

546
1727

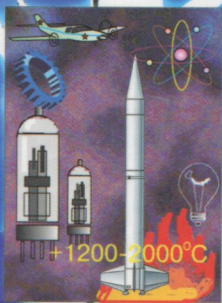
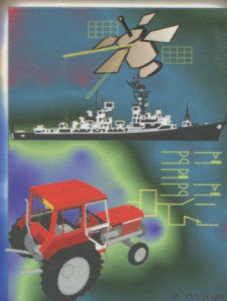
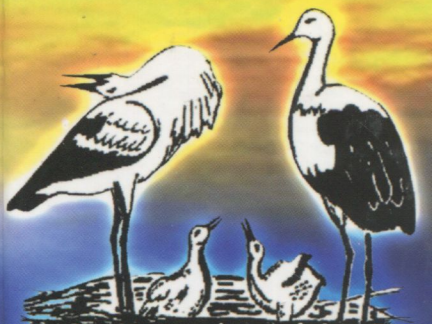
Перепелиця О.П.



БІБЛІОТЕЧНА СЕРІЯ

ЕКОХІМІЯ ТА ЕНДОЕКОЛОГІЯ елементів

Довідник з екологічного захисту



546
724

Систематичні назви елементів
періодичної системи Д.І. Менделєєва.

№ п/п	Символ	Назва	№ п/п	Символ	Назва
1	2	3	1	2	3
1	H	Гідроген	28	Ni	Нікол
2	He	Гелій	29	Cu	Купрум
3	Li	Літій	30	Zn	Цинк
4	Be	Берилій	31	Ga	Галій
5	B	Бор	32	Ge	Германій
6	C	Карбон	33	As	Арсен
7	N	Нітроген	34	Se	Селен
8	O	Оксиген	35	Br	Бром
9	F	Флуор	36	Kr	Криптон
10	Ne	Неон	37	Rb	Рубідій
11	Na	Натрій	38	Sr	Стронцій
12	Mg	Магній	39	Y	Ітрій
13	Al	Алюміній	40	Zr	Цирконій
14	Si	Силіцій	41	Nb	Ніобій
15	P	Фосфор	42	Mo	Молібден
16	S	Сульфур	43	Tc	Технецій
17	Cl	Хлор	44	Ru	Рутеній
18	Ar	Аргон	45	Rh	Родій
19	K	Калій	46	Pd	Паладій
20	Ca	Кальцій	47	Ag	Аргентум
21	Sc	Скандій	48	Cd	Кадмій
22	Ti	Титан	49	In	Індій
23	V	Ванадій	50	Sn	Станум
24	Cr	Хром	51	Sb	Стибій
25	Mn	Манган	52	Te	Телур
26	Fe	Ферум	53	I	Йод
27	Co	Кобальт	54	Xe	Ксенон

Національний університет
харчових технологій
НАУ
БІБЛІОТЕКА
ІНВ. № 672238

ноч
113

1	2	3	1	2	3
55	Cs	Цезій	83	Bi	Бісмут
56	Ba	Барій	84	Po	Полоній
57	La	Лантан	85	At	Астат
58	Ce	Церій	86	Rn	Радон
59	Pr	Празеодим	87	Fr	Францій
60	Nd	Неодим	88	Ra	Радій
61	Pm	Прометій	89	Ac	Актиній
62	Sm	Самарій	90	Th	Торій
63	Eu	Європій	91	Pa	Протактиній
64	Gd	Гадоліній	92	U	Уран
65	Tb	Тербій	93	Np	Нептуній
66	Dy	Диспрозій	94	Pu	Плутоній
67	Ho	Гольмій	95	Am	Америцій
68	Er	Ербій	96	Cm	Кюрій
69	Tm	Тулій	97	Bk	Берклій
70	Yb	Ітербій	98	Cf	Каліфорній
71	Lu	Лютецій	99	Es	Ейнштейній
72	Hf	Гафній	100	Fm	Фермій
73	Ta	Тантал	101	Md	Менделевій
74	W	Вольфрам	102	No	Нобелій
75	Re	Реній	103	Lr	Лоуренсій
76	Os	Осмій	104	Rf	Резерфордій
77	Ir	Іридій	105	Db	Дубній
78	Pt	Платина	106	Sg	Сиборгій
79	Au	Аурум	107	Bh	Борій
80	Hg	Меркурій	108	Hs	Гасій
81	Tl	Талій	109	Mt	Майтнерій
82	Pb	Плюмбум	110	Ds	Дармштатій

ББК 24.12я2 +20.1я2

П27

Перепелиця О.П.

Екохімія та ендеоекологія елементів :

Довідник з екологічного захисту.— К. : НУХТ, Екохім, 2004.—736 с.

ISBN 966-612-012-7

У довіднику наведені дані про ізотопи елемента, автора його відкриття, вміст у земній корі, природні мінерали, фізико-хімічні константи, фізичні і хімічні властивості, методи одержання простих речовин, галузі застосування, джерела забруднення, вплив на довкілля, біологічну роль і міру токсичності. Описані різні металовмісні матеріали, в тому числі сплави, їх склад, призначення і забруднюючий вплив на харчові продукти. Повідомляється про хімічний склад їжі, вплив найважливіших хімічних елементів на організм людини через харчові продукти і воду, описані глобальні проблеми екології. У книзі розглянуті проблеми екологічної рівноваги, радіоактивних забруднень і охорони здоров'я людини.

Розрахований на працівників громадських організацій екологічного, хімічного, медичного, біологічного і харчового напрямів, учнів старших класів шкіл і ліцеїв, вступників до навчальних закладів, учителів шкіл, студентів технікумів і вузів, медпрацівників, працівників установ громадського харчування, харчової, сільськогосподарської, металургійної та хімічної промисловостей, широкого кола читачів.

Рецензенти:

академік АНВШ України, доктор біологічних наук,

професор Мірошніченко М.С.,

доктор хімічних наук, професор Максін В.І.,

доктор хімічних наук, професор Судавцова В.С.

Усі права застережені

Копіювання фрагментів заборонено

Нац. парламент. б-ка України, 22.04.2004

ББК 24.12я2 +20.1я2

ISBN 966-612-012-7

© ЕКОХІМ

© О.П. Перепелиця

© В.О. Перепелиця

Складна демографічна ситуація в Україні вимагає детального вивчення причин її виникнення. У вирішенні цієї проблеми знання властивостей хімічних елементів, їх впливу на людину і навколишнє середовище досить необхідні, бо дозволяють свідомо проводити профілактичні екологічні заходи і таким чином вчасно захистити людину і природу від дії шкідливих забруднюючих факторів.

Цей довідник містить досить широку інформацію про хімічні елементи, їх ізотопи, поширеність у природі, способи одержання, основні фізико-хімічні властивості, галузі застосування, об'єми виробництва, джерела забруднення, вплив на довкілля, біологічну роль і токсичність.

Мета видання — допомогти читачеві швидко відшукати необхідну інформацію про хімічні елементи, конкретні галузі їх застосування, токсичність елементів, їх вплив на харчові продукти. Розкриваються тут також окремі аспекти проблеми радіоактивних забруднень.

Узагальнені в довіднику дані необхідні учням шкіл і ліцеїв, студентам технікумів і вузів, вчителям шкіл і широкому загалу читачів сучасної України.

Рекомендовані літературні джерела дають можливість читачеві в разі необхідності відшукати додаткові матеріали з певного питання. Довідник особливо зручний для студентів-заочників різних вузів, можливості яких самостійно працювати з літературою в бібліотеках обмежені.

У додатку довідника наведені таблиці, які дають можливість використати необхідні чисельні дані для розрахунків ізоморфних заміщень елементів у структурах, визначити напрям окисно-відновної реакції або оцінити можливість переходу елемента у розчин під впливом комплексоутворювача, що особливо важливо для харчової промисловості.

За допомогу у зборі інформації для довідника автор висловлює подяку к.х.н. Фалендиш Н.Ф., зав. бібліотеки ІКХіХВ ім. Думанського А.В. НАН України Бойко А.А., Іваненко Н.В., ас. Мельник Г.С., викл. Василезі М.Д., Маторіну Є.М. Д.х.н. Самчуку А.І., д.т.н. Мулярчуку І.Ф. — за обговорення матер-

іалів і критичні зауваження.

Всі зауваження і пропозиції щодо поліпшення цього видання просимо надсилати на адресу видавництва.

Ця робота була частково підтримана Міжнародною Соросівською програмою підтримки освіти в галузі точних наук ISSEP Міжнародного фонду "Відродження" (грант APU №06082) та громадською організацією "Екохім".

Скорочення, використані в тексті.

Х.е. — хімічний елемент, гр. — група, п.с. — періодична система, ат.н. — атомний номер, ат.м. — атомна маса, мас.ч. — масове число, ст.о. — ступінь окиснення, густ. — густина, с — секунда, г — година, т.пл. — температура плавлення, т.кип. — температура кипіння, т.суб. — температура сублімації, d_4^t — відносна густина при зазначеній температурі, C_p — питома теплоємність, $\Delta H_{\text{пл}}$ — теплота плавлення, $\Delta H_{\text{вип}}$ — теплота випаровування, $\Delta H_{\text{суб}}$ — теплота сублімації, S_{298}° — стандартна ентропія, $T_{1/2}$ — період напіврозпаду, $T_{\text{крит}}$ — критична температура, $P_{\text{крит}}$ — критичний тиск, K_{δ} — коефіцієнт біологічного поглинання (відношення елемента у золі і у гранітному шарі континентів), K_b — коефіцієнт водної міграції (відношення вмісту елемента у сухому залишку води і в гранітному шарі континентів), T_{δ} — біологічний період напіввиділення, $T_{\text{еф}}$ — ефективний біологічний період напіввиділення. ГДК — гранично допустима концентрація за станом на 1989 р., для ГДК розрізняють: ГДК_{р.з} — гранично допустима концентрація хімічної речовини в повітрі робочої зони, ТДК_{р.з} — тимчасово допустима концентрація хімічної речовини в повітрі, робочої зони, індекс с.-т. означає "за санітарно-токсичним показником", ГДК_в — у воді водоймища, ОГДР — орієнтовний гранично допустимий рівень забруднення шкіри рук, ГДК_{пр} — у продуктах харчування, ТДК_{а.п} — тимчасово допустима концентрація хімічної речовини в атмосферному повітрі, ГДК_г — в орному шарі ґрунту, ГДК_{в.р} — водоймищ для рибного господарства, ГДК_{сл} — середньодобова концентрація хімічної речовини в повітрі населених місць. Виражається ГДК в мг/м³.

