ВІД ХІМІЇ ШКІЛЬНОЇ ДО МЕДИЧНОЇ ХІМІЇ

Навчальний посібник

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
Харківський національний медичний університет

ВІД ХІМІЇ ШКІЛЬНОЇ ДО МЕДИЧНОЇ ХІМІЇ

Навчальний посібник
для здобувачів вищої освіти другого (магістерського) рівня
1-го курсу вищих медичних закладів освіти III–IV рівнів акредитації
спеціальностей «Медицина» та «Педіатрія»

Харків
ХНМУ
2026

УДК 54:577.1:61(075.8)
В42

Затверджено Вченою радою ХНМУ.
Протокол № 4 від 23.04.2026.

Авторський колектив:
Г. О. Сирова, Н. М. Чаленко, С. М. Козуб, О. В. Савельєва, О. В. Присяжний

Рецензенти:
С. В. Баюрка – д-р фарм. наук, проф. (НФаУ).
Д. Л. Великий – канд. фарм. наук, доц. (НТУ ХПІ).

В42 Від хімії шкільної до медичної хімії : навч. посіб. для здобувачів вищої другого (магіст.) рівня 1-го курсу вищих мед. закладів освіти III–IV рівнів акредитації спеціальностей. «Медицина» та «Педіатрія» / Г. О. Сирова, Н. М. Чаленко, С. М. Козуб та ін. Харків : ХНМУ, 2026. 280 с.

Навчальний посібник містить два розділи. В першому в стислому вигляді представлений шкільний матеріал, який допоможе першокурсникам адаптуватися до навчального процесу у вищому медичному навчальному закладі. Розділ включає теоретичний матеріал, тестові запитання різного рівня, історичний матеріал, цікаві хімічні факти, ілюстрації, кросворди.

У другому розділі весь навчальний матеріал структурований та розділений на теми відповідно до програм, силабусів, тематичних планів із медичної хімії. Кожна тема уніфікована. Для самоперевірки засвоєння теоретичного матеріалу, який викладено в посібнику, пропонується виконати навчальні завдання, які містять у собі як тести початкового та кінцевого рівня знань, так і розрахункові задачі.

Навчальний посібник призначений для самостійної підготовки до лабораторно-практичних занять із медичної хімії студентів-магістрів як в очному, так і в синхронному дистанційному режимі зі спеціальностей «Медицина», «Педіатрія», робота з яким буде сприяти підвищенню мотивації вивчення дисципліни та покращанню як абсолютної, так і якісної успішності магістрів.

УДК 54:577.1:61(075.8)

© Харківський національний медичний університет, 2026.
© Г. О. Сирова, Н. М. Чаленко, С. М. Козуб, О. В. Савельєва, О. В. Присяжний, 2026.

ПЕРЕДМОВА

Шановні першокурсники, в посібнику (Розділ 1) представлено навчальний шкільний матеріал із загальної, неорганічної та органічної хімії в стислому вигляді – ця інформація допоможе вам повторити й узагальнити матеріал, який далі буде використаний вами при вивченні медичної хімії. Для скорочення періоду вашої адаптації до навчання в університеті у Розділі 1 ми використали ілюстративний матеріал «Шкільна хімія», «Цікава хімія», який знаходиться у вільному доступі в мережі інтернет: саме ці картинки з елементами гумору в доступній формі допоможуть вам узагальнити важливий навчальний матеріал і зміцнити базові шкільні знання, а відомості про видатних світових вчених-хіміків допоможуть вам розширити світогляд. Також акцентуємо увагу на топ-5 помилок, які зробили випускники шкіл при складанні НМТ із хімії (дані SciVerse). Сподіваємось, що Розділ 1 буде мостом для вивчення хімічних дисциплін у вищому медичному навчальному закладі.

Шановні першокурсники, ви починаєте вивчення «Медичної хімії» – цікавої дисципліни, яка виникла на межі загальної, неорганічної, біоорганічної, фізичної, колоїдної, біологічної, аналітичної та інших хімій, а також медичної біології, медичної фізики й інформатики та інших цікавих дисциплін.

У Розділі 2 посібника систематизовано теоретичний матеріал, який допоможе вам, шановні здобувачі освіти, розуміти фізико-хімічні процеси, що відбуваються в організмах живих істот – це буде сприяти якісному засвоєнню вами як теоретичних, так і клінічних дисциплін, формуванню клінічного мислення. Медична хімія також являє собою цікаву хімічну дисципліну, яка базується на шкільних знаннях із хімії, біології, математики, фізики, природознавства, історії.

Знання, отримані вами при вивченні медичної хімії на першому курсі, будуть необхідні у вашому майбутньому «медичному житті».

Створений нами посібник із медичної хімії має чітку медико-біологічну спрямованість, оскільки медична хімія в системі медичної освіти є базовою дисципліною.

РОЗДІЛ 1. ШКІЛЬНА БАЗОВА ПІДГОТОВКА З ХІМІЇ

1.1 ПРИКЛАДИ ТЕСТОВИХ ЗАВДАНЬ НМТ З ХІМІЇ ЗА ПОПЕРЕДНІ РОКИ

(від простого до складного)

I. Укажіть назву речовини N_2:

1. Озон. *2. Азот.* *3. Амоніак.* *4. Хлор.* *5. Водень.*

II. Укажіть суміш двох складних речовин:

1. A_2, A_2B_2. *2. A_2, B_4.* *3. XY, AB.* *4. X_2Y_2, B.* *5. X_2XY.*

III. Графіт і алмаз – прості речовини…

1. Гідрогену. *2. Оксигену.* *3. Карбону.* *4. Фосфору.* *5. Сульфуру.*

IV. Вкажіть ступені окиснення нітрогену в NH_4NO_3:

1. +1, −3. *2. −3, −5.* *3. −3, +5.* *4. −5, +3.* *5. +5, −3.*

V. Вкажіть **сполуки**, в яких сульфур може віддавати і приймати електрони:

1. H_2S. *2. SO_2.* *3. SO_3.* *4. H_2SO_3.* *5. H_2SO_4.*

VI. Оберіть молекулу з найполярнішим хімічним зв'язком:

1. CH_4. *2. C_6H_6.* *3. H_2O.* *4. NH_3.* *5. H_2S.*

VII. Укажіть речовину X_2 у хімічній реакції добування брому з водного розчину KBr: $2Br^- + X_2 \rightarrow Br_2 + 2X^-$:

1. H_2. *2. Cl_2.* *3. Br_2.* *4. I_2.* *5. N_2.*

VIII. Укажіть хімічну реакцію:

1. Випаровування води.
2. Плавлення льоду.
3. Гасіння харчової соди оцтом.
4. Подрібнення крейди.
5. Намагнічування заліза.

IX. Оберіть не оксид:

1. K_2O. *2. Na_2O.* *3. Na_2O_2.* *4. CaO.* *5. NO.*

X. Укажіть, які оксиди можуть вступати в хімічну реакцію один з одним:

1. $K_2O + Na_2O$. *3. $CO_2 + P_2O_5$.* *5. $CO_2 + SiO_2$.*
2. $Na_2O + P_2O_5$. *4. $Na_2O + CaO$.*

XI. Укажіть суму коефіцієнтів у хімічній реакції $NH_3 + O_2 = NO + H_2O$:

1. 9. *2. 10.* *3. 15.* *4. 19.* *5. 20.*

XII. Оберіть сіль, яка гідролізує за катіоном і за аніоном:

1. NaCl. *2. KNO_3.* *3. $Zn(NO_3)_2$.* *4. $NH_4(CO_3)_2$.* *5. Na_2CO_3.*

XIII. Обчисліть молярну масу речовини, що має формулу NH_4NO_3:

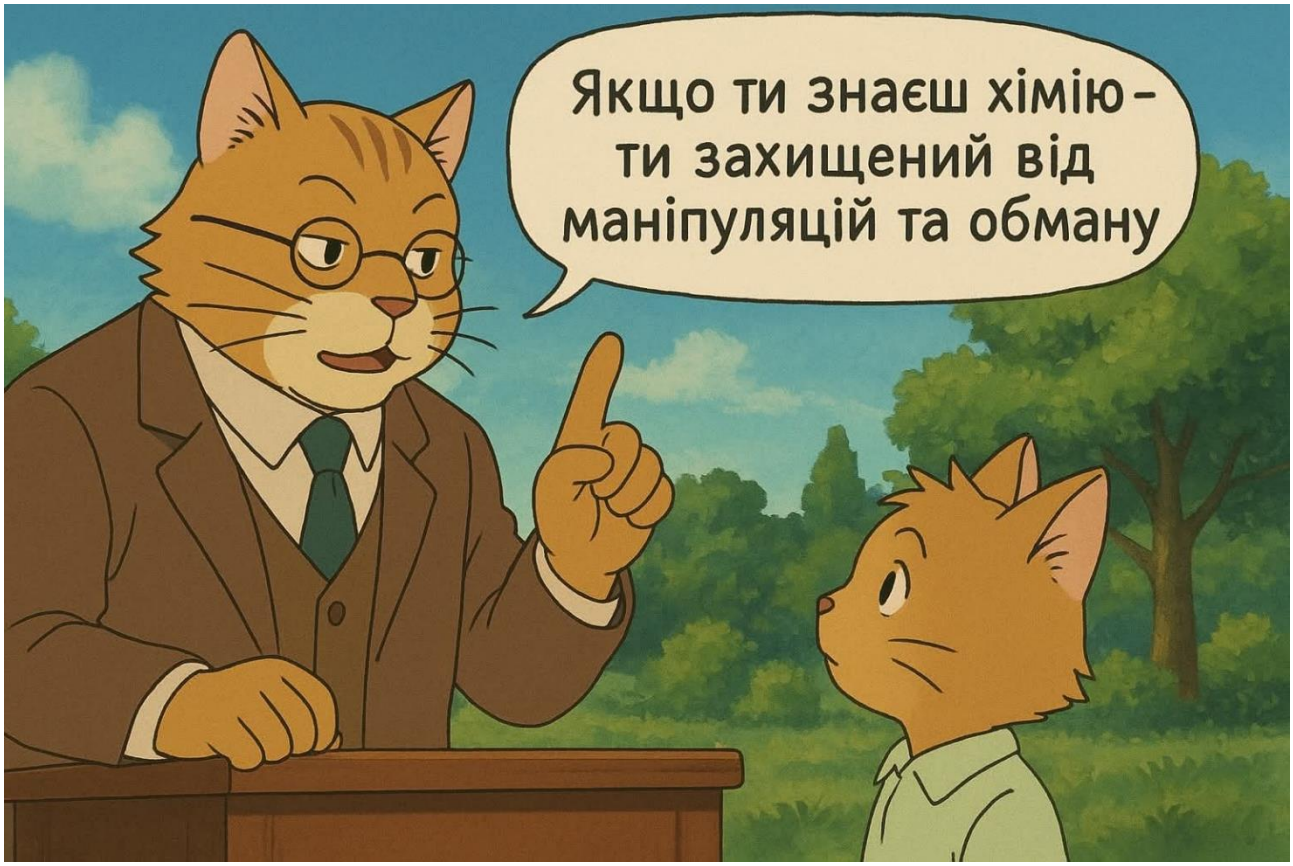
1. 20 г/моль. *2. 40 г/моль.* *3. 60 г/моль.* *4. 80 г/моль.* *5. 100 г/моль.*

XIV. Обчисліть масу етанолу: кількість речовини 10 моль.

1. 23 г. *2. 46 г.* *3. 92 г.* *4. 230 г.* *5. 460 г.*

XV. Укажіть, яка речовина не належить до органічних сполук:

1. Лимонна кислота.
2. Метиловий спирт.
3 Гліцерол.
4. Оцтовий альдегід.
5. Сірчана кислота.



1.2 ТОП-5 ТИПОВИХ ПОМИЛОК НА НМТ З ХІМІЇ (2025 р.)

1. Плутанина валентності та ступеня окиснення. Валентність показує кількість зв'язків, а ступінь окиснення – умовний заряд атома. Неправильне ототожнення призводить до хибних формул.

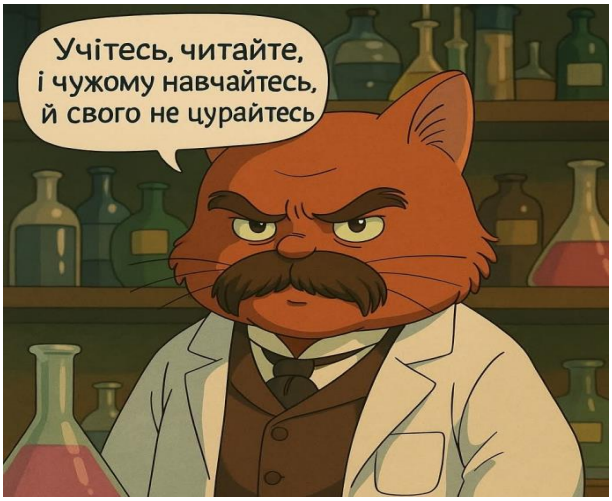
2. Невірне урівнювання рівнянь. Складання «на око» порушує закон збереження маси. Використання електронного балансу усуває цю проблему.

3. Ігнорування умов реакції. Без урахування температури чи каталізаторів змінюється продукт (наприклад, $NH_3 \rightarrow N_2$ або NO).

4. Хибна класифікація органічних сполук. Учні плутають алкени й арени, спирти й феноли через невміння аналізувати функціональні групи.

5. Помилки у розрахунках. Часто плутають формули n = m/M та n = V/VM, що дає некоректні результати (наприклад, масова частка > 100 %).





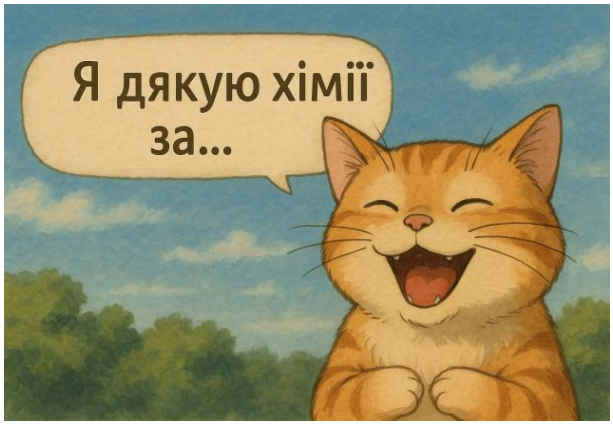
1.3 БАЗОВІ ЗНАННЯ З ХІМІЇ, ЯКІ НЕОБХІДНІ ДЛЯ ВИВЧЕННЯ МЕДИЧНОЇ ХІМІЇ

Основні поняття в хімії. Атомно-молекулярне вчення

Хімія – наука про хімічні елементи та їх сполуки, речовини та їх будову, властивості та перетворення.
















Медичні препарати

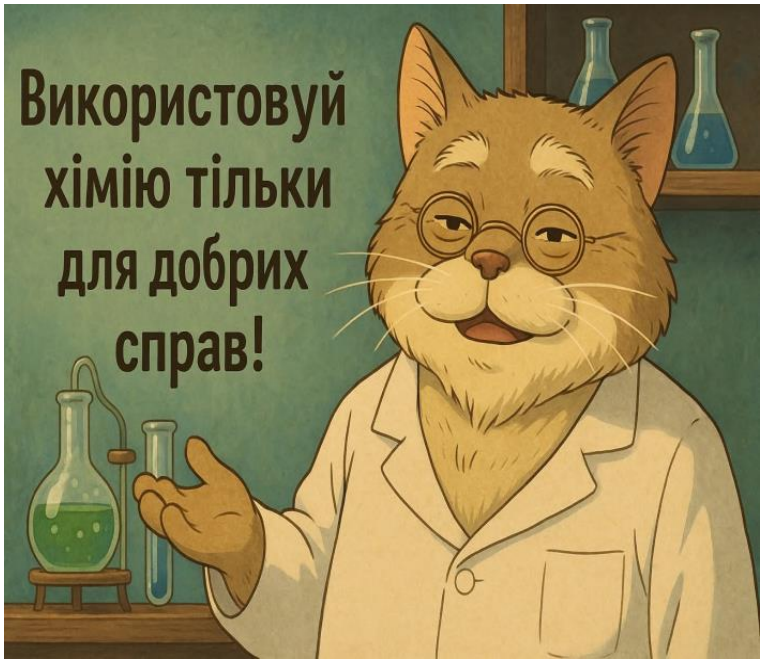

ПОБУТОВІ ЗАСОБИ


НАФТОПРОДУКТИ


МІНЕРАЛЬНІ ДОБРИВА


МАТЕРІАЛИ ДЛЯ
КОСМІЧНОЇ ТЕХНІКИ


МЕТАЛИ ТА ЇХ СПЛАВИ


Використовуй
хімію тільки
для добрих
справ!





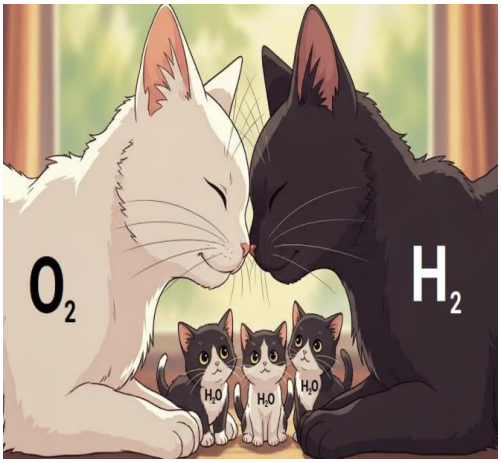
Матерія – фундаментальне поняття, яке пов'язане з будь-якими об'єктами, що існують у природі.

Основні поняття атомно-молекулярного вчення про природу матерії: речовина, атом, хімічний елемент, молекула.

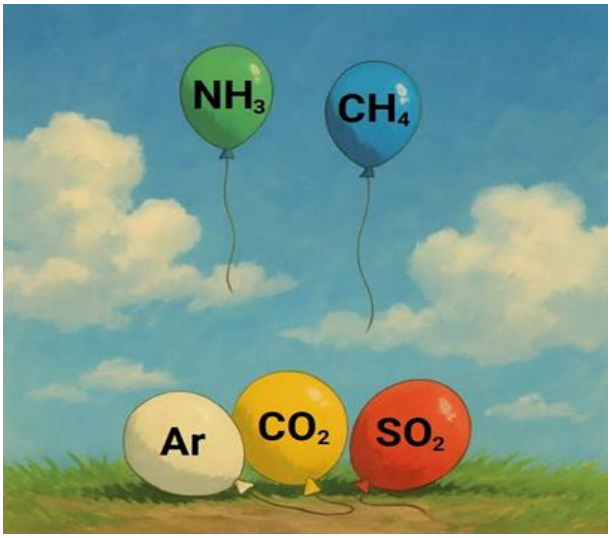
Речовина – певна сукупність частинок, що перебувають в одному з трьох агрегатних станів: рідкому, твердому, газуватому.















Усі речовини є хімічними сполуками. **Чиста речовина** (індивідуальна) – складається з частинок певного виду (N_2, Na_2CO_3), а **суміш** являє собою сукупність різних речовин, які становлять одне фізичне тіло (однорідні суміші – повітря, сплави; неоднорідні – молоко, ґрунт).



Речовина являє собою один з основних видів матерії, складається з атомів.

Атоми певного виду називаються **хімічним елементом**. За допомогою хімічних зв'язків вони формують **молекули**, які являють собою найдрібнішу частинку речовини, що зберігає її хімічні властивості. Молекула складається з атомів, має постійний якісний і кількісний склад.



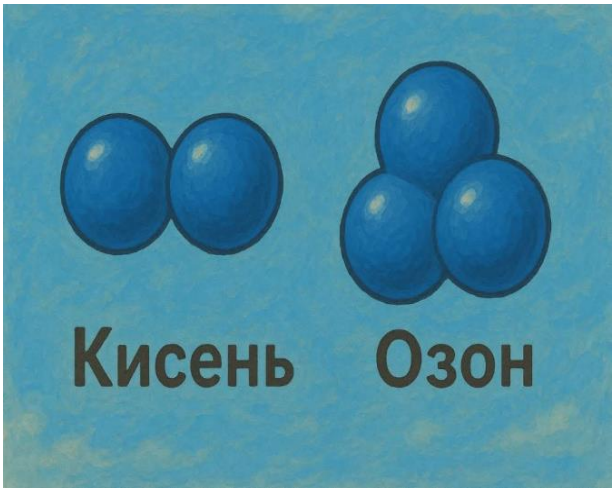
Хімічний елемент – різновид атомів з однаковим зарядом ядра.

Таблиця 1

Назви деяких простих речовин і відповідних їм хімічних елементів

Назва простої речовини	Формула	Назва відповідного хімічного елемента
Азот	N_2	Нітроген
Водень	H_2	Гідроген
Вуглець	C	Карбон
Залізо	Fe	Ферум
Золото	Au	Аурум
Кисень	O_2	Оксиген
Мідь	Cu	Купрум
Нікель	Ni	Нікель
Олово	Sn	Станум
Ртуть	Hg	Меркурій
Свинець	Pb	Плюмбум
Сірка	S	Сульфур
Срібло	Ag	Аргентум
Фтор	F_2	Флуор

Алотропія – це явище існування хімічного елемента у вигляді двох або декількох простих речовин із різними властивостями. Наприклад, O_2 (кисень), O_3 (озон) – прості речовини, відрізняються кількісним складом елемента оксигену, що обумовлює відмінність властивостей цих речовин. Алотропні модифікації карбону – алмаз, графіт, графен, аморфний вуглець, карбін, нанотрубки і фулерен (бакібол). Відмінності у властивостях цих речовин зумовлені різною кількістю атомів у молекулах або різною кристалічною будовою (поліморфізм).

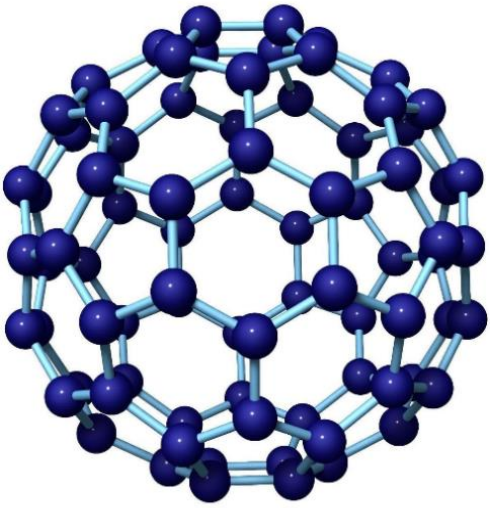








Алотропні модифікації сульфуру відрізняються будовою кристалів і молекул, фізичними властивостями. Це моноклінна, ромбічна та пластична сірка.



Фулерен



Атомно-молекулярне вчення розробив М. В. Ломоносов на основі **Закону збереження маси речовини** (1748 р.), який у 1789 р. набув поширення завдяки працям Антуана Лавуазьє (1743−1794 рр.).





Атомно-молекулярне вчення: загальна маса речовин, що вступають у хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, що утворюються внаслідок реакції.



Антуан-Лоран де Лавуазьє (1743–1794)

Антуан Лавуазьє – видатний французький хімік і природо-дослідник, визнаний засновником сучасної хімії. Народився 26 серпня 1743 р. в Парижі. З 1754 по 1761 р. вивчав природничі науки (хімію, математику, астрономію, ботаніку) в Коледжі Чотирьох Націй. Здобув юридичну освіту в Паризькому університеті (1764 р.). Із 1763 р. по 1767 р. вивчав геологію під керівництвом Жана-Етьєна Геттара − французького мінералога, натураліста та лікаря. Із 1768 р. – член Академії наук.

Наукові досягнення

Антуан Лавуазьє визнаний засновником сучасної хімії − «батьком сучасної хімії» завдяки його революційним відкриттям і методам.

Закон збереження маси (1789 р.). На підставах точних експериментів доведено, що під час хімічної реакції загальна маса речовин, що вступають у реакцію, завжди дорівнює масі речовин, які утворюються в результаті реакції (речовина не зникає і не з'являється, а лише змінює форму).

Киснева теорія горіння (1777–1783 рр.). Доведено, що горіння, іржавіння та дихання – це процеси, які вимагають кисню (газу, який отримав назву oxygène).

Спростовано застарілу теорію флогістону (гіпотетична речовина, що нібито вивільнялася під час горіння).

Хімічна номенклатура (1786–1787 рр.). Антуан Лавуазьє був одним із засновників сучасної хімії та зробив величезний внесок у розробку нової, раціональної хімічної номенклатури, яка внесла простоту та ясність у хімічну мову і стала основою для сучасної систематичної номенклатури.

Введено систематичні назви для елементів. Лавуазьє дав назви *оксигену* (від грецьких слів, що означають «той, що утворює кислоту») та *гідрогену*. Він також склав перший розширений список елементів.

Будова та склад речовин. Валентність і ступінь окиснення

Атоми або молекули можуть приєднувати або втрачати електрон(и) – так утворюються іони з позитивними або негативними зарядами.

Речовини можуть мати молекулярну, атомну, іонну будову.

У хімії використовують такі види формул:

1) молекулярні:

а) брутто (якісний і кількісний склад речовин): H_2 водень – проста речовина; O_2 кисень – проста речовина, H_2O вода – складна речовина, $C_6H_{12}O_6$ глюкоза – складна речовина;

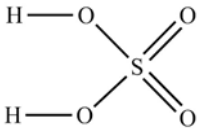
б) раціональна: CH_3COOH оцтова кислота;

2) емпіричні (молярне співвідношення 1:1 C_6H_6, 1:2 C_2H_4);

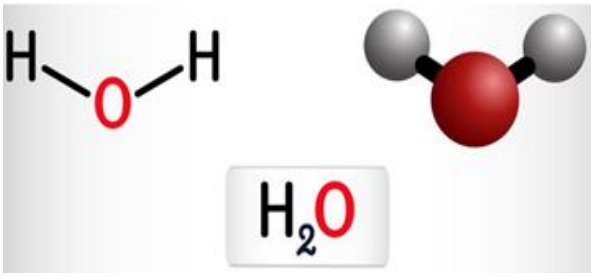
3) електронні (крапками вказують електрони);

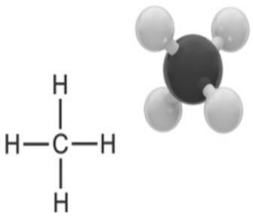
4) структурні (структура, просторова будова);

5) графічні (риска – валентність).

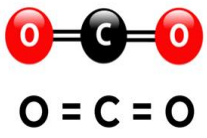


Валентність – властивість атомів хімічного елемента утворювати певну кількість хімічних зв'язків з атомами інших елементів, тому вона не має знака, позначається римськими цифрами (I, II, III, IV і т. д.) **над** символом хімічного елемента. Існують металічні і неметалічні елементи як з постійною, так і зі змінною валентністю.





Молекула метану



Молекула вуглекислого газу

Значення валентності найважливіших елементів

H I						
Li I	Be II	B III	C як правило IV	N II, III, IV	O II	F I
Na I	Mg II	Al III	Si як правило IV	P III, V	S II, IV,VI	Cl I, III, V, VII
K I	Ca II					

Cu I, II	Zn II	Ag як правило I	Cr II, III, VI	Fe II, III, VI

Ступінь окиснення – умовна величина заряду атома елемента, яка визначається з припущення, що речовина має іонний тип хімічного зв'язку, тобто спільна електронна пара повністю належить атому більш електронегативного елемента, про що далі змістовно написано в нашому посібнику.

У хімії використовують **відносні атомні** і **відносні молекулярні маси,** тому введено поняття універсальна атомна одиниця маси (а.о.м.): 1/12 частини маси нукліда карбону, вимірюється в Дальтонах (Да) (позасистемна одиниця для позначення мас елементарних частинок, атомних ядер, атомів і молекул). 1 Да = 1/12 m_a (C) =1/12 · 1,994 · 10^{-23} г = 1,662 · 10^{-24} г , де С – абсолютна маса атома карбону.



Джон Дальтон (1766–1844)

Джон Дальтон − видатний британський хімік, фізик і метеоролог. Народився 6 вересня 1766 р. у селі Іглсфілд (Камберленд, Англія).

Після закінчення школи став помічником учителя, а з 1781 по 1793 рр. працював учителем математики у школі в Кендалі, паралельно займаючись самоосвітою у сфері природничих наук. У 1787 р. розпочав вести свій знаменитий метеорологічний щоденник, який вів протягом 57 років і в який було занесено понад 200 000 спостережень. Із 1793 р. працював викладачем математики та фізики в Нью-коледжі (Манчестер). Того ж року опублікував свою першу книгу з метеорології. В 1794 р. представив доповідь про особливість зору, якою страждав сам, – кольорову сліпоту (дальтонізм).

Наукові досягнення

Джон Дальтон був однією з ключових постатей в історії науки. Його відкриття в галузі атомної теорії стали фундаментальними для сучасної науки.

Атомна теорія (1803–1808 рр.). Представлено ідею про атоми як першу наукову атомну теорію матерії. Основні положення Атомної теорії Дальтона:

- дискретність матерії (атоми): вся матерія складається з надзвичайно дрібних, неподільних і незнищенних частинок, які називаються атомами;
- тотожність атомів елемента: всі атоми одного й того ж хімічного елемента є ідентичними за розміром, масою та іншими властивостями. Відмінність атомів елементів: атоми різних елементів відрізняються за розміром, масою та властивостями;
- незмінність атомів у реакціях: атоми не створюються і не знищуються під час хімічних реакцій. У реакціях атоми лише перегруповуються (сполучаються, розділяються або змінюють своє розташування);
- склад сполук (Закон кратних відношень): атоми різних елементів можуть сполучатися між собою у простих цілих числових співвідношеннях (наприклад, 1:1, 1:2, 2:3 тощо), утворюючи хімічні сполуки.

Введено поняття – *атомна маса*. Створення одиниці маси атомів, молекул і вірусів – дальтон (Da).

Таблиця відносних атомних мас (1803 р.). Представлено першу в історії таблицю відносних мас первинних частинок, взявши за одиницю вагу атома водню. Завдяки своїй атомній теорії Дальтон перетворив хімію з описової науки на точну, що ґрунтується на кількісних вимірах.

Закон кратних відношень (1803 р. є одним з основних законів хімії. Автор стверджує: якщо два елементи утворюють більше ніж одну сполуку, то маси одного елемента, що припадають на одну й ту ж масу іншого елемента, відносяться між собою як невеликі цілі числа. Цей закон став вагомим підтвердженням його атомної теорії.

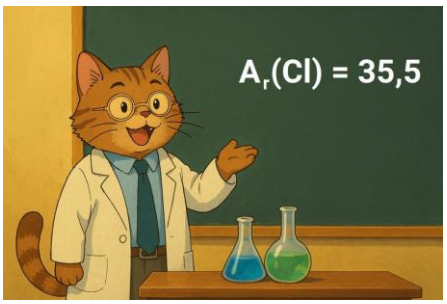
Газові закони (1801–1802 рр.)

Закон Дальтона (Закон парціальних тисків), згідно з яким тиск суміші газів дорівнює сумі парціальних тисків окремих газів, що входять до її складу.

Закон теплового розширення газів, що описує залежність розширення газів при сталому тиску від температури. (Відкрито незалежно від Жозефа Луї Гей-Люссака).

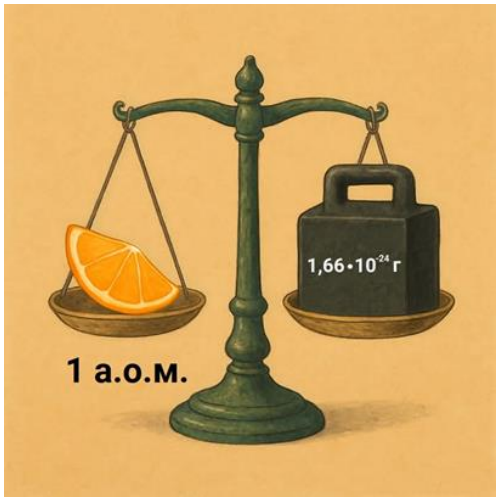
Дослідження колірної сліпоти. Вперше описано феномен колірної сліпоти (розлад сприйняття кольорів, нездатність розрізняти деякі кольори або їх відтінки) на власному прикладі. Цей дефект зору отримав назву *дальтонізм*.

Відносна атомна маса Ar – фізична величина, яка являє собою відношення маси атома елемента до 1 а.о.м.: показує, у скільки разів маса даного атома більша за 1/12 маси атома карбону.



Відносні атомні маси записано в періодичній системі. Користуємось округленими атомними масами всіх елементів, крім хлору.

Відносна молекулярна маса Mr – фізична величина, яка являє собою відношення маси молекули речовини до 1 Да (показує, у скільки разів маса молекули речовини більша, а.о.м.).





Закон сталості складу речовин відкрив у 1808 р. французький вчений Ж. Л. Пруст (1754–1826 рр.): кожна хімічно чиста речовина, незалежно від способу добування, завжди складається з тих самих хімічних елементів (має сталий склад), співвідношення їх постійні, а відносні кількості їх атомів виражають цілими числами.



Жозеф Луї Пруст (1754–1826)

Жозеф Луї Пруст – видатний хімік, фармацевт, народився 26 вересня 1754 р. в місті Анже (Франція). Перші знання з фармації та хімії отримав від батька, який був аптекарем. Ці знання визначили його подальший науковий шлях. Він отримав хімічну освіту в Паризькому університеті (1775 р.). З 1775 р. керував аптекою в лікарні Сальпертрієр. На запрошення іспанського короля Карла III працював професором хімії та металургії у Королівській семінарії (Верхель, (1777–1808 рр.), у Мадридському університеті (Мадрид, 1791–1808 рр.) та Артилерійській школі (Сеговія, 1785 р.), в Університеті Саламанки (керівник кафедри хімії, з 1789 р.). В 1816 р. обраний членом Паризької академії наук.

Наукові досягнення

Закон сталості складу (1799–1809 рр.). На підставі експериментальних досліджень, шляхом ретельного кількісного аналізу різних сполук металів (таких як олово, мідь, залізо), сформулював Закон сталості складу – кожна чиста хімічна сполука завжди має один і той самий якісний і кількісний склад, незалежно від способу її отримання.

Завдяки неперевершеній точності аналітичних методів Пруста, його закон отримав загальне визнання, став фундаментальною основою сучасної хімії та атомістичної теорії Дальтона і назавжди змінив уявлення про будову речовини.

Органічна хімія: Пруст був одним із перших, хто досліджував органічні речовини. У 1802 р. виділив глюкозу з виноградного соку, а також досліджував крохмаль та цукри.

Аналітична хімія: провів безліч точних кількісних аналізів солей стануму, купруму, феруму та інших металів, значно розширив знання про їх оксиди, хлориди та сульфіди.

Неорганічна хімія: ввів поняття гідроксидів металів, а також показав, що метали можуть утворювати більше одного оксиду, але співвідношення між ними змінюється стрибкоподібно, а не плавно.

Запропонував термін «гідрат» для опису водних сполук.

Моль. Закон Авогадро

Кількість речовини (n, ν – «ню») – фізична величина, яка визначає кількість частинок (молекул, атомів, іонів) у певній її порції. Одиниця кількості речовини – **моль.**

Моль – порція речовини, яка містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ її формульних одиниць (приблизно – це кількість атомів карбону, яка міститься в 12 г простої речовини вуглецю).



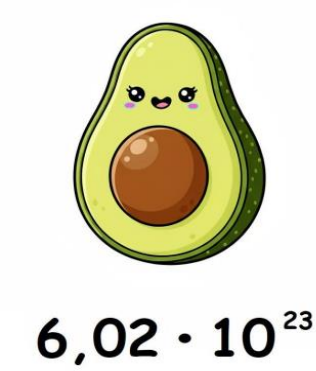






Число $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$ це константа Авогадро.





Стала (константа) Авогадро: 1 а.о.м. = 1 / N_A.

Приклад: 1 моль Mg містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомів,

1 моль O_2 містить $2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}2 \cdot 10^{24}$ атомів оксигену.



Амедео Авогадро (1776–1856)

Амедео Авогадро (1776–1856 рр.) – італійський вчений, фізик, хімік та юрист, який зробив революційний внесок у розвиток молекулярної теорії.

Граф Лоренцо Романо Амедео Карло Авогадро народився 9 серпня 1776 р. в Турині (Італія). Здобув освіту в Туринському університеті (Італія) на Юридичному факультеті (1792 р.). Отримав ступінь доктора церковного законознавства (1796 р.). Практикував як юрист, але згодом захопився фізико-математичними науками, які вивчав самостійно, що стало його справжнім покликанням і призвело до наукових відкриттів.

У 1809 р. почав науково-викладацьку кар'єру: викладав фізику в ліцеї міста Верчеллі (1809–1819 рр.). З 1820 р. працював професором математичної фізики в Туринському університеті (1820–1850 рр.).

Наукові досягнення

Закон Авогадро (1811 р.). Запропоновано гіпотезу, що з часом стала законом – в однакових об'ємах будь-яких газів за однакових умов (температури та тиску) міститься однакова кількість молекул.

Припущення, що атоми можуть об'єднуватися в молекули, заклало основи молекулярної теорії та стало важливим для подальшого розвитку атомно-молекулярної теорії.

Розмежування понять «атом» і «молекула». Авогадро був першим, хто чітко розмежував ці поняття. Він припустив, а згодом довів, що молекули простих газів (наприклад, кисню, водню тощо) складаються з двох атомів (двохатомні молекули), що пояснило експериментальні дані Жозефа Луї Гей-Люссака про об'ємні співвідношення газів, які вступають у реакцію.

Його роботи стали основою для розвитку атомно-молекулярного вчення. Закон Авогадро дозволив визначати відносні молекулярні маси газів.

На його честь названа універсальна фізична стала (число Авогадро або стала Авогадро, зазвичай позначається N_A), що дорівнює кількості молекул (або інших структурних одиниць) в одному молі речовини.

Наближене значення: $N_A \approx 6{,}022 \times 10^{23}$моль$^{-1}$.

Незважаючи на важливість його відкриттів, наукова спільнота визнала його теорії лише через багато років після їх публікації – у 1860 р. на Міжнародному конгресі хіміків у Карлсруе, завдяки зусиллям хіміка Станіслао Канніццаро.

Молярна маса речовини (M) – маса 1 моль речовини, яку виражено в г/моль: відношення маси речовини (m, г) до кількості речовини (n, моль):

$$M = m / n.$$

А. Авогадро на основі власних спостережень і на основі знання законів Бойля–Маріотта (всі гази однаково стискуються) та закону Гей-Люссака (всі гази мають однаковий термічний коефіцієнт розширення) сформулював **закон Авогадро**: в однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул.

Наслідок закону: в однакових об'ємах газів, взятих за умов однакових температур і тиску, містяться однакові кількості речовин цих газів.

1 моль будь-якого газу при нормальних умовах (н.у.) займає приблизно об'єм 22,4 л – цей об'єм має назву молярний об'єм газу (V_m): це об'єм 1 моль цього газу, його розраховують за формулою: $V_m = V / n$ (л/моль) (V – об'єм газу в л, n – кількість речовини в моль).

Нормальні (стандартні) умови (н.у.) – температура 273,15 К (0 °С), тиск 101,325 кПа (760 мм рт. ст., 1 атм.).

Стандартна температура – 298,15 К (25 °С).

Стандартний тиск – 10^5 Па (750,06 мм рт. ст., 1 Бар).

За цих умов константа дисоціації дистильованої води – $1{,}0 \cdot 10^{-14}$.



Роберт Бойль (1627-1691)

Роберт Бойль – видатний англо-ірландський фізик, хімік, філософ і теолог, один із засновників сучасної хімії та наукового експериментального методу.

Народився 25 січня 1627 р. в замку Лісмор, Ірландія. Отримав домашню освіту, а згодом навчався в Ітонському коледжі (1635–1638 рр.) в Англії та Женевській академії (1639–1644 рр.). Захоплювався працями Галілея та інших провідних вчених того часу. У 1654 р. заснував одну з перших наукових лабораторій і брав активну участь у роботі «невидимого коледжу» – групи вчених, що стала попередницею Лондонського королівського товариства, одним із засновників якого Бойль був у 1660 р.

Наукові досягнення

Закон Бойля–Маріотта (1662 р.). За результатами експериментальних досліджень встановлено обернену залежність між об'ємом і тиском газу при постійній температурі. Сформульовано закон, що для сталої маси ідеального газу за постійної температури добуток тиску на об'єм є сталою величиною.



Перше наукове визначення хімічного елемента (1661 р.)

Хімічний елемент – це проста, практично нерозкладна речовина, яка не може бути розкладена на ще простіші складові частини за допомогою хімічних методів. Це стало фундаментальним поняттям для подальшого розвитку хімії.

Засновник аналітичної хімії. Запропоновано методи ідентифікації речовин за допомогою характерних реакцій, таких як утворення осадів чи виділення газів зі специфічним запахом. Введено поняття *«аналіз» речовини*.

Винайдення індикаторів (1663–1667 рр.). Створено перші індикаторні папірці, які змінювали колір у кислому (червоний) та лужному (синій) середовищі. Бойль вперше використав екстракти рослин (зокрема, фіалкового кореня) для визначення кислотності чи лужності розчинів.

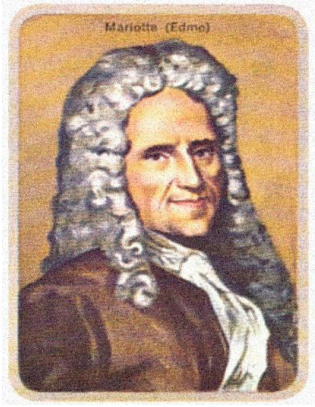
Дослідження газів (1659 р.). Запропоновано нову конструкцію повітряного (вакуумного) насоса «машина Бойля», що дозволило вдосконалити методики дослідження властивостей газів.

Вивчено властивості повітря (пружність, вага). Доведено, що горіння та дихання підтримується певною частиною повітря. Доведено існування вакууму, досліджено поширення звуку у вакуумі.

Досліджено властивості багатьох газів, зокрема водню (H_2), амоніаку (NH_3) та хлороводню (HCl).

Експериментальні відкриття. Доведено неможливість поширення звуку у вакуумі (1660 р.). Отримано білий фосфор (1680 р.). З'ясовано збільшення ваги металів при нагріванні.

Основи хімії (1661 р.). У своїй праці «Хімік-скептик» Бойль відкинув античні уявлення про чотири стихії (земля, вода, повітря, вогонь) та алхімічні принципи.



Едм Маріотт (1620–1684)

Едм Маріотт – видатний французький фізик і священик, який зробив значний внесок у розвиток експериментальної фізики.

Народився у 1620 р. Біографія вченого почалася вже у зрілому віці, коли він став одним із перших членів-засновників Паризької академії наук (1666 р.) та переїхав до Парижу (1670 р.). Освіту Едм Маріотт здобув, готуючись до духовної кар'єри. Результатом чудової освіти та самоосвіти були глибокі знання з математики, фізики та філософії. Прийняв духовний сан, мав звання абата, займав посаду пріора (настоятеля) монастиря Сен-Мартен-су-Бон (Діжон, Франція).

Наукові досягнення

Маріотта вважають одним із піонерів експериментальної фізики у Франції. Його праці охоплюють фізику, оптику, гідродинаміку та фізіологію.

Закон Бойля–Маріотта (1676 р.). Сформулювано, незалежно від Роберта Бойля, газовий закон, який описує обернено пропорційну залежність між тиском і об'ємом газу при постійній температурі: об'єм газу за сталої температури обернено пропорційний тиску. Важливо, що саме Маріотт вперше чітко вказав на необхідність постійності температури для виконання цього закону, що стало ключовим доповненням до роботи Бойля. У Франції та багатьох країнах Європи цей закон називають – *законом Маріотта*.

Оптика та фізіологія. Відкриття сліпої плями (1660 р.). Революційне відкриття галузі фізіології зору. Експериментально доведено існування сліпої плями в людському оці – місця, де зоровий нерв приєднується до сітківки, яке нечутливе до світла. Дослідження кольору (1661 р.). Вивчено природу кольору, райдугу, гало, паргелії та інші атмосферні оптичні явища.

Механіка та гідродинаміка. Дослідження удару тіл. «Колиска Ньютона». Експериментально продемонстровано закони зіткнення (експеримент із кулями, що стикаються). Проведено одні з перших комплексних досліджень пружних та непружних зіткнень. «Трактат про рух води та інших рідин» – фундаментальна праця (опубліковано посмертно у 1686 р.). Пояснено походження джерел. Експериментально підтверджено закони витікання рідини. Вивчено тиск рідини, швидкість її витікання. Експериментально доведено, що опір повітря зростає

пропорційно квадрату швидкості. «Посудина Маріотта» (1684 р.). Винайдено пристрій для отримання сталої швидкості (зі сталим тиском) витікання рідини, незалежно від того, скільки рідини залишилося в самій посудині.

Фізіологія рослин. Зроблено припущення, що рослини синтезують речовини за допомогою хімічних процесів, які відрізняються у різних видів.



Жозеф Луї Гей-Люссак (1778–1850)

Жозеф Луї Гей-Люссак (1778–1850 рр.) – видатний французький фізик і хімік, один із провідних науковців свого часу, відомий своїми фундаментальними дослідженнями газів та численними відкриттями у хімії.

Народився 6 грудня 1778 р. у місті Сен-Леонар-де-Нобла (Франція). Навчався у престижній Політехнічній школі в Парижі (1797–1800 рр.).

Наукові досягнення

1. Закони газів:

Закон Гей-Люссака (1802 р.). Сформульовано **закон теплового розширення газів**, згідно з яким об'єм газу за постійного тиску лінійно залежить від температури.

Закон об'ємних співвідношень (1808 р.). Встановлено, що об'єми газів, які вступають у хімічну реакцію та утворюються в її результаті, співвідносяться між собою як малі цілі числа. Цей закон підтвердив атомну теорію Джона Дальтона.

2. Склад води. Встановлено разом з Александром фон Гумбольдтом, точне співвідношення, в якому гідроген та оксиген з'єднуються, утворюючи воду (два до одного за об'ємом).

3. Повітряплавання (експерименти з аеростатом). Встановлено, що під час польотів на аеростаті змінюється склад атмосфери на великих висотах, а магнітне поле Землі впливає на рух апарата.

4. Відкриття та ізоляція елементів. Ізольовано разом із Луї Тенаром хімічні елементи: бор, калій і натрій. Досліджено властивості, доведено елементарну природу йоду, хлору. Запропоновано назви цим елементам.

5. Розвиток аналітичної хімії. Розроблено «хлорометрію» – метод об'ємного аналізу для визначення вмісту хлору. Удосконалено методи титрування для об'ємного аналізу та розроблено методику визначення вмісту аргентуму у сплавах.

6. Хімічна промисловість. Винайдено абсорбційну колону для вловлювання оксидів азоту – «башта Гей-Люссака», яка зробила виробництво сірчаної кислоти ефективнішим і екологічнішим. Отримано патент на виробництво стеаринових свічок і розроблено промисловий метод отримання щавлевої кислоти.

7. Винаходи. Створено ряд приладів, зокрема термометрограф і сифонний барометр.

Ключові внески в науку:

1. Закон Гей-Люссака (про теплове розширення газів). Це його найвідоміше відкриття у фізиці. Він встановив, що при постійному тиску об'єм газу розширюється пропорційно до підвищення температури. Це один з основних газових законів, який вивчають у школі.

2. Закон об'ємних відношень (хімічний закон): Гей-Люссак також відкрив, що гази реагують між собою у простих об'ємних співвідношеннях (наприклад, 2 об'єми водню + 1 об'єм кисню = 2 об'єми водяної пари). Це відкриття стало ключовим доказом для розвитку атомно-молекулярної теорії.

3. Дослідження атмосфери: у 1804 р. він здійснив декілька відважних польотів на повітряній кулі (аеростаті), піднявшись на рекордну на той час висоту понад 7 км. Метою було вивчення складу повітря та магнітного поля Землі на різних висотах.

4. Відкриття в хімії: він був одним із першовідкривачів елемента бору. Детально дослідив властивості йоду і дав цьому елементу його назву.

5. Промислова хімія: він винайшов так звану «башту Гей-Люссака» – апарат для вловлювання оксидів азоту при виробництві сірчаної кислоти, що значно покращило ефективність цього процесу.

Його робота мала величезний вплив на розвиток як теоретичної, так і прикладної хімії та фізики.

Закон об'ємних співвідношень Ж. Гей-Люссака (1808 р.) – за умов незмінного тиску об'єми газів, які реагують і утворюються, співвідносяться між собою як невеликі цілі числа. Коефіцієнти в рівняннях хімічних реакцій вказують на співвідношення об'ємів газів, які реагують і утворюються в результаті.

Будова атома. Квантові числа

Атом – це мінімальна частина хімічного елемента, яка зберігає всі його хімічні властивості.





Склад атома: ядро (позитивний заряд) та електрони (негативний заряд).

Склад ядра: в центрі нуклони (позитивно заряджені протони) і нейтрони (електронейтральні).

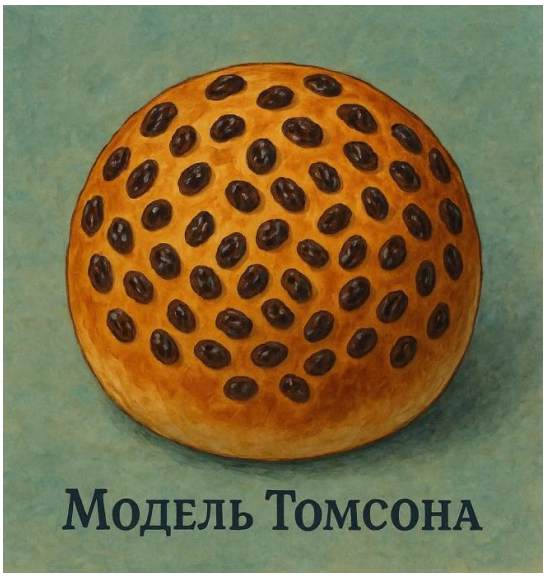


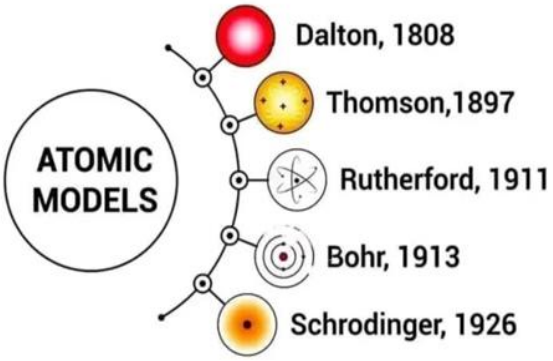


Заряд ядра атома – головна кількісна характеристика атома. В атомі: кількість протонів = кількості електронів.

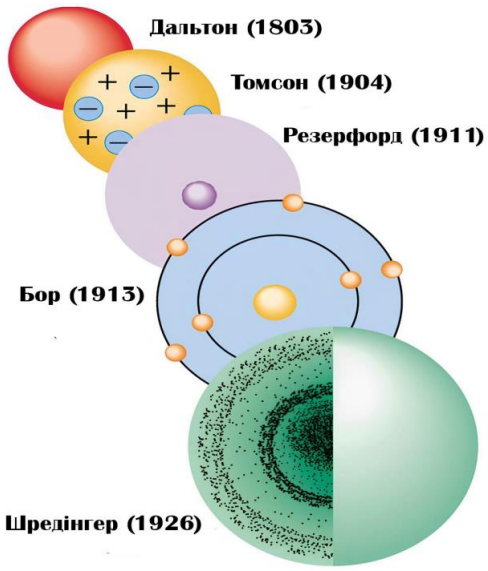
Сума протонів та нейтронів – **нуклонне число.**

Сучасна теорія електронної будови атома базується на знаннях із квантової механіки. Простір навколо ядра, де найбільш ймовірно може знаходитися електрон (≈ 90 %) – **орбіталь.**









Кожен електрон в атомі займає певну орбіталь і утворює **електронну хмару**, яка являє собою сукупність різних положень електрона, який постійно рухається.





Принцип заборони Паулі: на кожній орбіталі може перебувати один або два (max) електрони з різними квантовими характеристиками (спінами).

Спін (від *англ.* «крутитися») – характеризує обертання електрона навколо осі.

Квантові числа – чисельні значення квантових змінних мікрооб'єкта, що характеризує його стан. Відомі **4 квантові числа.**

Квантові числа – це набори числових індексів, які використовуються для опису стану квантової системи, наприклад, електрона в атомі. Основні квантові числа включають головне (енергетичний рівень), орбітальне (форма орбіталі), магнітне (просторова орієнтація) та спінове (внутрішній момент імпульсу), і вони дозволяють ідентифікувати та розрізняти стани частинок.

Головне квантове число (n) – означає номер енергетичного рівня (максимальна кількість енергетичних рівнів елемента дорівнює номеру періоду, в якому знаходиться елемент). Характеризує загальну енергію електрона або його енергетичного рівня, воно визначає розмір атомної орбіталі, ціле число – 1, 2, 3 … Чим більше n, тим більше енергія електронів і розмір рівня.

Максимальна кількість електронів на енергетичному рівні (N_e):

$N_e = 2n^2$, де n – номер рівня або головне квантове число. Тому на першому енергетичному рівні максимально може бути 2e, на другому – 8e, на третьому – 18e, на четвертому – 32e.



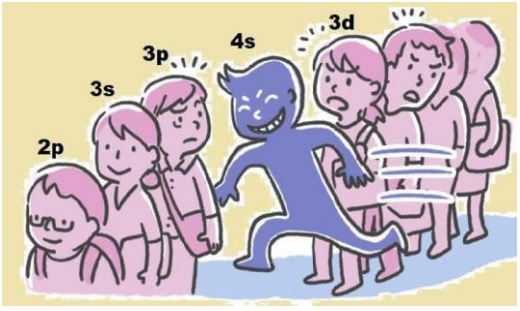
Енергетичний рівень складається з підрівнів. Це визначається номером енергетичного рівня: кількість підрівнів = головне квантове число (n): перший має один підрівень, другий – 2, третій – 3, четвертий – 4. Підрівні визначаються латинськими літерами: перший s-підрівень складається з однієї s-орбіталі (s-електронна хмара сферичної форми, від *франц.* sphere); другий p-підрівень – з трьох p-орбіталей (p-гантелеподібна форма, від *франц.* poignees); третій d-підрівень – з п'яти d-орбіталей (d-дископодібна форма), але зараз відомо, що d-хмара не дископодібна, тому наступні позначають іншими літерами: f, g, h.

Послідовність заповнення енергетичних рівнів і підрівнів електронами відбувається за правилом Клєчковського (враховується принцип мінімуму енергії).



$$1s^{1-2}\rightarrow 2s^{1-2}\rightarrow 2p^{1-6}\rightarrow 3s^{1-2}\rightarrow 3p^{1-6}\rightarrow 4s^{1-2}\rightarrow 3d^{1-10}\rightarrow 4p^{1-6}\rightarrow$$

$$\rightarrow 5s^{1-2}\rightarrow 4d^{1-10}\rightarrow 5p^{1-6}\rightarrow 6s^{1-2}\rightarrow 5d^{1}\rightarrow 4f^{1-14}\rightarrow 5d^{2-10}\rightarrow 6p^{1-6}\ldots$$



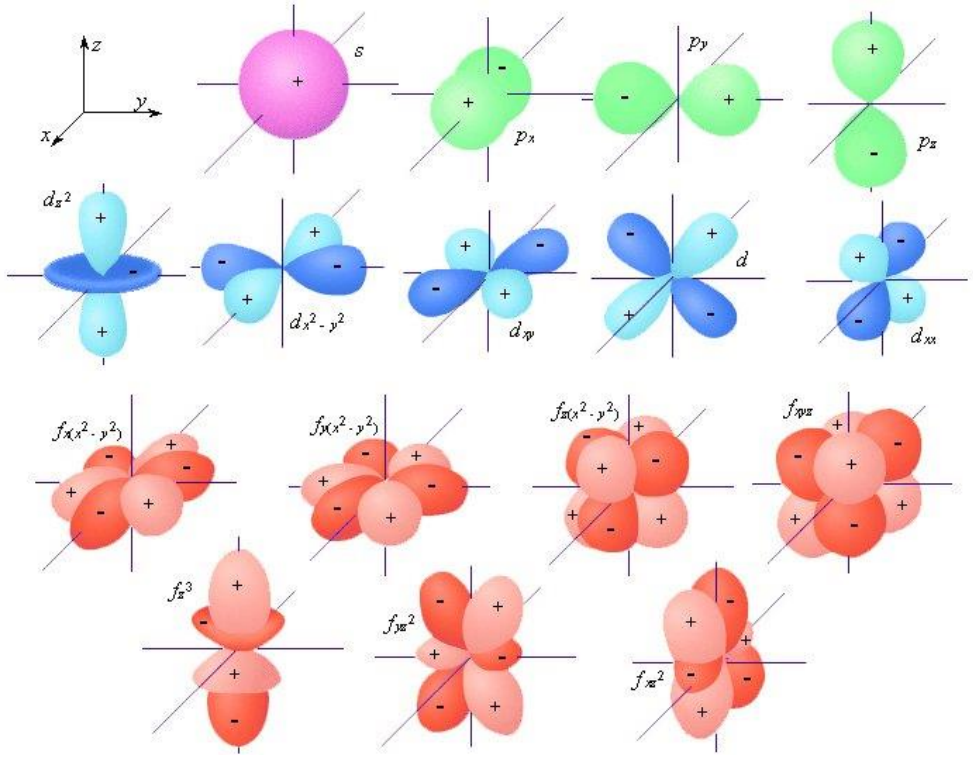


Таблиця 2

Заповнення енергетичних рівнів і підрівнів електронами

Енергетичний рівень	Максимальна кількість електронів на рівні	Підрівні	Максимальна кількість електронів на підрівні
1	2	s	2
2	8	s	2
		p	6
3	18	s	2
		p	6
		d	10
4	32	s	2
		p	6
		d	10
		f	14

Орбітальне квантове число (*l*) − визначає форму орбіталей (s-, p-, d-, f-орбіталі) та кутовий момент електрона. Цілі значення від 0 до n-1.



Воно має стільки значень, скільки орбіталей на кожному підрівні:

• $l = 0$ відповідає s-орбіталі − електронна хмара має сферичну форму і не має спрямованості у просторі;

• $l = 1$ відповідає p-орбіталі − електронна хмара має форму гантелі;

• $l = 2$ відповідає d-орбіталі − орбіталі мають більш складну форму.

Магнітне квантове число (m) − визначає просторову орієнтацію атомної орбіталі відносно зовнішнього магнітного поля. Цілі значення від -l до +l, включаючи 0.

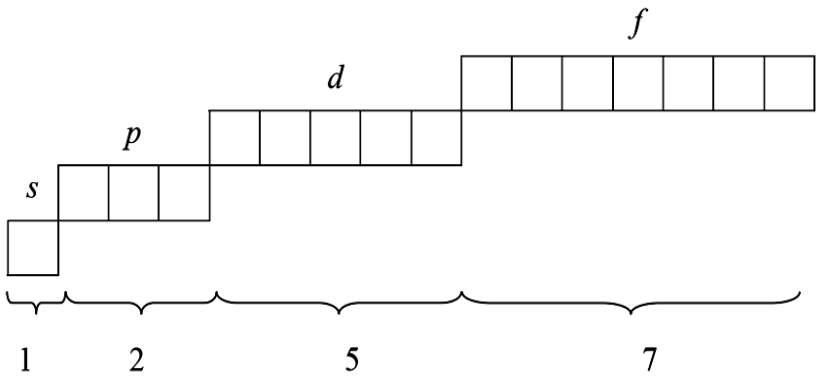
Будь-якому значенню орбітального числа відповідає $2l + 1$ значень m. Отже, число значень m вказує на кількість орбіталей із даним значенням l.

Таблиця 3

Значення квантових чисел *m* та *l*

Значення *l*	Значення *m*	Число значень *m*
0 або *s*	0	1
1 або *p*	-1; 0; +1	3
2 або *d*	-2; -1; 0; +1; +2	5
3 або *f*	-3; -2; -1; 0; +1; +2; +3	7

Графічно можна представити так − кожна орбіталь позначається клітинкою:



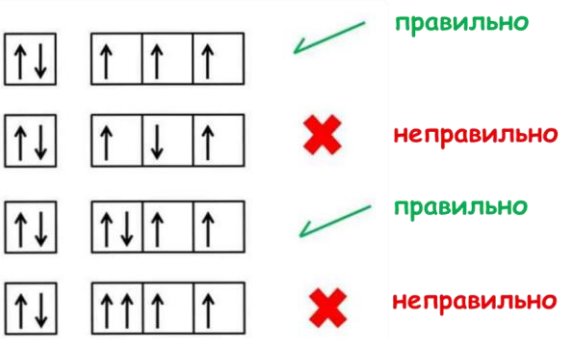
Таким чином, стан електрона в атомі характеризується певними значеннями квантових чисел n, l, m, тобто певними розмірами, формою й орієнтацією в просторі електронної хмари.

Спінове квантове число (s) − визначає можливі значення проєкції власного магнітного моменту електрона на його власну вісь обертання. Характеризує обертання електрона навколо своєї осі і приймає тільки 2 значення: +1/2 (↑) або -1/2 (↓).

Послідовність заповнення орбіталей:

1. Правило Клєчковського (принцип мінімуму енергії): електрон в атомі займає таке положення, щоб його енергія була мінімальна. 1s<2s<2p<3s<3p<4s<3d<4p<5s<4d<5p<6s.

2. Правило Гунда: під час заповнення одного підрівня електрони розміщаються так, щоб сумарний спін був максимальний:



3. Спіни неспарених електронів, що знаходяться на різних орбіталях, мають бути паралельними.

4. Теорія хімічного зв'язку Г. Льюїса. Якщо атом має незавершений енергетичний рівень, то він прагне його завершити.



Гілберт Ньютон Льюїс (1875–1946)

Гілберт Ньютон Льюїс – американський фізико-хімік, відомий своїми новаторськими дослідженнями хімічного зв'язку, кислот і основ, термодинаміки та фотохімії.

Народився 23 жовтня 1875 р. (Веймут, штат Массачусетс). Здобув освіту в Гарвардському університеті, де отримав ступінь бакалавра (1896 р.) і доктора філософії (1899 р.).

Із 1912 р. і до самої смерті був деканом коледжу хімії в Каліфорнійському університеті в Берклі. Був наставником для багатьох майбутніх учених, включаючи 20 лауреатів Нобелівської премії.

Наукові досягнення

1. Ковалентний зв'язок і електронні пари (1916 р.). Представлено теорію утворення ковалентних зв'язків, в якій атоми створюють спільні електронні пари. Теорія загальних зв'язків поєднала всі типи хімічних зв'язків у єдину концепцію, що стало основою сучасної теорії хімічного зв'язку та пояснило структуру молекул. Розроблено точкові діаграми («структури Льюїса»), які візуально показують розподіл електронів у молекулах.

2. Електронна теорія кислот і основ (1923 р.). Розроблено нову електронну теорію, за якою кислота – це акцептор електронної пари, а основа – її донор. Теорія кислот і основ Льюїса пояснює кислотність і основність, зосереджуючись виключно на електронних парах, а не на протонах (H^+) чи (OH^-) іонах.

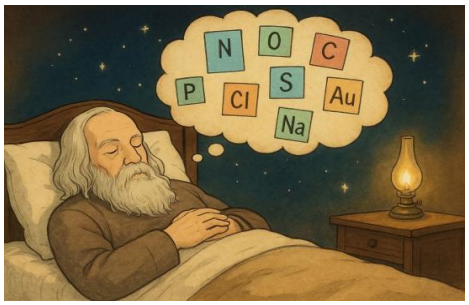
3. Термодинаміка. В результаті роботи над поняттями вільної енергії, термодинамічної активності та фугітивності доведено, що зміна вільної енергії (ΔG) є головним критерієм, який визначає, чи відбудеться хімічна реакція спонтанно (самовільно). Спільно з Мерлом Рендаллом видано підручник «Термодинаміка та вільна енергія хімічних речовин» (1923 р.). Систематизовано всі термодинамічні дані, запропоновано поняття «активності» – ефективна концентрація, що враховує всі взаємодії між частинками в реальному розчині і дозволяє використовувати прості термодинамічні рівняння для опису складних, реальних систем.

4. Важка вода (1933 р.). Вперше було виділено чистий зразок важкої води (оксиду дейтерію).

5. Поняття фотона. (1926 р.). Введено у вжиток слово «фотон» для опису кванта світла – найменшої одиниці променистої енергії (частинки, ідею якої запропонував Ейнштейн).

Здатність атомів елементів віддавати чи приєднувати електрони в хімічних реакціях визначає їх належність до *металічних* (атоми енергійно віддають електрони) чи до *неметалічних* (притягують до себе електрони).

Структура періодичної системи



Принциповий підхід до структури періодичної системи полягає в тому, що елементи розташовуються в порядку зростання заряду ядра атома. Фізичною основою структури періодичної системи слугує те, що в атомах елементів періодично повторюються однотипні електронні конфігурації.

Створена в 1869 р. періодична система елементів вміщувала лише 63 елементи. Існує коротка і довгоперіодна періодичні таблиці. Представляємо коротку періодичну таблицю Д. І. Менделєєва.

Періоди	Ряди	Групи I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1	1 H 1,0079 Гідроген						(H)	2 He 4,0026 Гелій
2	2	3 Li 6,941 Літій	4 Be 9,012 Берилій	5 B 10,81 Бор	6 C 12,011 Карбон	7 N 14,0067 Нітроген	8 O 15,999 Оксиген	9 F 18,998 Флуор	10 Ne 20,180 Неон
3	3	11 Na 22,990 Натрій	12 Mg 24,305 Магній	13 Al 26,982 Алюміній	14 Si 28,086 Силіцій	15 P 30,974 Фосфор	16 S 32,06 Сульфур	17 Cl 35,453 Хлор	18 Ar 39,948 Аргон
4	4	19 K 39,098 Калій	20 Ca 40,08 Кальцій	21 Sc 44,956 Скандій	22 Ti 47,87 Титан	23 V 50,941 Ванадій	24 Cr 51,996 Хром	25 Mn 54,938 Манган	26 Fe 55,845 Ферум
	5	29 Cu 63,546 Купрум	30 Zn 65,38 Цинк	31 Ga 69,72 Галій	32 Ge 72,64 Германій	33 As 74,922 Арсен	34 Se 78,96 Селен	35 Br 79,904 Бром	36 Kr 83,80 Криптон
5	6	37 Rb 85,468 Рубідій	38 Sr 87,62 Стронцій	39 Y 88,906 Ітрій	40 Zr 91,22 Цирконій	41 Nb 92,906 Ніобій	42 Mo 95,94 Молібден	43 Tc [98] Технецій	44 Ru 101,07 Рутеній
	7	47 Ag 107,868 Аргентум	48 Cd 112,41 Кадмій	49 In 114,82 Індій	50 Sn 118,71 Станум	51 Sb 121,76 Стибій	52 Te 127,60 Телур	53 I 126,904 Йод	54 Xe 131,29 Ксенон
6	8	55 Cs 132,91 Цезій	56 Ba 137,33 Барій	57 *La 138,905 Лантан	72 Hf 178,49 Гафній	73 Ta 180,948 Тантал	74 W 183,84 Вольфрам	75 Re 186,207 Реній	76 Os 190,2 Осмій
	9	79 Au 196,967 Аурум	80 Hg 200,59 Меркурій	81 Tl 204,38 Талій	82 Pb 207,2 Плюмбум	83 Bi 208,980 Бісмут	84 Po [209] Полоній	85 At [210] Астат	86 Rn [222] Радон
7	10	87 Fr [223] Францій	88 Ra 226,03 Радій	89 **Ac [227] Актиній	104 Rf [261] Резерфордій	105 Db [262] Дубній	106 Sg [263] Сиборгій	107 Bh [262] Борій	108 Hs [265] Гасій
	11	111 Rg [280] Рентгеній	112 Cn [285] Коперницій	Uut 113 [284] Унунтрій	Fl 114 [289] Флеровій	Uup 115 [288] Унунпентій	Lv 116 [293] Ліверморій	Uus 117 [294] Унунсептій	Uuo 118 [294] Унуноктій
Вищі оксиди		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Летючі сполуки з Гідрогеном					RH_4	RH_3	H_2R	HR	

* Лантаноїди	58 Ce 140,12 Церій	59 Pr 140,908 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [147] Прометій	62 Sm 150,4 Самарій	63 Eu 151,96 Європій	64 Gd 157,25 Гадолініій	65 Tb 158,925 Тербій	66 Dy 162,50 Диспрозій	67 Ho 164,93 Гольмій	68 Er 167,26 Ербій	69 Tm 168,93 Тулій	70 Yb 173,04 Ітербій	71 Lu 174,97 Лютецій
** Актиноїди	90 Th 232,038 Торій	91 Pa 231,036 Протактиній	92 U 238,029 Уран	93 Np [237] Нептуній	94 Pu [244] Плутоній	95 Am [243] Америцій	96 Cm [247] Кюрій	97 Bk [247] Берклій	98 Cf [249] Каліфорній	99 Es [252] Ейнштейній	100 Fm [257] Фермій	101 Md [258] Менделевій	102 No [259] Нобелій	103 Lr [260] Лоуренсій

Періодична система (таблиця) – це концентрат відомих хімічних фактів, які систематизовані в певній послідовності.

1. Періодичність зумовлена повторенням у розміщенні електронів навколо ядра при збільшенні зарядів ядер від 1 до 8 у малих періодах і від 1 до 18 у великих періодах: періодичність зумовлена повторенням електронних конфігурацій атомів.

2. Властивості елементів та їх сполук закономірно змінюються як по горизонталі (у межах періодів), так і по вертикалі (у межах груп і підгруп). Крім того, спостерігається і діагональна подібність елементів (Li – Mg, Na – Ca, Be – Al).

3. Порядковий номер елемента вказує на заряд ядра Z (протонне число) і кількість електронів, які знаходяться навколо ядра.

4. Положения елемента в періоді вказує на кількість енергетичних рівнів електронів.

5. Номер групи, як правило, вказує на найвищу можливу валентність елемента, тобто на кількість валентних електронів у збудженому стані.

6. Елементи, які виявляють типові металічні властивості, розміщені в лівому нижньому кутку періодичної системи. Металічні властивості посилюються зверху вниз і зправа наліво (до францію).

7. Металічні властивості виявляють елементи з малою кількістю електронів на верхньому енергетичному рівні. Неметалічними властивостями характеризуються елементи з великою кількістю валентних електронів.

8. Елементи, які виявляють типові неметалічні властивості, розміщені у верхньому правому кутку таблиці. Неметалічні властивості зростають зліва направо і знизу догори (до флуору).

9. Приблизно по діагоналі (від берилію до астату) розміщені елементи, які виявляють амфотерні властивості (Be, Al, Cr, As, Sn, Pb та ін.). Це вказує на те, що розподіл хімічних елементів на метали і неметали є умовним.

По електронних структурах елементи розділені на *періоди* і *групи*.

Період – горизонтальний ряд елементів, розташованих за збільшенням порядкового номера, властивості яких змінюються послідовно від типово металічних до типово неметалічних і далі – до благородних газів.

Таблиця містить сім періодів. Перший, другий, третій – малі періоди, інші – великі. Розподіл елементів перших трьох періодів здійснюється одним горизонтальним рядом для кожного періоду. Четвертий, п'ятий і шостий періоди мають по два горизонтальні ряди (парний і непарний). У сьомому періоді заповнений поки один ряд. Елементи з порядковими номерами 58–71 – лантаноїди, 90–103 – актиноїди. Вони винесені вниз періодичної таблиці у вигляді самостійних рядів. Номер періоду дорівнює головному квантовому числу і відповідає числу енергетичних рівнів.

Група – вертикальний ряд елементів у періодичній системі, які мають однаковий ступінь окиснення у вищих оксидах. У межах однієї групи не всі елементи схожі за своїми властивостями, тому кожна група має ***дві підгрупи:*** головну та побічну. Це відображено в таблиці шляхом зсуву одних елементів вправо, інших – вліво.

У головну підгрупу входять обов'язково типові елементи (елементи малих періодів) і елементи великих періодів, які відносяться до сімейств *s*- і *p*-елементів (у них заповнення електронів відбувається на зовнішньому енергетичному рівні).

Побічними називаються ***підгрупи***, що складаються з елементів, у яких заповнюється *d*- або *f*-підрівень. Побічні підгрупи не можуть містити елементи, розташовані вище 4-го періоду.

Відмінність електронних конфігурацій елементів головних та побічних підгруп обумовлює їх різні властивості. Загальне, що об'єднує підгрупи, – це номер групи.

Номер групи вказує на число валентних електронів, які можуть брати участь в утворенні хімічного зв'язку.

Представляємо **довгоперіодну таблицю**

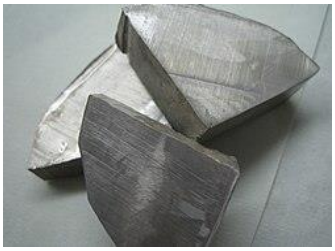
Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва

	1	2											3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																											He
2	Li	Be																					B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg																					Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca											Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr											Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

У періодичній системі представлені метали – хімічні елементи, які мають металічні властивості (металевий блиск, пластичність, високу тепло- і електропровідність). ***Лужні металічні елементи*** – це елементи 1-ї групи (за попередньою класифікацією головної підгрупи 1-ї групи Li, Na, K, Rb, Cs, Fr).



Літій, Li



Натрій, Na



Калій, K



Рубідій, Rb



Цезій, Cs



Францій, Fr

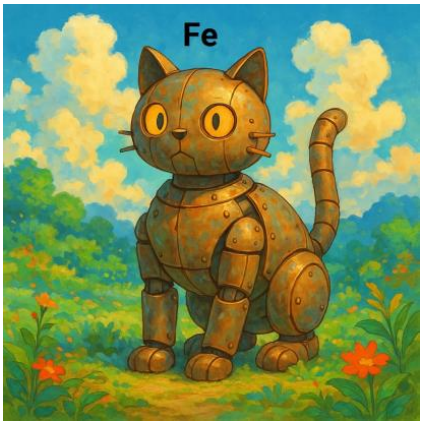


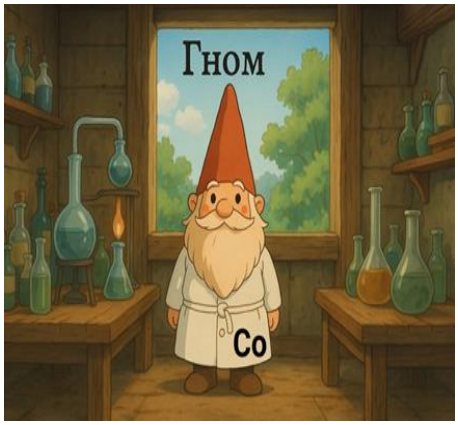


Лужноземельні метали – це елементи 2-ї групи (за попередньою класифікацією головної підгрупи 2-ї групи Ca, Sr, Ba, Ra. Властивості Mg лише частково подібні до властивостей інших елементів групи, Be не входить до жодної з груп, виявляє властивості, близькі до групи Al).

Метали родини феруму – Fe, Co, Ni (побічна підгрупа VIII, вони не мають вільного f-підрівня, а d-підрівень передостаннього електронного рівня майже повністю добудовується).

Назва «кобальт» походить від німецького слова *kobold* (кобольд), що означає «домовий», «гном» або «злий дух».





Метали родини платини – ***платиноїди:*** Pt, Pd, Ru, Rh, Ir, Os. Належать до дорогих (благородних) металів. Платиноїди різняться за густиною: легкі (Rh, Ru, Pd) і важкі (Pt, Os, Ir). Назва «іридій» походить від *грец.* ἰριοειδής − веселковий. Названий так за різноманітність кольорів його сполук.



Перехідні металічні елементи – d- і f-елементи.

До d-елементів належать елементи побічних підгруп 4−6 періодів: 10 елементів 4-го періоду – від Sc до Zn, 5-го періоду – від Y до Cd та 6-го періоду – від La до Hg. За хімічною активністю перехідні метали різні, в межах одного сімейства стійкий ступінь окиснення елементів зростає внаслідок збільшення кількості d-електронів, які можуть брати участь у створенні хімічних зв'язків, а потім спадає або знижується. Розміри атомів d-елементів у періодичній системі зверху донизу зростають, енергія іонізації зменшується, металічні властивості збільшуються. d-елементи виявляють змінний ступінь окиснення, що зумовлює їх участь в окисно-відновних процесах (вищий ступінь окиснення відповідає номеру групи, в якій знаходиться елемент). Вони не утворюють водневих сполук у зв'язку з відсутністю негативного ступеня окиснення. Біоелементи родини d-елементів – це мікроелементи і всі, крім Zn, є перехідними металами.

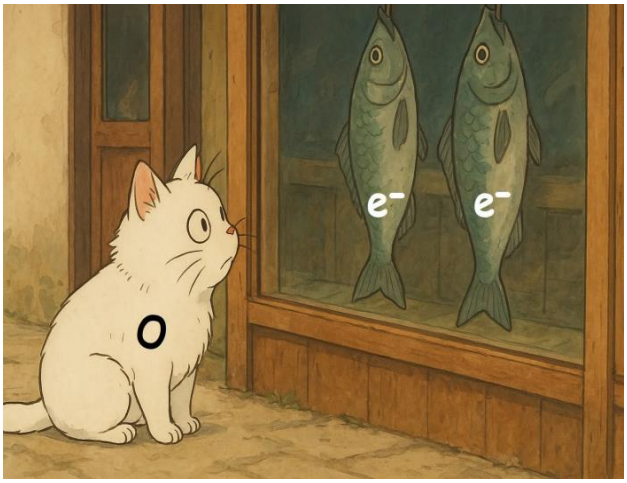
f-елементи – це окрема група хімічних елементів: лантаноїди і актиноїди, їх отримано штучним шляхом (за допомогою ядерних перетворень).

Неметалічні елементи (H, C, N, O, P, S, Se) – хімічні елементи, які не мають властивостей металів, розташовані у верхній частині періодичної системи праворуч. Вони мають високу електронегативність.

Назва гідроген походить від давньогрецьких слів «ὕδωρ» (hydor) – вода та «γεννάω» (gennao) – народжувати, що буквально означає «той, хто народжує воду».







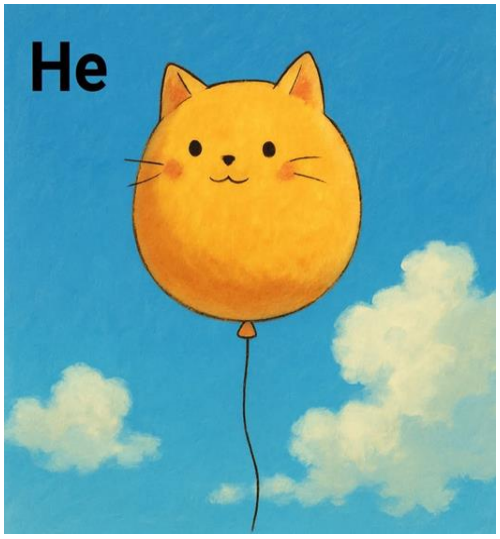


Напівметалічні елементи (металоїди) – B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po. Утворені ними прості речовини мають атомні кристалічні ґратки і металічну провідність.

Галогени – елементи 17-ї групи (за попередньою класифікацією головної підгрупи 7-ї групи) – F, Cl, Br, I, At, Uus.



Інертні елементи – це елементи 18-ї групи (за попередньою класифікацією головної підгрупи 8-ї групи) – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, Uuo. Вони мають стабільні одноатомні молекули і за звичайних умов у хімічні реакції не вступають (крім Xe та Rn), тому і не виявляють ні валентності, ні ступеня окиснення. Прості речовини, утворені цими елементами, називають **благородними газами**.





Особливості заповнення електронних оболонок елементів

На початку кожного періоду розташований лужний метал. Електронна конфігурація зовнішніх енергетичних рівнів у кожному періоді змінюється від ns^1 до ns^2np^6.

У ***малих періодах*** зі збільшенням заряду ядра атома відбувається забудова зовнішнього енергетичного рівня. При цьому кількість електронів на зовнішньому рівні дорівнює номеру групи. Наприклад, електронна конфігурація зовнішнього рівня атома натрію (розташований на початку третього періоду) має вигляд $3s^1$, а атома аргону (розташований у кінці періоду) – $3s^2 3p^6$. Зі збільшенням кількості електронів на зовнішньому енергетичному рівні металічні властивості слабшають, а неметалічні посилюються.

У ***парних рядах*** великих періодів кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні дорівнює 1 або 2. Зі збільшенням заряду ядра атома заповнюється попередній підрівень. При цьому сума електронів на зовнішньому рівні і попередньому підрівні дорівнює номеру групи.

Наприклад, електронна конфігурація елемента мангану має вигляд:

$$Mn_{25}: \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5}\, 4s^2 4p^0 4d^0 4f^0$$

Стійка конфігурація
(не змінюється у хімічних реакціях)

Стійка атомна конфігурація елемента марганцю, розташованого в парному ряду четвертого періоду, в сьомій групі, однакова з електронною конфігурацією елемента аргону, що розташований у кінці третього періоду і має порядковий номер 18. Сім електронів, що залишилися, розподіляються таким чином: два електрони – на зовнішньому *s*-підрівні ($4s^2$), а інші – на попередньому 3*d*-підрівні ($3d^5$). У непарних рядах великих періодів у першого елемента ряду завершується заповнення попереднього підрівня (*d* або *f*). Зі збільшенням заряду ядра атома починається заповнення зовнішнього енергетичного рівня, як у типових елементів малих періодів. Кількість електронів на зовнішньому рівні дорівнює номеру групи.



Наприклад, електронна конфігурація брому (Br_{35}), розташованого у непарному ряду четвертого періоду, в сьомій групі, має вигляд:

$$Br_{35}: \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}\, 3d^{10} 4s^2 4p^5$$

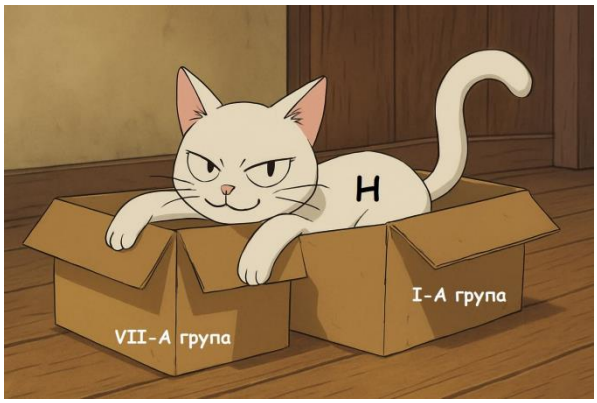
Стійка атомна конфігурація

Стійка атомна конфігурація однакова з конфігурацією аргону, кількість електронів – 18, сім електронів заповнюють зовнішній енергетичний рівень.

Залежність властивостей елементів від положення в періодичній системі. Шкала Полінга

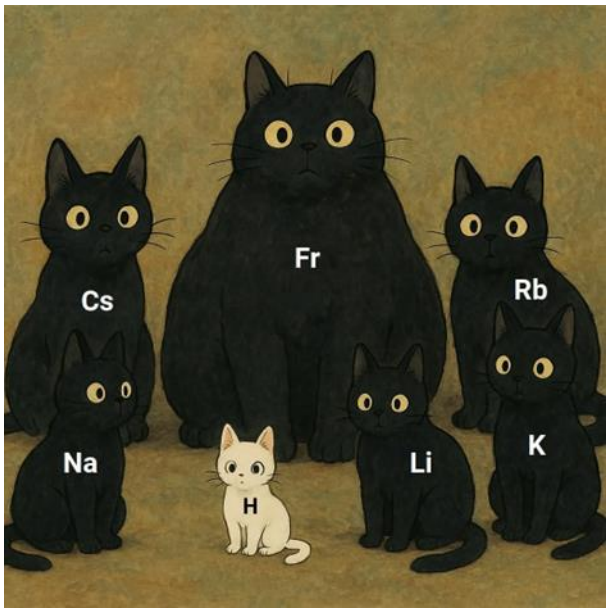
Сучасна електронна теорія будови атома пояснила залежність властивостей елементів від будови їх атома і положення в періодичній системі. Оскільки електронна конфігурація хімічних елементів зі збільшенням заряду ядра атома періодично повторюється, а всі властивості елемента визначаються електронною будовою – то властивості закономірно змінюються за групами і періодами.

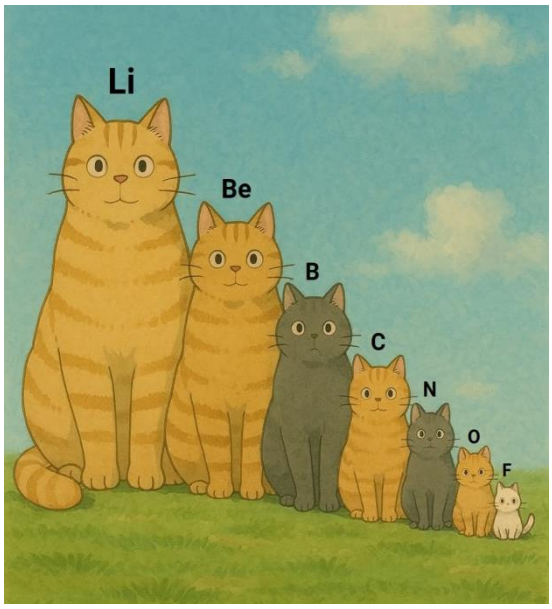




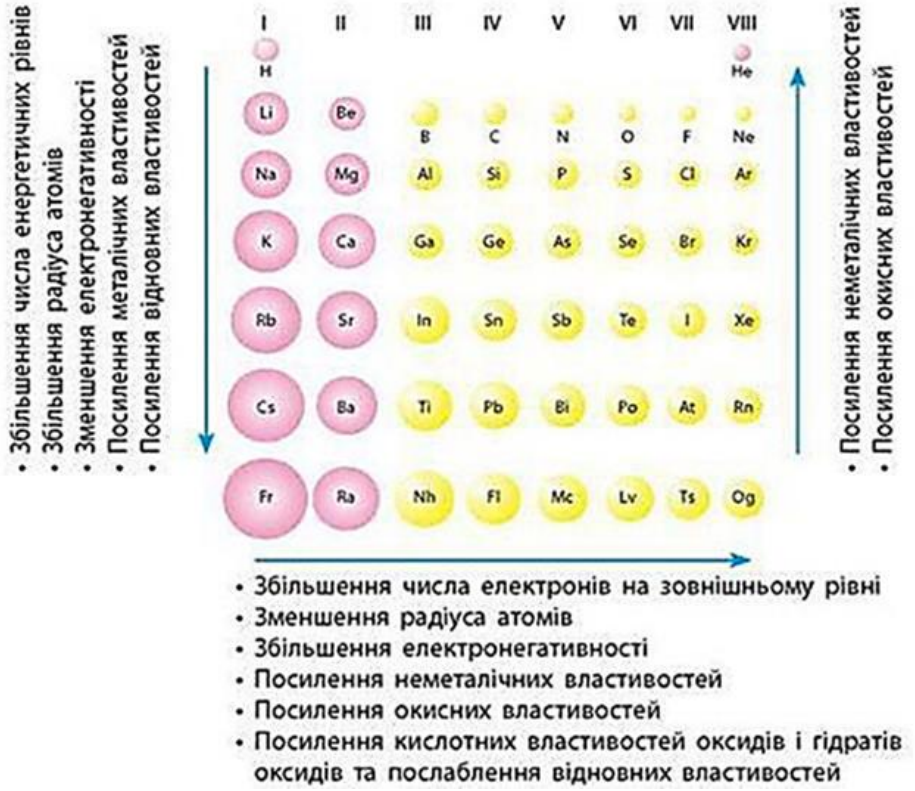
Елементи характеризуються наступними властивостями: радіус атома, енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона, електронегативність.

Радіус атома (rA) – відстань від ядра атома до максимуму електронної густини зовнішньої орбіталі. Його величина залежить від заряду ядра атома.





У елементів, розташованих на початку періоду, радіус атома має максимальне значення. При переході зліва направо (у періоді) радіус атома зменшується. Це пояснюється тим, що сила тяжіння електронів до ядра зі зростанням його заряду збільшується. У групах зверху вниз радіус атома збільшується, оскільки кількість енергетичних рівнів зі зростанням заряду ядра збільшується. Чим більше радіус, тим слабкіше утримуються зовнішні електрони, і тому, вступаючи в реакцію, атом легше їх віддає. Здатність атома віддавати електрони вважають мірою металічности. Елементи, що проявляють тенденцію до віддачі електронів, мають на зовнішньому енергетичному рівні один або три електрони – їх відносять до металів.



Характеристикою металічних властивостей є енергія іонізації (ЕІ), що витрачається на відрив електрона від атома і перетворення його в іон. Схематично цей процес можна представити:

$$A + ЕІ \rightarrow \textit{позитивний іон} + e^- \quad (Na + ЕІ \rightarrow Na^+ + e^-),$$

де А – атом; ЕІ – енергія іонізації.





У межах періоду зліва направо енергія іонізації зі зростанням заряду ядра атома збільшується. Оскільки збільшується заряд ядра, зменшується радіус атома, і внаслідок цього витрата енергії на перетворення атома в іон зростає. Найменшу енергію іонізації має лужний метал, розташований на початку періоду. В межах групи енергія іонізації елементів зверху вниз зменшується, оскільки в елементів збільшується кількість електронних рівнів, тобто радіус атома. Тому тяжіння електронів зовнішнього енергетичного рівня до ядра слабшає і відрив їх полегшується. Атоми, що мають на зовнішньому енергетичному рівні чотири і більше електронів, які міцно пов'язані з ядром, відносяться до неметалів. Вступаючи в хімічні реакції, вони в основному приєднують електрони, тобто проявляють спорідненість до електрона.

Спорідненість до електрона – це енергія, яка поглинається або виділяється при приєднанні електронів до нейтрального атола з утворенням негативно зарядженого іона.

Усередині періоду спорідненість до електрона збільшується зліва направо, досягаючи максимуму у галогенів. Це пояснюється тим, що зі збільшенням кількості електронів на зовнішньому рівні атом для досягнення стійкої атомної конфігурації (8 e^-) проявляє спорідненість до електрона, тобто йому енергетично вигідно прийняти електрони (чотири, три, два, один). Оскільки при віддачі великої кількості електронів потрібна велика енергія іонізації. В межах групи зверху вниз зі збільшенням заряду ядра атома спорідненість до електрона зменшується, оскільки збільшується радіус атома. Елементи, що мають на зовнішньому енергетичному рівні більше трьох електронів, здатні як віддавати, так і приймати електрони, тобто проявляти як відновні, так і окислювальні властивості. Таким чином, у межах періоду зліва направо металічні властивості і, відповідно, відновні, слабшають, а неметалічні властивості, і, відповідно, окислювальні, посилюються.

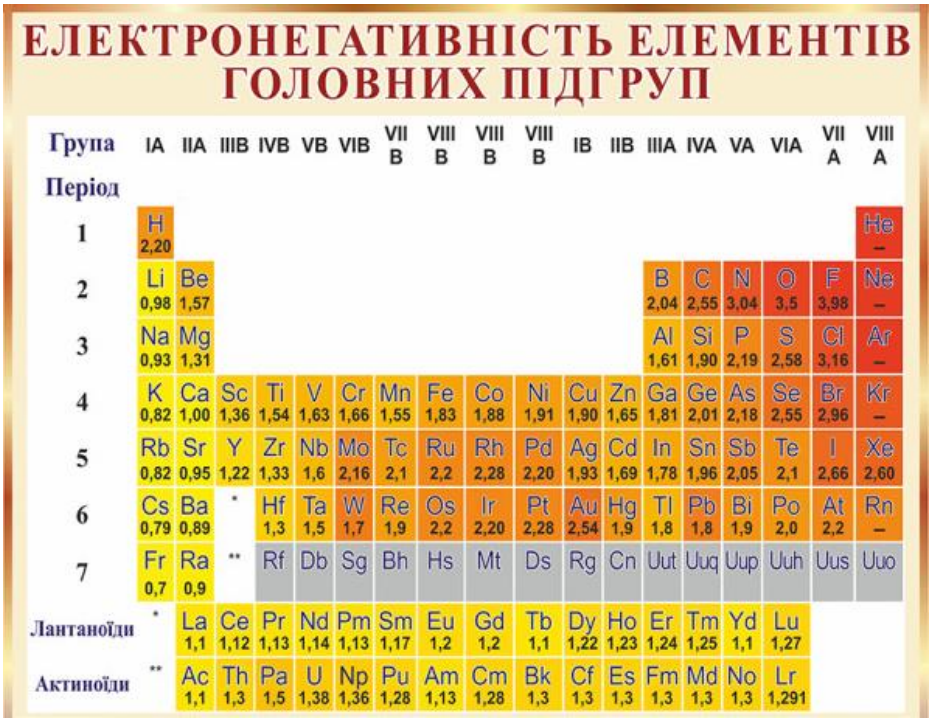


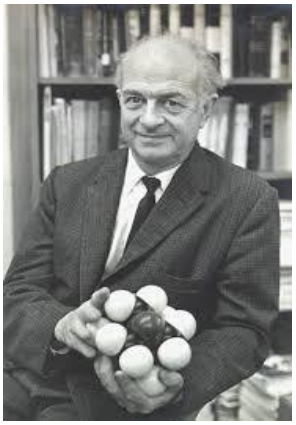
Електронегативність – умовна величина, яка характеризує здатність атомів елемента в різних хімічних сполуках відтягувати до себе електрони, які беруть участь у створенні хімічних зв'язків.

Шкала Полінга (1932 р.) визначає відносну електронегативність атомів (їх здатність притягувати електрони в хімічному зв'язку). За одиницю взято електронегативність літію (0,98). Шкала не має одиниць виміру – вона є відносною. Мінімально електронегативний францій (0,7), максимально – флуор (3,98 ≈ 4).

Шкала Полінга (шкала електронегативності):

F – 4,0; O – 3,5; C(sp-гібридизація) – 3,2; N – 3,0; Cl – 3,0; Br – 2,8; C(sp^2-гібридизація) – 2,8; S – 2,5; C(sp^3-гібридизація) – 2,5; H – 2,1.





Лайнус Полінг (1901–1994)

Лайнус Полінг – видатний американський хімік, біохімік, фізик-теоретик та активіст миру.

Народився 28 лютого 1901 р. в Портленді, штат Орегон, у Сполучених Штатах. Освіту отримав в Університеті штату Орегон у Корваллісі (1922 р.). У 1925 р. отримав ступінь доктора філософії з хімії та математичної фізики в Каліфорнійському технологічному інституті в Пасадені. В 1926–1927 рр. отримав стипендію Гуггенхайма і навчався в Європі у провідних вчених того часу (Арнольда Зоммерфельда в Мюнхені, Нільса Бора в Копенгагені та Ервіна Шредінгера в Цюриху).

Наукові досягнення

1. Нобелівська премія з хімії (1954 р.). Нагороджений за дослідження природи хімічного зв'язку та їх застосування для з'ясування структури молекул. За допомогою квантової механіки описано хімічні зв'язки, що призвело до розробки концепцій орбітальної гібридизації та резонансу.

2. Шкала електронегативності (1932 р.). Розроблено першу найпоширенішу шкалу електронегативності для кількісного визначення здатності атома притягувати електрони.

3. Молекулярна біологія. Досліджено структури біологічно важливих сполук, зокрема білків. Закладено основи для відкриття подвійної спіралі ДНК. Будова білків (1951 р.). Опубліковано структуру альфа-спіралі та бета-шару – ключових елементів вторинної структури білків.

4. Квантова хімія. За допомогою квантової механіки пояснено будови та поведінки атомів і молекул, що зробило його одним із засновників квантової хімії. «Природа хімічного зв'язку» (1939 р.).

Видано монументальну працю, яка узагальнила його відкриття та є однією з найвпливовіших наукових книг XX ст.

5. Молекулярні хвороби. Вперше визначено серпоподібну анемію як молекулярну хворобу, що проклало шлях до вивчення спадкових генетичних мутацій на молекулярному рівні.

6. Громадська діяльність та Нобелівська премія миру. Нобелівська премія миру (1962 р.) за активну боротьбу за мир та зусилля, спрямовані на заборону ядерних випробувань.

На сьогодні найбільш прийнята шкала Р. Т. Сандерсона.

Хімічний зв'язок. Види хімічних зв'язків

Хімічний зв'язок – це форма взаємодії між атомами, яка зумовлює утворення стійких структур молекул, іонних сполук та кристалів. Утворення зв'язку завжди супроводжується зменшенням енергії системи тому, що атоми прагнуть до більш стабільного стану з повністю заповненим зовнішнім електронним шаром (так зване «правило октету»). Причиною виникнення хімічного зв'язку є **електростатична взаємодія** між ядрами та електронами, а також тенденція атомів до досягнення конфігурації інертних газів.

Хімічний зв'язок є фундаментальною основою існування речовини. Саме завдяки різним типам зв'язку атоми об'єднуються в молекули, утворюють кристали та визначають фізичні й хімічні властивості речовин. Розуміння природи хімічного зв'язку дозволяє пояснити будову речовини, закономірності її перетворень та передбачати поведінку нових сполук.

Таблиця 4

Основні типи зв'язку та їх порівняльна характеристика

Тип зв'язку	Характер взаємодії	Приклади сполук	Основні властивості речовин
Ковалентний	Спільні електронні пари	H_2O, Cl_2	Молекулярна будова, різні агрегатні стани
Іонний	Притяжіння протилежно заряджених йонів	NaCl, KBr	Кристалічні ґратки, електропровідність у розчинах
Металічний	«Електронний газ» між іонами	Cu, Fe, Al	Електропровідність, ковкість, блиск
Водневий	Взаємодія H^+ з електронегативним атомом	H_2O, HF	Аномальні фізичні властивості, висока температура кипіння
Координаційний	Донорно-акцепторна взаємодія	NH_4^+, комплексні сполуки	Стійкі комплекси, специфічні властивості
Ван-дер-Ваальсовий	Тимчасові диполі	I_2, Ar	Слабка міжмолекулярна взаємодія

Ковалентний зв'язок – виникає між атомами неметалічних елементів завдяки утворенню однієї або кількох спільних електронних пар. Ковалентний неполярний зв'язок H_2, ковалентний полярний зв'язок HF.









