

Донецький національний університет економіки і торгівлі
імені Михайла Туган-Барановського

Ю.А. Горяйнова

**ХАРЧОВА ХІМІЯ.
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ
СТУДЕНТІВ**

Навчальний посібник

Кривий Ріг
ДонНУЕТ
2018

УДК 54-029:641* 4(075.8)

Г 71

Рекомендовано до опублікування навчально-методичною радою Донецького національного університету економіки і торгівлі імені Михайла Туган-Барановського (протокол № від 2018 р.)

Рецензенти:

Лесишина Ю.О., кандидат хімічних наук, доцент
Никифоров Р.П., кандидат технічних наук, доцент

Горяйнова Ю. А.

Г 71 Харчова хімія. Завдання для самостійної роботи студентів [Текст] : навч. посібник / Ю. А. Горяйнова. – Кривий Ріг: ДонНУЕТ, 2018. – 101 с.

Матеріал посібника охоплює десять основних розділів курсу „Харчова хімія”. З кожного розділу стисло наведено основні теоретичні питання, приклади розв’язання типових задач, завдання для самостійної роботи.

Список літератури, що рекомендований студентам, містить 15 джерел.

Навчальний посібник „Харчова хімія. Завдання для самостійної роботи студентів” рекомендовано студентам спеціальності 181 «Харчові технології» денної та заочної форм навчання за інтегрованим навчальним планом.

УДК 54-029:641* 4(075.8)
© Горяйнова Ю. А., 2018

З М І С Т

	Стор.
1 Вступ.....	4
Перелік тем індивідуальних завдань.....	5
2 Змістовий модуль 1. Теоретичні основи загальної, неорганічної та аналітичної хімії.	
Тема 1. Основні поняття та закони хімії.....	7
2 Завдання для самостійної роботи.....	12
3 Тема 2. Будова атома. Мінеральні речовини. Макро- та мікроелементи.....	13
4 Завдання для самостійної роботи.....	27
5 Тема 3. Вода. Розчини. Окисно-відновні реакції. Комплексні сполуки.....	28
6 Завдання для самостійної роботи.....	48
7 Тема 4. Якісний аналіз харчових продуктів.....	50
8 Завдання для самостійної роботи.....	55
9 Тема 5. Кількісний аналіз харчових продуктів.....	56
10 Завдання для самостійної роботи.....	62
11 Змістовий модуль 2. Теоретичні основи органічної та біологічної хімії.	
Тема 6. Класи органічних сполук. Теорія будови органічних сполук О.М. Бутлерова. Карбонові кислоти.....	63
12 Завдання для самостійної роботи.....	68
13 Тема 7. Ліпіди. Жири.....	70
14 Завдання для самостійної роботи.....	74
15 Тема 8. Вуглеводи.....	75
16 Завдання для самостійної роботи.....	82
17 Тема 9. Аміни. Амінокислоти. Білки. Ферменти.....	84
18 Завдання для самостійної роботи.....	93
19 Тема 10. Вітаміни.....	94
20 Завдання для самостійної роботи.....	98
21 Список рекомендованих джерел.....	100

ВСТУП

Серед основних проблем, що стоять перед суспільством в наш час, найголовнішою є забезпечення населення продуктами харчування.

Харчування, починаючи з моменту народження і до останнього дня життя людини, впливає на її організм. Інгредієнти продуктів харчування поступають до організму людини з їжею і перетворюються в структурні елементи клітин, забезпечуючи організм пластичним матеріалом та енергією, створюючи необхідну фізіологічну та розумову працездатність, визначаючи здоров'я, активність і тривалість життя людини, його здатність до відтворення.

Харчова хімія – це наука про хімічний склад харчових систем (сировини, напівфабрикатів, готових харчових продуктів), його зміни в ході технологічних процесів під впливом різних факторів. Харчова хімія включає вивчення взаємозв'язку структури та властивостей харчових речовин та його вплив на якість та харчову цінність продуктів харчування. Невід'ємною частиною харчової хімії є розділи, присвячені харчовим та біологічно активним добавкам, які забруднюють харчову сировину і продукти.

Харчова хімія базується на досягненнях фундаментальних дисциплін, науки про харчування та тісно взаємодіє з біотехнологією, мікробіологією, широко використовує в своїй практиці різноманітні методи дослідження.

