

Міністерство освіти і науки України
Міністерство охорони здоров'я України
Сумський державний педагогічний університет
імені А. С. Макаренка

КЛИМЕНКО С. О.

Біонеорганічна хімія

навчальний посібник для студентів
вищих медичних навчальних закладів
I-II рівнів акредитації

Суми
Вид-во СУМДПУ імені А. С. Макаренка
2014

УДК 373.54
ББК 74.262.4
К 49

Розглянуто на засіданні циклової комісії з природничо-наукових дисциплін
Сумського базового медичного коледжу
(Протокол №5 від 16 січня 2012 р.)

Розглянуто на засіданні кафедри хімії та МНХ Сумського державного
педагогічного університету імені А.С. Макаренка
(Протокол №5 від 17 грудня 2013 р.)

Рекомендовано до друку Вченою радою Сумського державного педагогічного
університету імені А.С. Макаренка
(Протокол № 7 від 27 січня 2014 р.)

Рецензенти:

Чайченко Н. Н., д.пед.наук, професор, завідувач кафедри теорії та
методики вищої професійної освіти Сумського обласного інституту
післядипломної педагогічної освіти;

Приходько О. О., к.м.н., асистент кафедри анатомії людини
медичного інституту Сумського державного університету;

Сербіна В. К., викладач-методист, викладач медичної хімії
Сумського базового медичного коледжу.

Клименко С.О.

К 49 Біонеорганічна хімія : навчальний посібник / С.О. Клименко –
Суми : Вид-во СумДПУ імені А. С. Макаренка, 2014. – 112 с.

Навчальний посібник із курсу «Біонеорганічна хімія» для студентів
вищих медичних навчальних закладів I-II рівнів акредитації спеціальності
«Сестринська справа» та «Лікувальна справа».

УДК 373.54
ББК 74.262.4

© Клименко С.О., 2014
© Вид-во СумДПУ ім. А. С. Макаренка, 2014

ЗМІСТ

№	Назва теми	сторінка
	ВСТУП	4
§1	ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ №1 ХІМІЯ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ	
1.1	Основні поняття та закони хімії	6
1.2	Будова атомів елементів	10
1.3	Періодичний закон та періодична система елементів	17
1.4	Загальні відомості про біогенні елементи	20
1.5	Загальні хімічні властивості s-елементів	28
1.6	Біологічна роль s-елементів та застосування їх сполук в медицині	31
1.7	Органогенні p-елементи. Загальні хімічні властивості. Біологічне значення	37
1.8	Хімічні властивості d-елементів	44
1.9	Біологічна роль d-елементів та застосування їх сполук в медицині	52
§2	ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ №2 КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ	
2.1	Склад і будова комплексних сполук	60
2.2	Класифікація і номенклатура комплексних сполук	63
2.3	Просторова будова та ізомерія комплексних сполук	65
2.4	Хімічні властивості комплексних сполук	66
2.5	Метало-лігандний гомеостаз. Застосування комплексних сполук у медицині	68
§3	ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ №3 ВЧЕННЯ ПРО РОЗЧИНИ	
3.1	Значення води і водних розчинів у медицині	70
3.2	Загальні відомості про розчини, їх склад і типи	72
3.3	Механізм процесів розчинення	75
3.4	Способи вираження кількісного складу розчинів	78
3.5	Дифузія та осмос	80
§4	ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ №4 РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	
4.1	Розчини електролітів та їх значення в життєдіяльності організмів	83
4.2	Електролітична дисоціація електролітів	86
4.3	Йонний добуток води. Водневий показник pH	91
4.4	Гідроліз солей	94
4.5	Буферні системи	96
4.6	Водно-електролітний баланс в організмі людини	99
4.7	Теорія окисно-відновних реакцій	101
4.8	Складання рівнянь окисно-відновних реакцій	103
	Додатки	
	Додаток 1. Електронегативність хімічних елементів	108
	Додаток 2. Взаємозв'язок між деякими фізичними величинами	109
	Додаток 3. Розчинність кислот, основ і солей у воді	110
	Список літератури	111

ВСТУП

На сьогоднішній день не можна назвати жодної галузі де б не використовувались досягнення хімічної науки. Виняткову роль хімія відіграє у біології та медицині. У живому організмі протікає близько мільйона хімічних процесів та перетворень. Необхідні для цього речовини надходять до організму з їжею та питною водою. Розуміння протікання хімічних процесів, які лежать в основі різних хвороб, допомагає направленою пошуку способів їх лікування. Однією з важливих задач медицини є активне впровадження сучасних досягнень хімії в теорію та практику досліджень функцій живого організму. Особливу роль в цьому напрямку відіграє біонеорганічна хімія.

Біонеорганічна хімія (далі – БНХ) як галузь класичної хімії, виникла у другій половині XX століття на межі біології, неорганічної та біологічної хімії. Головним завданням БНХ є вивчення ролі біогенних елементів та їх сполук у розвитку фізіологічних і патологічних процесів у живому організмі. Предметом вивчення БНХ є живий організм людини – відкрита динамічна система, що складається з білків та інших органічних і неорганічних речовин, здатна до самооновлення, росту та обміну речовин. Звідси витікає тісний взаємозв'язок БНХ з біохімією, медициною, фармакологією, екологією. Сучасний розвиток медицини багато в чому обумовлений саме науковими досягненнями в біонеорганічній хімії.

У результаті життєдіяльності відбувається синтез речовин, які є хімічними сполуками Карбону, Оксигену, Гідрогену, Нітрогену, Сульфуру та Фосфору. Окрім даних органогенних елементів в обміні речовин бере участь близько 26 біогенних елементів (Кальцій, Калій, Натрій, Хлор, Ферум, Флуор, Бор, Йод, Цинк та ін.). Загалом, до складу організму людини входить близько 70% хімічних елементів періодичної системи.

Разом із визначенням біологічної ролі хімічних елементів у живому організмі біонеорганічна хімія вивчає комплекси йонів металів з білками, нуклеїновими кислотами, ліпідами та молекулярними сполуками, їх вплив на життєдіяльність організму. При цьому, як правило, розглядаються йони, присутні в молекулах біологічного походження: Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} , Mo^{2+} . Біонеорганічна хімія досліджує роль цих йонів у виконанні біологічних функцій металоферментів та інших комплексів. Сучасний стан знань про біологічну роль хімічних елементів дає можливість визначити шляхи виникнення і розвитку різних патологічних процесів в організмі, створювати нові ефективні фармацевтичні препарати, що забезпечують активну участь у боротьбі за збереження здоров'я людей і продовження людського життя. Особливу роль біонеорганічна хімія приділяє вивченню взаємодії біометалів в організмі, надлишок або нестача яких спричиняє патологічні наслідки. Наприклад, нестача Феруму в організмі людини призводить до розвитку анемії, а його надлишок – до сидерозису.

Дефіцит Купруму викликає деструкцію судин, надмір його – призводить до хвороби Вільсона. Низький вміст Цинку в організмі людини призводить до зниження активності більшості біологічних ферментів; зайва кількість Калію негативно впливає на серцеву діяльність.

Біонеорганічна хімія об'єднує два основні напрями: вивчення ролі хімічних елементів та їх сполук в організмі людини, і включення біоелементів у біологічні системи в якості штучних субстратів. Протягом багатьох століть теоретичне пояснення хімічних процесів, які протікають у живих організмах, ґрунтувалося на натурфілософському вченні про елементи. Глибоке наукове обґрунтування теорії про хімічні елементи знаходимо в працях В.І.Вернадського, який показав тісний взаємозв'язок хімічного складу земної кори, океану та хімічного складу живих організмів. Згідно біогеохімічної теорії В.І.Вернадського, існує «біогенна міграція атомів» по ланцюжку повітря – ґрунт – вода – їжа – людина, в результаті якого практично всі елементи, що оточують людину у зовнішньому середовищі, в більшій чи меншій мірі, проникають до організму. Вчений вважав, що живі організми і земна кора утворюють єдину систему. Речовини живої і неживої природи складаються з однакових хімічних елементів і між ними діють однакові сили хімічних взаємодій.

Вміст хімічних елементів в організмі людини вивчав і О.П.Віноградов. Розвиваючи ідеї В.І.Вернадського про взаємозв'язок елементного складу ґрунту та еволюцію організмів, науковець розробив учіння про біогеохімічні провінції – території, які відрізняються між собою певним кількісним складом хімічних елементів у ґрунті; при цьому в живих організмах, які там перебувають, протікають відповідні біохімічні реакції.

На сьогодні накопичена суттєва кількість фактологічних даних про вміст біоелементів у різних компонентах біосфери, воді, продуктах харчування та в організмі людини. Для медичного спеціаліста знання в області біонеорганічної хімії відіграють значущу роль та сприяють компетентному використанню сучасного арсеналу медичних засобів, спрямованих на допомогу та лікування хворих.

Біонеорганічна хімія надає знання, які є підґрунтям у вивченні дисциплін медико-теоретичного (біохімія, біологія, біоорганічна хімія, біофізика, фізіологія, фармакологія) і клінічного профілю (патологічна фізіологія, гігієна, токсикологія, фізіотерапія, хірургія та ін.).

Необхідність використання хімії в медицині підкреслюється мудрістю думки визначного вченого М.В.Ломоносова, який вважав, що «медик без довольного познання химии совершенен быть не может».

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ №1

§1. ХІМІЯ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Усвідомлення змісту параграфа дає змогу:

- *описувати* будову атомів за допомогою електронних формул;
- *прогнозувати* їх властивості та формулювати періодичний закон Д.І.Менделєєва;
- *класифікувати* біогенні елементи та їх вміст в організмі людини;
- *визначати* s-, p-, d-елементи та залежність хімічних властивостей їх сполук від властивостей атомів;
- *застосовувати* знання про біогенні елементи для пояснення їх біологічної ролі в організмі людини та використання в медицині.

1.1. Основні поняття та закони хімії

Досконало оволодіти знаннями та вміннями з біонеорганічної хімії неможливо без базових знань із загальної та неорганічної хімії. Необхідним для розуміння фізико-хімічних процесів в організмі людини та вивчення біонеорганічної хімії є володіння основними поняттями та законами хімії. Визначальними поняттями атомно-молекулярного вчення про природу матерії є *атом, йон, хімічний елемент, молекула, проста та складна речовина*.

Атом – електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів.

Йон – частинка, що має заряд. Позитивно заряджені йони називаються катіонами, негативно заряджені – аніонами.

Молекула – найменша частинка речовини, яка має її хімічні властивості. Вона може складатися з однакових або різних атомів.

Хімічним елементом називають сукупність атомів з однаковим зарядом ядра. Вперше поняття хімічного елемента сформулював Роберт Бойль у 1661 році. Нині відомо 118 хімічних елементів, які розташовані за певним порядком в періодичній системі елементів Д.І.Менделєєва. Хімічні елементи класифікують в залежності від ознаки, що взята за основу класифікації.

Відповідно до властивостей хімічні елементи поділяють на *металічні* та *неметалічні*. За походженням елементи класифікують на *природні* та *штучні*. Перші входять до складу природних сполук, а штучні отримують в результаті проведення ядерних реакцій. До життєво необхідних відносять *біогенні елементи*, які виконують певні біологічні функції в живому організмі.

Усі хімічні елементи позначаються спеціальними символами та мають назву. Наявність хімічної номенклатури дає можливість відобразити склад речовин за допомогою хімічних формул.

Основним об'єктом хімії є *речовина*. І це справедливо, адже з речовин складаються всі тіла, що нас оточують. У наш час відомо понад 12 мільйонів речовин як живої так і неживої природи. *Речовина* – це сукупність атомів та молекул, що має певний агрегатний стан. Речовини поділяються на *прості* та *складні*. *Прості речовини* утворюються атомами одного елемента, *складні речовини* складаються з атомів різних елементів.

Прості речовини поділяються на *метали* і *неметали*, а складні речовини – на *неорганічні* й *органічні*. Класифікацію речовин наведено на схемі 1.

Схема 1



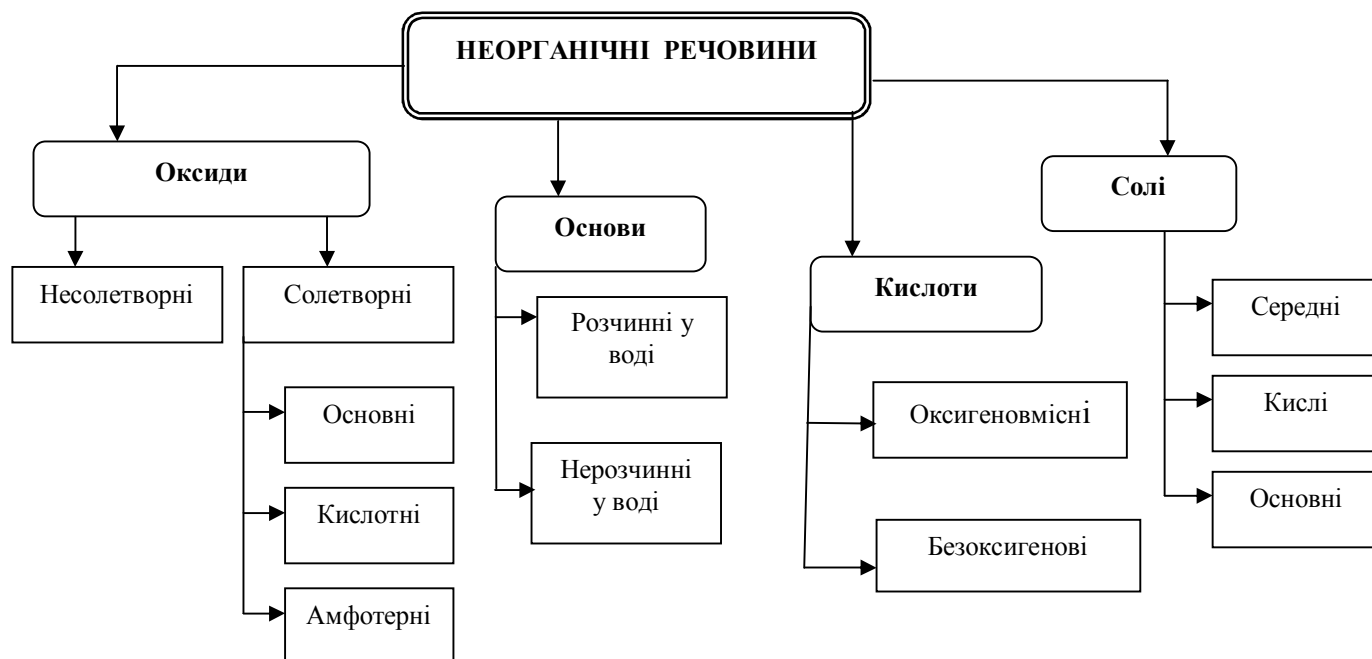
Такий розподіл умовний, оскільки не існує чіткої межі між металами та неметалами.

Чиста речовина складається з частинок певного виду (йонів, атомів, молекул) і має сталі фізичні властивості. *Суміші речовин* складаються з двох або більше чистих речовин. Їх поділяють на *однорідні* та *неоднорідні*.

Прості речовини являють собою форми існування елементів у вільному стані. Деяким елементам відповідає кілька простих речовин (алотропних форм), які можуть різнитися як за складом (кисень O_2 , озон O_3 для елемента Оксигену), так і за будовою кристалічних ґраток (алмаз, графіт, карбін для елемента Карбону). Дане явище називається *алотропією*, а прості речовини – *алотропними видозмінами* або *модифікаціями*. Речовини, які мають однаковий склад і однакову молярну масу, але різну будову молекул та властивості називаються *ізомерами*. Кожній речовині притаманні об'єктивні характеристики, які визначають індивідуальність конкретної речовини і дають змогу відрізнити її від усіх інших речовин.

Класифікація неорганічних речовин представлена на схемі 2.

Класифікація неорганічних речовин



Вплив зовнішніх умов на речовини призводить до протікання в них різноманітних процесів:

- *фізичні* (нагрівання, випаровування, плавлення, охолодження, конденсація та ін.), що не змінюють будову речовини;
- *хімічні* змінюють будову атомів і молекул, з яких складаються речовини, в результаті чого утворюються нові сполуки з іншими хімічними і фізичними властивостями;
- *фізико-хімічні* (наприклад, розчинення) є проміжними між фізичними і хімічними процесами. Вони, як правило, не викликають радикальних змін хімічних властивостей речовин, що беруть у них участь.

Сучасна хімія виходить з принципів розуміння й прийняття більшістю вчених основних положень внутрішньої будови речовини, уявлення про атоми, як носіїв властивостей елементів та про молекули, як носіїв хімічних властивостей речовин. Ці сприймання стали основою розвитку атомно-молекулярного вчення і допомогли установити фундаментальні закони хімії:

Закон збереження маси (Михайло Васильович Ломоносов, 1748 р.): маса речовин, що вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються внаслідок реакції.

Закон сталості складу (Жан-Луї Пруст, 1801 р.): кожна речовина, незалежно від умов і способів її добування, має сталий склад.

Закон об'ємних відношень (Гей-Люсак, 1808 р.): об'єми газів, що вступають в реакцію, відносяться один до одного і до об'ємів добутих газоподібних продуктів як невеликі цілі числа.

Закон Авогадро (Амедео Авогадро, 1811 р.): в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури і тиску) міститься однакове число молекул.

Перший наслідок: один моль будь-якого газу за однакових умов займає однаковий об'єм. За нормальних умов ($T = 273 \text{ K}$, $P = 101,325 \text{ КПа}$) об'єм 1 моль будь-якого газу дорівнює 22,4 л і містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.

Другий наслідок: молярний об'єм газу – це величина, що дорівнює відношенню об'єму газу за даних умов до кількості речовини цього газу, тобто:

$$V_m = \frac{V}{\nu},$$

де V – молярний об'єм газу, $\text{м}^3/\text{моль}$ (л/моль); ν – кількість речовини газу, моль; V – об'єм газу, м^3 . Другий наслідок дозволяє ввести поняття відносної густини першого газу за другим:

$$D = \frac{M_1}{M_2},$$

де D – відносна густина, що показує, у скільки разів перший газ важчий за другий за однакових умов. Найчастіше використовують відносну густину газу за воднем. Тоді:

$$D_{H_2} = \frac{M_1}{M_{H_2}} \Rightarrow D_{H_2} = \frac{M_1}{2} = M_1 = 2D_{H_1}.$$

Таким чином, можна розрахувати відносну густину за будь-яким газом.

Закон еквівалентів (Джон Дальтон, 1803 р.): маси речовин, які вступають у реакцію та утворюються після неї, пропорційні їхнім еквівалентам.

Однією з важливих характеристик атома є його маса. Абсолютні значення мас атомів елементів є дуже малими величинами і користуватися ними незручно. Тому в розрахунках застосовують відносні значення мас атомів. **Відотною атомною масою (A_r)** називається число, що показує, у скільки разів маса одного атома елемента більша за $1/12$ маси атома Карбону. **Відотною молекулярною масою (M_r)** називається число, що показує, у скільки разів маса даної молекули більша за $1/12$ маси молекули вуглецю. **Кількість речовини (ν)** – це визначене число будь-яких структурних одиниць (атомів, молекул, йонів тощо). Одиниця виміру кількості речовини – *моль*. В 1 моль речовини число структурних частинок дорівнює $6,02 \cdot 10^{23}$, тобто стільки ж, скільки міститься в 0,012 кг Карбону. Це число визначене експериментально і називається сталою Авогадро:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Розрахуйте число структурних одиниць у 4г Натрію, що міститься в організмі людини.

Молярна маса (M) – маса у грамах 1 моля речовини. Чисельно вона дорівнює:

$$M = \frac{m}{\nu}$$

Якщо молярна маса виражена в г/моль, то $M = M_r$, в цьому випадку чисельне значення молярної маси дорівнює молекулярній масі. Якщо молярна маса виражається в кг/моль, то числове значення її у 1000 разів менше M_r , тобто $M = M_r \cdot 10^{-3}$. Наприклад, молекулярна маса води H_2O дорівнює 18 а.о.м., а її молярна маса – 18 г/моль, або $18 \cdot 10^{-3}$ кг/моль.

Чи вистачить $80m^3$ кисню для спалювання метану, об'ємом $50m^3$?

Визначте кількість Феруму, що відповідає добовій потребі людини масою 0,02г.

Контрольні запитання

1. Дайте визначення основним хімічним поняттям: атом, молекула, хімічний елемент.
2. Що таке речовина? Як класифікують речовини?
3. Зазначте класифікацію неорганічних речовин?
4. Згадайте визначення кислот, основ, солей, оксидів. Представте приклади зазначених речовин.
5. Що таке кількість речовини? Зазначте одиниці її виміру.
6. Що називається сталою Авогадро? Чому воно дорівнює?
7. Чому дорівнює 1 моль будь-якого газу за нормальних умов?
8. Чому чисельно дорівнює молярна маса речовини?
9. Зазначте основні закони хімії.
10. Дайте визначення закону збереження маси.

1.2. Будова атомів елементів

Найважливішою характеристикою атома є заряд його ядра. Згідно сучасних уявлень, ядра атомів хімічних елементів складаються з *протонів* та *нейтронів*, які в сукупності називають *нуклонами*. Кожний хімічний елемент характеризується визначеним атомним номером. Атомний номер елемента співпадає з числом протонів в ядрі його атома. Він позначається символом Z . **Маса атома** (A) – це сумарне число протонів та нейтронів. Атомний номер зв'язаний з масовим числом наступним співвідношенням:

$$A = Z + N,$$

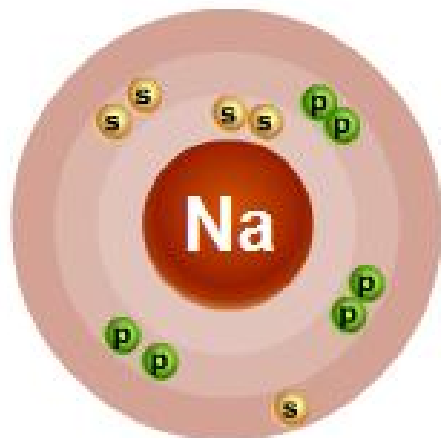
де N – число нейтронів в ядрі атома.

Визначте кількість нейтронів у ядрах атомів наступних елементів: Флуору, Нітрогену, Мангану, Оксигену, Сульфору.

Атомний номер дорівнює не тільки кількості протонів, а й *числу електронів*, які оточують ядра атомів. Це пояснюється тим, що атом представляє собою електрично нейтральну частинку. Ядра атомів одного й того ж елемента не завжди характеризуються однаковим складом. Число протонів у них однакове, але число нейтронів може бути різним. У такому випадку атоми одного і того ж елемента мають однаковий заряд ядра, але різну масу та, відповідно, різну кількість нейтронів. Різновиди одного й того ж елемента, що мають однаковий склад ядра, але різну атомну масу, називають *ізотопами*.

Чому ізографи з однаковим зарядом ядра мають різну атомну масу?

Заряд ядра в періодичній системі визначає електронну структуру атомів та його хімічні властивості. Наприклад, хімічний елемент **Натрій Na**, з порядковим номером 11 (мал.1). Число електронів на енергетичних рівнях атома кількісно дорівнює заряду його ядра й складає 11.



Мал.1. Схема розміщення електронів в атомі Натрію

Сучасна теорія будови атома враховує подвійну природу електрона – його корпускулярні та хвильові властивості, тому рух електрона в атомі неможна розглядати як звичайне механічне переміщення. Область простору біля ядра, в якій перебування електрона найімовірніше називається *атомною орбіталлю*. Під електронною структурою атома розуміють розподіл електронів навколо ядра на енергетичних рівнях та підрівнях. Електрони, що входять до складу атома, перебувають у певному енергетичному стані, який описують чотирма квантовими числами. **Головне квантове число n** визначає номер енергетичного рівня, на якому розміщується електрон, а також енергію електрона в атомі і ступінь його віддаленості від ядра. Приймає значення позитивних цілих чисел від 1 до ∞ . Електрони, що містяться біля ядра, характеризуються найменшою енергією. Для них $n=1$. Зі збільшенням квантового числа n , енергія електрона також збільшується. При цьому він може перейти на віддаленішу атомну орбіталь. **Квантове число l** визначає форму атомної орбіталі, на якій розміщений електрон. Орбітальне квантове число l може приймати цілочислові значення від 0

до $n-1$. Відповідні орбіталі позначаються буквами латинського алфавіту: s, p, d, f. Орбітальне квантове число відображає енергію електрона на підрівні. Так, першому енергетичному рівню відповідає s-підрівень, на якому згідно формули не може перебувати більше двох електронів; другому рівню відповідає два підрівня: s та p, на яких може бути не більше 8 електронів; третьому рівню відповідає s, p, та d підрівні, в сумі які містять не більше 18 електронів; четвертому рівню відповідають s, p, d і f – підрівні, на яких може перебувати не більше 32 електронів.

Чи можна твердити, що s-підрівень та s-орбіталь - одне й те саме?

Магнітне квантове число m характеризує орієнтацію орбіталей в просторі та приймає цілочислові значення від $-l$ до $+l$. Воно визначає кількість орбіталей на підрівні. Так, s - підрівень має одну орбіталь, p - підрівень має три орбіталі, d - підрівень має п'ять орбіталей, f - підрівень має сім орбіталей. **Спінове квантове число m_s** характеризує власний стан електрона в атомі та його обертання навколо осі і може приймати тільки два значення ($+1/2$) або ($-1/2$) (умовне позначення електронів з різними спінами $\uparrow\downarrow$). Для визначення електронної конфігурації елемента (розподіл електронів у атомі по орбіталям на енергетичних рівнях і підрівнях) використовують певні принципи та правила:

Принцип мінімуму енергії характеризує розподіл електронів в атомі, згідно якого електрони в основному стані заповнюють орбіталі в послідовності зростання енергетичних рівнів (спочатку s-орбіталь, а далі p-, d-, f- орбіталі). На будь-якій орбіталі може перебувати не більше двох електронів із протилежними спінами.

Чим відрізняється збуджений стан електрона від основного стану?

Правило Клечковського:

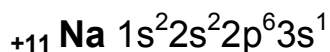
- 1) Електрони заповнюють орбіталі в порядку збільшення суми головного та орбітального квантових чисел.
- 2) Якщо сума $n+l$ однакова, то передусім заповнюється орбіталь з меншим значенням n .

Правило Хунда. Орбіталі одного підрівня заповнюються електронами в такий спосіб, щоб їх сумарний спін був максимальним. Таким чином, позначення $\uparrow\downarrow \uparrow \square$ - неможливе. Спочатку електрони заповнюють орбіталі по одному на кожній, а якщо число електронів більше за число орбіталей, то по два, утворюючи електронні пари: $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$ - дозволено.

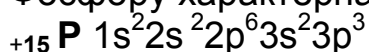
Принцип Паулі - в атомі не може бути двох електронів, у яких всі чотири квантові числа були б однакові. Тому на першому енергетичному рівні може бути не більше 2 електронів, на другому – 8, на третьому – 18 тощо.

Визначте максимальну кількість електронів на четвертому енергетичному рівні.

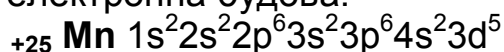
Елементи, в яких валентні електрони знаходяться на s - орбіталі, називають *s-елементами*. До них відносять елементи IA та IIA груп. Загальна електронна формула верхнього енергетичного рівня для цих елементів ns^1 або ns^2 . Наприклад, атом Натрію має таку електронну будову:



Елементи, в яких валентні електрони знаходяться на p-орбіталі, називають *p-елементами*. До групи p-елементів належать елементи IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA груп періодичної системи елементів. Для них характерна електронна конфігурація $ns^2 np^{1-6}$. Наприклад, для атома Фосфору характерна наступна електронна будова:



Елементи, в атомах яких валентні електрони знаходяться на d-орбіталі, називають *d-елементами*. Біоелементам з родини d-елементів відповідає загальна формула $ns^2(n-1)d^{1-10}$. Наприклад, для атома Мангану характерна така електронна будова:

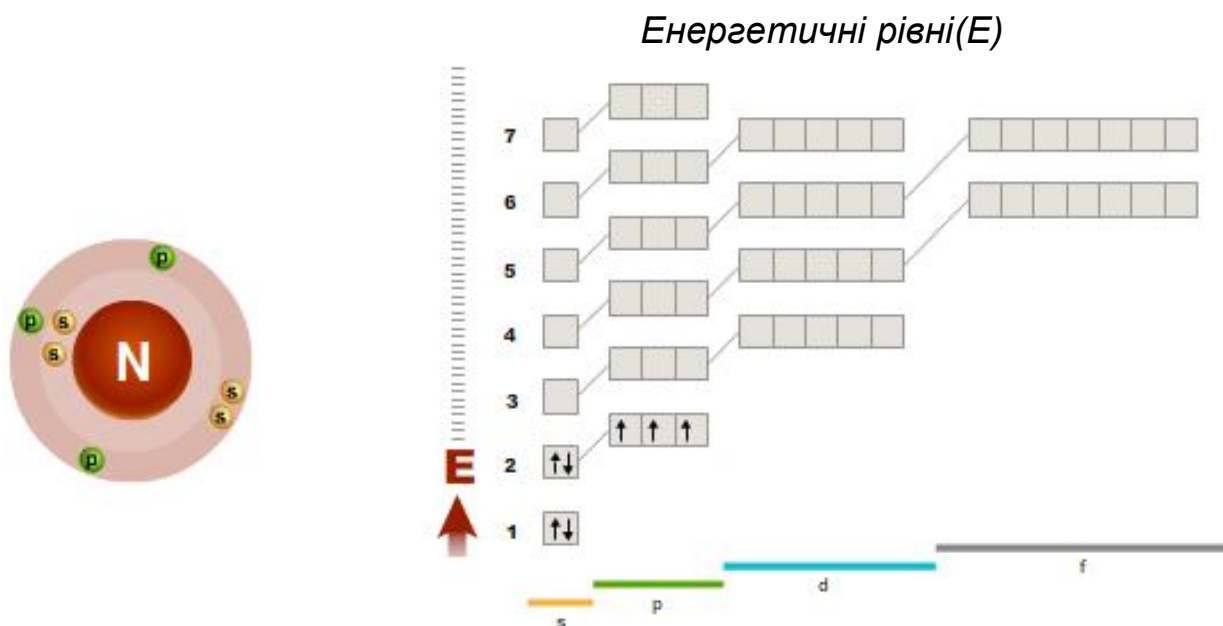


Елементи, для яких характерно заповнення електронами f-орбіталі називають *f-елементами*. Електронна будова із заповненням f-підрівня характерна для *лантаноїдів* та *актиноїдів*. Для більш повного уявлення про розподіл електронів на енергетичних рівнях та підрівнях користуються електронно-графічними формулами. Вони показують розташування електронів не тільки на рівнях та підрівнях, а й на атомних орбіталях. Наприклад, представимо електронно-графічні формули для атомів елементів родини s-, p-, d- елементів.

Літій Li - представник родини s-елементів (мал.2). Електронна формула s-елемента Літію Li: $1s^2 2s^2$.

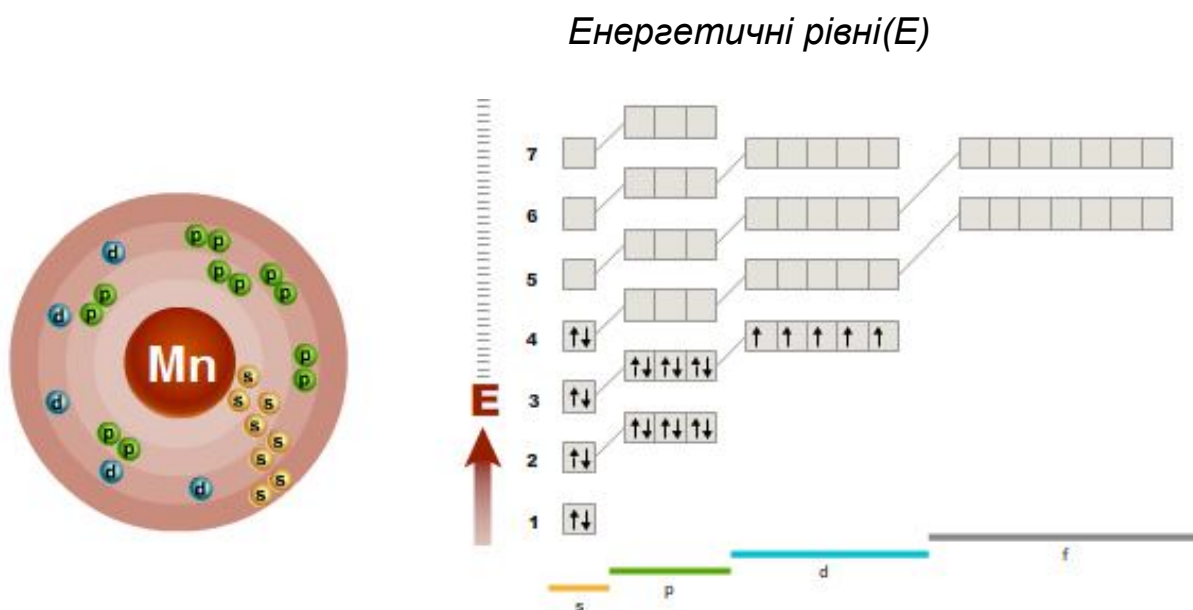


Нітроген N - представник родини p-елементів (мал.3). Електронна формула p-елемента Нітрогену N: $1s^2 2s^2 2p^3$.



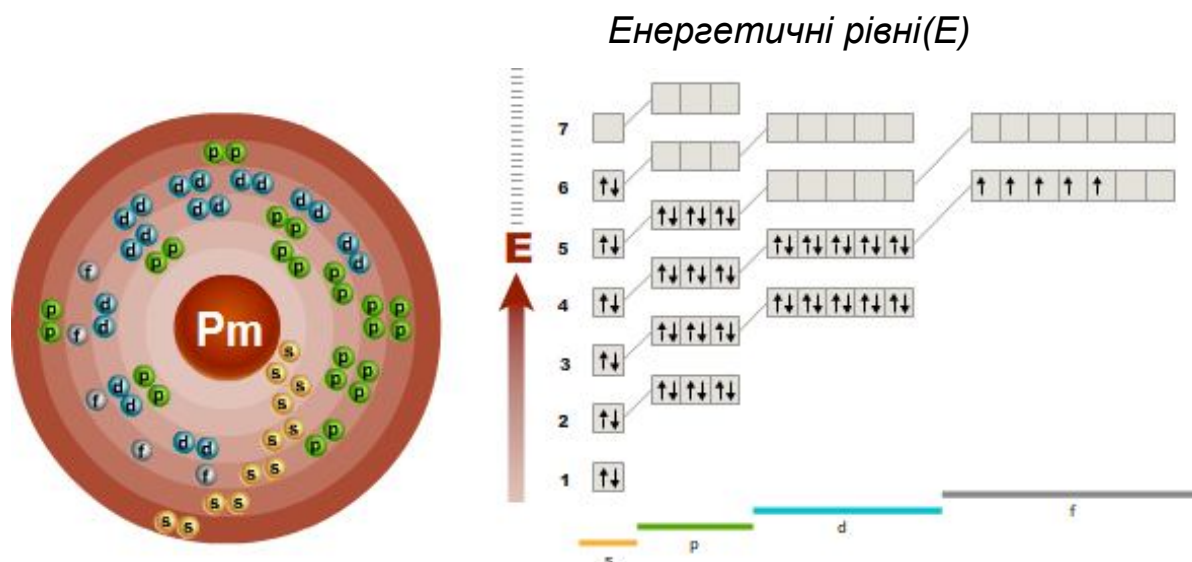
Мал. 3. Електронна будова атома Нітрогену

Манган Mn - представник родини d-елементів (мал.4). Електронна формула d-елемента Мангану Mn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.



Мал. 4. Електронна будова атома Мангану

Прометій Pm - представник родини f-елементів (мал.5). Електронна формула f-елемента Прометію Pm: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^5$.

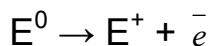


Мал. 5. Електронна будова атома Прометію

Для хімічних елементів характерні певні фізико-хімічні параметри, що пояснюють їх фізико-хімічні властивості та біологічну роль. **Заряд ядра** – найважливіша характеристика елемента. Він визначає порядковий номер елемента в періодичній системі та число електронів, які розміщуються на енергетичних рівнях атома.