Термін «ковалентний зв'язок» у 1919 р. було введено Ірвінгом Ленгмюром.



Ірвінг Ленгмюр (1881–1957)

Ірвінг Ленгмюр − американський хімік і фізик, лауреат Нобелівської премії з хімії 1932 р. «за відкриття і дослідження в галузі хімії поверхневих явищ». Його дослідження зробили значний внесок у розвиток кількох наукових галузей, а його винаходи вплинули на промислові технології.

Народився 31 січня 1881 р. (Бруклін, Нью-Йорк). Здобув ступінь бакалавра наук із металургійної інженерії в Колумбійському університеті (1903 р.). У 1906 р. здобув ступінь доктора філософії з фізичної хімії у Геттінгенському університеті під керівництвом Вальтера Нернста. Викладав хімію у Стівенсі до 1909 р. на кафедрі хімії та хімічної біології (сучасна назва).

Наукові досягнення

1. Нобелівська премія з хімії (1932 р.). Хімія поверхонь. Закладено основи сучасної хімії поверхні – науки про те, що відбувається на межі між речовинами. Вивчено взаємодію атомів і молекул на поверхнях рідин і твердих тіл. Розроблено математичну модель, відому як ізотерма адсорбції Ленгмюра, що описує адсорбцію газів на плоских поверхнях.

2. Плівки Ленгмюра–Блоджетт. Спільно з Кетрін Берр Блоджетт розроблено метод осадження тонких мономолекулярних плівок (моношарів) на твердих поверхнях. Ця техніка знайшла застосування в матеріалознавстві та біофізиці.

3. Лампи розжарювання Винайдено сучасну лампу розжарювання. Доведено, що заповнення ламп розжарювання інертним газом (азотом, потім аргоном) замість вакууму значно продовжує термін служби вольфрамової нитки та підвищує ефективність лампи.

4. Атомна теорія (1919 р.). Запропоновано сучасну концепцію валентних оболонок та ізотопів, критичних компонентів атомної структури та атомної теорії – фундаментальний внесок у теорію хімічного зв'язку та електронних оболонок, запропоновану Гілбертом Ньютоном Льюїсом. ***Введено поняття ковалентного зв'язку.***

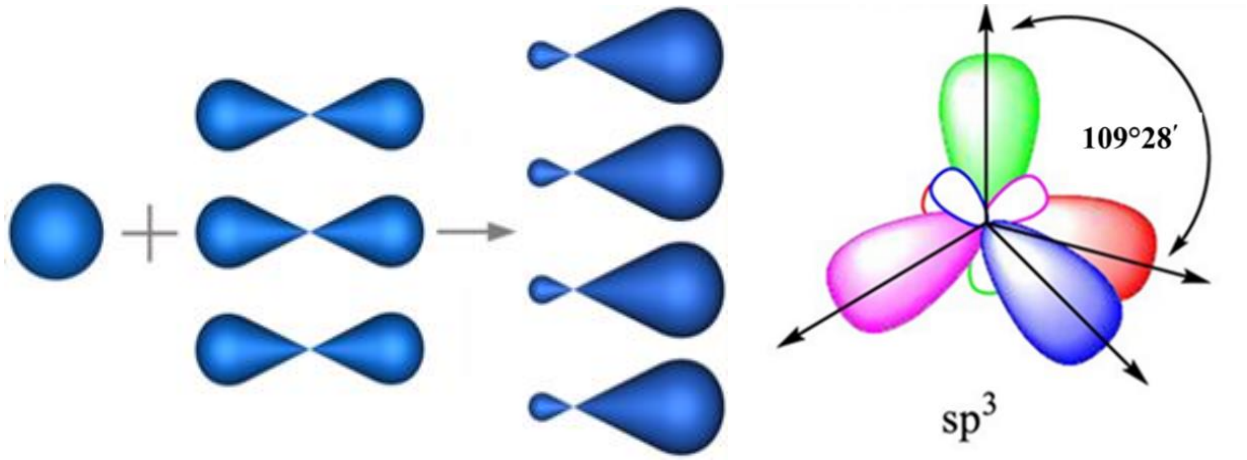
5. Фізика плазми. Досліджено електричні розряди в іонізованих газах (плазма). Розроблено концепцію електронної температури та винайдено діагностичний метод для визначення електронної температури (зонд Ленгмюра). Вперше сформульовано поняття «плазми», як четвертого стану речовини.

6. Атомно-водневе зварювання. На підставі дослідження атомарного водню винайдено процес атомно-водневого зварювання, яке використовує атомарний водень для створення високих температур.

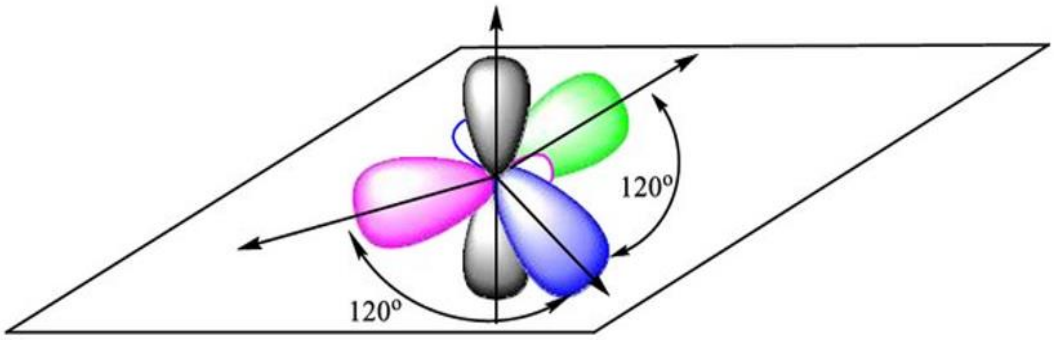
7. Метеорологія. Досліджено атмосферні явища – процеси утворення хмар. Закладено основу для розробки методів посіву хмар для виклику дощу.

Гібридизація електронних орбіталей – явище, яке може відбуватися при утворенні молекул із ковалентним полярним зв'язком, в результаті різні електронні орбіталі (s, p) перетворюються в однакові гібридні орбіталі як за формою, так і за енергією.

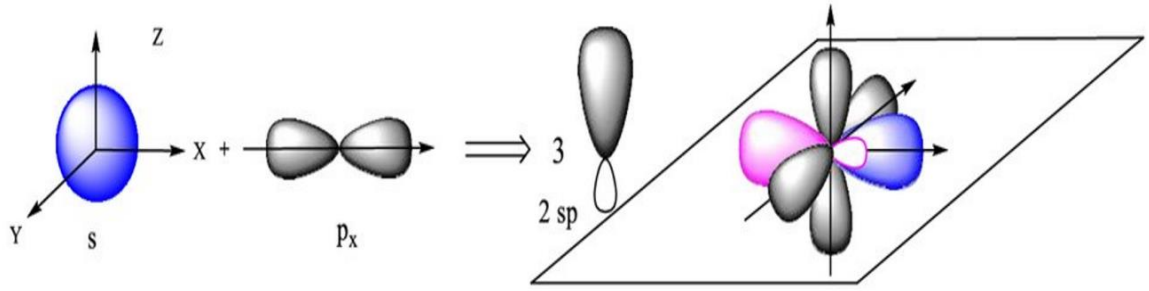
sp^3-гібридизація: утворюються 4 гібридні орбіталі, кут 109°28′, тетраедр (CH_4, CCl_4).



sp²-гібридизація: утворюються 3 гібридні орбіталі, під кутом 120° вони розташовуються в одній площині. Одна не гібридизована р-орбіталь розташовується перпендикулярно до цієї площини; трикутна структура (BCl_3).

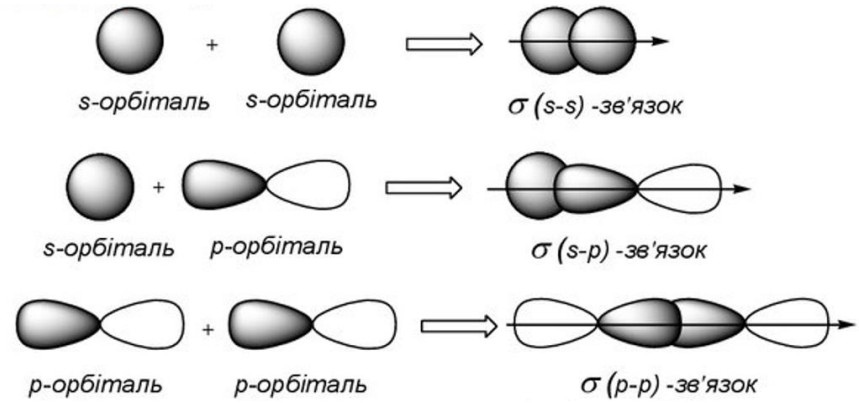


sp-гібридизація: дві гібридизовані орбіталі розташовуються під кутом 180° по лінії, дві не гібридизовані р-орбіталі розташовуються перпендикулярно одна до одної і до осі (лінійна будова): CO_2, C_2H_2.

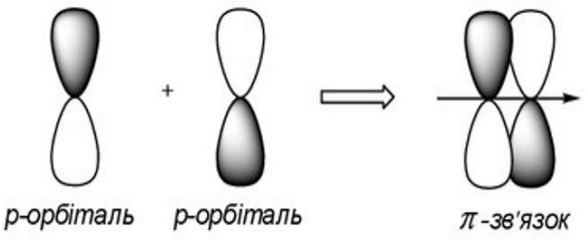


Зв'язки у просторі

σ-зв'язок – одинарний, простий, ковалентний зв'язок утворюється при перекриванні по лінії електронних хмар, яка з'єднує атоми.



π-зв'язок – атом після утворення σ-зв'язку ще має неспарені електрони, в такому випадку він використовує їх для утворення π-зв'язку.



Він менш енергетично вигідний, ніж σ-зв'язок.

Характеристики ковалентного зв'язку

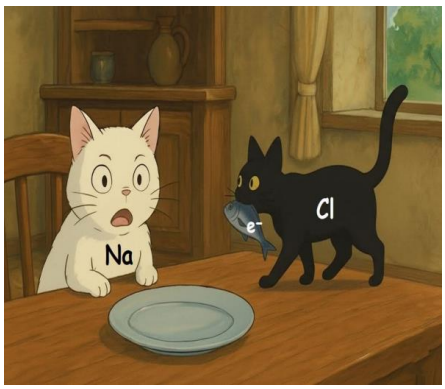
Кратність – визначають за кількістю спільних електронних пар, що зв'язують атоми: одинарний (один σ-зв'язок є у водні (H_2), хлороводні (HCl), два σ-зв'язки – у воді (H_2O)); подвійний (п'ять σ-зв'язків: чотири C−H і один C−C в етені (C_2H_4) та два σ-зв'язки і два π-зв'язки в сульфур (IV) оксиді (SO_2); потрійний (три σ-зв'язки (два C−H і один C−C) та два π-зв'язки (C−C) в етині (C_2H_2)).

Довжина зв'язку – відстань між центрами ядер атомів, що утворюють зв'язок (нм).

Енергія зв'язку – енергія, яку треба затратити, щоб зруйнувати зв'язок, або енергія, що виділяється при утворенні зв'язку (кДж/моль).

Іонний (йонний) зв'язок − тип зв'язку базується на тому, що протилежні за властивостями атоми металів та неметалів з'єднуються один з одним у результаті дії сил електростатичної взаємодії протилежно заряджених частинок – іонів. Іони утворюються з атомів при переході електронів атома металу на зовнішню оболонку атома неметалу.

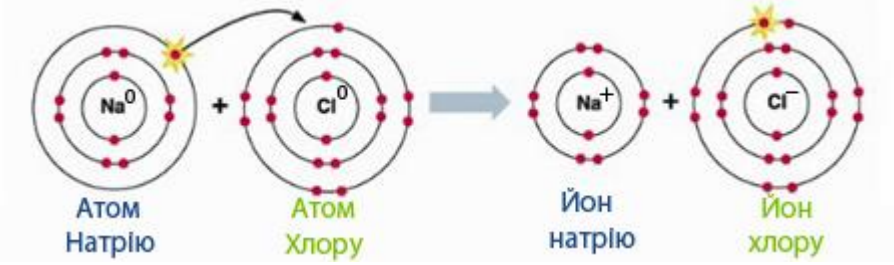




Іонний зв'язок утворюється, якщо різниця між електронегативностями пари атомів, які створюють зв'язок, за шкалою Полінга більше, ніж 1,7.

Так, молекула хлориду натрію утворюється за реакцією: $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$.

Наводимо схему утворення молекули натрій хлориду:



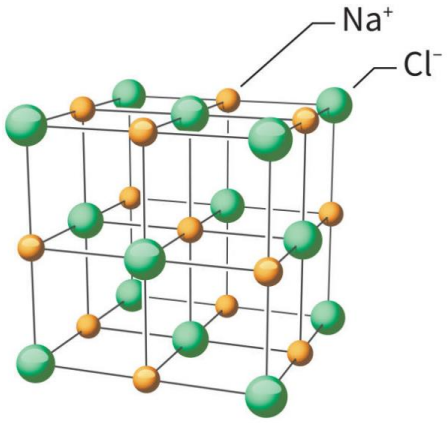
$$\overset{1\bar{e}}{\rightarrow} \quad Na\cdot + :\underset{..}{\dot{Cl}}: \rightarrow [Na^+][:\underset{..}{\ddot{Cl}}:]^-;$$

$$\underset{...3s^1}{\overset{1\bar{e}}{\rightarrow}} \quad ...3s^2 3p^5$$

$$Na^0 - 1\bar{e} = Na^+$$
$$Cl^0 + 1\bar{e} = Cl^-$$
$$Na^+ + Cl^- = NaCl$$

Таким чином, перехід електрона від атома натрію до атома хлору утворює заряджені частинки із завершеною електронною оболонкою, схожою на електронну оболонку найближчого інертного газу, яка є стійкою електронною конфігурацією. За іонним типом зв'язку утворюється переважна більшість солей.

Утворені сполучення йонів NaCl – це іонні асоціати. У вигляді молекул вони існують тільки у газоподібному стані (за високих температур). Форма існування іонних сполук за звичайних умов – тверді кристалічні речовини. Характерною ознакою іонного зв'язку (на відміну від ковалентного) є його ненасиченість і ненапрямленість у просторі. Тому іони Na^+, наприклад, можуть взаємодіяти з іонами Cl^- у будь-якому напрямку, притягуючи певну їх кількість. Це зумовлює утворення не простих молекул, а іонних кристалів, що складаються з великої кількості іонів. Молекули в цьому випадку відсутні. Наприклад, у кристалі NaCl кожний іон Na^+ взаємодіє з шістьма іонами Cl^- і навпаки. Так виглядає структура кристалів NaCl:



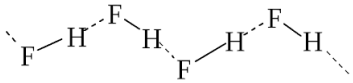
Кристалічні ґратки іонних сполук складаються із закономірно розташованих позитивно і негативно заряджених іонів. Енергія іонного зв'язку визначається кулонівськими силами притяжіння протилежно заряджених іонів. Вона залежить від значень енергії іонізації атома металу та спорідненості до електрона атома неметалу. Чим менша перша величина і більше друга, тим енергетично вигіднішим є утворення іонної сполуки, тим вищою є енергія зв'язку. Так, у ряду солей NaF-NaCl-NaBr-NaJ енергія зв'язку знижується. Це пояснюється зменшенням спорідненості до електрона в ряду від F до J.

Іонні речовини утворюються під час сполучення не лише одноатомних, а й багатоатомних багатозарядних іонів. Наприклад, NaOH, $Ba(OH)_2$, KNO_3, Na_2HPO_4, $Al_2(SO_4)_3$ – іонні сполуки. В їх кристалічних ґратках знаходяться відповідно іони: Na^+ і OH^-, Ba^{2+} і OH^-, K^+ і NO_3^-, Na^+ і HPO_4^{2-}, Al^{3+} і SO_4^{2-}. Іонні сполуки утворюють атоми елементів, що різко відрізняються за значеннями електронегативності. Наприклад, сполуки металів I та II груп головних підгруп із неметалами VI та VII груп головних підгруп утворюють оксиди, галогеніди, сульфіди, гідроксиди і кисневмісні солі цих металів.

Водневий зв'язок – утворюється в речовинах, молекули яких містять атом гідрогену та атоми елементів, що проявляють значно більшу електронегативність. Іноді водневий зв'язок розглядають як різновид зв'язку, що виникає не тільки внаслідок дії електростатичних сил притяжіння, а і за донорно-акцепторним механізмом (наприклад, HF).



У цьому разі електронегативний елемент зі значно більшою силою притягує атом гідрогену, який втрачає свій електрон із s-орбіталі, залишається тільки ядро (протон). Вільну орбіталь заповнює неподілена електронна пара атома більш електронегативного елемента, який є донором, а ядро атома гідрогену – акцептором. Наводимо схему утворення водневого зв'язку за донорно-акцепторним механізмом.



У водневому зв'язку іон гідрогену, що має маленький розмір і сильний позитивний заряд, може притягуватись до електронної оболонки сусідніх молекул і утворювати зв'язок. Так, у молекулах води між іонами гідрогену та оксигену сусідніх молекул утворюється досить сильний водневий зв'язок, що надає воді цілий ряд аномальних властивостей (рідкий стан, високу питому теплоємність та ін.). З позиції методу валентних зв'язків, водневий зв'язок є трицентровим, оскільки одна електронна орбіталь гідрогену забезпечує зв'язок із трьома атомами. Для цього зв'язку характерні просторова напрямленість і насичуваність (атом гідрогену розташовується по прямій лінії між двома електронегативними атомами). Водневий зв'язок тим сильніший, чим більша електронегативність атома-партнера і чим менші його розміри. Вона характерна, перш за все, для сполук фтору, а також оксигену, меншою мірою – для нітрогену. Відповідно до цього змінюється й енергія водневого зв'язку. Так, енергія водневого зв'язку H…F складає близько 40 кДж/моль, зв'язку H…O – 20 кДж/моль, H…N – 8 кДж/моль. Водневий зв'язок слабкіший за іонний і ковалентний. Його енергія становить 8–40 кДж/моль, тобто приблизно в 15–20 разів менша за енергію ковалентного зв'язку. Для порівняння – енергія водневого зв'язку льоду O – H…O дорівнює 20 кДж/моль, що становить лише 4,3 % енергії ковалентного зв'язку H – O. Натомість водневий зв'язок відіграє важливу роль при асоціації молекул, кристалізації, утворенні кристалогідратів, розчиненні сполук та інших хімічних процесів.

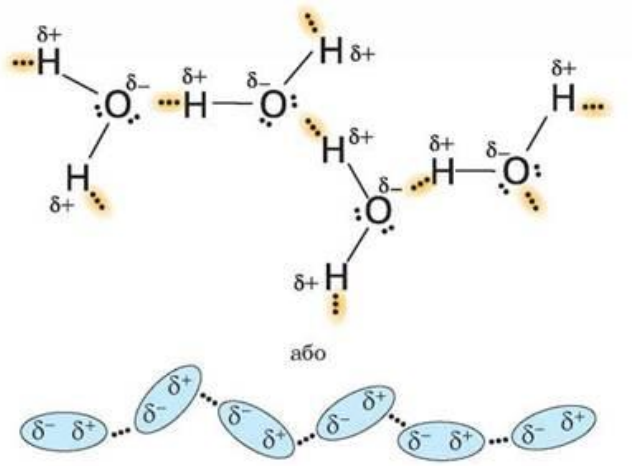
В амоніаку неподілена електронна пара азоту та полярність зв'язку N – H зумовлюють утворення між молекулами NH_3 водневого зв'язку. Тому амоніак досить легко зріджується і має високу температуру кипіння.

Розрізняють *міжмолекулярний* та *внутрішньомолекулярний водневий зв'язок.*

Міжмолекулярний водневий зв'язок. Участь у такому зв'язку беруть дипольні молекули. Він наявний у речовин, які перебувають у рідкому або твердому агрегатному стані, зокрема в молекулах води, спиртів, карбонових кислот, між молекулами води й інших речовин тощо.

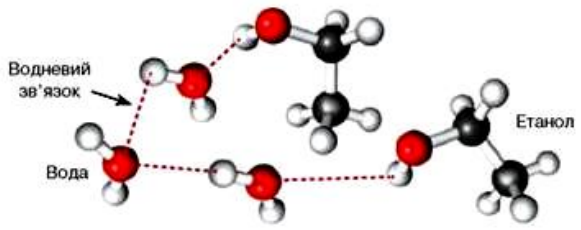
Механізм утворення цього виду зв'язку полягає в притяжінні атомами гідрогену, на якому концентрується частковий позитивний заряд атомів із більшою електронегативністю іншої молекули, на якому сконцентрований частковий негативний заряд. Як наслідок, виникають асоційовані молекули: димери у випадку карбонових кислот або асоціати з багатьох молекул.

Між молекулами води асоціати утворюються внаслідок притяжіння атомами гідрогену однієї молекули атомів оксигену іншої молекули. Наводимо схему утворення асоціатів між молекулами води:



Міжмолекулярна взаємодія на основі водневого зв'язку виникає не тільки між однаковими, а й між різними молекулами.

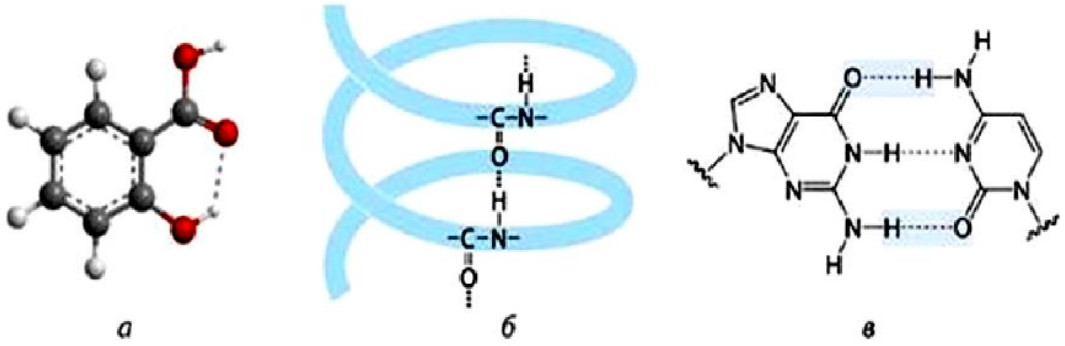
Наприклад, між молекулами води та спиртів, зокрема в процесі розведення спиртів водою, утворюються асоціати між атомом гідрогену молекули спирту, що має частковий позитивний заряд, та атомом оксигену молекули води, на якому сконцентрований частковий негативний заряд. Завдяки водневому зв'язку спирти добре розводяться водою. Наводимо схему утворення водневого зв'язку між молекулами етанолу та води:



Внутрішньомолекулярний водневий зв'язок – вид водневого зв'язку виникає не тільки в молекулах неорганічних, а й у молекулах органічних речовин. Багато органічних речовин містять у своєму складі характеристичні групи, в яких наявна поляризація зв'язку. Це гідроксильна група (–OH) у спиртів, карбоксильна (–COOH) у карбонових кислот, аміногрупа ($–NH_2$) у молекулах амінів та амінокислот. Наприклад, вторинна структура молекули білка утримується у формі спіралі завдяки утворенню водневих зв'язків.

Наявність водневого зв'язку впливає на властивості речовин. У них значно вищі температури кипіння. Так, наприклад, вода, порівняно з такими сполуками, як H_2S, H_2Se, H_2Te, має високу температуру кипіння – 100 °C. Це пояснюється тим, що під час кип'ятіння води потрібно використати додаткову енергію на руйнування водневих зв'язків.

Водневий зв'язок відіграє важливу роль у процесі розчинення речовин, утворенні та утриманні вторинної структури білка, кристалогідратів, а також у процесах кристалізації, електролітичної дисоціації іонних і ковалентних полярних сполук. Особливо важлива роль водневих зв'язків у живій природі, цей зв'язок присутній у нуклеїнових кислотах, гормонах, вітамінах та інших біологічно важливих сполуках. Так виглядають водневі зв'язки у саліциловій кислоті (*а*), білку (*б*) та нуклеїновій кислоті (*в*).



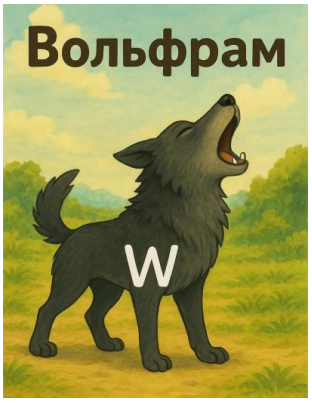
а *б* *в*

Металічний зв'язок – це багатоцентровий зв'язок, який існує в металах та їх сплавах між позитивно зарядженими іонами та валентними електронами, що є спільними для всіх атомів.

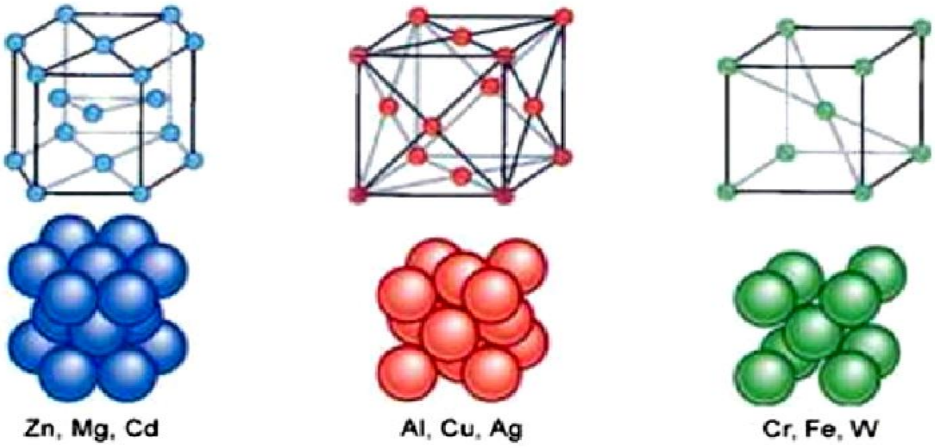


У металів енергія іонізації атомів є нижчою, ніж у неметалів. Тому в них валентні електрони легко відриваються від окремих атомів і стають спільними для всього кристалу. Так утворюються позитивно заряджені іони та електронний газ – сукупність рухливих електронів. У кристалі металу спільні електрони зв'язують багато іонів. Металічний зв'язок подібний до ковалентного. В основі виникнення цих зв'язків лежать процеси утворення спільних валентних електронів. Однак у сполуках із металічним зв'язком валентні електрони є спільними для всього кристалу,

а в сполуках із ковалентним – лише для двох сусідніх атомів. Поряд із тим, металічний зв'язок дещо подібний до іонного, адже у вузлах кристалічних ґраток знаходяться іони. Металічний зв'язок є неспрямованим, оскільки валентні електрони розподілені по всьому кристалу майже рівномірно. Незважаючи на те, що у вузлах кристалічних ґраток знаходяться позитивні іони, кристалічні ґратки металів досить стабільні. Ця стабільність зумовлена електростатичним притяжінням іонів і узагальнених електронів, що безперервно рухаються між іонами. Енергія металічного зв'язку менша за енергію ковалентного зв'язку. Металічний зв'язок внаслідок наявності вільних електронів (електронного газу) обумовлює характерні загальні властивості металів і сплавів, зокрема теплову та електричну провідності. Температури плавлення та кипіння різних металів мають широкий діапазон значень: так, температура плавлення найбільш низькоплавкого металу Hg складає – 39,9 °С, а найбільш тугоплавкого вольфраму – 3 380 °С.



Металічний зв'язок характерний для металів у твердому і рідкому станах і зумовлює всі фізичні і хімічні властивості металів і сплавів. У пароподібному стані метали одноатомні. Так виглядають кристалічні ґратки металічного зв'язку деяких металів:



Хімічні реакції. Класифікація хімічних реакцій

Хімічні реакції – це процеси, під час яких одні речовини (реагенти) перетворюються на інші (продукти реакції) зі зміною складу, будови та властивостей, що мають відмінний від вхідних склад атомів, внаслідок розриву старих та утворення нових хімічних зв'язків. Це перетворення супроводжується зміною фізичних властивостей, таких як зміна кольору, видалення газу, утворення осаду або зміна температури. Хімічні реакції класифікують за різними ознаками, зокрема за зміненням складу сполук у ході хімічної реакції, кількості речовин, тепловим ефектом, оборотністю та зміненням ступеня окиснення, за участю каталізатора, за напрямком перебігу.

Основні поняття:

– реагенти (вихідні речовини) – речовини, які вступають у реакцію;

– продукти (кінцеві речовини) – речовини, які утворюються в результаті реакції;

– хімічне рівняння – умовний запис реакції за допомогою хімічних формул та коефіцієнтів співвідношення між речовинами.

КЛАСИФІКАЦІЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

I. За зміною складу сполук у хімічній реакції



1. Реакції сполучення (синтезу) – до цього типу відносять реакції, при яких із молекул двох або кількох простих чи складних речовин утворюються молекули одної складної речовини.

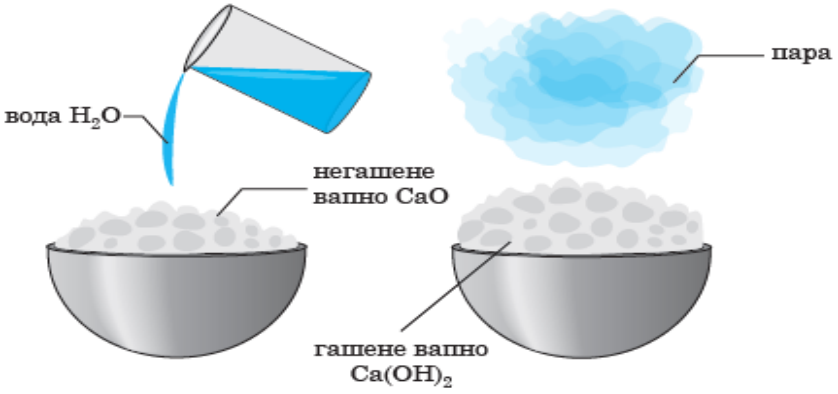
Загальна схема:

$$A + B \rightarrow ABA + B;\ ABA + B \rightarrow AB$$



Приклад:

$Fe + S = FeS;\ CaO + H_2O = Ca(OH)_2;\ SO_3 + H_2O = H_2SO_4;\ CaO + H_2O = Ca(OH)_2$



2. Реакції розкладу (дисоціації) – хімічна реакція, під час якої з молекул однієї складної речовини утворюються молекули кількох простих або складних речовин.

Загальна схема:

$$AB \rightarrow A + BAB;\ A + BAB \rightarrow A + B$$



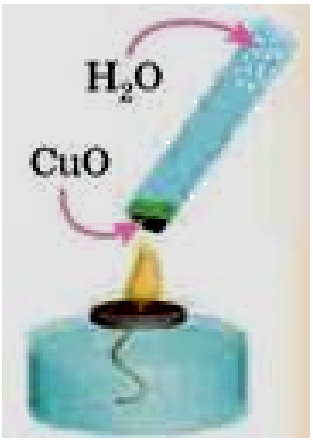
Приклад:

$Ca(OH)_2 \rightarrow CaO + H_2O$; $2HgO \rightarrow 2Hg + O_2\uparrow$; $ZnCO_3 \rightarrow ZnO + CO_2\uparrow$



Поміщаємо у пробірку ніжно-зелений порошок малахіту − $Cu_2(OH)_2CO_3$ і нагріваємо. Зелена речовина перетворилася на чорну, на стінках пробірки видно краплі води. Так розкладається малахіт:

$$Cu_2(OH)_2CO_3 \rightarrow 2CuO + CO_2\uparrow + H_2O$$



З однієї речовини утворюються три, причому одна – тверда (CuO), друга – рідка (H_2O) і третя – газоподібна (CO_2).

3. Реакції заміщення – це хімічні реакції, в яких атоми одного елемента заміщують атоми іншого елемента в молекулі іншої речовини.

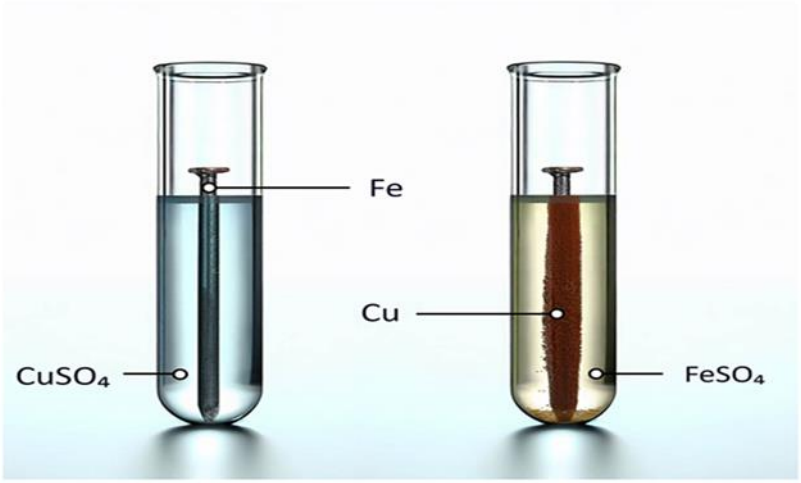
Загальна схема:

$$A + BC \rightarrow AC + B$$



Приклад:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$



$$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$$

4. Реакції обміну – це реакції, у результаті яких дві складні речовини обмінюються своїми складовими частинами.

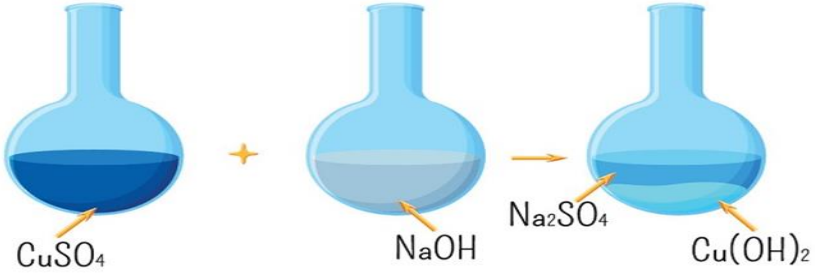
Загальна схема:

$$AB+CD \rightarrow AD+CBAB + CD;\ AD + CBAB+CD \rightarrow AD+CB$$



Приклад:

$$AgNO_3+HCl \rightarrow AgCl\downarrow+HNO_3;\ 2NaOH+CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2+Na_2SO_4.$$



$$2NaOH + CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$$

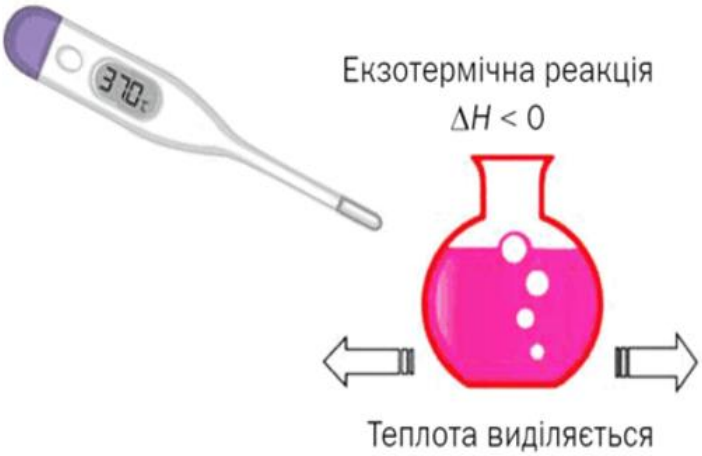
II. За тепловим ефектом

1. Екзотермічні реакції – супроводжуються виділенням теплоти.

Приклад:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + Q$$





2. Ендотермічні реакції – супроводжуються поглинанням теплоти.

Приклад:

$$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2 - Q$$





III. За зміною ступенів окиснення

1. Окисно-відновні (редокс-реакції) − реакції, які супроводжуються переходом електронів від одних атомів, молекул або іонів до інших при зміні ступеня окиснення елементів. Речовину, що містить елемент, який віддає електрони, називають ***відновником***. Процес віддачі електронів, при якому ступінь окиснення елемента зростає, називають ***окисненням***. Речовину, що містить елемент, який приєднує електрони, називають ***окисником***. Процес приєднання електронів називають ***відновленням***. При відновленні ступінь окиснення елемента знижується.

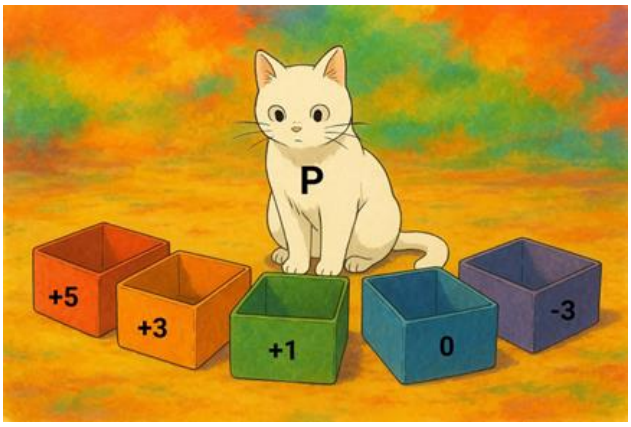








Ступінь окиснення – це умовний цілочисельний заряд атома в речовині. Він виникає на атомі в складі хімічної сполуки, якщо припустити, що електронні пари, спільні для двох атомів, зміщені до атома більш електронегативного елемента.







Правила для визначення ступеня окиснення елемента у сполуці за хімічною формулою:

1. Металічні елементи мають у сполуках позитивні ступені окиснення.

2. Ступінь окиснення гідрогену в сполуках із неметалічними елементами зазвичай становить +1, а в сполуках із металічними елементами дорівнює -1 (KH, CaH_2).

3. Оксиген майже в усіх сполуках виявляє ступінь окиснення -2 (виняток – сполуки OF_2 (+2), H_2O_2 (-1)).

4. Флуор, як найбільш електронегативний елемент, завжди має в сполуках ступінь окиснення -1.

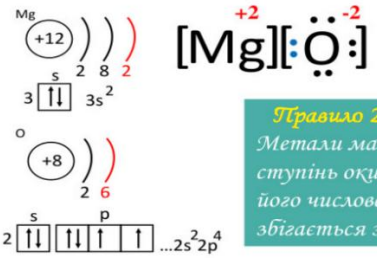
5. Максимальний (позитивний) ступінь окиснення елемента збігається з номером групи, в якій міститься цей елемент. Винятки для елементів He, Ne – сполуки не одержано, O^{+2} (OF_2), Cu^{+2}.

6. Мінімальний (негативний) ступінь окиснення неметалічного елемента дорівнює номеру групи, в якій він перебуває, мінус 8.

7. Ступінь окиснення може не збігатися з валентністю (H_2O_2 ступінь окиснення оксигену -1, валентність II).

Правило 1.
Ступінь окиснення гідрогену у сполуках з неметалами +1, а в гідридах металів -1

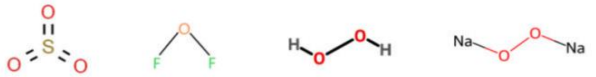
+1 H_2S +1 CH_4 -1 NaH



Правило 2.
Метали мають позитивний ступінь окиснення, часто його числове значення збігається з номером групи

Правило 3.
Ступінь окиснення оксигену майже завжди -2, окрім сполук OF_2, H_2O_2, Na_2O_2

-2 SO_3 +2 OF_2 -1 H_2O_2 -1 Na_2O_2



Правило 4.
У простих речовинах атоми мають ступінь окиснення О

0 O_2 0 N_2 0 Cl_2 0 K 0 S

O=O N≡N Cl–Cl

Правило 5.
Сума ступенів окиснення всіх елементів у сполуці = О

-4 +1
CH_4

Перемножимо ступені окиснення атомів елементів на їх індекси і знайдемо суму:

$(-4) \cdot 1 + (+1) \cdot 4 = 0$

Ступінь окиснення багатьох елементів є змінною

-2 H_2S +6 SO_3 +4 SO_2

Сульфур більш електронегативний за гідроген — *Оксиген більш електронегативний за сульфур*

Правило 6.
Один і той самий елемент може проявляти різні ступені окиснення, залежно від того, віддає чи приймає його атом електрони

Правило 7.
Мінімальний негативний ступінь окиснення визначається як 8 – номер його групи

+7 -2 Cl_2O_7 +3 -1 ClF_3 +4 -2 NO_2 -3 +1 NH_3

+1 +6 -2
$K_2Cr_2O_7$

$(+1) \cdot 2 + x \cdot 2 + (-2) \cdot 7 = 0$
$+2 + 2x + (-14) = 0$
$2x - 12 = 0$
$x = +6$

+1 +6 -2
H_2SO_4

$(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0$
$+2 + x + (-8) = 0$
$x - 6 = 0$
$x = +6$

Процеси окиснення та відновлення проходять одночасно, і загальна кількість електронів, відданих відновником, дорівнює кількості електронів, прийнятих окисником.

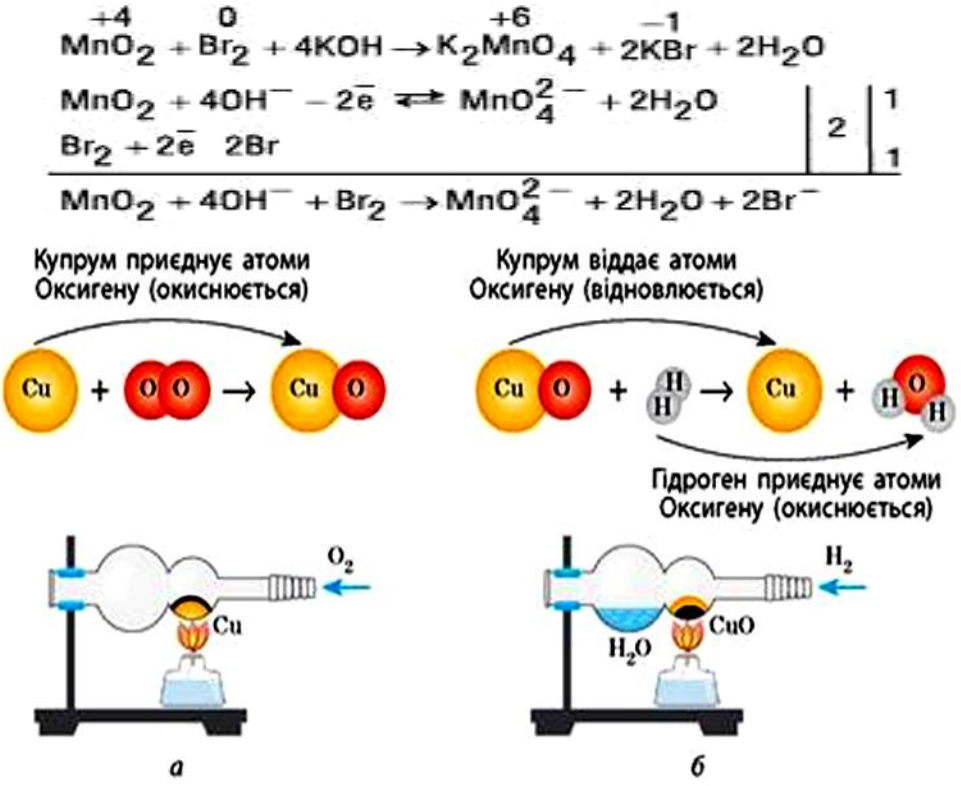
Загальна схема:

$$A^m + B^p \rightarrow A^{m-n} + B^{p+n},$$

де відновник: $A^m - n\bar{e} \leftrightarrow A^{m-n}$ – процес окиснення відновника;

окисник: $B^p + n\bar{e} \leftrightarrow B^{p+n}$ – процес відновлення окисника.

Приклад:



Значення ступенів окиснення:

1. Дозволяють зрозуміти електронний баланс у реакціях.
2. Дають змогу передбачати властивості та хімічну активність речовин.
3. Складання і балансування окисно-відновних реакцій.
4. Визначення, який агент окиснює, а який відновлює.
5. Побудова електронних схем в органічних та неорганічних реакціях.

2. Неокисно-відновні реакції – це реакції, які не супроводжуються переходом електронів від одних атомів до інших, тобто ступені окиснення атомів не змінюються.

Приклад:

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O.$$

IV. За напрямком та повнотою перебігу

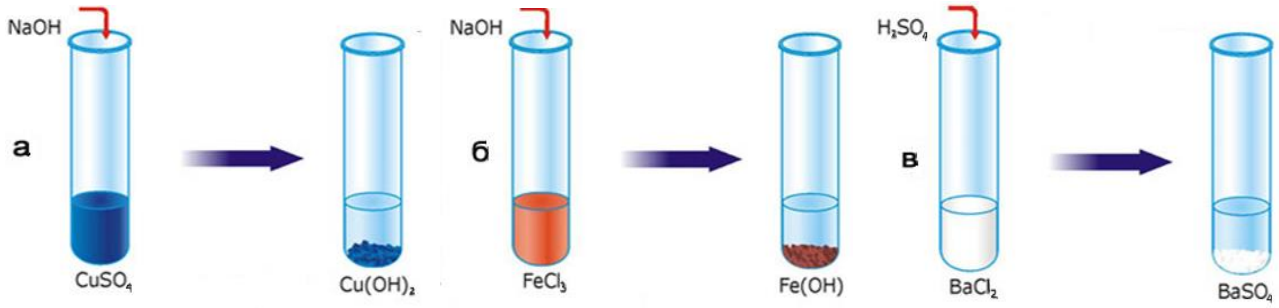
1. Необоротні хімічні реакції – відбуваються лише в одному напрямку, при таких реакціях вихідні речовини без залишку перетворюються на кінцеві продукти реакції, які не реагують між собою за даних умов. Такі реакції

супроводжуються, зокрема, утворенням малодисоціюючих сполук, випадінням осаду, утворенням газуватих речовин.

Приклади:

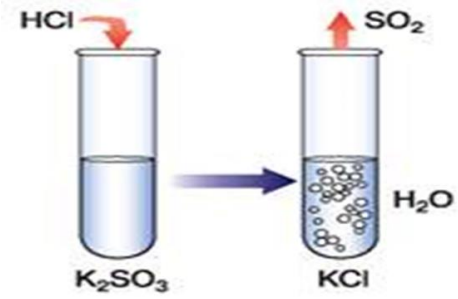
- випадає осад:

$$AgNO_3 + HCl \rightarrow HNO_3 + AgCl\downarrow;$$



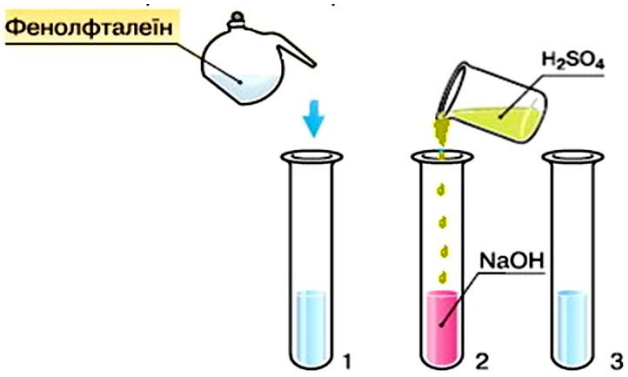
- виділяється газ:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow;$$



- утворюється слабкий електроліт (наприклад, вода):

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O;$$



- виділяється велика кількість енергії:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO;\ \Delta H < 0.$$



2. Оборотні хімічні реакції − можуть перебігати в обидва боки (зліва направо та навпаки), досягаючи стану хімічної рівноваги.



Під час грози температура в зоні електричного розряду становить 2 000 °С, внаслідок чого азот і кисень, що містяться в повітрі, взаємодіють між собою. Утворюється нітроген (II) оксид. Однак продукт цієї реакції є нестійкою речовиною й легко розкладається на реагенти: $N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO$.



V. За участю каталізатора

1. Каталітичні – відбуваються за участю каталізатора:

$$H_2 \xrightarrow{Pt} H^+ + H^-$$





2. Некаталітичні – відбуваються без каталізатора.

Хімічні реакції можуть супроводжуватися **зовнішніми ефектами:**

1) зміна агрегатного стану речовини:

$$2C_2H_5OH_{(р)} + 2Na_{(тв.)} \rightarrow 2\,C_2H_5ONa_{(тв.)} + H_2\uparrow_{(г)};$$

2) виділення газу:

а) $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$ (безбарвний газ без запаху);

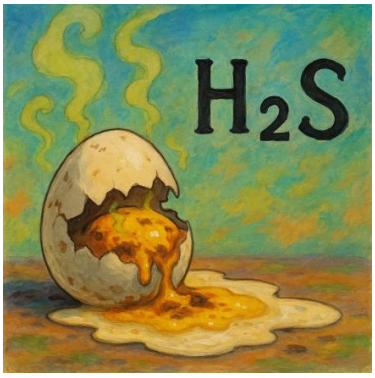
б) $4HNO_3 + Mg \rightarrow Mg(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2\uparrow$.

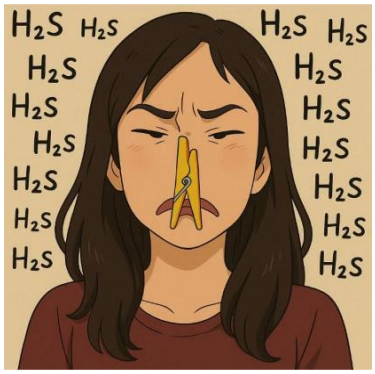
«Лисячий хвіст» у хімії – це неофіційна назва оксиду азоту(IV) (NO_2), газу червоно-бурого кольору з характерним гострим запахом. Цей термін використовується хіміками через схожість кольору та форми хмари NO_2 з хвостом лисиці, особливо при викидах нітрозних газів.



3) поява або зникнення запаху:

$Na_2S + 2HCl \xrightarrow{t} 2NaCl + H_2S\uparrow$ (газ із характерним запахом тухлих яєць)



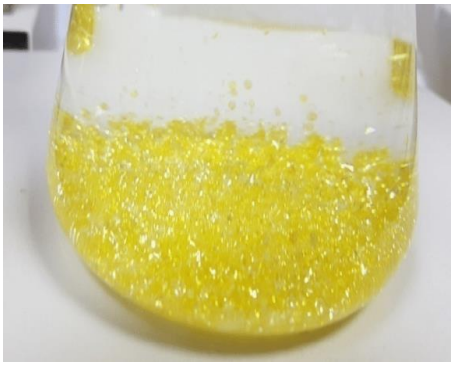


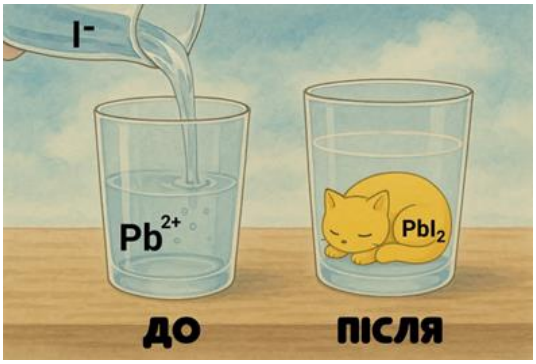


4) утворення осаду:

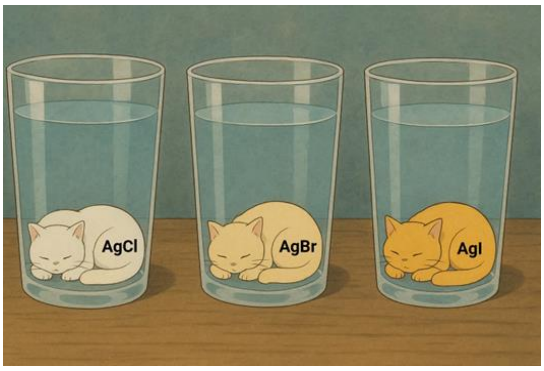


$Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow PbI_2\downarrow$ (осад золотисто-жовтого кольору) $+ 2KNO_3$





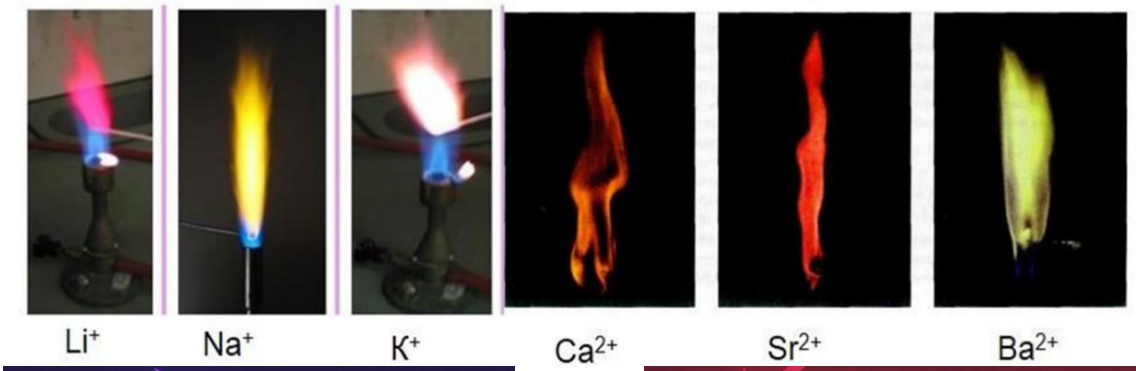
Якісним реактивом на галогенід іони є $AgNO_3$, який із хлорид-іоном утворює білий осад AgCl, з бромід-іоном – світло-жовтий осад AgBr, з йодид-іоном – жовтий осад AgI;



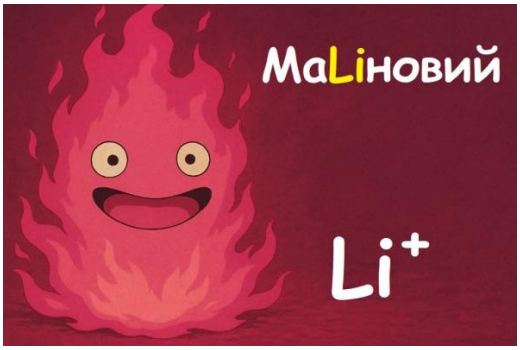
5) зміна забарвлення – безбарвний трьохатомний спирт гліцерол взаємодіє з $Cu(OH)_2$ блакитного кольору, в результаті утворюються розчин Cu(II) гліцерату (яскраво-синій) і вода;

6) виділення або поглинання теплоти (*див. вище* екзо- та ендотермічні реакції);

7) реакції забарвлення полум'я – леткі солі деяких металів на платиновій або ніхромовій дротинці вносять у безбарвну частину полум'я газового пальника і спостерігають його забарвлення в характерні кольори;



















8) випромінювання світла: $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$.





Хімічна рівновага. Принцип Ле Шательє

Одним із різновидів складних хімічних процесів є *оборотні* реакції.

Хімічні реакції, що перебігають до повного перетворення реагентів у продукти, тобто до повного вичерпання хоча б однієї з речовин, які беруть участь у процесі, називають *необоротними*. Такі реакції відбуваються лише в одному напрямку.

На відміну від них, *оборотними* називають реакції, які за певних умов можуть відбуватися у двох протилежних напрямках – прямому (утворення продуктів) і зворотному (відновлення реагентів).

Приклади:

– необоротні реакції:

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$

– оборотні реакції:

$$2H_2 + O_2 \rightleftarrows 2H_2O$$

$$2CO + O_2 \rightleftarrows 2CO_2$$

В оборотних реакціях у певний момент швидкість прямої та зворотної реакцій стає однаковою, і система досягає стану хімічної рівноваги.

У цьому стані концентрації реагентів і продуктів залишаються сталими, хоча обидва процеси (прямий і зворотний) продовжують відбуватися одночасно, що надає рівновазі динамічного характеру.

Динамічна суть рівноваги: у стані рівноваги реакція не зупиняється, хоча зовні здається, що змін немає і швидкість прямого процесу дорівнює швидкості зворотного:

$$v_{\text{прямої}} = v_{\text{зворотної}}$$

Концентрації речовин залишаються постійними, але обмін між реагентами і продуктами триває безперервно. Тому рівновага називається *динамічною*.

Коли система досягає стану хімічної рівноваги, швидкість прямої та зворотної реакцій стає однаковою, але частинки продовжують безперервно взаємодіяти. Щоб кількісно описати цей баланс між реагентами та продуктами, вводять поняття **константи рівноваги.** Вона показує, в якому напрямку зміщена рівновага і який склад має система при даній температурі.

Розглянемо оборотну реакцію утворення гідроген йодиду:

$$H_{2\,(г)} + I_{2\,(г)} \rightleftarrows 2HI_{\,(г)}$$

Для цієї реакції можна записати швидкість прямої і зворотної реакцій:

$$v_{\text{пр}} = k_1[H_2][I_2], v_{\text{зв}} = k_2[HI]^2,$$

де k_1 і k_2 – константи швидкості прямої та зворотної реакцій відповідно;

$[H_2]$, $[I_2]$, $[HI]$ – концентрації речовин, моль/л.

Умови рівноваги: у стані хімічної рівноваги швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної:

Тоді:

$$k_1[H_2][I_2] = k_2[HI]^2$$

або після перетворення:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Відношення $\frac{k_1}{k_2}$ називають **константою хімічної рівноваги** для даної реакції.

Позначається:

$$K_{\text{рівн}} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Константа рівноваги показує, в якому напрямку зміщена рівновага:

– якщо $K_{\text{рівн}}$ велика, то реакція переважно відбувається зліва направо, утворюючи продукти;

– якщо $K_{\text{рівн}}$ мала, то реакція переважно відбувається в бік утворення реагентів.

Напишемо загальний вигляд для будь-якої реакції, наприклад, для реакції

$$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$$

вираз для константи рівноваги має вигляд:

$$K_{\text{рівн}} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Тобто добуток концентрацій продуктів реакції, піднесених до ступенів, що дорівнюють їх стехіометричним коефіцієнтам, ділиться на добуток концентрацій реагентів у тих самих ступенях. Це співвідношення є математичним виразом закону діючих мас: у стані хімічної рівноваги при даній температурі добуток концентрацій продуктів реакції у ступенях, що відповідають їх стехіометричним коефіцієнтам, поділений на добуток концентрацій реагентів у відповідних ступенях, є сталою величиною – константою рівноваги.

Константа рівноваги показує, в якому напрямку перебігає реакція та який склад має суміш речовин у стані рівноваги. Вона **не залежить від концентрацій** реагентів і продуктів, але **залежить від природи речовин і температури.** Тобто, якщо ми змінюємо кількість речовин, значення $К_{\text{рівн}}$ не зміниться, але якщо нагріти або охолодити систему, то зміниться.

Каталізатор прискорює реакцію, але не впливає на величину константи рівноваги, тому що він однаково збільшує швидкість як прямої, так і зворотної реакції. Отже, каталізатор допомагає швидше досягти рівноваги, але не змінює її положення.

Константа рівноваги – це функція лише температури. Вона може бути дуже великою або дуже малою, але ніколи не дорівнює нулю чи нескінченності, оскільки жодна речовина не може повністю зникнути або з'явитися миттєво.

Як зрозуміти значення $К_{\text{рівн}}$:

- якщо $К_{\text{рівн}}$ приблизно дорівнює одиниці (наприклад, від 10^{-2} до 10^{2}), то реакція є оборотною – тобто рівновага встановлюється між реагентами і продуктами;
- якщо $К_{\text{рівн}} >> 1$ – реакція сильно зсунута вправо, тобто майже всі реагенти перетворюються на продукти. Такі реакції практично необоротні, наприклад, реакції нейтралізації або згоряння;
- якщо $К_{\text{рівн}} << 1$ – реакція зсунута вліво, тобто утворюється дуже мало продуктів і майже все залишається у вигляді реагентів.

Принцип Ле Шательє

У стані хімічної рівноваги швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими. Це означає, що реакції не припиняються, вони продовжують перебігати в обох напрямках, але з однаковою швидкістю, при цьому концентрації всіх реагентів і продуктів залишаються сталими. І хоча в такому стані видимих змін у системі не відбувається, важливо розуміти, що хімічна рівновага – це стабільний і водночас динамічний стан.

Хімічна рівновага може тривати нескінченно довго, за умови, якщо система залишається закритою і зовнішні фактори (температура, тиск, концентрації) не змінюються. Будь-яка зміна зовнішніх умов миттєво порушує цей баланс, призводить до зміни рівноважних концентрацій всіх речовин, які беруть участь у реакції, і змушує систему рухатися до нового стану рівноваги.

Загальну закономірність зміщення хімічної рівноваги під впливом зовнішніх факторів, відому як принцип Ле Шательє, було сформульовано французьким вченим Анрі Луї Ле Шательє у 1884 р. Принцип дозволяє передбачити напрямок реакцій у відповідь на зміну зовнішніх факторів.



Анрі Луї Ле Шательє (1850–1936)

Анрі Луї Ле Шательє – видатний французький фізик, хімік та інженер, який зробив фундаментальний внесок у розвиток сучасної хімії та промисловості.

Народився 8 жовтня 1850 р. в Парижі. Здобув освіту в Політехнічній школі та у Вищій гірничій школі Парижа (1869–1873 рр.). Починав кар'єру гірничого інженера, але згодом присвятив себе науці та викладанню. Із 1877 по 1919 рр. був професором у Вищій гірничій школі, де викладав загальну та технічну хімію. Професор в Колеж де Франс (1898–1907 рр.) та в Паризькому університеті (Сорбонна) (1907–1925 рр.). Обіймав посаду генерального інспектора шахт Франції. З 1907 р. Ле Шательє був членом Паризької академії наук, кавалером ордена Почесного легіону. В 1916 р. отримав медаль Деві від Лондонського королівського товариства.

Наукові досягнення

Головний внесок Ле Шательє полягає у застосуванні принципів термодинаміки до практичних проблем хімії та промисловості.

1. Принцип Ле Шательє (1884 р.). Сформульовано принцип – фундаментальний закон хімії, що дозволив науково прогнозувати оптимальні умови для хімічних процесів у промисловості.

2. Синтез амоніаку (1901 р.). Визначено, незалежно від німецького хіміка Фріца Габера, умови (високий тиск і температура) для синтезу амоніаку, що стало основою для процесу Габера–Боша, який здійснив революцію у виробництві добрив.

3. Металургія та металографія. Ле Шательє вважається одним із засновників металографії (сучасне матеріалознавство). Розроблено методику точного вимірювання високих температур (пірометрію). На підставі експериментальних

досліджень винайдено та вперше застосовано платиново-родієву термопару для високоточного вимірювання високих температур (1885–1886 рр.). Удосконалено металографічний мікроскоп для вивчення структури металів та сплавів. Досліджено процеси горіння, займання та вибухів, що мало велике значення для безпеки гірничої справи.

4. Хімія цементу. На підставі фундаментальних досліджень процесів тужавіння та затвердіння цементу, запропоновано «кристалізаційну» теорію. Видано монографію «Кремнезем і силікати» (1887 р.).

Принцип Ле Шательє – якщо на систему, що перебуває в стані хімічної рівноваги, чиниться зовнішній вплив (змінити тиск, концентрацію або температуру), то рівновага зміщується в напрямку процесу, який зменшить цю дію.

Приклад 1 – термічний розклад кальцій карбонату (вапняку) – процес, що відбувається у вапняних печах для отримання вапна:

$$CaCO_3(т) \rightleftharpoons CaO(т) + CO_2(г);\ \Delta H° = +178\ кДж/моль.$$

Це гетерогенна рівновага, бо в ній беруть участь речовини в різних фазах: дві тверді (т) та одна газоподібна (г). Реакція є ендотермічною, поглинає тепло. Знак «плюс» (+) перед значенням ентальпії вказує на те, що для перебігу реакції потрібне постійне надходження енергії.

Визначимо, як буде впливати зміна концентрації CO_2 на зміщення хімічної рівноваги. Якщо ми будемо постійно видаляти вуглекислий газ (CO_2) із системи (зменшення концентрації), то за принципом Ле Шательє система намагатиметься протидіяти цій зміні. Щоб компенсувати втрату вуглекислого газу, система почне утворювати його більше. А для цього їй доведеться розкладати все нові й нові порції кальцій карбонату. Таким чином, **рівновага зміщується вправо,** і реакція триває доти, доки не розкладеться весь вапняк.

Якщо в цю систему додавати вуглекислий газ (збільшувати концентрацію), система намагатиметься його позбутися. Щоб цього досягти, активується зворотна реакція:

$$CaO(т) + CO_2(г) \rightarrow CaCO_3(т)$$

Таким чином, **рівновага зміститься вліво**, і замість розкладу вапняку почнеться його утворення. Саме тому для ефективності процесу розкладу вапняку необхідно постійно видаляти CO_2.

Приклад 2. З'ясуємо, як тиск впливає на зміщення хімічної рівноваги. Зміна тиску впливає на рівновагу тільки в тих реакціях, в яких беруть участь газуваті речовини і де змінюється їх кількість. За принципом Ле Шательє – при підвищенні тиску рівновага зміщується в бік меншої кількості молів газу, тобто в бік зменшення об'єму, і навпаки, при зниженні тиску – в бік більшої кількості молів газу:

$$CaCO_2(т) \rightleftharpoons CaO(т) + CO_2(г).$$

При підвищенні тиску в цій реакції рівновага зміститься ліворуч, у бік утворення вихідної речовини – кальцій карбонату ($CaCO_3$). Це відбудеться згідно з принципом Ле Шательє, тому що система намагається протидіяти підвищенню тиску, зміщуючись у бік меншої кількості молів газу, щоб зменшити тиск.

Приклад 3. Вплив температури на зміщення хімічної рівноваги. За принципом Ле Шательє, при підвищенні температури система буде протидіяти зовнішньому впливу, активуючи процес, який поглинає тепло.

Оскільки пряма реакція розкладу вапняку є ендотермічною ($\Delta H = +178$ кДж), то вона відбувається з поглинанням тепла, і підвищення температури буде полегшувати перебіг реакції, тобто змістить хімічну рівновагу у бік утворення продуктів реакції. Отже, при нагріванні рівновага зміщується праворуч, щоб поглинути додану енергію, утворюючи більше продуктів. Зниження температури призведе до зміщення хімічної рівноваги ліворуч, у бік вихідного продукту, відповідно, буде гальмувати процес розкладу вапняку.

Висновки з принципу Ле Шательє

1. Збільшення концентрації реагуючих речовин у рівноважній системі зміщує рівновагу в бік зменшення концентрації цих речовини. Навпаки – зменшення концентрації реагуючих речовин зміщує рівновагу в бік утворення цих речовини.

2. Збільшення тиску в рівноважній системі зміщує рівновагу в бік реакції, що веде до зменшення загальної кількості молів газу, тобто у бік меншого об'єму, і навпаки, зменшення тиску викликає зміщення рівноваги в бік реакції, яка супроводжується збільшенням загальної кількості молекул газу. Важливо: зміна тиску має вплив на рівновагу тільки в реакціях, де беруть участь газуваті речовини і де змінюється їх кількість.

3. Збільшення температури призводить до зміщення хімічної рівноваги в бік ендотермічної реакції, при зменшенні температури рівновага зміщується у бік екзотермічної реакції.

Теорія електролітичної дисоціації

Положення теорії електролітичної дисоціації

Сучасна **теорія електролітичної дисоціації** складалася на основі гіпотези Арреніуса про розщеплення молекул на іони, гідратної теорії Менделєєва, яка стверджувала, що розчинена речовина обов'язково вступає у хімічну взаємодію з молекулами розчинника. **Теорія електролітичної дисоціації містить декілька положень.**

1. Розчинення електроліту супроводжується його розкладом на позитивно і негативно заряджені іони, які піддаються сольватації (або гідратації, якщо розчинником є вода). Для запису в загальному вигляді рівняння електролітичної дисоціації, яка відбувається у водному розчині, символами *Kt* і *An* позначають відповідно позитивно заряджений іон (катіон) і негативно заряджений іон (аніон),

а індексами *x* і *y* – кількості іонів кожного знака. З урахуванням процесу гідратації, внаслідок якої утворюється гідрат катіона з *n* молекулами води і гідрат аніона з *m* молекулами води, повне рівняння електролітичної дисоціації записують так:

$$Kt_xAn_y + (xn + ym)H_2O \leftrightarrow x[Kt(H_2O)n]^{y+} + y[An(H_2O)m]^{x-},$$

але частіше користуються спрощеним рівнянням дисоціації, не враховуючи процесу гідратації:

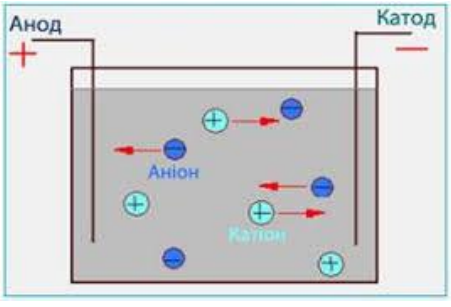
$$Kt_xAn_y \leftrightarrow xKt^{y+} + yAn^{x-}.$$

При цьому сумарний заряд аніонів за абсолютною величиною дорівнює сумарному заряду катіонів, тому електроліт у цілому електронейтральний. Наприклад, при дисоціації алюміній сульфату сумарний заряд аніонів дорівнює -6n, а сумарний заряд катіонів – +6n:

$$nAl_2(SO_4)_2 \rightarrow 2nAl^{3+} + 3nSO_4^{2-}.$$

Властивості іонів відрізняються від властивостей атомів, з яких вони утворилися. Наприклад, металічний *Na* взаємодіє з водою з виділенням водню, а іони Na^+ на воду не діють. Атоми Cl^- утворюють двоатомні молекули Cl_2, які мають різкий запах та отруйні властивості, а іони Cl^- зовсім нешкідливі і позбавлені запаху. У загальному випадку іони найчастіше мають повністю заповнений електронами зовнішній енергетичний рівень і тому перебувають у більш стійкому енергетичному стані, ніж нейтральні атоми. Вони можуть бути однозарядними і багатозарядними, складатися з одного атома (Na^+, K^+, Cl^- , Br^-) чи з декількох (SO_4^{2-}, NO_3^-).

2. При пропусканні електричного струму через розчин чи розплав електроліту іони набувають спрямованого руху: позитивно заряджені переміщуються до катода (саме тому вони одержали назву катіон), а негативно заряджені – до анода, тому вони називаються аніон. На *рисунку* вказано напрямок руху позитивно і негативно заряджених іонів в електричному полі.



3. Електролітична іонізація є оборотним процесом, тобто одночасно з розпадом молекул на іони відбувається зворотний процес – сполучення іонів у молекули – асоціація, або рекомбінація.

4. Електрична провідність і деякі інші загальні властивості розчинів електролітів пропорційні загальній концентрації молекул та іонів.

5. Кількісними характеристиками процесу дисоціації є ступінь і константа дисоціації.

Ступінь електролітичної дисоціації

Різні речовини дисоціюють неоднаково, але одна і та сама сполука може піддаватися дисоціації по-різному, залежно від умов. Кількісно процес дисоціації характеризується ступенем дисоціації (α), який являє собою відношення числа частинок n, що розпалися на іони, до загального числа частинок N розчиненої речовини.

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

Ступінь електролітичної дисоціації виражається у частках одиниці або у відсотках.

Чинники, що впливають на величину ступеня електролітичної дисоціації α:

1. *Будова молекул речовин.* Вплив молекулярної структури на силу електроліту наочно видно на прикладі однотипних молекул галогенідних кислот HF, HCl, HBr, HI. За умов однакових концентрацій і температур α зростає майже вдвічі зі збільшенням довжини і зниженням енергії зв'язку, тобто при переході від HF до HI. Для молекул більш складної будови процес відбувається у декілька стадій, кожна з якої описується власним ступенем дисоціації.

Наприклад, для сульфітної кислоти:

$$H_2SO_3 \leftrightarrow H^+ + HSO_3^- \; \alpha_1,$$

$$HSO_3^- \leftrightarrow H^+ + SO_3^{2-} \; \alpha_2,$$

причому $\alpha_1 >> \alpha_2$, тому що відірвати іон H^+ від нейтральної молекули H_2SO_3 набагато легше, ніж від негативно зарядженого гідросульфіт-аніона HSO_3^-. Однак поведінка будь-якої кислоти характеризується концентрацією іонів H^+, тому, якщо віднести загальну кількість іонів H^+ до кількості молекул H_2SO_3 (яка була до початку дисоціації кислоти), то можна одержати середнє значення α.

2. *Природа розчинника:* чим вища його діелектрична стала, тим більше значення α. Необхідно зауважити, що природа розчинника впливає і на утворення сольватів іонів: більш полярні молекули розчинника легше утворюють сольвати. Деякі іони навіть спроможні утворювати постійні сполуки з розчинником. Так, іон гідрогену у воді ізольовано існувати не може і приєднується до молекули води, перетворюючись на іон гідроксонію H_3O^+: $H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$. Проте в рівняннях реакції для спрощення записують звичайно тільки формулу H^+, маючи на увазі іон гідроксонію H_3O^+.

3. *Температура*. Ця залежність завжди однозначна: згідно з принципом Ле Шательє ступінь дисоціації підвищується при нагріванні, оскільки розклад молекул на іони відбувається з поглинанням енергії.

4. *Концентрації розчину:* у міру розведення розчину ступінь дисоціації зростає.

5. *Природа речовин.* Залежно від здатності електроліту до дисоціації і, як наслідок, від величини ступеня дисоціації в розведених розчинах, усі електроліти поділяють на окремі групи: сильні, середньої сили і слабкі.

Електроліти

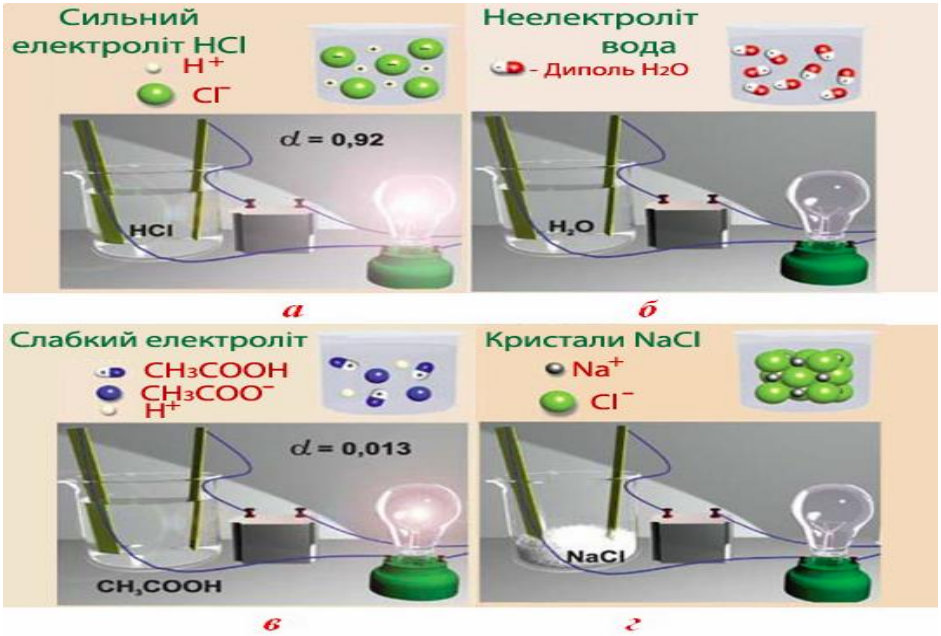
Електроліти – це речовини, які у водному розчині або в розплавленому стані розпадаються на іони (дисоціюють) і завдяки цьому проводять електричний струм.

Не всі електроліти однаково дисоціюють на іони. Поряд із процесом дисоціації відбувається і зворотний процес – асоціація (з'єднання іонів). Тому в розчинах електролітів разом з іонами містяться і молекули.

Речовини, ступінь дисоціації яких високий ($\alpha \approx 1$), називаються *сильними електролітами*, а речовини, ступінь дисоціації яких низький – *слабкими електролітами*. До сильних електролітів належать речовини іонної будови: кислоти, луги та солі:

- якщо α близьке до 1 (90–100 %), речовина – ***сильний електроліт***;
- якщо α значно менше 1 (1–10 %), речовина – ***слабкий електроліт***.

До ***неелектролітів*** належать речовини з ковалентними неполярними чи малополярними зв'язками: сахароза, бензен, етанол тощо. Для розчинів неелектролітів характерні колігативні властивості, які лінійно залежать від концентрації розчиненої речовини і не залежать від її хімічної природи.

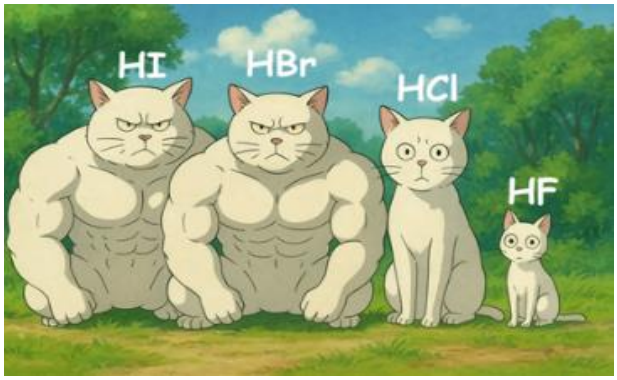


Характеристика сильних електролітів:

- дисоціюють майже повністю на іони;
- іонні рівняння реакцій часто записують без врахування молекул, оскільки їх майже немає;
- розчини мають високу електропровідність;
- реакції відбуваються швидко, практично необоротні.

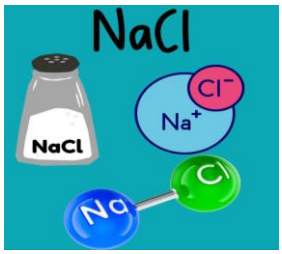
Приклади сильних електролітів:

- ***кислоти:*** HCl, HBr, HI, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$;





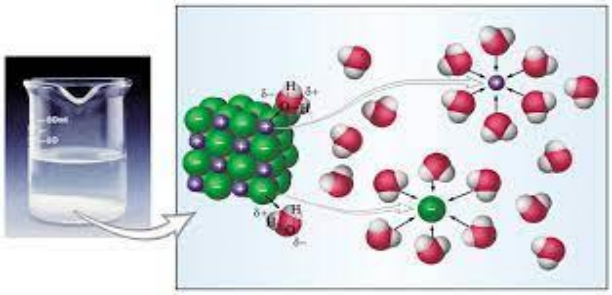
- ***основи:*** розчинні гідроксиди лужних і лужноземельних металів (NaOH, KOH, $Ba(OH)_2$);
- ***солі:*** більшість розчинних солей (NaCl, K_2SO_4, $Ca(NO_3)_2$).



Приклад рівняння:

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-.$$

У розчині практично всі молекули NaCl існують у вигляді іонів. Наводимо механізм утворення іонів внаслідок дисоціації полярної молекули сильного електроліту ($NaCl \leftrightarrow Na^+ + Cl^-$) під впливом полярних молеул води й утворення гідратованих позитивно і негативно заряджених іонів ($Na^+ \bullet nH_2O$ і $Cl^- \bullet nH_2O$).



Характеристика слабких електролітів:

- дисоціюють частково, в розчині встановлюється динамічна рівновага: $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$;
- містять одночасно молекули та іони;
- електропровідність низька;
- реакції відбуваються повільніше й оборотні.

Приклади:

- ***кислоти:*** H_2CO_3, H_2S, HCN, органічні кислоти (CH_3COOH, HCOOH);
- ***основи:*** NH_4OH, $Fe(OH)_2$, $Cu(OH)_2$;
- ***солі слабких кислот і слабких основ***: CH_3COONH_4.

Приклад рівняння:

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+.$$

У розчині існує лише кілька відсотків іонів, більшість речовини залишається в молекулярному вигляді.

Практичне значення електролітів:

– ***сильні електроліти*** широко застосовуються в промисловості (HCl, NaOH), у медицині (0,9 % NaCl – фізіологічний розчин);

– ***слабкі електроліти*** важливі у біологічних системах: буферні розчини крові, органічні кислоти беруть участь у метаболічних процесах.

Константа дисоціації

Оскільки електролітична дисоціація слабких електролітів є оборотним процесом, то вона підкорюється закону діючих мас. Тому для слабкого електроліту $Kt_x\ An_y$, електролітична дисоціація якого проходить за загальною схемою $Kt_x\ An_y \leftrightarrow xKt^{y+} + yAn^{x-}$, константа рівноваги матиме вигляд:

$$K = \frac{[Kty^{y+}]\ [yAn^{x-}]}{[Ktx\ Any]},$$

де $[Kt^{y+}]$ і $[An^{x-}]$ – молярні концентрації відповідно катіонів і аніонів, а $[Kt_xAn_y]$ – молярна концентрація недисоційованих молекул. Нагадаємо, що за допомогою квадратних дужок позначають молярну концентрацію речовини у рівноважному стані.

Константа рівноваги процесу дисоціації слабкого електроліту називається *константа дисоціації* ($К_{дис.}$) і характеризує здатність речовини розпадатися у розчині на іони. Чим менше значення $К_{дис.}$, тим слабкішим є електроліт, і навпаки, велике значення $К_{дис.}$ свідчить про його високу здатність до дисоціації. Важливішою ознакою константи дисоціації є те, що вона не залежить від концентрації розчину, а залежить лише від природи розчиненої речовини і розчинника та від температури. Значення констант дисоціації наводяться у спеціальних довідниках.

Наприклад:

$$H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$$ 1-й ступінь дисоціації

$$K_{дис.} = \frac{[H^+]\cdot[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4{,}45\cdot10^{-7}$$

$$HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$$ 2-й ступінь дисоціації

$$K_{дис.} = \frac{[H^+]\cdot[CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4{,}8\cdot10^{-11}$$

$$H_2CO_3 \leftrightarrow 2H^+ + CO_3^{2-}$$

Закон розведення Оствальда

Зв'язок між ступенем електролітичної дисоціації, концентрацією розчину і константою електролітичної дисоціації встановлює закон розведення Оствальда.



Вільгельм Фрідріх Оствальд (1853–1932)

Вільгельм Фрідріх Оствальд – німецький (балтійського походження) фізико-хімік, філософ і організатор науки, один із засновників сучасної фізичної хімії. Лауреат Нобелівської премії з хімії за дослідження в галузі каталізу, хімічної рівноваги та швидкостей хімічних реакцій (1909 р.).

Народився 2 вересня 1853 р. в м. Рига. Навчався в Дерптському університеті, де отримав ступінь доктора філософії у 1878 р.

З 1881 р. був професором хімії в Ризькому політехнічному інституті. Із 1887 по 1906 рр. обіймав посаду професора фізичної хімії в Лейпцизькому університеті, де створив першу в світі кафедру фізичної хімії, яка стала міжнародним центром для дослідників. У 1904–1905 рр. був запрошеним професором у Гарвардському університеті.

Наукові досягнення

1. Нобелівська премія з хімії (1909 р.). Вільгельм Оствальд отримав Нобелівську премію з хімії в 1909 р. «на знак визнання його робіт із каталізу, а також за фундаментальні дослідження хімічної рівноваги та швидкостей хімічних реакцій». Теоретично та експериментально доведено, що каталізатор прискорює і пряму, і зворотну реакції однаковою мірою, допомагаючи системі швидше досягти рівноваги, але не змінюючи саму точку рівноваги. Дослідження заклали фундамент усієї сучасної хімічної промисловості (процес Оствальда для виробництва нітратної кислоти).

2. Закон розведення Оствальда. Сформульовано закон – фундаментальне правило фізичної хімії, яке описує поведінку слабких електролітів у розчині. Вивчено залежність дисоціації слабких електролітів від ступеня їх розведення.

3. Фізична хімія. У 1887 р. спільно з Якобом Генріком Вант-Гоффом, Вальтером Нернстом і Сванте Арреніусом засновано «Журнал фізичної хімії» (Zeitschrift für physikalische Chemie).

4. Процес Оствальда. Розроблено промисловий метод виробництва нітратної кислоти шляхом каталітичного окиснення амоніаку.

5. Наукова школа. Виховав талановитих учнів, зокрема майбутніх нобелівських лауреатів. У його лабораторії працювали Вальтер Нернст, Сванте Арреніус та інші видатні хіміки.

6. Дослідження кольору. Розроблено власну систему класифікації кольорів, створив «Атлас кольорів Оствальда».

7. Організація науки. Створено організацію «Міст», метою якої було полегшення доступу вчених до наукової літератури, що сприяло розвитку міжнародного співробітництва в науці.

8. Філософія та пацифізм. Був відомим філософом, атеїстом та активним прихильником миру. Розвинуто філософську концепцію «енергетизму», згідно з якою енергія є єдиною реальністю, а матерія – лише формою її прояву.

Закон розведення Оствальда. Для його виведення запишемо рівняння електролітичної дисоціації слабкого бінарного електроліту KtAn, в якому символом Kt позначений катіон, а An^- аніон: $KtAn \leftrightarrow Kt^+ + An^-$. Позначимо вихідну молярну концентрацію електроліту через С (моль/л), тоді концентрація тієї частини електроліту, яка піддалася дисоціації, з урахуванням ступеня дисоціації дорівнює αС. Як видно з рівняння реакції, утворюються однакові кількості іонів обох знаків, причому їх концентрації дорівнюють концентрації продисоційованої частини електроліту: $[Kt^+] = [An^-] = \alpha C$, а концентрація недисоційованих молекул: $[KtAn] = C - \alpha C = C(1 - \alpha)$.

Підставляючи значення концентрацій у вираз константи дисоціації, одержимо:

$$K_{дис.} = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

У тому випадку, коли електроліт дуже слабкий, ступінь дисоціації має невелике значення ($\alpha \to 0$), яким можна знехтувати, тоді знаменник у рівнянні прирівнюється до одиниці $(1 - \alpha)$, а закон розведення набирає вигляду:

$$K_{дис.} = \alpha^2 \cdot C,$$

звідки ступінь електролітичної дисоціації:

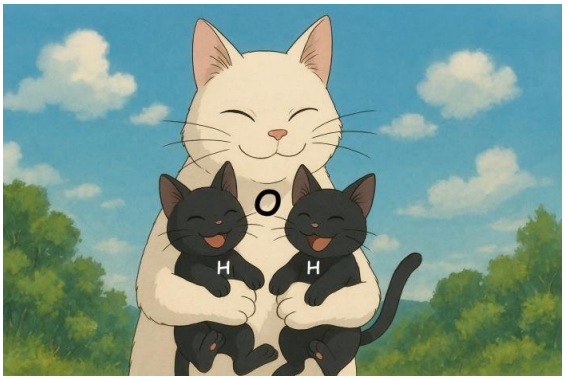
$$\alpha = \pm \sqrt{\frac{K_{дис.}}{C}}$$

Це рівняння дає можливість сформулювати закон розведення Оствальда: у міру розведення розчину (тобто зменшення концентрації електроліту) ступінь його електролітичної дисоціації підвищується.

Іонний добуток води

Вода – це слабкий електроліт, який погано дисоціює на іони:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-.$$



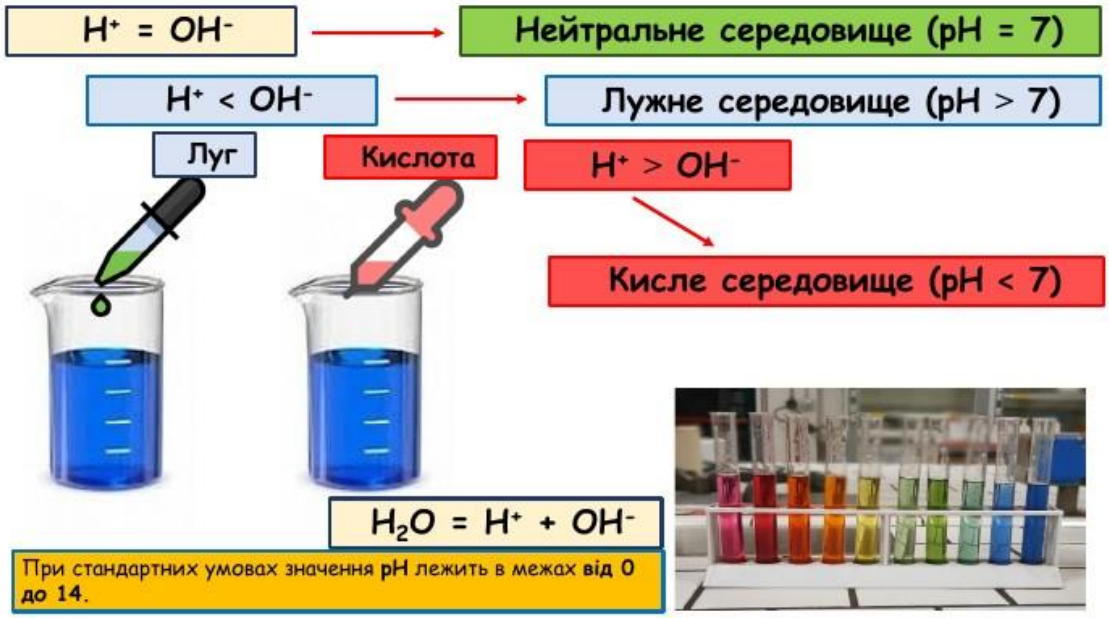
Концентрація недисоційованих молекул H_2O у воді практично дорівнює загальній концентрації води, тому іонний добуток води (K_w):

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}.$$

Водні розчини кислот, основ, солей вміщують H^+ та OH^-, у зв'язку з тим для визначення ступеня кислотності можна використовувати водневий показник pH.

pH – водневий показник – негативний десятковий логарифм молярної концентрації іонів гідрогену в розчині:

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



Важливу фізіологічну активність мають іони гідрогену та гідроксид-іони. У зв'язку з тим, що вони впливають на активність ферментів і визначають pH внутрішніх середовищ біологічних істот.

Властивості кислот, основ і солей із позицій теорії електролітичної дисоціації

Кожний клас сполук має власні загальні властивості, зумовлені наявністю деякої спільної ознаки. Для кислот цією ознакою є іони гідрогену, які входять до їх складу.

Кислоти – електроліти, що при дисоціації в якості позитивно зарядженого іона утворюють виключно катіони гідрогену H^+ (або, точніше, іони гідроксонію H^3O^+). Кількість іонів гідрогену, що утворюються при дисоціації однієї молекули, визначає основність кислот. Так, HCl, HNO_3, CH_3COOH – одноосновні кислоти, H_2S, H_2SO_4, H_2CO_3 – двохосновні, H_3PO_4, H_3AsO_4 – трьохосновні. Кислоти з більшою основністю зустрічаються рідко.

Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, наприклад, фосфатна кислота:

1-й ступінь: $H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^-$;

2-й ступінь: $H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$;

3-й ступінь: $HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$.

У розглянутому прикладі не тільки молекула H_3PO_4 є кислотою, але й утворені внаслідок її дисоціації аніони $H_2PO_4^-$ і HPO_4^{2-} належать до кислот, оскільки при їх дисоціації теж вивільняються іони H^+, що є головною ознакою класу кислот. Із позицій теорії електролітичної дисоціації кислоти – це не тільки нейтральні молекули кислоти, але й негативно заряджені аніони, які спроможні дисоціювати з утворенням катіона H^+ (або H_3O^+).



У сильних кислот, які піддаються повній дисоціації, кислотні властивості виявляються більшою мірою, у слабких – меншою. Силу кислоти можна визначити за її константою дисоціації: якщо $К_{дис.} > 10^{-2}$, кислоту відносять до сильних, якщо $К_{дис.} < 10^{-4}$ – до слабких. Ті кислоти, константи дисоціації яких лежать у межах 10^{-4}–10^{-2}, називають *кислотами середньої сили*.

Завдяки наявності іонів H^+ (точніше, гідратованих іонів у вигляді катіона гідроксонію H_3O^+), у водних розчинах усі кислоти тою чи іншою мірою виявляють спільні властивості:

– здатність реагувати з основами, тобто вступати в реакцію нейтралізації, сутність якої виражається скороченою схемою: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$;

– взаємодія з металами, розташованими в електрохімічному ряді напруг до водню, внаслідок чого в результаті реакції виділяється водень H_2;



– кислий смак;

– зміна забарвлення індикатора (наприклад, забарвлення нейтрального лакмусу у червоний колір).

Індикатори – це органічні барвники складної будови зі слабкими кислотними або основними властивостями, які змінюють своє забарвлення залежно від pH середовища. Використовують одноколірні (фенолфталеїн) і двоколірні (метилоранж) індикатори.

Наводимо зміни забарвлення деяких індикаторів у розчинах кислот і лугів.









Основи – це електроліти, що при дисоціації в якості негативно заряджених іонів утворюють виключно гідроксид-аніони OH^-. Сила основ також характеризується величиною константи дисоціації: чим вище значення $K_{дис.}$, тим основа сильніша.

Приклади деяких основ – гідроксиди лужних (Li, Na, K, Rb, Cs) і лужноземельних металів (Ca, Sr, Ba), а також хоч і слабка, але розчинна основа NH_4OH. Кількість гідроксильних груп, що входять до складу основи, визначає кислотність основ. Так, KOH – однокислотна основа, $Fe(OH)_2$ – двокислотна.

Багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто:

1-й ступінь: $Fe(OH)_3 \leftrightarrow Fe(OH)_2^+ + OH^-$;

2-й ступінь: $Fe(OH)_2^+ \leftrightarrow FeOH^{2+} + OH^-$;

3-й ступінь: $FeOH^{2+} \leftrightarrow Fe^{3+} + OH^-$.

Гідроксильні групи надають основам певних спільних властивостей:

– здатність взаємодіяти з кислотами (реакція нейтралізації);

– відчуття милкості під час дотику;

– зміна забарвлення індикатора (наприклад, нейтрального лакмусу – у синій колір, фенолфталеїну – у малиновий).

Солі – це електроліти, при дисоціації яких утворюються катіони металів (або катіони амонію NH_4^+) та аніони кислотних залишків. Солі поділяються на декілька типів: *кислі, основні, середні* та *комплексні.*

Слід пам'ятати, що в рівняннях електролітичної дисоціації середніх солей, більшість яких належить до сильних електролітів і піддається повній дисоціації, замість знака оборотності (↔) записують стрілку (→).

Середні солі можна розглядати як продукти повного заміщення атомів H^+ в кислоті H_xAn атомами металу чи продукти повного заміщення гідроксильних груп в основі $Me(OH)_x$ (або NH_4OH) аніонами – кислотними залишками (An). Однак таке заміщення може відбуватися неповною мірою – тоді утворюються кислі солі або основні солі.

Кислі солі – це продукти неповного заміщення іонів H^+ в багатоосновній кислоті атомами металу. Так, якщо в трьохосновній фосфатній кислоті H_3PO_4 замістити атомами металу тільки один чи два атоми H^+, то можна отримати кислі солі: NaH_2PO_4 – натрій дигідрогенфосфат і Na_2HPO_4 – натрій гідрогенфосфат. Кислі солі піддаються ступінчастій дисоціації. При цьому відщеплення катіонів металу на початковій стадії найчастіше відбувається необоротно, а дисоціація кислого аніону проходить частково.

Наприклад, схема дисоціації натрій дигідрогенфосфату:

1-й ступінь: $NaH_2PO_4 \rightarrow Na^+ + H_2PO_4^-$;

2-й ступінь: $H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$;

3-й ступінь: $HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$.

Основні солі – це продукти неповного заміщення груп OH^- в багатокислотних основах на кислотні залишки. Наприклад, заміщення аніоном (кислотним залишком) хлоридної кислоти HCl однієї чи двох гідроксильних груп у трьохкислотній основі $Fe(OH)_3$ дає дві основні солі: $Fe(OH)_2Cl$ – дигідроксиферум (III) хлорид і $Fe(OH)Cl_2$– гідроксиферум (III) хлорид. Основні солі теж дисоціюють у декілька стадій. Причому перша стадія проходить, як правило, необоротно, внаслідок чого утворюється аніон кислотного залишку і гідроксокатіон – позитивно заряджений іон, до складу якого входять атом металу та одна чи декілька гідроксильних груп. На наступних стадіях гідроксокатіон теж піддається дисоціації, але вже частковій.

Наприклад:

1-й ступінь: $Fe(OH)_2Cl \rightarrow Fe(OH)_2^+ + Cl^-$;

2-й ступінь: $Fe(OH)_2^+ \leftrightarrow Fe(OH)^{2+} + OH^-$;

3-й ступінь: $Fe(OH)^{2+} \leftrightarrow Fe^{3+} + OH^-$.