Для оцінки токсичності речовин користуються також поняттями летальна концентрація (ЛК₅₀, мг/л) і летальна доза (ЛД₅₀, мг/кг).

ЛК₅₀ — це та кількість речовини, яка при вдиханні (миші — 2 г, щури — 4 г,) викликає загибель 50% піддослідних тварин.

ЛД₅₀ — це така кількість хімічної речовини, яка при введенні в організм викликає загибель 50% піддослідних тварин.

Токсичні речовини розділяються за своєю небезпекою на чотири класи (таблиця 1).

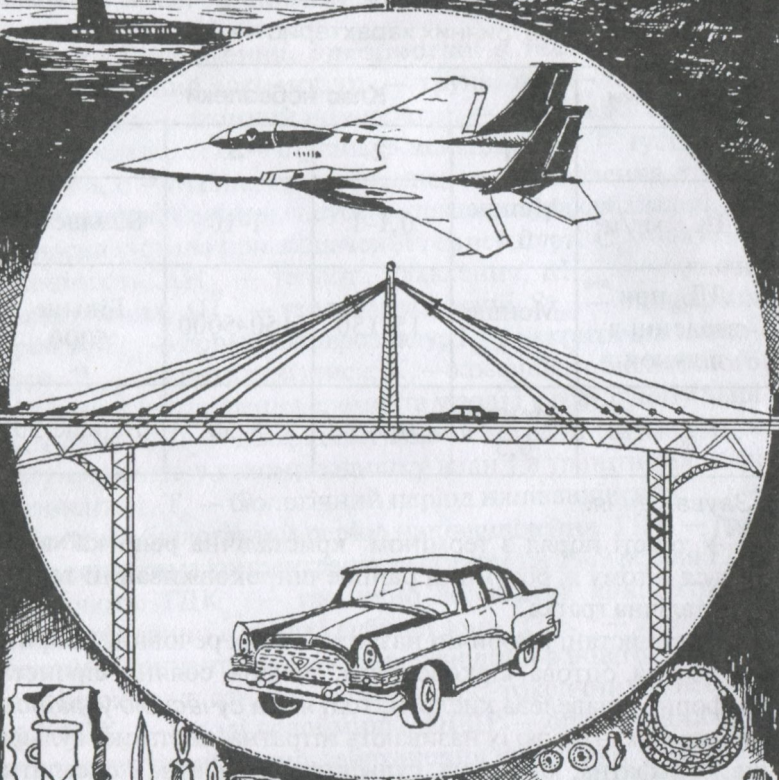
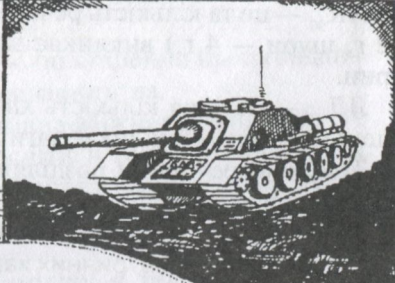
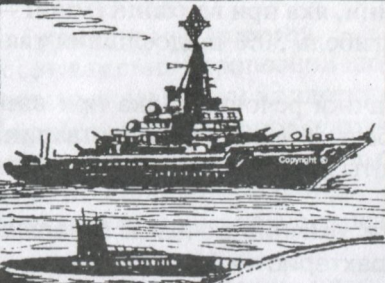
Таблиця 1. Класи небезпеки хімічних речовин в залежності від токсикометричних характеристик [1, с. 14].

Показники	Клас небезпеки			
	1	2	3	4
ГДК _{р.з} , мг/м ³	Менше 0,1	0,1-1	1-10	Більше 10
ЛД ₅₀ при введенні в шлунок	Менше 15	15-150	150-5000	Більше 5000
ЛК ₅₀ , мг/л	Менше 0,5	0,5-5	5-50	Більше 50

Зауваження.

1. У тексті поряд з терміном "кристалічна решітка" вживається в тому ж розумінні раніше широкоживаний термін "кристалічна ґратка".

2. Використані історичні назви хімічних речовин, наприклад, азотна, оцтова, сірководнева, сірчана, соляна, сірчиста, фосфорна і щавелева кислоти, тоді як за сучасною українською номенклатурою їх називають нітратна, ацетатна, сульфідна, сульфатна, хлоридна, сульфідна, фосфатна і оксалатна відповідно. Традиційні назви також наведені для оксидів, гідроксидів і солей. Наприклад, гідроксид натрію, гідроксид феруму (II), гідроксид феруму (III), оксид купруму (I), оксид купруму (II), оксид алюмінію, хлорид натрію, а належить — натрій гідроксид, ферум (II) гідроксид, ферум (III) гідроксид, купрум (I) оксид, купрум (II) оксид, алюміній оксид і натрій хлорид відповідно.



Частина I. Фізико-хімічні властивості, одержання, застосування, біологічна роль хімічних елементів

Метали

Загальні властивості металів

Метали — це прості речовини з високими значеннями електро- і теплопровідності, від'ємним коефіцієнтом електропровідності, здатністю добре відбивати світлові хвилі (це обумовлює їх блиск і непрозорість), пластичністю. У твердому стані метали, зазвичай, мають кристалічну будову. Більшість металів мають кубічну або гексагональну решітки, володіють низькими енергіями іонізації атомів і малою (нерідко від'ємною) спорідненістю до електронів. У розчинах і розплавах метали утворюють позитивні елементарні іони. У складних іонах і полярних молекулах атоми металів є центрами позитивного заряду.

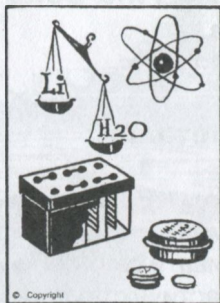
Кристалічні решітки, утворені металами і металоподібними сполуками, називаються металічними. У деяких вузлах таких решіток знаходяться позитивні іони металів, валентні електрони можуть рухатися між ними в різних напрямках. Скупність вільних електронів інколи називають електронним газом. Така будова решітки обумовлює велику електропровідність, теплопровідність і високу пластичність металів — при механічному деформуванні не відбувається розрив зв'язків і руйнування кристалу, оскільки іони структури ніби плавають в хмарі електронного газу. Теплота сублимації, яка характеризує міцність зв'язку, змінюється від 80 кДж/моль для цезію до 857 кДж/моль для вольфраму.

Особливо міцний хімічний зв'язок мають важкі перехідні метали, що визначає їх високі температури плавлення і кипіння, модулі пружності і механічну міцність [2, с.327].



1. Metalli I групи

1.1. Літій



Літій — х.е. I гр.п.с., ат.н. 3, ат.м. 6,94, відноситься до лужних металів. У природі є 2 стабільних ізотопи: ${}^6\text{Li}$ і ${}^7\text{Li}$. Відкритий А.Арфведсоном в 1817 р., одержаний вперше Г. Деві в 1818 р. Вміст у земній корі — $6,5 \cdot 10^{-3}\%$ за масою. *Найважливіші мінерали:* сподумен $\text{LiAl}[\text{Si}_2\text{O}_6]$, петаліт $(\text{Li}, \text{Na})[\text{Si}_4\text{AlO}_{10}]$, лепідоліт $\text{KLi}_{1,5}\text{Al}_{1,5}[\text{Si}_3\text{AlO}_{10}](\text{F}, \text{OH})_2$. Основні промислові запаси зосереджені в ропі соляних озер. Сріблясто-білий метал, кристалічна решітка об'ємноцентрована кубічна, густина $0,539 \text{ г/см}^3$, т.пл. — $180,5 \text{ }^\circ\text{C}$, т.кип. — $1336,6 \text{ }^\circ\text{C}$, C_p — $24,85 \text{ кДж/моль}\cdot\text{К}$, $\Delta H_{\text{пл}}$ — $3,0 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H_{\text{вип.}}$ — $133,76 \text{ кДж/моль}$, S_{298}° — $29,16 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$. Ст. о. — +1. Швидко тьмяніє на повітрі через утворення плівки Li_3N і Li_2O . Енергійно реагує з водою, розведеними мінеральними кислотами, галогенами. *Одержують* електролізом розплавленої суміші LiCl і KCl (або BaCl_2) з наступним очищенням від домішок вакуумною дистиляцією, ректифікацією або зонним плавленням. *Застосовується* як каталізатор полімеризації, анод в хімічних джерелах струму, компонент сплавів на основі магнію і алюмінію; рідкий літій — робоче середовище “теплових трубок”, теплоносій в ядерних реакторах. Ізотоп літію ${}^6\text{Li}$ використовують у виробництві тритію [2, с.303].

Цитрату літію гептагідрат застосовується у виробництві безалкогольних напоїв. Стеарат літію — емульгатор у виробництві косметичних засобів.

Карбонат і γ -оксибутират літію — психотропні препарати.

Джерелами забруднення Літієм навколишнього середовища є підприємства, де виробляють або використовують літій і сполуки Літію. Якщо для зрошення полів, де вирощують сільськогосподарські культури, використовують стічні води

цих підприємств, то Літій акумулюється ґрунтом і рослинами. При вживанні овочів, вирощених на такому ґрунті, створюється загроза хронічного отруєння людей. Багато Літію щорічно надходить у довкілля зі спалюваного вугілля. За рахунок цього утворюється така його кількість, яка у 20 разів перевищує річне винесення металу з річковим стоком.

Вплив Літію на довкілля пов'язаний зі здатністю його сполук накопичуватись у ґрунті і їх токсичністю. Хлорид літію викликає отруєння у рослин внаслідок накопичення у ґрунті і рослинах при концентраціях 1,2—4,0 мг/л, а сульфат літію проявляє токсичну дію при 0,2—5,0 мг/л. Встановлена токсична дія хлориду літію на молодь ручайової форелі, на золоту рибку і дафній.