Курс “Харчова хімія” призначений для студентів галузі знань 18 «Виробництво та технології» спеціальності 181 «Харчові технології» і є вихідним, він передусє вивченню дисциплін «Методи контролю в галузі» «Технологія продукції ресторанного господарства», «Управління якістю продукції і послуг готельно-ресторанного господарства», «Теоретичні основи харчових технологій» тощо.

Курс “Харчова хімія” поділено на два змістових модулі.

Змістовий модуль 1. ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ЗАГАЛЬНОЇ, НЕОРГАНІЧНОЇ ТА АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ

Теоретичні основи хімії. Сучасне поняття моля і еквівалента. Закон еквівалентів.

Основні поняття про будову атома. Хімія елементів. Мінеральні речовини. Макро- та мікроелементи.

Швидкість хімічних реакцій. Розчини. Способи визначення вмісту речовин в розчині. Регулювання рН харчових систем. Окисно-відновні реакції. Процеси, що відбуваються при зберіганні та переробці харчової сировини. Псування продуктів харчування.

Поняття про хімічні та фізико-хімічні методи аналізу. Якісний аналіз харчових продуктів. Кількісний аналіз харчових продуктів.

Змістовий модуль 2. ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ОРГАНІЧНОЇ ТА БІОЛОГІЧНОЇ ХІМІЇ

Теорія Бутлерова О.М. Класи органічних сполук. Органічні кислоти, властивості, фізико-хімічні властивості харчових кислот.

Ліпіди (жири і масла), їх склад, будова, основні кислоти ліпідів, властивості, біологічні функції. Класифікація ліпідів. Характеристика основних представників. Поширеність у природі. Обмін ліпідів. Хімічні перетворення ліпідів при зберіганні та переробці харчових продуктів.

Вуглеводи. Класифікація. Прості і складні вуглеводи. Їх будова. Фізичні та хімічні властивості, знаходження в продуктах харчування. Дисахариди, будова, полісахариди, будова. Добування вуглеводів. Функції вуглеводів в організмі людини. Вуглеводи, що засвоюються і не засвоюються. Харчові тканини. Їх значення. Обмін вуглеводів.

Амінокислоти, класифікація, властивості. Білкові речовини. Білки харчової сировини. Склад, будова, властивості, біологічні функції. Характеристика основних представників. Поширеність у природі. Роль білків у харчуванні. Взаємодія білків з іншими компонентами сировини. Методи виділення білків. Білки харчової сировини (м'яса, олійних, картоплі, інших рослин тощо). Ферменти. Будова, механізм дії. Роль ферментів у перетвореннях основних компонентів харчової сировини.

Вітаміни.

Вивчаючи цю дисципліну, студент повинен навчитися користуватися навчальною, довідковою, спеціальною та періодичною літературою.

Мета даного навчального посібника полягає у наданні методичної допомоги студентам денної та заочної форм навчання в процесі вивчення курсу “Харчова хімія” і виконання ними індивідуальних завдань.

Вивчення курсу повинно обов'язково супроводжуватися виконанням вправ і рішенням певних задач. Розв'язання задач та ситуаційних завдань – один з найкращих методів засвоєння предмету, перевірки та закріплення вивченого матеріалу.

Після засвоєння теоретичного матеріалу студент повинен приступити до виконання індивідуальних завдань, а потім пройти за результатами їх виконання усну співбесіду з викладачем.

Вирішування задач і відповіді на запитання необхідно обґрунтовувати з використанням основних теоретичних положень. При вирішенні числових задач необхідно наводити весь хід рішення і математичного перетворення.

Індивідуальні завдання виконуються студентом в окремому учнівському зошиті. Номера і умови задач студент повинен переписати у тому порядку, який вказаний в даному навчальному посібнику відповідно до умов пошуку індивідуального варіанта.

Перелік тем індивідуальних завдань:

1. Основні поняття і закони хімії.

2. Будова атома. Мінеральні речовини. Макро- та мікроелементи.
3. Вода. Розчини. Окисно-відновні реакції. Комплексні сполуки.
4. Якісний аналіз харчових продуктів.
5. Кількісний аналіз харчових продуктів.
6. Класи органічних сполук. Карбонові (харчові) кислоти.
7. Ліпіди. Жири.
8. Вуглеводи.
9. Аміни. Амінокислоти. Білки. Ферменти.
10. Вітаміни.