Радіус атома. У періодах із зростанням зарядів ядер атомів елементів притягання ядром електронної оболонки посилюється — відбувається своєрідне їх «стискання» і радіус атомів та йонів зменшується. Така тенденція характерна для s- та p- елементів. Наприклад, у разі переходу від Літію до Неону заряд ядра поступово збільшується (від +3 до +10), що зумовлює зростання сил притягання електронів до ядра. Розміри атомів при цьому зменшуються. Тому на початку періодів розміщуються елементи, в яких на зовнішньому енергетичному рівні невелике число валентних електронів і великий радіус атома. У групах навпаки: зі збільшенням кількості енергетичних рівнів радіус атома збільшується. В підгрупах s- і p- елементів збільшення радіуса помітніше, ніж у підгрупах d- елементів. У періодах із зростанням зарядів ядер атомів радіус атомів елементів зменшується, а в групах (головних підгрупах) — збільшується. Зрозуміло, чим більший радіус атома, тим далі від ядра перебувають валентні електрони і тим слабше вони зв'язані з ядром, отже, легше від нього відриваються. Така структура атома характерна для металічних елементів.

Енергія йонізації ($E_{\text{йон}}$) – це мінімальна енергія, необхідна для відщеплення електрона від не збудженого атома і перетворення його на катіон:



де E^0 – хімічний елемент; E^+ – катіон цього елемента; e^- – електрон. Енергія йонізації вимірюється в одиницях енергії (Дж/моль) або в електрон-вольтах (eV/атом). Енергія йонізації є однією з головних

характеристик атома, від якої значною мірою залежать природа і міцність утворених атомом хімічних зв'язків. Енергія йонізації залежить від заряду ядра, відстані між ядром і зовнішнім електроном та електронної конфігурації атома і змінюється як у межах груп, так і в межах періодів.

Електронегативність – це здатність атома елемента в хімічній сполуці притягувати до себе електрони. У періодах, у міру зростання зарядів ядер атомів, число валентних електронів збільшується, радіус атомів зменшується, спорідненість до електрона зростає, електронегативність збільшується.

Укажіть, який із зазначених елементів – Карбон чи Флуор – характеризується найбільшою електронегативністю.

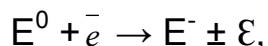
Потенціал йонізації ($I_{\text{йон}}$) – це найменший потенціал, необхідний для віддалення електрона на безмежну відстань від ядра. Потенціал та енергія йонізації мають спільне співвідношення:

$$E_{\text{йон}} = e I_{\text{йон}},$$

де e – заряд електрона ($1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл).

У періодах простежується наступна тенденція: із збільшенням порядкового номера елемента потенціал йонізації зростає, що пояснюється зменшенням радіусів атомів. Наприклад, у елементів II періоду потенціал йонізації зростає від Літію (5,39 еВ) до Неону (21,56 еВ). Енергія Найменшими величинами $E_{\text{йон}}$ характеризуються s-елементи I групи, які є найсильнішими відновниками. У межах декад d-елементів значення енергії йонізації поступово збільшується. Таким чином, значення енергії йонізації характеризує відновні властивості атомів.

Спорідненість до електрона характеризує енергетичний ефект процесу приєднання електрона до нейтрального атома або молекули, що відбувається з утворенням аніона:



де ξ – спорідненість до електрона. Спорідненість до електрона в підгрупах періодичної системи зверху вниз зменшується. В періодах спостерігається більш складна її зміна. Найбільшою спорідненістю до електрона характеризуються р-елементи VII групи, яким до завершення енергетичного рівня не вистачає одного електроні. Найменшу спорідненість мають р-елементи VIII групи та атоми хімічних елементів з електронною конфігурацією s^2 (Be, Mg, Zn). Вимірюється спорідненість до електрона в тих самих одиницях, що і енергія йонізації (Дж/моль або (еВ/атом).

Виходячи з електронної конфігурації атомів Кальцію та Магнію, поясніть, який з атомів буде легше віддавати електрони.

Роз'ясніть, чому в головних підгрупах із збільшенням зарядів ядер елементів посилюються металеві властивості та послаблюються неметалеві.

Виходячи із електронної конфігурації атомів, поясніть, чому Кальцій та Цинк володіють різними хімічними властивостями.

Контрольні запитання

1. Визначте кількість протонів та нейтронів для наступних хімічних елементів: Mg, P, Cl, Ar.
2. Що характеризують головне квантове число n , квантове число l , магнітне квантове число m , спінове квантове число m_s ?
3. У чому полягає сутність правила Хунда.
4. Що визначає принцип Паулі.
5. Що вважається найважливішою характеристикою хімічного елемента.
6. Що таке енергія йонізації, електронегативність, потенціал йонізації.
7. Що характеризує спорідненість до електрона?

1.3. Періодичний закон та періодична система елементів

Відкриття періодичного закону стрімко вплинуло на розвиток хімії, при цьому, не втративши своєї актуальності на даний час. До відкриття періодичного закону було відомо понад 60 хімічних елементів. Багато вчених, як І. Деберейнер, Л. Мейєр, А. Ньюлендс, В. Одлинг, А. Шанкуртуа та ін. мали спроби систематизувати елементи за різними ознаками. Однак, жодна зі спроб класифікувати хімічні елементи не виявила основної закономірності в їх розміщенні і не могла привести до створення єдиної системи, яка б охоплювала всі хімічні елементи та відбивала природу їх схожості та відмінностей. Дана задача була успішно розв'язана у 1869 році російським вченим Д.І. Менделєєвим.

Вчений розмістив усі відомі на той час елементи в порядку зростання їх атомних мас і виявив, що в отриманому ряду спостерігається періодичність властивостей елементів.

Охарактеризуйте хімічні властивості елементів від Натрію до Хлору.

Було відмічено і те, що періодично повторюються не тільки хімічні властивості елементів, але і форми їх сполук. Так Д.І. Менделєєв відкрив *періодичний закон*: властивості хімічних елементів та утворених ними сполук перебувають у періодичній залежності від величини зарядів ядер їх атомів. На його основі була створена *періодична система елементів*.

На сьогодні існує більше 500 варіантів графічної будови періодичної системи. Таблиця елементів складається із семи горизонтальних періодів, з яких I, II, III називають *малими періодами*, а IV, V, VI, VII – *великими періодами* та 8 вертикальних стовпців, які називають *групами*. Сьомий період, починається з Францію ${}_{87}\text{Fr}$ і на даний час ще не завершений. Великі періоди складаються з *парних* та *непарних* рядів. В зазначених періодах спостерігається подвійна періодичність: кожний період починається типовим металом (${}_{3}\text{Li}$, ${}_{11}\text{Na}$, ${}_{19}\text{K}$, ${}_{37}\text{Rb}$, ${}_{55}\text{Cs}$, ${}_{87}\text{Fr}$) та завершується інертним елементом (${}_{2}\text{He}$, ${}_{10}\text{Ne}$, ${}_{18}\text{Ar}$, ${}_{36}\text{Kr}$, ${}_{54}\text{Xe}$, ${}_{86}\text{Rn}$).

Також спостерігається зміна властивостей в межах парного ряду елементів, і окремо – в межах непарного ряду.

Яка зміна властивостей характерна в межах парного ряду хімічних елементів і, окремо, в межах непарного ряду?

Особливе значення в періодичній системі займає хімічний елемент Лантан $_{57}\text{La}$ та наступні за ним 14 елементів, об'єднані під назвою *лантаноїди*. Ці елементи за хімічними властивостями дуже схожі на лантан та між собою. Таким чином, в періодичній системі лантану та лантаноїдам відведена одна клітинка. Аналогічно, в одній клітинці VII періоду розміщені елемент під номером 89 – Актиній Ac та наступні за ним 14 елементів – *актиноїди*. Елементи II та III періодів Д.І. Менделєєв назвав *типовими*.

Поясніть, чому хімічні елементи II та III періодів Менделєєв назвав типовими?

Підгрупи, які містять *типові* елементи, утворюють *головні* підгрупи. Елементи парних рядів (за виключенням I та II груп головних підгруп) складають *побічні* підгрупи. Властивості елементів головних підгруп за хімічними властивостями відрізняються від елементів побічних підгруп.

Укажіть відмінності хімічних властивостей елементів головної та побічної підгруп VIII групи.

Гідроген, яким розпочинається самий короткий період, знаходиться в періодичній системі в особливому положенні. В більшості хімічних сполук Гідроген виявляє ступінь окиснення +1, при цьому міг би відноситись до лужних металів. З іншої сторони, Гідроген можна було б відносити до галогенів, враховуючи те, що в деяких сполуках даний хімічний елемент може проявляти ступінь окиснення -1 (наприклад, в гідридах $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$, $\text{Ca}^{+2}\text{H}_2^{-1}$ тощо), але не виявляє характерних для цих хімічних елементів високих окисних властивостей.

Розміщення елементів в кожному з періодів відбувається в порядку зростання атомної маси. Таким чином, елементи, які мають схожі властивості розташовуються в одних і тих вертикальних стовпчиках.

Поясніть зміну валентності елементів при переході від IV до VII групи.

Отже, в періодичній системі властивості елементів (їх атомна маса, валентність, характер хімічних сполук і т.д.) змінюються як за періодами, так і по групам. Встановлено, що хімічні властивості елементів, їх сполук, та, відповідно, їх фізіологічна та патологічна роль в організмі людини визначаються положенням елемента в періодичній таблиці Д.І. Менделєєва. Так, вміст в організмі елементів IIIA-VIA груп зменшується із зростанням заряду ядра атомів. Кількість елементів, що знаходяться в організмі у вигляді йонів (s-елементи IA, IIA груп, p-елементи VIIA групи), із зростанням заряду ядра атома в групі збільшується до елемента з оптимальним йонним радіусом, а потім зменшується. Наприклад, у IIA

групі при переході від Be до Ca вміст в організмі збільшується, а потім від Ba до Ra знижується.

Зниження концентрації елементів в організмі, очевидно, пов'язано і з тим, що більшість елементів великих періодів мають значні атомні маси та йонні радіуси, високі заряди ядер, складну електронну конфігурацію, та, відповідно, погано засвоюються організмом людини. Також, зі збільшенням заряду ядра атомів збільшується токсичність елементів і зменшується їх процентний вміст в організмі (так, вміст Стронцію в організмі людини складає 10^{-3} %, Барію - 10^{-5} , Радію - 10^{-12} %). Особливою токсичністю і поширеністю відрізняються Hg, Pb, Be, Si, Cd, Cr, Ni, які конкурують з біометалами та можуть їх витіснити з біологічних сполук. При цьому, біологічна активність сполук може слабшати, а інколи й зовсім зникає. Проте, ці елементи з повним правом можна віднести до біогенних, які також впливають на життєдіяльність організму людини в цілому.

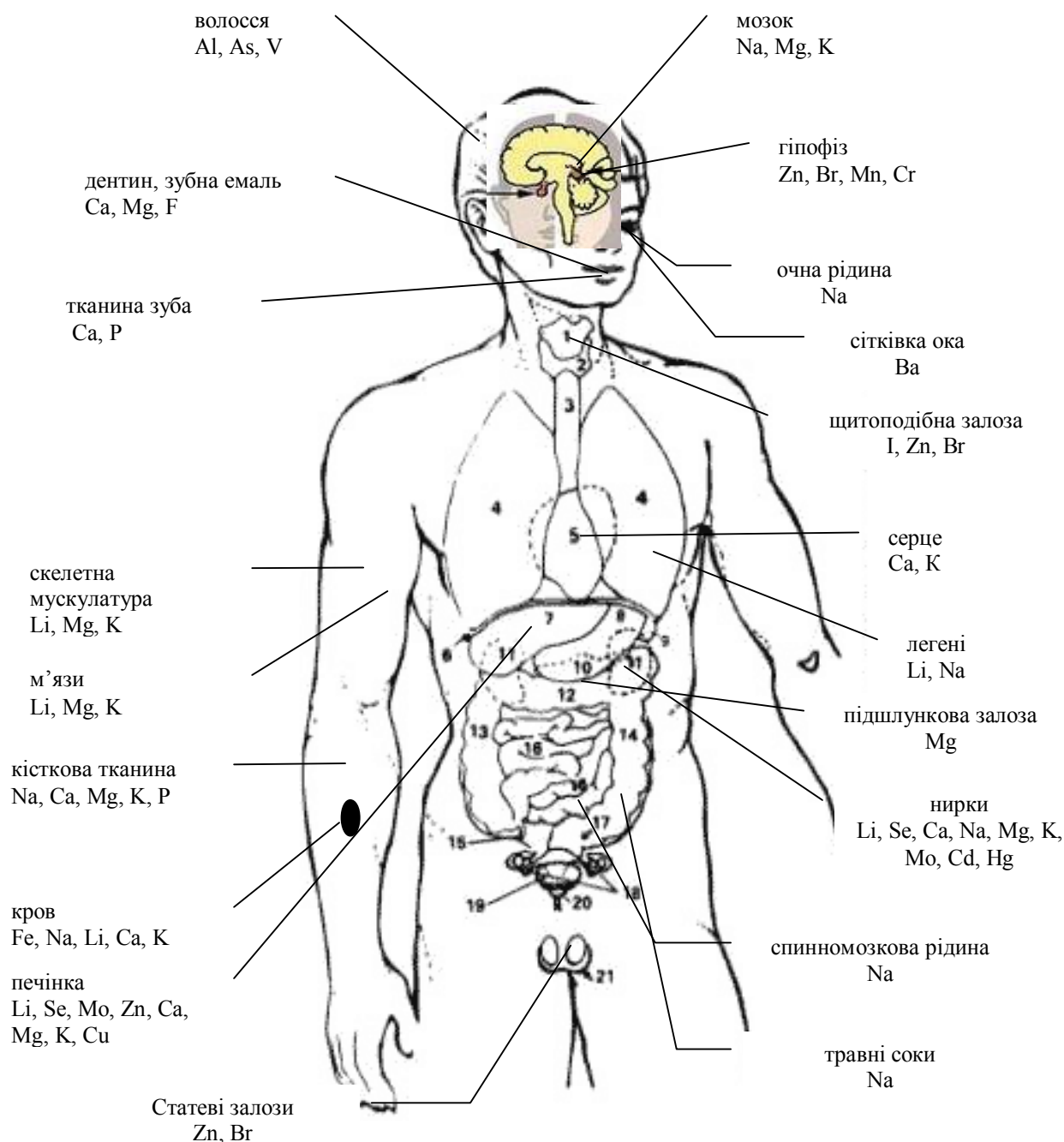
Спроби встановити зв'язок між біологічним значенням елементів і будовою їх атомів, а також пошуки доказів того, що деякі необхідні для життя елементи мають певні загальні властивості атомної будови, безсумнівно, будуть продовжуватися. Є всі підстави вважати, що в міру розширення наших знань вдасться проникнути в цікаву закономірність зв'язку між будовою елементів та їх біологічною активністю і скласти періодичну систему біологічних властивостей елементів.

Контрольні запитання

1. Зазначте сучасне формулювання періодичного закону.
2. Дайте характеристику періодичній системі елементів.
3. Яким чином відбувається розміщення елементів в періодичній системі.
4. Як визначити кількість енергетичних рівнів хімічного елемента за періодичною таблицею?
5. Що визначає порядковий номер елемента?
6. На що вказує розміщення елемента в певній групі?
7. Як змінюються властивості хімічних елементів у періодах періодичної таблиці?
8. Виходячи з положення, в періодичній системі Д.І. Менделєєва, вкажіть, для якого з хімічних елементів – Силіцію чи Хлору – характерно більш високе значення електронегативності? Чому?

1.4. Загальні відомості про біогенні елементи

Організм людини містить у своєму складі майже всі хімічні елементи, які необхідні для побудови і життєдіяльності клітин та органів. Такі елементи одержали назву *біогенних елементів* (мал.6).



Мал. 6. Вміст хімічних елементів в організмі людини

Вони відповідають за життєздатність організму. На сьогоднішній день накопичено багато фактичних даних щодо вмісту хімічних елементів як в різних компонентах біосфери, так і в живих організмах. Біологічну роль хімічних елементів відзначали такі вчені, як Бабенко Г., Єршов Ю., Пейве Я., Уільямс Д., Хухрянський В. та ін.

Наукове обґрунтування вчення про хімічні елементи подане в працях академіка В.І. Вернадського. Результати дослідження хімічного складу земної кори, ґрунту, морської води доводять, що в живих організмах, у тому числі і в організмі людини, містяться всі ті хімічні елементи, які знаходяться в земній корі та морській воді (табл.1).

Таблиця 1

Вміст хімічних елементів (мас. частка, %) в земній корі, ґрунті, морській воді, рослинах, тваринах (по А.П. Виноградову)

Елемент	Земна кора	Ґрунт	Морська вода	Рослини	Тварини
O	49,4	49,0	85,82	70,0	62,4
Si	27,6	33,0	$5 \cdot 10^{-5}$	0,15	$1 \cdot 10^{-5}$
Al	7,45	7,12	$1 \cdot 10^{-6}$	0,02	$1 \cdot 10^{-5}$
Fe	5,0	3,8	$5 \cdot 10^{-6}$	0,02	0,01
C	0,15	2,0	0,002	18	21
Ca	3,5	1,37	0,04	0,3	1,9
K	2,5	1,36	0,038	0,3	0,27
Na	2,6	0,63	1,06	0,02	0,1
Mg	2,0	0,6	0,14	0,07	0,03
Ti	0,6	0,46	$1 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-6} - 1 \cdot 10^{-5}$
N	0,02	0,1	$1 \cdot 10^{-5}$	0,3	3,1
H	1,0	—	10,72	10	9,7
P	0,08	0,08	$5 \cdot 10^{-6}$	0,07	0,95
S	0,05	0,05	0,09	0,05	0,16
Mn	0,09	0,085	$4 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-5}$
Zr	0,04	0,62	—	$5 \cdot 10^{-4}$	—
Sr	0,04	0,03	$1 \cdot 10^{-3}$	10^{-4}	$1 \cdot 10^{-3}$
Ba	0,04	0,04	$5 \cdot 10^{-6}$	10^{-4}	10^{-5}
Ce	0,02	0,02	$1 \cdot 10^{-7}$	—	$1 \cdot 10^{-6}$
Cr	0,02	0,019	—	$5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-5}$
F	0,027	0,02	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-5} - 1 \cdot 10^{-4}$
V	0,03	0,01	$5 \cdot 10^{-8}$	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-5}$
Cl	0,048	0,01	1,89	10^{-2}	0,08
Rb	0,03	$5 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-5}$	$5 \cdot 10^{-4}$	10^{-5}
Zn	$5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-6}$	$3 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-3}$
Ni	$1 \cdot 10^{-2}$	$5 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-7}$	$5 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-6}$
Cu	$1 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-6}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$
Co	$4 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$2 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-6} - 1 \cdot 10^{-5}$
Li	$6,5 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-5}$	10^{-4}
Pb	$1,5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-7}$	10^{-5}	$1 \cdot 10^{-6}$
B	$3 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-5}$
I	$3 \cdot 10^{-5}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-5}$	$10^{-5} - 10^{-4}$
Mo	$1,5 \cdot 10^{-2}$	$3 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$2 \cdot 10^{-5}$	$10^{-6} - 10^{-5}$
As	$5 \cdot 10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-4}$	$1,5 \cdot 10^{-6}$	$3 \cdot 10^{-5}$	$10^{-6} - 10^{-5}$
Br	$1,5 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$7 \cdot 10^{-3}$	—	$1 \cdot 10^{-4}$
Cd	$5 \cdot 10^{-5}$	$5 \cdot 10^{-6}$	—	$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-4}$
Th	$1 \cdot 10^{-3}$	$6 \cdot 10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-8}$	$6 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-7}$
W	—	—	—	—	—

Продовж. табл.1					
U	$2 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-7}$	–	$1 \cdot 10^{-8}$
Se	$6 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$4 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-7}$	–
Bi	$1,7 \cdot 10^{-6}$	$2 \cdot 10^{-8}$	$2 \cdot 10^{-8}$	–	$2 \cdot 10^{-6}$
Hg	$7 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$3 \cdot 10^{-9}$	10^{-7}	$10^{-6} - 10^{-7}$
Ag	$1 \cdot 10^{-5}$	–	10^{-9}	–	$3 \cdot 10^{-5} - 5 \cdot 10^{-6}$
Au	$5 \cdot 10^{-7}$	–	$4 \cdot 10^{-10}$	–	$1 \cdot 10^{-7}$
Ra	$2 \cdot 10^{-10}$	$8 \cdot 10^{-11}$	$1 \cdot 10^{-14}$	10^{-14}	$1 \cdot 10^{-12}$

Під час дослідження переміщення елементів вчений виявив, що їх міграція, розсіювання та концентрація залежать від атомної маси, розмірів атомних та йонних радіусів, а також від здатності маси, елементів до утворення хімічних сполук. Таким чином було доведено гіпотезу В.І.Вернадського про схожість хімічного складу земної кори та живих організмів.

Вміст хімічних елементів у складі тканин та органів живої людини вивчав О.П.Віноградов. Учений запропонував принципово нову класифікацію, згідно якої біологічна роль хімічних елементів визначається електронною будовою їх атомів, отже, залежить від положення в періодичній системі Д.І.Менделєєва. Виходячи з електронної будови атомів до біогенних належать s-, p-, d- елементи.

В.В.Ковальський класифікує хімічні елементи на три групи. *До першої* відносяться такі хімічні елементи: O, C, H, N, Ca, P, K, S, Cl, Na, Mg, Zn, Fe, Cu, I, Mn, які постійно містяться в організмі людини, входять до складу білків, ферментів, гормонів, нуклеїнових кислот та є незамінними. *Друга група* включає наступні хімічні елементи: Sr, Cd, Br, F, B, Si, Cr, Be, Ni, Li, Cs, Sn, Al, Ba, Rb, Ti, Ag, Ga, Ge, As, Hg, Pb, Bi, Sb, Th, Ra. Ці елементи також входять до складу організму, але їх біологічна функція мало відома. *Третю групу* складають хімічні елементи: Sc, Ti, Nb, Te, La, W, Au, In, Nd, Sm, які постійно містяться в живому організмі, але їх біологічна роль остаточно не з'ясована.

Знайдіть в Інтернеті відомості про наукову діяльність В.І.Вернадського, О.П.Віноградова, В.В.Ковальського.

Е. Андервуд запропонував класифікувати хімічні елементи організму людини на такі три групи:

- елементи, *незамінні* в харчуванні (Fe, Cu, Zn, Mn, Co, Mo, Cr, Sn, I, Se);
- *можливо необхідні* для функціонування (F, Br, As, B, Ni, V та ін);
- елементи, *біологічна роль яких не встановлена* (Au, Ag, Ti, Sb).

А.І. Венчіков вважав, що хімічні елементи незалежно від їх кількісного складу треба називати *біотичними* елементами, якщо доведена їх фізіологічна активність. За А.І. Венчіковим *біотики* – це хімічні елементи екзогенного походження, які входять у біохімічні структури та системи організму, беруть участь у біохімічних та фізіологічних процесах і здатні підвищити опір організму під час впливу на нього шкідливих реагентів.

На сьогоднішній день існують різні класифікації хімічних елементів, що знаходяться в організмі людини. *За функціональною значимістю* біогенні елементи поділяють на:

- *органогени* (O, C, H, N, P, S), вміст яких в організмі людини складає до 97%. Елементи органогени становлять основу білків, нуклеїнових кислот, жирів та вуглеводів (табл.2). Для елементів органогенів характерне утворення водорозчинних сполук, що сприяє їх концентрації в організмі людини;
- *елементи електролітного фону* (Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^-). Указані йони металів складають 99% загального вмісту металів в організмі.

Таблиця 2

Вміст хімічних елементів органогенів в організмі людини (%)

Елемент органоген	Вміст (%)	Функції в організмі людини
Оксиген	62,4	Разом із Карбоном та Гідроеном, Оксиген утворює дуже багато різноманітних органічних сполук: вуглеводи, серед яких сахароза, глюкоза, фруктоза, полісахариди, спирти, етери, естери, жири, альдегіди тощо.
Карбон	21,0	Входить до складу органічних та неорганічних сполук.
Гідроген	9,7	Бере участь в утворенні особливих водневих зв'язків, якими зв'язуються нуклеотиди в молекулі ДНК.
Нітроген	3,1	Вважається обов'язковим хімічним елементом у складі амінокислот - ланцюжків, з яких складаються білки. Нітроген входить також до складу пуринів – важливих елементів ДНК та РНК.
Фосфор	0,95	Входить до складу ДНК, нуклеотиди якої є естерами нуклеозиду і фосфатної кислоти. Крім того Фосфор - важлива складова молекул АТФ та АДФ - носіїв енергії в живій клітині.
Сульфур	0,16	Входить до складу деяких амінокислот. У складі білків між атомами Сульфуру встановлюються дисульфідні зв'язки, що забезпечують формування третинної структури.

За кількісним складом біогенні елементи класифікують на «макро»-, «мікро»- та «ультромікро»-елементи. Так, до макроелементів (10^{-2} % і більше) відносять С, Н, О, N, Р, S, K, Ca, Na, Cl, Mg, Fe. До мікроелементів (від 10^{-3} – 10^{-12} %) відносять Cu, Mn, Co, Zn, I, F, Br, Cr. Елементи, концентрація яких в організмі людини складає менше 10^{-12} % називають ультрамікроелементами. До них відносять Au, V, Cr, U та ін. У

табл. 3 представлені дані щодо вмісту хімічних елементів в організмі людини.

Таблица 3

Вміст хімічних елементів в організмі людини

<i>Макроелементи</i>	<i>Вміст (г)</i>	<i>Мікроелементи</i>	<i>Вміст (г)</i>
Кальцій	1000	Флуор	2,6
Фосфор	780	Цинк	2,3
Сульфур	140	Купрум	0,072
Калій	140	Йод	0,013
Натрій	100	Манган	0,012
Хлор	95	Хром	0,002
Магній	19	Кобальт	0,0015
Ферум	4,2	Бром	0,001

Процес життєдіяльності потребує постійного обміну речовин в організмі. Важливо пам'ятати, що макро- і мікро- елементи не синтезуються в організмі людини, а потрапляють з продуктами харчування та водою. Розподіл та перетравлення хімічних елементів залежить від стану органів системи травлення, дихальної системи та процесу обміну речовин.

Організм людини складається на 60% з води, 34% припадає на органічні сполуки і 6% на неорганічні. Основними компонентами органічних сполук є елементи-органогени. У складі неорганічних сполук містяться 22 елементи. Хімічні елементи по-різному концентруються в різних органах та тканинах (мал.6.). Більшість мікро- та макро- елементів накопичується в печінці, в кістковій та м'язовій тканинах. Ці тканини є основним депо для багатьох мікроелементів. Також відомо, що Цинк концентрується в підшлунковій залозі; Йод – у щитовидній залозі; Флуор – в емалі зубів; Алюміній, Арсен, Ванадій накопичуються у волоссі та нігтях; Кадмій, Меркурій, Молібден – у нирках; Станум – в тканинах кишечника; Стронцій – у передміхуровій залозі та кістковій тканині; Барій – у сітківці ока; Бром, Манган, Хром - у гіпофізі. Кальцій переважно концентрується в кістковій та зубній тканинах. Натрій та Хлор в основному містяться в позаклітинній рідині, а Калій та Магній – у внутрішньоклітинній. У вигляді фторидів Натрій та Калій входять до кісткової та зубної тканини. Магній у вигляді фосфатів $Mg_3(PO_4)_2$ міститься в твердих тканинах зубів.

Десять життєво необхідних елементів (Ca, K, Na, Mg, Fe, Zn, Cu, Mn, Mo, Co) називають «металами життя», без яких неможливе функціонування організму в цілому. У відповідності до рекомендацій дієтологічної комісії Національної академії США щоденне потрапляння до організму хімічних елементів з продуктами харчування повинно бути у певних співвідношеннях (табл.4).

Добова норма потрапляння хімічних елементів в організм людини

Хімічні елементи	Добове надходження, мг	
	Дорослі	Діти
Калій, K	2000-5500	530
Натрій, Na	1100-3300	260
Кальцій, Ca	800-1200	420
Магній, Mg	300-400	60
Цинк, Zn	15	5
Ферум, Fe	10-15	7
Манган, Mn	2,5	1,3
Купрум, Cu	1,5-3,0	1,0
Титан, Ti	0,85	0,06
Молібден, Mo	0,075-0,250	-
Хром, Cr	0,05-0,2	0,04
Кобальт, Co	Близько 0,2 вітамін B ₁₂	0,001
Хлор, Cl	3200	470
Йод, I	0,15	0,07
Селен, Se	0,05-0,07	-
Флуор, F	1,5-4,0	0,6

Така ж кількість хімічних елементів повинна і виводитись з організму, оскільки їх вміст знаходиться у відносному співвідношенні. Біологічна роль хімічних елементів в організмі людини багатогранна. *Макроелементи* відіграють роль пластичного матеріалу у побудові тканин, підтримують осмотичний тиск, рН середовища, йонну та кислотну рівновагу. *Мікроелементи* у складі ферментів, гормонів, вітамінів та інших біологічно-активних речовин беруть участь в процесах розмноження, росту, обміну білків, жирів та вуглеводів. Такі елементи як Кальцій, Флуор, Фосфор, Йод, Алюміній, Силіцій сприяють формуванню кісткової та зубної тканин. Певні концентрації хімічних елементів в організмі людини впливають на розвиток хвороб людини, зокрема раку, серцево-судинних, сахарного діабету та ін. Відомо, що ендемічні хвороби пов'язані з нестачею Цинку та Йоду (ендемічний зоб). Нестача Флуору спричиняє розвиток карієсу. Низька концентрація Купруму призводить до деструкції судин, патологічної зміни кісток, утворенню дефектів в сполучних тканинах. Крім того вважають, що нестача Купруму є однією з причин ракових захворювань. Характерні симптоми деяких захворювань при нестачі хімічних елементів в організмі людини представлені в табл. 5.

Таблиця 5

Характерні симптоми дефіциту деяких елементів в організм людини

Дефіцит елементу	Типові симптоми
Ca	Уповільнює розвиток скелета
Mg	М'язові судоми
Fe	Анемія, порушення імунної системи
Zn	Пошкодження шкіри, уповільнення росту та статевого розвитку
Cu	Слабкість артерій, порушення діяльності печінки, анемія.
Mn	Безпліддя
Mo	Уповільнення клітинного росту, схильність до карієсу
Co	Злоякісна анемія
Ni	Розвиток депресій, дерматити
Cr	Симптоми діабету
Si	Порушення росту скелета
F	Карієс зубів
I	Порушення роботи щитовидної залози, уповільнення метаболізму
Se	М'язова (зокрема, серцева) слабкість

Підтримку оптимальних співвідношень концентрацій біогенних елементів в організмі людини забезпечує гомеостаз. Порушення балансу співвідношень біогенних елементів призводить до захворювань організму. Вміст деяких хімічних елементів в організмі людини змінюється з віком. Так, вміст Кадмію в нирках та Молібдену в печінці з віком збільшується. Максимальна концентрація Цинку в організмі людини спостерігається в період статевого дозрівання.

В організмі здорової людини вміст хімічних елементів повинен відповідати визначеним співвідношенням. Збалансованість та стабільність хімічного складу організму є однією з обов'язкових умов здоров'я людини. Важливо, що більшість органічних біологічно активних речовин живий організм здатний синтезувати сам, тоді як амінокислоти та мінеральні речовини (макро- і мікроелементи) повинні надходити з харчовими продуктами. Біоеlementи, які постійно містяться в організмі, називають *життєво необхідними*. При недостатній кількості певного елемента в організмі знижується активність ферментів, порушуються процеси кислотно-основної рівноваги та метало-лігандного гомеостазу. Орієнтовану оцінку необхідності хімічного елемента в харчуванні подають за дев'ятибальною шкалою, виходячи з характеру симптомів, які виявляються при його дефіциті або надлишку. Характеристика біологічної активності деяких хімічних елементів за цією шкалою представлена в табл.6.

Оцінка біологічної активності хімічних елементів

Група елементів	Символ хімічного елемента	Кількість балів
Органогени	C, H, O, N, P, S	9
Макроелементи	Na, K, Ca, Mg, Cl	9
Мікроелементи	Fe, Cu, Zn, Co, Mn, Mo, I V, Cr, Ni, Se	9 8
Інші елементи	Si, Sr Sn, F	7 6

Результати досліджень доводять, що майже у 80% населення порушений обмін мінеральних речовин, і, як наслідок, мають місце певні захворювання. Причинами порушення мінерального балансу в організмі можуть бути:

- нераціональне харчування (найбільш розповсюджена причина);
- неякісна питна вода може стати причиною надлишку Флуору F (флюороз) або нестачі макро- та мікро- елементів;
- хронічні хвороби;
- лікування *ксенобіотиками* – хімічними речовинами, які змінюють біологічний склад живих систем (пестициди, канцерогени, токсини та ін.);
- харчові добавки за довготривалого прийому можуть викликати мікроелементози;
- вікові особливості організму.

Подальше вивчення хімічних властивостей біогенних елементів у певній мірі дозволить визначати їх вплив на фізіологічні та біологічні процеси в організмі людини.

Контрольні запитання

1. Що таке біогенні елементи?
2. Які вчені відзначали біологічну роль хімічних елементів?
3. Яку класифікацію хімічних елементів запропонував О.П. Віноградов?
4. Як класифікував хімічні елементи Е. Андервуд?
5. Як поділяють біогенні елементи по функціональній значимості?
6. Зазначте класифікацію біогенних елементів за кількісним складом.
7. Що таке органогенні елементи? Які хімічні елементи відносять до органогенів?
8. На що впливають біогенні елементи в організмі людини?
9. Яким чином до організму людини потрапляють хімічні елементи?
10. Зазначте причини порушення мінерального балансу в організмі людини.

1.5. Загальні хімічні властивості s- елементів

У періодичній системі хімічних елементів Д.І. Менделєєва до біогенних s-елементів відносять елементи I групи головної підгрупи (далі ІА групи) (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) та ІІ групи головної підгрупи (далі ІІА групи) (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra), а також Гідроген (H). Загальними властивостями для вказаних елементів є заповнення в їх атомах s-підрівня зовнішнього енергетичного рівня.

Згадайте, що таке валентність. Як можна визначити валентність хімічних елементів за періодичною таблицею Д.І. Менделєєва.

Електронна формула зовнішньої оболонки елементів ІА групи та елемента Гідрогену – ns^1 , а елементів ІІА групи – ns^2 . Ступінь окиснення атомів s- елементів, як і валентність, є постійною і дорівнює +1 для елементів І групи, і +2 для елементів ІІ групи. Атоми s- елементів легко віддають свої валентні електрони і перетворюються на позитивно заряджені йони. Елементи, що розміщуються на початку зазначених періодів володіють металічними властивостями.

До ІА групи періодичної системи елементів Д.І.Менделєєва відносять елементи: Літій Li, Натрій Na, Рубідій Rb, Цезій Cs, Францій Fr, які відіграють значну біологічну роль в організмі людини. Їх висока концентрація в організмі пов'язана з утворенням сполук, що легко розчиняються в біологічних рідинах. Найбільшого значення для організму людини набувають Гідроген, Калій і Натрій. Всі елементи ІА групи досить схожі за властивостями.

Чим можна пояснити схожість властивостей елементів ІА групи?

Однак, хімічні властивості елементів Калію, Рубідію та Цезію відрізняються від властивостей Натрію та Літію, що можна пояснити різницею в розмірах атомів та значеннями потенціалів йонізації. Внаслідок цього в організмі людини можуть відбуватися явища *антагонізму*. Це прояв взаємного впливу йонів біогенних елементів, що призводить до зменшення активності одного елемента в присутності іншого. У цілому ряді випадків додавання одного йона пригнічує надходження іншого. Наприклад, Літій може заміщувати Натрій, і навпаки. На цьому принципі ґрунтується введення натрій хлориду NaCl при отруєнні солями Літію. За принципом Ле-Шательє рівновага між йонами Натрію та Літію в організмі зміщується в напрямку виведення йонів Li^+ , що призводить до зниження його концентрації в організмі людини та досягненню лікувального ефекту. Різниця в хімічних властивостях елементів ІА групи визначає біологічні функції цих елементів в живому організмі. Так, йони Na^+ і Li^+ входять до складу зовнішньої клітинної рідини, а йони K^+ розміщуються у внутрішньоклітинній рідині. Йони Натрію необхідні для скорочення

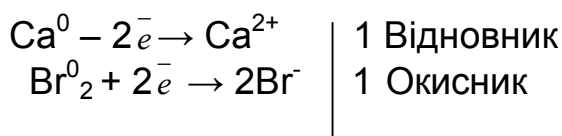
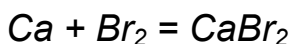
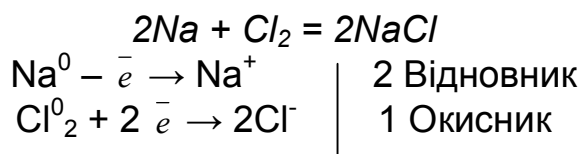
серцевих м'язів, а йони Калію впливають на їх розслаблення між скороченнями. Йони Натрію та Калію також вважаються антагоністами, але в багатьох випадках схожість фізико-хімічних властивостей обумовлює їх взаємозаміщення в живих організмах.