Біологічна роль. При парентеральному введенні хлориду літію мишам і щурам максимальна концентрація Літію у всіх органах і крові була помічена через 1 г. Незалежно від способу введення не смертельної дози Літію і виду тварини, за накопиченням іона Літію органи і біологічні рідини мишей, щурів, морських свинок і кроликів розміщуються у ряд (по спадаючій): щитовидна залоза, нирки, серце, жовч, легені, слинна залоза, надниркові залози, селезінка, скелетні м'язи, печінка, кістки, головний мозок, еритроцити, очне яблуко. Іони Li^+ повністю абсорбуються із шлунково-кишкового тракту протягом 8 г. Літій не зв'язується з білками плазми, проникає через гематоенцефалітичний бар'єр, і у цереброспинальній рідині його вміст досягає 40% від відповідної величини у плазмі. Рівень Літію у слині може у декілька разів перевищувати такий у плазмі. Іон Li^+ виявляється у молоці матерів-годувальниць, які одержують препарати Літію в якості терапевтичних засобів. В експериментах на тваринах встановлена затримка Літію у тканинах головного мозку, у гіпофізі, причому концентрація Літію має пряму залежність від дози препарату. Іон Літію проникає через плацентарний бар'єр і накопичується у тканині ембріона.

У нормі в крові людини міститься 0,3—1,3 мМ/л, або 19 мкг/л Літію (за іншими даними 4—8 нг/г). Вміст Літію у лімфоузлах людини складає 0,13—0,27 мг/г, у легенях — 0,05—0,07 мкг/г, у мозкові — 3—5 нг/г, у яєчках — 2—4 нг/г. Концентрація у плазмі вище 3 мМ/л вважається токсичною, а 4—

5 мМ/л — летальною [3, с.169]. Рівень Літію у плазмі людини, яка одержує терапевтичні препарати Літію (найкраще здійснювати контроль між 8 і 12 годинами після приймання останньої дози), не повинен виходити за межі 1,5 мекв/л (5—11 мкг/мл). Біля 9% одноразової дози Літію виводиться з сечею, 4% — з потом і 1% — з фекаліями.

Гострі отруєння Літієм досліджували на тваринах, найтоксичнішим виявився карбонат літію незалежно від способу введення.

Гострі отруєння Літієм спостерігались при кримінальних випадках і при передозуванні препаратів Літію у курсі лікувальної терапії психічних розладів. Ознаки гострого отруєння такі: загальна слабкість, сонливість, втрата апетиту, спрага і сухість у роті, деколи саливація, нудота, блювання, профузний пронос; тремор губ, нижньої щелепи, рук, гіперрефлексія, запаморочення, дизартрія, розлади зору. У важчих випадках — епілептичні напади, судоми, деколи психічні розлади, кома, смерть.

При використанні препаратів Літію у якості терапевтичних засобів токсичними проявами були артеріальна гіпотонія, аритмія, протеїнурія, набряки, поліурія, полідипсія.

Токсичний аерозоль гідриду літію, який при вдиханні 0,2—0,5 мг/м³ викликає гіперемію шкіри, сльозотечу з наступним стійким кон'юктивітом і прободінням носової перегородки. *Хронічні отруєння* від хлориду літію спостерігали на собаках. Проявами отруєння були зниження маси тіла, в'ялість, анорексія, слабкість, атаксія, підвищення числа еритроцитів і рівня гемоглобіну за рахунок згущення крові, дегенеративні зміни у тканинах внутрішніх органів. У міру наростання хронічної інтоксикації підсилювались розлади умовно-рефлекторної сфери, дрібні конвульсивні посмикування окремих м'язових груп, тремтіння, порушення координації рухів, потім коматозний стан і загибель. З боку нервової системи патоморфологічно відмічалось переважне ураження клітин стовбура, таламогіпоталегічної області, продовгуватого мозку і бокових рогів спинного мозку.

Встановлено, що сполуки Літію володіють кумулятивним ефектом.

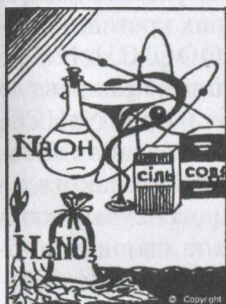
У людей випадки *хронічної інтоксикації* не були виявлені.

Але робітники, які контактують протягом декількох років з аерозолем хлориду літію у концентрації 40—60 мг/м³, страждають дерматитом обличчя і рук. Є данні про тератогенний ефект Літію.

Розчин гідриду літію в концентрації 0,01 мг/л викликає опіки шкіри, небезпечні також металевий літій і гідроксид літію.

Для Літію ГДК_в = 0,03 мг/л; клас небезпеки 2.

Для хлориду літію ТДК_{р,з} = 0,5 мг/м³, ОГДР (забруднення шкіри рук) = 0,05 мг/см², ТДК_{а,п} = 0,02 мг/м³; клас небезпеки 1 [4, с.25].



1.2. Натрій

Натрій — х. е. I гр. п.с., ат.н. 11, ат.м. 22,99, відноситься до лужних металів. У природі існує один стабільний ізотоп ²³Na. Виділений Г.Деві в 1807 р. Вміст у земній корі — 2,64% за масою. В морській

воді Натрій найпоширеніший метал. *Найважливіші мінерали:* галіт (кам'яна сіль) NaCl, мірабіліт (глауберова сіль) Na₂SO₄·10H₂O, чилійська селітра NaNO₃, криоліт Na₃AlF₆, трона NaHCO₃·Na₂CO₃·2H₂O. Натрій — м'який сріблясто-білий метал, кристалічна решітка об'ємноцентрована кубічна, густ. — 0,968 г/см³, т.пл. 97,83 °С, т.кип. — 882,9 °С, С_р — 28,26 Дж/мольК, ΔН_{пл.} — 2,6 кДж/моль, S₂₉₈^o — 51,33 Дж/мольК. Ст. о. — +1. Питомий опір у 3 рази більший, ніж у срібла. Натрій на повітрі швидко окиснюється, а рідкий — спалахує, енергійно взаємодіє з водою, киснем, фтором, хлором, сіркою; в полі тихого електричного розряду взаємодіє з азотом, при 200 °С — з воднем, при 800—900 °С — з вуглецем. *Зберігають* натрій, як і літій, під шаром суміші парафіну з трансформаторним маслом, бензином або гасом, попередньо очищених від вологи і кисню, в атмосфері аргону або азоту, а також у

запаяних скляних ампулах. Одержують електролізом розплавів гідроксиду натрію з добавкою карбонату натрію (добавки вводять для зниження температури плавлення електроліту). Застосовується натрій для одержання пероксиду натрію, натрійорганічних сполук NaN , у сплаві зі свинцем — для одержання $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$, відновник у виробництві Ti , Zr і Ta , каталізатор в синтезі бутадієнового каучуку, у чистому вигляді і в сплавах з калієм — рідкий теплоносіє, зокрема в ядерних реакторах, для наповнення натрієвих газорозрядних ламп.

Світове виробництво натрію без країн СНД перевищує 300 тис. т/рік.

Сполуки Натрію широко використовують у харчовій промисловості. Альтінат натрію $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7\text{Na}$ як загущувач косметичних препаратів, жувальних гумок, харчових кремів, морозива; L — гідрогенглутамат натрію $\text{HOOC}-\text{CH}(\text{NH}_2)-(\text{CH}_2)_2-\text{COONa}$ — у концентрації 0,3% як смакова приправа до їжі, яка надає їй смаку м'яса; гідрогенкарбонат натрію NaHCO_3 (харчова сода) — як джерело CO_2 при випіканні хліба і виготовленні кондитерських виробів, виробництві безалкогольних напоїв, штучних мінеральних вод; гідрогенсульфіт натрію NaHSO_3 — для консервування плодів та овочів; гідрогентартрат натрію моногідрат $\text{HOOC}-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}(\text{OH})-\text{COONa}\cdot\text{H}_2\text{O}$ — у виробництві штучних напоїв; глюканат натрію $\text{HO}-\text{CH}_2-(\text{CHOH})_4-\text{COONa}$ — емульгатор у фармацевтичній і харчовій промисловості; дигідрогенортоперіодат натрію $\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6$ — для якісного аналізу вуглеводнів і кількісного визначення деяких з них; нітрат натрію NaNO_3 — консервант харчових продуктів; нітрит натрію NaNO_2 — для збереження кольору м'ясних продуктів і як консервант, дигідрогенфосфат натрію NaH_2PO_4 — пом'якшувач води, розпушувач тіста; гідрогенфосфат натрію Na_2HPO_4 — емульгатор при згущенні молока і пастеризації сирів; дигідрогендифосфат (V) $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$, і гідрогендифосфат натрію $\text{Na}_3\text{HP}_2\text{O}_7$ — для гомогенізації ковбасних виробів; пропіонат натрію $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COONa}$ — консервуючий засіб; саліцилат натрію — консервуючий засіб; сорбіт натрію $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}=\text{CHCOONa}$ — консервуючий засіб; стеарат натрію $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ — антиспінююча добавка; стеарин -2-лактат натрію $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOCH}(\text{CH}_3)\text{COONa}$ — комплекуюча речовина для крохмалю і білків, добавка, яка по-

кращує якість тіста і полегшує збивання при виготовленні кондитерських виробів і десертних блюд; тартрату натрію дигідрат $\text{NaOOC-CH(OH)CH(OH)COONa} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — емульгатор у сироварній промисловості; триполіфосфату натрію, гексагідрат $\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — для гомогенізації і покращення текстури сирів, ковбас, згущеного молока; фторид натрію NaF — для фторування питної води; гексафторосилікат натрію Na_2SiF_6 — для антисептування дерев'яних бочок для пива; хлорид натрію NaCl — харчовий, консервуючий і промисловий засіб; хлорит натрію NaClO_2 — для знешкодження і дезодорації води; цитрату натрію дигідрат $\text{NaO(O)CC(OH)[CH}_2\text{C(O)ONa]}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — модифікатор у виробництві кондитерських виробів, емульгатор у сироварній промисловості, прибавка до м'ясних консервів, компонент шипучих напоїв [2, с.360].

Солі Натрію широко використовуються у медицині як ліки, наприклад, бромід, бензоат, гідрокарбонат, аденозинтрифосфат, йодид, оксибутират, саліцилат, сульфат, тіосульфат, тетраборат і ін., 0,85% розчин хлориду натрію — для внутрішньовенного введення при значних крововтратах [5].