Вибір індивідуальних завдань

Вибір індивідуальних завдань визначається за першими п'ятьма літерами прізвища студента, першими трьома літерами його імені і першими двома літерами по батькові (таблиця 1).

Таблиця 1

Літери абетки		1 змістовий модуль					2 змістовий модуль				
		Перші п'ять літер прізвища					Перші три літери імені			Перші дві літери по батькові	
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
а	н	1	17	33	49	65	81	97	113	129	145
б	о	2	18	34	50	66	82	98	114	130	146
в	п	3	19	35	51	67	83	99	115	131	147
г	р	4	20	36	52	68	84	100	116	132	148
д	с	5	21	37	53	69	85	101	117	133	149
е	т	6	22	38	54	70	86	102	118	134	150
є	у	7	23	39	55	71	87	103	119	135	151
ж	ф	8	24	40	56	72	88	104	120	136	152
з	х	9	25	41	57	73	89	105	121	137	153
и	ц	10	26	42	58	74	90	106	122	138	154
і	ч	11	27	43	59	75	91	107	123	139	155
ї	ш	12	28	44	60	76	92	108	124	140	156
й	щ	13	29	45	61	77	93	109	125	141	157
к	ь	14	30	46	62	78	94	110	126	142	158
л	ю	15	31	47	63	79	95	111	127	143	159
м	я	16	32	48	64	80	96	112	128	144	160

Згідно з першими п'ятьма літерами прізвища обирають відповідні номери завдань колонок цифр №, № 1, 2, 3, 4, 5 таблиці 1. Потім з колонок №, № 6, 7, 8 за першими трьома літерами імені обирають ще три завдання.

Останні два завдання обирають з колонок №, № 9, 10, виходячи з перших двох літер по батькові.

Наприклад:

Ш	е	в	ч	е	н	к	о	С	е	р	г	і	й	І	в	а	н	о	в	и	ч
12	22	35	59	70				85	102	116				139	147						

Якщо прізвище містить менше, ніж п'ять літер, то відповідні запитання слід підбирати за першими літерами імені.

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1. ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ЗАГАЛЬНОЇ, НЕОРГАНІЧНОЇ ТА АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ

Тема 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ.

Усі речовини навколишнього світу поділяються на прості та складні. Вони побудовані з хімічних елементів, які в свою чергу складаються з атомів.

Хімічний елемент – сукупність атомів з однаковим позитивним зарядом ядра.

Прості речовини – речовини, що складаються з атомів одного елемента або з атомів одного виду. Наприклад: Cl₂, O₂, O₃, Zn та інші.

Складні речовини – речовини, що складаються з атомів різних елементів. Наприклад: HClO₃, MnO₂ та інші.

Атом – найменша хімічно неділима частинка хімічного елемента і простої речовини, що зберігає всі його хімічні властивості.

При хімічному сполученні атомів утворюються молекули.

Молекула – хімічна комбінація декількох атомів.

Молекула – найменша хімічно ділима частинка речовини, що зберігає всі її хімічні властивості.

Іон – атом (або молекула), що набули електричний заряд у результаті віддачі або приєднання електронів.

$Al - 3\bar{e} = Al^{3+}$ (катіон Алюмінію)

$Cl + \bar{e} = Cl^{-}$ (аніон Хлору)

Ступінь окиснення - формальний заряд на атомі в молекулі в припущенні, що всі зв'язки в ній іонного типу.

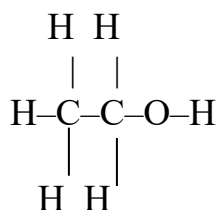
Молекула характеризується якісним і кількісним складом, хімічною будовою і масою. На письмі молекулу можна зобразити за допомогою молекулярної та структурної формул.

Молекулярна формула – хімічна формула, що вказує дійсну кількість атомів кожного сорту в молекулі. Наприклад, формула C₂H₆O показує, що наведена молекула складається з двох атомів Карбону, шести атомів Гідрогену і одного атома Оксигену.

Структурна формула – молекулярна формула, що враховує взаємне розташування атомів у молекулі і їхню валентність.

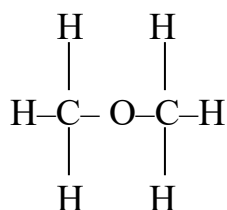
В таких формулах за допомогою рисочок позначають одинарний хімічний зв'язок між атомами.

