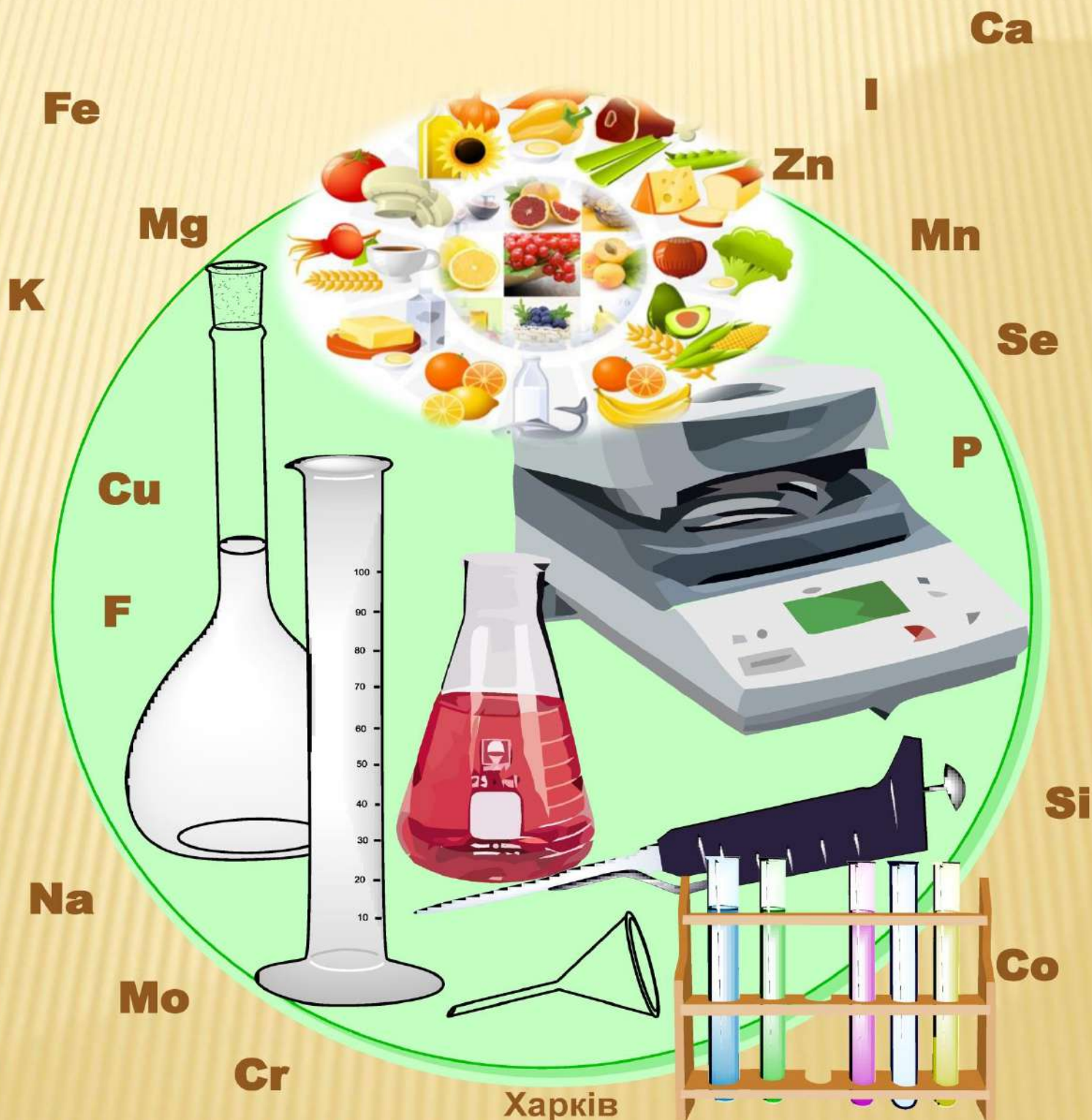


МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Харківський державний університет харчування та торгівлі

О. Ф. Аксьонова, І. С. Пілюгіна, Н. В. Мурликіна, Л. В. Кононенко

ХАРЧОВА ХІМІЯ. МІНЕРАЛЬНІ РЕЧОВИНИ

Навчальний посібник



Харків
ХДУХТ
2021

УДК 664:543(075.8)
ББК 51.230

Автори: О. Ф. Аксьонова, І. С. Пілюгіна, Н. В. Мурликіна, Л. В. Кононенко

Рецензенти:

к.т.н., доц. А. О. Демідова (кафедра технології жирів та продуктів бродіння, НТУ "ХП")

д.т.н., проф. М. І. Погожих (кафедра енергетичного машинобудування, інженерних та фізико-математичних дисциплін)

Рекомендовано до друку вченою радою Харківського державного університету харчування та торгівлі, протокол № 9 від 18 лютого 2021 р.

Харчова хімія. Мінеральні речовини [Електронний ресурс] : навч. посібник / О. Ф. Аксьонова, І. С. Пілюгіна, Н. В. Мурликіна, Л. В. Кононенко – Електрон. дані. – Х. : ХДУХТ, 2021. – 1 електрон. опт. диск (CD-ROM); 12 см. – Назва з тит. екрана.

ISBN

Навчальний посібник містить основні відомості про хімічні властивості мікро- і макроелементів і біологічну роль переважної більшості з них. Висвітлено інформацію з питань дефіциту та надлишку вживання певного мікро- і макроелемента і стану організму людини за таких випадків. Особливу увагу приділено хімічному аналізу мікро- і макроелементів. Посібник складено згідно з навчальним планом підготовки бакалаврів спеціальності 181 «Харчові технології». Він відповідає робочій програмі дисципліни «Харчова хімія. Розділ 1», що викладається студентам Навчально-наукового інституту харчових технологій та бізнесу Харківського державного університету харчування та торгівлі. Посібник також буде корисним для студентів інших факультетів і спеціальностей та осіб, зацікавлених у вирішенні практичних питань хімічного аналізу харчових систем.

УДК 613.26/.29:614.31(075.8)
ББК 51.230

© Аксьонова О. Ф., Пілюгіна І. С.,
Мурликіна Н. В., Кононенко Л. В., 2021

© Харківський державний університет
харчування та торгівлі, 2021

ISBN

ВСТУП

Мінеральні речовини – це поживні речовини неорганічної природи, які людський організм має отримувати у невеликих кількостях від >1 мг/добу до 2500 мг/добу залежно від мікро- або макроелементу. Як і у випадку з вітамінами й іншими необхідними поживними речовинами, потреби в мінеральних речовинах залежать від виду живого організму. Наприклад, людині й іншим хребетним потрібна велика кількість кальцію для будівництва і підтримки кісток і нормальної функції нервів і м'язів. Фосфор є важливим компонентом аденозинтрифосфату (АТФ) і нуклеїнової кислоти, а також необхідний для кислотно-лужного балансу, формування кісток і зубів. Червоні кров'яні тілця не можуть нормально функціонувати без заліза в гемоглобіні, киснево-переносному пігменті червоних кров'яних тілець. Залізо також є важливим компонентом цитохромів, що беруть участь у клітинному диханні. Магній, мідь, селен, цинк, залізо, марганець і молібден є важливими супутніми чинниками, присутніми в структурі певних ферментів, і незамінними – у багатьох біохімічних процесах. Хребетним тваринам потрібен йод для вироблення гормонів щитовидної залози. Натрій, калій і хлор – важливі для підтримання осмотичного балансу між клітинами і міжклітинної рідиною. Магній – важливий компонент хлорофілу в рослинах.

Доведено, що існує кореляція між харчуванням і хворобами, харчуванням і метаболізмом ліків. Надмірне споживання деяких мінералів може порушити гомеостатичний баланс і спричинити токсичні побічні ефекти. Так, надмірне споживання натрію пов'язано з високим кров'яним тиском, а надлишок заліза може викликати ушкодження печінки. До того ж гостра нестача мінералів чи надходження мінералів, які призначаються самостійно, можуть порушити баланс функцій організму, що забезпечують його здорове функціонування. Для позначення подібних порушень у навчальному посібнику використано термін «мікроелементози» й окреслено ознаки та наслідки надлишкового вживання або дефіциту окремих мікро- і макроелементів. Як і вітаміни, мінерали також

функціонують як коферменти, що дозволяють організму виконувати свої біохімічні функції, включаючи виробництво енергії, ріст, загоєння ран, правильне засвоєння організмом вітамінів та інших поживних речовин.

Людський організм – це збалансована система. У випадку, коли наш організм відчуває дефіцит певного мікро- або макроелемента, це може вплинути на рівні всіх інших елементів. Якщо це не виправити, може початися ланцюгова реакція дисбалансу, яка призведе до захворювання.

У харчовому аспекті мінерали, як правило, поділяють на дві групи – макро- і мікроелементи. До макроелементів належать кальцій, магній, калій, фосфор і натрій. Це мінерали, які у великій кількості необхідні організму. Мікроелементи, навпаки, – ті мінерали, які необхідні організму лише в незначних кількостях. До них відносяться цинк, мідь (купрум), хром, селен, молібден, марганець (манган), йод, залізо (ферум), бор, кремній (силіцій) і ванадій. Вони необхідні лише у невеликих кількостях для забезпечення перебігу всіх біохімічних процесів організму і його нормального функціонування.

На відміну від вітамінів, мінерали мають дуже стабільний склад і не руйнуються під впливом термічної дії, світла під час переробки сировини чи технологічного процесу виробництва харчових продуктів. Вони зберігаються і забезпечують харчову цінність продукту, навіть якщо той піддається термічній обробці (запікання або варіння). Тому мінеральні речовини мають входити до харчових раціонів для запобігання дефіциту поживних речовин. Це особливо важливо для людей, які дотримуються спеціальних дієт, які відчувають дефіцит певних мінеральних речовин. Наприклад, це люди, які не вживають молочних продуктів, не отримують достатньо кальцію і в такому випадку можуть включати кальцій у різні готові продукти, такі як хліб, запіканки, печиво, соки і напівтверді продукти.

Навчальний посібник складається з двох основних розділів: «Хімія елементів» і «Мінеральні речовини». У розділі «Хімія елементів» розглянуто

хімічні властивості s-, p-, d-елементів, наведено досліди для вдосконалювання навиків експериментальної роботи і контрольні питання для самостійного опрацювання матеріалу. У розділі «Мінеральні речовини» надано характеристику важливих мікро- і макроелементів, наведено основні продукти, в яких той чи інший елемент міститься у значній кількості, окреслено біологічну роль і наслідки надлишкового вживання або дефіциту надходження кожного мікро- і макроелементу.

У посібнику приділено увагу аналізу мінеральної складової харчових систем. Стисло описано основні шляхи пробопідготовки харчової сировини і продуктів та методи аналізу мінеральної складової харчових систем. Слід відзначити, що це перший досвід у Харківському державному університеті харчування та торгівлі щодо видання навчального посібника, у якому хімія елементів розглядається з точки зору нутриціології. Зокрема у посібнику висвітлено хімічні властивості речовин неорганічної природи в контексті не тільки харчування, але й впливу на стан людського організму. Автори сподіваються, що наведені матеріали будуть корисними для вивчення всіх розділів дисципліни «Харчова хімія» (Розділ 2 «Органічна хімія», Розділ 3 «Фізична і колоїдна хімія»), для підготовки курсових проектів, бакалаврських і дипломних робіт та в подальшій професійній діяльності.

ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ, ЗАСТЕРЕЖНІ ЗАХОДИ ПІД ЧАС РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Дотримання вимог інструкції з техніки безпеки студентів під час роботи в хімічній лабораторії обов'язкове. Вхід стороннім особам під час проведення лабораторних занять забороняється. Необхідно знати розташування в лабораторії протипожежних засобів, аптечки й уміти ними користуватися.

У разі виникнення в лабораторії під час занять аварійних ситуацій (пожежа, поява сторонніх запахів) не допускати паніки й підпорядковуватися тільки вказівкам викладача або завідувача лабораторії. У разі нещасного випадку негайно звертатися до викладача, завідувача лабораторії.

Слід пам'ятати найтипівші приклади небезпеки у роботі в лабораторії органічної хімії: отруєння кислотами, лугами, фенолом, газами; опіки термічні, їдкими речовинами, розчинами кислот чи лугів, непогашеним вапном, йодом, рідким бромом; порізи, удари; потрапляння в очі сторонніх тіл, їдких рідин; ураження електричним струмом тощо.

Студенти повинні дотримуватися таких вимог, а саме:

1) до початку роботи:

- до лабораторних робіт допускають тільки студентів, які добре засвоїли правила техніки безпеки та методик проведення лабораторної роботи;
- працювати в хімічній лабораторії обов'язково в спецодязі;
- хімічні реактиви, призначені для дослідів, студентам видає викладач або лаборант у кількостях, передбачених методикою;
- забороняється їсти, пити в лабораторії, захаращувати проходи сумками;

2) під час роботи:

- не виходити з лабораторії без дозволу викладача, не вживати їжу в лабораторії;
- перед використанням будь-яких речовин для дослідів уважно розглянути етикетку на склянці, у якій зберігаються реактиви, для запобігання помилок, що можуть призвести до нещасних випадків;
- досліді проводити з тими кількостями й концентраціями речовин у посуді за тих умов і послідовності, які зазначені методикою;
- насипати або наливати реактиви слід на столі;
- забороняється брати реактиви незахищеними руками, для цього використовувати фарфорові ложки, шпателі або совочки;
- не дозволяється просипаний або пролитий випадково реактив зсипати або зливати назад у тару до основної кількості реактивів;
- усі операції з легкозаймистими речовинами, концентрованими кислотами та лугами і роботу з металічним натрієм проводити лише у витяжній шафі;
- забороняється залишати без нагляду запалені спиртівки, а також увімкнені електронагрівальні прилади;
- під час нагрівання рідин не зазірати в посудину (навіть у пробірку) згори, бо в разі можливого викидання нагрітої речовини можуть бути нещасні випадки;

– для уникнення викиду киплячої рідини з реакційної посудини нагрівання її проводити рівномірно, часто перемішуючи, заздалегідь помістивши на дно посудини 2–3 кип'ятільних камінці (дрібні шматочки пористого неорганічного матеріалу, наприклад неглазурованої облицювальної плитки);

– нагрівання пробірок з речовинами проводити поступово і рівномірно, тримати пробірку за допомогою спеціального затискувача похило, періодично струшуючи, спрямовуючи отвір пробірки від себе та від інших людей, які працюють у лабораторії;

– не визначати речовину за запахом, нахилиючись над отвором посудини і сильно вдихаючи пару чи газ, що виділяються, і визначати лише наступним чином – легким рухом долоні над отвором посудини спрямувати пару або газ до носа і вдихати обережно;

– закріплювати посуд у тримачах штатива, обережно обертаючи посуд навколо осі, доки не з'явиться незначне ускладнення в обертанні;

3) після закінчення роботи:

– залишки кислот, лугів, сірчистих сполук, вогненебезпечних рідин, а також розчини, одержані в результаті дослідів, зливати в призначені для цієї мети склянки (не виливати в раковини);

– вимити лабораторний посуд, розставити ємності і склянки з робочими розчинами на їх місця, витерти робочу поверхню столу, закрутити водопровідні крани, вимкнути електроприлади, витягну вентиляцію і погасити світло в лабораторії;

– ретельно вимити руки з милом.

РОЗДІЛ I ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ

1.1. ХІМІЯ *p*-ЕЛЕМЕНТІВ

Галогени, знаходження у природі, добування, хімічні властивості та застосування. Реакції диспропорціонування. Елементи VIA групи Періодичної системи (кисень O, сульфур S, селен Se, телур Te та полоній Po). Знаходження у природі, добування, хімічні властивості та застосування. Роль кисню у природі як окисника. Елементи VA групи ПСЕ (нітроген N, фосфор P, арсен As, стибій Sb та вісмут Bi). Знаходження у природі, добування, хімічні властивості та застосування. Елементи підгрупи арсену. Елементи підгрупи ванадію. Елементи IV A групи Періодичної системи Д.І.Менделєєва – карбон C, силіцій Si, германій Ge, станум Sn і плумбум Pb. Станум, кремній. Бор, алюміній, церій.

1.1.1. Галогени

Елементи фтор (F), хлор (Cl), бром (Br), йод (I) і астат (At) належать до VII групи Періодичної системи Д. І. Менделєєва (VII A підгрупа). Групова назва цих елементів – галогени (солетвори). Будова валентного електронного рівня атомів галогенів однакова: ns^2p^5 ; атом фтору не має nd -підрівня, тому він утворює тільки один ковалентний зв'язок. Фтор більш електронегативний елемент, ніж інші галогени і зустрічається тільки у вигляді F^- та F^0 .

Хлор і його більш важкі аналоги у сполуках виявляють ступені окиснення від (-1) до (+7).

Для радіоактивного галогену – астату найбільш довгоживучий ізотоп має період напіврозпаду 8,3 год. Всі галогени (Hal) у вільному стані – типові неметали, причому неметалічні властивості менш яскраво виявляються при переході від фтору до астату. Так, у водному розчині ентальпія (ΔH^0) реакцій $Hal_2 + 2e = 2Hal^-$

зменшується закономірно від фтору до йоду: найактивнішим із галогенів у водному розчині є фтор.

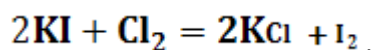
У природі галогени розповсюджені у відновленому стані (фториди, хлориди, броміди, йодиди металів) хоча йод зустрічається також у позитивному ступеню окиснення (наприклад, $NaIO_3$).

Вільний фтор добувають електролізом розплаву фторидів і гідрофторидів лужних металів. Для виділення вільних хлору, брому та йоду із

галогенідів у лабораторії використовують певні окисники, такі як кальцій гіпохлорит та натрій бромат:

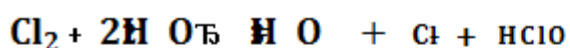
У цих реакціях конмутації джерелом галогена є одночасно як окисник, так і відновник.

У промисловості Cl_2 добувають електролізом розплаву чи розчину хлоридів лужних і лужноземельних металів, для добування Br_2 із бромідів і I_2 йодидів використовують хлор:



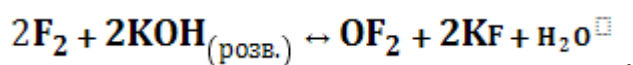
За умови надлишку хлору реакція ускладнюється утворенням йодатної кислоти HIO_3 , за умови надлишку калій йодиду – добре розчинної комплексної сполуки $[\text{I}(\text{I}_2)]^-$.

Найактивнішим із галогенів є фтор, він енергійно реагує із водою, в цьому випадку утворюється складна суміш продуктів (фтороводень, кисень, озон, пероксид водню, дифторид кисню тощо). Хлор, розчинюючись у воді, диспропорціонує із утворенням сильної кислоти – хлоридної та слабкої гіпохлоритної кислоти:



Дисмутація брому та йоду відбувається значно слабше. В органічних розчинниках неполярні молекули хлору та йоду розчинюються значно краще, ніж у воді.

У водному розчині лугу вільний фтор утворює оксиген дифторид,



інші галогени диспропорціонують, утворюючи на холоді крім відповідних галогенідів, гіпогалогеніти, при нагріванні – галогенати, наприклад:

Галогени реагують практично із усіма елементами Періодичної системи; із типовими металами вони утворюють іонні галогеніди (солі), наприклад,

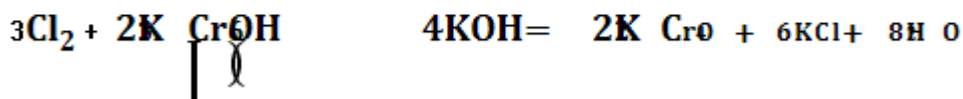
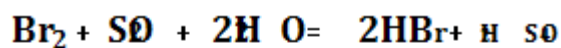
. Із типовими неметалами – ковалентні галогеніди, наприклад,

. Багато ковалентних галогенідів цілком гідролізуються.

Відомі міжгалогенні сполуки
 $\text{ClF}_3, \text{Cl}_2, \text{BrF}_3, \text{IF}_5$

, а також споріднені їм катіонгалогени та аніонгалогенати $\text{ICl}_2^+, \text{BrF}_4^-, \text{I}(\text{Cl}_2)^+$.

Окисні властивості галогенів виявляються при взаємодії зі складними речовинами:

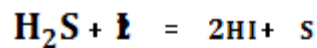


I_2 є окисником середньої сили, він окиснюється концентрованою нітратною кислотою у HIO_3 . Стійкість галогеноводнів зменшується, а кисневих сполук, навпаки, збільшується при переході від фтору до йоду.

Відновні властивості галогеноводнів HNaI (Hal : $\text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$) посилюються від фтору до йоду, тому фторо- і хлороводень можуть бути добути за обмінною

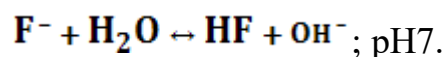
реакцією між відповідними галогенідами металів і концентрованою сульфатною кислотою.

Броміди та йодиди у цих умовах окиснюються із утворенням Br_2 і I_2 . Для добування та використовують реакції необоротного гідролізу галогенідів неметалів чи дію галогенів на відновники у водному розчині:



Фтороводень у водному розчині є слабкою кислотою, інші галогеноводні – сильні кислоти:

Крім фторидів F^- із фторидної кислоти утворюються гідрогенфторид-іони HF_2^- . Фториди зазнають гідролізу:



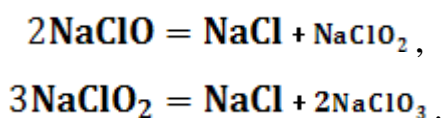
Тому їх розчини мають лужне середовище, розчини хлоридів, бромідів і йодидів металів, катіони яких не є протолітами, нейтральні ($\text{pH}=7$).

Фтороводнева кислота руйнує скло (утворюються SiF_4 , $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ тощо), тому працюючи із водним розчином використовують апаратуру із полімерних матеріалів.

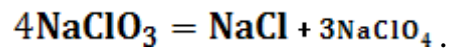
Хлор, бром та йод (а також астат) у різних позитивних ступенях окиснення утворюють кисневі сполуки. Безпосередньо із киснем галогени не взаємодіють; оксиди галогенів добувають розкладом солей кисневмісних кислот галогенів. Важливіші оксиди та кисневмісні кислоти галогенів:

Стійкість кисневих сполук і з однаковим ступенем окиснення галогенів збільшується від фтору до йоду. Так, хлорновата кислота HClO_3 відома тільки у вигляді 40% розчину, броматна кислота HBrO_3 – у вигляді 50% розчину; ці кислоти, а також їх аніони є сильними окисниками. Йодатна кислота HIO_3 утворюється у вигляді кристалів, її окисні властивості значно слабші, ніж HClO_3 та HBrO_3 , що підтверджується перебігом наступних реакцій:

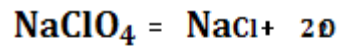
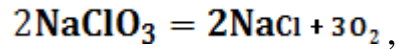
Добувають кисневі сполуки галогенів реакцією дисмутації галогена у холодному та гарячому розчинах лугів. Стійкість кисневих аніонів із підвищенням ступеня окиснення галогенів збільшується, тому їх окисні властивості зменшуються; на холоді утворюються гіпогалогеніти, які при наступному нагріванні послідовно диспропорціонують:



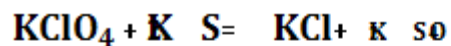
Тверді галогенати також термічно нестійкі і диспропорціонують:



Крім того, галогенати і пергалогенати розкладаються із виділенням кисню:



Ці процеси обумовлюють високі окисні властивості галогенатів і пергалогенатів у реакціях сплавлення:



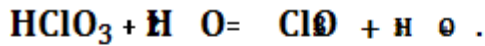
Вибільююча (сильна окисна) дія хлорноватистої кислоти та її солей гіпохлоритів під час нагрівання у водному розчині пояснюється утворенням

дуже активного кисню :

Бромна кислота HBrO_4 та її солі пербромати добуті відносно недавно із броматів із застосуванням сильних окисників F_2 та XeF_2 .

У водному розчині кислоти **HClO, HClO₂, HBrO, HIO**

– слабкі, інші кисневмісні кислоти галогенів – сильні:



Аніони слабких кислот галогенів є більш слабкими основами, ніж вода, чим і зумовлюється лужне середовище розчинів їх солей.

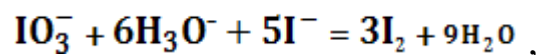
Реакції гідролізу ускладнюються утворенням хлор(I) оксиду :

який легко диспропорціонує на **Cl₂** та **ClO₂**.

Хлор(IV) оксид **ClO₂** добувають із хлоратів:

Якщо не дотримуватись правил безпеки, то із вибухом розкладається на **Cl₂** і **O₂**. Після дисмутації у лужному середовищі добувають хлорати **MeClO₃** і хлорити **MeClO₂**.

У розчинах окисна активність галогенат-іонів виявляється тільки при $\text{pH} < 7$:



Пергалогенат-іони **HO₄⁻** у водному розчині загалом не є окисниками (за винятком концентрованої хлорної кислоти **HClO₄**). Безводна хлорна кислота вибухає завдяки термічній нестійкості хлор(VII) оксиду **Cl₂O₇**.

Астат за хімічними властивостями нагадує йод, але він менш електронегативний за йод. є амфотерним гідроксидом із перевагою основних

властивостей. Спостерігали за допомогою методу мічених атомів утворення і інших сполук астату – астатоводню ; кислот HAtO_3 , у кислих розчинах існує катіон астату.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ТА ДОСЛІДИ

1. Напишіть електронні формули галогенів у нормальному та збудженому станах. Чому хлор, бром та йод можуть виявляти ступені окиснення 1, 3, 5, 7, а фтор тільки 1?

2. Чому молекули галогенів двоатомні?

3. У якому ступені окиснення галогени можуть виявляти:

а) тільки окисні властивості;

б) тільки відновні;

в) і окисні і відновні?

Напишіть відповідні електронні формули для хлору та йоду.

4. У якому ступені окиснення йод може виявляти як окисні так і відновні властивості? Напишіть формули відповідних сполук.

5. Напишіть схему хімічної рівноваги в розчині хлорної води. Дією яких речовин на хлорну воду можна довести присутність у хлорній воді:

а) вільного хлору;

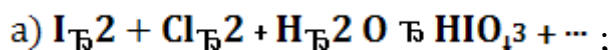
б) хлорид-іону.

У якому напрямку зміститься рівновага при додаванні лугу?

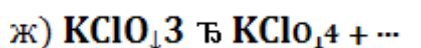
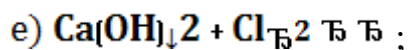
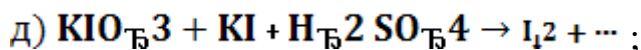
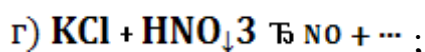
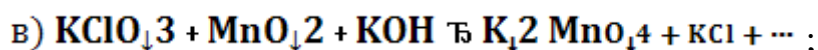
6. Напишіть рівняння реакції, яка перебігає при розчиненні фтору у воді.

Чи можна приготувати «фторну воду» аналогічно хлорній.

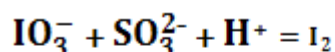
7. Допишіть такі рівняння реакцій:



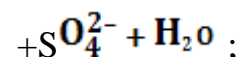
;



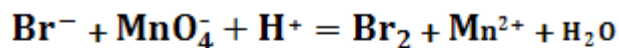
8. Напишіть рівняння реакцій в молекулярній формі:



а)



б)



;

в)

Дослід 1. Малорозчинні у воді галогеніди (якісні реакції на галогенід-іони)

Послідовність проведення

Проаналізуйте дію аргентум(I) та плюмбум(II)-іонів на галогенід-іони. Зверніть увагу на колір осадів, які утворюються. Складіть рівняння реакцій. До одержаних осадів додайте 2-3 краплі 2н розчину нітратної кислоти. Чи спостерігається їх розчинення?

Дослід 2. Гідроліз галогенідів

Послідовність проведення

Визначте характер середовища розчинів NaCl, AlCl₃. З'ясуйте, що спостерігається.

Дослід 3. Утворення галогенокомплексів

Послідовність проведення

До розчину вісмут(III) нітрату Bi(NO₃)₃ додайте розчин калій йодиду до утворення осаду. Додайте надлишок розчину KI до розчинення осаду. Який висновок можна зробити про кислотно-основні властивості йодидів, які реагують?

Дослід 4. Контрольний

Послідовність проведення

Отримайте від викладача невелику кількість сухої солі і розчиніть її у воді. Використовуючи відомі реакції, виявіть: хлоридом, бромідом чи йодидом є досліджувана сіль. Наведіть рівняння реакцій, які перебігають.

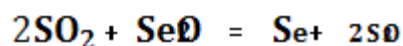
1.1.2. Сульфур

Елементи кисень O, сульфур S, селен Se, телур Te та полоній Po складають VIA групу Періодичної системи. Групова назва цих елементів – халькогени, хоча кисень часто розглядають окремо. Полоній – радіоактивний елемент, стійкіший ізотоп ²¹⁰Po – період піврозпаду 138,38 діб.

Валентний електронний рівень атомів цих елементів відповідає формулі ns^2np^4 . Оксиген – другий за електронегативністю елемент (після найбільш електронегативного фтору), для нього характерний стійкий ступінь окиснення у сполуках (-2); в оксиди фторидів його ступінь окиснення позитивний. Інші елементи VI А групи виявляють у своїх сполуках ступені окиснення (-2), (+4) і (+6), для сульфуру стійкий ступінь окиснення (+6), для інших елементів (+4). За електронегативністю O і – неметали, а S, Se, Te – амфотерні елементи із перевагою неметалічних (O) і металічних (S, Se, Te) властивостей.

Стійкість водневих сполук елементів VI А групи у ряду $H_2O - H_2S - H_2Se - H_2Te - H_2Po$ зменшується. Відновні властивості цих сполук зростають від I до I (I – вважають дуже сильним відновником). У водному розчині I, I і I – слабкі кислоти.

Відновні властивості оксигеновмісних сполук сульфуру, селену і телуру у ступеню окиснення (+4) знижуються із зростанням порядкового номера, тому SO_2 – більш активний відновник, ніж SeO_2 .



Кислотним оксидом EO_2 відповідають гідроксиди $SO_2 \cdot nH_2O$, H_2SeO_3 і H_2TeO_3 ; всі вони у водному розчині є слабкі протоліти-кислоти.

Оксигеновмісні сполуки сульфуру, селену та телуру у ступені окиснення (+6) $E^{VI}O_3$, їм відповідають кислоти, які виявляють окисні властивості, найсильніші окисники-сполуки селену. Так, концентрована селенова кислота окиснює хлорид-іон (на відміну від сульфатної кислоти):

Прості речовини елементів VIA групи (крім S) за звичайних умов не реагують із водою та кислотами-неокисниками. За високих температур піддається дисмутації в атмосфері водяної пари:

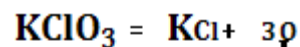
а телур витісняє за цих умов водень із води, виявляючи таким чином деяку металічність:



TeO_2 , який утворюється, має іонну кристалічну решітку. Полоній легко розчинюється тими кислотами-неокисниками, аніони яких можуть виступати в ролі лігандів.

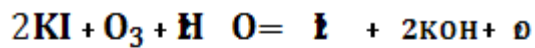
У лужному середовищі сульфур, селен і телур піддаються дисмутації:

Оксиген відомий у трьох алотропних формах – атомарний кисень $[\text{O}]$, кисень O_2 і озон O_3 . Атомарний кисень утворюється при термічному розкладі хлорату, нітрату та пероксодисульфату калію:



Якщо у реакційній системі немає відновника, який окиснюється, то виділяється молекулярний кисень O_2 .

$[\text{O}]$ – дуже сильний окисник, молекулярний кисень O_2 – значно слабший (при нагріванні зв'язок кисень-кисень розривається і активність зростає), озон також є дуже сильним окисником. Наприклад, O_2 не окиснює йодид-іони, а O_3 – окиснює:



Озон добувають дією електричного розряду на кисень:

Аніонні похідні озону – озоніди MO_3 миттєво розкладаються водою у MOH та O_2 .

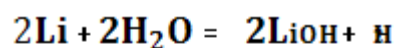
Сполуки гідрогену і кисню – це вода H_2O і гідроген пероксид : валентність кисню в обох сполуках дорівнює двом, друга сполука містить чисто ковалентний зв'язок $-O-O-$. Молекули H_2O та H_2O_2 полярні. Вода, як відомо, слабкий протоліт:



$$; K_w = 1 \cdot 10^{-14} (25^\circ C).$$

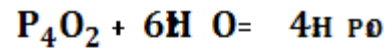
У рідкій і твердій воді утворюються водневі зв'язки, які обумовлюють багато аномальних фізико-хімічних властивостей води та льоду.

За хімічними властивостями вода – достатньо активна речовина; у відповідних умовах вона реагує із багатьма металами та деякими неметалами, сприяє перебігу великої кількості обмінних та окисно-відновних реакцій між речовинами (хімія водних розчинів). Із багатьма основними та кислотними оксидами вода утворює гідроксиди чи кислоти, із багатьма безводними солями – кристалогідрати (аквакомплекси):



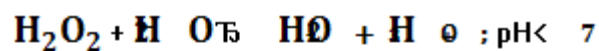
=,

(за умов нагрівання),



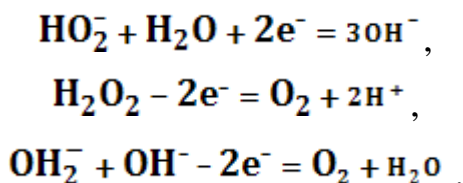
Рідкий гідроген пероксид – малостійкий; ступінь його розкладання значний навіть за звичайних умов, у присутності каталізатору (MnO_2) реакція швидко перебігає до кінця:

У воді гідроген пероксид виявляє слабкі кислотні властивості:



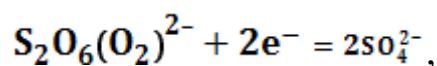
Молекули H_2O_2 існують у кислому середовищі, гідропероксид-іони HO_2^- – у лужному.

У водному розчині гідроген пероксиду виявляє як окисні, так і відновні властивості:

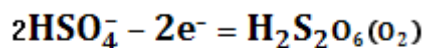


Окисні властивості H_2O_2 виявляються сильніше, ніж відновні, що пояснюється присутністю у H_2O_2 слідів $[\text{O}]$.

Пероксидну групу $-\text{O}-\text{O}-$ містять деякі кислоти та солі, наприклад, пероксомоносульфатна кислота, пероксодисульфатна кислота тощо. Всі пероксосолюки виявляють властивості сильного окисника у розчині та у розплаві:



Гідроген пероксид добувають у промисловості анодним окисленням гідросульфатів і наступним розкладанням пероксодисульфатної кислоти:



Сульфур, особливо порошок, реагує при нагріванні із галогенами. Продукти реакції із фтором – SF_4 та SF_6 , із хлором – , із киснем – SO_2 , із карбоном – CS_2 та іншими неметалами, а також із металами.

Концентрована нітратна кислота окиснює сульфур у сульфатну кислоту. У розчині лугу сульфур диспропорціонує, утворюючи відповідні сульфід і сульфід, у надлишку сульфур сульфід може перетворитися у тіосульфат (сіркуватистоокислий):

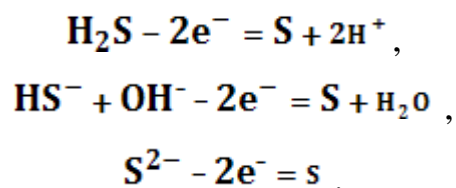
Водневі сполуки сульфур – сульфати $\text{H}_2(\text{S}_n)$ із $n=1 - 8$.

За виключенням моносульфана (сірководню) усі сульфани містять ланцюги $-\text{S}-\text{s}- \dots$, ланцюжкову будову мають і полісульфідні аніони (у полісульфідах металів.

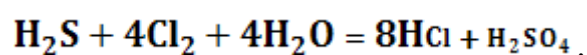
Найважливіший сульфат – сірководень; він насичує воду, утворюючи сірководневу воду, $C(\text{I}) \approx 0,1$ моль/дм³ розчини сірководню – кислотні завдяки протолізу. Розчини середніх та кислих сульфідів лужних, лужноземельних

металів та амонію, навпаки, сильнолужні. Більшість сульфідів важких металів практично нерозчинні у воді.

Сірководень та сульфідни, які містять сульфур у нижчому ступеню окиснення (-2), є сильні відновники:



Сильні окисники можуть окиснювати сульфур (-2) до сірки у вільному стані, у сульфур (+4) і навіть у сульфур (+6), наприклад:



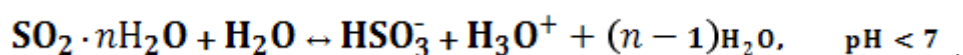
У промисловості сірководень добувають прямим синтезом

($\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$), лабораторії – за допомогою гідролізу ковалентних сульфідів чи витісненням сірководню сильними кислотами-неокисниками із сульфідів:

Діоксид сульфуру $S^{IV}O_2$ є проміжним продуктом у виробництві сульфатної кислоти. Усі сульфідні мінерали перед подальшою переробкою у відповідні метали піддають випалу, при цьому сульфідний сульфур перетворюється у газоподібний діоксид сульфуру:

У лабораторії SO_2 добувають обробкою твердих сульфідів концентрованою сульфатною кислотою.

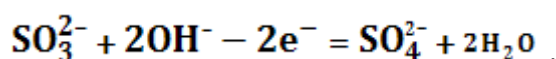
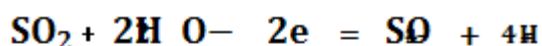
Розчинення сульфур(IV) оксиду у воді призводить до його гідратації та подальшого протолізу полігідрату:



Взаємодією сульфур(IV) оксиду із лугами можна одержати середні і кислі сульфіти Na_2SO_3 та $NaHSO_3$.

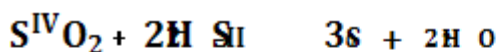
Сульфіти лужних металів та амонію добре розчинні у воді, сульфіти інших металів малорозчинні. Розчини середніх сульфідів – лужні завдяки протолізу слабкої основи SO_3^{2-} , розчини гідросульфідів – кислі.

Сульфур(IV) оксид та сульфід-іон виявляють відновні властивості:



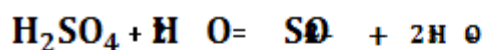
Так, сульфур(IV) оксид окиснюється вільним йодом, а сульфіти – киснем повітря. Загалом тверді сульфіти та їхні розчини завжди містять домішки сульфатів.

Окисні властивості сульфур(IV) оксиду виявляються при перебігу реакції конмутації:



Окиснення сульфур(IV) оксиду у SO_3 , відбувається лише за участю каталізаторів; SO_3 використовують для добування сульфатної кислоти.

Сульфатна кислота у розбавленому розчині піддається навіть повному протолізу і тому є сильною двоосновною кислотою:



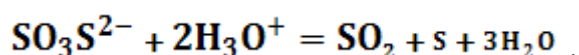
Розчини середніх сульфатів лужних металів нейтральні (гідроліз не відбувається), а розчини гідросульфатів – кислі.

Сульфат-іони SO_4^{2-} завдяки симетричній будові (тетраедрична форма при sp^3 -гібридизації атомних орбіталей сульфуру) у нейтральних та лужних розчинах не виявляють окиснювальних властивостей. У кислотному середовищі (розбавлена сульфатна кислота) окисником є не сульфат-іони, а катіони оксонію.

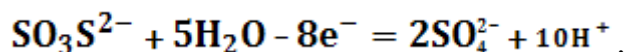
У концентрованої сульфатної кислоти викривлена симетрія молекул H_2SO_4 , тому H_2SO_4 виявляє властивості сильного окисника; залежно від сили відновника продуктами реакції можуть бути SO_2 , I та .

Взаємодія SO_3 із H_2SO_4 із утворенням дисульфатної кислоти лежить в основі добування «олеуму». Надлишковий SO_3 забезпечує безводність олеуму та дає можливість перевозити його у металевих ємностях, бо безводна сульфатна кислота пасивує ферум і алюміній.

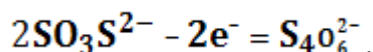
Часткова чи повна заміна атомів кисню атомами сульфуру у аніонах кисневмісних кислот приводить до утворення тіосполук, наприклад, натрій тіоортофосфат. Тіосульфат натрію $Na_2S^{VI}O_3S^{-II}$ сіль тіосульфатної кислоти, він містить сульфатний сульфур та сульфідний. При підкисненні розчину тіосульфату натрію зв'язок $S^{VI} - S^{-II}$ розривається гетеролітично (загальна пара електронів відходить до сульфатного сульфуру), утворюються SO_2 та .



У присутності сильних окисників (хлорна вода) тіосульфат-іон окиснюється у сульфат-іон:



Слабкі окисники (наприклад, йод) перетворюють іон SO_3S^{2-} у тетратіонат $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$:



Відомі політіонові кислоти $\text{H}_2\text{S}_n\text{O}_6$ чи $\text{HO}_3\text{S} - (\text{S}_{n-2}) \cdot \text{SO}_3\text{H}$, які мають ланцюжок із чотирьох-шести атомів сірки. Ці кислоти малостійкі і є сильними відновниками, їхні солі – політіонати, наприклад, $\text{K}_2\text{S}_4\text{O}_6$ тетратіонат калію, досить стійкі.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ТА ДОСЛІДИ

1. Напишіть електронні формули атомів сульфуру, селену і телуру в не збудженому та збудженому станах?

2. У якому ступеню окиснення сульфур виявляє:

- а) тільки окисні властивості;
- б) тільки відновні властивості;
- в) і окисні і відновні?

Напишіть відповідні електронні формули. Наведіть приклади реакцій.

3. У якому ступені окиснення сульфур може бути як окисником, так і відновником? Наведіть приклади відповідних реакцій.

4. Які речовини будуть утворюватися під час взаємодії з наступними речовинами:

- а) хлоридна кислота;
- б) концентрована нітратна кислота? Напишіть відповідні реакції.

5. Напишіть рівняння ступінчастої дисоціації сірководневої кислоти. Як буде зміщуватися рівновага дисоціації при додаванні: а) хлоридної кислоти; б) плюмбум(II) нітрату; в) лугу.

6. Напишіть рівняння гідролізу сульфідів: .

7. Які іони можна добути під час пропускання SO_2 : а) у чисту воду; б) у воду, яка містить Cl_2 .

Напишіть відповідні рівняння реакцій у іонному вигляді.

8. Чи можна використати концентровану сульфату кислоту як осушувач для сірководню, бромистого та йодистого водню? Напишіть відповідні рівняння реакцій.

9. Напишіть рівняння реакцій взаємодії натрій тіосульфату із:

- а) хлоридною кислотою;
- б) хлорною водою.

10. Напишіть у молекулярному та іонному вигляді рівняння реакцій:

- а) ...;
- б) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} + \text{Zn} = \dots$.

11. Допишіть рівняння реакцій:

- а) ;
- б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$;

- в) ;
- г) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 = \text{Mn}^{2+} + \dots$.

Дослід 1. Відношення оксидів до води

Послідовність проведення

У дві пробірки із дистильованою водою додайте оксид кальцію й фосфор(V) оксид. Чи перебігає реакція та яке середовище розчину?

Дослід 2. Утворення аквакомплексів

Послідовність проведення

Добування кристалогідрату $\text{CoSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. У пробірку додайте 1 г безводного купрум(II) сульфату та повільно порціями додайте 5-10 мл дистильованої води. Що спостерігається? Розчин перелийте у фарфорову чашку та випаруйте наполовину. Розчин охолодіть, кристали, які висаджуються, відокремлюйте.

Дослід 3. Окисно-відновні властивості гідроген пероксиду

Послідовність проведення

а) До розчину калій йодиду, підкисленого таким самим об'ємом сульфатної кислоти, додайте розчин гідроген пероксиду. Що спостерігається?

б) До підкисленого сульфатною кислотою калій перманганату додайте розчин гідроген пероксиду. Що спостерігається?

в) Який газ утворюється під час нагрівання гідроген пероксиду? Для прискорення процесу можна застосувати каталізатор (MnO_2).

Дослід 4. Повний гідроліз сульфідів

Послідовність проведення

До розчину, який містить іони Al^{3+} , додайте розчин $(NH_4)_2S$. Осад якої сполуки утворюється?

Дослід 5. Здатність концентрованої сульфатної кислоти до дегідратації

Послідовність проведення

У пробірку із концентрованою сульфатною кислотою опустіть на деякий час скалку. Поясніть, що спостерігається?

Дослід 6. Добування тіосульфатної кислоти

Послідовність проведення

Виявіть дію хлоридної кислоти на розчин натрій тіосульфату. Поясніть утворення осаду. Які властивості – окисні чи відновні переважають у тіосульфатів?

Дослід 7. Відновні властивості тіосульфатів

Послідовність проведення

До розчину тіосульфату натрію додайте краплями хлорну воду. Спостерігайте зникнення запаху хлору і появу у розчині сульфат-іонів.

Дослід 8. Контрольний

Послідовність проведення

Отримайте у викладача суху сіль, розчиніть її у дистильованій воді. Виявіть за допомогою реакцій сульфід, сульфат, тіосульфат чи сульфід входить до складу цієї солі. У кожному окремому випадку використовуйте 5-6 крапель вихідного розчину.

1.1.3. Нітроген

Елементи нітроген N , фосфор P , арсен As , стибій Sb та вісмут Bi складають VA групу Періодичної системи. Валентний рівень атомів відповідає електронній формулі ns^2np^3 .

Нітроген – третій за електронегативністю неметал (після фтору та кисню); за цим показником фосфор і арсен – теж неметали, стибій – типовий амфотерний елемент, для бісмуту переважними є металічні властивості. Елементи VA групи утворюють сполуки у ступенях окиснення від (-3) до (+5); характерні ступені окиснення (+3) та (+5).

Вищий ступінь окиснення (+5) нітрогену та бісмуту нестійкий. Сполуки бісмуту(V) виявляють сильні окисні властивості:

Перетворення типу E_2O_3 відбуваються під дією сильних окисників відбуваються тільки під дією сильних окисників. У більшості сполук елементів VA групи зв'язки ковалентні, навіть у таких як оксид-хлорид вісмуту (у цієї сполуки іони та Cl^- не виявлені).

Всі елементи VA групи, за виключенням бісмуту, утворюють оксиди E_2O_5 . Як гідроксиди їм відповідають: сильна нітратна кислота HNO_3 , слабкі ортофосфорна H_3PO_4 та арсенатна H_3AsO_4 кислоти, а також малорозчинний полігідрат $Sb_2O_5 \cdot nH_2O$, який у водний розчин переходить у вигляді гідросокомплексу $[Sb(H_2O)(OH)_5]$ із слабкими кислотними властивостями:

Для елементів VA групи відомі оксиди E_2O_3 . Як гідроксиди їм відповідають слабкі кислоти HNO_2 , ; стибій(III) утворює амфотерний полігідрат $Sb_2O_3 \cdot nH_2O$; для гідроксидів вісмуту(III) $Bi(OH)_3$ та $BiO(OH)$ переважні основні властивості.

Ступінь окиснення (-3) виявляють нітроген, фосфор, арсен і стибій у водневих сполуках EH_3 . Ці сполуки утворюють -онієві катіони ($E: N, P, As$).

Всі вони, крім катіону амонію, малостійкі.

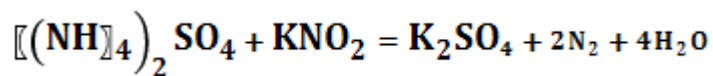
За звичайних умов нітроген не реагує із нітратною кислотою; тверді фосфор та арсен окиснюються концентрованою нітратною кислотою у H_3PO_4 та H_3AsO_4 , стибій реагує із концентрованою і розбавленою HNO_3 , утворюючи та $Sb_2O_3 \cdot nH_2O$

відповідні осади $Sb_2O_5 \cdot nH_2O$, бісмут реагує тільки із розбавленою HNO_3 ($Bi - 3e^- = Bi^{3+}$), у $HNO_{3(конц)}$ пасивує. У

електрохімічному ряду напруг бісмут стоїть за гідрогеном, тому із кислотами-неокисниками не реагує.

Розповсюдженість нітрогену та фосфору на Землі досить велика (N_2 – головна складова частина повітря; фосфор входить до складу багатьох мінералів та руд); арсен, стибій та бісмут вважаються рідкісними елементами (утворюють переважно сульфідні мінерали).

Основну масу N_2 добувають із рідкого повітря фракційною перегонкою; в лабораторних умовах невеликі кількості чистого N_2 можна дістати нагріванням концентрованого розчину амоній нітриту чи суміші амоній сульфату та нітриту лужного металу:



За звичайних умов N_2 досить пасивний, але при нагріванні у присутності каталізаторів активність N_2 підвищується. Пасивність газоподібного N_2 використовують у технології для утворення інертної атмосфери при перебігу хімічних реакцій.

Фосфор добувають відновленням фосфориту коксом при наявності кварцового піску, який перетворює кальцій оксид на кальцій метасилікат. Процес відновлення проводять в електричних печах при 800°C :

Пару фосфору конденсують під водою у вигляді білого фосфору.