Атом Гідрогену, у порівнянні з атомами інших елементів має найпростішу електронну структуру – $1s^1$. Його біологічні функції в організмі людини ближчі до функцій йонів лужних металів, ніж галогенів. В організмі людини він також входить до складу органічних сполук, що містять Карбон, Нітроген, Сульфур тощо. Незначна частина Гідрогену перебуває у вигляді йона гідроксонію H_3O^+ , який відіграє важливу роль у підтримці кислотно-лужної рівноваги організму для перебігу біохімічних реакцій. Йони гідроксонію, здебільшого, пригнічують діяльність мікроорганізмів, що потрапляють до шлунку та беруть участь у гідролітичних реакціях як каталізатори. Лужні метали досить активні в хімічному відношенні елементи.

Згадайте хімічні властивості елементів ІА групи.

Хімічна активність підвищується закономірно зі збільшенням радіуса атомів. Лужні метали є сильними відновниками. Це спостерігається при їх взаємодії з неметалами – киснем, фосфором, азотом, галогенами та ін.

Наприклад,



Внаслідок цих реакцій утворюються йонні сполуки, які, в переважній більшості, добре розчинні у воді.

До ІІА групи періодичної системи елементів Д.І.Менделєєва входять Берилій Be, Магній Mg, Кальцій Ca, Стронцій Sr, Барій Ba та Радій Ra, які відіграють велике значення в життєдіяльності організмів. Важливими для організму людини є такі макроелементи, як Магній і Кальцій. Магній входить до складу багатьох ферментативних систем, а Кальцій є головним компонентом кісткової тканини. Мікроелемент Стронцій впливає на процеси розвитку кісткової тканини, а Барій відіграє значущу роль у функціонуванні органів зору. В живих організмах ступінь окиснення для вказаних елементів та їх сполук становить +2.

Елементи ІІА групи є активними металами, які характеризуються відновними властивостями. У зв'язку зі збільшенням атомних радіусів і зменшенням потенціалу йонізації в групі, в напрямленні зверху вниз, відновні властивості цих елементів збільшуються.

Не дивлячись на те, що число валентних електронів у атомів s-елементів ІІА групи однакове, властивості Магнію та Берилію суттєво відрізняються від властивостей інших лужноземельних металів.

Поясніть відмінність властивостей Магнію та Берилію.

Магній та Берилій є антагоністами. Саме завдяки даним властивостям елементів при отруєнні солями Берилію до організму людини вводять надлишок солей Магнію. Йони Ca^{2+} в біохімічних процесах зазвичай бувають антагоністами йонів Mg^{2+} . При довготривалому потраплянні в організм людини надлишку солей Магнію спостерігається посилене виділення Кальцію з кісткової тканини. Важкорозчинні солі, які беруть участь у процесах формування кісткової тканини, утворюються, переважно, s- елементами ІІА групи.

Чому у атомів елементів ІІА групи відбувається заповнення s-підрівня зовнішнього енергетичного рівня , а не передостаннього d-підрівня?

Контрольні запитання

1. Які елементи відносять до s-елементів?
2. Які загальні хімічні властивості характерні для s-елементів?
3. Чим можна пояснити зміну хімічних властивостей s-елементів головних підгруп Періодичної системи?
4. Які хімічні властивості характерні для елементів ІА та ІІА груп?
5. Із чим пов'язано збільшення хімічної активності лужних металів у групах Періодичної таблиці?
6. Який ступінь окиснення та валентність характерні для s-елементів ІА та ІІА груп?
7. Чому металеві властивості Літію виражені більш сильно, ніж у Карбону?
8. Які s-елементи є важливими для життєдіяльності організму?

1.6. Біологічна роль s-елементів та застосування їх сполук в медицині

s-елементи ІА групи

ЛІТІЙ (Li). Вміст даного біогенного елемента в організмі людини складає приблизно 10^{-4} %. Сполуки Літію в організмі людини концентруються, переважно в печінці, нирках, селезінці, легенях, крові та молоці. Максимальну кількість Літію визначають у м'язах. Літій є антагоністом Натрію. При потраплянні в організм Літій витискує Натрій та Калій, при цьому збільшується кількість Натрію, що виводиться із сечею, а концентрація Літію в тканинах організму збільшується. Йони Літію впливають на транспорт йонів Натрію у нейронах та м'язових клітинах. Доведено, що солі Літію вирівнюють порушений обмін речовин в організмі, зокрема, водно-електролітний обмін в головному мозку. Солі Літію позитивно впливають на хворих з маніакальною депресією, володіють антидепресивною дією: вони активно пригнічують патологічну емоційну лабільність та збудження, а також зменшують емоційні стреси та агресивність. Тому в медичній практиці сполуки Літію використовуються в якості фармакологічних препаратів («Глюталіт», «Літію карбонат») як в профілактичних цілях, так і з лікувальною метою при психічних розладах та депресивних психозах.

Джерелами надходження Літію до організму людини можуть бути деякі мінеральні води, а також морська і кам'яна сіль. Значна кількість Літію міститься в помідорах та картоплі.

НАТРІЙ (Na). Вміст Натрію в організмі людини складає приблизно 60 г. Із цієї кількості 44% Натрію міститься в позаклітинній рідині та 9% - у внутрішньоклітинній. Близько 40% Натрію накопичується у кістковій тканині, крові, мозку, легенях, спинномозковій та очній рідині. Натрій відіграє в організмі людини важливу біологічну роль. Йони Na^+ приймають участь в забезпеченні осмотичного тиску в клітинах (осмотичний тиск на 60% обумовлений саме солями Натрію), підтримують кислотно-основну рівновагу (pH) організму. Йони Натрію та Калію приймають участь у передачі нервових імпульсів через мембрани нервових клітин та підтримують нормальну збудливість м'язових клітин. При зміні концентрації йонів Натрію (а також Хлору) в організмі відбуваються порушення функцій нервової, серцево-судинної систем, гладких та скелетних м'язів. Натрій впливає на роботу ферментів та приймає участь в регуляції водного обміну. Крім того, він має здатність підсилювати набрякання білків (зв'язування води білками). При зменшенні вмісту Натрію в позаклітинній рідині кількість міцно зв'язаної білками води знижується і збільшується кількість вільної води, що виводиться організмом. На здатності йонів Натрію підсилювати набрякання білків ґрунтується метод боротьби з набряками, який полягає в обмеженні надходження солей Натрію до організму людини. До організму людини Натрій надходить, переважно, у вигляді натрій

хлориду NaCl (кухонної солі), який є вихідною речовиною для синтезу хлоридної кислоти в шлунку. Добова потреба організму в Натрії складає ≈ 1 г. Неперервне надлишкове вживання кухонної солі спричиняє гіпертонічну хворобу.

Чим характеризується гіпертонічна хвороба?

В організмі здорової людини підтримується рівновага між кількістю Натрію, що надходить до організму та виділяється з нього. Близько 90% споживаного Натрію виводиться з організму із сечею та потом. Сполуки Натрію мають широке застосування в медицині. Розчин натрій хлориду 0,9% NaCl є фізіологічним і використовується як найпростіший кровозамінник.

Поясніть, з якими властивостями пов'язано використання розчину натрій хлориду 0,9% в якості кровозамінника.

Для зовнішнього використання (при промиванні ран, слизових оболонок очей та носу) застосовують розчини натрій хлориду (3%, 5%, 10%). Також, натрій хлорид використовують для розчинення лікарських препаратів. Натрій сульфат (глауберова сіль складу $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) призначається при отруєннях ліками, харчовими продуктами. Послаблююча дія даної солі пояснюється тим, що натрій сульфат, змінюючи осмотичний тиск у кишковику, зменшує швидкість всмоктування води з нього. Це призводить до збільшення кількості вмісту води, рефлекторному посиленню перистальтики та випорожненню. Натрій сульфат Na_2SO_4 сприяє жовчогінній та сечогінній дії, характеризується легкою послаблюючою дією. Натрій гідрокарбонат NaHCO_3 призначається внутрішньо при гастритах, виразкових захворюваннях шлунку та дванадцятипалої кишки, в якості антацидного засобу, що нейтралізує соляну кислоту шлункового соку. Розчини натрій гідрокарбонат призначають для промивання очей, ротової порожнини, для інгаляцій, а також для нейтралізації кислот, які потрапили на слизові оболонки та шкіру. Натрій гідроксид NaOH у вигляді 10% розчину використовують в ортопедичній практиці при виготовленні протезів. Натрій тетраборат $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ використовується зовнішньо як антисептичний засіб.

Джерелом надходження Натрію в організм людини є натрій хлорид NaCl (кухонна сіль).

КАЛІЙ (К). Вміст Калію в організмі людини складає близько 160 г. Даний елемент є основним внутрішньоклітинним катіоном. Із загальної кількості Калію в організмі людини 98% знаходиться у внутрішньому середовищі клітини і лише 2% у позаклітинній рідині. Так, концентрація йонів K^+ всередині клітини в 35 разів вища, ніж у позаклітинній рідині, а йонів Na^+ , навпаки, в 14 разів більша в позаклітинному середовищі, ніж в середині клітини. Такий нерівномірний розподіл йонів Калію та Натрію по обидва боки клітинної мембрани є причиною виникнення біопотенціалів у клітинах. У стані спокою різниця потенціалів (60-90 мВ) виникає

внаслідок того, що йони Na^+ переходять у клітину, а йони Калію дифундують із клітини за рахунок перепаду концентрації. Внутрішня поверхня мембрани в цьому стані заряджується від'ємно, а зовнішня – позитивно. При збудженні змінюється проникність клітинної мембрани. Таким чином, йони Na^+ швидше переходять всередину клітини, ніж йони K^+ на її поверхню. Це призводить до виникнення позитивного заряду всередині клітини і від'ємного назовні. За рахунок даного механізму відбувається виникнення імпульсів у нервових клітинах та регулювання роботи серцевого м'язу.

Йони Калію приймають участь в синтезі білка, входять до складу деяких ферментів та впливають на їх активність. Добова потреба в Калії для дорослої людини складає 2-3 г. При нестачі Калію назначають калій хлорид KCl . Також даний препарат призначається при м'язовій дистрофії, порушенні серцевого ритму, для відновлення рівня Калію в організмі, при отруєннях, важких інтоксикаціях, а також після операційного втручання. Калій бромід KBr та калій йодид KI призначають в якості фармакологічних препаратів для регуляції діяльності нервової системи та м'язових клітин.

Надходження йонів Калію до організму людини відбувається через вживання таких продуктів харчування як соя, квасоля, горох, картопля, морська капуста, сухофрукти (урюк, родзинки, груші, яблука). Деякий вміст Калію встановлено в хлібобулочних виробах, крупах, а також м'ясі, рибі, молоці і молочних продуктах.

РУБІДІЙ (Ru), ЦЕЗІЙ (Cs). Відносяться до мікроелементів. Вони постійно містяться в організмі людини, однак біологічна роль цих елементів до кінця ще не з'ясована. Відомо, що вони накопичуються в серцевому м'язі та еритроцитах. Рубідій також міститься у внутрішньоклітинній рідині, може заміщувати еквівалентну кількість Калію. Радіоактивні ізотопи Рубідію ^{87}Ru та Стронцію ^{137}Cs застосовують в медицині при лікуванні пухлинних захворювань.

ФРАНЦІЙ (Fr). Це радіоактивний хімічний елемент, який отримують штучно. Францій вибірково здатний накопичуватися в пухлинах на самих ранніх стадіях їх розвитку. Тому він може позитивно використовуватися для ранньої діагностики саркоми. Таким чином, із елементів ІА групи фізіологічно активними є Li , Ru , Cs . Життєво необхідними є Na та K . Схожість фізико-хімічних властивостей Li та Na обумовлена електронною будовою їх атомів, що проявляється в біологічній дії катіонів (накопичення в позаклітинній рідині, взаємозамінність). Аналогічний характер біологічної дії притаманний катіонам K^+ , Ru^+ , Cs^+ (накопичення в позаклітинній рідині, взаємозамінність), що обумовлено схожістю їх електронної будови та фізико-хімічних властивостей.

У яких елементів ІА групи електронегативність найвища? Поясніть, з чим це пов'язано?

Які сполуки Натрію та Калію використовуються в медичній практиці?

Знайдіть додаткову інформацію про біологічну роль s-елементів та застосування їх сполук у медицині.

s-елементи ІІА групи

БЕРИЛІЙ (Be). Відомо, що Берилій міститься в рослинах, а також в тканинах організму тварин. В останні роки було з'ясовано, що вміст Берилію в організмі людини складає приблизно 10^{-7} %, тобто він відноситься до ультрамікроелементів. Біологічна роль даного елементу вивчена недостатньо. Відомо, що сполуки Берилію, особливо леткі, є токсичними та викликають ряд захворювань (берилієвий рахіт, бериліоз та ін.). Біологічну несумісність Берилію з фізіологічними процесами можна пояснити його хімічними властивостями (здатністю утворювати міцні зв'язки з біолігандами в комплексних сполуках та високою розчинністю берилій фосфатів). У медицині сполуки Берилію не використовуються.

МАГНІЙ (Mg). Даний елемент відноситься до макроелементів. Вміст в організмі складає близько 20 г або 0,027 % від маси тіла. Добова потреба в даному макроелементі складає 10 мг на 1 кг маси тіла. Концентрується Магній в організмі людини, переважно, в емалі зубів та кістковій тканині, а також накопичується в підшлунковій залозі, м'язах, нирках, мозку, печінці та серці. В організмі людини Магній виконує достатньо важливу біологічну функцію. Йони Mg^{2+} забезпечують зниження збудливості нейронів і передачу нервового імпульсу у м'язи; терморегуляцію; енергетичне забезпечення організму; формування кісток та зубів. Йони Магнію входять до складу багатьох ферментних систем, де є незамінним компонентом. Із деякими білками Магній утворює комплексні сполуки. Йони Mg^{2+} сприяють виведенню холестерину з організму, стимулюють перистальтику кишечника та жовчовиділення, впливають на вуглеводно-фосфорний обмін та синтез білка. Йони Mg^{2+} є антагоністами йонів Кальцію.

Магній сульфат $MgSO_4$ широко використовується в медицині. Так, його застосовують при судомх різного походження, гіпертонічних хворобах, захворюваннях жовчного міхура. Магній тіосульфат MgS_2O_3 призначається внутрішньо при гіпертонічній хворобі, атеросклерозі, захворюваннях шлунково-кишкового тракту та жовчних шляхів. Відрізняється від магній сульфату тим, що майже не спричиняє послаблюючої дії. Магній оксид MgO – антацидний та жовчогінний препарат. Призначається при виразковій хворобі шлунку і дванадцятипалої кишки, гіперацидному гастриті, отруєнні кислотами. Магній пероксид MgO_2 характеризується протимікробною та послаблюючою дією. Призначається при захворюваннях шлунку і кишечника, а також при диспепсії, метеоризмі, проносі. Препарат «Панангін» або «Аспаркам», що містять у складі йони Mg^{2+} та K^+ назначають при серцевих захворюваннях.

Джерелами надходження Магнію до організму людини є харчові продукти. Досить велика кількість цього елементу міститься в гречаній крупі та пшоні. Багато Магнію знаходиться в таких продуктах харчування, як квасоля, горох, шпинат, кавун, молоко сухе, халва, горіхи, фундук. Цілком можливо забезпечити добову потребу в Магнії при вживанні житнього і пшеничного хліба, чорної смородини, кукурудзи, сиру, моркви, салату, шоколаду. Магній міститься у м'ясних продуктах, а саме: свинині, телятині, шинці, ковбасі. Картопля містить Магній у кількості 23 мг на 100 г продукту, капуста білокачанна - 16 мг, буряк - 22 мг, томати - 20 мг, цибуля зелена і цибуля ріпчаста - 18 мг і 14 мг відповідно. Відносно невелика кількість Магнію міститься в яблуках і сливах - всього до 9 мг на 100 г продукту.

КАЛЬЦІЙ (Ca). Даний хімічний елемент міститься в кожній клітині організму людини і відноситься до макроелементів. Загальна концентрація Кальцію в організмі людини складає 1,4 %. Добова потреба організму в Кальції складає 0,5 г, хоча рекомендується вживання до 1 г Кальцію. Це пов'язано із тим, що Кальцій, який надходить з продуктами харчування, всмоктується в кишковокишковому тракті важкорозчинного кальцій фосфату $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ та кальцієвих солей жирних кислот. В організмі концентрація Кальцію регулюється гормонами. Основним регулювальником засвоєння Кальцію є вітамін D, при нестачі якого всмоктування Кальцію зменшується. Основне депо Кальцію в організмі людини – скелет. В кістках та зубах дорослої людини близько 1 кг Кальцію знаходиться у вигляді кристалічного мінералу – гідроксилапатиту $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$, утворення якого відбувається за рахунок взаємодії йонів Кальцію з фосфат-іонами. Йони Ca^{2+} приймають участь в передачі нервових імпульсів, скороченні м'язів, регулюванні роботи серця, згортання крові. Йони Кальцію впливають на кислотнолужну рівновагу, регулюють функцію ендокринних залоз, здійснюють протизапальну дію.

Кальцій хлорид CaCl_2 застосовують в медицині при алергічних захворюваннях, ревматизмі, кровотечах, переломах кісток, захворюваннях шкіри, а також при отруєнні солями Магнію, щавлевої кислоти, Меркурієм, фосфогеном, надає протизапальну дію. Кальцій карбонат CaCO_3 виявляє антацидну та адсорбуючу дію. Його призначають при захворюваннях шлунково-кишкового тракту. Також використовують для виготовлення зубних порошків. Кальцій сульфат $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ використовують для виготовлення гіпсових пов'язок в ортопедії, та в стоматологічній практиці при виготовленні зубних протезів.

Добову норму йонів Кальцію забезпечують наступні продукти харчування: молоко, йогурти, кефір, сметана, сири, сироватка. У знежирених молочних продуктах Кальцію міститься рівно стільки ж, скільки і в молочних продуктах підвищеної жирності. Легко засвоюваний

Кальцій міститься в овочах і зелені: броколі, цвітній капусті, ріпі, моркві, морській капусті, селері, листовому салаті, бобових (квасоля, горох, боби), насінні, горіхах, маку. Багатий Кальцієм кунжут. Із риб найбільше Кальцію містять сардини. Систематичне вживання хліба з висівками, злаками і з борошна грубого помелу також підвищить вміст йонів Кальцію в організмі. Яйця містять суттєву кількість Кальцію. Іноді, для відновлення балансу Кальцію в організмі, вживають мелену яєчну шкаралупу.

БАРІЙ (Ba). Переважно концентрується в сітківці ока. Однак, біологічне значення цього елемента до кінця не визначено. Масова частка Барію в організмі людини складає 10^{-5} %. При лейкозах вміст Барію в плазмі крові та еритроцитах збільшується. Таким чином, кількісне визначення Барію може сприяти діагностиці лейкозу та прогнозуванню його лікування. Розчинні у воді сполуки Барію токсичні. Так, небезпечними для організму людини є такі розчинні у воді сполуки, як барій хлорид $BaCl_2$, барій нітрат $Ba(NO_3)_2$, барій нітрит $Ba(NO_2)_2$, барій хлорат $Ba(ClO_3)_2$ та барій перхлорат $Ba(ClO_4)_2$. Токсичною дозою для людини вважається одночасне потрапляння 200 мг Барію. Для нейтралізації дії солей Барію застосовуються розчинні сульфати Магнію $MgSO_4$ та Кальцію $CaSO_4$, які сприяють утворенню барій сульфатів, що виводяться з організму.

У медицині знаходить застосування суспензія барій сульфату $BaSO_4$ (барієва каша). Дану сполуку використовують для рентгенівської діагностики захворювань травного тракту, оскільки вона не розчинна у воді та розбавленій хлоридній кислоті, яка міститься в шлунку, а також поглинає рентгенівські промені. Барій гідроксид $Ba(OH)_2$ в якості каталізатору входить до складу паст та цементу, що використовують в стоматологічній практиці.

Джерелом надходження йонів Барію до організму є такі продукти харчування, як помідори, боби, соя, а також морепродукти.

СТРОНЦІЙ (Sr). Відноситься до мікроелементів. Його вміст в організмі людини складає 10^{-3} %. Концентрується він, головним чином в кістках, частково заміщуючи йони Кальцію. Стронцій відіграє важливу роль у формуванні зубної емалі. При введенні в організм радіоактивного Стронцію визначено, що даний елемент накопичується в місцях, де протікає інтенсивний остеогенез (підвищена ламкість кісток). При лейкозах вміст Стронцію в плазмі крові зменшується, а в еритроцитах збільшується. Визначення концентрації Стронцію в плазмі крові та еритроцитах використовують для діагностики захворювання лейкозом. Радіоактивне випромінювання нукліду Стронцію ^{90}Sr , що утворюється в результаті ядерних вибухів, спричиняє променеву хворобу, саркому кісток та лейкоз крові. Накопичення нукліду Стронцію ^{90}Sr в атмосфері спричиняє велику небезпеку для людей. Разом із тим радіоактивні ізотопи ^{89}Sr та ^{90}Sr використовують в променевій терапії при лікуванні кісткових пухлин.

РАДІЙ (Ra). Загальний вміст цього елемента в організмі людини складає 10^{-11} – 10^{-12} %. Максимальна кількість Радію, що може міститися в організмі, складає 10^{-7} г. Концентрується Радій, переважно, в кістковій тканині. Радіоактивний нуклід Радію ^{226}Ra в медицині практично не використовується, його замінюють іншими елементами (^{137}Cs , ^{60}Co та ін.)

Таким чином, життєво необхідними елементами ІІА групи є Кальцій та Магній. Схожість фізико-хімічних властивостей Ca, Sr, Ba, обумовленні електронною будовою атомів елементів та проявляється в біологічній дії вказаних елементів. Разом із цим, різниця в електронній будові s-елементів ІІА групи, обумовлює індивідуальність їх біологічної дії, зокрема токсичність.

Із чим пов'язаний незначний вміст в організмі людини йонів Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ra^{2+} ?

Контрольні запитання

1. Де концентруються в організмі людини сполуки Li?
2. Зазначте біологічну роль йонів Літію в організмі людини.
3. Яку функцію в організмі людини виконують йони Na^+ ? Де концентрується вказаний елемент в організмі людини?
4. Чому розчини натрій хлориду (0,9% NaCl) використовують в якості кровозамінника?
5. Де концентруються йони Калію в організмі людини. Яку біологічну роль вони виконують?
6. Яка добова потреба в мікроелементі Магнію?
7. Що таке антагонізм? Антагоністом якого хімічного елемента є йони Магнію в організмі людини?
8. Який вітамін є регулювальником засвоєння Кальцію в організмі людини?
9. Які елементи відносять до радіоактивних. Які сполуки радіоактивних елементів знаходять застосування в медичній практиці?

1.7. Органогенні р-елементи. Загальні хімічні властивості. Біологічне значення

До р-елементів періодичної системи Д.І. Менделєєва відноситься 30 елементів III, IV, V, VI, VII груп головних підгруп (далі **IIIA – VIIIA** групи) Це елементи: **IIIA** (B, Al, Ga, In, Tl), **IVA** (C, Si, Ge, Sn, Pb), **VA** (N, P, As, Sb, Bi), **VIA** (O, S, Se, Te, Po), **VIIA** (F, Cl, Br, I, At), **VIIIA** (Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) груп.

Для р-елементів характерно заповнення електронами р-підрівня зовнішнього енергетичного рівня. Атоми цих елементів можуть містити від трьох до восьми валентних електронів. Із вказаних р-елементів тільки 3 елементи (Sn, Pb, Bi) характеризуються металевими властивостями, що пов'язано з електронною будовою їх атомів.

У періодах зліва направо зі збільшенням заряду ядра р-елементів зменшуються атомні радіуси; енергія йонізації та електронегативність підвищуються, неметалеві властивості елементів посилюються.

У групах зверху вниз із збільшенням порядкового номеру р-елементів, неметалеві властивості слабшають, а металеві посилюються; максимальний позитивний ступінь окиснення зменшується і підвищується стійкість нижчих ступенів окиснення. Так, для Карбону стійкий ступінь окиснення +4, для Плюмбуму +2, для Алюмінію +3, а для Талію +1. Вищевказані фактори впливають на біологічні властивості р-елементів. Фізичні властивості простих речовин р-елементів сильно різняться між собою. Так, наприклад, кисень та азот – киплять при низьких температурах, а Бор та Карбон – при дуже високих.

Поясніть, з чим пов'язаний такий характер змін у зазначених речовинах.

Всі р-елементи утворюють багаточисельні сполуки як між собою, так і між s-, d- і f-елементами. Таким чином, вивчення р-елементів для медиків є дуже важливим, оскільки п'ять з них (C, N, P, O, S) є органогенами, які і складають основу живих систем. Розміщуючи елементи органогени в порядку зменшення їх вмісту в організмі людини, отримуємо наступний ряд елементів:

O > C > H > N > P > S

Згідно даного ряду розглянемо хімічні властивості елементів-органогенів, біологічну роль та застосування їх сполук в медицині.

ОКСИГЕН (O). КИСЕНЬ (O₂) Хімічні властивості. Оксиген – це елемент, що забезпечує життя на Землі. В атмосфері знаходиться близько 20,8% кисню. Оксиген входить до складу всіх життєво важливих органічних сполук – білків, жирів, вуглеводів. Без Оксигену неможливе проходження життєвих процесів, насамперед дихання. У стані спокою людина споживає, приблизно 0,5м³ повітря за годину; лише 1/5 частина Оксигену утримується в організмі. У тканинах Оксиген витрачається на процеси окиснення різних сполук. Оксиген забезпечує не тільки процеси дихання, а також процеси гниття рослинних та тваринних залишків. У результаті, утворюються продукти окиснення: CO₂, H₂O та ін. Таким чином, у природі забезпечується колообіг Оксигену та підтримка його вмісту в атмосфері.

Елемент Оксиген існує в природі у вигляді двох простих речовин (*алотропні модифікації*): O₂ (кисень) та O₃ (озон). В атмосфері практично весь Оксиген перебуває у формі кисню O₂.

Згадайте, що таке алотропія, алотропні модифікації, ізомери?

Оксиген хімічно активний елемент, що проявляє неметалічні властивості. Кисень реагує з великою кількістю простих речовин, утворюючи оксиди

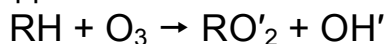
складу E_xO_y зі ступенем окиснення -2. Будова та властивості оксидів у періодах і групах періодичної системи елементів змінюються закономірно. Найбільш розповсюджений оксид – гідроген оксид (вода) H_2O . В організмі людини міститься приблизно 70-80% води, вона є розчинником органічних та неорганічних сполук.

У ряді оксидів елементів другого періоду $\text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{BeO} \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$ полярність хімічного зв'язку $\text{E}-\text{O}$ поступово зменшується. Відповідно, послаблюються основні та посилюються кислотні властивості: Li_2O – типовий основний оксид, BeO – амфотерний, а B_2O_3 , CO_2 і N_2O_5 – кислотні оксиди. Аналогічні зміни відбуваються і в інших періодах.

У головних підгрупах періодичної системи з підвищенням порядкового номеру елемента сила йонного зв'язку $\text{E}-\text{O}$ в оксидах збільшується, відповідно основні властивості оксидів елементів IA групи ($\text{Li} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Rb} \rightarrow \text{Cs}$) зростають, що обумовлено зміною характеру хімічного зв'язку. Властивості гідроксидів також закономірно змінюються у групах та періодах періодичної системи елементів. Наприклад, в IA, IIA і IIIA групах зверху вниз із збільшенням радіусів атомів полярність зв'язку $\text{E}-\text{OH}$ зменшується.

Однією з життєво важливих функцій Оксигену є здатність утворювати відповідні оксигенільні комплекси (наприклад, оксигемоглобін, оксигемоцианін).

Однією з алотропних модифікацій Оксигену є озон O_3 . Це один з найактивніших окисників. Утворюється озон під дією ультрафіолетового випромінювання. Озон окиснює органічні речовини, а також сполуки, з якими кисень не реагує. Окисна дія озону на органічні речовини пов'язана з утворенням радикалів:



Такі реакції ініціюють радикально-ланцюгові реакції з ліпідами, білками, ДНК, що призводить до пошкодження клітин.

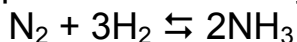
Біологічне значення. Загальна масова частка Оксигену в організмі людини складає 62,43%. Оксиген відіграє виключне біологічне значення в життєдіяльності організму і є елементом-органогеном. Він входить до складу великої кількості сполук. Окиснювальні поживні речовини – вуглеводи, білки та жири – є джерелом енергії, яка необхідна для роботи органів і тканин живих організмів. Більшість окисно-відновних реакцій в організмі людини відбувається саме завдяки зазначеному елементу. При нестачі кисню окиснювальні процеси уповільнюються і знижуються захисні властивості організму до інфекцій.

Враховуючи широкий біологічний спектр дії, Оксиген та його сполуки мають широке застосування в медичній практиці. Так, при захворюваннях на гіпоксію (киснева недостатність) дихальних шляхів, серцево-судинної системи, при отруєннях карбон (II) оксидом CO (чадним газом) та синільною кислотою HCN призначають кисень для

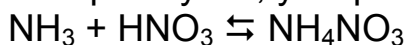
вдихання. У клінічній практиці широко використовують гіпербаричну оксигенацію – застосування кисню під підвищеним тиском. Встановлено, що даний метод лікування значно покращує кисневе насичення тканин, гемодинаміку, захищає головний мозок від гіпоксії. Для загального покращення процесів обміну в організмі людини, а також при лікуванні серцево-судинних захворювань призначаються кисневі коктейлі. Озон O_3 в якості сильного окисника використовують для дезінфекції приміщень, знезараження повітря та очистки питної води.

НІТРОГЕН(N). АЗОТ (N_2). Хімічні властивості. Нітроген перебуває в живих організмах у складі різноманітних органічних сполук: амінокислот, пептидів, пуринових основ, а також у вигляді вільного азоту N_2 , який надходить із повітрям. Нітроген відноситься до елементів-органогенів.

Просту речовину азот N_2 отримують з рідкого повітря при перегонці. Це газ без кольору і запаху, малорозчинний у воді. В молекулі азоту N_2 атоми Нітрогену зв'язані трьома ковалентними зв'язками, енергія зв'язку велика, тому молекулярний азот – хімічно інертна сполука. Використовують азот для отримання амоніаку:

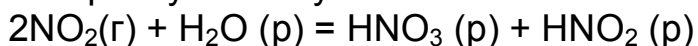


В організмі людини амоніак є одним із продуктів метаболізму амінокислот і білка. Амоніак добре розчинений у воді. В медичній практиці використовується 10% розчин амоніаку (нашатирний спирт). Амоніак реагує з кислотами, та нейтралізує їх, утворюючи солі амонію:



Із киснем азот утворює оксиди: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 .

NO_2 – дуже сильний окисник. При розчиненні у воді нітроген (IV) оксид NO_2 утворює нітратну та нітритну кислоту:



Зазначте назви кислот, що утворились за даною реакцією.

Солі нітритної кислоти – нітрити – стійкі, при звичайних температурах не розкладаються. Нітрити використовують в харчовій промисловості в якості консервантів при виготовленні м'ясних виробів. Вважають, що дані речовини небезпечні для життя, внаслідок того, що сприяють окисненню аміногрупи нуклеїнових основ в організмі людини. Також, токсична дія нітритів проявляється в тому, що під їх впливом гемоглобін перетворюється в метгемоглобін, який не здатний зв'язувати та переносити Оксиген в організмі людини. Таким чином, нітрити здатні спричиняти кисневу недостатність.

Нітратна кислота HNO_3 – дуже сильний окисник. Солі нітратної кислоти – нітрати, добре розчинні у воді.

Підготуйте доповідь у формі презентації на тему «Нітрити та нітрати у харчових продуктах» та «Вплив нітратів на організм людини».

Біологічне значення. Вміст Нітрогену в організмі людини складає близько 3%; він відноситься до мікроелементів. Цей елемент є складовою частиною амінокислот, білків, вітамінів, гормонів. Разом із

Окисеном та Карбоном Нітроген утворює життєво важливі сполуки – амінокислоти, які містять аміногрупу NH_2 з основними властивостями та карбоксильну групу ($-\text{COOH}$) з кислотними властивостями.

Згадайте з курсу «Медичної біології», яку біологічну роль відіграють аміногрупи в молекулі ДНК.

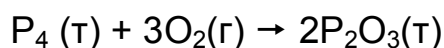
У медичній практиці Нітроген та його сполуки знаходять широке застосування. Так, рідкий азот є ефективним засобом при лікуванні захворювань шкіри. Нашатирний спирт (10% розчин NH_4OH) використовується при непритомних станах, алкогольному сп'янінні, в хірургії – як дезінфікуючий засіб. Препарат нітрогліцерину призначається для профілактики і лікуванні стенокардії. В якості сечогінного засобу в медичній практиці використовують амоній хлорид (NH_4Cl).

ФОСФОР (Р). Хімічні властивості. Фосфор входить до VA-групи періодичної системи. Характерний ступінь окиснення для даного р-елементу +5, рідше +3 та -3.

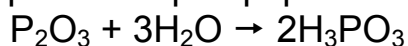
Наведіть електронну будову елемента Фосфору у ступенях окиснення +5, +3, -3.

Фосфор існує у вигляді декількох алотропних модифікацій. Найбільш відомі білий та червоний фосфор. Білий фосфор дуже токсичний, що обумовлено його реакційною активністю. Смертельна доза білого фосфору для дорослої людини складає приблизно 0,1г. Інші алотропні модифікації Фосфору не токсичні. Для медичних працівників та біологів найбільшу зацікавленість представляють властивості кисневмісних сполук Фосфору.

Фосфор (III) оксид P_2O_3 утворюється при повільному окисненні білого фосфору:



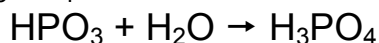
При дії води на P_2O_3 утворюється фосфориста кислота H_3PO_3 :



Фосфор (V) оксид P_2O_5 найбільш стабільний оксид фосфору. При взаємодії з водою утворюється метафосфатна кислота HPO_3 .

Складіть рівняння реакції утворення метафосфатної кислоти HPO_3 .

При кип'ятінні розбавленого водою розчину HPO_3 утворюється ортофосфатна кислота H_3PO_4 :



Дана кислота утворює середні та кислі солі. Середні солі ортофосфатної кислоти називають ортофосфатами (фосфатами), наприклад, Na_3PO_4 ; кислі з одним атомом Гідрогену – гідрогенфосфати, наприклад, Na_2HPO_4 ; кислі солі з двома атомами Гідрогену називаються – дигідрогенфосфати, наприклад, NaH_2PO_4 .

Дайте назву зазначеним сполукам: Na_2PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 .

Серед сполук Фосфору зі ступенем окиснення +3 слід відмітити токсичний фосфор гідрид PH_3 – фосфін, який є сильним відновником.

Біологічне значення. Загальна масова частка Фосфору в організмі людини становить близько 0,95%. Доведено, що життя без цього елемента неможливе. Академік Ферсман О.Є. назвав Фосфор "елементом життя й думки", і це висловлення не є перебільшенням; вказаний елемент відіграє виключну роль в обміні речовин та енергії. У вигляді фосфатів Фосфор представляє необхідний компонент внутріклітинної АТФ. Даний елемент входить до складу білків (0,5-0,6%), нуклеїнових кислот, нуклеотидів та інших біологічно активних речовин. Фосфор є основним компонентом скелету людини (кальцій ортофосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, гідроксилопатит $\text{Ca}_5[\text{OH}(\text{PO}_4)_3]$, зубів (гідроксилопатит $\text{Ca}_5[\text{OH}(\text{PO}_4)_3]$, фторапатит $\text{Ca}_5[(\text{PO}_4)_3\text{F}]$). Фосфор є учасником реакцій біосинтезу. Фосфатна буферна система, що утворюється фосфатною кислотою та її солями є однією з основних буферних систем крові.

Біологічне значення Фосфору полягає і в тому, що сахари та жирні кислоти не можуть бути використані в якості джерела енергії без попереднього фосфорилування. Це підтверджується зменшенням кількості Фосфору при збільшенні вмісту Кальцію в крові (антагонізм). Добова потреба у Фосфорі складає приблизно 1,3 г.

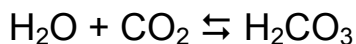
У медичній практиці знаходять застосування ряд сполук Фосфору. Так, препарат «Натрій аденозинтрифосфат» призначають при м'язовій дистрофії, атрофії, міокардіодистрофії, стенокардії, гіпертонічних хворобах. Кальцій гліцерофосфат $\text{Ca}_3\text{H}_7\text{CaOP}$ посилює фізіологічні процеси, нормалізує функцію обмінних процесів. Розчини натрій фосфату Na_3PO_4 призначають при лейкозах, а також у діагностиці злоякісних пухлин. Ортофосфатна кислота H_3PO_4 , а також її солі (ортофосфати) входять до складу матеріалу для пломбування в стоматологічній практиці.