Наприклад, молекула C_2H_6O може мати таку структурну формулу:



Ця будова відповідає речовині – етиловий спирт з певними властивостями.

Наведеній молекулярній формулі C_2H_6O може відповідати і інша структурна формула, яка показує, що існують інші варіанти сполучення атомів між собою (зі збереженням тих же валентностей атомів):



Це означає, що існує інша речовина, диметиловий етер, з таким же складом, як і етиловий спирт, але з іншою просторовою будовою і з іншими властивостями.

Емпірична (найпростіша) формула – хімічна формула, що вказує типи атомів у молекулі і їх кількісне співвідношення.

Так, речовина глюкоза має молекулярну формулу $C_6H_{12}O_6$, але їй відповідає емпірична формула CH_2O , яка показує, що в цій сполучці елементи Карбон, Гідроген і Оксиген знаходяться в співвідношенні 1:2:1.

Хімічне рівняння – відображення реакції у вигляді рівняння, в якому в обох частинах знаходиться однакова кількість атомів кожного елемента. Якщо в рівнянні присутні іони, то суми зарядів у лівій і правій частинах однакові.

Атоми, молекули, іони дуже маленькі частинки, їх абсолютними масами незручно користуватися, тому вводять поняття відносних мас. Маси атомів і молекул вимірюють відносно атомної одиниці маси.

Атомна одиниця маси (а.о.м.) – $\frac{1}{12}$ частина маси атома Карбону ^{12}C , що дорівнює $1,66 \cdot 10^{-24}$ г.

$$1 \text{ а.о.м.} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Атомна маса – середня маса атомів елемента нормального ізотопного складу, що виражається в а.о.м. Більш повне визначення формулюється так:

Відносна атомна маса елемента або просто атомна маса елемента $A_r(X)$ – це відношення середньої маси атомів природної суміші ізотопів певного елемента до $\frac{1}{12}$ частини маси атома Карбону ^{12}C .

Відносна атомна маса показує, у скільки разів маса атома даного елемента більше $\frac{1}{12}$ маси атома Карбону. Відносна атомна маса – це безрозмірна величина. $A_r(H) = 1,01$ тому, що маса атома Гідрогену приблизно дорівнює масі $\frac{1}{12}$ частини атома Карбону. $A_r(Fe) = 55,85$. Це означає, що атом Феруму майже у 56 разів важче за $\frac{1}{12}$ частину атома Карбону і у 56 разів важче атома Гідрогену.

Формульна маса – маса сукупності атомів у хімічній формулі, виражена в а.о.м. Якщо хімічна формула – молекулярна, то формульна маса збігається з відносною молекулярною масою.

Відносна молекулярна маса – маса молекули речовини, що виражена в а.о.м.

Відносна молекулярна маса $Mr(A_xB_y)$ – це відношення маси молекули A_xB_y до $1/12$ частини маси атома Карбону ^{12}C .

Відносна молекулярна маса складається з відносних мас атомів, що входять до складу молекули.

$$Mr(A_xB_y) = Ar(A) \cdot x + Ar(B) \cdot y$$

Наприклад, відносна молекулярна маса фосфатної кислоти дорівнює:

$$Mr(H_3PO_4) = Ar(H) \cdot 3 + Ar(P) + Ar(O) \cdot 4 = 3 + 31 + 16 \cdot 4 = 98.$$

Це означає, що молекула фосфатної кислоти у 98 раз важче, ніж $1/12$ частина атома Карбону.

Зверніть увагу на те, що молекулярна маса подвійних солей або кристалогідратів складається з молекулярних мас їх складових, як в прикладі із сіллю Мора. Маси усіх елементів такої складної сполуки складаються, а не перемножуються. Не треба крапки в цих формулах вважати знаком множення. Молекулярна маса солі Мора:

$$\begin{aligned} Mr((NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 5H_2O) &= Mr((NH_4)_2SO_4) + M(FeSO_4) + M(H_2O) \cdot 5 = \\ &= 14 \cdot 2 + 8 + 32 + 16 \cdot 4 + 56 + 32 + 16 \cdot 4 + 18 \cdot 5 = 374 \end{aligned}$$

У практичній діяльності оперують не окремими атомами і молекулами, а значно більшими кількостями речовини. Тому було введено поняття “кількість речовини”.