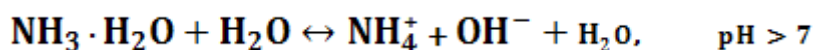
Білий фосфор P_4 значно активніший за полімерний червоний фосфор P_n (температура спалаху P_4 дорівнює 34°C , а температура спалаху P_n , відповідно, дорівнює більше 240°C); білий фосфор часто самозаймається під дією повітря.

Нітроген утворює декілька сполук з гідрогеном: амоніак, гідразин N_2H_4 , гідроксиламін $\text{N}_2\text{H}_5\text{OH}$ і гідрогеназид HN_3 ; всі вони термічно малостійкі. Найважливіша з них – амоніак, всі інші сполуки нітрогену одержують, виходячи з NH_3 . Амоніак синтезують оборотною газофазною реакцією.



Донорна пара електронів на sp^3 -гібридній орбіталі нітрогену в молекулі амоніаку зумовлює характерні реакції приєднання протона:

У цьому випадку утворюються солі амонію NH_4^+ та $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. При розчиненні у воді амоніак приєднує молекулу води завдяки утворенню водневого зв'язку між молекулами NH_3 та H_2O , який за силою наближається до донорно-акцепторного. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ існує як у розчині, так і в твердому стані. У розчині $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ відіграє роль слабкої основи:



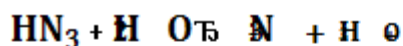
Солі амонію у водному розчині піддаються гідролізу (амоній-катіон – слабка кислота):

Як донор неподіленої пари електронів амоніак утворює комплексні сполуки, які називаються комплексними амоніакатами, наприклад:

,

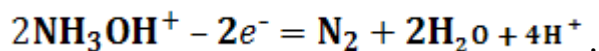
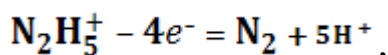
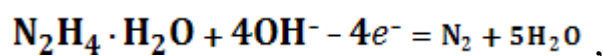
Гідразин N_2H_4 чи $\text{H}_2\text{N} - \text{NH}_2$ та гідроксиламін NH_2OH у водному розчині схожі на амоніак і утворюють гідрати $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ та $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$, які є слабкими

основами. Їм відповідають -онієві катіони гідразонію N_2H_5^+ , гідразонію $\text{N}_2\text{H}_6^{2+}$ та гідроксиламонію NH_2OH_2^+ , які поведуться як кислоти. Азидоводень – слабка, відносно води, кислота:

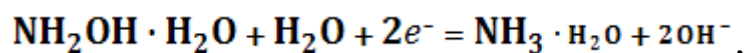
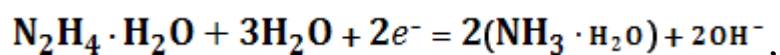


Солі азиди MN_3 у водному розчині піддаються гідролізу (). Азиди крім NaN_3 та $\text{Mg}(\text{N}_3)_2$ – не стійкі та розкладаються із вибухом на N_2 та метал.

Водневі сполуки виявляють сильні відновні властивості завдяки атому нітрогену в негативних ступенях окиснення. При окисненні ці сполуки перетворюються у N_2 :



Сполуки N_2H_4 та N_2H_5^+ завдяки нітрогену (-2) та (-1) можуть бути й окисниками:



Амоніак виявляє окисні властивості тільки за рахунок водню (I):

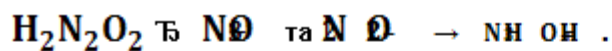
Воднева сполука фосфору PH_3 (фосфін) утворюється під час дисмутації:

Чистий фосфін можна добути шляхом повного гідролізу солеподібних фосфідів чи розкладанням солі фосфонію:

Фосфін є сильним відновником:

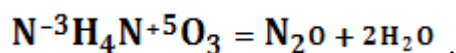
Із N_2O , NO , N_2O_3 та N_2O_4 оксигеном азоту утворює оксиди азоту та N_2O_5 .

Гіпонітритна кислота $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ (чи $\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{N}-\text{O}-\text{H}$) та її солі – гіпонітриди нестійкі при нагріванні, мають слабкі окисні та відновні властивості, наприклад, у перетвореннях:



У молекулах оксиду динітрогену містяться зв'язки нітроген-нітроген та нітроген-оксиген, тому атоми нітрогену в $-\text{N}-\text{N}-$ мають різні ступені

окиснення. Одержують внутрішньомолекулярною конмутацією нітрогену (-3) та нітрогену (+5) у нітраті амонію при нагріванні:



Оксид **N** теж термічно нестійкий (розкладається на прості речовини) і при підвищених температурах виявляє сильні окисні властивості.

Монооксид **NO** характеризується тим, що його молекула містить один неспарений електрон і фактично є радикалом нітрозилем; відомий також катіон нітрозилу у солях типу $(\text{NO})\text{HSO}_4$. З галогенами утворює сполуки типу , де **X = F, Cl, Br** .

Сполуки називаються нітрозилгалогенідами. У промисловості добувають каталітичним окисненням амоніаку:

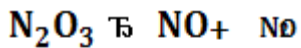
Ця реакція одна із стадій добування **HNO₃**. У лабораторії монооксид можна приготувати відновленням розбавленої нітратної кислоти газуватим сульфур(IV) оксидом **SO₂**.

Нітритна кислота **HN^{III}O₂** – слабкий протоліт у водному розчині; **HNO₂** існує у двох таутомерних формах (**H – O – NO** та **H – NO₂**), звідки виявляє два способи приєднання нітрит-іона **NO₂⁻** до катіонів – через атоми нітрогену та кисню.

Нітритна кислота та її солі – нітрити у окисно-відновних реакціях виявляють як окисну так і відновну функції. В першому випадку калій нітрит виступає як окисник, а в другому, як відновник:

У лужному середовищі окисні та відновні властивості нітритів не виявляються.

Триоксид діазоту **N₂O₃** містить два нерівноцінних, зв'язаних один із одним атомів (), тому і ступені їх окиснення різні. В твердому стані світло-синій **N₂O₃** має іонну будову ()(**NO₂⁻**) – нітрит нітрозила, в рідкому та газоподібному стані малостійкий молекулярний **N₂O₃**



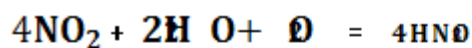
(). При нагріванні у присутності води N_2O_3 та перетворюються у суміш HNO_3 та .

Діоксид NO_2 , як і , є радикалом, тому що молекула містить один непарний електрон; він відомий також у вигляді катіона нітроїла у солях типу $(\text{NO}_2)\text{HSO}_4$. При низьких температур газуватий NO_2 забарвлений на бурий колір, димеризується на N_2O_4 і знебарвлюється; за умови нагрівання бурий колір з'являється знову:

У твердому стані N_2O_4 має іонну будову $(\text{NO}_2^+ \text{NO}_2^-)$ – нітрат нітрозила; у рідині та газі існують три ізомери, стійкіший із яких має молекулярну будову $2\text{NO} - \text{NO}_2$.

Діоксид NO_2 у промисловості добувають окисненням монооксиду (реакція перебігає спонтанно і навіть до кінця):

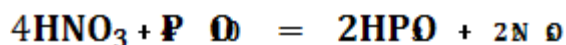
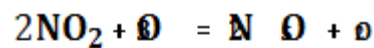
NO_2 , який утворюється, переробляють у нітратну кислоту:



У лабораторії чистий NO_2 можна добути термічним розкладанням нітратів важких металів:

У присутності води N_2O_4 переходить у суміш HNO_3 і N_2O_3 , (синій колір); із надлишком води N_2O_4 та дають суміш HNO_3 і N_2O_3 зі слідами HNO_2 ; у лужному середовищі NO_2 утворює нітрати і нітрити:

Нітроген (V) оксид N_2O_5 за звичайних умов – кристалічна, побудована із іонів речовина (NO_3^-) – нітрат нітроїла. Вище 32°C він достатньо леткий, у газовій фазі існують молекули $2\text{NO} - \text{O} - \text{NO}_2$. Добувають N_2O_5 чи озоновим окисненням нітроген (IV) оксиду NO_2 , чи дегідратацією нітратної кислоти:



Нітратна кислота HNO_3 – сильний протоліт у водному розчині. Концентрована нітратна кислота – типовий окисник:

При розведенні нітратної кислоти утворюються і інші продукти відновлення

(NO_2 , N_2O , NO , N_2O , N_2 , NH_4OH , N_2O , NH_3)

); зменшення концентрації нітратної кислоти призводить до збільшення кількості продуктів реакції із низькими ступенями окиснення нітрогену, – на склад продуктів впливає також сила відновника. Умовно вважають, що у відносно розбавленому розчині нітратна кислота відновлюється на нітроген (II) оксид:

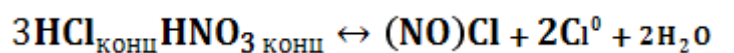
а в дуже розбавленому розчині – на катіон амонію:

На відміну від HNO_3 нітрат-іон NO_3^- у лужному середовищі виявляє слабші окисні властивості, це можна пояснити його симетричною будовою (геометрична форма – трикутна із sp^2 -гібридизацією атомних орбіталей нітрогену).

Усі солі нітратної кислоти – нітрати термічно малостійкі і при нагріванні розкладаються: нітрати активних металів (стоять у ряду напруг вище за магній) утворюють відповідний нітрит і кисень, нітрати більшості інших металів (стоять у ряду напруг від магнію до купруму включно) – відповідний оксид, діоксин нітрогену і кисень, а нітрати благородних металів (стоять у ряду напруг після купруму) – вільний метал, NO_2 і кисень:

При сплавленні всі нітрати виявляють сильні властивості окисні властивості.

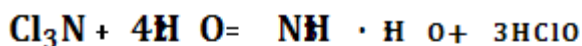
Суміш концентрованих і HNO_3 розчиняє такі благородні метали, як золото, платину, завдяки утворенню дуже сильних окисників – атомарного хлору та хлориду нітрозилу:



Під час перебігу цієї реакції золото перетворюється на гідроген тетрахлоаурат(III) HAuCl_4 , а платина на гідроген гексахлороплатинат(IV) H_2PtCl_6 :

Суміш концентрованих нітратної і фторидної кислот використовується для розчинення тих металів і неметалів, які утворюють стійкі розчинні фторидні сполуки, наприклад:

Відомий один галогенід нітрогену – фторид NF_3 , досить інертна речовина. Інші галогени із нітрогеном утворюють нітриди, наприклад ClN_3 – нітрид хлору(I). Нітриди галогенів дуже активні і розкладаються при нагріванні; в результаті повного гідролізу утворюються гідрат амоніаку та кислота галогену(I):



КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ТА ДОСЛІДИ

1. Напишіть рівняння реакцій добування нітрогену:

- а) відновленням калій нітрату залізом;
- б) розкладанням амоній нітриту;
- в) окисненням амоніаку.

У кожному випадку зазначте окисник та відновник.

2. Дією яких речовин на: а) N_2 ; б) сіль амонію; в) нітратну кислоту; г) алюміній нітрид можна отримати амоніак? Напишіть відповідні рівняння реакцій?

3. Який тип гібридизації атомних орбіталей нітрогену здійснюється під час утворення молекули амоніаку? Яку геометричну форму у зв'язку із цим має молекула амоніаку? Наведіть схему перекривання електронних хмар.

4. Молекула кращий акцептор протону, ніж молекула H_2O ; напишіть схему рівноваги у водному розчині амоніаку та вираз константи цієї рівноваги.

5. Скільки зв'язків і який їх характер (ковалентний, іонний) у молекулі

NH_3 ? У іоні NH_4^+ ? Наведіть їхні електронні схеми. Яка ковалентність нітрогену в

іоні NH_4^+ ?

6. Поясняйте утворення молекули NH_4Cl із амоніаку і хлориду водню. Яким є характер зв'язку між атомами в цій молекулі? Який елемент є: комплексоутворювачем, донором, акцептором, лігандом?

7. Напишіть рівняння реакцій, що характерні для амоніаку: приєднання, заміщення, окиснення, комплексоутворення?

8. Напишіть рівняння термічного розкладу амоній нітриту, нітрату та карбонату?

9. Напишіть рівняння реакцій гідролізу:

- а) амоній хлориду;
- б) амоній карбонату?

10. Наведіть електронну схему молекули нітратної кислоти, маючи на увазі можливий ковалентний та донорно-акцепторний характер зв'язку між атомами. Чому дорівнює ковалентність нітрогену в молекулі нітратної кислоти?

11. Напишіть рівняння реакцій взаємодії: а) концентрованої HNO_3 зі сріблом та фосфором; б) розведеної HNO_3 із міддю та магнієм.

12. Напишіть рівняння реакції термічного розкладу нітратів натрію, купруму та меркурію(II).

13. Якими реакціями можна здійснити наведені нижче перетворення? Напишіть відповідні рівняння у молекулярній формі.

а) ;

б) $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2^-$;

в) $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_4^+$;

г) $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{NO}$.

Дослід 1. Зміщення іонної рівноваги водного розчину амоніаку

Послідовність проведення

Виявіть характер середовища розведеного водного розчину амоніаку. З'ясуйте (обґрунтуйте) посилення запаху амоніаку під час дії на розчин луґу та під час нагрівання, а також зміну кольору індикатору при додаванні до розчину хлоридної кислоти.

Дослід 2. Гідроліз солей амонію

Послідовність проведення

Дослідіть характер середовища розчинів NH_4Cl та $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Чому твердий $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ має запах амоніаку?

Дослід 3. Окисно-відновні властивості нітрит-іону

Послідовність проведення

Дослідіть відношення розчину натрій (калій) нітриту до дії підкислених розчинів калій йодиду та калій перманганату.

Дослід 4. Контрольний

Послідовність проведення

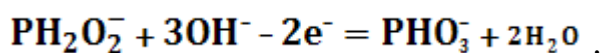
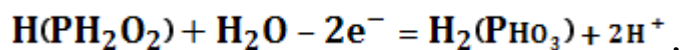
Отримайте у викладача суху сіль і розчиніть її у невеликій кількості води. Добутий розчин розлийте у три чисті пробірки та за допомогою відомих вам характерних реакцій відкриття виявіть наявність чи відсутність іонів: NH_4^+ – у першій пробірці; NO_2^- – у другій; NO_3^- – у третій. Запишіть рівняння реакцій. Визначте, яка сіль присутня: сіль амонію, нітрит чи нітрат?

1.1.4. Фосфор

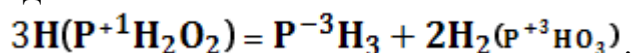
Фосфор у ступеню окиснення (+1) утворює кислоту $\text{H}(\text{PH}_2\text{O}_2)$ в молекулі якої два атома гідрогену зв'язані безпосередньо з атомами фосфору, а один

атом гідрогену (зв'язаний із фосфором за допомогою кисню) забезпечує кислотну функцію $\mathbf{H(PH_2O_2)}$:

Кислота $\mathbf{H(PH_2O_2)}$ та її солі є відновниками:



Під час нагрівання $\mathbf{H(PO_3)}$ та її солей відбувається дисмутація фосфору(I), наприклад:

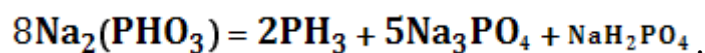


У ступені окиснення (+3) фосфор утворює кислоту $\mathbf{H_2(PO_3)}$ в молекулі якої атом водню зв'язаний безпосередньо із фосфором, і солі $\mathbf{Me_2(PO_3)}$.

У водному розчині $\mathbf{H_2(PO_3)}$ – слабкий протоліт.

Кислота $\mathbf{H_2(PO_3)}$ та її солі є сильними відновниками:

Під час нагрівання кислота $\mathbf{H_2(PO_3)}$ та її солі диспропорціонують:



Фосфор у ступені окиснення (+5) утворює оксид $\mathbf{P_4O_{10}}$ – декаоксид тетрафосфору, який поступово приєднуючи воду, утворює кислоти: метафосфатну $\mathbf{HPO_3}$, дифосфатну $\mathbf{H_4P_2O_7}$ і ортофосфатну $\mathbf{H_3PO_4}$. Всі кислоти фосфору (V) – слабкі протоліти.

Відомі середні та кислі солі ортофосфатної кислоти $\mathbf{Me_3PO_4}$ – ортофосфати, $\mathbf{Me_2HPO_4}$ – гідроортофосфати та $\mathbf{MeH_2PO_4}$ дигідроортофосфати. Більшість ортофосфатів малорозчинні у воді; розчини ортофосфатів та гідроортофосфатів лужних металів мають $\mathbf{pH > 7}$, розчини

дигідроортофосфатів – (PO_4^{3-} – слабка основа, HPO_4^{2-} – амфоліт із переважно кислотними властивостями). Кислі солі термічно нестійкі:

Фосфорні кислоти та їх солі містять фосфор у стійкому ступеню окиснення (+5) і тому не мають окисних властивостей.

Галогеніди фосфору(V) під час перебігу реакції гідролізу спочатку утворюють змішані кисень-галогенні сполуки, а потім ортофосфатну і галогеноводневу кислоти.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ТА ДОСЛІДИ

1. Напишіть ряд рівнянь послідовних реакцій, які перебігають під час добування фосфору із природного фосфату кальцію.
2. Напишіть рівняння реакцій гідролізу хлориду та йодиду фосфору(III).
3. Напишіть емпіричні та графічні формули кислот:
 - а) фосфорної та пірофосфорної;
 - б) фосфористої та фосфорнуватистої.
 Яка ковалентність фосфору у кожному випадку? Яким є його ступінь окиснення?
4. Наведіть рівняння реакцій, які перебігають під час контакту:
 - а) декаоксиду тетрафосфору із водою;
 - б) гексаоксиду тетрафосфору із концентрованою сульфатною кислотою.
 Наведіть умови перебігу цих реакцій.
5. Наведіть електронну формулу зовнішнього рівня в атомі фосфору в незбудженому та збудженому станах.
6. Наведіть приклади природних неорганічних сполук фосфору. Який ступінь окиснення фосфору найбільш стійкий? Які властивості повинні мати сполуки фосфору з іншими ступенями окиснення?
7. Напишіть рівняння реакції взаємодії амоніаку з фосфорною ортокислотою в молекулярному та іонному вигляді.

8. Складіть рівняння реакцій добування $P_4(Г)$ відновленням $Ca_3(PO_4)_2$ вуглецем без участі та з участю у реакції SiO_2 тобто маючи на увазі утворення, а також чи $CaSiO_3$ відповідно.

9. Наведіть приклади реакцій окиснення, відновлення та диспропорціонування фосфору.

Дослід 1. Гідроліз натрій фосфату

Послідовність проведення

Експериментально доведіть, яке середовище – кисле, лужне чи нейтральне – має розчин натрій фосфату.

Дослід 2. Порівняння розчинності кальцій фосфату у різних умовах

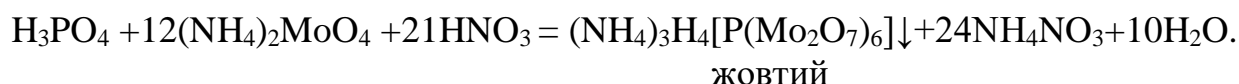
Послідовність проведення

У три пробірки помістіть порошки кальцій фосфату, кальцій гідрогенфосфату та кальцій дигідрогенфосфату, прилийте воду та розмішайте скляною паличкою. Поясніть, що спостерігається?

Дослід 3. Добування ортофосфатної кислоти

Послідовність проведення

Додайте у пробірку невелику кількість червоного фосфору й 3-5 крапель концентрованої нітратної кислоти, пробірку підігрійте полум'ям пальника. Після охолодження пробірки виконайте характерну реакцію на PO_4^{3-} - іон із амоній молібдатом, яка перебігає за рівнянням:



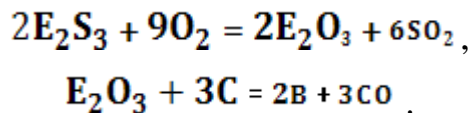
1.1.5. Арсен, стибій, бісмут, ванадій

Масова частка арсену, стибію і бісмуту в земній корі порівняно невелика: арсену $5 \cdot 10^{-4}\%$, стибію – $4 \cdot 10^{-4}\%$, бісмуту – $2 \cdot 10^{-5}\%$. Арсен і бісмут належать до моноізотопних елементів: у природі існують тільки нукліди і .

Стибій має два нукліди (57,25%) та (42,75%)

Елементи підгрупи арсену в природі перебувають лише у зв'язаному стані і трапляються у вигляді сульфідів: аурипігменту As_2S_3 , реальгару As_4S_4 , арсенопіриту , антимоніну Sb_2S_3 , бісмутину Bi_2S_3 тощо. Як продукт вивітрювання арсенових руд іноді трапляється арсеноліт As_2O_3 . Бісмут практично не утворює власних родовищ, а трапляється у сульфідних рудах інших металів. Арсен і стибій утворюють власні родовища.

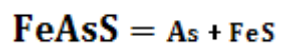
Із сульфідних руд E_2S_3 прості речовини – арсен, стибій та бісмут добувають за рівняннями:



Оксид бісмуту відновлюють не карбоном, а воднем:



Арсен добувають із арсенопіриту , нагріваючи його без доступу кисню повітря:



Арсен використовують для синтезу лікарських препаратів, отруйних речовин загальної дії, напівпровідників (арсеніду галію), які діють у широкому інтервалі температур (від Нижчих за нуль до 500°C). У сплавах арсен використовують як легуючий матеріал, який підвищує їх твердість, міцність на розрив і антикорозійні характеристики.

Стибій входить до складу легкоплавких сплавів, наприклад, бабітів (виробництво підшипників), друкарських сплавів. Як добавка (1%) до пльомбуму, значно підвищуючи його твердість.

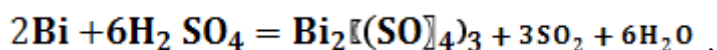
Бісмут, як і стибій, використовують для виготовлення легкоплавких сплавів із температурою плавлення 60°C , які застосовують у запобіжниках і

автоматичних вогнегасниках, а останнім часом у космічній техніці та ядерній енергетиці.

Арсен, стибій і бісмут є повними електронними аналогами з конфігурацією зовнішнього енергетичного рівня ns^2np^3 .

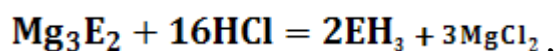
У ряду **As – Sb – Bi** зменшується електронегативність елементів і збільшується радіус атома, що зумовлює зростання металічних властивостей у тому самому напрямі. Елементи мають ступені окиснення: – 3, 0, +3, і +5. При цьому вищий ступінь окиснення +5 є найхарактернішим для арсену, а ступінь окиснення +3 – для бісмуту. Тому сполуки **As(III)** часто виявляють відновні властивості, а **Bi(v)** – сильні окисні.

У витискувальному ряду металів **As, Sb, Bi** розміщуються між гідрогеном і купрумом, тому вони взаємодіють лише з кислотами-окисниками: **HNO₃**, концентрованою **H₂SO₄**, **HClO₃** тощо. Бісмут при взаємодії з цими кислотами утворює солі:

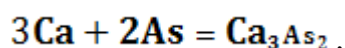


Подібно до фосфору, арсен окиснюється нітратною кислотою до ортоарсенатної кислоти **H₃AsO₄**, а стибій – до нерозчинної у воді стибатної кислоти, склад якої можна подати формулою . Концентрованою сульфатною кислотою арсен окислюється до **As₂O₃**, а стибій – до **Sb₂(SO₄)₃**.

Арсен, стибій та бісмут із воднем утворюють гідриди: арсин **AsH₃**, стибін **SbH₃** і бісмутин **BiH₃**. Їх добувають дією на арсеніди, стибіди та бісмутиди кислот-неокисників чи відновленням їхніх сполук воднем (гідрогеном):

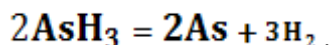


Сполуки, які називаються арсенідами, стибідами і бісмутидами, можна у деяких випадках розглядати як продукти повного заміщення водню **EH₃** на активний метал. Їх добувають, нагріваючи арсен, стибій чи бісмут з активними металами:



Арсеніди і стибіди *p* – елементів підгрупи цинку виявляють напівпровідникові властивості.

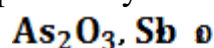
Гідриди арсену, стибію та вісмуту за звичайних умов – гази зі специфічним неприємним запахом, дуже отруйні. Ці сполуки ендотермічні. Так, навіть AsH_3 легко розкладається на елементи:



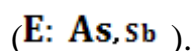
У ряду $\text{NH}_3 - \text{PH}_3 - \text{AsH}_3 - \text{SbH}_3 - \text{BiH}_3$ електронодонорна функція молекул послабляється. Тому останні дві водневі сполуки взагалі не утворюють

іонів типу E^3+ , а для арсину при низьких температурах доведено утворення внаслідок взаємодії і йодоводню.

Елементи підгрупи арсену вже при нагріванні у повітрі легко утворюють

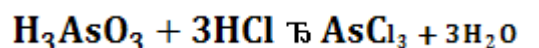


оксида складу E_2O_3 . Це тверді безбарвні (As_2O_3) чи жовті (Bi_2O_3) речовини. За хімічними властивостями As_2O_3 – кислотний оксид, Sb_2O_3 – амфотерний, а Bi_2O_3 – основний. Відповідно до цього їх гідроксида мають кислотний (ортоарсенатна кислота H_3AsO_3), амфотерний ($\text{Sb}(\text{OH})_3$) і основний ($\text{Bi}(\text{OH})_3$) характер. Тому оксиди та гідроксида арсену і стибію реагують із лугами, утворюючи солі орто- (H_3EO_3) чи мета- кислот (HEO_2):



Вісмут оксид і гідроксид із лугами не взаємодіють, а реагують лише з кислотами.

Арсен(III) оксид і гідроксид також виявляють деяку амфотерність, проте кислотна функція у них є переважаючою. Іони E^{3+} існують у значних кількостях лише у сильноокислому середовищі:



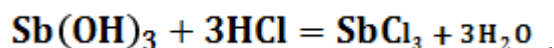
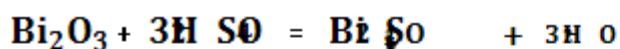
Ортоарсенітна кислота H_3AsO_3 у розчині перебуває в рівновазі з її метаформою (метаарсенітною кислотою HAsO_2) константа дисоціації якої $K=6 \cdot 10^{-10}$, тобто метаарсенітна кислота дуже слабка. Ортоарсенітна кислота також є слабкою кислотою, хоча константи дисоціації її не визначено. Відомо лише, що на відміну від H_3PO_3 вона є трьохосновною кислотою. Обидві

кислоти арсену (III) у вільному стані не виділено, вони відомі лише у розчині, їх солі відомі для більшості металів.

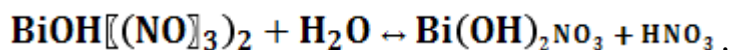
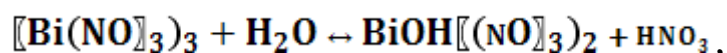
Ортоарсенітна кислота та її солі подібно до H_3PO_3 виявляють відновні властивості і тому відносно легко окиснюються, наприклад:

Відновні властивості сполук (III) слабкіші, ніж похідних (III).

Оксиди і гідроксиди стибію (III) та бісмуту (III) з кислотами утворюють відповідні солі, наприклад:



Оскільки основні функції гідроксидів стибію і бісмуту виражені слабо, то солі цих елементів у водному розчині легко гідролізуються із утворенням основних солей:

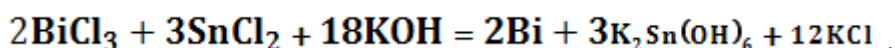


Основна сіль $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ при нагріванні відщеплює молекулу води, перетворюючись у оксосіль складу BiONO_3 :

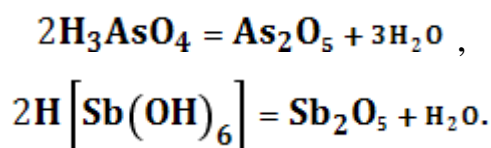
Аналогічно гідролізуються солі стибію.

Одновалентні катіони і називаються відповідно бісмутилом і стибілом.

У лужному середовищі солі **Bi(III)** відновлюються сильними відновниками до металу, що використовується в аналітичній практиці для якісного визначення сполук бісмуту:



Оксиди складу **E₂O₅** відомі для арсену та стибію; індивідуальність сполуки **Bi₂O₅** не доведено. Добувають такі оксиди обережним нагріванням кислот:



Оксид **As₂O₅** – склоподібна прозора речовина, яка добре розчиняється у воді. Оксид **Sb₂O₅** – тверда речовина жовтого кольору, не розчинна у воді.

Оксиду **As₂O₅** – відповідає кілька кислот: ортоарсенатна **H₃AsO₄**, диарсенатна **H₂As₂O₇**, метаарсенатна **HAsO₃**.

Кислота **H₃AsO₄** існує лише у розчині; вона сильніша, ніж **H₃PO₄**. Як трьохосновна кислота, вона утворює дигідро-, гідро- і середні солі, наприклад, дигідроортоарсенат натрію **NaH₂AsO₄**, гідроортоарсенат натрію **Na₂HAsO₄**, ортоарсенат натрію **Na₃AsO₄**.

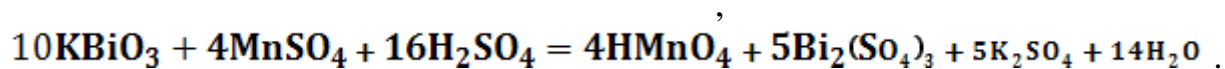
Стибій(V) оксид, розчиняючись у лугах, утворює солі гексагідроксостибатної кислоти:

Солі цієї кислоти малорозчинні, навіть сіль **Na[Sb(OH)₆]** погано розчиняється у воді.

Бісмуту зі ступенем окиснення +5 відповідають солі гіпотетичних кислот **HAsO₃** і **H₃BiO₄**, які у вільному стані не добуто. Їх добувають у вигляді розчинів їх солей чи сплавленням:

У кислому середовищі арсенати, стибати і особливо бісмутати мають окисні властивості, які посилюються від **As(V)** до **Bi(V)**. Арсенати є окисниками

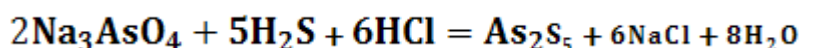
лише при наявності сильних відновників. Бісмутати окиснюють $+2$ до $+7$,
 $+3$ до $+6$ тощо:



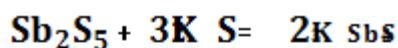
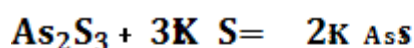
Останню реакцію використовують для виявлення іонів $2+$, оскільки безбарвний розчин (іони $2+$ безбарвні) забарвлюється у фіолетовий колір, характерний для іонів MnO^{4-} .

Для елементів підгрупи арсену відомі сульфіди складу E_2S_3 (E: As, Sb, Bi), а також As_2S_5 та Sb_2S_5 .

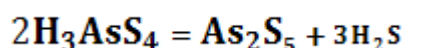
Сульфіди добувають безпосередньо з простих речовин чи осадженням із розчинів їх солей, оскільки всі сульфіди практично не розчинні у воді та розбавлених кислотах – неокисниках:



Добути подібним чином сульфіди арсену мають жовте, стибію – оранжеве, а Bi_2S_3 – коричневе забарвлення. Сульфіди за властивостями деякою мірою подібні до оксидів відповідних елементів. Це виявляється в тому, що подібно до оксидів арсену і стибію, які утворюють із лугами солі кисневмісних кислот, сульфіди, взаємодіючи з сульфідами лужних металів і амонію, утворюють солі тіокислот:



Відповідні тіокислоти H_3ES_3 і H_3ES_4 нестійкі й розкладаються на сульфід і сульфід гідрогену:



Сульфіди арсену використовують у виробництві шкіри, мінеральних фарб, піротехніки, сульфіди стибію – у виробництві високоякісної гуми, сірників.

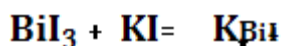
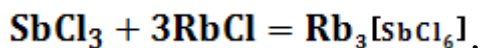
Деякі тіоарсеніти і тіоарсенати застосовують для боротьби зі шкідниками сільського господарства.

Для елементів підгрупи арсену із ступенем окиснення +3 відомі сполуки із усіма галогенами. Із галогенідів **E(V)** відомі **EF₅** і **SbCl₅**. Броміди та йодиди **E(V)** підгрупи арсену не добуто, оскільки бромід- та йодид-іони є відновниками, а **As(V)**, **Sb(v)** і особливо **Bi(v)** – окисниками.

Тригалогеніди елементів підгрупи арсену – безбарвні рідини (**AsF₃**) чи

тверді речовини за винятком іодидів, які мають червоне () чи темно-коричневе (**BiI₃**) забарвлення.

Тригалогеніди можуть приєднувати іони галогенів і утворювати координаційні сполуки типу **MeEx₄** чи **Me₃Ef₆**, наприклад:



Підгрупа Ванадію. До елементів підгрупи ванадію належать ванадій, ніобій і тантал. Масова частка ванадію у земній корі становить $1,5 \cdot 10^{-2}\%$, ніобію – $1 \cdot 10^{-3}\%$, танталу – $2 \cdot 10^{-4}\%$.

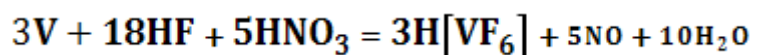
Ванадій, ніобій і тантал – сірі тугоплавкі метали. Пластичність, твердість та інші фізичні властивості залежать від їхньої чистоти.

Ванадій у вигляді ферованадію (35-70 % ванадію) широко використовується для виготовлення високоякісної спеціальної сталі, яка має високі пружність і міцність. Із неї виготовляють поршні авіа- та автодвигунів, паровозні циліндри, ресори тощо.

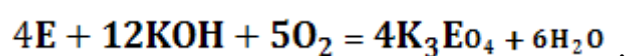
Ніобій і тантал завдяки високим антикорозійним властивостям використовують у хімічному машинобудуванні. Останнім часом спеціальні сплави на основі ніобію і танталу застосовуються у ракетній техніці, ядерних реакторах, для виготовлення газових турбін. Тантал широко використовують у радіо- і електровакуумній техніці.

Для ванадію та його аналогів найтипівішими є сполуки, в яких вони виявляють ступінь окиснення +5. Крім того, відомо сполуки, в яких **V, Nb** і мають нижчі ступені окиснення. Так, для ванадію найбільш вивчено сполуки із ступенями окиснення +2, +3 та +4.

При нагріванні ванадій та його аналоги взаємодіють із киснем, галогенами, вуглецем, а з кислотами-неокисниками не взаємодіють. Усі метали розчиняються у суміші концентрованих фтороводневої і нітратної кислот:



Якщо метали підгрупи ванадію сплавляють із лугами при наявності окисників, то між металами і лугами відбувається реакція:

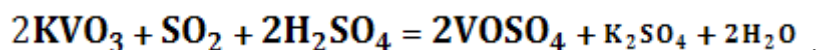


З киснем метали підгрупи ванадію утворюють оксиди – червоний **V₂O₅** та білі **Nb₂O₅** та **Ta₂O₅** стійкість яких зростає від ванадію до танталу. Оксиди **E₂O₅** виявляють кислотні властивості, які зменшуються від ванадію до танталу. Тому оксиди взаємодіють із лугами, утворюючи солі кислот **HEO₃**, чи **H₃EO₄** (відповідно мета- чи ортокислот):

Для ванадію характерним в утворення поліванадієвих кислот. Крім похідних для кислот **HVO₃** і **H₃VO₄** (відповідно мета- та ортованадієвої кислот), відомі похідні диванадієвої **H₄V₂O₇** триметаванадієвої **H₄V₃O₉** та складніших кислот.

Ванадій, крім **V₂O₅**, утворює оксиди нижчих ступенів окиснення: **VO₂**, **V₂O₃** і . Останні два оксиди, а також відповідні їм гідроксиди **V(OH)₃** і **V(OH)₂** мають основний характер. Оксид **VO₂** та його гідроксид **VO(OH)₂** – амфотерні: взаємодіють із кислотами та лугами. З кислотами **VO₂** утворює солі катіону ванадилу ²⁺, які у водному розчині мають синє забарвлення:

Солі ванадилу добувають відновленням сполук ванадію



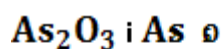
З лугами ванадій(V) оксид утворює ванадити :

Зі фтором елементи підгрупи ванадію утворюють пентафториди VF_5 , NbF_5 і TaF_5 з температурами плавлення відповідно 19,5; 80; 95°C. Сполуки EF_5 – акцептори фторид-іонів утворюють із ними стійкі комплексні фториди, координаційні числа яких дорівнюють 6, 7, а для танталу навіть 8, наприклад,

При хлоруванні металів ванадій утворює тетрахлорид ванадію VCl_4 а ніобій і тантал – пентахлориди ECl_5 . Пентаброміди EBr_5 і пентайодиди відомі для ніобію і танталу. Оскільки ванадій (V) є досить сильним окисником, то з бромом і йодом галогеніди утворює ванадій, який має нижчі ступені окиснення. Тому і з хлором ванадій утворює лише ECl_4 . Усі галогени підгрупи ванадію гідролізують.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

1. Який з наведених нижче оксидів виявляє найбільш основні властивості? Який найбільш кислотні? Який з них є більш сильним окисником, який більш сильним відновником?



- а) _____ ;
 б) Sb_2O_3 і Sb_2O_5 ;
 Bi_2O_3 і Bi_2O_5

- в) _____ .

2. Напишіть у молекулярному та іонному вигляді рівняння реакцій:

а) добування гідроксидів As^{III} , Sb^{III} , Bi^{III} .

б) взаємодії цих гідроксидів із надлишком кислоти та лугу.

Які властивості виявляють наведені гідроксиди?

3. При взаємодії Na_2AsO_4 і H_2S в присутності хлоридної кислоти добувають As_2O_5 , As_2O_3 та сірку. Напишіть рівняння двох відповідних реакцій.

4. Напишіть формули хлориду оксостибію (III) та нітрату оксобісмуту (III) та рівняння реакцій їх добування під час гідролізу відповідних солей.

5. Які елементи підгрупи арсену у ступені окиснення +3 утворюють тіосоли? Напишіть формули цих тіосолей, їх назви та рівняння реакцій їх добування дією відповідних хлоридів на надлишок амоній сульфату.

6. У чому можна розчинити наступні сполуки:

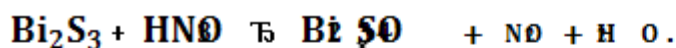
а) $\text{Sb}(\text{OH})_3$ та $\text{Bi}(\text{OH})_3$;

б) Sb_2O_3 та Bi_2S_3 .

Напишіть відповідні рівняння.

7. У розчині присутні іони $^{3+}$ та $^{3+}$ -іони. Дією яких реактивів можна розділити ці іони? Напишіть відповідні рівняння.

8. Визначити суму всіх коефіцієнтів правої та лівої частин рівняння реакції:



9. У водному розчині якої сполуки рН найменший: $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, SbCl_3 , AsCl_3 ?

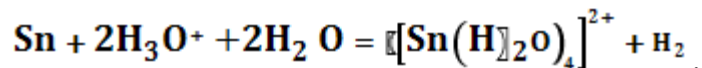
10. Дією надлишку яких речовин – H_2SO_4 , I_2 , Na_2SO_4 – можна розділити іони $^{3+}$ та $^{3+}$ -іони, якщо вони в розчині присутні разом.

1.1.6. Карбон, силіцій

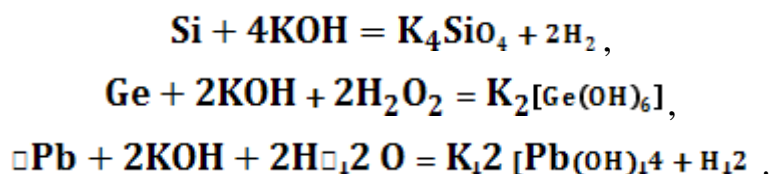
Елементи карбон, силіцій, германій, станум і плумбум складають групу Періодичної системи Д.І. Менделєєва. Загальна електронна формула валентного рівня атомів цих елементів ns^2np^2 . Переважні ступені окиснення елементів у сполуках (+2) і (+4), за електронегативністю елементи та відносять до неметалів, Ge , Sn , Pb – до амфотерних елементів зі зростаючим металічним характером із зростанням порядкового номеру. У сполуках елементів із ступенем окиснення (0) зв'язки ковалентні; відомі іонні кристали для плумбуму (0) та стануму (0). Стійкість ступеня окиснення (+4) зменшується, а (+2)

збільшується від до . Сполуки плюмбуму () – сильні окисники, сполуки інших елементів у ступені окиснення () – сильні відновники.

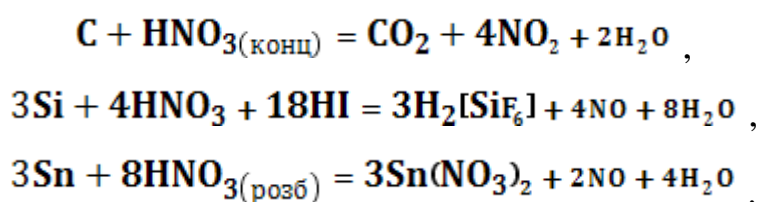
Карбон, силіцій та германій хімічно досить інертні і не реагують із водою та кислотами -неокисниками. Станум і плюмбум також не реагують із водою, але під дією кислот-неокисників переходять у розчин:



Луги не розчинюють карбон, силіцій реагує дуже повільно, германій реагує з лугом тільки в присутності інших окисників. Станум і плюмбум реагують із водою у лужному середовищі:

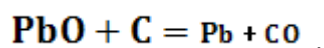


Реакційна здатність елементів групи посилюється з підвищенням температури. Так, при нагріванні вони реагують із металами та неметалами, а також із кислотами-окисниками, наприклад:

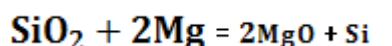


Концентрована нітратна кислота перетворює станум у гідратований оксид $\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, а плюмбум – пасивує (утворюється оксидна плівка).

У металургії карбон у вигляді коксу застосовують як відновник (у повітрі утворюються CO і CO_2). Так добувають вільні і :



Силіцій можна добути, використовуючи як відновник магній:

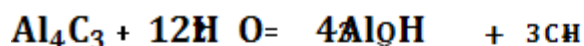
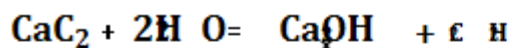


(у повітрі в надлишку магнію утворюються також силіцид Si і нітрид Mg_3N_2).

Хімія карбону – це переважно хімія органічних сполук. Серед неорганічних похідних карбону характерні карбіди: солеподібні

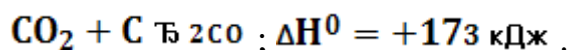
CaC₂, Al₄C

(), ковалентні () та металопоподобні (,); багато солеподібних карбідів гідролізуються цілком у воді з утворенням вуглеводнів:



Із киснем карбон утворює два оксиди – монооксид та діоксид **CO₂**. Оксид карбону () використовують у пірометалургії як сильний відновник (відновлює метали з їхніх оксидів). Для CO характерні реакції приєднання, такі як утворення карбоніл-комплексів [**Fe(CO)₅**].

Діоксид карбону () за звичайних умов стійкий, але при нагріванні над коксом і при зниженому тиску перетворюється у :

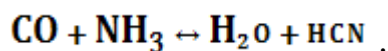


Температура рівноважності цієї оборотної реакції дорівнює 677°C.

За хімічними властивостями **CO₂** – кислотний оксид; у водному розчині існує у вигляді моногідрату **CO₂·H₂O** та у вигляді карбонатної кислоти **H₂CO₃** :

Як **CO₂·H₂O** , так і **H₂CO₃** – слабкі кислоти. Солі карбонатної кислоти – карбонати **M₂CO₃** і гідрокарбонати **MHCO₃**; завдяки гідролізу цих солей їх розчини мають .

Монооксид із амоніаком утворює в присутності каталізатору ціановодень :

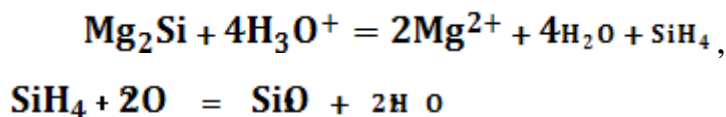
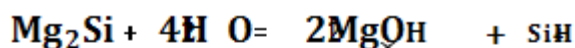


у водному розчині – слабка кислота. Молекула існує у двох формах: $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$ і $\text{H}-\text{N}\equiv\text{C}$, із яких друга обумовлює отруйну дію; сильні отрути всі ціаніди (іон CN^- – має донорні властивості завдяки парі електронів атому С).

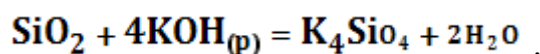
Тіоціанат водню на відміну від не отруйний; іон NCS^- – має слабкі електродонорні властивості (за рахунок атомів та). У водному розчині є сильною кислотою; добуті тіоціанати багатьох металів $\text{M}(\text{NCS})_2$. Серед інших практично важливих сполук карбону слід назвати H_2CN_2 його кальцієва сіль – кальцій ціанамід CaCN_2 широко використовується як змішане добриво (завдяки гідролізу у ґрунті CaCN_2 перетворюється у CaCO_3 та NH_3).

Добувають CaCN_2 прожарюванням CaC_2 у струмі N_2 за високих температур. Як азотне добриво застосовують також карбамід (сечовину).

Силіцій утворює декілька водневих сполук (силанів), які відрізняються високою леткістю та реакційною здатністю (самозаймаються у повітрі). Добування моносилану та його горіння відповідають рівнянням реакцій:



Силіцій у ступеню окиснення (+4) входить до складу оксиду SiO_2 , а також його похідних, тобто сілікатів і алюмосілікатів, які є основною складовою частиною земної кори. SiO_2 – кислотний оксид і реагує з лугами при сплавленні у розчині:



Багаточисленні та часто дуже складні за складом і будовою силікат-іони (SiO_4^{4-} , $\text{Si}_2\text{O}_7^{6-}$, $\text{Si}_3\text{O}_9^{6-}$, $\text{Si}_4\text{O}_{10}^{4-}$, $\text{Si}_4\text{O}_{11}^{6-}$, $\text{Si}_4\text{O}_{12}^{8-}$, $\text{Si}_6\text{O}_{18}^{12-}$ та ін.), елементарним фрагментом яких є тетраедрична група $[\text{SiO}_4]$.

Із розчинів силікатів лужних металів при дії кислот чи діоксиду карбону висаджується осад $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, поверх якого завжди в розчині невеликої концентрації ортосилікатна кислота H_4SiO_4 .

За високих температур силікати стійкіші за карбонати, тому витісняють із них CO_2 :

Водні розчини силікатів лужних металів завдяки гідролізу мають . Більшість силікатів нерозчинні у воді.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ТА ДОСЛІДИ

1. Наведіть рівняння реакцій добування карбон(II) оксиду трьома різними способами. Як відокремити від CO_2 в одному із способів?
2. З'ясувати утворення потрійного зв'язку в молекулі методом ВЗ.
3. Який тип гібридизації АО карбону має місце при утворенні молекули CO_2 ? Яку геометричну форму має ця молекула? Навести відповідну схему.
4. Деякий об'єм суміші карбон (IV) оксиду та оксид (II) карбону за високої температури повільно пропустили над надлишком купрум(II) оксиду. Що відбулося з купрум оксидом? Наведіть рівняння реакції.
5. Молекули якої речовини та які іони містяться у водному розчині карбон (IV) оксиду? Наведіть схему відповідної рівноваги в розчині. Як зміниться концентрація діоксиду вуглецю при додаванні в розчин лугу?
6. Чому кальцій карбонат розчинюється у воді, насиченій карбон (IV) оксидом? Напишіть відповідне рівняння реакції та з'ясуйте процес розчинення, використовуючи правило добутку розчинності.
7. Більше чи менше 7 значення рН у розчині карбонатів лужних металів? Відповідь підтвердіть написанням відповідних реакцій.
8. Як буде перебігати у водному розчині реакція взаємодії натрій карбонату з кальцій хлоридом, купрум хлоридом, алюміній хлоридом? Напишіть рівняння реакцій.
9. Суміш газів із чадного газу, карбон діоксиду, метану та ацетилену пропустили послідовно через розчин бромної води та їдкою натру. Напишіть рівняння перебігаючих реакцій. Який склад залишкової газової суміші?
10. Яка реакція перебігає у водному розчині натрій силікату? Що спостерігається при додаванні до нього амоній хлориду? Напишіть рівняння.

11. Дією якого реактиву можна одночасно виявити іони CO_3^{2-} та SiO_3^{2-} у розчині, який містить карбонат та сілікат натрію?

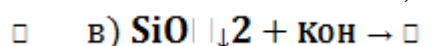
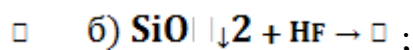
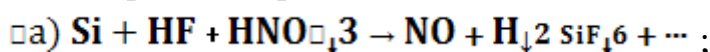
12. Пояснити роботу апарату Кіппа. За допомогою якої реакції добувають CO_2 у апараті Кіппа та як очищують газ від і вологи?

13. Присутністю яких солей у воді зумовлена тимчасова жорсткість води -

?