Джерелами надходження Фосфору до організму людини є такі продукти харчування як сир, м'ясо, яловичина, печінка, риба, яйця, бобові, крупи (гречана, перлова, вівсяна та ін.), волоські горіхи. Фосфор засвоюється з продуктів рослинного походження на 55-60%, з тваринних - на 95%. Засвоєння відбувається легше і повніше, якщо співвідношення Фосфору з Кальцієм в організмі людини становить 1,5:1 відповідно.

КАРБОН (С). Хімічні властивості. Карбон – елемент органоген. Із всіх р-елементів Карбон в організмі людини займає особливе місце по кількості утворених ним органічних сполук. У вільному стані Карбон знаходиться в чотирьох алотропних модифікаціях: алмаз, графіт, карбін і полікумулен.

Карбон (IV) оксид CO_2 є кислотним; постійно утворюється в тканинах організму в процесі обміну речовин та відіграє значну роль в регуляції дихання та кровообігу. Значні концентрації вуглекислого газу CO_2 (більше 10%) в організмі людини спричиняють сильний ацидоз – зміщення кислотно-лужної рівноваги в бік збільшення кислотності.

Діоксид карбону розчиняється у воді. При цьому в розчині утворюється карбонова кислота:

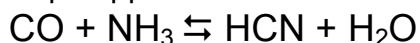


Дана кислота утворює середні солі (карбонати): Na_2CO_3 , CaCO_3 та кислі солі (гідрокарбонати): NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Гідрокарбонатна буферна система ($\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{HCO}_3^-$), що містить у складі Карбон, є головною буферною системою плазми крові, яка забезпечує підтримку кислотно-лужного гомеостазу та значення рН, що в нормі дорівнює 7,4. Карбон (II) CO (чадний газ) – продукт неповного окиснення Карбону, отрутна сполука, небезпечна (не має запаху!).

Усі солі карбонової кислоти H_2CO_3 , окрім солей лужних металів та солей амонію, погано розчинні у воді. Натрій карбонат (кальцинована сода) Na_2CO_3 – один з основних продуктів хімічної промисловості. Калій карбонат (поташ) K_2CO_3 використовується в миловарінні. Натрій гідрокарбонат NaHCO_3 використовується в медицині та харчовій промисловості.

При нагріванні карбон (II) оксиду з амоніаком, при наявності каталізатора утворюється ціанідна кислота HCN:



Солі синильної кислоти – ціаніди – токсичні.

Біологічне значення. Загальна масова частка Карбону в організмі людини складає близько 21%. Карбон – основа всіх органічних сполук. Даний елемент входить до складу тканин, клітин, білків, жирів, вуглеводів, вітамінів, гормонів. Карбон у вигляді гідрокарбонат йонів входить до складу буферних систем крові.

Для проведення інгаляцій призначають вуглекислий газ (3,5,7%) у суміші з киснем, що надає стимулюючий вплив на центр дихання. Дану суміш призначають при асфіксії у новонароджених, отруєннях тощо.

У медичній практиці використовують лікарські препарати, які застосовують у якості сорбентів при отруєнні організму оксидом карбону (II). Активоване вугілля (адсорбуючий засіб) здатний адсорбувати (поглинати) гази, токсини, алкалоїди. Призначають при інтоксикаціях організму. Натрій гідрокарбонат NaHCO_3 володіє антацидними властивостями. В результаті хімічної взаємодії з соляною кислотою сприяє зниженню кислотності в шлунку. Також широко застосовується в гастроентерології, стоматології, отоларингології.

Контрольні запитання

1. Складовою яких органічних сполук в організмі людини є Нітроген?
2. Яку роль в організмі людини відіграє Фосфор?
3. Що є джерелом надходження до організму людини Фосфору?
4. Зазначте біологічне значення Карбону в організмі людини.
5. Якою властивістю характеризується активоване вугілля?
6. Якими властивостями характеризується натрій гідрокарбонат NaHCO_3 ?

7. Як змінюються хімічні властивості р-елементів у групах Періодичної таблиці?
8. Як змінюються хімічні властивості р-елементів у періодах Періодичної таблиці?
9. Які ступені окиснення характерні для Карбону, Оксигену, Нітрогену?
10. Які алотропні модифікації характерні для оксигену?

1.8. Хімічні властивості d- елементів

До родини *d- елементів* відносяться елементи III побічної (далі **IIIB**) (Sc, Y, La, Ac), IV побічної (далі **IVB**) (Ti, Zr, Hf, Ku), V побічної (далі **VB**) (V, Nb, Ta, Ns), VI побічної (далі **VIB**) (Cr, Mo, W), VII побічної (далі **VII B**) (Mn, Tc, Re), VIII побічної (далі **VIII B**) (Fe, Co, Ni, Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt), I побічної (далі **IB**) (Cu, Ag, Au) та II побічної (далі **IIB**) (Zn, Cd, Hg) груп. Особливості *d- елементів* визначаються електронною будовою їх атомів. На зовнішньому електронному шарі відбувається заповнення *d- підрівня* за правилом Хунда.

Згадайте правило Хунда, представте електронну будову атомів елементів Купруму, Аргентуму, Ауруму.

Електронна будова *d- елементів* має наступну формулу: $ns^2(n-1)d^{1-10}$. В організмі людини *d-елементи* існують у вигляді комплексних або гідратованих сполук. Схожість *d-елементів* проявляється в характерній особливості утворювати комплексні сполуки з різноманітними лігандами. Важливою властивістю *d-елементів* є змінна валентність, та, відповідно, різноманітність ступенів окиснення. Можливість існування *d-елементів* в різних ступенях окиснення визначає широкий діапазон окисно-відновних властивостей елементів. У нижчих ступенях окиснення *d-елементи* проявляють властивості металів. Тільки Цинк має завершену 18-електронну оболонку, характеризується постійним значенням ступеня окиснення +2, і тому він не належить до перехідних металів.

Зобразіть електронну будову атома Цинку. Поясніть, чому для Цинку характерний постійний ступінь окиснення +2?

У розчинах оксигеновмісні аніони *d-елементів* із вищим ступенем окиснення проявляють кислотні та окисні властивості. Для катіонів нижчих ступенів окиснення характерні основні та відновні властивості. В проміжному ступеню окисненні *d-елементи* проявляють амфотерні властивості.

У періодах із збільшенням заряду ядра простежується зменшення стійкості сполук d-елементів з вищими ступенями окиснення. Паралельно зростають окисно-відновні потенціали цих речовин. Із збільшенням стійкості сполук *d-елементів* в головних підгрупах зверху вниз одночасно зменшуються їх окисні властивості. Можна припустити, що в ході біологічної еволюції відбиралися елементи з проміжними ступенями окиснення, для яких характерні помірні окисно-

відновні властивості. Переваги такого відбору, очевидно, сприяють помірному протіканню біохімічних реакцій. Функціонування організму становиться менш енерговитратним та більш економічним з точки зору споживання харчових продуктів. Тому для організму людини є виправданим існування *d-елементів* у нижчих ступенях окиснення. Відомо, що йони Mn^{2+} , Fe^{2+} , Co^{2+} , приймаючи участь у протіканні фізіологічних процесів, не проявляють сильні відновні властивості, а йони Cu^{2+} та Fe^{2+} в організмі людини відновних властивостей практично не виявляють.

Властивості як самих *d-елементів*, так і їх сполук, визначаються, у першу чергу, структурою зовнішнього шару. Ці властивості виявляються в здатності *d-елементів* вступати у різноманітні хімічні реакції: кислотно-основні, окисно-відновні, комплексоутворення тощо.

Загальна характеристика елементів III B групи. IIIВ групу періодичної системи складають Скандій Sc, Ітрій Y, Лантан La та Актиній Ac. Атоми вказаних елементів мають по три валентних електрона: два на s-підрівні зовнішнього енергетичного рівня і один на d-підрівні передостаннього енергетичного рівня ($d^1 s^2$). За хімічними властивостями елементи підгрупи Скандію мають схожі властивості з s-елементами лужноземельних металів. При переході від Скандію до Актинію збільшуються атомні радіуси та зменшуються потенціали йонізації, відповідно, відновні властивості елементів посилюються. Найбільш високою хімічною активністю характеризується Лантан. При нагріванні елементи IIIВ групи окиснюються, утворюючи оксиди складу Me_2O_3 та сполуки з галогенами, Сульфуром, Нітрогеном, Гідрогеном.

Запишіть рівняння реакції взаємодії Скандію з киснем. Укажіть ступені окиснення елементів в сполуках.

Для оксиду та гідроксиду Лантану характерні основні властивості. Із солей вказаних металів легко розчиняються у воді хлориди та нітрати, важче – фториди, карбонати та оксалати.

У зв'язку із великими зарядами йонів, Скандій, Ітрій та Лантан виявляють схильність до комплексоутворення.

Грубодисперсні колоїдні розчини радіоактивного нукліду Ітрію ^{90}Y (його солей) застосовують при лікуванні злоякісних пухлин, а також для дослідження протікання різних хімічних та біологічних процесів в організмі людини.

До лантаноїдів відносять елементи від Церія (порядковий номер 58) до Лютеція (порядковий номер 71). Всі ці елементи, за виключенням Прометія, отримані штучно. Дані елементи відносять до f-елементів. За хімічними властивостями лантаноїди дуже схожі між собою та поступаються лише лужним та лужноземельним металам. Лантаноїди набули широкого застосування в медичній практиці при лікуванні онкологічних захворювань, а також у променевій терапії та медичній радіографії.

Актиноїди – це елементи, які розміщуються в періодичній системі з порядковими номерами від 90 до 103; вони також відносяться до f-елементів. Всі актиноїди радіоактивні елементи. За хімічними властивостями актиноїди досить активні. Використання актиноїдів та їх сполук пов'язано із застосуванням Торію і Урану у якості ядерного палива. Загальний вміст Урану в організмі людини складає $2,0 \cdot 10^{-6}$ г. При більш високих концентраціях починається радіаційно-токсичний вплив продуктів його розпаду на організм людини.

Загальна характеристика елементів IVB групи. IVB групу елементів періодичної системи складають Титан Ti, Цирконій Zr, Гафній Hf, Резерфордій Rf, які отримують штучно. Електронна конфігурація зовнішнього електронного шару вказаних елементів відповідає d^2s^2 . Для Титану найбільш характерний ступінь окиснення +4, але відомі сполуки із ступенем окиснення +2 і +3. У вигляді простих речовин титан, цирконій та гафній – сріблясто-білі метали. Із підвищенням температури активність вказаних елементів підвищується. Завдяки своїм фізико-хімічним властивостям титан, цирконій та гафній використовуються в якості конструкційного матеріалу, що використовуються в будівництві літаків, атомних човнів тощо. Біологічна роль зазначених елементів до кінця не з'ясована.

Загальна характеристика елементів VB групи. Елементи Ванадій V, Ніобій Nb, Тантал Ta і Нільсборій Ns та Дубній Db утворюють VB групу періодичної системи. В атомах цих елементів міститься 5 валентних електронів, що розміщуються на s-підрівні зовнішнього і d-підрівні передостаннього енергетичного рівнів (d^3s^2). Максимальний ступінь окиснення для вказаних елементів +5.

Запишіть рівняння реакції взаємодії Ванадію з киснем, хлором та сіркою. Зазначте ступені окиснення вказаних елементів в сполуках.

Ці метали відрізняються хімічною стійкістю. При нагріванні вони взаємодіють з киснем, галогенами, сіркою, утворюючи відповідні сполуки. Сполуки Ванадію мають широке застосування в медицині. У кислому середовищі солі ванадієвої кислоти виявляють сильні окисні властивості. Ванадій, Ніобій і Тантал постійно містяться в організмі людини до $1 \cdot 10^{-5}$ %. Проте біологічна роль вказаних елементів до кінця не з'ясована. Є дані про вплив Ванадію на вуглеводний та жировий обмін. Відомо, що Ванадій здійснює бактеріостатичний вплив на мікобактерії туберкульозу. Отже, можливе використання сполук Ванадію в комплексній терапії при лікуванні даного захворювання. Крім того, Ванадій є ефективним каталізатором окисно-відновних біохімічних реакцій. Введення Ванадію внутрішньо м'язово на 50% прискорює синтез РНК. Ванадій може бути включений до комплексу медикаментів, призначених для лікування атеросклерозу. Із збільшенням ступеню окиснення токсичність Ванадію збільшується.

Висока біологічна сумісність Танталу широко застосовується в медицині. Даний елемент є незамінним при виготовленні кісткових цвяхів та очних протезів; зміцнює стінки черевної порожнини та кровоносних судин після хірургічного втручання.

Висока корозійна стійкість Ніобію дає можливість використовувати даний елемент в кістковій та пластичній хірургії.

Загальна характеристика елементів VIB групи. VIB групу періодичної системи складають перехідні метали (Cr, Mo, W, Sb). Максимальний ступінь окиснення +6, що визначає їх положення в періодичній системі. Найбільш характерні ступені окиснення для Хрому +3, а для Молібдену і Вольфраму +6. Завдяки своїм хімічним та фізичним властивостям дані елементи широко використовуються в медицині.

У VIB групі простежується загальна тенденція: із збільшенням порядкового номеру d-елемента збільшується стійкість сполук з вищим ступенем окиснення. Самим сильним окисником є йон Хрому Cr^{+6} . Йон Молібдену Mo^{+6} виявляє слабкі окисні властивості. У нижчих валентних станах більш сильні відновні властивості характерні для Cr^{2+} , Mo^{2+} , W^{2+} . Збільшення енергії йонізації призводить до зменшення відновних і металевих властивостей.

Для комплексних сполук елементів даної групи найчастіше характерно координаційне число 6. Вищими оксигеновмісними сполуками даної групи d-елементів є оксиди CrO_3 , MoO_3 , WO_3 . Хром (VI) оксид – кристалічна сполука червоного кольору, добре розчинна у воді, проявляє сильні окисні властивості. Дані елементи утворюють хромову (H_2CrO_4), молібденову (H_2MoO_4) та вольфрамову (H_2WO_4) кислоти. Сполуки Хрому (VI) виявляють сильні окисні властивості, у кислому середовищі вони відновлюються до сполук Хрому (III):



Хромати і дихромати використовуються як окисники.

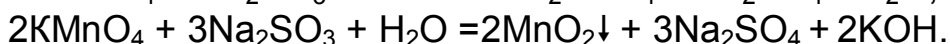
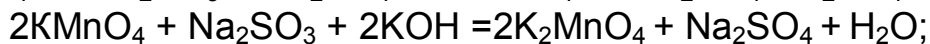
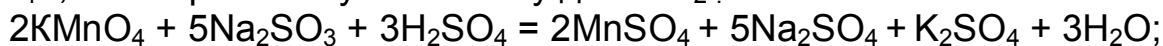
Визначте ступені окиснення елементів в сполуках даної реакції.

Загальна характеристика елементів VIIB групи. До VIIB групи періодичної системи відносять Манган Mn, Технецій Tc і Реній Re. Максимальний ступінь окиснення елементів VIIB групи +7. Найбільш практичне значення має Манган. У сполуках Манган проявляє ступені окиснення +2, +3, +4, +6, +7; для Технеція і Ренія характерний ступінь окиснення +7. Як і в інших d-елементів, основні властивості оксидів і гідрооксидів елементів підгрупи Мангану із підвищенням ступеня окиснення послаблюються, кислотні – посилюються.

Із сполук елементів VIIB групи найбільш вивчені сполуки Мангану (II). Солі сильних кислот MnCl_2 , MnSO_4 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ добре розчинні у воді. Сильні окисники в кислому середовищі окиснюють сполуки Мангану (II)

до сполук із ступенем окиснення +7. Ступінь окиснення +7 типовий для всіх елементів даної підгрупи. Вищі оксиди Mn_2O_7 , Fe_2O_4 , Re_2O_4 –

кислотні, яким відповідають кислоти: HMnO_4 , HTcO_4 , HReO_4 . Ці кислоти відомі лише у водних розчинах, однак їх солі дуже стійкі: перманганати MeMnO_4 , пертехнати MeTcO_4 і перренати MeRcO_4 . Марганцева кислота HMnO_4 та її солі відносяться до найсильніших окисників. Склад продуктів окиснення залежить від pH середовища. Так, в сильно кислому середовищі йон MnO_4^- відновлюється до Mn^{+2} , в сильно лужному – до MnO_4^{2-} , в нейтральному і слабкому до MnO_2 .



Зазначте ступені окиснення елементів в сполуках. Визначте окисника та відновника в кожному з рівнянь.

Сильні окисні властивості Мангану використовуються в медичній практиці для дезінфекції. У діагностиці захворювань серця, кісток, нирок та печінки у вигляді складної координаційної сполуки застосовується Технецій ^{99}Tc (препарат «Церетен»). У радіотерапії використовують також комплекси органічних фосфатних кислот з ізотопом ^{186}Re .

Загальна характеристика елементів VIIIB групи. Елементи VIIIB групи періодичної системи поділяються на дві родини: родину Феруму (Fe, Co, Ni) та родину платинових металів (Ru, Rh, Pd). Атоми хімічних елементів родини Феруму (Fe, Co, Ni) мають по два електрони на s-підрівні зовнішнього і відповідно 6,7,8 електронів передостаннього енергетичного d-рівня. Найбільш характерні ступені окиснення для Феруму +2; +3; для Кобальту +2; +3; для Ніколу +2. Платинові метали проявляють наступні ступені окиснення (табл. 7):

Таблиця 7

Ступені окиснення платинових металів

Хімічний елемент	Ступінь окиснення
Рутеній	+3, +4, +8
Радій	+3
Паладій і Платина	+2, +4
Осмій	+4, +6, +8
Іридій	+3, +4

Атоми елементів VIIIB групи мають великі заряди ядер і відносно малі радіуси, для них характерно комплексоутворення.

Ферум утворює наступні оксиди: ферум (II) оксид FeO ; ферум (III) оксид Fe_2O_3 ; змішані оксиди $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ або Fe_3O_4 . Оксидам FeO та Fe_2O_3 відповідають важкорозчинні у воді гідроксиди $\text{Fe}(\text{OH})_2$ та $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

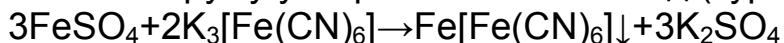
На повітрі ферум (II) гідрооксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$ легко окиснюється та перетворюється в ферум (III) гідрооксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$, який проявляє слабкі амфотерні властивості.

Сполуки феруму (II) характеризуються відновними властивостями, вони легко перетворюються на сполуки феруму (III) під дією окисників:



Зазначте в даному рівнянні окисник та відновник і дайте назву усім сполукам.

Ферум утворює комплексні сполуки, наприклад, калій гексаціаноферат (III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – червона кров'яна сіль; калій гексаціаноферат (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – жовта кров'яна сіль та інші. При дії калій гексаціаноферат (III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (червоної кров'яної солі) на розчин солей двовалентного Феруму утворюється синій осад (турнбулева синь):



Визначте ступені окиснення елементів у сполуках.

Дана реакція є якісною на йони Fe^{2+} . Атоми Феруму також утворюють комплексні сполуки з органічними лігандами (міоглобін та гемоглобін).

Кобальт утворює три оксиди: CoO , Co_2O_3 і $\text{CoO} \cdot \text{Co}_2\text{O}_3$ або Co_3O_4 , яким відповідають гідрооксиди $\text{Co}(\text{OH})_2$ та $\text{Co}(\text{OH})_3$.

Кобальт утворює велику кількість комплексних сполук. Однак, більш стійкими виявляються комплексні сполуки Кобальту (III).

За хімічною активністю Нікол поступається і Феруму, і Кобальту. Найбільш характерні ступені окиснення для даного елементу +2. Сполуки Ніколу не стійкі.

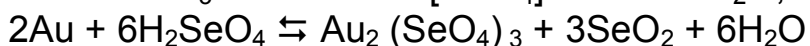
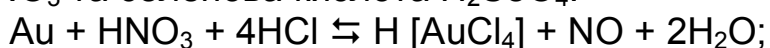
Відновні властивості елементів VIIIB групи знижуються в ряді Fe^{2+} – Co^{2+} – Ni^{2+} . У солей Ni^{2+} відновні властивості практично відсутні. Платинові метали малоактивні. Найбільше практичне значення має платина, яку використовують в промисловому та хімічному виробництві. Рутеній та Осмій використовуються, головним чином, як замітники дорогого Іридію у твердих сплавах. Із сполук платинових металів можна відмітити осмій (VIII) оксид OsO_4 , який володіє сильними окисними властивостями, енергійно реагує з органічними речовинами, відновлюючись до осмій (IV) оксиду OsO_2 чорного кольору. Вказану властивість оксиду осмію (IV) OsO_2 використовують при фарбуванні мікроскопічних препаратів в аналітичній хімії. Всі платинові метали здатні утворювати комплексні сполуки. Із лікарських препаратів, які містять елементи VIIIB групи відомі препарати Феруму, що призначають для лікування захворювань крові. Особливого значення набувають комплексні сполуки Платини $[\text{PtX}_4]_2$ і $[\text{PtX}_6]_2$, які використовують при лікуванні онкологічних захворювань. Комплексна сполука Платини дихлордіамінплатина $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ виявляє протипухлинну активність.

Загальна характеристика елементів IB групи. До IB групи періодичної системи відносяться перехідні метали Cu , Ag , Au . Атоми цих елементів містять по одному електрону на s-підрівні зовнішнього та 10 електронів на d-підрівні передостаннього енергетичного рівнів ($d^{10}s^1$). Тому в утворенні хімічних зв'язків можуть приймати участь, окрім одного зовнішнього s-електрона, ще й d-електрони передостаннього рівня. У зв'язку з цим, елементи підгрупи Купруму в своїх сполуках проявляють

такі ступені окиснення: +1, +2, +3. Найбільш характерний ступінь окиснення для Купруму +2, для Аргентуму +1, для Ауруму +3.

Зобразіть електронну будову атомів наступних елементів: Cu, Ag, Au.

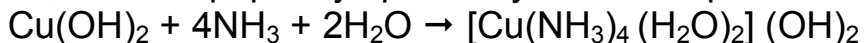
Дані елементи здатні утворювати комплексні сполуки. Найбільш високе значення потенціалу йонізації характерно для Ауруму, тому він проявляє найменші відновні властивості. Хімічна активність металів Cu, Ag, Au незначна і зменшується від Купруму до Ауруму. Із киснем взаємодіє тільки Купрум, утворюючи два оксиди – Cu_2O та CuO . Срібло та золото на повітрі практично не окиснюються. Найкращим розчинником золота є «царська горілка» HNO_3 та селенова кислота H_2SeO_4 :



Зазначте ступені окиснення елементів в сполуках даних рівнянь та дайте назву усім сполукам.

Купрум (II) хлорид CuCl_2 і купруму (II) нітрат $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ – легко розчинні у воді солі, використовуються при виготовленні мінеральних фарб. Купруму (II) сульфат застосовується в медицині в якості лікарського препарату. Всі солі Купруму отруйні. В зв'язку із цим, мідний посуд покривають всередині шаром олова для запобігання утворення солей Купруму.

Купрум (II) гідроксид $\text{Cu}(\text{OH})_2$ розчиняється в розчині амоніаку, утворюючи комплекс, який зафарбовує розчин у синій колір:



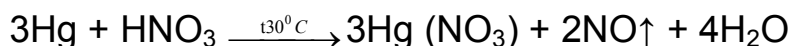
Дана реакція є якісною реакцією на йони Купруму (II).

Катіони металів Cu^{+2} , Ag^{+1} , Au^{+3} легко взаємодіють з речовинами, до складу яких входять групи, що містять Сульфур. Так, включення даних елементів до складу білка інактивує ферменти та руйнує його. Сполуки металів ІВ групи використовуються в медицині в якості антисептичних та бактерицидних засобів. Так, властивість солей Аргентуму розчинятися у воді широко використовують у медицині. Бактерицидні властивості аргентум хлориду AgCl застосовують у лікарських препаратах для обробки слизових оболонок очей. Окисні властивості Аргентуму (I) обумовлюють використання його суспензії як антисептичного засобу. При лікуванні артритів застосовують препарати Ауруму. Головним недоліком препаратів Cu, Ag, Au є погана їх переносимість шлунком. Відхилення від норми концентрацій даних елементів, необхідних для життєдіяльності організму людини, призводить до тяжких захворювань.

Загальна характеристика елементів ІІВ групи. ІІВ групу періодичної системи складають Цинк Zn, Кадмій Cd, Меркурій Hg. Формування d-підрівня передостаннього енергетичного рівня у вказаних елементів завершено повністю, що визначає стабільність та особливості хімічних властивостей. Елементи ІІВ групи мають два спарених електрони на s-підрівні зовнішнього рівня, які визначають постійну валентність (II). У

сполуках елементи даної групи проявляють ступінь окиснення +2. Для Меркурію характерний ступінь окиснення +1.

Збільшення електронегативності в ряді елементів ІІВ групи призводить до ослаблення основних та відновних властивостей, тобто збільшуються неметалеві властивості. За фізичними та хімічними властивостями Меркурій відрізняється від Цинку та Кадмію. Даний елемент в електрохімічному ряді напруг розміщується після Гідрогену, тому розчиняється лише в кислотах – окисниках:



Зазначте ступені окиснення елементів в сполуках даного рівняння реакції.

Елементи Zn, Cd, Hg знаходяться на межі між неметалами (p-елементами) і металами (d-елементами), тому оксо- та гідроксисполуки вказаних елементів проявляють амфотерний характер. Метали ІІВ групи добре розчинні в кислотах з виділенням водню. Цинк Zn, Кадмій Cd та Меркурій Hg, як і всі d-елементи, утворюють значну кількість комплексних сполук.

За хімічною активністю елементи ІІВ групи (Zn, Cd, Hg) поступаються лужно-земельним металам. Цинк є самим активним металом з яскраво вираженими амфотерними властивостями. На повітрі цинк, кадмій і ртуть, при відсутності вологи, не окиснюються. Тому цинк та кадмій використовують в якості покриття для захисту чорних металів від корозії.

Розчини різних металів у ртуті носять назву амальгам. Добре розчиняються у ртуті золото, срібло, олово, малорозчинна мідь, та практично нерозчинний нікель.

Цинк оксиди та гідроксиди – важкорозчинні у воді сполуки, яким характерні амфотерні властивості; кадмій оксид та гідроксид характерний основний характер. Меркурій утворює оксид Hg_2O чорного кольору. Антисептична дія властива білому осадку Меркурію – амідохлориду HgNH_2Cl , що утворюється через взаємодію з водним розчином амоніаку:



(сулема)



(каломель)

Дані реакції використовують в хімічному аналізі для визначення йонів Меркурію.

Зазначте ступені окиснення елементів в сполуках вказаних рівнянь.

Солі сильних кислот – хлориди, нітрати, а також сульфати цинку, кадмію та меркурію (окрім Hg_2Cl_2 - каломелі) добре розчинні у воді. Багато з них (ZnSO_4 , ZnCl_2 , Hg_2Cl_2 та ін.) мають широке застосування в медичній практиці при лікуванні захворювань шкіри.

Контрольні запитання

1. Які біологічні властивості характерні для d-елементів?
2. Які ступені окиснення характерні для d-елементів?
3. Які хімічні властивості характерні для d-елементів?
4. Чим визначаються хімічні властивості d-елементів?
5. Зазначте хімічні властивості d-елементів IIIB, IVB, VB груп Періодичної системи.
6. Укажіть максимальний ступінь окиснення для елементів VIB групи.
7. Який ступінь окиснення проявляє Манган. Наведіть приклади.
8. Які оксиди утворює Ферум?
9. Як змінюються відновні властивості елементів VIII В групи?
10. Що визначає постійну валентність для елементів II В групи?

1.9. Біологічна роль d-елементів та застосування їх сполук в медицині

Із усіх d-елементів достатньо повно вивчені кількісний вміст, топографія, форми перебування та специфічна фізіологічна роль у восьми: Fe, Cu, Zn, Mn, Co, Ni, Cr, Mo. Саме ці елементи входять до складу великої кількості металоферментів, яких нині відомо близько 300, металопротейдів, а також деяких вітамінів. В організмі людини вказані елементи існують, переважно, у вигляді комплексних сполук та гідратованих йонів. Розглянемо більш детально біологічну роль та застосування сполук зазначених d-елементів.

ХРОМ (Cr). Загальна масова частка Хрому в організмі людини складає $1 \cdot 10^{-5} \%$. Концентрується даний елемент, переважно, в гіпофізі. Добова потреба організму в Хромі складає приблизно 5-10 мг. Йони Хрому відіграють важливу біологічну роль в організмі людини, приймаючи участь в утворенні комплексних сполук. Хром позитивно впливає на процеси кровотворення, а також на роботу ферментних систем. Хром входить до складу травного ферменту трипсину; приймає участь у стабілізації структури нуклеїнових кислот. Хром є учасником складного процесу обміну глюкози, однак різні його сполуки проявляють неоднакову активність у системі обміну глюкози. Довготривале вживання Хрому сприяє покращенню засвоєння глюкози.

У медичній практиці використовують хрому (III) оксид Cr_2O_3 у складі паст, які застосовують в ортопедичній практиці. Радіоактивний нуклід Хрому ^{51}Cr використовують у хімії для визначення розчинності речовин, в біохімії – для вивчення нуклідного обміну.

Є відомості, що похідні Хрому (VI) володіють канцерогенними властивостями. Тому зі сполуками Хрому треба бути обережними. Розчинні сполуки Хрому є отрутою та при введенні всередину організму викликають ускладнені отруєння.

Йони Хрому в організм людини надходять переважно з такими продуктами харчування як соя, кукурудзяна та вівсяна крупи.

МОЛІБДЕН (Mo). Даний елемент відноситься до життєважливих елементів. Масова частка в організмі людини складає 10^{-5} %. Накопичується Молібден, переважно, в печінці, нирках, залозах внутрішньої секреції. Добова потреба організму в даному біогенному елементі складає 0,5-0,3 мг. Молібден є незамінним компонентом та активатором деяких ферментних систем. Ферменти, які містять Молібден, приймають участь у метаболізмі пуринів та засвоєнні Нітрогену. Молібден позитивно впливає на синтез гемоглобіну. Надлишковий вміст Молібдену в продуктах харчування порушує метаболізм іонів Ca^{2+} та PO_4^{3-} , що сприяє витісненню з кісток Фосфору, а з печінки – Купруму. Є дані, що Молібден пов'язаний із вмістом вітамінів С та B_{12} . Так, доведено, що при С-авітамінозі кількість Молібдену в нирках знижується в 5 разів.

У медицині широко використовують препарат натрій молібдат Na_2MoO_4 з концентрацією 0,003-0,125% для захисних функцій організму. Амоній молібдат $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ використовують в якості дезінфікуючого засобу для боротьби з мікробами. Сполуки Молібдену забезпечують фіксацію Нітрогену, перетворюючи його в амоніак або нітрогенвмісні речовини, що має велике значення в протіканні біохімічних реакцій.

Надходження іонів Молібдену до організму здійснюється при вживанні печінки, гороху, чечевиці, фасолі, моркви. Даний елемент міститься в таких крупах як овсяна, пшона, рисова, ячнева.

МАНГАН (Mn). В організмі людини міститься близько 12 мг Мангану. Він концентрується, переважно, в кістках (43%), в мозку, гіпофізі, легенях, м'язах, нирках. Добова потреба організму в даному елементі складає 5-7 мг. Біологічна роль Мангану обумовлена здатністю утворювати металокомплекси з білками, нуклеїновими кислотами АТФ, АДФ та амінокислотами. Манган впливає на дію ферментів, гормонів, вітамінів (В, Е) та інші функції організму, а саме: жировий, білковий, вуглеводний обміни, приймає участь у синтезі аскорбінової кислоти. Манган здійснює специфічний вплив на процеси розмноження, позитивно впливає на ріст та розвиток. Великий вплив Манган здійснює на мінеральний обмін: солі Мангану сприяють засвоєнню Фосфору та Кальцію. Манган знижує рівень вмісту глюкози в крові та підсилює синтез глікогену. Солі Мангану, зокрема, манган (II) хлорид MnCl_2 , впливають на стан центральної нервової системи. Так, манган (II) у концентрації 10^{-9} %, сприяє тривалому підвищенню збудливості нерва, а більш високі концентрації (10^{-6} %) спочатку підвищують збудливість, а потім пригнічують рефлекторні реакції до повного їх знищення.

Манган приймає участь у засвоєнні Йоду та синтезі гормонів щитоподібної залози, що визначає його роль у виникненні ендемічного зобу.

Враховуючи важливу біологічну роль Мангану, його широко використовують в медичній практиці для лікування ряду захворювань. Так, у вигляді сполук манган (II) хлориду MnCl_2 та манган (II) сульфату

MnSO₄ його застосовують при лікуванні анемії у вагітних; разом із купрум (II) сульфату CuSO₄ та кобальт сульфату CoSO₄ даний елемент назначається при маткових кровотечах. Розчини калій перманганату KMnO₄ в різних концентраціях використовують:

- 0,01-0,1 % - для полоскання та спринцювання (в урології, гінекології), для промивання шлунку при труєннях;
- 0,1-0,5 % - для промивання ран;
- 2,5% - для обробки шкіри при опіках;
- 5% - в якості кровоспинного засобу.

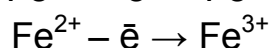
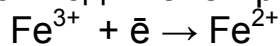
Зазначені розчини володіють антисептичними властивостями, що визначаються високою окисною властивістю Мангану.

Джерелом надходження йонів Мангану в організм людини є продукти рослинного походження: чай, кава, журавлина, різноманітні горіхи, часник, буряк, абрикоси.

ФЕРУМ (Fe). Даний елемент відноситься до групи життєво необхідних. Йони Феруму (II) та Феруму (III) мають важливе значення для життєдіяльності організму людини. Вони необхідні для процесів кровотворення, нормальної діяльності багатьох ферментів, перенесення кисню від легень до тканин, а також електронів у ланцюзі дихання. Загальна кількість Феруму в організмі людини складає близько 5г, що становить 0,04%. Більша частина цього біогенного елемента концентрується в еритроцитах (60-73% у складі гемоглобіну), а також в дихальних ферментах – цитохромах. Добова потреба організму в атомах Феруму – 15-20 мг. Йони Феруму активно приймають участь в окисно-відновних процесах, що протікають в організмі людини, а також в імунобіологічних реакціях, необхідні для процесу росту та кровотворення. Йони Феруму Fe²⁺ та Fe³⁺ входять до складу багатьох ферментів: каталази, пероксидази, цитохромоксидази тощо.

Чотири йони Феруму Fe²⁺ в якості комплексоутворювача є складовими гемоглобіну, зв'язують чотири молекули кисню та сприяють перенесенню його в тканини. Саме на цій властивості йонів Феруму (II) ґрунтується значення гемоглобіну як переносника Оксигену.

Йони Fe²⁺ та Fe³⁺ приймають участь в біологічному окисненні та відновленні, віддаючи чи приєднуючи один електрон:



Нестача в організмі людини йонів Феруму сприяє розвитку залізодефіцитної анемії, уповільнює утворення гемоглобіну. В результаті, транспортування Оксигену до органів та тканин організму припиняється, що спричиняє зниження рівня клітинного дихання, уповільнюється обмін речовин.

Лікарські препарати Феруму широко використовують в медицині у комплексі з іншими мікроелементами (Cu, Co, Mn) в якості проти анемічних засобів. Сіль ферум (III) хлориду FeCl₃·6H₂O застосовується

зовнішньо в якості кровоспинного засобу. Низький гемоглобін є показником нестачі в організмі йонів Феруму. Поповнити вміст організму даним мікроелементом можна за допомогою вживання наступних продуктів: м'ясо, печінка, нирки, язик, гречана крупа, фасоль, горох, шоколад. У цих продуктах кількість Феруму найбільша. У незначних кількостях йони Феруму містяться у м'ясі кур, вареній ковбасі, рибі, ячневій та рисовій крупах, картоплі, кавуні, дині, сливах, гранаті, черешнях, полуниці, малині, смородині чорній. Важливо знати, що продукти, багаті Кальцієм, різко знижують засвоєння Феруму. Тому, щоб підвищити гемоглобін в організмі, необхідно відмовитися від молока і молочних продуктів.

КОБАЛЬТ (Co) відносять до біогенних елементів. Загальний вміст даного елемента в організмі складає 1,2 мг. Більше за все Кобальт концентрується в печінці, нирках, підшлунковій залозі. Добова потреба людини в даному елементі складає приблизно 0,05-0,1 мг.