Кількість речовини (n або ν) – фізичне поняття, що пов’язане з певним числом структурних одиниць речовини, виражається в молях (моль).

Моль – це така кількість речовини, яка містить стільки ж структурних одиниць (молекул, атомів, іонів, електронів тощо), скільки атомів міститься в 0,012 кг ізотопу Карбону ^{12}C .

В 0,012 кг Карбону міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів ^{12}C . 1 моль будь-якої речовини містить таку ж кількість структурних одиниць. Це число називають **числом Авогадро** і позначають N_A

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

Наприклад, 1 моль води містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O ,

2 моль іонів PO_4^{3-} – $12,04 \cdot 10^{23}$ іонів PO_4^{3-} ,

0,5 моль заліза – $3,01 \cdot 10^{23}$ атомів Fe.

Молярна маса речовини (M) – маса одного моль речовини, що виражена в грамах. Чисельні значення молярної M (г/моль) і молекулярної Mr мас збігаються.

Молярна маса речовини X дорівнює відношенню маси речовини до кількості речовини

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$$

Відповідно, кількість моль речовини можна розрахувати за формулою:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

У хімії усі розрахунки базуються на основі числа елементарних частинок. Елементарні частинки бувають реальні (атоми, молекули, іони, електрони тощо) і умовні. Елементарним об'єктом, що умовно виділений, є еквівалент.

Еквівалент – така формальна частинка (реальна або умовна – частина атома, частина молекули, частина іону, наприклад, $\frac{1}{2} \text{Zn}$, $\frac{1}{2} \text{Cl}$, $\frac{1}{6} \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\frac{1}{3} \text{Al}^{3+}$), яка рівноцінна за хімічною дією одному атому Гідрогену в кислотно-основній реакції, одному електрону (e) в окисно-відновній реакції.

Усі названі частинки еквівалентні тому що усі вони, як і атом Гідрогену, в реакціях можуть прийняти або віддати тільки один електрон. Іншими словами, **еквівалентом** називається така реальна або умовна частинка, яка може приєднувати, визволяти або якимось іншим чином може бути еквівалентна одному атому Гідрогену у даній реакції, (одному іону Гідрогену (H^+) – у кислотно-основних реакціях, або одному електрону (\bar{e}) – в окисно-відновних реакціях).

Еквівалент елемента X має символ $\frac{1}{Z} X$, де Z – валентність елемента або заряд його іона. Наприклад, еквівалент цинку позначається $\frac{1}{2} \text{Zn}$, еквівалент алюмінію – $\frac{1}{3} \text{Al}$, еквівалент сульфат-іону – $\frac{1}{2} \text{SO}_4^{2-}$ тощо. Основною одиницею кількості речовини є **моль**. Моль відноситься долюбих видів елементарних частинок, з яких побудована речовина. Оскільки еквівалент є реальною або умовною частинкою, то одиницею його кількості також є моль. Для показання кількості моля еквівалентів застосовується символ n. Наприклад, $n(\frac{1}{2} \text{Zn}) = 0,1$ моль, $n(\frac{1}{3} \text{Al}^{3+}) = 0,05$ моль тощо.

Маса моль еквівалента називається **молярною масою еквівалента**. Так, наприклад, маса моль еквівалента цинку дорівнює 32,68 г, еквівалента алюмінію – 9 г. Молярна маса моль еквівалента записується таким чином: $M(\frac{1}{2} \text{Zn}) = 32,68$ г/моль, $M(\frac{1}{3} \text{Al}) = 9$ г/моль тощо. У загальному вигляді для елемента X, валентність якого Z, молярна маса еквівалента $M(\frac{1}{Z} X) = A/Z$ г/моль, де A – атомна маса елемента. Таким чином, кількість еквівалентів вимірюється у молях, а молярна маса еквівалентів – у г/моль.

Закон еквівалентів є одним з основних законів хімії:

речовини взаємодіють між собою в кількостях, що пропорційні їх еквівалентам або молярним масам еквівалентів:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M(\frac{1}{z} A)}{M(\frac{1}{z} B)}, \quad \frac{m(A)}{M(\frac{1}{z} A)} = \frac{m(B)}{M(\frac{1}{z} B)}, \quad n(\frac{1}{z} A) = n(\frac{1}{z} B)$$

Молярна маса еквівалента складної речовини може мати різні значення і залежить від того, до якої реакції вступає ця речовина.