Джерелами забруднення Натрієм атмосферного повітря є аерозольні викиди, які утворюються при спалюванні вугілля. Ті його сорти, які мають підвищений вміст Натрію, під час згоряння викликають інтенсивну корозію котлів. Інтенсивними забруднювачами є також підприємства, де у значних обсягах виготовляються або застосовуються сполуки Натрію, гідрометалургійні підприємства (особливо стічні води промислової переробки калієво-магнієвих руд, в Україні м. Калуш) і промислово-побутові води (стоки пральних комбінатів). Значні кількості хлориду натрію потрапляють у талі води, а звідти у ґрунти при його використанні проти обледеніння шосейних доріг (у 1947 р. для цього було використано 0,5 млн. солі, а у 1970 р. — вже 9 млн. т). Якщо сполуки Натрію використовують для пом'якшення природних вод, то у цих місцевостях його концентрація у питній воді збільшена.

Вплив Натрію на довкілля пов'язаний з розчинністю його сполук у природних водах, водах ґрунтів і знаходженням у міжклітинних рідинах біологічних систем, де він приймає безпосередню участь у водно-мінеральному обміні. Підвищений вміст хлориду натрію у воді робить її непридатною для пиття,

а у ґрунті — викликає утворення солончаків. Відхилення вмісту солей Натрію від норми у міжклітинній рідині викликає порушення обміну на межі клітина — міжклітинна речовина. Надмірне хронічне надходження хлориду натрію в організм людини є причиною стійкої гіпертонії, яка може виникнути порівняно у молодому віці.

Біологічна роль. В організмі Натрій відіграє дуже важливу роль, бо є одним з основних елементів, які приймають участь у мінеральному обміні, у підтриманні осмотичного тиску, кислотно-основної рівноваги, у проведенні нервових імпульсів.

Основні джерела надходження Натрію в організм — питна вода і їжа. У США різні постачальні системи надавали населенню воду з вмістом Натрію 0,4—1900 мг/л. Щоденна кількість Натрію, яка надходить в організм дорослої людини, складає у США 1600—1900 мг. В організмі Натрій знаходиться, в основному, у позаклітинній рідині. Весь обмінний Натрій в організмі дорослої людини складає 3890 мекв, при цьому в 17,5 л позаклітинної рідини міститься 2450, у внутрішньому середовищі, яке складає 30,3 л — 1440 мекв. У нормі у нерозведеній крові міститься 70—98 мМ/л, у плазмі — 130—156 мМ/л, в еритроцитах — 13—22 мМ/л, з сечею виділяється від слідів до 320 мМ/л Натрію. Піт містить 10—40 мМ/л, слина — 6,5—21,7 мМ/л, кал — менше 10 мМ/доб. У спинномозковій рідині — 138—156 мМ/л Натрію [3, с.175].

Натрій утримується у всіх тканинах: у кістках — 78 мекв/кг, зубах — 298, м'язах — 31, у серці — 80, у легенях — 108, у мозкові — 74, у печінці — 83, у нирках — 76, у лімфі — 135 мекв/кг. Натрій, який надійшов з їжею легко і швидко розподіляється в організмі; всмоктування розпочинається у шлунку, але, в основному, відбувається у тонкому кишечнику. Виведення Натрію здійснюється переважно через кишечник, а також з сечею і потом.

У токсичних дозах Натрій викликає у риб параліч нервово-м'язового апарату, ураження жаберного епітелію. Характерна ознака отруєння риби Натрієм — темне забарвлення тіла. ЛК карбонату натрію у воді для коропів становить 0,25 г/л (через 24 години), тоді як у випадку сульфату натрію ця величина — 14,8 г/л, а для хлорату натрію — 17—18 г/л.

Гострі отруєння сполуками Натрію вивчали на тваринах,

хлорид натрію проявляв тератогенну дію на мишей.

Гідроксид натрію при надходженні усередину викликає опіки губ, слизової порожнини рота, стравоходу і шлунка; слинотечу, нудоту, блювання, часто з кров'ю, сильні болі у роті, за грудиною і в області живота, неможливість ковтання, явища колапсу. Смерть може наступити у перші години або добу від шоку. Летальна доза NaOH для людини — 10—20 мг. Гідроксид натрію володіє різко вираженим місцевим ефектом, проявляючи на шкіру і слизові припалюючу дію. Надзвичайно небезпечні пара, тверді часточки або розчин гідроксиду натрію для очей (внаслідок такого ураження можлива сліпота).

Хронічну дію карбонату натрію спостерігали у портових робітників, у яких число захворювань верхніх дихальних шляхів, ангіною, шлунково-кишкового тракту було в 1,5 рази більше, ніж у контрольній групі. Кальцинована сода проявляє виражену місцеву дію. У робітників, які були зайняті перевантаженням кальцинованої соди (їх вік до 40 років), виявлені опіки шкірних покривів, шкірні ерозії, виразки, екземи, а також викривлення, перфорація і інші дефекти носової перегородки.

Хлорид натрію при хронічному надходженні з водою або їжею виявляє на людину токсичну дію, наслідком якої є гіпертонія. Інгаляційне надходження хлориду натрію викликає у робітників бронхіти, порушення нюху аж до повної його втрати.

Токсичними є також хлорит і хлорат натрію.

Для Натрію ГДК_н = 200,0 мг/л (с.-т.), клас небезпеки 2. Для гідроксиду натрію ГДК_{р.з} = 0,5 мг/м³, ТДК_{а.п} = 0,01 мг/м³, клас небезпеки 2. Для карбонату натрію ГДК_{р.з} = 2,0 мг/м³, ТДК_{а.п} = 0,04 мг/м³, клас небезпеки 3. Для нітриту натрію ТДК_{а.п} = 0,005 мг/м³. Для перборату натрію ГДК_{р.з} = 1,0 мг/м³, ТДК_{а.п} = 0,02 мг/м³, клас небезпеки 2. Для силікату натрію (за SiO₂) ГДК_н = 30 мг/л, клас небезпеки 2. Для сульфиду натрію ГДК_{р.з} = 0,2 мг/м³, клас небезпеки 2. Для фториду натрію ГДК_{р.з} = 0,2 мг/м³, ГДК_{м.р} = 0,03 мг/м³, ГДК_{сл} = 0,01 мг/м³, клас небезпеки 2. Для хлориду натрію, аерозоль, ГДК_{р.з} = 5,0 мг/м³, ТДК_{а.п} = 0,15 мг/м³, клас небезпеки 3, для хлориту натрію ГДК_{р.з} = 1,0 мг/м³, аерозоль, клас небезпеки 3 [4, с.35].

1.3. Калій



Калій — х.е. I гр. п.с., ат.н. 19, ат.м. 39,1, відноситься до лужних металів. У природі існує 2 стабільних ізотопи: ^{39}K і ^{41}K та один радіоактивний ізотоп ^{40}K з періодом напіврозпаду $1,32 \cdot 10^9$ років. Металічний калій одержаний Г.Деві в 1807 р. Вміст у земній корі — 2,5% за масою. *Основні мінерали:* силвін KCl , карналіт $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, каїніт $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Калій — м'який сріблясто-білий метал, кристалічна решітка об'ємноцентрована кубічна, густ. — $0,862 \text{ г/см}^3$, т.пл. — $63,55 \text{ }^\circ\text{C}$, т.кип. — $760 \text{ }^\circ\text{C}$, C_p — $29,60 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}$, $\Delta H_{\text{пл.}}$ — $2,3 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H_{\text{субл.}}$ — $89,4 \text{ кДж/моль}$, S_{298}° — $64,73 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}$. ρ — $7,12 \cdot 10^{-8} \text{ ом}\cdot\text{м}$ ($20 \text{ }^\circ\text{C}$). Ст. о. — +1. На повітрі швидко окиснюється, енергійно реагує з водою і розчинами кислот, з галогенами, відновлює оксиди металів з утворенням K_2O , витісняє водень з рідкого амоніаку. Зберігають K під шаром гасу, толуолу, мінерального масла, а також у скляних ампулах в атмосфері азоту чи аргону. *Одержують* обмінними реакціями натрію з розплавами гідроксиду або хлориду калію, електролізом розплавів K_2CO_3 — KCl з рідким свинцевим катодом і відгонкою K у вакуумі з утворенням сплаву $\text{Pb} - \text{K}$. *Застосовується* для одержання KO_2 , в сплавах з натрієм як теплоносій в ядерних реакторах. Штучний ізотоп ^{42}K (період напіврозпаду 12,52 року) — радіоактивний індикатор у хімії, медицині і біології.

Сполуки Калію знайшли *застосування* у харчовій промисловості. Альгінат калію, $(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7\text{K})_n$ — загущувач у виробництві жувальних гумок, харчових кремів; L — гідрогенглутамату калію гідрат, $\text{HOOCCH}(\text{NH}_2)(\text{CH}_2)_2\text{COOK} \cdot \text{H}_2\text{O}$ — підсилювач запаху харчових продуктів і замінник солі; гідрогенкарбонат калію, KHCO_3 — джерело CO_2 у виробництві безалкогольних напоїв; гідрогентартрат калію, $\text{HO}-\text{OCCN}(\text{O}-\text{H})\text{CH}(\text{OH})\text{COOK}$ — розпушувач у кондитерському вироб-

нищві; періодат калію, KIO_4 — для якісного аналізу вуглеводів; нітрат калію, KNO_3 — консервант у харчовій промисловості; дигідрогенфосфат калію, KH_2PO_4 — компонент пекарських дріжджів, пекарських порошоків, емульгатор харчових продуктів; гідрогенфосфат калію, K_2HPO_4 — для приготування буферних розчинів, компонент харчових дріжджів; сорбіт калію, $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}=\text{CHCOOK}$ — антиоксидант і консервуючий засіб; цитрату калію моногідрат, $\text{K}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7\cdot\text{H}_2\text{O}$ — емульгатор у сироварній промисловості, добавка для підкислення кондитерських виробів; тартрату калію -натрію тетрагідрат, $\text{NaOOCCH}(\text{OH})\text{CH}(\text{OH})\text{COOK}\cdot 4\text{H}_2\text{O}$ — емульгатор у сироварінні, пекарний порошок (замінювач дріжджів) [2, с.231].

У медицині застосовуються бромід, хлорид, йодид, оротат, перманганат, ацетат, бромат, хлорат, йодат і інші сполуки Калію [5].