Біологічне значення Кобальту пов'язано з функціонуванням ферментів, вітамінів, гормонів. Кобальт здійснює вплив на білковий, жировий та вуглеводний обміни та на функції розмноження і росту. Значна частина Кобальту, що міститься в організмі людини, знаходиться у формі комплексної сполуки ціанокобаламіну (жиророзчинний вітамін B₁₂). Тому найбільш важливою біологічною функцією Кобальту в організмі людини є участь у розвитку та формуванні еритроцитів. Дефіцит вітаміну B₁₂ призводить до важкого захворювання – злоякісної анемії.

Кобальт позитивно впливає на обмін вітамінів, на синтез вітаміну PP. Кобальт (II) сульфат CoSO₄ позитивно впливає на засвоєння Кальцію та Фосфору. Кобальт підсилює всмоктування Феруму в кишковоки та бере участь в процесі утворення гемоглобіну.

У медичній практиці використовують декілька препаратів Кобальту: ціанокоболамін (вітамін B₁₂) та коамід (комплексний препарат Кобальту з амідом нікотинової кислоти). Вказані препарати призначають разом із препаратами Феруму при анеміях, захворюваннях печінки, нервових захворюваннях, а також в дерматології при лікуванні захворювань шкіри. Кобальт (II) сульфат використовується при лікуванні анемії, пов'язаних із вагітністю та пологами, а також при маткових кровотечах.

Кобальт міститься в печінці, нирках, в молочнокислих продуктах. Також джерелом Кобальту є вершкове масло, олія соєва, яйця, пророщена пшениця і висівки, гречка, кукурудза. Суттєва кількість Кобальту міститься в чаї і какао.

КУПРУМ (Cu). Даний елемент відноситься до групи життєво необхідних, відіграє виключно важливу біологічну роль у всіх процесах, що протікають в організмі людини. Загальна місткість Купруму в організмі дорослої людини приблизно складає 100 мг. В більшій кількості даний елемент концентрується в печінці. Також міститься в кістках, м'язах,

мозку. Добова потреба дорослої людини в Купруму складає 2-3 мг. Йони Купруму відносяться до біотиків, нестача яких в організмі людини спричиняє значні порушення в обміні речовин.

Йони Купруму впливають на функціонування ферментів, вітамінів, гормонів та інших біологічно активних речовин. Даний елемент підсилює дію інсуліну, гормонів гіпофізу, які стимулюють розвиток і функцію полових залоз. Йони Купруму здійснюють специфічну дію на синтез гемоглобіну та утворення еритроцитів. Крім того, Купрум забезпечує краще всмоктування йонів Феруму в кишковик, подовжуючи термін життя еритроцитів. Йони Купруму прискорюють виведення води з організму, не здійснюючи впливу на виведення хлоридів, а додавання в харчовий раціон купрум сульфату CuSO_4 затримує в організмі йони Кальцію та Фосфору. Таким чином, Купрум впливає на водний та мінеральний обміни. Йони Купруму необхідні для засвоєння Феруму, зокрема, при синтезі цитохром оксидази, яка містить йони Феруму та Купруму. При нестачі даного елемента в організмі людини, порушуються нормальний розвиток сполучної тканини та кровоносних судин.

У медицині лікарські препарати Купруму використовують для лікування багатьох захворювань. Так, широке застосування мають сполуки купрум (II) сульфату CuSO_4 з концентрацією Купруму 0,003-0,25% для підвищення біологічної реактивності організму. Купрум (II) сульфат CuSO_4 разом із манган (II) сульфатом MnSO_4 і кобальт сульфатом CoSO_4 призначають при маткових кровотечах. Сполуки Купруму призначають при отруєннях та опіках. В якості зовнішнього засобу, при запальних процесах шкіри та кон'юнктивітах в дерматології та офтальмології використовують 0,25% водний розчин купрум (II) сульфату.

Міститься Купрум, переважно, в курячих яйцях та коливається в межах від 2,4 мг. Також до продуктів, які містять Купрум, відносять печінку, помідори, горіхи, смородину.

ЦИНК (Zn). Відноситься до групи незамінних мікроелементів. В організмі дорослої людини міститься до 1,8 г Цинку. Концентрується даний елемент, переважно, у м'язах (65%). Решта міститься у плазмі крові, печінці, еритроцитах, молочних залозах, передміхуровій залозі, спермі. Добова потреба в йонах Цинку складає 10-15 мг і збільшується в період росту, розвитку та статевого дозрівання організму, що свідчить про його участь у білковому обміні. Йони Цинку, які вводяться спільно з йонами Магнію в організм людини, ураженої злоякісними новоутвореннями, покращують результати аналізу крові при рентгенотерапії. Йони Цинку беруть участь у жировому обміні. Даний елемент впливає на рівень глюкози в крові, що залежить від стану вуглеводного обміну. Йони Цинку є складовою частиною інсуліну та позитивно впливають на його секрецію. Цинк впливає на мінеральний обмін. При додаванні його в харчування підвищується виділення Фосфору з організму та

зменшується виділення Кальцію. Цинк володіє протипухлинним ефектом по відношенню до вірусного, хімічного та радіаційного канцерогенезу.

Біологічна роль Цинку пояснюється зв'язком із функціонуванням залоз внутрішньої секреції. Доведено, що додавання солей Цинку в їжу сприяє підвищенню якості та кількості потомства у тварин. Йони Цинку є незамінним компонентом 40 металоферментів, що каталізують гідроліз ефірів та білків. Із віком концентрація Цинку в організмі людини різко зменшується. Нестача йонів Цинку усувається через додаткове вживання лікарських препаратів Цинку, що стимулюють роботу залоз внутрішньої секреції та покращують обмінні процеси в організмі людини. Цинк проявляє синергетичну активність при сумісному застосуванні з антиоксидантним вітамінним препаратом токоферолу ацетатом. Застосування сполук Цинку в медицині пов'язано з їх антисептичною дією. Так, слабкий розчин (0,1-0,25%) цинк сульфату ZnSO_4 пригнічує розмноження мікроорганізмів та сприяє протизапальній дії. Також сполуки цинк сульфату використовують в офтальмології та стоматології. Цинк хлорид ZnCl_2 застосовують як антисептичний засіб при виразкових захворюваннях. Цинк (II) оксид ZnO входить до складу присипок та косметичних засобів. Цинкова мазь характеризується протизапальними, адсорбуючими, в'язучими та антисептичними властивостями. **Увага!** У значних концентраціях сполуки Цинку є отрутою. В якості надання першої медичної допомоги при отруті слід викликати блювоту.

МЕРКУРІЙ (Hg). Загальна концентрація даного мікроелементу в організмі людини складає 10^{-5} %. Щоденно з продуктами харчування до організму потрапляє близько 0,02-0,05 мг даного елемента. Концентрується Меркурій переважно в нирках, м'язах та печінці. Йони Меркурію здатні підвищувати імунобіологічну стійкість організму до впливу зовнішнього середовища. Зовнішнє застосування сполук Меркурію викликає протимікробну та слабо подразнюючу дію на тканини. Меркурій є токсичним елементом, тому його застосування потребує обережності. Токсичність даного елемента пов'язана з аглютинацією (злипання) еритроцитів та інгібуванням ферментів (сповільненням протікання ферментативних реакцій).

У медицині лікарські препарати Меркурію застосовуються в якості антисептичних, протипаразитарних, протиспоролітичних, а також сечогінних та проносних засобів.

Меркурій (II) хлорид (сулема) HgCl_2 – отрута. У концентрації 1:1000 використовують для дезінфекції приміщень. Меркурій (II) йодид HgI_2 використовують при лікуванні сифілісу. Меркурій амідохлорид HgNH_2Cl у вигляді мазі має широке застосування в дерматології. Меркурій оксид HgO у вигляді 2% мазі використовується в офтальмології. Меркурій (I) хлорид Hg_2Cl_2 (каломель) в незначних концентраціях застосовується в якості проносного, інколи, жовчогінного та сечогінного засобу.

Увага! Пари ртуті є сильною отрутою. При роботі з нею слід проявляти обережність. Знищують пролиту ртуть пілососом або піпеткою, після цього проводять демеркуризацію спеціальними реактивами (порошок сірки, 20% розчин ферум (III) хлориду 10% розчин калій перманганату, підкислений хлоридною кислотою).

КАДМІЙ (Cd). Масова частка даного елемента в організмі людини складає 10^{-4} %. Добова потреба в даному мікроелементі становить 1-5 мкг. Акумуляються йони Кадмію, переважно, в печінці та нирках. На відміну від йонів Цинку, який є активатором дії ферментів, йони Кадмію є інгібіторами більшості ферментів. Інгібітори – це речовини, які зменшують або блокують активність інших речовин. Солі Кадмію знижують вміст аскорбінової кислоти в органах і тканинах, а також холестерину в крові. Йони Кадмію впливають на вуглеводний обмін. Розчини солей Кадмію, в залежності від концентрації, здатні викликати або подразнюючу, або антисептичну дію.

Кадмій є токсичним елементом, що пов'язано із спорідненістю даного елемента з нуклеїновими кислотами. Приєднання атомів Кадмію до ДНК призводить до порушення її функціонування. Хронічна інтоксикація Кадмієм може порушити мінералізацію кісток. Найбільш важкою формою хронічного отруєння Кадмієм є хвороба ітай-ітай, що спричиняє деформацію скелету, з помітним зменшенням росту та ламкість кісток, навіть при кашлю.

Між Кадмієм та Цинком існує фізіологічний антагонізм, загальна токсичність Кадмієм знижується при додаванні в дієту підвищеної кількості цинк ацетату CH_3COOZn .

Складіть рівняння реакції взаємодії цинк (II) оксиду з ацетатною кислотою CH_3COOH .

У медицині, переважно в стоматології, використовують амальгаму кадмію (розчин кадмію у ртуті) для виготовлення зубних пломб. Із метою проведення досліджень на згортання крові використовують кадмій сульфат CdSO_4 .

Харчовим джерелом Кадмію є морепродукти (особливо мідії, устриці) та злакові.

НІКОЛ (Ni). Добова потреба організму в Ніколу складає 0,63г. В організмі людини біологічна роль даного елемента проявляється в активації ферментів аргінази, карбоксилази, трипсину, лецитину та ін. Доведено специфічну дію йонів Ніколу на фермент уреазу, що каталізує процес розщеплення сечовини на амоніак NH_3 та вуглекислий газ CO_2 .

Медичне застосування мають солі Ніколу, що прискорюють відновлення структурних елементів білків плазми крові. Медичні препарати Ніколу впливають на морфологічний склад крові, збільшуючи при цьому кількість білих та червоних кров'яних тілець. На відміну від Кобальту йони Ніколу не знижують кров'яний тиск. При інфекційних захворюваннях препарати Ніколу сприяють нормалізації гемоглобіну.

З віком вміст йонів Ніколу у крові людини зменшується. Проте, рівень концентрації даного елемента при інфаркті міокарду підвищується вдвічі. Даний показник може бути додатковим критерієм при діагностиці даного захворювання.

Найбільший вміст даного елемента виявлено в печінці, нирках, підшлунковій залозі та у гіпофізі.

Контрольні запитання

1. У складі яких сполук в організмі людини перебувають d-елементи?
2. Зазначте біогенну дію Хрому в організмі людини?
3. Чому сприяє надлишковий вміст Молібдену в організмі людини?
4. З якими продуктами до організму людини потрапляє Манган?
5. Де використовуються в медичній практиці розчини калій перманганату KMnO_4 ?
6. Де в організмі людини концентруються йони Феруму?
7. Завдяки яким продуктам харчування можна поповнити вміст Феруму в організмі людини?
8. Які продукти харчування знижують засвоєння Феруму в організмі людини?
9. Яка біологічна роль Кобальту в організмі людини?
10. На що впливають йони Купруму в організмі людини?
11. У лікуванні яких захворювань використовують лікарські препарати Купруму?
12. Із чим пов'язана біологічна роль Цинку в організмі людини?
13. Із чим пов'язано застосування сполук Цинку в медичній практиці?
14. Яким чином слід знищувати пролиту ртуть?
15. На що впливають йони Кадмію в організмі людини?

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ №2

§ 2. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Усвідомлення змісту параграфу дає змогу:

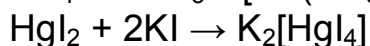
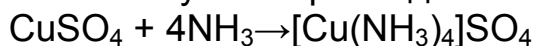
- *описувати* будову комплексних сполук;
- *класифікувати* комплексні сполуки;
- *складати* назву комплексних сполук;
- *розрізняти* ізомери комплексних сполук;
- *визначати* хімічні властивості комплексних сполук
- *застосовувати* знання про комплексні сполуки для пояснення їх біологічної ролі та використання в медицині.

2.1. Склад і будова комплексних сполук

Атоми елементів, що проявляють біогенні властивості, містяться в організмі людини не тільки в йонному стані. Вони можуть перебувати у білокзв'язаному стані, у вигляді неорганічних сполук, у складі органічних сполук тощо. Так, йони s-елементів беруть участь у створенні електролітного середовища організму, визначають процеси всмоктування речовин в органах і тканинах. Йони Ca^{2+} утворюють малорозчинні сполуки, служать основою скелету та хрящів. Йони металів, що легко гідролізують, беруть участь в реакціях ферментативного гідролізу; йони металів, що проявляють змінну валентність регулюють окисно-відновні процеси.

Переважає більшість металів входить до складу організму людини у вигляді *комплексних* або *координаційні* сполук.

Комплексними сполуками називаються *стійкі хімічні сполуки, кристали яких складаються з комплексних груп, утворених внаслідок взаємодії йонів або молекул, здатних самотійно існувати в розчині.* Комплексні сполуки виділені в окремий клас речовин за певними ознаками, а саме: багатоконпонентність; спроможність складових частин до самотійного існування; здатність дисоціювати на складові частини за гетеролітичним механізмом; наявність стійкої просторової структури. Утворення комплексів можна представити як результат взаємодії за донорно-акцепторним механізмом стабільних при звичайних умовах частинок: атомів, йонів або молекул. Наприклад:



Зазначте ступені окиснення елементів в зазначених уках.

Вперше комплексні сполуки були одержані у середині XVIII століття. У цей час було встановлено, що окрім основних валентних зв'язків, характерних для елементів, у комплексних сполуках існують додаткові взаємодії, які неможна пояснити на основі класичного вчення про валентність. Будову і властивості комплексних сполук пояснює

координаційна теорія, яку розробив швейцарський хімік А.Вернер (1893 р.). Суть її полягає в наступному:

1) окрім головних валентностей, у атомів існують додаткові побічні валентності;

2) насичення основних валентностей лежить в основі утворення сполук першого порядку, наприклад, найпростіших бінарних сполук типу HCl , H_2O , NH_3 , CuCl_2 тощо;

3) насичення побічних валентностей лежить в основі утворення сполук вищого порядку, наприклад NH_4Cl , $\text{Fe}(\text{CN})_2 \cdot 4\text{KCN}$, $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ і т.д.

Згідно сучасних уявлень в молекулах комплексних сполук розрізняють:

1. *Внутрішню координаційну сферу*. Вона утворена центральним атомом (комплексоутворювачем), навколо якого знаходяться *ліганди* або *адденти*. Комплексоутворювачем, у переважній більшості, є йон Me^{n+} .

2. *Зовнішню координаційну сферу* утворює сукупність всіх йонів, які не зв'язані з центральним атомом та знаходяться за межами внутрішньої координаційної сфери. Наприклад (мал.7), у комплексних сполуках $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ (I) та $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (II) *центральною атомом*, тобто **комплексоутворювачем**, є йони Zn^{2+} та K^+ відповідно. Вони оточені **лігандами**, або *аддентами* – нейтральними молекулами амоніаку NH_3 у сполуці (I) та ціанід-іонами CN^- у сполуці (II). *Зовнішню координаційну сферу* утворюють йони Cl^- у сполуці (I) та K^+ у сполуці (II), які приєднані до внутрішньої координаційної сфери:



Мал. 7. Будова координаційних сполук (I) та (II)

Відомі комплексні сполуки, що складаються тільки з центрального атома – комплексоутворювача і оточуючих його лігандів та не мають зовнішньої координаційної сфери. Наприклад, нікол карбоніли $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ та ферум карбоніли $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, дихлордіамінплатина $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2 \text{Cl}_2]$ тощо.

В якості лігандів у комплексних сполуках фігурує гідроксильна група OH^- , оксогрупа O^{2-} , аніони кислот, а також полярні молекули різних неорганічних і органічних сполук (H_2O , NH_3 , CO , NO , $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}$) та ін. Заряд комплексного йону (або нейтрального комплексу) представляє суму

зарядів центрального атома (його ступеню окиснення) і зарядів лігандів. Атом метала в карбонілі знаходиться у нульовому ступені окиснення, наприклад: $\text{Pt}^0(\text{CO})_4$.

Комплексоутворювач характеризується *координаційним числом*, яке показує кількість лігандів, що координуються навколо центрального атома. Це кількість хімічних зв'язків, за допомогою яких ліганди сполучаються з комплексоутворювачем. У нашому прикладі (мал.7.) координаційне число дорівнює 4 у першій сполуці та 6 у другій. Зі збільшенням ступеню окиснення центрального атома, збільшується і значення *координаційного числа*, яке, переважно, в два рази більше від валентності *комплексоутворювача* і, в більшості випадків, приймає значення від 1 до 12, найчастіше 2, 4, 6 (табл.8).

Таблиця 8

Взаємозв'язок між зарядом комплексоутворювача та його координаційним числом

Заряд комплексоутворювача	Координаційне число	Приклад сполуки
+1 (Ag^+ , Cu^+)	2	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{K}[\text{Cu}(\text{CN})_2]$
+2 (Cu^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} , Ni^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} , Co^{2+} , Pd^{2+} , Pt^{2+})	4, 6 (рідше)	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
+3 (Cr^{3+} , Co^{3+} , Fe^{3+} , Al^{3+} , Bi^{3+} , V^{3+} , Si^{4+})	6, 4 (рідше)	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$, $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$, $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $\text{K}[\text{BiI}_4]$, $\text{H}[\text{BF}_4]$,
+4 (Pt^{4+} , Pd^{4+} , Zr^{4+} , Hf^{4+})	6, 8 (рідше)	$\text{K}_2[\text{PtBr}_6]$, $\text{H}_2[\text{PdCl}_6]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$, $\text{K}_4[\text{ZrF}_8]$, $\text{Na}_4[\text{HfF}_8]$

Деякі ліганди приєднуються до центрального атома декількома координаційними зв'язками, при цьому, займаючи два і більше число місць. У такому випадку ліганд має **координаційну ємність**, або **дентатність**, що визначається кількістю місць, які займає ліганд у внутрішній координаційній сфері комплексу.

Ліганди поділяють на *моно-*, *бі-*, *три-*, і *полідентантні*. *Монодентантний* ліганд займає одне місце в координаційній сфері комплексу, наприклад, нейтральні молекули H_2O , NH_3 , CO , NO та одновалентні кислотні залишки Cl^- , Br^- , I^- , F^- , CN^- , OH^- , CNS^- . *Бідентантними* лігандами виступають аніони дво- і багато основних кислот – CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ та більшість амінокислот. До *тридентантних* лігандів можна віднести аспарагінову кислоту, до *полідентантних* – деякі амінокарбонові та поліамінокарбонові кислоти. *Полідентантні* органічні ліганди можуть утворювати *циклічні* комплекси. У зв'язку з цим, комплексними сполуками іноді називають молекулярні сполуки визначеного складу. Головним типом таких біополімерів є білки та нуклеїнові кислоти.

Для життєдіяльності людини особливо важливими є комплексні сполуки *d-елементів*: Mn, Fe, Co, Cu, Zn, Mo. Амфотерні *p-елементи* Al,

Sn, Pb також утворюють різні комплекси. Біогенні *s-елементи* Na, K, Ca, Mg можуть утворювати нестійкі комплекси. Таким чином, здатність до комплексоутворення визначається хімічними властивостями елементів. У періодичній системі ця здатність зменшується приблизно в наступному порядку: $f > d > p \gg s$.

Контрольні запитання

1. Що називають комплексними сполуками?
2. Які біогенні елементи, переважно, містяться у складі комплексних сполук?
3. У чому суть координаційної теорії А. Вернера?
4. Зазначте склад комплексних сполук на прикладі $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$?
5. Що таке координаційне число? Що воно визначає?

2.2. Класифікація і номенклатура комплексних сполук

Комплексні сполуки численні й дуже різноманітні за складом і властивостями. У даний час комплекси систематизують у відповідності за зарядом внутрішньої координаційної сфери та природою лігандів, що входять до їх складу:

I. За зарядом внутрішньої координаційної сфери виділяють:

- а) комплексні сполуки з комплексним катіоном: $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$;
- б) комплексні сполуки з комплексним аніоном: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{ClO}_4$, $[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2\text{OH}]\text{NO}_3$;
- в) *електронеутральна* комплексні сполуки: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}_3]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$.

II. За природою лігандів розрізняють:

- а) сполуки, що містять молекулярні ліганди такі, як воду, амоніак, оксид карбону (II):

аквакомплекси – $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{SO}_4$;

аміакати – $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$;

карбоніли – $\text{Fe}(\text{CO})_5$, $\text{Ni}(\text{CO})$.

- б) сполуки, що містять гідроксид-іони OH^- : $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $[\text{Zn}(\text{OH})_4]\text{Cl}_2$;

- в) сполуки, що містять залишки кислот:

ціанідні – $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}[\text{Cu}(\text{CN})_2]$;

галогенідні – $\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$, $\text{H}_2[\text{SiCl}_6]$;

тіоціанатні – $[\text{Cr}(\text{NCS})_6]\text{Cl}_3$, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{NCS})_4]$ та ін.

- г) *змішані комплекси*, що містять ліганди різних класів: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_3]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{C}_{12}]\text{Cl}$.

Для складання назв комплексних сполук використовують певні правила. Комплексні сполуки називають починаючи з катіона. Назву комплексного йона складають так: спочатку в алфавітному порядку зазначають кількість (використовуючи грецькі числівники: ди, три, тетра, пента, гекса і т.д.) і назву кожного негативно зарядженого ліганду із суфіксом «о» (Br^- – бром, Cl^- – хлор, CN^- – ціано, O^{2-} – оксо, OH^- – гідроксо, NO_2^- – нітро, O_2^{2-} – пероксо, NO_3^- – нітрато, SO_4^{2-} – сульфато, S^{2-} –

сульфідо (тіо), CO_3^{2-} – карбонато); потім – кількості і назви нейтральних лігандів (H_2O - аква, NH_3 - амін, CO - карбоніл, N_2H_4 - гідразин, CS - тіокарбоніл, NO - нітрозил тощо). Останнім називають комплексоутворювач та його ступінь окиснення (римськими цифрами після назви комплексоутворювача).

У назвах катіонних і нейтральних комплексних йонів не передбачено спеціальних закінчень, а назви аніонних комплексів мають суфікс – **ат**, що додається до кореня назви центрального атома.

У цілому для складання назви комплексної сполуки необхідно визначити за формулою зовнішню сферу та її заряд, потім заряд комплексного йона, заряди лігандів і ступінь окиснення комплексоутворювача.

Для ілюстрації принципів побудови назв наведемо приклади формул і назв відповідних типів сполук:

1. У сполуках з *комплексними аніонами* спочатку називають катіон, потім перелічують ліганди і вказують центральний атом із закінченням - *ат*:

$\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ - калій гексахлороплатинат (IV);

$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ - натрій тетрагідроксоцинкат (II);

$\text{K}_2[\text{Fe}(\text{NO})(\text{CN})_5]$ - калій пентаціанонітрозилферат (III);

$\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Br}_5]$ - калій пентабромоамінплатинат (IV);

2. В сполуках з *комплексними катіонами* спочатку називають комплексний катіон, а потім – аніон:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{ClO}_4$ - діамінарґентум (I) перхлорат;

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]\text{SO}_4$ - гідроксопентаакваалюміній (III) сульфат;

$[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2\text{OH}]\text{NO}_3$ - гідроксоаквадіамінплатина (II) нітрат;

3. У нейтральних комплексах без зовнішньої сфери центральний атом представляють у називному відмінку, ступінь окиснення центрального атома не вказують, оскільки його однозначно можна визначити з електронейтральності комплексу: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ - трихлоротриамінкобальт; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}_3]$ - трифторотриаквахром.

Комплексні сполуки з неорганічними й органічними лігандами широко застосовують у хімічному аналізі для виявлення та розділення йонів, маскуванню йонів, що заважають розчиненню осадів. Важливою властивістю багатьох комплексних сполук є їхня здатність прискорювати хімічні та біохімічні реакції. Механізм майже всіх каталітичних реакцій ґрунтується на утворенні проміжних активованих комплексів.

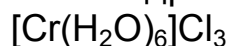
Контрольні запитання

1. Зазначте класифікацію комплексних сполук за зарядом внутрішньої сфери?
2. Зазначте класифікацію комплексних сполук за природою лігандів?
3. Що входить до складу змішаних комплексів?
4. Якими властивостями характеризуються комплексні сполуки?

2.3. Просторова будова та ізомерія комплексних сполук

Комплексним сполукам притаманне явище ізомерії. Відомо кілька типів ізомерії комплексних сполук: сольватна (гідратна), йонізаційна, координаційна, геометрична (*цис-транс*- ізомерія) та оптична.

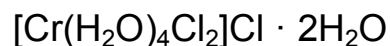
1. *Сольватна*, зокрема *гідратна* ізомерія притаманна речовинам, що мають однаковий склад, але відрізняються розміщенням молекул розчинника (води), які можуть міститися або у внутрішній, або у зовнішній сфері комплексу. Найкраще цей вид ізомерії простежується на прикладі комплексних гідратів Хрому (III):



синьо-фіолетовий



темно-зелений



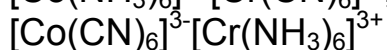
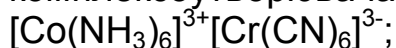
світло-зелений

Дайте назву зазначеним комплексам. Укажіть ступені окиснення елементів в комплексних сполуках.

2. *Йонізаційна ізомерія (метамерія)* пов'язана з різним розподілом йонів у зовнішній і внутрішній сферах комплексної сполуки. Наприклад, метамери: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ і $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4](\text{OH})_2$ і $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2]\text{SO}_4$.

Дайте назву зазначеним комплексам. Укажіть ступені окиснення елементів в комплексних сполуках.

3. *Координаційна ізомерія* характерна для комплексних сполук, у яких катіон та аніон є комплексними, тобто є два атоми комплексоутворювача:



Дайте назву зазначеним комплексам.

4. *Геометрична, або просторова ізомерія* пов'язана з різним розташуванням лігандів навколо центрального атома. Просторова будова комплексних сполук залежить від координаційного числа центрального атома (табл.9).

Таблиця 9

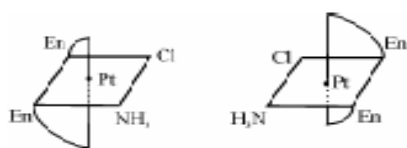
Геометрична конфігурація комплексу залежно від координаційного числа комплексоутворювача

КЧ	Геометрична конфігурація	КЧ	Геометрична конфігурація
2	 лінійна	3	 трикутна

4	 Плоска квадратна тетраедрична	5	 біпіромідальна
6	 октаедрична	8	 кубічна

Найбільш поширеними є парні координаційні числа: 2, 4, 6.

5. *Оптична, або дзеркальна, ізомерія* притаманна сполукам, молекули яких не мають центра і площини симетрії. Так, два оптичні ізомери має комплексна сполука $[\text{Pt}(\text{En})_2\text{ClNH}_3]^{3+}$ (En - етилендіамін) (мал.8):



Мал.8. Дзеркальні ізомери комплексної сполуки $[\text{Pt}(\text{En})_2\text{ClNH}_3]^{3+}$

Оптична ізомерія характерна для різнолігандних або хелатних комплексних сполук, у цьому разі один ізомер є дзеркальним відбитком іншого.

Контрольні запитання

1. Що таке ізомерія?
2. Які типи ізомерії характерні для комплексних сполук?
3. Що характерно для сольватної (гідратної) ізомерії?
4. Із чим пов'язана просторова ізомерія?
5. Який тип ізомерії притаманний хелатним комплексним сполукам?

2.4. Хімічні властивості комплексних сполук

Хімічні властивості комплексних сполук залежать від природи комплексоутворювача, лігандів і, дещо меншою мірою — від природи йонів, розміщених у зовнішній координаційній сфері.

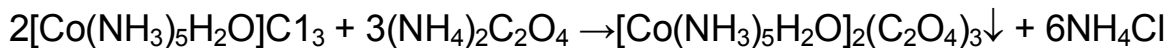
Для комплексних сполук характерні найрізноманітніші перетворення, однак найтипівішими є такі типи реакцій:

- 1) обміну йонів зовнішньої сфери;
- 2) обміну, приєднання або відщеплення лігандів;
- 3) відновлення або окиснення комплексоутворювача;

Розглянемо приклади перелічених реакцій.

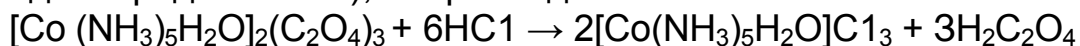
Реакції обміну йонів зовнішньої сфери застосовують як під час добування комплексних сполук, так і в хімічному аналізі. У разі нагрівання водного розчину $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ утворюється суміш сполук, у

тому числі й $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_3$. Виділити останню сполуку із суміші в чистому вигляді важко, тому суміш піддають дії солі щавлевої кислоти $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, внаслідок чого йони Cl^- зовнішньої сфери обмінюються на йони $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$:



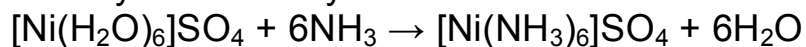
Дайте назву зазначеним комплексам. Вкажіть ступені окиснення елементів в комплексних сполуках.

Малорозчинна комплексна сполука, що утворилася, легко відокремлюється від домішок. Реакціями обміну із сильними кислотами добувають інші комплексні сполуки $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{X}_3$ (де X — однозарядні аніони), наприклад:



Дайте назву зазначеним комплексам. Вкажіть ступені окиснення елементів в комплексних сполуках.

Реакції обміну лігандів. Реакції добування комплексних сполук у розчинах із звичайних солей найчастіше є реакціями обміну координованих молекул розчинника з іншими лігандами. Розглянемо реакцію добування нікол аміакату під дією амоніаку на водний розчин нікол сульфату NiSO_4 . У разі розчинення NiSO_4 у воді йон Ni^{2+} координує молекули води й утворює аквакомплекс $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Під дією амоніаку молекули води у внутрішній координаційній сфері обмінюються на молекули амоніаку:

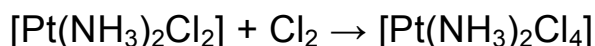


Дайте назву зазначеним комплексам. Вкажіть ступені окиснення елементів в комплексних сполуках.

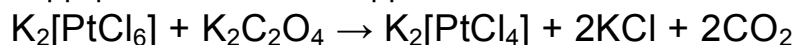
Ця реакція відбувається в кілька стадій, послідовно утворюються комплексні сполуки $[\text{Ni}(\text{NH}_3)(\text{H}_2\text{O})_5]\text{SO}_4$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ і т. д. до $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$.

Дайте назву зазначеним комплексам. Вкажіть ступені окиснення елементів в комплексних сполуках.

Прикладом такої реакції може бути взаємодія дихлордіамінплатина $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ з хлором, внаслідок якої одночасно з процесом приєднання лігандів Cl^- змінюється ступінь окиснення платини від +2 до +4:

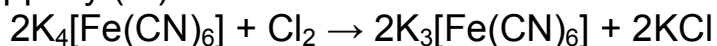


Зворотна реакція — відновлення комплексних сполук платини (IV) — супроводжується відщепленням лігандів:

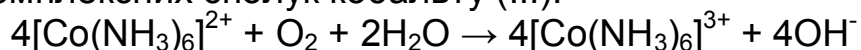


Дайте назву зазначеним комплексам. Вкажіть ступені окиснення елементів в комплексних сполуках.

Реакції відновлення та окиснення комплексоутворювача можуть відбуватися і без зміни оточення лігандів. Такою реакцією є добування калій гексаціаноферрату (III):



або багатьох комплексних сполук кобальту (III):



В обох рівняннях реакції дайте назву зазначеним комплексам. Укажіть ступені окиснення елементів в комплексних сполуках.

Цю реакцію проводять у розчині, який містить йони амонію NH_4^+ для зв'язування гідроксидів йонів OH^- .

Контрольні запитання

1. Від чого залежать хімічні властивості комплексних сполук?
2. Які типи реакцій характерні для комплексних сполук?
3. У чому особливості реакцій комплексоутворення?

2.5. Метало-лігандний гомеостаз. Застосування комплексних сполук у медицині

Комплексні сполуки складають великий та різноманітний клас неорганічних речовин. Багато з них відіграють важливу роль в фізіологічних та біохімічних процесах, що протікають в організмі людини. При цьому, роль метала комплексоутворювача в таких комплексах дуже специфічна. Заміщення його навіть на близький за властивостями біогенний метал призводить до повної втрати фізіологічної активності комплексної сполуки в цілому. Прикладом таких сполук є гемоглобін, міоглобін, цитохроми, кобаламіни (наприклад, вітамін B_{12}), деякі металоферменти. В організмі людини присутні і нестійкі комплекси, що утворюються тільки для виконання певних функцій. Так, більшість ферментів характеризуються каталітичною активністю, але без йона метала існувати не можуть. Відома значна кількість біологічних систем, в структурі яких біометали виконують функції ініціаторів (активаторів) того чи іншого біологічного процесу. В таких біокомплексах метал може заміщуватися на будь-який інший, при цьому фізіологічна активність комплексної сполуки не втрачається.

В організмі людини постійно відбуваються процеси взаємодії біометалів та біолігандів; утворення та руйнування життєвонеобхідних біокомплексів. До складу комплексних сполук, що містяться в організмі, входять, в основному, йони перехідних металів, наприклад, Mn , Co , Fe , V . Для кожного з них характерна своя сукупність рівноважних процесів метал - ліганд, що визначається стійкістю утворених комплексів. Концентрація йонів біогенних елементів в організмі підтримується за рахунок *метало-лігандного гомеостазу*. Фізіологічна функція даного механізму ґрунтується на підтримці постійної концентрації йонів металів. Тобто при зменшенні потрапляння в організм людини того чи іншого мікроелемента, зменшується його виведення з організму, і навпаки. Порушення сумарної рівноваги біоелементів може призвести до патологічних процесів. Наприклад, дефіцит йонів Купруму Cu (I) та

Купруму Cu (II) може спричинити виникнення синдрому Морфана, синдрому Менкеса, хворобу Вільсона-Коновалова, цироз печінки, анемію, тощо. Навпаки, надлишкове надходження вказаних іонів призводить до захворювання суглобів, нирок, легень, печінки. Наприклад, підвищений вміст Калію в крові (гіперкаліємія) спричиняє захворювання серцево-судинної системи, а його дефіцит (гіпокаліємія) призводить до дизфункції міокарду, пошкодження м'язів. Надлишок іонів Кальцію (гіперкальцімія) може викликати напади загальних або місцевих судом (тетанію).

Регуляція *метало-лігандного гомеостазу* в організмі людини здійснюється за допомогою нервової, ендокринної та імунної системи. Комплексонати біогенних d-елементів забезпечують збалансованість мінерального харчування, активізують метаболічні процеси, інтенсифікують ріст і розвиток організму. За інтенсивністю біологічного дії та стимулюючого ефекту в організмі людини d-елементи можна розташувати в наступному порядку: $Ti^{4+} > Fe^{3+} > Cu^{2+} > Fe^{2+}$. Порушення метало-лігандного гомеостазу в організмі людини призводить до порушення процесу обміну речовин; уповільнює активність ферментів; спричиняє зміщення градієнту концентрації іонів в клітинах тощо. У відповідь на дані порушення в організмі створюються штучні системи захисту.

Важливу роль в процесі підтримки *метало-лігандного гомеостазу* організму відіграє *хелатотерапія*. Це спеціальне направлення в медицині, що займається розробкою методів виведення токсичних сполук з організму людини та регуляції метало-лігандного балансу. Препарати комплексних сполук, які при цьому застосовуються, називають *детоксикантами*. Речовини, що усувають наслідки дії отрут на біологічні структури за допомогою відповідних хімічних реакцій називають *антидотами*. Так, все ширше використовують комплекси поліамінополікарбонової кислоти та її натрієві солі при лікуванні гіперкальціємії та декальцинації кісток. Пентацин та тетацин (солі Кальцію) призначають при отруєннях важкими металами та радіонуклідами (йонами Плюмбуму, Кобальту, Ванадію, Феруму, Кадмію, Технецію, Плутонію, Урану); триетилентетрааміногексаоцтову кислоту використовують при отруєнні йонами Плутонію; D-пеніциламін застосовують при лікуванні отруєнь йонами Купруму, Меркурію, Плюмбуму, а також хвороби Вільсона (психічне захворювання, що спричинено порушеннями балансу катіонів Купруму в нервових тканинах). Дефероксамін використовують при лікуванні гемохроматозів, а також при отруєнні йонами Феруму. Тетацин використовують при діагностиці хронічних отруєнь Плюмбумом. Молекули комплексонів, практично не піддаються змінам в біологічному середовищі, що є важливою фармакологічною особливістю.