14. Вкажіть окисник та відновник, підберіть коефіцієнти у рівняннях реакцій окиснення-відновлення:

. Закінчіть рівняння реакцій:



Дослід 1. Поведінка карбон тетрахлориду у воді

Послідовність проведення

Декілька крапель CCl_4 додайте в пробірку з водою, пробірку нагрійте. Перевірте розчин на наявність іонів CO_3^{2-} .

Дослід 2. Різниця у розчинності оксокарбонатів та гідрогенкарбонатів

Послідовність проведення

Через вапняну воду пропускайте струм CO_2 , поки осад, який утворився, поступово не розчиниться. Одержаний розчин розлийте у дві пробірки. Розчин в одній з них прокип'ятіть, у другу додайте вапняну воду. Що спостерігається?

Дослід 3. Добування карбонатів лужноземельних металів та їх розчинення в оцтовій кислоті

Послідовність проведення

У трьох пробірках одержіть кальцій, стронцій та барій карбонати дією натрій карбонату на відповідні солі, частину рідини видаліть піпеткою, додайте до осадів декілька крапель оцтової кислоти. Що спостерігається?

Дослід 4. Гідроліз натрій карбонату і натрій гідрокарбонату

Послідовність проведення

У дві пробірки додайте 3-4 краплі нейтрального розчину лакмусу. В одну з пробірок додайте 1-2 краплі розчину натрій карбонату, в другу таку саму

кількість розчину натрій гідрокарбонату. Зверніть увагу на різницю у кольорі лакмусу. У якому випадку гідроліз перебігає слабкіше? Чому?

Дослід 5. Вплив іону CO_3^{2-} на гідроліз деяких солей

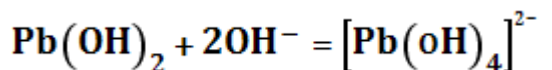
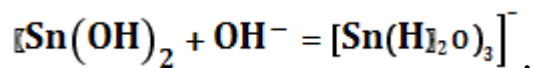
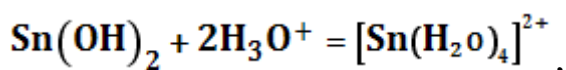
Послідовність проведення

До розчинів солей феруму (III) і стануму (II) додайте 3-5 крапель розчину натрій карбонату. Спостерігайте утворення газу та осадків ферум гідроксиду та станум гідроксиду. Чому в присутності йону CO_3^{2-} гідроліз перебігає практично необоротно.

1.1.7. Станум, плюмбум

Станум та плюмбум у ступеню окиснення (+2) утворюють оксиди і . Оксид термічно нестійкий, розкладається на SnO_2 і . Оксид , навпаки, дуже стійкий, він утворюється при згорянні плюмбуму у повітрі й зустрічається в природі.

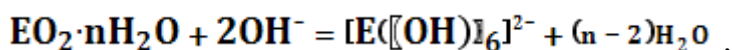
Гідроксиди $\text{Sn}(\text{OH})_2$ і $\text{Pb}(\text{OH})_2$ амфотерні:



Аквакатіон стануму (II) виявляє сильні кислотні властивості і тому стійкий тільки при (у середовищі HClO_4 чи HNO_3). При розведенні таких розчинів висаджуються осадки різних гідроксо солей.

Галогеніди стануму(II) – ковалентні сполуки, тому при розчиненні SnCl_2 у воді перебігає спочатку гідратація з утворенням $[\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2]$, потім гідроліз до осадження осаду речовини умовного складу $[\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}(\text{OH})]$. У розчині SnCl_2 може знаходитись у вигляді хлорокомплексу $[\text{SnCl}_3]^-$ при наявності надлишку хлороводневої кислоти. Багато солей плюмбуму (II) малорозчинні у воді.

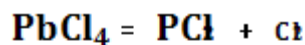
Оксиди стануму(IV) та плюмбуму(IV) амфотерні з перевагою кислотних властивостей, їм відповідають полігідрати $\text{EO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, які розчинюються у надлишку лугу:



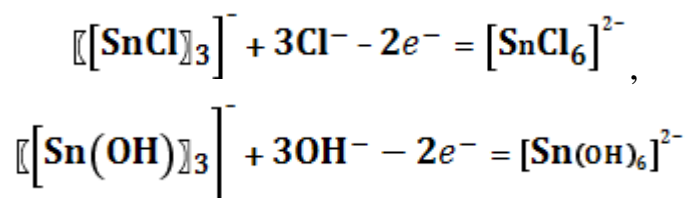
Станум(IV) оксид утворюється при згорянні стануму у повітрі, а оксид плюмбуму(IV) можна добути тільки при дії сильних окисників (наприклад, кальцій гіпохлорид) на сполуки плюмбуму(II).

Ковалентний станум (IV) хлорид повністю гідролізує у водному розчині:

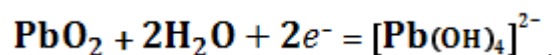
а пюмбум (IV) хлорид водою розкладається:



Сполуки стануму (II) виявляють відновні властивості, особливо сильні у лужному середовищі:



Сполуки пюмбуму (IV) мають окисні властивості, особливо сильні в кислому середовищі:



Розповсюдженою сполукою пюмбуму є його подвійний оксид $\text{Pb}^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}}\text{O}_4$. Ця сполука під дією нітратної кислоти розкладається: пюмбум(II) перетворюється в розчині у катіон, пюмбум(IV) оксид висаджується в осад. Пюмбум(IV) у складі подвійного оксиду зумовлює також окисні властивості цієї сполуки, як і PbO_2 .

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ТА ДОСЛІДИ

1. Яке практичне значення мають сплави стануму з пюмбумом?

2. Як взаємодіють германій, станум, п्लомбум із хлоридною, сульфатною і нітратною кислотами:

- а) розведеними;
- б) концентрованими?

Напишіть рівняння перебігаючи реакцій? У якому випадку розчинення п्लомбуму є практично повним?

3. Як змінюються:

- а) відновні властивості йонів у ряду _____ ;

- б) окисні властивості в ряду _____ ?

Вкажіть найбільш слабкий відновник і найбільш сильний окисник та наведіть електронні формули цих елементів у відповідному ступені окиснення.

4. Який елемент підгрупи германію та у якому ступені окиснення утворює гідроксид:

- а) найбільш основного характеру;
- б) найбільш кислотного?

Наведіть формули цих гідроксидів.

5. Наведіть рівняння реакцій, які свідчать про амфотерні властивості:

- а) гідроксиду стануму (II);
- б) оксиду п्लомбуму (II).

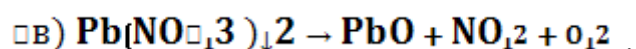
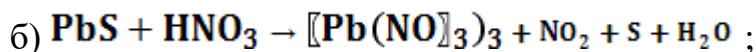
6. Напишіть рівняння реакцій добування сульфідів стануму (II), стануму(IV) і п्लомбуму (II) з розчинів їх солей. Який із сульфідів розчиняється у сульфіді амонію? Напишіть рівняння всіх перебігаючи реакцій.

7. Наведіть схему розподілу електронів у не збудженому атомі стануму.

8. Визначити стехіометричні коефіцієнти речовин у схемах перетворень:

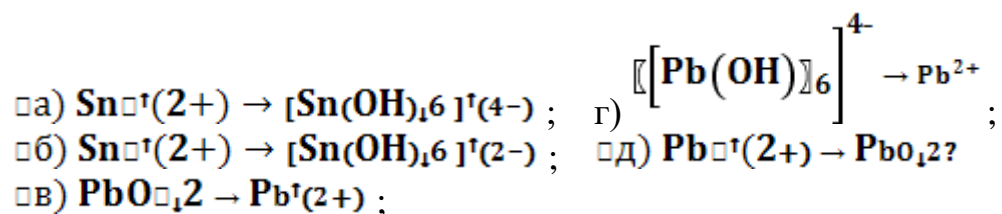
- а)

;



9. До розчинів наведених нижче солей додали хлоридну кислоту. В якому випадку утворився осад?

10. Як здійснити перетворення:



Дослід 1. Розчинність сполук плюмбуму(II)

Послідовність проведення

Порівняйте розчинність у воді плюмбум(II) карбонату, плюмбум(II) нітрату, плюмбум(II) хлориду, плюмбум(II) ацетату, плюмбум(II) сульфату, плюмбум(II) гідроксиду та плюмбум(II) сульфіді. Вивчіть можливість утворення за обмінною реакцією перелічених сполук. Для малорозчинних речовин наведіть значення добутків розчинності.

Дослід 2. Амфотерність плюмбум(II) та станум(II) гідроксидів

Послідовність проведення

Одержіть плюмбум(II) та станум(II) гідроксиди та вивчіть їх амфотерність.

Дослід 3. Добування хлорокомплексів плюмбуму(II)

Послідовність проведення

Отримайте PbCl_2 та перенесіть скляною паличкою його невелику кількість у пробірку із концентрованою хлоридною кислотою. Поясніть розчинення осаду.

Дослід 4. Відновні властивості сполук стануму(II)

Послідовність проведення

а) Проведіть реакцію взаємодії SnCl_2 та FeCl_3 , поясніть що спостерігається?

б) Отримайте розчин натрій тетрагідроксостаннату та додайте до нього кілька крапель розчину $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$. Поясніть утворення осаду.

Дослід 5. Відновлення солі бісмуту(III)

Послідовність проведення

У пробірку додайте одну краплю розчину станум(II) хлориду і 5-6 крапель 2н розчину їдкого натру до повного розчинення осаду станум(II) гідроксиду, який утворився. До розчину додайте одну краплю розчину солі бісмуту(III), спостерігайте утворення чорного осаду металічного бісмуту.

Дослід 6. Добування деяких погано розчинних солей плюмбуму(II)

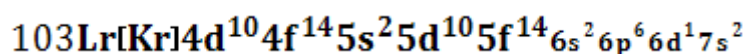
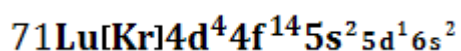
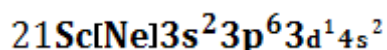
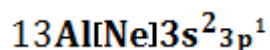
Послідовність проведення

У чотири пробірки додайте 2-4 краплі розчинів сульфатної та соляної кислот, розчину калій йодиду та сірководневої води. У кожену пробірку додайте розчинну сіль плюмбуму(II). Спостерігайте утворення осадів відповідного кольору.

1.1.8. Бор, алюміній, церій

Третя група є найбільшою групою періодичної системи Д. І. Менделєєва. Вона об'єднує 37 елементів і до головної підгрупи третьої групи належать бор, алюміній, галій, індій, талій, до побічної – скандій, ітрій, лантан та лантаноїди (церій, празеодим, неодим, прометій, самарій, європій, гадоліній, тербій, диспрозій, гольмій, ербій, тулій, ітербій, лютецій), актиній та актиноїди (торій, протактиній, уран, нептуній, плутоній, америцій, кюрій, берклій, каліфорній, ейнштейній, фермій, менделевій, нобелій, лоуренсій).

Атоми елементів третьої групи характеризуються різною будовою зовнішнього і передостанніх енергетичних рівнів, наприклад:



Із наведених прикладів видно, що на зовнішньому енергетичному рівні атоми містять два чи три електрони, а на передостанньому – вісім чи дев'ять

електронів. Елементи родин лантаноїдів та актиноїдів відрізняються кількістю електронів на f-підрівнях.

В утворенні хімічних зв'язків беруть участь електрони зовнішніх, частково передостанніх та третього зовні енергетичних рівнів. У елементів цієї групи переважно виявляється ступінь окиснення +3. Однак деякі елементи можуть виявляти й інші ступені окиснення: талій +1; самарій, європей і тербій +2; церій +4; актиноїди +4, +5, +6, +7. Здатність актиноїдів виявляти такі високі ступені окиснення зумовлена близькими значеннями енергій **5f, 6d та 7s** - орбіталей їх атомів.

У межах головної підгрупи наростають металічні властивості: бор – типовий неметал; алюміній, галій та індій виявляють амфотерні властивості; талій – метал. Елементи побічної підгрупи, що містять по два електрони на - орбіталі, є активними металами.

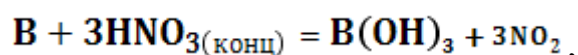
Порівнюючи властивості елементів третьої і четвертої груп, можна зазначити, що головна підгрупа третьої групи подібна до підгрупи карбону, а побічна дещо нагадує підгрупу титану. Бор завдяки невеликій масі і розміру атома за своїми властивостями більш подібний до силіцію, ніж до алюмінію.

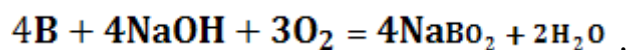
Елементи бор, алюміній, галій Ga, індій In та талій Tl належать до головної підгрупи третьої групи періодичної системи Д. І. Менделєєва (III A група). Будова валентного електронного рівня у атомів цих елементів однакова – ns^2np^1 . Характерний для них елементів ступінь окиснення (+3); електронегативність елементів невисока. За хімічними властивостями бор – неметал; алюміній, галій та індій – амфотерні елементи, при переході від Al до In основні властивості посилюються, талій виявляє металічні властивості; для нього більш стійкий стан $3+$, ніж $3+$.

У межах головної підгрупи наростають металічні властивості: бор – типовий неметал; алюміній, галій та індій виявляють амфотерні властивості; талій – метал. Елементи побічної підгрупи, що містять по два електрони на - орбіталі, є активними металами.

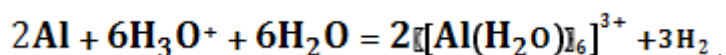
Наявність чотирьох валентних -орбіталей (та наявність вакантних nd - орбіталей у всіх елементів, крім бору) обумовлює акцепторну здатність атомів елементів III A групи в їх сполуках відносно різних іонів; ці властивості більш виявлені у бора та алюмінію, ніж у індія та талію. Так, молекула трифторида бору **BF₃**, (sp^2 -гібридизація, трикутна форма) легко приєднує фторид-іон із утворенням тетрафторборат(III)-йону (sp^3 -гібридизація, тетраедрична форма); геометрична симетрія якого вище, ніж у **BF₃**. Аналогічно молекула фториду алюмінію **AlF₃** (sp^2 -гібридизація, трикутна форма) перетворюється в гексафторалюмінат (III)-іон **[AlF₆]³⁻** (sp^3d^2 -гібридизація, октаедрична форма).

Бор окиснюється нітратною кислотою у розчині та киснем при сплавленні з лугами:

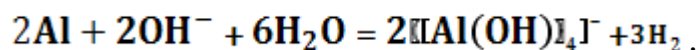




Алюміній як амфотерний елемент реагує з кислотами-неокисниками (у розчині Al входить до складу катіону):

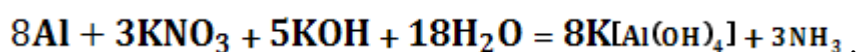


та з водою в лужному середовищі (у розчині Al входить до складу аніону):



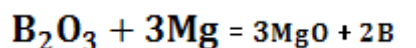
Бор і алюміній реагують із киснем, галогенами, сульфуром, нітрогеном та ін., утворюючи відповідно оксиди B_2O_3 та Al_2O_3 , галогеніди BF_3 та AlF_3 , сульфіді B_2S_3 та Al_2S_3 , нітриди та тощо.

При кип'ятінні суміші алюмінію з нітратом калію в лужному середовищі відбувається відновлення нітрат-іонів у амоніак:

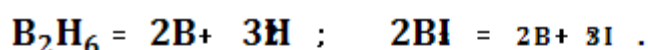


Перетворення здійснюється під дією моноатомного (атомарного) водню, який утворюється при відновленні алюмінієм води у лужному середовищі.

У промисловості бор добувають магнійтермічним методом:



чи термічним розкладанням диборану B_2H_6 та йодиду бору:

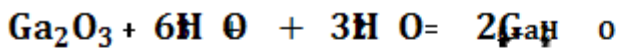


Алюміній добувають електролізом розплавленої суміші криоліту та оксиду алюмінію (6-8 % Al_2O_3), який добувають із бокситу, попередньо очищаючи його від різних елементів (, , , тощо). За цим методом добувають алюміній, вміст якого становить близько 98,9 %. Електроліз розчину розплаву Al_2O_3 проводять у натрій гексафтороалюмінаті(III), – оксид алюмінію дисоціює на катіони, аніони; на катоді утворюється алюміній, на аноді – кисень. Щоб добути алюміній високої чистоти (99,99), його електролітично рафінують. Дуже чистий алюміній добувають, нагріваючи фторид алюмінію AlF_3 та алюміній до

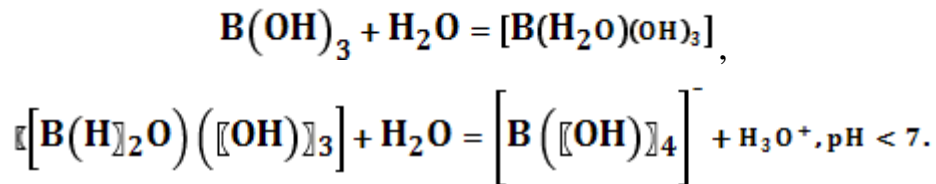
1100 °С. При цьому утворюється моно-фторид алюмінію, який диспропорціонує з виділенням дуже чистого алюмінію.

Оксиди елементів III А групи при сплавленні з лугами утворюють солі (борати, алюмінати, галати тощо):

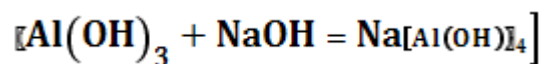
При обробці оксидів кислотами – неокисниками в розчин у вигляді катіонів переходять тільки оксиди алюмінію, галію, індію та талію:



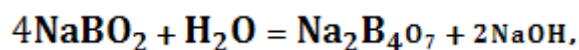
Оксид B_2O_3 і гідроксид $\text{B}(\text{OH})_3$ мають кислотні властивості, що стверджується протолізом $\text{B}(\text{OH})_3$ у воді.

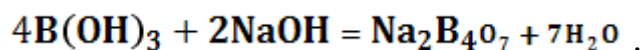


Гідроксиди алюмінію, галію та індію амфотерні:



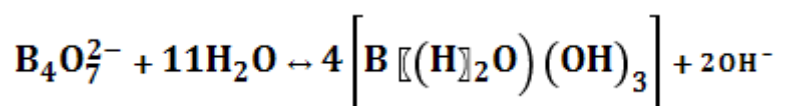
Розповсюдженою сіллю, яка містить бор, є тетраборат натрію $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$; ця сіль утворюється у водному розчині при розчиненні метаборату NaBO_2 чи при нейтралізації гідроксиду бору:



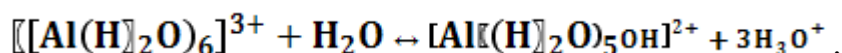


При підкисненні розчину тетраборату натрію одержують осад гідроксиду бору:

Розчин тетраборату натрію внаслідок гідролізу має $\text{pH} > 7$:



Аквакатіони алюмінію у водному розчині виявляють функції слабкої кислоти, тому солі алюмінію підлягають гідролізу:



Відомі подвійні солі алюмінію – галуни:

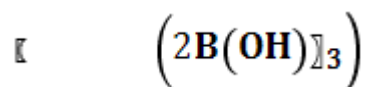


де $\text{M}^{\text{I}} = \text{Na, K, Rb, Cs, Tl}$; $\text{M}^{\text{III}} = \text{Al, Ga, In, Tl, Cr, Fe}$.

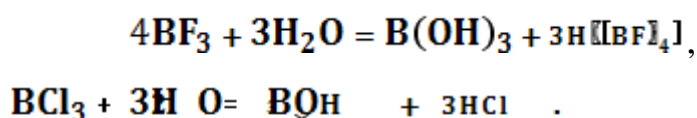
Із воднем безпосередньо бор не сполучається. Суміш бороводнів (боранів) утворюється внаслідок розкладання боридів лужних металів (бориди – продукти взаємодії бору з металами). За способом добування та властивостями борани дещо нагадують силани.

Найпростішу сполуку бору з воднем не добуто у вільному стані, проте виявлено як нестійкий проміжний продукт. Молекулу диборану можна розглядати як подвоєну молекулу BH_3 ; атоми гідрогену (по одному з кожної молекули) відіграють роль місткових атомів.

Борани – безбарвні речовини з неприємним запахом, дуже отруйні. Борани досить хімічно активні. Вони легко окиснюються, у повітрі самозаймаються подібно до силанів. Борани розчинюються в органічних розчинниках і розкладаються водою:

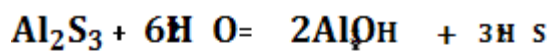


Галогеніди бору є типові ковалентні сполуки. Їх гідроліз необоротний:

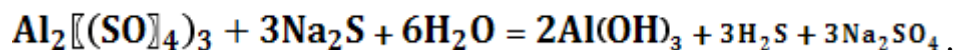


Галогеніди алюмінію в газоподібному стані існують у вигляді димерів Al_2X_6 із двома містковими атомами галогену, – кожний атом алюмінію знаходиться в тетраедричному оточенні атомів галогенів (sp^3 -гібридизація).

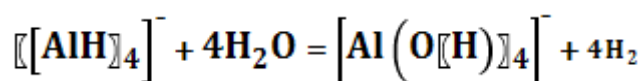
Алюміній сульфід в розчині цілком гідролізується:



Тому при взаємодії в розчині якої-небудь солі алюмінію та сульфїду металу зразу утворюється осад гідроксиду алюмінію та виділяється сірководень:



У багатьох хімічних процесах як відновник використовують тетрагідрідоалюмінат (III) літію $\text{Li}[\text{AlH}_4]$; наприклад, він відновлює карбоксильну групу – COOH у спиртову – CH_2OH . Його можна використати також як тверде джерело гідрогену:



Будова іону $[[\text{AlH}]_4]^-$ тетраедрична (sp^3 -гібридизація). Відомий $[(\text{AlH})_3]$

×

полімерний алюміній гідрид , також виявляє властивості відновника.

Лантаноїди*, а також лантан та ітрій, що в природі трапляються разом з ними, називаються ще рідкісноземельними елементами (РЗЕ). Родина лантаноїдів об'єднує чотирнадцять елементів: церій , празеодим , неодим **Nd** , прометій , самарій , європій , гадоліній , тербій , диспрозій , гольмій , ербій , тулій , ітербій , лютецій

Родину рідкісноземельних елементів у свою чергу поділяють на дві частини – першу (**La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu**) та другу (**Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu**).

Найважливішими мінералами для технології добування лантаноїдів є монацит (,) **PO₄**, бастнезит (,) **FCO₃**, лопарит тощо.

Переробка руд із метою добування чистих сполук досить складна і належить до дуже важких завдань хімічної технології. При розділенні рідкісноземельних елементів використовують методи фракційної кристалізації, іонообмінної хроматографії, екстракції тощо.

Ступінь окиснення +3 характерний для всіх лантаноїдів. Оксиди **E₂O₃** утворюються при нагріванні лантаноїдів у повітрі вище 200 °С. Відповідні їм гідроксиди **E(OH)₃** добувають у вигляді аморфних осадів за обмінними реакціями. При взаємодії оксидів та гідроксидів із сильними кислотами утворюються солі з гідратованими іонами . Солі кисневмісних кислот – сульфати **E₂(SO₄)₃** та нітрати **E(NO₃)₃** лантаноїдів у воді розчинні і з розчину кристалізуються у вигляді кристалогідратів, наприклад: **E₂(SO₄)₃·8H₂O** , **E(NO₃)₃·6H₂O** . Нітрати та сульфати лантаноїдів із солями лужних металів та

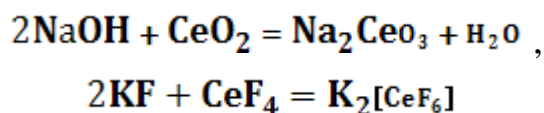
амонію утворюють подвійні та координаційні солі, наприклад: $M_2[E(NO_3)_5] \cdot 4H_2O$, $E(NO_3)_3 \cdot 2NH_4NO_3 \cdot 2H_2O$, $E_2(SO_4)_3 \cdot Me_2SO_4 \cdot x \cdot H_2O$ тощо.

Галогеніди $EHal_3$ добувають при нагріванні вище 200 °С лантаноїдів із галогенами. Всі вони є солями. $EHal_3$, дуже гігроскопічні, за винятком фторидів, і легко гідролізують. При нагріванні у повітрі галогеніди розкладаються, утворюючи спочатку оксогалогеніди $EOHal_2$, а потім відповідні оксиди.

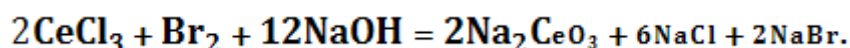
При сплавленні фторидів EF_3 із фторидами лужних металів утворюються координаційні сполуки типу $Me_3[EF_6]$, стійкість яких зростає зі зменшенням радіусу іона E^{3+} . Сульфіди E_2S_3 добувають при взаємодії I з оксидами чи оксалатами лантаноїдів при 1000-3000 °С. Гідриди утворюють всі лантаноїди при безпосередній взаємодії з водородом (300-400 °С), Вони належать до сполук сольового типу, хімічно активні речовини.

Із похідних лантаноїдів із ступенем окиснення +4 найстійкіші сполуки утворює церій. Блідо-жовтий оксид церію(IV) і відповідний йому гідрат жовтого кольору $CeO_2 \cdot xH_2O$ виявляють слабкі амфотерні властивості. При взаємодії $CeO_2 \cdot xH_2O$ з кислотами утворюються солі з іоном оранжевого кольору. Добуті солі $Ce_3(PO_4)_4$, $Ce(SO_4)_2 \cdot 4H_2O \cdot Cl(NO_3)_4$, у водному розчині дуже гідролізовані.

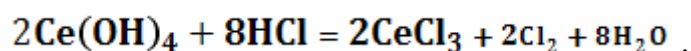
При сплавленні CeO_2 з лугом, а CeF_4 з утворюються відповідно оксо- і флуороцерати:



Сполуки церію(IV) утворюються також при окисненні сполук церію(III) у лужному середовищі, наприклад:



Сполуки (IV) у кислих розчинах є окисниками і відновлюються до сполуки (III):



КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ТА ДОСЛІДИ

1. Складіть рівняння реакцій добування:

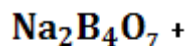
а) бору з борної кислоти; б) алюмінію з Al_2O_3 .

2. Напишіть рівняння реакції взаємодії бору з концентрованою нітратною кислотою, маючи на увазі, що при цьому утворюється борна кислота.

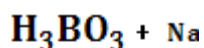
3. Які речовини утворюються при повільному прожарюванні ортоборної кислоти? Напишіть рівняння відповідних реакцій та назви добутих речовин.

4. Які йони містяться у розбавленому водному розчині натрій тетраборату?

5. Які речовини утворюються при взаємодії розчинів:



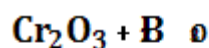
а) ; в) .



б) ;

Напишіть відповідні рівняння.

6. Які речовини утворюються при сплавленні:



а) ; б) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{NiSO}_4$?

Напишіть відповідні рівняння.

7. Напишіть рівняння реакції взаємодії алюмінію:

а) з розведеними сульфатною та нітратною кислотами;

б) з концентрованими сульфатною та нітратною кислотами;

в) із водним розчином натрій гідроксиду.

8. Чому алюміній розчиняється у водному розчині натрій карбонату? Напишіть рівняння відповідно реакції.

9. Який розчин не можна кип'ятити у алюмінієвій посудині: натрій нітрату, меркурій(I) нітрату $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$, соди, калій хлориду? Напишіть відповідні рівняння реакцій.

10. Корунд нерозчинний у кислотах, а продукт сплавлення його з лугом легко розчиняється у кислоті. Напишіть рівняння реакцій: сплавлення корунду з лугом і взаємодії добутого продукту з сульфатною кислотою.

11. При дії надлишку калій гідроксиду та амоній гідрату на розчин алюміній сульфату осад, який спочатку утворився, зберігається тільки в одному випадку. напишіть рівняння реакцій.

12. Дією якого реактиву можна перетворити іони Al^{3+} на іони $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$? Напишіть відповідне іонне та молекулярне рівняння.

13. Як із $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ у розчині добути алюміній сульфат? Напишіть відповідні молекулярне та іонне рівняння реакції.

14. Який склад алюмоамонійного галууну? Напишіть формулу та рівняння дисоціації цієї солі в розчині. Яка реакція середовища розчину цієї солі? Чому?

15. Розчин, який містить алюміній сульфат та натрій ацетат, прокип'ятили. Яка речовина при цьому осаджується? Напишіть рівняння реакції.

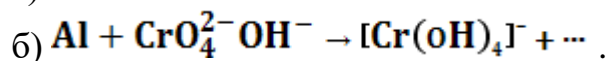
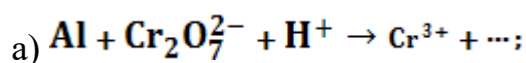
16. Напишіть рівняння реакції гідролізу калій алюмінату.

17. Що спостерігається при поступовому додаванні надлишку хлоридної кислоти до розчину калій алюмінату? Які сполуки алюмінію при цьому утворюються? Напишіть відповідні рівняння реакцій.

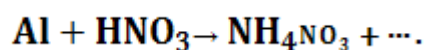
18. Яка реакція перебігає у водному розчині, який містить одночасно іони та S^{2-} –іони? Напишіть відповідне рівняння реакції.

19. Яка різниця реакцій взаємодії алюміній хлориду та бору з водою? Напишіть рівняння.

20. Закінчіть іонні рівняння реакцій. Підберіть коефіцієнти та напишіть відповідні молекулярні рівняння:



21. Перетворіть схему у стехіометричне рівняння реакції:



Дослід 1. Характерні реакції борної кислоти

а) *Забарвлення полум'я*

Послідовність проведення

Нагрійте у полум'ї пальника платиновий дріт чи фарфорову паличку, спостерігайте колір полум'я. Нагрітий дріт чи паличку опустіть у порошок борної кислоти. У який колір забарвлює полум'я борна кислота.

б) *Добування та горіння борнометилового ефіру*

Послідовність проведення

У тигель внесіть 3-4 кристалика $Na_2B_4O_7$, 2-3 краплі концентрованої сульфатної кислоти ($\rho=1,84$ г/см³) та 5-6 крапель метилового спирту. Розмішайте суміш скляною паличкою, підпаліть борнометиловий ефір $B(OCH_3)_3$, котрий виділяється. Зверніть увагу на колір полум'я. Напишіть рівняння реакцій добування борної кислоти та добування борнометилового ефіру взаємодією метилового спирту і борної кислоти. Концентрована сульфатна кислота зв'язує добуту воду та перешкоджає гідролізу ефіру. Цю реакцію можна виконати, якщо метиловий спирт замінити трьохатомним спиртом – гліцерином. У вушко платинового дроту положіть декілька кристаликів борної кислоти, змочіть її краплею концентрованої сульфатної кислоти й краплею гліцерину. Внесіть у полум'я пальника. Спостерігайте інтенсивно зелене забарвлення полум'я.

Дослід 2. Відношення алюмінію до кислот та лугів

Послідовність проведення

Дослідити дію розчинів кислот різної концентрації та лугів на алюміній.

Дослід 3. Добування алюміній гідроксиду та його амфотерність

Послідовність проведення

Отримайте $\text{Al}(\text{OH})_3$ та досліджуйте його ставлення до кислот, лугів і розчину амоніаку. Зробіть висновок про хімічну природу $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Дослід 4. Гідроліз сполук алюмінію (III)

Послідовність проведення

До AlCl_3 додавайте краплями воду й спостерігайте, що при цьому відбувається? Дослідним шляхом виявіть характер середовища розчину, а також розчинів $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ та $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

Дослід 5. Спільний гідроліз алюміній хлориду та амоній сульфід

Послідовність проведення

Додайте у пробірку 2-3 краплі розчину солі алюмінію та стільки ж розчину амоній сульфід. Спостерігайте висаджування алюміній гідроксиду та виділення сірководню.

1.2. ХІМІЯ s-ЕЛЕМЕНТІВ

Хімія s-елементів. Лужні метали, знаходження в природі, добування, фізичні властивості і застосування. Хімічні властивості: взаємодія з водою, кислотами, воднем. Оксиди і пероксиди лужних металів. Луги. Найважливіші солі лужних металів. Кальцинована сода, її добування і застосування. Поташ. Калійні добрива. Аналіз катіонів I аналітичної групи.

s-елементи II групи. Берилій і магній, розповсюдженість у природі. Фізичні та хімічні властивості, застосування. Амфотерність берилій оксиду і гідроксиду. Берилати. Найважливіші солі магнію та їх застосування: магній сульфат у медицині, текстильній і паперовій промисловостях. Визначення магній-катіонів.

Лужноземельні метали, знаходження у природі, добування, фізичні та хімічні властивості: взаємодія з неметалами, воднем, киснем. Оксиди і гідроксиди. Гашене і негашене вапно, їх застосування в будівельній індустрії, хімічній промисловості, а також в цукроварінні. Гіпс у будівництві і виробництві товарів. Жорсткість води і способи позбавлення від неї. Аналіз катіонів III аналітичної групи.

Лужні метали характеризуються подібністю своїх властивостей. У сполуках вони виявляють лише ступінь окиснення +1. Більшість сполук є іонними. Із збільшенням атомної маси закономірно зростають радіуси атома і

іона. Потенціал іонізації зменшується у ряду Li – F₂. Найменший потенціал іонізації серед лужних, як і серед інших металів, має францій. Тому за своїми хімічними властивостями він є найактивнішим металом.

Натрій і калій належать до найпоширеніших елементів у природі. Літій, рубідій і цезій – рідкісні елементи.

Природні сполуки літію: сподумен LiAlSi₂O₆ і петаліт LiAlSi₄O₁₀.

Природні сполуки натрію: галіт (кам'яна сіль) NaCl, мірабіліт Na₂SO₄·10H₂O, бура Na₂B₄O₇·10H₂O, кріоліт Na₃AlF₆. Натрій трапляється в основному у вигляді розчинних сполук.

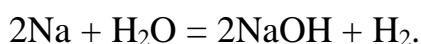
Калій здебільшого входить до складу силікатних мінералів типу ортоклазу KAlSi₃O₈, слюди KAl₃Si₃O₁₀(OH, F)₂. Розчинні мінерали калію: сильвін KCl, карналіт KCl·MgCl₂·6H₂O, сильвініт KCl·NaCl, каїніт KCl·MgSO₄·3H₂O. У морській воді калій і натрій містяться у співвідношенні 1:40.

Рубідій і цезій власних мінералів не утворюють, а трапляються як домішки до калійних та іноді літєвих мінералів.

Лужні метали літій і натрій добувають електролізом їхніх розплавлених гідроксидів, хлоридів чи легкоплавких сумішей хлоридів. Рубідій і цезій добувають відновленням їхніх гідроксидів металічним кальцієм (магнієм) у вакуумі чи в атмосфері водню чи благородного газу.

Лужні метали належать до хімічно активних речовин. На повітрі при звичайній температурі літій, натрій і калій легко окиснюються і вкриваються плівкою оксидів, пероксидів і карбонатів. Рубідій і цезій окиснюються настільки енергійно, що самозаймаються.

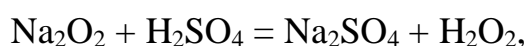
Лужні метали енергійно сполучаються з галогенами, сульфуром, нітрогеном, воднем, карбоном і багатьма металами. Нітриди складу E₃N; гідриди LiH, KH, RbH. Літій та його аналоги досить легко витісняють водень із деяких сполук, наприклад, води, амоніаку:



Із киснем лужні метали утворюють такі типи сполук: оксиди E₂O, пероксиди E₂O₂, надпероксиди EO₂, озоніди EO₃.

При згорянні на повітрі чи в атмосфері кисню лише літій утворює оксид Li₂O. Натрій окиснюється до пероксиду Na₂O₂, а калій, рубідій і цезій дають надпероксиди KO₂, RbO₂, CsO₂. Крім зазначених вище непрямим методом добувають також пероксиди складу Li₂O₂, K₂O₂, Rb₂O₂ і Cs₂O₂.

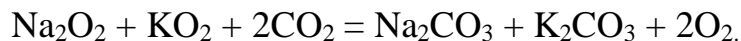
Пероксиди E₂O₂ та надпероксиди EO₂ – це тверді термостійкі речовини, забарвлені у жовтий, оранжевий чи коричневий колір. Водною і кислотами пероксиди розкладаються з утворенням H₂O₂:



а надпероксиди – за рівнянням



Аналогічно з утворенням кисню реагують пероксиди і надпероксиди з карбон(IV) оксидом.



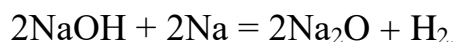
При взаємодії суміші Na_2O_2 і K_2O_2 з певним об'ємом CO_2 утворюється такий самий об'єм кисню:



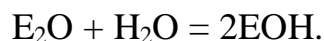
На цій реакції ґрунтується застосування Na_2O_2 і K_2O_2 для регенерації кисню в ізольованих приміщеннях (підводних човнах, космічних кораблях).

Пероксиди і надпероксиди лужних металів – сильні окисники. Вони реагують із металами, неметалами і органічними речовинами з самозайманням чи вибухом. На цьому ґрунтується їх використання як запалів та детонаторів.

Оксиди лужних металів добувають відновленням надпероксидів чи гідроксидів відповідним металом:



Це тверді, дуже реакційноздатні речовини, які енергійно реагують із водою, утворюючи гідроксиди:



Гідроксиди лужних металів ЕОН – дуже гігроскопічні речовини. На повітрі, приєднуючи воду та CO_2 , вони розпливаються. Із солей літію погано розчинними є LiF , Li_2CO_3 , Li_3PO_4 тощо. Погано розчиняються у воді солі натрію і калію, які містять складні аніони: $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$, $\text{NaZn}[\text{ClO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_3]_3$, KClO_4 тощо. Їх використовують у якісному аналізі і для виявлення Na^+ і K^+ -іонів.

Для іонів лужних металів не характерне утворення координаційних сполук.

Серед солей лужних металів найбільше значення мають нітрати, карбонати, галогеніди, сульфати та гідриди.

До дуже важливих солей належать карбонати лужних металів, особливо Na_2CO_3 . Натрій карбонат використовується у хімічній, паперовій, харчовій, текстильній промисловості, а також у виробництві мила, скла тощо.

Натрій карбонати під технічною назвою «сода» добувають у вигляді Na_2CO_3 (кальцинована сода), кристалогідрату $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (кристалічна сода) та гідрогенкарбонату NaHCO_3 (питна сода). Натрій карбонат Na_2CO_3 добувають за амоніачно-хлоридним методом, в основі якого лежить реакція:



Натрій гідрогенкарбонат, на відміну від інших кислих карбонатів, – погано розчинна сіль, що й використовують для відокремлення її. Натрій карбонат добувають при нагріванні гідрогенкарбонату:



Серед галогенідів найбільше значення має натрій хлорид. Він трапляється у природі у вигляді величезних родовищ і використовується як вихідна речовина у виробництві таких важливих продуктів, як металічний натрій, натрій гідроксид, сода, хлор, соляна кислота тощо.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ТА ДОСЛІДИ

1. Наведіть електронні схеми будови атомів калію та цезію. Який із цих елементів є більш сильним відновником? Чому?

2. Чим відрізняються електронні структури атомів лужних металів від електронних структур атомів елементів підгрупи купруму? Як впливають електронні структури цих атомів елементів підгрупи на властивості їх гідроксидів і на здатність цих елементів утворювати комплексні сполуки?

3. Напишіть рівняння взаємодії з водою:



4. Як із калій хлориду можна добути металічний калій; калій гідроксид? Наведіть схеми відповідних процесів.

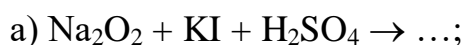
5. Які з наведених газів: H_2S , H_2 , Cl_2 , CO_2 – будуть поглинатись при пропусканні їх через розчин натрій гідроксиду? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

6. Напишіть іонні рівняння реакцій гідролізу солей: KNO_3 , K_2S , KCH_3COO . Виявіть середовище розчину солей.

7. Запишіть у вигляді окремих рівнянь схему перетворень:



8. Наведіть рівняння реакцій:

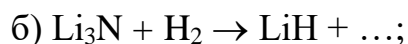




Окисником чи відновником є натрій пероксид в цих реакціях?

9. Напишіть рівняння реакції добування літій гідриду. Як відрізняються гідриди лужних і лужноземельних металів від водневих сполук неметалів за характером валентного зв'язку та фізичними властивостями?

10. Допишіть рівняння реакцій і укажіть у кожній із них окисник і відновник:



11. Літій реагує з сухим азотом тільки при нагріванні, однак у присутності слідів вологи реакція перебігає за кімнатної температури. Який можливий механізм участі води в цій реакції?

12. Охарактеризуйте способи добування лугів у промисловості.

а) При електролізі водного розчину NaCl було добуто 70 л 10,6% розчину NaOH ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$). Яка кількість NaCl перетворилась у NaOH ?

б) В якому напрямку і чому зміщується рівновага реакції взаємодії калій карбонату і кальцій гідроксиду у водному розчині?

13. Наведіть рівняння реакції добування соди з натрій сульфату сплавленням його з вуглецем і вапняком. Які функції виконують при цьому вуглець і вапняк?

14. Які речовини в техніці називають: кальцинованою содою, кристалічною содою, питною содою, каустичною содою?

15. Які солі лужних металів не гідролізують?



Дослід 1. Добування натрій гідроксиду електролізом розчину натрій хлориду

Послідовність проведення

Проведіть електроліз розчину NaCl в електролізері з пористою діафрагмою. Визначіть дослідним шляхом, який газ виділяється на аноді та реакцію середовища біля катода.

Дослід 2. Добування натрій гідрогенкарбонату

Послідовність проведення

Змішайте в стакані насичені розчини натрій хлориду і амоній карбонату і через розчин пропускайте карбон(IV) оксид до повного виділення осаду. Добутий осад оділіть і висушіть. Невелику кількість добутої солі розчиніть у

воді і досліджуйте розчин за допомогою лакмусу, фенолфталеїну та метилоранжу.

Дослід 3. Добування натрій карбонату

Послідовність проведення

Натрій гідрогенкарбонат прожарювайте у фарфоровому тиглі доти, поки водяна пара не буде виділятися. Після охолодження сполуку розчиніть у воді і досліджуйте розчин за допомогою кислотно-основних індикаторів. Порівняйте характер гідролізу натрій гідрогенкарбонату і натрій карбонату.

Дослід 4. Добування погано розчинних у воді сполук калію і натрію (якісні реакції на катіони лужних металів)

Послідовність проведення

а) до нейтрального розчину якої-небудь солі натрію додайте такий самий об'єм розчину калій гексагідроксостибату(V). Охолоджуйте пробірку водопровідною водою і обережно тріть скляною паличкою об стінки пробірки. Спостерігайте утворення білого дрібнокристалічного осаду натрій гексагідроксостибату(V);

б) поясніть утворення осаду при взаємодії розчинів солей калію з натрій перхлоратом;

в) до 1 мл розчину солі калію додайте 2 н. розчин оцтової кислоти до кислої реакції і 2–3 краплі розчину натрій гексанітрокобальтату(III) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Утворення жовтого осаду – ознака наявності калій-іонів.

Дослід 5. Забарвлення полум'я солями лужних і лужно-земельних металів (якісна реакція за забарвленням полум'я)

Послідовність проведення

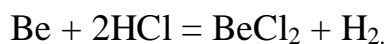
Платиновий чи сталевий дріт вмістіть поступово у сполуки лужних і лужно-земельних металів, а потім перенесіть його у безбарвне полум'я газового пальника. Спостерігайте відповідний колір полум'я пальника.

Берилій через розсіяність вважають рідкісним елементом. До найважливіших мінералів берилію належить берил $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$, фенакіт Be_2SiO_4 , христоберил $\text{Be}(\text{AlO}_2)_2$. Прозорі кристали берилу, забарвлені незначними домішками деяких металів, використовуються як дорогоцінні камені (зелено-блакитні аквамарини, зелені смарагди та ін.). Берилій добувають електролізом розплавлених солей (BeCl_2 , BeF_2 , $\text{K}_2[\text{BeF}_4]$, $\text{K}_2[\text{BeCl}_4]$) чи металотермічним методом (відновленням хлориду чи фториду металічним магнієм). Використовують берилій як легуючу добавку до сплавів для підвищення їхньої корозійної стійкості, твердості та міцності. Сплави берилію з алюмінієм, магнієм і титаном дуже міцні і легкі, а тому використовуються в авіабудуванні. Дуже важливими є сплави міді з берилієм (берилієві бронзи), які твердіші за нержавіючу сталь. В атомних реакторах берилій використовується як уповільнювач та відбивач нейтронів, а в суміші з препаратами радію – як джерело нейтронів. Берилій широко використовується для виготовлення віконць рентгенівських трубок.

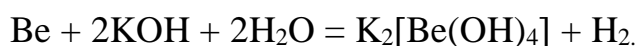
Магній займає шосте місце серед усіх елементів за розповсюдженістю. Споуки магнію містяться у морських та озерних водах, а також у рослинних і тваринних організмах. Найважливішими мінералами магнію є карналіт $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, доломіт $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ та магнезит MgCO_3 .

У промисловості основну масу магнію добувають електролізом розплавленого карналіту чи магній хлориду. Магній добувають також кремній- та вуглетермічним методами. Магній застосовують для добування легких та надлегких сплавів, які використовуються в авіа- та автобудуванні, ракетній техніці. Магній також використовується як відновник при металотермічному методі добування титану, ванадію, цирконію, урану тощо.

Берилій у повітрі вкривається щільним шаром оксиду, який захищає його від дії атмосферних факторів і за звичайних умов знижує його хімічну активність. У електрохімічному ряду стандартних електродних потенціалів берилій стоїть до водню. З кислотами-неокисниками він взаємодіє за рівнянням:



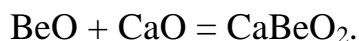
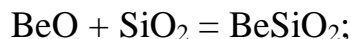
У концентрованій нітратній та сульфатній кислотах берилій пасивується, розчини середньої концентрації розчиняють його при нагріванні. Водні розчини їдких лугів взаємодіють із берилієм, утворюючи гідроксоберилати:



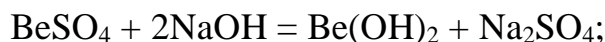
У кислих водних розчинах безбарвні Be^{2+} -іони завжди перебувають у вигляді аква-іонів $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, а у лужних розчинах – у вигляді гідроксо-іонів $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$. Катіони $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ надають розчину солодкого смаку.

Берилій взаємодіє з неметалами (киснем, галогенами, нітрогеном, карбоном, сульфуром), а також із металами. BeO – біла, тверда речовина,

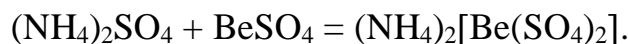
нерозчинна у воді. При нагріванні BeO взаємодіє з кислотами і лугами, а при сплавленні з кислотними та основними оксидами виявляє амфотерні властивості:



Be(OH)₂ амфотерний:

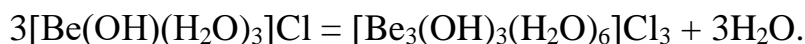


Добре розчинні солі берилію: BeSO₄·4H₂O, BeCl₂·4H₂O, Be(NO₃)₂·4H₂O. До погано розчинних солей належать BeCO₃, Be₃(PO₄)₂·xH₂O. Координаційна чи подвійна сіль:



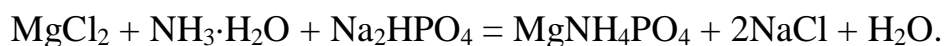
На утворенні розчинних карбонатних комплексних іонів [Be(CO₃)₂]²⁻ ґрунтується розділення берилію та алюмінію у розчинах.

Усі солі берилію у розчині гідролізують з утворенням гідроксоаквакомплексів і більш складних поліядерних сполук:



Магній взаємодіє з металами, з неметалами – киснем, галогенами, нітрогеном, карбоном, сульфуром – належить до активних металів, витісняючи більшість металів із їхніх солей. MgO із MgCl₂ утворює магнезіальний цемент, стійкий проти дії лугів та кислот, – із нього виготовляють жорна, точильні камені тощо. Чистий магній оксид використовується у медицині.

Наявність магній-іонів у воді надає їй гіркокого смаку. Подвійні солі магнію: карналіт KCl MgCl₂·6H₂O – із нього добувають металічний магній. Із сульфатами деяких одновалентних металів MgSO₄ утворює подвійні солі типу Me₂[Mg(SO₄)₂]·xH₂O, з яких шеніти K₂[Mg(SO₄)₂]·6H₂O іноді використовують як калійне добриво. Утворенням кристалічного осаду подвійної солі MgNH₄PO₄ у слабколужному середовищі користуються в аналітичній хімії для виявлення магній-катіонів:



Наявність у воді магній гідрогенкарбонату $Mg(HCO_3)_2$ зумовлює тимчасову твердість води, яку можна усунути кип'ятінням. Магній сульфат (гірка сіль) застосовується у текстильній, паперовій промисловості, а також у медицині (як слабе проносне). Оскільки безводний магній хлорат $Mg(ClO_4)_2$ жадібно поглинає вологу, його використовують як ефективний осушник газів (H_2 , O_2 , H_2S).