Молярна маса еквівалента кислоти $M(1/z H_xAn)$ дорівнює молярній масі кислоти, що ділиться на її основність у даній реакції, тобто на кількість атомів водню (z), що прореагували у даній реакції.

$$M(1/z H_xAn) = \frac{M(H_xAn)}{z}$$

Наприклад, для реакції $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 = CaSO_4 + 2H_2O$

$$M\left(\frac{1}{z} H_2SO_4\right) = \frac{M(H_2SO_4)}{\text{основність}} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}, Z = 2$$

Молярна маса еквівалента гідроксиду (основи) $M(1/z Me(OH)_x)$ дорівнює молярній масі основи, що поділена на її кислотність, тобто кількість груп OH^- , що з'єднуються з іонами Гідрогену у реакції нейтралізації.

$$M(1/z Me(OH)_x) = \frac{M(Me(OH)_x)}{z}$$

Наприклад, для наведеної вище реакції

$$M\left(\frac{1}{z} Ca(OH)_2\right) = \frac{M(Ca(OH)_2)}{\text{кислотність}} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль}, Z = 2$$

А для реакції $HCl + Ca(OH)_2 = Ca(OH)Cl + H_2O$ кислотність луку $Ca(OH)_2$ - 1 тому, що тут кислоти взято недостатньо і прореагувала тільки одна група OH^- , з реакції також видно, що один іон H^+ є еквівалентним одній молекулі $Ca(OH)_2$, це означає:

$$M(1/z Ca(OH)_2) = \frac{M(Ca(OH)_2)}{\text{кислотність}} = \frac{74}{1} = 74 \text{ г/моль}, z = 1.$$

Молярна маса еквівалента солі $M(1/z Me_nAn_m)$ дорівнює молярній масі солі, що поділена на добуток числа іонів (металу або аніона) та їх заряд за модулем.

$$M(1/z Me_nAn_m) = \frac{M(Me_nAn_m)}{n \cdot m}, \quad \text{де } z = n \cdot m$$

Наприклад:

$$M\left(\frac{1}{z} Cr_2(SO_4)_3\right) = \frac{M(Cr_2(SO_4)_3)}{n \times m} = \frac{392}{2 \times 3} = 65,3 \text{ г/моль}, Z = 6,$$

де: n - число атомів металу,
 m - валентність металу

Молярна маса еквівалента оксиду $M(1/z Me_nO_m)$ дорівнює сумі молярних мас еквівалентів Оксигену і елемента (або молярній масі оксиду, що поділена на подвоєне число атомів Оксигену в даній сполуці):

$$M(1/z Me_nO_m) = \frac{M(Me_nO_m)}{2 \cdot m}, \text{ де } z = 2 \cdot m$$

Наприклад:

$$M(1/z CuO) = M(1/z Cu) + M(1/z O) = \frac{63,54}{2} + 8 = 31,77 + 8 = 39,77 \text{ г/моль}$$

$$M(1/z SO_2) = \frac{M(SO_2)}{2 \cdot \text{кілк.ат.Оксигену}} = \frac{64}{4} = 16 \text{ г/моль}, \quad z = 2.$$

Молярну масу еквівалента будь-якої складної речовини можна також розрахувати як суму молярних мас еквівалентів складових частин цієї речовини.

Завдання для самостійної роботи за темою «Основні поняття і закони хімії»

1. Визначте молярну масу еквівалента атомів Фосфору і Силіцію в сполуках: P_2O_5 , SiO_2 .

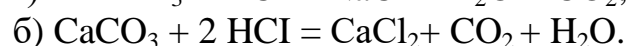
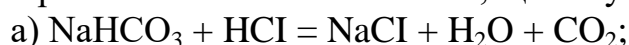
2. Визначте молярні маси еквівалентів сульфатної кислоти в реакціях, що протікають за рівняннями:



3. Визначте масу оксиду двовалентного металу, яка витрачена на реакцію з $5,6 \text{ дм}^3$ водню (умови нормальні), якщо молярна маса еквівалента металу становить $39,77 \text{ г/моль}$.