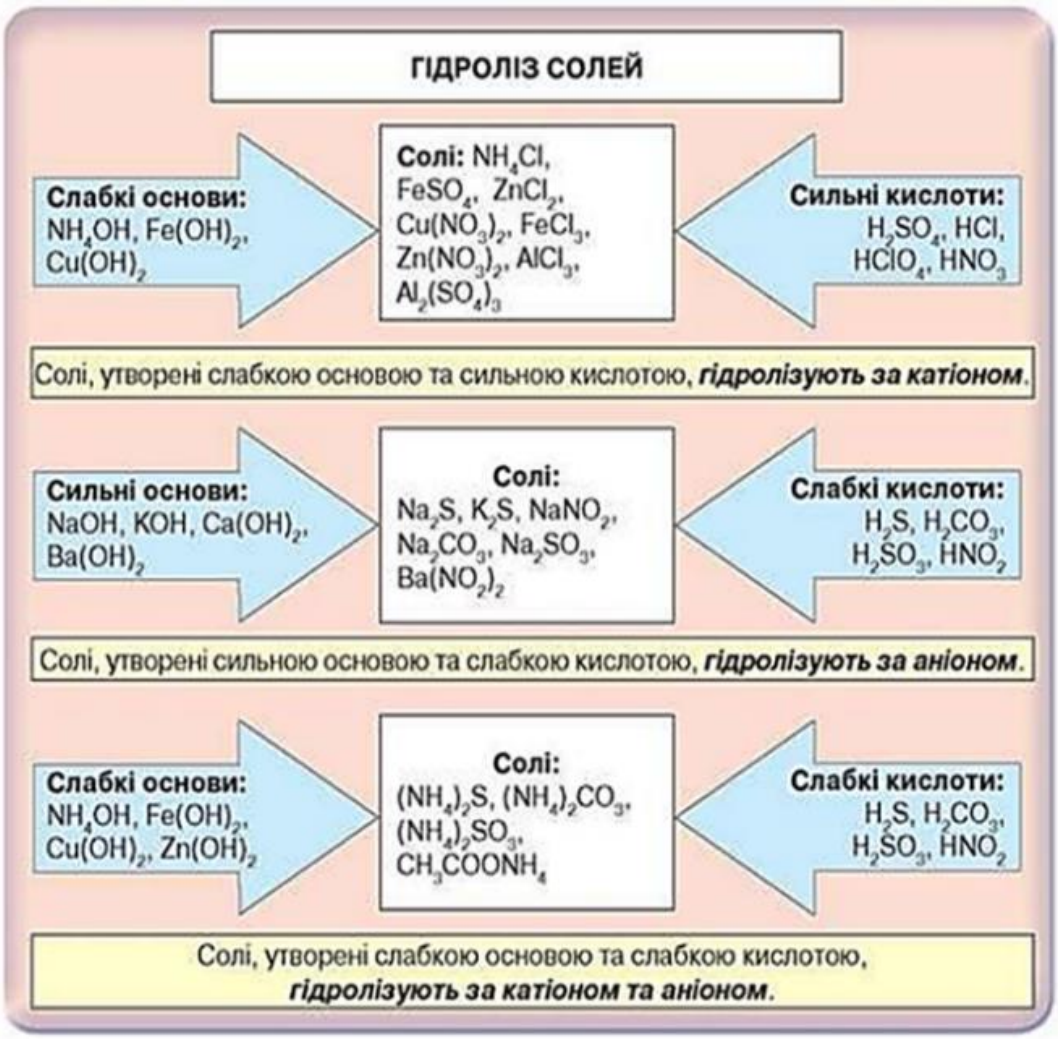
Комплексні солі при дисоціації дають комплексний іон (первинна дисоціація), який у свою чергу дуже незначною мірою теж здатний розкладатися на простіші частинки (вторинна дисоціація):

• первинна дисоціація: $K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow 3K^+ + [Fe(CN)_6]^{3-}$;

• вторинна дисоціація: $[Fe(CN)_6]^{3-} \leftrightarrow Fe^{3+} + 6CN^-$.

Гідроліз – взаємодія речовини з водою, в результаті якої утворюється слабкий електроліт.

Гідроліз солей – реакція іонного обміну між іонами солі і молекулами води, внаслідок якої середовище розчину солі може стати відмінним від нейтрального (змінюється pH середовища).



Основні випадки гідролізу:

− гідроліз солей, утворених взаємодією сильної кислоти та слабкої основи, призводить до утворення слабких основ і сильних кислот. У розчині накопичуються H^+, pH < 7 (кисле середовище);

− гідроліз солей, утворених взаємодією слабкої кислоти та сильної основи, призводить до утворення сильних основ і слабких кислот. У розчині накопичуються OH^-, pH > 7 (лужне середовище);

− гідроліз солей, утворених взаємодією слабкої кислоти та слабкої основи, призводить до утворення слабких основ і слабких кислот. Реакція середовища приблизно pH = 7 і залежить від відносної сили утвореної слабкої основи або слабкої кислоти;

− солі, які утворені взаємодією сильної кислоти та сильної основи, не гідролізують, pH середовища не змінюється.

Основні класи неорганічних сполук



Усі неорганічні речовини поділяються на **прості** та **складні.**

Прості речовини складаються з атомів одного хімічного елемента. Вони поділяються на:

− ***метали*** (La, Fe, Cr, Au, Ca тощо), для яких характерні металічний блиск, електро- та теплопровідність, пластичність. Метали поділяються на чорні (жалізо і його сплави – сталь і чавун) та кольорові (всі інші), за густиною їх класифікують на легкі, важкі і малі, а за хімічними властивостями – на лужні і лужноземельні;



− ***неметали*** (H_2, He, B, O_2, F_2, O_3 тощо), які, як правило, є ізоляторами та мають молекулярну або атомну кристалічну ґратку.

Складні речовини утворені атомами різних елементів. До основних класів складних сполук належать: оксиди, основи, кислоти, солі.

Оксиди – це двокомпонентні неорганічні сполуки, одним з елементів яких завжди є оксиген у ступені окиснення -2. Вони належать до найпоширеніших класів сполук у природі та зустрічаються в атмосфері, гідросфері й літосфері. Переважна більшість неметалічних елементів утворює оксиди. Виняток становлять флуор, а також інертні гази гелій, неон і аргон. Для більшості елементів характерна наявність кількох оксидів, що відповідає різним ступеням їх окиснення, тоді як бор і гідроген утворюють лише по одному оксиду.





Види оксидів:

− ***основні*** (Na_2O, CaO) – утворюються металами, реагують із кислотами з утворенням солей;

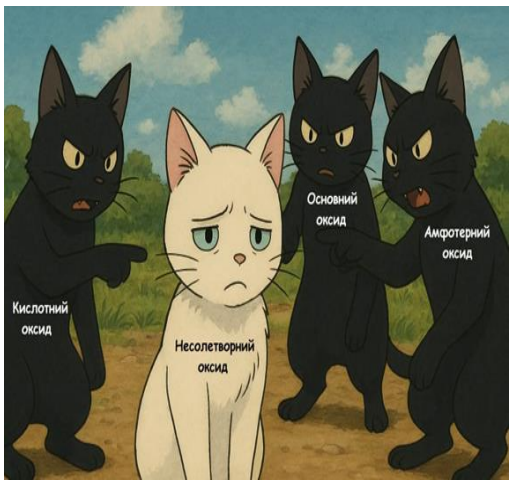
− ***кислотні*** (SO_3, P_2O_5, NO_2) – утворюються неметалами, реагують із лугами з утворенням солей.

Оксид азоту (IV) є кислотним оксидом, що може призводити до утворення кислотних дощів при взаємодії з водою, у високих концентраціях може бути шкідливим для здоров'я;

− ***амфотерні*** (ZnO, Al_2O_3) – можуть реагувати як з кислотами, так і з основами;

− ***несолетворні (нейтральні)*** (CO, NO, N_2O) – не взаємодіють із кислотами чи основами.





Основи (гідроксиди) – це сполуки, утворені катіонами металів і гідроксид-іонами (OH^-). Вони поділяються на розчинні у воді (луги) та малорозчинні чи нерозчинні. Розчинні гідроксиди ($NaOH$, KOH, $Ba(OH)_2$) утворюють лужні розчини, які проявляють сильні основні властивості. Нерозчинні гідроксиди ($Fe(OH)_3$, $Cu(OH)_2$, $Zn(OH)_2$) у водних системах існують переважно у вигляді осадів. Основи є типовими протонними акцепторами та взаємодіють із кислотами, утворюючи солі та воду.





Кислоти – це електроліти, молекули яких містять атоми гідрогену, здатні відщеплюватися у водному розчині у вигляді катіонів (H^+). За складом вони поділяються на безоксигенові (гідрогенові, наприклад, HCl, HF, H_2S) та оксигеновмісні (наприклад, H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4). Сила кислоти визначається здатністю до дисоціації та стабільністю кислотного залишку. Кислоти реагують з основами (реакції нейтралізації), основними й амфотерними оксидами, а також із багатьма металами, утворюючи відповідні солі та водень.



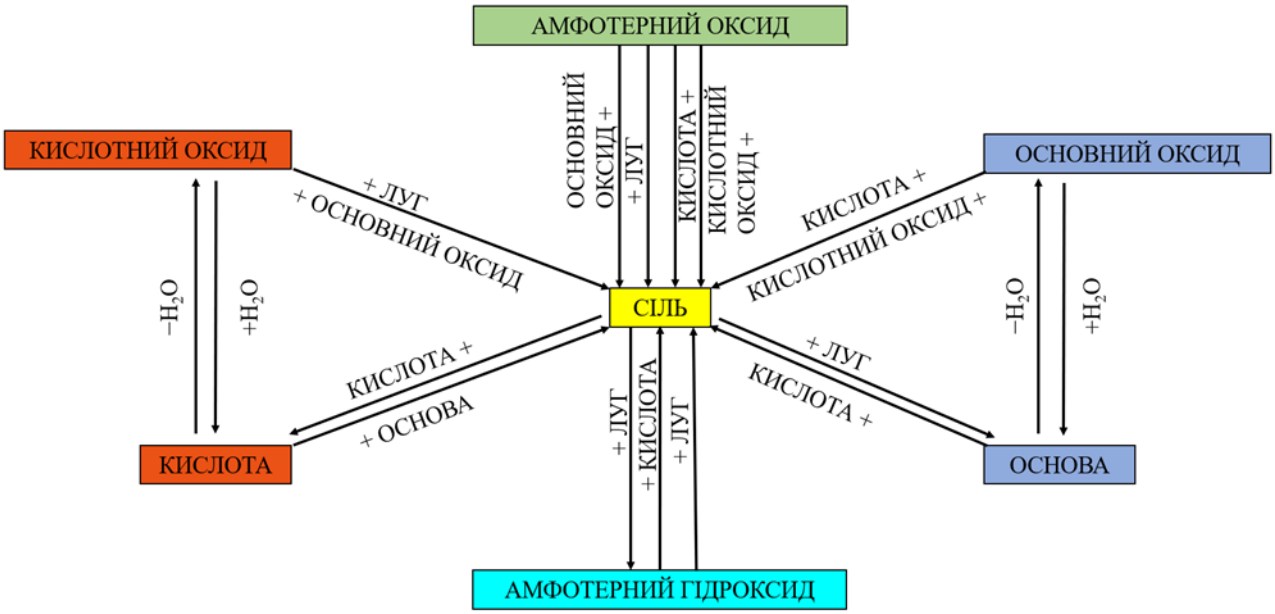
Солі – це іонні сполуки, які утворюються в результаті взаємодії кислот та основ або внаслідок заміщення атомів гідрогену в кислотах на катіони металів.

Солі поділяються на:

- середні (NaCl, K_2SO_4);
- кислі ($NaHSO_4$, $KHCO_3$);
- основні ($Cu_2(OH)_2CO_3$);
- подвійні ($KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$);
- комплексні ($[Cu(NH_3)_4]SO_4$).

Солі широко поширені у природі й відіграють важливу роль у біологічних та геохімічних процесах.

Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук



Розчини

Розчини – гомогенні (однорідні) суміші з двох (або кількох) речовин, відносні кількості яких можуть значно змінюватись. Будь-який розчин складається з розчиненої речовини (речовин) і розчинника, тобто середовища, в якому молекули або іони цієї речовини рівномірно розподілені, та з продуктів їх взаємодії.

Розчинник – речовина, яка присутня в більшій кількості і в якій розчиняються інші речовини, агрегатний стан цієї речовини при утворенні розчину не змінюється.

Розчинена речовина – речовина, яка розчиняється у розчиннику і присутня в меншій кількості.

Розчинність кислот, основ і солей у воді

Аніони	Катіони																		
	H^+	Li^+	Na^+	K^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{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^-		Р	Р	Р	М	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н
F^-	Р	М	Р	Р	М	М	М	М	Р	М	Н	Р	Р	Р	Р	—	Р	М	р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	М	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Н	М	—	М	М
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	—	—	Р	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	М	М	—	—	М	—	Н	М	Р	Н	—	—	М	—
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М	Р
PO_4^{3-}	Р	М	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	—	—	Н	Н
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	—	—	Н	—	—	Н	Н	М	—	—	Н	—
SiO_3^{2-}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—	Н	Н	—	—	—	Н	—
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Р – розчиняється (понад 10 г/л); М – малорозчинна (від 10 до 0,01 г/ л);
Н – нерозчинна (менше 0,01 г/л); — сполука не існує, або розкладається водою.

Залежно від кількості компонентів розчини бувають:

- ***двокомпонентні*** (*наприклад,* сіль + вода);
- ***багатокомпонентні*** (*наприклад,* мінеральна вода).



Класифікація розчинів

Розчини можна класифікувати за різними ознаками:

1. За агрегатним станом

Розчини можна поділити на три основні групи за агрегатним станом компонентів:

а) газоподібні розчини – розчинником і розчиненою речовиною є гази.

Приклад: повітря (N_2 + O_2 + He + CO_2 та інші гази);

б) рідкі розчини – розчинником є рідина, а розчинена речовина може бути газом, рідиною або твердої речовиною.

Приклад: NaOH + H_2O; NaCl + H_2O;

в) тверді розчини – розчинником і розчиненою речовиною є тверді речовини.

Приклад: сплави металів (Fe + Ni + Co).

2. За здатністю проводити електричний струм:

а) електролітичні розчини – це розчини, які проводять електричний струм завдяки наявності іонів у розчині. Вони утворюються при розчиненні солей, кислот чи лугів у воді.

Приклад: NaCl, H_2SO_4.

б) неелектролітичні розчини – це розчини, які не проводять електричний струм, оскільки не утворюють іонів. У таких розчинах розчинена речовина залишається в молекулярному вигляді.

Приклад: глюкоза у воді, сечовина у воді, оцтова кислота в бензині (слабкий електроліт, але в неполярному середовищі поводиться як неелектроліт), кисень у воді – газові неелектроліти.

3. За ступенем насичення:

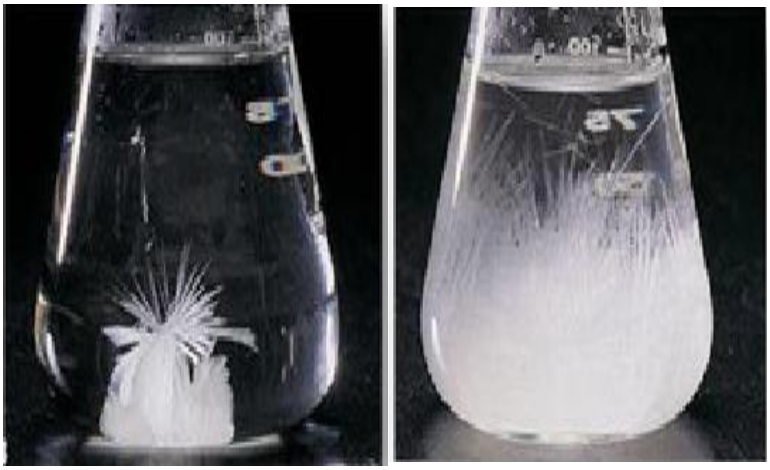
а) ненасичені розчини – це розчини, в яких розчинена речовина не досягла максимальної кількості, яку може розчинити розчинник при певній температурі. Вони можуть прийняти додаткову кількість розчиненої речовини.

Приклад: розчин солі у воді, в якому вода може розчинити ще більше солі;

б) насичені розчини – це розчини, в яких розчинена речовина досягла максимальної кількості, яку може розчинити розчинник при певній температурі. У таких розчинах будь-яка додаткова речовина не розчиняється.

Приклад: вода з розчиненою сіллю, в яку вже не можна додати більше солі без того, щоб вона не осіла;

в) перенасичені розчини – це нестабільні розчини, в яких розчинено більше речовини, ніж це зазвичай можливо при даній температурі. Такі розчини можуть бути стабільними лише за умови, що вони не містять «ґрунту» для кристалізації. *Приклад:* розчин цукру у воді, коли він розчиняється в гарячій воді, але не кристалізується, коли охолоджується. Так виглядають перенасичені розчини:



4. За розміром частинок:

а) істинні розчини – частинки розчиненої речовини в таких розчинах мають розмір менше 1 нанометра. Ці частинки не можна побачити навіть під мікроскопом, і вони розподілені рівномірно по всьому об'єму.

Приклад: розчин солі або цукру у воді;

б) колоїдні розчини (колоїди) – частинки розчиненої речовини мають розмір від 1 до 1000 нанометрів. Вони не осідають, але їх можна побачити через мікроскоп. Колоїди мають здатність розсіювати світло (ефект Тіндаля).

Приклад: молоко, дим, гель. Так виглядають істинний розчин (ліворуч) та колоїдний розчин (праворуч):



Властивості розчинів

1. Однорідність. Розчини є однорідними на макроскопічному рівні, тобто всі їх компоненти рівномірно розподілені в розчиннику.

2. Проникність для світла. Істинні розчини не розсіюють світло, а колоїдні розчини можуть створювати ефект Тіндаля, коли світло розсіюється частинками в розчині.

3. Зміна температури замерзання і кипіння. Розчини мають знижене значення температури замерзання і підвищене – температури кипіння порівняно з чистими розчинниками. Ці явища використовуються в хімічних та промислових процесах (*наприклад,* антифризи або солі на дорогах взимку).

Теорія розчинності

Розчинність – це фізико-хімічна властивість речовини, що характеризує її здатність утворювати однорідну систему (розчин) із розчинником.

Кількісна розчинність – це максимальна кількість речовини, яка може розчинитися у визначеній кількості розчинника (зазвичай 100 г води) при певній температурі до утворення насиченого розчину.

Механізм процесу розчинення:

а) основні етапи розчинення:

1. Розрив зв'язків між частинками (молекулами, іонами) розчиненої речовини – потрібно витратити енергію.

Приклад. Розчинення іонної речовини у воді (NaCl):

$$NaCl\ (твердий) + H_2O \rightarrow Na^+(у\ розчині) + Cl^-(у\ розчині).$$

Щоб розчинити кристал кухонної солі у воді, потрібно подолати іонно-іонні сили у кристалічній решітці (між Na^+ і Cl^-). Це потребує великої енергії → процес *ендотермічний*. Тільки після цього відбувається гідратація (зв'язування іонів із молекулами води), що виділяє енергію (екзотермічний етап).

2. Розрив міжмолекулярних зв'язків між молекулами розчинника – також потребує енергії.

Приклад. Розчинення іонної речовини у воді (NaCl).

Щоб іони Na^+ і Cl^- «увійшли» у воду, потрібно розірвати водневі зв'язки між молекулами води. Цей етап теж *ендотермічний*.

3. Утворення нових зв'язків між частинками речовини і молекулами розчинника (сольватація або гідратація – якщо розчинник вода).

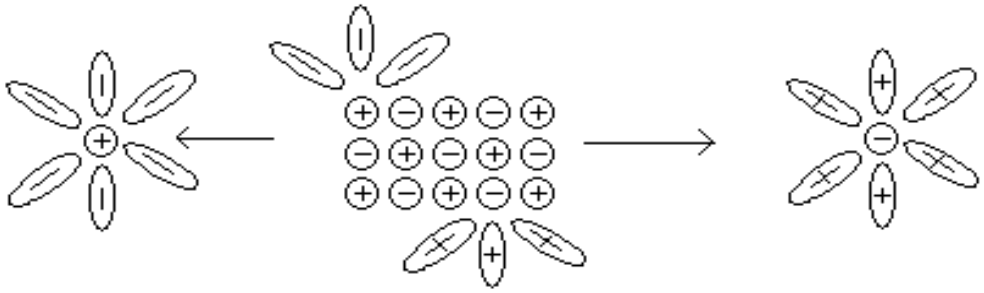
Якщо величина енергії, яка виділяється під час сольватації, більша, ніж та, що витрачається на розрив зв'язків, то речовина добре розчиняється.

Приклад. Гідратація йонів Na^+ і Cl^- під час розчинення NaCl.

Іони Na^+ і Cl^- у розчині оточуються молекулами води. Атом оксигену (негативний полюс) молекули H_2O притягується до Na^+, атоми гідрогену (позитивний полюс) – до Cl^-.

Це створює іон-дипольну взаємодію → виділяється енергія (теплота гідратації).

Підсумок: утворюється стабільний розчин NaCl у воді. Наводимо процес розчинення NaCl у воді:



б) типи взаємодій між частинками:

Тип взаємодії	Приклади
Іон-дипольна	$Na^+ + H_2O \rightarrow [Na(H_2O)_6]^+$
Диполь-дипольна	Етанол + вода (водневі зв'язки)
Дисперсійна (Ван-дер-Ваальсова)	Жири + бензин, олія + етер

Фактори, що впливають на розчинність

1. Природа розчинника і розчиненої речовини. Це найголовніший фактор, який визначає, чи зможе одна речовина розчинити іншу. Усе залежить від типу хімічного зв'язку та полярності молекул. Основний принцип – полярні речовини розчиняються у полярних, неполярні – у неполярних.

Полярні розчинники – їх молекули мають позитивний і негативний полюси (диполі).



Добре розчиняють полярні речовини та іонні сполуки, бо утворюють сильні йон-дипольні або водневі зв'язки.

Приклади:

− NaCl, KNO_3, HCl добре розчиняються у воді;

− цукор ($C_{12}H_{22}O_{11}$) і спирт добре змішуються з водою, бо утворюють водневі зв'язки.

Неполярні розчинники – молекули не мають сталих диполів. Добре розчиняють неполярні речовини завдяки дисперсійним (Ван-дер-Ваальсовим) силам. Погано розчиняють полярні або йонні речовини.

Приклади:

− I_2, жири, парафін добре розчиняються в бензині, але не у воді;

− NaCl у бензині не розчиняється, бо іонні частинки не можуть стабілізуватися без диполів.

Амфіфільні (змішані) розчинники – містять як полярну, так і неполярну частини молекули. Тому можуть розчиняти як полярні, так і неполярні речовини у певних межах.

Приклад: етанол (CH_3CH_2OH) розчиняє як воду, так і жиророзчинні речовини, тому використовується як універсальний розчинник у медицині та косметиці. Отже, природа розчинника і розчиненої речовини впливає на процес розчинення речовин:



2. Температура – один із найважливіших факторів, що визначає, скільки речовини може розчинитися в певній кількості розчинника.

Для твердих і рідких речовин: підвищення температури зазвичай збільшує розчинність.

Речовина	Розчинність при 20 °C, г/100 г води	Розчинність при 100 °C, г/100 г води
KNO_3	31,6	246
NaCl	36,0	39,1

Для газів: підвищення температури зменшує розчинність (газ вивільняється з розчину).

Приклади:

− O_2 та CO_2 краще розчиняються у холодній воді. Саме тому риби гинуть у теплій воді – менше розчиненого кисню;

− газовані напої швидше «вивітрюються» при нагріванні – CO_2 виходить із розчину.

3. Тиск (для газів) – майже не впливає на розчинність твердих або рідких речовин, але дуже сильно впливає на розчинність газів у рідинах. Тиск впливає лише на гази, розчинені в рідинах.

Закон Генрі

Залежність розчинності газів від тиску виражають законом Генрі: маса газу, який розчиняється за постійної температури в даному об'ємі речовини, прямо пропорційна порціальному тиску газу:

$$W = kp,$$

де W – масова концентрація;

p – тиск;

k – коефіцієнт пропорційності (стала Генрі).

Кисень у крові − під високим тиском (у водолазів) у крові розчиняється більше газів. При швидкому зниженні тиску гази «вивільнюються», може виникати **кесонна хвороба** (утворення бульбашок у судинах).

Газовані напої (CO_2) – при виготовленні напоїв газ «вприскують» під тиском. Коли пляшку відкривають, тиск знижується, газ виходить із розчину, з'являються бульбашки.

Закон Сеченова (вплив солей на розчинність газів у воді) описує, як на розчинність газів у воді впливає наявність розчинених солей або інших електролітів. Додавання солей у воду зменшує розчинність газів у ній. Тобто чим більша концентрація розчинених солей, тим гірше розчиняється газ. Солі підвищують іонну силу розчину, зменшується активність води, зменшується здатність молекул води утримувати розчинений газ, рівновага розчинення зсувається в бік виділення газу.

Коли в розчині є іони (наприклад, Na^+, Cl^-), вони взаємодіють із молекулами води, утворюючи гідратні оболонки. Через це молекул води, вільних для розчинення газу, стає менше, тому газ гірше розчиняється. Це явище називають «висолюванням газів» або «ефектом Сеченова»:

$$S = S_o e^{-KC},$$

де *So* – розчинність газу в чистій воді;

S – розчинність газу в розчині електроліту за тієї ж температури;

C – концентрація електроліту;

e – основа натурального логарифму;

K – емпірична константа, що залежить від природи газу, електроліту та температури.

Приклади:

– CO_2 у морській воді: морська вода містить багато солей (NaCl, $MgSO_4$, $CaCl_2$). Тому CO_2 розчиняється в ній гірше, ніж у прісній воді;

– кисень у солоній воді: вміст розчиненого O_2 у морях нижчий, ніж у річках. Через це деякі морські організми потребують спеціальних механізмів для дихання.

Розмір частинок та швидкість перемішування

Розмір частинок. Розчинення твердих речовин у рідинах відбувається на поверхні контакту між твердою речовиною та розчинником. Тому, чим більша площа поверхні, тим швидше речовина розчиняється.

Чим менші частинки, тим швидше відбувається розчинення. При подрібненні (наприклад, подрібнення цукру або солі) збільшується площа поверхні контакту між твердою речовиною та розчинником. Це означає, що більше молекул розчинника одночасно взаємодіють із частинками речовини. Тому процес розриву зв'язків і переходу частинок у розчин прискорюється.

Приклади:

– цукрова пудра розчиняється у воді швидше, ніж шматочок цукру;

– подрібнена сіль розчиняється швидше, ніж великі кристали.

Швидкість перемішування (механічний вплив)

Перемішування прискорює процес розчинення. Якщо речовину залишити без перемішування, навколо неї утворюється насичений шар розчину, в якому вже багато частинок розчиненої речовини. Цей шар сповільнює дифузію нових частинок у розчин. Перемішування «змішує» рідину, знімає насичений шар та підносить свіжі порції розчинника до поверхні твердої речовини. У результаті дифузія відбувається швидше, і речовина розчиняється швидше.



Таблиця 5

Фактори, які впливають на розчинність

Фактор	Вплив на швидкість розчинення	Пояснення
↓ Розмір частинок	↑ Збільшує	Зростає площа контакту
↑ Швидкість перемішування	↑ Збільшує	Зменшується товщина насиченого шару
↑ Температура	↑ Збільшує	Частинки рухаються швидше

Практичне значення розчинності в медицині та біології

Розчинність речовин має величезне значення для організмів і для медицини, адже більшість біохімічних процесів відбуваються у водних розчинах.

1. Розчинність і засвоєння лікарських речовин. Лікарські препарати можуть діяти лише тоді, коли вони розчиняються у рідинах організму (кров, плазма, шлунковий сік тощо). Пояснення полягає в тому, що розчинна форма забезпечує всмоктування через стінки шлунково-кишкового тракту у кров.

Приклади:

– аспірин краще засвоюється, якщо приймати його в розчинній формі;

– антибіотики, вітаміни, знеболювальні часто випускають як розчини або суспензії, щоб прискорити ефект;

– ін'єкційні препарати завжди готують на основі водних або спиртових розчинів, оскільки тільки розчинені речовини можуть циркулювати в крові.

2. Розчинність у біологічних рідинах. Усі біохімічні процеси відбуваються у водному середовищі, тому вода – універсальний розчинник життя. Завдяки своїй полярності вода розчиняє солі, цукри, білки, гази (O_2, CO_2). Це дозволяє транспортувати поживні речовини в клітини, виводити продукти обміну, підтримувати сталість внутрішнього середовища (гомеостаз).

Приклади:

– у крові розчиняються кисень, вуглекислий газ, глюкоза, амінокислоти;

– плазма крові – це водний розчин білків, солей і органічних речовин;

– слина, шлунковий сік, лімфа – усе це біологічні розчини.

В організмі вода перебуває у вільному і зв'язаному стані. Вода забезпечує всмоктування та перенесення речовин і продуктів обміну, бере участь у процесах набрякання і дифузії, підтримує сталу концентрацію протонів гідрогену в рідких середовищах, бере участь у процесах гідролізу речовин та ін.

3. Розчинність газів у крові. Кисень (O_2) розчиняється в крові, звідки переноситься до тканин гемоглобіном. CO_2 теж частково розчинений у плазмі, частково переноситься у вигляді іонів гідрокарбонату (HCO_3^-). Якщо змінюються умови (тиск, температура), може порушитися рівновага: *наприклад,* кесонна хвороба у водолазів (утворення газових бульбашок у крові при зниженні тиску).

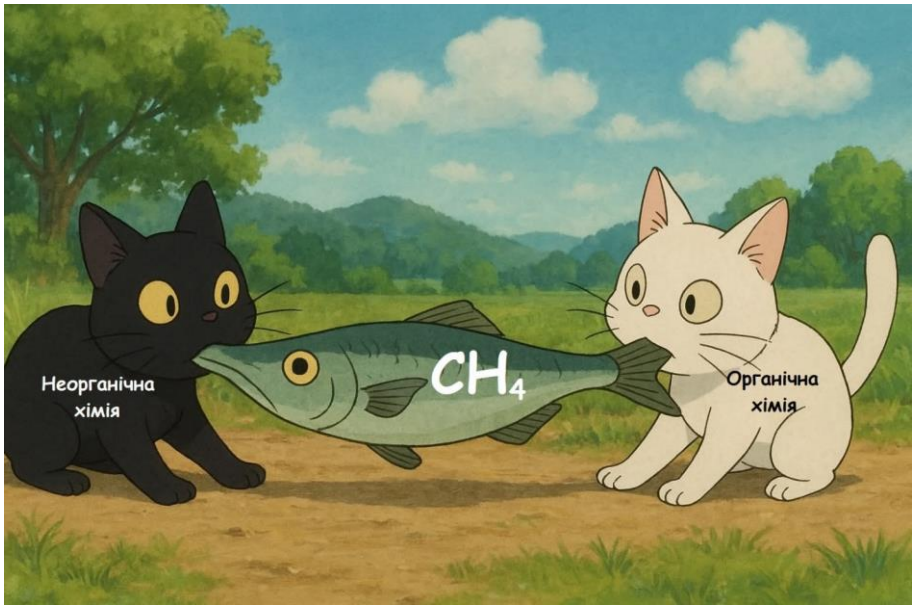
4. Розчинність у фармації. При створенні ліків розчинність впливає на дозування, форму і спосіб введення. Якщо речовина погано розчиняється у воді, її переводять у солі або ефіри, які розчиняються краще. У фармацевтичних лабораторіях підбирають оптимальний розчинник (вода, спирт, олія), щоб досягти потрібної швидкості дії препарату.

Приклади:

– натрієва сіль бензилпеніциліну добре розчинна, придатна для ін'єкцій;

– кальцієві солі жирних кислот нерозчинні, використовуються як повільно діючі засоби.

5. Біологічне значення розчинності солей і мінералів. В організмі людини постійно підтримується рівновага між розчинними та нерозчинними сполуками кальцію, фосфатів, натрію, калію. Від цього залежить робота м'язів, нервів, серця, а також формування кісткової тканини. Надлишок або нестача розчинних солей призводить до порушення обміну речовин.



Теоретичні основи органічної хімії

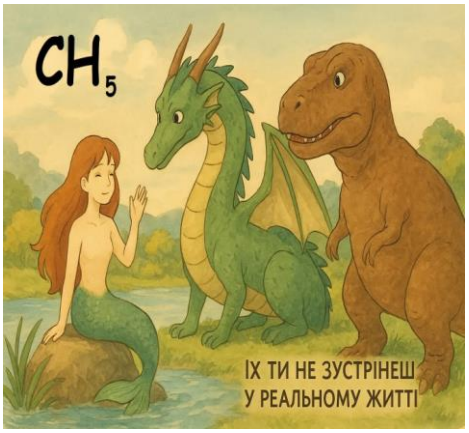
Основні положення теорії О. М. Бутлерова

Основні положення теорії будови органічних сполук О. М. Бутлеров сформулював у 1858–1861 рр., які були підтверджені подальшим розвитком органічної хімії:

1) атоми розташовані в молекулах не безладно, а сполучені один з одним хімічним зв'язком у певній послідовності згідно з їх валентністю. Порядок зв'язку атомів називається хімічною будовою. Атом карбону в органічних сполуках завжди **чотиривалентний;**







2) властивості речовин залежать не тільки від якісного та кількісного складу, але й від того, в якому порядку атоми поєднуються між собою в молекулі, тобто від хімічної будови молекули;

C_2H_6O	C_2H_6O
$H_3C—CH_2—OH$	$H_3C—O—CH_3$
етанол	диметиловий етер
рідина, $t_{кип}$= 78,3 °C	газ, $t_{кип}$= -23,6 °C
реагує із Na	не реагує із Na

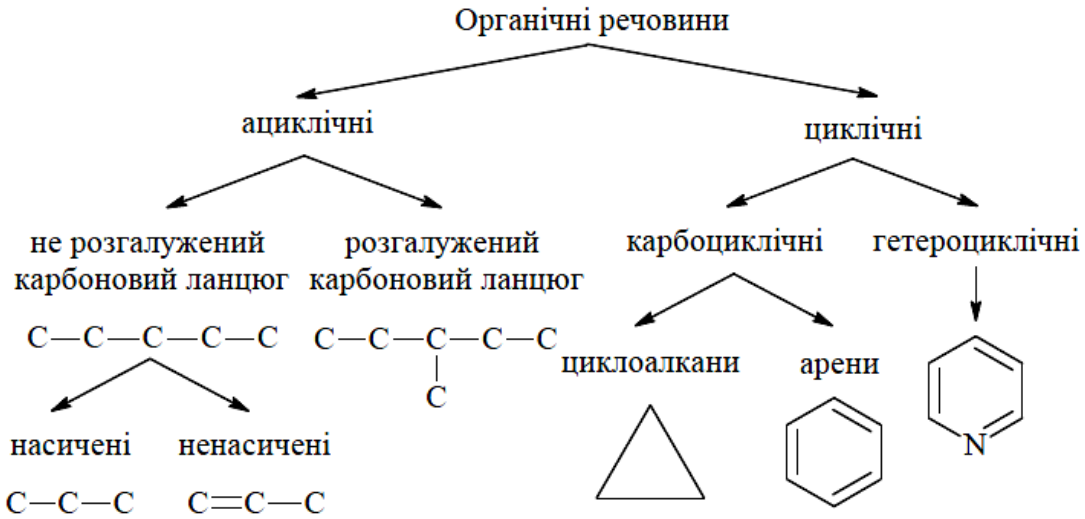
3) атоми або групи атомів, які утворюють молекулу, взаємно впливають один на одного, від чого залежить реакційна здатність молекули.

Основні класи органічних сполук

Органічні речовини – це сполуки карбону (за винятком кількох простих, таких як CO, CO_2, карбонати), що характеризуються наявністю ковалентних зв'язків між атомами та здатні утворювати стабільні ланцюги та цикли. Їх класифікація ґрунтується на будові вуглецевого скелета та наявності функціональних груп.

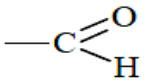
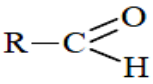
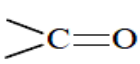
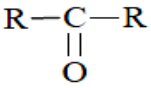
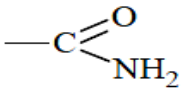
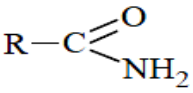
Основні класи органічних сполук:

1. За будовою карбонового скелета:

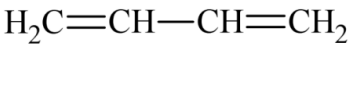




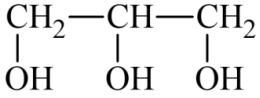
2. За природою функціональних груп:

Назва класу речовин	Функціональна група	Загальна формула класу
Галогеналкани	–F, –Cl, –Br, –I	R–Hal.
Спирти, феноли	–OH	R–OH
Тіоспирти, тіофеноли	–SH	R–SH
Етери (прості ефіри)	–OR*	R–O–R*
Альдегіди		
Кетони		
Карбонові кислоти	–COOH	R–COOH
Сульфокислоти	$–SO_3H$	$R–SO_3H$
Естери (складні ефіри)	–COOR*	R–COOR*
Аміди		
Аміни	$–NH_2$	$R–NH_2$
Нітросполуки	$–NO_2$	$R–NO_2$
Нітрили	–CN	R–CN

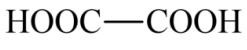
3. Поліфункціональні органічні сполуки (містять декілька однакових функціональних груп або структурних фрагментів):



бутадієн

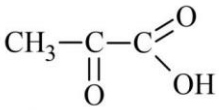


гліцерол

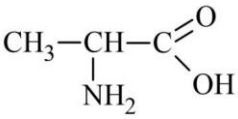


щавлева кислота

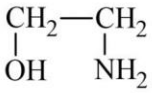
4. Гетерофункціональні органічні сполуки (містять різні функціональні групи):



піровиноградна кислота (ПВК)



аланін



коламін

Вуглеводні – це органічні сполуки, що складаються лише з атомів карбону й гідрогену. Вони поділяються на:

− *насичені (алкани)* – характеризуються лише одинарними зв'язками між атомами карбону. *Приклад:* метан (CH_4) та його гомологи (етан, пропан, бутан);









– *ненасичені* – містять кратні зв'язки (подвійні чи потрійні) між атомами карбону: алкени (загальна формула C_nH_{2n}, наприклад, C_2H_4 – етен); алкіни (загальна формула C_nH_{2n-2}, наприклад, C_2H_2 – етин).







У разі несиметричних алкенів реакції гідрогалогенування відбуваються за **правилом Марковнікова**: атом гідрогену приєднується до більш гідрогенізованого атому карбону;

– *ароматичні* (арени) – містять бензенове ядро (циклічний π-зв'язок), наприклад, бензен, толуен, нафтален;



– *циклічні вуглеводні:* мають замкнений ланцюг атомів вуглецю (наприклад, циклоалкани).



До складу молекул **оксигеновмісних сполук**, крім карбону й гідрогену, входить також оксиген. Вони утворюють велику групу функціональних класів: спирти, феноли, карбонові кислоти, естери, альдегіди, кетони.

Спирти (R-OH) – органічні сполуки з гідроксильною групою. *Наприклад:* метанол (CH_3OH), етанол (C_2H_5OH), гліцерин ($C_3H_5(OH)_3$) тощо.





Феноли (ArOH) – гідроксильна група безпосередньо зв'язана з ароматичним кільцем. *Наприклад:* фенол.



Карбонові кислоти (R–COOH) – характеризуються наявністю карбоксильної групи. *Наприклад:* мурашина кислота (HCOOH), оцтова кислота (CH_3COOH).

Естери (R–COOR′) – продукти взаємодії кислот і спиртів. *Наприклад:* етиловий естер оцтової кислоти.



Альдегіди (R–CHO) – містять альдегідну групу. *Наприклад:* метаналь (формальдегід), етаналь (оцтовий альдегід).

Кетони (R–CO–R′) – містять карбонільну групу між двома радикалами. *Наприклад:* пропанон (ацетон).

Нітрогеновмісні сполуки містять у своєму складі атоми нітрогену, що зумовлює їх специфічні властивості.

Аміни ($R–NH_2$, R_2NH, R_3N) – органічні похідні амоніаку, наприклад, метиламін, етіламін, пропіламін.



Аміди ($R–CONH_2$) – продукти заміщення –OH у кислотах на $–NH_2$, *наприклад,* ацетамід.

Нітросполуки ($R–NO_2$) – містять нітрогрупу. *Наприклад,* нітробензен.

Амінокислоти ($H_2N–CHR–COOH$) – містять одночасно аміногрупу та карбоксильну групу. *Наприклад,* гліцин (аміноетанова кислота).

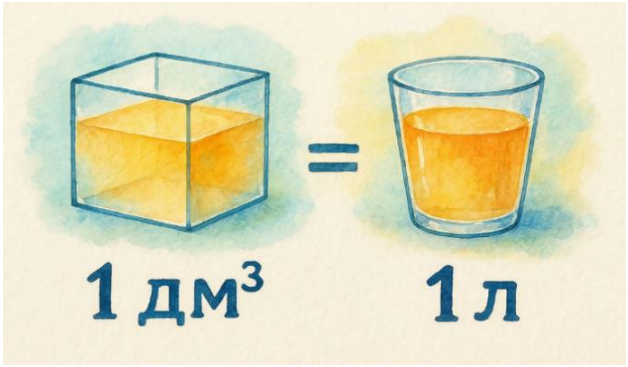


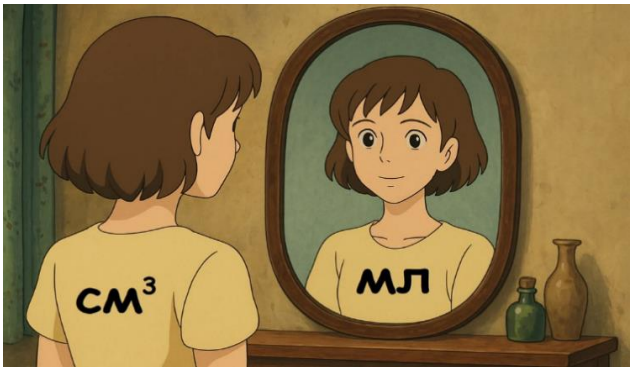
1.4 ОБЧИСЛЕННЯ В ХІМІЇ

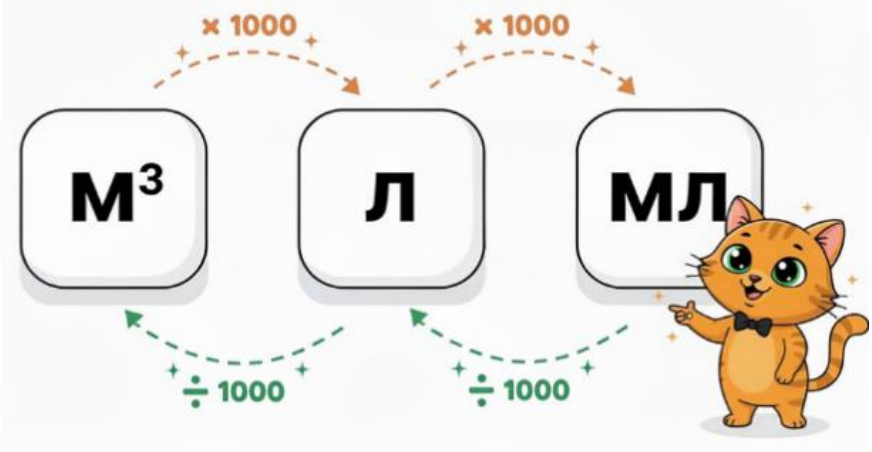
Фізичні величини в хімії

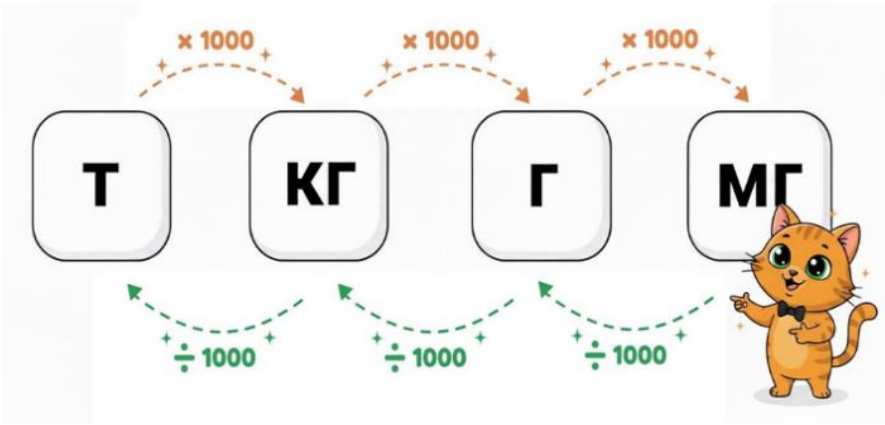
У хімії використовуються різні фізичні величини: маса, об'єм, кількість речовини, густина, відносна атомна маса, відносна молекулярна маса, молярна маса, молярний об'єм, відносна густина газів, тиск, температура, час, концентрація, швидкість хімічної реакції, електричний заряд тощо. Окремі величини представлені нижче в *таблиці*:

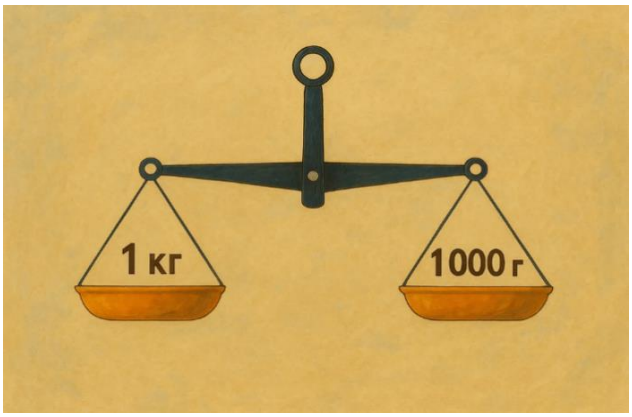
Фізична величина	Одиниця вимірювання		Формула для обчислення значення
Маса, m	грам, кілограм	г, кг	$m = \nu \cdot M$; $m = \rho \cdot V$
Відносна молекулярна маса, M_r	Безрозмірна величина		$M_r = nA_r(E) + nA_r(E) + \ldots$, де E – хімічний елемент
Молярна маса, M	грам на моль, кілограм на моль	г/моль, кг/моль	$M = \frac{m}{\nu}$
Об'єм, V	літр, кубічний метр	л, м^3	$V = \nu \cdot V_m$; $V = \frac{m}{\rho}$
Молярний об'єм, V_m	літр на моль, кубічний метр на моль	л/моль, м^3/моль	V_m = 22,4 л/моль (н.у.). Нормальні умови: T = 0 °C (273,15 К). P = 101,325 кПа (760 мм рт. ст.)
Кількість речовини, n, ν	моль	моль	$\nu = \frac{m}{M}$; $\nu = \frac{V}{V_m}$; $\nu = \frac{N}{N_A}$
Число Авогадро, N_A	моль у мінус першому ступені	моль$^{-1}$	$N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$
Середня відносна молекулярна маса повітря	Безрозмірна величина		29






× 1000
× 1000
м³
л
мл
÷ 1000
÷ 1000


× 1000
× 1000
× 1000
т
кг
г
мг
÷ 1000
÷ 1000
÷ 1000


1 кг
1000 г


1 карат ≈ 0,2 грама


КОЛИ РОЗВ'ЯЗУВАВ ЗАДАЧІ З ХІМІЇ
КОЛИ НЕ РОЗВ'ЯЗУВАВ ЗАДАЧІ З ХІМІЇ


Швидко густину знайдем: ділим масу на об'єм!


Працюючи в хімічному кабінеті або лабораторії необхідно знати місцезнаходження аптечки, протипожежних засобів і вміти ними користуватися в разі потреби


ПРОВОДЯЧИ ЕКСПЕРИМЕНТ, ДУМАЙ ПРО БЕЗПЕКУ!


Увімкни витяжку!


ХІМІЯ НЕ ВОНЯЄ, А МАЄ СПЕЦИФІЧНИЙ ЗАПАХ


Не їж в лабораторії!


НЕ ТЕСТУЙ РЕАКТИВИ НА СМАК!


Коли подивився в отвір пробірки під час проведення досліду


НЕ РОБИ ТАК!
Розбризкування рідини під час наливання в посудину

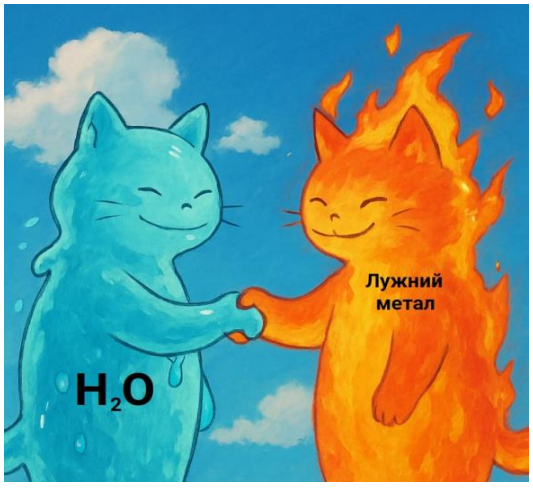

ВИЯВЛЕННЯ ЗАПАХУ РЕЧОВИНИ


В кислоту НЕ лий води!

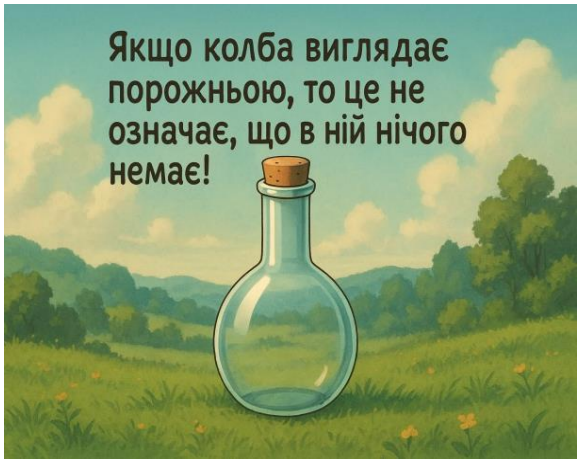

Метиловий спирт


СПИРТ (МЕТИЛОВИЙ)
НЕЗНАННЯ ВБИВАЮТЬ!

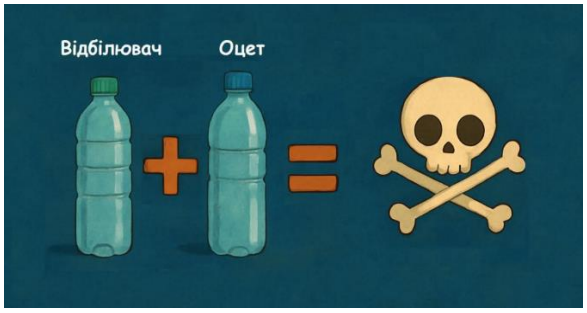

Хочу освіжитись. Дайте водички попити
Na


Лужний метал
H2O


ЗАРАЗ БУДЕМО ПРОВОДИТИ БЕЗПЕЧНИЙ ДОСЛІД
ТОДІ МЕНІ КРАЩЕ ВИЙТИ
Фтор


Якщо колба виглядає порожньою, то це не означає, що в ній нічого немає!


ГАРЯЧА КОЛБА ВИГЛЯДАЄ ТОЧНІСІНЬКО, ЯК І ХОЛОДНА!


Відбілювач
Оцет


Коли не прочитав інструкцію перед лабораторною роботою




Обережно!
Мокра підлога!


HCl
Так потрібно ставити пробку, відкривши склянку з реактивом


Виготовлення паперового фільтру


ФІЛЬТРУВАННЯ


Так треба закріплювати колбу у лапці штативу


Перемішування рідини скляною паличкою


Для правильного визначення об'єму позначка верхнього рівня рідини повинна перебувати на рівні з очима.


Визначення рівня рідини за меніском


ВИПАРЮВАННЯ


Натрій тіосульфатум
Для видалення йоду

1.6 ПЕРЕВІРТЕ ВАШІ БАЗОВІ ШКІЛЬНІ ЗНАННЯ З ХІМІЇ

1. Атому якого хімічного елемента і в якому стані відповідає формула $1s^2 2s^2 2p^3$?

A. Атому бору в нормальному стані.

B. Атому карбону в нормальному стані.

C. Атому карбону в збудженому стані.

D. Атому азоту в нормальному стані.

2. Катіону якого металу відповідає структура $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0 3d^0$?

A. Катіонів літію. *C. Катіонів кальцію.*

B. Катіонів натрію. *D. Катіон цинку.*

3. Електронегативність хімічних елементів у групі зверху вниз:

A. Зростає. *B. Не змінюється.* *C. Зменшується.*

4. Sp^3гібридизація атома карбону існує в молекулі:

A. Етану. *B. Етилену.* *C. Ацетилену.* *D. Бензолу.*

5. Ковалентний неполярний зв'язок є в молекулі:

A. Хлороводню. *B. Хлору.* *C. Води.* *D. Сірководню.*

6. σ-зв'язок утворюється шляхом:

A. Осьового перекривання орбіталей валентних електронів.

B. Бокового перекривання орбіталей валентних електронів.

C. Перекривання орбіталей S-електронів.

D. Перекривання орбіталей d-електронів.

7. До реакції обміну відноситься реакція взаємодії:

A. Сірчаної кислоти з гідроксидом натрію.

B. Водню із сіркою.

C. Сірчаної кислоти з магнієм.

D. Сульфату купруму із залізом

8. У ході окисно-відновної реакції:

A. Тиск реакційної системи знижується.

B. Виділяється тепло.

C. Змінюються ступінь окислення хімічних елементів у речовинах.

D. Поглинається тепло.

9. До сильних електролітів належать:

A. Мурашина кислота. *C. Сульфат натрію.*

B. Сульфідна кислота. *D. Оцтова кислота.*

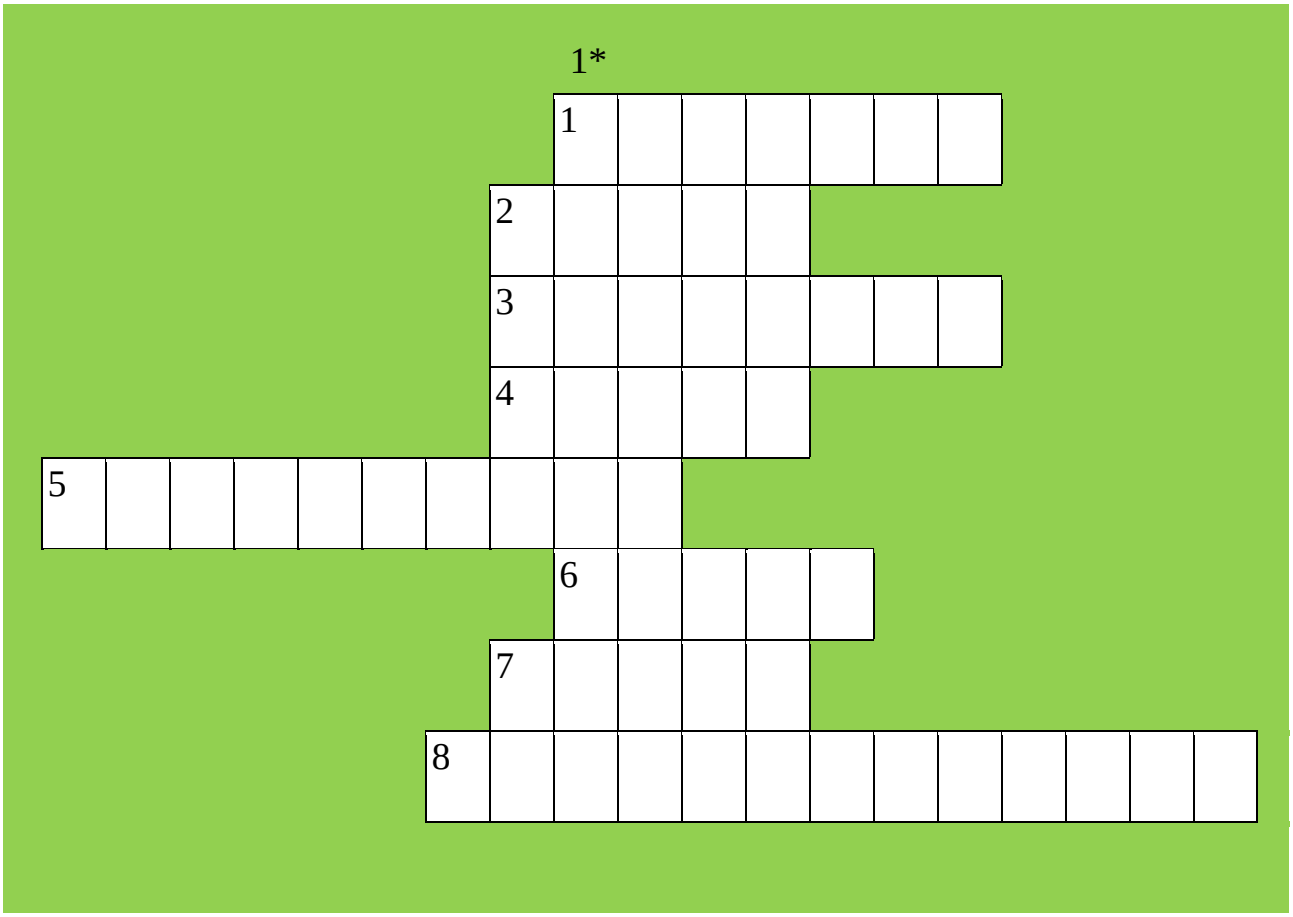
10. Виберіть речовину, в 1 грамі якої міститься найбільша кількість молекул:

A. Аміак. *C. Вуглекислий газ.*

B. Кисень. *D. Сірчана кислота.*

1.7 ХІМІЧНІ КРОСВОРДИ

Кросворд 1



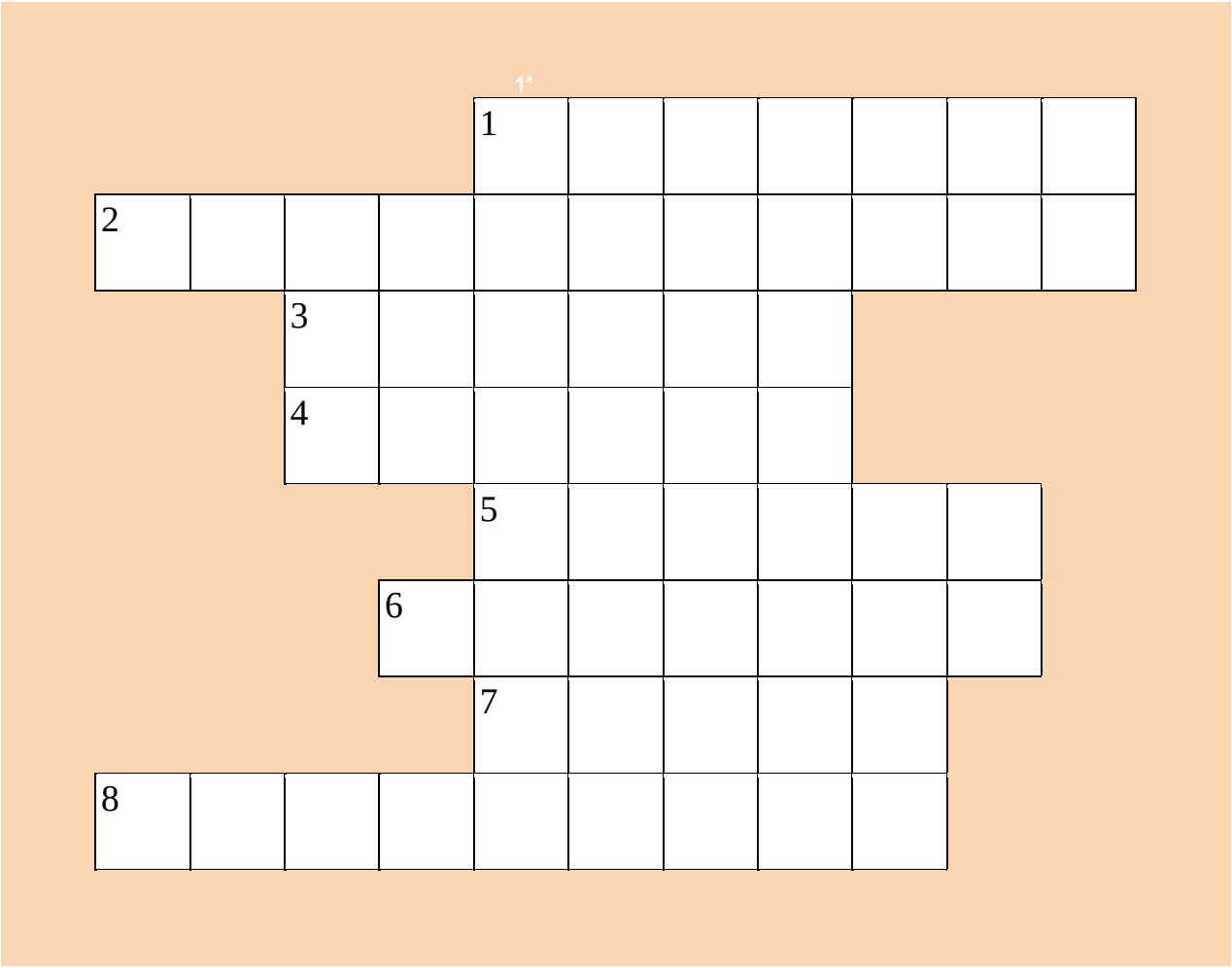
По горизонталі:

1. Ввів термін ковалентний зв'язок – _____.
2. Принцип _____: на кожній орбіталі може перебувати один або максимум два електрони з різними спінами.
3. $6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$ – стала _____.
4. Правило _____: під час заповнення одного підрівня електрони розміщують так, щоб сумарний спін був максимальний.
5. Автор закону об'ємних співвідношень _____.
6. Пруст відкрив _____сталості складу речовин.
7. Автор теорії хімічного зв'язку − ___.
8. Принцип мінімуму енергії – принцип _____.

По вертикалі:

1*. Автор закону збереження мас _____.

Кросворд 2



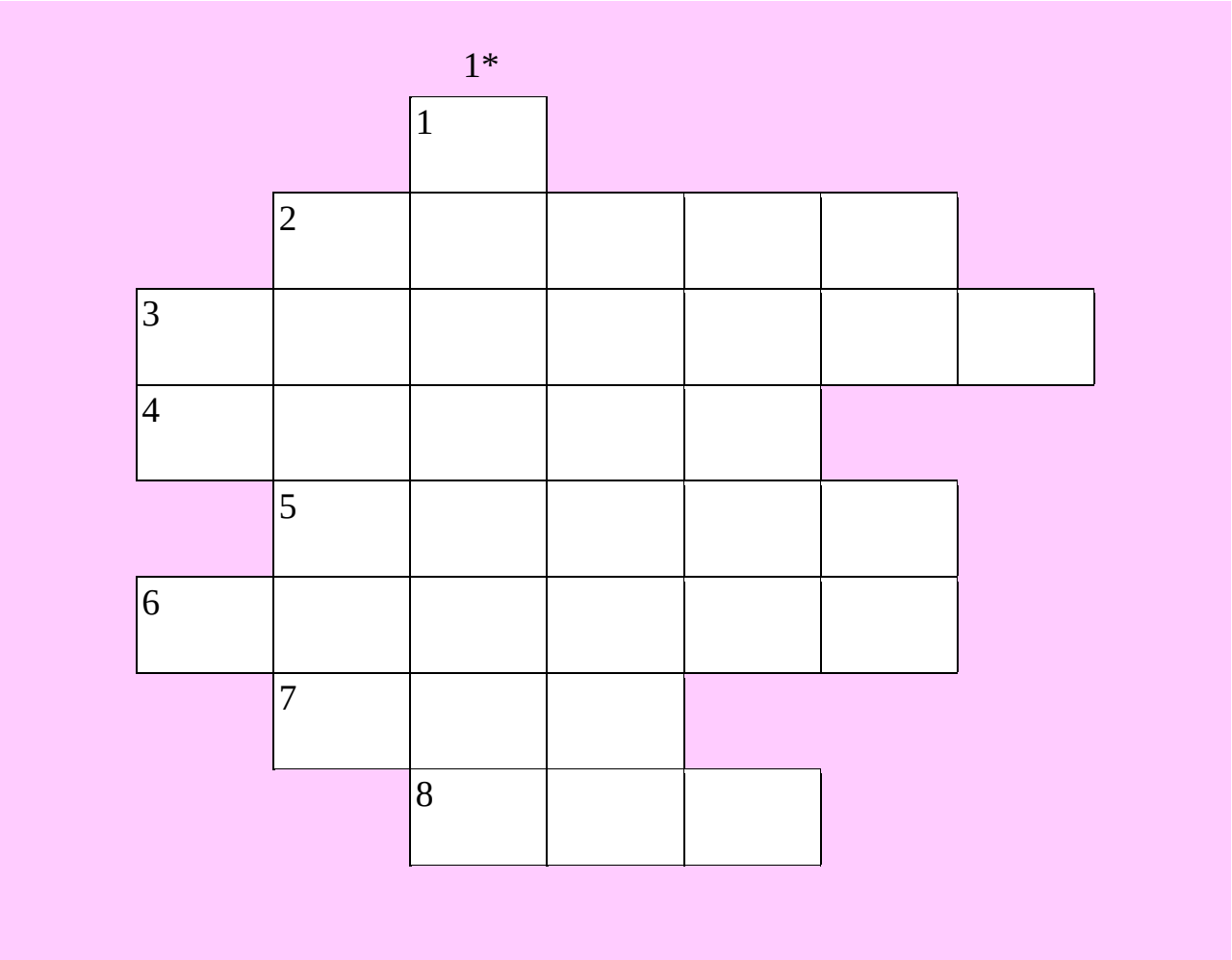
По горизонталі:

1. HgS –_____ тривіальна назва мінералу, який називали «кров'ю дракона».
2. Метал _____1-го класу токсичності, який був причиною загибелі (летальності) багатьох людей, зокрема Парацельса.
3. $HgCl_2$ – _____ тривіальна назва яду з дезинфікуючою дією.
4. Сплав Cu зі Sn або з Al, Si, Be, Pb, Zn _____.
5. As_2O_3 – білий «_____», який використовували для некротизації пульпи в стоматології.
6. Колір, який з'являється при окисненні купруму під впливом води і повітря_____.
7. $AgNO_3$ – тривіальна назва_____.
8. Hg взаємодіє з іншими металами, утворює рідкі та тверді сплави, які мають назву_____.

По вертикалі:

1*. Hg_2Cl_2 – тривіальна назва.

Кросворд 3



По горизонталі:

1. Хімічний елемент, відсутність якого сприяє зникненню зеленого кольору у рослин_____.
2. Хімічний елемент, який надає крові червоного кольору_____.
3. «Горілка», яку заборонено вживати як напій, у зв'язку зі смертельною небезпекою_____.
4. Солодкий на смак харчовий продукт, який на полі народився, на заводі зварився, у воді розчинився_____.
5. Тверда форма CO_2, яка сублімацією переходить у газову фазу – «____ лід».
6. Нафта – _____ «золото».
7. У воді не тоне, у вогні не горить – _____.
8. Індикатор для виявлення крохмалю_____.

По вертикалі:

1*. Так зване «живе срібло», яке використовується в медичних пристроях; токсична речовина, яку не можна брати в руки_____.

ПРИКЛАДИ ТЕСТОВИХ ЗАВДАНЬ НМТ З ХІМІЇ ЗА ПОПЕРЕДНІ РОКИ

(від простого до складного)

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV
2	3	3	3	4	3	2	3	3	2	4	4	4	5	5

ПЕРЕВІРТЕ ВАШІ БАЗОВІ ШКІЛЬНІ ЗНАННЯ З ХІМІЇ

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
D	B	C	A	B	A	D	C	C	D

ВІДПОВІДІ НА КРОСВОРДИ

Кросворд 1



1*

						[1] л	е	н	г	м	ю	р		
					[2] п	а	у	л	і					
					[3] а	в	о	г	а	д	р	о		
					[4] г	у	н	д	а					
[5] г	е	й	-	л	ю	с	с	а	к					
						[6] з	а	к	о	н				
					[7] л	ь	ю	ї	с					
				[8] к	л	є	ч	к	о	в	с	ь	к	о	г	о

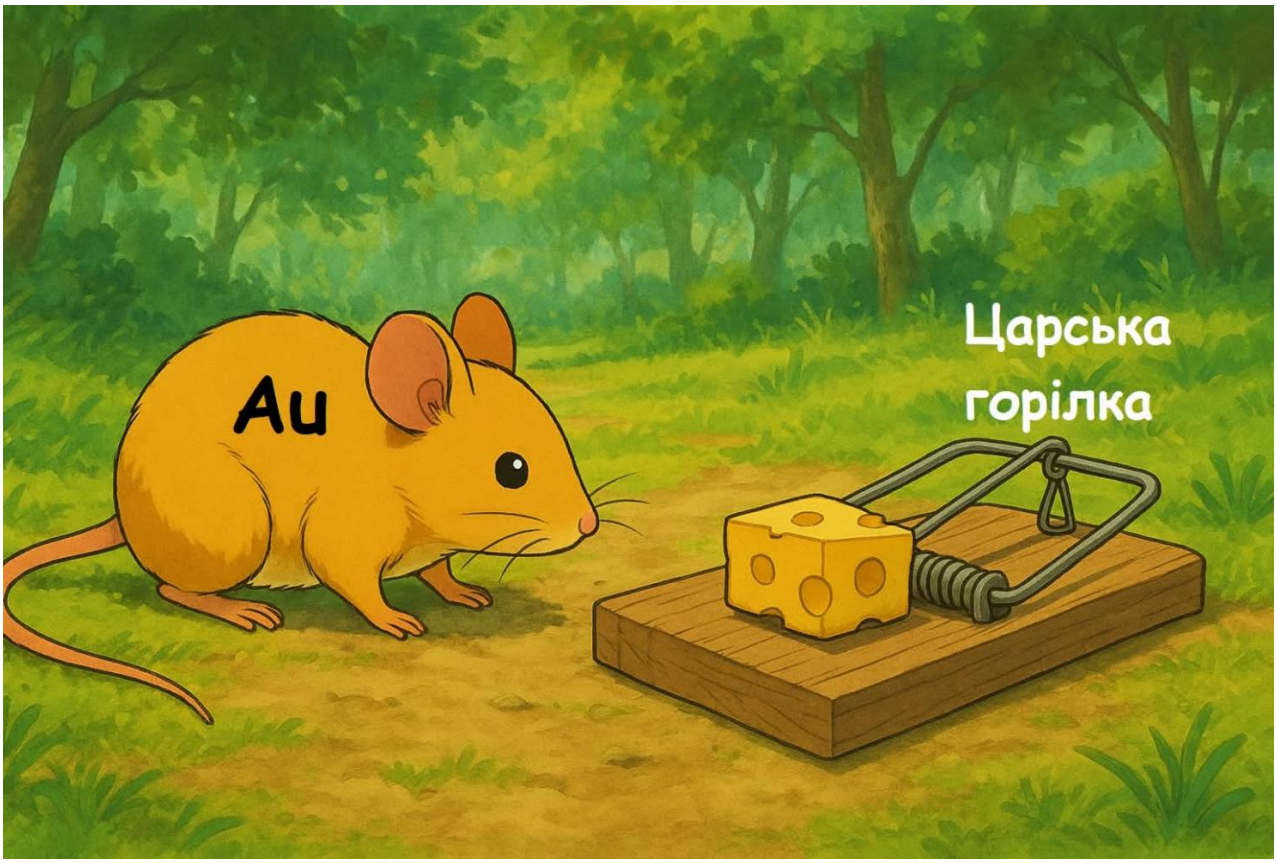
Кросворд 2



1*

				[1] к	і	н	о	в	а	р
[2] г	і	д	р	а	р	г	і	р	у	м
		[3] с	у	л	е	м	а			
		[4] б	р	о	н	з	а			
				[5] м	и	ш	‘	я	к	
			[6] з	е	л	е	н	и	й	
				[7] л	я	п	і	с		
[8] а	м	а	л	ь	г	а	м	а		

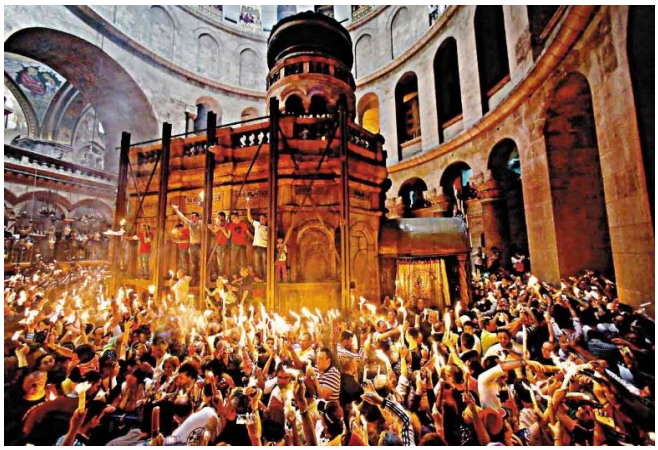
Кросворд 3



1*

		[1] м	а	г	н	і	й
	[2] ф	е	р	у	м		
[3] ц	а	р	с	ь	к	а	
[4] ц	у	к	о	р			
	[5] с	у	х	и	й		
[6] ч	о	р	н	е			
	[7]	і	д				
		[8] й	о	д			

1. Таємниця благодатного вогню





Благодатний вогонь або святий вогонь (святе світло) виносять із Гробу Господнього під час Великодньої церемонії в Єрусалимському Храмі Воскресіння – це диво сходження «святого вогню». За історичними даними, горюча суміш, яку використовують для «чудового займання», містить сульфур, кедрову і жасмінову олії.

2. Який метал «хворіє на чуму»?









«Олов'яна чума»

На сьогодні відома особливість стануму (олова) перетворюватися на холоді у порошок сірого кольору. Таке явище було однією з причин поразки армії Наполеона (1812 р.), коли ґудзики на мундирах французьких військових,

кінська збруя та інші важливі засоби вжитку, які було виготовлено з олова, в умовах сильних морозів було порушено. Назвали таке явище руйнування виробів зі стануму на морозі «олов'яна чума». Це природний процес алотропного перетворення білого олова (β-олово, ліворучобертаюче) в сіре (α-олово, праворучобертаюче) при низьких температурах.

3. «Адське каміння» і «лисячий хвіст» – рецепт алхіміків

«Міцна водка, що пожирає місяць» – це нітратна кислота, що розчиняє аргентум: із концентрованою нітратною кислотою аргентум реагує з утворенням «адського каміння» (нітрату аргентуму), при цьому виділяються пари бурого кольору, що нагадують «лисячий хвіст» (нітроген (IV) оксид), та вода:

$$Ag + 2HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow AgNO_3 + NO_2\uparrow + H_2O.$$

Щоб «місяць знову піднявся» (тобто аргентум відновився), необхідно термічно обробити «адське каміння». Відбувається розкладання «адського каміння» до аргентуму, виділяється кисень і нова порція газу бурого кольору «лисячий хвіст». Отже, при нагріванні нітрат аргентуму ($AgNO_3$) розкладається, утворюючи металеве срібло, залежно від температури розкладання. Загальне рівняння реакції при сильному нагріванні:

$$2AgNO_3 \rightarrow 2Ag + O_2 + 2NO_2\uparrow$$





4. «Царська горілка» – це суміш концентрованих кислот: нітратна (1 об'єм) і хлоридна (3 об'єми). У 1270 р. італійський алхімік, кардинал Джованні Фіданца (Бонавентура) вперше отримав цю суміш, дослідив, як вона впливає на аурум (золото). У квітні 1940 р. фашистські війська окупували Копенгаген, хімік де Гевеші, який працював в Інституті Нільса Бора, розчинив у «царській горілці» золоті нобелівські медалі німецьких фізиків Макса фон Лауе і Джеймса Франка. Мотивацією для такого вчинку була діюча в третьому рейху заборона носити нобелівські медалі, видана після того, як супротивник націонал-соціалізму Карл фон Осецький отримав Нобелівську премію миру.



Після закінчення війни де Гевеші отримав із розчину заховане в «царський горілці» золото і передав його Шведській королевській академії наук, яка виготовила нові медалі і передала їх хозяївам.

5. Божевільний капелюшник



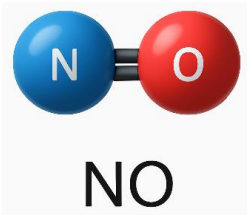
Джонні Депп у ролі божевільного капелюшника, образ якого створив Льюїс Керрол («Аліса в країні див»).

Відоме прислів'я «божевільний, як капелюшник», яке з'явилося наприкінці XIX ст. в Англії, відображувало розповсюдження психічних захворювань у капелюшників. Із чим це пов'язано? З тим, що при виготовленні фетрових капелюхів фетр обробляли парами меркурію (ртуті), майстри отримували хронічні отруєння, тяжкі ураження центральної нервової системи. Прислів'я «божевільний, як капелюшник» відображує непояснену на той час розповсюдженість психічних розладів у людей цієї професії.



Меркурій використовували не тільки капелюшники. В XVII–XVIII ст. в Європі почали використовувати дзеркала, які виготовляли шляхом обробки відшліфованого скла «срібною амальгамою»: майстри, які створювали «срібні дзеркала», з року в рік кожного дня дихали парами меркурію (ртуті), як результат – хронічні отруєння і рання смерть.

6. Таємниця молекули NO



NO − сигнальна молекула в регуляції роботи серцево-судинної системи, ключовий фактор у підтримці здоров'я судин, контролю артеріального тиску і нормалізації кровообігу. Молекули NO природньо утворюються в організмі людини, беруть участь у багатьох фізіологічних процесах, зокрема регуляції артеріального тиску, транспортуванні поживних речовин та ін. У 1998 р. Роберт Ферчготт, Луїс Ігнаро і Ферід Мурад отримали Нобелівську премію за відкриття ролі оксиду азоту як сигнальної молекули в регуляції серцево-судинної системи.



7. Хімічний Нобель 2025 − за прорив у створенні матеріалів, що можуть допомогти планеті. Нобелівську премію з хімії 2025 р. присудили за розробку нових металоорганічних сполук. Лауреатами стали японець Сусуму Кітагава, британець Річард Робсон та йорданець Омар М. Ягі. Їх робота може змінити спосіб, яким людство бореться з глобальними викликами – від уловлювання вуглекислого газу до зменшення пластикового забруднення.

Суть їх досліджень полягає в тому, що молекули можна поєднувати у складні структури, схожі на архітектурні споруди, які мають внутрішні порожнини.

Саме ці «кімнати» між молекулами, відомі як металоорганічні каркаси, які можуть вбирати та зберігати небезпечні речовини – від вуглекислого газу в атмосфері до стійких токсичних сполук, відомих як «вічні хімікати».

Нобелівський комітет назвав це «молекулярною архітектурою».

На сьогодні металоорганічні каркаси використовуються лише у лабораторіях, але компанії вже досліджують можливості масштабного виробництва. Перспективи вражають: очищення повітря від вуглекислого газу, нейтралізація токсичних газів, навіть тих, що використовуються в ядерній зброї. «Разом ці троє науковців задали напрямок для однієї з найстрімкіше зростаючих галузей фундаментальних досліджень у сучасній хімії», – сказала професорка Шейла Роун, віцепрезидентка Королівського наукового товариства Великої Британії. Президентка Королівського хімічного товариства докторка Аннет Догерті додала: «Щороку Нобелівські премії отримують хіміки, які приймають виклик – знайти рішення найгостріших проблем людства: забезпечити чисту енергію, здоров'я, їжу й воду для всіх».

Як розробили каркаси для захоплення молекул?

Металоорганічними каркасами називають молекули, в яких атоми металів з'єднані довгими ланцюгами органічних молекул на основі вуглецю. Експерименти Річарда Робсона у 1989 р. поклали початок розробці металоорганічних каркасів. Хімік об'єднав атом купруму з розгалуженою органічною молекулою, яка на кожному з чотирьох кінців мала групу атомів, що зв'язувалися з купрумом. Так науковець отримав подібну до кристала структуру з порожниною всередині, яка могла містити значну кількість молекул інших сполук. Однак хімік не зміг досягти стабільності цієї сполуки. Пізніше, між 1992 і 2003 рр., незалежно один від одного, Сусуму Кітагава й Омар Ягі зробили два інші відкриття у сфері металоорганічних сполук. Сусуму Кітагава довів, що металоорганічні каркаси можуть захвачувати та вивільняти гази, а також бути гнучкими. Водночас Омару Ягі вперше вдалося синтезувати стабільний металоорганічний каркас і показати, що його можна модифікувати для різних потреб. Відтоді хіміки синтезували тисячі різних металоорганічних каркасів, за допомогою яких видаляють хімікати та залишки ліків із води, добувають рідкісні метали й захвачують з повітря парникові гази чи недоступну в пустелі прісну воду.


PRIZE IN CHEMISTRY


NOBELPRISET I KEMI 2025
THE NOBEL PRIZE IN CHEMISTRY 2025
KUNGL. VETENSKAPS-AKADEMIEN
Susumu Kitagawa
Kyoto University
Japan
Richard Robson
University of Melbourne
Australia
Omar M. Yaghi
University of California, Berkeley
USA
"för utveckling av metallorganiska ramverk"
"for the development of metal-organic frameworks"
HANS ELLEGREN

РОЗДІЛ 2
МЕДИЧНА ХІМІЯ

2.1 ОСНОВИ ТЕХНІКИ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ. ЗАГАЛЬНІ ВІДОМОСТІ ПРО БІОГЕННІ ЕЛЕМЕНТИ. КОМПЛЕКСОУТВОРЕННЯ В БІОЛОГІЧНИХ СИСТЕМАХ

Вхідний контроль

1. У групах зверху вниз металеві (основні) властивості:

А. Посилюються.
Б. Послаблюються.
В. Не змінюються.

2. Оберіть елементи-органогени, які складають основу всіх живих систем:

А. H, He, Ca, P, Li, O.
Б. H, O, C, N, P, S.
В. K, Na, Zn, Fe, Mn, Mg.
Г. Cd, Sn, Cr, Ti, W, Ta.

3. Оберіть позаклітинний іон:

А. Літій.
Б. Карбон.
В. Натрій.
Г. Калій.

4. Який іон не може засвоюватися без вітаміну D та солей фосфатної кислоти?

А. Літій.
Б. Карбон.
В. Натрій.
Г. Кальцій.

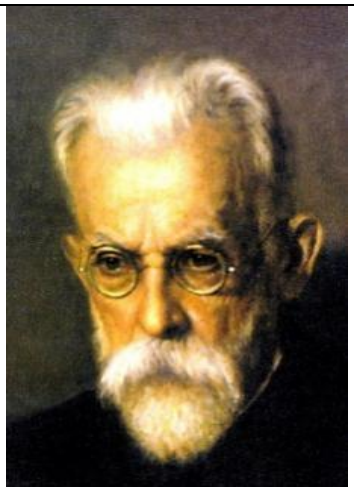
5. Оберіть комплексоутворювач, який входить до складу хлорофілу:

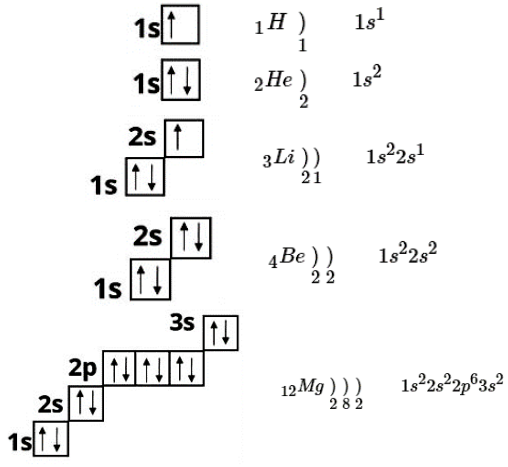
А. Залізо.
Б. Магній.
В. Натрій.
Г. Кальцій.

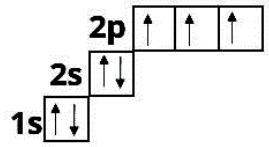
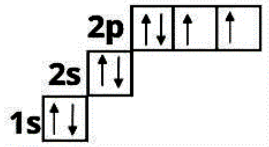
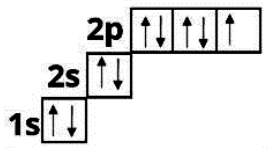
Теоретичний матеріал

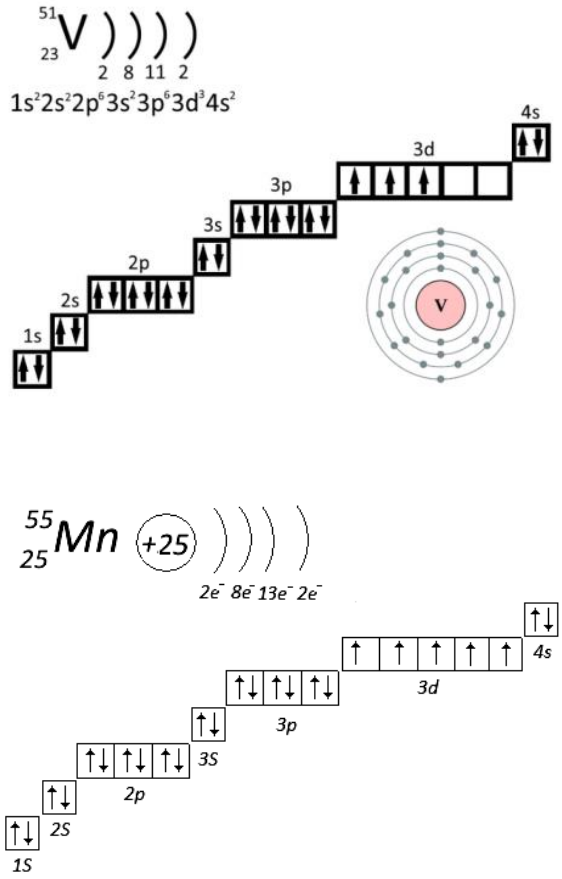
Термін	Визначення, формули, показники
Правила безпечної роботи в хімічній лабораторії	1. До роботи в хімічній лабораторії допускаються здобувачі освіти в медичних халатах і шапочках, за необхідності – в гумових рукавичках і захисних окулярах. Працювати так, щоб не нашкодити собі, іншим здобувачам освіти, колегам. 2. Кожен здобувач освіти повинен мати своє робоче місце, на якому повинні бути відсутні сторонні предмети, а чистота і порядок – обов'язкові! 3. Досліди проводяться лише ті, що описано в «лабораторній роботі», яка міститься в методичних вказівках і в робочому зошиті. Їх проводять після обговорення експерименту на лабораторно-практичному занятті після пояснення викладача. Покращує розуміння проведення експериментальних досліджень відеофільм з алгоритмами проведення дослідів лабораторних робіт. 4. Забороняється: – виконувати досліди, які не передбачені інструкцією; – порушувати методику експерименту; – брати речовини руками та куштувати їх на смак. 5. Працювати уважно, не поспішати, хімічні експерименти потребують точності й акуратності, тому їх необхідно проводити точно за інструкцією, дотримуючись послідовності, умов експерименту, кількості речовин, концентрації розчинів. 6. Пам'ятати про те, що деякі речовини можуть викликати подразнення й опіки шкіри та слизових оболонок, тому: – треба працювати з такими речовинами в гумових рукавичках і захисних окулярах; – склянку з речовинами, що мають запах, тримати на відстані від себе, рукою керувати рух повітря від отвору склянки до носа, для розпізнавання речовини за запахом; – обережно зливати реактиви так, щоб бризки не потрапили на поверхні шкіри, слизових оболонок, одяг, взуття; – не нахилятися над рідиною, яка нагрівається, у зв'язку з тим, що її може викинути з пробірки. Отвір пробірки повинен бути розташований від здобувачів освіти і від викладача. 7. Використовувати для дослідів лише чистий лабораторний посуд, який заздалегідь вимитий і оброблений дистильованою водою. 8. Усі експерименти проводити тільки під контролем викладача! Досліди з концентрованими кислотами та лугами проводити тільки під тягою, розбавляти концентровані кислоти слід обережно: вливати кислоту у воду, а не воду у кислоту. 9. Вмикати і вимикати електроприлади та запалювати спиртівку лише з дозволу викладача. 10. Під час роботи слід підтримувати тишу і порядок.

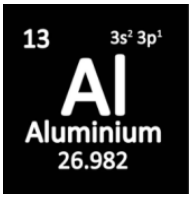
Термін	Визначення, формули, показники
	11. По закінченні дослідів лабораторної роботи кожен здобувач освіти повинен вимити лабораторний посуд та ополоснути його дистильованою водою, привести в порядок своє робоче місце, а чергові – здати лабораторію старшому лаборанту.
Радіація – підступний ворог	На території України розміщені атомні електростанції – ЗАЄС, ЧАЄС та ін. У зв'язку з військовою агресією російських окупантів існує велика вірогідність аварій на них. У разі аварії на ядерних установках значна частина викидів містить **радіоактивний йод**, або так звані радіоактивні ізотопи йоду. Якщо не вживати заходів захисту, радіоактивний йод дуже легко і швидко поглинається щитоподібною залозою (особливо у дітей) і може призвести до її захворювань. Щоб зменшити негативний вплив радіоактивного йоду на щитоподібну залозу, використовують калій йодид. Такий захід називається йодною профілактикою. Після приймання препарату відбувається блокування щитоподібної залози, що перешкоджає накопиченню в ній радіоізотопів йоду. Приймати профілактичну дозу йодиду калію потрібно тільки після офіційного оповіщення про загрозу викиду та необхідність проведення профілактики. Таке оповіщення проводиться місцевими органами виконавчої влади. Людям віком більше 40 років йодид калію не призначають. Індивідуальну дозу йодиду калію визначає сімейний лікар. Оптимальний ефект йодної профілактики досягається при завчасному прийманні препарату за 6 і менше годин до надходження радіоактивної хмари. Приймання препарату залишається ефективним одночасно з надходженням «хмари» та через 6 год після. У МОЗ не рекомендують приймати препарат через 24 год. **Фосфорні боєприпаси** – тип запальних або димових боєприпасів, споряджених білим фосфором. Зброя, що містить білий фосфор, за міжнародними угодами (Протокол III до Конвенції про конкретні види звичайної зброї) заборонена (рік). Російські окупанти застосовують фосфорні боєприпаси під час вторгнення в Україну. Зброя, що містить білий фосфор, поширює запалювальну сполуку, температура горіння якої перевищує 800 °С, значною територією, площа якої може досягати кількох сотень квадратних метрів. Горіння продовжується, поки весь фосфор не вигорить або поки не припиниться доступ кисню. Така зброя може спричинити особливо важкі та болісні каліцтва або ж спровокувати повільну смерть. Білий фосфор займається при контакті з повітрям, тому зберігають його у воді. Застосування білого фосфору дає поєднаний ефект – не лише дим і полум'я, а й психологічний шок. Властивою рисою застосування фосфорної бомби є обвуглювання органічних тканин, а у разі вдихання розжареної суміші – випалювання легень. Крім прямих поранень, спричинених уламками їх гільз, боєприпаси з білого фосфору можуть завдати ушкоджень двома основними способами: опіками та через вдихання парів.

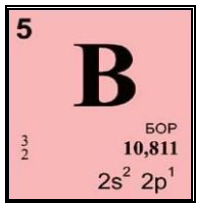
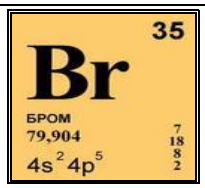
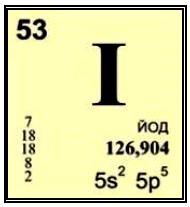
Термін	Визначення, формули, показники
Перша допомога під час ураження білим фосфором	1. Якомога швидше варто позбутися одягу, до якого прилипли частки білого фосфору, що палає. Якщо такої можливості немає, то занурьте уражену шкіру у воду або сильно зволожте. 2. Коли позбудетесь одягу, промийте уражені ділянки шкіри розчином бікарбонату натрію (сода) або холодною водою. 3. Змочіть шкіру та усуньте видимі частки фосфору (бажано під водою) негострим предметом або пінцетом. Не можна торкатися фосфору руками! 4. Опіки варто закрити вологими пов'язками. Вони мають бути просочені фізрозчином, щоб запобігти повторному загорянню фосфору. Якщо фосфор потрапляє в організм через рот, то спричиняє опіки ротової порожнини та шлунково-кишкового тракту. Людина відчуває сильне печіння в роті, страждає від блювання, діареї та сильного болю в животі. Лікувати поранених фосфорними боєприпасами має спеціальний медичний персонал.
Біогенні елементи	Елементи, необхідні для побудови й життєдіяльності клітин і організмів. В організмі людини знайдено 82 елементи з 91, які зустрічаються в природі, біогенна функція встановлена для 62.
 **Володимир Іванович Вернадський** (1863–1945 рр.) Володимир Вернадський – видатний український природознавець, засновник науки геохімії, біогеохімії та радіогеології, «батько» вчення про біосферу, ноосферу, космізм. ***Дитинство*** і ***юність*** провів у Харкові та Полтаві, де сформувався його інтерес до природи, філософії та науки. Він є одним із засновників Української академії наук та її перший президент, засновник Національної бібліотеки України в Києві, організатор і директор Радієвого інституту (1922–1939), Біохімічної лабораторії (з 1929 р.), а також – почесний член багатьох академій (Паризької, Чеської) та наукових товариств.	**Основні наукові досягнення** 1. ***Вчення про біосферу***. Вернадський довів, що життя – це могутня геологічна сила, яка формує обличчя Землі. 2. ***Концепція ноосфери.*** Вчений вважав, що людська діяльність переходить у нову стадію розвитку планети – ноосферу, коли розумна діяльність людини стає провідним фактором еволюції Землі. 3. ***Геохімія і біогеохімія*.** Він вивчав міграцію хімічних елементів у земній корі, ролі живих організмів у цих процесах. Заклав **основи біогеохімії** – науки, що вивчає хімічний склад живої речовини, та її вплив на геологічні процеси. 4. ***Вчення про біогенні елементи.*** Вернадський визначив елементи, необхідні для життя (C, H, O, N, P, S та ін.), і показав, як вони циркулюють у природі завдяки живим організмам. **Основні постулати вчення В. І. Вернадського про біогенні елементи** 1. **Живі організми є головною геологічною силою на Землі.** Вони активно впливають на хімічний склад атмосфери, гідросфери та літосфери. 2. **Біогенний кругообіг елементів.** Біосфера підтримує рівновагу завдяки постійному обміну речовин між живими організмами та неживою природою (біогенна міграція атомів). 3. **Взаємозв'язок живого і неживого.** Межа між ними умовна – усе живе походить із неживого і постійно перетворює його. 4. **Біосфера – єдина, цілісна система.** Вона охоплює всі живі організми разом із середовищем їх існування.

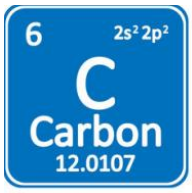
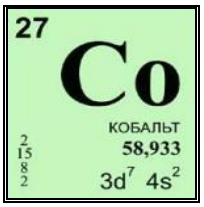
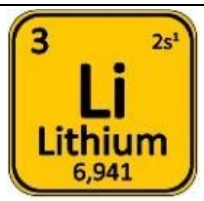
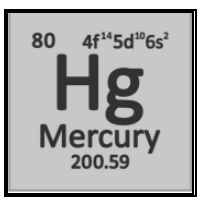
Термін	Визначення, формули, показники
	5. **Енергія Сонця як рушійна сила.** Сонячна енергія є основним джерелом біогеохімічних процесів. 6. **Поява ноосфери.** Людський розум і діяльність стають новим потужним фактором розвитку біосфери – утворюється ноосфера, сфера розуму. **Значення вчення Вернадського для України і світу** 1. В. І. Вернадський – засновник Української академії наук, що стало основою для розвитку національної науки. 2. Його праці визнані в усьому світі – перекладені багатьма мовами й застосовуються у філософії, екології, геохімії, освіті. 3. Ідеї Вернадського актуальні у XXI ст. – в епоху кліматичних змін, техногенних катастроф та необхідності збереження біосфери.
Елементи-органогени	Основу всіх живих систем становлять 6 елементів – H, O, C, N, P, S.
Макроелементи	Елементи, вміст яких у біосередовищах перевищує 10^{-2} %: кальцій, калій, натрій і мікроелементи – купрум, ферум, молібден, цинк, флуор, йод, селен, арсен, силіцій, хром, нікол, станум, ванадій.
Мікроелементи	Елементи, вміст яких у біосередовищах 10^{-3}–10^{-5} %.
Ультрамікроелементи	Елементи, вміст яких в організмі менше 10^{-5} %.
Життєво необхідні елементи	Ca, K, Na, Mg, Fe, Zn, Cu, Mn, Mo, Co.
Роль макроелементів	Пластичний матеріал у побудові тканин, підтримують осмотичний тиск, pH середовища, кислотно-лужний стан, стан колоїдів і т. ін.
Роль мікроелементів	Разом із ферментами, гормонами, вітамінами та іншими біологічно активними речовинами беруть участь у процесах розмноження, росту, обміну білків, жирів, вуглеводів.
Участь мікроелементів у фізіологічних процесах	Здійснюється двома шляхами: 1. Атом надходить до структури ферменту як комплексоутворювач. 2. Елемент є ланкою, що з'єднує систему фермент–субстрат. Біологічні функції мікроелементів у живому організмі пов'язані головним чином із процесами комплексоутворювання між біологічними лігандами (амінокислоти, білки, нуклеїнові кислоти, вуглеводи, вітаміни, ферменти, гормони, вода та ін.) й іонами відповідних металів.
s-елементи IA й IIA груп  $_1H$) 1 $1s^1$ $_2He$) 2 $1s^2$ $_3Li$)) 2 1 $1s^2 2s^1$ $_4Be$)) 2 2 $1s^2 2s^2$ $_{12}Mg$))) 2 8 2 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Якщо в атомі елемента останнім заповнюються **s-**підрівні, то це **s-**елементи. Вони містяться у головних підгрупах **I** та **II** груп: літій, берилій, натрій, магній, калій, кальцій тощо. До s-елементів належить і гелій. Електронна конфігурація зовнішнього електронного рівня, відповідно ns^1 і ns^2. Ці електрони є валентні. Тому атоми цих елементів мають сталу валентність і сталий ступінь окислення. Елементи I групи – I і +1; IIA групи – II і +2. Вони легко віддають свої *s-електрони*, являють собою метали-відновники. Тому що потенціал іонізації (енергія іонізації) зменшується в групі зверху вниз, їх відновні (металеві) властивості зростають. Електронегативність атомів зменшується в тому самому напрямку.

