e(\text{P}) = 33,0$  кг/га,  $S_e(\text{K}) = 177,0$  кг/га,  $S_e(\text{Ca}) = 21,0$  кг/га,  $S_e(\text{Mg}) = 12,0$  кг/га,  $S_e(\text{S}) = 6,0$  кг/га, маса опаду = 2500 т/км<sup>2</sup>, маса підстилки = 200 т/км<sup>2</sup>,  $M_{\text{п}}(\text{N}) = 14,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{P}) = 7,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{K}) = 29,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{Ca}) = 25,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{Mg}) = 14,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{S}) = 2,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{N}) = 39,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{P}) = 12,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{K}) = 68,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{Ca}) = 55,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{Mg}) = 26,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{S}) = 7,0$  кг/га/рік.

9.10.  $m_e(\text{N}) = 634,0$  кг/га,  $m_e(\text{P}) = 218,0$  кг/га,  $m_e(\text{K}) = 68,0$  кг/га,  $m_e(\text{Ca}) = 372,0$  кг/га,  $m_e(\text{Mg}) = 252,0$  кг/га,  $m_e(\text{S}) = 59,0$  кг/га,  $S_6(\text{N}) = 254,0$  кг/га,  $S_6(\text{P}) = 308,0$  кг/га,  $S_6(\text{K}) = 38,0$  кг/га,  $S_6(\text{Ca}) = 227,0$  кг/га,  $S_6(\text{Mg}) = 86,0$  кг/га,  $S_6(\text{S}) = 35,0$  кг/га,  $S_e(\text{N}) = 64,0$  кг/га,  $S_e(\text{P}) = 43,0$  кг/га,  $S_e(\text{K}) = 177,0$  кг/га,  $S_e(\text{Ca}) = 91,0$  кг/га,  $S_e(\text{Mg}) = 68,0$  кг/га,  $S_e(\text{S}) = 28,0$  кг/га, маса опаду = 1650 т/км<sup>2</sup>, маса підстилки = 500 т/км<sup>2</sup>,  $M_{\text{п}}(\text{N}) = 48,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{P}) = 30,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{K}) = 17,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{Ca}) = 20,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{Mg}) = 14,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{п}}(\text{S}) = 13,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{N}) = 89,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{P}) = 24,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{K}) = 67,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{Ca}) = 50,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{Mg}) = 26,0$  кг/га/рік,  $M_{\text{в}}(\text{S}) = 7,0$  кг/га/рік.

10. Яку роль відіграють біоелементи у розвитку живих організмів?

## ЛІТЕРАТУРА

### *Основна література:*

2. Даценко В. В. Основи біогеохімії: Навчально-методичний посібник / В. В. Даценко, Е. Б. Хоботова, Л. Д. Маракіна, В. І. Нікітін. – Х.: ХНАДУ, 2010. – 112 с.
3. Федорова Г. В. Практикум побіогеохімії для екологів: Навчальний посібник. / Г. В. Федорова. – Киев: «КНТ», 2007. – 288 с.
4. Буря О. І. Біонеорганічна хімія: Навчальний посібник / О. І. Буря, О. П. Чигівцева. – Дніпропетровськ: «Пороги», 2005. – 360 с.

### *Додаткова література:*

2. Федішин Б. М. Хімія з основами біогеохімії : навч. посіб. / Б. М. Федішин, О. С. Заблоцька, В. І. Дорохов [та ін.] ; за ред. Б. М. Федішина. – Житомир : ЖНАЕУ, 2010. – 546 с.
3. Дорохов В. І. Біогеохімія : навч. посіб. / В. І. Дорохов, Г. В. Павлюк, Б. М. Федішин. – Житомир : Полісся, 2004. – 151 с.
4. Мітрясова О. П. Хімія з основами біогеохімії: навчальний посібник /О. П. Мітрясова. – К. : Кондор-Видавництво, 2016. – 384 с.