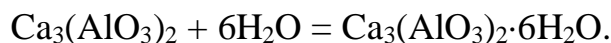
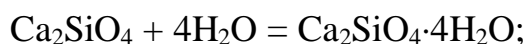
Підгрупа кальцію. Кальцій – найбільш поширений у земній корі, стронцій і барій – менш поширені. Мінерали цих елементів – карбонати і сульфати: кальцит – крейда, мармур, вапняк $CaCO_3$, ангідрит $CaSO_4$, гіпс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, стронціаніт $SrCO_3$, целестин $SrSO_4$, вітерит $BaCO_3$, барит (важкий шпат) $BaSO_4$. Промислові мінерали флюорит CaF_2 , фосфорит $Ca_3(PO_4)_2$, апатит $Ca_5(PO_4)_3(F, Cl)$. Крім того, лужно-земельні метали входять до складу гірських силікатних та алюмосилікатних порід. Сполуки кальцію містяться у більшості природних вод, зумовлюючи їх жорсткість, морська вода містить також сполуки стронцію і радію.

Кальцій, стронцій і барій добувають електролізом розплавлених хлоридів. Використовують також метод металотермії – відновлюють оксиди металів порошкоподібним алюмінієм чи магнієм.

Леткі сполуки металів забарвлюють безбарвне полум'я у характерні кольори: кальцій – в оранжево-червоний, стронцій і радій – у карміново-червоний, барій – у жовто-зелений.

При температурі нижчій за $66^\circ C$ кальцій сульфат утворює кристалогідрат $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (гіпс). Нагрівання гіпсу за температури $150 \dots 180^\circ C$ призводить до $2CaSO_4 \cdot H_2O$ (алебастр). Якщо $2CaSO_4 \cdot H_2O$ змішати з водою, відбувається $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ в'яжучий будівельний матеріал. При нагріванні його до $500 \dots 700^\circ C$ утворюється $CaSO_4$ (мертвий гіпс).

Тужавіння цементу:

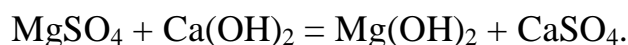
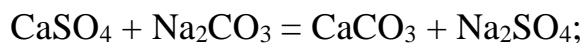


З цементу утворюють бетон.

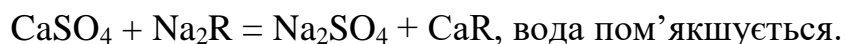


Тимчасова твердість води: $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$.

Постійна жорсткість води:



Іонний обмін: $\text{Na}_3[\text{Al}_2\text{S}_2\text{O}_8] \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (пермутит Na_2R) пропускають воду, Ca^{2+} , Mg^{2+} обмінюються на Na^+ .



КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ТА ДОСЛІДИ

1. Напишіть електронні формули атомів берилію, магнію і лужно-земельних металів у незбудженому і збудженому стані.
2. До розчину, який містить солі кальцію, берилію і магнію, додайте надлишок розчину натрій гідроксиду. Напишіть іонні рівняння перебігаючих реакцій. Яка речовина осаджується? Які іони перебувають у розчині?
3. Напишіть іонні рівняння гідролізу солей $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ і $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$. Як впливає додавання кислоти чи соди на зміщення рівноваги реакції гідролізу цих солей?
4. Користуючись правилом добутку розчинності, визначіть, чому $\text{Mg}(\text{OH})_2$ розчиняється в соляній кислоті краще, ніж у амоній хлориді?
5. Чи можна добути BeS за реакцією обміну у водному розчині?
6. Допишіть рівняння реакцій:
 - а) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \dots$;
 - б) $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$;
 - в) $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
7. Допишіть рівняння реакцій:
 - а) $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \dots$;
 - б) $\text{BaH}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{C} + \dots$
8. Які сполуки обумовлюють жорсткість води?
9. Присутність яких солей обумовлює тимчасову і неусувну жорсткість води? Як утворюється «накип» при кип'ятінні природної води?
10. Чому під час дії калій дихромату на Ba^{2+} -катіони в присутності NaCH_3COO осаджується барій хромат?
11. Поясніть, чому барій карбонат не розчинюється в сульфатній кислоті?

Дослід 1. Співвідношення розчинності кальцій карбонату і кальцій гідрогенкарбонату

Послідовність проведення

До дуже розбавленої вапняної води додавайте карбон(IV) оксид. Чому спочатку утворюється осад, а потім він розчиняється?

Дослід 2. Карбонати лужно-земельних металів

Послідовність проведення

Одержуйте осадки кальцій, стронцій та барій карбонатів дією розчину соди на розчини відповідних солей. Визначіть розчинність карбонатів у соляній кислоті.

Дослід 3. Оксалати лужно-земельних металів

Послідовність проведення

Одержуйте осадки кальцій, стронцій та барій оксалатів дією амоній оксалату на розчини відповідних солей. Напишіть рівняння реакцій: добування оксалатів лужно-земельних металів і їх розчинення у соляній кислоті.

1.3. ХІМІЯ *d*-ЕЛЕМЕНТІВ

Електронна будова і загальна характеристика d-елементів I-VIII груп. Найважливіші ступені окиснення. Зміна властивостей оксидів перехідних елементів зі збільшенням їх ступеня окиснення. Внутрішня періодичність. Вплив лантанового стиснення на властивості d-елементів.

Комплексоутворююча і окисно-відновна здатність d-елементів та їх сполук. Закономірність розповсюдження d-елементів у природі.

1.3.1. Елементи VII Б групи (підгрупа мангану)

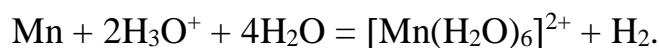
До побічної підгрупи VII групи періодичної системи входять манган Mn, технецій Tc і реній Re. Елемент 107 – радіоактивний, масове число 262, період напіврозкладу 0,115 с.

[262] Bh – борій.

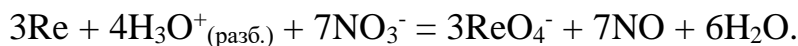
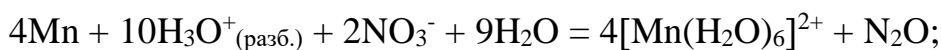
Технецій також радіоактивний. Найстійкіший нуклід ^{98}Tc із періодом напіврозкладу $4,2 \cdot 10^6$ років.

Валентний електронний рівень атомів елементів VII Б групи $(n-1)d^5ns^2$. Ступені окиснення елементів змінюються від -1 до +7; для мангану стійкі сполуки Mn(II), Mn(IV), для технецію і ренію (подібних за властивостями між собою) стійкі сполуки E(VII).

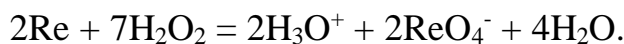
Прості речовини VII Б групи – типові метали. В електрохімічному ряду напруг манган розташований до гідрогену й витісняє його із кислот-неокисників:



Кислоти-окисники розчиняють марганець і реній:

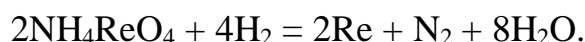


Реній розчиняється також у гідроген пероксиді:

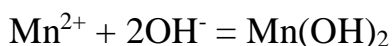


За невисоких температур манган окиснюється киснем на Mn_2O_3 , при прожарюванні – утворює подвійний оксид $(\text{Mn}^{\text{II}}\text{Mn}^{\text{III}})\text{O}_4$. Технецій і реній окиснюються у E_2O_7 . Прямим синтезом можна добути MnCl_2 та MnS .

Металічний реній добувають відновленням амоній перренату воднем:



Манган у ступені окиснення (+2) утворює основні оксид MnO і гідроксид $\text{Mn}(\text{OH})_2$, під дією кислот вони розчинюються і утворюють аквакатіон мангану(II). Луги не діють на $\text{Mn}(\text{OH})_2$. Виділення малорозчинного $\text{Mn}(\text{OH})_2$ у вигляді білого осаду за реакцією



супроводжується миттєвим окисненням у повітрі $\text{Mn}(\text{OH})_2$ в бурій полігідрат $\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, який потім окиснюється киснем до $\text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Обережним обезводженням $\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ добувають манган(III) метагідроксид $\text{MnO}(\text{OH})$.

Аквакатіони мангану(II) у водному розчині виявляють властивості протоліта у функції кислоти.

Найбільш стійкий манган(IV) оксид MnO_2 , який практично не реагує з водою, кислотами та лугами. Амфотерність мангану(IV) виявляється в утворенні сполук, які містять манган у катіонній частині (наприклад $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$ та MnF_4) чи в аніонній (наприклад, $\text{K}_2[\text{Mn}(\text{CN})_6]$ і $\text{K}_2[\text{MnCl}_6]$).

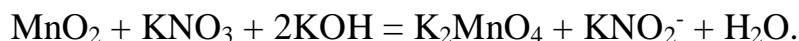
Манган(IV) оксид можна добути сплавленням солей мангану(II) з окисником чи термічним розкладанням кристалогідрату манган(II) нітрату:



Манган(IV) оксид має високу каталітичну активність. Так, він прискорює дисмутацію гідроген пероксиду, калій хлорату та окиснення багатьох органічних речовин.

Галогеніди мангану(IV) дуже нестійкі. У вільному стані добутий фторид MnF_4 ; хлорид існує у вигляді молекул тільки в розчині і швидко руйнується у MnCl_2 і Cl_2 ; манган(IV)бромід і йодид невідомі.

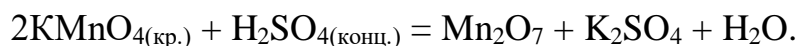
Для мангану(VI) характерний манганат-іон MnO_4^{2-} , який існує в лужному розчині чи у вигляді кристалів K_2MnO_4 . Манганати добувають у лужному розплаві:



Сильне розбавлення чи підкислення розчинів манганатів призводить до дисмутації мангану(VI):



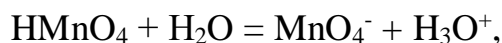
У вищому ступені окиснення (VI) манган утворює рідкий ковалентний оксид Mn_2O_7 , дуже нестійкий та реакційно активний (ефір, етанол і інші органічні рідини горять у ньому). Оксид добувають на холоді за обмінною реакцією:



Кислотний оксид Mn_2O_7 активно реагує з водою і перетворюється у нестійку манганатну кислоту



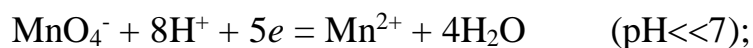
У розбавленому розчині HMnO_4 виявляє сильні протолітичні властивості:



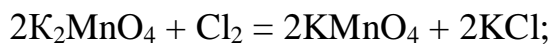
тому солі манганатної кислоти – перманганати в розчині не гідролізують. Перманганати термічно нестійкі:



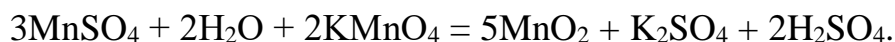
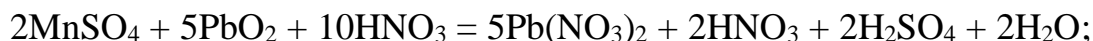
Перманганат-іон виявляє окисні властивості в кислому, лужному та нейтральному середовищах.



Манганат-іон MnO_4^{2-} виявляє у розчині як окисні, так і відновні властивості:



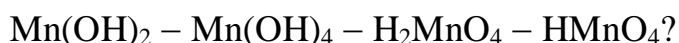
Сполуки мангану(II) – слабкі відновники:



КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ТА ДОСЛІДИ

1. Які ступені окиснення характерні для мангану, технецію, ренію?

2. Як змінюються кислотно-основні властивості у ряду

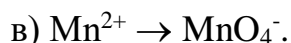
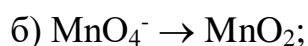
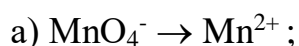


3. До розчину манган сульфату у повітрі додали: а) натрій гідроксид; б) амоній сульфід; в) калій перманганат. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

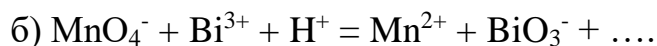
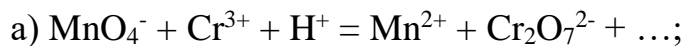
4. Напишіть рівняння реакцій, у яких сполука мангану(IV) є:

а) відновником; б) окисником.

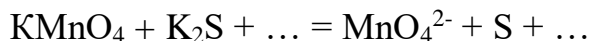
5. Напишіть молекулярні рівняння реакцій, при перебігу яких відбуваються перетворення:



6. Напишіть молекулярне рівняння можливої реакції окиснення перманганатом:



7. За яким значенням рН перебігає реакція



8. Визначте коефіцієнти окисника і відновника в реакції:



9. Укажіть окисник, яким можна окиснити Mn^{2+} на MnO_4^- :

1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; 2) Cl_2 ; 3) NaBiO_3 ; 4) H_2SO_4 ; 5) KIO_3 .

10. Зазначте речовини, які утворюються за термічного розкладання калій перманганату:

- а) K_2O , MnO_2 , O_2 ;
- б) K_2MnO_3 , O_2 ;
- в) K_2MnO_4 , MnO_2 , O_2 ;
- г) K_2O , Mn_2O_7 ;
- д) MnO_3 , K_2MnO_4 .

11. Чи будуть перебігати реакції після додавання:

- а) розчину Na_2SO_3 до підкисленого розчину $KMnO_4$;
- б) розчину Na_2SO_3 до розчину $KMnO_4$;
- в) надлишку Na_2SO_3 до лужного розчину $KMnO_4$?

Яке середовище сприяє реакціям перетворення MnO_4^- на $[Mn(OH)_6]^{2+}$, MnO_4^- у MnO_2 , MnO_4^- у MnO_4^{2-} ?

12. Які процеси відбуваються на вугільних електродах під час електролізу розчину манган(II) сульфату?

13. Як зміниться рН середовища після розчинення солей мангану(II) у воді? Наведіть приклади реакцій гідролізу сполук мангану (II).

Дослід 1. Гідроліз солей мангану(II)

Послідовність проведення

Досліджуйте реакцію середовища розчинних солей мангану(II). Складіть рівняння реакцій.

Дослід 2. Вплив середовища на окисні властивості MnO_4^- -іону

Послідовність проведення

До розбавленого розчину $KMnO_4$ у трьох окремих пробірках додайте відповідно розбавлену кислоту, воду та концентрований розчин лугу. Зверніть увагу на колір розчинів. У кожену пробірку додайте розчин Na_2SO_3 . (У пробірку з лужним розчином $KMnO_4$ додайте надлишок Na_2SO_3). Як змінився колір розчинів у пробірках?

Дослід 3. Окиснення MnO_4^- -іонами похідних Mn(II)

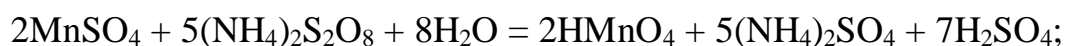
Послідовність проведення

До розбавленого розчину $KMnO_4$ додайте розчин $MnSO_4$. Що відбувається?

Дослід 4. Утворення MnO_4^- -іону (якісна реакція на Mn^{2+} -іони)

Послідовність проведення

У пробірку додайте розчин амоній персульфату $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$, підкислений нітратною кислотою, додайте 2-3 краплі розчину AgNO_3 і розбавленого розчину $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$. Рідину у пробірці нагрійте. Як змінився колір розчину?



1.3.2. Елементи VI Б групи (підгрупа хрому)

Найважливіші хімічні властивості елементів підгрупи хрому. Хром(II) оксид і гідроксид. Хром(III) оксид і гідроксид, хроміти, їх окиснення до хроматів. Хромові галуни. Хромати і дихромати, їх взаємне перетворення та окисна дія. Застосування хрому, молібдену, вольфраму для виготовлення спеціальних сплавів і покриттів.

Елементи хром Cr, молібден Mo і вольфрам W складають VI Б групу періодичної системи. Штучно одержаний їх аналог у 7-му періоді – радіоактивний елемент 106 у вигляді нукліду з масовим числом 263 і періодом напіврозкладу 0,9 с.

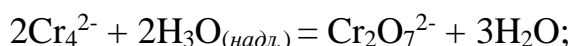
^[263] Sg – сіборгій.

Валентний електронний рівень атомів хрому та молібдену відповідає формулі $(n-1)d^5ns^1$. Електронна формула валентного рівня атому вольфраму – $5d^46s^2$. Наявність шести електронів на валентному рівні зумовлює різні ступені окиснення. Для хрому характерні ступені окиснення (+2), (+3) і (+6), стійкий ступінь окиснення (+3); для молібдену і вольфраму характерний і стійкий ступінь окиснення (+6).

У вільному стані елементи VI Б групи – тугоплавкі метали, вольфрам має максимальну для металів температуру плавлення $+3387^\circ\text{C}$. Під час нагрівання на повітрі метали згоряють із утворенням оксидів Cr_2O_3 , MoO_3 і WO_3 . Інші відомі оксиди термічно нестійкі і після прожарювання також перетворюються на Cr_2O_3 і MoO_3 , WO_3 з вивільненням надлишку кисню (у випадку розкладання CrO_3 , CrO_2) чи надлишку металу (для CrO , MoO_2).

Оксиди елементів з найвищим ступенем окиснення (+6) CrO_3 , MoO_3 і WO_3 – стійкі та легкі сполуки. CrO_3 , відповідає кислота H_2CrO_4 , а також $\text{EO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ і $\text{EO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (E – Mo, W), які мають слабкі кислотні властивості.

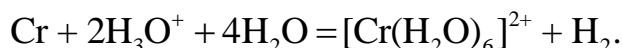
Для елементів VI Б групи з найвищим ступенем окиснення властиве утворення у водному розчині іонів – CrO_4^{2-} , MoO_4^{2-} , WO_4^{2-} , а також після підкислення розчинів – ізополіаніонів, завдяки концентрації аніонів мономерів:



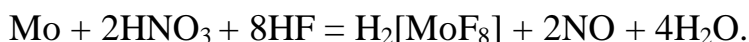
$$K = 1,1 \cdot 10^{18} (20^\circ\text{C}).$$

Подібні реакції перебігають навіть необоротно. В результаті утворюються ізополіаніони за типом $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, $\text{Cr}_3\text{O}_{10}^{2-}$, $\text{Cr}_4\text{O}_{13}^{2-}$, $[\text{Mo}_7\text{O}_{24}]^{6-}$, $[\text{Mo}_8\text{O}_{26}]^{4-}$, $[\text{W}_{10}\text{O}_{32}]^{4-}$, $[\text{W}_{12}\text{O}_{39}]^{4-}$, $[\text{W}_{12}\text{O}_{42}]^{12-}$ тощо. Для всіх цих аніонів одержані ізополісполуки з різними катіонами.

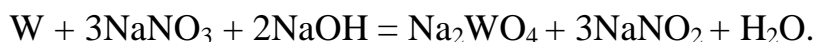
У електрохімічному ряду напруг хром розташований до гідрогену і тому витиснює його з кислот-неокисників:



У кислотах-окисниках хром пасивує (утворюється плівка дуже стійкого оксиду Cr_2O_3). З кислотами-неокисниками у водному розчині молібден і вольфрам не реагують, їх може розчинити суміш концентрованих нітратної та флюоргідрогенової кислот:

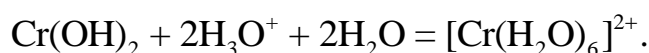


Окиснення молібдену і вольфраму відбувається під час сплавлення з окисниками за присутності лугів:



Вільні метали одержують із оксидів методом алюмінотермії чи відновленням воднем.

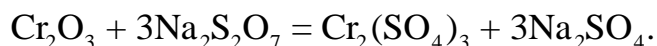
Відомо багато сполук хрому (II). Оксид CrO і гідроксид $\text{Cr}(\text{OH})_2$ мають основні властивості:



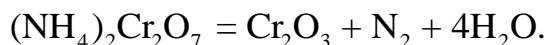
У середовищі хлоридної кислоти утворюється хлороаквакомплекс:



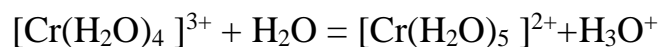
Оксид хрому(III) Cr_2O_3 дуже стійкий, на нього не діють вода, кислоти та луги. Розчинення його можна провести після сплавлення з натрій дисульфатом:



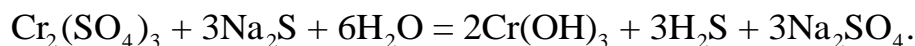
У лабораторії Cr_2O_3 одержують термічним розкладанням амоній дихромату.



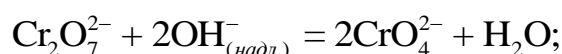
У розведених розчинах хром(III) сульфату чи хром(III)-калій сульфату $KCr(SO_4)_2$ утворюються аквакатиони хрому (III) $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$, які підлягають гідролізу:



Хром(III) сульфід Cr_2S_3 не можна виділити за обмінною реакцією з водного розчину:

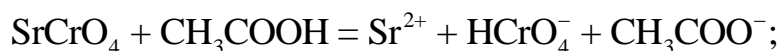


У лужному середовищі оранжеві дихромат-йони $Cr_2O_7^{2-}$ перетворюються на жовті хромат-іони CrO_4^{2-} .

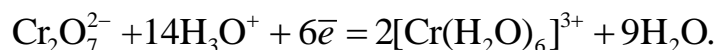


$$K = 8,7 \cdot 10^{16} (20^\circ C).$$

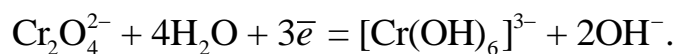
Хромати більшості важких металів малорозчинні у воді. Гідрохромати і дихромати добре розчинні:



Дихромат-іони $Cr_2O_7^{2-}$ – типові окисники у кислому середовищі:



Хромат-іон CrO_4^{2-} виявляє слабкі окисні властивості у лужному середовищі:

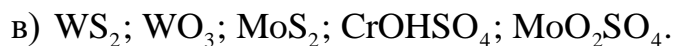
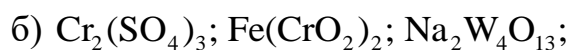


КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ТА ДОСЛІДИ

1. Напишіть електронні формули атомів хрому і молібдену. Які ступені окиснення характерні для хрому, молібдену і вольфраму? Наведіть приклади відповідних сполук.

2. Визначте ступінь окиснення хрому, молібдену і вольфраму в таких сполуках:

а) Cr_2O_3 ; $BaCrO_4$; $CaCr_2O_7$; $PbMoO_4$;



3. Напишіть в молекулярній та іонній формі рівняння реакцій взаємодії хром (III) гідроксиду:

– з розчином сульфатної кислоти;

– з розчином калій гідроксиду.

4. Як гідролізують у водних розчинах хром сульфат і хром сульфід? Напишіть рівняння відповідних реакцій. Додаванням якої речовини можна пригнітити гідроліз хром сульфату?

5. Чому під час взаємодії розчинів $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ і $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ осаджується хром(III) гідроксид? Напишіть рівняння відповідної реакції.

6. Як добути з хром (III) оксиду:

а) калій хроміт;

б) калій хромат?

Напишіть відповідні рівняння реакцій.

7. Зазначте, які іони утворюють Cr(III) Cr(VI) у кислому і лужному середовищах. Наведіть приклади сполук із відповідними іонами.

8. Напишіть рівняння реакцій перетворення:

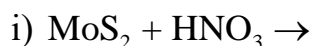
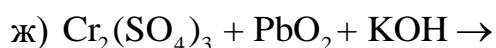
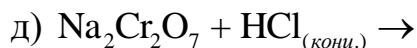
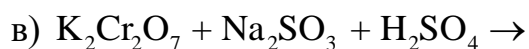
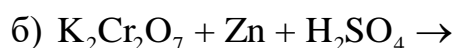
а) хром (III) сульфату на калій дихромат;

б) калій хромату на хром (III) хлорид;

в) калій дихромату на калій хромат;

г) біхромату калію на калій гексагідроксохромат (III).

8. Напишіть рівняння таких реакцій:



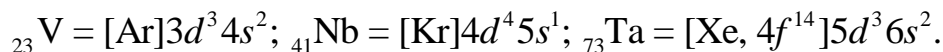
10. Напишіть координаційні формули і назви наступних комплексних сполук: а) $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; б) $3\text{KCN} \cdot \text{Cr}(\text{CN})_3$.

Дослідження також можна виконати й іншим чином: у пробірку внесіть 1–2 мл розчину $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$. Додайте до нього 1 мл 2 н. розчину H_2SO_4 і декілька крапель солі аргентуму (каталізатор). Далі до суміші додайте 1–2 мл розчину $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ чи $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ (але не CrCl_3). Спостерігайте зміну кольору розчину під час нагрівання.

1.3.3. Елементи V Б групи (підгрупа ванадію)

Найважливіші хімічні властивості елементів підгрупи ванадію. Сполуки ванадію (V) і (IV).

Елементи ванадій V, ніобій Nb, тантал Ta і дубній Db складають VB групу періодичної системи Д. І. Менделєєва. Дубній – радіоактивний елемент, його найбільш стійкий нуклід – ^{262}Db , період напіврозкладу 34 с. Валентні підрівні $(n-1)d$ і ns містять електрони:

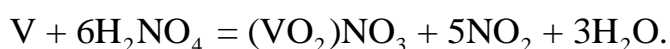


Максимальний ступінь окиснення +5 стійкий для ніобію і танталу; ванадій виявляє різні ступені окиснення, найбільш стійкий з них – +4.

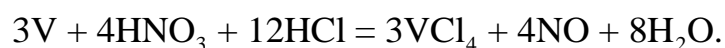
Прості речовини елементів V Б групи – корозійно стійкі метали. Не реагують з кислотами-неокисниками за виключенням взаємодії ванадію з HF:



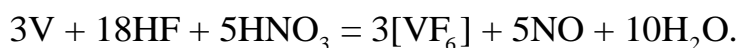
Ванадій розчинюється в кислотах-окисниках:



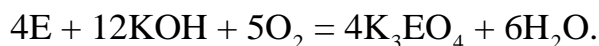
Під час взаємодії ванадію з сумішшю концентрованих нітратної і хлоридної кислот (суміш має тривіальну назву «царська горілка») утворюється ванадій (IV) хлорид:



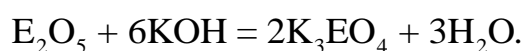
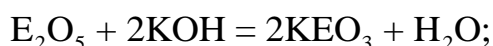
Усі метали розчиняються у суміші концентрованих фтороводневої і нітратної кислот:



Якщо метали підгрупи ванадію сплавляють із лугами за наявності окисників, то між металами і лугами відбувається реакція:

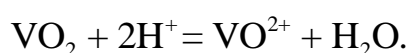
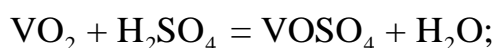


З киснем метали підгрупи ванадію утворюють оксиди – червоний V_2O_5 та білі Nb_2O_5 і Ta_2O_5 , стійкість яких зростає від ванадію до танталу. Оксиди E_2O_5 виявляють кислотні властивості, які зменшуються від ванадію до танталу. Тому оксиди взаємодіють із лугами, утворюючи солі кислот HEO_3 чи H_3EO_4 (відповідно мета- чи ортокислот):

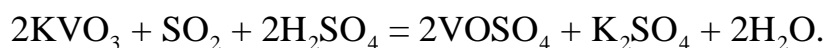


Для ванадію характерним є утворення поліванадієвих кислот. Крім похідних для кислот HVO_3 і H_3VO_3 , (відповідно мета- та ортованадієва кислота), відомі похідні диванадієвої $\text{H}_4\text{V}_2\text{O}_7$, триметаванадієвої $\text{H}_3\text{V}_3\text{O}_9$ і більш складних кислот.

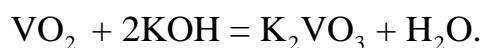
Ванадій, крім V_2O_5 утворює оксиди нижчих ступенів окиснення: VO_2 , V_2O_3 і VO . Останні два оксиди, а також відповідні їм гідроксиди мають основний характер. Оксид VO_2 і його гідроксид $\text{VO}(\text{OH})_2$ – амфотерні: взаємодіють із кислотами і лугами. З кислотами VO_2 утворює солі катіону ванадилу VO^{2+} , які у водному розчині мають синє забарвлення:



Солі ванадилу одержують відновленням сполук ванадію (V):



Із лугами ванадій (V) оксид утворює ванадити:



З флуором елементи підгрупи ванадію утворюють пентафлуориди VF_5 , NbF_5 і TaF_5 з температурами плавлення відповідно 19,5; 80; 95°C. Сполуки EF_5 – акцептори флуорид-іонів і утворюють із ними стійкі комплексні флуориди, координаційні числа яких становлять 6, 7, а для танталу – навіть 8, наприклад

$K_3[TaF_8]$. Під час хлорування ванадій утворює ванадій тетрахлорид VCl_4 , а ніобій і тантал – пентахлориди ECl_5 .

Пентаброміди EBr_5 і пентайодиди EI_5 відомі для ніобію і танталу. Оскільки ванадій (V) є досить сильним окисником, то утворює галогеніди з бромом і йодом. Галогенід з хлором VCl_4 утворює ванадій з нижчим ступенем окиснення. Усі галогеніди підгрупи ванадію гідролізують.

1.3.4. Елементи IV Б групи (підгрупа титану)

Найважливіші хімічні властивості елементів підгрупи титану. Амфотерність діоксидів цих елементів. Діоксид титану як основний компонент титанових білл. Застосування титану, цирконію, гафнію у сучасній техніці.

Побічну підгрупу IV групи періодичної системи утворюють чотири елементи: титан Ti, цирконій Zr, гафній Hf і резерфордій Rf.

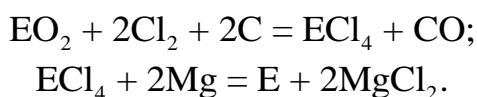
Титан – поширений у природі елемент; його масова частка у земній корі становить $65 \cdot 10^{-2}\%$. Серед майже 70 мінералів, що містять титан, найважливішими є рутил TiO_2 , ільменіт $FeTiO_3$, титаномagnetити $FeTiO_3 \cdot nFe_3O_4$, перовскіт $CaTiO_3$, сфен $CaTiSiO_5$ тощо. У основні поклади титанових руд на пострадянському просторі зосереджені в Україні і на Уралі (Російська Федерація).

Цирконій також є поширеним елементом – масова частка становить $2 \cdot 10^{-2}\%$. Він утворює кілька мінералів, найважливішими з яких є циркон $ZrSiO_4$ та бадделейт ZrO_2 .

Гафній супутній цирконію і своїх власних мінералів не утворює. Масова частка його у земній корі становить $3,2 \cdot 10^{-5}\%$.

Хімічний аналог гафнію – елемент № 104 Резерфордій – був синтезований у 1964 р. (м. Дубна, ССРСР) під керівництвом академіка Г.М. Флерова. Резерфордій – радіоактивний елемент із періодом напіврозпаду 0,1 с.

Титан, цирконій і гафній одержують із оксидів E (IV), які спочатку перетворюють на тетрахлориди ECl_4 , а потім магнієм чи натрієм відновлюють до металу:

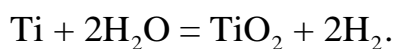


Титан, цирконій і гафній – сріблясто-білі тугоплавкі метали. Чисті метали легко піддаються механічній обробці: витягуються на дріт, прокатуються на фольгу. Вони стійкі проти корозії, їх сплави мають високі температури плавлення і високу міцність. Титан та його сплави широко застосовуються в авіапромисловості та ракетобудуванні. Титан і цирконій застосовуються для

легування сталі. Титан (особливо у вигляді губки), охолоджений до температури рідкого азоту, дуже добре поглинає гази, зокрема кисень. Це, використовують для створення безкисневої атмосфери і глибокого вакууму в лабораторних і промислових установках. Титан і цирконій є важливими конструкційними матеріалами ядерних реакторів.

Загальна електронна формула валентного рівня атомів елементів IV Б групи – $(n-1)d^2ns^2$. Тому ці елементи здатні віддавати свої електрони (поводять себе як метали), у своїх сполуках виявляючи ступені окиснення +2, +3 і +4. Ступінь окиснення +4 є найтипівішим для усіх елементів.

Хімічна активність металів підгрупи титану зменшується від титану до гафнію. Під час нагрівання реакційна здатність цих металів збільшується і вони утворюють із киснем, нітрогеном, карбоном, галогенами відповідно сполуки EO_2 , EN, EC, EHA_4 . А титан в умовах нагрівання навіть реагує з водою за рівнянням

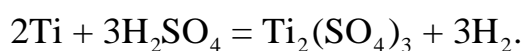


Метали підгрупи титану найкраще розчиняються у сумішах HF і HNO_3 та HCl і HNO_3 , оскільки утворюють стійкі комплексні кислоти за типом $H_2[EF_6]$, $H_2[ECl_6]$.

Якщо розчинити метали у флуороводневій кислоті, то титан утворює сполуки Ti (III), а цирконій і гафній – полуки E (IV):

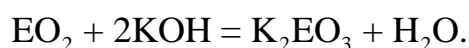
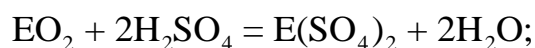


Титан також розчиняється у розведених хлоридній і сульфатній кислотах, утворюючи солі Ti (III):

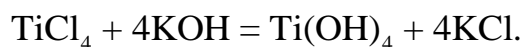


Із розчинами лугів цирконій і гафній практично не взаємодіють, титан реагує з лугами повільно, краще за умов нагрівання.

Оксиди E(IV) EO_2 , які утворюються взаємодією металів з киснем, є білі тугоплавкі речовини. На холоді вони не розчиняються у воді, лугах і розведених кислотах, за виключенням HF. Оксиди E(IV) мають амфотерні властивості: кислотна функція їх зменшується, а основна – збільшується від TiO_2 до HfO_2 , у якого переважає основний характер. Слід зазначити, що і кислотна, і основна функції EO_2 виявляються слабо. Тому з кислотами і лугами оксиди E(IV) реагують лише за умов нагрівання (сплавлення):



Гідроксиди елементів підгрупи титану мають змінний склад $\text{EO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. За $n=1$ чи 2 формули гідроксидів матимуть вигляд: $\text{E}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{EO}_3)$ і $\text{E}(\text{OH})_4(\text{H}_4\text{EO}_4)$. Їх одержують взаємодією галогенідів, сульфатів чи інших солей з лугами, наприклад:



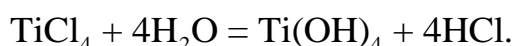
Гідроксиди – білі драглисті осади, які як й оксиди E(IV) виявляють амфотерні властивості. Для гідроксидів $\text{E}(\text{OH})_4$ характерні хімічно активна α -форма, яка відносно легко розчиняється у кислотах і гірше – у розчинах лугів, і малоактивна β -форма.

Солі кислот H_2EO_3 і H_4EO_4 називають відповідно метатитананами (цирконатами, гафнатами) чи ортотитанатами. Барій метатитанат BaTiO_3 має надвисоку діелектричну проникність, у зв'язку з чим він застосовується для виготовлення конденсаторів великої ємності, п'єзоелектричних датчиків.

Основна функція оксидів E(IV) EO_2 і гідроксидів $\text{E}(\text{OH})_4$ виявляється в тому, що для елементів підгрупи титану одержано середні солі з різними кислотними залишками.

Для всіх трьох металів відомі нітрати $\text{E}(\text{NO}_3)_4$, сульфати $\text{E}(\text{SO}_4)_2$ і перхлорати $\text{E}(\text{ClO}_4)_4$. З водних розчинів деякі з них можуть кристалізуватись у вигляді кристалогідратів.

Тетрагалогеніди EHal_4 не можна вважати солями. Так, тетрахлорид гідролізує практично повністю:

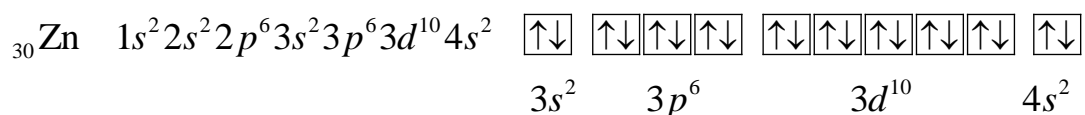


Усі елементи підгрупи титану можуть утворювати сполуки зі ступенем окиснення +3. Проте найбільш стійкими є сполуки титану (III). Під час розчинення титану у кислотах-неокисниках утворюються TiCl_3 , $\text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3$. Із солей титану (III) одержують темно-червоний основний титан гідроксид $\text{Ti}(\text{OH})_3$.

1.3.5. Елементи II Б групи (підгрупа цинку)

Найважливіші хімічні властивості елементів підгрупи цинку. Оксиди і гідроксиди цинку, кадмію, ртуті (II). Найбільш поширені солі та комплексні сполуки цих металів. Сполуки ртуті (I). Застосування сполук цинку, кадмію, ртуті для виготовлення промислових товарів, зокрема, пігментів, джерел струму, будівельних матеріалів. Аналітичне визначення відповідних катіонів.

До підгрупи цинку належать цинк Zn, кадмій Cd і ртуть Hg. Атоми елементів підгрупи цинку на зовнішньому енергетичному рівні містять по два електрони ns^2 , а на передостанньому – вісімнадцять електронів $(n-1)s^2(n-1)p^6(n-1)d^{10}$:



Відповідно до будови атомів елементи підгрупи цинку утворюють сполуки, в яких виявляють ступінь окиснення +2. До того ж, ртуть утворює сполуки, які містять іони Hg_2^{2+} ($-\text{Hg}-\text{Hg}-$) і в яких він має ступінь окиснення +1. Електрони $(n-1)d^{10}$ цинку та його аналогів здатні брати участь у донорно-акцепторній взаємодії.

За хімічними властивостями цинк і його аналоги менш активні, ніж метали підгрупи кальцію. У ряду $\text{Zn} - \text{Cd} - \text{Hg}$ хімічна активність зменшується. В електрохімічному ряду напруг цинк і кадмій знаходяться до водню, а ртуть – після водню. Цинк досить легко взаємодіє з розведеними мінеральними кислотами з утворенням відповідних солей і водня. Кадмій з розведеними кислотами взаємодіє менш енергійно, ніж цинк. Щодо взаємодії з нітратною і концентрованою сульфатною кислотами цинк і кадмій поведуть себе досить активно. Розведену нітратну кислоту цинк відновлює до N_2O і навіть до амоніаку:



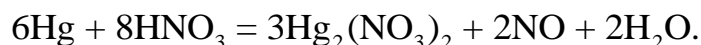
Кадмій менш активний метал, ніж цинк, і відновлює нітратну кислоту лише до нітроген (II) оксиду:



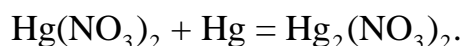
Ртуть взаємодіє лише з кислотами-окисниками, добре розчиняється в нітратній кислоті, утворюючи похідні ртуть (I), ртуть (II). Наприклад, після дії на металічну ртуть концентрованої нітратної кислоти утворюється ртуть (II) нітрат:



Якщо діяти на надлишок металічної ртуті розведеною нітратною кислотою, то утворюється ртуть (I) нітрат:



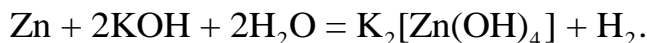
Сполуку $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ можна одержати відновленням ртуть (II) нітрату металічною ртуттю:



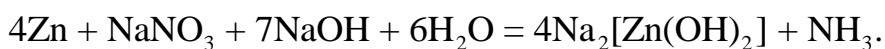
За відсутності надлишку металічної ртуті солі меркурію (I) у розчині можуть вступати в реакцію диспропорціювання:



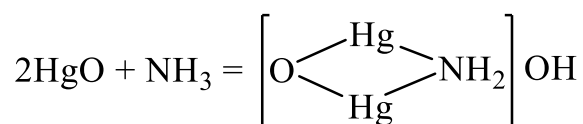
На відміну від кадмію та ртуті, цинк під час нагрівання взаємодіє з концентрованими розчинами лугів з утворенням гідроксоцинкату:



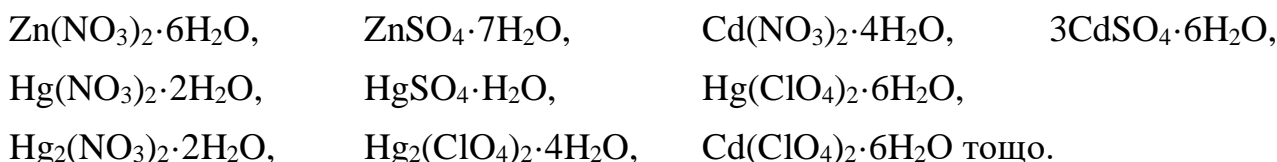
Після нагрівання сполука $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ втрачає воду і переходить на KZnO_2 . Завдяки високій відновній здатності цинку в лужному середовищі він відновлює нітрати до амоніаку:



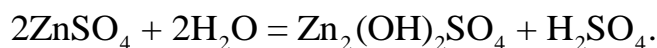
Іони E^{2+} виявляють яскраво виражену тенденцію до утворення координаційних сполук. Для $\text{Zn}(\text{II})$ найхарактерніше координаційне число 4 (sp^3 -гібридизація), для $\text{Cd}(\text{II})$ – 6 (sp^3d^2 -гібридизація). Меркурій утворює сполуки з координаційними числами 2, 4, 6. Так, сильні координаційні основи утворюються під час взаємодії цинкум і кадмій оксидів з розчином амоніаку: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ та $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$. Меркурій оксид за таких умов утворює нерозчинну у воді сполуку темно-жовтого кольору (основа Мілона):



Під час взаємодії металів підгрупи цинку, їх оксидів і гідроксидів з кислотами утворюються відповідні солі. Іони Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} та акваіони $[\text{E}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, $[\text{E}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ – безбарвні, тому і солі, які містять ці катіони, а також безбарвні аніони є безбарвними. Солі оксигеновмісних кислот – нітрати, сульфати, хлорати – розчинні у воді і кристалізуються з розчину у вигляді кристалогідратів:



Карбонати, фосфати, силікати цинку і кадмію малорозчинні у воді. Солі цинку, кадмію і меркурію у водному розчині гідролізують з утворенням погано розчинних основних солей:

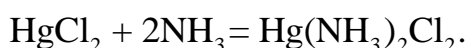


Цинк, кадмій і ртуть з галогенами утворюють галогеніди EHal_2 , а також Hg_2Hal_2 . Ртуть реагує з галогенами легше, ніж цинк і кадмій, що зумовлено її агрегатним станом (легше перебігає реакція). Хлориди, броміди, йодиди цинку і кадмію добре розчиняються у воді, а похідні ртуті (I) – погано. Хлориди, броміди та йодиди на відміну від флуоридів здатні до комплексоутворення з галогенідами одновалентних металів з утворенням солей виду $\text{Me}[\text{EHal}_3]$, $\text{Me}_4[\text{EHal}_6]$.

Для кадмій галогенідів (частково цинку і ртуті) характерне утворення аутокомплексів за рівнянням:



Під час взаємодії цинку і кадмію галогенідів з амоніаком утворюються розчинні у воді амоніакати $[\text{E}(\text{NH}_3)_4]\text{Hal}_2$, $[\text{E}(\text{NH}_3)_6]\text{Hal}_6$. Взаємодія HgCl_2 з амоніаком у насиченому розчині NH_4Cl призводить до утворення погано розчинної у воді білої кристалічної речовини $\text{Hg}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ (плавкий білий преципітат):



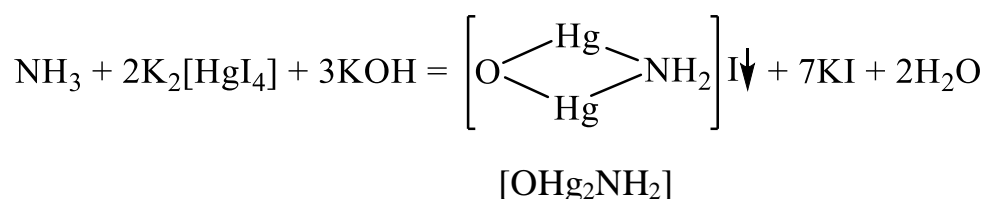
Під час нагрівання сполука $\text{Hg}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ плавиться з розкладанням, у воді розкладається повільно, розчиняється розведеними кислотами, утворюючи амонійні солі і ртуть (II) хлорид. У розведених розчинах утворюється неплавкий білий преципітат:



який за умов нагрівання розкладається з вибухом на N_2 , NH_3 , Hg_2Cl_2 . Взаємодія Hg_2Cl_2 з NH_3 призводить до утворення неплавкого білого преципітату та вільної ртуті:



Із амоніаком можуть реагувати не лише прості галогеніди, а й координаційні. Зокрема, внаслідок взаємодії гарно розчинної у воді солі $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ з амоніаком у лужному розчині утворюється коричневий осад:



За цією реакцією виявляють амоніак у розчині.

Ртуть є токсичною речовиною. Під час розсіювання у біосфері вона за дії бактерій перетворюється на дуже отруйний катіон метилмеркурію CH_3Hg^+ .

Значна кількість металічного цинку витрачається для покриттів на залізні й інші металеві вироби для захисту їх від атмосферної корозії. У промисловості цинк застосовують у вигляді різних сплавів: латуні, дюралю тощо. Значна кількість цинку застосовується для виготовлення гальванічних елементів. До того ж, цинк застосовують як відновник для виділення деяких металів (Mg, Mn, Li, Fe, Cu) з їх сполук, а також як конструкційний матеріал.

Кадмій використовується для електролітичного покриття залізних і сталевих виробів, а також для виготовлення нікель-кадмієвих лужних акумуляторів, регулювальних та компенсаційних стержнів атомних реакторів. Значна частина важливих сплавів містить кадмій.

Із ртуті виготовляють випрямлячі змінного струму, кварцеві лампи, термометри, барометри, лампи денного світла, вакуумні насоси тощо. Ртутні лампи є джерелом ультрафіолетових променів. У хімічній промисловості ртуть застосовують як катод під час електрохімічного добування натрій гідроксиду і хлору, як каталізатор – в органічному синтезі. Ртуть із багатьма металами утворює сплави – амальгами, які за звичайних умов рідкі чи тістоподібні. Цинкум (II) оксид застосовують для виготовлення білої фарби – цинкового білила. У хімічній промисловості ZnO використовують як каталізатор деяких хімічних реакцій, зокрема для одержання з ацетилену ацетону.

Із солей оксигеновмісних кислот практичне значення має $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (цинковий купорос), який є вихідною речовиною для добування інших сполук цинку. Його використовують у виробництві глазурі, як мікродобриво для підвищення врожайності трав тощо. Кадмій сульфат застосовують у нормальному елементі Вестона. Із меркурій нітрату добувають інші сполуки меркурію.

Цинкум хлорид використовується у промисловості органічних барвників. Концентрований розчин ZnCl_2 розчиняє клітковину, тому його використовують у виробництві рослинного пергаменту. Швидко тверднуча суміш цинкум оксиду і насиченого розчину ZnCl_2 є основою зубних цементів. Меркурій (II) хлорид (сулема) – є гарним антисептиком.

Сульфід цинку і його аналогів використовуються для виготовлення мінеральних фарб: ZnS – як складова частина білої фарби «ліпотон», CdS – жовта фарба «кадмієва жовта». Кристалічний ZnS після попереднього освітлення світиться у темряві. На такій його властивості ґрунтується використання під час роботи з радіоактивними препаратами і в рентгенотехніці. Суміш ZnS і CdS застосовується для виготовлення телевізійних трубок та екранів.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ТА ДОСЛІДИ

1. Напишіть електронні формули атомів цинку і кадмію. Який з цих елементів є більш активний метал? Чому?

2. Напишіть рівняння реакцій розчинення цинку в:

а) хлоридній кислоті; б) сульфатній концентрованої і розведеної кислотах; в) нітратній концентрованої і розведеної кислотах; г) у лузі.

3. Напишіть схему рівноваги в системі осад-розчин цинкум гідроксиду та визначте напрям зміщення рівноваги після додавання кислоти і лугу.

4. Які йони утворюються у водному розчині завдяки дисоціації сполуки $\text{Zn(OH)}_2 \cdot 2\text{NaOH}$?

5. Напишіть формули різних типів солей, які утворює цинкум гідроксид.

6. За допомогою яких реакцій можна виявити у розчині іони: Zn^{2+} і Cd^{2+} ; Hg^{2+} і Hg_2^{2+} ? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

7. Напишіть координаційні формули та назвіть такі сполуки:

а) $\text{Zn(OH)}_2 \cdot 2\text{KCl}$;

б) $\text{Cd(OH)}_2 \cdot 4\text{NH}_3$;

в) $2\text{KI} \cdot \text{HgI}_2$.

8. Яка з солей – ZnCl_2 чи $[\text{Zn(NH}_3)_4\text{Cl}_2]$ у 1 н. розчині має більший ступінь гідролізу?

9. Який розчин слід використати для більш повного осадження цинкум сульфідом з розчину його солі: H_2S чи $(\text{NH}_4)_2\text{S}$?

10. Що відбудеться, якщо до розчину меркурій (II) нітрату додати надлишок калій йодиду? Напишіть рівняння реакції.

11. Наведіть рівняння реакції диспропорціювання йону Hg_2^{2+} .

а) В якому напрямку змінюється рівновага реакції після додавання до розчину $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ сульфід-, йодид-, хлорид- і хромат-іонів?

б) Які властивості – окисні чи відновні – виявляють сполуки Hg_2^{2+} ?