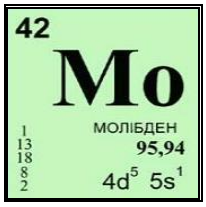
Термін	Визначення, формули, показники
p-елементи IIIA–VIIA груп Нітроген $_7N$:  $_7N$)) 2 5 $1s^2 2s^2 2p^3$ Оксиген $_8O$:  $_8O$)) 2 6 $1s^2 2s^2 2p^4$ Флуор $_9F$:  $_9F$)) 2 7 $1s^2 2s^2 2p^5$	У **p-**елементів відбувається заповнення **p-**підрівня. Це елементи головних підгруп III–VIII груп. Електронні конфігурації зовнішнього енергетичного рівня (валентного рівня) *p*-елементів такі: IIIA – ns^2np^1; IVA – ns^2np^2; VA – ns^2np^3; VIA – ns^2np^4; VIIA – ns^2np^5. Характерні валентності й ступені окиснення: IIIA–III: +3, для Tl-I, +1; сполуки Al_2O_3,Tl_2O_3. IVA–II, IV: -4. +2. +4; сполуки CH_4, CO, CO_2. VA–III; V: -3. +3. +5; сполуки PH_3; P_2O_3, P_2O_5. Особливе місце займає **нітроген**. Валентність його в сполуках: I, II, III, IV; ступені окислення: від -3 до +5. Сполуки: NH_3; N_2O; NO;N_2O_3; NO_2;N_2O_5. VIA–II; IV, VI: -2; +4; +6. Сполуки H_2S, SO_2, SO_3. **Оксиген** у сполуках переважно виявляє валентність II і ступінь окислення -2. Наприклад, H_2O. Виключення становлять пероксиди, в яких оксиген має ступінь окислення -1. Наприклад: H_2O_2. VIIA. Можливі валентності від I до VII. Найбільш характерні I, III, V, VII. Ступені окислення – від -1 до +7. Найбільш характерні -1; +1; +3; +5; +7. Сполуки: HCl, Cl_2O, Cl_2O_3, Cl_2O_5, Cl_2O_7. Виключення становить **флуор**. Його валентність I і ступінь окислення -1 (HF). У групах *p*-елементів зверху вниз збільшуються атомні радіуси, зменшується потенціал іонізації, зменшується спорідненість до електрона, зменшується електронегативність. У зв'язку з цим у групах збільшуються відновні (металеві) властивості. Починається група неметалом, закінчується металом. *p*-Елементи IIIA групи в мікрокількостях надходять до складу біомолекул, утворюючи зв'язок з атомами оксигену й нітрогену. Виключення становить талій, який утворює зв'язок із сульфуром, тому і є дуже токсичним. *p*-Елементи IVA групи надходять до складу біомолекул, з'єднуючись з атомами різних елементів. Карбон у біомолекулах утворює полімерні ланцюги карбон–карбон і міцно зв'язується з гідрогеном, оксигеном, нітроганом, сульфуром, селеном, йодом. Si, Ge, Sn, Pb утворюють зв'язки з атомом оксигену, а плюмбум – із сульфуром. Властивість плюмбума утворювати міцний зв'язок із сульфуром обумовлює його високу токсичність. *p*-Елементи VA групи також надходять до складу біомолекул, утворюючи зв'язки з атомами багатьох елементів. Для нітрогену характерні зв'язки з карбоном і гідрогеном через оксиген; арсен, стибій, вісмут – через оксиген і сульфур. Це визначає малу подібність нітрогену й фосфору, а також відмінність нітрогену й фосфору від інших елементів цієї групи. Здатність As, Sb, Bi до зв'язування із сульфуром білків визначає їх токсичність і в цілому синергізм у живих організмах. *p*-Елементи VIA групи, утворюють у біомолекулах зв'язки з різними елементами. Однак, сильно електро-

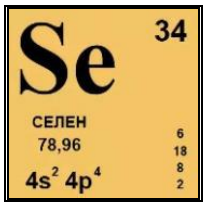
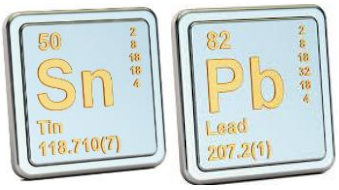
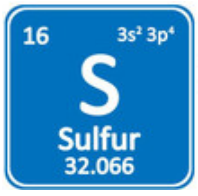
Термін	Визначення, формули, показники
	негативний оксиген різко відрізняється за фізико-хімічними характеристиками від родини селену, водночас останні подібні за властивостями і виступають як синергісти. *p*-Елементи VIIA групи – бром і хлор звичайно перебувають в організмі у вигляді гідратованих галогенід-іонів, а F і I – у зв'язаному стані. F зв'язується з металами у важко розчинні солі (Ca, Mg, Fe). За величиною електронегативності й здатністю до координації з біогенними елементами фтор різко відрізняється від інших галогенів, тому майже не бере участі в заміщенні іонів хлору, брому, йоду. Три останні елементи близькі за властивостями і можуть заміщати один одного в організмі. Йод з його низькою електронегативністю утворює з карбоном ковалентні зв'язки.
d-елементи IB–VIIIB груп  	d-Елементи – це елементи побічних підгруп – у них відбувається заповнення **d**-підрівня: скандій, титан, ванадій, хром, манган тощо. Електронну будову й властивості цих елементів розглянемо в порядку, в якому вони представлені в періодичній системі. IIIB група. $_{21}Sc$ – $3d^14s^2$; $_{30}Y$ – $4s^15d^2$; $_{57}La$ – $5d^16s^2$; $_{89}Ac$ – $6d^17s^2$; валентність – III; с.о. +3. IVB група. $_{32}Ti$ – $3d^24s^2$; $_{140}Zr$ – $4d^25s^2$; $_{172}Hf$ – $5d^26s^2$; $_{104}Ku$ – $6d^27s^2$. VB група: V; Nb; Ta; Ns (штучний). Валентний шар має будову d^3s^2. Максимальна валентність V, с.о. +5. VIB група: Cr, Mo, W. Валентний шар має будову d^4s^2. Максимальна валентність – VI. Ступінь окислення +6. Для хрому притаманна також с.о. +3. VIIB група: Mn, Tc, Re. Валентний шар має будову d^5s^2. Максимальна валентність VII, ступінь окислення +7. Крім того, для Mn характерні ступені окислення +2, +3, +4, +6. Як і в інших *d-елементів,* основні властивості оксидів і гідроксидів зі збільшенням ступеня окислення слабшають, а кислотні підсилюються. MnO – нерозчинний у воді оксид. $Mn(OH)_2$ – слабка основа. VIIIB група. Поділяється на 2 родини – родина феруму (Fe, Co, Ni) і родина платини (Rn, Os, Rh, Ir, Pd, Pt). Структура валентного шару атомів: Fe – $3d^64s^2$; Co – $3d^74s^2$; Ni – $3d^84s^2$; Pt – $3d^94s^2$. Для феруму найбільш характерні ступені окислення +2 і +3 (с.о. +6 відповідає не існуюча у вільному стані ферумна кислота H_2FeO_4). Відомі її солі – ферати, які мають сильні окисні властивості. Для кобальту с.о. – +2, +3; для нікелю – +2, для платини – +2 і +4. IB група. Склад Cu, Ag, Au. Конфігурація валентного шару $d^{10}s^1$. Для купруму притаманна с.о. +2 (можлива +1). Для аргентуму +1, для ауруму +3 (можлива +1). Радіуси елементів IB групи в 2 рази менші, ніж у елементів IA групи.

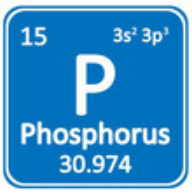
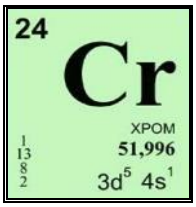
Термін	Визначення, формули, показники
	IIB група: Zn, Cd, Hg. Валентні шари елементів мають структуру $d^{10}s^2$. Тому у своїх сполуках ці елементи мають ступінь окислення +2. Меркурій у деяких сполуках утворює іон $(Hg_2)^{2+}$. Цинк і його аналоги виявляють більшу схильність до комплексоутворення. Координаційне число цинку – 4, кадмію – 6, меркурію – 4 і 6. Для *d-елементів* більш характерна горизонтальна подібність, ніж вертикальна. Іони Mn^{2+}, Fe^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Cu^{2+}, Zn^{2+} мають подібні фізико-хімічні характеристики: електронну конфігурацію, близькі радіуси іонів, однотипні координаційні числа – 4 і 6 (відповідно тетраедричне або квадратне й октаедричне оточення лігандів). Подібність характеристик цих елементів обумовлює взаємну замінність і паралелізм у біологічній дії. У вигляді відповідних біокомплексів (зокрема металоферментів) усі вони беруть участь у регуляції обміну речовин, виступаючи каталізаторами біосинтезу. Більшість із них стимулює кровотворення. Їх синергізм у цьому процесі пов'язаний з участю їх іонів на різних етапах синтезу ферментних систем крові. Більш того, молекули – переносники кисню для людини й більшості вищих тварин містять у своєму складі ферум, у хробаків – купрум, асцидій – ванадій. Іони нікелю, мангану й феруму заміщують один одного в живих організмах, беручи участь в однотипних перетвореннях.
Правило Хунда	На одному енергетичному підрівні електрони розподіляються таким чином, щоб кількість неспарених електронів була максимальною. Якщо підрівень має декілька орбіталей, на яких міститься більше одного електрона, то вони займають вільні орбіталі, згідно з цим правилом. Електрони в атомах розміщуються таким чином, щоб їх енергія була мінімальною. Розміщення енергетичних рівнів за зростанням енергії: 1s<2s<2p<3s<3p<4s<3d<4p<5s тощо.
Біогенна роль елементів	
Алюміній 	**Незамінний мікроелемент (10^{-5} %).** Міститься в крові, легенях, нирках, печінці, кістках, оболонках нервових клітин головного мозку людини. Бере участь у побудові епітеліальної й сполучної тканини (опорна роль). Бере участь у регенерації кісткової тканини, в обміні фосфору.
Арсен 	**Мікроелемент (10^{-6} %).** У волоссях і кістках арсен зберігається довгі роки, що має значення для судово-медичної експертизи. Найбільша його концентрація спостерігається в мозку і м'язах. Концентрується в еритроцитах і бере участь у синтезі гемоглобіну. Бере участь в окиснювально-відновних процесах і в обміні нуклеїнових кислот. **У великих дозах сполуки арсену – сильні отрути.**

Термін	Визначення, формули, показники
Барій 	**Мікроелемент (10^{-5} %).** Концентрується головним чином у сітківці ока, але біологічна роль не з'ясована. Сульфат барію застосовують як рентгеноконтрастний засіб при діагностиці захворювань шлунково-кишкового тракту. Це можливо тому, що речовина нерозчинна ні у воді, ні в кислотах, ні в лугах та інтенсивно затримує рентгенівські промені. **Іони барію дуже токсичні!**
Бор 	**Мікроелемент (10^{-5} %).** Топографія в організмі: легені, щитоподібна залоза, мозок, печінка, нирки тощо. Бере участь у вуглеводно-фосфатному обміні. Сполуки бору мають протизапальну й антибактеріальну дію. Препарати бору проявляють протиепілептичну дію. Борна кислота застосовується як дезинфікуючий засіб в офтальмології, отоларингології, дерматології. Тетраборат натрію ($Na_2B_4O_7$) – антисептичний засіб, зовнішнє.
Бром 	**Мікроелемент (10^{-4} %).** Найбільше брому вміщується в нирках, щитоподібній залозі, гіпофізі, крові, сечі. Підсилює процеси гальмування в ЦНС. Бере участь у біосинтезі тестостерону і регулює функцію полових залоз.
Гідроген 	**Один із шести елементів органогенів** 10 % маси тіла людини відповідає гідрогену. Він є складовою частиною важливих органічних і неорганічних сполук, які відіграють велику біологічну роль в організмі людини: білки, нуклеїнові кислоти, вітаміни, гормони, ферменти тощо.
Йод 	**Мікроелемент (10^{-4} %).** Добова потреба 0,2 мг. У крові людини концентрація йодид-іонів стала (10^{-6} – 10^{-5} %) і називається «йодним дзеркалом крові». Основна біологічна функція – бере участь у біосинтезі гормону щитоподібної залози – тироксину. При нестачі йоду в організмі розвивається захворювання – ендемічний зоб. Крім того, йод бере участь у водно-сольовому обміні, а також позитивно впливає на імуногенез.
Калій 	**Макроелемент (0,22 %).** Основний внутрішньоклітинний іон. Забезпечує осмотичний тиск; забезпечує виникнення біопотенціалів, що пов'язане з процесом нервової і м'язової збудливості та провідності; підтримує кислотно-основний стан; бере участь у водно-сольовому обміні; у синтезі білків, вуглеводів; впливає на активність ферментів. Підвищення вмісту іонів калію знижує скорочувальну функцію міокарда (брадикардія); зниження вмісту іонів калію збільшує частоту серцевого ритму (тахікардія).
Кальцій 	**Макроелемент (1,4 %).** Добова потреба 0,8–0,9 г. В організм надходить із молоком, злаками, овочами. Концентрація іонів кальцію регулюється гормонами паращитоподібної залози. Для засвоєння іонів кальцію необхідний вітамін D і солі фосфатної кислоти. Кальцій – основний компонент кісткової й зубної тканини, куди він надходить у вигляді гідроксиапатиту $Ca_5(PO_4)_3OH$ і $Ca_5(PO_4)_3F$ – фторапатиту.

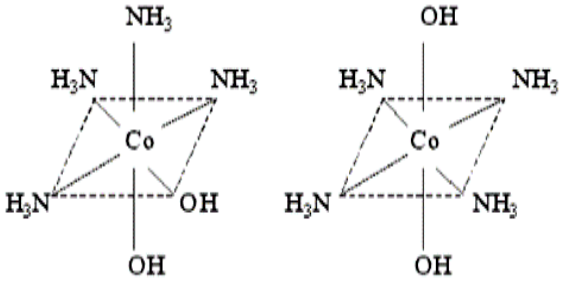
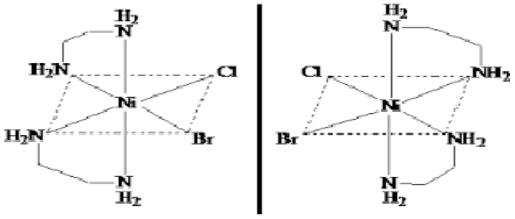
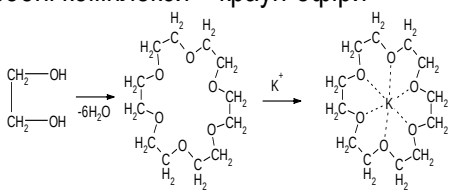
Термін	Визначення, формули, показники
	Іони кальцію беруть участь: у передачі нервових імпульсів (кальцій знижує збудливість кліток ЦНС); зменшення його концентрації призводить до збільшення збудливості (тетанія). Регулює роботу серця, бере участь у згортанні крові, надходить до складу ферментів (лецитінази) і впливає на їх активність, впливає на кислотно-основний стан організму, проявляє протизапальні й десенсибілізуючу дію. Іони кальцію – біологічні антагоністи іонів натрію, калію, магнію.
Карбон 	**Органоген номер один**, в організмі його вміст становить 21,5 %. Основа всіх органічних сполук завдяки унікальній здатності утворювати міцні ковалентні зв'язки між собою, а також з атомами інших хімічних елементів, наприклад, гідрогену, оксигену, нітрогену, сульфуру, галогенів. Вугілля активоване, маючи більшу поверхню, добре адсорбує гази, алкалоїди, токсини. Призначається при метеоризмі, харчових інтоксикаціях, отруєннях алкалоїдами, солями важких металів.
Кобальт 	**Мікроелемент (10^{-5} %).** Добова потреба 0,05–0,1 мг. Топографія в організмі: печінка, нирки, підшлункова залоза. Впливає на всі види обміну речовин. Впливає на функції розмноження й росту. Позитивно впливає на засвоєння кальцію і фосфору. Збільшує вміст еритроцитів і гемоглобіну (гемопоетичні властивості). Мікродози (1–5 мг) кобальту знижують рівень цукру в крові. Позитивно впливає на імуногенез. Кобальт надходить до складу вітаміну B_{12} (ціанокобаламіну), стимулює еритропоез. Надлишок кобальту знижує імунобіологічну реактивність організму.
Літій 	**Мікроелемент (10^{-4} %).** Солі літію нормалізують водно-електролітний обмін у мозку; володіють антистресорною дією: активно придушують патологічну емоційну лабільність і порушення, агресивність при психічних захворюваннях.
Магній 	**Макроелемент (0,04 %).** Добова потреба організму в магнії – 10 мг на 1 кг маси тіла людини. Внутрішньоклітинний іон. Великий вміст магнію в рослинах. Він як комплексоутворювач надходить до складу хлорофілу. Залежно від концентрації блокує або забезпечує нервово-м'язову передачу; гнітить центр подиху; гнітить судинно-рухальний центр, внаслідок чого знижує артеріальний тиск; компонент і активатор деяких ферментів; стимулює перистальтику кишечника й жовчовиділення.
Меркурій 	**Мікроелемент (10^{-6} %).** Концентрується в нирках і печінці. Біогенна роль до кінця не встановлена. Впливає на фагоцитоз, кровотворення. Сполуки меркурію – інгібітори ферментів, токсичні. У медицині препарати меркурію застосовуються як антисептичні, протипаразитарні і проносні засоби.

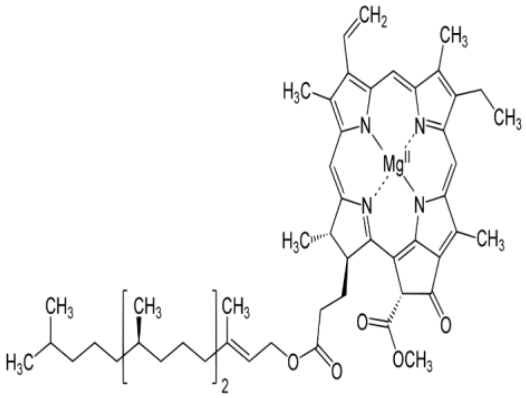
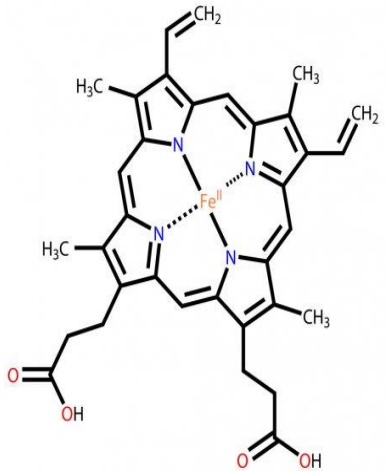
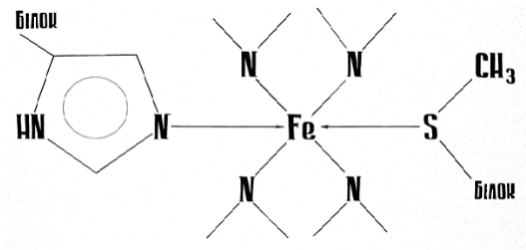
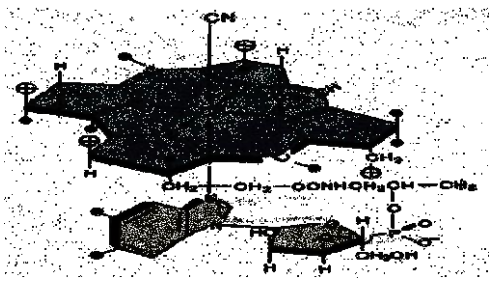
Термін	Визначення, формули, показники
Молібден 	**Мікроелемент (10^{-5} %).** Добова потреба 0,15–0,3 мг. Топографія в організмі: печінка, нирки, залози внутрішньої секреції. Активатор ферментів; активує синтез гемоглобіну; впливає на імуногенез. Ферменти, що містять молібден, беруть участь у метаболізмі пуринів і засвоєнні азоту, при цьому утворюється сечова кислота. При підвищеному вмісті молібдену розвивається ендемічна подагра.
Натрій 	**Макроелемент (0,25 %).** Основний позаклітинний іон. Забезпечує осмотичний тиск; підтримує кислотно-основний стан організму; бере участь у нервово-м'язовій передачі (виникнення біопотенціалів), водно-сольовому обміні; впливає на роботу ферментів. При блокуванні натрієвих каналів на клітинній мембрані не відбувається деполяризація і не виникає потенціал дії. Крім того, іони натрію сприяють набряканню колоїдів тканин, що призводить до затримки води в організмі, сприяє її нагромадженню (формування набряків).
Нітроген 	**Нітроген** – органоген, вміст в організмі 3,1 %. Він є складовою частиною більшості органічних сполук організму: амінокислот, білків, ліпідів, вітамінів, гормонів, ферментів і т. ін. Нітроген утворює досить міцні ковалентні зв'язки з гідрогеном, карбоном. Разом із сульфуром, оксигеном, фосфором нітроген зміцнює «кістяк» із карбонових ланцюгів, завдяки чому утворюються різноманітні органічні сполуки. Азот – основна складова повітря. Дуже добре, як і кисень, розчиняється в біологічних рідинах, зокрема у крові. Його присутність у крові може стати причиною кесонної хвороби. Різке падіння тиску (наприклад, при швидкому підйомі водолаза) може привести до виділення азоту (кров «закипає»). Це може призвести до паралічу й смерті.
Озон O_3 	**Бактерицидна речовина.** Озонотерапія проводиться при лікуванні багатьох захворювань: серця, судин, нирок, органів травлення, туберкульозу та ін. У високих концентраціях озон токсичний. Озон затримує шкідливе для життя ультрафіолетове випромінювання Сонця й поглинає інфрачервоне випромінювання Землі, перешкоджає її охолодженню. Тому озоновий пояс Землі має велике значення для забезпечення життя на Землі.
Оксиген 	**Органоген**, загальний вміст в організмі 62,43 %. Бере участь у всіх видах обміну. Кисень необхідний для найважливішого життєвого процесу – дихання. Всі реакції окиснення–відновлення в організмі відбуваються за наявності кисню. Оксиген входить до складу таких біологічно важливих сполук як білки, амінокислоти, вуглеводи, ліпіди, нуклеїнові кислоти, вітаміни, гормони й ін. Фагоцитарні функції організму залежать від рівня кисню. Зниження рівня оксигену призводить до зниження захисних функцій організму.

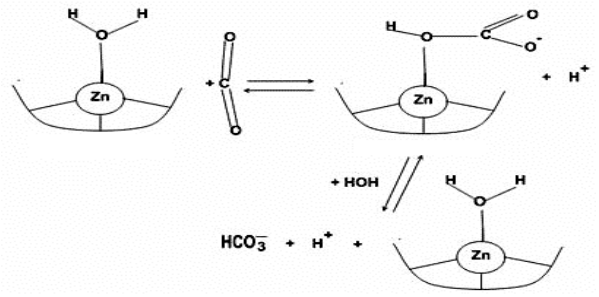
Термін	Визначення, формули, показники
	Кисень необхідний для розкладання загиблих тварин і рослин (кругообіг речовин у природі). Кисень разом з оксидом карбону (IV) збуджує дихальний і судинно-рушійний центри. Кисень застосовується для лікування серцево-судинних, інфекційних, пухлинних захворювань (оксигенотерапія й оксигенобаротерапія).
Селен 	**Мікроелемент.** Топографія в організмі: печінка, нирки, серце, гіпофіз, кістякові м'язи. Значна кількість селену вміщується в сітківці ока. Тому він необхідний для процесу зору. Селен необхідний для функції полових залоз, наприклад, для нормального перебігу вагітності. **Сполуки селену токсичні.** Але в мікродозах застосовуються в медицині для лікування й попередження захворювань ока, печінки, підшлункової залози, дистрофій та ін.
Силіцій 	**Мікроелемент (10^{-3} %).** Вміщується в печінці, наднирниках, волоссях, кришталику ока. Впливає на формування й функціонування епітеліальної й сполучної тканини; перешкоджає проникненню ліпідів у плазму крові та їх відкладенню на стінках судин. В організм силіцій потрапляє через шлунково-кишковий тракт, а також через легені у вигляді оксиду силіцію (IV). Препарати силіцію (карбід силіцію, оксид силіцію (IV)) застосовуються в ортопедичній стоматології.
Станум (Sn) і **плюмбум** (Pb) 	**Мікроелементи**, вміст в організмі, відповідно, 10^{-4} % і 10^{-6} %. Біологічна роль не з'ясована. **Сполуки стануму й, особливо, плюмбуму дуже токсичні.**
Стронцій 	**Мікроелемент (10^{-3} %).** Концентрується в кістках, частково заміщуючи кальцій. Радіоактивний стронцій ^{90}Sr, що утворюється при ядерних вибухах, спричиняє променеву хворобу, саркому кісток і лейкоз крові. Водночас цей нуклід використовується для лікування пухлин кісток.
Сульфур 	**Органоген (0,16 %).** Добова потреба організму в сульфурі 4–5 г. Входить до складу амінокислот, білків, ферментів, гормонів, вітамінів (вітамін B_1 – тіамін), є складовою частиною сульфгідрильних груп – SH. Великий вміст сульфуру у волоссях, кістках, нервовій тканині. В організмі сульфур окислюється до сульфатної кислоти, що знешкоджує токсичні речовини – продукти обміну (феноли, крезол, скатол, індол).
Ферум 	**Мікроелемент (10^{-5} %).** Добова потреба 15–20 мг. Локалізується в еритроцитах, а також у дихальних ферментах цитохромах. Ферум надходить до складу ферментів гемоглобіну, цитохромів, каталаз, пероксидаз та ін. Бере активну участь в окисно-відновних процесах організму, імунобіологічних реакціях, необхідних для процесів росту і кровотворення. Нестача призводить до розвитку анемій.

Термін	Визначення, формули, показники
Флуор 	**Мікроелемент (10^{-5} %).** Топографія в організмі: волосся, зуби, кістки. Добова потреба складає 1–2 мг. Необхідний для формування кісткової тканини, зубної емалі й дентину. Недолік флуору спричиняє карієс зубів, надлишок – флюороз. Норма F^- у питній воді 1,5 мг/л. До складу зубної емалі й дентину надходить у вигляді флуорапатиту $Ca_5(PO_4)_3F$.
Фосфор 	**Органоген (0,95 %).** Добова потреба організму у фосфорі 1,3 г. Є складовою частиною білків, нуклеїнових кислот, АТФ та інших фізіологічно активних сполук. Велика кількість фосфору вміщується в кістковій і зубній тканині. В них він перебуває у вигляді гідроксиапатиту $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot Ca(OH)_2$ і $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaCO_3 \cdot H_2O$. За умов недостатньої кількості фосфору й вітаміну D не засвоюється кальцій і виникає захворювання рахіт. Значення фосфору полягає в тому, що вуглеводи, жирні кислоти й інші речовини для того, щоб виконати енергетичну функцію, спочатку повинні бути фосфорильовані. Фосфор необхідний для утворення фосфатної буферної системи, що бере участь у підтримці кислотно-основної рівноваги. В АТФ фосфор утворює з оксигеном макроергічні зв'язки (збагачені енергією).
Хлор 	**Макроелемент (10^{-2} %).** Він концентрується в позаклітинній рідині разом з іонами натрію. Регулює осмотичний тиск; сприяє відкладенню глікогену в печінці; бере участь у водно-сольовому обміні; входить до складу ферментних систем, активує амілазу слини. Атоми хлору – потужні окиснювачі й тому мають дезинфікуючі властивості.
Хром 	**Мікроелемент (10^{-5} %).** Біологічна дія заснована на здатності до комплексоутворення. Впливає на кровотворення; складова частина травного ферменту – трипсину; стабілізує структуру нуклеїнових кислот; сполуки хрому виявляють протипухлинну дію; бере участь в обміні глюкози. Розчинні сполуки хрому в підвищених дозах є отрутами.
Комплексні сполуки	
Теорія будови комплексних сполук Альфреда Вернера  А. Вернер (1866–1919 рр.) отримав Нобелівську премію в 1913 р. «За роботу про природу зв'язків атомів у молекулах у галузі неорганічної хімії» 	**Теорія будови комплексних сполук** була запропонована швейцарським хіміком А. Вернером (1893 р.). Комплексна сполука складається з центрального іона металу комплексоутворювача, оточеного аніонами або нейтральними молекулами лігандами. Комплексоутворювач і ліганди утворюють внутрішню сферу, що при написанні формули береться у квадратні дужки. Як комплексоутворювач найчастіше виступають катіони металів, а як ліганди – аніони або молекули неорганічних і органічних речовин, що мають у складі атом із неподіленою парою електронів. Якщо внутрішня сфера має заряд, то до складу комплексної сполуки надходять іони зовнішньої сфери, заряд яких протилежний заряду внутрішньої сфери.

Термін	Визначення, формули, показники
Номенклатура комплексних сполук (IUPAC) *Приклади*: $K[PtNH_3Br_5]$ – калію пентабромоамінплатинат (IV); $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl$ – дихлоротетрааквахрому (III) хлорид; $[Pt(H_2O)_2Cl_4]$ – тетрахлородиаквaплатина (IV)	Кількість лігандів позначають грецькими числівниками: ***ди-, три-, тетра-, пента-, гекса-.*** Потім дають назву нейтральним лігандам, при цьому молекулу води називають «аква», амоніак – «амін», оксид карбону (II) – «карбоніл». Назва комплексоутворювача залежить від типу комплексу. У комплексних аніонах до кореня латинської назви елемента додають суфікс «ат», у катіонах використовують українську назву елемента в родовому відмінку, а в нейтральних комплексах – тільки в називному. Після назви комплексоутворювача в дужках римськими цифрами вказують його ступінь окиснення. Спочатку називають катіон, а потім аніон, незалежно від того, який із них є комплексним. Допускається і таке, що назва простого катіона ставиться після комплексного аніона.
Класифікація комплексних сполук	Комплексними можуть бути кислоти, основи, солі: $H_4[Fe(CN)_6] \rightarrow 4H^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$ кислота; $[Pt(NH_3)_4](OH)_2 \rightarrow [Pt(NH_3)_4]^{2+} + 2OH^-$основа; $K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$ сіль.
Класифікація **залежно від заряду комплексного іона**	Розрізняють аніонні, катіонні й нейтральні комплекси: $K_3[Al(OH)_6] \rightarrow 3K^+ + [Al(OH)_6]^{3-}$ – аніонний комплекс; $[Al(H_2O)_6]Cl_3 \rightarrow [Al(H_2O)_6]^{3+} + 3Cl^-$ – катіонний комплекс; $[Pt(NH_3)_2Cl_4]^0$ – нейтральний комплекс.
Дентатність лігандів	Кількість ковалентних зв'язків, які ліганди утворюють із комплексоутворювачем.
Класифікація за дентатністю	Розрізняють монодентатні: (Cl^-; CN^-; OH^-; H_2O; NH_3), бідентатні (CO_3^{2-}; SO_4^{2-}; $H_2N–CH_2–CH_2–NH_2$-етилендіамін) і полідентатні ліганди.
Вутрішньокомплексні сполуки або хелати (від *грец.* хеле – клішня)	Комплексні сполуки, що містять полідентатні ліганди. Прикладами таких сполук є продукти взаємодії багатоатомних спиртів із гідроксидами важких металів (якісна реакція на багатоатомні спирти). Хелатні сполуки містять стійкі п'яти- або шестичленні цикли, вони значно міцніші за комплекси із простими лігандами.
Координаційне число У сполуках $K_4[Ni(CN)_4]$, $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$, $Na[Cr_2(H_2O)_2(CO_3)_2]$ координаційні числа дорівнюють відповідно 4, 6 і 6 (CO_3^{2-} – бідентатний ліганд)	Загальне число зв'язків, утворених комплексоутворювачем з лігандами. Його значення залежить від заряду іона комплексоутворювача й лігандів, а також від їх розмірів (радіусів).
Ізомерія комплексних сполук Для координаційних сполук відомі такі види ізомерії: **А. Просторова ізомерія:** –·геометрична (цис- і транс-ізомерія); –·оптична. **Б. Структурна ізомерія:** –·сольватна (гідратна); –·іонізаційна; –·координаційна; –·ізомерія зв'язку	Кожна координаційна сполука має сталий кількісний склад і характеризується певним розміщенням лігандів навколо центрального атома. Зміна розміщення лігандів у межах однієї координаційної сфери, обмін їх місцями із зовнішніми іонами або зміна характеру приєднання до центрального атома багатоатомного ліганда призводить до змін властивостей сполуки, тобто до ізомерії.
Іонізаційна ізомерія: **$Al(OH)_2]Cl$** та **$[Al(OH)Cl]OH$**	Ізомерія, яка обумовлена різним розподілом іонів між внутрішньою й зовнішньою сферами комплексу. Ізомери комплексних сполук відрізняються за фізичними і хімічними властивостями, а також за фізіологічною активністю.

Термін	Визначення, формули, показники
Геометрична ізомерія:  **цис-ізомер** **транс-ізомер**	Октаедричні комплекси можуть мати безліч ізомерів. Але, якщо в комплексній сполуці такого роду всі шість лігандів однакові або відрізняється від всіх інших лише один, то можливість різного розташування лігандів відносно один одного відсутня. Наприклад, в октаедричних сполуках будь-яке положення ліганда відносно останніх п'яти лігандам буде рівноцінним і тому ізомерів тут не повинно бути. За наявності двох лігандів у октаедричних комплексних сполуках приведе до можливості існування двох геометричних ізомерів. У цьому випадку з'являються два різні способи розташування лігандів один відносно одного. *Наприклад*, катіон дигідроксотетраамінкобальта (III) $[Co(NH_3)_4(OH)_2]^+$ має два ізомери:
Оптична (дзеркальна) ізомерія:  **L-ізомер** **D-ізомер**	Можлива для асиметричних комплексів, які не мають жодної ознаки симетрії, що розподіляє молекулу на дві однакові частини. Оптичні ізомери відрізняються тим, що їх розчини здатні обертати площину поляризованого світлового променя. Один ізомер обертає площину поляризації ліворуч і тому називається лівообертаючим ізомером, інший – праворуч і називається правообертаючим ізомером. За просторовою будовою ці ізомери поділяють на речовини L-ряду та речовини D-ряду.
Сольватна ізомерія: *Наприклад*, ізомерією гідрата є існування трьох ізомерних гідратів хлориду хрому (III) із загальною формулою: $CrCl_3 \cdot 6\ H_2O$. $[Cr(H_2O)_6]Cl_3 \rightarrow [CrCl(H_2O)_5]Cl_2H_2O \rightarrow$ фіолетовий світло-зелений $\rightarrow$ **$[Cr\ Cl_2\ (H_2O)_4]\ Cl \cdot 2H_2O$** темно-зелений	Пов'язана з різним розподілом молекул розчинника між внутрішньою і зовнішньою сферами комплексної сполуки, у різному характері хімічного зв'язку молекул води з комплексоутворювачем.
Іонізаційна ізомерія: *Приклад:* дихлоротетраамінплатини (IV) бромід та дибромотетраамінплатини (IV) хлорид: **$[Pt(NH_3)_4Cl_2]Br_2$ і $[Pt(NH_3)_4Br_2]Cl_2$**	Виникає, коли комплекси відрізняються іонними лігандами в зовнішній і внутрішній координаційних сферах і пов'язана з різним розподілом заряджених лігандів між зовнішньою і внутрішньою сферами комплексної сполуки. Іонні ізомери по-різному дисоціюють у водному розчині.
Координаційна ізомерія: Здебільшого вона буває у випадку координації сполук, що мають комплексні аніон і катіон: **$[Co(NH_3)_6]^{3+}[Cr(CN)_6]^{3-}$** **і $[Cr(NH_3)_6]^{3+}\ [Co\ (CN)_6]^{3-}$**	Виявляється тільки в багатоядерних комплексах та відповідає утворенню солей з однаковим складом двох різних координаційних сфер.
Ізомерія зв'язку: **$[Co(NH_3)_5NO_2]Cl_2$ $[Co(NH_3)_5ONO]Cl_2$**	Характерна для комплексних сполук, що містять ліганди з двома різними атомами, здатними зв'язуватися з комплексоутворювачем
КОМПЛЕКСИ МЕТАЛІВ У БІОЛОГІЧНИХ СИСТЕМАХ	
Гідрофобні комплекси – краун-ефіри 	У біологічно активних комплексах катіони металів пов'язані, як правило, з органічними лігандами, які у цьому випадку називаються біолігандами. Деякі з них виконують роль переносників молекул, іонів або електронів. *Наприклад*, іони Na^+, K^+, Mg^{2+}, Ca^{2+} з біолігандами утворюють гідрофобні комплекси –

Термін	Визначення, формули, показники
	краун-ефіри, що полегшують транспорт цих іонів через клітинні мембрани. Прикладом може слугувати поліефір 18-краун-6, який можна одержати з етиленліколю.
Магнієві комплекси 	Хлорофіл – це координаційна сполука типу металпорфіринів. Він містить у якості комплексоутворювача іон Mg^{2+}, зв'язаного з порфіриновим циклом. Слід звернути увагу на те, що Mg^{2+} у циклі оточують групи з подвійними зв'язками, які чергуються з групами з простими, одинарними зв'язками. Завдяки такій системі чергування зв'язків хлорофіл інтенсивно поглинає видимі промені. Зелений колір хлорофілу обумовлений тим, що він здатний поглинати червоне і синє випромінювання і відбиває зелене світло. Хлорофіл – зелений пігмент, присутній у клітинах рослин, деяких водоростей і ціанобактерій, що надає їм відповідного кольору.
Залізовмісні комплекси  ***Будова гему крові феропротопорфірину***	Один із найважливіших порфіринів – гем гемоглобіну (Hb), який є комплексом гему та білка і входить до складу еритроцитів людини і тварин. Лігандом виступає протопорфірин, у якому як замісники виступають метильні й вінільні групи, а також залишки пропіонової кислоти. Комплекс порфірину з іоном Fe^{2+} називається гемом і є простетичною групою гемоглобіну – оксигенпереносного білка. У гемі координаційне число іону Fe^{2+} дорівнює шести. Чотири зв'язки він утворює з атомами нітрогену пірольних кілець, п'яту – з амінокислотою гістидином, а шосту – з молекулою кисню. В такий спосіб відбувається перенос кисню з легенів у тканини, де він заміщується молекулою води. Окрім кисню, з іоном Fe^{2+} можуть зв'язуватися багато інших лігандів. Зокрема іони CN^- і молекули CO утворюють із гемом більш стійкі комплекси, ніж кисень. Цим пояснюється дія ціанідів і чадного газу як дихальних отрут.
Залізовмісні комплекси  **Цитохроми**	Складні залізовмісні білки, які у вигляді простетичної групи містять залізопорфіринові комплекси. Вони знаходяться в усіх клітинах з аеробним енергозабезпеченням. Цитохроми локалізовані у внутрішніх мембранах мітохондрій, хлоропластів, ендоплазматичного ретикулуму та інших мембранних структурах клітини. Біологічна роль цитохромів полягає в їх участі в різних окисно-відновних процесах – тканинному диханні, біологічному окисненні, окисному фосфорилюванні, фотосинтезі, хемосинтезі та ін.
Кобольтвмісні комплекси  ***Вітамін B_{12}***	Один із найскладніших за структурою вітамінів. Молекула його складається з двох частин: хромофорної (тетрапірольна сполука, подібна до гему, так зване коринове ядро, що містить кобальт) і нуклеотидної. Пірольні кільця містять як замінники різні радикали – метильні, ацетамідні (CH_3-, CO-, NH_2), пропіонамідні (CH_3–CH_2–CO–NH_2). Атом кобальту зв'язаний із чотирма азотами пірольних кілець, п'ятим лігандом є атом нітрогену нуклеотидного фрагмента.

Термін	Визначення, формули, показники
Цинквмісні комплекси  **Карбоангідраза**	Відомі понад шістдесят цинквмісних біологічно активних речовин. Одним із найбільш вивчених є біоорганічний комплекс цинку – фермент карбоангідраза. Цей фермент міститься в червоних кров'яних тельцях тварин і людини. Він каталізує дегідратацію гідрогенкарбонат іона, гідратацію CO_2, альдегідів, ефірів. Цинк у карбоангідразі зв'язаний із трьома імідазольними групами гістидинових залишків, четверте положення займає вода. Загальне оточення цинку являє собою тетраедр. У деяких реакціях гідролізу цинк стає п'ятикоординаційним. Білковий ліганд, зв'язаний з Zn^{2+}, представляє активний центр ферменту. Цинку у ферменті 0,22 %. Наявність цинку – необхідна умова каталітичної активності карбоангідрази, що забезпечує гідратацію CO_2.

МЕТАЛИ-КОФЕРМЕНТИ

Комплексна сполука	Метал	Функція
Гемоглобін, Міоглобін	**Fe**	Зберігання та транспорт оксигену
Вітамін B_{12}	**Co**	Регуляція еритропоезу
Карбоангідраза	**Zn**	Регуляція кислотності крові
Супероксиддисмутаза	**Zn і Cu**	Захист від токсичної дії вільних радикалів
Каталаза Пероксидаза	**Fe**	Розкладання H_2O_2
Цитохроми	**Fe**	Транспорт електронів по електротранспортному ланцюгу мітохондрій
Алкогольдегідрогенеза	**Zn**	Метаболізм і окислення спиртів
Хлорофіл	**Mg**	Фотосинтез

Металолігандний гомеостаз Важливу роль у процесі підтримки метало-лігандного гомеостазу організму відіграє ***хелатотерапія.*** Це спеціальний напрямок у медицині, що займається розробкою методів виведення токсичних сполук з організму людини та регуляції метало-лігандного балансу.	Підтримання необхідного рівня концентрацій мікроелементів-комплексоутворювачів шляхом обміну з навколишнім середовищем. Регуляція металолігандного гомеостазу в організмі людини здійснюється за допомогою нервової, ендокринної та імунної системи. Комплексони біогенних d-елементів забезпечують збалансованість мінерального харчування, активізують метаболічні процеси, інтенсифікують ріст і розвиток організму. Порушення металолігандного гомеостазу в організмі людини призводить до порушення процесу обміну речовин; уповільнює активність ферментів; спричиняє зміщення градієнта концентрації іонів у клітинах тощо. У відповідь на дані порушення в організмі створюються штучні системи захисту.
Хелатотерапія – метод, який використовується в медичній практиці для виведення важких металів (Hg, As, Pb) і надлишку Ca з організму пацієнта. Слово походить від chela (*лат.*) – клешня і therapia (*грец.*) – лікування.	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 комплексони поліамінополікарбонової кислоти та її натрієві солі при лікуванні гіперкальціємії та декальцинації кісток. Пентацин та тетацин (солі кальцію) призначають при отруєннях важкими металами та радіонуклідами (іонами плюмбуму, кобальту, ванадію, феруму, кадмію, технецію, плутонію, урану); триетилентетрааміногексаоцтову кислоту використовують при отруєнні

Термін	Визначення, формули, показники
	іонами плутонію; D-пеніциламін застосовують при лікуванні отруєнь іонами 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 іонами феруму. Тетацин використовують при діагностиці хронічних свинцевих отруєнь. Молекули комплексонів, практично не піддаються змінам у біологічному середовищі, що є важливою фармакологічною особливістю.

КОМПЛЕКСОНИ В МЕДИЦИНІ

Хвороба	Метал	Комплексони, які застосовують
Гемохроматоз, гемосидероз, інтоксикація залізом	**Fe**	Дефероксамін Пеніциламін
Катаракта **Атеросклероз**	**Ca**	Трилон Б Пеніциламін
Хвороба Вільсона	**Cu**	Суміш пеніциламін + тетацин
Хвороба «itai-itai-біо»	**Cd**	Тетацин, криптанд
Хвороба Мінамата	**Hg**	Тетацин, пеніциламін
Інтоксикація плутонієм	**Pu**	Пеніциламін
Бериліоз, берилієвий рахіт	**Be**	Алюмінон

Ситуаційні задачі для самоконтролю





1. Маючи на увазі, що координаційне число кобальту (III) дорівнює шість. Напишіть координаційну формулу для даної комплексної сполуки: $Co(NO_2)_3 \cdot 6NH_3$.

2. Напишіть координаційну формулу для даної комплексної сполуки: $Co(NO_2)_3 \cdot KNO_2 \cdot 2NH_3$.

3. Напишіть електронні та графічні формули хімічних елементів кальцію та нітрогену. Визначте валентності та ступені окиснення цих елементів.

Вихідний контроль

1. Надлишок якого хімічного елемента призводить до утворення надлишкової кількості сечової кислоти, наслідком чого є розвиток подагри?

А. Залізо. *Б. Магній.* *В. Молібден.* *Г. Кальцій.*

2. Комплексна сполука $[Al(H_2O)_6]Cl_3$ при дисоціації дає комплекс:

А. Нейтральний. *Б. Аніонний.* *В. Внутрішній.* *Г. Катіонний.*

3. Який вид зв'язку присутній у складі комплексних сполук?

А. Катіонний. *Б. Аніонний.* *В. Іонний.* *Г. Донорно-акцепторний.*

4. Який вид зв'язку присутній у складі комплексних іонів?

А. Катіонний. *Б. Аніонний.* *В. Іонний.* *Г. Донорно-акцепторний.*

5. Оберіть комплексоутворювач у молекулі гемоглобіну:

А. Fe^{+2}. *Б.* Fe^{+3}. *В.* Mg^{+2}. *Г.* Co^{+3}.

2.2 ВЕЛИЧИНИ, ЩО ХАРАКТЕРИЗУЮТЬ КІЛЬКІСНИЙ СКЛАД РОЗЧИНІВ. ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ. КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Вхідний контроль

1. 15 % розчин хлориду натрію означає:

А. 15 г NaCl в 1 л розчину.
Б. 150 г NaCl в 1 л розчину.
В. 15 г NaCl в 100 г розчину.
Г. 1,5 г NaCl в 100 мл розчину.

2. Яка маса глюкози у 100 г розчину масовою концентрацією 12 %?

А. 0,12 г.
Б. 1,2 г.
В. 12 г.
Г. 120 г.

3. Фактор еквівалентності для хлоридної кислоти дорівнює:

А. 1/2.
Б. 1/3.
В. 1/6.
Г. 1.

4. Осмотичний тиск знаходять за законом:

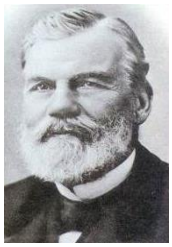
А. Вант-Гоффа.
Б. Генрі.
В. Ареніусу.
Г. Геса.

5. Ізотонічний коефіцієнт для хлоридної кислоти дорівнює:

А. 1/2.
Б. 1/3.
В. 1.
Г. 2.

Теоретичний матеріал

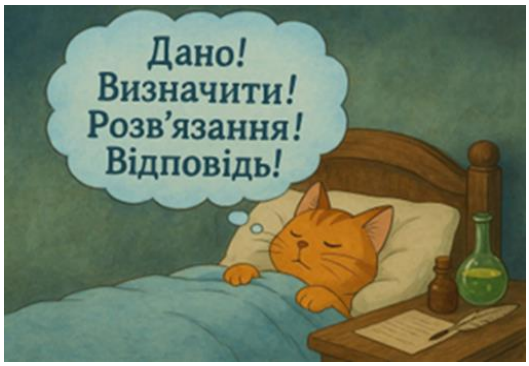
Термін	Визначення, формули, показники
Розчини	Однорідні (гомогенні) системи, що складаються з двох і більше компонентів й продуктів їх взаємодії.
Розчинення	Мимовільний процес, що відбувається внаслідок дифузії молекул або іонів із ділянки з більшою концентрацією в ділянку зменшою концентрацією, у результаті чого речовина рівномірно розподіляється в повному об'ємі розчину.
Закон В. Генрі (1803 р.) Вільям Генрі (1774–1836 рр.) британський хімік і лікар, відомий своїми дослідженнями тиску пари газів 	Маса газу, що розчинився при постійній температурі в даному об'ємі рідини, прямо пропорційна його парціальному тиску над розчином. $m = K \cdot p,$ де К – стала Генрі; р – парціальний тиск газу над рідиною.
Парціальний тиск	Частина загального тиску, що доводиться на частку кожного газу в газовій суміші. Відповідно до 1-го закону (парціальних тисків) Дальтона (1801 р.), загальний тиск газової суміші дорівнює сумі парціальних тисків усіх її компонентів.
Закон Сєченова І. М. Сєченов (1829–1905 рр.) фізіолог, вивчав розчинність газів у фізіологічних розчинах і розчинах електролітів 	Взаємозв'язок між розчинністю газу в чистій воді (S_0) і в розчині електроліту (S) і концентрацією речовини в електроліті (с): $S = S_0 e^{-kc}.$
Другий закон Дальтона (1803 р.)	Розчинність кожного з компонентів газової суміші у даній рідині при постійній температурі прямо пропорційна його парціальному тиску над рідиною і не залежить від загального тиску суміші та вмісту інших компонентів.
Закон розподілу Нернста Вальтер Герман Нернст (1864–1941 рр.) німецький хімік, лауреат Нобелівської премії з хімії у 1920 р. «На знак визнання його робіт із термодинаміки» 	$K = C_A / C_B$ Якщо у двофазну систему, що складається з рідин, які не розчиняються одна в одній, ввести будь-яку третю речовину, що в них розчиняється, то вона розподіляється в обох фазах відповідно до її розчинності в кожній із них. Відношення концентрації цієї речовини в розчинниках А і В називається коефіцієнтом розподілу.
Масова частка (масова відсоткова концентрація)	Відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину: $\omega_{(x)} = \frac{m_{(x)}}{m_{(р-ну)}} \cdot 100\%$
Молярна концентрація	Кількість молів розчиненої речовини в одиниці об'єму, моль/л: $c_{(x)} = \frac{\nu_{(x)}}{V_{(р-ну)}} = \frac{m_{(x)}}{M_{(x)} \cdot V_{(р-ну)}},$ $m_{(x)} = c_{(x)} \cdot M_{(x)} \cdot V_{(р-ну)}$

Термін	Визначення, формули, показники
Мольна концентрація (моляльність)	Відношення молів розчиненої речовини до маси розчинника, моль/кг: $$b_{(x)} = \frac{\nu_{(x)}}{m_{(\text{р-ка})}} = \frac{m_{(x)}}{M_{(x)} \cdot m_{(\text{р-ка})}}$$
Закон еквівалентів	Маси речовин, що реагують між собою пропорційні їх еквівалентам (екв$_1$, екв$_2$, . . .): $$\frac{m_1}{m_2} = \frac{екв_1}{екв_2}$$
Еквівалент	Реальна або умовна частка речовини, що у даній кислотно-основній реакції еквівалентна одному іону гідрогену або одному електрону в окисно-відновній реакції.
Молярна маса еквівалента	$M(e) = M(x) \cdot f(x)$
Фактор еквівалентності	Число, що позначає яка частка реальної частини речовини еквівалентна одному іону гідрогену в даній кислотно-основній реакції або одному електрону у даній окисно- відновній реакції: $$f_{e(\text{кислот})} = \frac{1}{n_{(H^+)}};\ f_{e(\text{основ})} = \frac{1}{n_{(OH^-)}};\ f_{e(\text{солей})} = \frac{1}{B_{Me} \cdot n_{ат}}$$
Молярна концентрація еквівалента	Кількість речовини еквівалента в одиниці об'єму розчину, моль/л: $$c_в = \frac{\nu_в}{V_{(р-ну)}} = \frac{m_{(x)}}{M_в \cdot V_{(р-ну)}}$$
Титр розчину	Маса розчиненої речовини в одному мілілітрі розчину, г/мл: $$T(x) = m(x)/1000,\ T(x) = \frac{C_в(x) \cdot M_в(x)}{1000}$$
Молярна частка	Відношення кількості молів даного компонента системи до загальної кількості молів усіх компонентів розчину: $$N(x) = \frac{\nu(x)}{\sum \nu(x_i)} \times 100\,\%,\quad \nu(x) = \frac{m(x)}{M(x)},$$ $$N(x) = \frac{\nu(x)}{\nu(x) + \nu(р-ка)}$$
Колігативні властивості	Властивості розчинів, які не залежать від природи компонентів, а залежать тільки від кількості кінетичних одиниць системи. До них відноситься осмотичний тиск, зниження тиску пари розчинника над розчином, підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчинів порівняно з розчинником.
Закон Рауля Франсуа Марі Рауль (1830−1901 рр.) французький хімік і фізик 	Відносне зниження тиску пари розчинника ($P0$) над розчином (P) дорівнює молярній частці розчиненої речовини: $$\frac{P_0 - P}{P} = N$$

Термін	Визначення, формули, показники
Два наслідки закону Рауля	Підвищення температури кипіння (перший наслідок) і зниження температури замерзання (другий наслідок) розчину порівняно з чистим розчинником прямо пропорційне моляльній концентрації розчиненої речовини: $\Delta T_{кип} = K_e \cdot b(x), \Delta T_{зам} = K_к \cdot b(x)$ ебуліоскопічна константа для води: K_e = 0,52 К·кг/моль; кріоскопічна константа для води: $K_К$ = 1,86 К·кг/моль
Ізотонічний коефіцієнт	Відношення кількості частинок молекул, що продисоціювали, до кількості розчинених молекул: $i = N / N0$ Ізотонічний коефіцієнт залежить від величини ступеня дисоціації електроліту й обчислюється за формулою: $i = 1 + \alpha(\nu - 1)$, де ν – кількість утворених іонів із молекул при їх дисоціації. Для електролітів: $\Delta T_{зам} = i \cdot K_к \cdot b(x), \quad \Delta T_{зам} = i \cdot K_к \cdot b(x)$
Дифузія	Самочинний процес вирівнювання концентрації речовин в об'ємі розчину, зумовлений тепловим рухом частинок розчиненої речовини і розчинника (відбувається з розчину з більшою концентрацією в розчин із меншою концентрацією).
Осмос	Однобічна дифузія розчинника через напівпроникну мембрану з чистого розчинника в розчин або з розчину з меншою концентрацією в розчин із більшою концентрацією.
Осмотичний тиск	Надлишковий гідростатичний тиск у розчині порівняно з чистим розчинником при встановленні осмотичної рівноваги.
Закон Вант-Гоффа  Якоб Гендрік Вант-Гофф (1852–1911 рр.) перший Нобелівський лауреат з хімії (1901 р.) «За визнання величезної важливості відкриття законів хімічної динаміки та осмотичного тиску в розчинах». Ізотонічні розчини – розчини з однаковим осмотичним тиском	Осмотичний тиск розчину прямо пропорційний його молярній концентрації та абсолютній температурі: $P_{неел.} = cRT, \quad c = \frac{m}{MV'}$ Для електролітів: $P = icRT, \quad i = 1 + \alpha(\nu - 1)$. Порівняно з осмотичним тиском розчину крові розрізняють: – ізотонічні (розчини з однаковим осмотичним тиском – 0,9 % розчин NaCl та 5 % розчин глюкози ізотонічні стосовно крові); – гіпертонічні (розчини з більшим осмотичним тиском (10 % NaCl, 20 та 40 % розчини глюкози)); – гіпотонічні (розчини з меншим осмотичним тиском (0,2 % NaCl)). За законом осмосу, клітина, що занурена в гіпертонічний розчин, піддається плазмолізу (зморщування), а в гіпотонічному розчині буде спостерігатися гемоліз (розбухання й розрив, «лакова кров»).
Онкотичний тиск	Частина осмотичного тиску крові, що обумовлена високомолекулярними сполуками й становить 3,5–3,9 кПа (0,5 % від загального осмотичного тиску).
Осмометрія	Визначення молярної маси білків, полісахаридів та інших речовин за експериментальним значенням $P_{осм.}$ за допомогою осмометра.

Термін	Визначення, формули, показники
Кріоскопія, кріометрія	Метод дослідження властивостей розведених розчинів, що базується на вимірюванні температури їх замерзання (депресії) порівняно з температурою замерзання чистого розчинника.
Ебуліометрія	Метод визначення середньої молекулярної маси розчиненої речовини за підвищенням температури кипіння розчину порівняно з температурою кипіння чистого розчинника.

Ситуаційні задачі для самоконтролю





1. Наважку якої маси карбонату натрію потрібно взяти для приготування 300 мл 0,7 % розчину (ρ = 1 г/мл)?

2. Розрахувати масу хлориду натрію, яка потрібна для приготування 450 мл розчину з молярною концентрацією 0,05 моль/л.

3. На основі закону Вант-Гоффа знайдіть осмотичний тиск 1 % розчину глюкози (ρ = 1 г/мл) при t = 37 °C.

Вихідний контроль

1. Маса NaCl у 250 г розчину масовою концентрацією 15 % становить:

А. 23 г. *Б. 58,5 г.* *В. 37,5 г.* *Г. 33,5 г.*

2. В якому розчині осмотичний тиск більший (концентрації однакові)?

А. NaCl. *Б.* $CaCl_2$. *В. Глюкози.* *Г.* C_2H_5OH.

3. Колігативні властивості розчинів залежать від:

А. Природи розчиненої речовини.

Б. Природи розчинника.

В. Кількості частинок розчиненої речовини.

Г. Кількості частинок розчинника.

4. Що таке онкотичний тиск?

А. Частка осмотичного тиску крові, викликаного іонами Na^+.

Б. Частка осмотичного тиску крові, викликаного іонами K^+.

В. Частка осмотичного тиску крові, викликаного білками.

Г. Частка осмотичного тиску крові, викликаного ліпідами.

5. Які розчини слід використовувати для лікування набряків?

А. Гіпотонічні розчини. *В. Ізотонічні розчини.*

Б. Гіпертонічні розчини. *Г. Дистильовану воду.*

2.3 КИСЛОТНА-ОСНОВНА РІВНОВАГА В ОРГАНІЗМІ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК БІОЛОГІЧНИХ РІДИН. БУФЕРНІ СИСТЕМИ, ЇХ СКЛАД, ВЛАСТИВОСТІ. БУФЕРНІ СИСТЕМИ ОРГАНІЗМУ

Вхідний контроль

1. Оберіть сильний електроліт:

А. Глюкоза.
Б. Хлоридна кислота.
В. Оцтова кислота.
Г. Етиловий спирт.

2. Оберіть слабкий електроліт:

А. Глюкоза.
Б. Хлоридна кислота.
В. Оцтова кислота.
Г. Етиловий спирт.

3. В якому з даних значеннях pH розчин кислий?

А. pH = 3.
Б. pH = 7.
В. pH = 9.
Г. pH = 14.

4. Значення pH крові в нормі:

А. pH = 1,2–3,0.
Б. pH = 7,35–7,45.
В. pH = 6,35–6,85.
Г. pH = 4,8–7,4.

5. Буферні системи мають властивість досить стійко зберігати сталість:

А. Концентрації іонів гідрогену.
Б. Концентрації іонів натрію.
В. Концентрації молекул вуглекислого газу.
Г. Концентрації кисню.

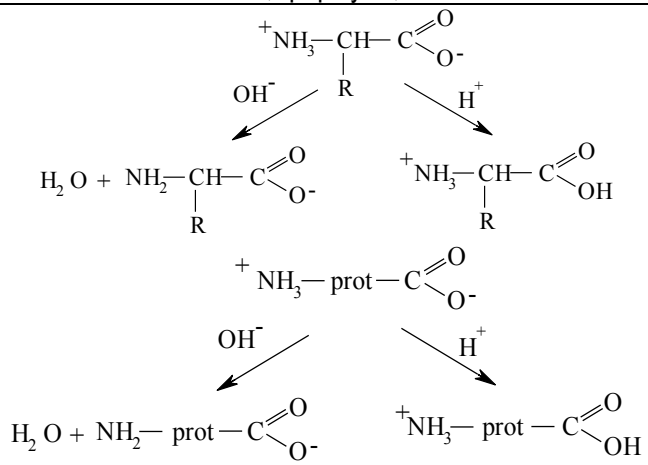
Теоретичний матеріал

Термін	Визначення, формули, показники
Уолтер Кеннон (1871–1945 рр.) американський фізіолог 	Дав визначення гомеостазу, як сукупності скоординованих реакцій, які підтримують сталість внутрішнього середовища організму (1929 р.): властивість підтримувати стабільні умови всередині організму (pH крові, температуру, концентрацію солей і цукру, що необхідно для нормального функціонування клітин, тканин і органів).
Електроліти	Речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм.
Кислоти	Електроліти, які дисоціюють з утворенням катіонів гідрогену H^+ та аніонів кислотного залишку.
Основи	Електроліти, які при дисоціації утворюють гідроксид іони OH^- та катіони металу або амонію.
Електролітична дисоціація, теорія електролітичної дисоціації (С. Арреніус 1887 р.) – вчення, яке пояснює і кількісно описує процес електролітичної дисоціації	Процес розпаду електролітів на іони під впливом молекул води.
Ступінь електролітичної дисоціації, α	$\alpha = n / N$ Відношення кількості продисоційованих молекул до загальної кількості молекул у розчині елелектроліту (при помноженні на 100 отримаємо величину у %).
Константа електролітичної дисоціації, $К_д$	Константу рівноваги процесу дисоціації електроліту називають константою дисоціації. Вона є кількісною мірою сили електроліту і характеризує його здатність до іонізації. Чим більше значення константи дисоціації $К_д$, тим сильніший електроліт, і навпаки.
Закон розведення Оствальда	$К_д = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$ Для слабких електролітів величина α дуже мала й тому $(1 – α) \rightarrow 1$, тоді математичне рівняння закону Оствальда спрощується: $К_д = C\alpha^2, \quad \alpha = \sqrt{\frac{К_д}{C}}.$ Ступінь дисоціації слабких бінарних електролітів зворотно пропорційний кореню квадратному з їх концентрації.
Активність іонів, a (для характеристики розчинів сильних електролітів замість концентрації іонів використовують їх активність)	Ефективна концентрація реального розчину за конкретних фізико-хімічних умов: $a = C \cdot f,$ де f – коефіцієнт активності – величина, яка показує наскільки активність (a) відрізняється від аналітичної концентрації (C), тобто міра відмінності реального розчину від ідеального. Коефіцієнт активності враховує сили міжіонної взаємодії в розчині.
Іонна сила – важлива характеристикою розчинів електролітів, особливо тих, що використовуються як кровозамінники. Їх іонна сила має дорівнювати іонній силі плазми крові, тобто 0,15 моль/л	Іонна сила розчину враховує силові поля всіх іонів, що є в розчині, і дорівнює напівсумі добутків моляльності кожного іона на квадрат його заряду: $I = 1 / 2\Sigma b_i z_i^2,$ де z_i – заряд іона; b_i – моляльна концентрація (моль/кг).
Іонний добуток води	$K_w = [H^+]\cdot[OH^-]/[H_2O] = 1{,}8\cdot10^{-16}$ при t = 25 °C
pK_w (після логарифмування)	$pK_w = pH + pOH = 14$

Термін	Визначення, формули, показники
Водневий показник, pH	Від'ємний десятковий логарифм молярної концентрації іонів гідрогену (H^+): $pH = -lg[H^+]$, $pH = 14 - pOH$
Гідроксильний показник, pOH	$pOH = -lg[OH^-]$, $pOH = 14 - pH$
Розрахунок pH в розчинах слабких кислот K_a – константа дисоціації кислоти	$C_{H+} = C_{заг.} \cdot \alpha$, $C_{H+} = C_{заг.} \sqrt{\frac{K_a}{C_{заг}}} = \sqrt{K_a \cdot C_{заг.}}$ $pH = -½ \lg K_a - ½ \lg C_{заг.}$
Розрахунок pH в розчинах слабких основ, K_b – константа дисоціації основи	$C_{OH} = \sqrt{K_b \cdot C_{заг}}$, $pOH = -½ \lg K_b - ½ \lg C_{заг.}$
Сильнокислотне середовище	$pH = 0–3$, $[H^+] = 10^{-1}–10^{-3}$ моль/л
Слабкокислотне середовище	$pH = 4–6$, $[H^+] = 10^{-4}–10^{-6}$ моль/л
Нейтральне середовище	$pH = 7$, $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л
Слабколужне середовище	$pH = 8–10$, $[H^+] = 10^{-8}–10^{-10}$ моль/л
Сильнолужне середовище	$pH = 11–14$, $[H^+] = 10^{-11}–10^{-14}$ моль/л
Гідроліз солей	Обмінна реакція іонів солі з водою, що призводить до утворення слабких електролітів.
Розрахунок pH солі, що утворена слабкою кислотою і сильною основою, $C_{солі}$ – концентрація солі, $K_{к-ти}$ – константа дисоціації кислоти	$pH = 7 + 1/2 (\lg C_{солі} + pK_{к-ти})$
Розрахунок pH солі, що утворена сильною кислотою і слабкою основою, $K_{осн}$ – константа дисоціації основи	$pH = 7 - 1/2 (\lg C_{солі} - pK_{к-ти})$
Розрахунок pH солі, що утворена слабкою основою і слабкою кислотою	$pH = 7 + 1/2 (\lg C_{солі} - pK_{к-ти})$
Гомеостаз	Відносна динамічна сталість pH біологічного середовища.
ЗНАЧЕННЯ PH ДЕЯКИХ ФІЗІОЛОГІЧНИХ РІДИН ОРГАНІЗМУ ЛЮДИНИ	
Сироватка крові	$pH = 7,4±0,05$
Ацидоз	Зсув значення pH крові в кислий бік від нормальної величини ($pH < 7,35$).
Алкалоз	Зсув значення pH крові в лужний бік від нормальної величини ($pH > 7,45$).
Слина	$pH = 5,6–7,9$; зсув pH у кислий бік – ризик формування карієсу; зсув pH у лужний бік – ризик формування зубних каменів.
Шлунковий сік	$pH = 1,2–3,0$; $pH < 1,2$ – підвищена кислотність шлункового соку; $pH > 3,0$ – знижена кислотність шлункового соку; $pH \approx 6$ – «нульова кислотність».
Сеча	$pH = 4,8–7,4$
Спиномозкова рідина	$pH = 7,4±0,05$
Сік підшлункової залози	$pH = 8,6–9,7$
Вміст тонкого кишечника	$pH = 7,0–8,0$

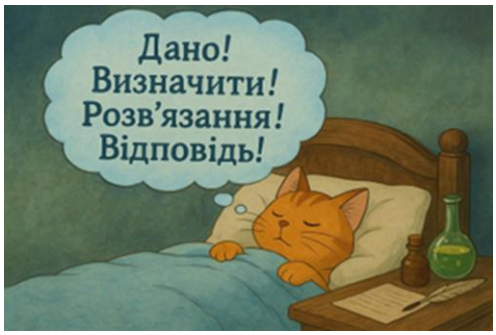
Термін	Визначення, формули, показники
Жовч у протоках	pH = 6,2–8,5
Жовч у міхурі	pH = 5,4–6,9
Сік товстого кишечника	pH = 5,07–7,07
Піт	pH = 4,2–7,8
Слізна рідина	pH = 7,2–7,5
Шкіра	pH = 4,75–5,75; pH = 3,0–5,2 – суха шкіра; pH = 5,2–5,7 – нормальна шкіра; pH = 5,7–7,0 – жирна шкіра.
Буферні системи (розчини)	Розчини, що здатні стійко зберігати сталість концентрації іонів гідрогену (pH середовища) при додаванні до них невеликої кількості сильної кислоти або лугу, при розведенні або концентруванні їх.
Буферна дія	Здатність стійко зберігати сталість pH.
Кислотні буферні системи	Суміш слабкої кислоти (донора протонів) і солі, яка з кислотою має загальний аніон (акцептор протонів).
Ацетатна буферна система (діапазон pH 3,76–5,76)	CH_3COOH (слабка кислота) + CH_3COONa (сіль, що утворена слабкою кислотою CH_3COOH і лугом NaOH).
Гідрогенкарбонатна (гідрокарбонатна) буферна система (діапазон pH 5,35–7,35)	H_2CO_3 (слабка кислота) + $NaHCO_3$ (кисла сіль, що утворена слабкою кислотою H_2CO_3 і лугом NaOH). Співвідношення гідрогенкарбонат-іонів та карбонатної кислоти в крові при pH 7,4 становить 20:1. Надлишок гідрогенкарбонату забезпечує лужний резерв крові.
Форміатна буферна система (діапазон pH 2,75–4,75)	HCOOH (слабка кислота) + HCOONa (кисла сіль, що утворена слабкою кислотою HCOOH і лугом NaOH).
Основні буферні системи	Суміш слабкої основи (акцептор протонів) і солі, яка має у своєму складі загальний катіон з основою (донор протонів).
Амонійна буферна система (діапазон pH 8,4–0,3)	NH_4OH (слабка основа) + NH_4Cl (сіль, що утворена слабкою основою NH_4OH і сильною кислотою HCl).
Солі багатоосновних кислот	Суміш розчинів двох солей, одна з них виконує роль кислоти, а інша – роль солі.
Фосфатна буферна система (діапазон pH 5,9–8,0)	NaH_2PO_4 (виконує роль кислоти) + Na_2HPO_4 (виконує роль солі).
Карбонатна буферна система (діапазон pH 9,3–11,3)	$NaHCO_3$ (виконує роль кислоти) + Na_2CO_3 (виконує роль солі).
Амфолітні буферні системи	Розчини амінокислот або білків.
Білкова буферна система	Діє у клітинах та тканинах організму. Складається переважно з альбумінів, що містяться в плазмі крові. Механізм буферної дії цієї системи пояснюють наявністю в молекулах білків залишків амінокислот, які виявляють амфотерні властивості, виступаючи в реакції як з кислотами, так і з основами.
Гемоглобінова буферна система	Різновид білкового буферу: складається з протеїнів, а саме з відновленої форми гемоглобіну (HHb – гемоглобін) і окисненої його форми ($HHbO_2$ – оксигемоглобін).
Інші буферні системи, що містять сильну або слабку кислоту (кислотний компонент) і гліцин або луг (основний компонент)	HCl + NH_2CH_2COOH (діапазон pH 1,0−3,7). NH_2CH_2COOH + NaOH (діапазон pH 8,2−10,1). Лимонна кислота + луг (діапазон pH 2,2−6,5).
Буферні системи організму тісно взаємодіють між собою	Гідрокарбонатна. Фосфатна. Гемоглобінова. Оксигемоглобінова. Амінокислотна. Білкова.

Термін	Визначення, формули, показники
Буферні системи крові	Буферні системи плазми (гідрокарбонатна, фосфатна, білкова) і еритроцитів (гідрокарбонатна, гемоглобінова, оксигемоглобінова, система органічних фосфатів).
Ізогідрія	Сталість концентрації іонів гідрогену у фізіологічних розчинах організму (кров, лімфа, сеча, шлунковий сік).
Рівняння Гендерсона–Гассельбалха **Лоуренс Джозеф Гендерсон** (1878–1942 рр.) американський фізіолог, хімік, біолог, філософ і соціолог, один із провідних біохіміків початку XX ст. **Карл Альберт Гассельбалх** (1874–1962 рр.) датський лікар і хімік	Кислотність і основність буферних систем розраховують, виходячи з рівняння Гендерсона–Гассельбалха: **Кисла буферна система:** $pH = pKa - \lg \frac{v_k}{v_c} = pKa - \lg \frac{C_k V_k}{C_c V_c}$ або $pH = pKa + \lg \frac{v_c}{к} = pKa + \lg \frac{C_c V_c}{C_к V_к}$. **Основна буферна ситема:** $pH = 14 - pOH = 14 - pK_b + \lg \frac{C_{осн} V_{осн}}{C_c V_c}$ або $pH = 14 - pOH = 14 - pK_b - \lg \frac{C_c V_c}{C_{осн} V_{осн}}$ **Зверніть увагу!** pH буферного розчину залежить від сили кислоти (pK), а також від співвідношення концентрацій компонентів. З огляду на це, розведення й концентрування буферного розчину до відомих меж не змінює *pH*. Цю властивість буферних розчинів використовують при аналізі плазми крові, лімфи, сечі. **Рівняння Гендерсона–Гассельбалха не можна застосовувати, якщо**: – концентрація кислоти (основи) і солі відрізняються більш ніж у 100 разів; – кислота (основа) сильні, оскільки у цьому випадку не можна нехтувати її дисоціацією; – кислота (основа) дуже слабка, оскільки у цьому випадку не можна нехтувати гідролізом солі.
Механізм буферної дії кислотної буферної системи	При додаванні сильної кислоти до кислої буферної системи вона реагує із сіллю (акцептор протонів) і витісняє еквівалентну кількість слабкої кислоти: $CH_3COONa + HCl \rightarrow CH_3COOH + NaCl;$ $CH_3COO^- + H^+ \leftrightarrows CH_3COOH.$ У розчині замість сильної кислоти утворюється слабка кислота й тому величина pH зменшується незначно. При додаванні до такого ж розчину лугу вона нейтралізується слабкою кислотою (донор протонів) і в розчині з'являється еквівалентна кількість солі, гідроліз якої загальмований присутністю кислоти: $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O;$ $CH_3COOH + OH^- \leftrightarrows CH_3COO^- + H_2O.$ У результаті pH майже не збільшується.
Механізм буферної дії основної буферної системи	При додаванні до основного буферного розчину сильної кислоти вона буде нейтралізована основою: $NH_4OH + HCl \rightarrow NH_4Cl + H_2O;$ $NH_4OH + H^+ \rightarrow NH_4^+ + H_2O.$ Якщо ж до розчину додати луг, то він взаємодіє із сіллю й у результаті замість сильної основи в розчині утвориться еквівалентна кількість слабкої основи: $NH_4Cl + NaOH \rightarrow NH_4OH + NaCl;$ $NH_4^+ + OH^- \leftrightarrows NH_4OH.$ У підсумку величина pH в обох випадках змінюється незначно.

Термін	Визначення, формули, показники
Механізм буферної дії амінокислот і білків	
Буферна ємність, β	Кількість моль-еквівалентів сильної кислоти або сильної основи, які необхідно додати до 1 л буферного розчину, щоб змінити його pH на одиницю: $\beta_к = \frac{C_к V_к}{\Delta pH \cdot V_{б.р.}}$ **– кислотний буферний розчин;** $\beta_{осн} = \frac{C_{осн} V_{осн}}{\Delta pH \cdot V_{б.р.}}$ **– основний буферний розчин.**
Буферна ємність **максимальна за таких умов:**	– концентрації компонентів буферної системи повинні бути якнайвищими; – відношення концентрацій компонентів буферної системи повинне дорівнювати 1:1. При виборі буферної системи враховують **зону буферної** дії та природу компонентів: $pH = pK \pm 1$.
Метаболічний ацидоз	Порушення метаболізму, що призводить до зниження pH крові. Наступає внаслідок: а) надлишкового введення або утворення стійких кислот (утворення кетонокислот при голодуванні й діабеті, підвищене утворення молочної кислоти при шоковому стані, підвищене утворення сульфатної кислоти в процесі підсиленого розпаду молекул біологічно активних сполук та ін.); б) неповного видалення кислот при нирковій недостатності; в) надлишкової втрати HCO_3^- при проносі, коліті, виразці кишечника.
Метаболічний алкалоз	Порушення метаболізму, що призводить до підвищення pH крові. Наступає внаслідок: а) втрати H^+ (блювання, кишкова непрохідність); б) збільшення концентрації HCO_3^- (втрата води, надлишкове введення HCO_3^- при метаболічному ацидозі, введення солей молочної, оцтової, лимонної та інших органічних кислот, які приєднують H^+).
Дихальний ацидоз	Некомпенсоване або частково компенсоване зниження pH крові внаслідок гіповентиляції: а) захворювання легень і дихальних шляхів (пневмонія, набряк легенів, сторонні предмети у верхніх дихальних шляхах); б) ушкодження дихальної мускулатури; в) пригнічення дихального центру ліками (опіати, барбітурати й ін.) або наркотиками.

Термін	Визначення, формули, показники
Дихальний алкалоз	Некомпенсоване або частково компенсоване збільшення pH крові внаслідок гіпервентиляції через гарячковий стан або істерію.
Корекція кислотно-основної рівноваги	При **ацидозах** внутрішньовенно вливають 4 % розчин гідрокарбонату натрію. При **алкалозах** – ін'єкційно вводять 5 % розчин аскорбінової кислоти.

Ситуаційні задачі для самоконтролю





1. Знайдіть pH у 0,02 М розчині сульфатної кислоти.

2. Розрахувати pH розчину NaOH з концентрацією 0,002 моль/л.

3. До 150 мл крові для зміни pH від 7,26 до 7,00 необхідно додати 45 мл 0,05 М розчину хлоридної кислоти. Знайдіть буферну ємність крові за кислотою.

Вихідний контроль

1. Які кількісні показники характеризують силу електроліту?

А. Іонна сила. *В. Молярна концентрація.*
Б. Активність. *Г. Ступінь дисоціації.*

2. Як розрахувати pH в розчині хлоридної кислоти?

А. pH = -lgСк-ти. *В. pH = -lgСк-ти·α.*
Б. pH = 14-lgСк-ти. *Г. pH = 14-lgСк-ти·α.*

3. Вкажіть формулу солі з нейтральною реакцією середовища:

А. NH_4Cl. *Б. $Fe(NO_3)_3$.* *В. $ZnSO_4$.* *Г. NaCl.*

4. Для корекції кислотно-лужної рівноваги крові при ацидозі рекомендують розчин:

А. NH_4Cl. *Б. $Fe(NO_3)_3$.* *В. $NaHCO_3$.* *Г. NaCl.*

5. Яке з порушень функціонування організму призводить до дихального (респіраторного) алкалозу?

А. Зниження вентиляції легень внаслідок попадання інородного тіла.

Б. Втрата протонів водню внаслідок кишкової непрохідності.

В. Надлишкове утворення стійких кислот при голоданні і блюванні.

Г. Гіпервентиляція легень при гарячковому стані та істерії.

2.4 ОСНОВИ ТИТРИМЕТРИЧНОГО АНАЛІЗУ. ПРИГОТУВАННЯ ТА СТАНДАРТИЗАЦІЯ РОБОЧОГО РОЗЧИНУ NaOH

Вхідний контроль

1. За якою формулою правильно розраховувати масу наважки речовини?

А. $m = C \cdot M$.
Б. $m = C \cdot V$.
В. $m = C \cdot P$.
Г. $m = C \cdot V \cdot M$.

2. Яким розчином стандартизують робочий розчин NaOH?

А. H_2SO_4.
Б. K_2CO_3.
В. $H_2C_2O_4 \cdot H_2O$.
Г. $KMnO_4$.

3. Вкажіть, в якому із зазначених випадків при титруванні точка еквівалентності знаходиться в ділянці pH = 7:

А. Сильна основа + слабка кислота.
Б. Сильна кислота + слабка основа.
В. Слабка кислота + сильна основа.
Г. Сильна кислота + сильна основа.

4. Який індикатор слід застосовувати при титруванні щавлевої кислоти лугом?

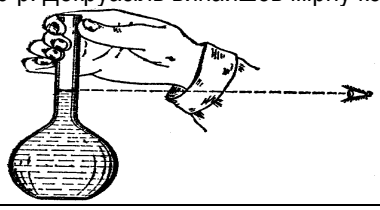
А. Фенолфталеїн.
Б. Індикатор не потрібен.
В. Метиловий помаранчевий.
Г. Крохмаль.

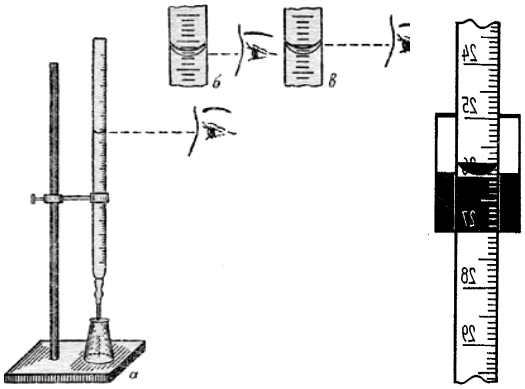
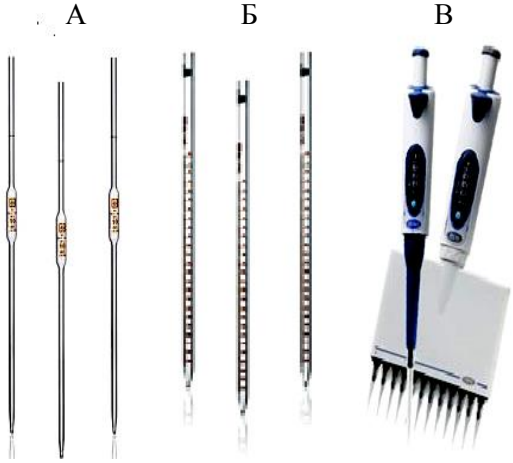
5. В якому середовищі лежить стрибок титрування при титруванні слабкої основи сильною кислотою?

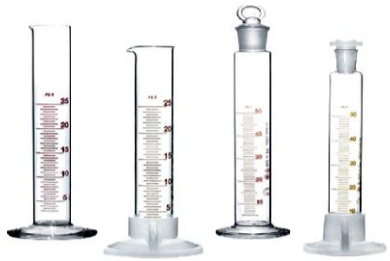
А. Кислому.
Б. Лужному.
В. Нейтральному.
Г. Слабколужному.

Теоретичний матеріал

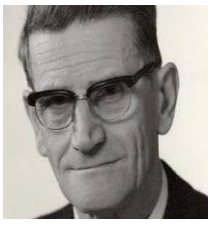
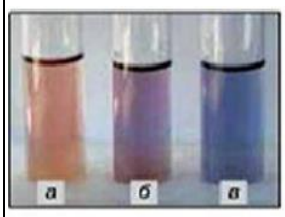
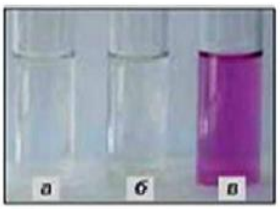
Термін	Визначення, формули, показники
МЕТОДИ КІЛЬКІСНОГО АНАЛІЗУ	
Хімічні методи аналізу	Гравіметричний, титриметричний, газовий аналізи.
Фізичні методи аналізу	Спектральний, люмінесцентний, рентгеноструктурний аналізи.
Фізико-хімічні методи аналізу	Електрохімічний, оптичний, хроматографічний аналізи.
ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТИТРИМЕТРИЧНОГО (ОБ'ЄМНОГО) АНАЛІЗУ	
Титриметричні (об'ємні) методи кількісного аналізу	Це хімічний метод аналізу, який заснований на точному вимірюванні об'єму розчину реагенту (титранту) точно відомої концентрації, який вступає в хімічну реакцію з досліджуваною речовиною.
Закон еквівалентів, який сформулював І. Ріхтер у 1792–1800 рр., а в загальнішій формі – У. Волластон у 1807 р.  **Ієрімія Веніамін Ріхтер** (1762–1807 рр.)  **Уільям Хайд Волластон** (1766–1828 рр.)	Речовини реагують між собою в еквівалентних кількостях: $$v_{(e)1} = v_{(e)2}\ ,$$ оскільки $v_{(e)} = C_{(e)} \cdot V$, де $C_{(e)}$ – молярна концентрація еквівалента, а V – об'єм, то для двох речовин стехіометрично реагуючих, справедливо співвідношення: $$C_{(e)1}V_1 = C_{(e)2}V_2.$$ *Наприклад,* для реакції $$2NaOH + H_2C_2O_4 \leftrightarrow 2H_2O + Na_2C_2O_4$$ закон еквівалентів записується: $$V(NaOH)\times C(NaOH)=V(H_2C_2O_4)\times C(1/2H_2C_2O_4).$$
Стандартний або робочий розчин (титрант)	Це розчин, для якого точно відомі його молярна концентрація еквівалента C(e) і титр (T). Стандартний розчин готують розчиненням точної кількості чистої хімічної речовини відомого стехіометричного складу у визначеному об'ємі розчинника.
Типи стандартних розчинів	1. За первинним стандартом. 2. За вторинним стандартом.
Первинні стандартні розчини	Готують тільки зі стандартних речовин, які повинні відповідати наступним вимогам: – відповідати хімічній формулі і не змінюватися в процесі зберігання; – бути стійкою при зберіганні як у сухому вигляді, так і у розчині; – добре розчинятися у воді (або в іншому розчиннику); – мати велику молярну масу, що зменшує похибку при зважуванні наважки. Таким способом можливо приготувати титровані розчини з хімічно чистих речовин: $K_2Cr_2O_7$, $KBrO_3$, $H_2C_2O_4$, $Na_2B_4O_7$ та ін.
Вторинні стандартні розчини (стандартизовані)	Готують із речовин, що не відповідають переліченим вище вимогам (наприклад, леткі (HCl), гігроскопічні (NaOH, H_2SO_4), поглинають гази (NaOH) тощо). Процес визначення точної концентрації вторинного стандартного розчину за первинним стандартним розчином називається ***стандартизацією розчину.***
Титрування	Процес поступового додавання до досліджуваного розчину робочого розчину до досягнення точки еквівалентності. Звичайно титрування проводять, додаючи розчин відомої концентрації (титрант), аж поки реакція з обумовленою речовиною не закінчиться, з метою визначення C(e) і титру останнього.

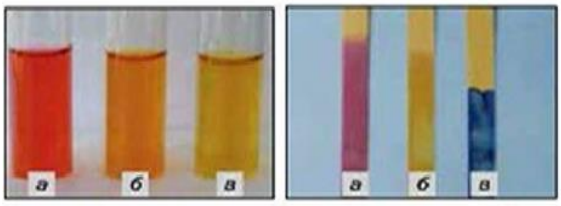
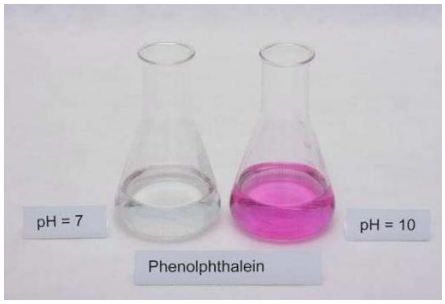
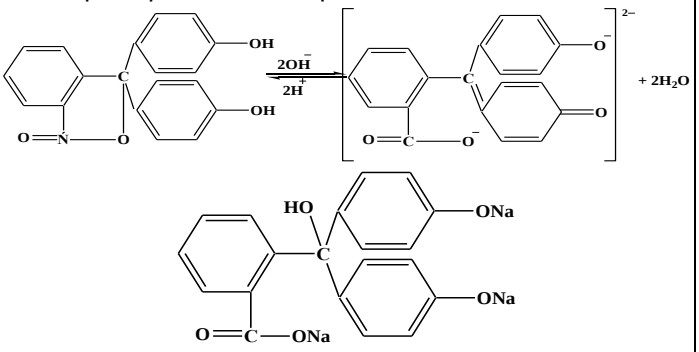
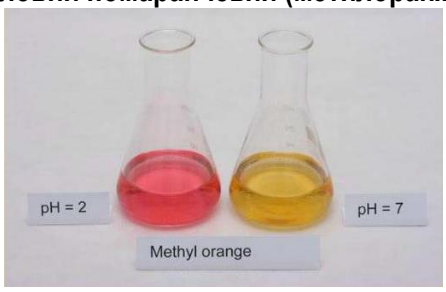
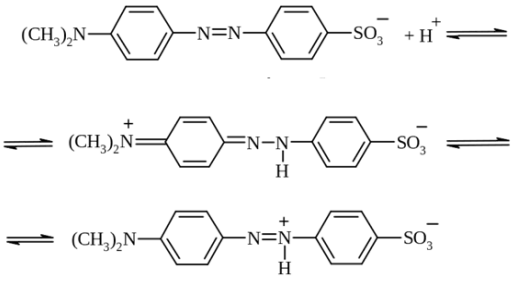
Термін	Визначення, формули, показники
Точка еквівалентності	Момент титрування, коли кількість еквівалентів титранту дорівнює кількості еквівалентів речовини, що визначають.
Способи фіксації точки еквівалентності (кінцевої точки титрування): візуальні та інструментальні	*Візуальні:* – індикаторні методи – кінцева точка титрування встановлюється візуально за аналітичним ефектом (зміна забарвлення, помутніння розчину); – безіндикаторні методи – перманганатометрія. *Інструментальні:* кінцева точка титрування встановлюється за різкою зміною фізичної величини системи, яку вимірюють із використанням приладів (окисно-відновний потенціал системи, pH, оптична густина розчину, електропровідність тощо).
Вимоги до реакцій в титриметричному аналізі	1. Реакції повинні проходити стехіометрично, тобто згідно з рівнянням, це значить, що в реакції ***aA + bB → продукти реакції;*** між коефіцієнтами *a* і *b* повинно зберігатися певне співвідношення, побічні реакції не повинні відбуватися. 2. Реакції повинні мати достатньо великі константи рівноваги, тобто перебігати майже до кінця (повнота проходження реакції має складати не менше 99,9 % у момент додавання еквівалентної кількості титранту). 3. Реакції між титрантом і досліджувальною речовиною повинні перебігати швидко. 4. Титрант повинен реагувати тільки з досліджувальною речовиною, тобто реакція повинна бути селективною, а краще специфічною. 5. Повинен існувати спосіб фіксації (визначення) точки еквівалентності. 6. Розчин титранту не повинен містити речовин, які б заважали перебігу реакції або фіксації точки еквівалентності.
ПОСУД І ПРИЛАДИ, ЩО ВИКОРИСТОВУЮТЬСЯ В ОБ'ЄМНОМУ АНАЛІЗІ	
Мірні колби  У 1809 р. Декруазіль винайшов мірну колбу. 	Використовують для приготування розчинів точної концентрації. Найбільш вживані мірні колби місткістю 25, 50, 100, 200, 250, 500, 1000 мл. Вказані об'єми на вимірювальних колбах зазвичай помічено круговою рискою на довгій, вузькій шийці. Для наповнення мірної колби спочатку рідину наливаємо крізь лійку нижче від мітки на шийці, а потім обережно піпеткою доливаємо, доки від останньої краплі мітка не стане дотичною до увігнутості меніска рідини. Стежачи за рівнем рідини, треба обов'язково тримати око на рівні риски.
Бюретка	Довга градуйована трубка однакового діаметра по всій довжині. Її закріплюють вертикально у штативі. Внизу бюретки – пристрій, через який поступово зливають розчин. Пристроєм є або скляний кран, або ґумова трубка зі скляним наконечником, в середину якої вміщують скляну кульку, що перекриває витік розчину. Вихід для нього відкривають, відтягаючи ґуму, що облягає кульку посередині.

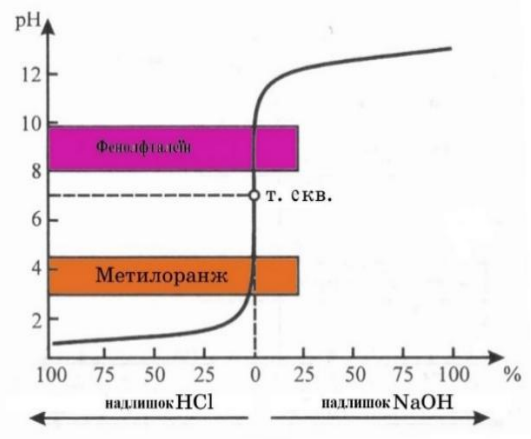
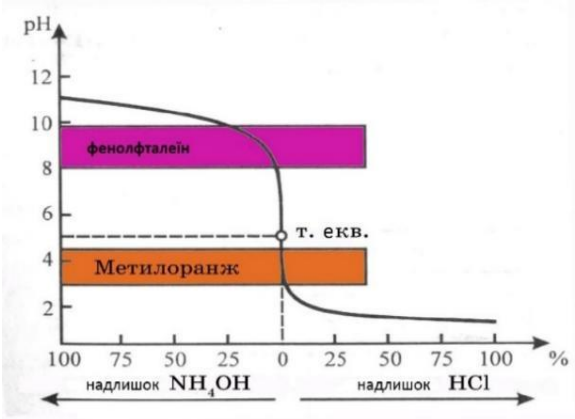
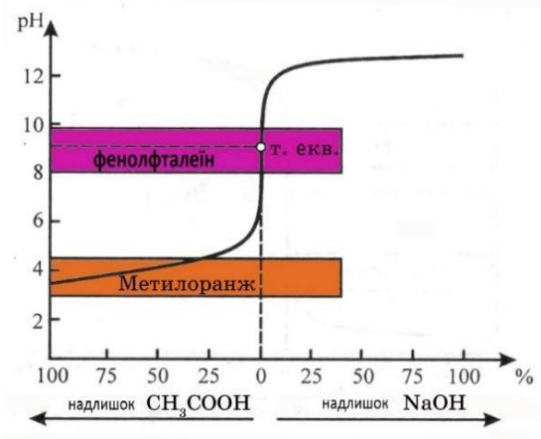
Термін	Визначення, формули, показники
	У 1806 р. Декруазіль винайшов бюретку – запаяну з одного кінця трубку довжиною 20–30 см та діаметром 14–16 мм і градуйовану. Гей-Люссак уперше застосував градуйовану піпетку (котру застосовують і зараз) та бюретку.
Інструкція з наповнення бюретки  *а, б – прозорі розчини;* *в – кольорові розчини*	Чисту бюретку перед наповненням розчином реагенту за допомогою лапки закріплюють на штативі у вертикальному положенні, потім бюретку тричі ополіскують розчином реагенту. Після цього в бюретку наливають розчин реагенту (на 3–5 см вище від нульової мітки) через невелику скляну воронку. У нижній частині бюретки – у скляному кінчику і під ґумою – не має бути бульбашок повітря. Для видалення повітря ґумовий затвор перегинають, піднімаючи кінець бюретки вгору, і відкривають затискач – бульбашка видавлюється розчином. ***Якщо під час титрування присутній повітряний міхур, показники можуть бути помилковими!*** Далі рівень рідини встановлюють трохи вище нульової позначки. ***ЛІЙКУ ВИЙМАЮТЬ ІЗ БЮРЕТКИ.*** Рівень нульової позначки повинен бути на рівні очей, випускають рідину, поки відповідна межа меніска не співпаде з нульовою відміткою. 
Піпетки А Б В  А – піпетки Мора. Б – градуйовані піпетки. В – автоматичні дозатори.	Мірний посуд (трубка або ємність із трубкою), що має носик із невеликим отвором для обмеження швидкості витікання рідини. Різноманітні піпетки широко застосовуються для відмірювання точних об'ємів рідин або газів, у медицині, хімії та біології, а особливо широко – в аналітичній хімії та біохімії. ***Для наповнення піпеток використовують резинові груші та насоси.***  Насоси  Груші

Термін	Визначення, формули, показники
Карл Фрідріх Мор (1806–1879 рр.) німецький хімік-аналітик та фармацевт. Автор розробки інструментів та методів хімічного аналізу, зокрема методів кількісного аналізу (титриметричного), а також способів розпізнавання отрут 	К. Мор описав багато нових пристосувань, що входять до сучасної практики, у тому числі сконструював ваги, названі його ім'ям (1847 р.) для швидкого та точного визначення питомої ваги рідин. Винайшов покращену бюретку (**Бюретка Мора**). Йому ж належить винахід у 1852 р. подвійної сірчанокислої солі заліза та амонію, яка називається нині «Сіль Мора» ($FeSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$) і застосовується в медицині (додається в їжу або у вигляді фармакопейного препарату, при нестачі в організмі заліза). Крім того, запропонував щавлеву кислоту як вихідну речовину для приготування стандартних розчинів.
Мірний циліндр 	Лабораторний посуд із позначеними на ньому поділками, яким вимірюють невеликі об'єми рідини. Мірні циліндри переважно калібрують на наливання. Виготовляють зі скла і прозорих поліетилену або поліпропілену. Скляні циліндри можуть мати пластмасову підставку. Мірний циліндр не призначений для точного вимірювання об'ємів, використовується для приготування розчинів приблизної концентрації.
Мірний стакан 	Тонкостінна циліндрична ємність. Мірний стакан є вельми важливою частиною хімічної або біологічної лабораторії. Як правило, за формою мірні стакани – це строгий циліндр, хоча іноді можуть мати форму зрізаного конуса, що розширюється догори. Обов'язковим атрибутом мірного стакана є носик для зручного зливання рідини. Дно склянки повинно бути плоским, для зручності використання магнітної мішалки. Виготовляються зазвичай із термостійкого скла, але можуть бути пластиковими і металевими. Об'єм лабораторних склянок варіюється від 5 мл до 2 л. На склянках може бути нанесена шкала об'єму, проте вона приблизна і слугує тільки для орієнтування. Посуд із точними шкалами, що слугує для вимірювання об'єму рідини, називають мензурками. Лабораторні склянки використовуються зазвичай для приготування розчинів складного складу, коли необхідно при перемішуванні розчиняти кілька твердих речовин, для фільтрування, випарювання.
Скляні лійки 	Прилад для переливання рідин. Більш складні види лійок використовуються в промисловості і в лабораторній техніці для фільтрування, поділу рідин та інших цілей.
Крапельниці для індикаторів  А  Б	Крапельниці для індикаторів бувають двох видів: **А.** Крапельниця з ковпачком застосовується для дозування індикаторів та інших розчинів у лабораторній практиці. **Б.** Крапельниці з клювиком грушоподібної форми призначаються для дозування індикаторів та інших розчинів у лабораторних цілях.
	ТЕРЕЗИ
Технічні (тарні) терези 	Технічні (тарні) терези слугують для зважування твердих, густих і рідких речовин. Виготовляються вони з межами допустимих навантажень від 50 г до 1 кг. Тарними їх називають тому, що дозуванню за масою завжди передує операція тарування – зрівноважування маси тари за допомогою дробу чи іншого тарувального матеріалу. Використовуються для зважування наважки при приготуванні розчинів приблизної концентрації.