Джерелом забруднення довкілля Калієм у межах до 50 м від автостради є викиди автотранспорту, значна кількість цього елемента надходить також у ґрунт з твердими викидами металургійних заводів. Тверді викиди підприємств чорної металургії забруднюють ґрунт у радіусі до 3 км. Тверді сольові залишки і глиняні шлами від переробки калійно-магнієвих руд містять до 11 — 19 мас. % хлориду калію. В Україні великі кількості сольових калієвмісних відходів залишає хімічний комбінат м. Калуша Івано-Франківської області. Виробництво хлориду калію, який використовується як добриво, потребує витрат разом з відходами 45 — 94 кг води на 1 т переробленої руди. При обстеженні ряду підприємств з переробки калійно-магнієвих руд, було визначено, що загальна кількість втраченої води досягає декількох мільйонів кубометрів. Є припущення, що ці води разом з талими і зливовими (у процесі фільтрування крізь товщі накопичень відходів і захоплення з собою розчинних сполук лужних металів) при наявності гідравлічного зв'язку з водоносними горизонтами, можуть проникати як в артезіанські води, так і у відкриті водоймища. Калійні підприємства сильно забруднюють воду річок у районах, розміщених нижче за течією.

Господарчо-побутові відходи міст у районах з недостатнім рівнем благоустрою підвищують рівень Калію у стоках, те ж саме спостерігається у стоках асфальтованих територій з інтен-

сивним транспортним навантаженням. Якщо для зрошення земельних ділянок використовують промислово-побутові стічні води, то це призводить до збільшення вмісту Калію в овочах, наприклад, редисці та моркві, на 25—60% порівняно з контролем.

Вплив Калію на довкілля пов'язаний з високою розчинністю його сполук у природних водах. Калій входить у групу головних макроелементів цих вод. З гірських порід сполуки Калію легко виносяться водами і потрапляють у водоймища. У прісних водах Калій поглинається організмами і захоплюється глинами, в океані його сполуки також поглинаються організмами і захоплюються донними намулами. Характер розчинності сполук Калію обумовлює його міграцію у природних водах переважно в іонно-розчиненому стані, але основна його частина перебуває у складі суспензій.

Біологічна роль. Іони Калію впливають на клітинний обмін речовин, концентрація цих іонів усередині клітин більша, ніж у міжклітинному середовищі організмів. Різниця концентрацій іонів Натрію і Калію у клітині і міжклітинному середовищі є причиною виникнення мембранного потенціалу між внутрішнім і зовнішнім середовищем клітини. Завдяки цьому потенціалу в організмах здійснюються важливі процеси — передаються нервові імпульси.

Калій відіграє важливу роль, приймаючи участь в генерації біоелектричних потенціалів, підтриманні осмотичного тиску, приймає участь у вуглеводному обміні, синтезі білків. Він є основним внутрішньо-клітинним катіоном. Калій надходить в організм з їжею і водою. В організмі дорослої людини міститься 4000—9000 мекв Калію або 160—250 г (за іншими даними 140 г, 62% — у м'язах і 11% — у скелеті), з них тільки 2% — у позаклітинній рідині (інтерстиціальна рідина, плазма крові). *Добова потреба* у Калії складає 2—3 г у дорослих і 12—16 мг/кг у дітей. Вміст Калію (в мекв): тіло зі скелетом 68, кістки — 15, зуби — 17, м'язи — 100, серце — 64, легені — 38, мозок — 84, печінка — 55, нирки — 45, еритроцити — 150, сироватка крові — 4,5; спинномозкова рідина — 2,3; лімфа — 2,2.

У шлунковому соці Калію у 3—5 разів більше, ніж у плазмі; вміст у сечі — 80—100 мМ/л [3, с.163].

Концентрація Калію у плазмі і його запаси в організмі регулюються нирками. Обмін Калію в організмі відбувається надзвичайно інтенсивно: за 1 хв. у клітинах мозку обмінюється 3,3 — 4,0% Калію, у сітківці ока — 8 — 10,7%. З організму Калій виводиться в основному з сечею (93 — 95%).

Калій відіграє важливу роль у нормальному функціонуванні серця, активує внутрішньоклітинні ферменти.

Хлорид калію у надмірних концентраціях токсичний для риби (окуні, білорибиця), бо викликає розпад жаберного епітелію. Нітрат, сульфат і фосфат калію при певних значеннях концентрацій викликають загибель риб. Від надмірного вмісту Калію у природній воді зменшується здатність відтворення у ракоподібних.

Гідроксид калію має ще агресивнішу дію на слизові оболонки, очі, шкіру і прийманні усередину, ніж гідроксид натрію. Механізм цього некротизуючого процесу — дія іону OH^- , який звільняється в результаті дисоціації молекули KOH або NaOH , утворення розчинних лужних протейнатів, денатурація білкових молекул. Летальна доза KOH для людини — 10 — 20 мг.

Безхлорні калійні добрива — сульфат калію і калімагnezія (сульфат калію і магнею) у виробничих умовах викликають у робітників підвищену захворюваність і розлади органів дихання. Крім цього ці речовини знижують загальну резистентність організму, внаслідок чого теж зростає захворюваність органів дихання.

ГДК_{р.з} для карбонату калію — 2,0, нітрату калію — 5,0, сульфату калію — 10,0, хлориду калію — 5,0, гексаціаноферату (II) калію і гексаціаноферату (III) калію — 4,0, калію магнею сульфату — 5,0 мг/м³.

ТДК_{а.п} для карбонату калію — 0,05 мг/м³, для хлориду калію — 0,1 мг/м³.

Всі названі сполуки мають клас небезпеки 3 [4, с.46].



відновленням солей Цезію. Застосовується для виготовлення емітерів у термоемісійних і електронно-оптичних перетворювачах, фотокатодів у фотоелементах і фотоелектронних помножувачах, катодів у передаючих електронно-променевих трубках; пара цезію — робоче тіло в МГД-генераторах, газових лазерах, цезієвих лампах.

Світлове виробництво цезію і його сполук (без колишнього СРСР) біля 10 т/рік (1979 р.) [2, с.672].

Джерелами забруднення навколишнього середовища Цезієм є його сполуки, які надходять у процесі їх одержання і використання у вигляді аерозолів конденсації і дезінтеграції, а також пари. У виробничих приміщеннях концентрації гідроксиду та хлориду цезію можуть досягати десятків мг/м³. Цезій може надходити з димових труб підприємств, енергетика яких базується на використанні кам'яного вугілля або вугільного пилу. Різні типи вугільного пилу містять до 3 мкг/г Цезію.

Вплив Цезію на довкілля пов'язаний з високою розчинністю більшості його сполук і його високою здатністю проникати через біологічні бар'єри. В організм Цезій надходить через дихальні шляхи і частково через шлунково-кишковий тракт і шкіру. Висока розчинність солей Цезію сприяє легкому його всмоктуванню при всіх шляхах введення. У кишечнику Цезій поглинається на 100%.

Внаслідок Чорнобильської аварії у довкілля потрапили штучні радіоактивні ізотопи ¹³⁴Cs і ¹³⁷Cs. Перший має $T_{1/2}$ — 2,062 роки, а другий — 29,12 років, тому ¹³⁷Cs робить основний внесок у потужність дози радіоактивності в ближній зоні (Київська і Житомирська області). Згідно норм радіаційної безпеки (НРБ) вміст ¹³⁷Cs у поверхневих водах не повинен перевищувати $1,5 \cdot 10^{-8}$ Кі/л. Ураження людей ¹³⁷Cs викликає пришвидшення пульсу, коливання артеріального тиску, напади слабкості, головний біль, біль у області серця, нудоту, втому, біль у шлунку, сухість у роті, збільшення об'єму печінки, тремор рук. Мікроскопічно помічають зміни у клітинах кісткового мозку. У перебігу хвороби помічено випадання волосся, зниження черевних і сухожильних рефлексів, підсилення вазомоторних реакцій, ознаки депресії, лейкоцитоз.

Великі дози ¹³⁷Cs викликають аплазію кісткового мозку, зниження імунітету і появу через це інфекційних ускладнень.

На практиці засвоєння ^{137}Cs рослинами зменшують внесенням у ґрунт солей Калію, наприклад його сульфатів або фосфатів.

Біологічна роль. Цезій легко резорбується з підшкірної клітковини, м'язів, легень, з раневих поверхонь, легко проникає через біологічні перешкоди. Він відкладається переважно у м'язах (44—65% від загальної введеної кількості), потім у скелеті (13%), решта розподіляється в органах і тканинах рівномірно. Загальний вміст Цезію в організмі людини складає 1,25 мг, у крові ссавців рівень Цезію — до 2,8 мгк/л. Виділяється Цезій з організму переважно через нирки (40—75%), а через кишечник у 10—15 разів менше.

Токсичність нерадіоактивного Цезію у тварин проявляється у вигляді збудження, судом, пригніченням дихання, потім настає смерть.

У людей, які були зайняті одержанням цезію, помічали порушення серцевої діяльності, атрофічні процеси у верхніх дихальних шляхах, неврастенічний синдром з явищами вегетативносудинної дистонії, вимитий епітелій і пігменти у сечі.

Зі сполук Цезію високотоксичний арсенід, ГДК_{р,3} якого — 0,03 мг/м³, клас небезпеки 1 [4, с.57].



1.6. Купрум

Купрум — х.е. І гр. п.с., ат.н. 29, ат.м. 63,50. У природі відомо 2 стабільні ізотопи: ^{63}Cu і ^{65}Cu . Мідь була відома ще близько 4 тис. років до н.е. Вміст у земній корі — $4,7 \cdot 10^{-3}\%$ за масою. *Основні міне-*

рали: халькопїрит CuFeS_2 , халькозин Cu_2S , ковелін CuS , ма-лахіт $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, азурит $\text{Cu}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$. Пластичний червоний метал, кристалічна решітка гранецентрована кубічна, густ. — 8,94 г/см³, т.пл. — 1084 °С, т.кип. — 2540 °С, C_p — 24,4 Дж/моль К, $\Delta H_{\text{пл}}$ — 12,97 кДж/моль, $\Delta H_{\text{вип}}$ — 302 кДж/

моль, $S^{\circ}_{298} = 33,1$ Дж/моль К. $\rho = 1,7$ мкОм·см. Ст. о. — +1, +2, дуже рідко +3. У сухому повітрі при кімнатній температурі майже не окиснюється, в присутності вологи і CO_2 на поверхні металу утворюється зеленувата плівка $\text{Cu}(\text{HCO}_3)_2$, при нагріванні на повітрі окиснюється до CuO (чорний) або Cu_2O (червоний). Мідь взаємодіє з галогенами, сіркою, азотною і сірчаною кислотами, утворює комплексні сполуки з амоніаком, ціанідами і іншими комплексоутворювачами. *Одержують* плавкою сульфідного концентрату з наступним окисненням утвореного мідного штейну до чорної міді, яку рафінують вогневим і електролітичним методом. У гідрометалургійному методі мідь вимивають з мідневмісних мінералів сірчаною кислотою або розчином амоніаку з наступним осадженням, цементацією, електролізом і вилученням екстракцією чи іонним обміном. *Використовується* для виготовлення кабелю, струмопровідних частин електричних установок, теплообмінників, як компонент багатьох сплавів (латуней, бронзи, міднонікелевих і інш.).