Дослід 1. Диспропорціювання сполук меркурію (I)

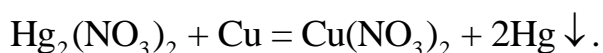
Послідовність проведення

До розчину меркурій (I) нітрату в 4-х окремих пробірках додайте розчини амоній сульфідом, калій йодиду, натрій хлориду і калій хромату. Поясніть, що спостерігається? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

Дослід 2. Окисні властивості сполук Hg_2^{2+}

Послідовність проведення

На поверхню пластинки міді без оксидної плівки (чи монету) помістіть краплю розчину меркурій (I) нітрату. Які зміни відбуваються під краплею? Через одну-дві хвилини змочіть краплю водою. Якщо розчин змити водою і пляму протерти фільтрувальним папером, вона стає блискучою внаслідок утворення металічної ртуті:



Дослід 3. Одержання цинку і кадмій сульфідів

Послідовність проведення

У пробірки з розчинами солей цинку і кадмію додайте кілька крапель насиченого розчину амоній сульфідів. Зверніть увагу на колір одержаних осадів. Застосовуючи правило добутку розчинності, визначте різну розчинність цинку і кадмій сульфідів у 1 н. розчині хлоридної кислоти.

Дослід 4. Одержання комплексних сполук цинку і кадмію

Послідовність проведення

У пробірки з розчинами солей цинку і кадмію додайте краплями 2 н. розчин амоніаку. Осад якої речовини спочатку утворюється? Додавайте до осадів до їх розчинення краплями надлишок амоніаку. Напишіть рівняння реакцій, рівняння дисоціації комплексних сполук і комплексних іонів, а також вирази констант їх нестійкості.

1.3.6. Елементи I Б групи (підгрупа купруму)

Найважливіші хімічні властивості елементів підгрупи купруму. Прості і комплексні сполуки купруму(I) і (II), аргентуму(I) і ауруму(III). Застосування сплавів цих металів для виготовлення електро- і радіотоварів, валюти, ювелірних виробів. Світлочутливість сполук аргентуму і застосування їх для виробництва кінофототоварів. Аналітичне визначення катіонів Cu.

Елементи купрум Cu, аргентум Ag та аурум Au складають I Б групу періодичної системи Д.І. Менделєєва.

Елементи підгрупи купруму мають один електрон на останньому (зовнішньому) енергетичному s-підрівні і десять електронів на d-підрівні передостаннього рівня. Оскільки купрум та його аналоги є передостанніми d-елементами у періодах, у них має бути на $(n-1)d$ -орбіталях лише по 9 електронів. Проте завдяки стійкості d^{10} -конфігурації енергетично вигідним є перехід одного з s-електронів на d-орбіталі, що і здійснюється в атомах елементів підгрупи купруму. Валентний електронний рівень атомів підгрупи

купруму відповідає формулі $(n-1)d^{10}ns^1$. Купрум та його аналоги виявляють крім +1 також ступені окиснення +2 і +3. Для купруму найхарактернішим є ступінь окиснення +2, для аргентуму – +1, для ауруму – +3.

Хімічна активність купруму та його аналогів невелика і зменшується зі збільшенням порядкового номера елементів.

Найлегше метали підгрупи купруму реагують з галогенами: купрум сполучається за звичайної температури, аргентум і аурум – за нагрівання.

Хімічна активність купруму та його аналогів невелика і зменшується із збільшенням порядкового номера елементів.

Найлегше метали підгрупи купруму реагують із галогенами: купрум сполучається за звичайної температури, аргентум і аурум – при нагріванні.

З киснем безпосередньо реагує лише купрум. На повітрі при наявності CO_2 та вологи купрум окиснюється з утворенням гідроксокарбонату купруму:

Аргентум і аурум на повітрі не окиснюються навіть при температурах плавлення.

У повітрі при наявності **I** аргентум і вироби з нього вкриваються чорною плівкою .

Із воднем, азотом та вуглецем купрум та його аналоги не реагують.

Оскільки метали підгрупи купруму в ряду напруг стоять після водню, то в кислотах-неокисниках вони не розчиняються. Кислоти-окисники розчиняють їх. Найлегше розчиняється купрум, найгірше аурум. Купрум та аргентум розчиняються в HNO_3 і концентрований H_2SO_4 .

Аурум розчиняється в гарячій концентрований H_2SeO_4 .

Найкращий розчинник для ауруму – царська водка:

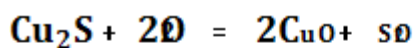
Крім того, метали І Б групи розчиняються під дією окисника та в присутності лігандів NH_3 , CN^- .

З киснем елементи І Б групи утворюють наступні оксиди: купрум – Cu_2O , CuO і малостійкий Cu_2O_3 , аргентум – Ag_2O і $(\text{Ag}^{\text{I}}\text{Ag}^{\text{III}})\text{O}_2$, аурум – Au_2O_3 . Оксиди ауруму та аргентуму легко розкладаються при нагріванні. Оксиду купруму(II) відповідає гідроксид $\text{Cu}(\text{OH})_2$, оксиду ауруму(III) – дигідрат $\text{Au}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, який виявляє амфотерні властивості (переважає кислотний характер).

У промисловості купрум добувають із різних сульфідних руд, наприклад із халькопіриту:

У нашій країні для добування купруму застосовують поряд із пірометалургійним методом гідрометалургійний. Перед переробкою руди купруму збагачують флотаційним методом.

Пірометалургійний метод добування купруму із сульфідних руд ґрунтується на окисненні Cu_2S у CuO ,



який далі відновлюється у Cu_2O і реагує з надлишком сульфиду купруму:

Купрум, який утворюється при пірометалургійному процесі, містить 95-98% Cu. Щоб дістати купрум високої чистоти, сирий купрум рафінують електролізом. Анодом при цьому є сирий купрум, катодом – чистий купрум, а електролітом – розчин CuSO_4 .

Для вилучення ауруму із природних сполук його відмивають від пустої породи після її розмелювання. Використовують також розчинення ауруму у меркурії.

Більш ефективним є ціанідний метод, що ґрунтується на розчиненні ауруму в NaCN завдяки окисненню киснем повітря:

Із комплексу золото осаджують цинковим пилом:

Основну частину срібла добувають пірометалургійною переробкою руд кольорових металів (Cu, Pb, Zn).

Сполуки купруму (I) малостійкі в розчинах і диспропорціують:

$$, K=1 \cdot 10^6,$$

При дії на Cu концентрованої хлоридної кислоти спочатку осаджується малорозчинний хлорид купруму(I), а потім утворюється розчинний хлорокомплекс $\text{H}[\text{CuCl}_2]$.

При дії гідрату амоніаку також утворюється комплекс купруму(I):

.

Оксид купруму (I) добувають відновленням гідроксиду купруму(II):

У водному розчині Cu(II) утворює гідратований катіон із координаційним числом купруму, яке дорівнює 4 (може бути також 5 чи 6), аквакатіон купруму(II) виявляє властивості слабкої кислоти:

.

Купрум(II) гідроксид є амфотерним гідроксидом із перевагою основних властивостей:

,

.

Навіть при слабкому нагріванні Cu(OH)_2 розкладається на CuO і H_2O .
Купрум(II)-катіон – комплексоутворювач:

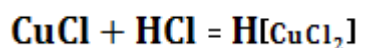
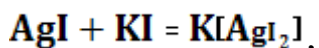
Відомі галогеніди купруму (II): CuF_2 , CuCl_2 і CuBr_2 ; йодид-іони I^- перетворюють катіони $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})^{2+}]$ у нерозчинний CuI :

Солі аргентуму(I) не утворюють у твердому стані кристалогідратів. Оксид аргентуму(I) в деякій мірі реагує з водою:

Із водного розчину осаджується Ag_2O замість гідроксиду аргентуму:

Більшість солей купруму(I) та його аналогів (хлориди, броміди, ціаніди, тіоціанати, сульфідні тощо) погано розчиняються у воді. Серед солей кисневмісних кислот стійкі лише похідні аргентуму, розчинні у воді AgNO_3 , AgClO_4 і погано розчинні Ag_2SO_4 , Ag_2CO_3 .

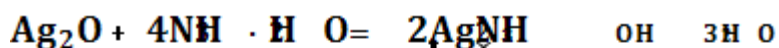
Найбільше значення має AgNO_3 як вихідна сполука для добування всіх інших сполук аргентуму. Практично не розчинні у воді та кислотах AgCl , AgBr , AgI , CuCl_2 , CuI та інші галогеніди добре розчиняються у розчинах, які містять надлишок галогенід-іонів, тобто у кислотах чи галогенідах лужних металів:



Галогеніди аргентуму розчиняються також у розчинах натрій тіосульфату:

Хоча для йонів E^+ аквакомплекс не характерні їхні амінокомплекси $[E(NH_3)_2]^+$ є досить стійкими сполуками. Саме тому галогеніди купруму (I) і аргентуму(I), крім AgI розчиняються у амоній гідроксиді:

Аналогічно з утворенням амінокомплексів розчиняються у $NH_3 \cdot H_2O$ оксиди E_2O :



Комплексні гідроксиди $[E(NH_3)_2]OH$ значно стійкіші і за силою наближаються до лугів.

Сполуки аргентуму(I) мають сильно виражені окисні властивості: можуть відновлюватися навіть такими слабкими органічними відновниками, як формальдегід $HCHO$, глюкоза $C_6H_{12}O_6$ тощо. При відновленні формальдегідом амонійного розчину Ag_2O крім порошку металічного аргентуму може утворюватись компактний шар металу:

Цей процес має назву реакції срібного дзеркала і використовується для покриття скла шаром металічного срібла (дзеркала, термоси і т.д.).

Мідь, срібло, золото у вільному стані – це метали відповідно червоного, білого і жовтого кольору. Мідь, срібло і особливо золото мають надзвичайно високу пластичність. Один грам золота можна витягнути у дріт до 3 км завдовжки, а пластинки з золота можна дістати до 0,0001 мм завтовшки. Мідь

та її аналоги мають найбільші серед металів тепло- і електропровідності, завдяки чому мідь широко використовується в електротехніці. Срібло і золото як благородні метали в основному використовуються в ювелірній справі, а також у точному приладобудуванні. Завдяки м'якості золото завжди використовується у вигляді сплаву з сріблом чи міддю.

Найважливіші сплави міді: бронза (90 % Cu, 10 % Sn) латунь (60 % Cu, 40 % Sn), мельхіор (68 % Cu, 30 % Ni) нейзильбер (65 % Cu, 20 % Zn, 15 % Ni), а також монетні сплави.

Із солей купруму (II) найбільше значення має мідний купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Він використовується для добування мінеральних барвників, для боротьби зі шкідниками і хворобами рослин і як вихідна речовина для добування металічної міді та її сполук.

Світлочутливість галогенідів аргентуму використовується у фотографічних процесах.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ТА ДОСЛІДИ

1. Напишіть електронні формули атомів купруму та аргентуму. Порівняйте відновні властивості купруму та аргентуму з відповідними властивостями лужних металів.

2. Як діють на купрум кислоти: а) хлоридна розведена; б) нітратна розведена; в) нітратна концентрована. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

3. Напишіть рівняння реакції утворення основного карбонату купруму $(\text{Cu}(\text{OH})_2)_2\text{CO}_3$ при дії на купрум водяної пари, кисню та карбон(IV) оксиду карбону.

4. Купрум(II) гідроксид розчинний у розведених кислотах і розчині амоніаку. Яка принципова різниця у перебігу цих реакцій? Напишіть у іонному та молекулярному вигляді рівняння відповідних реакцій.

5. Яка основа $\text{Cu}(\text{OH})_2$ чи $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ виявляє більш основні властивості? Чому?

6. Визначити окисник та відновник у реакції дії гідроген пероксиду на аргентум оксид. Майте на увазі, що серед продуктів реакції є газуватий оксисен. Напишіть рівняння реакції.

7. Чому розчинний у воді та кислотах аргентум хлорид розчинюється у водному розчині амоніаку? Напишіть іонне рівняння реакції, яка перебігає.

8. Напишіть формули комплексних іонів ціаніду та амоніаку аргентуму, якщо координаційне число аргентуму дорівнює два. Як відрізняють комплексні іони аргентуму в цих сполуках?

9. Визначте коефіцієнти в рівнянні реакції та обчисліть який теоретичний об'єм за нормальних умов займає NO при розчиненні 10,8г аргентуму у нітратній кислоті?

10. За допомогою яких реагентів можна розчинити: а) купрум; б) аргентум; в) аурум?

11. Напишіть рівняння наступних реакцій за участю сполук елементів підгрупи купруму:

а) ;

б)

в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \dots$;

г) $\text{AgNO}_3 \rightarrow \dots$.

12. Чому аргентум(I) хлорид краще розчиняється у 1М розчині гідрату амоніаку ніж у 1М розчині NH_4Cl ?

13. Які процеси відбуваються на електродах під час електролізу розчину купрум (II) сульфату, розплаву купрум (II) хлориду, аргентум (I) броміду?

Дослід 1. Добування купрум (II) гідроксиду

Послідовність проведення

У пробірку з 3-4 краплями розчину купрум (II) сульфату додайте 3-4 краплі 2н розчину луку. До добутого осаду додайте 5-6 крапель 2н розчину H_2SO_4 . Що спостерігається? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

Дослід 2. Добування основного купрум(II) карбонату

Послідовність проведення

У пробірку з розчином купрум(II) сульфату додайте таку ж кількість розчину соди. Спостерігайте осадження $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Чому при взаємодії солей купруму з розчином соди не осаджується середній карбонат купруму. Напишіть рівняння реакції взаємодії купрум (II) сульфату із содою за участі води.

Дослід 3. Добування купрум (I) йодиду

Послідовність проведення

У пробірку додайте по 2 краплі розчинів купрум (II) сульфату та калій йодиду. Зверніть увагу на утворення осаду та забарвлення вмісту пробірки в жовтий колір. Доведіть за допомогою розчину крохмалю, що жовтий колір обумовлений виділенням вільного йоду.

Для визначення кольору осаду купрум (I) йодиду необхідно вільний йод, який маскує своїм кольором колір осаду, перетворити у безкольоровий іон. Для цього додайте у пробірку декілька крапель розчину натрій сульфіту до зникнення жовтого кольору. Який колір має осад купрум (I) йодиду? Напишіть рівняння реакцій: а) взаємодії купрум (II) сульфату з калій йодидом; б) взаємодії йоду з натрій сульфідом у присутності води. Чим пояснюється стійкість купрум (I) йодиду?

Дослід 4. Добування комплексного купрум (II) амоніакату

Послідовність проведення

У пробірку з розчином купрум (II) сульфату (2-3 краплі) додавайте краплями 2н розчин амоніаку до повного розчинення осаду основної солі $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, який висаджується при додаванні перших крапель розчину амоніаку. Зверніть увагу на колір вихідного розчину купрум (II) сульфату та розчину амоніачного комплексу купруму, який утворився. Які іони обумовлюють колір вихідного розчину та розчину, який утворився в результаті перебігу реакції.

Напишіть рівняння реакцій:

- взаємодії купрум (II) сульфату із амоніаком із утворенням $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$;
- розчинення $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ в надлишку амоніаку з одночасним утворенням комплексної солі та комплексної основи купруму (II), маючи на увазі, що координаційне число Cu^{2+} дорівнює чотирьом;
- дисоціації добутих комплексних сполук купруму.

Яка основа сильніша – купрум (II) гідроксид чи тетраамінокупрум(II) гідроксид?

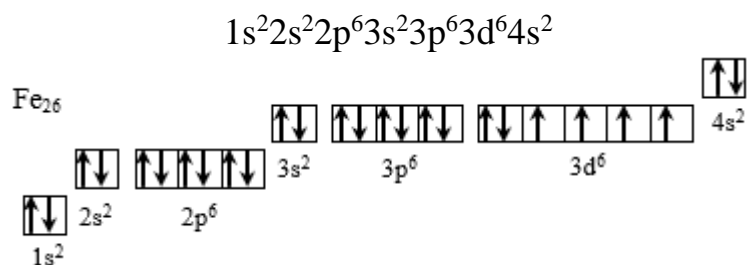
1.3.7. Елементи підгрупи феруму

Найважливіші хімічні властивості елементів підгрупи феруму. Оксиди і гідроксиди феруму (II) і (III). Комплексні сполуки феруму, їх застосування в аналітичній хімії. Хімічні основи металургії феруму. Сплави на основі феруму. Сполуки кобальту та нікелю. Пігменти і термочутливі фарби на основі феруму, кобальту, нікель. Аналітичне, визначення Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} . Загальна характеристика елементів родини платини та їх застосування в каталізі, метрології, для виготовлення ювелірних виробів.

До підгрупи феруму належать ферум Fe, кобальт Co, нікель Ni. За поширенням у природі ферум серед металів займав друге місце (після алюмінію). Ферум входить до складу багатьох мінералів, що утворюють залізні руди, наприклад: бурі залізняка (основний мінерал лимоніт, червоні залізняка (основний мінерал гематит), магнітні залізняка (основний мінерал магнетит), сидеритові руди (основний мінерал сидерит), пірит FeS_2 тощо. Залізні руди, як правило, містять домішки деяких металів (Mn, Cr, Li, Ti, V, Co) та неметалів (в основному S, P). У земній корі іноді трапляється самородний ферум космічного і земного походження. Сполуки феруму містяться у природних та мінеральних водах, входять до складу організмів тварин і людини.

Основним промисловим способом добування феруму є виробництво його у вигляді сплавів із карбоном (чавуни, карбонові сталі) і деякими металами (феросплави). Чавуни із руди добувають під час доменного, а сталі – мартенівського, конверторного чи електроплавильного процесів. Виплавка феруму полягає у відновленні його оксидів і відбувається у спеціальних вертикальних печах – домнах. Тепер великого значення набуває прямий метод відновлення феруму з його оксидів карбоном, оксидом карбону (II) та іншими відновниками. Чистий ферум добувають електролізом водних розчинів солей феруму (II) чи термічним розкладанням у вакуумі пентакарбонілу феруму $\text{Fe}(\text{CO})_5$.

Атоми елементів родини феруму на зовнішньому енергетичному рівні містять по два електрони, а на передостанньому – чотирнадцять (ферум), п'ятнадцять (кобальт), шістнадцять (нікель), наприклад:



В утворенні хімічних зв'язків беруть участь 3d- та 4s- електрони атомів елементів родини феруму, виявляючи у сполуках різні ступені окиснення. За звичайних умов найстійкішими є солі феруму із ступенем окиснення +3, солі Fe (II) нестійкі і легко окиснюються. Для простих солей кобальту характерний ступінь окиснення +2, а для координаційних – +3. Найстійкішими сполуками нікелю є сполуки, у яких нікель має ступінь окиснення +2; похідні Ni (III) нестійкі і досить легко переходять у сполуки Ni(II). Для металів родини феруму добуто сполуки і з іншими ступенями окиснення: Fe (0), Fe (IV), Fe (VI), Co (0), які відносно малостійкі. Більшість із них має значно менше практичне значення, ніж похідні E(II) та E(III). Метали родини феруму утворюють велику кількість координаційних сполук, у яких координаційні числа дорівнюють 6 і 4.

Ферум, кобальт і нікель належать до металів середньої активності. У електрохімічному ряду напруг вони стоять до гідрогену; їх хімічна активність у ряду Fe-Co-Ni зменшується.

У компактному стані хімічно чисті ферум, кобальт та нікель досить стійкі проти дії атмосферних факторів. Проте звичайний ферум, що містить різні домішки, під дією вологи, оксиду карбону (IV) та кисню повітря зазнає корозії (іржавіння) за рівнянням:

Ферум, який є найактивнішим серед металів родини феруму, при сильному нагріванні реагує із водяною парою, витісняючи гідроген:

$(T < 570^\circ\text{C}),$

$(T > 570^\circ\text{C}).$

Метали родини феруму при взаємодії із розбавленими кислотами-неокисниками утворюють солі, в яких виявляють ступені окиснення +2. Взаємодія феруму на холоді із розбавленою нітратною кислотою призводить до утворення ферум (II) нітрату, а нітроген кислоти залежно від її концентрації, може відновлюватись до N_2 , N_2O , NO наприклад:

Концентровані нітратна і сульфатна кислоти пасивують ферум, кобальт та нікель завдяки утворенню на їх поверхні тонкої оксидної плівки. Кислоти середньої концентрації розчиняють їх із утворенням сполук Fe(III), Co(II) та Ni(II) наприклад:

Ферум, кобальт і нікель із лугами не взаємодіють.

За звичайних умов метали родини феруму не реагують із такими типовими неметалами, як галогени, сульфур, кисень тощо. При нагріванні хімічна активність їх збільшується, особливо коли вони перебувають у подрібненому стані.

Для елементів родини феруму відомі галогеніди FeHal_3 (крім FeI_3), CoF_3 , CoHal_3 , NiHal_2 , FeHal_2 . Це добре розчинні у воді солі, які з розчину виділяються у вигляді кристалогідратів, наприклад: $\text{ECl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $(\text{Fe}, \text{Ni})\text{Cl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{EF}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$? $\text{EI}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{CoBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{NiBr}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, тощо.

Із сульфуром метали родини феруму утворюють чорні сульфідні ES , які практично не розчинні у воді. FeS розчиняється у розбавлених мінеральних кислотах, CoS та NiS – лише у кислотах-окисниках. Ферум, кобальт і нікель утворюють також дисульфідні ES_2 , серед яких найважливішим є мінерал пірит FeS_2 .

З нітрогеном метали утворюють нітриди складу Fe_4N , Fe_2N , Co_2N , Ni_3N . За звичайних умов – це тверді речовини, які належать до твердих розчинів.

Усі три метали родини феруму (особливо у подрібненому стані та при підвищених температурах) поглинають значну кількість водню, не утворюючи сполуки певного складу. Непрямим методом можна добути полімерні гідриди $(\text{EH}_2)_4$, а також EH , EH_3 .

Ферум, нікель і кобальт із карбоном утворюють карбідні E_3C . Вивчення умов утворення і властивостей сполук феруму із карбоном мав велике значення для розуміння структури, складу і властивостей сплавів феруму із карбоном. Сплави феруму із карбоном, які містять 0,3-1,9 % С, називаються сталями, а 1,9-4,0 % С – чавунами, менш як 0,3 % С – м'якою сталлю (м'який ферум). На властивості сталі впливає їх термічна обробка, яка зумовлює вторинні зміни у сплавах. Так, повільне охолодження (відпуск) сталі призводить до її пом'якшення при швидкому охолодженні (закалка) сталь стає більш твердою, набуваючи деякої крихкості. Фізико-хімічні властивості сплавів феруму із карбоном залежать значною мірою від добавки легуючих компонентів (Cr, Ni, Mn, Co, Ti, W, Mo, Cu, Bi, B, V, Ta тощо).

У дрібнодисперсному стані метали родини феруму виявляють високу хімічну активність до певних сполук. Зокрема, вони утворюють сполуки із оксидом карбону (II) – карбоніли, в яких метали мають нульовий ступінь окиснення. За звичайних умов пентакарбоніл феруму $\text{Fe}(\text{CO})_5$ – жовта рідина,

яка кипить при 43°C, бістetraкарбоніл кобальту $[\text{Co}(\text{CO})_4]_2$ – оранжеві кристали, які розкладаються при 60 °C, $\text{Ni}(\text{CO})_4$ – безбарвна рідина, яка кипить при 43 °C. При нагріванні карбоніли розкладаються на метал і CO, що використовується для добування металів високої чистоти. Легкість утворення $\text{Ni}(\text{CO})_4$ порівняно із карбонілом кобальту використовують для розділення нікеля і кобальта.

Бінарні оксигенні сполуки типу EO утворюються при розкладанні оксалатів відповідних металів. Крім того, FeO утворюється внаслідок нагрівання Fe_2O_3 в атмосфері H_2 чи CO; оксиди CoO та NiO добувають розкладанням карбонатів у інертній атмосфері.

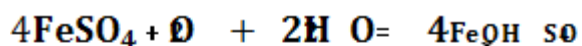
Відповідні оксидам EO гідроксиди $\text{E}(\text{OH})_2$ утворюються при дії на розчини солей лугів. Це об'ємні осади блідо-зеленого $\text{Fe}(\text{OH})_2$, рожево-червоного (чи синього) $\text{Co}(\text{OH})_2$ та зеленого кольорів $\text{Ni}(\text{OH})_2$.

Усі гідроксиди практично не розчинні у воді, взаємодіють із кислотами, виявляючи основні властивості. Гідроксид $\text{Ni}(\text{OH})_2$ у повітрі не змінюється, $\text{Co}(\text{OH})_2$ дуже повільно окиснюється киснем повітря, а $\text{Fe}(\text{OH})_2$ також досить швидко переходить у буро-червоний $\text{Fe}(\text{OH})_3$:

При взаємодії металів, оксидів EO та гідроксидів $\text{E}(\text{OH})_2$ із розбавленими кислотами у розчині утворюються солі гідратованих іонів: блакитних $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, рожево-червоних $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, та яскраво-зелених $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

У такі самі кольори забарвлені кристалогідрати солей безбарвних аніонів. Безводні солі мають різне забарвлення: солі феруму (II) – білі, зелено-жовті, червоно-коричневі, чорні, солі кобальту (II) – здебільшого сині, можуть бути червонуваті, зелені, чорні; солі нікеля (II) – жовті, коричневі, чорні.

Прості солі феруму (II) досить легко окиснюються до сполук феруму (III) киснем повітря та різними окисниками як у розчині, так і у кристалічному стані. При цьому окиснення відбувається у нейтральному і кислому середовищах, наприклад:

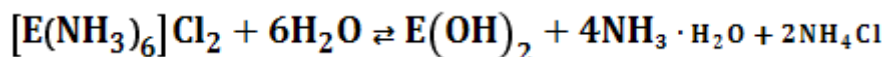


Завдяки здатності солей феруму (II) легко окиснюватись, вони широко використовуються як відновники. В аналітичній хімії взаємодія між солями феруму (II) і перманганатом калію, яка відбувається у кислому середовищі за рівнянням

використовується для кількісного визначення у розчині феруму (II).

Солі металів родини феруму можуть утворювати координаційні сполуки – катіонні, аніонні, електронейтральні, в яких іони координують навколо себе, крім води, молекули амоніаку, різні іони (NaI^- , CN^- , NCN^-) тощо.

Більшість безводних солей феруму, кобальту та нікеля приєднує шість молекул амоніаку, утворюючи катіонні комплекси: $[\text{E}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$, $[\text{E}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$. Амоніакати є стійкими у твердому стані та в насичених розчинах амоніаку. У розбавлених розчинах вони більшою чи меншою мірою розкладаються із виділенням гідроксидів відповідних металів:



При наявності окисників амоніакати феруму (II) та кобальту (II) окислюються: $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ у $\text{Fe}(\text{OH})_3$, а $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ у $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$.

Для феруму відомі аніонні комплекси, в яких іони Fe^{2+} координують ціанід-, тіоціанат- та галогенід-іони: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{F})_6]$, $\text{Me}_2[\text{FeCl}_4]$, $\text{Me}_2[\text{Fe}(\text{NCS})_4]$ тощо.

На противагу простим солям феруму (II), сіль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, стійка проти дії кисню повітря, кислот та лугів. В аналітичній хімії вона використовується для якісного виявлення іонів Fe^{3+} при наявності яких утворюється погано розчинна у воді сіль синього кольору складу $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$:

Сіль $K_4[Fe(CN)_6]$ має назву берлінська лазур і використовується як фарба.

Кобальт (II) і нікель (II), крім зазначених вище катіонних амоніакатів, утворюють аніонні координаційні сполуки. Для кобальту відомі сполуки $Me_2[CoCl_4]$, $Me_2[Co(NCS)_4]$ синього чи фіалкового кольору. Реакція утворення синього тіопіанатного комплексу $[Co(NCS)_4]^{2-}$ використовується для якісного виявлення та фотометричного визначення кобальту (II) у розчині при аналізі. Добуто також ціанідні комплекси складу $Me_2[Co(NCS)_6]$. Для нікеля відомі аніонні комплекси $Me_2[Ni(CN)_4]$, $Me_2[NiCl_4]$, $Me_4[Ni(NCS)_6]$, $Me_2[NiBr_4]$, $Me_2[NiHal_6]$ та ін.

Для нікелу (II) відома нейтральна координаційна сполука з диметилглюксимом H_2Dm . Сполука $Ni(HDm)_2$ має яскраво-червоний колір і утворюється у лужному середовищі. Вона не розчинна у воді і використовується для кількісного та якісного визначення іонів Ni^{2+} у розчині.

Із оксидів металів родини феруму типу E_2O_3 , за звичайних умов стійкий лише буро-червоний Fe_2O_3 , який утворюється при нагріванні гідроксиду феруму (III) чи порошку феруму до $200^\circ C$.

Оксид феруму Fe_2O_3 у воді не розчинний, взаємодіє з кислотами та концентрованими лугами, виявляючи амфотерні властивості. Завдяки високій стійкості проти дії різних хімічних реагентів та яскравому забарвленню, Fe_2O_3 використовується як мінеральна фарба, що має технічні назви «охра», «мумія», «залізний сурик».

Відповідні оксидам E_2O_3 гідроксиди $E(OH)_3$ добувають для всіх елементів родини феруму окисненням гідроксидів $E(OH)_2$:

Гідроксид феруму (III) добувають також при дії лугів на розчини солей феруму (III) у вигляді бурого осаду $Fe(OH)_3$ (точніше $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$).

Гідроксиди $E(OH)_3$ нерозчинні у воді, взаємодіють з кислотами, за певних умов – з лугами. При взаємодії з лугами утворюються гексагідроксоферити

$\text{Me}[\text{Fe}(\text{OH})_6]$ та гексагідроксокобальтити $\text{Me}[\text{Co}(\text{OH})_6]$. Гідроксиди $\text{E}(\text{OH})_3$, виявляють значно основну функцію, ніж гідроксиди $\text{E}(\text{OH})_2$.

Внаслідок взаємодії гідроксиду феруму (III) із кислотами утворюються солі, які містять гідратовані блідо-фіалкові іони $\text{Fe}[(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$. Солі сильних кислот і феруму (III) добре розчинні у воді і з кислих розчинів кристалізуються у вигляді кристалогідратів: $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeCl}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Добуто також кристалогідрати подвійних солей Fe (III) – $\text{MeFeSO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (галуни). Відомі також безводні солі FeF_3 , FeCl_3 , $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ тощо. Уворення криваво-червоного ферум (III) тіоціанату використовується в аналітичній хімії для виявлення у розчині іонів Fe^{3+} .

Усі солі феруму(III) у водному розчині гідролізують з утворенням основних солей чи ферум (III) гідроксиду, наприклад:

Внаслідок гідролізу простих солей феруму (III) їх розчини набувають бурого забарвлення.

Солі феруму (III) за наявності відновників виявляють властивості окисників, наприклад:

Із цієї причини з розчинів солей феруму (III) не вдається осадити Fe_2S_3 .

Усі метали підгрупи феруму утворюють координаційні сполуки. Ферум утворює катіонні та аніонні комплекси, кобальт – катіонні, аніонні та електронейтральні, нікель – лише аніонні. На противагу простим солям, координаційні солі феруму (III) і кобальту (III) у розчині майже не гідролізують і дуже важко відновлюються до сполук із ступенем окиснення +2.

Серед ферум ціанідів найбільше практичне значення має калій гексаціаноферат (III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (червона кров'яна сіль), який утворюється взаємодією солей феруму (III) з надлишком калій ціаніду чи окисненням калій гексаціаноферату (II) (жовтої кров'яної солі) хлором:

Червона кров'яна сіль за наявності іонів Fe^{2+} утворює нерозчинну у воді темно-синю сіль $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (турнбулева синь):

Ця реакція використовується в аналітичній хімії для якісного виявлення іонів Fe^{2+} у розчині.

Солі кобальту мають практичне застосування. Зокрема, утворення погано розчинних у воді солей $\text{Me}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, (де Me: K^+ , Cs^+ , NH_4^+ , Tl^+ , Ag^+) використовується в аналізі відокремлення калію від інших елементів, а також для кількісного визначення його.

До платинових металів належать рутеній Ru, родій Rh, паладій Pd, осмій Os, іридій Ir, платина Pt. У природі вони малопоширені і розсіяні, трапляються у вільному (самородному) стані, а також у вигляді сполук із арсеном, сульфуром, стибієм.

Платинові метали мають практичне застосування. Завдяки блиску та стійкості проти дії різних хімічних реагентів їх використовують для нанесення захисного та декоративного покриття на поверхню інших металів; зокрема, родій наносять на срібні ювелірні вироби, паладій – на годинникові корпуси тощо. Із платини та її сплавів із родієм, іридієм, рутенієм, паладієм виготовляють високотемпературні термopари, електроди, лабораторний посуд, тиглі, корозійностійку апаратуру, медичні інструменти. Сплав осмію з рутенієм та іридієм використовують для добування надтвердих і некородуючих сплавів, із яких виготовляють точні вимірювальні прилади. У високодисперсному стані («чорні») платинові метали використовують як каталізатори.

Атоми платинових металів на останньому та передостанньому енергетичних рівнях містять різну кількість електронів. Валентними електронами є: для рутенію – $4d^75s^1$, родію – $4d^85s^1$, паладію – $4d^{10}5s^0$, осмію – $5d^66s^2$, іридію – $5d^76s^2$.

Платинові метали малоактивні. Найстабільнішими ступенями окиснення для окремих елементів є такі: +2 (паладій), +3 (родій, іридій), +4 (платина, іридій), +6 (рутеній, осмій), +8 (осмій, рутеній). Платинові метали є комплексоутворювачами, утворюють велику кількість координаційних сполук, у яких координаційні числа дорівнюють 6 та 4.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ТА ДОСЛІДИ

1. Напишіть електронні формули атомів феруму, кобальту та нікелю.
2. Які ступені окиснення найбільш характерні для феруму, рутенію, осмію?
3. Поясняйте зміну швидкості розчинення феруму у сульфатній кислоті в залежності від її концентрації. Які причини викликають пасивування металів?

4. Складіть схему корозії оцинкованого та лудженого феруму, використовуючи для нього значення електродних потенціалів $2\text{H}^+ / \text{H}_2$, $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$, $\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$, $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$.

5. Що собою являють чавун та сталь? У чому їх різниця?

6. Чому забарвлення багатьох сполук Fe (II) (особливо розчинів) на повітрі поступово змінюється? Наприклад, свіжодобутий $\text{Fe}(\text{OH})_2$ на повітрі зеленіє, а потім стає бурим.

7. Що відбувається при змішуванні підкислених розчинів: 1) FeSO_4 та KMnO_4 ; 2) FeSO_4 та $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$? Наведіть окисно-відновні потенціали відповідних напівреакцій. Складіть рівняння реакцій.

8. Охарактеризуйте кислотно-основні властивості ферум (III) гідроксиду.

а) У якій формі йони Fe^{3+} існують у кислому і сильно лужному розчинах?

б) Наведіть рівняння реакцій, які свідчать про добування та кислотно-основні властивості ферум (III) гідроксиду.

9. Складіть схему гідролізу за катіоном Fe^{3+} . Які процеси відбуваються при нагріванні розчину, при підвищенні та зменшенні pH середовища?

10. Наведіть загальні константи стійкості комплексів $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{FeF}_6]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{CNS})_6]^{3-}$.

11. Як окиснюється ферум:

а) у розведеній та концентрованій HCl ;

б) у розведеній та концентрованій H_2SO_4 ;

в) у розведеній HNO_3 .

Напишіть рівняння реакцій.

12. Яка з комплексних солей кобальту більш стійка: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ або $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$? Порівняйте константи нестійкості відповідних комплексних йонів.

13. До розчину комплексної солі $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ додали: а) розчин NaOH ; б) розчин сірководневої води. Напишіть рівняння реакцій. Виходячи із значень добутків розчинності сполук нікелю, які утворюються, визначте, в якому випадку відбудеться більш повне руйнування комплексного іону.

14. Завершіть рівняння реакції:

15. Завершіть рівняння реакції:

16. Чи існують разом у розчині:

а) $\text{Co}(\text{OH})_2$ та H_2O_2 ; в) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ та H_2O_2 ;

б) $\text{Ni}(\text{OH})_2$ та H_2O_2 ; г) FeCl_3 та H_2S ?

17. Що краще захищає поверхню феруму від корозії: покриття шаром кадмію чи нікелю? Чому?

Дослід 1. Одержання ферум(III) гідроксиду

Послідовність проведення

Одержіть ферум (III) гідроксид за обмінною реакцією та дослідіть його кислотно-основні властивості. Для дослідження кислотних властивостей використовуйте дуже невелику кількість свіжо отриманого гідроксиду та концентрований розчин лугу для подальшого нагрівання.

Дослід 2. Гідроліз солей феруму (III)

Послідовність проведення

а) кристали $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ або $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ розчиніть у воді. Зверніть увагу на забарвлення розчину та визначте його рН. Розчин розділіть на три пробірки. У першу додайте розведену H_2SO_4 , у другу – розчин лугу, третю – нагрійте. Що спостерігається у кожному випадку?

б) до розчину солі феруму (III) додайте розчин соди. Що спостерігається?

Дослід 3. Використання червоної кров'яної солі $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і жовтої кров'яної солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ у хімічному аналізі (якісні реакції на іони Fe^{2+} та Fe^{3+} -іони)

Послідовність проведення

а) до свіжодобутого розчину FeSO_4 додайте у окремих пробірках розчини $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. У якому випадку змінилося забарвлення?

б) до розчину солі $\text{Fe}(\text{III})$ додайте у окремих пробірках розчини $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. У якому випадку змінилося забарвлення?

Дослід 4. Окисні властивості сполук феруму(III)

Послідовність проведення

Для виявлення окисних властивостей сполук феруму (III) у кислому середовищі проведіть відповідні реакції, як відновники використовуйте розчини KI та H_2S . Напишіть рівняння реакцій, які перебігають.

Дослід 5. Утворення та розкладання роданітного комплексу $\text{Co}(\text{II})$ (якісна реакція на Co^{2+})

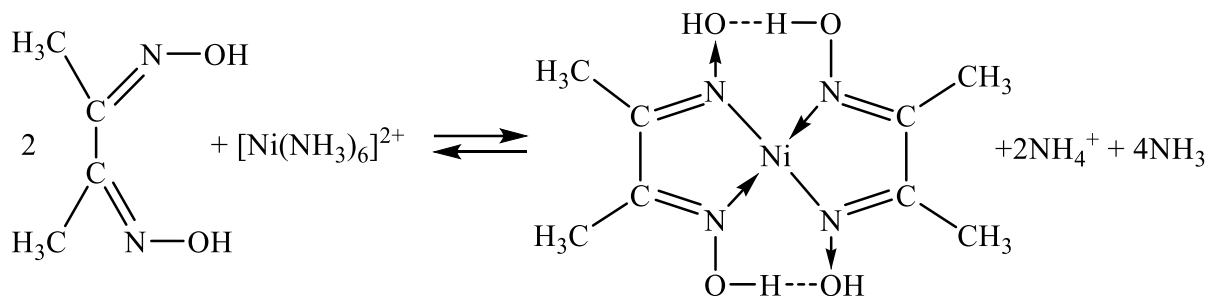
Послідовність проведення

До розчину кобальт(II) хлориду додайте суміш алілового спирту та ефіру, потім декілька крапель концентрованого розчину калій роданіду. Суміш перемішайте. Зверніть увагу на забарвлення шару органічних речовин.

Дослід 6. Одержання нікель (II) диметилгліоксимату

Послідовність проведення

Чутливою якісною реакцією на іони Ni^{2+} є реакція Л. А. Чугаєва – утворення нікель (II) диметилгліоксимату:



Реактив Чугаєва
диметилгліоксим

Нікель (II) диметилгліоксимат

Яка дентатність ліганду у цій сполуці? До якого класу комплексних сполук вона належить?

У пробірку внесіть одну краплю розчину нікель(II) сульфату і одну краплю 2 н розчину амоніаку, далі – одну краплю реактиву Чугаєва – спиртового розчину диметилгліоксиму. Спостерігайте утворення осаду нікель (II) диметилгліоксимату. Відмітьте його колір.

РОЗДІЛ II МІНЕРАЛЬНІ РЕЧОВИНИ

2.1 Роль мінеральних речовин в організмі людини

Усі живі істоти на 99% складаються з 12 найбільш розповсюджених елементів, які належать до числа перших 20 елементів періодичної системи Д.І. Менделєєва. Це основні, або «структурні» елементи, наявність яких у живій матерії пов'язано з їх значним вмістом у біосфері. Залежно від кількості мінеральних речовин в організмі людини і в харчових продуктах їх поділяють на макро- і мікроелементи. Якщо масова частка елемента перевищує $10^{-2}\%$, його вважають макроелементом. До макроелементів належать калій, натрій, кальцій, манган, фосфор, хлор і сульфур. Вони містяться у кількостях, що вимірюються сотнями і десятками міліграм на 100 г тканин або харчового продукту.

Частка мікроелементів в організмі становить 10^{-3} – $10^{-5}\%$. Якщо вміст елемента нижчий за $10^{-5}\%$, його вважають ультрамікроелементом. З 92 елементів, що зустрічаються у природі, **81 знайдено у людському організмі**. Водночас **15** з них (ферум, йод, купрум, цинк, кобальт, хром, молібден, нікель, ванадій, селен, манган, арсен, фтор, силіцій, літій) називають есенціальними, тобто життєво необхідними. Чотири інших (кадмій, плумбум, станум, рубідій) вважаються «кандидатами на есенціальність». На рис. 5.1 наведено періодичну систему елементів, де позначено місцезнаходження мікроелементів. Мікроелементи називають життєво необхідними, якщо за умови їх відсутності або недостатці порушується нормальна життєдіяльність всього організму в цілому.

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	M	25 Mn	M	27 Co	28 Ni	M	M	31 Ga	32 Ge	33 As	M	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	M	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	M	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	M	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	M	81 Tl	M	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn

Рисунок 1.1 – Періодична система елементів, в якій позначено місце мікроелементів. Літерою М позначено мікроелементи, надлишок або нестача яких має практичне значення для здоров'я людини

Більшість елементів у вигляді мінеральних солей, іонів, комплексних сполук та органічних речовин входять до складу живої матерії і є незамінними нутрієнтами, які людина повинна щоденно споживати разом із харчовими продуктами. Відповідно до рекомендацій дієтологів щоденне надходження хімічних елементів з їжею повинно відбуватися на певному рівні (табл. 2.1). Стільки ж хімічних елементів повинно щодоби виводитися з організму, оскільки їх вміст є відносно постійною величиною.

Таблиця 2.1

Добова потреба організму людини у мінеральних речовинах (в мг)

Елемент	K	Na	Ca	Cl	PO ₄ ³⁻	SO ₄ ²⁻
Дорослі	2000–5500	1100–3300	800–1200	3200	800–1200	10
Діти	530	260	420	470	210	–
Елемент	I	Se	F	Cr	Co	Mg
Дорослі	0,15	0,05–0,07	1,5–4,0	0,05–0,2	близько 0,2 (вітамін B ₁₂)	300–400
Діти	0,07	–	0,6	0,04	0,001	60
Елемент	Zn	Fe	Mn	Cu	Mo	
Дорослі	15	10–15	2,0–5,0	1,5–3,0	0,075–0,250	
Діти	5	7	1,3	1	0,06	

Роль мінеральних речовин у людському організмі дуже різноманітна, не дивлячись на те, що вони не є обов'язковим компонентом харчування. Мінеральні речовини містяться у протоплазмі та біологічних рідинах, відіграють головну роль у забезпеченні постійності осмотичного тиску, що є необхідною умовою для нормальної життєдіяльності клітин і тканин. Вони входять до складу складних органічних сполук (наприклад, гемоглобіну, гормонів, ферментів). Мінеральні речовини є пластичним матеріалом для побудови кісткової і зубної тканин. У вигляді іонів мінеральні речовини беруть участь у передачі нервових імпульсів, забезпечують згортання крові та інші фізіологічні процеси в організмі.

У табл. 2.2 наведено показники, що характеризують баланс макро- та мікроелементів протягом доби. Ці показники відносяться до травного та аерогенного шляхів надходження в організм людини. Наведено також дані про виділення мінеральних речовин з організму із сечею та калом, а також за допомогою біосубстратів (піт, молоко, волосся тощо).

Але треба зазначити, що за гострих або хронічних порушень обміну макро- та мікроелементів в організмі ці показники можуть суттєво змінюватися. Дані про порушення обміну мінеральних речовин дозволяють зробити відповідні медичні висновки про стан здоров'я людини.

Таблиця 2.2

Добовий баланс для «умовної» людини

Елемент	Одиниця виміру	Надходження з їжею і рідинами	Надходження з повітрям	Виділення з сечею	Виділення з калом	Виділення з потом	Виділення з волоссям
1	2	3	4	5	6	7	8
Алюміній	мкмоль	1668	3,7	3,7	1594	37	0,022
Барій	мкмоль	5,46	0,0006–0,19	0,36	0,50	0,007	0,054
Берилій	мкмоль	1,33	0,001	0,11	1,11	–	–
Бор	мкмоль	120	–	90	20	–	0,1
Бром	мкмоль	94	–	88	0,88	2,4	0,025
Бісмут	нмоль	96	0,048	7,66	86	невідомо	невідомо
Ванадій	мкмоль	39	0,004	0,29	38	–	–
Германій	мкмоль	21	–	19	1,38	–	–
Залізо	мкмоль	287 (чолов.) 215 (жінки)	0,54 0,54	4,48 3,58	269 197	8,9 10,8	– 0,23 менструальні втрати
Йод	мкмоль	1,58	0,004–0,276	1,34	0,39	0,047	0,176
Кадмій	мкмоль	1,33	0,009	0,89	0,44	–	–
Кобальт	мкмоль	5,09	0,002	3,4	1,53	0,068	0,041
Кремній	мкмоль	0,12	0,53	0,36	0,36	–	0,011
Літій	ммоль	0,29	–	0,12	0,17	сліди	–
Манган	мкмоль	67	0,036	0,55	65	0,71	0,036
Купрум	мкмоль	55	0,31	0,79	53	0,63–6,30	0,047
Молибден	мкмоль	3,13	0,001	1,56	1,25	0,21	0,0001
Арсен	мкмоль	13,3	0,019	0,67	1,07	–	0,007
Нікель	мкмоль	6,81	0,010	0,19	6,30	0,34	0,017
Ніобій	мкмоль	6,67	–	3,87	2,80	сліди	0,003
Станум	нмоль	33,7	0,003	0,17	29,5	4,21	–
Меркурій	нмоль	74,8	4,99	1,74	49,8	сліди	4,48
Рубідій	мкмоль	23,4	–	22,2	3,51	0,58	–
Плюмбум	мкмоль	2,12	0,048	0,22	1,45	3,14	0,145
Селен	мкмоль	1,90	невідомо	0,63	0,25	1,01	0,013
Аргентум	мкмоль	0,65	–	0,08	0,56	0,004	0,006
Стронцій	мкмоль	21,7	–	3,88	17,1	0,23	0,002
Стибій	мкмоль	410	0,41	329	74	–	8,21
Талій	нмоль	7,34	0,24	2,45	4,89	–	0,005
Телур	мкмоль	4,70	0	4,15	0,78	видихається	0,078

Продовження таблиці 2.2

1	2	3	4	5	6	7	8
Титан	мкмоль	17,7	0,021	6,89	0,23	–	0,0017
Фтор	нмоль	94,7	–	52,6	7,89	34,2	–
Хром	мкмоль	2,88	0,002	1,35	1,54	0,02	0,012
Цезій	нмоль	75,2	0,19	67,7	7,52	сліди	сліди
Цинк	ммоль	0,20	0,0015	0,0076	0,17	0,012	0,0005
Циркон	мкмоль	46,0	–	1,64	43,8	–	–

Надходження мінеральних речовин залежить від місця мешкання людини. Порівняльні дані про вміст хімічних елементів в усередненій дієті людини в різних регіонах світу наведено у табл. 2.3. Ці дані є важливою інформацією, оскільки дозволяють з певною мірою ймовірності застосовувати їх для орієнтовної оцінки мікроелементного гомеостазу конкретної людини.