Термін	Визначення, формули, показники
	Це точний прилад для зважування твердих, густих і рідких речовин. Вони здатні зважувати з точністю до частки міліграма, що робить їх ідеальними для хімічних досліджень. Максимальне навантаження до 200 г та чутливістю 0,01–0,1 мг. Використовуються для зважування наважки при приготуванні стандартних розчинів.
Титратори 	Прилади, що призначені для частково або повністю автоматизованого проведення вимірювань. Програмне забезпечення, яке додається до титратору, дозволяє автоматично за отриманими даними побудувати криву титрування, визначити кінцеву точку титрування і розрахувати концентрацію досліджуваного розчину.
КЛАСИФІКАЦІЯ ТИТРИМЕТРИЧНИХ МЕТОДІВ ЗА СПОСОБОМ ТИТРУВАННЯ	
Пряме титрування	Це титрування, коли аналізуєма речовина безпосередньо титрується стандартним розчином титранту або навпаки: ***A + T(титрант) = продукт.***
Зворотне титрування	Цей вид титрування використовують, коли: • швидкість прямої реакції невисока; • відсутній відповідний індикатор; • можлива втрата визначувальної речовини через його леткість. ***A + T_1(надлишок) = продукт$_1$ + T1(залишок)***. ***T1(залишок) + T_2 = продукт$_2$.***
Замісникове титрування	Цей вид титрування використовують, коли: • взаємодія досліджувальної речовини і титранту призводить до утворення суміші декількох продуктів, кількісне співвідношення яких не є постійним; • реакція титрування нестехіометрична; • відсутній відповідний індикатор; • досліджувальна речовина нестійка. ***A + B(реагент) = A_1(замісник)***. ***A_1(замісник) + T = продукт.***
Реверсивне титрування	У багатьох випадках цей метод використовують із метою отримання більш надійних результатів. При реверсивному титруванні розчином визначуваної речовини титрують стандартний розчин реагенту. ***A (у бюретці) + T (у колбі) = продукт.***
КЛАСИФІКАЦІЯ ТИТРИМЕТРИЧНИХ МЕТОДІВ АНАЛІЗУ	
Осаджувальне титрування 	Це методи титриметричного аналізу, в яких застосовуються титранти, що утворюють осади з речовинами, що визначаються. **M + X = MX↓ (тв.).** 1. Роданометрія (титрант: **KCNS або NH_4CNS).** 2. Аргентометрія (титрант: **$AgNO_3$).** 3. Меркурометрія (титрант: **$Hg_2(NO_3)_2$).**
Окисно-відновне титрування  	Це група титриметричних методів аналізу, що базуються на використанні окисно-відновних процесів. **$aOx_1 + bRed_2 = aRed_1 + bOx_2$.** 1. Броматометрія (титрант: **$KBrO_3$).** 2. Йодатометрія (титрант: **KIO_3).** 3. Перманганатометрія (титрант: **$KMnO_4$,** як окисник вперше був запропонований Ф. Мергерітом у 1846 р. для визначення солей феруму (II)).

Термін	Визначення, формули, показники
Роберт Бунзен (1811–1899 рр.) німецький хімік, експериментатор 	4. Нітритометрія (титрант: **$NaNO_2$).** 5. Йодометрія (титрант: **I_2).** У 1855 р. Роберт Бунзен сформулював йодометрію як загальний метод, хоч і до нього, і після нього багато інших дослідників брали участь у його вдосконаленні. Тіосульфат натрію як реагент для титрування йоду запропонований у 1853 р. Карлом Шварцем (1824–1890 рр.).
Комплексонометричне титрування  **Шварценбах** **Герольд Карл** (1904–1978 рр.) швейцарський хімік, розробник методу комплексонометрії 	Ці методи титрування базуються на використанні реакцій утворення комплексних сполук: **$Hg^{2+} + 2Cl^- \rightarrow [HgCl_2]$ (меркуріметрія)** **$Ca^{2+} + H_2Y^{2-} \rightarrow CaY^{2-} + 2H^+$ (комплексонометрія)** **Комплексони** (поліамінокислоти) у 1945–1946 рр. були запропоновані Г. Шварценбахом для усунення твердості води. Він також використовував новий тип індикаторів – металоіндикатори, які реагують на зміну концентрації катіонів металів у розчині, аналогічно до того, як на зміну концетрації іонів гідрогену реагують кислотно-основін індикатори.
Кислотно-основне титрування	Цей метод базується на визначенні концентрації кислот або основ, використовуючи рівняння: **$H_3O^+ + OH^- = 2H_2O$.** В основі цього методу лежать кислотно-основні реакції, пов'язані зі зміною кислотності розчину у процесі титрування. Різка зміна pH спостерігається у точці еквівалентності. **1. Ацидиметрія (H_3O^+).** **2. Алкаліметрія (OH^-).**
Ацидиметрія	Титриметричний метод визначення концентрації основ, основних солей, заснований на вимірюванні кількості кислоти відомої концентрації, що пішла на їх нейтралізацію. У методі ацидиметрії як стандартний розчин (титрант) використовують 0,1 М розчини HCl, H_2SO_4. Стандартизацію розчинів сильних кислот проводять: – ***за стандартними речовинами*** (натрію тетраборат $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ або натрію карбонат Na_2CO_3).
Алкаліметрія	Титриметричний метод визначення концентрації кислот, кислих солей, заснований на вимірюванні кількості кислоти відомої концентрації, що пішла на їх нейтралізацію. У методі алкаліметрії як стандартний розчин (титрант) використовують 0,1 М розчини KOH, NaOH. Стандартизацію розчинів лугів проводять : ***– за стандартними речовинами*** (щавлева кислота $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ або бурштинова кислота $H_2C_4H_4O_4$).
Кислотно-основні індикатори  лакмус  фенолфталеїн	Це речовини (слабкі органічні кислоти або основи, що становлять супряжену пару, кислотна та основна форма яких розрізняється за кольором), які змінюють забарвлення залежно від pH середовища. Застосовуються для фіксування кінця реакції між кислотами та основами (в основному в кислотно-основному титруванні) та інших реакцій, що супроводжуються зміною концентрації H^+-іонів. Якщо індикатор – це слабка кислота, наприклад, метиловий помаранчевий (формула її HInd), то в одному розчині мають місце рівноваги:

Термін	Визначення, формули, показники
 метилоранж універсальний індикатор	**HInd + H_2O↔H_3O^+ + Ind^-.** **HInd ↔ H^+ + Ind^-.** Згідно з принципом Ле Шательє, в кислому середовищі забарвлення червоне, в лужному – жовте. Якщо індикатор – це слабка основа (фенолфталеїн): **IndOH ↔ OH^- + Ind^+.** У кислому середовищі безбарвний, в лужному – малиновий.
Вимоги до кислотно-основних індикаторів:	1) забарвлення індикатора при різних значеннях pH повинно чітко розрізнятися; 2) зміна забарвлення індикатора має відбуватися у чітко визначеному вузькому інтервалі значень pH; 3) забарвлення індикатора повинно бути інтенсивним; 4) кількість титранту, необхідного для зміни забарвлення індикатора, має бути настільки малою, щоб не спотворювати результати титрування; 5) зміна забарвлення індикатора повинна мати оборотний характер.
ОСНОВНІ КИСЛОТНО-ОСНОВНІ ІНДИКАТОРИ	
Фенолфталеїн 	Інтервал *pH* зміни забарвлення **8,0–8,8.** 
Метиловий помаранчевий (метилоранж) 	Інтервал *pH* зміни забарвлення **3,1–4,4** 
Криві титрування кислотно-основного титрування	Це графічні зображення зміни *pH* розчину при поступовому додаванні стандартного розчину до певного об'єму розчину, що аналізується. Вони дають уявлення про те, наскільки різко змінюється *pH* розчину поблизу точки еквівалентності. Для побудови кривих розраховують значення pH розчину, що титрується, в різних точках титрування для вихідного розчину: до точки еквівалентності, в точці еквівалентності, після точки еквівалентності. При побудові графіку на осі ординат відкладають величину pH, а на осі абсцис – кількість доданого розчину титранту (у $см^3$) або ступінь нейтралізації розчину у %. При цьому утворюється крива, яка буде характеризувати зміну pH залежно від об'єму доданого титранту. Криві титрування допомагають правильно підібрати індикатор.

Термін	Визначення, формули, показники
Титрування сильних кислот сильними основами 	При титруванні в точці еквівалентності утворюється розчин солі сильної основи і сильної кислоти, який має нейтральну реакцію (pH = 7). Такий тип солі, як відомо, гідролізу не піддається, тобто не відбувається взаємодія іонів солі з іонами води. У такому разі можна застосовувати індикатори, які змінюють забарвлення у межах стрибка титрування *pH* від 4 до 10, можна використовувати в якості індикаторів, як кислі, наприклад, метиловий помаранчевий, так і основні, наприклад, фенолфталеїн. Для цих індикаторів інтервал *pH* зміни забарвлення збігається зі стрибком на кривій титрування.
Титрування слабких основ сильними кислотами 	Внаслідок титрування слабкої основи сильною кислотою утворюється сіль слабкої основи і сильної кислоти. Такі солі у водних розчинах зазнають гідролізу, і реакція розчину буде слабокислою (pH < 7). Стрибок титрування перебуває в зоні з *pH* = 4,0–6,25. Точка еквівалентності відповідає *pH* = 5,13 і не збігається з точкою нейтралізації, тому що у результаті титрування утворюється сіль, яка піддається гідролізу по катіону. Як індикатор можна застосувати метиловий помаранчевий, тому що він змінює забарвлення при *pH* менше 7 у кислому середовищі (стрибок титрування).
Титрування слабких кислот сильними основами 	При взаємодії слабкої кислоти і сильної основи утворюється сіль сильної основи і слабкої кислоти. Внаслідок гідролізу такої солі реакція розчину буде слабколужною pH > 7. Внаслідок гідролізу солі у точці еквівалентності накопичуються іони OH^-, тому середовище розчину лужне. Титрування закінчується у лужному середовищі, в якому перебуває й точка еквівалентності. Для такого титрування необхідно використати індикатор – фенолфталеїн, тому що він змінює забарвлення у лужному середовищі при *pH* = 8,2–10.

Ситуаційні задачі для самоконтролю





1. 3,15 г технічної оцтової кислоти розчинили у воді у мірній колбі місткістю 100 мл. На титрування 5 мл отриманого розчину було витрачено 8 мл КОН із молярною концентрацією еквівалента КОН 0,03 моль/л. Знайдіть масову частку оцтової кислоти у досліджуваному зразку.

2. На нейтралізацію 15,00 $см^3$ розчину H_2SO_4 з $Ce(1/2H_2SO_4)$ = 0,1125 моль/$дм^3$ витрачено 18,50 $см^3$ розчину NaOH. Знайдіть молярну концентрацію еквівалента NaOH.

3. На титрування бурштинової кислоти масою 0,0782 г витрачено 13,00 $см^3$ розчину КОН. Знайдіть молярну концентрацію еквівалента і титр розчину КОН.

Вихідний контроль

1. Який індикатор не відносять до кислотно-основних?

А. Фенолфталеїн. *В. Метиловий червоний.*

Б. Метиловий помаранчевий. *Г. Хромовий темно-синій.*

2. Чому дорівнює фактор еквівалентності оцтової кислоти?

А. 1/2. *Б. 1.* *В. 1/3.* *Г. 1/6.*

3. Вкажіть реакцію, яка лежить в основі методу нейтралізації:

А. $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$.

Б. $CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + 2\,NaCl$.

В. $Ba(NO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2HNO_3$.

Г. $ZnSO_4 + Na_2S \rightarrow ZnS + Na_2SO_4$.

4. Принцип підбору індикатора для титрування:

А. Інтервал переходу забарвлення індикатора вкладався в стрибок титрування.

Б. Точка еквівалентності вкладалася в стрибок титрування.

В. Стрибок титрування вкладався в інтервал переходу забарвлення індикатора.

Г. Забарвлення індикатора змінювалося в точці еквівалентності.

5. Як необхідно приготувати колби для титрування?

А. Промити водопровідною водою.

Б. Промити дистильованою водою.

В. Промити водопровідною, а потім дистильованою водою.

Г. Промити водопровідною, потім дистильованою водою, а потім розчином, який титрують.

2.5 ВИЗНАЧЕННЯ КИСЛОТНОСТІ ШЛУНКОВОГО СОКУ ТА ЖОРСТКОСТІ ВОДОПРОВІДНОЇ ВОДИ

Вхідний контроль

1. Виберіть один з основних компонентів, що входять до складу шлункового соку:

А. NaCl.
Б. HCl.
В. ZnOHCl.
Г. $C_6H_{12}O_6$.

2. В яких одиницях виражають активну кислотність шлункового соку в клінічному аналізі?

А. Грам.
Б. $См^3$.
В. Титриметричні одиниці.
Г. Моль/л.

3. Який тип кислотності шлункового соку визначається при клінічних аналізах?

А. Загальна.
Б. Нейтральна.
В. Кисла.
Г. Лужна.

4. Які солі у воді викликають постійну жорсткість води?

А. $MgSO_4$ *та* $CaSO_4$.
Б. $ZnSO_4$ *та* Na_2SO_4.
В. $CuSO_4$ *та* $CaCl_2$.
Г. $CuCl_2$ *та NaCl.*

5. Чи придатна вода для побутових потреб, якщо її загальна жорсткість дорівнює 7 ммоль/$дм^3$?

А. Так.
Б. Ні.
В. Не має значення.
Г. Залежить від норми у конкретному регіоні.

Теоретичний матеріал

Термін	Визначення, формула
Чистий шлунковий сік	Безбарвна рідина з грудочками слизу, що містить хлоридну кислоту, ферменти, мінеральні речовини, гормон гастрин, слиз, сліди органічних сполук.
Титриметричні одиниці (т.о.) (клінічні одиниці)	Кількість мілілітрів 0,1 М лугу, яку необхідно витратити для нейтралізації 100 мл шлункового соку.
Активна кислотність (норма)	Вміст вільної HCl (20–40 ммоль/л).
Загальна кислотність (норма)	Складається з вільної та зв'язаної кислотностей плюс кислотність, обумовлена наявністю органічних кислот (молочної, оцтової, масляної та ін.) у нормі або при патології (40–60 ммоль/л).
Підвищенний вміст кислот	Спостерігається при виразках шлунка, дванадцятипалої кишки, гіперацидних гастритах і ряді захворювань нервової системи.
Знижена кислотність	Має місце при гострих інфекційних захворюваннях, гіперацидних гастритах, раку шлунка тощо.
pH шлункового соку	pH = 1,2–3,0 pH < 1,2 – підвищена кислотність шлункового соку; pH > 3,0 – знижена кислотність шлункового соку; pH ≈ 6 – «нульова кислотність».
ФУНКЦІЇ СИСТЕМИ ТРАВЛЕННЯ	
Секреторна	Вироблення та виділення залозистими клітинами травних соків (слина, шлунковий, підшлунковий, кишковий сік, жовч), що містять ензими та складники, які забезпечують гідроліз основних харчових нутрієнтів: білків до амінокислот, вуглеводів до моносахаридів, жирів до жирних кислот та моногліцеридів
Моторно-евакуаторна або рухова	Здійснюється м'язами травного каналу і забезпечує зміну агрегатного стану їжі (подрібнення, перемішування) та просування харчового хімусу.
Всмоктувальна	Забезпечує транспорт кінцевих продуктів травлення, води, солей та вітамінів через слизову оболонку з порожнини травного тракту у внутрішнє середовище організму (міжклітинна рідина, кров, лімфа).
Екскреторна	Виділення з травними секретами кінцевих продуктів обміну (сечовина, сечова кислота), солей важких металів, лікарських речовин або їх метаболітів.
Інкреторна	Виділення специфічними клітинами слизової оболонки шлунково-кишкового тракту та підшлункової залози гормонів, які стимулюють або гальмують функції органів травлення.
Захисна	Здійснюється завдяки бар'єрній функції шлунково-кишкового каналу (бактерицидна, бактеріостатична, дезінтоксикаційна) та захисним рефлекторним механізмам.
Рецепторна	Хемо- і механорецептивні поля внутрішніх поверхонь органів травного каналу можуть бути загальними для рефлекторних дуг вісцеральних (дихання, серцево-судинна, видільна) і соматичних рефлексів.
Гемопоетична	Здійснюється гемаміном (продукт залозистих клітин слизової оболонки шлунка), що стимулює всмоктування ціанкобаламіну, необхідного для дозрівання еритроцитів. Крім того, слизова оболонка шлунка, тонкої кишки та печінки депонує феритин, який бере участь у синтезі гемоглобіну.

Термін	Визначення, формула
Пепсин  Теодор Шванн (1810–1882 рр.) німецький фізіолог, один з авторів клітинної теорії	Фермент травної системи хребетних, що виділяється зимогенними клітинами шлунка з метою перетворення білків їжі на пептиди. Відкрив німецький вчений Теодор Шванн у 1836 р. Це був перший фермент тваринного походження, який вдалося ідентифікувати. Шванн дав йому назву від грецького слова «pepsis» («травлення»). Шванн знайшов у шлунковому соку фермент пепсин і встановив його фізіологічну функцію; проілюстрував принципову аналогію між процесами травлення, бродіння і гниття.
Пепсин В	Діє на гемоглобін і желатин.
Ліпаза	Фермент, компонент травного соку, що виробляється підшлунковою залозою і відповідає за розщеплення жирів, жирних кислот і жиророзчинних вітамінів (A, D, E, K).
Гастриксин	Протеолітичний фермент (що каталізує розщеплення білка їжі) шлункового соку, що виявляє максимальну активність при pH, що дорівнює 3,0–3,5.
Хімозин (ренін)	Фермент класу гідролаз, який виробляється в шлункових залозах ссавців, зокрема людини.
Желатиназа	Фермент, який розщеплює желатин (білок сполучної тканини).
Основні хімічні компоненти шлункового соку:	– вода (995 г/л); – хлориди (5–6 г/л); – сульфати (10 мг/л); – фосфати (10–60 мг/л); – гідрокарбонати (0–12 г/л) натрію, калію, кальцію, магнію; – амоніак (20–80 мг/л).
Індикатор метиловий помаранчевий	Використовується для визначення активної кислотності шлункового соку. При додаванні його до проби шлункового соку рідина змінює свій колір на червоний.
Індикатор фенолфталеїн	Використовується для визначення загальної кислотності шлункового соку. При додаванні його до розчину шлункового соку рідина не змінює свій колір, при додаванні NaOH в процесі титрування в точці еквівалентності розчин набуває червоного кольору.
Аліквота	Точно виміряна кількість рідини за допомогою піпетки, наприклад, 5 мл шлункового соку.
NaOH	Стандартизований розчин, за допомогою якого проводимо процес титрування.
Розрахунок активної кислотності шлункового соку	$HCl_{св.} = \frac{V_{1сер}(NaOH)\cdot 100}{V_{ш.с.}\cdot K}$
Розрахунок загальної кислотності шлункового соку	$Загальна\quad кислотність = \frac{V_{2сер}\cdot 100}{V_{ш.с.}\cdot K}$
Твердість (жорсткість) **води** 	Один із технологічних показників, які прийняті для характеристики складу та якості природних вод.
Норма твердості води	Для промислових потреб і в побуті використовують воду з твердістю не більше 8 ммоль/л.

Термін	Визначення, формула
Іони Ca^{2+} та Mg^{2+}	Підвищений вміст цих іонів обумовлює твердість води.
Тимчасова твердість	Викликається присутністю гідрокарбонатів $Ca(HCO_3)_2$ та $Mg(HCO_3)_2$.
Постійна твердість	Викликана присутністю у воді сульфатів і хлоридів Ca^{2+} та Mg^{2+}
Метод комплексонометрії	Використовується для визначення загальної твердості води.
Трилон Б	Динатрієва сіль етилендіамінтетраоцтової кислоти, яка використовується в методі комплексонометрії як стандартний розчин (робочий розчин).
Іонообмінні смоли	Синтетичні органічні іоніти – високомолекулярні синтетичні сполуки, тверді полімери, нерозчинні, які використовують для сучасного пом'якшення води.
Катіонообмінні смоли (катіоніти)	Містять кислотні групи.
Аніонообмінні смоли (аніоніти)	Містять основні групи.
Амфотерні іонообмінні смоли	Містять одночасно і кислотні, і основні групи.
Іонообмінні фільтри	Призначені для пом'якшення води. Їх робота ґрунтується на реакції іонного обміну – заміщення іонів жорсткості.
Індикатор хромоген чорний	Використовується в методі комплексонометрії при визначенні твердості води.
Молярна концентрація еквівалента Трилону Б, моль/л	$C_e = \frac{m(\text{Трилону Б})}{M_e \cdot V}$, де m (Трилону Б) – маса трилону Б, г; M_e – молярна маса еквівалента, г/моль; V – об'єм, л.
Молярна маса еквівалента, г/моль	$M_e = M \cdot f$, де M – молярна маса, г/моль; f – фактор еквівалентності.
Фактор еквівалентності:	1) для кислот: $f = \frac{1}{H^+}$, наприклад, для HCl f = 1; для H_2SO_4 f = 1/2; для H_3PO_4 f = 1/3; 2) для основ: $f = \frac{1}{OH^-}$, наприклад, для NaOH f = 1; для $Ca(OH)_2$ f = 1/2; для $Al(OH)_3$ f = 1/3; 3) для солей: $f = \frac{1}{B \cdot n}$, де B – валентність металу; n – кількість атомів металу, наприклад, для NaCl f = 1; для $Fe_2(SO_4)_3$ f = 1/6.
Титр, г/мл	$T = \frac{C_e \cdot M_e}{1000}$, де C_e – молярна концентрація еквівалента, моль/л; M_e – молярна маса еквівалента, г/моль.
Загальна жорсткість води (твердість), ммоль/л	$Ж(H_2O) = \frac{C_{e.}(ТрилонуБ) \cdot V_{сер.}(ТрилонуБ)}{V(H_2O)} \cdot 1000$



Ситуаційні задачі для самоконтролю





1. Знайдіть молярну концентрацію еквівалента та титр розчину Трилону Б, якщо маса наважки Трилону Б дорівнює 0,3425 г та об'єм розчину 150 мл.

2. Розрахувати активну кислотність шлункового соку, якщо середній об'єм гідроксиду натрію, який пішов на титрування 5,5 мл шлункового соку, дорівнює 7,5 мл. Концентрація розчину гідроксиду натрію дорівнює 0,5 моль/л.

3. Обчислити загальну твердість води, якщо на титрування 50 мл її витрачено 4,7 мл 0,1 Н Трилону Б.

Вихідний контроль

1. Яким методом титрування можна визначити кислотність шлункового соку?

А. Ацидиметрія.
Б. Алкаліметрія.
В. Оксидиметрія.
Г. Йодометрія.

2. Яким із наведених індикаторів можна визначити загальну кислотність шлункового соку?

А. Лакмус.
Б. Фенолфталеїн.
В. Мурексид.
Г. Хромоген чорний.

3. Назвіть розчин, яким титрують у методі нейтралізації, який називається алкаліметрія:

А. Розчин слабкої кислоти.
Б. Розчин лугу.
В. Розчин солі.
Г. Розчин сильної кислоти.

4. Яку перевагу має метод аналізу комплексометрія, який застосовується при визначенні жорсткості води?

А. Дорогий.
Б. Довго перебігає.
В. Маленька вибірковість.
Г. Висока чутливість.

5. Як можна усунути тимчасову жорсткість води в побутових умовах?

А. Відстоюванням.
Б. Кип'ятінням.
В. За допомогою антинакипінів.
Г Ніяк.

Вхідний контроль

1. Вкажіть властивість, характерну для термодинамічних функцій стану системи:

А. Залежність від шляху, по якому проходить процес перетворення в системі.

Б. Залежність від часу перетворення в системі.

В. Залежність від початкового і кінцевого стану системи.

Г. Залежність від швидкості перетворення в системі.

2. Зміна ізобарно-ізотермічного потенціалу пов'язує зміну ентальпії й ентропії рівнянням:

А. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.
Б. $\Delta G = T\Delta S - \Delta H$.
В. $\Delta G = \Delta H + T\Delta S$.
Г. $\Delta G = T\Delta S + \Delta H$.

3. Виберіть макроергічний зв'язок:

А. $O - H - O - H - O -$.
Б. $O - P - O - P - O -$.
В. $O - S - O - S - O -$.
Г. $O - N - O - N - O -$.

4. До якої термодинамічної системи відносяться живі організми?

А. Ізольована.
Б. Напівізольована.
В. Відкрита.
Г. Закрита.

5. Стан живих організмів визначається як:

А. Рівноважний.
Б. Нерівноважний.
В. Нерівноважний стаціонарний.
Г. Рівноважний стаціонарний.

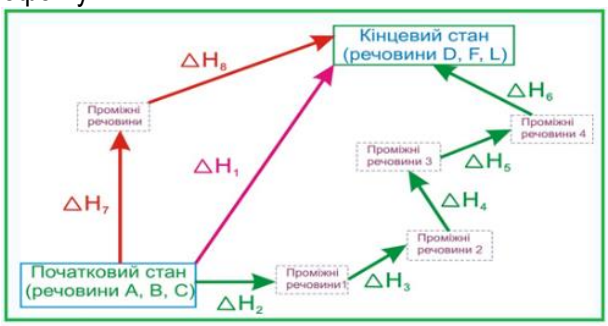
Теоретичний матеріал

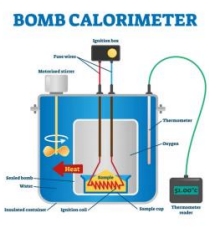
Термін	Визначення, формули, показники
Термодинаміка	Галузь науки, яка вивчає взаємні перетворення різних видів енергії, пов'язаних із переходом енергії у формі теплоти і роботи.
Хімічна термодинаміка	Розділ фізичної хімії, що вивчає процеси перетворення енергії в хімічних процесах і енергетичні характеристики речовин.
Біоенергетика (засновник Ю. Маєр)	Розділ хімічної термодинаміки, що вивчає перетворення енергії в біологічних системах.
Термодинамічна система	Будь-який об'єкт природи або сукупність тіл, що відділена від зовнішнього середовища поверхнею розділу (реальною або уявною), всередині якої можливий масо- та теплообмін. Під поняттям тіла в термодинаміці розуміють ту частину простору, котра заповнена речовиною. Об'єкти природи, що не входять у систему, називаються середовищем.
Ізольована система	Система, що не обмінюється з навколишнім середовищем ні масою, ні енергією ($\Delta m = 0$, $\Delta U = 0$). В природі не існує, модель – термос.
Закрита система	Система, що обмінюється з навколишнім середовищем тільки енергією ($\Delta m = 0$, $\Delta U \neq 0$).
Відкрита система	Система, що обмінюється з навколишнім середовищем і масою, і енергією ($\Delta m \neq 0$, $\Delta U \neq 0$).
Гомогенна система	Система, всередині якої немає поверхонь, що відокремлюють одні частини системи від інших.
Гетерогенна система	Система, яка складається з двох або декількох частин, різних за фізичними властивостями або за хімічним складом та відмежованих поверхнями розподілу. Приклад – цілісна кров (плазма з форменими елементами – еритроцитами, лейкоцитами, тромбоцитами; з газами).
Фаза	Гомогенна частина гетерогенної системи, яка має однаковий склад, фізичні та хімічні властивості, відокремлена від інших частин поверхнею поділу, при переході через яку відбувається стрибкоподібне змінювання її властивостей.
Стан системи	Сукупність її фізичних і хімічних властивостей; характеризується термодинамічними параметрами.
Стаціонарний стан	Стан системи, коли властивості залишаються постійними, проте спостерігаються потоки речовини та енергії.
Рівноважний стан	Стан, при якому параметри системи залишаються незмінними. Ознаки: – відсутність обміну із зовнішнім середовищем; – відсутність градієнтів; – ентропія постійна і максимальна; – не потребує витрат енергії для підтримки рівноваги; – система не може здійснювати роботу; – швидкості прямих і зворотних процесів рівні.

Термін	Визначення, формули, показники
Нерівноважний стан	Стан, в якому за відсутності будь-якого впливу на систему її параметри змінюються. Ознаки: – постійний обмін речовин і енергії із зовнішнім середовищем; – градієнти постійні; – ентропія постійна, але не максимальна!; – для підтримки рівноваги потрібні витрати енергії Гіббса; – реакційна здатність системи постійна; – швидкість процесів в одному напрямку більше.
ТЕРМОДИНАМІЧНІ ПАРАМЕТРИ СИСТЕМИ	
Інтенсивні параметри	Параметри, що не залежать від розмірів системи, яку вони описують: T – температура, К; P – тиск, Па; V – об'єм системи, $м^3$; m – загальна маса системи, кг; mк – маси хімічних речовин (компонент), з яких складається система, кг; Ск – концентрація речовин моль/$м^3$. Якщо термодинамічні параметри з часом самочинно не змінюються, то система перебуває у стані рівноваги, а параметри, за яких спостерігається такий стан, називають рівноважними.
Екстенсивні параметри (термодинамічні функції системи)	Параметри, що залежать від розмірів системи, яку вони описують. Термодинамічні функції (внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, термодинамічний потенціал), величини яких при переході системи з одного стану в інший залежать тільки від початкового та кінцевого стану системи і не залежать від шляху переходу: ΔU – зміна внутрішньої енергії, Дж; ΔH – ентальпія; ΔS – ентропія; ΔG – ізобарно-ізотермічний потенціал (енергія Гіббса); ΔF – ізохорно-ізотермічний потенціал (енергія Гельмгольца).
Процес	Перехід системи з одного стану в інший.
Оборотний процес	Процес, при якому система в кожен певний момент часу знаходиться у стані, нескінченно близькому до термодинамічної рівноваги.
Необоротний процес	Процес, при якому система змінюється в напрямку кінцевого стану (при мимовільному перебігу процесу – до стану рівноваги) з певною швидкістю.
Круговий процес (термодинамічний цикл)	Процес, при якому фізична система (наприклад, пара), зазнавши ряд змін, повертається у вихідний стан.
Ізохорний процес	Процес, що відбувається за V = const.
Ізотермічний процес	Процес, що відбувається за T = const.
Адіабатичний процес	Процес, що відбувається за U = const; без обміну тепла з навколишнім середовищем.

Термін	Визначення, формули, показники
Ізобарний процес	Процес, що відбувається за P = const.
Внутрішня енергія, U, [Дж]	Функція стану, яка характеризує здатність системи до здійснення роботи або до передавання теплоти. Вона складається з усіх видів енергії системи (енергії руху та взаємодії молекул, атомів, ядер та інших частинок), за винятком кінетичної енергії руху системи як єдиного цілого і потенціальної енергії її положення.
Зміна внутрішньої енергії, ΔU, [Дж]	Внутрішня енергія, як і будь-яка характеристична функція, залежить лише від стану системи, тому неможливо виміряти її абсолютне значення, однак можна встановити її змінення ΔU при переході системи з одного стану в інший: $\Delta U = U_2 - U_1$.
Теплота, Q, [Дж]	Кількісна міра хаотичного руху частинок системи.
Робота, A, [Дж]	Кількісна міра напрямленого руху частинок, або міра енергії, що передається від однієї системи до іншої завдяки переміщенню речовини під дією певних сил.
Перший закон термодинаміки – у XIX ст. був експериментально підтверджений Ю. Маєром, Дж. Джоулем та Л. Гельмгольцем, конкретизований Р. Клаузіусом	Закон збереження енергії: енергія не може ні створюватися, ні зникати, вона може тільки переходити з однієї форми в іншу.
Математичний вираз першого закону термодинаміки	$Q = \Delta U + A$. Теплота Q, підведена до системи, витрачається на зміну внутрішньої енергії ΔU та здійснення роботи проти зовнішніх сил A.
Ентальпія, H [кДж/моль]	Ентальпія характеризує енергетичний стан речовини, але відрізняється від внутрішньої енергії на величину енергії, що витрачена на подолання сил зовнішнього тиску. Умови: P = const (ізобарний процес). Хімічні реакції найчастіше відбуваються за постійного тиску, тому здебільшого розглядають ізобарні умови: $Q_P = \Delta U + p\Delta V$. $A = p\Delta V$. $Q_P = \Delta U + p\Delta V$. $Q_P = (U_2 - U_1) + (pV_2 - pV_1) =$ $= (\underline{U_2 + pV_2}) - (\underline{U_1 + pV_1})$. $U_2 + pV_2 = H_2$. $U_1 + pV_1 = H_1$. $Q_P = H_2 - H_1 = \Delta H$. В ізобарному процесі теплота, що підводиться до системи, дорівнює зміненню ентальпії системи. (тепломісткість системи).
Зміна ентальпії, ΔH, [кДж/моль]	$\Delta H = H_2 - H_1$. Ентальпія, як і будь-яка характеристична функція, залежить лише від стану системи, тому неможливо виміряти її абсолютне значення, однак можна встановити її змінення при переході системи з одного стану в інший. Визначається станом системи й не залежить від того, яким чином цей стан досягнутий.

Термін	Визначення, формули, показники
Екзотермічні процеси	Відбуваються з виділенням теплоти (ΔH < 0) $H_2(г) + Cl_2(г) = 2HCl\ (г)$; ΔH = -184,6 кДж/моль (виділення енергії)
Ендотермічні процеси	Відбуваються з поглинанням теплоти (ΔH > 0) $N_2(г) + O_2(г) = 2NO(г)$; ΔH = 180,8 кДж/моль (поглинання енергії).
Теплоємність системи (C)	Кількість теплоти, необхідна для нагрівання одиниці кількості речовини на один градус: C = ΔQ/ΔT, [Дж/К]. Розрізняють декілька видів теплоємностей за критеріями: – одиниці кількості речовини; – характер термодинамічного процесу; – величини інтервалу температур. Залежно від одиниці кількості речовини – 1 кг, 1 м^3 і 1 моль, розрізняють: – питому, віднесену до 1 кг маси ($C_{пит.}$, Дж/(кг · К)); – об'ємну, віднесену до 1 м^3 газу за нормальних фізичних умов (t = 0ºC; p = 760 мм рт. ст.) ($C_{об.}$, Дж/(м^3· К)); – молярну, віднесену до 1 моль ($C_м$, Дж/(моль · К)). Залежно від характеру термодинамічного процесу розрізняють ізобарну C_p та ізохорну C_v теплоємності. Залежно від величини інтервалу температур розрізняють середню та істинну теплоємність.
Питома теплоємність	Величина, яка чисельно дорівнює кількості енергії у формі тепла, що підводиться і поглинається 1 кг тіла і викликає зміну температури на 1 К.
Тепловий ефект реакції	Кількість теплоти, яка виділяється або поглинається під час реакції. Міра зміни запасу енергії в результаті перебігу даного процесу, яка виділяється або поглинається при незворотному проходженні реакції, коли реагують між собою молярні кількості речовини, а єдиною роботою є тільки робота розширення.
Термохімія	Розділ термодинаміки, який вивчає теплові ефекти хімічних реакцій та фазових перетворень.
Термохімічні рівняння	Рівняння хімічних реакцій, в яких вказано не тільки формули речовин, а й теплові ефекти. *Приклад:* $C(графіт) + O_2(г) \rightarrow CO_2(г)$, ΔH = -393,5 кДж/моль Термохімічні рівняння, хоча і дуже схожі на звичайні хімічні рівнянні, відрізняються від них такими особливостями: – вказані агрегатні (фазові) стани всіх речовин; – всі коефіцієнти мають розмірності – моль; – припустимі нецілі коефіцієнти; – з термохімічними рівняннями можна робити арифметичні дії, як і з алгебраїчними рівняннями їх можна складати, віднімати, множити на числа.

Термін	Визначення, формули, показники
Перший закон термохімії, **закон Лавуазьє–Лапласа** (1784 р.)	При розкладі складної сполуки на прості речовини поглинається (чи виділяється) стільки теплоти, скільки її виділяється (чи поглинається) при утворенні такої самої кількості складної сполуки з простих. Ентальпія утворення складної сполуки чисельно дорівнює ентальпії її розкладу, взятій із протилежним знаком. $\Delta H^0_{утв.(складн.\ реч\text{-}ни)} = -\Delta H^0_{розкл.\ (складн.\ реч\text{-}ни)}$. *Наприклад,* $\Delta H^0_{утв.}(H_2O_{(г)}) = -\Delta H^0_{розкл.}(H_2O_{(г)})$.
Закон Гесса (основний закон термохімії) Жермен Анрі Гесс (1802−1850 рр.) швейцарський хімік, засновник термохімії 	Тепловий ефект хімічних реакцій, які перебігають при постійному об'ємі або тиску, не залежить від кількості проміжних стадій і визначається тільки початковим і кінцевим станом системи. Закон Гесса дозволяє: – обчислити теплові ефекти таких реакцій, які взагалі не перебігають в умовах досліду; – обчислити теплові ефекти таких реакцій, для яких неможливе визначення теплового ефекту.  $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + \Delta H_6 = \Delta H_7 + \Delta H_8$
Стандартні ентальпії, $\Delta H^0_{298,}$ [кДж/моль]	Теплові ефекти, віднесені до 1 моля речовини за стандартних умов (температура 298,15 К, тиск 101,3 кПа).
Стандартна ентальпія утворення, $\Delta H^0_{утв,}$ [кДж/моль]	Ентальпія утворення 1 моля складної речовини з простих речовин за стандартних умов.
Стандартна ентальпія згорання, $\Delta H^0_{згор,}$ [кДж/моль]	Ентальпія окиснення 1 моля речовини до вищих оксидів за стандартних умов. Значення стандартних ентальпій більшості сполук можна знайти у довідниках термодинамічних величин або розрахувати за відповідними методиками.
НАСЛІДКИ ЗАКОНУ ГЕССА	
Перший наслідок	Тепловий ефект реакції (ентальпія) дорівнює різниці алгебраїчних сум ентальпій утворення продуктів реакції й алгебраїчних сум ентальпій утворення вихідних речовин, враховуючи стехіометричні коефіцієнти. $\Delta Hр = \Sigma\Delta H^0_{утвор}(прод.) - \Sigma\Delta H^0_{утвор}(вих.)$. Приклад розрахунку теплового ефекту для реакції: $C_2H_4(г) + H_2O(р) = C_2H_5OH(р)$. $\Delta H°х.р. = \Delta H°утв.(C_2H_5OH) - (\Delta H°утв.(C_2H_4) + \Delta H°утв.(H_2O)) = -235,31 - (52,28 + (-241,83)) = -45,76$ кДж/моль.

Термін	Визначення, формули, показники
Другий наслідок	Тепловий ефект реакції дорівнює різниці сум стандартних ентальпій згоряння вихідних речовин і стандартних ентальпій згоряння продуктів реакції, взятих згідно зі стехіометричними коефіцієнтами: $\Delta Hр = \Sigma\Delta H^0_{згор}(вих.) - \Sigma\Delta H^0_{згор}(прод.)$ *Приклад розрахунку теплового ефекту для реакції:* $C_6H_{12}O_6$ (тв) = $2C_2H_5OH$ (р) + $2CO_2$ (г), $\Delta H°х.р. = \Delta H°згор.(C_6H_{12}O_6$ (тв)) – (2·$\Delta H°згор.$ (C_2H_5OH(р)) + 2$\Delta H°згор.$ (CO_2(г))) = = -2815 – (2 (-1367)) = - 81 кДж/моль
ЗАСТОСУВАННЯ ПЕРШОГО ЗАКОНУ ТЕРМОДИНАМІКИ ДО ЖИВИХ СИСТЕМ	
Перший закон термодинаміки для живих систем	Усі види робіт в організмі відбуваються завдяки еквівалентній кількості енергії, що виділяється при окисненні поживних речовин. Будь-яка біологічна система є відкритою термодинамічною системою, живі організми не можуть ні створювати енергію з нічого, ні знищувати її, вони можуть тільки перетворювати одну форму енергії на іншу. Цей закон встановлює кількісні співвідношення між кількістю тепла, роботою і зміною внутрішньої енергії термодинамічної системи, але не визначає напрямок термодинамічних процесів. Застосування першого закону термодинаміки до живих систем полягає в тому, що енергія, яка надходить у живі організми з їжею, розподіляється у процесі споживання на дві частини: – виділяється в середовище у вигляді тепла та енергії, що міститься у продуктах життєдіяльності; – відкладається в клітинному матеріалі. Сума цих двох частин дорівнює внутрішній енергії їжі, що надходить до організму.
ЕНЕРГЕТИЧНИЙ БАЛАНС ОРГАНІЗМУ ВИВЧАЄТЬСЯ МЕТОДАМИ ПРЯМОЇ І НЕПРЯМОЇ КАЛОРИМЕТРІЇ	
Калориметрія	Сукупність методів вимірювання кількості теплоти, що виділяється чи поглинається в будь-якому процесі. Для визначення кількості теплоти використовують спеціальні прилади – калориметри. Дані калориметрії застосовують у багатьох галузях хімії, теплотехніці, технології. Вони використовуються для розрахунку термодинамічних характеристик речовин, хімічних рівноваг, встановлення зв'язку між термодинамічними характеристиками речовини та її властивостями і будовою, а також для складання теплових балансів технологічних процесів.
Калориметр  1  2	1 – калориметр Джоуля призначений для визначення питомої теплоємності рідини електричним методом; 2 – схема бомбового калориметра, що використовується для визначення кількості енергії твердих, рідких та газоподібних речовин під час згоряння.

Термін	Визначення, формули, показники
Пряма калориметрія	Визначення в ізольованій камері кількості теплоти, що випромінюється живим організмом при різних процесах нормальної фізіологічної діяльності.
Непряма калориметрія  	Непряма калориметрія – це простий, неінвазивний тест, який може безпосередньо виміряти базові витрати енергії людини. Заснована на розрахункових методах із використанням дихальних коефіцієнтів і калоричного еквівалента кисню.
Дихальний коефіцієнт	Співвідношення між об'ємом вуглекислого газу, що виділився, і об'ємом кисню, що поглинувся. Для вуглеводів він дорівнює 1,0, білків – 0,8, жирів – 0,7.
Калоричний еквівалент кисню	Дорівнює кількості теплоти, що виділяється при витраті 1 л кисню. Для вуглеводів він дорівнює 21,2 кДж, білків – 20,09 кДж, жирів – 19,6 кДж.
Величина основного обміну (ВОО)	Кількість енергії, необхідної людині при повному м'язовому спокої. Встановлюється санітарними нормами і залежить від виконуваної роботи, віку, статі, кліматичних умов.
Калорійність	Характеристика харчових продуктів, які внаслідок метаболізму дають енергію для нормального функціонування організму. Розрахунки калорійності проводять, зважаючи на кількість поглинених білків, жирів, вуглеводів і питомої калорійності.
Питома калорійність	Показує кількість енергії, утвореної при засвоєнні 1 г харчової речовини.
Другий закон термодинаміки (для розвитку II закону термодинаміки велике значення мали праці С. Карно, Р. Клаузіуса, У. Кельвіна)	В ізольованій системі мимовільно можуть перебігати тільки ті процеси, за яких відбувається збільшення ентропії. Інші визначення II закону термодинаміки: «теплота не може самочинно переходити від більш холодного тіла до більш нагрітого» (Постулат Клаузіуса або Кельвіна (1855)), або «неможливий круговий процес, єдиним результатом якого було б виробництво роботи внаслідок охолодження теплового резервуара» (постулат Томсона). II закон термодинаміки стверджує, що неможливо отримати роботу завдяки енергії тіл, що знаходяться в термодинамічній рівновазі, а також він дає обмеження на напрямок перебігу термодинамічних процесів та визначає умови самостійного перебігу процесів.
Ентропія (S) (молекулярно-кінетичне визначення)	Кількісна міра невпорядкованості та вірогідність перебування системи в зазначеному стані. Ентропія – функція стану, зміна якої залежить тільки від початкового й кінцевого стану системи, вимірюється в кДж/моль · К. Кожна система намагається перейти до стану з найбільшою невпорядкованістю у зв'язку з тим, що частинкам у природі властива хаотичність.

Термін	Визначення, формули, показники
	Ентропія визначає напрямок самочинного процесу та не залежить від його шляху. Самочинний процес може перебігати в ізольованій системі в тому випадку, коли він характеризується збільшенням ентропії, в рівноважній системі ентропія постійна: $\Delta S \geq 0$. Величина ентропії залежить: від агрегатного стану, алотропної форми, температури, тиску, складності системи. Будь-яка система прагне до переходу в найбільш імовірний стан (тобто до збільшення безладу): S(газ) > S(р) > S(тв); – ентропія при нагріванні речовини завжди зростає; – ентропія зростає при переході речовини з кристалічного стану у рідкий і далі – у газоподібний; – ентропія особливо різко змінюється у випадку реакцій, що йдуть зі зміною кількості молекул газів: при збільшенні кількості газових молекул вона зростає; при зменшенні – зменшується.
Ентропія (визначення Клаузіуса)	Функція стану, прирощення якої дорівнює теплоті підведеної до системи в оборотному ізотермічному процесі, поділене на абсолютну температуру, при якій здійснюється процес: $\Delta S = \Delta Q / T$ [Дж/моль · К] $\Delta Q = T\Delta S$ – зв'язана енергія, що враховує ентропійну складову процесу. **Сутність другого закону**: різні види енергії прагнуть перетворитися на теплоту, а теплота прогне розсіятися. Тобто теплоту не можна повністю перетворити на роботу. Або: будь-який самодовільний процес в ізольованій системі йде зі зростанням ентропії. Зміна ентропії хімічного процесу дорівнює різниці між сумою ентропій продуктів реакції та сумою ентропій початкових речовин (природно, з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів). ΔSр-ції = $\sum\Delta S$(прод) – $\sum\Delta S$(вих.речовин). Приклад розрахунку зміни ентропії для реакції: $CH_4(г) + H_2O(г) = CO(г) + 3H_2(г)$. $\Delta S_{х.р.} = S^0_{298}(CO) + 3\,S^0_{298}(H_2) - S^0_{298}(CH_4) -$ $- S^0_{298}(H_2O) = 197{,}54 + 3 \cdot 130{,}58 - 186{,}19 -$ $- 188{,}70 = +214{,}39$ Дж / моль К.
Позитивний процес (самочинний)	Процес, який відбувається в системі без втручання зовнішніх сил та наближає систему до стану термодинамічної рівноваги. Самочинні процеси реалізуються під впливом двох основних факторів: прагнення системи до досягнення мінімуму енергії та до збільшення її ентропії, тобто зростання безладу в ній.

Термін	Визначення, формули, показники
Негативний процес (несамочинний)	Процес, який віддаляє систему від стану термодинамічної рівноваги.
Рівноважний процес	Процес, при якому система безперервно проходить послідовний ряд рівноважних станів.
Рівняння Больцмана  Людвіг Едуард Больцман (1844–1906 рр.) австрійський фізик, який зробив великий внесок у розвиток термодинаміки, встановив зв'язок між ентропією і ймовірністю стану системи (статистичне формулювання II закону термодинаміки)	$S = k \cdot \ln \cdot W,$ де k – константа Больцмана ($1{,}38 \times 10^{-23}$ J/K); W – кількість мікростанів. Рівняння пов'язує ентропію з кількістю мікростанів (W).
Мікростан	Термін, який використовується для опису кількості різних можливостей розташування молекулярного положення та кінетичної енергії в конкретному термодинамічному стані. Таким чином, процес, який збільшує кількість мікростанів, збільшує ентропію.
Енергія Гіббса (ізобарно-ізотермічний потенціал G)	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ На перебіг хімічного процесу впливає не тільки ентропійний але й ентальпійний фактори. Сумарний ефект цих факторів для ізотермічних процесів відображає енергія Гіббса. Енергія Гіббса – функція стану, критерій самодовільності процесів у неізольованих системах. Енергія Гіббса – критерій напрямку процесу при сталих T і P. Енергія Гіббса є критерієм самочинного перебігу хімічної реакції. Хімічна реакція принципово можлива, якщо енергія Гіббса зменшується, тобто $\Delta G < 0$. (Умова можливості самочинного перебігу реакції у прямому напрямку.) Якщо $\Delta G > 0$, то реакція не може відбуватися самочинно. (Умова неможливості самочинного перебігу реакції у прямому напрямку.) $\Delta G = 0$, реакція проходить як у прямому, так і в зворотному напрямку, а система перебуває у стані термодинамічної рівноваги. При постійній температурі та тиску самодовільно можуть перебігати тільки ті процеси, для яких зміна енергії Гіббса негативна.
Енергія Гельмгольца (ізохорно-ізотермічний потенціал F)	$\Delta F = \Delta U - T\Delta S.$ Для ізохорних процесів вводиться величина, аналогічна енергії Гіббса. У самодовільних (необоротних) ізохорно-ізотермічних процесах енергія Гельмгольца зменшується, стану рівноваги відповідає $dF = 0$ і $F = F_{мін}$ – вільна енергія приймає мінімальне значення (сумісне з даними V і T). Енергія Гельмгольца – критерій напрямку процесу при сталих T і V.

Термін	Визначення, формули, показники
Гомеостаз Механізм гомеостазу діє на всіх рівнях організації живих систем – молекулярному, клітинному, на рівні всього організму й навіть на популяційному рівні. Підтримка гомеостазу відбувається через систему узгоджених реакцій, спрямованих на забезпечення, підтримання або відновлення сталості внутрішнього середовища організму. Організм як тварини, так і людини є відкритою системою, що досить щільно пов'язана із середовищем.	Властивість живих систем підтримувати сталість параметрів і незмінність у часі швидкостей надходження й видалення речовин і енергії, що забезпечує стійкість фізіологічних функцій. Для живих організмів їх стан визначається як нерівноважний стаціонарний. Стаціонарний стан зовні схожий на рівноважний тим, що в ньому зберігається сталість тиску, об'єму, температури, концентрації часток. Однак ця сталість забезпечується безперервним, що йде з постійною швидкістю, відтоком речовини із системи й надходженням поживних речовин у неї ззовні. Стаціонарний стан необхідний біосистемам, тому що в цьому стані вони набувають здатності до саморегуляції. Якщо стаціонарний стан досить стійкий, то після відхилення від нього, викликаного зовнішнім впливом, система здатна повернутися у вихідний стан. Енергетичний обмін у живих системах організований так, що в ньому паралельно йдуть можливі з термодинамічної точки зору реакції (наприклад, розпад вуглеводів до води й вуглекислого газу) і неможливі (біосинтез складних молекул, активний транспорт через клітинні мембрани й т. п.) Це досягається внаслідок енергетичного спряження, переходу процесу в багатостадійний режим і функціонуванням мультиферментних систем.
МЕХАНІЗМИ ПІДТРИМАННЯ ГОМЕОСТАЗУ	
Енергетичне спряження	Механізм енергетичного спряження має місце, коли можлива, з погляду ентропійного критерію, реакція поєднується з реакцією, термодинамічно неможливою, і дає для неї енергію. При цьому вільна енергія першої повинна перевищувати споживану енергію другої. Спряжені реакції, що спрягаються, повинні мати спільний компонент – зв'язуючий фактор, яким звичайно є фосфат-іон (реакція гідролізу АТФ).
Багатостадійний режим	Переведення біохімічного процесу у багатостадійний режим дозволяє живому організму легко регулювати синтез тих чи інших речовин у необхідних кількостях. Це пояснюється тим, що різниця вільних енергій початкового й кінцевого стану для кожної з окремих стадій звичайно невелика, а тому ймовірність досягнення рівноваги для неї більше, ніж для процесу в цілому.
Функціонування мультиферментних систем	Багатостадійність проходження хімічних перетворень у живих системах забезпечується функціонуванням мультиферментних систем, які працюють за принципом молекулярного конвеєра – продукт однієї ферментативної реакції слугує субстратом для наступного перетворення.
Метаболізм	Сукупність процесів, що забезпечують кругообіг речовин й енергії із середовища, їх перетворення у біологічних системах та видалення продуктів життєдіяльності й енергії у середовище.

Термін	Визначення, формули, показники
	До цих процесів належить засвоєння поживних речовин та кисню, які надходять із навколишнього середовища, через перетворення біосубстратів у організмі, які є джерелами енергії (фотосинтез, гліколіз та ін.) аж до утворення кінцевих продуктів (CO_2, вода, сечовина та ін.), що виділяються назовні. Живі організми здатні вбирати з навколишнього середовища і перетворювати енергію (енергетичний обмін), яка потім витрачається на побудову та підтримку їх структурної організації (пластичний обмін). Метаболізм об'єднує **анаболічні та катаболічні процеси** і забезпечує процеси життєдіяльності у клітинах організму.
Катаболізм (дисиміляція)	Процес розщеплення складних хімічних речовин до простих із виділенням енергії. Головні кінцеві продукти перетворень органічних речовин у тварин та людини – CO_2, H_2O та сечовина.
Анаболізм (асиміляція)	Процес синтезу складних макромолекул із простих речовин, при цьому енергія витрачається.
Екзергонічні реакції	Реакції катаболізму, що супроводжуються вивільненням енергії. Під час перетворення біосубстратів на проміжні речовини (ацетил-КоА, оксалоацетат, 2-оксоглутарат) при цьому приблизно 20 % енергії звільняється в анаеробних умовах, частина накопичується в АТФ, частина – розсіюється. В аеробних умовах відбувається біологічне окиснення, під час якого вивільняється 80 % енергії.
Ендергонічні реакції	Анаболічні реакції, в яких використовується енергія, яка вивільняється при катаболізмі.
АТФ ЯК УНІВЕРСАЛЬНЕ ДЖЕРЕЛО ЕНЕРГІЇ ДЛЯ БІОХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ	
АТФ – аденозинтрифосфат	АТФ – універсальне джерело енергії для біохімічних реакцій в організмі, таких як: – синтез нуклеїнових кислот; – синтез білків-регуляторів; – синтез структурних білків; – синтез транспортних білків; – утворення глюкози; – розщеплення ліпідів; – транспорт речовин тощо. При окисненні в організмі вуглеводів, жирів та білків вивільняється енергія, яка накопичується в макроергічних сполуках, багатих енергією, таких, як: – АТФ – аденозинтрифосфат; – АДФ – аденозиндифосфат; – фосфоенолпіруват; – креатинфосфат; – ацетил-КоА.

Ситуаційні задачі для самоконтролю





1. При згорянні 0,5 моля речовини X виділилося 1 250 кДж тепла. Знайти ΔH (кДж/моль) для реакції.

2. У калориметр внесли 100 г водного розчину, температура якого 40 °C; маса калориметра та води (ефективна теплоємність) дорівнює 150 г води. Знайти кількість теплоти, виділеної при охолодженні розчину до 25 °C. Прийняти питому теплоємність води 4,18 Дж/(г · K).

3. Стандартна гідролізація АТФ → АДФ + Фн має $\Delta G^\circ \approx -30{,}5$ кДж/моль. Скільки молей АТФ потрібно, щоб виконати механічну роботу 8 232 Дж? (Припустимо, що весь ΔG° використовується.)

Вихідний контроль

1. Для розрахування будь-якої термодинамічної функції використовують закон:

А. Гібсса. *Б. Гельмгольца.* *В. Гесса.* *Г. Клаузіуса.*

2. Вкажіть можливість самодовільного процесу при $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$:

А. Процес може перебігати самодовільно за низьких температур.

Б. Процес може перебігати самодовільно за високих температур.

В. Процес може перебігати самодовільно за любої температури.

Г. Процес не може перебігати самодовільно ні за яких температур.

3. Ентальпія дорівнює тепловому ефекту реакції, яка проходить за:

А. Постійної температури. *В. Постійному тиску.*

Б. Постійного об'єму. *Г. Ізохорно-ізотермічних умов.*

4. Як зміниться ентропія системи H_2(газ) + Br_2(рідина) → 2HBr (рідина)?

А. Зменшиться.

Б. Збільшиться.

В. Не зміниться.

Г. Спочатку збільшується, потім зменшується.

5. Вкажіть величину основного обміну:

А. Кількість енергії, яка необхідна людині при повному м'язовому спокої.

Б. Ентальпія.

В. Ентропія.

Г. Питома калорійність.

2.7 КІНЕТИКА БІОХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ ТА КАТАЛІЗ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Вхідний контроль

1. Що таке каталіз?

А. Прискорення реакцій у живих організмах всупереч законам термодинаміки.

Б. Зрушення рівноваги в бік вихідних речовин.

В. Зрушення рівноваги в бік продуктів реакції.

Г. Зміна швидкості хімічних реакцій.

2. Енергія активації – це:

А. Енергія, необхідна для активації однієї з молекул, що взаємодіють.

Б. Енергія, необхідна для взаємодії електронейтральних молекул.

В. Енергія, необхідна для подолання сил відштовхування між молекулами.

Г. Енергія, необхідна для розриву хімічних зв'язків реагуючих молекул.

3. Молекулярність хімічної реакції – це:

А. Кількість молекул, що беруть участь в елементарному хімічному акті.

Б. Сума показників ступенів у кінетичному рівнянні, відповідно до закону діючих мас.

В. Сума показників ступенів у кінетичному рівнянні, що відображає механізм реакції.

Г. Кількість молекул, які є кінцевими продуктами реакції.

4. При перебігу необоротної реакції концентрація реагуючих речовин:

А. Не змінюється.

Б. Спочатку збільшується, потім зменшується.

В. Збільшується.

Г. Спочатку зменшується, потім збільшується.

5. Відповідно до принципу Ле Шательє рівновага зміщується в бік:

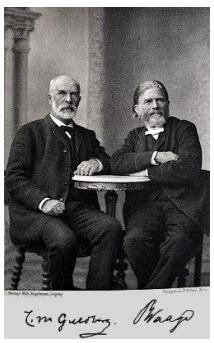
А. Каталітичної реакції.

Б. Екзотермічної реакції.

В. Ендотермічної реакції.

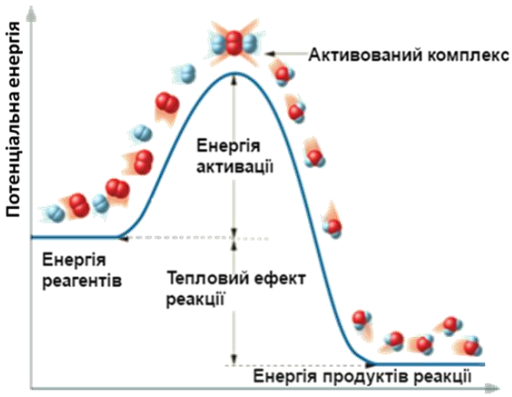
Г. Ослаблення зовнішнього впливу.

Теоретичний матеріал

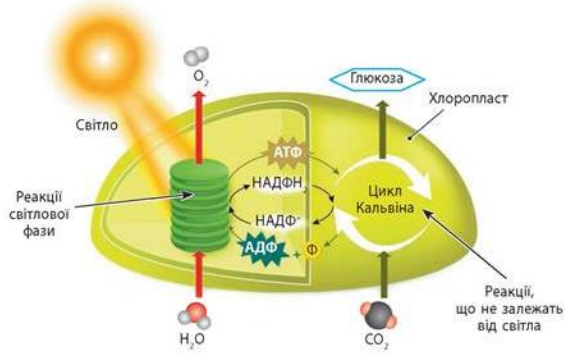
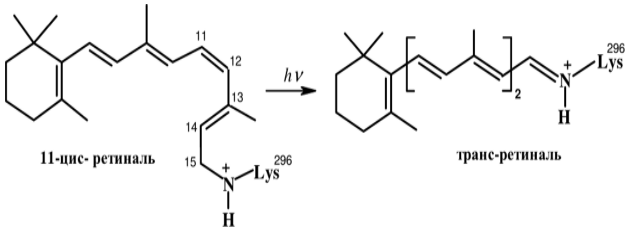
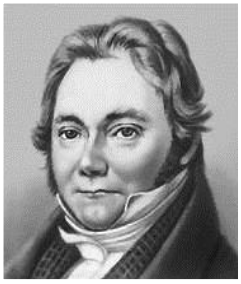
Термін	Визначення, формули, показники
Хімічна кінетика	Розділ фізичної хімії, який вивчає швидкості хімічних реакцій, їх залежність від різних факторів.
Фармакокінетика (pharmakon – лікарський засіб + kinetikos−рух)	Галузь фармакології, яка вивчає шляхи введення ліків в організм, рух ліків в організмі, біотрансформацію, період напіввиведення і шляхи виведення ліків з організму.
Токсикокінетика (toxicon – отрута + kinetikos – рух)	Розділ токсикології, який вивчає перебіг процесів надходження в організм, розподілу і перетворення, яким піддаються отруйні і шкідливі речовини в організмі. На токсикокінетичні параметри впливають: розмір молекул (впливає на здатність проникати крізь пори біологічних мембран); коефіцієнт розподілу (визначає здатність накопичуватися в середовищі: в ліпідах – ліпідорозчинні, у воді – водорозчинні); константа дисоціації молекули (визначає кількість іонів, які здатні проникати крізь біологічні бар'єри); хімічні властивості (визначають спорідненість токсиканта з хімічними і біохімічними елементами клітин, тканин, органів).
Хімічна реакція	Зміна речовини, при якій розриваються і утворюються хімічні зв'язки між атомами.
Механізм хімічної реакції	Послідовність етапів, з яких складається хімічна реакція, кожен окремий етап є елементарним актом реакції.
Гомогенні хімічні реакції	Вихідні речовини і продукти реакції знаходяться в однаковому агрегатному стані, тобто проходять у межах однієї фази: $NaOH_{(р)} + HCl_{(р)} = NaCl_{(р)} + H_2O_{(р)}$. $2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)}$.
Гетерогенні хімічні реакції	Вихідні речовини і продукти реакції знаходяться в різних агрегатних станах, проходять на межі поділу фаз: $4H_2O_{(р)}+3Fe_{(тв)} \rightleftarrows 4H_{2(г)}+Fe_3O_{4(тв)}$. Біохімічні реакції, які відбуваються на поверхні ферменту.
Швидкість хімічної реакції (υ)	Зміна кількості речовини (Δn) за одиницю часу (Δτ) в одиниці об'єму (V) для гомогенних реакцій: $\upsilon = \pm\frac{\Delta n}{V\Delta\tau}$ моль/м^3 · с і на одиницю поверхні (S) для гетерогенних реакцій: $\upsilon = \pm\frac{\Delta n}{\Delta\tau S}$ моль/м^2 · с
Кінетичне рівняння хімічного перетворення	Описує функцію залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих компонентів.
Закон діючих мас (К. Гульдберґ і П. Вааге, 1867 р.) – один з основних законів хімічної кінетики Като Максиміліан Гульдберґ (1836–1902 рр.) (ліворуч) норвежський фізик, хімік, математик. Петер Вааге (1833–1900 рр.) (праворуч) норвежський фізико-хімік, 	***Швидкість гомогенної хімічної реакції*** прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні хімічної реакції: $aA_{(г)} + bB_{(г)} \rightleftarrows cC_{(г)}$. $\upsilon_{пр} = k \cdot C_A^{\,a} \cdot C_B^{\,b}$, $\upsilon_{зв} = k \cdot C_c^{\,c}$, або $\upsilon_{пр} = k\,[A]^a[B]^b$, $\upsilon_{зв} = k\,[C]^c$, де k – константа швидкості хімічної реакції, що є коефіцієнтом пропорційності між швидкістю і концентрацією.

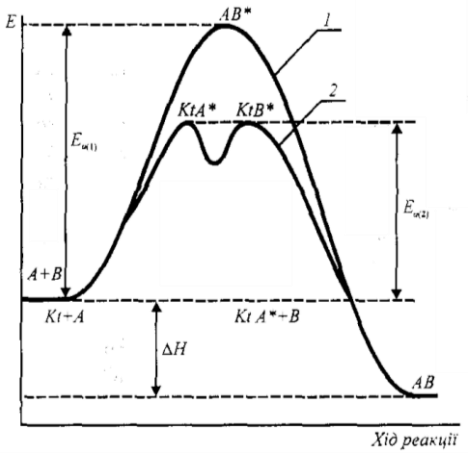
Термін	Визначення, формули, показники
мінералог	***Швидкість гетерогенної хімічної реакції*** – прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, які перебувають у газовій фазі або розчині, у ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні хімічної реакції: C (тв) + CO_2 (г) ⇄ 2CO (г) $\upsilon_{пр}$ = k [CO_2]; $\upsilon_{зв}$ = k [CO]^2
Константа швидкості хімічної реакції (k)	Швидкість хімічної реакції при концентрації реагуючих речовин 1 моль/л. k залежить від природи реагуючих речовин, температури, наявності каталізатора і не залежить від концентрації речовин.
Період напівперетворення ($\tau_{1/2}$) або **напіврозпаду**	Час, необхідний для реагування половини реагентів або час, за який концентрація речовини зменшиться наполовину. Це кількісна характеристика зміни у довкіллі концентрації радіонуклідів, пестицидів тощо, а в медицині її використовують для визначення терміну придатності лікарських препаратів.
Період напіввиведення	Фармакокінетичний параметр, який характеризує швидкість виведення лікарського засобу з організму пацієнта й означає втрату половини його фармакологічної активності. Він залежить від багатьох факторів, зокрема від швидкості обміну речовин (метаболізму) кожного пацієнта.
Порядок реакції	Сума показників ступенів концентрацій в кінетичному рівнянні швидкості реакції.
Реакції нульового порядку	Деякі реакції на твердій поверхні, їх швидкість не залежить від концентрації реагентів (розкладання амоніаку при високих температурах і тиску на поверхні вольфраму – швидкість не залежить від концентрації і парціального тиску амоніаку в системі) $\upsilon = k_0$ або $C_\tau = C_0 - k_0\tau$. Константу швидкості можна визначити графіком залежності C_0–Cτ від часу τ. Тангенс кута нахилу прямої лінії до осі абсцис дорівнює константі швидкості k_0. $k_0 = \frac{1}{\tau}(C_0 - C_\tau)$. $\tau_{1/2} = \frac{C_0}{2} \cdot k_0$
Реакції першого порядку	υ = k_1C N_2O_5 = $2NO_2$ + 1/$2O_2$ $\upsilon = -\frac{dc}{d\tau} = k_1 C$ диференційний вигляд. Константу швидкості реакції можна визначити графічним способом, побудувавши графік у координатах $\lg C - \tau$. Тангенс кута нахилу одержаної прямої до осі абсцис дорівнює константі швидкості k_1. $k_1 = \frac{1}{\tau}\ln\frac{C_0}{C} = 2{,}3 \cdot \frac{1}{\tau}\lg\frac{C_0}{C}$ інтегральний вигляд. $\tau_{1/2} = \frac{1}{k_1}\ln 2 = \frac{0{,}693}{k_1}$

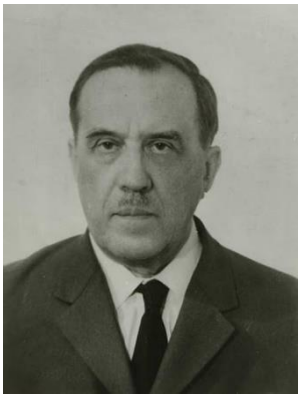
Термін	Визначення, формули, показники
Реакції другого порядку	$\upsilon = k_2C_1 \cdot C_2$ вважаємо концентрації вихідних речовин однаковими $\upsilon = k_2C^2$ $H_2 + I_2 = 2HI$. Константа швидкості визначається за допомогою графіка, який будують у координатах 1/C від τ: тангенс кута нахилу прямої до осі абсцис дорівнює константі швидкості k_2. $$k_2 = \frac{1}{\tau}\frac{C_0 - C}{C_0 C}$$ $$\tau_{1/2} = \frac{1}{k_2 C_0}$$
Реакції третього порядку	У хімії зустрічаються рідко, в біохімії не мають практичного значення $\upsilon = kC^3$ або $\upsilon = kC_1^2 \cdot C_2$ $2NO + O_2 = 2NO_2$
Молекулярність	Кількість частинок (атомів, молекул, іонів), які беруть участь в елементарному акті взаємодії. Порядок та молекулярність збігаються для простих реакцій, а розбіжність порядку та молекулярності зумовлено тим, що стехіометричне рівняння описує процес у цілому і не відображає механізм процесу.
Мономолекулярні реакції	Реакції, в яких в елементарному акті бере участь одна молекула: $CH_3–CHO \rightarrow CH_4 + CO$
Бімолекулярні реакції	Реакції, в яких в елементарному акті беруть участь дві молекули: $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$
Тримолекулярні реакції	Реакції, в яких в елементарному акті зустрічаються три молекули: $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$
Емпіричне правило Вант-Гоффа (1884 р.) (застосовується при 273–373 К)	При підвищенні температури у системі на 10 градусів швидкість хімічних реакцій збільшується у 2–4 рази $$\upsilon_{T_2} = \upsilon_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$
Температурний коефіцієнт (γ)	Показує, у скільки разів зростає швидкість даної реакції при підвищенні температури на 10 ° $$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T}$$
Метод прискореного старіння лікарської форми	Метод визначення терміну придатності лікарського засобу розроблений на підставі правила Вант-Гоффа.
Теорія активних співударів – сформульована С. М. Арреніусом (1889 р.)	Хімічна реакція відбувається тільки при зіткненні молекул або частинок. Кількість зіткнень залежить від інтенсивності теплового руху молекул (тобто від температури). До хімічної взаємодії призводить лише зіткнення активних молекул (реакційноздатних), які мають певний запас кінетичної енергії ($E_к \geq 3,7$ кДж/моль) для подолання енергетичного бар'єра (подолання сил відштовхування між електронними оболонками молекул при зближенні та їх зіткненні).

Термін	Визначення, формули, показники
Енергія активації  Енергетична діаграма для одностадійної реакції Енергія активації, на відміну від ΔН завжди величина позитивна	Важлива характеристика хімічних і біохімічних перетворень. Вона визначається як надлишкова кількість середньої енергії молекул у момент зіткнення, що необхідна для хімічної взаємодії, яка приводить до утворення продуктів реакції. Крім того, це енергетичний бар'єр між вихідними речовинами і продуктами реакції. Для більшості хімічних реакцій значення E_a становить від 40 до 250 кДж/моль – це важливий критерій оцінки швидкості хімічної реакції. E_a < 40 кДж/моль – реакція відбувається миттєво; 40 < E_a < 120 кДж/моль – велика швидкість; E_a >1 20 кДж/моль – дуже мала швидкість. Енергія активації не залежить від температури, але залежить від природи реагуючих речовин, присутності каталізаторів.
Теорія активного комплексу (перехідного стану)	Перехідний комплекс – стан системи взаємодіючих молекул, коли старі зв'язки ще не розірвалися, а нові ще не утворилися, але перерозподіл зв'язків вже почався. Ця теорія визначає енергетично більш вигідний напрям реакцій і застосовується для визначення швидкості реакцій.
Енергетична діаграма	Вздовж вісі ординат відкладено енергію, а вздовж вісі абсцис – шлях реакції. Для будь-якого хімічного процесу виділяють початковий, проміжний та кінцевий стани. На вершині енергетичного бар'єра реагенти знаходяться у проміжному стані, який зветься активованим комплексом або перехідним станом. Різниця між енергією активованого комплексу та початковою енергією реагентів дорівнює E_a, а різниця в енергіях продуктів реакції та вихідних речовин – ΔН.
Енергетична діаграма екзотермічної реакції	 Для екзотермічної реакції продукти розташовані на більш низькому енергетичному рівні, ніж реагенти (E_a < ΔН).
Енергетична діаграма ендотермічної реакції	 Для ендотермічної реакції потенціальна енергія продуктів вища, ніж реагентів (E_a > ΔН).

Термін	Визначення, формули, показники
Рівняння Арреніуса	$k = A \cdot e^{-Ea/RT}$, де k – константа швидкості реакції; A – передекспоненційний множник, що відображає частку ефективних зіткнень, приймає значення від 0 до 1; Ea – енергія активації, Дж/моль; R – універсальна газова стала, 8,314 Дж/моль К; T – абсолютна температура; e – основа натурального логарифму. Рівняння Арреніуса зв'язує константу швидкості реакції з температурою: $$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$ Чим більша температура, тим більша константа швидкості реакції. Не кожне зіткнення може бути ефективним. Вірогідність ефективних зіткнень можна охарактеризувати за допомогою ентропії активації ΔS_a. Тоді рівняння Арреніуса матиме вигляд: $$k = A \cdot e^{-E_a/RT} \cdot e^{\Delta S_a/R}$$ ентальпійний фактор; ентропійний фактор Таким чином, факторами, які обумовлюють можливість перебігу реакції, є: 1) $\Delta G < O$; 2) E_a; 3) ΔS_a.
Особливості перебігу біохімічних процесів	1. Є ферментативними, відбуваються в присутності біокаталізаторів – ферментів. 2. Енергія активації в 2–3 рази менша, ніж у неорганічних. 3. Температурний коефіцієнт – коефіцієнт у межах 7–10. Під час деяких хірургічних операцій тіло пацієнта охолоджують, щоб уповільнити перебіг метаболічних процесів, знизити швидкість циркуляції крові та частоту дихання.
Типи складних реакцій	Складні реакції – це реакції, в яких загальне кінетичне рівняння вміщує кілька сталих швидкостей реакцій; до них належать паралельні, послідовні, спряжені, оборотні, конкуруючі, ланцюгові.
Паралельні	Реакції, при яких однакові вихідні речовини утворюють різні продукти внаслідок проходження реакцій у різних умовах.
Послідовні	Реакції, які проходять через ряд послідовних стадій.
Спряжені	$A + B \rightarrow M$; $A + C \rightarrow N$. При цьому перша реакція може перебігати самостійно, тоді як друга – тільки за наявності першої реакції. Речовина B є індуктором реакції A+C (явище вивчено Н. Шиловим у 1905 р. і називається хімічною індукцією).
Конкуруючі	Реакції, в яких одна і та сама активна частинка може одночасно брати участь у кількох реакціях з утворенням різних продуктів.
Ланцюгові	Реакції, в яких можливість перебігу кожного елементарного акту спряжена з успішним проходженням попереднього акту і, в свою чергу, зумовлює наступний акт.

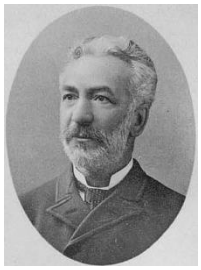
Термін	Визначення, формули, показники
Поняття про антиоксиданти. Вільно-радикальні реакції в живому організмі	Під дією різних факторів (зокрема УФ, рентгенівське випромінювання) в організмі утворюються вільні радикали, *in vivo* – пероксидні. α-Токоферол (вітамін Е) виконує в організмі роль антиоксиданта, його антиокиснювальна функція визначається здатністю зв'язувати активні вільні радикали в клітині.
Фотохімічні реакції, фотосинтез   	Відбуваються під дією видимого або УФ-випромінювання, підкорюються закону Гротгуса: хімічне перетворення речовини може викликати тільки світло, яке поглинається цією речовиною. Фотохімічні процеси поширені в природі, до них належать галогенування, розкладання фотоматеріалів, фотосинтез, інші біохімічні процеси, які зумовлені дією на організм світла і пов'язані з його впливом на активність ферментів (зір – в основі лежить реакція фотоізомеризації ретиналю).
Каталіз Йенс Якоб Берцеліус ввів термін «***каталіз***» у 1835 р. 	Явище зміни швидкості хімічної реакції під впливом додавання невеликої кількості специфічної речовини, кількість якої під час реакції не змінюється. Вільгельм Оствальд 1909 р. – Нобелівська премія «визнання робіт із каталізу» 
Каталізатор	Проста або складна речовина, що реагує на проміжних стадіях процесу, змінює його швидкість, регенерується в кінці реакції, тобто залишається в хімічно не зміненому стані.
Каталітична реакція	Реакція, яка відбувається за участю каталізаторів.
Позитивний каталіз	Явище, при якому швидкість хімічної реакції під дією каталізатора зростає.
Негативний каталіз	Явище, при якому швидкість хімічної реакції під дією каталізатора зменшується.
Позитивний каталізатор	Речовина, яка прискорює швидкість хімічної реакції.

Термін	Визначення, формули, показники
Негативний каталізатор (інгібітор)	Речовина, яка сповільнює або припиняє хімічну реакцію.
Промотор (активатор)	Речовина, яка не має каталітичних властивостей, проте посилює дію каталізаторів.
Гомогенний каталіз	Каталізатор та реагенти знаходяться в одній фазі (газофазний, рідиннофазний).
Гетерогенний каталіз	Каталізатор та реагенти знаходяться в різних фазах: каталіз рідкими каталізаторами, які збільшують швидкість взаємодії між рідинами та газами або між рідинами, що не змішуються; каталіз твердими каталізаторами, які прискорюють взаємодії між рідкими та газоподібними речовинами.
Мікрогетерогенний каталіз	Процеси відбуваються у рідкій фазі за участі колоїдних часток металів як каталізатора.
Ферментативний каталіз	Процеси у біологічних системах за участі білкових сполук – ферментів.
Автокаталіз (аутокаталіз)	Явище, якщо каталізатор є одним із продуктів реакції.
Кислотно-основний каталіз	Частина реакцій може каталізуватися кислотами або основами, проходить через стадію перенесення протона з однієї молекули до іншої.
Механізм дії каталізатора  Зміна енергії під час перебігу хімічної реакції без каталізатора (1), за наявності каталізатора (2)	Енергія активації реакції без каталізатора $E_{a(1)}$ більша ніж за наявності каталізатора $E_{a(2)}$, тому що за наявності каталізатора змінюється механізм реакції. Під впливом каталізатора спочатку утворюється проміжний комплекс речовини A з каталізатором (KtA*), потім під дією речовини B цей комплекс руйнується і утворюється продукт AB і каталізатор в незмінному вигляді. Проміжні комплекси речовин з каталізатором KtA* і KtAB* характеризуються меншою енергією, ніж комплекс AB*: $E_{a(1)} + E_{a(2)} < E_a$. *Різниця* між *каталітичним* і *некаталітичним* перебігом реакції полягає в способі подолання енергетичного бар'єра. Швидкість сумарного каталітичного процесу пропорційна концентрації каталізатора.
Дослідження у сфері каталізу в Україні Лев Володимирович Писаржевський (1874−1938 рр.) вчений у галузі фізичної хімії українського походження. Заклав основи електронної теорії гетерогенного каталізу 	Л. В. Писаржевський – вчений у галузі фізичної хімії українського походження. Заклав основи електронної теорії гетерогенного каталізу, запровадив уявлення про роль електронів провідності при взаємодії твердого каталізатора як єдиного цілого з молекулою реагенту. Основні праці присвячено властивостям і будові перекисів і надкислот, дослідженню впливу розчинника на хімічну рівновагу та вільну енергію хімічних реакцій, проблемам хімії з точки зору електронних уявлень. Створив основи електронної теорії окисно-відновних реакцій, запропонував теорію гальванічного елемента, яка враховує термодинамічну рівновагу між іонами та електронами у металі.

Термін	Визначення, формули, показники
Володимир Андрійович Ройтер (1903–1973 рр.) видатний вчений у галузі фізики та хімії, професор та дійсний член Інституту фізичної хімії (1934), доктор хімічних наук (1948), академік АН УРСР (1961), заслужений діяч науки України (1964) 	В. А. Ройтер автор приблизно 80 наукових праць, що присвячені гетерогенному каталізу. Займався дослідженням механізмів процесів аміаку, конверсії оксиду вуглецю, сірководню та ацетилену. Запропонував каталітичний метод очистки повітря від вибухонебезпечних домішок ацетилену. Вчений є одним із засновників нової галузі фізичної хімії – макрокінетики. Для якісного обліку мікро- та макрокінетичних факторів у гетерогенному каталізі запропонував метод діафрагм. Розроблений В. А. Ройтером зі співавторами окисно-марганцевий каталізатор широко застосовується в промислових установках розподілу повітря.
Михайло Володимирович Поляков (1883–1966 рр.) український хімік, відомий своїми дослідженнями в галузі каталізу 	М. В. Поляков вперше запропонував, а потім разом зі співробітниками експериментально обґрунтував революційні, а нині загальноприйняті уявлення про гетерогенно-гомогенний механізм каталітичних процесів – можливість зародження гомогенних реакцій на поверхні каталізатора.
Григорій Ізраїльович Голодець (1936–1992 рр.) український фізико-хімік 	Г. І. Голодець розробив термодинамічний підхід до передбачення каталітичної дії, сформулював фізико-хімічні принципи окисно-відновного гетерогенного каталізу, виявив явище каталітичної неоднорідності. Запровадив у практику нові ефективні каталізатори промислово важливих реакцій каталітичного окиснення і гідрування. У галузі хімічної кінетики запропонував метод розрахунку ентропії активованих комплексів, дав нове трактування «компенсаційного ефекту», встановив зв'язок між порядками реакції і концентраціями інтермедіатів.
Біохімічні процеси	Каталітичні процеси, в яких беруть участь як каталізатори, специфічні речовини – ферменти, або ензими, і тому часто ці процеси називаються ферментативними.
Ферменти (перші відомості про речовини, які прискорювали швидкість реакції спиртового бродіння цукрів, з'явилися на початку XVII ст. – голандський вчений Ян Баптист ван Гельмонт запропонував називати їх «ферментами») Ян Баптист ван Гельмонт (1580–1644 рр.) 	Білкові каталізатори біохімічних реакцій, необхідних для життєдіяльності організму, речовини, які виробляються клітинами живих організмів і значно збільшують швидкість біохімічних процесів. Нині ферменти визначають як біокаталізатори. Поділяються на прості (мають тільки білкову природу) і складні (складаються з білка і коферменту, який пов'язаний із білком ковалентними або нековалентними зв'язками). Ян Баптист ван Гельмонт – один із представників ятрохімії. Він одним із перших почав використовувати нітрат срібла (ляпіс) для припікання ран, запалень і бородавок. Ван Гельмонт вважав, що в травленні вирішальну роль відіграє кислота шлункового соку, і тому пропонував лікувати лугами хвороби, що спричиняються надлишком кислот у шлунку.

Термін	Визначення, формули, показники
КЛАСИФІКАЦІЯ ФЕРМЕНТІВ	
Оксидоредуктази	Каталізують окисно-відновні реакції за участю двох субстратів (окиснення молочної кислоти до піровиноградної кислоти під дією оксидоредуктази ($НАД^+$)).
Трансферази	Каталізують перенесення алкільних, ацильних, альдегідних, кетонних груп, а також груп, які містять сульфур і фосфор (ацилювання холіну під дією трансферази з одержанням ацетилхоліну).
Гідролази	Каталізують гідроліз естерових, етерових, пептидних, глікозидних зв'язків (гідроліз *in vivo* білків, жирів, вуглеводів).
Ліази	Беруть участь в утворенні подвійних зв'язків і приєднанні до них, а також у біохімічних реакціях, де відбувається відщеплення атомів або груп атомів за негідролітичним механізмом (перетворення гліцерин-1-фосфату до гідроксиацетону і гліцеринового альдегіду).
Ізомерази	Каталізують взаємоперетворення оптичних, геометричних і конфігураційних ізомерів (перетворення транс-ретиналю у цис-ретиналь).
Лігази (синтетази)	Каталізують поєднання двох молекул, спряжених із розірванням пірофосфатного зв'язку АТФ чи подібного сполучення (глутамінова кислота перетворюється в глутамін за участю $НАД^+$, NH_3.
ВАЖЛИВІ ВЛАСТИВОСТІ ФЕРМЕНТІВ	
Специфічність	Властивість ферменту вибирати з багатьох субстратів один чи декілька близьких за хімічною природою.
Абсолютна специфічність	Певний фермент у даних умовах каталізує тільки одну біологічну реакцію, діє тільки на один субстрат.
Абсолютна групова специфічність	Фермент діє на ряд близьких субстратів, які мають подібну будову .
Відносна групова специфічність	Фермент специфічний до типу хімічного зв'язку і допускає зміну субстрату (пепсин, трипсин гідролізують пептидні зв'язки; естераза гідролізує естерові зв'язки в жирах).
Стереохімічна специфічність	Фермент діє тільки на один із просторових ізомерів (цис- або транс-).
Вузький інтервал температур	t = 10–56 °С. Із підвищенням температури зростає каталітична дія ферментів і досягає максимуму при оптимальній температурі 36,6 °С, що відповідає нормальному фізіологічному стану людини (а далі зменшується: за вищих температур руйнується білкова структура ферменту (денатурація)). За нижчих температур перебіг ферментативних процесів сповільнюється у зв'язку зі зростанням в'язкості внутрішньо- і міжклітинних рідин. Але кожне правило має виключення: рибонуклеаза виявляє активність у температурному діапазоні вище 60 °С і нижче 0 °С.

Термін	Визначення, формули, показники
Вплив pH середовища на швидкість ферментативних реакцій	Концентрація H^+, за якої швидкість ферментативної реакції максимальна – є оптимальною для функціонування даного ферменту. Оптимум ферментативної активності в організмі людини перебуває в межах 4–10 pH. Деякі ферменти активні і при інших значеннях pH: фермент пепсин, який гідролізує пептидні зв'язки у шлунку, активний у кислому середовищі pH = 1,0–2,2. Аргіназа, яка гідролізує пептидні зв'язки у дванадцятипалій кишці, бере участь у виділенні амоніаку з організму у вигляді сечовини, виявляє активність при pH = 9,5–10,2.
Модель каталітичної реакції Е. Фішера (1890 р.) Еміль Герман Фішер (1852–1919 рр.) німецький хімік, біохімік, лауреат Нобелівської премії з хімії (1902 р.) 	Описує взаємодію субстрату і ферменту за аналогією до системи «ключ–замок». Замком є тверда структура активного центру, а кожний фермент має порожнину, в яку входить субстрат, порожнина – це активний центр ферменту. Е. Фішер у 1894 р. запропонував першу модель взаємодії між ферментом і субстратом: ферменти зв'язуються зі своїми субстратами завдяки своїй жорсткій просторовій відповідності субстрату та активного центру ферменту («ключ–замок»).
Теорія Міхаеліса–Ментен (1913 р.) Леонор Міхаеліс (1875–1949 рр.) німецький біохімік, фізико-хімік та фізик  Мод Леонора Ментен (1879–1960 рр.) 	$S+E \underset{K_2}{\overset{K_1}{\rightleftharpoons}} ES \xrightarrow{K_3} E+P$, де E і S – фермент та субстрат; P – продукт реакції; k_1 – константа швидкості утворення інтермедіату; k_2 – константа швидкості його розпаду; k_3 – константа швидкості переходу проміжного комплексу в продукт реакції і фермент. Канадський біолог, зробила важливий внесок у біохімію, зокрема у вивчення кінетики ферментів, а також у гістохімію.
Константа Міхаеліса–Ментен	$V = \frac{V_{\max}}{2} = k_m$ концентрація субстрату, при якій швидкість ферментативної реакції складає половину від максимальної. $k_m = (k_2 + k_3) / k_1$ – константа Міхаеліса. Її величина залежить від *pH*, температури й природи субстрату.
Інгібування каталітичної дії ферментів	Інгібітори ферментативних реакцій – зменшують активність ферментів. Каталітичну дію гемових білків гальмують такі інгібітори: ціаніди, або CO; АТФ-ази – станумморганічні сполуки та деякі антибіотики; карбоангідрази – аніони карбонових кислот. Фармакологічні блокатори ангіотензинперетворюючого ферменту (каптоприл, лізиноприл) завдяки такому механізму дії нормалізують артеріальний тиск.
За характером зв'язування інгібітора з ферментом: оборотні та необоротні	*Оборотні інгібітори* – утворюють нестійки комплекси з ферментами, які легко дисоціюють, тому активність ферменту після дисоціації відновлюється.

Термін	Визначення, формули, показники
	Необоротні інгібітори – міцно зв'язуються з ферментом, утворений комплекс не дисоціює і активність таких ферментів практично не відновлюється.
За механізмом дії ферментативні інгібітори поділяють на: конкурентні і неконкурентні	*Конкурентні* – їх хімічна будова подібна до будови субстрату, інгібітор і субстрат конкурують за активний центр ферменту. Каталітична дія ферменту відновлюється. Дія сульфаніламідних препаратів заснована на їх конкурентній реакції з пара-амінобензойною кислотою, що не дає змоги утворення фолієвої кислоти, відбувається стримування росту бактерій. *Неконкурентні* – безпосередньо приєднуються до каталітичних груп активного центру ферменту (ціанід-іони міцно зв'язують з іонами Fe (III) активного центру деяких ферментів, блокують фермент, який стає неактивним, порушується процес клітинного дихання, виникає гіпоксія. Важкі метали (Hg, Pb, Cd, їх органічні сполуки, тетраетилсвинець) токсичні для організму людини у зв'язку з їх властивістю блокувати SH-групи, які входять до складу активних центрів ферментів. У малих дозах іони важких металів виконують роль неконкурентних інгібіторів, а у більших вони виступають сильними дезактиваторами ферментів.
Олександр Якович Данилевський (1838−1923 рр.) український біохімік, фізіолог і фармаколог, засновник біохімії як науки, професор Харківського університету 	Наукові дослідження переважно присвячені вивченню протеолітичних ферментів, хімії білків та питанням харчування. Розробив метод вибіркової адсорбції, що дозволило розділити амілолітичний та протеолітичний ферменти, довів роздільне існування трипсину та амілази в соці підшлункової залози. Виконав дослідження казеїну та тканинних білків, зокрема м'язових білків та білків мозку.
П'єр Еміль Дюкло (1840–1904 рр.) французький фізик, хімік і біолог 	Однією з основних напрямків досліджень Дюкло було вивчення хімічного складу молока і форм молочного бродіння. Він є засновником наукового підходу до молочного виробництва. Дюкло дослідив дію сичужного ферменту на склад і утворення сирів. Він упорядкував номенклатуру ферментів.
Ензимологія	Вчення про ферменти – знайшло практичне застосування в різних галузях господарства, харчовій, легкій промисловості, у медицині, фармації.
Медична ензимологія	Нова галузь медицини, яка включає розділи: ***– ензимодіагностику*** (дослідження ферментів у біологічних рідинах та тканинах із діагностичною та прогностичною метою); ***– ензимопатологію*** (використання ферментів для вивчення патогенезу низки захворювань); ***– ензимотерапію*** (лікувальне застосування ферментів, їх активаторів та інгібіторів як лікарських препаратів); ***– системна ензимотерапія*** – пероральне застосування комбінованих ферментів тваринного та рослинного походження з лікувальною метою.

Термін	Визначення, формули, показники
Необоротні реакції Ознаки: випадає осад; виділяється газ; утворюється малодисоційована сполука; реакція супроводжується виділенням великої кількості енергії	Хімічні реакції, що відбуваються в одному напрямку до повного перетворення вихідних речовин у продукти реакції: HCl + KOH = KCl + HOH.
Оборотні реакції	Хімічні реакції, що за однакових умов відбуваються у двох протилежних напрямках: прямому і зворотному. У рівняннях оборотних реакцій замість «=» ставиться «⇄»: $\mathbf{N_2 + 3H_2 \leftrightarrows 2NH_3}$.
Хімічна рівновага	Стан оборотної реакції, в якому швидкість прямої та зворотної реакції однакові: **А+В ⇄ С+Д,** $U_{\text{прямої р-ції}} = U_{\text{зворотної р-ції}}$. Можливість проходження реакції в прямому чи зворотному напрямку визначається співвідношенням ентальпійного та ентропійного чинників, у момент рівноваги: ΔH = T·ΔS, ΔG = 0.
Константа рівноваги ($K_{\text{рівн}}$)	Кількісна характеристика хімічної рівноваги, відношення константи швидкості прямої та зворотної реакцій у момент рівноваги: $K_{рівн} = \frac{k_1}{k_2}$
Математичний закон діючих мас для оборотних реакцій: – якщо $K_P > 1$, то швидше відбувається пряма реакція; ΔG < 0; – якщо $K_P < 1$, то швидше відбувається зворотна реакція; ΔG > 0; – якщо $K_P = 1$, то ΔG = 0 (стан рівноваги).	У стані хімічної рівноваги при даній температурі добуток концентрацій продуктів реакції в ступенях, показники яких дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, поділений на добуток концентрацій реагентів у відповідних ступенях, є величиною сталою і називається константою рівноваги: Для гомогенної реакції в загальному вигляді: *а А + в В ⇄ с С + d D:* $K_{рівн} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ Константа рівноваги *не залежить* від концентрації речовин, але *залежить* від їх природи та температури процесу. *Каталізатор не впливає* на величину константи рівноваги, оскільки він однаковою мірою підвищує швидкість як прямої, так і зворотної реакцій.
Вплив зовнішніх чинників на хімічну рівновагу – **принцип Ле Шательє**	Якщо на систему, яка перебуває у стані динамічної рівноваги, подіяти зовнішнім чинником, то хімічна рівновага системи буде змінюватися у напрямку протилежному до цієї дії.
Вплив температури	При *підвищенні* температури хімічна рівновага зміщується у напрямку ендотермічної реакції. При *зниженні* температури хімічна рівновага зміщується у напрямку екзотермічної реакції.

Термін	Визначення, формули, показники
Вплив тиску Дмитро Іванович Менделєєв (1834–1907 рр.)  Бенуа Поль Еміль Клапейрон (1799–1864 рр.) 	*Підвищення тиску* призводить до зміщення рівноваги в бік утворення тих речовин, які займають меншу суму мольних об'ємів. *Зниження тиску* призводить до зміщення рівноваги в бік утворення тих речовин, які займають більшу суму мольних об'ємів. Якщо об'єм системи *не змінюється*, то тиск *не впливатиме* на стан рівноваги. Рівняння Менделєєва–Клапейрона: **pV = nRT**, перенесемо **V** в праву частину, а **RT** – в ліву, враховуємо **p / RT = n / V,** враховуємо, що **n / V = C; p / RT = C.** *Тиск і молярна концентрація газу пов'язані прямо* ***пропорційно.***
Вплив концентрації	П**ри збільшенні концентрації будь-якої з речовин,** які беруть участь у процесі, рівновага зміщується у бік витрати цієї речовини і навпаки.
Принцип Ле Шательє поширюється не тільки на хімічні, а і на фізичні та біохімічні рівноваги	Фізичні рівноваги: порушення рівноваги при зміні умов перебігу таких процесів як кипіння, кристалізація, розчинення, відбувається згідно з принципом Ле Шательє. Біохімічні рівноваги: зв'язування гемоглобіном (Hb) кисню (O_2) з утворенням оксигемоглобіну (HbO_2) відбувається за рівнянням: $Hb + O_2 \rightleftarrows HbO_2$. $$K_{\text{рівн.}} = \frac{[HbO_2]}{[Hb][O_2]} = 1300$$ Збільшення концентрації O_2 призводить до зв'язування O_2 з Hb і зміщення рівноваги вправо – у бік утворення оксигемоглобіну. Навпаки, якщо чадний газ CO зв'язується з гемоглобіном, утворюючи більш стійкій комплекс, ніж з O_2, концентрація гемоглобіну при цьому зменшується, і рівновага зміщується вліво – у бік розкладу, руйнування оксигемоглобіну.
РІВНОВАГА В ГЕТЕРОГЕННИХ СИСТЕМАХ	
Розчинність (S) даної речовини	Дорівнює її молярній концентрації в насиченому розчині (моль/л). Вона залежить від природи розчинника, температури й концентрації іонів у розчині.
Добуток розчинності (ДР)	Стала величина, яка є добутком молярних іонів у насиченому розчині малорозчинного електроліту при певній температурі. Характеризує розчинність малорозчинних електролітів, визначається природою та полярністю електроліту і залежить від температури. За величиною ДР можна визначити малорозчинні електроліти у воді та в розчинах, що містять інші електроліти. Розчинність будь-якого важкорозчинного електроліту сполуки A_xB_y (S, моль/л) можна розрахувати за формулою: $$S = \sqrt[x+y]{\frac{ДРA_xB_y}{x^x y^y}}$$

Термін	Визначення, формули, показники
Зміщення іонних гетерогенних рівноваг відбувається відповідно до принципу Ле Шательє	Зміна концентрації однойменних (що входять до складу солі) іонів викликає зміну розчинності електроліту, оскільки добуток розчинності – величина постійна. Тому: а) осад утвориться, якщо ДІ > ДР: добуток реальних концентрацій його іонів у розчині (ДІ) з урахуванням коефіцієнтів у рівнянні дисоціації даного електроліту більше ДР – табличної величини при даній температурі; б) осад розчиняється, якщо ДІ < ДР. Цього можна досягти розведенням розчину, або зв'язуванням одного з іонів у більш міцну сполуку; в) якщо ДІ дорівнює ДР, то встановлюється рівновага між насиченим розчином та осадом.

Роль гетерогенної рівноваги за участю солей у загальному гомеостазі організму.

В організмі людини найважливіші гетерогенні процеси за участю неорганічних іонів пов'язані в першу чергу з утворенням і розчиненням мінеральної основи кісткової тканини.

Її основний компонент – гідроксоапатит, гідроксофосфат кальцію $Ca_5(OH)(PO_4)_3$.

Слабколужне середовище плазми, а також збільшення концентрації фосфат-іонів у клітинах кісткової тканини сприяють процесу перетворення кальцій гідрогенфосфату на гідроксиапатит. Утворення кісткової тканини можна виразити схемою:

$$5Ca^{2+} + 3HPO_4^{2-} + HOH \leftrightarrow Ca_5(OH)(PO_4)_3 + 4H^+.$$

Рівняння показує, що в кислому середовищі кісткова тканина руйнується. Формування кісткової тканини починається з плазми крові. У плазмі утримуються необхідні для цього катіони кальцію, а також дигідро- і гідрофосфат-іони. Крім цього, в ній же перебувають і катіони, і аніони, що забезпечують відповідну кислотно-основну рівновагу. Концентрація катіона кальцію в плазмі становить $2,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л, але лише частина його, а саме $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л, знаходиться в іонізованному стані. Концентрація гідрофосфат-іону в плазмі – $2,9 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

$$ДІ = [Ca^{2+}][HPO_4^{2-}] = 10^{-3} \cdot 2,9 \cdot 10^{-4} = 2,9 \cdot 10^{-7}.$$

Із табличних даних видно, що ці концентрації недостатні для утворення осаду $CaHPO_4$ ($ДР = 2,7 \cdot 10^{-7}$), тому що розчин лише трохи перенасичений. Тому у плазмі кристалізація призводить до утворення малих кількостей мікрокристаликів гідрофосфату кальцію.