На сьогоднішній день в лікарській практиці застосовують значну кількість комплексних сполук в якості вітамінів, протимікробних,

протипухлинних препаратів, у профілактиці ряду захворювань та радіаційних уражень. Комплексні сполуки призначають при лікуванні станів, пов'язаних з надлишком чи, навпаки, нестачею йонів металів в організмі людини. Вони представлені як седативні, серцево-судинні, аналгетичні, антимікробні, протівірусні, антисептичні, протиракові, вітамінні тощо.

Контрольні запитання

1. У чому полягає специфічність d-елементів як комплексоутворювачів у комплексних сполуках?
2. Наведіть приклади комплексних сполук, що містяться в організмі людини.
3. За рахунок яких фізіологічних процесів в організмі людини підтримується концентрація йонів біогенних елементів?
4. До чого призводять порушення рівноваги біогенних елементів в організмі людини?
5. Що таке хелатотерапія? Яку роль відіграє дане направлення в медицині?
6. Що таке детоксиканти та антидоти?

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ №3

§ 3. ВЧЕННЯ ПРО РОЗЧИНИ

Усвідомлення змісту параграфа дає змогу:

- *характеризувати* розчин та його компоненти;
- *знати визначення* молярної концентрації та масової частки компоненту; розчинності речовин, осмосу та ізотонічного фізіологічного розчину;
- *застосовувати* для розрахунків властивостей розчинів закони: розчинності Генрі, Дальтона та Сеченова, розподілення – Нернста, осмосу.

3.1. Значення води і водних розчинів у медицині

Розчини – найбільш поширені системи в природі. Всі природні водні ресурси – води світового океану, річок, мінеральні джерела – представляють собою, в основному, розчини солей. Рідини внутрішнього середовища високоорганізованих організмів містять багато органічних і неорганічних речовин в розчиненому стані. Найбільш поширені розчини – це розчини, в яких розчинником є вода. Розчини відіграють значну роль як в промисловості, так і в медицині. Згідно сучасних уявлень, життя виникло в океані, що уявляв собою водний розчин неорганічних та органічних речовин. У ході еволюції живі організми розвивались та змінювались. Багато з них залишили океан та перейшли до наземного способу життя. Однак, вода залишилась основною складовою частиною всіх клітин і тканин живих істот.

Вода – неодмінна складова частина всього живого. Жоден з живих організмів нашої планети не може існувати без води. Із води складаються всі живі рослинні й тваринні істоти: риби - на 75%; медузи - на 99%; картопля - на 76%; яблука - на 85%; помідори - на 90%; огірки - на 95%; кавуни - на 96%. Особливого значення набуває вода в організмі людини. Із віком вміст води в організмі людини змінюється. Так, в ембріоні він становить 97%, у новонародженого – 77%, у зрілому віці – 50-60%. Після 50 років організм починає втрачати воду, якої може містити до 40% від маси тіла. Вміст води в різних частинах тіла становить: кістки - 20-30%; печінка - до 69%; м'яза - до 70%; мозок - до 75%; нирки - до 82%; кров - до 85%. Вода є добрим розчинником. Усі біохімічні реакції, що відбуваються в організмі людини і пов'язані з процесами травлення та засвоєння поживних речовин, здійснюються у водному середовищі. Разом із солями вода бере участь у підтримці найважливішої фізіологічної константи організму – *величини осмотичного тиску*. За рахунок невеликої в'язкості, здатності розчиняти різні хімічні речовини і вступати з ними в неміцні зв'язки, вода є основною складовою крові; виконує транспортні функції. Крім того, вона є основою кислотно-лужної рівноваги в організмі, оскільки проявляє властивості як кислот, так і основ. Усі процеси засвоєння і виділення в організмі також здійснюються у водному середовищі. Без їжі людина може прожити близько 50-ти днів, якщо під час голодування вона буде пити прісну воду, без води вона не проживе й тижня. За даними медичних досліджень при втраті вологи в межах 6-8% від ваги тіла людина впадає в напівнепритомний стан, при втраті 10% - починаються галюцинації, при 12% людина не може відновитися без спеціальної медичної допомоги, а при втраті 20% настає неминуча смерть. В організмі людини вода зволожує кисень для дихання; регулює температуру тіла; допомагає організму засвоювати поживні речовини; захищає життєво важливі органи; змащує суглоби; допомагає перетворити їжу в енергію; бере участь в обміні речовин; сприяє виведенню шлаків з організму. Людина втрачає в день близько 2-3 літрів води. У жарку погоду, при високій вологості, під час занять спортом втрата води зростає. Добова потреба дорослої людини у воді складає 2 - 2,5 літра. Приблизно 40% щоденної потреби організму у воді задовольняється з їжею та напоями, що вживаються. Цікаво дізнатися, що в кашах міститься до 80% води, у хлібі - близько 50%, у м'ясі - 58-67%, в овочах і фруктах - до 90% води, тобто "суха" їжа також містить до 50-60% води. Регулярне споживання води поліпшує мислення й координаційні дії мозку. Людина не повинна обмежувати себе в питті, але набагато корисніше пити часто й потроху. Шкідливо випивати відразу багато рідини, тому що вся рідина всмоктується в кров, і, поки її надлишок не буде виведений з організму нирками, серце одержує зайве навантаження. Таким чином, роль води для людини величезна. Сьогодні кожна людина може створити для себе умови збереження безцінного водного балансу шляхом правильної організації

питного режиму. Вода є дуже стійкою речовиною. Унаслідок нагрівання вона закипає, перетворюючись у пару, яка помітно не розкладається навіть за температури 1 000 °С. Термічна дисоціація води відбувається з великим поглинанням теплоти. Наприклад, за температури 2 000 °С ступінь термічної дисоціації води становить лише 2 %. У разі охолодження пара конденсується і знову перетворюється у воду. Зі зниженням температури вода переходить у лід, який, танучи, знову дає воду. Чиста вода – прозора рідина без смаку і запаху. В тонких шарах морів та океанів вона безбарвна, а в товстих має синій колір. Вода - це єдина сполука на планеті, яка в земних умовах може перебувати одночасно в трьох агрегатних станах: твердому, рідкому та пароподібному. Величезні маси води у вигляді пари переміщуються в атмосфері. Випаровування води відбувається як за високої, так і за низької температур. Тому взимку випаровується сніг (близько 30 %), на морозі висихає білизна тощо. Внаслідок випаровування повітря завжди містить певну кількість водяної пари. Кількість водяної пари, виражена у відсотках щодо максимально можливої її кількості у повітрі за заданої температури, визначає *відносну вологість повітря* за цієї температури. У разі охолодження повітря його відносна вологість збільшується, причому може бути досягнуте насичення повітря водяною парою. Внаслідок цього надлишкова кількість пари конденсується і випадає у вигляді опадів. Важливе значення має також той факт, що у води аномально висока теплоємність (4,18 кДж/(г·К)), яка перевищує теплоємність усіх інших рідких і твердих речовин. Тому в нічний час, а також восени вода охолоджується повільно, а вдень або навесні – так само – повільно нагрівається, виконуючи функцію регулятора температури на Земній кулі.

Контрольні запитання

1. Дайте характеристику фізичним властивостям води. Як впливає наявність водневих зв'язків на хімічні властивості води?
2. Які функції виконує вода в організмі людини?
3. Із чим пов'язані зміни кількості води в організмі людини?
4. Що відбувається в організмі людини при значній втраті води?
5. Зазначте добову потребу у воді. За рахунок чого відбувається поповнення води в організмі людини?

3.2. Загальні відомості про розчини, їх склад і типи

Більшість хімічних процесів в організмі людини протікає при умові, що всі речовини, які приймають в них участь, знаходяться в розчиненому стані. Рідини внутрішнього середовища забезпечують транспорт поживних речовин (жирів, амінокислот, кисню, лікарських препаратів, т.д.) до органів та тканин, а також, виведення з організму метаболітів

(сечовини, вуглекислого газу, т.д.). Хімічний склад деяких фізіологічних рідин зазначений в табл.10.

Таблиця 10

Йонний склад деяких біорідин, ммоль/л

Біорідина	Na ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Cl ⁻	HCO ₃ ⁻	Мас. частка білка, %
Плазма крові	140	5	2,5	105	27	6-8
Піт	75	5	2,5	75	—	—
Сльози	140	5	—	115	20	0,8
Слина	60-100	7-20	1,5-4	60-80	10-20	0,5
Шлунковий сік	20-60	6-7	—	145	—	0,5
Панкреатичний сік	150	7	3	80	80	—
Сеча	150	36	5	160	-	—

Усі біохімічні процеси в організмі тварин і людини відбуваються в розчинах. Розчини різноманітні за властивостями, і лише невелика кількість ознак характерна для всіх розчинів без винятку.

Розчином називається гомогенна система змінного складу з двох або більше компонентів (складових частин) та продуктів їх взаємодії. Найбільш важливим видом розчинів є *рідкі* розчини. Кожний розчин складається з *розчинника* і *розчиненої речовини*. Речовину, яка при розчиненні не змінює свого агрегатного стану, або входить до складу розчину у більшій кількості, називають *розчинником*. Найпоширенішим у природі розчинником є вода. Другим компонентом розчину є розчинена речовина (одна або декілька). Частинками розчиненої речовини є окремі молекули або йони з розміром менше 1 нм, які рівномірно розподілені між молекулами розчинника. За своїми властивостями розчини займають проміжне місце між механічними сумішами і хімічними сполуками. Від суміші розчин відрізняє те, що будь-який його мікроскопічний об'єм, який знаходиться у стані динамічної рівноваги, має однаковий хімічний склад і фізичні властивості, як і вся маса розчину.

Розчини класифікують за різними ознаками. За *агрегатним станом* розчини поділяють на газуваті, рідкі і тверді. Для газуватих розчинів характерний хаотичний рух молекул усіх компонентів, дуже слабка взаємодія між ними і відсутність певної структури. Тому кожний компонент такого розчину зберігає характерні для нього фізичні та хімічні властивості. З огляду на це, газуваті розчини за звичайного тиску можна розглядати як фізичну суміш. Прикладом такого розчину є повітря. Склад сухого атмосферного повітря (у відсотках за об'ємом) такий: азоту - 78,09 %; кисню - 20,95 %; вуглекислого газу - 0,032 % та 0,93 % благородних газів.

До рідких розчинів належать гомогенні суміші газів, рідин і твердих речовин з рідинами. Тверді розчини утворюються при кристалізації твердих розплавів металів. При цьому кристалічну ґратку твердого

розчину утворюють частинки всіх компонентів (атоми, йони, молекули), які утримуються за рахунок міжйонної, міжатомної та міжмолекулярної взаємодій.

За вмістом розчиненої речовини розчини поділяють на *розведені* та *концентровані*. *Розведеним* вважають розчин, у якому вміст розчиненої речовини не перевищує 30%, а у *концентрованому* розчині масова частка розчиненої речовини становить понад 30%. Назви «*концентрований*» і «*розведений*» вказують лише на ступінь розчинності речовини, що міститься в даній кількості розчинника, і не вказують на ступінь його насичення.

Концентрований розчин може бути і насиченим, і ненасиченим. Наприклад, якщо в 100 г води при 100 °С розчинити 200 г калій нітрату KNO_3 , то такий розчин буде досить концентрованим, але ненасиченим, бо для одержання насиченого розчину при цих умовах потрібно розчинити не 200, а 245 г цієї солі. Інший приклад: якщо в 100 г води при звичайній температурі розчинити в одному випадку 0,10 г кальцій гідроксиду $\text{Ca}(\text{OH})_2$, а в другому — 0,16 г, то обидва розчини будуть дуже розбавлені і разом з тим перший з них буде ненасиченим, а другий — насиченим.

За здатністю речовини розчинятись за даних умов у визначеній масі розчинника розчини бувають *ненасиченими*, *насиченими*, *пересиченими*.

Розчин, який містить при даній температурі максимальну кількість розчиненої речовини і знаходиться в рівновазі з надлишком розчиненої речовини, називають *насиченим*. *Ненасиченими* розчинами називають такі розчини, в яких при даній температурі концентрація розчиненої речовини менша, ніж в насиченому розчині. Крім насичених і ненасичених, існують *пересичені* розчини, в яких розчиненої речовини в розчиненому стані більше, ніж потрібно для одержання насиченого розчину. Пересичені розчини дуже нестійкі і досить легко розкладаються з виділенням надлишку розчиненої речовини і утворенням насиченого розчину.

За наявності або відсутності електролітичної дисоціації розчини поділяють на розчини *електролітів* та *неелектролітів*. Розчини *електролітів* дисоціюють на йони солей, кислот, основ (наприклад, розчини калій нітрату KNO_3 , хлоридної кислоти HCl , калій гідроксиду KOH). Речовини-*неелектроліти* практично не дисоціюють у воді. Розчини електролітів та неелектролітів називають *істинними розчинами*. Істинні розчини не мають поверхні розподілу, стійкі, гомогенні. Істинні розчини поділяються на молекулярні та йонні.

Контрольні запитання

1. Який компонент розчину вважають розчинником?
2. Як визначити, яка речовина буде розчинником, а яка розчиненою речовиною, якщо обидві речовини до розчинення перебувають в однаковому агрегатному стані?

3. Поясніть сутність процесу розчинення?
4. Чи можна вважати розчини механічними сумішами? Чому?
5. Який розчин називають насиченим, ненасиченим, пересиченим?
6. Що таке розчинність речовин?

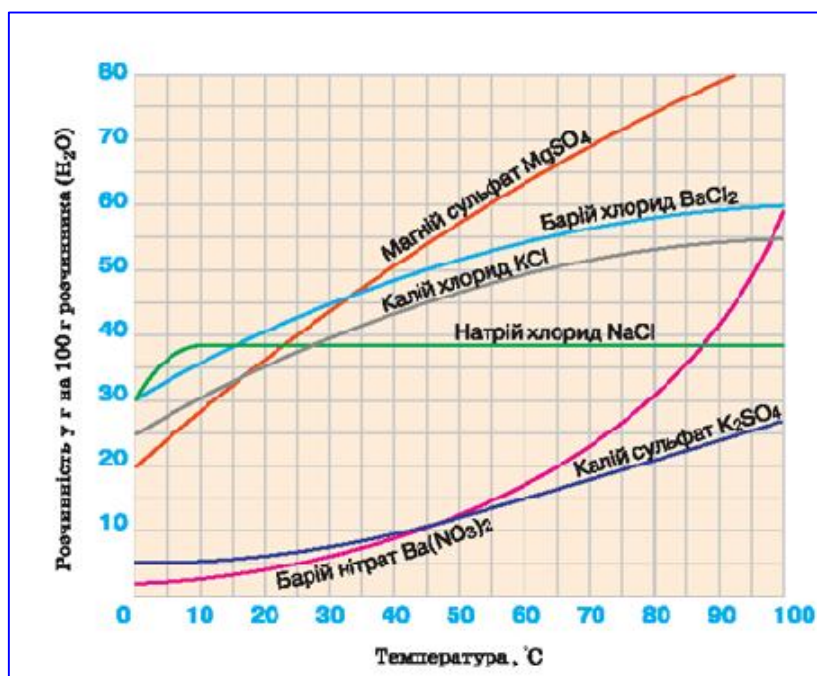
3.3. Механізм процесів розчинення

Біологічна роль розчинності речовин пов'язана зі здатністю їх проходити через біологічні мембрани. У зв'язку з тим, що біохімічні реакції в організмі людини переважно відбуваються у водних розчинах, велике значення має розчинність сполук у воді. *Розчинність речовин* – це здатність розчинятися у тому чи іншому розчиннику. Вона тим більша, чим сильніша взаємодія між компонентами розчину. Розчинність різних сполук у воді змінюється в широких діапазонах. Так, якщо в 100 г розчиняється більше 10 г речовини, то таку речовину прийнято вважати *добре розчинною*; якщо розчиняється менше 1 г речовини – *малорозчинною*; якщо в розчин переходить менше 0,001 г речовини – *практично нерозчинною*. Розчинність може бути виражена в тих одиницях, що і концентрація.

При розчиненні речовини відбувається два процеси: взаємодія розчинника з частинками розчиненої речовини та руйнування структури розчиненої речовини. Раніше існувало дві теорії розчинів: фізична та хімічна. Згідно першій розчини розглядали як механічні суміші, згідно другій – як нестійкі хімічні сполуки частинок розчиненої речовини та розчинника. Хімічна теорія ґрунтується на тому, що під час розчинення між частинками розчиненої речовини і розчинника утворюються нестійкі комплекси - сольвати (якщо розчинником є вода - гідрати). Сучасна теорія розчинів об'єднує фізичну й хімічну точку зору і розглядає розчинення як фізико-хімічний процес взаємодії між частинками різної полярності. Полярними розчинниками є вода, кислоти, спирти, кетони, тощо. До неполярних розчинників відносять бензен, сірководень, хлороформ, етери, тощо. Доказом того, що процес розчинення – це фізико-хімічний процес, в якому відбуваються як фізичні, так і хімічні процеси, є хімічна взаємодія розчинної речовини з розчинником, що супроводжується тепловими ефектами та зміною забарвлення розчину. Таким чином, у відповідності із сучасними уявленнями, розчинення – це фізико-хімічний процес, в якому має місце як фізична, так і хімічна взаємодія.

Розчинність. На розчинність речовин впливають різні чинники: природа речовини і розчинника та умови розчинення (температура, тиск). Так, речовини молекулярної, але не полярної будови добре розчиняються у неполярних або мало полярних розчинниках, погано – у воді. Наприклад, бензен добре розчинний в етері; жири – в етері, бензені, гексані. Речовини йонної природи і речовини, молекули яких є

полярними, добре розчиняються в полярних розчинниках, таких як вода та спирт. Тому справджується твердження алхіміків: «*Similia similibus solventur*» («подібне розчиняється в подібному»). При розчиненні *твердих речовин* у воді об'єм системи практично не змінюється, тому тиск не впливає на розчинність таких речовин. На розчинність твердих речовин впливає температура. Якщо до рівноважної системи тверда речовина + розчинник (насичений розчин) застосувати принцип Ле Шательє, то можна зробити висновок, що в тих випадках, коли процес розчинення є *ендотермічним* (відбувається з виділенням тепла), підвищення температури призводить до збільшення розчинності. Коли розчинення – *екзотермічний* процес (відбувається з поглинанням теплоти), з підвищенням температури розчинність знижується. Залежність розчинення твердих речовин від температури зручно представляти графічно, у вигляді кривих розчинності (мал.9).



Мал.9. Розчинність твердих речовин

Із малюнку видно, що для деяких сполук криві розчинності різко зростають (MgSO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, K_2SO_4 , тощо). Це свідчить, що при підвищенні температури розчинність даних сполук збільшується.

Рідини також можуть розчинятися одна в одній. Деякі з них необмежено розчинні, тобто змішуються в будь-яких пропорціях, наприклад, спирт і вода, інші – взаємно розчиняються до певної межі. Так, якщо перемішати діетиловий етер з водою, то утвориться два шари: верхній – являє собою насичений розчин води в етері, і нижній – насичений розчин етеру у воді. У більшості випадків з підвищенням температури взаємна розчинність рідин збільшується до тих пір, поки не буде досягнута температура, при якій обидві рідини змішуються в будь-яких пропорціях.

Збільшення взаємної розчинності обумовлено *ендотермічністю* процесу розчинення. Температура, при якій обмежена розчинність рідин переходить в необмежену, називають *критичною* температурою розчинності. Так, при температурі $66,4^{\circ}\text{C}$ фенол обмежено розчинний у воді, а вода – обмежено розчинна у фенолі. Температура $66,4^{\circ}\text{C}$ є *критичною* температурою розчинності для системи вода-фенол: починаючи з даної температури обидві рідини необмежено розчинні одна в одній. Взаємна розчинність рідин не супроводжується значними змінами об'єму. Тому розчинність рідин в рідинах практично не залежить від тиску.

Якщо в систему, що складається з двох не змішуваних рідин, ввести третю речовину, яка здатна розчинятися в кожній з цих рідин, то розчинена речовина буде розподілятися між обома рідинами пропорційно своїй розчинності в кожній з них. Це положення було сформульовано Нернстом і відомо як *закон розподілу Нернста*, на основі якого ґрунтується *явище екстракції* – метод вилучення одного з компонентів розчину за допомогою розчинника, що не змішується з розчином. *Екстракцію* широко застосовують у фармакологічній практиці для розділення лікарських препаратів та їх метаболітів, а також для виділення речовини із рідин внутрішнього середовища організму. Слід зазначити, що на основі *закону розподілу* пояснюють проникнення важкорозчинних речовин крізь клітинні мембрани. Так, водонерозчинні неполярні речовини (жирні кислоти, жири, холестерин тощо) проникають у клітину шляхом розчинення у ліпідному шарі мембрани. Вони важко розчиняються у водному середовищі, їх накопичення у ліпідному шарі мембран підлягає закону розподілу.

Розчинення газів у воді представляє *екзотермічний* процес, тому, з підвищенням температури згідно принципу Ле Шательє розчинність газів зменшується. Відомо, що всі рідини внутрішнього середовища організму є водними розчинами електролітів. Розчинність газів у розчинах електролітів вивчав російський лікар-фізіолог І.Сеченов. Він довів, що розчинність газів у розчинах електролітів менша, ніж у чистому розчиннику. У відповідності до *закону Сеченова* неорганічні та органічні сполуки, що містяться в рідинах внутрішнього середовища організму, зокрема в крові, можуть впливати на розчинність газів.

Зміна розчинності газів в крові при зміні тиску може провокувати розвиток важких захворювань. Наприклад, *висотна хвороба* - це порушення функції органів та систем людини, які спровоковані недостатньою оксигенацією крові і тканин у зв'язку зі зниженням парціального тиску кисню у повітрі. Розвивається при підйомах на висоту більше 4000 м. При високогірних сходженнях, де нестача кисню поєднується з інтенсивною фізичною роботою і дією кліматичних факторів, виникає *гірська хвороба*.

Перебіг процесів обміну газів людини з оточуючим середовищем описують закони Генрі, Дальтона і Сеченова.

Знайдіть самостійно визначення вказаних законів. Спробуйте проаналізувати їх математичний вираз.

Так, закон Генрі дозволяє визначити причини виникнення *кесонної хвороби* у представників професій, які по роду своєї діяльності повинні переходити із середовища з підвищеним атмосферним тиском в середовище з пониженим атмосферним тиском. Хворобливий стан, що при цьому виникає, супроводжується запамороченнями, свербінням шкіри, порушенням функціонування серцево-судинної системи та системи дихання. При важких формах це може призвести до паралічу. У період перебування людини в середовищі з пониженим тиском кров і тканини людини насичуються азотом та карбон (II) оксидом, а при переході в середовище з більш низьким тиском відбувається виділення надлишкової кількості розчинених газів, що не встигають дифундувати з крові через легені назовні. Газові пробки, що при цьому утворюються, призводять до закупорки та розриву кровоносних капілярів, накопиченню бульбашок газів в підшкірній жировій клітковині, в кістках, суглобах, кістковому мозку та тканинах нервової системи. При швидкому підйомі водолазів, які перебували на глибині тривалий час, виділення розчинених в крові і тканинах газів, може бути настільки інтенсивним, що здатне спричинити патологічні стани. В зв'язку із цим, такі переходи необхідно здійснювати поступово, протягом тривалого часу під суворим контролем лікаря.

Контрольні запитання

1. Яку біологічне значення закону розподілення Нернста?
2. Чим характеризуються кесонна та висотна хвороби?
3. Що таке концентрація розчину?
4. Які відомі способи вираження концентрації розчинів?
5. У якому співвідношенні треба взяти 30% - розчин пероксиду водню та води для приготування 3% - го розчину?
6. Яке біологічне значення відіграє процес дифузії в організмі людини?
7. Які існують методи виміру осмотичного тиску?
8. Яку роль відіграє явище осмосу в організмі людини?
9. Виходячи із закону І.Сеченова, поясніть розчинність O_2 , N_2 , CO_2 у воді, плазмі та цільній крові.
10. Які розчини називають ізотонічними, гіпотонічними, гіпертонічним?

3.4. Способи вираження кількісного складу розчинів

Важливою характеристикою розчинів є *концентрація*. **Концентрацією** речовини називають розмірну величину, що вимірюється кількістю розчиненої речовини, яка міститься в певній масі або об'ємі розчину або розчинника. Способи вираження *концентрації* залежать від одиниць вимірювання кількості розчину, розчиненої

речовини або розчинника. Розглянемо найважливіші способи вираження кількісного складу розчинів.

Масова частка розчиненої речовини $W(X)$ - це фізична величина, що дорівнює відношенню маси розчиненої речовини (m_B) до загальної маси розчину (m_{p-ny}). *Масова частка* – безрозмірна величина, найчастіше виражається в частках або відсотках (%) та розраховується за формулою:

$$\omega(X) = \frac{m_{(X)}}{m_{(p-ny)}} \cdot 100\%$$

де $m_{(X)}$ – маса даного компонента X (розчиненої речовини), кг (г); $m_{(p-ny)}$ – маса розчину, кг (г).

Для проведення рентгенографії шлунку використовують суспензію барій сульфату $BaSO_4$ певної концентрації діючої речовини. Обчисліть масову частку барій сульфату в суспензії, отриманої шляхом додавання барій сульфату, масою 25г до води, масою 457 г.

Молярна концентрація $C(M)$ – це фізична величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини v_x до об'єму розчину $V_{(p-ny)}$. *Молярну концентрацію* виражають в моль/дм³ та розраховують за формулою:

$$C(M) = \frac{v_x}{V_{(p-ny)}} = \frac{m_x}{M_x V_{(p-ny)}} ,$$

де $v(x)$ – кількість розчиненої речовини системи, моль; $M(x)$ – молярна маса розчиненої речовини, кг/моль або г/моль; $m(x)$ – маса розчиненої речовини, кг або г; $V(p-p)$ – об'єм розчину, дм³. Наприклад запис 0,25M означає, що в 1дм³ розчину міститься 0,25 моль розчиненої речовини.

Для профілактики інфікування новонароджених в медичній практиці застосовується розчин калій перманганату $KMnO_4$. Скільки калій перманганату $KMnO_4$ треба взяти, щоб приготувати 200 мл 0,1M розчину.

Молярна концентрація (C_m) – це фізична величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини v_x до маси розчинника $m_{(p-ka)}$, вираженої в кг:

$$C_m = \frac{v_{(x)}}{m_{(p-ka)}} = \frac{m_x}{M_x \cdot m_{(p-ka)}} ,$$

де v_x – кількість розчиненої речовини x системи, моль; $M_{(x)}$ – молярна маса розчиненої речовини, кг/моль або г/моль; $m_{(x)}$ – маса розчиненої речовини відповідно у кг або г; $m_{(p-ka)}$ – маса розчинника, кг або г.

У хімії використовують поняття *еквіваленту* та *фактору еквівалентності*. **Еквівалентом** називають реальну або умовну частинку речовини x , яка в даній кислотно-основній реакції еквівалентна одному йону Гідрогену або в даній обмінній реакції між солями – одиниці заряду. **Фактором еквівалентності $f_{екв}(x)$** називають число, що

визначає частку реальної частинки речовини x , яка еквівалентна одному йону Гідрогену в даній кислотно-основній реакції, або одному електрона в даній окисно-відновній реакції, або одиниці заряду в даній обмінній реакції між солями. Наприклад, $f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5$; $f_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,5$; $f_{\text{екв}}(\text{I}_2/2\text{I}^-) = 0,5$.

Фактор еквівалентності розраховують за рівнянням:

$$f_{\text{екв}}(x) = 1/Z,$$

де Z – основність кислоти, або кислотність основи; число електронів, що приєднуються або від'єднуються в даній окисно-відновній реакції.

Розрахуйте фактор еквівалентності купрум хлориду CuCl_2 та хлоридної кислоти HCl .

Молярною масою еквівалента речовини x (маса одного молю еквівалента речовини) називають величину, що дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу речовини x :

$$M(1/ZX) = 1/ZM(X)$$

Одиниці виміру *молярної маси еквівалента* – кг/моль, г/моль. *Молярну концентрацію еквівалентів* позначають $c(1/ZX)$. Одиниці виміру – моль/м³, моль/дм³, моль/см³, моль/л, моль/мл. У медичній практиці найчастіше використовують одиницю моль/л. Наприклад, $c(1/5\text{KMnO}_4) = 0,1$ моль/л. Молярну концентрацію еквівалента розраховують за формулою:

$$C(1/2X) = \frac{n(1/2X)}{V_{(p-p)}},$$

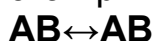
де $n(1/2X)$ – кількість речовини еквівалента, *моль*; $V_{(p-p)}$ – об'єм розчину, дм³.

Контрольні запитання

1. Що визначає концентрація?
2. Які існують способи вираження кількісного складу розчинів?
3. Що таке масова частка розчинної речовини? Які її одиниці вимірювання?
4. За якою формулою розраховують молярну концентрацію?
5. Чим відрізняється молярна концентрація від молярної?
6. Що таке еквівалент речовини?
7. Як розраховується молярна концентрація еквівалента?

3.5. Дифузія та осмос

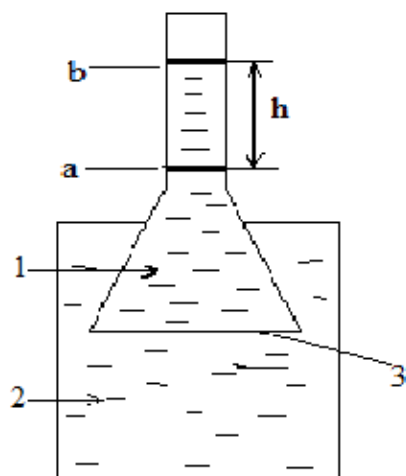
Процес розчинення речовин завжди супроводжується **дифузією** - самочинним вирівнюванням концентрації речовини у розчині, що зумовлене тепловим рухом частинок розчиненої речовини та розчинника. Розчинена речовина при розчиненні рівномірно розподіляється по всій масі (об'єму) розчинника. Цей процес відбувається доти, поки не настане стан рівноваги:



У рідинах внутрішнього середовища організму людини *дифузія* відіграє значущу роль. Так, однією з найважливіших функцій біологічних мембран є регуляція транспорту поживних речовин і продуктів обміну між тканинними рідинами та клітинами, що забезпечується саме завдяки процесу *дифузії*. При цьому, *дифузія* протікає із області більшої концентрації в область меншої. Наприклад, концентрація йонів K^+ всередині еритроцитів приблизно в 35 разів вище, ніж в плазмі крові. Для йонів Na^+ , навпаки, позаклітинна концентрація приблизно в 15 разів вище, ніж всередині клітини. Для підтримки градієнтів концентрації йонів K^+ і Na^+ через плазматичну мембрану йони K^+ повинні постійно транспортуватися із зовнішнього середовища, де їх концентрація вище, всередину клітини, де їх концентрація нижче. Йони Na^+ навпаки, транспортуються із внутрішнього середовища клітин, де концентрація їх вище, у зовнішнє середовище, де концентрація йонів Na^+ нижче.

Процес *дифузії* широко застосовується в медичній практиці, фармацевтичній промисловості, зокрема, для підвищення фільтраційної функції нирок та при виготовленні лікарських речовин. Так, *метод діалізу*, що призначають при лікуванні хронічної ниркової недостатності, заснований на вибірковій дифузії низькомолекулярних речовин через напівпроникну мембрану. При цьому частинки високо-молекулярних сполук не проходять через напівпроникну мембрану. В зв'язку з цим, *метод діалізу* також застосовують при очистці рідин внутрішнього середовища організму від шлаків, зокрема, сечовини, сечової кислоти, білірубину, амінів, надлишку йонів K^+ тощо.

В організмі людини можливе явище з *однобічною дифузією*, коли мембрани живих клітин пропускають одні частинки і не пропускають інші. Односторонній перехід молекул розчинника через напівпроникну мембрану з розчину з меншою концентрацією в розчин з більшою концентрацією, або з розчинника в розчин з певною концентрацією називається **осмосом**. Розглянемо явище *осмосу* на прикладі розчинення цукру у воді (мал.10).



- 1 – розчин цукру у воді
- 2 – розчинник вода
- 3 – напівпроникна перетинка

Мал. 10. Схематичне зображення приладу для дослідження осмосу

У воронку, знизу закриту напівпроникною мембраною, помістили розчин цукру у воді до рівня a (нижня позначка відстані h). Лійку опустили в стакан з водою. Через деякий час спостерігається, що в лійці рівень розчину підніметься до рівня b (верхня позначка відстані h). Отже, відбувається односторонній перехід молекул розчинника (води) із стакана через напівпроникну перетинку в лійку. Тиск, який виникає внаслідок одnobічної дифузії розчинника у розчині, називають *осмотичним тиском*.

З'ясуйте, що називають осмометрією та які прибори використовують для виміру осмотичного тиску.

Внутрішньоклітинний тиск, що виникає в організмі людини, зумовлює тургор клітин, тобто міцність і пружність тканин. Зміни *осмотичного тиску* рідин внутрішнього середовища організму людини можуть бути досить значними. Наприклад, при запальних процесах відбувається розпад білків, як наслідок, збільшується кількість структурних частинок у вогнищі запалення й значно підвищується в ньому осмотичний тиск, який спричиняє виникнення набряків внаслідок локального відтоку води з навколишніх тканин. Кров, лімфа та інші рідини внутрішнього середовища організму людини мають сталий осмотичний тиск, приблизно $8 \cdot 10^5$ Па при температурі 37°C . Такий самий осмотичний тиск має 0,9% розчин натрій хлориду NaCl.

Згадайте, якими властивостями характеризується 0,9% розчин натрій хлориду NaCl.

Розчини, що мають однаковий осмотичний тиск, називають *ізотонічними* або *ізоосмотичними*. Однією з основних вимог до ряду лікарських форм (очні краплі, інфузійні розчини тощо) є їх ізотонічність внутрішньоклітинним рідинам організму людини. У більш розбавлених розчинах (*гіпотонічних*) клітини набрякають і лопаються (*явище лізису*). Наприклад, еритроцити, поміщені в *гіпотонічний* розчин, руйнуються й забарвлюють його в червоний колір (*явище гемолізу*). У концентрованих розчинах (*гіпертонічних*) клітини зморщуються (*явище плазмолізу*). У медичній практиці широко застосовують *гіпертонічні розчини*, наприклад, при лікуванні пацієнтів з артеріальною гіпертензією, яка супроводжується порушенням мозкового кровообігу, для внутрішніх ін'єкцій призначають 40% розчин глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. У хірургії широко застосовують гіпертонічні пов'язки — марлю, змочену в *гіпертонічному* розчині натрій хлориду NaCl накладають на рани, при цьому ранова рідина рухається назовні по марлі, а рана очищується від мікроорганізмів, гною тощо.

Явище *осмосу* покладено в основу розроблення осмотичних терапевтичних систем різних конструкцій із регульованим виділенням лікарських речовин, які знайшли застосування в медицині. За допомогою таких систем можна вводити (перорально чи іншим способом) ліки, які мають протизапальну, судинорозширювальну, жарознижувальну чи іншу

дію. В хімічній промисловості осмос застосовується в мембранних процесах розділення речовин для одержання надчистої води, очищення стічних вод, рідких радіоактивних відходів, опріснювання морської води тощо. У фармацевтичній і мікробіологічній промисловості осмос використовується в технологічному циклі при виробництві та виділенні поверхнево-активних речовин (ПАР), антибіотиків, гормонів, вітамінів, вакцин, ферментів тощо.

Контрольні запитання

1. Яке біологічне значення відіграє процес дифузії в організмі людини?
2. Які існують методи виміру осмотичного тиску?
3. Яку роль відіграє явище осмосу в організмі людини?
4. Виходячи із закону І.Сеченова, поясніть розчинність O_2 , N_2 , CO_2 у воді, плазмі та цільній крові.

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ №4

§ 4. РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Усвідомлення змісту параграфа дає змогу

- *характеризувати* такі поняття, як слабкий і сильний електроліт; кислота, основа, сіль з точки зору електролітичної дисоціації; буферна система і буферна дія; константа та ступінь гідролізу;
- *розрахувати* ступінь та константу йонізації електроліту; показник кислотності рН розчинів кислот, основ, розчинів, що гідролізують, а також буферних розчинів;
- *характеризувати* поняття окисника та відновника;
- *визначати* ступінь окиснення атомів елементів в сполуках;
- *складати* рівняння окисно-відновних реакцій;
- *прогнозувати* напрямлення та зміщення рівноваги в обмінних та окисно-відновних реакціях.