Таблиця 2.3

Добовий вміст деяких хімічних елементів у харчуванні людини в різних регіонах світу

Хімічний елемент	Одиниця виміру	Велика Британія	США	Індія	Німеччина
Алюміній	ммоль	0,085 ±0,041	1,67	–	–
Аргентум	мкмоль	0,25±0,16	0,65	–	–
Барій	мкмоль	4,39±1,63	–	–	–
Берилій	мкмоль	1,66	–	–	–
Бром	ммоль	0,11±0,01	0,09	–	0,03
Кадмій	мкмоль	0,57±0,27	1,33	–	0,44
Кальцій	ммоль	34,9±0,5	27,4	17,7	9,48
Цезій	мкмоль	0,098±0,053	0,75	–	0,098
Хлор	моль	0,150±0,002	0,148	–	0,126
Хром	мкмоль	6,15±3,11	2,88	2,88	1,00
Купрум	ммоль	0,049±0,012	0,055	0,091	0,042
Залізо	ммоль	0,417±0,002	0,21 – 0,28	0,71	0,25
Калій	ммоль	71,6±0,8	76,7	105	61,4
Літій	мкмоль	24,5±7,6	288	14,4	–
Магній	ммоль	10,3±0,8	11,0 – 14,0	30,4	–
Манган	мкмоль	49,1±14,6	67,3	151	49,1
Молібден	мкмоль	1,30±0,35	3,13	–	0,73
Фосфор	ммоль	61,3±1,0	58 – 84	48	–
Плюмбум	мкмоль	1,54±0,73	2,12	–	–
Рубідій	мкмоль	51,5±17,5	25,7	31,6	22,2
Сульфур	ммоль	29,3±2,1	26,5	37,4	–
Стибій	мкмоль	0,28±0,22	0,41	–	0,189
Стронцій	мкмоль	9,79±1,64	21,7	45,6	–
Талій	нмоль	9,78	7,34	–	–
Торій	нмоль	0,215	12,9	–	–
Титан	мкмоль	16,7	17,7	–	–
Уран	нмоль	4,16	7,98	–	–
Цинк	ммоль	0,218±0,018	0,199	0,246	0,180

Як видно з таблиці 2.3, надходження хімічних елементів до організму людини є різним залежно від країни, де мешкає людина. Більшою мірою це твердження відноситься до мікроелементів.

Академік А.П. Авцин, автор фундаментальної праці «Мікроелементози людини» вважав, що мікроелементи – це скоріше за все не випадкові інгредієнти тканин та рідин живих організмів, а компоненти закономірно існуючої дуже древньої та надскладної фізіологічної системи, яка бере участь у регулюванні життєвих функцій всіх організмів на всіх стадіях розвитку. А.П. Авцин разом із співробітниками виділив три основні принципи її функціонування, якими є: 1) вибіркоче поглинання деяких мікроелементів; 2) їх вибіркоче концентрація у певних організмах, органах, тканинах і органелах клітин; 3) їх селективна елімінація.

Історія розвитку вчення про мікроелементи є дуже давньою. Патологічні процеси – мікроелементози (МТОЗи), які викликаються нестачею або надлишком певних мікроелементів – були відомі людству за кілька тисяч років до відкриття мікроелементів. Один із перших МТОЗів – ендемічний зоб, хвороба щитоподібної залози, пов'язана із дефіцитом йоду – згадується у індійській та китайській літературі чотири тисячі років тому. Більш того, навіть в ті далекі роки лікарі рекомендували хворим на цю хворобу вживати багаті на йод морські водорості та препарати з щитоподібної залози свиней та оленів. У ХІХ сторіччі ряд лікарів-дослідників використовували йод для лікування зобу. У 1852 г. А. Чатін вперше опублікував свої новаторські спостереження про вміст йоду у ґрунтах, воді та харчових продуктах в Європі. На основі цих даних він дійшов висновку про зв'язок ендемічного зобу в людини з дефіцитом йоду в навколишньому середовищі. На такий зв'язок ще на початку ХІХ сторіччя вказували інші дослідники, хоча вони й не мали переконливих аргументів. Через 44 роки після публікації робіт А. Чатіна німецький хімік Е.Д. Бауман (1896) встановив, що йод концентрується у щитоподібній залозі, причому його вміст в цьому органі під час захворювання ендемічним зобом виявився зниженим.

Лише наприкінці ХІХ сторіччя було доведено, що хімічні елементи, які зустрічаються в тканинах організму в дуже низьких кількостях, здатні впливати на фізіологічні процеси. До числа таких елементів належать, наприклад, цинк, який, як виявилось надалі, має різноманітну, і разом з тим, життєво необхідну активність.

Вчення про роль мінеральних речовин у людському організмі набуло розвитку лише у ХХ сторіччі. Виділяють два періоди розвитку: перший, або класичний, з 1925 по 1956 р. і другий, сучасний, – з 1957 року донині. У першому періоді майже всі відкриття були зроблені випадково або під час локальних спалахів хвороб у сільськогосподарських тварин, які важко пояснювалися з традиційних медичних уявлень. У другому періоді роботи проводилися систематизовано. Було розроблено засоби експерименту, які викликали специфічні дефіцитні стани щодо присутності певних мінеральних речовин у лабораторних тварин під час їх утримування в рамках синтетичних

дієт. Таким чином вдалося довести есенціальність селену, фтору, арсену та інших мікроелементів для зростання тварин. Отримані дані мають велику практичну і теоретичну цінність, оскільки можуть у подальшому застосовуватися під час лікування МТОЗів людини.

Академік В.І. Вернадський вважав, що всі організми, які складають у своїй сукупності «живу речовину», виконують велику роботу пропускаючи крізь себе «атомні вихори». У той же час їх елементний склад знаходиться у тісному зв'язку зі складом земної кори. «Автономного організму поза зв'язку з земною корою у природі не існує».

Один із найближчих учнів В.І. Вернадського – академік А.П. Виноградов, протягом багатьох років досліджував елементний склад різних видів тварин, а також середовища їх мешкання. Він вважав, що в живій речовині знаходяться не тільки всі відомі елементи, але й також їх радіоактивні та нерадіоактивні ізотопи. У зв'язку з цим розширення наших знань про хімічний склад організмів залежить від прогресу експериментальних можливостей. Виноградов вважав, що вміст того чи іншого елемента в організмі визначається не лише його вмістом у навколишньому середовищі, але й властивостями самого елемента. Він відзначив велику різницю між величезними концентраціями алюмінію, силіцію і титану у земній корі та їх дуже малим вмістом у живій матерії. Разом з тим, елементи, які легко утворюють гази і розчиняються у воді (карбон, йод, нітроген, фосфор, калій, кальцій, натрій тощо) не дивлячись на їх порівняно низький вміст у навколишньому середовищі, концентруються в живих організмах внаслідок високої рухливості їх сполук в біосфері. Таким чином, А.П. Виноградов дійшов висновку, що концентрація елементів у живій речовині прямо пропорційна їх вмісту в середовищі мешкання з урахуванням розчинності їх сполук. Це важливе правило А.П. Виноградова повністю корелює з хімічними закономірностями.

Сучасні багатогранні дослідження про вплив навколишнього середовища на здоров'я людини, які виконуються під керівництвом Всесвітньої організації охорони здоров'я (ВООЗ), розвивають і конкретизують ці ідеї. Особливо детальній розробці піддається питання про небезпечність хімічних речовин, як реальних, так і потенційних забруднювачів атмосферного повітря та їжі. Серед останніх, у першу чергу, називають токсичні мікроелементи – метали, які переносяться потоками повітря у вигляді частинок пилу, пари та аерозолів. Велика увага приділяється свинцю, ртуті, кадмію, берилію, мангану, арсену, а також фторидам.

Дослідження ролі та впливу мінеральних речовин на людський організм є дуже складним завданням. Це пов'язано з низькою концентрацією досліджуваних елементів, забруднювачами, які потрапляють до об'єкту вивчення із зовнішнього середовища, реактивів та інструментів, із можливістю зв'язування мікроелементів з іншими речовинами, які містяться в продуктах або тканинах. Більше того, більшість мікроелементів пов'язані координаційними або ковалентними зв'язками з різними органічними речовинами, які мають різну стійкість та біологічну активність.

Різноманітність дев'ятнадцяти мікроелементів, які в наш час вважаються необхідними для життєдіяльності тварин і людини сягає від галогенів – йоду та фтору через перехідні елементи до силіцію та ванадію, які лише останнім часом були включені до списку умовно есенціальні. Саме тому методичні аспекти визначення вмісту мікроелементів ускладнюються тим, що такі потенційно токсичні елементи, як плумбум, меркурій та кадмій, також підлягають вивченню, оскільки вони здатні взаємодіяти з есенційними мікроелементами.

Дуже великі ускладнення обумовлені взаємодією мікроелементів із макроелементами, яка відбувається в процесі всмоктування в кишечнику та на клітинному рівні. До того ж, мікроелементи можуть взаємодіяти з іншими речовинами, наприклад харчовими продуктами. Є думка, що під час взаємодії мікроелементів межа між їх позитивним і токсикологічним впливом на організм стає дуже тонкою або зовсім зникає. Це встановлено на прикладі купруму і молібдену, а також цинку і кадмію, селену і меркурію. Вивчення ролі мінеральних речовин в організмі людини є дуже важливим завданням, під час вирішення якого досліднику слід враховувати не лише фізіологічні, але й хімічні, медичні, екологічні, геохімічні та соціальні аспекти.

2.2 Вміст мінеральних речовин в організмі людини в різні періоди його розвитку

Не дивлячись на загальний інтерес до проблеми надходження мінеральних речовин до організму людини, питання про їх вміст в людському організмі висвітлено недостатньо. Відомо, що вміст мікроелементів в органах та рідинах людини є нерівномірним. Звертає на себе увагу той факт, що токсичні мікроелементи (арсен, стибій, барій, берилій, бісмут, бор, плумбум, талій) в нормі містяться в органах і рідинах організму у кількостях на декілька порядків менших, ніж есенціальні мікроелементи. До цього списку не потрапили інші токсичні мікроелементи, які за невідомою доки причиною в одиничних органах знаходяться у відносно великих кількостях. Наприклад, доки що важко пояснити відносно високий вміст золота у головному мозку і нирках (2,54 мкмоль/кг сухої речовини). Також незрозумілим залишається відносно високий вміст бору в нирках (46,2 мкмоль/кг) і печінці (44,4 мкмоль/кг).

Кадмій, який належить до токсичних елементів, знаходять в усіх досліджуваних органах, при чому його концентрація досить висока (0,59 ммоль/кг). Широко відомий через свою токсичність меркурій міститься в усіх досліджуваних органах, причому у головному мозку його концентрація сягає 0,014 ммоль/кг; ще вищою є концентрація цього мікроелементу у печінці (0,018 ммоль/кг). Вміст талію, який має токсичні властивості, в усіх органах знаходиться майже на одному рівні (1,96 мкмоль/кг) і лише у головному мозку зростає до 2,44 мкмоль/кг. Вміст стануму є також надзвичайно високим у головному мозку (16,8 мкмоль/кг), це на порядок перевищує відповідні показники в серці та нирках. Ці факти поки що не мають пояснення.

Вміст мікроелементів у крові зазвичай є не дуже високим. Ці дані, які характеризують норму, заслуговують на велику увагу під час їх співставлення з відповідними показниками під час МТОЗів. Треба зазначити, що високі або надзвичайно низькі показники вмісту мікроелементів у крові можуть мати місце за умов інших захворювань.

Важливим показником отруєння ртуттю може бути вміст цього елемента у волоссі. Те ж стосується і нікеля.

Багато дослідників розрізняють есенціальні, умовно есенціальні та фізіологічно інертні мікроелементи. Критеріями необхідності досліджуваного мікроелементу для організму є: закономірна реакція на його введення до раціону харчування, виникнення дефіциту під час його вилучення з дієти, кореляція стану дефіциту мікроелементу з субнормальним рівнем його концентрації в крові або в тканинах лабораторних тварин. Результати досліджень останніх років показують, що такі мікроелементи як фтор, бром, селен, молібден є есенціальними для організму. Патогенна дія фтору, селену, молібдену, які є у надзвичайно високих дозах у воді або харчових продуктах мешканців певних географічних зон не протирічить їх можливому позитивному ефекту в адекватних і, як правило, дуже низьких дозах. Такі потенційно токсичні мікроелементи як купрум, арсен і цинк, що мають репутацію промислових контамінантів, нарівні з цим є в певних дозах життєво необхідними.

Дія мікроелементів на організм великою мірою залежить від наявності позаклітинної рідини у тканинах, ступеня розвитку підшкірної клітковини, а також від вмісту кальцію у кістковій тканині та від ступеня кальцинації інших тканин.

На цей час ще відсутні або є неповними узагальнюючі відомості про вміст мікроелементів у різних органах і тканинах ембріонів та новонароджених. У процесі онтогенезу певні органи і тканини здатні вибірково концентрувати ті чи інші мікроелементи. Так показано, що вміст купруму, цинку, силіцію, мангану, алюмінію у сірій та білій речовині головного мозку зростає до моменту народження. У новонароджених найбільша кількість таких мікроелементів як купрум, титан, алюміній, силіцій міститься у зоровій корі й довгастому мозку. У зрілому віці деякі мікроелементи, особливо купрум і титан, концентруються у корі півкуль головного мозку. У похилому віці відмічені зворотні співвідношення.

Вікова динаміка концентрації деяких мікроелементів у центральній нервовій системі (ЦНС) пов'язана з особливостями обмінних процесів, властивих певному віковому періоду і, в першу чергу, зі зміною інтенсивності перебігу окисних процесів. Особливо багато мікроелементів накопичується у кістках і зубах, деякі з них (фтор, стронцій та ін.) входять до структури апатиту високомінералізованих тканин організму і тим самим змінюють їх фізико-хімічні властивості. Дані багатьох досліджень свідчать про те, що обмін мікроелементів у ранньому віці менш досконалий, ніж у дорослих. Експерименти на телятах показують, що підвищення концентрації цинку в

раціоні призводить до різкого зростання його вмісту в печінці та підшлунковій залозі. Водночас у дорослих тварин цього не спостерігається.

На період старіння гомеостатичний контроль порушується і знижується рівень деяких мікроелементів, що знаходиться у відповідності з сучасними уявленнями про адаптаційно-регуляторну теорію старіння. Згідно з цією теорією старіння призводить до загасання одних і появи нових механізмів, що забезпечують життєдіяльність організму в змінених умовах.

Дослідження вмісту плумбуму в крові в онтогенезі показало, що у дітей дошкільного віку він приблизно дорівнює вмісту цього мікроелементу в дорослих, в той час як у дітей шкільного віку його концентрація в крові є значно меншою. Вивчення пуповинної крові новонароджених Нью-Йорка показало вміст плумбуму на рівні $0,39 \pm 0,02$ мкмоль/л. Встановлено, що для дітей європейських країн вміст плумбуму в крові вважається загрозливим здоров'ю, якщо він перевищує 1,2 мкмоль/л, для дорослих чоловіків ця концентрація становить 1,93 мкмоль/л, жінок – 1,45 мкмоль/л.

Порушення вмісту мікроелементів в організмі людини можуть простежуватися протягом всього життя. У цей же час як мікроелементний надлишок, так і недостача, в ряді випадків супроводжуються певними морфофункціональними змінами окремих систем і органів.

Слід зазначити, що організм здорової людини має достатньо чітку саморегульовану систему гомеостазу, в якій певну роль відіграють і мікроелементи. Їх рівень у крові та у рідинах тканини підпорядковується певним закономірностям. Для більшості мікроелементів основними регуляторними механізмами гомеостазу є процес всмоктування, головним чином з шлунково-кишкового тракту, а також екскреція мікроелементів з калом і сечею.

Відомо, що у травному тракті складні співвідношення між всіма компонентами їжі (органічної та неорганічної природи) і тому слід розглядати потреби організму в певному мікроелементі з урахуванням вмісту інших елементів у раціоні. Для повноцінної роботи гомеостатичної системи організму важливе значення має константа стійкості хелатів, що утворюються в травному каналі. Вона повинна бути нижчою ніж у комплексів мікроелементів із біологічно активними речовинами, які залучають мікроелементи у проміжний обмін.

У табл. 2.4 наведено дані про диференційну можливість всмоктування хімічних елементів періодичної системи Д.І. Менделєєва у шлунково-кишковому тракті (ШКТ). Звертає на себе увагу той факт, що всі лужні метали, а також елементи головних підгруп першої, сьомої і нульової підгруп мають максимальну здатність до всмоктування у ШКТ, прийняту за одиницю. Здатність всмоктуватися корелює з віком людини і зазвичай наближається до одиниці у дітей. До того ж на цю величину впливають фізико-хімічні характеристики самого елемента, вона знижується зі зростанням атомної маси елемента і його металевих властивостей. Здатність до всмоктування у ШКТ можна збільшити на 1–2 порядки, вводячи до організму комплексоутворювачі, наприклад, етилендіамінтетраоцтової кислоти (ЕДТА).

Погана здатність до всмоктування у важких металів пояснюється їх властивістю утворювати колоїди і нерозчинні комплексні сполуки. Важливо мати на увазі, що більшість життєво необхідних мікроелементів практично повністю (H, C, N, O, F, Cl, J, K, Na, P, Mo) або достатньо добре (Mg, Ca, P, S, Co, Fe, Cu, Zn, Se) адсорбуються у ШКТ.

Таблиця 2.4

Показники всмоктування хімічних елементів у шлунково-кишковому тракті залежно від положення у періодичній системі

Період	Група елементів																																																								
	I	II		III	IV	V	VI	VII	VIII			0																																													
1	H (1,0)											He 1,0																																													
2	Li 1,0	Be 0,002	B 1,0	C 1,0	N 1,0	O 1,0	F 1,0					Ne 1,0																																													
3	Na 1,0	Mg 0,3	Al 0,005	Si 0,33	P 0,8	S 0,8	Cl 1,0					Ar 1,0																																													
4	K 1,0 Cu 0,5	Zn 0,5	Ca 0,3 Sc 0,001	Ti 0,03 Ga 0,001	V 0,02 Cr 0,1	Nb 0,01 Mo 0,85	As 1,0 Se 0,9	Mn 0,1 Tc 0,8	Fe 0,1 Ru 0,05	Co 0,3 Rh (0,05)	Ni 0,05 Pd —	Kr 1,0 Xe 1,0																																													
5	Rb 1,0 Ag 0,05	Cd 0,1	Sr 0,3 Y 0,0005	In 0,02	Zr 0,002 Sn 0,2	Nb 0,01 Sb 0,1	Mo 0,85 Te 0,25	Tc 0,8 I 1,0	Ru 0,05 Os —	Rh (0,05) Ir 0,01	Pd — Pt —	Xe 1,0 Rn 1,0																																													
6	Cs 1,0 Au 0,1	Hg 0,4	Ba 0,1 La* 0,0005	Tl 0,45	Hf 0,0001 Pb 0,2	Ta 0,0001 Bi 0,05	W 0,1 Po 0,1	Re (0,8) At (1,0)	Os — Pt —	Rh (0,05) Ir 0,01	Pd — Pt —	Xe 1,0 Rn 1,0																																													
7	Fr (1,0)		Ra 0,2 Ac** 0,0001	Ku —																																																					
<table border="0" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>..</td> <td>Ce</td> <td>Pr</td> <td>Nd</td> <td>Pm</td> <td>Sm</td> <td>Eu</td> <td>Gd</td> <td>Tb</td> <td>Dy</td> <td>Ho</td> <td>Er</td> <td>Tm</td> <td>Yb</td> <td>Lu</td> </tr> <tr> <td></td> <td>Th</td> <td>Pa</td> <td>U</td> <td>Np</td> <td>Pu</td> <td>Am</td> <td>0,0002-0,005 Cm</td> <td>Bk</td> <td>Cf</td> <td>Es</td> <td>Fm</td> <td>Md</td> <td>No</td> <td>Lr</td> </tr> <tr> <td></td> <td></td> <td>0,0003</td> <td>0,2</td> <td>0,02</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td>0,0005</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> </table>													..	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	0,0002-0,005 Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			0,0003	0,2	0,02				0,0005						
..	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																											
	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	0,0002-0,005 Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																											
		0,0003	0,2	0,02				0,0005																																																	

Під час надлишкового надходження мікроелементу до організму вступає в дію система елімінації. Відбувається блокування процесів їх всмоктування в ШКТ і подальше їх виведення з калом. Надлишок мікроелементу, який вже потрапив до крові, виводиться разом із сечею, жовчу, потом, молоком, а також відкладається у депо. У зв'язку з цим стає зрозумілим, що дефект певної складової системи, що відповідає за забезпечення мікроелементного гомеостазу, призводить до того, що в організмі може виникнути недостача або надлишок мікроелементу, а це, у свою чергу, призводить до відповідних клінічних симптомів і розвитку різноманітних захворювань. У таблиці 2.5 наведено перелік захворювань (мікроелементозів), які можуть бути викликані надлишком або дефіцитом певного мікроелементу в організмі.

Таблиця 2.5

Найважливіші захворювання, синдроми, ознаки дефіциту та надлишку есенціальних мікроелементів у людини і деяких сільськогосподарських тварин

Мікроелемент	Найважливіші захворювання, синдроми та ознаки дефіциту мікроелементів	Найважливіші захворювання, синдроми та ознаки надлишку мікроелементів
1	2	3
Залізо	<p>Гіпохромна анемія. Моноглобіндефіцитна міокардіопатія. Атрофічний риніт. Атрофічний глосит. Дизгевзія та анорексія. Гингивіт та хейліт. Залізодефіцитна езофагопатія (в 5...20% дизфагія). Синдром Пламмера-Вінсина (в 4...16% випадків передрак та рак стравоходу). Атрофічний гастрит. Міоглобіндефіцитна атонія кісткових м'язів. Койлоніхія та інші трофічні змінення нігтів</p>	<p>Спадковий гемохроматоз. Міокардіопатія з гіпереластозом ендокарда (сидероз серця). Гепатоз із пігментним цирозом. Сидероз та фіброз підшлункової залози. Бронзовий діабет. Спленомегалія. Гіпогеніталізм. Вторинний сидероз при таласемії та інших захворювань. Професійний сидероз легенів та сидероз очей. Ятрогенний трансфузійний сидероз. Алергійна пурпура. Локальна ліпоміодистрофія на місці внутрішньом'язових ін'єкцій препаратів заліза.</p>
Купрум	<p>Спадкові форми гіпо- та дискупреозу: (захворювання «курчачого волосся» з важким ураженням ЦНС); синдром Марфана (аномалії скелета, гнучких та колагенових волокон, розрив аневризми аорти, арахнодактилія тощо). Захворювання Вільсона-Коновалова: розм'якшення в головному мозку, великовузловий цироз печінки, гіперкупрурія; синдром Елерса – Данло (спадкова мезенхімна дисплазія, пов'язана із дефіцитом лизилоксидази). Первинна (ідіопатична) емфізема легенів. Мідьдефіцитні колагено- та еластопатії (аортопатії, артеріопатії, аневризми, cutis laxa). Мідьдефіцитні захворювання кісткового скелету та суглобів. Мідьдефіцитні анемії аліментарного походження. Мідьдефіцитне становище при повному парентиральному харчуванні (анемія).</p>	<p>Неспецифічні гіперкупремії при гострих та хронічних запальних захворюваннях, ревматизмі, бронхіальній астмі, захворювання нирок, печінки, інфаркти міокарда та деяких злоякісних нововиникнень. Професійний гіперкупреоз (мідна лихорадка, пневмоконіоз). Отруєння препаратами які містять мідь. Гемодіалізний геперкупреоз.</p>

Продовження таблиці 2.5

1	2	3
Цинк	<p>Ендогенний дефіцит цинку: вроджені вади розвитку плодів та новонароджених (гідроцефалія, мікрота анофтальмія, розщеплення піднебення, скривлення хребта, вади серця та ін.)</p> <p>Спадковий ентеропатичний акродерматит.</p> <p>Екзогенний дефіцит цинка аліментарного походження та при порушеннях всмоктування – захворювання Прасада (важка залізодефіцитна анемія, карликовість, полове недозрівання).</p> <p>Ідиопатична гіпогевзія та дизосмія.</p> <p>Дерматит, гіпогевзія та гіпосмія при хронічних захворюваннях шлунково-кишкового тракту, після гастректомії та ін., а також при алкогольному цирозі та інших захворюваннях печінки.</p> <p>Повільне загоєння ран.</p> <p>Цинкодефіцитне атонічне кровотечіння у матері, передчасні пологи та вроджені юродства плоду.</p> <p>Ятрогенний дефіцит цинка при парентеральному харчуванні та довготривалому лікуванні цитостатиками, L-пеніцилламіном та D-гістидином.</p> <p>Зниження активності нуклеозидфосфорилази – маркера цинкдефіциту в організмі</p>	Отруєння цинковмісними сполуками
Хром	<p>Хромдефіцитні стани у людини характеризуються зниженням толерантності до глюкози, підвищенням концентрації інсуліну в крові, глюкозурією, гіперглікемією натщесерце, затримкою росту, підвищенням концентрації тригліцеринів та холестерину в сироватці крові, збільшенням атеросклеротичних бляшок в аорті, периферичними невропатіями, порушенням вищої нервової діяльності, зниженням запліднюючої здібності та числа спермій.</p>	Шестивалентний хром має найбільш виражену загальнотоксичну, нефротоксичну, гепатотоксичну, мутагенну та канцерогенну дію. Професійні хромові дерматити, виразка слизової оболонки носа з перфорацією хрящів носової перегородки. Хромовий гепатоз

Продовження таблиці 2.5

1	2	3
Манган	<p>Діабет у людини нечутливий до інсуліну (ефективний хлорид марганець, що підтверджено експериментально).</p> <p>Гіпохолестеринемія у людини при марганцевій недостатці.</p> <p>У великої рогатої худоби в природньогосподарських умовах манганодефіциту спостерігається: відсутність лібідо при нормальній овуляції у корів, зниження запліднювання, підвищена частота абортів та мертвонароджень, переважання нащадків чоловічого полу, подовження терміну стерильності, зниження вгодованість, підвищена смертність новонароджених; виражені порушення опорно-рухового апарату, особливо хрящової тканини колінного суглобу внаслідок пригнічення синтезу глікозаміногліканів; скорочення тривалості життя. Атаксія новонароджених (аномальний розвиток отолітів). Перозис (зісковзувале сухожилля) у курчат</p>	<p>Манганози – техногенні мікроелементози, обумовлені надлишковим надходженням марганця в умовах виробництва. Крайнє вираження професійного манганову – синдром паркинсонізма: розлади рухової активності (маскообразність обличчя, дизартрія, порушення письма, специфічна «півнева» хода); психічні порушення (ейфорія, благодущність, зниження критики до свого стану); астеновегетативний синдром з пригніченням функцій гонад</p>
Фтор	<p>Вроджений гіпофтороз. Гіпофтороз дітей грудного та дошкільного віку – запізнювання прорізання зубів та специфічне ураження зубів молочного прикусу карієсом.</p> <p>Гіпофтороз у дітей шкільного віку – типове ураження зубів карієсом; нестоматологічні прояви майже не вивчені.</p> <p>Гіпофтороз у дорослих – типовий карієс зубів в ендемічних зонах із низьким вмістом фтора в питній воді.</p> <p>Гіпофтороз у похилого віку – прогресування типового карієсу зубів, фторзалежний остеопороз скелета, схильність до переломів, особливо у жінок.</p> <p>Гіпофтороз вагітних .</p> <p>Акліматизаційний гіпофтороз у приїжджих мешканців Півночі</p>	<p>Ендемічний флюороз зубів.</p> <p>Ендемічний флюороз кісток скелету, у тому числі калічаці його форми в Індії та Китаї.</p> <p>Мнелорадикулопатії.</p> <p>Професійний флюороз: фторний риніт з носовими кровотечами; ринофарингіт та фаринголарингіт з виразко-некротичними змінами слизової оболонки; остеосклероз скелету з петрифікацією зв'язкового апарата; субатрофічний та атрофічний гастрит, фторний гепатоз, фторний гіперпаратиреоз, гіпогонадізм, мікрокардіодістрофія, фторна панкреатопатія, фторна ретинопатія</p>

Продовження таблиці 2.5

1	2	3
Молібден	<p>Молібдендефіцит характеризується зниженням активності трьох молібденовмістних ферментів: альдегідоксидази, ксантиноксидази та сульфітоксидази.</p> <p>При генетичній ваді ксантиноксидази та порушення реабсорбції ксантина в ниркових канальцях з'являється ксантинурія, при цьому вміст сечової кислоти в сиворотці крові та сечі різко знижено</p>	<p>Епідемічна молібденова і подагра (захворювання Ковальського), зустрічається в Armenii.</p> <p>Хронічний професійний молібденоз характеризується підвищеним вмістом сечової кислоти та молібдена в сироватці крові, поліартралгіями, артрозами, гіпотонією, анемією та лейкопенією.</p>
Селен	<p>Спадкові селенодефіцитні ферментопатії (дефіцит глутатионпероксидази еритроцитів та тромбоцитів).</p> <p>Спадковий кістозний фіброз підшлункової залози (муковисцидоз).</p> <p>Спадкова міотонічна дистрофія.</p> <p>Аліментарний дефіцит селена: ендемічна кардіоратія (захворювання Кешана) в селенодефіцитному поясі Китаю, в Забайкаллі;</p> <p>Фактор патогенеза застійних кардіопатій та фактор ризику коронального захворювання та інфаркту міокарда в Східній Фінляндії, у ряді штатів США та деяких районах Німеччини;</p> <p>Фактор ризику виникнення та підвищення смертності при злоякісних новоутвореннях шлунка, кишечника, молочної залози, яєчників, простати, легенів.</p> <p>У тварин селенодефіцит характеризується:</p> <ul style="list-style-type: none"> - аліментарною м'язовою дистрофією (білом'язове захворювання сільськогосподарських тварин); - аліментарним гепатозом свиней; - ексудативним діатезом домашньої птиці; - некрозом та фіброзом підшлункової залози у курчат; - затримкою росту та розвитку; - порушенням репродуктивної функції з специфічною дегенерацією сперматозоїдів 	<p>Зустрічаються у збагачених селеном регіонах ряду країн: аліментарний селеновий токсикоз (селеноз) з дерматитом, пошкодженням емалі зубів, анеміями та нервовими розладами; селенотоксична дегенерація печінки та збільшенням селезінки; типове ураження нігтів та волосся. Професійний селеноз.</p> <p>Для багатьох видів тварин характерні прояви селенозу у вигляді «лужного захворювання», осередкового некрозу та цирозу печінки, а також вад розвитку в ембріонів та плодів</p>

Продовження таблиці 2.5

1	2	3
Йод	<p>Гіпйодоз ендиметичне збільшення щитоподібної залози та ендемічний зоб.</p> <p>Довгостроково протікаючий гіпйодоз у дітей</p> <p>Кретинізм, недорозвинення мозку та кісткової системи.</p> <p>Гіпотереоз дорослих – ендемічний зоб, мікседема.</p> <p>Гіпотереоз, виникаючий під впливом гойтерогенних (зобогенних) речовин.</p> <p>Генетичні вади синтезу тиреоїдних гормонів та обмін йоду (сімейний зоб, вроджений гіпотиреоз): 1) нездатність залози концентрувати йод; 2) порушення синтезу тиреоїдних гормонів у результаті дефекту синтезу тиреоїдпероксидази; 3) нездатність до йододидування МІТ та ДІТ, викликана вадою синтезу специфічної дейодази; 4) нездатність синтезу Т₄ із МІТ та ДІТ; 5) циркуляція в крові білка, міцно зв'язуючого йод.</p> <p>Аутоімунне ураження щитоподібної залози – захворювання Хашимото. У багатьох тварин гіпйодоз проявляється у вигляді індемичного зоба</p>	<p>Професійні та ятрогенні інтоксикації йодидами.</p> <p>Йодизм – алергійна реакція організму на контакт та надходження йодидів.</p> <p>Йододерма</p>
Кобальт	<p>Недостатність вітаміну В₁₂.</p> <p>Спадкова періцирозна анемія.</p> <p>Атрофія слизової оболонки шлунково-кишкового тракту, фунікулярний мієлоз.</p> <p>Перинціозна анемія при нивазії «широким лентецом».</p> <p>Акобальтоз (ензоотичний маразм, сухотка, болотне захворювання та т.ін) – ендемічне захворювання, особливо в овець, кіз, та великої рогатої худоби, характеризується виснаженням, нестачею вітаміну В₁₂, анемією, стеатозом печінки, остеодистрофією</p>	<p>Професійне отруєння з ураженням органів дихання, кровотворенням, серцево- судинної та нервової систем, які супроводжуються алергійним дерматитом, хронічним бронхітом, пневмонією та пневмосклерозом.</p> <p>Кобальтова міокардіопатія.</p> <p>Алиментарно-токсична кобальтова міокардіодістрофія з декомпенсацією, поліцетемією та гіперплазією щитоподібної залози («захворювання любителів пива»).</p>
Літій	<p>Ознаки зареєстровані тільки у кіз та пацюків, які знаходились в умовах дефіциту літію. Вони виражались в порушенні репродуктивної функції, підвищенні смертності та частоти викиднів.</p>	<p>Отруєння аерозолями літію – трахеїт, бронхіт, пневмосклероз; опіки шкіри та слизових оболонок</p>

Продовження таблиці 2.5

1	2	3
Арсен	Арсендефіцитний стан у людини не відомий	<p>Арсенози характеризуються диспепсичними розладами, кон'юктивітом, помутнінням скловидного тіла та рогівки, виразкою носової перегородки, стоматитом, ларингітом, трахентом, бронхітом, папулезним та пустулезним висипами (часто між пальцями), рецидивуючою екземою, атрофічним акродерматитом, симетричним крапчастим долонньо-підшвенним гіперкератозом та бронзовою гіперпігментацією, ломкістю нігтів, передчасною сивиною та втратою волосся. Неврологічні порушення у вигляді інтелектуально-мнестичних розладів, депресії, поліневритів з атрофічним змінням м'язів, а також у вигляді ретробульбарного невриту, порушенням смаку та нюху.</p> <p>Ендемічне отруєння арсеном, який потрапляє разом із питною водою та їжею - хвороба «чорної стопи» (змінення периферійних судин за типом облітеруючого ендартеринта), бородавчатий кератоз ладонів та підшв, анемія, розлади серцевої діяльності, периферичні невропатії. Можливий розвиток раку шкіри та легенів</p>
Бор	<p>Ознаки дефіциту бору зареєстровані тільки в експерименті.</p> <p>Бор діє через паразитовидні залози на обмін кальцію, фтору та особливо магнія.</p> <p>Бор регулює активність паратгормона на рівні клітинної мембрани, відсутність його розладжує цю регуляцію</p>	<p>Бороз – гостра інтоксикація сполуками бору (синдром ливарної лихоманки), нейропатія, некроз та ожиріння печінки, пошкодження печінкових каналців – гематурія.</p> <p>Хронічний бороз – захворювання верхніх дихальних шляхів та легенів; пневмоконіоз.</p> <p>Борний ентерит – ендемічне захворювання шлунково-кишкового тракту людей та тварин в Західній Сибірі та Алтайському краю(можливо полімікроелементне походження)</p>

Продовження таблиці 2.5

1	2	3
Бром	У людини ознаки дефіциту броду не зареєстровані	<p>Гостре та хронічне отруєння бромом (катаральний риніт, бронхіт, кон'юнктивіт, ентерит). Неврологічний синдром бромізма (сонливість, атаксія, зниження больової чутливості, послаблення слуху, зору та пам'яті, делірій з галюцинаціями).</p> <p>Бромодерма – специфічне ураження шкіри у типів з підвищеною чутливістю. Вроджена бромодерма у грудних дітей, матері яких приймали броміди під час вагітності</p>
Ванадій	<p>Ванадійдефіцитні стани у людини не зареєстровані.</p> <p>Добавки ванадію при анеміях прискорювали процеси регенерації кісткового мозку у людини та тварин. Однак цей ефект ванадійнеспецифічний.</p> <p>У досліджуваних тварин при дефіциті ванадію посилюється карієс зубів.</p>	<p>У виробничих умовах V_2O_5 має виражену токсичну дію на дихальну та серцево-судинну системи, нирки та печінку.</p>
Барій	Барій дефіцитні стани (гіпобаритози) у людини не відомі.	<p>Баритози – МТОЗи, які викликаються інтоксикацією барієм та його солями.</p> <p>Гострий баритоз характеризується рясним слиновідділенням, печією в роті та стравоході, болями в животі, нудотою, блювотою, проносом, підвищенням артеріального тиску, судомами (можливі паралічі), ціанозом, «холодним» потом, розладами ходи та мови, задишкою, порушенням зору. Смерть в 1-шу добу.</p> <p>Хронічний баритоз характеризується різкою слабкістю, задиханням, ринітом, кон'юнктивітом, діареєю, підвищенням артеріального тиску, неправильним пульсом, порушенням сечовипускання, випадінням волосся.</p> <p>Баритовий пневмоконіоз із появою хронічного бронхіту та пневмонії</p>

Продовження таблиці 2.5

1	2	3
Нікель	<p>Нікельдефіцитне становище у людини не зареєстровані.</p> <p>У тварин відмічаються затримка росту, підвищена смертність самок та їх потомства, зниження рівня гемоглобіну, гематокритного числа: паракератозоподібні змінення шкіри на вимені лактуючих тварин.</p> <p>Порушення репродуктивної функції у кіз, атрофія сем'яників у козлів</p>	<p>Неврологічний синдром при хронічній інтоксикації (сонливість, запаморочення, біль при ковтанні, тремор, зменшення пульсу, гіперестезія шкіри).</p> <p>Порушення рухомості сперматозоїдів. Збільшення щитоподібної залози. Пригнічення активності аденглатциклази.</p> <p>Професійні інтоксикації нікелем супроводжуються ливарною лихоманкою, недомаганням, слабкістю, головним болем, запамороченнями, стисненням в грудях, ринітом, носовими кровотечами, набряком легенів, токсичною пневмонією, пневмосклерозом, гепатитом, постнекротичним цирозом; нікелевим дерматитом (нікелева короста, нікелева екзема); виразками на слизовій оболонці носа.</p> <p>Нікелевий рак слизової оболонки носа, його придаткових пазух, бронхогенний рак легенів.</p>
Силіцій	<p>Переконливих даних про дефіцит силіцію людини не має. Підвищена ламкість нігтів, які втрачають нормальну флуоресценцію в ультрафіолетовому світлі.</p> <p>Гіпотичні силікопривні стани: силікопривний дерматоз із недорозвиненими придатками шкіри, силікопривна оніхопатія, силікопривна колагенопатія, силікопривна ангіопатія (за типом синдрому Марфана), силікопривна аортопатія (атеросклероз), силікопривна остеопатія (недорозвинений скелет)</p>	<p>Загальний гіперсилікоз організму при недостатньому надходженні кремнію, а також при порушенні його експерції.</p> <p>Локальні форми силікозу: пневмоконіоз (силікоз), нефросилікоз (ендемичний кремнієвий нефролітіаз), силіко-кальциноз лімфатичних вузлів кореня легенів, окулосилікоз</p>
Бісмут	<p>Бісмутдефіцитні стани (гіпобісмутози) у людини не відомі</p>	<p>Хронічні форми бісмутозу, які виникають при тривалому прийомі препаратів вісмуту, енцефалопатія, бісмутувий гінгівіт, стоматит.</p>

Продовження таблиці 2.5

1	2	3
Алюміній	Алюмінійдефіцитні стани у людини не зареєстровані	Алюмінієвий пневмокніоз у професійній патології. Ятрогенні форми алюміноза: алюмінієва діалізна енцефалопатія, алюмінієва остеодистрофія, алюміній залежна мікроцитарна анемія, алюмінієвий псевдогіперпаратиріоз при хронічній нирковій недостатності, міопатичний синдром, алюмінієва гастропатія, перитонеальний алюміноз. Алюмініоз серця, викликаний фосфідами алюмінію.
Кадмій	Кадмій дефіцит у людини не зареєстрований. Дефіцит кадмію в експерименті на козах викликає затримку росту та статевозрівання	Гостре отруєння у виробничих умовах характеризується подразнення повітроносних шляхів, сильним кашлем, задим, болем у грудній клітині під час дихання, нудотою, блюванням, ціанозом, набряком легенів, бронхопневмонією. Хронічні форми кадміоза: кадмієвий риніт, кадмієва нефропатія, кадмієва остеомаляція, нейротоксичний синдром. Кадмієва кардіоміопатія, гіпертонія, розвиток емфіземи легенів, ураження нирок та кадмієвий рак передміхрової залози потребують додаткових доказів
Берилій	Берилій дефіцитні стани (гіпобериліоз) у людини не відомі	Гострі професійні отруєння берилієм: симптоми ливарної лихоманки, подразнення дихальних шляхів, кон'юктивіти, гострий бронхіт та бронхіоліт, бронхоспазм. Хронічне отруєння характеризується хронічним бронхітом, бронхоектазами, «хімічними пневмоніями», пневмосклерозом. Бериліоз – особлива форма професійної патології, яка викликає нерозчинними (малорозчинними) сполуками берилію. Це хронічний гранулематозний проліферативний запальний процес (бериліоз легенів, бериліоз шкіри)

Продовження таблиці 2.5

1	2	3
Плюмбум	Плюмбумдефіцитні стани (гіпосатурнізм) у людини не відомі. В експерименті при дефіциті свинцю у тварин відмічено порушення обміну заліза з розвитком ознак залізодефіцитного стану. Цей стан коригувався введенням свинцю у раціон тварин	Хронічне свинцеве отруєння: мікроцитарна анемія, морфологічно не відрізняється від залізодефіцитної анемії (інгібування активності порфобіліногенсинтази, поява у крові та сечі попередників гема, характерно підвищене виділення копропофірина III з сечею). Неврологічні розлади – свинцева енцефалопатія (загальмованість, стурбованість, дратівливість, головні болі, тремор, галюцинації, втрата пам'яті). Периферійна свинцева невропатія пов'язана із порушенням провідності нерва. Свинцева невропатія (аміноацидурия, гіпофосфатемія з відносною гіперфосфатурією, а також зморщуванням нирок). Кольки – ранній симптом отруєння свинцем. Свинцева кардіоміопатія. Канцерогенність свинцю для людини не встановлена
Стронцій	Стронційдефіцитні стани у людини не відомі	Високі концентрації стронцію пригнічують процеси осифікації. Хвороба Кашина-Бека-страждання біогеохімічної природи з кінцево-невстановленою етіологією. Ендемічні остеодистрофії (стронцевий рахіт) сільськогосподарських тварин. Причини: нестача каротину, фосфату, магнію, марганцю, цинку, міді, йоду, кобальту, а також недостатність стронцію
Стибій	Стибійдефіцитні стани у людини не відомі	Деяко збільшений зріст, об'єм грудей і маси тіла дітей обох полів, які свідчать про покращення фізичного розвитку. Специфічна сурм'яна патологія в субрегіоні не виявлена, однак відмічено підвищене накопичення сурми в щитоподібній залозі в районах розповсюдження ендемічного зоба

Продовження таблиці 2.5

1	2	3
Меркурій	Меркурійдефіцитний стан (гіпомеркуріалізм) у людини не відомий	<p>Гострі інгаляційні отруєння ртуттю характеризуються ознаками гострого, нерідко виразкового бронхіту, бронхіаліту, пневмонії.</p> <p>Оральні отруєння ртуттю: виразко-некротичний гастроентерит, некротичний нефроз. При хронічному отруєнні ртуттю розвиваються астеновегетативний синдром, тремор, психічні порушення, еретизм, лабільний пульс, тахікардія, гингивіт, змінення клітинного стану крові, протеїнурія.</p> <p>При хронічному отруєнні органічними сполуками ртуттю розвивається хвороба Мінамата, енцефалопатія, мозочкова атаксія, порушення зору та слуху, парестезії.</p> <p>Вроджений меркуріалізм (мікроцефалія з гіпопластичним та диспластичним зміненням ЦНС) у результаті транс плацентарного надходження метилртуті від матері, яка піддавалася хронічній інтоксикації</p>

Багаточисельними дослідженнями доведено, що рослинна сировина та продукти її переробки (екстракти, концентрати, пюре) здатні зв'язувати іони токсичних металів (табл. 1.6) [1–3]. Показано, що екстракти суданської троянди, м'яти, кропиви, липи, зеленого чаю, нагітків лікарських, кардамону, імбиру, перцю червоного гірко володіють протекторними властивостями щодо іонів важких металів (Pb(II), Cd(II), Hg(II)) [4]. У ході численних досліджень отримано кількісні характеристики зв'язуючої здатності основних компонентів сировини та харчових продуктів щодо іонів важких металів, які наведено у табл. 2.6. [1–3, 5].

Таблиця 2.6.

Зв'язувальна здатність основних компонентів сировини та харчових продуктів щодо іонів важких металів

Сировина або харчовий продукт	Показник протекторних властивостей (ППВ) щодо іонів токсичних металів, %/1 г зразка		
	Pb(II)	Cd(II)	Hg(II)
%/1 г зразка			
Порошок суданської троянди	99,66±0,1	99,11±0,1	99,99±0,1
Подрібнені ягоди журавлини	99,04±0,1	98,87±0,3	99,52±0,2
Ягоди обліпихи			
– подрібнені висушені ягоди	98,93±0,2	80,5±0,1	95,43±0,3
– подрібнені свіжі ягоди	38,41±0,3	1,78±0,2	55,11±0,2
– пюре	38,40±0,2	1,75±0,1	57,61±0,2
Каскара	99,9±0,2	77,4±0,1	99,5±0,3
мг/1 г зразка			
Грибні порошки біомаси гливи, вирощеної на:			
– соломі	39,4±0,2	76,5±0,2	65,5±0,3
– шроті рапсу	39,6±0,2	66,0±0,2	20,5±0,1
– шроті амаранту	32,9±0,1	71,0±0,3	20,5±0,1
– шроті зародків пшениці	40,0±0,2	66,5±0,2	35,5±0,1

Встановлено, що основні компоненти харчових добавок здатні зв'язувати токсичні метали в основному за рахунок утворення комплексних сполук з фрагментами амінокислот, пектиновими речовинами, вітамінами та іншими біологічно активними речовинами та за рахунок фізичної адсорбції на поверхні рослинних препаратів. У випадку грибних продуктів, зокрема грибних порошків, основними зв'язуючими центрами є фрагменти амінокислот, які є основою білкової частини їх.

Визначено комплексоутворювальну здатність основних компонентів молока (казеїн, лактоза) і сумішей на його основі.

2.3 Роль окремих мінеральних речовин в організмі людини

2.3.1 Макроелементи

Кальцій

Це основний структурний компонент кісток та зубів; він входить до складу ядер клітин, рідин, що містяться у клітинах та тканинах, є необхідним для згортання крові. Кальцій утворює сполуки з білками, фосфоліпідами, органічними кислотами; бере участь у регуляції проникності клітинних мембран, процесах передачі нервових імпульсів, молекулярному механізмі м'язових скорочень, контролює активність ряду ферментів. Таким чином, кальцій виконує не тільки пластичні функції, але й впливає на велику кількість біохімічних та фізіологічних процесів в організмі.

Кальцій належить до елементів, які погано засвоюються. Сполуки кальцію, які надходять в організм людини з їжею практично нерозчинні у воді. Лужне середовище тонкого кишечника сприяє утворенню сполук кальцію, що погано розчинюються, і лише дія жовчних кислот забезпечує його всмоктування.

Асиміляція кальцію тканинами залежить не тільки від вмісту в продуктах, але й від його співвідношення з іншими компонентами їжі, в першу чергу, з жирами, магнієм, фосфором, білками. За умови надлишку жирів виникає конкуренція за жовчні кислоти і значна частина кальцію виводиться з організму через товстий кишечник. На всмоктування кальцію негативно впливає надлишок мангану; фахівці рекомендують, щоб співвідношення цих елементів становило 1:0,5.

Якщо кількість фосфору перевищує рівень кальцію в їжі більш ніж у 2 рази, то утворюються розчинні солі, які вилучаються кров'ю з кісткової тканини. Кальцій потрапляє до стінок кровоносних судин, що робить їх ламкими, а також у тканини нирок, що може сприяти виникненню нирково-кам'яної хвороби. Для дорослих рекомендоване співвідношення кальцію й фосфору в їжі 1:1,5. Складність дотримання такого співвідношення обумовлена тим, що більшість продуктів масового споживання значно багатша фосфором, ніж кальцієм. Негативний вплив на засвоєння кальцію виявляють фітин і щавлева кислота, що містяться у ряді рослинних продуктів. Ці сполуки утворюють із кальцієм нерозчинні солі.

Добова потреба у кальції дорослої людини становить 800 мг, а у дітей та підлітків – 1000 мг і більше. За недостатнього споживання кальцію або порушенні усмоктування його в організмі (за умови недоліку вітаміну D) розвивається стан кальцієвого дефіциту. Спостерігається підвищене виведення його з кісток та зубів. У дорослих розвивається остеопороз – демінералізація кісткової тканини, у дітей порушується формування скелету, розвивається рахіт.

Найкращими джерелами кальцію є молоко й молочні продукти, різні сири (100–1000 мг/100 г продукту), зелена цибуля, петрушка, квасоля. Значно менше

кальцію міститься в яйцях, м'ясі, рибі, овочах, фруктах, ягодах (20–40 мг/100 г продукту).

Магній

Цей елемент є необхідним для активності ряду ключових ферментів, що забезпечують метаболізм організму. Магній бере участь у підтримці нормальної функції нервової системи й м'яза серця; виявляє судинорозширювальну дію; стимулює відділення жовчі; підвищує рухову активність кишечника, що у свою чергу сприяє виведенню шлаків з організму (у тому числі холестерину). Засвоєнню магнію заважають наявність фітину й надлишок жирів і кальцію в їжі.

Щоденна потреба в магнії точно не визначена, але вважається, що доза 200–300 мг/добу запобігає прояву дефіциту цього макроелементу (передбачається, що всмоктується близько 30% магнію). Відомі випадки вродженої недостатності усмоктування магнію з кишечника, що вказує на наявність специфічного механізму усмоктування іонів цього металу.