В клітинах кісткової тканини, які омиваються кров'ю – остеобластах, внаслідок ферментативного гідролізу органічних речовин, що містять фосфор, утворюється PO_4^{3-}. Оскільки кров має слабколужне середовище, відбувається перехід $CaHPO_4$ в гідроксиапатит.

$$5CaHPO_4 + 6OH^- \rightleftarrows Ca_5(OH)(PO_4)_3^+ + 2\,PO_4^{3-} + 5H_2O.$$

Підвищення кислотності середовища сприяє розчиненню гідроксоапатиту, оскільки рівновага реакції (1) зміщується вліво. Під впливом каріогенних бактерій у ротовій порожнині утворюються органічні кислоти, що призводить до розчинення гідроксоапатиту і виникнення карієсу зубів. Недостатня концентрація в організмі іонів кальцію та фосфат-іонів призводить до розм'якшення кісток, що спостерігають при рахітах, вагітності у жінок та у космонавтів під час їх тривалого перебування за умов невагомості. Патологічні стани виникають за надлишку цих іонів: внаслідок відкладання малорозчинних солей у нирках, печінці або на стінках кровоносних судин. Найчастіше в нирках спостерігають утворення каменів у солей кальцію – фосфатів, уратів та оксалатів, а в печінці – карбонатів та білірубінату (продукту розкладання гемоглобіну).

Методи лікування цих патологій ґрунтуються на використанні медичних препаратів або деяких видів мінеральних вод, здатних розчиняти камені і вимивати їх, наприклад, трускавецької мінеральної води «Нафтуся».

Ситуаційні задачі для самоконтролю





1. Як зміниться швидкість газофазної реакції $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ при підвищенні тиску у 2 рази?

2. При підвищенні температури від 400 °С до 600 °С швидкість реакції зросла у 9 разів. Чому дорівнює температурний коефіцієнт цієї реакції?

3. Обчислити константу рівноваги за деякої температури у газофазній системі $2NO_2 \leftrightarrow 2NO + O_2$, якщо початкова концентрація NO_2 дорівнювала 0,30 моль/л, а до встановлення рівноваги прореагувало 80 % NO_2.

Вихідний контроль

1. Яка температура є оптимальною для ферментативного каталізу?

А. 28–32 °С. *Б. 37–43 °С.* *В. 45–50 °С.* *Г. 50–60 °С.*

2. Гідроліз полісахаридів в організмі відноситься до наступного типу реакцій:

А. Ланцюгові. *Б. Паралельні.* *В. Циклічні.* *Г. Послідовні.*

3. Час напівперетворення для реакції другого порядку розраховується за рівнянням:

А. $\frac{C_0}{2K}$. *Б.* $\frac{0{,}69}{K}$. *В.* $\frac{1}{K \times C_0}$. *Г.* $\frac{0{,}73}{K \times T}$

4. Яка зі схем відповідає мономолекулярній реакції?

А. $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$. *В.* $NO + C1_2 \rightarrow 2NOC1$.
Б. $H_2 \rightarrow 2H$. *Г.* $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$.

5. Швидкість якої реакції відповідає виразу: $V = к\,[H_2]$?

А. $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$. *В.* $H_2 + CO_2 \rightarrow C + H_2O$.
Б. $H_2 + S_{тв.} \rightarrow H_2S$. *Г.* $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$.

2.8 ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ. ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ І МЕХАНІЗМИ ЇХ ВИНИКНЕННЯ. РОЛЬ ЕЛЕКТРОХІМІЧНИХ ЯВИЩ У БІОЛОГІЧНИХ ПРОЦЕСАХ. ПОТЕНЦІОМЕТРІЯ

Вхідний контроль

1. Вкажіть, яка сполука йоду проявляє тільки відновні властивості:

А. HI.
Б. HIO_3.
В. HIO_4.
Г. I_2.

2. Визначте дробову ступінь окиснення в одному з наведених сполук заліза:

А. Fe.
Б. $FeCl_3$.
В. Fe_3O_4.
Г. $FeCl_2$..

3. Чи можна розчин мідного купоросу ($CuSO_4$) зберігати в залізному посуді?

А. Можна.
Б. Не можна.
В. Необхідні певні умови.
Г. З'являється неприємний запах.

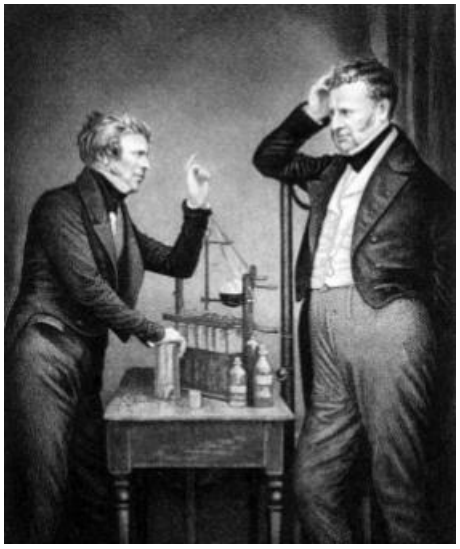
4. Чому в стоматологічній практиці не рекомендується застосовувати метали і сплави з різною електрохімічною активністю?

А. Для уникнення утворення гальванічного ланцюга.
Б. Через порушення структури металів і сплавів.
В. Із естетичних міркувань.
Г. Зменшення терміну використання.

5. Який електрод відноситься до мембранного електрода?

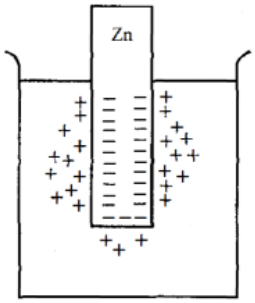
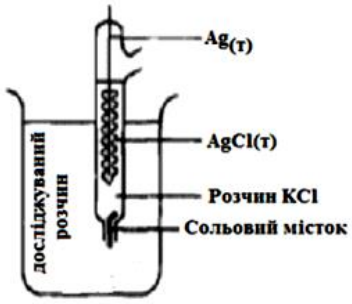
А. $\mathrm{Pt}/\frac{Fe^{3+}}{Fe^{2+}}$.
Б. $\mathrm{Pt}/H^{+}_{х.г.}$.
В. Скляний електрод/H^+.
Г. Mg/Mg^{2+}.

Теоретичний матеріал

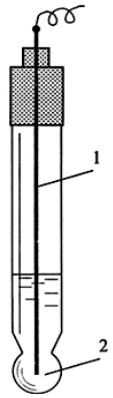
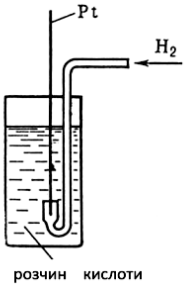
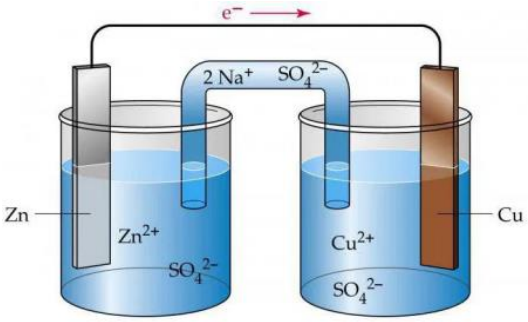
Термін	Визначення, формули, показники
Електрохімія	Галузь хімії, яка вивчає електричні ефекти хімічних процесів.
Історія електрохімії  Джон Данієль (ліворуч) Майк Фарадей (праворуч) – засновники електрохімії	Ще в XVII ст. німецький фізик **Отто фон Геріке** створив перший електричний генератор, який виробляв статичну електрику. У середині XVIII ст. французький хімік **Шарль Франсуа де Сістерне Дюфе** виявив два типи електричних зарядів та їх взаємодію. **Луїджі Гальвані** провів знамениті досліди з жаб'ячими лапками, які призвели до його висновку про «тваринну електрику». **Алессандро Вольта**, спираючись на експерименти Гальвані, створив першу хімічну батарею – Вольтів стовп, що стало початком сучасної електрохімії. Вважається, що в роботах Гальвані вперше з'являється припущення про зв'язок між хімічними реакціями та електрикою. ***1791 р. вважається «роком народження» електрохімії***. **Гемфрі Деві, Николсон Карлейл**: електроліз води (1803 р.). **Гротгус** – механізм проходження струму через розчини (1809 р.). **Майкл Фарадей:** сформулював основні закони електролізу (1833–1834 рр.). **Джон Данієль** – створив перший гальванічний елемент (1836 р.). **Моріц Якобі** – гальванопластика (1838 р.). **Вільям Гроув** – створив перший паливний елемент (1839 р.). **Клаузіус**: іони утворюються не тільки під дією поля 1857 р. **Гітторф**: показав, що при електролізі не лише сіль, а й її іони беруть участь у перенесенні заряду (1853–1859 рр.). **М. М. Бекетов** – розробив електрохімічний ряд напруг металів, на основі здатності металів витісняти водень із кислот (1863 р.). **Фік**: закони дифузії (1865 р.). **Жорж Лекланше** – запатентував вугільно-цинковий гальванічний елемент, прототип сучасних сухих батарейок (1866 р.). **Кольрауш**: закон незалежності руху іонів – загальна провідність розчину залежить від провідності кожного типу іона, незалежно від інших (1874 р.). **Сванте Арреніус** – розробив теорію електролітичної дисоціації пояснив, що електроліти розпадаються на іони в розчині (1887 р.). **Вальтер Нернст**: розвинув теорію електрорушійної сили (ЕРС) і вивів рівняння Нернста, що зв'язує ЕРС з концентраціями реагентів (1888 р.). **Кольрауш, Гейдвайлер**: на основі вимірювання електропровідності води визначили її ступінь дисоціації та розрахували іонний добуток води (1894 р.).

Термін	Визначення, формули, показники
	Вільгельм Оствальд: провів важливі дослідження електропровідності та електролітичної дисоціації органічних кислот (1894 р.). **Володимир Вернадський:** значний внесок у розвиток геохімії, біогеохімії, мінералогії, які мають зв'язки з електрохімією. **Лев Писаржевський:** значний внесок у розвиток електрохімії, зокрема у сфері каталізу. **Лев Іванович Антропов**: запропонував зведену шкалу потенціалів, основи теорії осадження електрохімічних і хімічних композиційних покриттів, керував створенням корозійновимірювальної техніки та інгібіторів корозії.
Окисно-відновні реакції (ОВР)	Реакції, які відбуваються зі зміною ступеня окиснення атомів, що входять до складу молекул реагуючих речовин, наприклад, +2 -3 0 0 $3Cu0 + 2NH_3 = 3Cu + N_2 + 3H_2O$
Ступінь окиснення	Атоми у сполуках можуть мати як позитивний, так і негативний ступені окиснення. *Позитивний ступінь окиснення* визначається кількістю електронів, які формально «відійшли» від заданого атома. *Негативний ступінь окиснення* дорівнює кількості електронів, котрі формально «придбав» заданий атом. Ступені окиснення позначають арабськими цифрами зі знаком «плюс» або «мінус» перед цифрою і розміщують над символом елемента, наприклад, +2 +7 +3 +5 -3 -1 Mn, Mn, Fe, P, N, Cl. Ступені окиснення також позначають римськими цифрами в дужках після символа елемента або після їх назви, наприклад, Cu (I), Mn (II), манган (VII), фосфор (V) тощо. Заряди іонів, на відміну від ступеня окиснення, позначають арабськими цифрами зі знаком «плюс» або «мінус» після цифри, які розміщують у правому верхньому куті після символів, наприклад, K^+, Ca^{2+}, SO_4^{2-}, Cl^- тощо.
Окиснення	Процес віддачі електронів атомом: $Na^0 - 1e \rightarrow Na^{+1}$.
Атом окиснюється	Якщо його ступінь окиснення підвищується (віддача електронів).
Окисник	Сполука, яка містить даний елемент у найвищому ступені окиснення, наприклад, у сполуках NH_3, H_3PO_3, H_3PO_4 фосфор має такі ступені окиснення: $N^{-3}H_3$, $H_3P^{+3}O_3$, $H_3P^{+5}O_4$, таким чином, H_3PO_4 – окисник.
Відновлення	Процес приєднання електронів атомом: $Mn^{+7} + 1e \rightarrow Mn^{+6}$.
Атом відновлюється	Якщо його ступінь окиснення знижується (приєднання електронів).
Відновник	Сполука з найнижчим ступенем окиснення елемента, наприклад, у сполуках NH_3, H_3PO_3, H_3PO_4 фосфор має такі ступені окиснення: $N^{-3}H_3$, $H_3P^{+3}O_3$, $H_3P^{+5}O_4$, таким чином, NH_3 – відновник.
Молярна маса еквівалента окисника	Визначається як маса одного моля окисника, поділена на кількість електронів, що він приєднав в ОВР, наприклад, $M=(\frac{1}{z}KMnO_4) = \frac{M(KMnO_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31{,}6\frac{г}{моль}$ (в кислому середовищі).

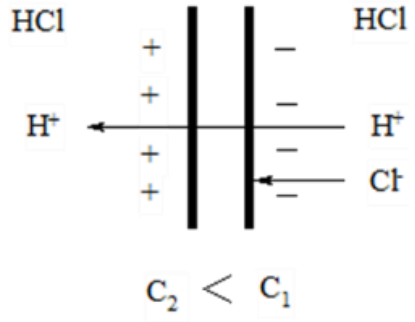
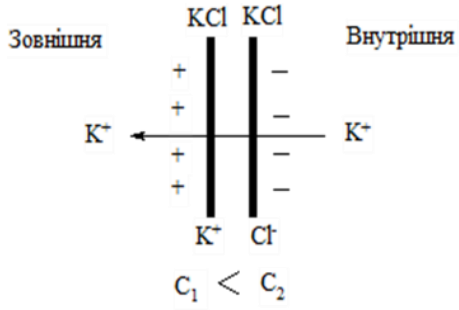
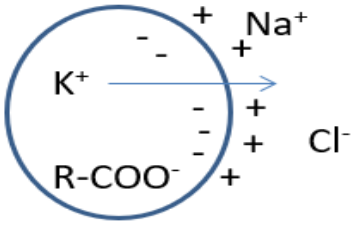
Термін	Визначення, формули, показники
Молярна маса еквівалента відновника	Дорівнює масі одного моля відновника, поділеній на кількість електронів, які він віддав, наприклад, $M=(\frac{1}{z}K_2SO_3) = \frac{M(K_2SO_3)}{2} = \frac{158}{2} = 79\ \frac{г}{моль}$
	Типи ОВР
Внутрішньомолекулярні реакції окиснення–відновлення	Реакції, в яких окисник і відновник входять до складу однієї сполуки, наприклад: $2NaNO_3 = NaNO_2 + O_2$, де $N^{+5} + 2e \rightarrow N^{+3}$ нітроген є окисником, $2O^{-2} - 4e \rightarrow O_2^0$ кисень є відновником.
Міжмолекулярні реакції	Відновлення супроводжуються зміною ступеня окиснення атомів у різних молекулах. У таких реакціях окисник і відновник входять до складу різних речовин, що є учасниками окисно-відновного процесу, наприклад: $H_2S + Cl_2 = S + 2HCl$, де H_2S – відновник, Cl_2 – окисник.
Реакції диспропорціонування (самоокиснення−самовідновлення)	Властиві речовинам, що містять атоми елементів у проміжних ступенях окиснення. У цих реакціях атоми того самого елемента у складі однієї молекули виступають як у ролі окисника, так і в ролі відновника, наприклад: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow CO_2 + CH_3\text{-}CH_2OH$.
Електронний метод	Метод електронного балансу: складають рівняння внутрішньомолекулярних реакцій і реакцій диспропорціонування.
Електронно-іонний метод	Метод напівреакцій, який застосовують для складання рівнянь міжмолекулярних реакцій, що перебігають у розчинах. Метод заснований на складанні напівреакцій для процесів окиснення та відновлення з наступним підсумовуванням їх у загальне рівняння.
Електроліти	Речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм.
Електрична провідність	Здатність речовини проводити електричний струм. Електрична провідність L – це величина, обернена до опору R провідника струму: $L = \frac{1}{R}$, має розмірність См (сименс) або $Ом^{-1}$.
Слабкі електроліти	У водних розчинах дисоціюють на іони не повністю, їх записують у молекулярному виді, наприклад, H_2S, HCN, H_2CO_3, H_3BO_3, H_2SiO_3 – органічні кислоти; H_2O, NH_4OH – малорозчинні основи, солі тощо.
Сильні електроліти	Дисоціюють у розчині практично повністю. Це речовини з іонним і сильно полярним ковалентним зв'язком, наприклад, усі розчинні солі H_2SO_4, HCl, HI, HNO_3, $HMnO_4$, $HClO_4$, NaOH, KOH тощо.
Електрорушійна сила (ЕРС)	Різниця редокс-потенціалів окисника та відновника. $ЕРС = e_{окис} – e_{відн}$, якщо ЕРС > 0, реакція відбувається, при ЕРС < 0 реакція не відбувається.
Нормальний окисно-відновний потенціал (e^0)	Кількісна міра системи окисників та відновників, що відноситься до двох станів елемента. У парі того самого елемента більший ступінь окиснення визначає окисну форму, менший ступінь окиснення – відновну форму.

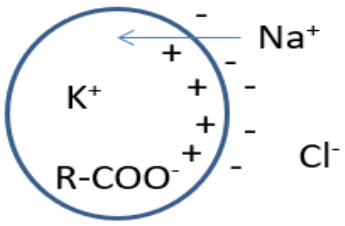
Термін	Визначення, формули, показники
Сольватація (*лат.* solvo – розчиняю)	Електростатична взаємодія між частинками, (іонами, молекулами) розчиненої речовини і розчинника.
Подвійний електричний шар (ПЕШ)  Схема виникнення ПЕШ	Утворюється на межі між металевою поверхнею та розчином. Формування ПЕШ: коли металеву пластинку занурюють у чисту воду, іони, що містяться у вузлах кристалічної решітки металу, гідратуються полярними молекулами води. В результаті цього процесу іони відокремлюються від поверхні металу та переходять у розчин. На металевій пластинці залишається надлишок електронів, що надає її поверхні негативного заряду. Позитивно заряджені гідратовані іони, які перейшли у розчин, під дією електростатичного притяжіння залишаються біля поверхні металевої пластинки і утворюють зовнішній шар.
Абсолютний електродний потенціал	Виникає біля самої поверхні металу при утворенні подвійного електричного шару на границі метал–розчин.
Стандартний електродний потенціал	Потенціал, що виникає на межі метал–розчин при активності потенціалвизначальних іонів у розчині 1 моль/л і температурі 298 К.
Електрод	Система, в якій метал контактує з розчином електроліту, що характеризується виникненням подвійного електричного шару (ПЕШ) з деяким потенціалом *e*.
Електродний потенціал	Рівноважний стан різниці потенціалів на межі поділу фаз метал–розчин. Величина електродного потенціалу залежить від температури, природи металу, активності його іону у розчині та природи розчинника; розраховується за рівнянням Нернста.
Рівняння Нернста	$e=e^0\pm\frac{2,3RT}{nF}\ln \alpha_{\text{іона}}$, де *R* – універсальна газова стала, R = 8,314 $\frac{\text{Дж}}{\text{моль}\cdot\text{К}}$; *F* – стала Фарадея, *F* = $9,65\cdot10^4$ $\frac{\text{Кл}}{\text{моль}}$; *T* – абсолютна температура, *T* = 298 К. Після перетворення: $e=e^0+\frac{0,059}{n}\lg \alpha_{\text{катіона}}$ $e=e^0-\frac{0,059}{n}\lg \alpha_{\text{аніона}}$
Електроди I роду	Потенціал таких електродів визначається концентрацією аніону або катіону. Це металеві електроди: платівка металу занурена в розчин власної солі, наприклад, $Zn^{2+}\,|\,Zn$.
Електроди II роду 	Метал, покритий важко розчинною сіллю цього металу та занурений у розчин солі з однойменним аніоном.

Термін	Визначення, формули, показники
Каломельний електрод	Електрод II роду, схема Hg, Hg_2Cl_2|KCl (нас.). Електродний потенціал каломельного електрода залежить від концентрації іонів хлору у розчині. Відноситься до електродів порівняння: $e_{кал}$ = 0,248 В. $$e_{кал} = e^0_{кал} - \frac{0,059}{n}\lg[Cl^-]$$
Хлорсрібний електрод	Електрод II роду, схема Ag, AgCl|KCl (нас.). Електродний потенціал хлорсрібного електрода залежить від концентрації іонів хлору у розчині. Відноситься до електродів порівняння: $e_{кал}$ = 0,222 В. $$e_{х.с.} = e^0_{х.с.} - \frac{0,059}{n}\lg[Cl^-]$$
Індикаторні електроди	Реагують на зміну в розчині активності визначуваного іону титранту. Величину потенціалу визначають відносно до будь-якого електрода, який не поляризується і потенціал якого не змінюється під час титрування. До індикаторних електродів відносять водневий, хінгідронний, сурм'яний і скляний: 1) $Pt(H_2)\|H^+$, $e = -0,059pH$; 2) $Pt\|H^+_{х.г.}$, $e = 0,7 - 0,059pH$; 3) $Sb,Sb_2O_3\|H^+$, $e = e^{0'} - 0,059pH$; 4) ск. ел.$\|H^+$, $e = e^{0'}_{ск.} - 0,059pH$.
Електроди порівняння або стандартні електроди	Слугують тільки для визначення потенціалу індикаторного електрода. Вони мають стале значення електродних потенціалів. До них відносять: каломельний ($e_{кал}$=0,248 В) та хлорсрібний ($e_{кал}$=0,222 В) електроди.
Сурм'яний електрод	Металооксидний, схема Sb, $Sb_2O_3\|H^+$. Електродний потенціал сурм'яного електрода залежить від концентрації іонів гідрогену у розчині, відноситься до індикаторних електродів. $$e_{Sb/Sb_2O_3} = e^0 + 0,059\cdot\lg\alpha_{H^+} = e^0 - 0,059pH$$ $$-\log C(H+) = pH$$
Електроди III роду	Металічні пластинки, покриті важкорозчинною сполукою металу. До них відносять окисно-відновні електроди та хінгідронний електрод.
Окисно-відновні електроди (редокс-електроди)	Складаються з інертного металу (як правило, це платина або золото), зануреного у розчин, який містить окиснену й відновлену форми тієї ж самої речовини. Схема $Pt\,\vert\,\frac{ox}{red}$, Потенціал розраховується за рівнянням Нернста–Петерса: $$e_{ox/red} = e^0_{ox/red} + \frac{0,059}{n}\lg\left[\frac{\alpha_{ox}}{\alpha_{red}}\right]$$
Хінгідронний електрод	Складний окисно-відновний електрод. Схема $Pt\,\vert\,H^+_{х.г.}$. Електродний потенціал розраховується за формулою: $$e_{хг} = e^0_{хг} + \log C(H^+) = e^0_{хг} - 0,059pH,$$ $$e^0_{хг} = 0,7\text{ В}, \quad e_{х.г} = 0,7 - 0,059pH$$

Термін	Визначення, формули, показники
Мембранний потенціал	Виникає внаслідок різниці концентрацій іонів на двох сторонах напівпроникної мембрани, яка пропускає лише деякі типи іонів. Цей потенціал є результатом спроби системи досягти рівноваги шляхом дифузії іонів через мембрану. До таких електродів відносяться іоноселективні електроди (ІСЕ).
Іоноселективні електроди (ІСЕ)	Електроди з мембранним потенціалом і залежно від електродного матеріалу бувають скляними, твердо- і рідиннофазними та ін. Основою ІСЕ є напівпроникна мембрана, яка має селективну іонну провідність. Мембранний потенціал, що виникає, використовують для виміру активності іонів.
Скляний електрод  Скляний електрод: 1 – срібна платівка, покрита хлоридом срібла; 2 – буферний розчин.	Мембранний електрод. Потенціал залежить від концентрації (активності) іонів H^+ у розчині. Схема: скл. ел. $\|H^+$ Рівняння для розрахунку потенціалу скляного електрода: $e_{скл} = e^0_{скл} + 0{,}059 \cdot \lg \alpha_{H^+} = e^0 - 0{,}059pH$ Скляні електроди мають ряд переваг при вимірюванні pH біологічних рідин: не чутливі до ОВР; не адсорбують білки; індиферентні до ПАР; дозволяють працювати в широкому інтервалі значень pH 1÷12; при зміні pH за допомогою скляного електрода в розчин не вводяться сторонні речовини, що особливо важливо при біохімічних дослідженнях, а також при дослідженні каламутних і забарвлених розчинів. Недоліком скляного електрода є крихкість і для отримання точних результатів потрібне його калібрування за буферними розчинами з відомими значеннями pH.
Водневий електрод  	Газовий та окисно-відновний електрод. Може застосовуватися і як електрод порівняння і як електрод визначення. Схема: $Pt(H_2)\|H^+$ Потенціал водневого електрода залежить від концентрації іонів водню в розчині, тобто від pH, і дорівнює: $e_{H^+/H_2} = 0{,}059 \cdot \log C_{H^+} = -0{,}059pH$
Гальванічний (електрохімічний) **елемент**  Схема елемента Якобі–Даніеля	Пристрій, в якому хімічна енергія окисно-відновного процесу перетворюється в електричну. Процеси окиснення та відновлення просторово розділені. Найпростіший електрохімічний елемент складається з двох напівелементів (електродів), сполучених між собою. В основі будь-якого електрохімічного елемента лежать ОВР, що перебігають роздільно: – на аноді – окиснення: $Zn^0 - 2e \rightarrow Zn^{2+}$; – на катоді – відновлення: $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu^0$. Елемент Якобі–Даніеля складається з цинкового електрода [цинкова пластинка у розчині $ZnSO_4$ $(Zn \mid ZnSO_4)$] і мідного електрода [мідна пластинка у розчині $CuSO_4$ $(Cu \mid CuSO_4)$].
Хімічний гальванічний елемент	Величина хімічної енергії (Q = 230 кДж), яка перетворюється в електричну: $Zn + CuSO_4 = Cu + ZnSO_4 + Q$

Термін	Визначення, формули, показники
Схема гальванічного ланцюга	Записується за **правилом «правого плюса»**, тобто праворуч завжди повинен бути записаний позитивний електрод (катод), а ліворуч – негативний електрод (анод). Електроди позначають символами хімічних елементів, межу поділу між електродом і розчином – вертикальною рискою, межу поділу між двома розчинами – двома вертикальними рисками: *анод* → (–)Zn | $ZnSO_4$ || $CuSO_4$ | Cu(+) ← *катод*
Концентраційні гальванічні елементи, схема: (–) Ag|$AgNO_3$ || $AgNO_3$|Ag (+) C_1 = 0,001моль/л C_2 = 0,1 моль/л анод катод	Елементи, в яких електрична енергія утворюється завдяки вирівнюванню різниці концентрацій розчинів. Особливість: він складається з двох однакових електродів, занурених у розчин власних солей, але з різною молярною концентрацією електроліту. Електрод, занурений у розчин з більшою концентрацією, заряджається позитивно (катод), а електрод, занурений у розчин з меншою концентрацією, заряджається негативно (анод).
Окисно-відновні гальванічні елементи, схема: (–) Pt| $\frac{Fe^{3+}}{Fe^{2+}}$ || $\frac{Cu^{2+}}{Cu^{+}}$ | Pt (+) Катод : $Cu^{2+} + \bar{e} \leftrightarrow Cu^{+}$ Анод: $Fe^{2+} - \bar{e} \leftrightarrow Fe^{3+}$	Складаються з двох редокс-електродів. Електродний потенціал таких елементів залежить від окисної та відновної форми як катода, так і анода. На катоді відбувається відновлення, на аноді – окиснення.
ЕРС для гальванічних елементів	Дорівнює різниці двох електродних потенціалів: ЕРС = $e_{катод} - e_{анод}$. ЕРС завжди позитивна величина, оскільки вона відповідає процесу, що відбувається самочинно і характеризує позитивну роботу, тобто ЕРС > 0.
Потенціометрія	Метод аналізу, заснований на вимірюванні електродних потенціалів і ЕРС гальванічних елементів. Потенціометричні методи аналізу мають ряд переваг порівняно з калориметричними: вони є більш точними – до 0,02–0,05 моль/л. Це дозволяє досліджувати в невеликих кількостях спинномозкову рідину, біопсію ракових пухлин, а також біопсію нирки та ін. Ці переваги важливі для біологічних досліджень не потребують значних витрат часу і можуть застосовуватися при дослідженнях самих різноманітних об'єктів – багатокомпонентних систем, каламутних і забарвлених розчинів, в'язких середовищ тощо. Даний метод є неруйнівним, тому його застосовують для вимірювання pH різних біологічних середовищ та органів, а також досліджують біохімічні, ферментні та фізіологічні процеси *in vitro*. Метод потенціометричного вимірювання pH також застосовують для постійного контролю кислотності під час хірургічних втручань, для діагностики деяких шкірних захворювань, а також при дослідженні нових лікарських препаратів. Наразі використовують електродні системи для моніторингу кислотності безпосередньо у травній системі людини. Для цього в шлунок пацієнта вводять капсулу, яка містить скляний та хлорсрібний мікроелектроди або їх комбінацію. Скляні електроди різних конструкцій дозволяють вимірювати pH біологічних рідин, тканин і окремих клітин. Також важливим є визначення

Термін	Визначення, формули, показники
	pH середовища у процесі виробництва лікарських препаратів. Наприклад, його величину необхідно контролювати у процесі виготовлення розчинів натрій цитрату, натрій сульфацилу, натрій бензоату, при виділенні норсульфазолу, морфіну, амідопірину тощо.
Зонд Лінара Схема: $Sb, Sb_2O_3 \mid H^+ \mid\mid KCl \mid Hg_2Cl_2, Hg$ нас.	Застосовується у медицині для внутрішньошлункового визначення pH. Використовуючи цей зонд, можна визначити pH у тілі шлунка, де середовище кисле, та в антральному відділі, де залози виділяють лужний секрет.
Дифузійний потенціал  	Різниця потенціалів на межі зіткнення двох розчинів електролітів різної концентрації або різного складу обумовлена різними рухливостями іонів. Причина виникнення дифузійного потенціалу в гальванічних елементах полягає в неоднаковій рухливості іонів у розчині. У представленому на схемі гальванічному елементі справа наліво переміщаються іони H^+ і Cl^-. Оскільки рухливість іонів H^+ більша рухливості Cl^-, то вони при своєму переміщенні створюють фронт розчину, заряджений позитивно, а хлорид-іони, які «відстали», заряджають розчин негативно.
Мембранний потенціал  	Утворюється на межі між двома розчинами, якщо є напівпроникна перегородка, яка пропускає катіони і затримує аніони. Тому одна сторона мембрани заряджається позитивно, а інша – негативно. Якщо напівпроникна мембрана пропускає катіони, тоді через неї справа наліво переміщаються іони K^+, а іони Cl^- – затримуються, внаслідок чого поверхня (з боку розчину KCl з молярною концентрацією C_1) мембрани заряджається позитивно, а з боку розчину KCl з молярною концентрацією C_2 – негативно, внаслідок чого утворюється мембранний потенціал.
Співвідношення $\frac{[K^+]_{кл}}{[K^+]_{позакл}}$	Дорівнює $\frac{20-40}{1}$
Співвідношення $\frac{[Na^+]_{позакл}}{[Na^+]_{кл}}$	Дорівнює $\frac{10-20}{1}$
Біопотенціали	Електричні потенціали, які виникають у біологічних системах, зокрема у клітинах та тканинах живих організмів. Ці потенціали викликані різницею концентрацій іонів або рухом іонів через мембрани клітини.
Причина виникнення біопотенціалів	Нерівномірний розподіл іонів K^+ і Na^+: іонів K^+ у внутрішньоклітинній рідині в 20–40 разів більше, ніж у позаклітинній; іонів Na^+ в 10–20 разів більше у позаклітинній.
Потенціал спокою  	Різниця потенціалів, виміряна у стані фізіологічного спокою клітини, величина якого залежить в основному від концентрацій іонів K^+, оскільки в стані спокою клітинна мембрана проникна в більшому ступені для іонів K^+, має значення 50–100 мВ.

Термін	Визначення, формули, показники
Потенціал дії 	Характерний для клітин нервової, м'язової і клітин залоз, має значення 90–130 мВ. Виникнення потенціалу дії пояснюється збільшенням проникності клітинної мембрани для іонів Na+ у момент збудження, при цьому швидкість руху іонів К+ залишається колишньою.
Деполяризація	Перший момент виникнення потенціалу дії, при якому відбувається зменшення потенціалу спокою, тобто потік іонів Na^+ всередину клітини, призводить до зменшення негативного заряду мембрани на внутрішній поверхні, а потім – до її перезарядки.
Реполяризація	Процес повернення мембранного потенціалу клітини до його вихідного рівня після деполяризації. Під час реполяризації іонні канали знову закриваються або розгортаються, що призводить до відновлення рівноваги іонів між внутрішнім і зовнішнім середовищем клітини.
Потенціали дії створюють струм (біопотенціали та біоструми), тому два електроди, прикладені до різних ділянок тіла, реєструють різницю потенціалів – це покладено в основу електрокардіографічних, електроенцефалографічних, електроміографічних методів діагностики	
Електрокардіограма (ЕКГ)	Графічний запис електричної активності серця, який відображається у вигляді змін напруги в часі. ЕКГ використовується для діагностики різних захворювань серця, заснований на дослідженні фізіологічного стану серця шляхом реєстрації електричних потенціалів, що виникають при роботі серцевого м'яза.
Електроміографія (ЕМГ, ЕНМГ, міографія, електронейроміографія)	Метод дослідження біоелектричних потенціалів, які виникають у скелетних м'язах людини при порушенні м'язових волокон; реєстрація електричної активності м'язів.
Електроенцефалограма (ЕЕГ)	Графічний запис електричної активності мозку, заснований на реєстрації потенціалів, що виникають у нервових клітинах мозку, і який дозволяє досліджувати різні стани свідомості, сну та нейрологічні захворювання.
Реоенцефалографія	Метод дослідження мозкового кровообігу, який базується на реєстрації пульсових коливань електричного опору мозку під час проходження крізь нього струму високої частоти, але малого за силою та напругою. Ним визначають стан гемодинаміки та пульсове кровонаповнення окремих ділянок мозку, судин та венозний кровообіг.
Реографія	Метод реєстрації кровонаповнення органів на основі вимірювання електричного опору. Він дає можливість дослідити кровообіг у печінці, нирках, серці, магістральних та дрібних судинах у нормі та за наявності патології.

Ситуаційні задачі для самоконтролю





1. Розрахувати потенціал водневого електрода з концентрацією $[H^+] = 10^3$ М.

2. Розрахувати ЕРС гальванічного елемента, складеного з цинкової пластини, зануреної у розчин сульфату цинку з концентрацією 10^{-3} моль/л та залізної пластини, зануреної у розчин хлориду феруму з концентрацією 10^{-1} моль/л.

3. Обчислити потенціал мідного електрода в розчині, який містить 0,16 г $CuSO_4$ в 200 $см^3$ води при 25 °С.

Вихідний контроль

1. Електродний потенціал виникає внаслідок:

А. Руху аніонів.
Б. Утворення подвійного електричного шару.
В. Руху катіонів.
Г. Руху електронів.

2. Яка із зазначених систем є відновником відносно до іншої?

А. $Sn, SnCl_2$. *В. $H_2 + Cl_2 = HCl$.*
Б. $Ag, AgNO_3$. *Г. $H_3O^+ + OH^- = 2H_2O$.*

3. Оберіть окисно-відновний електрод:

А. $Zn|Zn^{2+}$. *В. $Pt|H^+_{г.}$.*
Б. $Hg,Hg_2Cl_2|KCl_{нас}$. *Г. $Ag,AgCl|KCl_{нас}$.*

4. Якою буде окисна здатність іонів водню порівняно з іонами Cu^{2+} в стандартних умовах?

А. Меншою. *Б. Більшою.* *В. Рівною.* *Г. Відсутня.*

5. Розрахунок потенціалу водневого електрода проводять за формулою:

А. $E = -0,059\ pH$. *В. $E = -0,059(pH_2 - pH_1)$.*
Б. $E = E^0 + 0,059\ pH$. *Г. $E = pH$.*

2.9 СОРБЦІЯ БІОЛОГІЧНО-АКТИВНИХ РЕЧОВИН НА МЕЖІ ПОДІЛУ ФАЗ. ІОННИЙ ОБМІН. ХРОМАТОГРАФІЯ

Вхідний контроль

1. Адсорбція – це:

А. Накопичення однієї речовини в об'ємі іншої.

Б. Розчинення однієї речовини в іншій.

В. Накопичення однієї речовини на поверхні іншої.

Г. Хімічна взаємодія речовин.

2. Яка з наведених речовин є поверхнево-активною?

А. $C_{17}H_{35}COONa$.
Б. $NaCl$.
В. H_2SO_4.
Г. $CuCl_2$.

3. Який іон буде селективно адсорбуватися на поверхні барію сульфату?

А. Cl^-.
Б. Na^+.
В. H^+.
Г. Ba^{2+}.

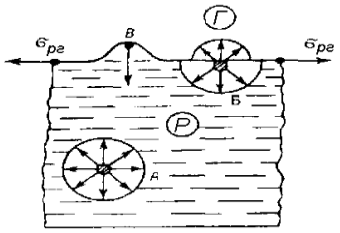
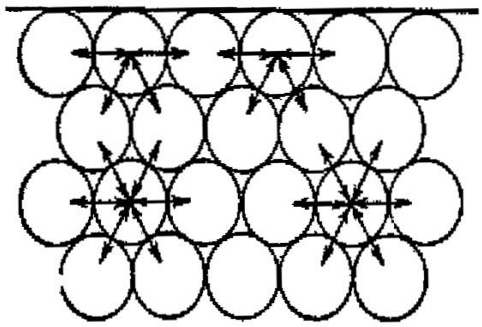
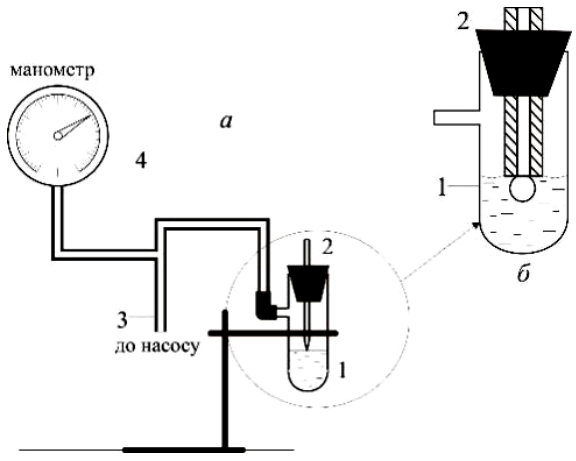
4. Яка з наведених речовин здатна зменшити поверхневий натяг води?

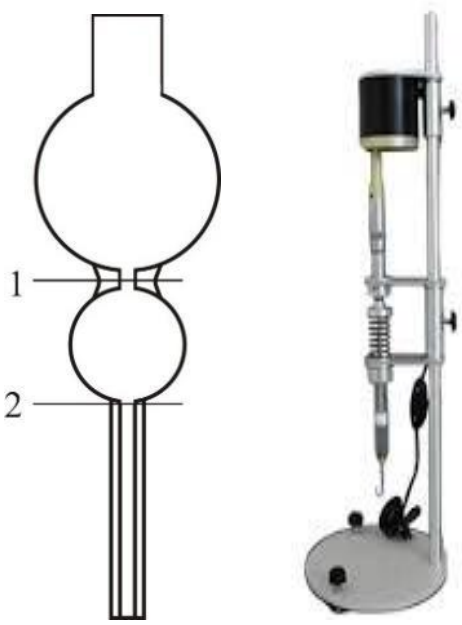
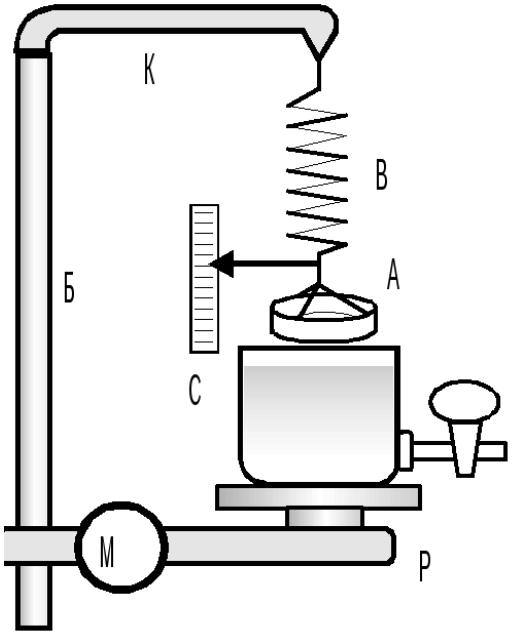
А. $BaSO_4$.
Б. $NaBr$.
В. H_2SO_4.
Г. $C_{15}H_{31}COOH$.

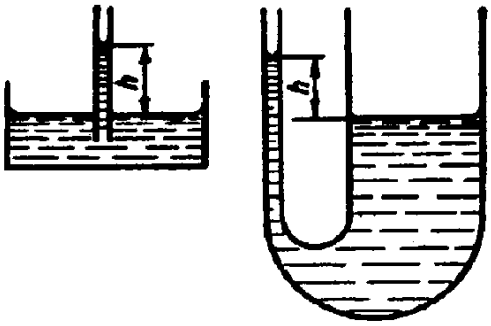
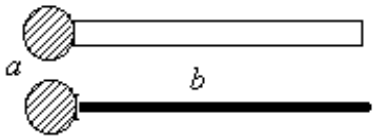
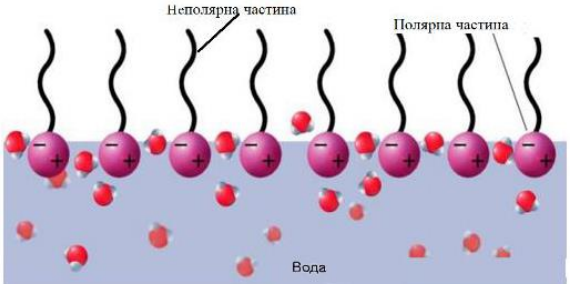
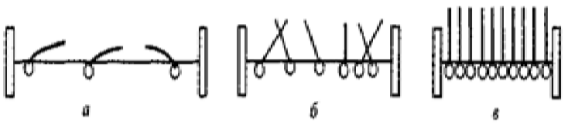
5. Яка з наведених речовин має найвищу поверхневу активність?

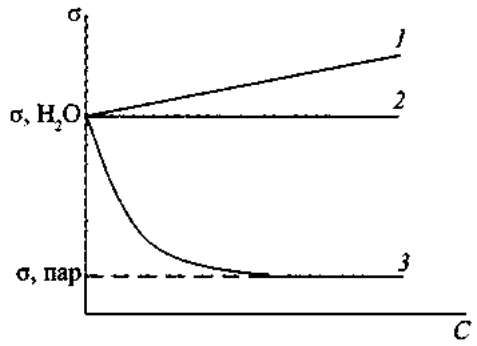
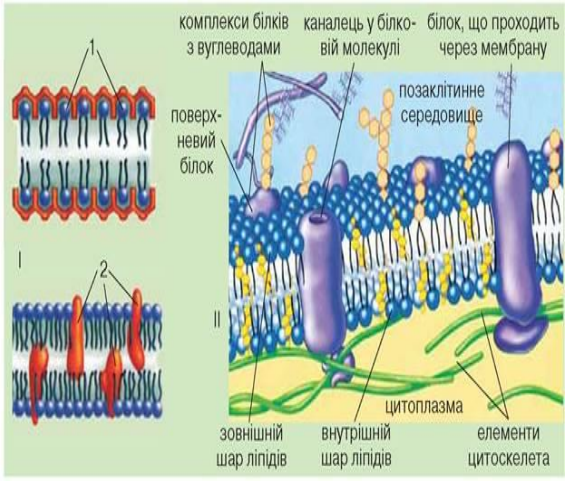
А. $C_5H_{11}COOH$.
Б. $C_8H_{17}COOH$.
В. $C_{10}H_{21}COOH$.
Г. $C_{12}H_{25}COOH$.

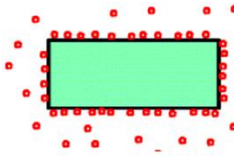
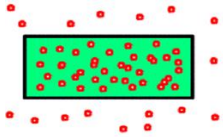
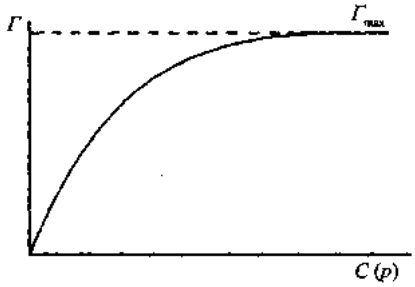
Теоретичний матеріал

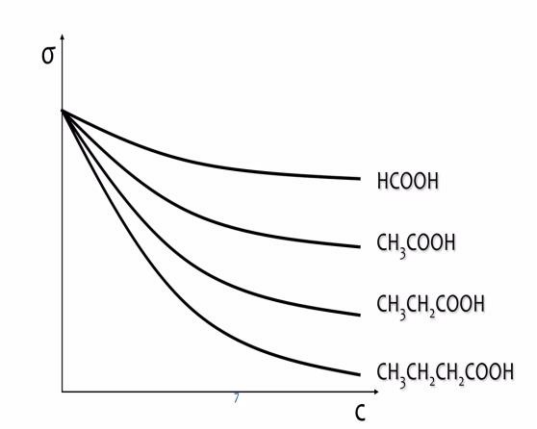
Термін	Визначення, формули, показники
Поверхневі явища	Особливі процеси, які відбуваються у гетерогенних системах на межі поділу фаз. Саме на поверхні поділу фаз відбуваються процеси обміну, синтезу, адсорбції, десорбції, ферментативні реакції тощо, які забезпечують життєдіяльність організмів.
Класифікація за агрегатним станом контактуючих фаз на поверхні поділу	
Рухомі межі поділу	Рідина–газ (Р/Г), рідина–рідина (Р/Р).
Нерухомі межі поділу	Тверде тіло–газ (Т/Г), тверде тіло–рідина (Т/Р).
Причина поверхневих явищ	Різка відмінність властивостей граничного шару від властивостей всередині самої фази.
Вільна поверхнева енергія *Гіббса*, G_S 	Нереалізована здатність (надлишок некомпенсованої енергії) всіх молекул поверхневого шару до взаємодії з боку однієї з фаз. Вільна поверхнева енергія, що доводиться на одиницю площі поверхні. $$G_S = \sigma \cdot S,$$ де σ – поверхневий натяг; G_S – вільна поверхнева енергія; S – поверхня поділу фаз.
Поверхневий натяг, σ 	Відношення поверхневої енергії до площі поверхні поділу фаз. Це є енергія Гіббса, що приходиться на одиницю площі поверхні: $$\sigma = \frac{G_S}{S}, \text{ кДж/м , Н/м,}$$ де σ – поверхневий натяг; G_S – вільна поверхнева енергія; S – поверхня поділу фаз. ***Поверхневий натяг (σ) чисельно дорівнює роботі, яку необхідно виконати, щоб утворити одиницю поверхні.*** Поверхневий натяг можна визначити як роботу при оборотному ізотермічному процесі, яку треба виконати для збільшення поверхні поділу фаз на 1 м^2.
Методи визначення поверхневого натягу (σ)	
Метод максимального тиску газового пухирця (метод Ребіндера)  Схема установки Ребіндера для вимірювання поверхневого натягу (*а*) і схема занурення капіляра у рідину (*б*): 1 – пробірка з розчином; 3 – аспіратор; 2 – капіляр; 4 – манометр.	В основі методу лежить визначення тиску P, який необхідний для витискування пухирців газу з капіляра в рідину. Цей тиск залежить від поверхневого натягу рідини σ та радіусу капіляра r: $$P = \frac{2\sigma}{r} \quad \text{або} \quad \sigma = \frac{r}{2}P = kP.$$ Вимірявши тиск P_0 для стандартної рідини з відомим поверхневим натягом σ_0 (наприклад, для води) та тиск P для досліджуваної рідини, можна розрахувати її поверхневий натяг σ за співвідношенням: $$\frac{\sigma}{\sigma_0} = \frac{kP}{kP_0} \quad \text{або} \quad \sigma = \sigma_0 \frac{P}{P_0}.$$ Для визначення тисків P_0 та P через капіляр 2, що торкається поверхні досліджуваної рідини, за допомогою вакуумного насоса засмоктуються пухирці повітря, які при цьому долають опір рідини в капілярі. В момент відриву пухирця від кінця капіляра перепад тиску компенсує капілярний тиск рідини. Величину такого перепаду визначають за максимальним показанням манометра.

Термін	Визначення, формули, показники
Метод підрахунку крапель (сталагмометричний)  Сталагмометр	Цей метод ще називається сталагмометричним, оскільки в ньому застосовують прилад, який має назву сталагмометр. Для визначення поверхневого натягу досліджувану рідину засмоктують у прилад вище верхньої мітки 1 і спостерігають за її витіканням. Коли меніск рідини опуститься до мітки 1, починають рахувати краплі. Підрахунок ведуть до тих пір, поки меніск не дійде до нижньої мітки 2. Таким чином визначають кількість крапель, утворених при витіканні певного об'єму рідини, обмеженого двома мітками. Об'єм краплі тим більший, а кількість крапель *n* тим менше, чим більший поверхневий натяг рідини σ та менше її густина ρ. За допомогою сталагмометра найчастіше проводять порівняльне визначення поверхневого натягу, тобто визначають σ досліджуваної рідини за відомим поверхневим натягом стандартної рідини σ_0. Як стандартну рідину застосовують, як правило, воду. За визначеною кількістю крапель для води n_0 та для досліджуваної рідини *n*, густиною обох рідин та поверхневим натягом води σ_0 розраховують поверхневий натяг досліджуваної рідини за формулою: $$\sigma = \sigma_0 \frac{n_0}{n} \frac{\rho}{\rho_0}$$
Метод відриву кільця  Терези Жолі	Цим методом вимірюють силу відриву дротяного кільця від поверхні розділу «рідина–повітря». Установку для визначення коефіцієнта поверхневого натягу води методом відриву кільця зображено на *рисунку* (терези Жолі). Тонкостінне кільце *А* (виготовлене з матеріалу, що добре змочується досліджуваною рідиною) підвішується на пружині *В*. Підвіску кільця виконують таким чином, щоб його вісь була вертикальною. Пружина *В* прикріплена до кронштейна *К*, жорстко з'єднаного зі штангою. Видовження пружини *В* (і тим самим силу її натягу) можна виміряти за міліметровою шкалою, якщо заздалегідь проградуювати пружину. Підводемо знизу посудину з водою до кільця, яке нерухомо висить на пружині, так, щоб кільце трохи торкнулося поверхні води. При цьому вода почне підніматись по стінках кільця, а кільце трохи втягнеться всередину рідини. Цей ефект можна помітити при невеликому розтягненні пружини, у момент, коли кільце торкнеться поверхні води. Якщо після цього почнемо повільно опускати посудину з водою, пружина буде поступово розтягуватись, аж поки кільце *А* не відірветься від поверхні води. При цьому відбудеться розрив поверхневої плівки по обидві сторони контура кільця. Поверхневий натяг розраховують за формулою: $$\sigma = \frac{F}{4 * \pi * r}$$, де r – радіус кільця, м

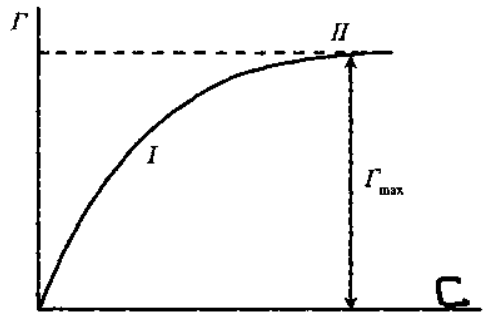
Термін	Визначення, формули, показники
Метод капілярного підняття 	Якщо занурити в воду частину капілярної скляної трубки, то в результаті змочування скляної поверхні утворюється увігнута поверхня (меніск). Поверхневий натяг розраховують за формулою: $$\sigma = \frac{h * r * \rho * g}{2},$$ де h – висота підняття рідини в капілярі, м; r – радіус капіляра, м; ρ – густина рідини, кг/м^3; g – прискорення вільного падіння, м/с^2.
Класифікація речовин за характером впливу на поверхневий натяг	
Поверхнево-активні речовини (ПАР)	Це сполуки, які адсорбуються на поверхні розділу фаз і зменшують поверхневий натяг води. До поверхнево-активних належать органічні сполуки: жирні кислоти, солі жирних кислот (мило), сульфокислоти, спирти, аміни, білки.
Поверхнево-інактивні речовини (ПІР)	Це сполуки, що збільшують поверхневий натяг. До поверхнево-інактивних належать неорганічні кислоти, луги, солі, сильнополярні органічні сполуки, такі, як гліцерин.
Поверхнево-неактивні речовини (ПНР)	Це сполуки, що не змінюють поверхневий натяг розчинника, оскільки їх поверхнева й об'ємна концентрації однакові ($C_S = C_V$). Прикладом таких речовин є сахароза та інші вуглеводи, форміатна кислота HCOOH (містить полярну групу, але не має вуглеводневого радикала.
Особливість будови всіх молекул ПАР:  *a* – полярна частина – забезпечує її здатність до дисоціації; *b* – неполярна частина – має слабке силове поле.	Американські вчені Ленгмюр і Гаркінс висунули припущення, що ПАР мають дифільну будову, тобто складаються з двох частин – полярної і неполярної. Неполярна частина (гідрофобна група) – вуглеводневий ланцюг; полярна частина (гідрофільна група) – функціональні групи, наприклад, –OH, –COOH, –NH_2, –$S0_3$H та ін.
Орієнтація молекул ПАР у поверхневому шарі і як змінюватиметься при цьому поверхневий натяг.   Сила орієнтації молекул ПАР у поверхневому шарі	При заповненні поверхні рідини частками ПАР вони розташовуються таким чином, що полярні групи дифільних молекул завдяки гідрофільності й здатності гідратуватися будуть занурені у воду, а вуглеводневі радикали розташовуються над водою, утворюючи так званий мономолекулярний частокіл (частокіл Ленгмюра). Якщо концентрація дифільних молекул ПАР невелика, то всі вони розміщуються на межі поділу так, що вуглеводневі радикали знаходяться на поверхні води й орієнтовані щодо неї під кутом, близьким до 10. Таке розміщення можливе завдяки гнучкості вуглеводневого ланцюга (*а*, *б*). При збільшенні концентрації молекули ПАР набувають чіткішої орієнтації, за певної їх концентрації розміщуються чітко вертикально, утворюючи насичений мономолекулярний адсорбційний шар (*в*). Висновок про те, що в мономолекулярному поверхневому шарі вуглеводневі радикали ПАР орієнтовані вертикально, було підтверджено рентгенографічними дослідженнями.

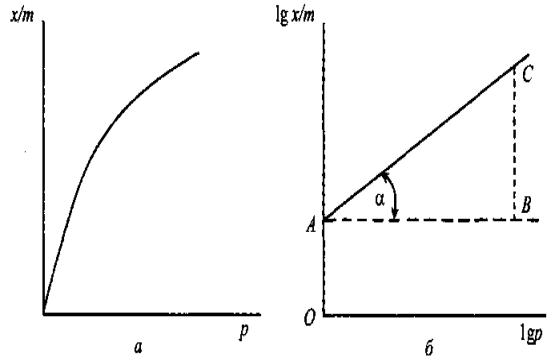
Термін	Визначення, формули, показники
Ізотерма поверхневого натягу  Графічна залежність поверхневого натягу від концентрації розчиненої речовини при сталій температурі називається ізотермою поверхневого натягу	Графіки залежності σ від С називають ізотермою поверхневого натягу і можуть мати вигляд, зображений на *рисунку* ліворуч. Для поверхнево-інактивних речовин зі збільшенням концентрації поверхневий натяг зростає (*крива 1*), для поверхнево-неактивних – не змінюється (*крива 2*), а для поверхнево-активних – зменшується (*крива 3*). Аналіз ізотерм поверхневого натягу свідчить, що всі криві починаються з однієї точки, яка відповідає поверхневому натягу води. При додаванні до води перших порцій ПАР останні майже повністю розподіляються у поверхневому шарі і поверхневий натяг різко зменшується. Момент утворення насиченого мономолекулярного шару ПАР відповідає мінімуму поверхневого натягу.
Будова клітинних мембран  I – схема розташування в мембрані ліпідів (1) і білків (2); II – рідинно-мозаїчна модель	Усі різноманітні мембранні структури загалом мають подібний хімічний склад і особливості організації. Товщина мембран, залежно від їх типу, варіює в досить широких межах – від 2–3 до 10 нм. Клітинні мембрани складаються з ліпідів, білків і вуглеводів. Молекули ліпідів розташовані у два шари: їх гідрофільні «голівки» (ортофосфатні групи) обернені до зовнішнього та внутрішнього боку мембрани. А гідрофобні «хвости», що складаються з ланцюжків жирних кислот, обернені всередину. Основним функціональним компонентом біологічних мембран є білки. Одні з молекул білків розташовані або на зовнішній, або на внутрішній поверхні мембран, тому їх називають поверхневими. Із такими білками, розташованими на внутрішньому боці мембрани, пов'язані мікронитки цитоскелета. Інші молекули білків заглиблені в товщу мембрани на різну глибину, їх називають внутрішніми. Особливі білкові молекули перетинають мембрану наскрізь, зв'язуючи зовнішню та внутрішню її поверхні. Вуглеводи входять до складу мембран виключно у вигляді комплексних сполук із молекулами білків або ліпідів. Така модель будови біологічних мембран дістала назву рідинно-мозаїчної. Назва пояснюється тим, що лише приблизно 30 % ліпідів мембран міцно пов'язані з внутрішніми білками в єдині комплексні сполуки, тоді як решта ліпідів перебувають у рідкому стані. Тому білково-ліпідні комплекси наче «вкраплені» в рідку ліпідну масу, нагадуючи мозаїку. Молекули білків або їх частини часто сполучені мікроскопічними канальцями. Молекули, які входять до складу мембран, здатні до переміщень. Завдяки цьому мембрани швидко поновлюються за незначних пошкоджень, оточуючи оголені ділянки цитоплазми. Плазматичні мембрани можуть легко зливатись одна з одною, розтягуватися та стискатися, наприклад, під час змін форми або руху клітин. Плазматична мембрана може утворювати вирости, вгини, зморшки, мікроворсинки, які набагато

Термін	Визначення, формули, показники
	збільшують поверхню клітини. Можливі й перебудови хімічного складу біологічних мембран, унаслідок чого їх властивості також змінюються. Клітина не витрачає багато енергії на збереження цілісності своєї мембрани, адже її молекули з'єднані за принципом, за яким утримуються разом молекули жиру, – гідрофобним частинам молекул згідно із законами термодинаміки «вигідніше» розташовуватися близько одна до одної.
Адсорбція 	Поверхневе поглинання, при якому поглинається речовина, яка не поширюється вглиб поглинаючого тіла, а лише концентрується на його поверхні.
Абсорбція 	Об'ємне поглинання, при якому процес поглинання газу або рідини, починаючи з поверхні тіла, поширюється по всьому його об'єму.
Сорбція	Це явище поглинання однієї сполуки іншою.
Десорбція	Це процес зворотний адсорбції.
Сорбент (адсорбент, абсорбент)	Це речовина, яка поглинає іншу речовину.
Сорбтив або сорбат	Це речовина, яка поглинається.
Поверхнева активність	Здатність речовини знижувати поверхневий натяг на межі розподілу фаз у результаті адсорбції.
Рівняння адсорбції Гіббса  Загальний вигляд ізотерми адсорбції	На сьогодні ще не розроблено надійних методів визначення надлишку розчиненої речовини у поверхневому шарі, проте можна експериментально точно виміряти поверхневий натяг розчинів ПАР різних концентрацій, а потім обчислити величину адсорбції за рівнянням Гіббса (1878 р.): $$\Gamma = -\frac{C}{RT}\frac{\Delta\sigma}{\Delta c},$$ де: Γ – величина адсорбції розчиненої речовини, моль/м^2; C – загальна концентрація розчину, моль/м^3; R – газова стала; T – абсолютна температура, К; $-\frac{\Delta\sigma}{\Delta c}$ – поверхнева активність. Рівняння Гіббса є математичним обґрунтуванням загального правила: речовина, яка зменшує поверхневий натяг, концентрується у поверхневому шарі.
Види адсорбції	
Позитивна адсорбція	У розчинах поверхнево активних речовин взаємодія між молекулами ПАР та диполями води слабша, ніж між молекулами розчинника, тому молекули ПАР виштовхуються з об'єму розчину в поверхневий шар (Г > 0).
Негативна адсорбція	Поверхнево неактивні речовини зазвичай добре розчинні у воді і взаємодія їх із розчинником сильніша, ніж між молекулами розчинника, тому вони прагнуть піти з поверхні в глибину розчину (Г < 0).

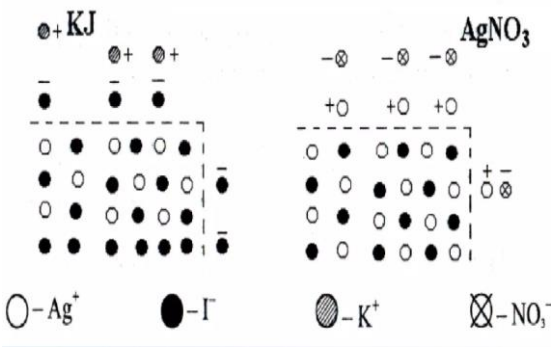
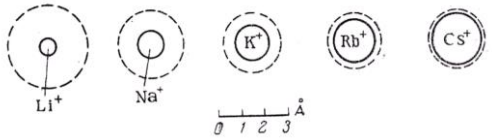
Термін	Визначення, формули, показники
Фізична адсорбція	1. Обумовлена фізичними силами (силами Ван дер Ваальса) взаємодії між молекулами адсорбату і адсорбенту. 2. Із підвищенням температури часто зменшується (десорбція вище адсорбції). 3. Мало специфічна, слабо залежить від природи адсорбату. 4. Зворотний характер (адсорбція–десорбція). 5. Нелокалізована (молекули адсорбату здатні переміщатися поверхнею адсорбенту).
Хімічна адсорбція	1. Обумовлена утворенням хімічного зв'язку, що виникає між адсорбатом і адсорбентом. 2. Підвищення температури сприяє збільшенню хемоадсорбції. 3. Строго специфична. 4. Як правило, незворотня. 5. Локалізована (молекулярна) адсорбція – взаємодія молекул з поверхнею адсорбенту в хімічних процесах. Прикладом хемосорбції є реакція у протигазах із використанням адсорбенту – активованого вугілля: отруйний газ фосген $COC1_2$, проходячи крізь шар активованого вугілля, розкладається з утворенням нетоксичних сполук за рівнянням: $COC1_2+H_2O \rightarrow CO_2+2HC1.$
Правило Дюкло–Траубе  	Біолог П. Дюкло та фізіолог Й. Траубе (1831 р.) сформулювали таке правило: у певному гомологічному ряду (жирних кислот, спиртів та інших дифільних сполук) у водних розчинах однакової концентрації зі збільшенням довжини вуглеводневого радикала на одну групу $–CH_2–$ поверхнева активність збільшується у 3–3,5 рази, тобто: $$\frac{G_{n+1}}{G_n}=\beta \approx 3—3,5,$$ де G – поверхнева активність; n – кількість груп $–CH_2$ -; β – коефіцієнт Траубе. Правило Дюкло–Траубе найточніше виконується за низьких концентрацій розчинених речовин. Із нього випливає важливий висновок: площа, яка припадає на одну молекулу максимально насиченого ПАР адсорбційного шару, залишається сталою в межах гомологічного ряду. Наприклад, для спиртів вона становить 0,25 нм² ($0,25\cdot10^{-18}$ м²), для кислот – 0,205 нм² ($0,205\cdot10^{-18}$ м²). Згідно з правилом Дюкло–Траубе змінюється анальгетична та наркотична дія відповідних лікарських препаратів.

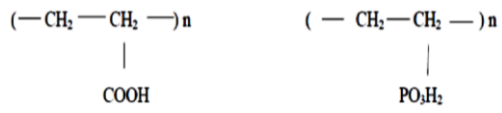
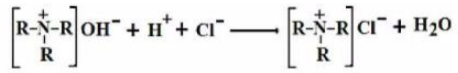
Термін	Визначення, формули, показники
Адсорбція на межі поділу тверде тіло–газ	Межі поділу між твердим тілом і газом та твердим тілом і розчином належать до нерухомих меж поділу фаз. Усі випадки вбирання газів і випарів твердими тілами називають сорбцією. Якщо цей процес відбувається тільки на поверхні, його називають адсорбцією. Якщо речовина, що вбирається поверхнею, дифундує всередину поглинаючої речовини і розподіляється по її об'єму, таке явище називають абсорбцією. Тверде тіло, на поверхні якого відбувається адсорбція, прийнято називати адсорбентом, а речовину, що адсорбується, – адсорбтивом. Речовину в адсорбованому стані називають адсорбатом. Тверді адсорбенти – це природні і штучні матеріали з великою зовнішньою і внутрішньою поверхнями, на яких відбувається процес адсорбції. Непоруваті адсорбенти (порошкоподібні речовини) мають значну зовнішню поверхню, а поруваті (силікагель, активоване вугілля, алюмогелі тощо) – внутрішню завдяки величезній кількості мікропор. Слід зауважити, що поверхня адсорбенту неоднорідна і адсорбція відбувається лише на окремих «активних центрах». Важливою характеристикою адсорбентів є їх питома поверхня. Величину адсорбції визначають співвідношенням кількості молекул *n* адсорбату до одиниці площі поверхні *S* ($м^2$), або маси *m* (кг) адсорбенту: $$\Gamma = \frac{n}{S}\ [\text{моль}/\text{м}^2];\ \Gamma = \frac{n}{m}\ [\text{моль}/\text{кг}].$$
Чинники, що впливають на адсорбцію газів на нерухомій поверхні	***1. Тиск газу*** *(p)* ***над поверхнею твердого адсорбенту.*** Залежність адсорбції газу від тиску виражають ізотермою адсорбції. Адсорбція досягає максимального граничного значення, коли вся поверхня адсорбційних центрів буде зайнята молекулами адсорбату й утвориться насичений мономолекулярний шар. ***2. Температура.*** Із підвищенням температури фізична адсорбція зменшується, а хімічна – зростає. ***3. Природа газу.*** Газ тим краще адсорбується, чим легше він зріджується і чим вища його критична температура. ***4. Природа адсорбенту і його питома поверхня.*** *Питому поверхню* адсорбенту $S_{пит}$ виражають відношенням поверхні поділу фаз *S* до одиниці маси адсорбенту *m:* $$S_{пит} = \frac{S}{m}.$$ У поруватих адсорбентах $S_{пит}$ зростає як внаслідок збільшення дисперсності, так і завдяки площі поверхні. Наприклад, у непоруватої речовини (цукрової пудри) та поруватої (активованого вугілля) питома поверхня відповідно становить = 5×10^2 $м^2/кг$ і 5×10^5 $м^2/кг$, тобто у поруватого адсорбенту вона більша в тисячу разів.

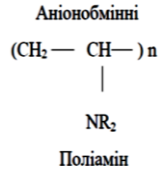
Термін	Визначення, формули, показники
	Площа поверхні однієї таблетки активованого вугілля (0,25 г) досягає 125 м^2, тому його використовують у медичній практиці як ефективний адсорбуючий засіб. Із метою активації деревне або тваринне вугілля піддають обробці *перегрітою водяною парою* (при 100 °С). При цьому пори очищаються від смолистих речовин, внутрішня поверхня значно збільшується і тому зростає адсорбційна здатність.
Теорія мономолекулярної адсорбції Ленгмюра  Загальний вигляд ізотерми адсорбції Ленгмюра	Адсорбція газу на твердій поверхні є найпростішим випадком адсорбції. Для характеристики цього процесу американський учений І. Ленгмюр запропонував *теорію мономолекулярної адсорбції,* основні положення якої такі: – адсорбція має локалізований характер, тобто молекули адсорбату не можуть переміщуватися поверхнею адсорбенту, між адсорбованими молекулами і поверхневим шаром відсутня будь-яка взаємодія; – адсорбція молекул адсорбтиву відбувається на *активних (адсорбційних) центрах* твердої поверхні. Кожен такий центр адсорбує лише одну молекулу адсорбтиву, тому на поверхні адсорбенту утворюється лише мономолекулярний шар адсорбату; – адсорбовані молекули постійно десорбуються і перебувають в адсорбованому стані мільйонні частки секунди. Між процесом адсорбції й десорбції встановлюється адсорбційна рівновага, внаслідок якої розподіл молекул газу між поверхнею і об'ємом залишається сталим. Кількість адсорбованої речовини *Г* залежить від тиску газу і температури. Найчастіше досліджують залежність адсорбції від тиску за сталої температури (ізотерму адсорбції). На основі експериментальних даних Ленгмюр запропонував *рівняння ізотерми адсорбції:* $$\Gamma = \Gamma_{\max} \frac{C}{C + K},$$ де Г – кількість адсорбованої речовини (моль/г адсорбенту); Γ_{max} – максимальна адсорбція, коли всі активні центри адсорбенту зайняті адсорбованою речовиною; *С* – концентрація адсорбтиву після встановлення рівноваги; *К* – коефіцієнт адсорбції.
Адсорбція на межі поділу тверде тіло–розчин	Адсорбція речовин із розчинів на твердих адсорбентах має велике практичне значення. Її широко застосовують у промисловості для очищення газів, питної води та стічних вод, повітря, цукру від забруднень, а також у медичній практиці для очищення організму від чужорідних речовин (отрут, токсинів, великих доз сильнодіючих лікарських препаратів) тощо.

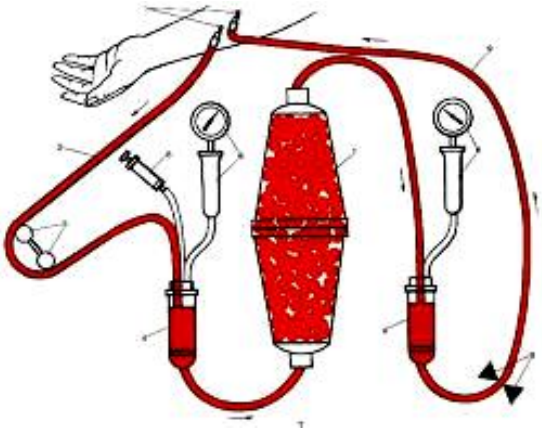
Термін	Визначення, формули, показники
Особливості адсорбції на межі поділу тверде тіло–розчин. Рівняння Фрейндліха  Ізотерма адсорбції (*а*) та визначення констант рівняння Фрейндліха (*б*) Константа α залежить від властивостей адсорбенту, адсорбату і температури і має назву *питомої адсорбції,* тобто вона чисельно дорівнює адсорбції за рівноважної концентрації 1 моль/дм^3	1. На поверхні адсорбенту, поряд з адсорбцією розчиненої речовини, відбувається адсорбція розчинника, тобто молекули розчинника конкурують із молекулами розчиненої речовини за адсорбційні центри на поверхні твердого тіла. Тому можливі два види адсорбції з розчинів: *позитивна* – коли молекули розчиненої речовини адсорбуються краще за молекули розчинника, і *негативна* – коли молекули розчинника адсорбуються краще за молекули розчиненої речовини. 2. Адсорбція з розчинів відбувається повільніше від адсорбції газів. 3. Із підвищенням температури розчину адсорбція зменшується. 4. Залежність адсорбції речовин (газуватих або твердих) від їх концентрації у розчині описують *емпіричним рівнянням Фрейндліха:* $$\frac{x}{m} = kp^{\frac{1}{n}}, \text{ або } \frac{x}{m} = kC^{\frac{1}{n}},$$ де *x* – кількість речовини адсорбтиву, моль; *m* – маса адсорбенту; *p* – рівноважний тиск; *C* – рівноважна концентрація; κ і 1/*n* – емпіричні константи. Наведене рівняння показує, що чим вищий тиск або концентрація розчиненої речовини, то більша кількість речовини адсорбується на поверхні адсорбенту, але пропорційність має не прямий, а експоненціальний характер.
Залежність адсорбції від природи адсорбованих частинок	Розчинена речовина може знаходитись у розчині у вигляді молекул (неелектроліти, слабкі електроліти) або іонів (сильні електроліти), тому залежно від природи адсорбованих частинок на твердій поверхні адсорбцію поділяють на *молекулярну* та *іонну.*
Молекулярна адсорбція	Це адсорбція неелектролітів, коли речовина адсорбується в молекулярному стані.
Особливості молекулярної адсорбції  	1. Адсорбція – вибірковий процес, який залежить від **полярності адсорбенту.** Доведено, що на полярних адсорбентах краще адсорбуються полярні речовини, а на неполярних – неполярні. Наприклад, на поверхні полярного адсорбенту силікагелю SiO_2 легко адсорбуються спирти, вода, аміни тощо, а на неполярному вугіллі – неполярні органічні речовини, причому, чим більша молярна маса адсорбтиву, тим інтенсивніше відбувається адсорбція. 2. Важливу роль у процесі адсорбції речовин із розчинів відіграє **полярність розчинника,** мірою якої є діелектрична проникність. Акад. П. Ребіндер сформулював **правило вирівнювання полярностей:** на полярних адсорбентах краще адсорбуються полярні речовини з неполярних або малополярних розчинників, а на неполярних – неполярні речовини з полярних розчинників.

Термін	Визначення, формули, показники
	3. Отже, процес адсорбції відбувається у бік вирівнювання полярностей фаз, причому, чим більша різниця полярностей, тим швидше відбувається цей процес.
Правило вирівнювання полярності фаз (правило Ребіндера)	1. Розчинена речовина тим краще адсорбується, чим більша різниця полярностей між нею та розчинником. 2. ПАР з водних розчинів добре адсорбуються на гідрофобних поверхнях, а з неполярних чи малополярних розчинників – на гідрофільних.
Застосування молекулярної адсорбції	Широко використовується в різних галузях, а саме: – очищення стічних вод; – цукрових, олієжирових та інших продуктових розчинів; – нафтопродуктів; – вилучення у малих дозах рідких і важких металів. У фармацевтичній промисловості широко застосовують для очищення анестезуючих речовин, видалення та очищення вітамінів, антибіотиків тощо. Адсорбенти використовують для стандартизації та індентифікації лікарських засобів та вихідної речовини. Адсорбційні процеси відіграють важливу роль у живих організмів. Дія біокаталізатора починається з адсорбції субстрату на поверхні ферментного комплексу, після чого фермент проявляє специфічну каталітичну дію. Адсорбційним закріпленням ферментів на твердому носії одержують «іммобілізовані» ферменти, які використовують у фармацевтичній промисловості.
Адсорбція електролітів із розчинів	Адсорбція сильних електролітів із розчинів істотно відрізняється від молекулярної адсорбції, адже електроліти в розчинах знаходяться у вигляді йонів. При цьому йони зазвичай адсобуються на полярних адсорбентах.
Іонна адсорбція	Це хімічна взаємодія між іонами розчиненої речовини і твердою поверхнею адсорбенту. Проте енергії утвореного нового хімічного зв'язку недостатньо для того, щоб відірвати поверхневі атоми адсорбенту. Тому зв'язок нової сполуки з твердим сорбентом зберігається. Особливістю такої адсорбції є те, що на межі поділу тверде тіло–рідина виникає подвійний електричний шар. Тому поверхня адсорбенту набуває певного заряду, наявність якого спричиняє притяжіння з розчину іонів протилежного знака.
Залежно від механізму процесу розрізняють вибіркову та іонообмінну адсорбцію сильних електролітів	
Вибіркова (селективна) **адсорбція**	Визначається процесом адсорбції катіонів або аніонів і підпорядковується правилам вибіркової адсорбції, сформульованим **Панетом** і **Фаянсом.**
Правило Пескова–Фаянса або правило вибіркової адсорбції	**Перше правило.** На поверхні кристалічного твердого тіла з розчину електроліту специфічно адсорбується іон, який здатний добудовувати його кристалічну решітку або може утворювати з одним з іонів, що входить у склад кристалу, малорозчинну сполуку.

Термін	Визначення, формули, показники
	Друге правило. На твердій поверхні адсорбенту адсорбуються тільки ті іони, знак заряду яких протилежний знаку заряду поверхні адсорбенту.
Застосування правила Пескова–Фаянса  *а* *б* Схема адсорбції на кристалах AgJ, поміщених в розчини KJ (*а*) та $AgNO_3$ (*б*)	Згідно з правилами Панета–Фаянса, для здійснення вибіркової адсорбції адсорбент має бути важкорозчинною сполукою і мати кристалічну будову, а розчин – надлишок саме тих іонів, з яких складається ґратка адсорбенту. Наприклад, згідно з реакцією: $$AgNO_3 + KI = AgI\downarrow + KNO_3,$$ де KI взятий у надлишку, одержано важкорозчинну сполуку – AgI, яка має кристалічну будову. На поверхні кристалічної ґратки аргентум йодиду в певній послідовності розміщені йони Ag^+ і I^-, що робить її електронейтральною. Тому кристалічну ґратку AgI добудовують не іони K^+ або NO_3, а іони, що утворюють із ними важкорозчинну сполуку. При цьому, крім електростатичних сил притяжіння, діють хімічні сили. Іони I^- міцно адсорбуються, входять у кристалічну ґратку адсорбенту і надають їй негативного заряду. Під дією негативного заряду поверхні ґратки, завдяки електростатичному притяжінню, у шарі рідини біля негативно зарядженої поверхні перебувають іони калію. На межі тверде тіло–розчин виникає подвійний електричний шар (ПЕШ).
Ліотропні ряди Гофмейстера	Ряди Гофмейстера, ряди іонів, розташованих у порядку посилення або ослаблення їх ліотропної дії, тобто впливу на властивості розчинника, а також на швидкість і глибину хімічних реакцій і физико-хімічних процесів, що відбуваються в середовищі даного розчинника. Характер взаємодії у разі адсорбції визначається електричним полем адсорбованих іонів, зокрема здатністю до поляризації іонів, що залежить від їх розміру. 
Приклади ліотропних рядів Гофмейстера	За здатністю до адсорбції іони розташовують у ряди: $Li^+ < Na^+ < K^+ < Rb^+ < Cs^+$ — для однозарядних катіонів; $Be^{2+} < Mg^{2+} < Ca^{2+} < Ba^{2+}$ — для двозарядних катіонів; $SCN^- > I^- > NO_2^- > Br^- > Cl^- > F^-$ — для однозарядних аніонів. Таким чином, при однаковому заряді іонів їх адсорбційна здатність зростає з їх розміром. Для іонів, які мають різни заряди, адсорбція збільшується, чим сильніше електричне поле вони створюють, тобто, чим більший їх заряд за подібних розмірів. Наприклад: $$K^+ < Ca^{2+} < Al^{3+} < Th^{4+};$$ $$Cr^{2+} < Cr^{3+} < Cr^{6+}$$

Термін	Визначення, формули, показники
Іонообмінна адсорбція	Це процес еквівалентного обміну однойменно зарядженими іонами між адсорбентом і розчином. При цьому тверда поверхня адсорбенту поглинає з розчину катіони або аніони, а замість них віддає у розчин еквівалентну кількість інших іонів того самого знака, тому цей процес може бути описаний стехіометричним рівнянням. Адсорбенти, на поверхні яких відбувається процес еквівалентного обміну, називають **іонообмінниками.** Іонообмінники не розчинні ні у воді, ні в кислотах, ні в лугах.
Іонообмінники	За походженням іонообмінники бувають неорганічні та органічні, природні (глина, ґрунт, цеоліти та інші мінерали) та синтетичні (іоніти), серед яких найчастіше використовують іонообмінні смоли – високомолекулярні сполуки, на полімерній матриці яких розміщені ковалентно зв'язані іоногенні групи. Функціональні властивості іонітів зумовлені природою йоногенних груп, і за цією ознакою іоніти поділяють на **катіоніти, аніоніти** та **амфоліти.** Амфоліти незалежно від умов здатні до обміну як катіонами, так і аніонами.
Катіоніти	Катіоніт можна розглядати як високомолекулярний полівалентний аніон (R^n), відокремлений поверхнею поділу від середовища, що його оточує. Такий полівалентний аніон містить на поверхні велику кількість іонів гідрогену, які здатні обмінюватися на катіони, що знаходяться в рідині. Тому катіоніт можна умовно записати так: **$R^{n-}(nH^+)$.** Сильнокислотні катіоніти містять залишки сульфатної, фосфатної та інших сильних кислот. Слабкокислотні в своєму складі містять: карбоксильні групи – COOH, сульфогрупу – SO_3H та інші групи, що слабо дисоціюють. На поверхні катіонітів відбувається катіонний обмін, який загалом можна зобразити таким рівнянням: $R^{n-}(nH^+) + Me^{n+}An^{n-} \rightarrow R^{n-}Me^{n+} + (H^+)_n An^{n-}$.
Приклади катіонітів	Катіонобмінні  Поліакрилова Полімер вінілфосфатної кислоти
Аніоніти	Аніоніти можна розглядати як високомолекулярний полівалентний катіон, протиіонами якого є гідроксид-іони OH^-, здатні до обміну на аніони розчину, наприклад: **$R^{n+}(nOH^-)$.** Іоногенними групами сильноосновних аніонітів є амонієві основи, а слабкоосновних – аміногрупи різного ступеня заміщення ($-NH_2$, = NH, = N-) та залишки інших органічних основ. Схему аніонного обміну, який відбувається на поверхні аніоніту, можна зобразити так: $R^{n+}(nOH^-) + Me^{n+}An^{n-} \rightarrow R^{n+}An^{n-} + Me^{n+}(OH^-)_n$. 

Термін	Визначення, формули, показники
Приклади аніонітів	Аніонобмінні  Поліамін R=H; CH_3; C_2H_5
Амфотерні іоніти (амфоліти)	Залежно від pH розчину амфоліти дисоціюють як кислотні або основні іоніти відповідно до принципу Ле Шательє (на практиці не знайшли широкого застосування). Перед сорбцією амфоліти піддаються набряканню, яке відбувається внаслідок сольватації гідрофільних груп іонітів у полярних рідинах, що призводить до дисоціації іоногенних груп внаслідок ослаблення іонного зв'язку. Тому набрякла смола здатна вступати в реакції обміну іонами з розчинами електролітів.
Біологічна роль іонного обміну	З обміном іонів пов'язана більшість процесів у живих системах. Іонообмінні властивості мають структурні елементи клітин: ядра, мітохондрії, мембрани, мікросоми та ін. Отже, можна вважати, що організми побудовані з іонітів. Найпростіший іонний обмін виявляється також у дії ферментів та біологічних мембран. Властивості іонітів мають тканини рослин і тварин. Їх катіонообмінні властивості визначаються наявністю карбоксильних та фосфатних груп, а здатність обмінюватися аніонами – аміногрупами білків. Іоніти використовують також як каталізатори деяких реакцій, для очищення стічних вод. Наприклад: демінералізація води: катіоніт H_2 +Mg^{2+} + SO_4^{2-}↔ катіоніт Mg^+ +2H^++SO_4^{2-}; аніоніт $(OH)_2$ +2H^+ +SO_4^{2-} ↔ аніоніт SO_4 + 2H_2O. Також іоніти використовують в іонообмінній хроматографії – для виділення та очищення амінокислот. Катіоніти застосовують у медичній практиці для консервування крові. Наприклад: декальцинування (консервація) донорської крові. [пермутит –Na_2]+Ca^{2+} + 2Cl^- ↔ [пермутит –Ca] + + 2Na^+ +2Cl^- Багато іонітів використовують при отруєннях іонами важких металів (Pb^{2+}, Hg^{2+}, Cd^{2+} та ін). Катіоніти призначають як антацидні засоби при ацидозах, для лікування набряків, пов'язаних із декомпенсацією серцевої діяльності, та запобігання їм. За допомогою іонообмінників виготовляють дитяче харчування – іонітне молоко.
Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії	Значну кількість захворювань людей спричиняють чужорідні для організму сполуки *екзогенного* (промислові забруднення, пестициди, препарати побутової хімії, лікарські засоби тощо) та *ендогенного* (утворюються і накопичуються в організмі, наприклад, при опіках, променевій хворобі) *походження.* Новий напрямок медицини, який ґрунтується не на введенні ліків в організм, а на виведенні з нього шкідливих і токсичних речовин, називають *адсорбційною* або *еферентною медициною.* Головним завданням

Термін	Визначення, формули, показники
	методів еферентної медицини є моделювання природних методів детоксикації. Залежно від конкретної мети сорбційна детоксикація може здійснюватись методами: *гемосорбції, плазмосорбції, лімфосорбції, лікворосорбції, ентеросорбції, аплікаційної сорбції.*
Гемосорбція 	Принцип *гемосорбції* полягає у пропусканні крові через колонку з адсорбентом, яка підключена до системи циркуляції крові. У медичній практиці цей метод часто називають *гемоперфузією* і застосовують при нирковій та печінковій недостатності, екзогенних та ендогенних отруєннях снодійними препаратами, нейролептиками, фосфорорганічними сполуками та іншими, аутоімунних та алергійних захворюваннях тощо. Для широкого застосування гемосорбції потрібно вирішити проблему створення відповідних *гемосорбентів* із високою селективністю, які не змінюють реологічних характеристик крові, є хімічно стійкими, виявляють високу адсорбційну здатність стосовно того чи іншого токсину.
Плазмосорбція  Апарат для плазмофорезу	Суть плазмосорбції – пропускання плазми крові, попередньо відокремленої від формених елементів через колонку із сорбентом. Цей метод застосовують при тяжких отруєннях у тих випадках, коли не можна використати гемосорбцію.
Лімфосорбція	Лімфосорбцію (очищення організму пропусканням лімфи через колонку із сорбентом) найчастіше застосовують при екзогенних отруєннях алкалоїдами блідої поганки, хлоропохідними вуглеводнів та ін. Перевагою цього методу є відносна не травматичність (відсутність ушкодження формених елементів, порушень згортання крові та змін у серцево-судинній системі).
Ентеросорбція   	Ентеросорбцію здійснюють за допомогою перорального вживання сорбентів, так званих ентеросорбентів, які під час проходження через травний канал адсорбують шкідливі речовини, зменшуючи тим самим їх вміст у крові. Застосовують цей метод для виведення алкалоїдів, наркотичних речовин, барбітуратів тощо, лікування алергійних захворювань. Розроблено також ентеросорбенти на основі рослинних волокон – фітосорбенти, які очищують організм від радіонуклідів, важких металів. Як різновид ентеросорбції розглядають детоксикацію кишечника шляхом введення через зонд суспензій сорбентів інтраопераційно і в ранньому післяопераційному періоді в абдомінальній хірургії. Нині ентеросорбція є одним із ключових методів еферентної медицини.

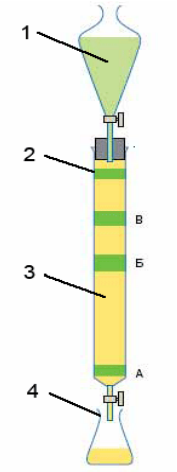
Термін	Визначення, формули, показники
Аплікаційна терапія    	Для лікування інфікованих ран, опіків ефективною є аплікаційна терапія – один із методів детоксикації організму накладанням на рану або зону опіку марлевої пов'язки із сорбційним матеріалом. Це сприяє звільненню ушкоджених тканин від продуктів розпаду білків, інтенсифікації процесів регенерації тканин, зменшенню інтоксикації цілого організму. Розроблено волокнисті вугільні сорбенти з іммобілізованими на поверхні ферментами, які сприяють швидшому загоєнню ран. Вони можуть бути також носіями лікарських засобів – антибіотиків, антисептиків та інших антибактеріальних препаратів. Під час вибору того чи іншого сорбенту враховують його селективність і сорбційну ємність відносно конкретної речовини.
Хроматографія	Це фізико-хімічний метод розділення суміші речовин, заснований на різному розподілі компонентів між двома фазами, одна з яких нерухома, а інша рухома. Рухома фаза фільтрується через нерухому. Рухому фазу, що вводиться в шар нерухомої, називають **елюентом,** а рухому фазу, що виходить із колонки і містить розділені компоненти, – **елюатом.**
Основні завдання, які можуть бути вирішені за допомогою хроматографічних методів	1. Якісний і кількісний аналіз складних сумішей речовин. 2. Розділення багатокомпонентних за складом сумішей на індивідуальні компоненти. 3. Концентрування речовин з їх дуже розбавлених розчинів. Може стояти завдання добування цінних металів (Ag, Au, Pt) з розбавлених технологічних розчинів або виробничих стічних вод; сконцентрувати Ra, U, що міститься в природних водах у концентраціях 10^{-5}–10^{-10} г-атом/л. 4. Очищення технічних продуктів від домішок, доведення цих продуктів до заданого ступеня хімічної чистоти, отримання чистих хімічних реактивів. 5. Контроль різних виробництв методами хроматографії. 6. Визначення молекулярної структури деяких сполук шляхом встановлення зв'язку між здатністю до сорбції і будовою даної речовини.
Нерухома фаза	Речовини, що складають нерухому фазу, називають *сорбентами.* Вони можуть бути як у твердому, так і в рідкому стані, але зазвичай це тверді речовини. Як сорбенти використовують силіцій діоксид, силікагель, алюміній оксид тощо.
Рухома фаза	Це потік рідини або газу, що фільтрується крізь шар сорбенту. Вона виконує функції *розчинника* і *носія* суміші речовин, які аналізують, і її називають *сорбатом.*

Термін	Визначення, формули, показники
Засновник хроматографічних методів аналізу  **Михайло Семенович Цвєт** (1872−1919 рр.) ботанік та фізіолог рослин, винахідник хроматографії	Метод хроматографії запропонував вчений-ботанік М.С. Цвєт, який вперше в 1903 р. застосував явище адсорбції для аналізу зеленої частини хлорофілових пігментів листків. Назвав метод *хроматографічним (*від слова «хроматос» – колір).
Значний внесок у розвиток хроматографії зробили вчені України (Харків). Це піонери досліджень із тонкошарової хроматографії (М. Ізмайлов, М. Шрайбер)  **Микола Аркадійович Ізмайлов** (1907−1961 рр.) український фізико-хімік	М. Ізмайлов займався науковими дослідженнями в галузі хроматографії в тонких шарах, вивчав статистику й динаміку молекулярної та іонообмінної сорбції, досліджував властивості неводних розчинів електролітів та вплив на силу електролітів розчинників, вивчав певні питання кислотності розчинів, сольватацію йонів та молекул у розчинах. Разом із М. С. Шрайбер 1938 р. розробив метод хроматографії в тонких шарах. Першим розробив та запропонував загальні основи адсорбційної технології, зокрема адсорбційних методів одержання морфіну з коробочок опійного маку та ефірної олії з квітів жасмину. В фармацевтичному аналізі використовуються його методики кількісного визначення ментолу, терпінгідрату, тимолу та фенолу – за ізотермами поверхневого натягу.
Класифікація хроматографічних методів аналізу	
За агрегатним станом нерухомої та рухомої фаз	Для досягнення оптимального розподілу компонентів сумішей необхідно обрати оптимальну комбінацію нерухомої (стаціонарної) та рухомої фази. Сорбент (нерухома фаза) може бути твердою речовиною або рідиною, що сорбована на твердому носії; рухома фаза може бути рідиною або газом; сорбати можуть перебувати у рідкому, газуватому або пароподібному стані.

Класифікація хроматографічних методів за агрегатним станом рухомої та нерухомої фази

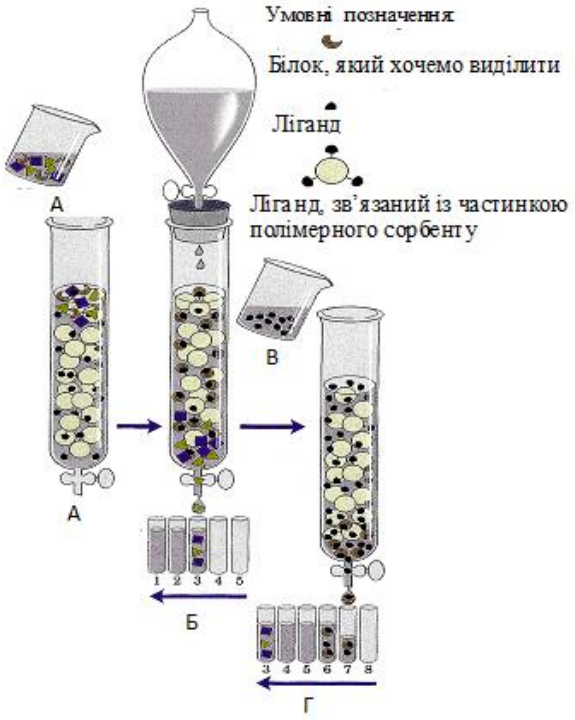
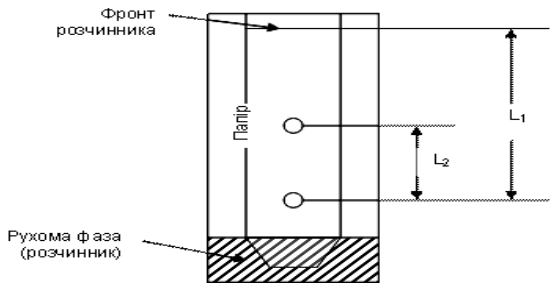
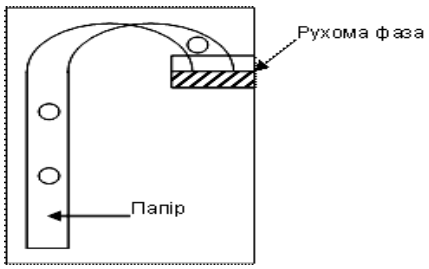
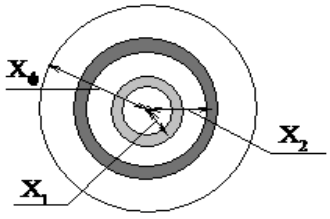
Рухома фаза, РФ	*Нерухома фаза, НФ*	*Назва хроматографії*
Газ (газова хроматографія, ГХ)	Тверда речовина. Рідина (рідина розподілена тонким шаром поверхнею твердого носія)	Газо-твердофазна або газо-адсорбційна. Газо-рідинно-твердофазна або газо-абсорбційна
Рідина (рідинна хроматографія, РХ)	Тверда речовина. Рідина	Рідинно-твердофазна або рідинно-адсорбційна. Рідинно-рідинна або рідинно-розподільна
Флюїд (флюїдна хроматографія (ФХ)	Тверда речовина. Рідина	Флюїдо-твердофазна. Флюїдо-рідинно-твердофазна

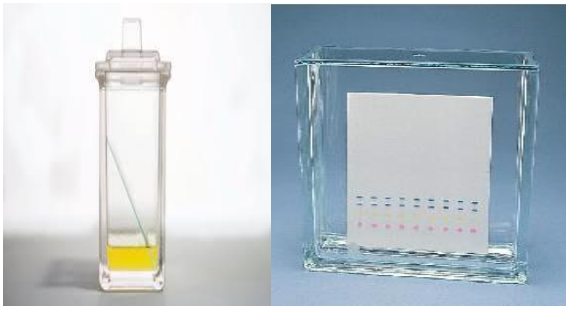
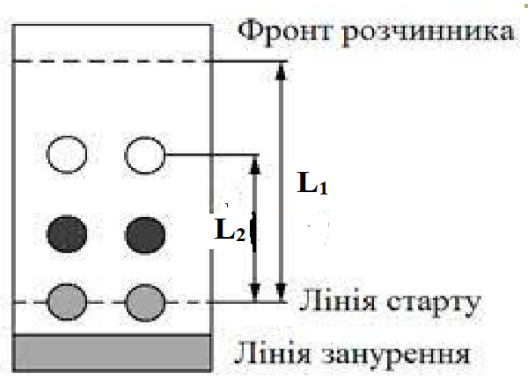
За механізмом взаємодії сорбенту та сорбату	За механізмом взаємодії сорбенту і сорбату можна виділити декілька видів хроматографії: **– розподільна хроматографія (розробники Мартин Фукс і т. д.** базується на різниці між розчинністю речовин у нерухомій фазі (газорідинна хроматографія) або на різниці в розчинності речовин у нерухомій та рухомій фазах; **– адсорбційна хроматографія** – на різниці в адсорбованості речовин твердим сорбентом; **– іонообмінна хроматографія** – на різній здатності речовин до іонного обміну;

Термін	Визначення, формули, показники
	– **ексклюзійна хроматографія** – на різниці в розмірах і формах молекул досліджуваних речовин; – **афінна хроматографія** – на специфічній взаємодії, характерній для деяких біологічних та біохімічних процесів. Цими видами не вичерпуються всі механізми розділення; **– осадова хроматографія** – базується на утворенні осадів, що відрізняються між собою розчинністю, – **адсорбційно-комплексоутворююча** – основана на утворенні координаційних сполук різної стійкості у фазі і на поверхні сорбенту та ін. Слід відмітити, що класифікація за механізмами взаємодії дуже умовна: її використовують у тому випадку, якщо відомий домінуючий механізм. Оскільки дуже часто процес розділення відбувається за декількома механізмами.
За технікою виконання	Виділяють декілька основних методів: – **колонкову хроматографію** – коли розділення проводиться в спеціальних колонках; **– площинну хроматографію** – коли розділення проводиться на спеціальному папері (**паперова хроматографія)** або в тонкому шарі сорбенту (**тонкошарова хроматографія).**
За метою хроматографування	Виділяють декілька основних методів: **– аналітичну хроматографію** (якісний та кількісний аналіз); **– препаративну хроматографію** (для отримання речовин у чистому вигляді, для концентрування і виділення мікродомішок); **– промислову хроматографію** – для автоматичного управління процесом (при цьому цільовий продукт із колонки поступає в датчик). Цей метод широко використовують для дослідження розчинів, каталітичних процесів, кінетики хімічних процесів.
За способом отримання хроматограм  1. Елюент. 2. Хроматографічна колонка. 3. Сорбент. 4. Елюат.	Розрізняють **елюентну, витіснювальну** і **фронтальну хроматографію.** Рухому фазу, яку вводять у шар нерухомої фази, називають **елюентом,** а рухому фазу, яка виходить із колонки і містить досліджувані компоненти, – **елюатом.** В елюаті тим чи іншим способом визначають досліджувані компоненти.
Елюентна хроматографія	У безперервний потік рухомої фази, яка практично не сорбується (елюенту), вноситься порція об'єкту аналізу (суміш компонентів). Елюент захоплює частину компонентів об'єкту аналізу, яка знаходиться в рівновазі між ним і нерухомою фазою, і просуває їх вздовж нерухомої фази з різними швидкостями.