4.1. Розчини електролітів та їх значення в життєдіяльності організмів

Під час розчинення речовини зазнають певних змін. Арреніус С. помітив, що розчини солей, кислот та основ проводять електричний струм, тоді як кристали цих речовин електричного струму не проводять. З'ясувалося і те, що чиста вода, як розчинник, також не проводить електричного струму. Ці властивості пов'язані з *електролітичною дисоціацією* речовин.

Електролітичною дисоціацією називають процес розпаду молекул або кристалів речовин на йони під дією полярних молекул розчинника.

Електролітичній дисоціації піддаються йонні та молекулярні сполуки з полярним типом зв'язку в полярних розчинниках. Таким чином, усі хімічні сполуки за їх здатністю проводити електричний струм поділяють на електроліти та неелектроліти.

Які речовини відносять до класу кислот?

Наведіть формули одноосновних та двоосновних кислот?

З'ясуйте, що спільного в складі всіх кислот, як можна виявити кислоту в розчині?

Які речовини відносяться до лугів, як їх класифікують за розчинністю у воді?

Електроліти - це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Електропровідність обумовлена катіонами та аніонами, які утворюються внаслідок електролітичної дисоціації. **Неелектроліти** - це речовини, які в розчиненому або в розплавленому стані перебувають у вигляді молекул і електричного струму не проводять.

Всі рідини внутрішнього середовища організму людини (сеча, шлунковий сік, секрети залоз, позаклітинна та внутрішньоклітинна рідини тощо) є розчинами електролітів, функція яких різноманітна і неоднозначна.

Як ви вважаєте, чому всі біологічні рідини (сеча, шлунковий сік, секрети залоз тощо) є розчинами електролітів?

Важливою функцією електролітів є їх участь в ферментативних реакціях. Особлива роль в цьому належить йонам Магнію, які необхідні для активзації ферментів. Електроліти приймають участь і в регуляції кислотно-основного стану в організмі. З обміном електролітів тісно пов'язаний водний баланс організму. Сумарна концентрація мінеральних йонів створює величину осмотичного тиску в організмі. Концентрація окремих йонів в рідинах внутрішнього середовища визначає функціональний стан тканин та органів, а також стан проникності біологічних мембран. Для підтримки електролітного балансу та життєдіяльності організм людини повинен отримувати приблизно 130 ммоль Натрію і Хлору, 75 ммоль Калію, 26 ммоль Фосфору, 20 ммоль Кальцію та інших елементів на добу. Оскільки синтез мінеральних йонів в організмі не здійснюється, вони повинні надходити в організм з їжею та питною водою.

Велике значення в організмі людини відіграють мінеральні речовини. Вони входять до складу білків, ферментів, гормонів. Загальна кількість мінеральних речовин становить 4,5% всього тіла, із них 5/6 входить до складу кісток. Мінеральні речовини забезпечують нормальну реалізацію всіх функцій організму. Йони мінеральних речовин підтримують сталість осмотичного тиску. При нормальному функціонуванні організму вміст еквівалентів катіонів в плазмі крові складає в середньому 154 ммоль/л, більша частка припадає на йони Натрію і Калію, Кальцію та Магнію.

Серед аніонів, загальна концентрація яких також складає 154 ммоль/л, більша частка припадає на хлорид- та гідрокарбонат йони, а також багатозарядні йони білків.

Найважливішими для організму людини є йони Калію та Натрію. Вони входять до складу всіх рідин внутрішнього середовища, що містяться в організмі, та приймають участь в широкому спектрі біохімічних реакцій.

Згадайте, яка концентрація йонів K^+ та Na^+ у внутрішньоклітинній та позаклітинній рідинах?

Так, йони Натрію підтримують *осмотичний тиск* позаклітинної рідини, притому, їх дефіцит не може бути компенсований іншими катіонами. Зміна концентрації йонів Натрію в рідинах організму впливає на *осмотичний тиск*. Кількість йонів Натрію в клітинному мікросередовищі впливає на збудливість клітин. Основна кількість йонів Калію (98%) знаходиться всередині клітин у вигляді нестійких сполук з білками, вуглеводами і Фосфором. Концентрація йонів Калію в організмі збільшується при *ацидозі* і знижується при *алкалозі*.

Згадайте, які зміни в організмі людини призводять до порушення кислотно-лужного балансу?

Співвідношення йонів Калію в клітинах і позаклітинному середовищі відіграє найважливішу роль в діяльності серцево-судинної, м'язової і нервової систем, секреторної та моторної функції травного тракту, а також впливає на функції нирок.

Важливу роль відіграють йони Кальцію в процесах згортання крові. Загальний вміст йонів Кальцію в організмі дорослої людини складає приблизно 1050 г, 99% від цієї кількості міститься у складі кісток у вигляді важкорозчинних фосфатів складу $Ca_3(PO_4)_2$. При нестачі в організмі йонів Кальцію в дитячому віці (менше 0,7 г на добу) утворюється хрящоподібна тканина, розвивається рахіт з такими наслідками, як викривлення кісток ніг, рук, грудної клітини, хребту. У крові міститься приблизно 12 ммоль/л йонів Кальцію, а в плазмі крові 4,5-5,7 ммоль/л. Велику роль йони Кальцію відіграють в забезпеченні нормального функціонування нервової, м'язової, та серцево-судинної систем.

Загальна місткість йонів Магнію в організмі дорослої людини складає, у середньому, 28 г, притому 9 г міститься у складі внутрішньої та позаклітинної рідини. Основна роль Магнію ґрунтується в стимулюванні активності ферментів вуглеводного обміну, а також у зниженні збудливості центральної нервової системи. Магній активно впливає на обмін в організмі йонів Калію та Кальцію, при нестачі якого розвивається гіперкалімія. Споживання надмірної кількості сполук Магнію призводить до витіснення йонів Кальцію з кісткової тканини, а нестача йонів Магнію в крові призводить до відкладання важкорозчинних солей Кальцію в нирках, м'язах, серці та на стінках артерій.

У значно менших концентраціях, ніж йонів Натрію, Калію, Магнію та Кальцію у складі рідин внутрішнього середовища організму людини присутні понад 50 йонів інших елементів, більша частина яких знаходиться у формі комплексних сполук. Навіть при незначних концентраціях, більшість з них відіграють значущу роль в процесах обміну речовин та енергії, що безперервно відбуваються в організмі людини.

Для розуміння протікання багатьох фізіологічних процесів необхідно знати певні закономірності, яким підлягають розчини електролітів.

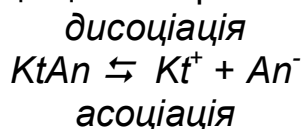
Контрольні запитання

1. Що таке електролітична дисоціація?
2. Які сполуки відносять до електролітів та неелектролітів?
3. Наведіть приклади електролітів в організмі людини.
4. Яку біологічну роль виконують електроліти в організмі людини?
5. Що впливає на величину осмотичного тиску в організмі людини?

4.2. Електролітична дисоціація електролітів

Основи теорії електролітичної дисоціації заклав шведський хімік С.Арреніус (1887). Подальший розвиток ця теорія одержала в працях П.Дебая, Н. Планка, Є. Хюккеля та ін. За основу теорії електролітичної дисоціації взято такі положення:

- 1) електроліти в розчині дисоціюють на йони. В електричному полі позитивно заряджені йони (катіони) рухаються до катода, а негативно заряджені (аніони) – до анода;
- 2) електропровідність розчинів електролітів пропорційна до загальної концентрації йонів у розчині;
- 3) процес електролітичної дисоціації є оборотним:

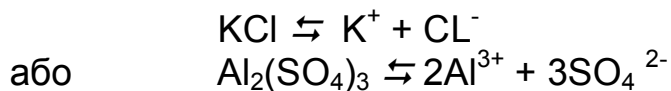


Теорія Арреніуса дала можливість: проводити розрахунки йонної рівноваги розчинів слабких електролітів; визначити поняття кислоти, основ та солей; з'ясувати термохімічні ефекти у розчинах електролітів, а також пояснити гідроліз солей. Однак теорія електролітичної дисоціації підтверджується тільки для слабких електролітів.

Чому теорія електролітичної дисоціації не застосовується до розчинів сильних електролітів?

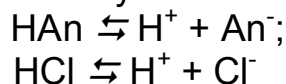
Згідно з сучасними уявленнями, розпад полярних молекул (наприклад, хлоридної кислоти HCl), або йонних кристалів (наприклад, натрій хлориду NaCl) розчиненої речовини на йони відбувається внаслідок їхньої взаємодії з полярними молекулами розчинника.

У процесі дисоціації утворюються вільні йони (катіони та аніони).
Наприклад:



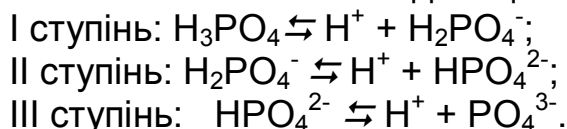
Теорія електролітичної дисоціації добре пояснює властивості кислот та основ та солей.

Згідно теорії електролітичної дисоціації **кислоти** – це сполуки, які при електролітичній дисоціації у водному розчині утворюють йони Гідрогену H^+ та аніони кислотного залишку:



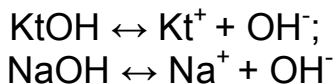
В залежності від числа атомів, що здатні заміщуватися металами, кислоти поділяють на одноосновні (HCl , HNO_3) та багатоосновні: двоосновні (H_2SO_4 , H_2S), трьохосновні (H_3BO_3 , H_3PO_4), чотирьохосновні ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_4SiO_4) та ін.

Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто. Наприклад:



Відповідно електролітичної дисоціації вкажіть продукти дисоціації наступних кислот: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3BO_3 . Дайте їм назву.

Згідно теорії електролітичної дисоціації **основи** – це сполуки, які при електролітичній дисоціації у водному розчині утворюють гідроксид - іон OH^- :



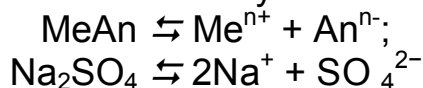
Розчинні у воді основи називають *лугами*.

Згідно електролітичної дисоціації укажіть продукти дисоціації наступних основ: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Co}(\text{OH})_3$. Дайте їм назву.

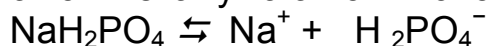
Для водних розчинів основ характерні такі спільні властивості:

- а) взаємодіють з кислотами з утворенням солей;
- б) змінюють колір індикаторів (наприклад, фенолфталеїн стає жовтим);
- в) мають специфічний «мильний» смак.

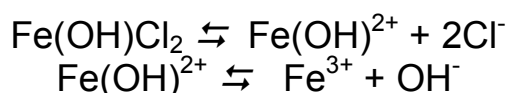
Згідно теорії електролітичної дисоціації **солі** - це сполуки, що у водному розчині утворюють катіони металу й аніони кислотного залишку:



Кислі солі дисоціюють на катіон металу та аніон кислотного залишку:



Основні солі дисоціюють подібно до кислих. За першим ступенем сіль практично повністю розпадається на гідроксокатіони металу та аніони кислотного залишку. Гідроксокатіони, відповідно, здатні незначно дисоціювати на катіони металу та гідроксильні групи:



Кількісно процес електролітичної дисоціації характеризується *ступенем дисоціації* (α) і *константою дисоціації* (K_d).

Згідно електролітичної дисоціації укажіть продукти дисоціації наступних солей: CuSO_4 , NaHCO_3 , KH_2BO_3 . Дайте їм назву.

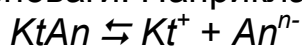
Ступінь дисоціації α - це величина, що дорівнює відношенню концентрації електроліту, що розпався на йони, до його загальної концентрації у розчині, або відношенню числа дисоційованих молекул до загального числа молекул електроліту :

$$\alpha = \frac{C_{\text{дис}}}{C_{\text{заг}}} \text{ або } \alpha = \frac{n}{N},$$

де $C_{\text{дис}}$ і $C_{\text{заг}}$ – відповідно концентрація продисоційованого електроліту і загальна концентрація, моль/л; n – число дисоційованих молекул, N – загальне число молекул електроліту. Ступінь дисоціації виражається у частках або у відсотках. Залежно від ступеня дисоціації, який виявляють сполуки у розведених розчинах, електроліти поділяють на:

- *сильні* ($\alpha > 30\%$);
- *середньої сили* ($3\% < \alpha < 30\%$);
- *слабкі* ($\alpha < 30\%$);

Слабкі електроліти. Оскільки процес дисоціації є оборотним, особливо у випадку слабких електролітів, то для його опису можна застосувати загальні закони рівноваги. Наприклад, для процесу



Вираз константи рівноваги для вказаного рівняння можна записати так:

$$K = \frac{[Kt^{m+}] \cdot [An^{n-}]^n}{[Kt_n An_m]}$$

Цю константу називають *константою йонізації* або *константою дисоціації*.

Константа дисоціації $K_{\text{дис}}$ характеризує здатність речовини розпадатися у розчині на йони. Чим менше значення $K_{\text{дис}}$, тим слабкішим є електроліт, і навпаки, велике значення $K_{\text{дис}}$ свідчить про високу здатність до дисоціації. Важливою ознакою константи дисоціації є те, що вона не залежить від концентрації розчину, а залежить лише від природи розчиненої речовини і розчинника та від температури. Константи дисоціації найпоширеніших кислот та основ, що зустрічаються в медичній практиці наведені в табл.11.

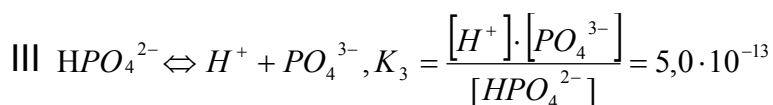
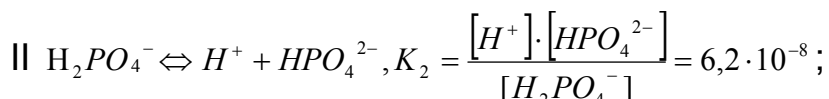
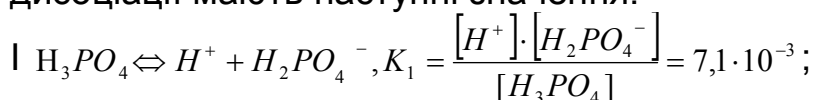
Таблиця 11

Константи електролітичної дисоціації кислот та основ (при 25 °C)

Електроліти	K_d
Кислоти	
Нітритна HNO_2	$4,6 \cdot 10^{-4}$

Продовж. табл. 11	
2-гідроксі пропанова $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$	$1,38 \cdot 10^{-4}$
Фторидна HF	$3,53 \cdot 10^{-4}$
Сульфитна H_2SO_3	$1,7 \cdot 10^{-2}$ (I) $5 \cdot 10^{-6}$ (II)
Сульфідна H_2S	$8,9 \cdot 10^{-8}$ (I) $1,3 \cdot 10^{-13}$ (II)
Ціанідна HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$
Карбонова H_2CO_3	$4,45 \cdot 10^{-7}$ (I) $4,69 \cdot 10^{-11}$ (II)
Етанова CH_3COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$
Ортофосфатна H_3PO_4	$7,52 \cdot 10^{-3}$ (I) $6,31 \cdot 10^{-8}$ (II) $1,26 \cdot 10^{-12}$ (III)
Етандіова HOOCCOOH	$6,5 \cdot 10^{-2}$ (I) $6,1 \cdot 10^{-5}$ (II)
Основи	
Амоніак (р) NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Цинк гідроксид $\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1,5 \cdot 10^{-9}$

Для електролітів, що дисоціюють ступінчасто, кожній стадії дисоціації відповідає своє значення константи дисоціації. Наприклад, для ортофосфатної кислоти H_3PO_4 константи дисоціації на кожній стадії дисоціації мають наступні значення:



Сумарна константа дисоціації для ортофосфатної кислоти H_3PO_4 дорівнює добутку констант дисоціації кожного ступеня дисоціації і приймає значення:

$$K_{\text{заг}} = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 = 7,1 \cdot 10^{-3} \cdot 6,2 \cdot 10^{-8} \cdot 5,0 \cdot 10^{-13} = 2,2 \cdot 10^{-22}$$

Таким чином, загальна константа дисоціації для ортофосфатної кислоти H_3PO_4 дорівнює:

$$K_{\text{заг}} = \frac{[\text{H}^+]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = 2,2 \cdot 10^{-22}$$

Якщо загальна концентрація електроліту становить C , а його ступінь дисоціації α , то рівноважна концентрація недисоційованих молекул дорівнює $(C - \alpha C)$, а концентрація утворених унаслідок дисоціації катіонів і аніонів – αC .

Тоді рівняння константи дисоціації матиме вигляд:

$$K_{\text{дис}} = \frac{(\alpha C)^2}{C - \alpha C} = \frac{\alpha^2 C^2}{C(1 - \alpha)} \quad \text{або} \quad K_{\text{дис}} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}.$$

Це рівняння є математичним виразом **закону розведення Оствальда**, який пов'язує залежність константи дисоціації електроліту від ступеню дисоціації та його концентрації.

У випадку, якщо електроліт дуже слабкий, ступінь дисоціації має невелике значення ($\alpha \rightarrow 0$), яким можна знехтувати, тоді знаменник у вказаному рівнянні $(1 - \alpha) \rightarrow 1$, при цьому закон розведення набуває вигляду:

$$K = \alpha^2 C,$$

Звідки, ступінь дисоціації можна представити, як:

$$\alpha = \sqrt{K / C}.$$

Отже, ступінь дисоціації слабого електроліту зі зменшенням концентрації розчину збільшується, і навпаки, зі збільшенням концентрації розчину зменшується. Закон розведення справедливий тільки для розведених розчинів слабких електролітів. Проте навіть для дуже розведених розчинів сильних електролітів наведене рівняння константи дисоціації застосовувати не можна.

Розрахуйте константу дисоціації для ацетатної кислоти CH_3COOH , використовуючи відомі константи електролітичної дисоціації кислот та основ.

Сильні електроліти. Розчини сильних електролітів за фізико-хімічними властивостями значно відрізняються від розчинів слабких електролітів. Це пов'язано з тим, що в розчинах сильних електролітів йони взаємодіють між собою завдяки значним електростатичним силам, які діють між ними. До сильних електролітів належать сильні кислоти такі, як перхлоратна кислота HClO_4 , нітратна кислота HNO_3 , хлоридна кислота HCl , бромідна кислота HBr , йодидна кислота HI , хлоратна кислота HClO_3 , основи лужних та лужноземельних металів та переважна більшість розчинних у воді солей.

Контрольні запитання

1. Зазначте основні положення теорії електролітичної дисоціації.
2. Дайте визначення кислотам, основам, солям згідно теорії електролітичної дисоціації.
3. Що визначає ступінь дисоціації?
4. Яка особливість слабких електролітів?
5. Що характеризує константа дисоціації?
6. Яку залежність відображує закон розведення Оствальда?
7. Які особливості сильних електролітів?
8. Чи впливає на силу електроліту розведення розчинів?

4.3. Йонний добуток води. Водневий показник pH

Вода – це слабкий електроліт. Процес дисоціації можна представити наступною схемою:



Запишемо константу електролітичної дисоціації для даного рівняння:

$$K_o = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{або} \quad [\text{H}_2\text{O}] \cdot K_o = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

Константа електролітичної дисоціації води H_2O при 25°C дорівнює $1,8 \cdot 10^{-16}$. Концентрація недисоційованих молекул води $[\text{H}_2\text{O}]$ практично дорівнює її молярній концентрації. Молярна концентрація води обчислюється як відношення маси 1 л води (1000 г) до її молярної маси (18 г/моль) і дорівнює 55,56 моль/л:

$$C_{n_{2o}} = \frac{m}{M \cdot V}, \text{ тобто}$$
$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000\text{г}}{18\text{г/моль} \cdot 1\text{л}} = 55,56 \text{ моль/л}$$

Рівняння K_d води приймає вигляд:

$$K_o[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14}$$

Якщо позначити $K_o[\text{H}_2\text{O}]$ K_w , то одержимо:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Величину K_w називають *йонним добутком води*. Концентрація йонів Гідрогену дорівнює концентрації гідроксид-іонів:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

У нейтральному середовищі $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$. Якщо ж до води додати розчин якої-небудь кислоти, то концентрація йонів Гідрогену збільшиться, що призведе до зменшення концентрації гідроксид-іонів, тобто $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, проте добуток концентрацій цих йонів залишиться сталим. Наприклад, у разі додавання до води 0,001 М розчину хлоридної кислоти концентрація йонів Гідрогену буде визначатися загальною концентрацією кислоти, тобто $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ моль/л, а концентрацію гідроксид йонів можна знайти зі співвідношення:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$
$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

У розчинах лугів концентрація йонів Гідрогену значно менша, ніж концентрація гідроксид йонів. Наприклад, у 0,001 М розчині натрій

гідроксиду концентрація гідроксид йонів дорівнює концентрації лугу, тобто $[OH^-] = 10^{-3}$ моль/л, а концентрація йонів Гідрогену:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Проводити розрахунки концентрації йонів Гідрогену та гідроксид йонів через від'ємний ступінь не зручно – дуже малі дробові числа. Тому за пропозицією Серенсена (1909) стали використовувати **водневий показник pH** – від'ємний десятковий логарифм концентрації йонів Гідрогену:

$$pH = -\lg [H^+]$$

Аналогічно виражають концентрацію гідроксо-іонів (**гідроксильний показник**):

$$pOH = -\lg [OH^-]$$

Якщо величину $[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ виразити у логарифмічній формі, одержимо:

$$pH + pOH = 14$$

Отже, величина pH є кількісною мірою кислотності середовища:

- у нейтральному середовищі $pH = 7$;
- у кислому середовищі $pH < 7$;
- у лужному середовищі $pH > 7$.

Найчастіше pH середовища визначають за допомогою *індикаторів* – речовин, що змінюють забарвлення (табл. 12).

Таблиця 12

Найважливіші кислотно-основні індикатори

Індикатор	Середовище		
	кисле	нейтральне	лужне
Метиловий оранжевий	Червоний ($pH < 3,1$)	Оранжевий ($3,1 < pH < 4,4$)	Жовтий ($pH > 4,4$)
Метиловий червоний	Червоний ($pH < 4,2$)	Оранжевий ($4,2 < pH < 6,3$)	Жовтий ($pH > 6,3$)
Фенолфталеїн	Безбарвний ($pH < 8,0$)	Оранжевий ($8,0 < pH < 9,8$)	Жовтий ($pH > 9,8$)
Лакмус	Червоний ($pH < 5$)	Фіолетовий ($5 < pH < 8$)	Синій ($pH > 8$)

Так, *універсальний індикаторний папір* для визначення pH рідин представляє собою паперові смужки з нанесеними на них індикаторами, що змінюють свій колір залежно від pH середовища. Вони зручні і практичні для точного приготування робочих реагентів і контролю за певним рівнем pH.

Кислотно-основні індикатори - це органічні речовини, які здатні змінювати колір в досліджуваному зразку за наявності кислоти чи лугу. До таких індикаторів відносять: лакмус, фенолфталеїн, метиловий оранжевий, метиловий червоний тощо. Одна крапля таких індикаторів дозволяє зробити висновок про pH середовища: кислотне, нейтральне або лужне.

У сучасних лабораторіях для визначення рН рідин використовують електронні прилади - *рН-метри*. У досліджувану рідину занурюють скляний електрод, заряд якого залежить від середовища розчину. Прилад визначає заряд електрода й показує рН досліджуваного розчину. Вимірюваний діапазон може бути як широким (від 0 до 14), так і вузьким (1,7-3,8). Вимірювання значення кислотності можливе з точністю до десятих одиниць значення рН.

Рідини внутрішнього середовища організму (шлунковий сік, кров, слина, сеча тощо) також характеризуються певним значенням рН (табл.13).

Таблиця 13

Значення рН для фізіологічних рідин організму людини

Рідини організму людини	Вірогідне значення рН	Можливі коливання
Шлунковий сік	1,65	0,9-2,0
Сеча	5,8	5,0-6,5
Сік верхнього відділу товстого кишківника	6,1	—
Сік тонкого кишківника	6,51	5,07-7,07
Слина	6,75	5,6-7,9
Жовч міхурова	6,8	5,6-8,0
Сік середнього відділу товстого кишківника	7,05	6,77-7,21
<i>Продовж. табл.13</i>		
Сік нижнього відділу товстого кишківника	7,23	7,16-7,31
Жовч печінкова	7,35	6,2-8,5
Кров (плазма)	7,36	7,25-7,44
Піт	7,4	4,2-7,8
Спинно-мозкова рідина	7,6	7,35-7,80
Сльозна рідина	7,7	7,6-7,8
Панкреатичний сік (сік підшлункової залози)	8,8	8,6-9,0

Для вказаних речовин за їх значенням РН укажіть середовище розчину.

Відхилення від норм значення рН призводить до виникнення патологічних станів, захворювань. Треба враховувати і те, що від певного значення рН середовища залежить фармакологічна дія деяких лікарських препаратів. Зважаючи на це, препарати, що руйнуються під дією кислоти шлункового соку, виготовляють у формі капсул, що розчиняються у слабо лужному середовищі кишкового.

Контрольні запитання

1. Охарактеризуйте процес дисоціації води. Чому, в даному випадку, дорівнює константа електролітичної дисоціації?
2. Визначення йонного добутку води.
3. Як змінюється концентрація йонів Гідрогену розчину при додаванні кислоти або лугу?
4. Що таке водневий показник?

4.4. Гідроліз солей

У клінічній практиці часто доводиться зустрічатися із такими фактами, коли розчини різних солей, що не містять у своєму складі ні йонів Гідрогену, ні гідроксид-іонів, виявляють кислотну, лужну або нейтральну реакцію середовища. Ці факти пояснюються процесом *гідролізу*.

Гідроліз – це обмінна реакція йонів солі з водою, в результаті якої утворюються слабкі електроліти.

Поясніть, чому в медичній практиці не застосовують солі, які гідролізуються у водних розчинах, але широко використовують солі, які не гідролізуються ?

Гідролітичні процеси разом із процесами розчинення відіграють важливу роль в життєдіяльності організму людини. Із ними пов'язана підтримка кислотності крові та тканинних рідин на певному рівні; забезпечення процесів перетравлення в кишковоки. Гідролізу піддаються біологічно активні речовини – білки, полісахариди, нуклеїнові кислоти, ліпіди, при цьому утворюються кислі продукти ($pH < 7$).

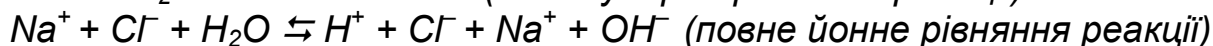
Процес гідролізу має велике значення у фармації. Так, у водних розчинах солі сильних основ та слабких кислот легко гідролізуються, внаслідок чого утворюються малорозчинні сполуки і спричиняють помутніння, що неприпустимо для ін'єкційних розчинів.

Поясніть, чому в медичній практиці не застосовують солі, які гідролізуються у водних розчинах, але широко використовують солі, які не гідролізуються ?

Солі, залежно від сили кислот і основ, що їх утворюють, поділяються на 4 типи:

1. Солі, утворені сильною кислотою і сильною основою гідролізу не піддаються, оскільки внаслідок такої реакції неможливе утворення слабких електролітів. Значення pH розчинів таких солей не змінюється і дорівнює 7. Так, розчини таких солей, як натрій хлориду $NaCl$, калій хлориду KCl , натрій сульфату Na_2SO_4 , барій нітрату $Ba(NO_3)_2$ не гідролізуються.

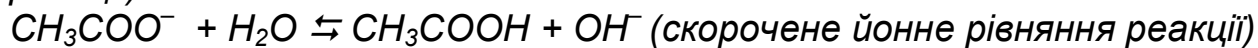
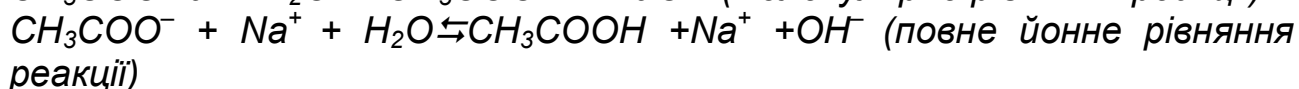
Наприклад:



Який буде колір індикатору фенолфталеїну після перебігу даної реакції?

2. Солі, утворені сильною основою і слабкою кислотою. У солей такого типу гідроліз протікає частково і ступінчасто, якщо йон, що гідролізується має заряд більший від одиниці. При цьому переважаючим (основним) є перший ступінь гідролізу. При гідролізі з водою взаємодіє тільки кислотний залишок (переважно за першим ступенем). Якщо сіль

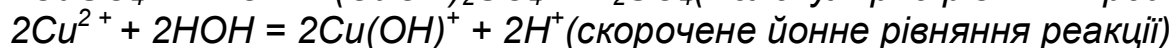
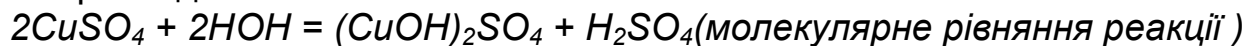
утворена одноосновною слабкою кислотою, то при гідролізі утворюється слабка кислота. До таких солей належать натрій карбонат Na_2CO_3 , натрій ацетат CH_3COONa , калій ціанід KCN , натрій сульфід Na_2S тощо. Наприклад:



Укажіть, яке середовище утвориться при гідролізі даної солі.

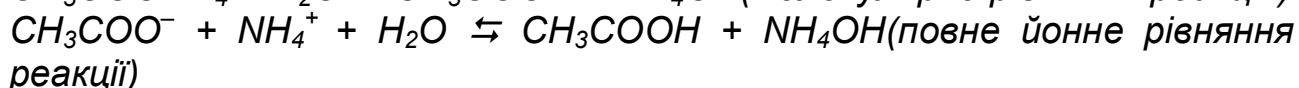
3. Солі, утворені слабкими основами і сильними кислотами. Гідроліз відбувається частково і ступінчасто, але з водою взаємодіє катіон слабкої основи; pH розчинів таких солей < 7 (середовище кисле). Якщо заряд катіона солі більший від одиниці, то внаслідок гідролізу утворюється основна сіль (перший ступінь гідролізу).

Наприклад:



Який буде колір індикатору лакмусу після перебігу вказаної реакції.

4. Солі, утворені слабкими кислотами і слабкими основами. У даному випадку гідроліз проходить практично повністю (з водою взаємодіють катіон і аніон), при цьому утворюються слабкі електроліти: кислоти і основи.



Кількісно здатність до гідролізу оцінюють за *ступенем і константою* гідролізу. **Ступінь гідролізу h** – це відношення концентрації гідролізованої солі до її загальної концентрації:

$$h = \frac{C_{\text{гидр}}}{C_{\text{заг}}}$$

Ступінь гідролізу залежить від природи солі, її концентрації та температури. Гідроліз є оборотним процесом, тому його можна характеризувати **константою рівноваги або константою гідролізу $K_{\text{гидр}}$** .

Для дуже розведених розчинів солей виконується залежність, аналогічна рівнянню Оствальда, яка пов'язує *ступінь гідролізу* з концентрацією і *константою гідролізу*:

$$K_{\text{гидр}} = Ch^2, \text{ звідси } h = \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{C}}$$

Ступінь гідролізу зростає зі зменшенням концентрації солі в розчині. Вплив температури на ступінь гідролізу впливає із принципу Ле Шательє.

Дайте визначення принципу Ле-Шательє. Наведіть приклади застосування.

Із підвищенням температури ступінь гідролізу зростає. Для того, щоб призупинити процес гідролізу, до розчинів солей додають однойменні йони. Даний принцип використовують у фармації, якщо, наприклад, треба зупинити процес гідролізу і продовжити термін зберігання ліків. Отже, для послаблення гідролізу розчини треба зберігати концентрованими і при низьких температурах. Також, послабленню гідролізу сприяє підкислення (у випадку солей, утворених сильною кислотою і слабкою основою) або підлужнення (для солей, утворених сильною основою і слабкою кислотою) розчину.

Контрольні запитання

1. Що таке гідроліз?
2. Яку роль відіграють гідролітичні процеси в організмі людини?
3. Поясніть процес гідролізу для солей, утворених слабкою кислотою та сильною основою.
4. Поясніть процес гідролізу для солей, утворених сильною кислотою і слабкою основою.
5. Від чого залежить ступінь гідролізу?

4.5. Буферні системи

Організм людини постійно намагається підтримувати сталість внутрішнього середовища, забезпечувати виконання різноманітних фізіологічних та біохімічних функцій. У сукупності дані процеси називаються **гомеостазом**. Завдяки **гомеостазу** в кожній рідині внутрішнього середовища організму підтримується оптимальна концентрація йонів Гідрогену, що забезпечує протікання життєво важливих біохімічних процесів. Незначні відхилення концентрації йонів Гідрогену в крові та міжклітинних рідинах відчутно впливають на величину осмотичного тиску, сталість температури, склад біологічних рідин та інші фізіологічні показники. Підтримка постійного рівня рН в організмі людини досягається завдяки фізіологічним системам регулювання (за участю таких органів, як нирки, печінка, легені, кишковик) та фізико-хімічним механізмам (буферним системам).

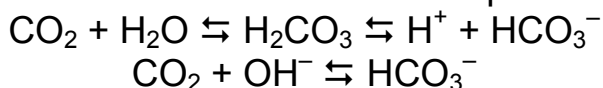
Буферні системи – це розчини, які здатні зберігати постійну концентрацію йонів Гідрогену, тобто значення рН середовища, при додаванні до них невеликих кількостей кислоти чи лугу або при розбавленні їх. За складом буферні розчини поділяють на *основні* та *кислотні*:

- *основний* буферний розчин – це суміш слабкої основи і солі, яка має з основою загальний катіон. Наприклад, аміачний буфер ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$);
- *кислотний* буферний розчин – це суміш слабкої кислоти і солі, яка має з кислотою загальний аніон. Наприклад, ацетатний буфер ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$).

Механізм дії *буферних систем* ґрунтується на їх здатності зв'язувати йони Гідрогену або гідроксильні йони у розчині до тих пір, поки не установиться кислотно-лужна рівновага. Під дією на буферний розчин сильної кислоти або сильної основи змінюється концентрація розчину слабкої кислоти або слабкої основи. Проте рН буферного розчину практично не змінюється. Це пояснюється тим, що слабка кислота або слабка основа взагалі мало дисоціюють, а за наявності однойменних йонів процес дисоціації зменшується. Не змінюється рН буферного розчину й під час розведення, оскільки залежить лише від співвідношення концентрації солі ($C_{\text{солі}}$) та кислоти ($C_{\text{кислоти}}$) і не залежить від ступеня розведення.

Буферний розчин має певну **буферну ємність** – здатність буферного розчину зберігати сталою величину рН у разі додавання до нього розчинів кислот або лугів. Буферна ємність залежить від концентрації компонентів системи та їх співвідношення. Найбільшу буферну ємність мають розчини з однаковою концентрацією компонентів буферної суміші. Організм людини завжди зазнає навантаження надлишку йонів H^+ . Тому підтримка постійного рівня рН у фізіологічних рідинах організму людини здійснюється за допомогою декількох буферних систем. Розглянемо деякі з них.

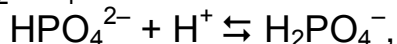
Гідрокарбонатна буферна система складається зі слабкої карбонатної кислоти H_2CO_3 , що утворюється в результаті взаємодії карбон (IV) оксиду (продукту окиснення вуглеводів, ліпідів, білків та жирів) з водою. В результаті встановлюється така рівновага:



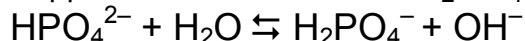
Механізм дії *гідрокарбонатної буферної системи* полягає в тому, що при виділенні в кров значних кількостей кислих продуктів йони Гідрогену H^+ взаємодіють з йонами гідрокарбонату HCO_3^- . Це призводить до утворення малодисоційованої карбонатної кислоти H_2CO_3 . Зниження концентрації вказаної кислоти в організмі людини здійснюється шляхом прискореного виділення вуглекислого газу CO_2 через легені. Якщо в крові збільшується кількість гідроксид-іонів, то вони, взаємодіючи зі слабкою карбонатною кислотою, утворюють йони гідрокарбонату HCO_3^- і воду. При цьому значення рН не змінюється.

Фосфатна буферна система характеризується невеликою буферною ємністю (1% від буферної ємності крові), що пояснюється незначною концентрацією фосфат-іонів у плазмі крові. Хоча в інших тканинах організму ця система є однією з основних. Буферна дія

фосфатної системи основана на зв'язуванні йонів Гідрогену йонами HPO_4^{2-} з утворенням йонів H_2PO_4^- :

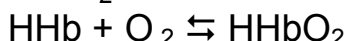
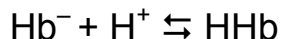


а також зв'язуванні гідроксид-йонів OH^- з йонами H_2PO_4^- ,

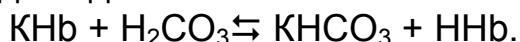


Буферна пара ($\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$) здатна посилювати свою дію при змінах рН в інтервалі від 6,1 до 7,7 і може забезпечувати певну *буферну ємність* внутрішньоклітинної рідини, величина рН якої знаходиться в межах 6,9-7,4. У крові максимальна ємність фосфатного буферу проявляється в діапазоні рН 7,2. *Фосфатний буфер* в крові знаходиться в тісній взаємодії з гідроген карбонатною буферною системою.