За умови дефіциту магнію порушується засвоєння їжі, затримується ріст, у стінках судин відкладається кальцій, розвивається ряд інших патологічних явищ. У людини дефіцит магнію, обумовлений характером харчування, украй малоймовірний. Але великі втрати цього елемента можуть відбуватися під час діареї або внаслідок введення в організм рідин, що не містять магній. Коли концентрація магнію в сироватці знижується приблизно до 0,1 ммоль/л, може виникати синдром, який нагадує білу гарячку: у людини настає напівкоматозний стан, спостерігається м'язове тремтіння, спазми м'язів в області зап'ястя й стопи, підвищення нервово-м'язової збудливості у відповідь на звукові, механічні й зорові подразники. Уведення магнію викликає швидке поліпшення стану. Магнієм багаті здебільшого рослинні продукти. Велика кількість його міститься у пшеничних висівках, різних крупах (40–200 мг/100 г продукту), бобових, урюку, куразі, чорносливі. У молочних продуктах, м'ясі, рибі, макаронних виробах, більшості овочів і фруктів міститься не велика кількість магнію (20–40 мг/100 г).

Калій

Близько 90% калію перебуває у середині клітин. Він разом з іншими солями забезпечує осмотичний тиск; бере участь у передачі нервових імпульсів, регуляції водно-сольового обміну; сприяє виведенню води, а отже, і шлаків з організму; підтримує кислотно-лужну рівновагу внутрішнього середовища організму; бере участь у регуляції діяльності серця й інших органів; необхідний для функціонування ряду ферментів. Калій добре всмоктується з кишечника, а його надлишок швидко виходить з організму із сечею.

Добова потреба в калії дорослої людини становить 2000–4000 мг. Вона збільшується при ряснім виділенні поту, при вживанні сечогінних засобів, захворюваннях серця й печінки. Калій не є дефіцитним нутрієнтом у харчуванні, і за умови різноманітного харчування недостатність калію не

виникає. Симптомами прояву дефіциту калію в організмі є порушення функції нервово-м'язової й серцево-судинної систем, сонливість, зниження артеріального тиску, порушення ритму серцевої діяльності.

Більша частина калію надходить в організм із рослинними продуктами. Багатими джерелами калію є урюк, чорнослив, ізюм, шпинат, морська капуста, квасоля, горох, картопля (100–600 мг/100 г продукту). Менше калію міститься у сметані, рисі, хлібі з борошна вищого ґатунку (100–200 мг/100 г).

Натрій

Натрій міститься в усіх тканинах і біологічних рідинах організму. Він бере участь у підтримці осмотичного тиску в тканинних рідинах і крові; у передачі нервових імпульсів; регуляції кислотно-лужної рівноваги, водно-сольового обміну; підвищує активність травних ферментів. Метаболізм натрію всебічно вивчений завдяки його фізіологічним властивостям і важливості для організму. Цей нутрієнт легко всмоктується з кишечника. Іони натрію викликають набрякання колоїдів тканин, що обумовлює затримку води в організмі й протидіє її виділенню. Рівень натрію в позаклітинній рідині ретельно підтримується нирками під впливом ендокринних, серцево-судинних і автономних регуляторних механізмів. Загальна кількість натрію в позаклітинній рідині, таким чином, визначає обсяг цих рідин. Контроль над балансом натрію здійснюється за допомогою складної взаємозалежної системи, що включає нервову й гормональну системи. Зростання концентрації натрію у плазмі стимулює осморецептори в центрі гіпоталамуса незалежно від обсягу рідини, що призводить до відчуття спраги. У спекотному кліматі й при важкій фізичній роботі відбувається істотна втрата натрію з потім і стає необхідним введення в організм солі для заповнення втрат цього елемента.

Зазвичай солі натрію не відрізняються високою токсичністю, оскільки повністю розвинені нирки ефективно виводять натрій з організму. Здебільшого іони натрію надходять в організм за рахунок кухонної солі – NaCl. За умови надлишкового споживання хлористого натрію погіршується видалення розчинних у воді кінцевих продуктів обміну речовин через нирки, шкіру й інші органи. Затримка води в організмі ускладнює діяльність серцево-судинної системи, сприяє підвищенню кров'яного тиску. Тому споживання солі при відповідних захворюваннях у харчовому раціоні обмежують. Разом з тим при роботі в гарячих цехах або жаркому кліматі збільшують кількість натрію (у вигляді кухонної солі), що вводиться ззовні, щоб компенсувати його втрату з потом і зменшити виділення поту, бо це обтяжує функцію серця. Натрій природно наявний у всіх харчових продуктах. Спосіб одержання харчових продуктів значною мірою визначає кінцевий вміст у ньому натрію. Наприклад, заморожений зелений горошок містить набагато більше натрію, ніж свіжий. Свіжі овочі й фрукти містять його в межах від 10 мг/кг до 1 г/кг, на відміну від круп і сиру, які можуть містити натрій у кількості 10–20 г/кг.

Оцінка середньодобового вживання натрію з їжею ускладнена, оскільки його концентрація в продуктах харчування широко варіюється й, крім того,

люди звикли підсолювати їжу. Доросла людина щодня споживає до 15 г кухонної солі й стільки ж виділяє її з організму. Ця кількість значно перевищує фізіологічно необхідну й визначається, насамперед, смаковими якостями хлористого натрію, звичкою до солоної їжі. Вміст кухонної солі в їжі людини можна без шкоди для здоров'я знизити до 5 г на добу. На виведення хлористого натрію з організму, а отже, і на потребу в ньому, впливає кількість солей калію, які одержуються організмом. Рослинна їжа, особливо картопля, багата калієм, підсилює виділення із сечею хлористого натрію, а отже, і підвищує потребу в ньому.

Фосфор

Фосфор входить до складу всіх тканин організму, особливо м'язів і мозку. Цей елемент бере участь у всіх процесах життєдіяльності організму: синтезі й розщепленні речовин у клітинах; регуляції обміну речовин; входить до складу нуклеїнових кислот і ряду ферментів. У тканинах організму й харчових продуктах фосфор міститься у вигляді фосфорної кислоти та її органічних сполук (фосфатів). Основна його маса перебуває в кістковій тканині у вигляді фосфорнокислого кальцію, інший фосфор входить до складу м'яких тканин і рідин. У м'язах відбувається найбільш інтенсивний обмін сполук фосфору. Фосфорна кислота бере участь у створенні молекул багатьох ферментів, нуклеїнових кислот тощо.

Вміст органічних сполук фосфору в крові змінюється у широких межах. Але кількість неорганічного фосфору є приблизно постійною. Вміст неорганічного фосфору зростає під час дотримання людиною молочної дієти, а також під час низки захворювань нирок, при переломах на стадії загоєння, цукровому діабеті тощо. Концентрація неорганічного фосфору зменшується у сироватці крові при підвищенні функції щитоподібної залози і ряді інших захворювань.

При тривалому дефіциті фосфору в харчуванні, організм використовує власний фосфор з кісткової тканини. Це призводить до демінералізації кісток і порушення їх структури – розрідженню. При дефіциті фосфору в організмі знижується розумова й фізична активність, спостерігається втрата апетиту, апатія.

Добова потреба у фосфорі для дорослих становить 1200 мг. Вона зростає під час великих фізичних або розумових навантажень та деяких захворювань.

Велика кількість фосфору міститься в продуктах тваринного походження, особливо в печінці, ікрі, а також у зернових і бобових. Його вміст у цих продуктах становить від 100 до 500 мг в 100 г продукту. Багатим джерелом фосфору є крупи (вівсяна, перлова), у них міститься 300–350 мг фосфору/100 г. Але з рослинних продуктів сполуки фосфору засвоюються гірше, ніж під час вживання продуктів тваринного походження.

Сульфур

Сульфур – один із найпоширеніших елементів, що міститься в живих організмах і біосфері. Він входить до складу найрізноманітніших природних і синтетичних сполук, маючи ступені окиснення від 2(-) до 6(+), поряд з неорганічними формами. Це леткі продукти анаеробного розщеплення органічних речовин, тіофен і його похідні, що входять до складу вугілля і нафти, сполуки карбону (тіоціанати, карбон (IV) оксид, метантіол), що утворюється в природі і технологічних циклах, тіоли, меркаптани амінокислоти, антибіотики та ксенобіотики, барвники тощо.

Загальний вміст сірки в організмі дорослої людини складає 140 г. Плазма крові містить 2,7 г сірки. Деякі автори вказують, що плазма містить 1527 мкг/мл сірки, а цілісна кров – 1784 мкг/мл.

В організм людини сульфур здебільшого надходить у вигляді амінокислот: цистеїну і метіоніну у кількості 8,5 мг/добу.

Кишечник має обмежену проникність для елементарної сірки. Потрапляючи в організм таким шляхом, вона погано всмоктується і важко виводиться, оскільки утворює в шлунково-кишковому тракті мукополісахарид – хондроїтин сірчаної кислоти, що має великий період виведення. Краще сірка проникає через шкіру, де вона перетворюється на сульфіди і сульфати, які потім надходять в кров і виділяються нирками.

Великою є роль сірки в запальних реакціях організму, яка виражається в уповільненні всіх трьох стадій цього процесу за рахунок пригнічення медіаторів запалення і зниження пероксидного окиснення ліпідів. Разом із цим, сульфурорганічні сполуки стимулюють процеси репаративної регенерації. Надлишкові концентрації сірковмісних сполук здатні викликати ішемічну хворобу, порушення кровообігу, захворювання всіх відділів органів дихання, а також впливати на репродуктивну функцію.

Значення цього елемента у харчуванні визначається, у першу чергу, тим, що він входить до складу білків у вигляді сірковмісних амінокислот (метіоніну й цистеїну), а також є складовою частиною деяких гормонів і вітамінів. Як компонент сірковмісних амінокислот сірка бере участь у процесах білкового обміну, причому потреба в ній різко зростає в період вагітності й росту організму, що супроводжуються активним включенням білків у тканини, які утворюються, а також при запальних процесах. Сульфурвмісні амінокислоти, особливо в комбінації з вітамінами С і Е, виявляють сильну антиоксидантну дію. Поряд із цинком та кремнієм сірка визначає функціональний стан волосся та шкіри. Вміст сірки зазвичай є пропорційним вмісту білків у харчових продуктах, тому її більше у тваринних продуктах, ніж у рослинних. Потреба в сірці (400–600 мг/добу) задовольняється звичайним добовим раціоном.

Хлор

Хлор – макроелемент, що є складовою частиною організму людини. У організмі він знаходиться переважно в іонізованому стані унаслідок дисоціації солей натрію, калію, кальцію, магнію тощо. Основним депо мікроелементу є

шкіра, яка концентрує в собі до 30–60% введеного хлору. Крім того, цей елемент міститься в кістковій тканині, крові і позаклітинній рідині. В організм він надходить здебільшого разом із натрієм у вигляді кухонної солі.

Хлор одночасно з натрієм бере участь в підтримці водно-електролітного балансу в організмі, а також входить до складу хлоридної кислоти – основного компонента шлункового соку. Крім того, хлор:

- бере участь у формуванні плазми крові;
- активує ряд ферментів;
- сприяє виведенню шлаків з організму, покращуючи функцію печінки;
- допомагає травленню;
- бере участь в утворенні особливих речовин, сприяючих розщеплюванню жирів;
- стежить за тим, щоб вуглекислий газ вчасно виходив з організму;
- займається станом червоних кров'яних тілець (еритроцитів).

Виділення хлору з організму відбувається головним чином із сечею (90%) і потом. Порушення в обміні хлору призводять до розвитку набряків, недостатньої секреції шлункового соку тощо. Різке зменшення вмісту хлору в організмі може призвести до важкого стану або навіть до смертельного результату. Підвищення його концентрації в крові настає при зневоднюванні організму, а також при порушенні видільної функції нирок. Добова потреба в хлорі становить приблизно 5000 мг. Природний вміст хлору в харчових продуктах трохи коливається в межах 2–160 мг/100 г продукту. Багаті на хлор продукти тваринного походження, крупи і боби, менша кількість речовини міститься у фруктах і овочах. У людини потреба в хлорі задовольняється здебільшого за рахунок кухонної солі (до 90%), що додається до їжі.

2.3.2 Мікроелементи

Залізо

Залізо – широко розповсюджений в природі елемент, раніше його відносили до макроелементів у зв'язку із відносно високим вмістом в організмі (4,2 г в тілі середньої людини). Але якщо вилучити гемоглобінове залізо, яке складає 75–80% від його загальної кількості, то концентрація заліза в тканинах буде дорівнювати або навіть буде меншою за концентрацію такого типового мікроелементу як цинк. Встановлено, що 20–25% заліза є резервними, від 5 до 10% входять до складу моноглобіну, близько 1% міститься в дихальних ферментах.

Цей елемент є необхідним для біосинтезу сполук, що забезпечують дихання, кровотворення; він бере участь в імунобіологічних і окисно-відновних реакціях; входить до складу цитоплазми, клітинних ядер і ряду ферментів. Залізовмісні біомолекули виконують чотири основні функції: 1) транспорт електронів; 2) транспорт та депонування кисню; 3) участь у формуванні

активних центрів окисно-відновних ферментів; 4) транспорт та депонування заліза.

Засвоєнню заліза сприяє аскорбінова кислота, яка утворює з ним хелатні комплекси. Іншим компонентом раціону, який поліпшує всмоктування заліза є «фактор тваринного білка». Вважається, що відбувається за рахунок утворення комплексів заліза із амінокислотами (в першу чергу із вільним або пептиднопов'язаним цистеїном). Ці комплексні сполуки легко засвоюються організмом. Покращують засвоєння заліза прості вуглеводні – лактоза, фруктоза, сорбіт, а також такі амінокислоти як гістидин, лізин.

Асиміляції заліза перешкоджає шавлева кислота й фітин. Всмоктування заліза пригнічується соєвим білком, фосфатами, клітчатюю. Такі напої як кава, чай, поліфенольні сполуки ускладнюють засвоєння заліза через міцне зв'язування заліза. Для засвоєння цього нутрієнта необхідний вітамін В12. Засвоєнню заліза сприяє також аскорбінова кислота, оскільки залізо всмоктується у вигляді двовалентного іона. Дефіцит заліза в організмі може призвести до розвитку анемії, порушуються газообмін, клітинне дихання, тобто фундаментальні процеси, що забезпечують життя. Розвитку залізодефіцитних станів сприяють: недостатнє надходження до організму заліза в формі, яка може бути легкозасвоєною; зниження секреторної активності шлунку, дефіцит вітамінів (особливо В12, та аскорбінової кислот) і ряд захворювань, що викликають втрати крові. Потреба дорослої людини в залізі (14 мг/добу) повністю задовольняється звичайним раціоном. Але під час вживання хліба з борошна тонкого млива, що містить недостатні кількості заліза досить часто спостерігається дефіцит заліза. При цьому слід урахувати, що зернові продукти, багаті фосфатами й фітином, утворюють із залізом погано розчинні сполуки й знижують його асиміляцію організмом. Залізо є в субпродуктах, м'ясі, яйцях, квасолі, овочах, ягодах. Але у формі, що легко засвоюється, залізо міститься тільки у м'ясних продуктах, печінці (до 2000 мг/100 г продукту), яєчному жовтку.

Купрум

Купрум є одним із найважливіших незамінних мікроелементів, необхідних для життєдіяльності людини. В організмі дорослої людини міститься 1,57–3,14 ммоль купруму, причому половина цієї кількості припадає на м'язи та кістки, 10% на тканини печінки. Потрапляння купруму із їжею повинно складати 2–5мг (0,031–0,079 мкмоль) на добу, причому добове вживання менше 2 мг є небезпечним у зв'язку із можливістю виникнення купрумдефіцитних станів. Основні процеси всмоктування купруму відбуваються у шлунку та тонкій кишці, слизова оболонка якої містить металотіонеїн, який утворює із міддю комплексні сполуки. Ключову роль в обміні купруму відіграє печінка та її основні структурні елементи – гепатоцити. Купрум бере участь у біохімічних процесах як складова частина білків, що переносять електрони та здійснюють реакції окиснення органічних субстратів молекулярним киснем. Цією роллю купрум зобов'язаний своєю особливою

властивістю як перехідний метал. Маючи два валентних стани, він залежно від природи та розташування лігандів дозволяє купрумвмісним білкам охоплювати широкий інтервал окисно-відновних потенціалів, а також зворотно зв'язувати кисень і крбон(IV) оксид.

Купрум є необхідним елементом у метаболізмі людини, відіграючи роль в утворенні еритроцитів, вивільненні тканинного заліза й розвитку скелету, центральної нервової системи й сполучної тканини. Звичайно мідь сполучена з білками: гемокупреном в еритроцитах і церулоплазміном у плазмі крові, в яких мідь є невід'ємною частиною їх структури; металотіонеїн являє собою білок, що відповідає за акумуляцію міді. Виділено та вивчено ряд купрумвмісних ферментів, зокрема, цитохромоксидаза, оксидаза аскорбінової кислоти й уриказа.

Мідь має виражену протизапальну дію, пом'якшує прояв автоімунних захворювань, таких як ревматоїдний артрит. Крім того мідь необхідна для утворення ненасичених жирних кислот.

Оскільки мідь досить поширена в харчових продуктах, малоімовірно, щоб у людей, за винятком, можливо, грудних дітей, що одержують винятково молочний раціон, коли-небудь розвилася форма недостатності харчування, пов'язана з міддю. Споживання людиною дуже великих доз міді веде до роз'їдання слизових оболонок, руйнуванню капілярів, печінки й нирок, подразненню центральної нервової системи. Добова потреба в цьому елементі становить близько 2 мг. Джерелами міді є такі харчові продукти, як печінка, яєчний жовток, зелені овочі.

Йод

Перші відомості про те, що йод є необхідним компонентом тканин щитоподібної залози були отримані у 1869 році. А вже на початку ХХ століття було встановлено, що основним йодвмісним білком щитоподібної залози є тироглобулін. У 1918 році було виділено тироксин, 1926 році було встановлено його будову. Другим важливим етапом у хімії гормонів щитоподібної залози було відкриття у 1952 році трийодтироніну, який, як виявилось, є найбільш активним гормональним препаратом щитоподібної залози.

Основним джерелом йоду на планеті є світовий океан, куди цей елемент вноситься з атмосфери водними течіями та ленниками. Йодид-іони окиснюються під дією світла (довжина хвилі 560 нм) до елементарного йоду. Щороку з поверхні світового океану випарюється близько 400000 т йоду, концентрація якого у морській воді складає 0,39–0,47 мкмоль/л – майже стільки ж міститься у плазмі крові людини. Атмосферний йод зазвичай потрапляє в ґрунти з осадами (5,5 нмоль/л). Сполуки йоду легко вимиваються дощем та снігом з ґрунтів, у зв'язку з цим у місцях із рясними осадами та гарним дренажем ґрунтів можливе виникнення дефіциту йоду у людей і тварин. Кількість йоду у воді повністю корелює із його вмістом у ґрунтах, причому концентрація йоду менша ніж 1,58 нмоль/л свідчить про дефіцит йоду.

Йод виконує свою біологічну функцію, як складова частина тиреоїдних гормонів, що певною мірою пояснюється його високою спорідненістю до тирозину. Усі хребетні тварини мають щитоподібну залозу – унікальний орган, який концентрує йод та синтезує тиреоїдні гормони. Робота щитоподібної залози необхідна для росту, розвитку та диференціювання клітин. Дефіцит йоду в людини є серйозною проблемою, не дивлячись на програми профілактики гіпйодозу, які у різних країнах проводяться на державному рівні.

Йод – справжній біомікроелемент. В організмі дорослої людини він міститься у кількості 20–30 мг, в тому числі у щитоподібній залозі близько 10 мг. У крові здорової людини міститься $0,67 \pm 0,28$ мкмоль/л йоду (35% від цієї кількості міститься у плазмі крові, головним чином у вигляді органічних сполук йоду). Добова потреба людини у йоді складає 50–60 мкг, що більшість дослідників визнає недостатньою, оскільки оптимальна діяльність всього організму потребує значно більших кількостей йоду, не менш ніж 300 мкг.

Із крові йод може проникати у різні органи та тканини, а також частково депонується у ліпідах. Він у значних кількостях накопичується у нирках, слинних залозах.

Щитоподібна залоза дорослої людини містить в нормі 15,8–39,4 ммоль/кг йоду (у перерахунку на суху речовину). При захворюванні на ендемічний зоб, вміст йоду у щитоподібній залозі може знижуватися до 7,9 ммоль/кг.

У крові йод може знаходитися як в органічній так і в неорганічній формах.

В їжі та воді йод наявний у вигляді йодидів, які всмоктуються у всьому травному тракті. Йодиди, які потрапляють через рот, швидко та майже повністю всмоктуються. Йодовані амінокислоти також добре засвоюються, хоча меншою мірою та не так швидко як йодиди. Інші сполуки йоду, перш ніж всмоктатися, також відновлюються до йодидів.

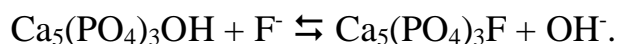
Вміст йоду у харчових продуктах зазвичай невеликий. Найбагатші йодом – продукти моря. Так, у морській рибі вміст йоду складає близько 50 мкг/100 г, у печінці тріски до 800, у морській капусті залежно від виду й строків збору – від 50 до 70 000 мкг/100 г продукту. Але треба врахувати, що під час тривалого зберігання й теплової обробки їжі значна частина йоду (від 20 до 60 %) втрачається. Вміст йоду у рослинних й тваринних продуктах дуже залежить від його кількості в ґрунті. У районах, де йоду в ґрунті мало, його вміст у харчових продуктах може бути в 10...100 раз менше середнього. Тому в цих районах для попередження зобної хвороби додають у кухонну сіль невеликі кількості калій йодиду (25 мг на 1 кг солі). Строк зберігання такої йодованої солі – не більш 6 місяців, тому що під час зберігання солі йод поступово випаровується. Останнім часом на підприємстві «Артемсіль» за сприяння дитячого фонду ООН встановлено лінію виробництва солі, яка замість нестійкого калій йодиду містить калій йодат.

Фтор (флюор)

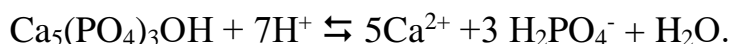
В основі біологічної ролі фтору лежить його здатність ефективно заміщувати іон гідроксилу не тільки в апатиті кісткової тканини, але й у не мінералізованих тканинах. Крім того, вважають, що процес заміщення може відбуватися і в активних центрах ферментів.

Майже 90% усього органічного фтору знаходиться у твердих тканинах у складі апатиту – основного фосфату кальцію. У мінеральній фазі переважають дрібні кристали, занурені в органічну матрицю. Фторид-іон краще за всіх іонів може заміщувати гідроксид-іон, оскільки вони мають майже однакові іонні радіуси, однаковий заряд та ступінь гідратації, що дорівнює двом.

Фтор долучається в апатит або в період формування первинного кристалу або шляхом заміщення гідроксид-іону у перетвореному мінералі. Так, наприклад, мінеральну основу зубних тканин – дентину, складають гідроксилапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, хлорапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{Cl}$ і фторапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. Флуорид-іон легко заміщує гідроксил-іон в гідроксил апатиті, утворюючи захисний шар емалі з більш твердого фторапатиту:



Недостатня кількість флуору в організмі викликає карієс зубів. Він починається з утворення на поверхні зубу пошкодженої ділянки емалі у вигляді плями. Під дією кислот гідроксилапатитна компонента емалі розчиняється:



Зазначимо, що від недостатчі фтору страждають не лише зуби, а і м'язи, можливі аномалії судин і втрата їх еластичності.

Надлишок цього мікроелементу порушує хімічний гомеостаз організму людини, викликає флюороз.

Відомо, що з твердим харчуванням людина одержує приблизно 1 мг/добу фтору. Основним джерелом фтору для людини є питна вода. Питанням контролю вмісту фтору у питній воді останнім часом приділяється все більше уваги.

Контакт людини із фтором та його сполуками має бути досить різноманітним. Це зумовлює також різноманітність клінічних форм захворювань, які викликаються надлишком цього мікроелементу. Якщо флюороз (ряд захворювань, що викликані надлишковими концентраціями фтору в організмі) на цей час є достатньо вивченим, то цього не можна сказати про фтор дефіцитні стани людини. При дефіциті цього елементу в організмі розвивається карієс зубів (руйнування зубної емалі). Надлишок фтору також впливає на організм, оскільки солі фтору, накопичуючись у кістках, викликають зміну кольору (крапчастість) і форми зубів, остеохондроз, огрубіння суглобів та їх нерухомість, кісткові нарости. Різниця між корисною та шкідливою дозами фтору така мала, що більшість дослідників виступають

проти розповсюдженої практики фторування води. Фтор, який людина вживає з водою, майже повністю всмоктується. Фтор, що потрапляє до організму разом із їжею, всмоктується меншою мірою. Фтор, який було вжито рівномірно розподіляється по всьому організму. Він міститься, головним чином, у кістках, і невелика його кількість відкладається в зубній тканині. Надвисокі дози фтору можуть викликати порушення вуглеводного, ліпідного, білкового обміну, а також метаболізму вітамінів, ферментів і мінеральних солей. Багато симптомів гострого отруєння фтором є наслідком сполучення його з кальцієм. Фтор виводиться з організму, головним чином, із сечею. На його виведення впливає ряд факторів, у тому числі, загальний стан здоров'я людини, її вік та попередній вплив на нього фторидів.

У різних країнах були проведені оцінки добового потрапляння фтору з їжею; для дорослих ця величина варіюється від 0,2 до 3,1 мг, для дітей вікової групи від 1 до 3 років кількість фтору, що потрапляє до організму була оцінена на рівні 0,5 мг/добу. Практично всі харчові продукти містять хоча б мікрокількості цього елемента. Усі види рослин містять певні кількості фтору, які вони одержують із ґрунту й води. В окремих продуктах, зокрема, у рибі, деяких овочах і чаї виявляються високі концентрації фтору. Застосування фторованої води на підприємствах харчової промисловості може нерідко подвоювати рівень вмісту фтору у готових продуктах. Для профілактики й лікування карієсу зубів використовують різні зубні паста, порошки, еліксири, жувальні гумки та ін., які містять фтор, що додається до них, головним чином у неорганічній формі. Ці сполуки зазвичай вносяться у засоби для чищення зубів, як правило, у концентраціях близько 1 г/кг.

Хром

Найбільш достовірні дані отримані методом нейтронно активаційного аналізу та атомно-абсорбційної спектроскопії свідчать, що вміст хрому у крові дорівнює 1,44–3,88 нмоль/л. Не виключено, що удосконалення аналітичних методів у подальшому знизить ці цифри, оскільки ще у середині ХХ сторіччя вміст хрому визначався цифрою в 3000 разів більшою. Але не має сумнівів у тому, що хрому належить важлива біологічна роль, основними проявами якої є його взаємодія із інсуліном у процесах вуглеводного обміну, участь в структурі та функції нуклеїнові кислот та щитоподібної залози. Хром всмоктується головним чином у тонкій кишці. У нормі засвоєння цього елемента не перевищує 0,4–0,7 % від уведеної дози, в той час як для хворих на діабет цей показник є більшим в 3 рази. Всмоктування хрому залежить від хелатуючих агентів. Так щавлева кислота підвищує, а фітинова значно знижує засвоєння цього елемента. Ліганди, що підвищують здатність хрому до всмоктування, попереджують його випадіння в осад у вигляді основних солей у близькому до нейтрального середовища кишкового тракту. На всмоктування хрому також впливають залізо та цинк. За умови дефіциту цих мікроелементів здатність хрому до всмоктування зростає.

Вважається, що цей елемент необхідний для глюкозного й ліпідного обміну та для утилізації амінокислот деякими системами організму. Він також має важливе значення для профілактики легких форм діабету та атеросклерозу в людини. Хром всмоктується як зі шлунково-кишкового тракту, так і з дихальних шляхів. Кількості, що поглинаються є різними для кожної з цих систем і залежать від форми хрому. Тривалентний хром є есенційною формою елемента для людини, шестивалентний хром – токсичний. Хром розподіляється по тканинах людського організму в неоднакових, але зазвичай низьких концентраціях. Рівні вмісту хрому в усіх тканинах, крім легенів, знижуються з віком. Найбільші кількості хрому в людини накопичуються в шкірі, м'язах і жировій тканині. Гомеостатичні механізми, включаючи механізми транспорту в печінці й кишечнику, перешкоджають надлишковому накопиченню тривалентного хрому. Хром повільно виводиться з організму, головним чином, із сечею. Сьогодні прийнято вважати нормою вживання близько 150 мг хрому на добу. Особливо він є корисним для людей похилого віку, організм яких погано засвоює вуглеводи, а хром підсилює процеси обміну саме цих сполук. Визначено, що певна сполука хрому, названа GTF (Glucose Tolerance Factor), полегшує засвоєння глюкози, точніше, проникнення її через мембрану в середину клітин.

Неорганічний хром засвоюється погано, набагато легше – в органічних сполуках, тобто в тій формі, в якій він перебуває в живих організмах. У здорових людей вміст хрому трохи завищений, що є ознакою повноцінного засвоєння глюкози. Якщо засвоєння цукрів порушене, вміст цього елемента знижується.

Продукти харчування значно варіюються за рівнями вмісту хрому, які лежать у діапазоні від 20 до 550 мкг/кг. Багатими джерелами хрому є пивні дріжджі, печінка (10–80 мкг/100 г). У менших кількостях цей елемент міститься у неочищеній картоплі, яловичині, свіжих овочах, хлібі з борошна грубого помелу, сирі. Особливі бідними на хром є високо очищені продукти, такі як цукор-рафінад, пшеничне борошно тонкого помелу та випечений з нього хліб.

Манган

У нормі організм дорослої людини масою 70 кг містить 10–20 мг мангану. У трубчастих кістках, печінці, нирках знаходяться більш високі концентрації мангану, ніж в інших органах. Вміст мангану у м'язах є дуже низьким, ще менше його у крові та плазмі. Вважається, що манган має життєво важливе значення для функції мозку. Найбільш висока його концентрація є в епіфізі. Він також акумулюється переважно в меланінвмісних структурах ЦНС.

Манган є необхідним елементом для тварини і людини, але з усього мангану, що потрапляє до організму, всмоктується лише близько 3% незалежно від його кількості. Манган необхідний як кофактор у ряді ферментних систем; він сприяє правильному функціонуванню флавопротеїнів, у синтезі сульфованих мукополісахаридів, холестерину, гемоглобіну й у великій кількості інших процесів метаболізму. Основними шляхами всмоктування

мангану є дихальний і шлунково-кишковий тракти. Внаслідок слабкої розчинності мангану в шлунковому соку зі шлунково-кишкового тракту всмоктується лише 3–4% введеної кількості речовини. Усмоктування мангану тісно пов'язане із засвоєнням заліза. Анемія веде до підвищення усмоктування, як заліза, так і марганцю. Виведення мангану з організму відбувається частково за рахунок секреції підшлункової залози, а також безпосередньо через кишкову стінку. Дуже невелика кількість мангану виводиться із сечею. Потреба в марганці становить 0,2–0,3 мг на 1 кг ваги людини на добу. Вміст мангану у продуктах харчування є достатнім для забезпечення потреб організму в цьому мікроелементі. У зв'язку із цим у людей майже не зустрічаються захворювання пов'язані із дефіцитом мангану. Його вміст у продуктах рослинного походження коливається в межах від 8 до 50 мг/кг, в продуктах тваринного походження значно менше – 0,1–2 мг/кг. Тільки печінка та нирки так само багаті на манган, як і рослини. Найбільше марганцю міститься в журавлині й чаї, не на багато менше в каштанах, какао, овочах, фруктах (100–200 мкг/100 г).

Нікель

Нікель визнаний незамінним мікроелементом відносно недавно. Його життєва необхідність була встановлена після 1970 року. За механізмом своєї біологічної дії нікель проявляє велику схожість з іншими 3d-елементами – залізом та кобальтом.

Останнім часом біологічний ефект нікелю інтенсивно вивчається у зв'язку із глобальним забрудненням навколишнього середовища, щорічно в атмосферу та ґрунти планети викидається 15000 т нікелю. Значна частина розчинних сполук нікелю поглинається як фотосинтезуючими організмами світового океану, так і морськими тваринами. Орієнтовно можна вважати, що протягом року у біологічну міграцію потрапляють сотні тисяч тон нікелю. Вживання у їжу продуктів тваринного та рослинного походження призводить до підвищеного потрапляння в організм людини цього мікроелементу. Інше джерело проникнення нікелю в організм – локальні техногенні геохімічні аномалії, які формуються навколо підприємств, які переробляють нікель.

Концентрація нікелю в органах та тканинах невисока. Найбільший вміст цього елемента знайдено у кістках та легенях. Усмоктування нікелю навіть за умови його підвищеного вмісту у раціоні коливається у межах 1–10%, потребує енергозатрат та здійснюється загальною із залізом транспортною системою. Досліди на лабораторних тваринах довели, що за умови дефіциту заліза засвоєння нікелю відбувається значно більше.

Транспорт нікелю в крові здійснюється здебільшого альбуміном, який утворює з ним пентакоординований комплекс, який включає в себе як ліганд нітроген α -аміногрупи, два депротонованих нітрогени пептидних зв'язків, імідазольний нітроген та карбоксильну групу бокового ланцюга залишку аспарагінової кислоти.

Розглядаючи життєву необхідність нікелю для людини необхідно, як і у випадку з кобальтом, розглядати два головні аспекти – його посередню дію на

організм через мікроорганізми та екзогенні ферменти травного тракту та його пряму участь у метаболізмі.

Мікрофлора ШКТ містить цілий ряд ферментів, у складі яких знайдено нікель. Ці ферменти беруть участь у травленні їжі та можуть значно впливати на фізіологічний стан людини.

На цей час встановлено його роль як кофермента у процесах метаболізму заліза. Як кофактор не ідентифікованої біоліганди, що зв'язує залізо або бере участь у ферментному перетворенні Fe^{3+} на Fe^{2+} , нікель сприяє всмоктуванню заліза у ШКТ. При цьому збільшення потрапляння в організм заліза супроводжується збільшенням потреби у харчовому нікелі.

Біологічна дія нікелю на організм пояснюється також і тим, що він бере участь у структурній організації та функціонуванні основних клітинних компонентів – ДНК, РНК та білка. Разом із цим є думка, що нікель бере участь у гормональному регулюванні організму.

Крім того, нікель сприяє засвоєнню міді – ще одного незамінного для кровотворення елементу. Під час експериментальних досліджень препаратів нікелю було показано значне прискорення регенерації еритроцитів і збільшення кількості гемоглобіну. Важливість харчового або виділеного з натуральних продуктів нікелю підкреслюється тим, що синтетичні сполуки цього елементу належать до канцерогенних речовин. Нікель є у більшості харчових продуктів, але у концентраціях нижче (і зазвичай набагато нижче) 1 мг/кг. Мало відомо про хімічну форму нікелю у харчових продуктах, хоча він, можливо, частково утворює комплекси з фітиновою кислотою. Надходження нікелю з їжею, за наявними даними, варіюється від 200 до 900 мкг/добу. Було визначено, що у винах і пиві вміст нікелю дорівнює 100 і 50 мкг/л відповідно.

Цинк

Біологічна роль цинку була встановлена приблизно 140 років тому, коли у 1869 році Д. Раулін показав, що даний елемент є необхідним для зростання *Aspergillus niger*. У подальшому це положення було доведено для рослин і тварин, а у середині ХХ сторіччя було підтверджено й для людини.

Запаси цинку в організмі людини є невеликими, у дорослої людини його міститься всього 22,9–30,6 ммоль, тобто 1,5–2 г. Цинк знайдено в усіх органах та тканинах.

Відомо, що із їжі, яка не є багатою на цинк засвоюється до 85% від загальної кількості цього елементу, а із звичайної їжі всього 10–30%. Це можна пояснити тим, що на всмоктування цинку впливає об'єм їжі, яку з'їдає людина та вміст в цій їжі клітковини, яка прискорюючи проходження їжі по ШКТ зменшує контакт цинку з ділянками його абсорбції. Всмоктування цинку значно зменшується під час протікання запальних процесів під дією лейкоцитарного ендогенного медіатора ІЛ-1, який викликає одночасне зниження рівня цинку в плазмі крові та накопичення його у печінці.

Цинк як кофермент бере участь у широкому спектрі реакцій біосинтезу білка (більш 70) і метаболізму нуклеїнових кислот (включаючи процеси

реплікації ДНК і транскрипції), що забезпечують, у першу чергу, зростання і статеву зрілість організму. При цьому цинк, разом із манганом, є специфічними мікроелементами, що впливають на стан статевої функції, а саме на активність деяких статевих гормонів, сперматогенез, розвиток чоловічих статевих залоз і вторинних статевих ознак. Крім того, останнім часом розглядається роль цинку у запобіганні гіпертрофічних процесів у передміхуровій залозі.

Цинк разом із сіркою бере участь у процесах росту й відновлення шкіри й волосся. Разом із манганом і міддю цинк значною мірою забезпечує сприйняття запахів та смакових відчуттів. Цинк як незамінний компонент входить до складу молекули інсуліну, причому рівень його виявляється зниженим у хворих цукровим діабетом. Дуже важливо, що даний мікроелемент є коферментом алкогольдегідрогенази, що забезпечує метаболізм етилового спирту. При цьому рівень засвоєння цинку при хронічному алкоголізмі різко знижується. Необхідно також ураховувати участь цинку в порфіриновому обміні, тісно пов'язаному із процесами кровотворення. Крім того, цинк (поряд з вітаміном С) необхідний для активації фолієвої кислоти зі зв'язаної форми, після чого фолацин може проникати усередину кліток і включатися в процеси кровотворення. Інший важливий взаємозв'язок цинку й вітамінів просліджується відносно вітаміну А. По-перше, цинк як кофермент сприяє вивільненню вітаміну А із внутрішнього печінкового депо. По-друге, цинк необхідний для трансформації ретинолу на ретиналь, який бере участь в утворенні зорового пігменту сітківки. Таким чином, так звана «куряча сліпота» (тобто порушення нічного бачення) може розвиватися не тільки за відсутності вітаміну А, але й цинку. Цинк разом із вітаміном В₆ забезпечує метаболізм ненасичених жирних кислот і синтез простагландинів. Цинк дуже важливий для процесів травлення й засвоєння поживних речовин. Так, цинк забезпечує синтез найважливіших травних ферментів у підшлунковій залозі, а також бере участь в утворенні транспортних часток, у складі яких харчові жири можуть всмоктуватися у кров.

Цинк поряд з вітамінами групи В є важливим регулятором функцій нервової системи. У разі дефіциту цинку можуть виникати емоційні розлади, емоційна нестійкість, дратівливість, а в дуже важких випадках – порушення функцій мозочка. Нарешті, усе більше даних накопичується на користь участі цинку в процесах дозрівання лімфоцитів і реакціях клітинного імунітету.

Першорядна важливість даного мікроелементу для функцій організму підкреслюється тим фактом, що цинк є одним з деяких мінералів, для якого описані окремі й зовсім специфічні синдроми недостатності. У випадку дефіциту цинку розвивається так званий ентеропатичний дерматит. Це захворювання є особливо характерним для окремих національних груп, що використовують як основну їжу бездріжджовий хліб. Цей хліб містить великі кількості солей фітинової кислоти, які звичайно руйнуються дріжджовою фітазою. Фітати зв'язують харчовий цинк на нерозчинні сполуки. Ентеропатичний акродерматит поєднує в собі майже всі порушення тих найважливіших функцій, у яких бере участь цинк. Це й хронічні проноси

(внаслідок недостатності травних ферментів і порушення усмоктування жирів), а внаслідок цього вторинний дефіцит більшості інших найважливіших нутрієнтів; порушення росту (у першу чергу, кісток); сухість й уразливість шкіри, гнійний дерматит, випадання волосся; порушення нічного зору й фотофобія; емоційна нестійкість, дратівливість, мозочкова атаксія; імунодефіцитні стани. Їжа, безсумнівно, основне джерело цинку. Вміст цинку у харчових продуктах зазвичай коливається в межах 150–25000 мкг%. Але у печінці, м'ясі й бобових він досягає 3000–5000 мкг%. Добова потреба в цинку цілком задовольняється звичайним раціоном. Середньодобове надходження цинку тільки з питною водою становить порядку 400 мкг. Іноді, дефіцит цинку може відчутися на собі організм дітей і підлітків, які недостатньо вживають тваринні продукти.

Селен

Ще в середині ХХ ст. селен не тільки не розглядався наукою про харчування, але й навіть вважався дуже токсичним елементом з канцерогенними властивостями. У 1295 році мандрівник Марко Поло описує синдром, пов'язаний із вживанням у їжу рослин із надлишковим вмістом селену. У щоденнику мандрівника вказано, що тварини, які перевозили вантажі страждали від ураження ніг та копит під час поїдання деяких трав, що зростають на кордоні Туркестану та Тибету. Подібні факти встановлювалися у 1860 році для захворювань коней, що випасалися на Юній Дакоті (США), 1931 році подібні випадки були зареєстровані на окремих пасовищах Великих рівнин (алкалоз, сліпа кульгавість, так називалися на той час захворювання, пов'язані з отруєнням селеном, що міститься у великих кількостях в деяких рослинах цих місць). Але вже у 60-х роках минулого сторіччя було встановлено, що причиною ендемічної кардіоміопатії у тварин і людей є дефіцит селену у ґрунті. У 70-х роках властивості селену було всебічно вивчено і виявилось, що цей елемент є необхідним для активації одного із ключових ферментів антиоксидантної системи організму – глутатіонпероксидази. Цей фермент запобігає активації перекісного окиснення ліпідів мембран – процесу, який викликає порушення структурної й функціональної цілісності мембран клітин, сприяє підвищенню проникності й зниженню стійкості клітинних структур щодо ушкоджень.

Всмоктування селену може здійснюватися через травний тракт, шкіру та легені. Засвоєння розчинних форм селену у травному тракті здійснюється на 80–100%. Доведено, що органічні сполуки селену засвоюються краще, ніж неорганічні.

Особливо страждає від дефіциту селену серцево-судинна система. Це проявляється у вигляді прогресуючого атеросклерозу і слабкістю серцевого м'яза, а за умов хронічного дефіциту селену може розвиватися практично невиліковна кардіоміопатія. Крім того, було доведено, що селен є необхідним коферментом йодпероксидази – основного ферменту синтезу гормонів щитоподібної залози, тобто дефіцит селену може значною мірою збільшувати

прояви йодної недостатності, а призначення препаратів одного тільки йоду може бути малоефективним. Останнім часом на рівні сучасних досліджень знаходить підтвердження одне з важливих спостережень давньокитайської медицини, яке вказує на те, що адекватне забезпечення організму селеном сприяє уповільненню процесу старіння й веде до довголіття. Цікаво помітити, що знамениті лікувальні сорти зеленого чаю, що поставлялися з метою досягнення здоров'я й довголіття в імператорські палаци в Прадавньому Китаї, вирощувалися в тих гірських провінціях, у ґрунтах яких, у наш час, за допомогою сучасних аналітичних методів визначається високий вміст селену.

Після відкриття селену було встановлено, що вітамін Е і селен діють на різні ланки одного процесу і є суворо взаємодоповнюючими одне одного, тобто їхня антиокислювальна активність за умов спільного застосування різко зростає. Синергізм обох антиоксидантів особливо цікавий у контексті антиракової активності. Так, було показано, що призначення препаратів селену одночасно з вітаміном Е значно підсилювало антиканцерогенний ефект відносно експериментальних пухлин. У зв'язку із цим цікаво відзначити, що насіння рослин поряд з вітаміном Е також містить значні кількості селену. Потрапляння селену з їжею залежить від умов і характеру споживання та рівню вмісту селену у харчових продуктах. Овочі та фрукти є бідним джерелом селену на відміну від зерна, зернових продуктів, м'яса (особливо субпродуктів), продуктів моря, які містять істотні кількості селену, що звичайно набагато перевищують 0,2 мг/кг у перерахунку на сиру масу. Хімічний склад ґрунту й вміст у ньому селену суттєво впливають на кількість селену у зерні, що коливається у межах від 0,04 до 21 мг/кг.

Молібден

Молібден – це єдиний елемент другої серії перехідних елементів, біологічна функція якого на цей час є зрозумілою. Більше 100 років тому таке захворювання, як молібденом було зафіксовано у сільськогосподарських тварин, які мешкали в деяких районах Англії. Це захворювання зустрічалося в районах, де ґрунти багаті на цей мікроелемент. Перші дослідження молібдену дозволили запропонувати й ефективні ліки, першим серед яких був купрум сульфат. Таким чином, з самого початку було знайдено фізіологічний антагонізм цих двох металів. Молібден добре всмоктується як з продуктів харчування так і з більшості своїх неорганічних сполук. Загальна кількість молібдену в організмі дорослої людини становить приблизно 7 мг. Вміст молібдену в крові становить близько 0,5 мкг на 100 мл. Більш високі концентрації цього елемента було виявлено в людей, що проживають у регіонах, де ґрунт найбільш багатий сполуками цього металу. Так, у деяких районах Вірменії відзначено часті випадки захворювання подагрою в мешканців, що харчуються, здебільшого, місцевими продуктами, у яких були виявлені надзвичайно високі концентрації молібдену. Його вміст у раціоні харчування жителів цього району становить 10–15 мг. В інших районах, де випадки подагри зустрічалися рідше, люди з їжею одержували всього 1–2 мг

молібдену в день. Молібден є складовою частиною ряду ферментів, таких як ксантиноксидаза, альдегідоксидаза, сульфатоксидаза. Відомо, що молібден гальмує розвиток карієсу. Денна потреба в молібдені становить 2 мкг на 1 кг маси тіла. У Російській Федерації добове споживання молібдену становить 0,27 мг. Найбільш багаті молібденом різні види овочів (наприклад, бобові) і внутрішні органи тварин.

Кобальт

Життєва необхідність кобальту для організму була встановлена в ході вивчення ендемічної хвороби сільськогосподарських тварин, які мешкали на певних пасовищах Нової Зеландії та Австралії. Їх хворобу в цих країнах називали «хвороба Мортонна» або «берегова хвороба». Спочатку вважали, що це захворювання викликане дефіцитом заліза, оскільки саме неочищені сполуки заліза лікували цю хворобу. Але у подальшому з'ясувалося, що лікувальний ефект має не залізо, а кобальт, що містився у цих речовинах у вигляді домішки.

Вивчаючи кобальтову недостатність у тварин вчені звернули увагу на лікувальний ефект печінки та висказали думку, що кобальт сприяє синтезу особливого ендogenous фактору, необхідного для життєдіяльності всього організму. У 1926 році було встановлено лікувальний ефект печінки при злоякісній анемії у людини (хвороба Адісона-Бірмера), а через 22 роки із цього органу було виділено у чистому вигляді вітамін В12, який містить 4% кобальту. Усі дані, які накопичені на сьогоднішній день свідчать, що основною біологічною функцією кобальту в організмі є його наявність у молекулі вітаміну В12. Деякі автори вважають, що дефіцит кобальту є недостатністю вітаміну В12.

Кобальт засвоюється організмом людини краще інших мікроелементів. Максимальна концентрація кобальту в тканинах становить приблизно 100 мкг/кг. Загальний вміст кобальту в організмі дорослої людини становить 5 мг. Людина з їжею щодня отримує 5,63–7,94 мкг кобальту, з яких 73–97% засвоюється.

Середня добова потреба в кобальті становить 60 мкг на 1 кг маси тіла. Вважають, що людина потребує кобальт тільки у вигляді ціанокобаламіну (вітамін В12). У деяких країнах сполуки кобальту застосовують як харчові добавки до пива для стабілізації піни. Але було з'ясовано, що така добавка стала причиною серцевих захворювань у споживачів пива. Тому виробники відмовилися від використання сполук кобальту у вигляді харчової добавки.

Надходження кобальту з водою може доходити до 10 мкг на добу. 90% всієї кількості кобальту, який споживає людина припадає на продукти рослинного походження. У коров'ячому молоці рівень цього мікроелементу низький та знаходиться у межах 0,4–1,1 мкг/л. Печінка та нирки тварин зазвичай містять 0,15–0,25% сухої речовини.

Здатність всмоктуватися у кобальту та заліза значно зростає за умови дефіциту останнього.

2.4 Вплив технологічної обробки на мінеральний склад харчових продуктів

Під час переробки харчової сировини, як правило, відбувається зниження вмісту мінеральних речовин (окрім додавання харчової солі). У рослинних продуктах вони втрачаються з відходами. Так, вміст ряду макро- і особливо мікроелементів при виробництві крупи та борошна після обробки зерна знижується, оскільки в оболонках, що видаляються, і зародках цих компонентів знаходиться більше, ніж в цілому зерні.

Наприклад, в середньому, у зерні пшениці і іржі зольних елементів міститься близько 1,7%, в борошні ж залежно від сорту від 0,5 (у вищому гатунку) до 1,5% (у першому та другому). При очищенні овочів і картоплі втрачається від 10 до 30% мінеральних речовин. Якщо їх піддають тепловій кулінарній обробці, то залежно від технології втрачається ще від 8 до 48% (табл. 2.7).