Термін	Визначення, формули, показники
	Компоненти виходять із зони розділення послідовно відповідно до їх сорбційних властивостей. Це приводить до розділення суміші на окремі компоненти. Такий спосіб розділення використовують переважно в газовій хроматографії під час аналізу органічних речовин. Переваги методу: 1) найбільше використовується у високоефективній хроматографії; 2) є єдиним способом кількісного аналізу. Недолік методу: не для концентрованих розчинів.
Фронтальна хроматографія	Через колонку безперервно пропускають об'єкт аналізу, який сам є рухомою фазою, і вимірюють концентрацію кожного компонента на виході з колонки. Сорбент насичується компонентами суміші з кращою здатністю до сорбції, а компонент із гіршою здатністю до сорбції рухається попереду інших вздовж шару сорбенту і покидає колонку в чистому вигляді. Крізь колонку спочатку проходить речовина, яка сорбується найгірше, а потім її суміш з речовиною, що сорбується краще, і т. д. Метод дозволяє виділити з суміші тільки одну, найменш здатну до сорбції речовину, тому для розділення речовин він малопридатний. Фронтальний аналіз застосовують, зокрема, для очищення води іонообмінними адсорбентами та очищення повітря активованим вугіллям в протигазах.
Витіснювальна хроматографія	У нерухому фазу вноситься порція об'єкту аналізу – суміш компонентів, розчинених в елюенті. Ця порція витискається через шар нерухомої фази потоком речовини-витіснювача, який сорбується сильніше, ніж компоненти об'єкту аналізу. Таким чином, відбувається послідовне витіснення компонентів відповідно до їх сорбційної здатності. Компоненти суміші рухаються попереду фронту витіснювача до виходу з колонки з однаковою швидкістю, розділившись на зони, що дотикаються між собою, відповідно до здатності до сорбції. Використання цього методу ускладнюється важкістю вибору необхідної концентрації речовини-витіснювача, взаємною дифузією на межі зон, яка перешкоджає отриманню на виході з колонки достатньо чистих компонентів, і тривалістю процесу розділення. Цей метод використовується в основному при визначенні мікродомішок.
Хроматографічні методи аналізу, найпоширеніші в медицині	
Газова хроматографія	Для розділення, аналізу і дослідження речовин та їх сумішей, що не розкладаються у газуватому стані, найширшого застосування набула газова хроматографія. У газовій хроматографії як рухому фазу (газ–носій) найчастіше використовують інертні гази (гелій, аргон, азот). Нерухомою фазою може бути нелетка рідина (гліцерол, поліетиленгліколь), яку наносять на твердий носій (скло, тефлон), що ним заповнюють колонку.

Термін	Визначення, формули, показники
 Газовий хроматограф GC 2400 *Вчені – засновники газової хроматографії* У 1941 р. А. Дж. П. Мартін і Р. Л. М. Сінг розробили новий різновид хроматографії, в основу якої лягла відмінність у коефіцієнтах розподілу речовин, що розділяються між двома рідинами, що не змішуються. Цей метод отримав назву «газоворозподільча хроматографія». У 1952 р. Дж. Мартіну та Р. Сінгу було присуджено Нобелівську премію в галузі хімії за створення цього методу. Із середини XX ст. і до наших днів хроматографія інтенсивно розвивалася і стала одним із найбільш широко застосовуваних аналітичних методів	Під час проходження досліджуваної суміші через хроматографічну колонку її компоненти селективно утримуються нерухомою фазою, а потім виходять із колонки і реєструються детектором, сигнали якого автоматично записуються у вигляді хроматограми. Кожному компоненту суміші на хроматограмі відповідає окремий пік. Положення піка визначається величиною часу утримування ($x_д$), тобто часом від початку введення проби до виходу максимального піка. Ідентифікацію компонентів суміші проводять зіставленням часу утримування відповідного компонента й еталона – речовини аналогічної структури. Збіг часу утримування еталона і досліджуваної речовини свідчить про їх ідентичність. Визначення кількісного складу суміші полягає в тому, що інтенсивність піка кожного компонента пропорційна його вмісту в суміші. Метод газохроматографічного аналізу дуже чутливий. Для його проведення достатньо кілька кубічних сантиметрів газу, мікролітрів рідини чи мікрограмів леткої речовини. Газову хроматографію широко застосовують у медицині для визначення вмісту багатьох лікарських препаратів, продуктів їх метаболізму, рівня жирних кислот, холестерину, стероїдів в організмі хворого тощо, у токсикологічній хімії, судовій медицині, криміналістиці та гігієні.
Рідинна хроматографія (ВЕРХ)  Рідинний хроматограф **HPLC/MS**	У методі рідинної хроматографії рухомою фазою є рідина, нерухомою – твердий адсорбент. На відміну від газової рідинна хроматографія може бути використана для аналізу речовин із молекулярною масою від кількох сотень до кількох мільйонів а. о. м., зокрема складних макромолекул, нуклеїнових кислот, білків тощо. Як розчинник застосовують легкі вуглеводні та їх похідні: гексан, бензен, толуен, метанол, етанол тощо. Їх вибір визначається типом сорбенту, яким може бути силікагель, алюміній оксид, магній оксид, сахароза, полімери. Залежно від характеру взаємодій, що відбуваються в шарі сорбенту, рідинну хроматографію поділяють на дві групи: *молекулярну* та *хемосорбційну.*
Гель-фільтраційна хроматографія	Ґрунтується на принципі розділення суміші речовин за розмірами їх молекул. Процес відбувається завдяки тому, що в цеоліт (молекулярне сито) або пори гелю дифундують тільки ті речовини, розміри молекул яких не перевищують розміри пор адсорбенту. Внаслідок цього молекули меншого розміру долають більший шлях і виходять із колонки пізніше, ніж більші молекули. Останнім часом молекулярно-ситову хроматографію широко використовують для визначення молекулярної маси білків, виділення та очищення біополімерів (білків, пептидів, полісахаридів, нуклеїнових кислот) і навіть для розділення клітин, наприклад, лімфоцитів, еритроцитів тощо.

Термін	Визначення, формули, показники
Афінна хроматографія  	На відміну від звичайних методів виділення та очищення біологічних сполук цей метод базуються на фізико-хімічних відмінностях – розмір молекули, молекулярна маса, заряд. В афінній хроматографії використовується певна властивість біомолекул – здатність специфічно та оборотно взаємодіяти з речовинами, такими, як субстрати, інгібітори, рецептори тощо. Ці речовини, їх називають ліганди, ковалентно зв'язуються з твердим носієм, утворюють специфічний адсорбент, який може вибірково з суміші, що розділяється, зв'язувати та утримувати біополімер, який має до нього спорідненість. Отже, афінна хроматографія – це високоспецифічний метод, що дозволяє ефективно проводити очищення багатьох біомакромолекул та інших речовин.
Паперова хроматографія (ПХ)  Висхідна хроматографія  Низхідна хроматографія  Радіальна (кругова) хроматографія	Широко застосовують У фармації й медицині. У ПХ як нерухому фазу використовують хроматографічний папір, або речовини, попередньо нанесені на його волокна. Для отримання хроматограми розчини чистих речовин (свідків) і суміш, яку потрібно розділити, наносять на хроматографічний папір, нижній кінець якого занурюють у відповідну систему розчинників. Через деякий час суміш розділяється на зони окремих компонентів. Для виявлення зон хроматограму розглядають у світлі УФ-випромінювання за певної довжини хвилі й олівцем позначають контури плям. Кількісне визначення полягає в тому, що пляму вирізають і після подрібнення паперу екстрагують досліджувану речовину відповідним розчинником. Вміст речовини визначають будь-яким методом, придатним для визначення малих кількостей (спектрофотометрія, полярографія тощо). Паперова хроматографія поділяється на такі: – висхідна; – низхідна; – радіальна (кругова). Незабарвлені суміші необхідно проявляти. При цьому залежно від визначуваних речовин їх можна виявити: 1) у світлі УФ плями речовин можуть самі світитись; 2) у парах йоду виявляються речовини, які мають подвійні зв'язки; 3) обприскування проводити спеціальними реагентами; 4) застосування свідків (точно відомих речовин) є надійним методом виявлення компонентів.

Термін	Визначення, формули, показники
Тонкошарова хроматографія (ТШХ)  	У цьому методі роль носія виконує тонкий шар порошкоподібного сорбенту, нанесений на скляну або металеву пластинку. Як сорбенти застосовують силікагель, алюміній оксид, магній силікат тощо. Аналіз цим методом загалом мало чим відрізняється від паперової хроматографії. Разом із тим метод ТШХ має низку переваг: високу швидкість процесу хроматографування, можливість використання як нерухомої фази більшого асортименту сорбентів. ПХ і ТШХ посідають одне з провідних місць серед методів розділення та аналізу органічних і біоорганічних сполук. За допомогою цих методів можна визначити речовини масою 10–20 мкг, розділення триває кілька хвилин, тому їх часто застосовують як експрес-методи.
Розрахунки в ПХ і ТШХ  	Для оцінки хроматографічної поведінки речовини в певних умовах використовують величину R_f, яка дорівнює відношенню відстані L_2, пройденої речовиною, до відстані L_1, пройденої розчинником: $$R_f = \frac{L_2}{L_1};$$ де R_f – *рухливість (відносна швидкість переміщення компонентів на тонкому шарі).* Rf можуть мати значення від 0 до 1. При $R_f = 0$ компонент суміші залишається на лінії старту, а при $R_f = 1$ – рухається разом із фронтом розчинника. Значення Rf залежить від розподілу речовини, складу рухомої фази, типу паперу, температури, часу хроматографування, техніки експерименту.
Детергенти	Поверхнево активні синтетичні мийні засоби. Поділяються на катіонні (четвертинні амонієві солі), аніонні (вуглеводні, до складу яких входить бензенсульфонатний залишок), нейтральні (похідні гліколей, вуглеводів). Синтетичні миючі засоби не утворюють нерозчинних солей із катіонами Ca, Mg (солями жорскості); водні розчини мають нейтральну реакцію, тому що не гідролізують; виробництво їх не потребує використання цінних харчових продуктів жирів. До складу синтетичних миючих засобів входять колоїдні поверхнево активні речовини чи їх суміші, активні добавки, що поліпшують їх властивості.

Ситуаційні задачі для самоконтролю





1. Визначте величину адсорбції кислоти CH_3COOH на поверхні водного розчину при 70 °С, якщо масова частка кислоти у розчині 0,1 %. Поверхневий натяг чистої води та розчину при цій температурі рівні відповідно $74{,}22 \cdot 10^{-3}$ та $57{,}0 \cdot 10^{-3}$ Дж/м^2.

2. Сполука А пройшла відстань $L_1 = 5{,}3$ см від лінії старту на хроматографічній пластинці. Розчинник за цей час пройшов $L_2 = 14{,}2$ см. Знайдіть R_f сполуки А.

3. На хроматограмі з'явилися плями з такими Rf:

– зразок № 1: Rf = 0,25;

– зразок № 2: Rf = 0,65;

– невідома речовина: Rf = 0,64.

Яка з речовин відповідає невідомій?

Вихідний контроль

1. Що є рухливою фазою в газовій хроматографії?

А. Рідина. *Б. Газ.* *В. Тверда речовина.* *Г. Немає відповіді.*

2. Яка особливість молекул ПАВ?

А. Наявність полярних груп. *В. Відсутність будь-яких груп.*
Б. Наявність неполярних груп. *Г. Наявність полярних і неполярних груп.*

3. Основні положення адсорбційної теорії були сформульовані:

А. Ле Шательє. *Б. Ленгмюром.* *В. Менделєєвим.* *Г. Раулем.*

4. Хімічна адсорбція – це процес оборотний?

А. Так. *Б. Ні.* *В. Немає відповіді.* *Г. Оборотний, багатостадійний.*

5. Що є рухливою фазою в рідинній хроматографії?

А. Рідина. *В. Тверда речовина.*
Б. Газ. *Г. Немає відповіді.*

2.10 ОДЕРЖАННЯ І ВЛАСТИВОСТІ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ. КОАГУЛЯЦІЯ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ. КОЛОЇДНИЙ ЗАХИСТ

Вхідний контроль

1. Який розмір колоїдних частинок?

А. 10^{-5}–10^{-4}.
Б. 10^{-9}–10^{-7}.
В. 10^{-7}–10^{-5}.
Г. 10^{-11}–10^{-9}.

2. При яких умовах утворюється колоїдний розчин?

А. Наявність двох фаз, наявність стабілізатора.
Б. Наявність двох фаз, розмір частинок 10^{-9}–10^{-7}.
В. Наявність двох фаз, наявність стабілізатора, розмір частинок дисперсної фази 10^{-9}–10^{-7}.
Г. Інші умови.

3. Виберіть реакцію отримання колоїдного розчину конденсаційним методом:

А. $HCl + NaOH \leftrightarrow NaCl + H_2O$.
Б. $Na_2SO_4 + BaCl_2 \leftrightarrow BaSO_4\downarrow + 2\ NaCl$.
В. $Na_2CO_3 + H_2SO_4 \leftrightarrow Na_2SO_4 + CO_2 + H_2O$.
Г. $H^+ + OH^- = H_2O$.

4. Вкажіть агрегат в міцелі: $\{(Ca_3(PO_4)_2)m \bullet nCa^{2+}(2n - x)Cl^-\}^{x+}xCl^-$:

А. $Ca_3(PO_4)_2$.
Б. Ca^{2+}.
В. Cl^-.
Г. $(Ca_3(PO_4)_2)m \bullet nCa^{2+}$.

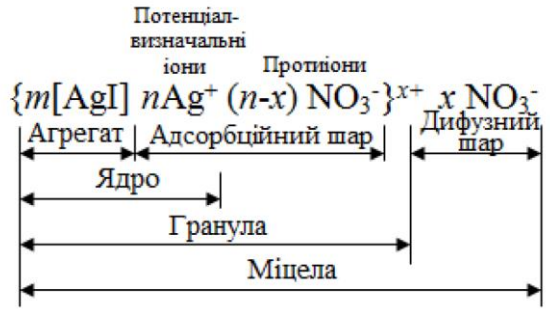
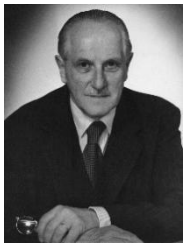
5. Гранула в міцелі: $\{(CaSO_4)m \bullet nSO_4^{2-}(2n - x)\ Na^+\}\ nNa^+$ має заряд:

А. Позитивний.
Б. Негативний.
В. Не має заряду.
Г. Позитивний і негативний.

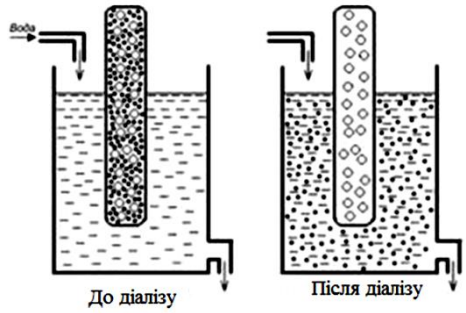
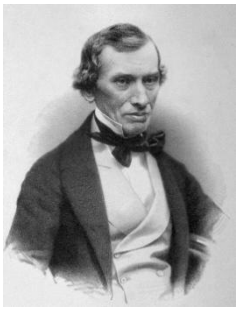
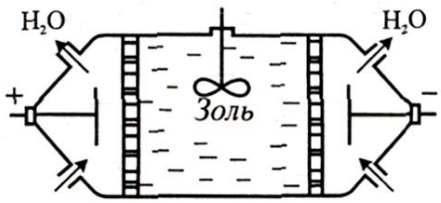
Теоретичний матеріал

Термін	Визначення, формули, показники
Колоїдна хімія	Наука, що вивчає процеси утворення і руйнування дисперсних систем, властивості речовин у дисперсному стані та поверхневі явища в цих системах.
Історія колоїдної хімії За роботи з колоїдної хімії стали лауреатами **Нобелівської премії**: Р. Зігмонді (1925 р.) «за встановлення гетерогенної природи колоїдних розчинів і за розроблені в зв'язку з цим методи, що мають фундаментальне значення в сучасній колоїдній хімії»; Ж. Перрен (1926 р.) – «за роботу з дискретної природи матерії і особливо за відкриття седиментаційної рівноваги»; Т. Сведберг (1926 р.) – «за роботи в галузі дисперсних систем» (передусім за використання ультрацентрифуги для дисперсійного аналізу); І. Ленгмюр (1932 р.) – «за відкриття і дослідження в галузі хімії поверхневих явищ»	Етапи: – **зародження** (античність); – **становлення:** • XVIII–XIX ст. – виробництво кольорового скла, Ф. Рейсс (електрокінетичні явища), Й. Берцеліус (оптичні явища), М. Фарадей (одержання колоїдних розчинів металів); • 60-ті роки XIX ст. – Томас Грем поділив усі речовини на кристалоїди і колоїди (речовини, які не кристалізуються з розчинів, а утворюють аморфні осади), 1879 р. – Г. Гельмгольц (перша найпростіша модель ПЕШ); – **сучасний розвиток** (XX ст., 1903 р. – створення ультрамікроскопа Зігмондом; 1905–1906 рр. – підтвердження теорії броунівського руху Ейнштейном і Смолуховським; з 1903 по 1930 рр. розвинулося вчення про адсорбцію, яке стало теоретичним фундаментом колоїдної хімії.); подальшим розвитком теорії будови ПЕШ були моделі Л. Гуї 1910 р. і Д. Чемпена 1913 р.; 1920 р. М. Пєсков увів у науку про колоїди поняття кінетичної та агрегативної стійкості; в основі сучасної теорії будови ПЕШ лежить теорія О. Штерна (1924 р.); сучасна теорія стійкості – незалежно від Дерягіна і Ландау аналогічну теорію розробили Фервей і Овербек, тому теорія має назву ДЛФО (1937–1948 рр.). Значний внесок у розвиток сучасної колоїдної хімії зробили українські вчені А. В. Думанський – засновник Інституту колоїдної хімії та хімії води, який зараз названий його ім'ям; відомі дослідники О. Д. Куриленко, Л. А. Кульський, Ф. Д. Овчаренко, які займалися дослідженнями властивостей колоїдних систем.
Дисперсна система (від *лат.* disperses – розсіяний у просторі)	Система, в який одна або кілька речовин (**дисперсна фаза**), що перебувають у роздробленому стані, рівномірно розподілені в масі або між частинками іншої речовини (**дисперсійне середовище**).
Диспергування	Процес подрібнення речовини.
Дисперсність (D)	Основна характеристика дисперсної системи. Ступінь подрібнення частинок, величина обернена розміру частинки диспергованої речовини: $D = \frac{1}{d}\ (\text{м}^{-1})$, де *d* – діаметр частинки сферичної форми; $D = \frac{1}{l}\ (\text{м}^{-1})$, де *l* – довжина ребра частинки кубічної форми.
Грубодисперсні системи	Розмір частинок: 10^{-7}–10^{-4} (м). Дисперсність: 10^{4}–10^{7} ($м^{-1}$). Видимі у звичайний мікроскоп: – емульсії (молоко, сметана, мастила, масла); – піна (мильна піна); – суспензії (протаргол, коларгол, альмагель); – аерозолі (пил, дим, смог).
Колоїдно-дисперсні системи	Розмір частинок: 10^{-9}–10^{-7} (м). Дисперсність: 10^{7}–10^{9} ($м^{-1}$). Видимі в ультрамікроскоп: – сік рослин, колоїдні розчини (золі).

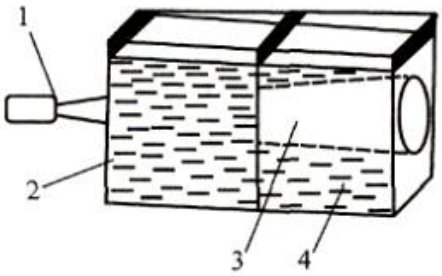
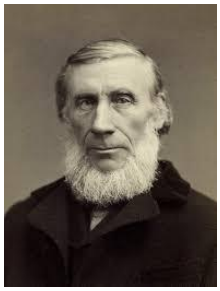
Термін	Визначення, формули, показники
Золь (колоїдний розчин)	Ультрамікрогетерогенна система, в якій дисперсійним середовищем є рідина, а дисперсною фазою – тверді частинки розміром 10^{-9}–10^{-7} (м).
Молекулярно-іонні системи (істинні розчини)	Розмір частинок: менше 10^{-9} (м). Дисперсність: більше ніж 10^{9} ($м^{-1}$). Не видимі навіть в ультрамікроскоп.
Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом дисперсної фази (чисельник) **та дисперсійного середовища** (знаменник) (Г – газ, Р – рідина, Т – тверда речовина)	
Дисперсійне середовище – газ (аерозолі)	Г/Г – атмосфера Землі; Р/Г – аерозоль рідкий, туман, хмари; Т/Г – аерозоль твердий, дим, пил, порошки.
Дисперсійне середовище – рідина	Г/Р – газові емульсії, піни, мильна піна, піна на пиві; Р/Р – емульсії (молоко, сметана, нафта, крем); Т/Р – суспензії (ліозолі, золі металів).
Дисперсійне середовище – тверда речовина	Г/Т – тверда піна, пінопласт; Р/Т – тверда емульсія (вода в парафіні, опал); Т/Т – тверді золі (солідозолі – кольорове скло, дорогоцінне каміння).
Класифікація дисперсних систем за міжфазною взаємодією	
Ліофобні	Дисперсні частинки погано взаємодіють із розчинником, агрегативно не стійкі; термодинамічно не стійки, що зумовлено надлишком поверхневої енергії і пов'язано зі збільшенням $\Delta G > 0$, поверхневий натяг на межі поділу фаз великий, межа поділу фаз чітко виражена (латекси, золі металів).
Ліофільні	Дисперсні частинки добре взаємодіють із розчинником внаслідок сольватації, агрегативно стійки; термодинамічно стійки ($\Delta G < 0$), можуть диспергуватися самовільно, поверхневий натяг на межі поділу фаз малий (розчини білків, ферментів, РНК, ДНК, розчини глікогенів).
Умови утворення колоїдних розчинів:	1) наявність дисперсної фази й дисперсійного середовища (мала розчинність речовини дисперсної фази у дисперсійному середовищі); 2) розмір частинок дисперсної фази 10^{-9}–10^{-7}м (від 1 до 100 нм); 3) наявність стабілізатора (надає частинкам дисперсної фази однойменного заряду, що перешкоджає їх об'єднанню (агрегації)).
Диспергаційні методи (фізичні):	Полягають в тому, що дисперсна фаза подрібнюється до розмірів колоїдних частинок.
Механічне диспергування	Грубе диспергування в промислових млинах (10^{-5}–10^{-4} м) і диспергування у вібромлинах і колоїдних млинах (10^{-9}–10^{-7} м).
Ультразвуковий метод (акустичний)	Використовують спрямоване ультразвукове поле (коливання частоти 10^{5}–10^{6} Гц у спеціальних п'єзоелектричних пристроях). Диспергування відбувається внаслідок ковітаційного руйнування (швидке чергування стиснень і розріджень порядку тисяч атмосфер). Використовують для диспергування як рідких, так і твердих частинок, які придатні для внутрішньовенного введення.
Пептизація (фізико-хімічне диспергування)	Умовно відносять до диспергаційних методів, тому що відсутній процес подрібнення. Суть методу – дезагрегація частинок свіжоутвореного осаду під дією пептизатора (стабілізатора – електроліту, який надає системі агрегативної стійкості).

Термін	Визначення, формули, показники
Метод розчинення	Із твердих полімерів дією розчинника одержують розчини ВМС.
Метод заміни розчинника	У розчині міняють розчинник, у якому нерозчинна дисперсна фаза.
Електричні методи диспергування	Поєднують процеси диспергування і конденсації. Крізь рідке дисперсійне середовище (вода) пропускають електричний струм між електродами, які виготовлені з металу, колоїдний розчин якого необхідно отримати.
Конденсаційні методи:	Полягають в укрупненні мікрочастинок шляхом поєднання атомів або молекул без витрати енергії ззовні під дією ван-дер-ваальсових сил.
Фізичної конденсації	Базуються тільки на фізичних явищах (конденсація пари, заміна розчинника та ін.).
Хімічної конденсації	Використовують різні типи хімічних реакцій: подвійного обміну, окисно-відновні, гідроліз та ін. Стабілізатором є одна з реагуючих речовин, що взята в надлишку, або їм може бути електроліт, який утворюється внаслідок перебігу паралельної реакції.
Міцела	Структурна одиниця колоїдного розчину, оточена подвійним електричним шаром.
Міцелярна теорія будови колоїдних частинок	Золь складається з міцел й інтерміцелярної рідини (дисперсійне середовище, що розділяє міцели, в якій розчинені електроліти, неелектроліти і поверхнево активні речовини).
Будова колоїдних частинок	У першому наближенні в структурі міцели можна виділити три основні частини: ядро, адсорбційний і дифузний шари іонів. $AgNO_3(\text{надл.}) + KI \rightarrow AgI\downarrow + KNO_3.$  Формула міцели золю аргентум йодиду Стабілізатор завжди в надлишку.
Агрегат	Основа колоїдної частинки.
Правило Панета–Фаянса Фрідріх Адольф Панет (1887−1958 рр.) австрійський і німецький хімік   Казимир Фаянс (1887−1975 рр.) американський фізик і хімік	За цим правилом на поверхні агрегату вибірково адсорбуються ті іони стабілізатора, які можуть добудувати кристалічну ґратку твердої фази – потенціалвизначальні іони (визначають знак і величину потенціалу). Ф .А. Панет відомий своїми роботами з радіохімії, а також формулюванням правила Панета–Фаянса. Він займався дослідженням нових гібридів металів та вільних радикалів, а його роботи допомогли встановити вік метеоритів та гірських порід. К. Фаянс – піонер у галузі радіоактивності та один із першовідкривачів хімічного елемента – протактиній.

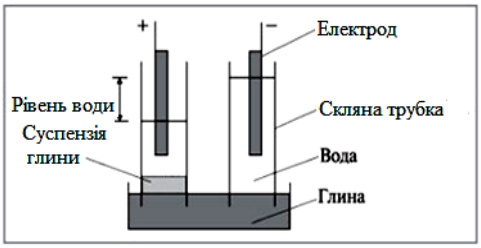
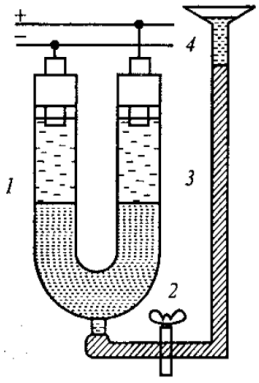
Термін	Визначення, формули, показники
Ядро	Агрегат + потенціалвизначальні іони.
Протиіони	Притягують до поверхні ядра під дією електростатичних сил іони стабілізатора протилежного знаку.
Адсорбційний шар протиіонів	Частина протиіонів, яка зазнає дії електростатичних і ван-дер-ваальсових сил ядра та утримується на близькій відстані від нього.
Гранула	Колоїдна частинка (ядро + адсорбційний шар протиіонів), знак заряду визначається знаком заряду потенціалвизначальних іонів.
Дифузний шар	Решта протиіонів, яка необхідна для повної компенсації заряду поверхні, слабше зв'язана з ядром у зв'язку з тим, що діють сили електростатичного притяжіння.
Електронейтральна міцела	Гранула + дифузний шар.
Механізм утворення подвійного електричного шару (ПЕШ)	ПЕШ може утворитись за трьома можливими механізмами: внаслідок вибіркової адсорбції з розчину певних іонів; у результаті іонізації поверхневих молекул твердої фази і переходу іонів в іншу фазу та завдяки адсорбційній орієнтації полярних молекул спряжених фаз внаслідок їх взаємодії. Саме теорія ПЕШ лежить в основі міцелярної будови колоїдних частинок. Ядро набуває заряду внаслідок адсорбції з розчину певних іонів (за правилом Панета–Фаянса), які називають потенціалвизначальними. До поверхні зарядженого ядра електростатичними силами притягаються з розчину іони протилежного знаку – протиіони, які розміщені в адсорбційному та дифузному шарах. Таким чином, на поверхні твердої фази виникає ПЕШ, який складається з ядра і протиіонів щільного адсорбційного (внутрішня обкладинка ПЕШ) та нещільного дифузного (зовнішня обкладинка ПЕШ) шарів. Розподіл протиіонів між адсорбційною та дифузною частинами ПЕШ визначається співвідношенням між електростатичним притяжінням іонів до поверхні та їх дифузією у розчин. Остання зумовлена тепловим рухом іонів і залежить від різниці їх концентрацій у ПЕШ та об'ємі розчину.
ПЕШ	ПЕШ слід розглядати як єдину електронейтральну систему, в якій заряд твердої поверхні дорівнює сумарному заряду протиіонів.
Електричні потенціали	Незалежно від механізму утворення ПЕШ, на межі поділу твердої та рідкої фаз виникають певні електричні потенціали.
Потенціалвизначальні іони (ПВІ)	Фіксовані на твердій поверхні, створюють поверхневий (електротермодинамічний) φ_S-потенціал – характеризує заряд ядра колоїдної частинки. Його знак збігається зі знаком заряду ПВІ.
Електрокінетичний потенціал – ξ-(дзета)-потенціал	Частина поверхневого φ_S-потенціалу. Він виникає в ПЕШ на межі між частинкою, яка здатна рухатися в електричному полі, та оточуючою її рідиною. ξ-потенціал визначає стабільність колоїдної системи.
Методи очистки колоїдних розчинів	
Методи очистки колоїдних розчинів	Отримані тим чи іншим способом дисперсні системи, а також дисперсні системи природного походження – латекси, вакцини, сироватки тощо очищають від домішок (молекул, іонів). Очищені дисперсні системи стають стійкими і можуть знаходитися в метастабільному стані

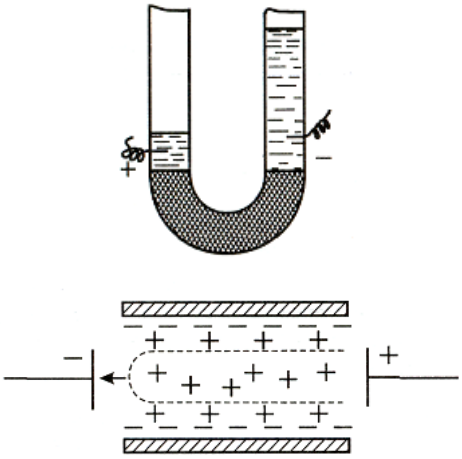
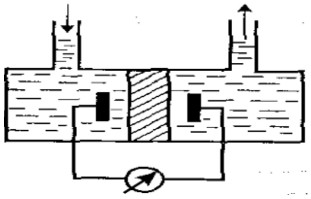
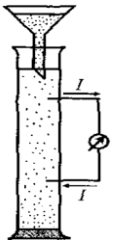
Термін	Визначення, формули, показники
	певний час. В основі методів лежить те, що молекули низькомолекулярних речовин та іони електролітів проходять крізь пори напівпроникних мембран, а колоїдні частики, які мають більший розмір, не проходять.
Діаліз (Т. Грем, 1861 р.)  Томас Грем (1805−1869 рр.) шотландський хімік 	Діаліз заснований на застосуванні напівпроникних мембран (целофан, пергамент, колодій та ін.), які пропускають іони й молекули, але затримують колоїдні частинки. У результаті дифузії низькомолекулярні домішки переходять у зовнішній розчин, що омиває мембрану (у воду), і золь очищується. Це повільний процес, який можна прискорити, наприклад, дією електричного струму. Т. Грем – один із засновників колоїдної хімії, піонер у галузі діалізу та дифузії газів.
Електродіаліз  Схема електродіалізатора	Процес діалізу, прискорений завдяки проведенню його в електричному полі, що прискорює рух іонів. Це прискорений процес діалізу для видалення електролітів під дією зовнішнього джерела постійного струму. Процес очищення скорочується до декількох хвилин. Використовують у медицині, фармації (для очищення, вакцин, сироваток, розчинів білків), біохімії, виробництві дієтичних продуктів, для очищення промислових стоків. Спільна дія електричного поля і зовнішнього тиску, забезпечує повне винищення домішок із рідини.
Компенсаційний діаліз	Для дослідження колоїдів. Рідина в діалізаторі омивається не чистим розчинником, а розчинами тієї концентрації низькомолекулярних речовин, яку треба зберегти в колоїдному розчині. Наприклад, вміст не зв'язаного з білками цукру в сироватці крові визначають шляхом діалізу сироватки, яку вносять у внутрішню посудину діалізатора, а в зовнішню наливають ізотонічний розчин хлориду натрію, до якого додають різну кількість цукру. Концентрація цукру в зовнішньому розчині при діалізі не змінюється лише в тому випадку, коли вона дорівнює концентрації вільного цукру в сироватці крові. Так виявляють наявність у крові глюкози та сечовини у вільному стані.
Вівідіаліз (вівідифузія)	Метод (різновид компенсаційного діалізу) виведення низькомолекулярних речовин із біологічних рідин із метою очищення або аналізу, при якому біологічна рідина проходить через апарат для діалізу і повертається до живого організму. Метод використовується для визначення в крові низькомолекулярних речовин.
Гемодіаліз та апарат «штучна нирка»	Очищення крові за методом компенсаційного діалізу має назву *гемодіалізу.* За принципом компенсаційного діалізу працює апарат «штучна нирка» (АШН), який застосовується при гострій нирковій недостатності, наприклад, при отруєнні

Термін	Визначення, формули, показники
	сулемою, сульфаніламідними препаратами, при уремії після переливання крові, важких опіках, токсикозі вагітності тощо. Апарат підключають до системи кровообігу хворого. Кров під тиском, що створює пульсуючий насос, подається в зроблені з напівпроникного матеріалу капіляри, які омиваються ззовні розчином такого ж електролітного складу, що і кров. Очищення крові (гемодіаліз) від метаболітів (сечовини, сечової кислоти, надлишків іонів калію, хлориду тощо) проводять протягом 3–4 год.
Ультрафільтрація	Фільтрація колоїдного розчину крізь спеціальні плівки – ультрафільтри при підвищеному зовнішньому тискові або під вакуумом. У біохімічній практиці як мембранні фільтри застосовують ацетат целюлози, нітроцелюлозу, скловолокно (розмір пор 10^{-8}–10^{-7}). У методі ультрафільтрації білки в градієнті густини розподіляються на різних рівнях центрифужної пробірки в процесі седиментації (осадження) у вигляді окремих зон. Для створення градієнта використовують солі важких металів і розчини сахарози.
Електроультрафільтрація	Метод, який поєднує ультрафільтрацію і електродіаліз. Забезпечує високий рівень і швидкість очищення золів та розділення білків.
Ультрацентрифугування	Метод, в основі якого є розділення частинок (розміром меншим за 10^{-7} м) з різною масою за допомогою великої відцентрової сили. Використовується для розділення біополімерів, вірусів, субклітинних елементів у медико-біологічних дослідженнях.
Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем	Зумовлені тепловим рухом частинок.
Броунівський рух Роберт Броун (1773–1858 рр.) шотландський ботанік 	Безперервний, хаотичний рух колоїдних частинок, має молекулярно-кінетичну природу, виникає внаслідок зіткнення молекул дисперсійного середовища з відносно великими частинками дисперсної фази. Інтенсивність броунівського руху тим більша, чим менший розмір частинок і вища температура. Є причиною дифузії. Р. Броун відкрив безладний рух дрібних часток у рідині або газі під впливом ударів молекул навколишнього середовища, який отримав назву «броунівський рух».
Дифузія	Самочинне вирівнювання концентрації частинок у всьому об'ємі дисперсної системи. З термодинамічної точки зору, процес відбувається зі збільшенням ентропії і є самочинним. Частинки колоїдних розчинів значно більші за розміри молекул та іонів і мають значно меншу швидкість дифузії, ніж молекули та іони.
Осмотичний тиск	Колігативна властивість, залежить від кількості частинок в одиниці об'єму колоїдного розчину і не залежить від їх природи і форми: $P_{осм} = C \cdot R \cdot T$, де C – молярна концентрація, моль/л; R – універсальна газова стала, 8,31 Дж/(моль·К); T – температура, К. За однакової концентрації кількість частинок у колоїдних розчинах менша, ніж в істинних, тому осмотичний тиск у колоїдних системах менший.

Термін	Визначення, формули, показники
Седиментаційно-дифузійна рівновага	Седиментація – процес осідання частинок дисперсної фази під дією сили тяжіння. Осіданню протидіє броунівський рух та дифузія, які прагнуть рівномірно розподілити колоїдні частинки по всьому об'ємі. Здатність дисперсних систем зберігати відповідний розподіл частинок у всьому об'ємі дисперсійного середовища – седиментаційна стійкість (чим менший розмір частинок, тим більша стійкість).
Оптичні властивості колоїдних систем	Оптичні властивості дисперсних систем зумовлені їх *гетерогенністю*. Експериментальні дослідження оптичних властивостей дисперсних систем дають певні відомості про розмір і форму частинок, про структуру, а також дозволяють розрахувати концентрацію дисперсної фази в гетерофазній системі. При проходженні світлової хвилі через дисперсну систему світло може *заломлюватися, поглинатися, відбиватися* чи *розсіюватися частинками дисперсної фази*.
Конус Тіндаля  *1 – джерело світла; 2 – істинний розчин; 3 – світловий конус; 4 – колоїдний розчин.* Проходження світла крізь істинний і колоїдний розчини Джон Тіндаль (1820–1893 рр.) британський фізик 	Утворення світлового конуса при бічному освітленні колоїдного розчину. Колоїдні системи відрізняються від істинних розчинів здатністю розсіювати світло, відоме як *явище Тіндаля*. Оскільки розміри колоїдних частинок більші порівняно з довжиною світлових хвиль видимої ділянки, промінь світла, що попадає на поверхню частинки, розміри якої більші за довжину хвилі променя, відштовхуються від неї, й відбувається *дифракція (розсіювання світла)*. Дж. Тіндаль – дослідник магнетизму, акустики, діамагнетизму, розсіювання світла (ефект Тіндаля).
Опалесценція	Матове світіння золів (найчастіше голубуватих відтінків), його причиною є дифракція. З опалесценцією пов'язане явище специфічне для колоїдно-дисперсних систем – утворення конусу Тіндаля.
Оптична анізотропія	Різні оптичні властивості у різних напрямках (за горизонталлю, зумовлене несферичною формою частинок та їх певною орієнтацією за умов накладання зовнішнього електричного поля).
Оптичні методи дослідження:	Дають інформацію про форму, розмір і будову частинок дисперсної фази, а також про концентрацію золю.
Нефелометрія (*грец.* nephele – хмара). Метод засновано на здатності високодисперсних частинок розсіювати світло згідно із законом Релея. Нефелометрія застосовується для кількісного визначення білка у сечі.	Метод кількісного аналізу, що базується на вимірюванні інтенсивності світлового потоку, розсіяного диспергованими частинками під певним кутом (напр. 90°). При нефелометричних визначеннях вимірюють інтенсивність світла, що розсіюється в напрямку, перпендикулярному до напрямку первинного пучка.

Термін	Визначення, формули, показники
Рівняння Релея  Джон Вільям Стретт (1842–1919 рр.) британський вчений	Інтенсивність світлового потоку, що розсіюється невеликими твердими частками суспензії, описана у рівнянні Релея (1871 р.): $$I = I_0 K \frac{nV^2}{\lambda^4}$$ інтенсивність розсіяного світла (I) прямо пропорційна кількості частинок (n), квадрату об'єму частинок (V^2) і обернено пропорційна четвертому ступеню від довжини хвилі (λ^4) падаючого світла. *Спрощено:* інтенсивність світла, розсіяного дисперсною системою, зворотно пропорційна довжині хвилі світла: $I \propto \lambda^{-4}$. Дж. Релей зробив великий внесок як у теоретичну, так і в експериментальну фізику. Один із засновників теорії коливань. Створив першу теоретичну розробку пружного розсіювання світла частинками, набагато меншими за довжину хвилі світла, явище, яке зараз відоме як «розсіяння Релея», яке, зокрема, пояснює, чому небо синє.
Ультрамікроскопія Ультрамікроскоп запропонували Р. Зігмонді і Г. Зіденторпф, 1903 р., Австрія.  Ріхард Адольф Зігмонді (1865–1929 рр.) австрійсько-німецький хімік  Генрі Фрідріх Вільгельм Зіденторпф (1872–1940 рр.) німецький фізик	Колоїдні частинки не видимі в оптичному мікроскопі, тому що їх розмір менший за довжину півхвилі видимої частини спектра. За допомогою ультрамікроскопії безпосередньо не можна визначати форму і розмір частинок, оскільки спостерігаються не самі частинки, а розсіяне ними світло. Цим методом встановлюють швидкість руху частинок, їх концентрацію в об'ємі та спостерігають коагуляцію частинок у вигляді злиття двох світлих точок. Р. Зігмонді лауреат Нобелівської премії з хімії 1925 р. «за встановлення гетерогенної природи колоїдних розчинів і за розроблені в зв'язку з цим методи, що мають фундаментальне значення в сучасній колоїдній хімії, оскільки всі прояви органічного життя зрештою пов'язані з колоїдним середовищем протоплазми». Наукові дослідження Г. Зіденторпфа присвячені переважно мікроскопії. Спільно з Р. Зігмонді винайшов у 1903 р. щілинний ультрамікроскоп. Сконструював капілярний мікроскоп. Є піонером ультрамікроскопії та мікрофотографії.
Електронна мікроскопія	Сучасний досконалий метод визначення розмірів і форм частинок. Відмінність полягає в тому, що замість пучка світла (фотонів) використовують потік прискорених електронів, а замість оптичних лінз – магнітні або електричні електронні лінзи.
Електрокінетичний (дзета) **ξ-потенціал**	Частина поверхневого φS-потенціалу. Він виникає в ПЕШ на межі між частинкою, яка здатна рухатися в електричному полі, та оточуючою її рідиною. Його величина визначає швидкість переміщення частинок в електричному полі, може досягати 100 мВ. Його величина забезпечує електростатичний бар'єр і є одним із чинників агрегативної стійкості золів.
Електрокінетичні явища	Ґрунтуються на взаємозв'язку між електричними і кінетичними властивостями дисперсних систем: складові дисперсної системи рухаються в електричному полі або навпаки виникає різниця потенціалів під час переміщення частинок або рідин. Ці явища пов'язані з існуванням на межі поділу фаз ПЕШ. Швидкість руху частинок в електричному полі залежить від величини їх заряду, тому електрокінетичні явища дають можливість виміряти величину ξ-потенціалу.

Термін	Визначення, формули, показники
Електрокінетичні явища 1-го роду	Пов'язані з переміщенням в електричному полі складових дисперсної системи (дисперсної фази або дисперсійного середовища): електрофорез, електроосмос.
Електрокінетичні явища 2-го роду	Пов'язані з виникненням різниці потенціалів під час переміщення частинок твердої фази (потенціал седиментації або осідання) або рідкого дисперсійного середовища (потенціал течії або перебігу) – ці процеси обернені до електрофорезу та електроосмосу.
Електрофорез Дослід Рейсса з електрофорезу  Схема приладу Експеримент  1 – U-подібна трубка; 2 – Кран; 3 – Гумовий шланг; 4 – Скляна лійка.  Мар'ян Смолуховський (1872–1917 рр.) польський фізик-теоретик Одночасно з А. Ейнштейном описав броунівський рух (1905 р.). Розробив теорію критичної опалесценції (1908 р.)	Спрямоване переміщення частинок дисперсної фази у постійному електричному полі відносно нерухомого дисперсійного середовища. Ф. Рейсс вивчав електроліз води: пропускав постійний електричний струм у приладі, що складався з двох скляних трубок, заповнених водою і занурених у шар вологої глини, при цьому спостерігалося помутніння рідини в трубці з позитивним електродом, що він пояснив переміщенням негативно заряджених частинок дисперсної фази (глини) до анода. Це явище було названо електрофорезом. Експериментально електрофорез проводять у приладі U-подібної градуйованої трубки з боковим відростком. Клітини крові мають різну електрофоретичну рухливість – на її основі одержують електрофореграми, які мають різний вигляд у нормі і за конкретних патологій, тому використовуються з діагностичною метою та для контролю за нормалізацією складу крові в процесі лікування. Електрофорез – важливий фізіотерапевтичний метод лікування: прокладку активного електрода змочують розчином лікарського засобу (речовину вводять із того електрода, заряд якого вона має: аніони – з катода, катіони – з анода), вводять в уражену ділянку крізь шкіру або слизові оболонки. Електрофоретичні методи використовують для розділення амінокислот, нуклеїнових кислот, антибіотиків, ферментів та для контролю чистоти лікарських речовин. Швидкість електрофорезу (електрофоретичну рухливість) розраховують за **рівнянням Гельмгольца–Смолуховського:** $$u = \frac{\varepsilon \cdot \xi \cdot E}{4\pi \cdot \eta \cdot l}$$ де ε – діелектрична проникність середовища; ξ – електрокінетичний потенціал; E – різниця потенціалів; l – відстань між електродами; η – в'язкість середовища. **Рівняння Гіббса–Смолуховського:** $$\xi = \frac{\eta u}{\varepsilon_0 \varepsilon E},$$ де ξ – електрокінетичний потенціал; u – швидкість руху частинок; η – в'язкість середовища; $\varepsilon_0 = 8{,}85 \cdot 10^{-12}$ Ф/м – діелектрична проникність вакууму; ε – діелектрична проникність середовища; E – напруженість електричного поля.

Термін	Визначення, формули, показники
Електроосмос Дослід Рейсса з електроосмосу 	Спрямоване переміщення під дією постійного електричного поля дисперсійного середовища відносно нерухомої дисперсної фази. Вперше явище спостерігав Ф. Рейсс у досліді: при пропусканні постійного електричного струму в U-подібній трубці, що заповнена кварцевим піском і водою, біля катода рівень води підвищувався, а біля анода знижувався. Рух рідини спостерігався, поки встановлювалася певна різниця рівнів рідини в U-подібній трубці, а саме рівновага з гідростатичним тиском. У зв'язку з тим, що без поруватої діафрагми таких результатів не відбувалося, то Ф. Рейсс зробив висновок, що при контакті з частинками кварцевого піску рідина набувала заряду. Метод застосовується у процесі зневоднення поруватих матеріалів і концентруванні дисперсних систем, для просочування поруватих матеріалів розчинами речовин, які поліпшують їх якість. У медицині – для зневоднення перев'язувальних матеріалів.
Дослід Квінке, 1859 р. (потенціал течії)  Схема досліду Квінке  Георг Герман Квінке (1834–1924 рр.) німецький фізик	Потенціал течії (перебігу) – явище, протилежне електроосмосу. Різниця потенціалів, що виникає під час руху дисперсійного середовища відносно нерухомої дисперсної фази. В результаті руху рідини під дією гідростатичного тиску крізь капіляри, стінки яких мають електричний заряд, деформується ПЕШ й іони дифузного шару зміщуються у напрямку руху рідини. Перенесення зарядів є причиною виникнення на кінцях капілярів мембрани різниці потенціалів – *потенціалу перебігу* (є причиною виникнення біопотенціалів). При протіканні крові по капілярах кровоносної системи виникає потенціал перебігу, він фіксується Q-зубцем на ЕКГ. Г. Квінке досліджував капілярність, поглинання газів рідкими та твердими телами, інтерференцію звуку, гальванізму (рух рідин від гальванічного струму, розподіл струму в пластинці), оптику та магнетизм.
Дослід Г. Дорна, 1878 р. (потенціал седиментації) Схема досліду Дорна   Фрідріх Ернст Дорн (1848–1916 рр.) німецький фізик	Потенціал седиментації (осідання) – явище, протилежне електрофорезу. Різниця потенціалів, що виникає в процесі осідання частинок дисперсної фази у нерухомому дисперсійному середовищі: при осіданні частинок дисперсної фази (кварц) у воді під дією сили тяжіння виникає різниця потенціалів між верхніми і нижніми шарами гетерогенної системи. Ефект Дорна також зумовлений деформацією ПЕШ при терті осідаючих частинок із частинками середовища. Потенціал седиментації виникає при осіданні формених елементів крові. Ф. Дорн – першовідкривач хімічного елемента радону. Досліджував електричні явища в атмосфері.
Стійкість дисперсних систем	Здатність дисперсних систем впродовж певного часу зберігати незмінними склад та основні властивості: дисперсність, концентрацію, рівномірний розподіл частинок дисперсної фази у дисперсійному середовищі та характер взаємодії між частинками. Колоїдно-дисперсні системи – мікрогетерогенні, термодинамічно не стійкі, для них характерні самочинні процеси, які призводять до зменшення поверхневої енергії внаслідок зменшення ступеня дисперсності. Колоїдні частинки зазнають дії двох взаємно протилежних

Термін	Визначення, формули, показники
	сил взаємодії: притяжіння та відштовхування (залежно від того, які сили переважають у системі, то відбувається або коагуляція (сили притяжіння > сили відштовхування), або збільшення стійкості (сили відштовхування > сили притяжіння).
Кінетична (седиментаційна) та **агрегативна стійкість дисперсних систем**	Ці поняття ввів у науку про колоїди М. Пєсков (1920 р.). Закономірності коагуляції електролітами, які відомі під назвою правил коагуляції, були встановлені Г. Шульце, У. Гарді, Г. Фрейндліхом, М. П. Пєсковим, А. В. Дерягіним, Л. Д. Ландау та іншими ученими.
Кінетична (седиментаційна) стійкість	Заключається у збереженні рівномірного розподілу частинок у всьому об'ємі системи, тобто у протидії силам тяжіння, які спричиняють седиментацію (осідання). Кінетична стійкість колоїдів тим більша, чим менше розмір частинок. Вона збільшується при підвищенні температури, оскільки збільшення енергії броунівського руху перешкоджає осіданню.
Агрегативна стійкість	Здатність системи протидіяти злипанню (агрегації) частинок і цим утримувати певний ступінь дисперсності. Порушення агрегативної стійкості шляхом злипання у крупніші агрегати (коагуляція) – термодинамічно вигідний і самочинний процес, який приводить до зменшення поверхні поділу фаз.
Зв'язок між агрегативною і кінетичною стійкістю	Поки колоїдний розчин агрегативно стійкий – він стійкий і кінетично. Втрата агрегативної стійкості призводить до коагуляції золю. Якщо при агрегації утворюються дуже великі частинки, то система втрачає седиментаційну стійкість. Під дією сили тяжіння дисперсна фаза випадає в осад.
Фактори стійкості	1) електростатичний бар'єр створює сили відштовхування між однойменно зарядженими колоїдними частинками. Ці сили збільшуються зі зростанням потенціалу поверхні частинок (φ_S) і особливо ξ-потенціалу. Чим вище ξ-потенціал, тим вища стійкість, тому що при зустрічі однойменно заряджені частинки відштовхуються з великою силою; 2) адсорбційно-сольватний чинник стійкості – протиіони дифузного шару сольватуються і створюють захисну іоно-сольватну оболонку, яка є механічним бар'єром, що перешкоджає коагуляції; 3) адсорбційно-структуруючі властивості дисперсних систем. Гідрофобні частинки добре адсорбують на своїй поверхні ПАР і ВМС, які мають гідрофільні властивості (колоїдний захист).
Коагуляція, типи та фактори коагуляції	Процес зменшення дисперсності системи завдяки укрупненню частинок дисперсної фази. Типи коагуляції: 1) нейтралізаційна (адсорбційна) коагуляція спостерігається для золей та емульсій, які мають слабкий електричний заряд і невеликий потенціал (φ < 10 мВ), значення ξ-потенціалу не на багато відрізняється від φ-потенціалу. Такий вид коагуляції спричиняють електроліти, які мають іони, здатні до специфічної адсорбції; 2) концентраційна коагуляція – характерна для золів, які мають досить значний електричний заряд, їх потенціал досягає значення більше 100 мВ. Різниця між ξ-потенціалом та φ-потенціалом значна. При цьому виді коагуляції втрата стійкості зумовлена стиском дифузійної частини ПЕШ при

Термін	Визначення, формули, показники
	незмінному φ-потенціалі. Коагуляція відбувається під дією індиферентних електролітів, які не здатні до специфічної адсорбції. Коагуляція може бути зумовлена *зовнішніми факторами* (введенням електролітів, неелектролітів, заморожуванням, кип'ятінням, підвищенням температури); механічним перемішуванням; впливом іонізуючих випромінювань. Найважливішим чинником коагуляції золів є *дія електролітів* – коагулюючу дію спричиняє не вся молекула електроліту, а лише ті його іони, знак яких протилежний до заряду гранули – їх назва *коагулюючі* або *іони-коагулятори*. Цю закономірність встановив М. Гарді, 1900 р. Мінімальне значення ξ-потенціалу, за якого золь стійкий, називають критичним (± ≈30 мВ).
Механізм коагулюючої дії електролітів	Усі електроліти спричиняють коагуляцію, тому що швидко й різко зменшують товщину подвійного електричного шару й величину дзета-потенціалу, що є одним із головних факторів стійкості колоїдних систем. Електроліти переводять міцелу в ізоелектричний стан: $\{(CaCO_3)_m \cdot nCa^{2+} \cdot 2nCl^-\}^0$ Коагуляцію позитивного золю спричиняють ***аніони***, негативного – ***катіони***.
Поріг коагуляції ($C_{пор}$) (критична концентрація $C_к$)	Мінімальна концентрація електроліту в ммоль, яка здатна спричинити коагуляцію 1 л золю: $C_{пор} = C_к = \frac{V_{ел} \cdot C_{ел}}{V_{золю} + V_{ел}}$, де $V_{ел}$ в мл, що спричинив коагуляцію; $C_{ел}$ – концентрація електроліту, ммоль/л; $V_{золю}$ – об'єм золю, мл.
Коагулююча здатність ($V_к$ або P)	Величина, обернена до порогу коагуляції. Це об'єм золю, для коагуляції якого потрібно 1 ммоль електроліту: $V_к = P = \frac{1}{C_{пор}}$, л/ммоль.
Правило Шульце–Гарді	1. Коагулююча здатність іона тим більша, чим більше його заряд, чим вище заряд коагулюючого іона, тим менше його потрібно для коагуляції. 2. Для іонів з однаковим зарядом поріг коагуляції тим нижчий, чим більший порядковий номер цього іона.
Особливі явища коагуляції	При коагуляції сумішами електролітів спостерігається: • *адитивність* – коагулююча дія електролітів дорівнює сумі коагулюючих дій кожного електроліту. Таке явище буває рідко в тих випадках, коли іони-коагулянти мають однаковий заряд і близькі за ступенем гідратації; • *антагонізм* – коагулююча дія суміші менша, ніж їх дія окремо; • *синергізм* – коагулююча дія іонів у суміші підвищується.
Вплив швидкості додавання коагулянту	Залежно від швидкості додавання коагулянту може відбуватися: – швидке додавання; – не відбуватися коагуляція (повільне додавання). Спостерігається явище звикання золю внаслідок утворення пептизатора. Це явище характерне для живих організмів – організм звикає до отрути (наприклад, до нікотину).

Термін	Визначення, формули, показники
Взаємна коагуляція. Процеси коагуляції при очищенні питної води та стічних вод	Цей тип коагуляції відноситься до гетерокоагуляції, тому що у цьому випадку відбувається агрегація різнорідних частинок. Якщо змішати два колоїдні розчини, які містять частинки з протилежними зарядами, вони швидко коагулюють. У цьому випадку процес має електростатичну природу. Явище взаємної коагуляції широко використовується для очищення питної і стічних вод. Колоїдний розчин води (містить негативно заряджені частинки ґрунту, органічні домішки, мікрофлору) при додаванні позитивно заряджених золів $Al(OH)_3$ або $Fe(OH)_3$ підлягає взаємній коагуляції з випадінням частинок, які відфільтровують на звичайних піщаних фільтрах. Взаємна коагуляція відбувається при додаванні до золю з негативно зарядженими гранулами золю з позитивно зарядженими гранулами.
Захисне число	Кількість міліграмів сухої захисної речовини, яку необхідно додати до 10 мл золю, щоб захистити його від коагуляції 1 мл 10 % розчину NaCl.
Колоїдний захист	Збільшення стійкості колоїдної системи відбувається під дією ПАР та ВМС, в основі захисної дії лежить адсорбція молекул захисної речовини поверхнею колоїдних частинок. Захисні речовини: мила, синтетичні миючі засоби, ефіри целюлози, білки, декстрин, крохмаль та ін. Захисну здатність речовин порівнюють зі стандартним золем (наприклад, золь золота).
Сенсибілізація	Явище, протилежне колоїдному захисту. Спостерігається, якщо захисні речовини знаходяться у колоїдному розчині у недостатній кількості – на них можуть адсорбуватися колоїдні частинки, які утворюють крупний агрегат із низькою стійкістю.

Роль колоїдного захисту для біології, медицини і фармації

Кров, плазма, лімфа, сеча – колоїдні системи, захисну роль у них виконують білки, нуклеїнові кислоти та їх похідні, глікоген, холестерин, полісахариди. Білки крові захищають краплинки жиру, холестерин та інші гідрофобні речовини від злипання. Протеїн сироватки крові збільшує розчинність $CaCO_3$ у 5 разів. При старінні організму, за деяких патологій захисні властивості білків змінюються. Це призводить до порушення лецитино-холестеринової рівноваги, сприяє відкладанню холестерину та кальцію на стінках судин (атеросклероз, атерокальциноз). Порушення захисної дії білків – один із факторів старіння. Зниження захисних властивостей ВМС, зокрема білків призводить до осідання каменів у протоках залоз травлення, печінці, нирках, виникнення подагри. Здатність крові утримувати у зв'язаному стані велику кількість газів (кисню та вуглекислоти) також зумовлено захисною дією білків, які обволікають мікробульбашки газів і запобігають їх злиттю.

При виготовленні фармацевтичних препаратів – антисептиків (протаргол, коларгол), що є висушеними концентрованими золями металевого срібла, яке захищене декстрином та білковими речовинами у розчинному стані – використовують явище колоїдного захисту.

Желатин і яєчний білок використовуються для колоїдного захисту продуктів харчування.

Коагуляція в біологічних системах

Дисперсною фазою крові є формені елементи: еритроцити, лейкоцити, тромбоцити, а дисперсійним середовищем – плазма.

Еритроцити крові під дією своєї ваги седиментуються з певною швидкістю. Ця здатність до осідання у клінічних аналізах характеризується величиною ШОЕ. У здорових людей ШОЕ має стандартні значення, але внаслідок патології у крові збільшується вміст γ-глобулінів та фібриногенів, які адсорбуються на поверхні еритроцитів, тому їх маса збільшується, і ШОЕ зростає.

У даному випадку відбувається коагуляція еритроцитів внаслідок зменшення їх електрокінетичного потенціалу. Це явище пояснюється тим, що макроіони білків витісняють іони електролітів із поверхні еритроцитів, сумарний заряд яких більший за заряд макроіонів білка, тому ξ-потенціал еритроцитів зменшується, вони скоріше об'єднуються та осідають, при цьому ШОЕ збільшується.

Порушення згортання крові також є показником наявності патологічних процесів в організмі людини. Згортання крові – це складний ферментативний процес, одним з етапів якого є коагуляційне утворення тромбіну. Згортання крові, з одного боку, забезпечує мінімальну втрату крові, а з іншого – спричиняє утворення тромбів. У клінічних лабораторіях проводять дослідження згортаючої та антизгортаючої здатності крові – коагулограми: це комплексні дослідження вмісту протромбіну, загальної кількості фібриногену, часу рекальцифікації плазми тощо. Коагулограми необхідні перед проведенням хірургічних операцій, тому що під час операції у кров хворого вводять антикоагулянти (гепарин), а після операції – коагулянти для підвищення коагуляції (протамінсульфат та ін.).

Одним із факторів згортання крові є вміст у ній іонів Ca^{2+}, тому для приготування консервованої крові їх вилучають різними методами, наприклад, додають у кров натрій цитрат, який утворює нерозчинну сіль – кальцій цитрат, що випадає в осад. Така кров може зберігатися і використовуватися для переливання.

При проведенні аналізу крові враховують здатність крові до згортання (коагуляції), тому посуд, скло, голки обробляють водовідштовхуючими речовинами.

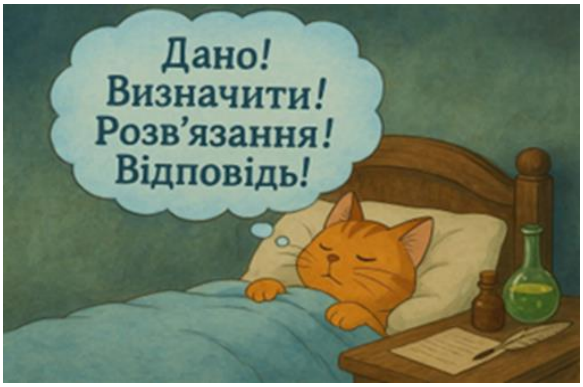
Актуальною задачею сучасної медицині є протезування (кровоносних судин, клапанів, шлуночків серця та ін.). Розв'язання цієї проблеми пов'язане з синтезом таких сучасних медичних полімерів, які б при контакті з біологічними рідинами (наприклад, кров'ю, клітинами) не утворювали тромбів, не руйнували білків крові, не дезактивували ферментів і не змінювали електролітний склад крові. Такі матеріали створені і називаються вони тромборезистентними.

При додаванні електролітів слід враховувати заряд їх іонів, а не тільки концентрацію, тому що електроліти знаходяться у контакті з кров'ю, а це може спричинити її коагуляцію. Тому фізіологічний розчин NaCl не можна замінити ізотонічним розчином $MgCl_2$, оскільки в ньому знаходиться іон магнію, який має заряд +2, і тому виявляє більшу коагуляційну дію.

Термін	Визначення, формули, показники
Грубодисперсні системи, одержання та властивості, медичне застосування	Дисперсні системи з розміром частинок: 10^{-7}–10^{-4} (м).
Аерозолі – широко застосовують у медичній практиці. При лікуванні інфекційних захворювань легень, запаленнях верхніх дихальних шляхів використовують інгаляції різними антибіотиками, а також ззовні (при опіках та ін.) Фармакологічні препарати в формі аерозолів дуже зручні для введення ліків за допомогою інгаляцій	Дисперсні системи з газовим дисперсійним середовищем та рідкою або твердою дисперсною фазою. Класифікацію аерозолей проводять за розмірами частинок та за фазовим станом дисперсної фази, а також за методами одержання (диспергаційні і кондесаційні).
Суспензії – широко використовуються в медичній практиці для зовнішнього застосування при шкірних хворобах, для внутрішнього застосування (альмагель), для ін'єкції (внутрішньом'язово біцилін)	Грубодисперсні системи з твердою дисперсною фазою та рідким дисперсійним середовищем. Розмір частинок твердої фази сягає від 10^{-6} до 10^{-4} м. Великий розмір частинок призводить до того, що електроосмос, потенціал седиментації є слабкими, а електрофорез взагалі відсутній. Суспензії одержують методами диспергування та конденсації. Найчастіше їх отримують збовтуванням нерозчинних твердих речовин або попередньо одержаних осадів у рідкому середовищі.
Пасти – одержують штучно шляхом розтирання твердих тіл або порошків у твердому середовищі (використовують рідини, які мають підвищену в'язкість і температуру кипіння). Деякі види зубних паст виготовляють шляхом змішування крейди з в'язкою рідиною, одержаною при варінні крохмалю у гліцериновому водному розчині з додаванням невеликої кількості ПАР. Пасти широко застосовують у медицині при дерматологічних захворюваннях, для підсушування, в стоматології, косметології та ін.	При збільшенні концентрації частинок дисперсної фази суспензій системи з *вільнозв'язаних* переходять у *зв'язанодисперсні* системи – пасти, які є концентрованими суспензіями або осадом, які утворюються внаслідок втрати суспензіями седиментаційної стійкості. Масова частка твердої дисперсної фази в пастах коливається в межах від 25 до 75 %. Дисперсійне середовище знаходиться в пастах у вигляді сольватних плівок, що розділяють частинки дисперсної фази. В зв'язку з цим пасти характеризуються великою в'язкістю, певною стійкістю, а їх просторові структури здатні до тиксотропії та синерезису.

Термін	Визначення, формули, показники
Емульсії – широко застосовуються в медицині і мають велике значення в життєдіяльності людини. Молоко, вершки, сметана, масло, яєчний білок, що перебувають у вигляді емульсії, добре засвоюються людиною з перших годин життя. Жири, олії не утворюють у водному середовищі емульсій, тому перед засвоєнням відбувається їх перехід в емульгований стан. Як емульгатор виступає жовч, яка містить жовчні кислоти (ПАР) – розчини цих кислот та їх солей знижують поверхневий натяг води на межі з жиром (маслом), тому відбувається мимовільне диспергування жиру (масла) з утворенням стійкої емульсії типу масло у воді – така емульсія надходить крізь стінки тонких кишок у кров та лімфу і засвоюється організмом. При застосуванні емульсій у лікувальній практиці необхідно використовувати прямі емульсії для перорального введення ліків, а зворотні – для зовнішнього, тому що шкіра не пропускає воду і розчинені в ній речовини, а легко пропускає інші рідини	Мікрогетерогенні системи, які складаються з двох рідин, що не змішуються між собою внаслідок різної полярності. В більшості емульсій полярною рідиною є вода. Залежно від складу дисперсної фази і дисперсійного середовища емульсії розрізняють: *прямі* – типу дисперсія масла у воді (молоко) та *обернені (зворотні)* – типу дисперсія води у маслі (маргарин). Можуть утворюватися мимовільно (характерно тільки для ліофільних систем) і штучно (механічне диспергування рідин – проводять перемішуванням, вібрацією чи струшуванням; гомогенізація – відбувається внаслідок продавлювання рідини крізь отвори, при цьому збільшується седиментаційна стійкість емульсій). Стійкість емульсій із часом існування змінюється. Ліофільні – термодинамічно стійки, їх мало; основні емульсії ліофобні – термодинамічно не стійки, існують короткий час, потребують стабілізаторів (емульгаторів – речовин, які підвищують агрегативну стійкість емульсій: ПАР, подроблені порошки).
Піни та *піноутворення* – широко застосовуються в медичній практиці: «киснева пінка», пінні аерозолі (кровозупинні засоби), для лікування опіків. «Штучні легені» – це пінні апарати, що екстракорпорально насичують кров киснем. Деякі пінопласти використовують для іммобілізації травмованих кінцівок. Піни та піноутворення мають важливе практичне значення, їх використовують для гасіння пожеж, у харчовій, фармацевтичній, парфумерній промисловості.	Висококонцентровані, нестійкі грубодисперсні, гетерогенні системи, в яких дисперсною фазою є газоподібна речовина, а дисперсійним середовищем – рідина (рідка піна) або тверда (тверда піна) речовина. Дисперсійне середовище в пінах знаходиться у вигляді плівок, що обволікають бульбашки газоподібної дисперсної фази, розміри яких сягають від 10^{-4} до 10^{-2} м. Піни одержують методами диспергації (збовтування, перемішування, барботування) та конденсації (фізичної – з пониженням температури та підвищенням тиску; хімічної – якщо утворюється газ внаслідок хімічної реакції). Стійку піну можна одержати тільки в присутності стабілізатора – піноутворювача, від природи та концентрації якого залежить час існування піни.

Ситуаційні задачі для самоконтролю





1. Розрахуйте електрокінетичний потенціал колоїдного золота. Під час електрофорезу частинки колоїдного золота за 10 хв зміщуються на 4 мм у напрямі катода. Напруга між електродами 50 В, відстань між ними 10 см. В'язкість середовища – $1,0 \cdot 10^{-3}$ Па • с, ε = 78,5.

2. Знайдіть питому поверхню в 1 г дисперсної речовини, що складається з однакових частинок діаметром 100 нм, густина – 2,5 г/см³.

3. Знайдіть ступінь дисперсності, якщо середній діаметр частинок колоїдного розчину – 200 нм.

Вихідний контроль

1. При якому значенні електрокінетичного потенціалу золь більш стабільний?

А. ξ = 10 мВ. *Б. ξ = 50 мВ.* *В. ξ = 120 мВ.* *Г. ξ = 20 мВ.*

2. У клінічній практиці при діагностиці широко використовується ШОЕ. Яка властивість колоїдних систем полягає в основі цього дослідження?

А. Солюбілізація. *Б. Коагуляція.* *В. Осмос.* *Г. Седиментація.*

3. Виберіть іон, який у найбільшому ступені спричиняє коагуляцію позитивного золю:

А. SO_4^{2-}. *Б.* Ba^{2+}. *В.* Na^{+}. *Г.* PO_4^{3-}.

4. При додаванні в 100 мл гідрофобного золю фосфата кальція 10 мл 0,1 М розчину хлориду натрія відбулась коагуляція. Вкажіть значення порогу коагуляції:

А. 0,9 ммоль/л. *Б. 9 ммоль/л.* *В. 0,09 ммоль/л.* *Г. 0,1 ммоль/л.*

5. У людей похилого віку виникає ризик виникнення захворювань, пов'язаних з явищем коагуляції: сечокам'яна хвороба, атеросклероз, тромбофлебіт і т. д. Який із факторів може бути причиною цих явищ?

А. Зниження вмісту глюкози у крові.

Б. Зниження захисної дії білків та інших біополімерів.

В. Зниження вмісту солей у крові.

Г. Підвищення артеріального тиску.

2.11 ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ БІОПОЛІМЕРІВ. ІЗОЕЛЕКТРИЧНА ТОЧКА БІЛКА

Вхідний контроль

1. До біополімерів не належить:

А. Азбест.
Б. Колаген.
В. Глікоген.
Г. Білки.

2. Вкажіть мономер, який використовується для добування поліетилену:

А. Етан.
Б. Етилен.
В. Ацетилен.
Г. Пропілен.

3. Дана схема: $n(CH_2 = CH – CH = CH_2) \rightarrow [–CH_2 – CH = CH – CH_2–]n$ відповідає реакції:

А. Полімеризації.
Б. Сополімеризації.
В. Поліконденсації.
Г. Ізомеризації.

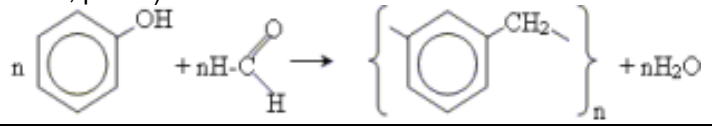
4. Оберіть полімер, який має високі еластичні властивості, враховуючи його температуру склування і температуру текучості:

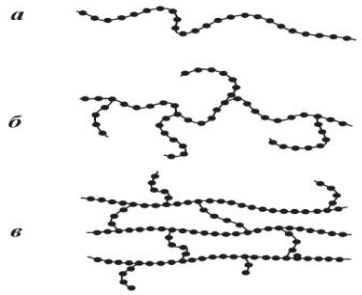
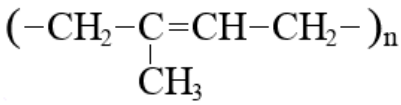
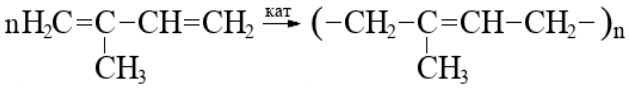
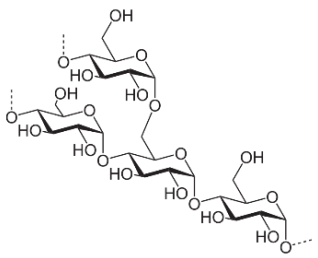
А. Температура склування = температурі текучості.
Б Інтервал температура склування – температура текучості малий.
В. Інтервал температура склування – температура текучості середній.
Г. Інтервал температура склування – температура текучості максимальний.

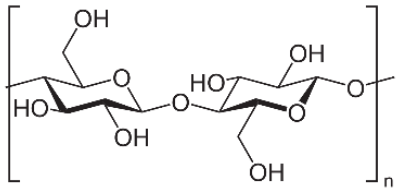
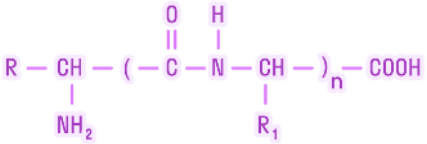
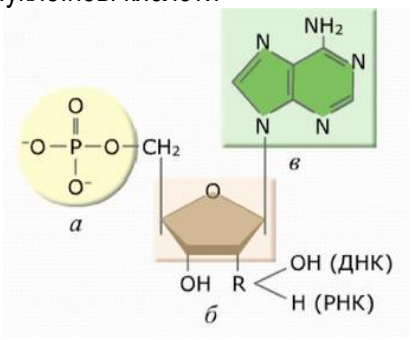
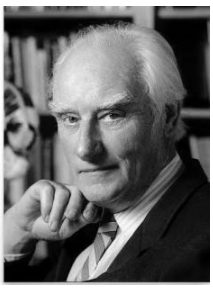
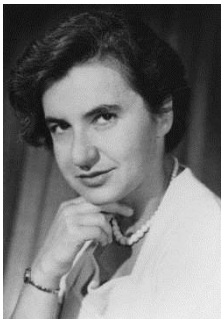
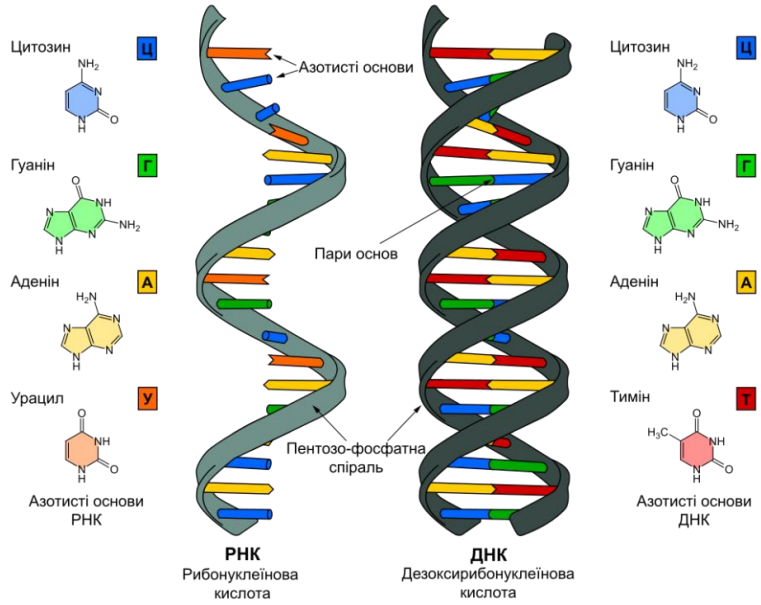
5. До складу білків входить:

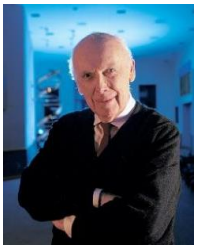
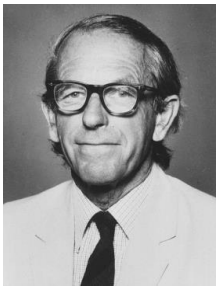
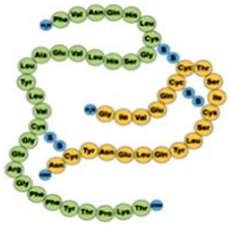
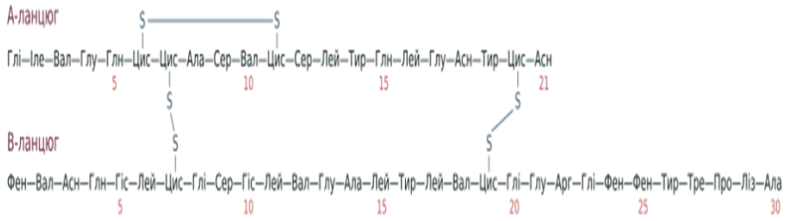
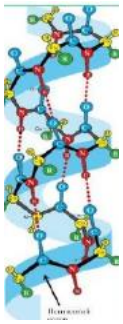
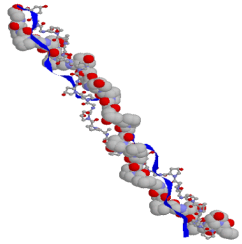
А. Нітроген.
Б. Стронцій.
В. Барій.
Г. Цезій.

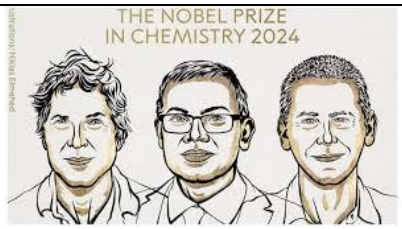
Теоретичний матеріал

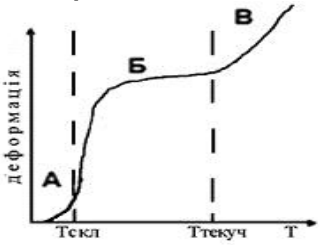
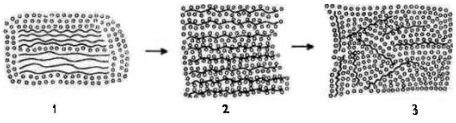
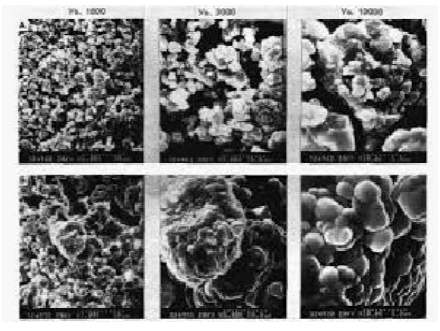
Термін	Визначення, формули, показники
Полімери або **високомолекулярні сполуки** (ВМС)	Хімічні речовини з великою молекулярною масою, молекули яких складаються з величезної кількості структурних одиниць (елементарних ланок), які багаторазово повторюються та з'єднані між собою ковалентними зв'язками. Наприклад, в молекулі полівінілхлориду: $-CH_2-CHCl-CH_2-CHCl-CH_2-CHCl-CH_2-CHCl-CH_2-CHCl$ ланкою, що повторюється, є фрагмент: **$-CH_2-CHCl-$.** Молекулярна маса ВМС не менш 10 000 а.о.м. Молярні маси ВМС знаходяться в межах $10^4 < M < 10^6$ г/моль.
Макромолекули	Розмір макромолекул у сотні або тисячі разів більший, ніж у звичайних молекул.
Ступінь полімеризації	Важлива характеристика ВМС, яка дорівнює кількості елементарних ланцюгів у макромолекулі. Структурну формулу полівінілхлориду можна записати в компактному вигляді: $(-CH_2-CHCl-)n$, де n – ступінь полімеризації.
Олігомери	Полімери з низьким ступенем полімеризації.
Класифікація за походженням:	• **природні (біополімери)** – білки, вуглеводні, нуклеїнові кислоті і т. п.; • **штучні** – каучук, гутаперча, ацетат целюлози. Отримують із природних полімерів шляхом їх хімічної модифікації. Наприклад, при обробці целюлози нітратною кислотою отримують її ефір – нітроцелюлозу; • **синтетичні** – поліетилен, поліпропілен, синтетичні волокна – найлон, поліакрил і т. п. Отримують синтезом із низькомолекулярних речовин – мономерів.
Мономери	Речовини, кожна молекула яких здатна утворювати одну або кілька складових ланок.
Класифікація за способом одержання:	• **полімеризаційні** – елементний склад мономерної молекули не відрізняється від елементного складу полімерної молекули. Реакція полімеризації етилену. *Приклад:* $n\ H_2C=CH_2 \rightarrow (-H_2C-CH_2-)n$; • **конденсаційні** – елементний склад мономерної молекули відрізняється від елементного складу полімерної молекули. Наприклад, білок є конденсаційним біополімером, оскільки при взаємодії карбоксильної та аміногрупи утворюється пептидний зв'язок із виділенням молекули води. *Приклади:* 1) $nH_2N-R-NH_2+HOOC-R_1-COOH \rightarrow H[-NH-R-NH-CO-R_1-CO-]n + + (2n-1)H_2O$: $(-CO-NH-R)$ – елементарна ланка – група, що повторюється. Якщо $R = (CH_2)_6$ – гексаметилендіамін, $R_1 = (CH_2)_6$ – адипінова кислота, то в наведеному прикладі утворюється найлон; 2) реакція утворення фенолформальдегідних смол (новолак, резол): 
Класифікація за хімічним складом:	• **гомополімери –** гомоцепні полімери мають головний ланцюг, що складається з однакових атомів. Якщо він складається з атомів вуглецю, то такі полімери називають карбоцепними (поліетилен, полістирол та ін.): $CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-$;

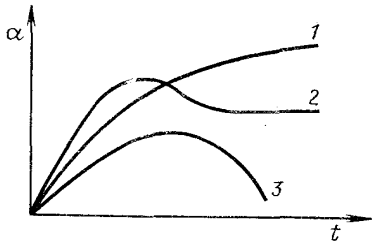
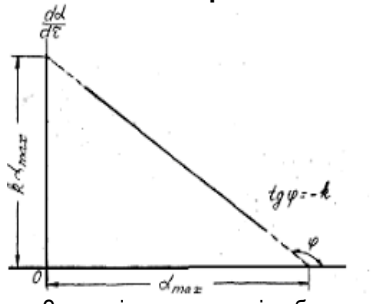
Термін	Визначення, формули, показники
	• **гетерополімери**. До гетероцепних полімерів відносяться прості естери, наприклад, поліетиленгліколь: − CH_2-CH_2-O-CH_2-CH_2-O-CH_2-CH_2-O-CH_2-CH_2-O−; • **сополімери. Блоксополімери**: полімерні ланцюги можуть бути побудовані поєднанням коротких ланцюгів різних полімерів, які називаються блоками (молекула одного мономера – А, іншого – В): −A-A-A A-A–B-B-B-B-B-B-B-B-B–A-A-A-A−. **Щеплені сополімери:** головний ланцюг складається з одного мономеру – А, а бічні ланцюги з іншого – В: −A A-A-A-A-A-A−| | B-B-B-B-B-B-B-B-.
Гетероцепні полімери	Полімери, головний ланцюг яких складається з різних атомів.
Класифікація за просторовою будовою  	• **лінійні** (*а*) – побудовані з лінійних ланцюжків (каучук) або витягнутих послідовних циклів (целюлоза); • **розгалужені** (*б*) – мають ланцюги з бічними розгалуженнями (фракція крохмалю – амілопектин, деякі штучні волокна); • **сітчасті** або **просторові** (*в*) – коли відрізки ланцюга з'єднані хімічним зв'язком, утворюючи просторову сітку (глікоген, фенолформальдегідні смоли). До цього типу ВМС відносять ті, які мають третинну структуру.
Класифікація за фазовим станом:   кристалічні аморфні	• **кристалічні** (фібрили, сфероліти, монокристали); • **аморфні** (склоподібні, високоеластичні, в'язкоплинні).
Натуральний каучук 	Має лінійну будову та високу еластичність. Було встановлено, що структурна одиниця натурального каучуку – ізопренова група. З'єднавшись між собою, такі групи утворюють макромолекулу каучуку: 
Високомолекулярні вуглеводи (полісахариди)	Основна складова органічної матерії в біосфері планети; є структурними компонентами клітин та тканин, енергетичного резерву (крохмаль, целюлоза, глікоген, хітин, інулін, камеді та пектинові речовини). Полісахариди утворюються при полігон-денсації моносахаридів, в основному глюкози й деяких її похідних. У печінці й м'язах знаходиться тваринний крохмаль – глікоген, мономером якого є α-глюкоза. Важливу роль в організмі відіграють гетерополісахариди сполучної тканини (гіалуронова кислота, гепарин, хондроїтин сульфат), утворені із залишків різних похідних глюкози.
Крохмаль 	Поширений у природі полісахарид, що відіграє роль резервної речовини багатьох рослин. До складу крохмалю входять два полісахариди: амілоза (20–30 %) та амілопектин (70–80 %). Полісахариди побудовані із залишків α-D-глюкози (α,-D-глюко-піранози), які пов'язані між собою α-(1,4)-глікозид-глікозидними зв'язками. Амілоза та амілопектин мають однаковий хімічний склад та відрізняються простою будовою. Молекули амілози побудовані лінійно, а молекули амілопектину мають бокові відгалуження.

Термін	Визначення, формули, показники
Целюлоза 	Головна складова частина оболонок рослинних клітин; полісахарид, до складу якого входять залишки β-D-глюкози (β,-D-глюкопіранози), які з'єднані між собою β-(1,4)-глікозид-глікозидними зв'язками. Хімічно інертна речовина. Відмінність у будові молекул целюлози та крохмалю позначається на їх фізичних та хімічних властивостях. Макромолекулярні ланцюги целюлози мають лінійну будову. Ланцюги витягнуті та укладені пучками, в яких вони утримуються один з одним завдяки численним міжмолекулярним водневим зв'язкам між гідроксильними групами. Лінійна структура целюлози приводить до утворення таких волокнистих матеріалів, як бавовна, льон.
Білки 	Природні високомолекулярні органічні речовини, макромолекули яких побудовані з величезної кількості залишків α-амінокислот, що з'єднані між собою пептидними зв'язками (−CO−NH−)n. В організмі людини є близько 5 млн різних білків, що відрізняються послідовністю сполучення амінокислот, а також просторовою будовою ланцюгів.
Нуклеїнові кислоти  Нобелівські лауреати з фізіології і медицини «За відкриття в галузі молекулярної структури нуклеїнових кислот та їх значення для передачі інформації в живому матеріалі» (1962 р.) Крік Френсіс Гаррі Комптон (1918–2004 рр.) видатний англійський вчений, молекулярний біолог, біофізик, нейробіолог  Моріс Г'ю Фредерік Вілкінс (1916–2004 рр.) британський фізик, кристалограф і молекулярний біолог новозеландського походження 	Природні ВМС, виконують функцію зберігання і передачі спадкової інформації, молекулярна маса: 25 000 < M < 1 000 000 (г/моль). Мономерна ланка нуклеїнових кислот – нуклеотиди. До складу нуклеотидів входять: 1) моносахарид – рибоза або дезоксирибоза; 2) азотисті основи – пуринові (аденін, гуанін) або піримідинові (тимін (урацил), цитозин); 3) залишок ортофосфатної кислоти. Якщо до складу молекул полімеру входить рибоза, утворюються рибонуклеїнові кислоти (РНК), дезоксирибоза – дезоксирибонуклеїнові кислоти (ДНК).  Розалінд Елсі Франклін (1920–1958 рр.) – британська вчена, біофізикиня і кристалографиня, яка зробила математичний аналіз рентгенівських дифракційних картин ДНК, опублікувала разом із докторантом Реймондом Гослінгом статтю у 1953 р. Ці дослідження стали основою при розшифровці структури ДНК. 

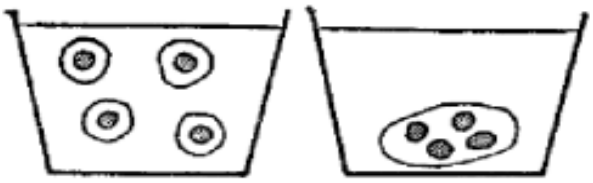
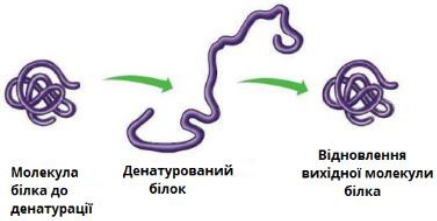
Термін	Визначення, формули, показники
Джеймс Дьюї Уотсон (1928–2025 рр.) американський молекулярний біолог, генетик і зоолог 	Дж. Уотсон найбільш відомий встановленням структури молекули ДНК. Із 1989 р. – організатор і керівник Проєкту генома людини, пов'язаного з дослідженням послідовності ДНК людини.
Первинна структура біополімерів 	Визначається послідовністю розташування залишків молекул мономерів у полімерному ланцюзі.
Фредерік Сенгер (1918–2013 рр.) британський біохімік  	Фредерік Сенгер – двічі лауреат Нобелівської премії з хімії – в 1958 і 1980 рр. Основні роботи були присвячені хімії білків і нуклеїнових кислот. Із 1945 по 1954 рр. Сенгер вивчав структуру інсуліну, встановив, що інсулін має загальну формулу $C_{337}N_{65}O_{75}S_6$, три сульфідні містки і складається з двох ланцюгів: ланцюга А, що містить 21 амінокислотний залишок, і ланцюга В, що містить 30 амінокислотних залишків. Ці роботи слугували основою для синтетичного отримання інсуліну та інших гормонів. 
Вторинна структура ВМС 	Визначає просторове розташування полімерного ланцюга. У формуванні вторинної структури білків основну роль відіграють водневі зв'язки. Якщо вони виникають між пептидними зв'язками одного ланцюга, утворюється спіраль, а якщо різних – структура складчастого аркуша, близька до плоскої.
Класифікація за формою макромолекул та розчинності у воді	Білки діляться на два великі класи – глобулярні (globulus (*лат.*) – кулька) й фібрилярні (fibrilla (*лат.*) – волокно).
Глобулярні білки 	Для них більше характерна спіральна структура, ланцюги їх вигнуті в просторі так, що макромолекула здобуває форму, близьку до сферичної. Глобулярні білки розчиняються у воді. *Приклади:* альбумін (яєчний білок), глобін (білкова частина гемоглобіну), міоглобін.
Фібрилярні білки 	Мають структуру складчастого аркуша. Вони мають, як правило, волокнисту будову, не розчиняються у воді. *Приклади:* широко розповсюджені білки – α-кератин (волосся, рогова тканина), міозин (мускульна тканина).

Термін	Визначення, формули, показники
Третинна структура біополімерів 	Певна просторова будова, яку здатний здобувати поліпептидний ланцюг з елементами тієї або іншої вторинної структури. При цьому у взаємодію вступають радикали α-амінокислотних залишків, що є у поліпептидному ланцюзі і зближені в просторі завдяки його вигинам. Поряд із водневими зв'язками, що беруть участь у стабілізації як вторинної, так і третинної структури, велике значення мають іонні й ковалентні зв'язки, а також гідрофобна взаємодія. Декілька окремих поліпептидних ланцюгів здатні утворити більш складні комплекси. При цьому кожний окремий ланцюг, зберігаючи характерну для нього первинну, вторинну або третинну структуру, виступає в ролі субодиниці цього комплексу.
Четвертинна структура білка 	Утворюється при взаємодії декількох субодиниць. Ця взаємодія здійснюється завдяки водневим зв'язкам і гідрофобній взаємодії.
	Нобелівську премію з хімії за 2024 р. отримали Девід Бейкер, Деміс Хассабіс і Джон Джампер. Премію присуджено за вивчення структур протеїнів.
 Джон Майкл Джампер (1985 р. н.) американський хімік і комп'ютерний науковець	Джон Майкл Джампер відомий як один із засновників моделі штучного інтелекту AlphaFold, призначеної для прогнозування білкових структур за їх амінокислотною послідовністю з високою точністю.
 Деміс Хассабіс (1976 н. р.) британський комп'ютерний науковець, нейробіолог	Деміс Хассабіс співзасновник та гендиректор Google DeepMind, розробник комп'ютерних ігор, дизайнер, спеціаліст із систем штучного інтелекту, програміст, нейробіолог.
 Девід Бейкер (1962 р. н.) американський біохімік та комп'ютерний біолог	Девід Бейкер започаткував методи конструювання білків і передбачення їх тривимірної структури. Ад'юнкт-професор наук про геном, біоінженерії, хімічної інженерії, комп'ютерних наук і фізики в Університеті Вашингтона.
Властивості ВМС	Розчини ВМС – це істинні розчини, термодинамічно стійкі, що не потребують стабілізатора. Частинки, що знаходяться в таких розчинах, складаються не з безлічі малих молекул або іонів, як у колоїдів, а є окремими молекулами. Однак розміри таких молекул наближаються, а в деяких випадках перевершують розміри колоїдних частинок, що обумовлює подібність їх молекулярно-кінетичних і оптичних властивостей до колоїдів. На відміну від колоїдних розчинів розчини ВМС термодинамічно стійкі, вони утворюються мимовільно й мають значно більшу стійкість, ніж колоїдні розчини. Розчини ВМС також здатні розсіювати світло, хоча і в меншому ступені, ніж типові колоїдні системи. Світлорозсіювання концентрованих розчинів полімерів

Термін	Визначення, формули, показники
	обумовлено їх неоднорідністю, яка виникає внаслідок безперервних невеликих відхилень концентрації, які в свою чергу спричиняють відхилення (флуктуації) показника заломлення від його середнього значення. Явище розсіювання світла лежить в основі оптичного методу визначення молекулярної маси полімерів. Застосування явища розсіювання світла не обмежується в даний час визначенням молекулярної маси полімерів, але і включає визначення таких найважливіших характеристик полімеру, як розміри та структуру його макромолекул, полідисперсність, термодинамічні параметри міжмолекулярної взаємодії в розчинах і т. д.
Фазові та фізичні властивості ВМС:  Термомеханічна крива полімера	– велика М.м. => не летючі; – $T_{розклад.} << T_{кип.}$ => ВМС не переходять в газ. стан; – знаходяться в конденсованому стані: твердому (кристалічному (поліетилен, поліаміди) і аморфному фазовому стані (целюлоза, каучук)); рідкому фазовому стані 3 фізичні стани аморфних лінійних полімерів: 1) склоподібний (деформація min) – А; 2) високоеластичний (деформація +++, оборотна) – Б; 3) в'язкотекучий (↑ деформація, необоротна) – В.
Фізико-хімічні властивості ВМС	1. Еластичність – з подовженням довжини ланцюга підвищується еластичність полімеру (еластичність артерій). 2. Морозостійкість – чим $T_{стеклення}$ нижче, тим більше морозостійкий полімер (натуральний каучук еластичний при Т – 70 °С); 3. Пластичність – при $T >> T_{текуч}$ (для підвищення пластичності до полімеру + пластифікатори (НМС) [камфора + основи кіноплівки].
Подібності та відмінності розчинів ВМС і колоїдних розчинів	
Істинні розчини	Розчини ВМС, як і розчини низькомолекулярних сполук (НМС), є гомогенними, термодинамічно рівноважними і агрегативно стійкими системами.
Набухання (набрякання)	Перша стадія розчинення будь-якого полімеру. Явище збільшення об'єму полімеру при поглинанні ним розчинника. Однак при багаторазовому збільшенні об'єму полімер зберігає свою форму. Оскільки рухливість молекул розчинника набагато перевищує рухливість макромолекул, то на першій стадії розчинення відбувається проникнення розчинника всередину полімеру, що супроводжується значним збільшенням його об'єму.
Стадії набухання  	Цей процес відбувається у дві стадії. На першій стадії (міжструктурне набухання) при поміщенні полімеру в воду відбувається гідратація його полярних груп. Ця стадія характеризується виділенням тепла й упорядкуванням розташування диполів води біля макромолекул, у результаті чого послабляються зв'язки між окремими полімерними ланцюгами. На другій стадії (внутрішньоструктурне набухання) поглинається багато рідини без виділення теплоти. Причиною набрякання є те, що при розчиненні відбувається не тільки дифузія молекул речовини, що розчиняється, у розчинник, але і дифузія молекул розчинника у високомолекулярну речовину. При цьому молекули води заповнюють простір між макромолекулами в пухкій структурі полімеру й послабляють міжмолекулярні зв'язки. Щілини, що утворюються, заповнюються новими молекулами розчинника. Відстань між макромолекулами збільшується, що призводить до збільшення об'єму й маси полімеру.

Термін	Визначення, формули, показники
	На третій стадії (розчинення) відбувається повне розщеплення макромолекул полімеру на молекули або іони у розчиннику, коли полімер переходить в істинний розчин. Цей процес супроводжується подальшим збільшенням об'єму і маси системи, активним розривом міжмолекулярних зв'язків та зміною фізико-хімічних властивостей розчину, таких як в'язкість і оптична щільність. Таким чином, третя стадія відрізняється від внутрішньоструктурного набухання тим, що полімер перестає існувати у вигляді окремих макромолекул у сітчастій структурі й стає частиною гомогенного розчину.
Необмежене набрякання	Якщо полімер добре розчиняється у воді, то його набрякання закінчується розчиненням.
Обмежене набрякання	Відбувається, якщо розчинність полімеру невелика, при цьому поглинається певна кількість розчинника, після чого об'єм перестає збільшуватися. Обмежене набрякання закінчується утворенням гелю.
 Кінетичні криві набрякання ВМС: 1, 2 – обмежене набрякання; 3 – необмежене набрякання	Криві показують зміну ступеня набрякання полімеру з часом. Під час обмеженого набрякання ступінь набрякання ВМС досягає максимального значення, після чого залишається сталим. Під час необмеженого набрякання крива $\alpha = t$ проходить через максимум, після чого ступінь набрякання зменшується практично до нуля внаслідок поступового розчинення зразка полімеру.
Швидкість обмеженого набрякання  Залежність швидкості набрякання полімеру від ступеня набрякання	Швидкість обмеженого набрякання полімеру визначається швидкістю дифузії розчинника в нього, тому вона характеризується тими самими закономірностями, що й хімічна реакція 1-го порядку й описується кінетичним рівнянням першого порядку: $d\alpha / d\tau = k (\alpha - \alpha_{max})$, де $d\alpha / d\tau$ – швидкість набрякання на час τ; α – ступінь набрякання за час τ; α_{max} – граничний ступінь набрякання. На графіку це рівняння зображується прямою лінією в координатах $d\alpha/d\tau$–α, де відрізок, що відсікає пряма на вісі ординат дорівнює $k\alpha_{max}$, а тангенс кута нахилу прямої дорівнює k. При цьому відрізок, що відсікає пряма, дорівнює α_{max}.
Фактори, які впливають на процес набрякання	1. Температура та тиск (за принципом Ле Шательє). Із підвищенням температури прискорюється дифузія молекул розчинника в об'єм полімеру, і відповідно збільшується швидкість набрякання останнього. 2. Природа розчинника та полімеру, тобто їх полярність. Для хорошого набухання та розчинення полярність полімеру повинна бути близька до полярності розчинника. 3. Будова полімеру. Гнучкі вуглеводневі ланцюги без полярних груп необмежено розчиняються у неполярних рідинах. Збільшення жорсткості (поява полярних груп) знижує розчинність ВМС. Кристалічні полімери набухають та не розчиняються навіть у близьких за полярністю розчинниках. 4. Ступінь подрібнення ВМС. Підвищення ступеня дисперсності полімеру призводить до збільшення поверхні контакту ВМС і розчинника, збільшення кількості молекул розчинника, що проникають у полімер і, відповідно, до збільшення швидкості процесу набрякання.