Гемоглобінова буферна система. Забезпечує 75% буферної ємності крові і є найпотужнішою. Підтримує рівновагу між йонами гемоглобіну Hb^- та самим гемоглобіном HHb . Гемоглобін, приєднуючи кисень, утворює оксигемоглобін:



Система гемоглобіну і система оксигемоглобіну існують як єдине ціле. Буферні властивості гемоглобіну насамперед обумовлені можливістю взаємодії кислих сполук з калійною сіллю гемоглобіну з утворенням еквівалентної кількості відповідної солі Калію та вільного гемоглобіну:

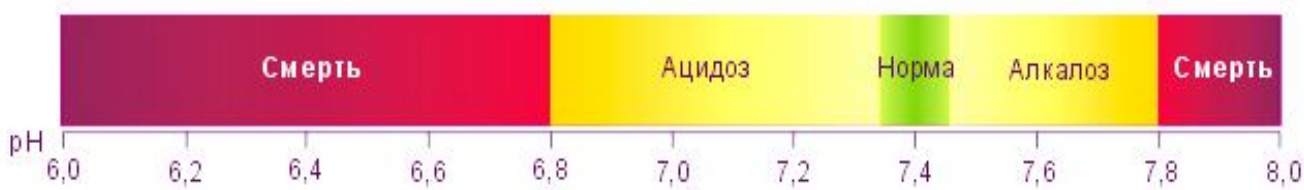


Таким чином, перетворення калійної солі гемоглобіну еритроцитів у вільний HHb з утворенням еквівалентної кількості бікарбонату забезпечує підтримку рН крові в межах фізіологічно допустимих величин, незважаючи на надходження в кров значної кількості карбон (IV) оксиду та інших кислих продуктів обміну.

Білкова буферна система. Білки плазми завдяки здатності амінокислот до йонізації також виконують буферну функцію (близько 7% буферної ємності крові). У кислому середовищі вони зв'язують кислоти. В основному — навпаки, білки реагують як кислоти, зв'язуючи основи. Ці властивості білків визначаються наявністю в їх складі кислотно-основних груп. Білкова буферна система плазми крові ефективна в діапазоні значень рН 7,2-7,4. Всі буферні системи крові та тканинних рідин утворюють єдину взаємопов'язану систему.

При деяких екстремальних і патологічних станах (наприклад, порушення процесів обміну речовин, функцій дихання або кровообігу), або при інтоксикації організму людини (наприклад, внаслідок приймання великої кількості медикаментів) порушуються механізми регулювання кислотно-основної рівноваги. За нормальних умов функціонування організму рН крові, залежно від індивідуальних особливостей людини, коливається у вузьких межах (7,25-7,44). Значення рН крові в нормі дорівнює 7,36. Зміщення кислотно-основної рівноваги крові в напрямку

підвищення концентрації йонів Гідрогену називають *ацидозом*, в напрямку зниження їх концентрації – *алкалозом* (мал.11).



Мал. 11. Можливі стани рН рідин організму

У сучасній клінічній практиці кислотно-лужну рівновагу організму виражають в умовних одиницях ВЕ (від. лат. «бі-ексцес»). Так, при нормальному кислотно-лужному стані організму значення ВЕ = 0.

При значеннях ВЕ від 0 до ± 3 кислотно-лужний стан організму знаходиться в нормі, при $BE = \pm (3-5)$ стан організму вважають стрес-нормальним, при $BE = \pm (6-9)$ – тривожним, при $BE = \pm (10-14)$ – загрозливим, при $BE = \pm 14$ – критичним. Коригування кислотно-лужного стану організму при *алкалозі* здійснюють за допомогою розчину аскорбінової кислоти, при *ацидозі* – використовують розчин натрій гідрокарбонату ($NaHCO_3$ - питна сода).

Контрольні запитання

1. Що таке буферні системи?
2. Що характеризує буферна ємність?
3. Яка буферна система відповідає за підтримку сталості кислотно-основного стану в організмі людини?
4. Дайте характеристику гідрокарбонатної буферної системи.
5. Зазначте принцип дії фосфатної буферної системи.
6. Яке призначення гемоглобінової буферної системи?
7. Які особливості дії білкової буферної системи в організмі людини?
8. В яких діапазонах (за н.у.) коливається значення рН крові людини?
9. Які умовні одиниці використовують для вираження кислотно-лужної рівноваги?
10. За допомогою чого здійснюють коригування кислотно-лужного стану організму?

4.6. Водно-електролітний баланс в організмі людини

Усі біохімічні процеси, що відбуваються в організмі людини, протікають у водному середовищі. Основна роль *водно-електролітного балансу* в організмі людини полягає у підтримці сталості внутрішнього середовища – *гомеостазу*. Так, 40–45% води від загальної кількості знаходиться у внутрішньоклітинній рідині; 20-23% - у позаклітинній.

Поясніть, чому кількість води в організмі людини похилого віку менша, ніж у молодій людини.

Добова потреба у воді для дорослої людини складає 40 г/кг маси тіла. Вода, що міститься в організмі, надходить, переважно, з продуктами харчування та напоями (екзогенна вода). Ендогенна вода в організмі людини утворюється в результаті окиснення білків, жирів, вуглеводів тощо, і складає 10-15% від загальної кількості.

Основними йонами, що підтримують *водно-електролітний* баланс є йони Натрію Na^+ . Баланс йонів Na^+ тісно пов'язаний з обміном йонів Калію, тому процеси регуляції співвідношення концентрації йонів Na^+ та K^+ в організмі людини взаємозалежні.

Згадайте, які біогенні елементи відносять до мікро- та мікроелементів.

Основна маса макроелементів в організмі міститься у формі йонів. Мікроелементи в організмі знаходяться, здебільшого, у складі комплексних сполук, білків та інших органічних молекулах. Стан *водно-електролітного* обміну значною мірою залежить від рівня вживання мінеральних солей та рідин. Порушення *водно-електролітного* обміну в організмі виявляють при багатьох захворюваннях і патологічних станах (недостатність кровообігу, артеріальна гіпертензія, гіпофункція кори надниркової залози, гіпофункція задньої частки гіпофізу, кишкові інфекції, інтоксикації, перегрівання тощо). Так, зменшення об'єму рідини в організмі спричиняє синдром *дегідратації*, в свою чергу, збільшення об'єму рідини – *гіпергідратацію*. Такі процеси призводять до порушення *гомеостазу*. Зазначимо, що організм людини легше переносить гіпергідратацію, ніж дегідратацію. Дегідратація проявляється в різноманітних формах, та має декілька класифікацій. Так, до першого типу, так званого істинного, гіпертонічного чи клітинного, відносяться дегідратації, в основі якої лежить нестача води без значних втрат електролітів. Інший вид – позаклітинна дегідратація – називається гіпотонічною. Вона зумовлена значними втратами електролітів, особливо, йонів Калію. Причинами позаклітинної гіпергідратації може бути надмірне надходження води в організм та її затримка внаслідок порушення виділення рідини та солей нирками (ниркова недостатність чи порушення ниркової регуляції). Контроль водно-електролітного балансу в організмі здійснюється системою вгамовування спраги та гормоном вазопресином. Якщо в організмі зростає об'єм рідини і зменшується осмотичний тиск позаклітинної рідини, то вазопресину виділяється менше і надлишок води виводиться із сечею. Зміна осмотичного тиску рідин організму найчастіше пов'язана з кількістю йонів Натрію в організмі та їх засвоєнням. У відновленні натрієвої рівноваги важливу роль відіграє гормон альдостерон. Наприклад, після споживання солоної їжі концентрація йонів Натрію у крові підвищується, що автоматично спричинює зменшення виділення альдостерону і, як результат, відбувається виділення надлишку йонів Натрію із сечею. І навпаки, якщо в організмі виникає нестача йонів Натрію (наприклад, при інтенсивному потовиділенні), то виділення альдостерону зростає. Внаслідок цього

відбувається зворотне всмоктування йонів Натрію. У кінцевому результаті концентрація йонів Натрію нормалізується.

Кальцієвий обмін підлягає складному гормональному регулюванню, у якому беруть участь такі гормони як паратгормон, кальцитонін і вітамін D₃. Нестача Кальцію в організмі людини може бути спричинена неправильним харчуванням, гіповітамінозом, зменшенням паратгормону або надлишком кальцитоніну.

Таким чином, обмін води та електролітів є складним процесом взаємодії майже всіх систем організму. Порушення водно-сольового обміну викликають значні зрушення у роботі всіх органів та систем, тому вивчення даного питання на сьогодні є актуальною медико-біологічною проблемою.

Контрольні запитання

1. Які сполуки називають електролітами?
2. Яку роль відіграють електроліти в організмі людини?
3. В чому полягає сутність теорії електролітичної дисоціації?
4. Як визначити сильні та слабкі електроліти?
5. Зазначте сполуки, які не відносяться до електролітів:
6. а) CH_3COONa ; б) HNO_3 ; в) NaHSO_4 ; г) K_2CrO_4 ; д) FeSO_4 ; ж) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$; з) P_2O_5 ;
7. Які йони біогенних елементів входять до складу внутрішньо- та позаклітинної рідини?
8. Дайте визначення кислотам, основам та солям з точки зору електролітичної дисоціації?
9. Вкажіть біологічну роль йонів Магнію та Кальцію в організмі людини.
10. Яка роль водно-електролітичного балансу в організмі людини?

4.7. Теорія окисно-відновних реакцій

Окисно-відновні реакції (ОВР) – це найпоширеніший тип хімічних реакцій, що відбувається в природі. Цей тип реакцій є основним при утворенні складних речовин із простих в біологічних процесах. Окисно-відновні реакції лежать в основі колообігу хімічних елементів у природі, є основою життєдіяльності, обміну речовин і диханні в живих організмах, забезпечують процес фотосинтезу в зелених рослинах. Важливу роль дані процеси відіграють в хімічній, харчовій, медичній та фармацевтичній промисловості. Окисно-відновні процеси використовуються у комплексі заходів з охорони навколишнього середовища.

Таким чином, особливість окисно-відновних реакцій, їх практична значущість є умовою необхідності більш детального ознайомлення з ними.

Окисно-відновними реакціями називають реакції, в яких відбувається зміна ступеня окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин. **Ступінь окиснення** – це умовний заряд, якого набув би атом у речовині, якби спільні електронні пари повністю змістилися до

більш електронегативного атома. Ступінь окиснення атома позначають арабською цифрою зі знаком «+» або «-» над символом елемента.

Значення та знак *ступеня окиснення* атомів у сполуках визначають за такими правилами:

- ступінь окиснення Оксигену у сполуках дорівнює -2; винятком, де Оксиген має ступінь окиснення -1, є пероксиди: $H_2\overset{-1}{O}_2$; $Na_2\overset{-1}{O}_2$; надоксиди $K\overset{-1/2}{O}_2$; озоніди $K\overset{-1/3}{O}_3$ та флуориди Оксигену $\overset{+2}{O}\overset{-1}{F}_2$, $\overset{+1}{O}\overset{-1}{F}_2$;

- Гідроген у сполуках має ступінь окиснення +1, крім гідридів металічних елементів: $Na\overset{+1}{H}$, $Ca\overset{+2}{H}_2$ тощо;

- Флуор, як найбільш електронегативний елемент, в усіх сполуках має ступінь окиснення -1;

- ступінь окиснення лужних металів у всіх сполуках дорівнює +1, а лужноземельних +2;

- ступінь окиснення елемента у простих речовинах дорівнює 0;

- найвищий ступінь окиснення елемента відповідає номеру групи, до якої належить цей елемент. Винятками є Флуор, Оксиген, елементи восьмої групи (крім Ксенону, Осмію та Рутенію), найвищий ступінь окиснення яких менший від номера групи. Для елементів підгрупи Купруму найвищий ступінь окиснення більший від номера групи. Наприклад, визначимо ступінь окиснення карбону в CO, CO₂, CH₄, C₂H₆, C₂H₅OH. Позначимо ступінь окиснення карбону через x, тоді:

$$CO \quad x + (-2) = 0 \quad x = +2$$

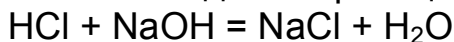
$$CO_2 \quad x + 2(-2) = 0 \quad x = +4$$

$$CH_4 \quad x + 4 \cdot (+1) = 0 \quad x = -4$$

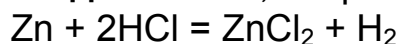
$$C_2H_6 \quad 2x + 6 \cdot (+1) = 0 \quad x = -3$$

$$C_2H_5OH \quad 2x + 6 \cdot (+1) + (-2) = 0 \quad x = -2$$

За зміною ступеня окиснення елементів, які є у складі вихідних речовин та продуктів реакції, хімічні реакції можна розділити на дві групи. До першої групи належать реакції, що відбуваються без зміни ступеня окиснення елементів. Це реакції подвійного обміну, комплексоутворення, деякі реакції розкладу, реакції ізомеризації, полімеризації тощо. Наприклад, до першої групи можна віднести реакцію нейтралізації:



Друга група - це реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення елементів речовин, які реагують, та продуктів реакції. Такі реакції називають **окисно-відновними**, наприклад:



Визначить ступінь окиснення елементів, що входить до складу реагуючих речовин.

Окиснення - це процес, за якого атоми віддають електрони, а **відновлення** - це процес, за якого атоми приєднують електрони. Процеси віддавання і приєднання електронів відбуваються одночасно: у цьому разі одні сполуки окиснюються, а інші відновлюються. Речовини, у

складі яких є атоми, що віддають електрони, називають *відновниками*, а реагенти, що приймають електрони - *окисниками*. *Окисник*, приймаючи електрони, відновлюється, а *відновник* окиснюється. Кількість електронів, які приймає окисник, дорівнює кількості електронів, які віддає відновник. Процес *окиснення* супроводжується збільшенням ступеня окиснення, а процес *відновлення* - зменшенням.

Про *окисно-відновні* властивості атомів та сполук, що їх містять, можна судити на основі Періодичної системи елементів Д.І.Менделєєва. Відомо, що за номером групи можна визначити як найнижчий так і найвищий ступінь окиснення. Наприклад, елемент Сульфур знаходиться у шостій групі Періодичної системи. Номер групи показує, що атом Сульфуру має найвищий ступінь окиснення +6, а найнижчий -2. Відомі також сполуки, як сульфатна кислота H_2SO_4 та її солі, в яких атом сірки має проміжний ступінь окиснення +4. Атоми в проміжному ступені окиснення можуть бути як *окисниками* так і *відновниками* одночасно.

До найважливіших *відновників* належать: метали, Гідроген, вугілля, CO , H_2S , SO_2 , H_2SO_3 , HI , HBr , HCl , ZnCl_2 , MnSO_4 , CrCl_3 , NH_3 , N_2H_4 , NO , H_3PO_3 , альдегіди, спирти, мурашина та щавлева кислоти, глюкоза.

Визначить ступінь окиснення елементів, що входять до складу речовин.

До найактивніших *окисників* відносять: KMnO_4 , K_2CrO_4 , O_2 , O_3 , H_2SO_3 (конц), H_2O_2 , HNO_3 , Ag_2O , PbO_2 , галогени, йони Au^{3+} , Ag^+ , $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$, гіпохлорити NaClO , царська горілка.

Визначить ступінь окиснення елементів, що входять до складу речовин.

4.8. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

Правильно складене рівняння реакції є виразом закону збереження маси речовини. Це означає, що число одних і тих самих атомів у вихідних речовинах та продуктах реакції повинно бути однаковим. Мають зберігатися і заряди: сума зарядів вихідних речовин завжди повинна дорівнювати сумі зарядів продуктів реакції.

При складанні рівнянь необхідно додержуватись певного порядку:

1. проставити над елементами у речовинах ступені окиснення і визначити, що є окисником, а що – відновником. Якщо у рівнянні відсутня права частина, тобто не записані продукти реакції, треба їх дописати, виходячи із можливих варіантів зміни ступенів окиснення окисника і відновника;
2. скласти схему йонно-електронного балансу, тобто виписати елементи окисника і відновника і написати напівреакції їх окиснення і відновлення;
3. знайти найменше спільне кратне число електронів, що приймають участь в окисно-відновному процесі, та визначити коефіцієнти, які повинні стояти у рівнянні перед речовинами, що змінили ступені окиснення;
4. підібрати коефіцієнти для речовин, в яких не відбулося змін ступеня окиснення;

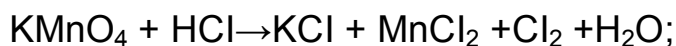
5. перевірити правильність запису рівняння, підрахувавши кількість атомів у лівій та правій частинах рівняння - вони повинні бути однаковими.

Найчастіше при складанні ОВР використовують *метод електронного балансу* та *йонно-електронний метод* (або метод напівреакцій). Вказані методи ґрунтуються на положенні, що в окисно-відновних процесах загальна кількість електронів, які віддає відновник, дорівнює загальній кількості електронів, які приєднує окисник.

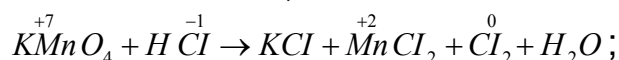
При складанні рівнянь окисно-відновних процесів найчастіше використовується метод електронного балансу, що полягає у визначенні кількості електронів, які переміщуються від відновника до окисника і зрівнянні їх загальної кількості.

Розглянемо послідовність етапів складання рівнянь за *методом електронного балансу*:

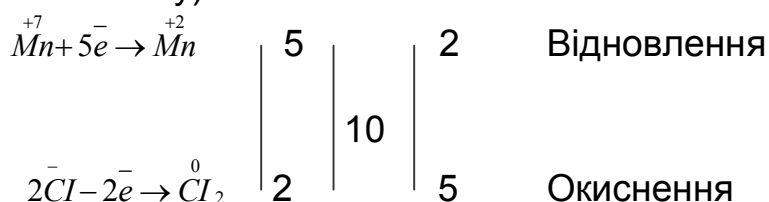
1. Записують у молекулярному вигляді вихідні речовини і продукти реакції. Наприклад:



2. Зазначають ступені окиснення атомів, які їх змінили:



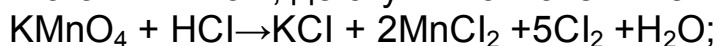
3. Записують електронні рівняння процесів окиснення і відновлення (баланс електронного обміну):



Із урахуванням того, що кількість відданих відновником електронів повинна дорівнювати кількості електронів, приєднаних окисником, знаходять спільний множник для двох електронно-йонних рівнянь. Ці множники підбирають за правилом знаходження найменшого спільного кратного. У нашому прикладі таким спільним множником буде 10. Отже, множники 2 і 5 є коефіцієнтами відповідно, біля йонів Мангану і Хлору в рівнянні окисно-відновної реакції.

Якщо біля атома елемента є індекс (наприклад, хлор Cl_2), то його враховують, і коефіцієнт ставлять спочатку перед цією речовиною.

Якщо один і той же елемент і змінює, і не змінює ступінь окиснення, то спочатку коефіцієнт ставлять там, де ступінь окиснення змінився:

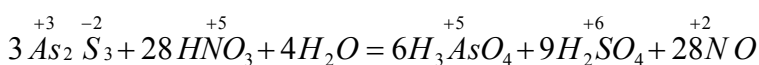
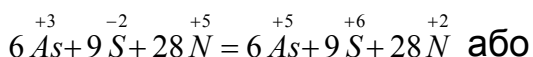
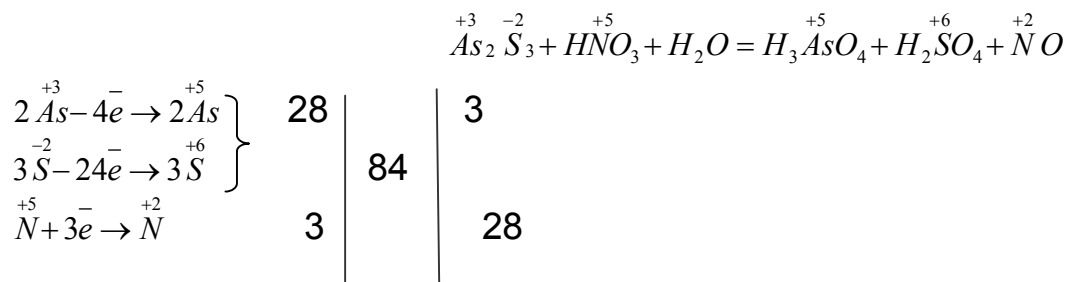


4. Урівнюють кількість атомів металів, неметалів, кислотних залишків, Гідрогену, які не змінили ступеня окиснення; стрілку в рівняння замінюють на знак рівності:



5. Правильність підбору коефіцієнтів перевіряють за кількістю атомів Оксигену: $2 \cdot 4 = 8$.

У тих випадках, коли кількість елементів, що змінюють ступінь окиснення більше, ніж 2, визначають загальну кількість електронів, яку віддав відновник, чи загальну кількість електронів, яку приймає окисник, і надалі продовжують аналогічно. Наприклад:



Йонно-електронний метод, або метод напівреакцій, відображає сутність ОВР, які відбуваються у розчинах електролітів і ґрунтуються на складанні напівреакцій процесів *окиснення й відновлення* з наступним підсумовуванням їх у загальне окисно-відновне рівняння. У разі складання рівнянь цим методом необхідно пам'ятати наступні правила:

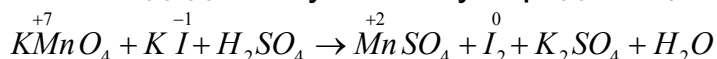
1. Записують в йонному вигляді відновник, окисник та продукти їх окиснення та відновлення. Сильні електроліти записують у вигляді йонів, наприклад, SO_4^{2-} , NO_3^- , NO_2^- , SO_3^{2-} , ClO_4^- , Cl^- , Fe^{3+} . Слабкі електроліти, осадки та гази, позначають у вигляді молекул: H_2O , SO_2 , SO_3 , CO_2 , NH_3 , H_2 , NO_2 , Fe_2O_3 , Ag_2O , Cu_2S ;

2. Якщо вихідна речовина містить більше атомів Оксигену, ніж продукти реакції, то вивільнений Оксиген зв'язується в кислих розчинах йонами Гідрогену H^+ з утворенням води, а в нейтральних та лужних – у гідроксид-іони;

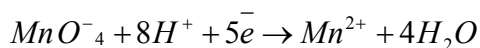
3. Якщо вихідна речовина містить менше атомів Оксигену, ніж продукт реакції, то їхня нестача компенсується в кислих та нейтральних розчинах молекулами води, а лужних – гідроксид йонами;

4. Сумарна кількість та знак електричних зарядів у лівій і правій частині рівняння мають бути однаковими;

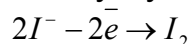
5. У разі підсумовування йонно-електронних рівнянь можна переносити члени рівняння з одного боку в інший, додавати однакові доданки в кожен частину рівняння. Наприклад, розглянемо реакцію взаємодії калій перманганату $KMnO_4$ з калій йодидом KI у кислому середовищі:



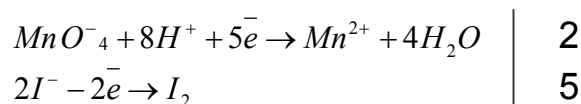
Запишемо окисно-відновне рівняння в скороченій йонно-молекулярній формі, відображаючи сильні електроліти у вигляді йонів, а слабкі – у вигляді молекул. Ті йони, що не змінюють ступінь окиснення, не зазначають:



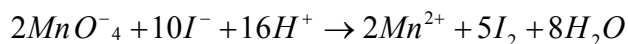
Напівреакція окиснення йодид-іона до йоду буде такою:



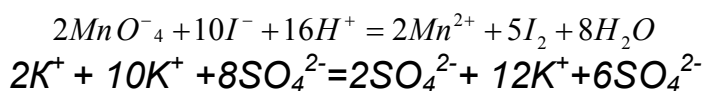
Щоби зрівняти кількість електронів, які беруть участь у напівреакціях окиснення та відновлення, потрібно напівреакцію окиснення помножити на 5, а напівреакцію відновлення на 2:



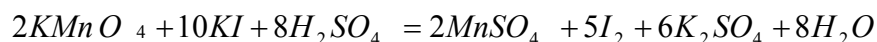
Підсумувавши почленно ці напівреакції, одержимо



Якщо рівняння реакції складене правильно, то сумарний заряд усіх йонів у правій та лівій частинах рівняння повинен бути однаковим. Для написання молекулярного рівняння в лівій частині до кожного катіона та аніона підбирають відповідні аніони та катіони, а потім записують ці ж йони в такій же кількості у праву частину рівняння:



Після об'єднання цих йонів у молекули отримують молекулярне рівняння:

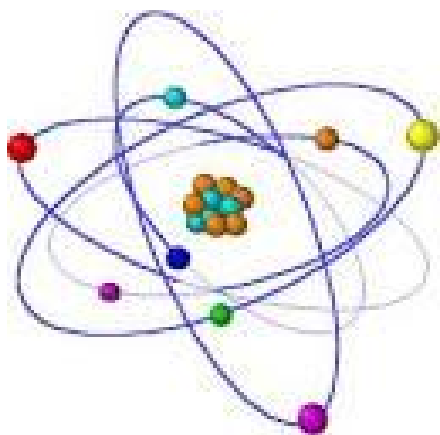


Визначте ступінь окиснення елементів, що входить до складу речовин.

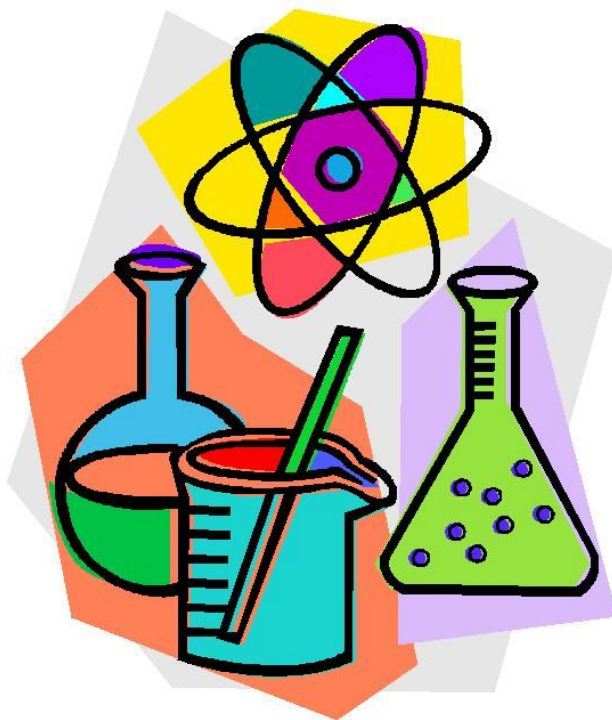
Якщо порівнювати ці методи, то перевагу треба віддати методу напівреакцій, оскільки в ньому використовують не гіпотетичні йони, а лише ті йони чи речовини, які реально існують.

Контрольні запитання

1. У чому відмінність окисно-відновних реакцій від обмінних реакцій?
2. Чим пояснюється зміна ступеню окиснення елементу в окисно-відновних реакціях?
3. Що таке процеси окиснення та відновлення?
4. Чому процеси окиснення та відновлення повинні протікати одночасно?
5. Що називається окисником, що – відновником?
6. Визначте ступінь окиснення елементів в наступних сполуках: H_2SO_4 , KNO_3 , H_2SO_3 , H_2S , $FeSO_4$, $CaSiO_3$.



ДОДАТКИ



Електронегативність хімічних елементів

№	Елемент	X	№	Елемент	X	№	Елемент	X
1	H	2,20	33	As	2,18	65	Tb	–
2	He	–	34	Se	2,55	66	Dy	1,22
3	Li	0,98	35	Br	2,96	67	Ho	1,23
4	Be	1,57	36	Kr	–	68	Er	1,24
5	B	2,04	37	Rb	0,82	69	Tm	1,25
6	C	2,55	38	Sr	0,95	70	Yb	–
7	N	3,04	39	Y	1,22	71	Lu	1,0
8	O	3,44	40	Zr	1,33	72	Hf	1,3
9	F	3,98	41	Nb	1,6	73	Ta	1,5
10	Ne	–	42	Mo	2,16	74	W	1,7
11	Na	0,93	43	Te	2,10	75	Re	1,9
12	Mg	1,31	44	Ru	2,2	76	Os	2,2
13	Al	1,61	45	Rh	2,28	77	Ir	2,2
14	Si	1,90	46	Pd	2,20	78	Pt	2,2
15	P	2,19	47	Ag	1,93	79	Au	2,4
16	S	2,58	48	Cd	1,69	80	Hg	1,9
17	Cl	3,16	49	In	1,78	81	Tl	1,8
18	Ar	–	50	Sn	1,96	82	Pb	1,8
19	K	0,82	51	Sb	2,05	83	Bi	1,9
20	Ca	1,00	52	Te	2,1	84	Po	2,0
21	Se	1,36	53	I	2,66	85	At	2,2
22	Ti	1,54	54	Xe	2,60	86	Rn	–
23	V	1,63	55	Cs	0,79	87	Fr	0,7
24	Cr	1,66	56	Ba	0,89	88	Ra	0,9
25	Mn	1,55	57	La	1,10	89	Ac	1,1
26	Fe	1,83	58	Ce	1,12	90	Th	1,3
27	Co	1,88	59	Pr	1,13	91	Pa	1,5
28	Ni	1,91	60	Nd	1,14	92	U	1,7
29	Cu	1,90	61	Pm	–	93	Np	1,3
30	Zn	1,65	62	Sm	1,17	94	Pu	1,3
31	Ga	1,81	63	Eu	–			
32	Ge	2,01	64	Gd	1,20			

Взаємозв'язок між деякими фізичними величинами

Фізична величина	Позначення	Рівняння для визначення фізичної величини	Одиниця
Молярна маса	M	$M = \frac{m}{\nu}; M = 2D_{H_2}$	кг/моль г/моль 1 г/моль = = 10^{-3} кг/моль
Маса речовини	m	$m = V\rho; m = M\nu;$	кг, г
Кількість речовини	ν	$\nu = \frac{m}{M}; \nu = \frac{V}{V_m}; \nu = \frac{N}{N_A};$	моль
Об'єм газу	V	$V = \frac{m}{\rho}; V = V_m\nu$	м ³ , л
Молярний об'єм	V_m	$V = \frac{V}{\nu}; V_m = \frac{M}{\rho}$	м ³ /моль л/моль
Густина	ρ	$\rho = \frac{m}{V}; \rho = \frac{M}{V_m}$	кг/м ³ , г/см ³ , г/л, г/мл
Відносна густина газів	D	$D = \frac{\rho_1}{\rho_2}; D = \frac{M_1}{M_2}$	—

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ (за температури 20-25 °C)

Аніони	Катіони																		
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺
OH ⁻		P	P	P	P	M	M	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	P	M	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	H	M	-	M	M
S ²⁻	P	P	P	P	P	-	-	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	-	-	M	-	H	M	P	H	-	-	M	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	M	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	M	H	H	H	H	H	M	H	H	-	-	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	M	-	-	H	-	-	H	H	M	-	-	H	-
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	-	H	H	H	-	-	H	-	-	H	H	-	-	-	H	-
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P

Умовні позначення:

P – розчиняється (понад 10 г/л H₂O);

M – мало розчиняється (від 10 г/л до 0,01 г/л H₂O);

H – практично не розчиняється (менше 0,01 г/л H₂O);

- – сполука розкладається водою або не існує.

Забарвлення індикаторів у розчинних кислот і лугів

Індикатор	Забарвлення індикатора в середовищі		
	нейтральному	кислому	лужному
Лакмус	Фіолетове	Червоне	Синє
Фенолфталеїн	Безбарвне	Безбарвне	Магентаве
Метилоранжевий	Оранжеве	Рожеве	Жовте

РЯД АКТИВНОСТІ МЕТАЛІВ

Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, (H₂), Bi, Cu, Ag, Hg, Pt, Au

Активність металів зменшується

Список літератури

1. Буринська Н.М. Хімія / [Буринська Н.М., Депутат В.М., Сударева Г.Ф., Чайченко Н.Н.]. – К. : Педагогічна думка, 2010. – 351с.
2. Буря О.І. Біонеорганічна хімія : комплект кодопосібників / О. Буря О.Чигвінцева. – К. : Аграрна освіта, 2006. – 49 с.
3. Вільна енциклопедія Вікіпедія // Режим доступу : <http://uk.wikipedia.org>
4. Глинка Н.Л. Общая химия : учебное пособие / Глинка Н.Л. – С.- Петербург : Кно-Рус, 2012. – 752 с.
5. Гоцуляк Л.О. Біонеорганічна, фізколоїдна і біоорганічна хімія : вибрані лекції / Гоцуляк Л.О. – О. : Одеський мед університет, 1999. – 251 с.
6. Добрынина Н.А. Бионеорганическая химия : методическое пособие для студентов 1 курса / Добрынина Н.А. – М. МГУ им. М.В.Ломоносова, 2007. – 36 с.
7. Ершов Ю.А. Биофизическая химия. Химия билгенных элементов / Ершов Ю.А – М. : Высшая школа, 2003. – 560с.
8. Жак О.В. Загальна хімія / О.Жак, Я. Каличак. – Л. : ЛНУ імені Івана Франка, 2010. – 185 с.
9. Карнаухов А.И. Бионерганическая химия / А.Карнаухов, А.Безнис. – К. : Вища школа, 1992. – 223 с.
10. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию / Ленский А.С. – М. : Высшая школа, 1989. – 257 с.
11. Логинова Н.В. Бионеорганическая химия: металлокомплексы в медицине : учебное пособие / Н.В. Логинова– М.: БГУ, 2000. – 227 с.
12. Марченко Л.І. Властивості розчинів : конспект лекцій / Л.І. Марченко – С. : СумДу, 2003. – 64 с.
13. Миронович Л.М. Медична хімія / Л.Миронович, О.Мардашко. – К. : Каравелла, 2008. – 162 с.
14. Мороз А.С. Медична хімія / Мороз А.С., Луцевіч Д.Д., Яворська Л.П. – В. : Нова книга, 2008. – 775 с.
15. Музиченко В.П. Медична хімія / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – К. : ВСВ «Медицина», 2010. – 495 с.
16. Мустяца О.Н. Окисно-відновні реакції та електрохімія / Мустяца О.Н. – К. : Арістей, 2005. – 145 с.
17. Номенклатура неорганічних сполук // Режим доступу : <http://www.pharmencyclopedia.com.ua>
18. Румянцев Е.В. Химические основы жизни / Румянцев Е.В., Антипа Е.В., Чистяков Ю.В. : Химия. КолосС. – 2007. – 560 с.
19. Скальный А.В. Химические элементы в физиологии и экологии человека / Скальный А.В. – М. : Издательский дом «ОНИКС 21 век»: Мир. – 2004. –216 с.
20. Словари и энциклопедии на Академике // Режим доступу : <http://academic.ru>
21. Українські підручники онлайн // Режим доступу : <http://pidruchniki.ws>
22. Химик // Режим доступу : <http://www.xumuk.ru>
23. Хімпром // Режим доступу : <http://himprom.ua>,
24. Хухрянский В.Г. Химия биогенных элементов / Хухрянский В.Г., Цыганенко А.Я, Павленко Н.В. – К. : Выща школа, 1990. – 107 с.
25. Чайченко Н.Н. Основы загальної хімії / Н. Чайченко, А.Скляр. – К. : Освіта, 1998. – 143 с.
26. Чернобельская Г.М. Химия / Г.Чернобельская, Н.Чертков – М. : Медицина, 1991. – 574 с.

Навчальне видання

Клименко Світлана Олександрівна

Біонеорганічна хімія

Навчальний посібник для студентів
вищих медичних навчальних закладів I-II рівнів акредитації

Суми: СумДПУ, 2014

Свідоцтво ДК №231 від 01.11.2000 р.

Відповідальна за випуск **А. А. Сбруєва**
Комп'ютерний набір та верстка **С. О. Клименко**

Здано в набір 25.12.2013. Підписано до друку 27.01.2014.

Формат 60x84/16. Гарн. Arial. Друк ризогр.

Папір друк. Умовн. друк. арк. 6,5. Обл.-вид арк. 8,3.

Тираж 100 прим. Вид. № 11.

Вид-во СумДПУ імені А. С. Макаренка
40002, м. Суми, вул. Роменська, 87

Виготовлено на обладнанні СумДПУ імені А. С. Макаренка