Таблиця 2.7

Вплив теплової обробки на вміст мінеральних речовин у харчовій сировині

Харчова сировина	Втрати мінеральних речовин після термічної обробки, % (перерахунок на золу)		
	варіння	варіння гострою парою	жаріння, пасерування, запікання
Цілі очищені бульби картоплі	19–38	8–19	незначні
Корінь буряка	26–42	13–21	незначні
Корінь моркви	18–48	9–24	незначні

М'ясні, рибні продукти і птиця головним чином втрачають такі макроелементи, як кальцій і фосфор, під час відділення м'якоті від кісток.

Під час проведення теплової кулінарної обробки (варіння, смаження, тушкування) м'ясо втрачає від 5 до 50% мінеральних речовин. Проте якщо обробку проводити за наявності кісток, що містять багато кальцію, то можливе збільшення вмісту кальцію в кулінарно оброблених м'ясних продуктах на 20%.

Деяка кількість мікроелементів може переходити у кінцевий продукт у технологічному процесі за рахунок недостатньо якісного устаткування. Так, при виготовленні хліба в результаті контакту тіста з устаткуванням вміст заліза може збільшуватися на 30%. Цей процес небажаний, оскільки разом із залізом у продукт можуть переходити і токсичні елементи, що містяться у вигляді домішок в металі.

Під час зберігання консервів у бляшанках, що не відповідають санітарно-гігієнічним вимогам або за умов порушення захисного лакового шару в продукт

можуть переходити такі високотоксичні елементи як свинець, кадмій, а також олово. Максимальна кількість токсичних елементів у різних групах харчових продуктів регламентується МБТ-5061 (табл. 2.8) [9].

Таблиця 2.8

Допустимі рівні токсичних елементів у харчових продуктах

Група продуктів	Допустимі рівні токсичних елементів, мг/кг, не більше					
	свинець	кадмій	миш'як	ртуть	мідь	цинк
1	2	3	4	5	6	7
М'ясні продукти						
М'ясо та птиця свіжі, охолоджені й морожені	0,5	0,05	0,1	0,03	5,0	70,0
Ковбаси кулінарні вироби з м'яса і птиці	0,5	0,05	0,1	0,03	5,0	70,0
Консерви м'ясні та м'ясо-рослинні						
- консерви з м'яса і птиці у скляній, алюмінієвій і суцільнотягнутій жерстяній тарі	0,5	0,05	0,1	0,03	5,0	70,0
- консерви з м'яса і птиці в збірній жерстяній тарі*	1,0	0,1	0,1	0,03	5,0	70,0
Субпродукти господарських тварин і птиці	0,6	0,3	1,0	0,1	20,0	100,0
- нирки та продукти їх переробки	1,0	1,0	1,0	0,2	20,0	100,0
Яйця та яйцепродукти						
- яйця	0,3	0,01	0,1	0,02	3,0	50,0
- яєчний порошок	3,0	0,1	0,5	0,1	15,0	200,0
Молоко та молочні продукти						
Молоко та кисломолочні вироби	0,1	0,03	0,06	0,005	1,0	5,0
Консерви молочні						
- молоко згущене стерилізоване в банках*	0,3	0,1	0,15	0,015	3,0	15,0

Продовження таблиці 2.8

1	2	3	4	5	6	7
Молоко та молочні вироби сухі	0,1	0,03	0,05	0,005	1,0	5,0
Сири та сирні вироби	0,3	0,2	0,2	0,02	4,0	50,0
Риба, рибні та інші продукти моря						
Риба свіжа, охолоджена і заморожена						
- прісноводна хижа	1,0	0,2	1,0	0,6	10,0	40,0
- прісноводна не хижа	1,0	0,2	1,0	0,3	10,0	40,0
- морська	1,0	0,2	5,0	0,4	10,0	40,0
- тунцева	2,0	0,2	5,0	0,7	10,0	40,0
Риба консервована у скляній, алюмінієвій і суцільнотягнутій жерстяній тарі						
- морська	1,0	0,2	1,0	0,3	10,0	40,0
- тунцева	1,0	0,2	5,0	0,4	10,0	40,0
	2,0	0,2	5,0	0,7	10,0	40,0
Риба консервована у збірній жерстяній тарі						
- прісноводна*	1,0	0,2	1,0	0,3	10,0	40,0
- морська*	1,0	0,2	5,0	0,4	10,0	40,0
- тунцева*	2,0	0,2	5,0	0,7	10,0	40,0
Молюски і ракоподібні	10,0	2,0	2,0	0,2	30,0	200,0
Хлібобулочні та борошномельно крупні вироби						
Зерно і зернобобові						
- зернові	0,5	0,1	0,2	0,03	10,0	50,0
- зернобобові	0,5	0,1	0,3	0,02	10,0	50,0
Крупи, борошно та макаронні вироби						
- крупи	0,5	0,1	0,2	0,03	10,0	50,0
- борошно	0,5	0,1	0,2	0,02	10,0	50,0
Хлібобулочні вироби						
- хліб	0,3	0,05	0,1	0,01	5,0	25,0
- бубличні та цукрові вироби	0,5	0,1	0,2	0,02	10,0	30,0

Продовження таблиці 2.8

1	2	3	4	5	6	7
Цукор і кондитерські вироби						
Цукор-пісок	1,0	0,05	0,5	0,01	1,0	3,0
Кондитерські цукристі вироби						
- горіхи	0,5	0,1	0,3	0,05	15,0	100,0
- цукерки і подібні вироби	1,0	0,1	0,5	0,01	15,0	30,0
- какао, какао-порошок, шоколад	1,0	0,5	1,0	0,1	50,0	70,0
- печиво	0,5	0,1	0,3	0,02	10,0	30,0
Флодоовочева продукція						
Буряк і свіжоморожені фрукти, ягоди, овочі, картопля та гриби						
- овочі та картопля	0,5	0,03	0,2	0,02	5,0	10,0
- фрукти та виноград	0,4	0,03	0,2	0,02	10,0	
- ягоди	0,4	0,03	0,2	0,02	5,0	10,0
- гриби	0,5	0,1	0,5	0,05	10,0	20,0
Сухі фрукти, ягоди, овочі, картопля, гриби						
- овочі та картопля сушені і концентровані	0,5	0,03	0,2	0,02	5,0	10,0
- фрукти і ягоди сушені та концентровані	0,4	0,03	0,2	0,02	5,0	10,0
- гриби сушені	0,5	0,1	0,5	0,05	10,0	20,0
- чай	10,0	1,0	1,0	0,1	100,0	
Консервовані фрукти, ягоди, овочі, гриби						
- консерви овочеві у скляній, алюмінієвій і суцільнотягнутій жерстяній тарі	0,5	0,03	0,2	0,02	5,0	10,0
- консерви овочеві у збірній жерстяній тарі*	0,1	0,05	0,2	0,02	5,0	10,0
- консерви фруктові, ягідні та соки у скляній, алюмінієвій і суцільнотягнутій жерстяній тарі	0,4	0,03	0,2	0,02	5,0	10,0

Продовження таблиці 2.8

1	2	3	4	5	6	7
- консерви фруктові, ягідні та соки у збірній жерстяній тарі*	1,0	0,05	0,2	0,02	5,0	10,0
гриби консервовані (у скляній тарі)	0,5	0,1	0,5	0,05	10,0	20,0
Жирові продукти						
Масло рослинне**	0,1	0,05	0,1	0,03	0,5	5,0
Продукти переробки рослинних олій** - маргарини	0,1	0,05	0,1	0,05	1,0	10,0
Масла тваринні** - масло коров'яче, жири тваринні	0,1	0,03	0,1	0,03	0,5	5,0
Напої та продукти бродіння						
Мінеральні води	0,1	0,01	0,1	0,005	1,0	5,0
Напої на настоях і есенціях	0,3	0,03	0,1	0,005	3,0	10,0
Пиво, вино, горілка та інші спиртні напої***	0,3	0,03	0,2	0,005	5,0	10,0
Інші продукти						
Ізоляти та концентрати білка	1,0	0,1	1,0	0,03	30,0	
Казеїн	0,3	0,2			4,0	50,0
Пектин	1,0	0,1	0,5	0,1	10,0	30,0
Висівки пшеничні	1,0	0,1	0,2	0,03	20,0	130,0

Примітка: додатково нормується вміст: *олова – не більше 200,0 мг/кг; **заліза – не більше 5,0 мг/кг; ***заліза – не більше 15,0 мг/кг

Слід врахувати, що ряд металів, таких як залізо і мідь, навіть в невеликих концентраціях можуть викликати небажане окиснення продуктів. Їх каталітичні окислювальні здатності особливо яскраво виявляються відносно жирів і жиромісних продуктів.

Так, наприклад, за концентрації заліза вище 1,5 мг/кг і міді 0,4 мг/кг при тривалому зберіганні вершкового масла і маргаринів ці метали викликають згіркнення продуктів. Під час зберігання напоїв за наявності заліза вище 5 мг/л і міді 1 мг/л за певних умов часто може спостерігатися помутніння напоїв.

2.5 Методи визначення мінеральних речовин

Визначення мінеральних речовин у складі біологічних об'єктів, до яких належать продукти харчування – це дуже складне завдання. Антропогенна дія на навколишнє середовище призводить до поступового накопичення токсичних мікроелементів (As, Be, Bi, Hg, Pb, Sb, Se, Sn, Te) в органах та тканинах тварин, рослин і, як слідок, до забруднення продуктів харчування, які ми отримуємо з цієї сировини. Тому аналітичний контроль мінерально складової повинен бути дуже суворим. Визначення макро- та мікроелементів у біологічних об'єктах пов'язано із необхідністю їх мінералізації. Мінералізація цих об'єктів здійснюється «мокрим» або «сухим» способами. Мокра мінералізація – це обробка досліджуваного зразку розчинами кислот та окисників, суха – це спалювання просто неба або в атмосфері кисню. Використовують також розкладання у мікрохвильовій печі або під дією електричного розряду.

Мокру мінералізацію проводять також із використанням ультразвуку, що значно прискорює процес розчинення та зменшує втрати мікроелементів. Позитивними боками сухої мінералізації є простота та доступність. Але очевидними є й недоліки цього методу: можливі втрати мікроелементів, крім того, процес сухої мінералізації потребує багато часу. За умови пробопідготовки шляхом мокрої мінералізації втрати мікроелементів значно зменшуються, але зростає вірогідність забруднення зразка під час використання великої кількості реагентів. Часто доцільним є здійснення мокрої мінералізації в автоклавах під тиском, що дозволяє звести до мінімуму втрати, скоротити витрати реагентів, прискорити процеси розкладу. Крім того, в автоклавах стає можливим мінералізувати матеріали, які за атмосферного тиску важко або взагалі неможливо розчинити.

Методами мокрої та сухої мінералізації здійснюється водночас й концентрування мікроелементів (табл. 2.9).

Таблиця 2.9

Визначення мікроелементів у біологічних об'єктах, основане на концентруванні методами мокрої та сухої мінералізації

Елементи, що визначаються	Об'єкт аналізу	Умови мінералізації	Метод визначення
1	2	3	4
Al, Ba, Be, Bi, Ca, Cd, Co, Cr, Cu, Fe, K, Mg, Mn, Mo, Na, Ni, Pb, Sb, Si, Sn, Ti, V, Zn	Продукти нафтопереробки	Суха мінералізація у платиновому тиглі за наявності сульфоналу калію або магнію	Атомно-абсорбційний
Ni	Кора дерев, листя	Суха мінералізація за 550°C, тривалість 2 години	Атомно-абсорбційний

Продовження таблиці 2.9

1	2	3	4
Co, Sb, Ti	Лавсан	Суша мінералізація за 400–450°C, тривалість 5–6 годин	Атомно-емісійний
Co, Fe, Ni, Zn	Органічні сполуки	Низькотемпературна киснева плазма височастотного розряду	Атомно-абсорбційний
Мікроелементи	Кров, зрізи тканин	Низькотемпературна мінералізація у кисневій плазмі (150°C), що генерується височастотним електромагнітним полем	Рентгенівська спектрометрія, що збуджується протонами
As, Ba, Cr, Fe, Mn, Rb, Sr, Ti, Zn	Біологічні матеріали	Звичайна мінералізація або мінералізація у кисневій плазмі за 100°C	Іскрова-мас-спектрометрія
As, Cd, Cr, Pb, Se	Сухе молоко, волосся людини, сеча та інші біологічні матеріали	Мокра мінералізація в автоклаві, HNO ₃ (1:1), 160°C, тривалість 30–60 хвилин	Атомно-абсорбційний метод з електротермічною атомізацією

Для концентрування мікроелементів використовують також екстракцію, сорбцію, електролітичне виділення. Наприклад, під час аналізу молока для концентрування мікроелементів використовують іонообмінні мембрани. Під час серійного експрес-визначення радіюоду у молоці, пробу молока, змішану із розчином формальдегіду (масова частка формальдегіду складає 37% у розчині) пропускають крізь циліндр із пінополіуретану, попередньо просочену 0,1М розчином йоду у 10% розчині Аладіна-336 в толуолі. Після чого сорбент γ -спектрометрують.

Для значного зниження порогів визначення мінеральних речовин мінералізацію поєднують з іншими методами концентрування: екстракцією, сорбцією, гідридоутворенням тощо (табл. 2.10).

Для аналізу мінеральних речовин, здебільшого, використовуються хімічні, електрохімічні та спектроскопічні методи аналізу.

Таблиця 2.10

Комбінація методів концентрування під час визначення мінеральних речовин у біологічних об'єктах

Елементи, що визначаються	Об'єкт аналізу	Комбінація методів концентрування	Метод визначення
Al, Co, Cr, Mn, Mo, Ni, V	Сироватка крові	Пробу заморожують при -20°C та піддають сублимаційному сушінню. Мінералізують при 100, 150, 200 і 250° С протягом 1 години та 480°C протягом ночі. Розчиняють у HNO ₃ (1:1)	Атомно-абсорбційний метод із електротермічною атоміацією
Co, Mn, Mo, Ni, Pb, V, Zn	Рослинні матеріали	Мінералізація при 430–450° С протягом 16–18 годин. Розчиняють в HCl. Екстракція: піролідиндитіокарбамінат, хлороформ	Атомно-емісійний метод
Hg	Кров та проби гомогенізованих внутрішніх органів людини	Мокра мінералізація: H ₂ SO ₄ (конц.), HNO ₃ , у присутності KMnO ₄ . Екстракція: дитизон, хлороформ	Спектрофотометрія
Be, Hf, Nb, Ta, Zr	Рослини	Суша мінералізація за 500°C. Сорбція на пірогалоформальдегідній смолі	Атомно-емісійний метод
Cd, Co, Fe, Mo, V, Zn	Сироватка крові, тканини тварин	Мокра автоклавна мінералізація. Сорбція на комплексоутворюючому сорбенті із дитіокарбамінатними групами	Атомно-емісійний метод із індуктивно зв'язаною плазмою
Hg	Порошкоподібне молоко, горох, картопля, тканини риб	Мокра автоклавна мінералізація: суміш HCl (конц.), H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , у присутності H ₂ O ₂ . Електролітичне виділення	Атомно-флуоресцентний метод
As, Sb, Se	Біологічні об'єкти	Мінералізація та гірдоутворення	Атомно-емісійний метод з індуктивно зв'язаною плазмою

2.5.1 Хімічні методи

В основі хімічних методів відкриття та визначення лежать хімічні реакції трьох типів: кислотно-основні, окисно-відновні та реакції комплексоутворення. Іноді вони супроводжуються зміною агрегатного стану компонентів. Найбільше значення серед хімічних методів мають гравіметричний та титриметричний. Ці аналітичні методи називають класичними. Критеріями придатності хімічної реакції, як основи аналітичного методу у більшості випадків є повнота протікання та висока швидкість.

Класичні методи поступово замінюються інструментальними. Але вони залишаються неперевершеними за точністю: відносна похибка визначення зрідка перевищує 0,1–0,2%, тоді як похибка більшості інструментальних методів – 2–5%. Класичні методи залишаються стандартними для оцінки правильності визначень. Основна область використання гравіметрії та титриметрії – прецизійне визначення великих та середніх кількостей речовин.

2.5.2 Електрохімічні методи

Електрохімічні методи аналізу та дослідження побудовані на дослідженні та використанні процесів, які перебігають на поверхні електроду або у області біля поверхні електроду. Аналітичним сигналом може бути будь-який електричний параметр (потенціал, сила струму, опір тощо), функціонально пов'язаний із концентрацією розчину, що піддається аналізу, який можна правильно виміряти.

Розрізняють прямі та непрямі електрохімічні методи. У прямих методах використовують залежність сил струму (потенціалу тощо) від концентрації компонента, який визначається. У непрямих методах силу струму (потенціал тощо) вимірюють із метою знаходження кінцевої точки титрування, компонента, який визначається титрантом, який підходить, тобто використовують залежність параметру, що вимірюється від об'єму титранту.

Для будь-яких електрохімічних досліджень необхідний електрохімічний ланцюг або електрохімічна чарунка, складовою частиною якої є розчин, що аналізується.

2.5.3 Спектроскопічні методи

До спектроскопічних методів аналізу відносять фізичні методи, які базуються на взаємодії електромагнітного випромінювання із речовиною. Ця взаємодія призводить до різноманітних енергетичних переходів, які реєструються експериментально у вигляді поглинання випромінювання, віддзеркалення, розсіювання електромагнітного випромінювання.

Електромагнітне випромінювання під час взаємодії з речовиною може викликати в ній процеси різної фізичної природи, які саме використовуються

для хімічного аналізу. Загальний характер цих процесів залежить від енергії фотонів. Тому для класифікації методів аналізу весь діапазон енергій електромагнітних квантів розділять на області, які відповідають тому чи іншому фізичному процесу. У таблиці 2.11 вказано основні області електромагнітного випромінювання, що використовуються у хімічному аналізі.

Таблиця 2.11

Області енергій електромагнітного випромінювання, відповідні їм методи аналізу та процеси, що лежать в їх основі

Область (метод)	Характеристика енергії квантів		Процес
	λ , м	інші величини	
Радіочастотна (ЯМР, ЯПР)	$10^1 - 10^{-1}$	$\nu - 10 \text{ МГц} - 1 \text{ ГГц}$	Вимірювання спинів ядер та електронів
Мікрохвильова	$10^{-1} - 10^{-3}$	$\bar{\nu} - 0,1 - 10 \text{ см}^{-1}$	Зміна станів обертання
Оптична УФ видима інфрачервона (ГЧ, Ч)	$10^{-6} - 10^{-8}$ $10^{-3} - 10^{-6}$	$\lambda = 400 - 200 \text{ нм}$ $\lambda = 750 - 400 \text{ нм}$ $\bar{\nu} - 10 - 13000 \text{ см}^{-1}$	Зміна станів валентних електронів Зміна станів колювання
Рентгенівська	$10^{-8} - 10^{-10}$	$E - 0,1-100 \text{ КеВ}$	Зміна станів внутрішніх електронів
Гама-випромінювання (ядерно-фізичні)	$10^{-10} - 10^{-13}$	$E - 0,01-10 \text{ МеВ}$	Ядерні реакції

Спектроскопічні методи також можна розділити на атомні та молекулярні. Цей розподіл має принципове значення, оскільки в методах атомної спектроскопії ми завжди маємо справу із вузькими лінійчатыми спектрами, а в методах молекулярної спектроскопії – із широкими слабкоструктурованими спектрами. Саме це визначає можливість їх використання у хімічному аналізі та вимоги до вимірювальної апаратури – спектральним приладам.

КОНТРОЛЬНІ ЗАПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ

1. Які елементи називаються макро-, мікро-, та ультрамікроелементами?
2. Назвіть шляхи потрапляння мінеральних речовин до організму людини?
3. Що таке есенціальні елементи? Назвіть п'ятнадцять елементів, які на цей час вважаються есенціальними.
4. Дайте пояснення терміну «мікроелементози»?
5. Наведіть приклади токсичних елементів?
6. Чи може один і той же елемент бути одночасно і есенціальним і токсичним. Наведіть приклади.
7. Охарактеризуйте основні методи аналізу мінеральних речовин?
8. Які елементи належать до макроелементів?
9. На прикладі будь-якого макроелементу деталізуйте його роль в організмі людини.
10. Назвіть відомі вам мікроелементи?
11. Поясніть роль мікроелементів в організмі людини на прикладі будь-якого певного мікроелементу?
12. Чому підготовка зразків для аналізу мінеральної складової має таке велике значення?
- 13–16. За даними мінерального складу харчових продуктів (див. додаток 1) розрахувати вміст мінеральних речовин у запропонованій страві і визначити частку від добової потреби в раціоні дітей.

№ завдання	Найменування страви, № рецептури	Найменування продуктів	Витрати продуктів нетто, г
13	Бутерброд із сиром №3	Сир «Російський» Масло вершкове Хліб пшеничний	15 5 30
14	Какао з молоком №1025	Молоко Вода Какао-порошок Цукор	500 550 20 100
15	Суп молочний із рисовою крупою №259	Молоко Вода Крупа рисова Масло вершкове Цукор	500 550 60 8 10
16	Суп молочний з манною крупою №259	Молоко Вода Крупа манна Масло вершкове Цукор	500 550 60 8 10

17–20. За даними мінерального складу харчових продуктів (див. додаток Е) розрахувати вміст мінеральних речовин у запропонованій страві і визначити частку від добової потреби в раціоні жінок.

№ завдання	Найменування страви, № рецептури	Найменування продуктів	Витрати продуктів нетто, г
17	Бутерброд з ікрою зернистою №12	Ікра осетрова Масло вершкове Хліб пшеничний	10 2 30
18	Бутерброд з рибними гастрономічними продуктами №10	Горбуша солоня Масло вершкове Хліб пшеничний	20 5 30
19	Суп молочний з пшоняною крупою №259	Молоко Вода Крупа пшоняна Масло вершкове Цукор	500 550 80 8 10
20	Картопляне пюре №326	Картопля Молоко Маргарин столовий Масло вершкове	215 30 510

21–24. За даними мінерального складу харчових продуктів (див. додаток Е) розрахувати вміст мінеральних речовин у запропонованій страві і визначити частку від добової потреби в раціоні чоловіків.

№ завдання	Найменування страви, № рецептури	Найменування продуктів	Витрати продуктів нетто, г
21	Салат із морської капусти (консерви) №51	Морська капуста Цибуля зелена	50 10
22	Ескалоп №606	Свинина Жир тваринний Сіль	80 5 1
23	Курчата «табака» №729	Курчата Масло вершкове Сметана	290 18 5
24	Биткі парові №671	Яловичина Хліб пшеничний Молоко Масло вершкове Сіль	37 9 11 2 1

ДОДАТКИ

Таблиця Б.1 – Тиск насиченої водяної пари в рівновазі з водою

Температура, °С	Тиск пари, Па (мм рт.ст.)	Температура, °С	Тиск пари, Па (мм рт.ст.)
0	$0,61 \cdot 10^3$ (4,58)	19	$2,20 \cdot 10^3$ (16,48)
5	$0,87 \cdot 10^3$ (6,54)	20	$2,33 \cdot 10^3$ (17,53)
10	$1,22 \cdot 10^3$ (9,20)	21	$2,48 \cdot 10^3$ (18,65)
15	$1,70 \cdot 10^3$ (12,79)	22	$2,64 \cdot 10^3$ (19,83)
16	$1,81 \cdot 10^3$ (13,63)	23	$2,80 \cdot 10^3$ (21,09)
17	$1,93 \cdot 10^3$ (14,53)	24	$2,97 \cdot 10^3$ (22,38)
18	$2,06 \cdot 10^3$ (15,48)	25	$3,16 \cdot 10^3$ (23,75)

Таблиця В.1 – Константи дисоціації деяких слабких електролітів

Речовина	K_d
HCOOH	$1,77 \cdot 10^{-4}$
CH ₃ COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$
HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$
H ₂ CO ₃	$K_I=4,45 \cdot 10^{-7}$ $K_{II}=4,80 \cdot 10^{-11}$
HF	$6,61 \cdot 10^{-4}$
HNO ₂	$4,00 \cdot 10^{-4}$
H ₂ SO ₃	$K_I=1,70 \cdot 10^{-2}$ $K_{II}=6,30 \cdot 10^{-8}$
H ₂ S	$K_I=1,1 \cdot 10^{-7}$ $K_{II}=1 \cdot 10^{-14}$
H ₂ SiO ₃	$K_I=1,3 \cdot 10^{-10}$ $K_{II}=2 \cdot 10^{-12}$
Fe(OH) ₂	$K_{II}=1,3 \cdot 10^{-4}$
Fe(OH) ₃	$K_{II}=1,82 \cdot 10^{-11}$ $K_{III}=1,35 \cdot 10^{-12}$
Cu(OH) ₂	$K_{II}=3,4 \cdot 10^{-7}$
Ni(OH) ₂	$K_{II}=2,5 \cdot 10^{-5}$
H ₃ PO ₄	$K_I=7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_{II}=6,31 \cdot 10^{-8}$ $K_{III}=1,3 \cdot 10^{-12}$
HAIO ₂	$6 \cdot 10^{-13}$
H ₃ BO ₄	$K_I=5,8 \cdot 10^{-10}$ $K_{II}=1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_{III}=1,6 \cdot 10^{-14}$
H ₂ O	$K_I=1,8 \cdot 10^{-16}$
NH ₃ ·H ₂ O	$1,79 \cdot 10^{-5}$
Al(OH) ₃	$K_I=1,38 \cdot 10^{-9}$

Таблиця Г.1 – Густина розчинів деяких солей, кислот та основ
за температури 20°C

Масова частка, %	Густина розчинів, г/см ³					
	NaCl	KCl	NH ₄ Cl	(NH ₄) ₂ SO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃	Na ₂ SO ₄
1	1,007	1,005	1,001	1,004	1,009	1,007
2	1,014	1,011	1,004	1,010	1,019	1,016
3	1,022	1,017	1,008	1,016	1,029	1,026
4	1,029	1,024	1,011	1,022	1,040	1,035
5	1,036	1,030	1,014	1,028	1,050	1,044
6	1,044	1,037	1,017	1,034	1,061	1,053
7	1,051	1,043	1,020	1,040	1,72	1,063
8	1,058	1,050	1,023	1,046	1,083	1,072
9	1,065	1,056	1,026	1,051	1,094	1,082
10	1,073	1,063	1,029	1,057	1,105	1,091
11	1,081	1,070	1,031	1,063	1,117	1,101
12	1,089	1,077	1,034	1,060	1,129	1,111
13	1,096	1,083	1,037	1,075	1,140	1,121
14	1,104	1,090	1,040	1,081	1,152	1,131
16	1,119	1,104	1,046	1,092	1,176	1,141
18	1,135	1,113	1,051	1,104	1,201	-
19	1,143	1,126	1,054	1,109	1,213	-
20	1,151	1,133	1,057	1,115	1,226	-
21	1,159	1,140	1,059	1,121	1,239	-
22	-	-	1,062	1,127	1,252	-
24	-	-	1,067	-	1,257	-
26	-	-	1,073	-	1,306	-
28	-	-	-	-	1,333	-

Додаток Д

Стандартні потенціали

Ag, Al, As, Au, B, Ba, Be, Bi, Br, C, Ca, Cd, Cl, Co, Cr, Cu, F, Fe, Ge, H, Hg, I, Ir, K, La, Li, Mg, Mn, Mo, N, Na, Ni, O, P, Pb, Pd, Pt, Ra, Rb, S, Sb, Sc, Se, Si, Sn, Sr, Te, Ti, V, W, Y, Zn

Елемент	Реакція	E^0
Ag	$\text{AgCl} + e = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,222
	$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$	0,344
	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	0,799
	$\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$	1,173
Al	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
	$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	-1,663
	$\text{AlO}_2^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{Al} + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,262
As	$\text{As} + 3\text{H}^+ + 3e = \text{AsH}_3$	-0,60
	$\text{HAsO}_2 + 3\text{H}^+ + 3e = \text{As} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,248
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,559
Au	$\text{Au}^{3+} + 2e = \text{Au}^+$	1,401
	$\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}$	1,498
	$\text{Au}^+ + 3e = \text{Au}$	1,692
B	$\text{BF}_4^- + 3e = \text{B} + 4\text{F}^-$	-1,04
	$\text{H}_3\text{BO}_3 + 3\text{H}^+ + 3e = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,869
	$\text{BO}_3^{3-} + 6\text{H}^+ + 3e = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,165
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}$	-2,905
Be	$\text{Be}^{2+} + 2e = \text{Be}$	-1,847
	$\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Be} + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,820
	$\text{BeO}_2^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Be} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,909
Bi	$\text{Bi}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = 2\text{Bi} + 6\text{OH}^-$	-0,46
	$\text{Bi}^{3+} + 3e = \text{Bi}$	0,215
	$\text{BiO}^+ + 2\text{H}^+ + 3e = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O}$	0,32
	$\text{Bi}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6e = 2\text{Bi} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,371
Br	$\text{BrO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{BrO}^- + 4\text{OH}^-$	0,54
	$\text{Br}_3^- + 2e = 3\text{Br}^-$	1,05
	$\text{Br}_2(\text{p}) + 2e = 2\text{Br}^-$	1,065
	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
	$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,59
C	$\text{C}(\text{графіт}) + 4\text{H}^+ + 4e = \text{CH}_4$	-0,132
	$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
	$2\text{CO}_3^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,441
	$\text{CO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e = \text{C}(\text{графіт}) + 3\text{H}_2\text{O}$	0,475
	$\text{CO} + 6\text{H}^+ + 6e = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$	0,497
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	-2,866
Cd	$\text{CdS} + 2e = \text{Cd} + \text{S}^{2-}$	-1,175
	$\text{Cd}^{2+} + 2e = \text{Cd}$	-0,403
Cl	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	0,36
	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 8e = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63
	$\text{ClO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 5e = \text{Cl}^- + 4\text{OH}^-$	0,85
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88
	$\text{ClO}_3^- + 2\text{H}^+ + e = \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,15
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,189

	$\text{ClO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$	1,351
	$\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Cl}^-$	1,3595
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38
	$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\text{e} = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	1,39
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,451
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,47
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,494
Co	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}$	-0,277
	$\text{Co}^{3+} + 3\text{e} = \text{Co}$	0,33
	$\text{Co}^{3+} + \text{e} = \text{Co}^{2+}$	1,38 - 1,842
Cr	$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cr}$	-0,913
	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e} = \text{Cr}$	-0,744
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 12\text{e} = 2\text{Cr} + 7\text{H}_2\text{O}$	0,294
	$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cr} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,366
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,945
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,333
	$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,477
Cs	$\text{Cs}^+ + \text{e} = \text{Cs}$	-2,923
Cu	$\text{Cu}_2\text{S} + 2\text{e} = 2\text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,89
	$\text{CuS} + 2\text{e} = \text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,71
	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,36
	$\text{Cu}^{2+} + \text{e} = \text{Cu}^+$	0,153
	$2\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{H}^+$	0,203
	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu}$	0,337
	$\text{Cu}^+ + \text{e} = \text{Cu}$	0,520
	$\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	0,570
	$2\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	0,669
F	$\text{F}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$	2,1
	$\text{F}_2 + 2\text{e} = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{FeS} + 2\text{e} = \text{Fe} + \text{S}^{2-}$	-0,95
	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Fe} + 2\text{OH}^-$	-0,877
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56
	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e} = \text{Fe}$	-0,440
	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e} = \text{Fe}$	-0,037
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,271
	$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$	0,771
Ge	$\text{Ge}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ge}$	0,000
H	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,828
	$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	0,0000
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,776
Hg	$\text{HgS} + 2\text{e} = \text{Hg} + \text{S}^{2-}$	-0,69
	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e} = 2\text{Hg}$	0,788
	$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}_2^{2+}$	0,920
	$\text{HgO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Hg} + \text{H}_2\text{O}$	0,926
I	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,25
	$2\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
	$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49
	$\text{I}_2 + 2\text{e} = 2\text{I}^-$	0,536
	$\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{IO}^- + 4\text{OH}^-$	0,56
	$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,99
	$2\text{ICl}_2^- + 2\text{e} = \text{I}_2 + 4\text{Cl}^-$	1,06
	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,085
	$\text{IO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{HIO} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,14

	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
Ir	$\text{IrO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Ir} + \text{H}_2\text{O}$	0,93
	$\text{Ir}^{3+} + 3\text{e} = \text{Ir}$	1,15
K	$\text{K}^+ + \text{e} = \text{K}$	-2,924
La	$\text{La}^{3+} + 3\text{e} = \text{La}$	-2,522
Li	$\text{Li}^+ + \text{e} = \text{Li}$	-3,045
Mg	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Mg} + 2\text{OH}^-$	-2,69
	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mg}$	-2,363
	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,862
Mn	$\text{MnCO}_3 + 2\text{e} = \text{Mn} + \text{CO}_3^{2-}$	-1,48
	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mn}$	-1,18
	$\text{MnO}_4^- + \text{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	0,564
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,507
	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,692
	$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,257
Mo	$\text{H}_2\text{MoO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{MoO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,091
	$\text{MoO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Mo} + 8\text{OH}^-$	-1,05
	$\text{Mo}^{3+} + 3\text{e} = \text{Mo}$	-0,200
N	$3\text{N}_2 + 2\text{e} = 2\text{N}_3^-$	-3,4
	$3\text{N}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{HN}_3$	-3,1
	$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{OH}^-$	-3,04
	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \text{e} = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
	$\text{NO}_2^- + 6\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{NH}_4\text{OH} + 7\text{OH}^-$	-0,15
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
	$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{NH}_4\text{OH} + 9\text{OH}^-$	-0,12
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,01
	$\text{N}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{NH}_3$	0,057
	$\text{N}_2 + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{NH}_4^+$	0,275
	$2\text{NO}_2^- + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{N}_2 + 8\text{OH}^-$	0,41
	$\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{NH}_4\text{OH} + 2\text{OH}^-$	0,42
	$2\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{N}_2 + 8\text{OH}^-$	0,53
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,78
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,80
	$2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{N}_2 + 4\text{OH}^-$	0,85
	$\text{HNO}_2 + 7\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	0,864
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
	$2\text{NO}_2 + 2\text{e} = 2\text{NO}_2^-$	0,88
	$\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{N}_2 + 2\text{OH}^-$	0,94
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,94
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,957
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,00
	$\text{NO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,03
	$\text{NO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{HNO}_2$	1,09
	$2\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$	1,116
	$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,246
	$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,297
	$2\text{NO}_2 + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,36
	$2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$2\text{NO} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,678

	$\text{N}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,766
Na	$\text{Na}^+ + \text{e} = \text{Na}$	-2,714
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ni}$	-0,25
	$\text{NiO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Ni} + \text{H}_2\text{O}$	0,116
	$\text{NiO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68
O	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 4\text{OH}^-$	0,401
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	0,682
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e} = 3\text{OH}^-$	0,88
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,229
	$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	1,24
	$\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = 3\text{H}_2\text{O}$	1,511
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,776
	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
P	$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2\text{PO}_2^- + 3\text{OH}^-$	-1,57
	$\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{HPO}_3^{2-} + 3\text{OH}^-$	-1,12
	$2\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6 + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,94
	$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,39
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{P(червоный)} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,383
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,276
	$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{PH}_3$	0,06
Pb	$\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{OH}^-$	-0,58
	$\text{PbCl}_2 + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{Cl}^-$	-0,268
	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pb}$	-0,126
Pd	$\text{Pd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pd}$	0,987
	$\text{PdO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{PdO} + \text{H}_2\text{O}$	1,283
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pt}$	1,188
Ra	$\text{Ra}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ra}$	-2,925
Rb	$\text{Rb}^+ + \text{e} = \text{Rb}$	-2,925
S	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
	$2\text{SO}_4^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 10\text{OH}^-$	-0,76
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,75
	$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{S} + 6\text{OH}^-$	-0,66
	$2\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{OH}^-$	-0,58
	$\text{S}_2^{2-} + 2\text{e} = 2\text{S}^{2-}$	-0,524
	$\text{S} + 2\text{e} = \text{S}^{2-}$	-0,48
	$2\text{S} + 2\text{e} = \text{S}_2^{2-}$	-0,476
	$\text{S} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HS}^-$	-0,065
	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 8\text{e} = 2\text{S}^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,006
	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e} = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,08
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,149
	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{S}$	0,141-0,17
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17
	$\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S}^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,231
	$2\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O}$	0,29
	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,311
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,357
	$2\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,40
	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,449
	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,5
$2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,705	
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,01	

Sb	$\text{SbO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Sb} + 4\text{OH}^-$	-0,675
	$\text{Sb} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{SbH}_3$	-0,51
	$\text{Sb}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Sb} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,152
Sc	$\text{Sc}^{3+} + 3\text{e} = \text{Sc}$	-2,077
Se	$\text{Se} + 2\text{e} = \text{Se}^{2-}$	-0,92
	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
	$\text{SeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{Se} + 6\text{OH}^-$	-0,366
	$\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SeO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	0,05
	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,741
	$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	1,15
Si	$\text{SiO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{Si} + 6\text{OH}^-$	-1,7
	$\text{SiF}_6^{2-} + 4\text{e} = \text{Si} + 6\text{F}^-$	-1,2
	$\text{SiO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Si} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,455
	$\text{Si} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{SiH}_4$	0,102
Sn	$\text{SnS} + 2\text{e} = \text{Sn} + \text{S}^{2-}$	-0,94
	$\text{HSnO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Sn} + 3\text{OH}^-$	-0,91
	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sn}$	-0,136
	$\text{SnO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{SnO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,108
	$\text{SnO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,106
Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sr}$	-2,888
Te	$\text{Te} + 2\text{e} = \text{Te}^{2-}$	-1,14
	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Te}$	-0,72
	$\text{TeO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{Te} + 6\text{OH}^-$	-0,57
	$\text{TeO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Te} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,529
	$\text{TeO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{TeO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	0,892
	$\text{H}_6\text{TeO}_6 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{TeO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,02
Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ti}$	-1,63
	$\text{TiO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Ti} + \text{H}_2\text{O}$	-1,306
	$\text{Ti}^{3+} + \text{e} = \text{Ti}^{2+}$	-0,368
V	$\text{V}^{2+} + 2\text{e} = \text{V}$	-1,175
	$\text{V}^{3+} + \text{e} = \text{V}^{2+}$	-0,255
	$\text{H}_2\text{VO}_4^- + 4\text{H}^+ + \text{e} = \text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,314
W	$\text{WO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{W} + 8\text{OH}^-$	-1,05
	$\text{WO}_3 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{W} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,09
Y	$\text{Y}^{3+} + 3\text{e} = \text{Y}$	-2,372
Zn	$\text{ZnS} + 2\text{e} = \text{Zn} + \text{S}^{2-}$	-1,405
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,216
	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}$	-0,763
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,441

Додаток Е

Вміст мінеральних речовин у харчових продуктах

Харчовий продукт	Мінеральні речовини, мг/100 г продукту					
	Na	K	Ca	Mg	P	Fe
Вода питна	0,9	0,3	4,5	1	0	сліди
Горбуша солоня	–	278	60	29	126	2,5
Жир свинячий	1	1	0,5	0,8	2	0,05
Ікра осетрова	–	–	–	–	–	–
Какао-порошок	10	1689	55	191	655	14,8
Картопля	28	568	10	23	58	0,9
Крупа гречана	3	380	20	200	298	6,7
Крупа манна	3	130	20	18	85	1
Крупа пшоняна	10	211	27	83	233	2,7
Крупа рисова	12	100	8	50	150	1
Курчата	70	222	14	19	160	1,3
Маргарин столовий	171	10	11	1	7	сліди
Масло вершкове	7	15	12	0,4	19	0,2
Молоко пастеризоване 3,5% жирності	50	146	120	14	90	0,06
Морська капуста	520	970	40	170	55	16
Свинина	40	240	8	24	165	1,1
Сіль поварена харчова	38710	9	368	22	0	2,9
Сметана 20% жирності	35	109	86	8	60	0,2
Сир «Російський»	820	116	1000	50	540	1,1
Хліб пшеничний формовий із борошна 1 гатунку	506	129	23	33	84	1,9
Цибуля зелена	10	259	100	18	26	1
Цукор-пісок	1	3	2	сліди	сліди	0,3
Яловичина	71	320	9	26	163	1,1

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : навч. посібник / Н. В. Романова. – К. : Ірпінь : ВТФ Перун, 1998. – 480 с.
2. Хомченко І. Г. Загальна хімія : навч. посібник / І. Г. Хомченко. – К. : Вища школа, 2004. – 420 с.
3. Телегус В. С. Основи загальної хімії : навч. посібник / В. С. Телегус. – Л. : Світ, 2000. – 422 с.
4. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посібник / В. І. Кириченко. – К. : Вища школа, 2005. – 639 с.
5. Рейтер Л. Г. Теоретичні розділи загальної хімії : навч. посібник / Л. Г. Рейтер, О. М. Степаненко, В. П. Басов. – К. : Каравела, 2003 – 344 с.
6. Цветкова Л. Б. Загальна хімія: теорія і задачі : навч. посібник / Л. Б. Цветкова. – Л. : Магнолія – 2006, 2007 – 398 с.
7. Князев Д. А. Неорганическая химия : учебник для ВУЗов / Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. – М. : Высшая школа, 1993. – 430 с.
8. Глинка Н. Л. Общая химия : учебник для ВУЗов / Н. Л. Глинка. – СПб. : Химия, 2007. – 702 с.
9. Національний стандарт України ДСТУ 2439:2018 «Хімічні елементи та прості речовини. Терміни та визначення основних понять, назви й символи» . – [Чинний від 01.10.2019.] – К. : ДП «УкрНДНЦ», 2019. – 12 с.
10. Микроэлементозы человека: этиология, классификация органопатология / [Авцын А.П. , Жаворонков А. А., Риш М. А., Строчкова Л. С.] ; АМН СССР. — М. : Медицина, 1991, 496 с.
11. Основы аналитической химии. В 2 кн. Кн. 2. Методы химического анализа: Учеб. для вузов / А. Золотов, Е.Н. Дорохова, В.И. Фадеева и др. Под ред. Ю.А. Золотова. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Высш. шк.; 2002. – 494с.: ил.
12. Голубев В. Н. Основы пищевой химии / Голубев В. Н. – М. : Биофармсервис, 1997. – 223 с.
13. Пищевая химия / [Нечаев А. П., Траубенберг С. Е., Кочеткова А. А. и др.] ; под ред. А. П. Нечаева. – [4-е изд., испр. и доп.]. – СПб. : ГИОРД, 2007. – 640 с.
14. Скурихин И. М. Все о пище с точки зрения химика / И. М. Скурихин, А. П. Нечаев. – М. : Высшая школа, 1991. – 288с.
15. Эмануэль Н. М. Химия и пища / Н. М. Эмануэль, Г. Е.Замков. – М.: Наука, 1986. – 174 с.
16. Павлоцкая Л. Ф. Физиология питания / Павлоцкая Л. Ф., Дуденко Н. В., Эйдельман М. М. – М. : Высшая школа, 1989. – 368 с.

17. Fennema O. R. (ed.). Food chemistry / Fennema O. R. – New York, Basel, Marcel : Denker Inc., 1985. – 991 p.
18. Garardl D. Introductory Food Chemistry / Garardl D. – Westport, Conn : Avi Publish Co Inc., 1976. – 312 p.
19. Pearson D. The chemical analysis of Food / Pearson D. – Edinburgh, 1976. – 575 p.
20. Костенко Є. Є., Максименко О. М., Бутенко О. М. Дослідження зв'язуючої здатності харчової добавки «Каркаде» щодо іонів Pb(II), Cd(II) та Hg(II) // Вісник Черкаського державного технологічного університету. Технічні науки. 2015. № 3. С. 79–83.
21. Костенко Є. Є., Мілюкін М. В., Бутенко О. М., Рубаха Н. С. Дослідження властивостей ягід журавлини // Наукові праці НУХТ. – 2019. – Т.25. –№ 4. – С. 174 – 187.
22. Костенко Є. Є., Мельник Л. М., Бутенко О. М., Матко С. В. Дослідження протекторних властивостей ягід обліпихи щодо іонів Pb(II), Cd(II) та Hg(II) // Наукові праці НУХТ. – 2. Костенко Є. Є., Бутенко О. М. Вивчення комплексоутворення Pb(II), Cd(II), Hg(II) з амінокислотами для прогнозування протекторних властивостей харчових продуктів // Наукові праці НУХТ. – 2012. - № 44. – С. 85 – 91.
23. Бутенко О. М., Костенко Є. Є. Протекторні властивості основних компонентів рослинної сировини щодо іонів токсичних металів // Тези доповідей Київської Конференції з аналітичної хімії «Сучасні тенденції» – 2016. – С. 125.
24. Костенко Є., Бутенко О., Мощенко І. Дослідження протекторних властивостей каскари щодо іонів токсичних металів // Аналітична хімія – методи та інструменти / Analytical chemistry – methods and instrumentation: електронний збірник наукових праць за матеріалами Всеукраїнської наукової конференції (15-17 травня 2019 р.). – Ужгород: Вид-во УжНУ «Говерла», 2019. – С 50.
25. Костенко Є. Ю., Бутенко О. М. Дослідження комплексоутворюючих властивостей грибних порошоків стосовно іонів Pb²⁺, Cd²⁺ і Hg²⁺// Наук. праці НУХТ. – 2015. – Т. 21. –№ 1– С. 189 – 195.
26. Костенко Є. Є. Вивчення здатності деяких основних компонентів молока та сумішей на його основі зв'язувати іони плюмбуму / Є.Є. Костенко, М.А. Тасенко, В.О. Ромоданова // Наук. праці УДУХТ. – 2001. – Ч. II, № 10. – С. 46 – 47.
27. Пат. № 41841 А. Україна. МПК 7 G01N33/04. Спосіб визначення комплексоутворювальної здатності основних компонентів молока та сумішей на його основі / Костенко, Є. Є., Ромоданова, В. О., Тасенко, М. А.; заявник і власник патенту Національний університет харчових технологій. – № 2001053132; заявлено 07.05.01; Надрук. 17.09.2001, Бюл. № 8. – 4 с.
28. Дуденко Н. В., Павлоцька Л. Ф., Артеменко В. С., Головка М. П., Коваленко В. О., Євлаш В. В., Горбань В. Г. Основи фізіології та гігієни

харчування : Підручник. – Суми : ВТД «Університетська книга», 2008. –
558 с.

ЗМІСТ

ВСТУП	3
Загальні правила безпеки, застережні заходи під час роботи в хімічній лабораторії.....	6
РОЗДІЛ I. ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ.....	8
1.1. Хімія р-елементів	8
1.1.1 Галогени.....	8
1.1.2. Сульфур.....	14
1.1.3. Нітроген.....	22
1.1.4. Фосфор.....	31
1.1.5. Арсен, стихій, вісмут, ванадій.....	34
1.1.6. Карбон, силіцій.....	41
1.1.7. Станум, плюмбум, германій.....	46
1.1.8. Бор, алюміній, церій.....	49
1.2. Хімія s-елементів.....	57
1.3. Хімія d-елементів.....	67
1.3.1. Елементи VIIБ підгрупи (підгрупа мангану).....	67
1.3.2. Елементи VIБ підгрупи (підгрупа хрому).....	72
1.3.3. Елементи VБ підгрупи (підгрупа ванадію).....	77
1.3.4. Елементи IVБ підгрупи (підгрупа титану).....	79
1.3.5. Елементи IIIБ підгрупи (підгрупа підгрупа цинку).....	81
1.3.6. Елементи IB підгрупи (підгрупа купруму).....	87
1.3.7. Елементи родини феруму.....	94
РОЗДІЛ II МІНЕРАЛЬНІ РЕЧОВИНИ.....	104
2.1 Роль мінеральних речовин в організмі людини.....	104
2.2 Вміст мінеральних речовин в організмі людини в різні періоди його розвитку.....	110
2.3 Роль окремих мінеральних речовин в організмі людини.....	126
2.3.1 Макроелементи.....	126
2.3.1. Мікроелементи.....	131
2.4 Вплив технологічної обробки на мінеральний склад харчових продуктів..	144
2.5 Методи визначення мінеральних речовин.....	149

2.5.1 Хімічні методи.....	152
2.5.2. Електрохімічні методи.....	152
2.5.3 Спектроскопічні методи.....	152
Додатки.....	156
Рекомендована література.....	167
Зміст.....	169

Навчальне електронне видання
комбінованого використання
Можна використовувати в локальному та мережному режимах

АКСЬОНОВА Олена Федорівна
ПЛЮГІНА Інна Сергіївна
МУРЛИКІНА Наталя Віталіївна
КОНОНЕНКО Людмила Василівна

ХАРЧОВА ХІМІЯ. МІНЕРАЛЬНІ РЕЧОВИНИ
Навчальний посібник

Відповідальна за випуск зав. кафедри хімії, мікробіології та гігієни харчування
проф. В. В. Євлаш

Видано в авторській редакції

План 2021р., поз.34/

Підп. до друку 16.03.2021 р. Один електронний оптичний диск (CD-ROM); супровідна документація. Об'єм даних 0,5 Мб. Тираж 20 прим.

Видавець і виготівник
Харківський державний університет харчування та торгівлі
вул. Клочківська, 333, Харків, 61051.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4417 від 10.10.2012 р.