Виробництво за кордоном біля 11 млн. т/рік.

Препарати Купруму використовуються як отрутохімікати і мікродобрива у сільському господарстві. Гліцинат Купруму $(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Cu}$ — лікувальний засіб, який є каталізатором біохімічного засвоєння Феруму; пентагідрат цитрату купруму (II) $(\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_7)_2\text{Cu} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — антисептичний засіб [2, с.315].

Основні джерела забруднення довкілля Купрумом — підприємства кольорової металургії (їх промислові викиди, відходи, стічні води), транспорт, купрумівмісні пестициди і мікродобрива, підприємства гальванізації, вуглеводневі види палив у різних галузях промисловості. Річний обсяг техногенних надходжень Купруму у навколишнє середовище складає: в атмосферу — 56 тис.т, з відходами — 77 тис.т і з добривами — 94 тис.т; в результаті роботи хімічних підприємств на поверхню землі щорічно надходить біля 155 тис.т. У кам'яному вугіллі міститься до 15 мг Купруму на 1 кг. Внаслідок спалювання вугілля і нафти в атмосферу щорічно надходить біля 2100 т Купруму. На території гірничометалургічного комбінату і на віддалі декількох кілометрів від нього концентрація Купруму у повітрі підвищена (1,3 мг/м³ проти середньої 0,09 мг/м³ в атмосфері міста). На території комбінату вміст

Купрум у шарі ґрунту глибиною до 2 см складає 1,1%, метал у цьому випадку перебуває у складі переважно водорозчинних і легко мігруючих форм.

В Україні найбільше забруднені Купрумом ґрунти м. Херсону, де максимальний вміст перевищує ГДК для ґрунту у 7,3 рази, м. Марганця — у 6,3 рази, м. Маріуполя — у 5,1 рази і м. Луганська у 3,8 рази. Сільськогосподарські угіддя забруднені промисловими токсикантами з вмістом Купруму у Херсонській і Хмельницькій областях, де середнє перевищення фонового рівня у ґрунті становить 2,2 рази, у Миколаївській — 1,5 рази, Луганській — 1,3 рази (за 1995 р.) [6, с.13].

Вплив Купруму на довкілля проявляється в тому, що забруднений водорозчинними сполуками ґрунт втрачає чітку структуру, його загальна пористість зменшується, руйнування структури призводить до порушення водопроникності, погіршення водно-повітряного режиму ґрунтів. З різних джерел Купрум може потрапляти у морські води. Наприклад, у Чорному морі концентрація Купруму досягає 30,2 мкг/л, у поверхневому шарі вод Світового океану ця цифра досягає значення 235 мкг/л (за даними до 1988 р.). Стічні води металургійного, машинобудівного, хімічно-фармацевтичного і ін. виробництв можуть містити Купрум до 400—500 мг/л.

Критичний рівень, тобто величина, при якій надходження важкого металу у довкілля не призводить до накопичення викидів у компонентах ландшафту і структурної перебудови цих компонентів, тобто зональний тип ландшафту не змінює своїх функціональних властивостей, складає для Купруму 3—30 кг/км² на рік.

У воді сполуки Купруму досить токсичні для всіх представників водної фауни і флори. Розчинні хлорид і нітрат купруму токсичні для риби у концентраціях 0,01—0,02 мг/л, тоді як сама мідь помірно токсична. У м'якій воді Купрум виявляє вищу токсичну дію, ніж у твердій. Високу токсичність у воді проявляє сульфат купруму, від малих концентрацій якого гинуть прісноводні поліпи, п'явки, сігові риби.

Встановлена висока токсичність міді і сполук Купруму для ґрунтової мікрофлори. Після обробки купрозаном або бордоською сумішшю загальна кількість мікроорганізмів у ґрунті знижувалась на 21—72%, а у випадку спорозносних мікроор-

ганізмів — на 23—92%. Сполеку Купруму пригнічують діяльність нітрифікуючих бактерій.

Підвищений вміст Купруму у ґрунті зменшує врожай або висоту рослини (це було встановлено для вівса та конюшини), викликає загибель дошових черв'яків. Вміст Купруму у ґрунті на рівні 6—15 мг/кг вважається недостатнім, 15—60 мг/кг — нормальним і більше 60 мг/кг — надмірним. Надмір Купруму у ґрунті призводить до розвитку хлорозу у рослин. Води для поливу різних рослин повинні мати концентрації Купруму не вищі дозволених.

У харчові продукти надмірна кількість Купруму може потрапляти з овочами і фруктами, які перед збиранням несвоєчасно обробляли отрутохімікатами з вмістом Купруму, з мідного посуду, у якому зберігали продукти, із забрудненою Купрумом водою.

Біологічна роль Купруму дуже важлива. Елемент входить у кров'яний пігмент нижчих тварин (гемоціанін), в гематокупреїн крові вищих тварин, а також у такі порфірини тваринного світу, як цитохром і турацин, входить до складу ензимів, приймає участь у ферментативних реакціях, процесах кровотворення, імунних процесах, обміні речовин. Наявність Купруму в організмі створює можливість утворення речовин, необхідних для дихання клітин.

Купрум — необхідний мікроелемент для людини, тому його оптимальні кількості потрібні у складі харчових продуктів. За звичайних умов людина одержує на добу переважно з їжею в середньому 2—5 мг Купруму. Потреба в Купрумі складає для дорослих за звичайних умов 1,5—3 мг, а при напруженій м'язовій роботі надходження Купруму не може бути нижче 4—5 мг. Багато Купруму містять пшениця (25 мг/кг) і овес (23 мг/кг), мало — редька (1 мг/кг), томати (2 мг/кг) і курячі яйця (2 мг/кг).

Тіло дорослої людини масою 70 кг містить всього 50—120 мг Купруму. У нерозведеній крові людини міститься 100—140 мкг % Купруму, у плазмі — 60—150 мкг %, у формених елементах — 66—130 мкг %, у сечі — 0,016—0,033 мг/л. У нормі елемент розподіляється в організмі наступним чином (в мг % на сиру тканину): печінка — 0,3—1,3, мозок — 0,1—0,6, серце — 0,1—0,6, нирки — 0,17—0,3, селезінка — 0,26, легені —

0,25, кістки — 0,1—0,6, м'язи — 0,54; волосся чоловіків — $14,0 \pm 2,5$ мкг/г, волосся жінок — $16,4 \pm 3,2$ мкг/г, у нігтях — 11—53 мкг/г, у шкірі — 65 мкг/100 мг, у жіночому молоці — 0,24—0,5 мкг/мл. У процесі довготривалого розвитку біологічних систем вміст Купруму у тілі живих організмів знижується від бактерій до ссавців. З віком вміст Купруму у крові прогресивно знижується.

Із загальної кількості Купруму, яка надійшла в організм протягом доби, засвоюється біля 30—40%, решта переходить у сульфід і виводиться. Поглинений Купрум всмоктується у шлунку і верхніх відділах тонкого кишечника протягом перших двох годин після надходження. У крові Купрум транспортується альбуміном. Більша частина засвоєного Купруму надходить у печінку, де зв'язується з церулоплазмином; у такому стані циркулює до 90—96% всього Купруму, який міститься у сироватці крові.

Біля 80% абсорбованого Купруму виводиться через печінку з жовчю, 16% — через кишечник і біля 4% — через нирки. Період біологічного напіввиділення Купруму з організму людини складає біля 4 тижнів.

Купрум — високотоксичний елемент, який може викликати як гострі, так і хронічні отруєння. Спектр токсичної дії Купруму досить широкий з різноманітними клінічними проявами. Механізм токсичної дії Купруму зводиться до блокування SH-груп білків, особливо ферментів. Купрум має здатність підвищувати проникність мембран мітохондрій і тому володіє високою гепатотоксичністю. При гострому отруєнні іонами Cu^{2+} , відбувається виражений гемоліз еритроцитів. Інтоксикації сполуками Купруму можуть бути супутні аутоімунні реакції і порушення метаболізму моноамінів.

При дослідженні гострого отруєння тварин виявлена токсична дія сполук Купруму при введенні у шлунок, при інгаляційному надходженні та внутрішньочеревному введенні.

Гострі отруєння Купрумом людей спостерігали при зачищенні мідних валів, шліфуванні мідних шайб, різанні та зварюванні виробів з міді, прокатуванні мідних болванок, зачищенні мідного дроту, дуговому плавленні мідного лому. При цих процесах концентрація Купруму у повітрі досягала рівнів $0,22$ — 14 мг/м³. Вже через 1—2 г у працюючих з'являлись

ознаки отруєння — подразнення слизових, солодкий смак у роті, через декілька годин — головний біль, слабкість (особливо у ногах), почервоніння зіву і кон'юктиви, нудота, біль у м'язах, деколи блювання і пронос, розбитість, остуда, температура 38—39 °С. Через день температура стає нормальною, але слабкість, головний біль, запаморочення, частий пульс, лімфоцитоз ще наявні. Така ж картина спостерігалась при вдиханні пилу карбонату купруму (II), розпиленні оксиду купруму (II), а також чищенні апаратів від залишків сполук Купруму.

Спостерігали гострі отруєння людей при протравлюванні зерна фунгіцидом, який містив карбонат і сульфат Купруму (II) і до 0,005% Арсену, при обробці виноградників купровмісними фунгіцидами (мідний купорос, бордоська суміш, гідрокосульфат і гідроксохлорид купруму (II)) за допомогою навісних обприскувачів при концентрації аерозоля у повітрі від 1 до 130 мг/м³. Внаслідок отруєння виникали характерні симптоми — напади кашлю, нападаподібні болі у животі, інколи носові кровотечі. Стан “міднопротравної лихоманки” триває зазвичай 3—4 дні. Звикання настає досить швидко. Характерною ознакою “міднопротравної лихоманки” у порівнянні з “ливарною” (“цинковою”) є ураження шлунково-кишкового тракту. Шлунково-кишкові розлади описані при дії бронзового пилу і вдиханні бризок розчину гідроксиду купруму (II).