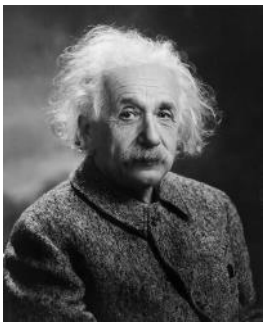
Термін	Визначення, формули, показники
	4. Молекулярна маса полімеру. Збільшення молекулярної маси полімеру призводить до зменшення здатності до набухання та розчинення в одному та тому ж розчиннику. 5. pH середовища. Найменше набухання та розчинення поліелектролітів відповідає ізоелектричній точці, вище або нижче цієї точки набухання і розчинення збільшується. 6. Присутність електролітів. Додавання до розчинника іонів електроліту, які добре сольватуються, зменшує розчинність полярних ВМС та ускладнює процес набухання. За впливом на процес набухання аніони розташовуються в певній послідовності, яка називається ліотропні ряди: $CNS^- > J^- > Br^- > NO_3^- > Cl^- > CH_3COO^- > C_2O_4^{2-} > SO_4^{2-}$ ступінь набрякання зменшується.
Ступінь набрякання α	Кількісною мірою набрякання, яка може мати об'ємне або масове вираження: $\alpha = \frac{m - m_0}{m_0} \cdot 100\%; \alpha = \frac{V - V_0}{V_0} \cdot 100\%$, де m, m_0, V, V_0 – відповідно об'єми і маси вихідного та набряклого полімеру. Більш точним є визначення «**α**» за її масовим виразом, оскільки в цьому випадку результати вимірів не залежать від явища контракції.
Набрякання в медицині	У життєдіяльності рослинних і тваринних організмів, а також людини процеси набрякання відіграють важливу роль. Так, нирки виконують дві основні функції: виведення продуктів обміну (шлаків) та концентрування. Сполучна тканина нирок є регулятором водного обміну між тканинами і кров'ю. Внаслідок набрякання сполучна тканина може вилучати з біологічних рідин надлишок води або віддавати його тканинам і крові. У молодому віці процеси обміну в організмі відбуваються особливо енергійно. Кількість води і ступінь набрякання тим більші, чим молодший організм. Так, напочатку внутрішньоутробного розвитку плода вода становить 95 % його маси, у немовля – 70–75 %, а дорослої людини – тільки 60 %. Поступове старіння організму супроводжується зменшенням здатності колоїдів до набрякання і гальмування процесів обміну. За деяких запальних і алергійних захворювань спостерігаються набряки легень, мозку, слизових оболонок.
Контракція	Полягає в тому, що об'єм розчину (суміші) двох рідин виявляється меншим, ніж сума об'ємів взятих рідин.
Властивості розчинів ВМС, характерні для колоїдних розчинів:	– розмір часток (молекул ВМС) відповідає розміру колоїдних частинок (10^{-9}–10^{-7} м); – розчини ВМС не проходять через напівпроникні мембрани; – явище світлорозсіювання (розмитий конус Тіндаля); – здатність до коагуляції; – повільно дифундують.
Властивості розчинів ВМС, характерні для істинних розчинів:	– гомогенність; – термодинамічна стійкість; – самочинність утворення (розчиняються в певних рідинах, не вимагаючи стабілізаторів); – оборотність коагуляції.
Висолювання	Виділення в осад розчиненої речовини, спостерігається при додаванні до розчину ВМС великих кількостей електролітів (частіше солей). Якщо для коагуляції золів потрібна мізерно мала кількість електролітів (ммоль/л), то для висолювання ВМС

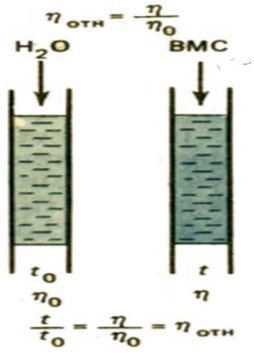
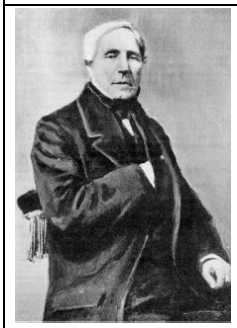
Термін	Визначення, формули, показники
	витрачаються дуже великі кількості солей (нерідко концентрація досягає насичення). Висолювання пояснюється зменшенням розчинності речовин у концентрованому розчині електроліту за аналогією з подібними явищами в розчинах низькомолекулярних речовин. При додаванні великих кількостей електролітів відбувається руйнування гідратної оболонки молекул ВМС, тому вони виділяються з розчину. Висолювання є основою одного з методів фракціонування високомолекулярних речовин, зокрема білків, оскільки їх здатність виділятися з розчину різко зростає зі збільшенням молекулярної маси. Застосовуючи солі в різних концентраціях, можна висолювати різні фракції білків: при малій концентрації солей осаджуються найбільш важкі частинки з найменшим зарядом, при підвищенні концентрації випадають більше стійкі фракції. Процес висолювання часто оборотний: після видалення солі з осадженого білка його знову можна перевести в розчин. На цьому принципі засноване приготування лікувальних сироваток і розчину γ-глобуліну. При порушенні стійкості розчинів ВМС можливе утворення коацервату – нової рідкої фази, збагаченої полімером. Коацерват може знаходитися в початковому розчині у вигляді крапель або утворити суцільний шар.
Коацервація Схема коацервації	Злиття водних оболонок декількох частинок без об'єднання самих частинок.  Виникнення коацерватів із білкових молекул є важливим елементом теорії походження життя на Землі. Коацервація може супроводжуватися утворенням нуклеопротеїдів, ліпопротеїнів і комплексів, що становить значний інтерес для біохіміків. Практична важливість коацервації зросла у зв'язку з розвитком технології мікрокапсулювання. У фармацевтичній промисловості мікрокапсулювання застосовують із метою захисту лікарської речовини від контакту з навколишнім середовищем. Мікрокапсули – це укладені в оболонку з полімеру тверді, рідкі або газоподібні речовини. Оболонка утворюється з адсорбованих крапельок коацервату полімеру, які зливаються в суцільну плівку та спеціальною обробкою переводяться в твердий стан.
Денатурація  	Під дією різних фізичних і хімічних факторів порушується природна просторова структура білкової молекули: руйнуються четвертинна, третинна і вторинна структури (первинна не змінюється). Це призводить до зменшення або повної втрати розчинності, специфічної біологічної активності, зміни оптичних властивостей, в'язкості та ін. Під час денатурації розриваються йонні, водневі та дисульфідні зв'язки, поліпептидний ланцюг розкручується і знаходиться або в розгорнутому стані, або у вигляді хаотичного клубка. Для більшості білків – це незворотний процес, але для деяких, наприклад, білків м'язів – зворотний. Під час старіння організму відбувається поступова денатурація білків і зменшення їх гідрофільності. Денатуровані білки продуктів харчування краще розщеплюються ферментами шлунково-кишкового тракту.

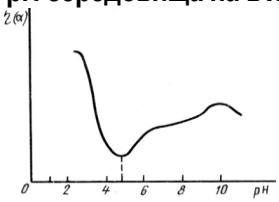
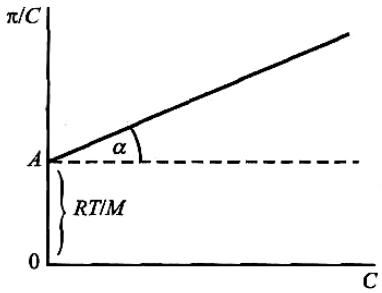
Термін	Визначення, формули, показники
Ізоелектрична точка білка (ІЕТ)	Стан, в якому кількість позитивно й негативно заряджених груп у білковій молекулі однакова й, отже, сумарний заряд молекули дорівнює нулю, а відповідне значення pH. В ізоелектричному стані молекули білка не переміщуються в електричному полі. Ізоелектрична точка є важливою характеристикою білків. Кожний білок має свою індивідуальну ІЕТ. В ізоелектричному стані заряди протилежного знака чередуються уздовж пептидного ланцюга, що сприяє стисненню молекули і навіть скручуванню її в глобулу. Це означає, що в ізоелектричному стані молекули білка в розчині займають найменший об'єм. Зі збільшенням або зменшенням pH молекули розпрямляються.
Способи визначення ІЕТ білка:	• за електрофоретичною рухливістю: досліджуваний білок піддають електрофорезу в буферних розчинах із різним значенням pH; в буфері зі значенням pH, що співпадає з pH ІЕТ білка, останній електронейтральний та не переміщується в електричному полі; • за ступенем коагуляції: в пробірки наливають буферні розчини з різним значенням pH, в них вносять рівні кількості досліджуваного білка і додають спирт; найбільш виражене помутніння відбудеться в пробірці з буфером, pH якого збігається з pH ІЕТ білка; • за швидкістю желатинування: в пробірки наливають буферні суміші з різним значенням pH і додають концентрований розчин досліджуваного білка, швидше за все желатинування відбудеться в розчині, pH якого найближче до pH ІЕТ білка; • за величиною набухання: однакові кількості сухого білка насипають у ряд пробірок і доливають рівні об'єми буферних розчинів із різним значенням pH. Найбільше набухання білка з'являється в пробірці, де pH середовища буде найближче до pH ІЕТ білка.
Способи одержання гелів та драглів	Желатинізація (застигання). Це перехід рідкого розчину в гель чи драгль. Наприклад, застигання гарячого розчину желатину веде до утворення драглю. Набухання ксерогелів (сольватація сухих гелів). Поглинання води частинками ВМС призводить до їх набухання з можливістю злиття набухлих частинок у суцільну систему. Так, при додаванні води до крохмалю, сухого клею, агар-агару, пектину відбувається утворення клейстеру.
Драглі	Системи «полімер–розчинник», що характеризуються великими оборотними деформаціями при практично повній відсутності в'язкої течії. Для цих систем іноді застосовують термін «гелі», який у колоїдній хімії позначає низькокоагульовані золі. Історично термін «гель» вперше з'явився при дослідженні саме полімерної системи (водного розчину желатину). Драглі відрізняються від в'язкотекучих розчинів полімерів такої самої концентрації структурними особливостями, які й призводять до того, що замість течії розвиваються оборотні деформації.
Класифікація драглів	До драглів **першого типу** відносять набряклі в розчинниках сітчасті полімери, наприклад, полістирол із поперечними дивінілбензольними «містками». Їх оборотна деформація обумовлена ентропійним ефектом розпрямлення і відновлення згорнутої конформації ділянок макромолекулярних ланцюгів, що знаходяться між хімічними вузлами зшивання. Оскільки енергія хімічного зв'язку дуже велика, такі драглі оборотно

Термін	Визначення, формули, показники
	деформуються в широкому інтервалі температур від точки кристалізації розчинника до початку термічного розпаду розчинника або полімеру при високих температурах. Різновидом драглів першого типу є системи, в яких стійкі контакти між макромолекулами забезпечуються локальною кристалізацією групи ланцюгів. Відрізки макромолекул між кристалічними «вузлами» здатні до таких же конформаційних перетворень під дією зовнішніх навантажень, як і хімічно зшиті полімери, але верхня межа ділянки оборотної деформації обмежується температурою плавлення кристалічних вузлів. Вище цієї температури драглі перетворюються у звичайний розчин полімеру. Прикладом драглю цього типу можуть слугувати розчини полівінілхлориду з невисоким ступенем кристалічності, обумовленої низькою синдіотактичністю макромолекул. Локальна кристалізація в цьому випадку відповідальна за оборотну деформацію високопластифікованих виробів із полівінілхлориду. Аналогічні драглі часто утворюються з розчинів співполімерів, у яких у результаті неоднорідного розподілу співмономерів у ланцюзі виникає можливість локальної кристалізації послідовності однакових мономерів. Локальна кристалізація спостерігається і для полімерів, що утворюються при часткових полімераналогічних перетвореннях, наприклад, при неповному омиленні похідних целюлози. Драглі **другого типу** відрізняються від драглів першого типу виразно вираженим двофазним станом. Вони виникають у результаті розпаду однофазних розчинів полімерів на дві фази, перша з яких, що містить велику кількість полімеру, утворює переважно безперервний каркас, а друга фаза з дуже низькою концентрацією полімеру включена в цей каркас у вигляді дисперсії. Властивості цієї системи визначаються каркасною полімерною фазою, яка в багатьох випадках наближається за властивостями до твердого тіла і тому здатна до часткового пружного вигину. При цьому загальна відносно висока деформація системи складається з суми малих деформацій окремих елементів просторової сітки, що створює цю структуру. Крім того, внесок в оборотну деформацію вносить зміну форми і протяжності міжфазної межі (міжфазна енергія має невелике, але все-таки кінцеве значення). Драглі другого типу часто утворюються з розчинів білкових речовин, при осадженні полімерів у ході їх переробки у вироби (наприклад, у хімічні волокна, зокрема при дозріванні віскози), з водних розчинів метил- і оксиетилцелюлози. При цьому фазовий розпад пов'язаний зі зміною активності розчинника внаслідок введення «нерозчинника» або різкої зміни температури.
Синерезис	Характерна властивість драглів, а саме – зменшення їх об'єму внаслідок видалення частини рідини. Із часом кількість зв'язків між полімерними ланцюгами в гелях збільшується. Структурна сітка гелю стискається і з нього виділяється частина розчинника, що містить незначну кількість розчиненого полімеру. Процес старіння гелю з утворенням більш щільного драглю й розведеного розчину полімеру. Вплив різних факторів на процес синерезису такий самий, як на драглювання. Цікаво, що після синерезису гелі та драглі в зменшеному вигляді можуть зберігати форму посуду. Процеси синерезису відбуваються при засиханні хліба, желе і т. д. Процес синерезису спостерігається під час

Термін	Визначення, формули, показники
	ретракції згустка крові, коли відбувається значне зменшення об'єму згустка крові. Синерезис має місце в процесі старіння організму. Встановлено, що з віком відбувається поступова зміна просторової будови (третинної структури) і зменшення гідратації білкових молекул. У результаті тканини стають більше твердими й менш еластичними.
Фактори, які сприяють синерезису (всі, які сприяють коагуляції):	• збільшення концентрації електроліту в системі; • підвищення температури; • введення в систему десольвуючих агентів.
Тиксотропія	Явище, що характерне для більшості гелів – при перемішуванні розріджуватися, а потім у стані спокою знову драглюватись. Тиксотропні перетворення можуть бути повторені багато разів і відбуваються при постійній температурі. Утворення гелів та драглів має оборотний характер, якщо частинки пов'язані слабкими міжмолекулярними силами (водневі зв'язки, сили Ван-дер-Ваальса, гідрофобні взаємодії). Тиксотропія – один із доказів того, що структуроутворення в драглях та гелях відбувається в основному завдяки Ван-дер-Ваальсовим силам.
Процес драглювання залежить від:	1) форми макромолекул; 2) концентрації розчину; 3) температури; 4) pH розчину; 5) впливу електролітів. 1. Вплив форми і величини макромолекули. Найлегше гелі утворюють полімери з різко вираженою асиметрією частинок. Макромолекули мають здатність приймати велику кількість конформацій: від абсолютно розтягнутого стану до тугого клубка. Це пояснюється гнучкістю полімерних ланцюгів. Кількість зв'язків, які утворює дана макромолекула з іншими, залежить від їх форми. Тому в розпрямленому стані полегшується доступ до тих її частин, які можуть вступати у взаємодію. Отже, для гелеутворення необхідні умови, при яких макромолекула не згортається в клубок. Макромолекули, які мають витягнуту форму, утворюють драглі навіть у дуже розбавлених розчинах. 2. Вплив концентрації полімеру. Підвищення концентрації сприяє застиганню розчинів полімерів, оскільки призводить до зростання частоти зіткнень між макромолекулами або їх ділянками і збільшенню кількості зв'язків, що утворюються в одиниці об'єму. Сильно розбавлені розчини не здатні до гелеутворення. Для того щоб воно відбувалося, концентрація розчину повинна бути вище деякої певної величини. Мінімальна концентрація полімеру, що необхідна для утворення драглю, називається критичною концентрацією гелеутворення. Її величина залежить від властивостей полімеру, температури. Наприклад, розчини желатину можуть утворювати драглі при кімнатній температурі і концентрації в 1 % (мас.), а агар-агар – 0,2 %. Твердість одержуваного драглю буде тим більше, чим більше концентрація вихідного розчину. 3. Вплив температури. Температура дуже сильно впливає на структуроутворення. Оскільки від температури залежить рухливість сегментів макромолекули, то підвищення температури перешкоджає утворенню елементів структури, тобто гелеутворенню. Зниження температури прискорює процес гелеутворення. Існує, так звана, температура плавлення драглю, при якій драгль

Термін	Визначення, формули, показники
	переходить у розчин. Для драглів температура плавлення і затвердіння збігаються. За точку застигання беруть деяку умовну температуру, яка відповідає в'язкості, що не дозволяє системі текти через капіляр, або температурі, при якій меніск у трубці при її нахилі не деформується. Підвищення температури призводить до посилення теплового руху молекул, що перешкоджає драглюванню. 4. Вплив pH середовища відбувається в тому випадку, якщо ВМС є поліелектролітом (амфотерний білок). Найкраще драглювання відбувається при pH, що відповідає ізоелектричній точці (pH = 4,8). При цьому pH по всій довжині молекулярного ланцюга розташована однакова кількість протилежно заряджених іонізованих груп, що і сприяє зв'язку між окремими макромолекулами. Зі зміною pH по обидві сторони від ізоелектричної точки макромолекули набувають однойменний заряд, і між ними виникають сили відштовхування, зв'язок не утворюються. При додаванні надлишкових кількостей кислоти або лугу ступінь іонізації йоногенних груп зменшується і здатність до застигання знову збільшується. 5. Вплив індиферентних електролітів визначається їх хімічної природою. Застигання та набухання – процеси прямо протилежні, тому електроліти, які сприяють набуханню, ускладнюють драглювання або роблять його неможливим. В основному на процес застигання впливають аніони.
В'язкість розчинів ВМС (η)	Внутрішнє тертя між шарами ВМС, що рухаються відносно один одного. Величина в'язкості визначається силами молекулярного тяжіння, тому: 1) збільшується в розчинах полярних речовин; 2) збільшується в розчинах із розмірами частинок, що перевищують розміри частинок розчинника; 3) на величину в'язкості впливає форма частинок; 4) збільшується зі збільшенням молекулярної маси розчиненої речовини; 5) збільшується зі збільшенням концентрації частинок речовини.
Рівняння Ейнштейна  Альберт Ейнштейн (1879–1955 рр.) американський, німецький та швейцарський фізик-теоретик, один із найвизначніших науковців XX ст., творець теорії відносності та один із творців квантової механіки. Лауреат Нобелівської премії з фізики (1921 р.) за «Заслуги в галузі теоретичної фізики, і зокрема за відкриття закону фотоелектричного ефекту»	Рівняння Ейнштейна $$\eta = \eta_0 (1 + \alpha\varphi),$$ де η – в'язкість розчину; η_0 – в'язкість розчинника; α – коефіцієнт, що залежить від форми частинок; φ – об'ємна частка частинок. **Недолік:** не враховує наявність різних шарів у частинок (сольватних, адсорбційних, електричних), що створюють додаткові в'язкі ефекти.

Термін	Визначення, формули, показники
Види в'язкості:  	– **відносна** – $\eta_{від.} = \frac{\eta}{\eta_0} = \frac{t}{t_0}$, де t – час витікання об'єму рідини через капілярну трубку (t – розчину, t_0 – розчинника); **– питома** – $\eta_{пит.} = \frac{\eta - \eta_0}{\eta_0} = \eta_{від.} - 1$ – залежить від концентрації, характеризувати речовина не може; **– наведена** – $\eta_{від} = \frac{\eta_{пит.}}{C}$ – усуває вплив концентрації, але величина непостійна; **– характеристична** – $[\eta] = \lim_{C \to 0} \eta_{пр}$ – отримують графічно екстраполяцією наведеної в'язкості до нульової концентрації.
Рівняння Штаудінгера  Герман Штаудінгер (1881–1965 рр.) німецький хімік, лауреат Нобелівської премії з хімії «За дослідження в галузі хімії високомолекулярних речовин» (1953 р.)	Штаудінгер встановив залежність в'язкості розчину від молекулярної маси полімеру: $[\eta] = KM$, де К – постійна для всього полімергомологічного ряду, визначається кріоскопічно в розчинах нижчих його членів. Подальші дослідження показали, що рівняння Штаудінгера описує лише граничний випадок, що виконується під час відсутності взаємодії між макромолекулами і при їх граничному випрямленні.
Рівняння Марка–Куна–Хаувінка	Враховує взаємодію макромолекул і зміни константи **К** (експериментально визначається для макромолекул різної довжини). $[\eta_{хар}] = KM^{\alpha}$, Величина α залежить від форми макромолекул (0,5 < α <1). У загальному випадку зі збільшенням жорсткості макромолекул величина α наближається до 1. Для жорстких (палички) полімерів α = 1.
Закони в'язкості  Ісаак Ньютон (1643–1727 рр.) англійський науковець	Біологічні рідини не є ньютонівськими, тобто не підкоряються законам Ньютона і Пуазейля, їх в'язкість аномальна ($\eta_{ан}$) і визначається: $\eta_{ан} = \eta_{орієнт} + \eta_{структ}$: 1) розмірами і формою асоціатів; 2) концентрацією розчиненої речовини [1906 р. А. Ейнштейн] (залежність пропорційна, але нелінійна через процес структурування розчинів); 3) вплив t°: з підвищенням t° – η зменшується, але для міцних структур може ↑; 4) інтенсивний рух перешкоджає. Ісаак Ньютон заклав основи сучасного природознавства, творець класичної фізики. Ньютон побудував перший телескоп-рефлектор і розвинув теорію кольору на основі спостережень розщеплення білого світла в спектр в оптичній призмі
 Жан-Луї-Марі Пуазейль (1799–1869 рр.) французький медик і фізик. Займався дослідженнями протікання крові людини у тонких судинах	Вчений удосконалив прилад для вимірювання кров'яного тиску, вперше застосувавши ртутний манометр (1828 р.), а для запобігання коагуляції використовував соду. За допомогою свого приладу, названого гемодинамометром, показав, що при видиху кров'яний тиск підвищується, а при вдиханні зменшується. У 1838 р. на основі дослідів, проведених із дистильованою водою, експериментально відкрив, у 1840 р. сформулював, а у 1846 р. опублікував закон, названий його ім'ям (закон Пуазейля). Закон дозволив описати стаціонарне ламінарне протікання ньютонівських рідин по трубі сталого круглого перетину. Пуазейль виміряв також залежність витрати від температури. Ці досліди слугували основою винаходу приладу для визначення в'язкості – віскозиметра.

Термін	Визначення, формули, показники
Фактори, які впливають на в'язкість розчинів ВМС	Внутрішнє тертя між шарами ВМС, що рухаються відносно один одного. Величина в'язкості визначається силами молекулярного тяжіння, тому 1. ↑ в розчинах полярних речовин; 2. ↑ в розчинах із розмірами частинок, що перевищують розміри частинок розчинника; 3. ↑ зі збільшенням молекулярної маси розчиненої речовини; 4. ↑ зі збільшенням концентрації частинок речовини.
Вплив pH середовища на в'язкість 	В ізоелектричній точці в'язкість ВМС мінімальна!!
В'язкість крові Існують капілярний **віскозиметр Оствальда** (для експериментальних та наукових робіт) та **віскозиметр Гесса** (використовують у клінічних лабораторіях для вимірювання в'язкості крові)	Дуже важливий показник крові, що визначає максимальний термін роботи серця і судин. Чим вище в'язкість крові, тим швидше зношується серце. Що дає Вам аналіз крові на в'язкість? Відповідь дуже проста. Прокинетеся Ви завтра чи ні. В'язкість крові змінюється в дуже широких межах. При цьому на стан крові впливає дуже багато факторів. Критичне збільшення в'язкості крові ставить всю серцево-судинну систему й її господаря на грань виживання. Тобто збільшення в'язкості крові підвищує кардіологічний ризик або ризик раптової серцевої смерті. У нормі для плазми крові і лімфи $\eta = 1{,}4 \cdot 10^{-3}$ Па С (t = 37 °C). Збільшення концентрації формених елементів і білків, збільшення η. На η впливає і стан мембран еритроцитів (до 45 % об'єму крові): в нормі висока еластичність, втрата або зниження якої веде до збільшення η крові.
Осмотичний тиск ВМС. Рівняння Галлера  Графік залежності π/C – C для розчину ВМС	Наявність у розчинах ВМС відносно великих гнучких макромолекул суттєво впливає на осмотичний тиск розчинів полімерів. У зв'язку з малою концентрацією частинок в одиниці об'єму, осмотичний тиск розчинів ВМС навіть за досить великих концентрацій невеликий. Подібно до ступеня набрякання і в'язкості, осмотичний тиск має мінімальне значення при pH ізоелектричної точки і зростає при зміщенні pH в обидві сторони від неї. Залежить величина осмотичного тиску і від температури: з підвищенням температури він зростає внаслідок збільшення ступеня дисоціації йоногенних груп полімерів. Величину осмотичного тиску розчинів ВМС обчислюють за рівнянням Галлера, яке порівняно з рівнянням Вант-Гоффа містить додатковий член, що враховує взаємодію між гнучкими макромолекулами полімеру між собою і з молекулами розчинника: $$\pi = \frac{CRT}{M} + bc^2,$$ де С – концентрація ВМС, в г/л; М – середня молекулярна маса ВМС; b – константа, яка характеризує відхилення від закону Вант-Гоффа; вона зростає зі збільшенням довжини макромолекули і розгалуженням ланцюга ВМС. Поділивши ліву і праву частину вище приведеного рівняння Галлера на концентрацію С, одержимо вираз: $$\frac{p}{C} = \frac{RT}{M} + bC.$$

Термін	Визначення, формули, показники
	У такому вигляді вираз є рівнянням прямої, за допомогою якої графічно знаходять відносну середню молекулярну масу ВМС. Для цього вимірюють осмотичний тиск кількох розчинів ВМС різної масової концентрації і будують графік залежності π/С – С (*на графіку*). Відрізок 0А, який відсікає пряма від початку координат, дорівнює (RT)/M, а тангенс нахилу прямої до осі абсцис дає константу b (b = tg a). Середню молекулярну масу ВМС обчислюють за формулою M = RT/OA. Осмометричним методом визначають середню молекулярну масу ВМС у межах від 20 тис до 1 млн. а.о.м.
Онкотичний тиск	Це частина осмотичного тиску біологічних рідин, що утворюється білками. Хоча онкотичний тиск складає всього 0,5 % від загального осмотичного тиску плазми крові (відповідно 0,038 та 7,7 атм.), але має велике значення для транспорту води та речовин між кров'ю та тканинами. Вміст білків у плазмі крові значно вище, ніж у міжклітинній рідині, а стінки судин практично не пропускають великі молекули білків. Онкотичний тиск у розчинах ВМС значною мірою залежить від температури і pH. Підвищення температури в розчинах ВМС збільшує осмотичний тиск більшою мірою, ніж очікується з теоретичних розрахунків. Це пояснюється підвищенням ступеня дисоціації іоногенних груп білків та дезагрегації білків на мікроглобули. Оскільки міжклітинна рідина містить значно менше білків, то і її онкотичний тиск значно менше, ніж у плазмі крові, що сприяє руху рідини з міжклітинного простору в кров'яне русло. Однак робота серця, в свою чергу, утворює гідростатичний тиск, який в артеріальній частині капіляра значно збільшує онкотичний тиск білків та, завдяки цій різниці, вектор руху рідини спрямований із крові в міжклітинну рідину. У венозній частині капіляра гідростатичний тиск вже менше, ніж онкотичний, і є близьким тому вектору руху рідини, який спрямований вже з міжклітинного простору в судинне русло. При зменшенні кількості білків у крові (захворювання печінки, голодування) відбувається зменшення онкотичного тиску, і рідина затримується в тканинах, що призводить до утворення онкотичних («голодних» або «ниркових») набряків у підшкірній клітковині.
Мембранна рівновага Доннана  Фредерік Джордж Доннан (1870–1956 рр.) англійський фізико-хімік	Якщо клітину, в якій у розчиненому стані перебувають білки й низькомолекулярні електроліти, помістити в розчин електроліту, що не містить білка, то деяка частина іонів перейде через мембрану, після чого встановиться рівновага. Рівняння дає можливість обчислити рівноважні концентрації іонів незалежно від їх початкових концентрацій. Основні праці Фредеріка Джорджа Доннана присвячені вивченню розчинів і колоїдних систем. Створив рівняння мембранної рівноваги Доннана (1911 р.), в якому розглянув процес перерозподілу електролітів.
Мембранний потенціал	Оскільки осмотична рівновага встановлюється при нерівномірному розподілі іонів по обидві сторони мембрани, у системі повинна виникати різниця потенціалів по обидві сторони мембрани: $$x = \frac{C_з^2}{C_в + 2C_з}$$ де x – кількість електроліту, що перейшов у розчин білка; $Cз$ – концентрація електроліту в зовнішній рідині; $Cв$ – концентрація електроліту всередині клітини.

Ситуаційні задачі для самоконтролю





1. Знайдіть осмотичний тиск розчину білка з концентрацій 0,02 моль/л при температурі 298 К.

2. Час витікання води в віскозиметрі – 100 с, розчину білка – 115 с. Знайдіть відносну в'язкість.

3. Розрахуйте молярну масу етілклітковини (в кг/моль), якщо її розчин в аніліні з концентрацією 4,9 кг/м^3 при 313 К має осмотичний тиск 250,9 Па. Константа «*b*» (*b* – константа, яка характеризує відхилення від закону Вант-Гоффа у рівнянні Галлера) дорівнює 0,52 Па×м^6/кг^2.

Вихідний контроль

1. Швидкість синерезису зростає при:

А. Зниженні температури і зменшенні концентрації.

Б. Підвищенні температури і зменшенні концентрації.

В. Підвищенні температури і збільшенні концентрації.

Г. Зниженні температури і збільшенні концентрації.

2. Кров належить до нен'ютонівських рідин тому, що:

А. Міститься в судинах.

Б. Має в'язкість.

В. У ній є сили внутрішнього тертя.

Г. Містить білки і клітини крові, які є структурованими полімерними утвореннями.

3. Механізм процесу висолювання білків під дією електролітів заснований на:

А. Руйнуванні гідратних оболонок розчинів ВМС.

Б. Адсорбції іонів електроліту на заряджених частинках розчинах ВМС.

В. Впровадженні іонів електроліту в макромолекули білка.

Г. Реакції нейтралізації.

4. Обмежене набрякання призводить до утворення:

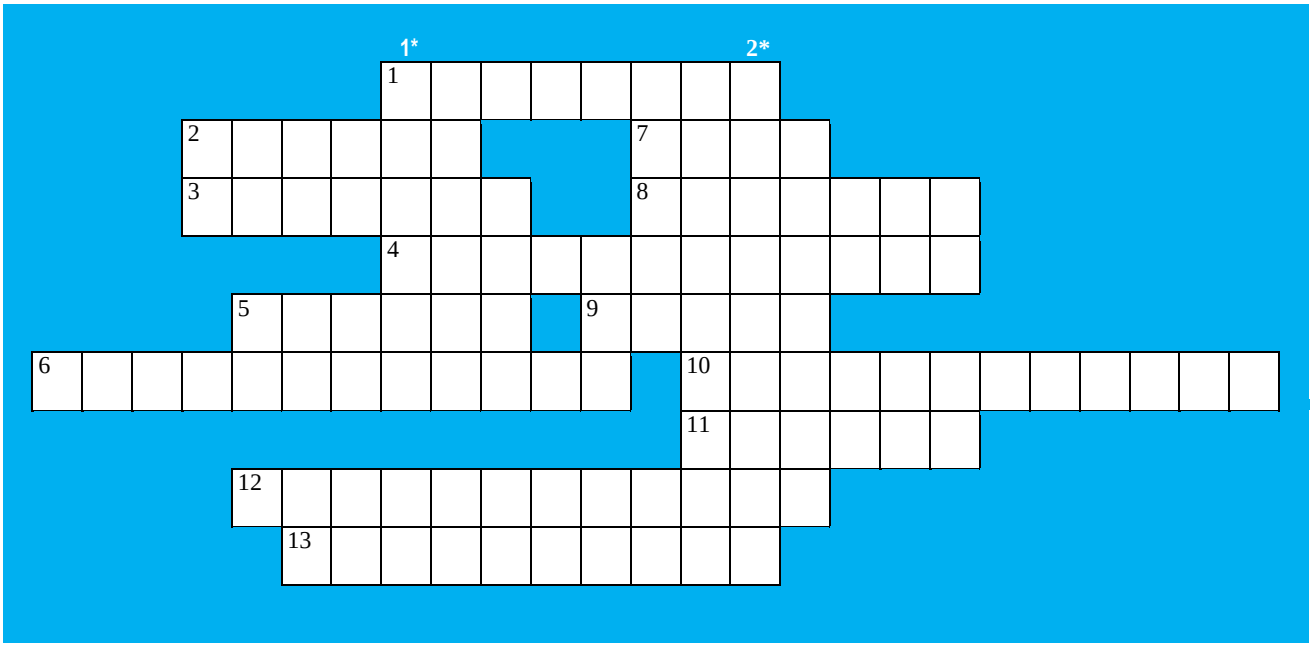
А. Драглів. *Б. Істинного розчину.* *В. Емульсій.* *Г. Суспензій.*

5. Осмотичний тиск розчинів ВМС розраховують за рівнянням:

А. Доннана. *Б. Нернста.* *В. Галлера.* *Г. Штаудінгера.*

2.12 ПІДГОТОВКА ДО ДИФЕРЕНЦІЙОВАНОГО ЗАЛІКУ

Кросворд 1



По горизонталі:

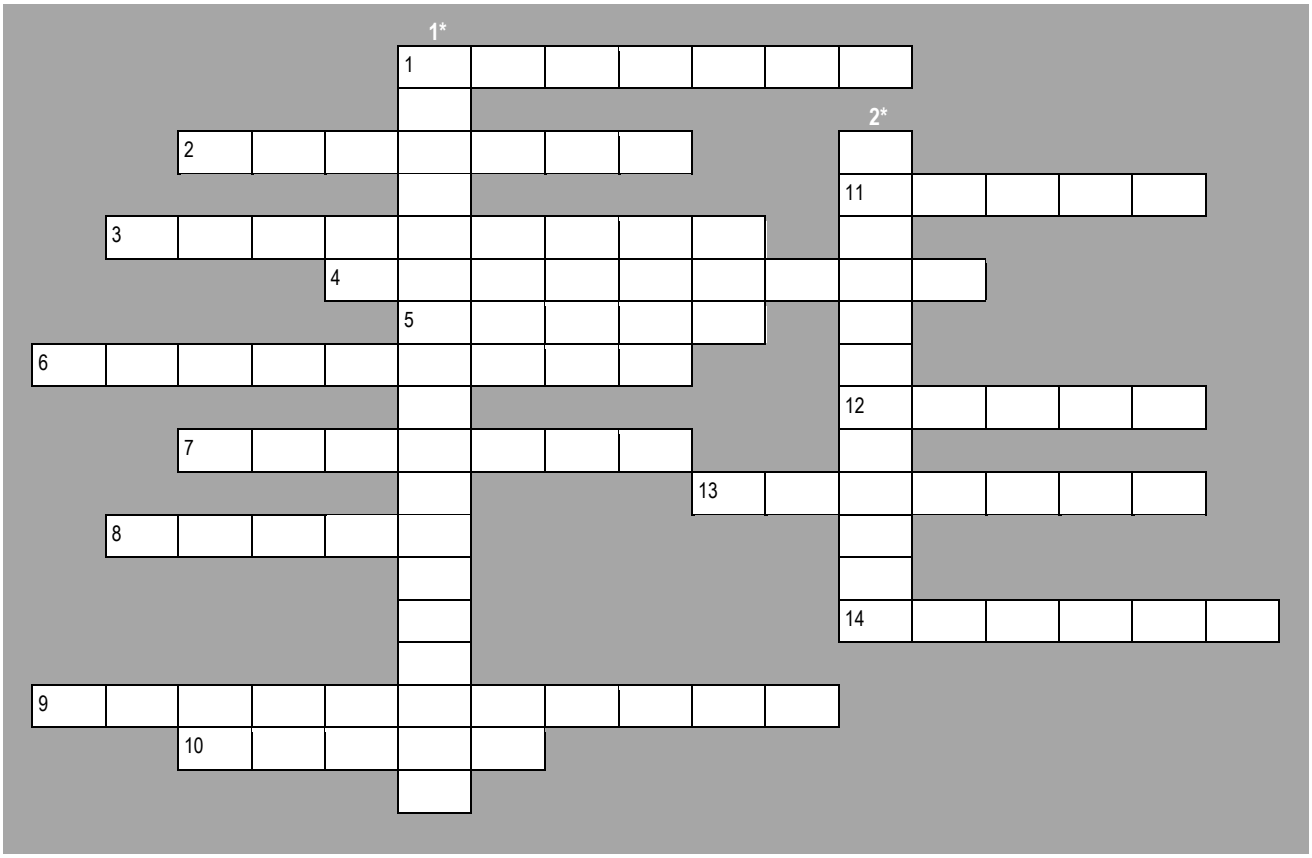
1. Структурна одиниця істинного розчину – _____.
2. Основний позаклітинний йон – _____.
3. Основний компонент кісткової і зубної тканини – _____.
4. Пересування рідкого дисперсійного середовища відносно твердої дисперсної фази у зовнішньому електричному полі – _____.
5. Динатрієва сіль ЕДТА має назву _____ Б.
6. Титрування слабкої кислоти (CH_3COOH) сильною основою (NaOH): використовують індикатор – _____.
7. Нам відомі – _____: ліотропні, висолювання, коагулюючої здатності.
8. Патологія, що пов'язана з порушенням вмісту розчинних газів у крові – _____ хвороба.
9. m = к • р – закон _____.
10. Визначення підвищення температури кипіння розчину електроліту – _____.
11. Порушення метаболізму, яке призводить до падіння pH крові – метаболічний _____.
12. Закон діючих мас визначає вплив _____ на швидкість хімічної реакції.
13. Збільшення об'єму полімеру при поглинанні їм розчинника – _____.

Якщо ви правильно відповіли, то **по вертикалі** отримаєте правильну відповідь на запитання:

1*. Структурна одиниця колоїдного розчину – _____.

2*. Накопичення однієї речовини на поверхні іншої – _____.

Кросворд 2



По горизонталі:

1. Q = ΔU + A – математичний вираз _____закону термодинаміки.
2. Δm = 0, ΔU ≠ 0 – система _____з точки зору термодинаміки.
3. Процес, що відбувається при P = const – _____.
4. _____– тепломісткість системи.
5. Основний закон термохімії – закон _____.
6. Надлишкова енергія, необхідна для вступу реагуючих речовин у реакцію при їх зіткненні – енергія _____.
7. _____буває: гомогенний, гетерогенний, мікрогетерогенний.
8. Теплові ефекти хімічних реакцій вивчає – _____хімія.
9. Термодинамічний параметр – _____.
10. Основний внутрішньоклітинний йон – _____.
11. pH < 7, pOH > 7 – середовище _____.
12. pH > 7, pOH < 7 – середовище _____.
13. Здатність розчинів колоїдів до світлорозсіювання – ефект _____.
14. Автор теорії будови комплексних сполук – _____.

Якщо ви правильно відповіли, то **по вертикалі** отримаєте правильну відповідь на запитання:

1*. Безіндикаторний метод титрування – _____.

2*. $Ce_1V_1 = Ce_2V_2$ – закон _____.

2.13 ПЕРЕВІРТЕ ВАШІ ЗНАННЯ

ВХІДНИЙ КОНТРОЛЬ

Тема/питання	1	2	3	4	5
Тема 1	*А*	*Б*	*В*	*Г*	*Б*
Тема 2	*В*	*В*	*Г*	*А*	*Г*
Тема 3	*Б*	*В*	*А*	*Б*	*А*
Тема 4	*Г*	*В*	*Г*	*А*	*А*
Тема 5	*Б*	*В*	*А*	*А*	*А*
Тема 6	*В*	*А*	*Б*	*В*	*В*
Тема 7	*Г*	*В*	*А*	*Г*	*Г*
Тема 8	*В*	*В*	*Б*	*А*	*А*
Тема 9	*В*	*А*	*В*	*Г*	*Г*
Тема 10	*Б*	*В*	*Б*	*А*	*Б*
Тема 11	*А*	*Б*	*А*	*Г*	*А*

Ситуаційні задачі для самоконтролю:

Тема 1

1. $[Co(NH_3)_6](NO_2)_3$.

2. $K[Co(NO_2)_4(NH_3)_2]$.

3. Ca $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^0\ 4s^2$ *Валентність II; ступінь окиснення +2.*

N $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ *Валентність I, II, III та IV; ступені окиснення -3; +1; +2; +3; +4; +5.*

Тема 2

1. $m(Na_2CO_3) = 2,1$ г.

2. $m(NaCl) = 1,32$ г.

3. $P_{осм} = 143,12$ кПа.

Тема 3

1. pH = 1,4.

2. pH = 11,3.

3. $\beta = 0,06$ моль/л.

Тема 4

1. $\omega = 9,14$ %.

2. Се = 0,0912 моль/л.

3. Се = 0,01 моль/л, Т = 0,00056 г/мл.

Тема 5

1. Се = 0,01 моль/л; Т = 0,0019 г/мл.

2. Активна кислотність шлункового соку дорівнює 68 т. о.

3. Загальна твердість води 9,4 ммоль/л.

Тема 6

1. $\Delta H = -2\ 500$ кДж/моль.

2. Q = 15,7 кДж.

3. $\eta = 0,27$ моль.

Тема 7

1. Швидкість реакції зросте у 8 разів.

2. Температурний коефіцієнт $\gamma = 3$.

3. Константа рівноваги $К_{рів.} = 1{,}92$.

Тема 8

1. Потенціал водневого електрода при pH = 3 дорівнює 0,0177 В.

2. ЕРС елемента дорівнює 0,38 В.

3. $E_{Cu/Cu^{2+}} = 0{,}265$ В.

Тема 9

1. $\Gamma = 7{,}4 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

2. R_f сполуки А дорівнює 0,37 см.

3. Невідома речовина – **зразок № 2.**

Тема 10

1. Електрокінетичний (ζ) потенціал колоїдного золота = +19 мВ.

2. $S = 24$ м^2.

3. $D = 1{,}0 \times 10^{-7}$ м.

Тема 11

1. $P_{осм.} = 4{,}95$ кПа.

2. $[\eta] = 1{,}15$ см^3/г.

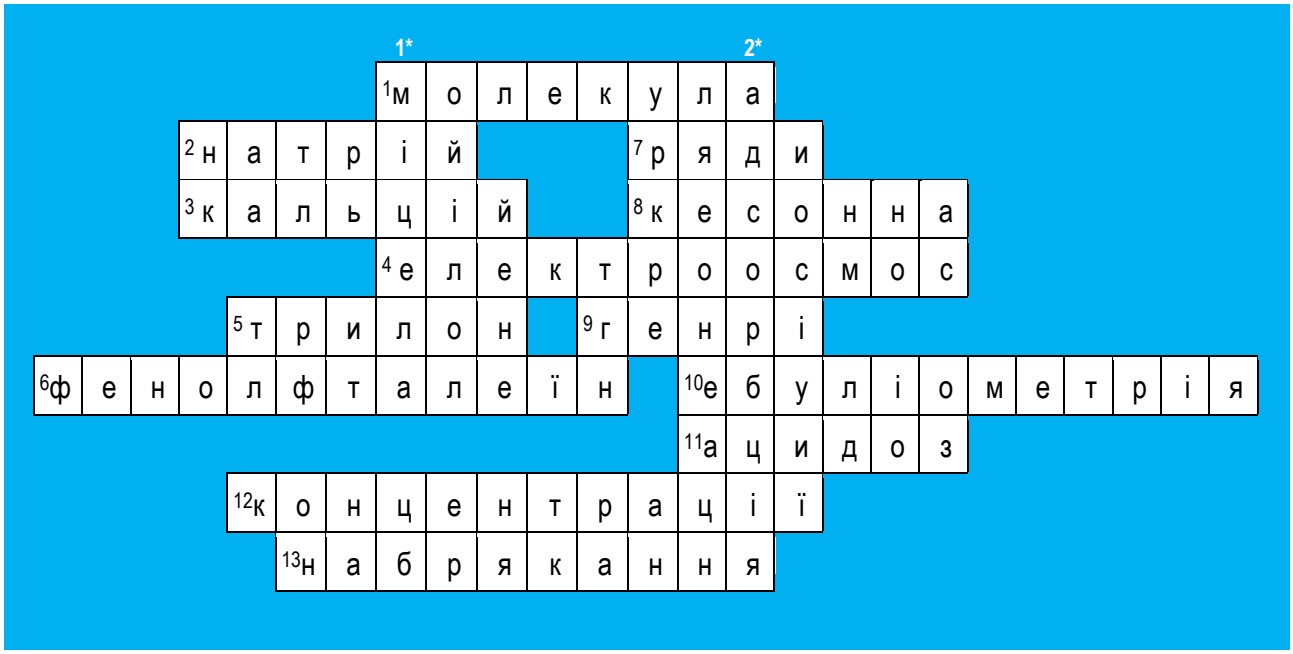
3. М = 53,5 кг/моль.

ВИХІДНИЙ КОНТРОЛЬ

Тема/питання	1	2	3	4	5
Тема 1	*В*	*Г*	*В*	*Г*	*А*
Тема 2	*В*	*Б*	*В*	*В*	*Б*
Тема 3	*А*	*А*	*Г*	*В*	*Г*
Тема 4	*Г*	*Б*	*А*	*В*	*Г*
Тема 5	*А*	*Б*	*Б*	*Г*	*Б*
Тема 6	*В*	*Б*	*В*	*Б*	*А*
Тема 7	*Б*	*Г*	*В*	*Б*	*Б*
Тема 8	*Б*	*Б*	*В*	*А*	*А*
Тема 9	*Б*	*Г*	*Б*	*Б*	*А*
Тема 10	*В*	*Г*	*Г*	*Б*	*Б*
Тема 11	*В*	*Г*	*В*	*А*	*В*

ВІДПОВІДІ НА КРОСВОРДИ

Кросворд 1



По горизонталі:

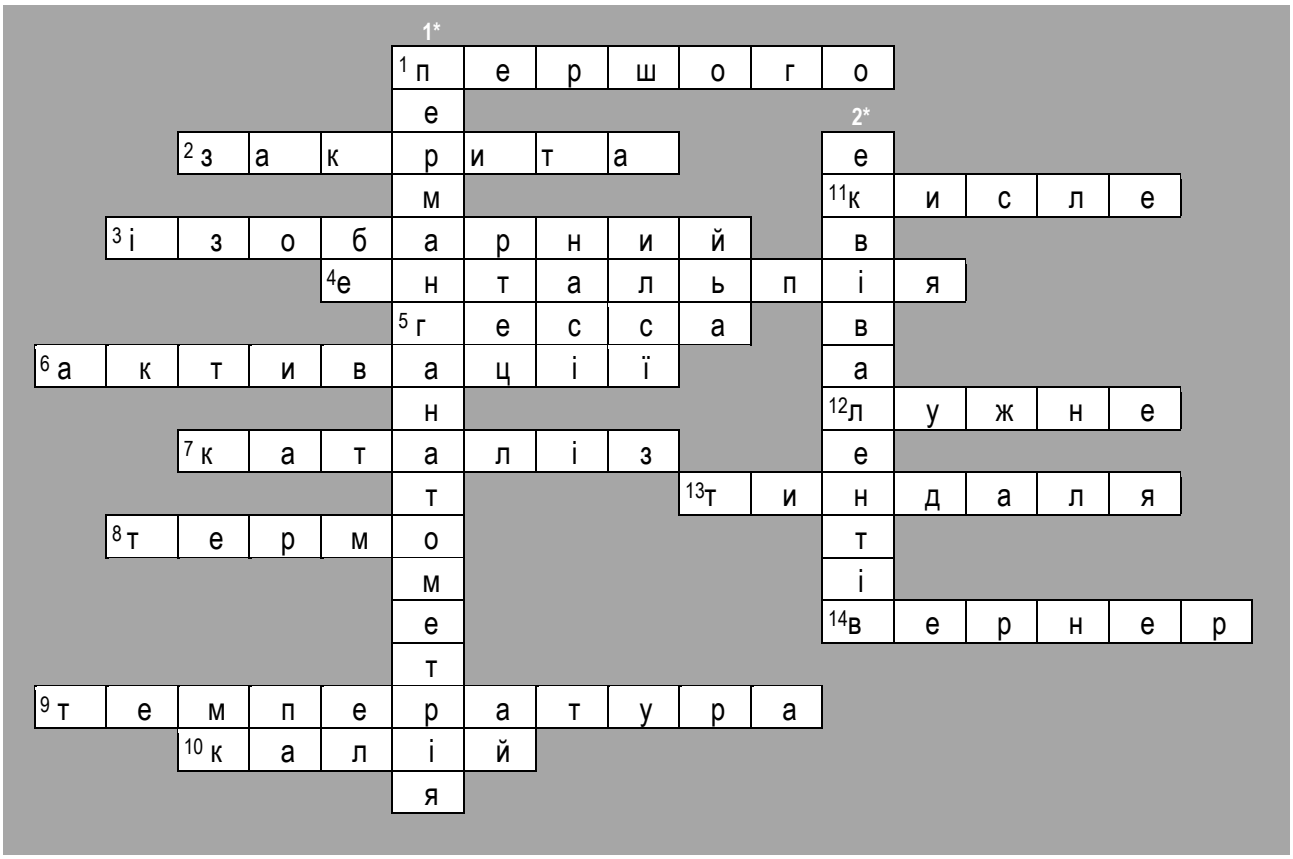
1. Структурна одиниця істинного розчину – **МОЛЕКУЛА**.
2. Основний позаклітинний йон – **НАТРІЙ**.
3. Основний компонент кісткової і зубної тканини – **КАЛЬЦІЙ**.
4. Пересування рідкого дисперсійного середовища відносно твердої дисперсної фази у зовнішньому електричному полі – **ЕЛЕКТРООСМОС**.
5. Динатрієва сіль ЕДТА має назву **ТРИЛОН** Б.
6. Титрування слабкої кислоти (CH_3COOH) сильною основою (NaOH): використовують індикатор – **ФЕНОЛФТАЛЕЇН**.
7. Нам відомі – **РЯДИ**: ліотропні, висолювання, коагулюючої здатності.
8. Патологія, що пов'язана з порушенням вмісту розчинних газів у крові – **КЕСОННА** хвороба.
9. m = к • р – закон **ГЕНРІ**.
10. Визначення підвищення температури кипіння розчину електроліту – **ЕБУЛІОМЕТРІЯ**.
11. Порушення метаболізму, яке призводить до падіння pH крові – метаболічний **АЦИДОЗ**.
12. Закон діючих мас визначає вплив **КОНЦЕНТРАЦІЇ** на швидкість хімічної реакції.
13. Збільшення об'єму полімеру при поглинанні їм розчинника – **НАБРЯКАННЯ**.

Якщо ви правильно відповіли, то **по вертикалі** отримаєте правильну відповідь на запитання:

1*. Структурна одиниця колоїдного розчину – **МІЦЕЛА**.

2*. Накопичення однієї речовини на поверхні іншої – **АДСОРБЦІЯ**.

Кросворд 2



По горизонталі:

1. Q = ΔU + A – математичний вираз **ПЕРШОГО** закону термодинаміки.
2. Δm = 0, ΔU ≠ 0 – система **ЗАКРИТА** з точки зору термодинаміки.
3. Процес, що відбувається при P = const – **ІЗОБАРНИЙ**.
4. **ЕНТАЛЬПІЯ** – тепломісткість системи.
5. Основний закон термохімії – закон **ГЕССА**.
6. Надлишкова енергія, необхідна для вступу реагуючих речовин у реакцію при їх зіткненні – енергія **АКТИВАЦІЇ**.
7. **КАТАЛІЗ** буває: гомогенний, гетерогенний, мікрогетерогенний.
8. Теплові ефекти хімічних реакцій вивчає – **ТЕРМО**хімія.
9. Термодинамічний параметр – **ТЕМПЕРАТУРА**.
10. Основний внутрішньоклітинний йон – **КАЛІЙ**.
11. pH < 7, pOH > 7 – середовище **КИСЛЕ**.
12. pH > 7, pOH < 7 – середовище **ЛУЖНЕ**.
13. Здатність розчинів колоїдів до світлорозсіювання – ефект **ТІНДАЛЯ**.
14. Автор теорії будови комплексних сполук – **ВЕРНЕР**.

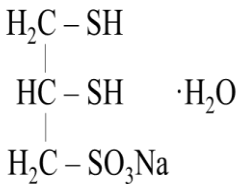
Якщо ви правильно відповіли, то **по вертикалі** отримаєте правильну відповідь на запитання:

1*. Безіндикаторний метод титрування – **ПЕРМАНГАНАТОМЕТРІЯ**.

2*. $Ce_1V_1 = Ce_2V_2$ – закон **ЕКВІВАЛЕНТІВ**.

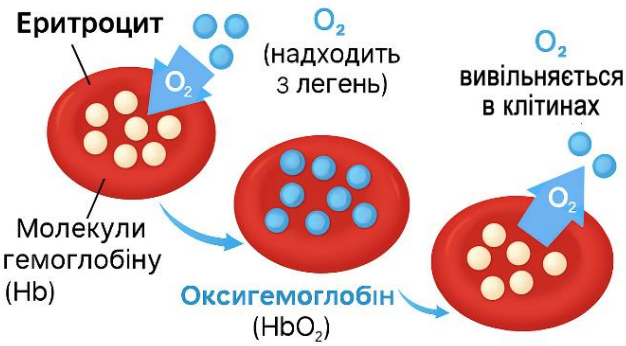
Унітіол

Тіоли, які містять більше однієї сульфгідрильної групи (−SH), – це антидоти, що застосовуються при отруєнні важкими металами. Їх дія полягає у створенні з ними комплексних сполук, які у воді практично не розчинні і виводяться з організму. Унітіол – антидот при отруєннях сполуками As, Hg, Cr та ін. У 1950 р. вперше В. Е. Петрунькін – співробітник ДУ Інституту фармакології та токсикології НАНМ України – синтезував унітіол (2,3-димеркаптопропансульфонат натрію). Значний внесок у розробку технології виробництва унітіола зробили вчені-хіміки В. О. Портнягіна, В. К. Карп, І. С. Татьянченко.



Розчинність CO_2 і O_2 в організмі. Роль гемоглобіну

І. М. Сеченов довів, що 2/3 CO_2 розчиняється в плазмі крові, 1/3 CO_2 зв'язується з еритроцитами, перехід CO_2 з крові в легені схожий із дифузією газу з рідини у повітря. Високу розчинність CO_2 в організмі пояснюють взаємодією газу з водним розчином. Кисень у воді розчиняється значно менш активно, однак наявність гемоглобіну в крові сприяє зростанню розчинності кисню (у зв'язку з тим, що атоми феруму в гемі зв'язуються з киснем, фіксація кисню гемом змінює конформацію гемоглобіну, і розчинність кисню збільшується). У присутності CO_2 розчинність кисню зменшується, кисень виділяється з оксигемоглобіну, CO_2 фіксується білковою частиною гемоглобіну.



Гідроліз. Буферні системи

Ступінь гідролізу солей залежить від температури, концентрації розчиненої солі (практично не залежить при дуже розведених розчинах) і від природи солі. Солі, які не піддаються гідролітичним перетворенням, активно застосовують у медичній практиці – NaCl, $CaCl_2$, $MgSO_4$.

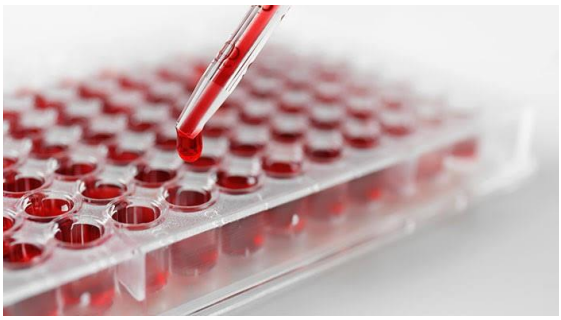






Із лікарськими препаратами, продуктами харчування, при вдиханні забрудненого повітря, при метаболічних перетвореннях в організм потрапляє велика кількість речовин як кислотного, так і лужного характеру, що може сприяти зміні кислотно-основної рівноваги. Порушенню цієї рівноваги сприяють проблеми виведення з організму продуктів метаболізму (виникають при захворюваннях нирок, кровообігу, органів дихання, ендокринної системи та ін.). Білки, ліпіди, нуклеїнові кислоти, полісахариди гідролізуються в організмі до кислих продуктів. Організм людини зазнає надлишку H^+, регулярна і активна робота основних буферних систем, а також їх взаємодія забезпечує постійність pH крові, плазми, клітин, міжклітинної рідини.

Кількісне визначення антитіл



Титр антитіл – показник концентрації антитіл у крові, визначається як максимальне розведення сироватки, при якому антитіла ще зв'язуються з антигенами. Цей аналіз дозволяє визначити силу імунної відповіді, наявність інфекції або її перенесення, а також ефективність вакцинації і можливість досліджувати аутоімунні захворювання. Титр антитіл вимірюється за допомогою імуноферментного аналізу.

АТФ – енергетична «валюта» організму

В організмах живих істот відбуваються реакції, які супроводжуються збільшенням енергії Гіббса. Такі реакції в неживому світі не відбуваються у зв'язку з тим, що вони енергетично не вигідні і реалізуються завдяки спряженню з іншими реакціями, які супроводжуються виділенням енергії. Ці реакції проходять на одному ферменті, який поєднує два окремі біохімічні процеси в одному: повне окиснення 1 моля глюкози сприяє утворенню 38 молей АТФ (енергетична «валюта» організму): при гідролізі АТФ під дією ферменту АТФ-ази виділяється 30,5 Дж вільної енергії Гіббса на 1 моль кислоти, яка використовується для скорочення м'язів, біосинтезу білків та нуклеїнових кислот і мембранного транспорту. Енергія, що утворюється при біологічному окисненні, запасається в клітинах у дихальному ланцюзі при витрачанні 1 молекули кисню утворюється 3 молекули АТФ. 99 % енергії організм отримує завдяки ОВР.



Фотохімічні реакції

Фотохімічні реакції відбуваються під дією видимого або ультрафіолетового випромінювання. Вони підкорюються закону Гротгуса. Хімічні перетворення речовин може викликати тільки світло, яке поглинається цією речовиною. Швидкість хімічної реакції не залежить від температури. Якщо фотохімічна реакція не відбувається, то поглинена енергія переходить у тепло (нагрівання системи) або у збуджений стан із подальшим виділенням кванта світла (люмінісценція). Квантовий вихід – характеристика фотохімічної реакції, яка показує відношення кількості молекул, що прореагували у фотохімічній реакції, до кількості поглинутих квантів. Значний квантовий вихід характерний для фотохімічних реакцій, в яких відбуваються ланцюгові процеси.



В атмосфері поширені фотохімічні реакції. CO_2 поглинає в тропосфері $h\nu$, затримує частину енергії, переходить у збуджений стан CO_2*. Енергія збудженої молекули витрачається на тепло, що сприяє прогріванню поверхні Землі приблизно на 20 °С – «парниковий ефект».

Біосумісність металів в організмі

Біосумісність металів – це здатність функціонувати в біологічному середовищі без спричинення негативних (токсичних, алергічних або запальних) реакцій, забезпечуючи при цьому функції органів і тканин. Виникнення електричних потенціалів у металевих імплантатах є прямим наслідком їх взаємодії з агресивним електролітичним середовищем організму через процеси корозії, зокрема гальванічної. Виникнення електричних потенціалів у металевих імплантатах пов'язане з електрохімічними процесами, що відбуваються в біологічних рідинах (кров, міжклітинна рідина), які є електролітами (біологічні рідини організму містять Na^+, K^+, Cl^- тощо). Якщо в організмі контактують два різні метали або сплави з різними електрохімічними потенціалами (наприклад, пластина з нержавіючої сталі та титановий гвинт), то вони утворюють гальванічну пару.



Менш благородний (більш електронегативний) метал стає анодом і починає інтенсивно кородувати, вивільняючи іони в навколишні тканини. Більш благородний метал стає катодом і залишається відносно стабільним. Така різниця потенціалів та подальша корозія призводять до:

– руйнування імплантату (втрата матеріалу може ослабити імплантат і призвести до його передчасного руйнування);

– вивільнення іонів металів (Ni, Co, Cr можуть накопичуватися в навколишніх тканинах і потрапляти в системний кровотік, спричиняючи токсичні реакції, запалення, алергію або навіть системні захворювання);

– утворення фіброзної капсули (організм реагує на продукти корозії утворенням щільної фіброзної тканини навколо імплантату, що порушує його стабільність та функцію).

Таким чином, біосумісність металів тісно пов'язана з їх електрохімічною стабільністю та мінімізацією виникнення потенціалів корозії в агресивному біологічному середовищі.

Електрофорез – як метод аналізу та спосіб розділення білків

У 1937 р. А. Тіселіус запропонував використовувати електрофорез як метод аналізу та спосіб розділення білків. Встановив, що сироватка крові людини має 5 компонентів (альбумін і 4 глобуліни). Запропонований Тіселіусом метод було рекомендовано використовувати для виділення і дослідження фракцій білків плазми крові, що дало змогу діагностувати певні захворювання.

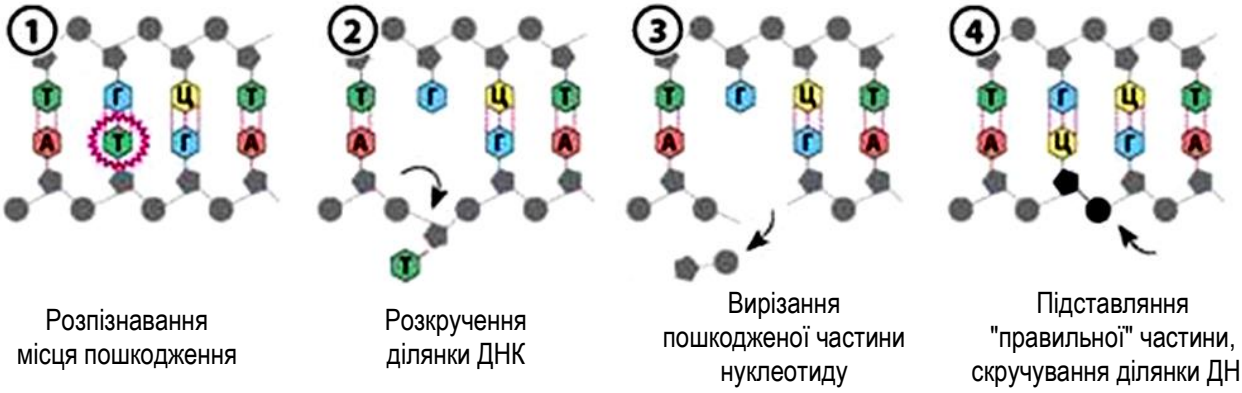


Арне Тіселіус (1902–1971 рр.) – шведський біохімік, член Шведської академії наук (з 1956 р. – президент). У 1938–1968 рр. – професор біохімії та директор біохімічного інституту. Лауреат Нобелівської премії з хімії «За дослідження електрофорезу і адсорбційного аналізу, особливо за відкриття, пов'язане з комплексною природою білків сироватки» (1948 р.).

Основні праці присвячені методам електрофоретичних і хроматографічних досліджень високомолекулярних сполук. Довів комплексну природу білків сироватки крові.

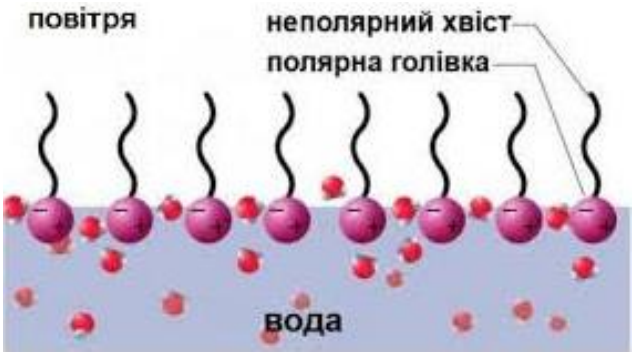
Репарація ДНК

ДНК відновлюються за допомогою клітинних процесів, які називаються репарацією. Репарація ДНК – набір процесів, за допомогою яких клітина знаходить і виправляє пошкодження молекул ДНК, які кодують її геном. Вирізальна репарація ДНК – репарація для виправлення пошкоджених ділянок однолан-цюгових ДНК та ремонту двожильних розривів (за допомогою гомолітичної рекомбінації).



Особливості мийної дії поверхнево-активних речовин: просто про складне

Кожного разу, коли ми миємо руки або посуд, працює невидимий «хімічний спецагент» – поверхнево-активні речовини (ПАР). Саме вони забезпечують те, що вода, яка сама по собі погано змиває жири, раптом починає легко відділяти бруд, тобто проявляє мийну дію. Але як це відбувається?



1. ПАР – молекули з подвійним характером. Уявіть молекулу, яка має дві «половинки»: гідрофільну («любить воду»); гідрофобну («боїться води», але «любить» жири). Це робить ПАР схожими на маленькі магніти з двома різними полюсами. Саме цей подвійний характер дозволяє їм бути «перекладачами» між водою та жирним брудом.

2. Як ПАР працює під час миття? Коли ПАР потрапляють у воду, вони починають оточувати частинки жиру та бруду, формуючи структури – міцели. Це маленькі кульки, в якій гідрофобні «хвости» дивляться всередину (туди ховається жир), а гідрофільні «голови» – назовні, до води. В результаті цього жир «запаковується» і стає сумісним із водою – а значить, легко змивається. Молекули мила, які є натрієвими солями жирних кислот, мають здатність розчиняти як гідрофільні, так і ліпофільні речовини. Вони здатні до агрегації з утворенням міцел: у міцелах молекули мила зчеплені між собою вуглевод-невими «хвостами», а полярні групи направлені до води, на поверхні поділу фаз рідина–газ молекули мила виявляють поверхнево-активні властивості. За наявності

забруднень на поверхні молекули мила зчіплюються з гідрофобними частинками забруднень вуглеводневими «хвостами», утворюють щільну ізолюючу плівку, потім вклинюються між поверхнею і частинкою бруду, відривають її та переводять частинку в завислий стан у водному середовищі.

3. Зменшення поверхневого натягу – ще одна суперсила ПАР. Чиста вода має високий поверхневий натяг – вона «не хоче» розтікатися поверхнею. ПАР зменшують цей натяг, тому вода:

– краще змочує поверхні;

– проникає у дрібні пори та щілини;

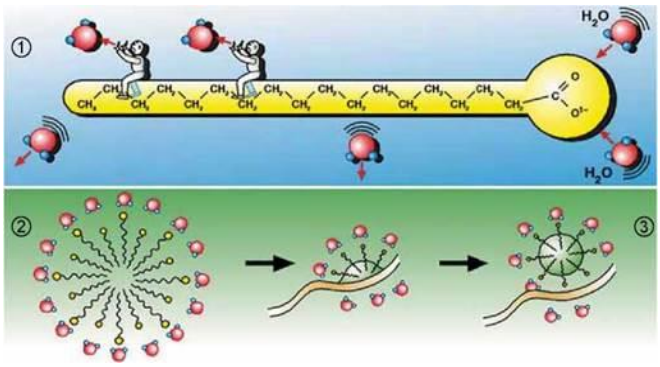
– ефективніше змиває бруд.

Саме завдяки цьому крапля води з милом розтікається значно ширше, ніж просто крапля чистої води.

4. Чому без ПАР вода погано змиває жир? Жири – неполярні речовини, а вода – полярна. Вони «не товаришують», як олія і вода в склянці – просто розділяються на шари. ПАР стають посередниками, які дозволяють цим двом «несумісним компонентам» контактувати.

5. Де ПАР зустрічаються в житті студента-медика?

- у мийних засобах та антисептичних розчинах;
- у фармації (емульсії, креми, мазі);
- у біохімії (побудова мембран – аналогічний принцип);
- у фізіології поверхневий натяг важливий для роботи легень.



Тож розуміння роботи ПАР – не просто «побутова хімія», а важлива база для подальших медичних і наукових дисциплін.

В основі миючої дії ПАР лежать такі процеси: змочування, адгезія, адсорбція, пептизація, солюбілізація, емульгування, суспендування, піноутворення.

Ртутний термометр

На сьогодні відомо про використання сучасних електронних і галієвих медичних термометрів. Проте в домашніх аптечках наших співвітчизників ще залишилися термометри зі ртуттю. Що ж таке ртутний термометр? Яка його історія? Ртутний термометр – це скляний резервуар, який наповнений ртуттю. При нагріванні термометра ртуть розширюється – саме цей принцип теплового розширення лежить в основі вимірювання температури тіла таким термометром, ртуть піднімається по капіляру до відповідної позначки на градуйованій шкалі,

що відповідає певній температурі. Відомо, що при охолодженні ртуть стискається, але в термометрі не відбувається повернення ртуті до низу. Це пояснюється тим, що в ртутних термометрах є спеціальне звуження, яке запобігає самостійному поверненню ртуті вниз. Саме тому термометр фіксує найвищий показник температури тіла людини. Після виміру температури треба струсити термометр – це створює відцентровану силу, і ртуть повертається в резервуар. Історії відомо прізвище німецького фізика Фаренгейта, який у 1714 р. створив перший ртутний термометр.



Не зважаючи на те, що ртуті в медичному термометрі небагато (1–2 г), слід пам'ятати, що її пари, які утворюються при розбитті ртутного термометра, токсичні (вже при 20 °С ртуть випаровується).

Тому при розбитті ртутного термометра необхідно швидко відкрити вікна, щоб свіже повітря поступало до приміщення, при цьому буде зменшуватися концентрація ртуті у повітря. При розбитті такого термометра можна спостерігати, як розпадаються крупні краплі ртуті на маленькі: їх треба зібрати, для цього одягаємо гумові рукавички, захищаємо органи дихання хоча б вологою марлевою пов'язкою, виводимо з приміщення всіх людей і тварин, готуємо скляну банку з невеликою кількістю холодної води – до неї будемо поміщати краплі ртуті, які доцільно зібрати за допомогою одноразового медичного шприца без голки (ртуть легко втягується в шприц) або гумової груші. Також маленькі кульки ртуті можна зібрати скотчем (ртуть має високу поверхневу напругу, тому прилипає навіть до аркуша паперу – який також можна використовувати і збирати її на лист паперу пензликом. Пам'ятайте, що використовувати пилесос не потрібно у зв'язку з тим, що він нагріває ртуть і вона буде випаровуватися, тому збільшиться токсичність. Швабру також не доцільно використовувати, тому що вона лише рознесе краплі ртуті. Отже, зібрану ртуть поміщаємо в скляну банку з водою, закриваємо кришкою, зберігаємо на холоді, не викидаємо на смітник, щоб ртуть не потрапила в довкілля, відносимо в пункт утилізації, а приміщення провітрюємо кілька годин, вимиваємо забруднені місця мильно-содовим розчином (400 г мила і 500 г кальцинованої соди на 10 л води). Повідомляємо аварійно-рятувальну службу місцевої влади за телефоном 101. Оскільки ртуть виводиться з організму нирками, то рекомендується вживати багато води.

Через небезпечність ртуті в США з 2002 р. заборонено виготовлення ртутних термометрів, а з 2007 р. Європейський союз заборонив виготовляти і продавати неелектричні прилади, що містять ртуть. У 2013 р. було прийнято Мінаматську конвенцію про ртуть, яка передбачає заборону виготовлення ртутних термометрів.

ЗАКЛЮЧЕННЯ

Найцінніше, що ми, ваші педагоги, можемо вам дати, шановні першокурсники, – це знання.

У посібнику, який структуровано на два змістовні розділи, ми пропонуємо вам зміцнити ваші базові знання з хімії, отримані в школі (розділ 1), та опрацювати навчальний матеріал із «Медичної хімії» за програмою «Медична хімія» для здобувачів освіти вищих медичних навчальних закладів IV рівня акредитації (розділ 2). У цьому розділі нами викладено в доступній формі:

– хімію біогенних елементів;

– вчення про розчини (істинні, колоїдні, високомолекулярні);

– основи хімічної термодинаміки, біоенергетики;

– основи хімічної кінетики та каталізу;

– основи електрохімії та ОВР;

– сучасні методи дослідження в медицині (кількісні методи аналізу, хроматографія та ін.).

При розгляданні кожної теми ми використовуємо міждисциплінарну інтеграцію, розуміючи, що кожен із вас зв'язав своє життя з медициною, і сподіваємось, що у вашому майбутньому «медичному житті» інформація, яку ви отримали на 1-му курсі при вивченні «Медичної хімії», буде використана вами на благо здоров'я ваших майбутніх пацієнтів.

✓ Результативного і цікавого вам навчання.

✓ Адсорбуйте знання.

✓ Будьте акцепторами знань.

✓ Використовуйте знання і навички на благо.

✓ Думайте позитивно як протон.

СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Автоматика для запобігання вибухам і пожежам : посіб. / О. А. Дерев'янко та ін. Харків : АЦЗУ, 2006. С. 72–76.

2. Березан О. В. Хімія. Комплексна підготовка до ЗНО/НМТ 2025. Київ : Підручники і посібники, 2025. 368 с.

3. Біологічна та біоорганічна хімія : базовий підруч. : у 2 кн. Кн. 1: Біоорганічна хімія / кол. авт., за ред. чл.-кор.НАМН України, проф. Б. С. Зіменковського, проф. І. В. Ніженковської. [Б. С. Зіменковський, В. А. Музиченко, І. В. Ніженковська, Г. О. Сирова] ; за ред. Б. С. Зіменковського, І. В. Ніженковської. 3-є вид. Київ : ВСВ «Медицина», 2022. 272 с.

4. Біоорганічна хімія : навч.-метод. посіб. / уклад. Г. В. Різак ; рец. : С. Ю. Чундак, Л. М. Фельбаба-Клушина, С. В. Галла-Бобик. Ужгород : ФОП Сабов А. М., 2024. – 667 с.

5. Буферні системи, їх склад, властивості. Буферні системи організму : метод. вказ. для самост. аудиторної та індивідуальної роботи здобувачів освіти 1-го курсу спеціальності «Педіатрія» з освітнього компоненту «Медична хімія» / упоряд. Г. О. Сирова, Н. М. Чаленко, С. М. Козуб та ін. Харків : ХНМУ, 2024. 16 с.

6. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Приготування розчинів. Колігативні властивості розчинів : метод. вказ. для аудиторної самостійної роботи здобувачів освіти 1-го курсу спеціальності «Медицина», «Педіатрія» з освітнього компоненту «Медична хімія» / упоряд. Г. О. Сирова, С. М. Козуб, О. В. Присяжний та ін. Харків : ХНМУ, 2024. 16 с.

7. Вінчук М. М. Метеорологія та кліматологія : практикум. Житомир : ЖДТУ, 2019. С. 35.

8. Визначення кислотності шлункового соку та жорсткості водопровідної води : метод. вказ. для самост. роботи здобувачів вищої освіти 1-го курсу спеціальностей «Медицина» та «Педіатрія» з освітнього компоненту «Медична хімія» / упоряд. Г. О. Сирова, С. М. Козуб, О. В. Присяжний та ін. Харків : ХНМУ, 2024. 16 с.

9. Властивості розчинів біополімерів. Ізоелектрична точка білка : метод. вказ. для здобувачів освіти 1-го курсу за спец. «Медицина» та «Педіатрія» / упоряд. Г. О. Сирова, Л. В. Лук'янова, О. В. Савельєва та ін., Вид. ІІ, перероб., доповн. Харків : ХНМУ, 2025. 28 с.

10. Гречанюк В. Г., Вітовецька Т. В., Апанасенко В. Ю. Загальна та неорганічна хімія : навч. посіб. Київ : КНУБА, 2024. 128 с.

11. Загальна хімія : навч. посіб. / В. І. Булавін та ін. Харків : Національний технічний університет «Харківський політехнічний інститут», 2019. 341 с. URL: https://repository.kpi.kharkov.ua/items/b1728086-679e-476c-9cef-7962c5410ada.

12. Кислотно-основна рівновага в організмі. Водневий показник біологічних рідин. Буферні системи, їх склад, властивості. Буферні системи організму : метод. вказ. для самост. аудиторної та індивідуальної роботи здобувачів освіти 1-го курсу спеціальності «Медицина» з освітнього компоненту «Медична хімія» / упоряд. Г. О. Сирова, Н. М. Чаленко, С. М. Козуб та ін. Харків : ХНМУ, 2024. 24 с.

13. Кислотно-основна рівновага в організмі. Водневий показник біологічних рідин : метод. вказ. для самост. аудиторної та індивідуальної роботи здобувачів освіти 1-го курсу спеціальності «Педіатрія» з освітнього компоненту «Медична хімія» / упоряд. Г. О. Сирова, Н. М. Чаленко, С. М. Козуб та ін. Харків : ХНМУ, 2024. 12 с.

14. Кінетика біохімічних реакцій. Хімічна рівновага. Добуток розчинності : метод. вказ. для здобувачів 1-го курсу за спец. «Медицина» та «Педіатрія» / упоряд. Г. О. Сирова, Н. М. Чаленко, С. М. Козуб та ін., 2-ге вид., перероб., доповн. Харків : ХНМУ, 2024. 32 с.

15. Коваль І. В., Вовк Т. О. Курс загальної та органічної хімії : підруч. для студентів вищ. навч. закл. Київ : Логос, 2023. 836 с.

16. Коваль В. І., Лук'яненко Т. С. Хімія: основи та застосування : підручник з хімії для вищих навчальних закладів. Київ : Вища школа, 2020. 940 с. URL: https://knushop.com.ua/index.php?path=67_158&route=product%2Fcategory

17. Кузнецов І. М., Волкова Л. Г. Загальна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. Київ : Вища школа, 2022. 912 с.

18. Лаврентьєв В. А., Шевчук О. С. Неорганічна хімія. Основи хімії для небіологів : підруч. для студентів вищ. навч. закл, що не спеціалізуються на хімії та біології. Київ : Видавничий дім Пульс, 2022. 448 с.

19. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Клюєва Р. Г. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищ. навч. закл. ; за заг. ред. Є. Я. Левітіна. 3-тє вид. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.

20. Медична хімія (в таблицях, схемах, питаннях, відповідях, прикладах) : навч. посіб. / О. В. Смірнова [та ін.]; Вінниц. НМУ ім. М. І. Пирогова. Вінниця, 2018. 136 с.

21. Медична хімія : навч. посіб. / Г. О. Сирова, В. М. Петюніна та ін. ; за ред. Г. О. Сирової. Харків, Екограф, 2015. 202 с.

22. Медична хімія: навч. посіб. / І. В. Завгородній, Г. О. Сирова, Н. М. Ткачук та ін. ; за ред. І. В. Завгороднього та Г. О. Сирової. Харків, Екограф, 2010. 268 с.

23. Медична хімія : підруч. / В. О. Калібабчук, І. С. Чекман, Г. О. Сирова, В. І. Галинська та ін. ; за ред. проф. В. О. Калібабчук. 4-е вид. Київ : ВСВ «Медицина», 2019. 336 с.

24. Медична хімія : підруч. для мед. ЗВО / [І. В. Драпак, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська] ; за ред. акад. Б. С. Зіменковського. Львів : «ВСВ» ЛНМУ імені Данила Галицького, 2023. 492 с.

25. Миронович Л. М., Мардашко О. О. Медична хімія : навч. посіб. для здобувачів вищої освіти у галузі 22 Охорони здоров'я, рекомендовано МОН України. Київ : Каравела, 2023 р. 168 с.

26. Мотуз Л. О., Шевченко І. В. Загальна хімія : теорія і практика : підруч. для студентів вищ. навч. закл. Київ : Академвидав, 2023. 1008 с.

27. Музиченко В. П., Луцевич Д. Д., Яворська Л. П. Медична хімія : підруч. (ВНЗ I–III р. а.) / за ред. Б. С. Зіменковського. 3-є вид., випр., Київ : Медицина, 2018. 496 с.

28. Одержання і властивості колоїдних розчинів. Коагуляція колоїдних розчинів. Колоїдний захист : метод. вказ. для студентів 1-го курсу спеціальностей «Медицина» та «Педіатрія» / упоряд. Г. О. Сирова, Н. М. Чаленко, С. М. Козуб та ін. Вид. II, перероб. та доп. Харків : ХНМУ, 2025. 28 с.

29. Окисно-відновні реакції. Електродні потенціали та механізми їх виникнення. Роль електрохімічних явищ у біологічних процесах. Потенціометрія : метод. вказ. для здобувачів освіти I курсу за спец. «Медицина» та «Педіатрія» / упоряд. Г. О. Сирова, С. М. Козуб, О. В. Присяжний та ін. Вид. II, перероб. та доп. Харків : ХНМУ, 2025. 24 с.

30. Осип Ю. Л. Біологічна та біоорганічна хімія : метод. вказ. до лабораторного практикуму. Луцьк, 2023. 113 с.

31. Основи біоорганічної хімії : навч. посіб. / Г. О. Сирова, В. М. Петюніна, В. О. Макаров, Л. В. Лук'янова Харків : ХНМУ. 2018. 238 с.

32. Основи техніки лабораторних робіт. Загальні відомості про біогенні елементи. Комплексоутворення в біологічних системах: метод. вказ. для аудиторної самост. роботи здобувачів освіти 1-го курсу спец. «Медицина», «Педіатрія» з освітнього компоненту «Медична хімія» / упоряд. Г. О. Сирова, Л. В. Лук'янова, О. В. Савельєва та ін. Харків : ХНМУ, 2024. 32 с.

33. Основи титриметричного аналізу. Приготування та стандартизація робочого розчину NaOH : метод. вказ. для аудиторної самост. роботи здобувачів освіти 1-го курсу спец. «Медицина», «Педіатрія» з освітнього компоненту «Медична хімія» / упоряд. Г. О. Сирова, О. В. Савельєва, Л. В. Лук'янова та ін. Харків : ХНМУ, 2024. 20 с.

34. Підгорний А. В., Назарова Т. М., Дуда Т. І. Хімія : підручник для здобув. ступеня бакалавра. Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2020. 350 с. URL: https://ela.kpi.ua/items/3200592b-141e-49a4-ae12-d25caf3415ba

35. Руднєва С. І., Сахненко М. Д., Дженюк А. В. Фізична хімія : навч. посіб. Харків : Нац. техн. ун-т «Харків. політехн. ін-т», 2020. 269 с. URL: https://repository.kpi.kharkov.ua/handle/KhPI-Press/52496

36. Смірнова О. В., Марчак Т. В. Збірник задач та вправ з медичної хімії. Вінниця, 2022. 144 с.

37. Сорбція біологічно-активних речовин на межі поділу фаз. Іонний обмін. Хроматографія : метод. вказ. для здобувачів освіти 1-го курсу спец. «Медицина» та «Педіатрія» / упоряд. Г. О. Сирова, О. В. Савельєва, Л. В. Лук'янова та ін. Вид. ІІ, перероб. та доп. Харків : ХНМУ, 2025. 32 с.

38. Титаренко Н. В. Хімія : комплексне видання. Київ : Літера ЛТД, 2012. 320 с.

39. Титаренко Н. В. Хімія : комплексне видання. Київ : Літера ЛТД, 2019. 320 с.

40. Титаренко Н. В. Хімія : комплексне видання. Київ : Літера ЛТД, 2020. 376 с.

41. Титаренко Н. В. Хімія : комплексне видання. Київ : Літера ЛТД, 2021. 376 с.

42. Титаренко Н. В. Хімія : комплексне видання. Київ : Літера ЛТД, 2022. 376 с.

43. Турович Л. О., Литвиненко М. В. Вступ до хімії : підруч. для початкових курсів з хімії. Київ : Вища школа, 2021. 480 с.

44. Цвєткова Л. Б. Загальна хімія для майбутніх студентів-медиків: теорія і задачі : навч. посібник. 2-ге вид., вип. і доповн. Львів : «Новий Світ-2000», 2020. 408 с.

45. Черних В. П., Зіменковський Б. С., Гриценко І. С. Органічна хімія : підруч. для ВНЗ / за ред. В. П. Черних. Вид. 2-е, випр. і доп. Харків : НФаУ «Оригінал», 2008. 752 с.

46. Хімічна аеробіка для медиків (збірник кросвордів) : для самостійної аудиторної (в малих групах) та індивідуальної позааудиторної роботи першокурсників ХНМУ з дисципліни «Медична хімія» / упоряд. Г. О. Сирова, Н. М. Чаленко. Харків : ХНМУ, 2023. 56 с.

47. Хімічна термодинаміка : метод. вказ. для здобувачів освіти 1-го курсу за спец. «Медицина» та «Педіатрія» / упоряд. Г. О. Сирова, С. М. Козуб, О. В. Присяжний та ін. Вид. ІІ, перероб., доповн. Харків : ХНМУ, 2025. 20 с.

48. Хімія біогенних елементів. Біологічна роль і застосування біогенних s-, p-елементів у медицині : навч.-метод. посіб. / Я. Ф. Бурдіна, А. В. Грекова, А. О. Ширикалова, Г. Ф. Степанов. Одеса : Астропринт, 2021. 52 с.

49. Хімія для підготовчих відділень [Текст] : підручник / Р. Є. Слободнюк, Г. С. Маслак, Н. І. Цокур, Г. В. Долгіх ; МОН України, ДЗ «Дніпропетр. мед. акад. МОЗ України». Херсон : ОЛДІ-ПЛЮС, 2021. 400 с.

50. Шульженко О. О., Шпак А. Є. Неорганічна та органічна хімія : основні поняття. Будова атома. Хімічний зв'язок : навч. посіб. Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2018. 177 с. URL: https://ela.kpi.ua/handle/123456789/25732

51. Biogenic elements: chemistry – medicine: manual for students self-work / A. O. Syrovaya, E. R. Grabovetskaya, L. G. Shapoval, T. I. Ermolenko. KhNMU. Kharkov, Віровець А. П. «Апостроф», 2012. 104 p.

52. Fundamentals of medical chemistry: manual for students' self-work / A. O. Syrovaya, E. R. Grabovetskaya, L. G. Shapoval. Kharkiv : KhNMU, 2015. 196 p.

53. Marek Stupák, Lukáš Smolko, Peter Urban, Anna Birková, Jana Mašlanková, Beáta Hubková, Beáta Čižmárová, Mária Mareková. Medical Chemistry (електронний підручник), 2023. 167 p.

54. Medical chemistry. Adapted concise course: manual for students' self-work / A. O. Syrovaya, E. R. Grabovetskaya, L. G. Shapoval. Kharkiv : KhNMU, 2013. 160 p.

55. Avogadro and Dalton : the standing in chemistry of their hypotheses. [Електронний ресурс] // URL: https://archive.org/details/b22651743/mode/1up

56. Blind spot. [Електронний ресурс] // Encyclopedia.com. May 21, 2018 URL: https://www.encyclopedia.com/medicine/anatomy-and-physiology/anatomy-and-physiology/blind-spot.

57. Britannica Editors. Avogadro's law. [Електронний ресурс] // Britannica. Oct. 28, 2025. URL: https://www.britannica.com/science/Avogadros-law.

58. Edme Mariotte. French physicist. [Електронний ресурс] // Britannica. URL: https://www.britannica.com/biography/Edme-Mariotte.

59. Foster, Mary Louise. Life of Lavoisier. [Електронний ресурс] // Hathitrust. URL: https://babel.hathitrust.org/cgi/pt?id=mdp.39015016080932&seq=7.

60. Gilbert Newton Lewis. [Електронний ресурс] // Science History Institute. – URL: https://www.sciencehistory.org/education/scientific-biographies/gilbert-newton-lewis/

61. Guerlac, Henry. Lavoisier – the Crucial Year. [Електронний ресурс] // Oapen. URL: https://library.oapen.org/handle/20.500.12657/62166.

62. https://sciverse.com.ua.

63. https://www.facebook.com/groups/330993341097761/

64. https://www.facebook.com/shkolahimii/

65. Irving Langmuir. Biographical. [Електронний ресурс] // The Nobel Prize. URL: https://www.nobelprize.org/prizes/chemistry/langmuir/biographical/

66. Joachim Schummer. Wilhelm Ostwald. German chemist. [Електронний ресурс] // Britannica. URL: https://www.britannica.com/biography/Wilhelm-Ostwald.

67. Joseph Louis Gay-Lussac. [Електрон. ресурс] // Science History Institute. URL: https://www.sciencehistory.org/education/scientific-biographies/joseph-louis-gay-lussac/

68. Joseph Louis Proust [Електронний ресурс] // EBSCO.

URL: https://www.ebsco.com/research-starters/history/joseph-louis-proust#full-article.

69. Kiréevsky. Histoire des législateurs chimistes : Lavoisier, Berthollet. Humphy Davy [Електронний ресурс] // Hathitrust.
URL: https://babel.hathitrust.org/cgi/pt?id=ucm.5314168404&seq=7

70. Lawrence M. Principe Robert Boyle. Anglo-Irish philosopher and writer [Електронний ресурс] // Britannica. Sep. 15, 2025.
URL: https://www.britannica.com/biography/Robert-Boyle

71. Le Chatelier, Henri Louis. "A General Statement of the Laws of Chemical Equilibrium" [Загальне формулювання законів хімічної рівноваги]. *Comptes Rendus*, 1884, pp. 786–789. URL: https://web.lemoyne.edu/~giunta/lechat.html.

72. Le Chatelier's principle. Chemistry. [Електронний ресурс] // Britannica. URL: https://www.britannica.com/science/Le-Chateliers-principle.

73. Linus Pauling Biography. [Електронний ресурс] // Linus Pauling Institute. Oregon State University. URL: https://lpi.oregonstate.edu/about/linus-pauling-biography.

74. Mariotte, Edme. [Електронний ресурс] // The Galileo Project.
URL: https://galileo.library.rice.edu/Catalog/NewFiles/mariotte.html.

75. Maurice P. Crosland. Joseph-Louis Gay-Lussac. French scientist. [Електронний ресурс] // Britannica.
URL: https://www.britannica.com/biography/Joseph-Louis-Gay-Lussac.

76. Melvyn C. Usselman, Alan J. Rocke Alchemy [Електронний ресурс] // Britannica. Nov. 8, 2025. URL: https://www.britannica.com/science/chemistry.

77. Michel Lette. Henry-Louis Le Chatelier. French chemist. [Електронний ресурс] // Britannica. Oct. 4, 2025.
URL: https://www.britannica.com/biography/Henry-Louis-Le-Chatelier.

78. Richard E. Rice. Irving Langmuir. American chemist. [Електронний ресурс] // Britannica. URL: https://www.britannica.com/biography/Irving-Langmuir.

79. Robert J. Paradowski. Linus Pauling. American scientist. [Електронний ресурс] // Britannica. Nov. 12, 2025. URL: https://www.britannica.com/biography/Linus-Pauling.

80. Scientist of the Day Joseph Louis Gay-Lussac. [Електронний ресурс] // Linda Hall Library. Dec. 6, 2016 URL: https://www.lindahall.org/about/news/scientist-of-the-day/joseph-louis-gay-lussac/

81. Seymour H. Mauskopf. Joseph-Louis Proust – french chemist. [Електронний ресурс] // Britannica. Sep. 22, 2025.
URL: https://www.britannica.com/biography/Joseph-Louis-Proust.

82. Sydney Ross. John Dalton – british scientist. [Електронний ресурс] // Britannica. Oct. 21, 2025. URL: https://www.britannica.com/biography/John-Dalton.

83. Zhovtyansky V. A. Development of plasma research and technologies at the gas institute of the national academy of sciences of ukraine and the global situation. [Електронний ресурс] // Researchgate.
URL: https://www.researchgate.net/publication/384684411_development_of_plasma_research_and_technologies_at_the_gas_institute_of_the_national_academy_of_sciences_of_ukraine_and_the_global_situation

84. Wilhelm Ostwald. Biographical. [Електронний ресурс] // The Nobel Prize. URL: https://www.nobelprize.org/prizes/chemistry/1909/ostwald/biographical/

85. William B. Jensen. Gilbert N. Lewis. American Chemist. [Електронний ресурс] // Britannica. Oct. 19, 2025.
URL: https://www.britannica.com/biography/Gilbert-N-Lewis.

86. Авогадро, Амедео. [Електрон. ресурс] // Велика укр. енциклопедія. URL: https://vue.gov.ua/%D0%90%D0%B2%D0%BE%D0%B3%D0%B0%D0%B4%D1%80%D0%BE,_%D0%90%D0%BC%D0%B5%D0%B4%D0%B5%D0%BE.

87. Амедео Авогадро. [Електронний ресурс] // Альманах визначних подій. URL: https://calendate.com.ua/person/2268.

88. Бойль, Роберт // Велика укр. енциклопедія. URL: https://vue.gov.ua/Бойль, Роберт.

89. Миколаєнко В. Джон Дальтон – засновник хімічної атомістики. [Електрон. ресурс] // Національний технічний університет України «Київський політехнічний інститут імені Ігоря Сікорського». URL: https://kpi.ua/dalton.

90. Джон Дальтон і атомна теорія матерії. [Електронний ресурс] // LibreTexts. Oct. 25, 2022. URL: https://ukrayinska.libretexts.org.

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА 3
РОЗДІЛ 1. Шкільна базова підготовка з хімії 4
1.1 Приклади тестових завдань НМТ з хімії за попередні роки (від простого до складного).....4
1.2 ТОП-5 типових помилок на НМТ з хімії (2025 р.) 5
1.3 Базові знання з хімії, які необхідні для вивчення медичної хімії 6
1.4 Обчислення в хімії 96
1.5 Правила безпечної роботи в хімічній лабораторії 98
1.6 Перевірте ваші базові шкільні знання з хімії 102
1.7 Хімічні кросворди 103
1.8 Відповіді 106
1.9 Хімічна подорож в історію.....109
РОЗДІЛ 2. Медична хімія 114
2.1 Основи техніки лабораторних робіт. Загальні відомості про біогенні елементи. Комплексоутворення в біологічних системах 114
2.2 Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Приготування розчинів. Колігативні властивості розчинів 132
2.3 Кислотна-основна рівновага в організмі. Водневий показник біологічних рідин. Буферні системи, їх склад, властивості. Буферні системи організму 137
2.4 Основи титриметричного аналізу. Приготування та стандартизація робочого розчину NaOH 144
2.5 Визначення кислотності шлункового соку та жорсткості водопровідної води 154
2.6 Хімічна термодинаміка.....160
2.7 Кінетика біохімічних реакцій та каталіз. Хімічна рівновага 173
2.8 Окисно-відновні процеси. Електродні потенціали і механізми їх виникнення. Роль електрохімічних явищ у біологічних процесах. Потенціометрія 189
2.9 Сорбція біологічно-активних речовин на межі поділу фаз. Іонний обмін. Хроматографія 200
2.10 Одержання і властивості колоїдних розчинів. Коагуляція колоїдних розчинів. Колоїдний захист.....223
2.11 Властивості розчинів біополімерів. Ізоелектрична точка білка.....240
2.12 Підготовка до диференційованого заліку 258
2.13 Перевірте ваші знання 260
2.14 Цікава медична хімія 264
ЗАКЛЮЧЕННЯ 271
СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ 272

Навчальне видання

Сирова Ганна Олегівна
Чаленко Наталія Миколаївна
Козуб Світлана Миколаївна
Савельєва Олена Валеріївна
Присяжний Олександр Васильович

ВІД ХІМІЇ ШКІЛЬНОЇ ДО МЕДИЧНОЇ ХІМІЇ

Навчальний посібник
для здобувачів вищої освіти другого (магістерського) рівня
1-го курсу вищих медичних закладів освіти III–IV рівнів
акредитації спеціальностей «Медицина» та «Педіатрія»

Відповідальний за випуск О. В. Савельєва



Редактор, коректор Н. І. Дубська
Комп'ютерна верстка О. Ю. Лавриненко

Формат А4. Ум. друк. арк. 35,00. Зам. № 26-4.

Редакційно-видавничий відділ
ХНМУ, пр. Науки, 4, м. Харків, 61022
izdatknmurio@gmail.com, vid.redact@knmu.edu.ua

Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до Державного реєстру видавництв, виготівників і розповсюджувачів видавничої продукції серії ДК № 3242 від 18.07.2008 р.