Описаний смертельний наслідок від вдихання дитиною порошку бронзи (70% міді і 30% цинку). Відомі важкі харчові отруєння людей Купрумом з питною водою, лимонадом, аличовою пастилою.

Інсектициди, які містять сполуки Купруму, при надходженні у травний тракт у процесі обприскування викликають у першу чергу металевий присмак у роті, нудоту, нападкоподібні болі у животі, пронос з домішкою крові, при важких формах — ураження печінки, гемолітична анемія, гематурія, некротичний нефроз.

Відомі смертельні випадки від отруєння розчином сульфату купруму (II).

Хронічний вплив міді і солей Купруму викликає функціональні розлади нервової системи, печінки і нирок, утворення

виразок і перфорацію носової перегородки. У працюючих на виробництві виробів з міді і її сплавів зареєстровані церебральні ангіоневрози, зниження фагоцитарної активності лейкоцитів, титру лізоциму і бактерицидної активності сироватки крові, захворювання шлунково-кишкового тракту; вміст Купруму у крові збільшується на 28—38%. Найвища професійна захворюваність встановлена у робітників зі стажем 10—15 років.

Професійні отруєння спостерігались у робітників електролітичного рафінування міді, серед працюючих з мідними порошками, у робітників мідних рудників, у стажованих плавильників міді. Симптоми хронічного отруєння у зазначених випадках залежали від специфіки виробництва. Вони проявлялись функціональними змінами ЦНС, ураженням периферійної системи, зниженням імуннобіологічної реактивності, ураженням зубів і слизової рота, гастритами, виразковою хворобою (у робітників електролітичного рафінування міді); у вигляді ринітів, фарингітів, гастритів, зменшення ємності легень, порушення функції печінки і білірубінемії. В окремих випадках були печія, болі в області шлунка, поганий апетит, нудота (у робітників міднопорошкового виробництва). Спостерігались зміни у вигляді підсилення коренів легень, базальної емфіземи, збільшення рівня сіалових кислот у крові, запалення і фіброзу ясен (у гірників мідних рудників); у плавильників міді були характерні скарги на тупі болі у правому підбер'ї, збільшення печінки, виявлена патологія шлунка, є дані про професійний рак.

Є чітка залежність концентрації Купруму у волоссі робітників від стажу і характеру роботи.

Сполуки Купруму проявляють місцеву дію, подразнюючи шкіру, часто вони викликають алергічні дерматити (часом аж до некрозу) та екзему. При захворюванні vitiligo (білі депігментовані плями на шкірі) вміст Купруму на ділянках vitiligo знижений і становить 26 ± 5 мкг/100 мг.

ГДК Купруму в харчових продуктах, мг/кг: продукти рибні — 10,0; м'ясні — 5,0; молочні — 1,0; зерно, крупа — 10,0; хліб — 5,0; овочі — 5,0; фрукти — 5,0.

Для міді ГДК_{р.з} — 1,0 мг/м³, ГДК_в — 1,0 (орг.) мг/л, ГДК_{в.р} — 0,001 мг/л, ГДК_г — 3,0 мг/кг, клас небезпеки 3; для оксиду

купрум (I) і оксиду купрум (II) ГДК_{сн} — 0,002 мг/м³, ГДК_{в.р} — 0,001 мг/л, клас небезпеки 2; для сульфату купрум (II) ГДК_{р.з} — 0,5 мг/м³, ГДК_{м.р} — 0,003 мг/м³, ГДК_{сн} — 0,001 мг/м³, клас небезпеки 2, [4, с.64].



1.7. Аргентум

Аргентум — х.е. I гр. п.с., ат.н. 47, ат.м. 107,87. У природі 2 стабільних ізотопи ¹⁰⁷Ag і ¹⁰⁹Ag. Срібло відоме з давніх часів. Вміст у земній корі — 7·10⁻⁶% за масою. *Мінерали*: аргентит (срібний блиск) Ag₂S,

піраргирит Ag₃SbS₃, прустит Ag₃AsS₃ і самородне срібло. Утримується переважно в свинцево-цинкових, мідних і золото-срібних рудах. Пластичний у гарячому стані білий метал, кристалічна решітка грансентрована кубічна, густ. — 10,5 г/см³, т.пл. — 961,9 °С, т.кип. — 2170 °С, С_p — 25,3 Дж/моль·К, ΔН_{пл.} — 11,3 кДж/моль, ΔН_{вип.} — 266,8 кДж/моль, S^o₂₉₈ — 42,58 кДж/моль·К. Ст. о. — найчастіше +1, рідко +2, +3, дуже рідко +4. Порівняно з іншими металами, які використовуються як провідники, має найменший питомий опір — 1,62 мкОм·см і теплопровідність 423 Вт/м·К. На повітрі срібло не окиснюється, але поступово покривається шаром чорного сульфіді срібла Ag₂S. При кімнатній температурі взаємодіє з озоном, концентрованою азотною кислотою, сумішшю KCN і H₂O₂, реагує з розплавом КОН, KNO₃, при нагріванні — з галогенами, HCl, H₂, парою сірки, селену, телуру. *Одержують* головним чином при переробці свинцево-цинкових руд. Срібло концентрується в чорновому свинці, з якого вилучається при введенні цинку у вигляді Ag₂Zn₃ (разом з золотом, піна на поверхні розтопленого свинцю). Цинк відганяють дистиляцією, свинець окиснювальною плавкою. Одержують сплав доре, який має 98% срібла і 2 % золота, міді, свинцю і інших металів. Кінцева очистка від золота виконується електролі-

зом. З мідних руд срібло виплавляють разом з чорною міддю, потім вилучають його з анодного шламу, який утворюється при електролітичному рафінуванні міді. Застосовується як компонент сплавів для ювелірних виробів, монет, медалей, припоїв, столового і лабораторного посуду, для сріблення апаратів харчової промисловості, дзеркал, ялинкових іграшок, для виготовлення деталей електровакуумних приладів, електричних контактів, електродів, “мостів” у стоматології, друкованих мікросхем, для стерилізації води, як каталізатор в органічному синтезі, колоїдний розчин срібла — антисептичний засіб, [2, с.523].

Аргентум надходить у доквілля при спалюванні вугілля, а також з викидами промисловості та транспорту.

В організм людини щоденно надходить не більше 20 мкг Аргентуму. Якщо для приготування їжі використовують срібний посуд, то його вміст у продуктах може бути більшим. У США згідно стандарту допустима концентрація Аргентуму в воді становить не більше 50 мкг/л.

Підвищені концентрації Аргентуму у воді для поливання згубні для кукурудзи, люпину, бобів. Нітрат аргентуму є інгібітором утворення етилену в яблуках і токсичним по відношенню до протопластів. Встановлена токсична дія Аргентуму на водорості, бактерії, дафнії, рибу.

Біологічна роль. При надходженні в організм людини Аргентум сполучається з білками, утворюючи сполуки, яким не властивий діаліз, в організмі Аргентум розподіляється рівномірно.

Іони Аргентуму навіть у дуже малих концентраціях мають сильно виражену антисептичну дію і тому його нітрат використовується в медицині.

ГДК_{р,з} для срібла — 1 мг/м³, клас небезпеки 2, для карбонату, нітрату, оксиду, хлориду, ГДК_{р,з} — 0,5 мг/м³, клас небезпеки 2 [4, с.83].



1.8. Аурум



Аурум — х.е. I гр. п.с., ат.н. 79, ат.м. 196,97. У природі один стабільний ізотоп ^{197}Au . Вміст у земній корі — $5 \cdot 10^{-8}\%$ за масою. Зустрічається в кварцових золотоносних жилах у самородному стані, іноді утворює мінерали з Селеном, Телуром, Стибієм, Бісмутом, утримується в основному в поліметалічних рудах. Промислові кількості самородного золота знаходяться на півдні Африки, на півночі Якутії і Магаданської області Росії, на території України вони залягають у підземних пластах гранітних порід Закарпаття та інших регіонів. За обсягом природних покладів золота Україна займає третє місце в Європі після Румунії та Іспанії. Всього в Україні є 236 місць перспективного видобутку золота, яке міститься у кількості 6—8 г на 1 т руди. М'який жовтий метал, кристалічна решітка кубічна, щільно упакована, густ. — $19,32 \text{ г/см}^3$, т.пл. — $1046,49 \text{ }^\circ\text{C}$, т.кип. — $2947 \text{ }^\circ\text{C}$, C_p — $25,4 \text{ Дж/моль К}$, $\Delta H_{\text{пл.}}$ — $12,5 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H_{\text{кип.}}$ — $348,76 \text{ кДж/моль}$, S_{298}° — $47,4 \text{ Дж/моль К}$. Питомий опір — $2,3 \text{ мкОм см}$. Ст. о. — +1, +3, +5. При нагріванні взаємодіє з галогенами, сумішами HCl і HNO_3 , H_2SO_4 і HNO_3 , з водними розчинами ціанідів (в присутності O_2), ClF_3 , BrF_3 , а також з розчином K_2F_2 у фтороводневій кислоті. Золото одержують з подрібненої і збагаченої породи, звідки його вилучають розчинами KCN або NaCN , а потім осаджують цинком або сорбують іонообмінними смолами. Золото і його сплави застосовуються для виготовлення ювелірних виробів, монет, медалей, зубних протезів, деталей хімічних апаратів, електричних контактів і проводів, для нанесення покриттів на металеві поверхні. Забарвлює скло в червоний колір, штучний радіоактивний ізотоп використовують у радіотерапії для лікування злоякісних пухлин (^{198}Au), $T_{1/2}$ його складає 2,97 доби [2, с.206].

Забруднення довкілля Аурумом невідомі.

Токсичність Ауруму доведена. Так, мінімальна летальна доза Ауруму для колюшки складає 0,4 мг/л.

Біологічна роль. Сполуки Ауруму впливають на імунітет організму і процес кровотворення, внаслідок чого можливий розвиток тромбоцитопенії, лейкопенії, агранулоцитозу та апластичної анемії, вони токсичні для нирок.

При місцевій дії вони припалюють шкіру, викликають специфічні алергічні дерматити та екземи, які зникають після припинення контакту з цими сполуками [4, с.88].

Іони Ауруму мають бактерицидну дію, деякі його препарати використовуються в медицині для лікування пухлин і вовчанки.

2. Metalli II групи

2.1. Берилій



Берилій — х.е. II гр. п.с., ат.н. 4, ат.м. 9,01. У природі існує один стабільний ізотоп ${}^9\text{Be}$. Відкритий у вигляді оксиду Л.Вокленом в 1798 р. Вміст у земній корі — $6 \cdot 10^{-4}\%$ за масою. *Важливі мінерали:*

берил $\text{Al}_2\text{Be}_3[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$, фенакіт Be_2SiO_4 хризоберил Al_2BeO_4 . Сріблясто-білий метал, кристалічна ґратка гексагональна щільноупакована, густ. — $1,84 \text{ г/см}^3$, т.пл. — $1287 \text{ }^\circ\text{C}$, т.кип. — $2507 \text{ }^\circ\text{C}$, C_p — $16,4 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}$, $\Delta H_{\text{пл}}$ — $12,5 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H_{\text{вип}}$ — $293,4 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H_{\text{субл}}$ — $327,41 \text{ кДж/моль}$, S°_{298} — $9,35 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}$. Ст. о. — +2. На поверхні і в воді покривається захисною плівкою BeO , при кімнатній температурі взаємодіє з соляною і сірчаною кислотами, концентрованими розчинами лугів, фтором, при нагріванні — з киснем, азотом, вуглецем, сіркою. Одержують берилій з його концентрату, який для вилучення BeO спікають з сумішшю Na_2SiF_6 і Na_2CO_3 , далі спек обробляють водою, а до одержаного розчину прили-

вають гідроксид натрію, осаджуючи $\text{Be}(\text{OH})_2$. Після цього осад відфільтровують, прожарюють і одержують BeO . BeF_2 одержують розкладом при $500\text{ }^\circ\text{C}$ $(\text{NH}_4)_2\text{BeF}_4$, утвореного введенням NH_4HF_2 в розчин Na_2BeF_4 . BeF_2 відновлюють до берилію магнієм при $1400\text{ }^\circ\text{C}$. Застосовується для виготовлення деталей і пристроїв в ядерному реакторобудуванні, авіабудуванні; як компонент сплавів (наприклад, берилієвих бронз) використовується для виготовлення спеціальних пружин, клапанів і ін. [2, с.73].

Основними джерелами забруднення навколишнього середовища Берилієм є промислові об'єкти, які використовують різні види палива; підприємства, де виготовляють або використовують берилій і сполуки Берилію.

Поскільки Берилій міститься у вугіллі та нафті, то атмосфера, природні води і ґрунти забруднюються ним внаслідок спалювання зазначених видів палива, вихлопними газами автотранспорту, викидами промислових підприємств. Райони, де знаходяться підприємства з видобутку берилієвих руд, їх збагачення і місця складування берилієвих концентратів і їх подальшої переробки, можуть бути забруднені Берилієм. Вміст Берилію у повітрі міст досягає $0,0009\text{ мкг/м}^3$, в у добовому раціоні людини складає $0,07\text{ мкг}$.

Вплив Берилію на довкілля пов'язаний з його високою біологічною активністю і визначальним тут є висока активність Be^{2+} , який володіє загальнотоксичною, алергічною, канцерогенною та ембріотоксичною дією. Розчинні сполуки Берилію володіють подразнюючою дією. Якщо Берилій потрапив у легені у процесі дихання, то у легенях розвивається продуктивний проміжний процес з формуванням специфічних гранульом. Хвороба такого роду називається бериліозом. Під впливом Берилію змінюються імунобіологічний стан організму, активності багатьох ферментів, які каталізують енергетичні процеси: фосфоглюкомутази, енолази, лактатдегідрогенази, лужної фосфатази і ін. у різних органах. При бериліозі найбільше виражені диспротеїнемія у вигляді зниження альбуміно-глобулінового коефіцієнта і дисбаланс деяких мікроелементів.

Берилієва інтоксикація спричиняє канцерогенний ефект, про що свідчать характерні зміни антигенів критичного органу,

поява низькомолекулярних білків, пошкодження ДНК і РНК, поява комплексних ендо- і екзогенів.

Токсичність і вплив Берилію на довкілля пов'язаний з тим, що він вступає у конкурентні, а деколи антагоністичні взаємовідносини з іонами біологічно важливих двовалентних металів (Mg, Ca, Mn і ін.), які є природними активаторами ферментів. Окремі дослідники визначають берилій як сильно некротизуючу речовину з олігодинамічним типом дії, для якої характерна відсутність кореляції між дозою і реакцією організму у відповідь. Встановлено, що розчинні сполуки Берилію (хлорид, фторид, сульфат) токсичніші нерозчинних.

Виділяють *три фази дії Берилію*: початкову, фазу склерозування і фазу пухлиноутворення. Найхарактернішою рисою першої фази є пригнічення активності лужної фосфатази (активність кислот фосфатази при цьому може зростати, особливо у печінці). Для фази склерозування характерний високий рівень кислих мукополісахаридів в області утворення сполучної тканини. У третій стадії розвиваються пухлини типу остеогенних сарком.

Загальнотоксична і алергійна дія Берилію викликає проявлення ранніх (до 1 місяця) змін у легенях. Пізніше (до 12 місяців) виникає гіаліноз колагенових фібрил, прогресування склерозу легень з утворенням колагенових волокон, важкі деструктивні зміни паренхіми з порушенням у легенях повітрообміну, розвиток гіпоксії і гіпоксемії. У легенях у ранній стадії збільшується вміст колагенових білків, про що свідчить приріст оксипроліну, потім вміст колагенових білків знижується, а на 9—13 місяць знову різко зростає.

Біологічна роль. Берилій має ту особливість, що після інгаляції його важкорозчинних сполук, високий вміст Берилію у легенях зберігається протягом тривалого часу. Після інгаляції розчинних сполук основна кількість Берилію, який надходить з легень у кров, накопичується у скелеті. Дуже шкідливе вдихання аерозолів і парів, які містять Берилій. У крові Берилій утворює комплекси з білками і фосфатами. Крупні колоїдні частки затримуються ретикулоендотеліальною системою печінки і селезінки, а потім поступово перерозподіляються і відкладаються у кістках. Навіть після припинення роботи з Берилієм він виявляється у легенях і кістках через

багато років після припинення роботи з ним. Виділяється Берилій тривалий час, переважно, через нирки.

З шлунково-кишкового тракту Берилій всмоктується мало, це пояснюється утворенням важкорозчинного і тому такого, який погано всмоктується, гідроксиду берилію. Берилій проникає через плаценту в плід, а також від матері, яка годує, з грудним молоком до дитини. Крім цього Берилій здатний проникати через гематоенцефалічний бар'єр, а також виявляти пошкоджуючу дію на всі структурні утворення клітини.

Гострі отруєння, викликані дією розчинних солей Берилію, а також від берилію у процесах плавлення, відливання, механічної обробки і зварювання, відомі і описані. У потерпілих розвивались бронхіти, пневмонії. Клінічна картина проявлялась гострим кон'юктивітом, назофарингітом, трахеобронхітом, бронхобронхіолітом і пневмонітом. В гострому отруєнні людини виділяють дві форми. Одна перебігає за типом "ливарної лихоманки" (остуда, підвищення температури, зміни у крові), інша — за типом в'яло текучого пневмоніту. Скарги на кашель, задишку, болі у грудях, відсутність апетиту. Після припинення роботи з Берилієм в залежності від ступеня впливу явища інтоксикації або поступово зникають, або хвороба переходить у важку форму з сильно вираженими змінами у легенях. Відмічена помірна жирова дегенерація у печінці, в окремих випадках осередки некрозу. Висока захворюваність гострими формами спостерігалась при вдиханні до 1 мг сульфату і фториду берилію. Біля 300 випадків гострих форм захворювання розвивались після вдихання оксиду, сульфату і галогенідів Берилію в концентрації 0,67 мг/м³.

В результаті *професійного контакту* зі сполуками Берилію, в осіб, які проживають поблизу берилієвих підприємств, у тих, хто мав контакт з білизною робітників, розвивається хронічне отруєння — легеневий гранулематоз. Латентний період у цих випадках може коливатись від декількох тижнів до 10 і більше років. У багатьох випадках хронічного бериліозу латентний період лежав у межах 1—3 років. Випадки бериліозу спостерігались при роботах зі сплавами берилію (берилієві бронзи і ін.), які містили 1,8% берилію. При цьому у потерпілих були скарги на задишку, біль у грудях, кашель, слабкість, сильне схуднення, мігруючі болі у суглобах і підвищення тем-

ператури до 38—39 °С; були також ціаноз, зміни показників гемодинаміки, зниження скорочувальної здатності м'яза серця, дистрофія міокарда. Спостерігались також і інші патологічні зміни легень і всієї дихальної системи (дрібно- і крупногранулематозні форми, інтерстиціальна форма, бульозна емфізема), а також серцево-судинної системи, печінки та селезінки. Частота виникнення раку у професійних працівників була значно вищою, ніж в осіб, які не мали професійного контакту з Берилієм. Берилій і сполуки Берилію віднесені Міжнародним агенством по вивченню раку до групи можливих канцерогенів для людини.

Сполуки Берилію (фторовмісні сполуки і сульфат берилію) викликають захворювання шкіри у вигляді екзематозного дерматиту (запалення, набряклість повік, шкіри обличчя і шиї з везикуляцією епідермісу). При потраплянні Берилію на пошкоджену шкіру можуть розвинутих берилієві виразки, при вкоріненні у шкіру — берилієва гранульома з великими островами фібриноїдного некрозу. Захворювання розвивається після деякого латентного періоду і триває до видалення берилію. Пил і дим сполук Берилію викликає катаральний кон'юнктивіт або хімічний опік з сильним набряком і запаленням шкіри повік.

Через високу токсичність Берилію контакт деталей, виготовлених з берилієвих сплавів, з водою, харчовою сировиною і продуктами не допускається.

Для берилію і сполук Берилію (у перерахунку на Берилій) $\text{ГДК}_{\text{р.з}}$ (у повітрі робочої зони) = 0,001 мг/м³, $\text{ГДК}_{\text{сд}}$ (середньодобова концентрація в атмосферному повітрі) = 0,00001 мг/м³, $\text{ГДК}_{\text{в(с.-т.)}}$ = 0,0002 мг/л; клас небезпеки 1.

$\text{ЛД}_{50} \text{BeSO}_4 = 86 \text{ мг/кг}$ [4, с.92].