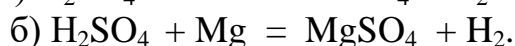
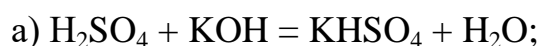
4. Чому дорівнює молярна маса еквівалента металу, якщо $1,215 \text{ г}$ його витискують $1,12 \text{ дм}^3$ водню (умови нормальні)?

5. Визначити молярні маси еквівалентів солей, що вступили до реакції:



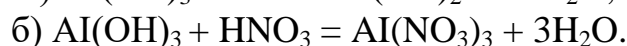
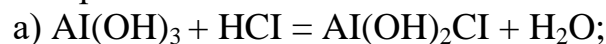
6. З $3,85 \text{ г}$ нітрату металу добуто $1,60 \text{ г}$ його гідроксиду. Обчислити молярну масу еквівалента металу.

7. Обчислити молярну масу еквівалента сульфатної кислоти в реакціях, що протікають за рівняннями:



8. Скільки металу, молярна маса еквівалента якого дорівнює $12,16 \text{ г/моль}$, (умови нормальні) взаємодіють з 310 см^3 кисню?

9. Обчислити молярну масу еквівалента Алюміній гідроксиду в реакціях, що протікають за рівняннями:



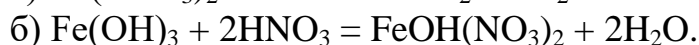
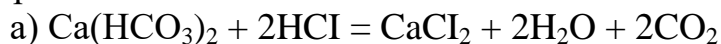
10. Визначте молярну масу еквівалента металу, якщо для повного розчинення $8,16 \text{ г}$ цього металу необхідно 20 г H_2SO_4 .

11. При згорянні 5,00 г металу утворюється 9,44 г метал оксиду. Визначте молярну масу еквівалента цього металу.

12. На відновлення 1,80 г оксиду металу витрачено 883 см³ водню, який вимірювали за нормальних умов. Обчислити молярні маси еквівалентів оксиду і металу.

13. Деяка кількість металу, молярна маса еквівалента якого дорівнює 27,9 г/моль, витискує з кислоти 700 см³ водню (умови нормальні). Визначити масу металу.

14. Обчислити молярні маси еквівалентів речовин, що вступили в реакції за такими рівняннями:



15. На нейтралізацію 2,45 г кислоти витратили 2,00 г Натрій гідроксиду. Визначити молярну масу еквівалента кислоти.

16. Маса 1 дм³ кисню дорівнює 1,4 г. Скільки дм³ (умови нормальні) кисню витрачається при згорянні 21 г магнію, молярна маса еквівалента якого дорівнює 12 г/моль?

ТЕМА 2. БУДОВА АТОМА. МІНЕРАЛЬНІ РЕЧОВИНИ. МАКРО- ТА МІКРОЕЛЕМЕНТИ.

При вивченні цього розділу необхідно звернути увагу на сучасну квантово-механічну уяву про будову атома.

При всіх хімічних процесах змінюється не ядро атомів, а тільки електронні оболонки. Хімічна енергія, таким чином, сполучена з енергією електронів. **Електрон** (e^-) – частинка, що має елементарний негативний заряд ($1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл). Маса покою електрону мала і становить 1/1837,14 маси протону.

За законами квантової механіки електрон поряд зі властивостями речовини (частинки) володіє і властивостями електромагнітного поля. Таким чином, у властивостях електрона, в законах його руху виявляється нерозривність двох якісно різних форм існування матерії: речовини і поля. Електрону, як і любому мікрооб'єкту, притаманна **двоїста корпускулярно-хвильова природа**.

Рух електрона в атомі носить ймовірностно-хвильовий характер. Простір навколо ядра, в якому з найбільшою ймовірністю може знаходитися електрон, називають **атомною орбіталлю (АО)**. Атомна орбіталь, як люба геометрична фігура, характеризується трьома параметрами (координатами), що одержали назву квантових чисел (n, l, m_l). Вони визначають розмір (n), форму (l) і орієнтацію (m_l) атомної орбіталі у просторі. Займаючи ту чи іншу атомну орбіталь, електрон утворює електронну хмару (електронну орбіталь). Форми електронних хмар аналогічні атомним орбіталям (рис.1). Електронна хмара характеризується чотирма квантовими числами (n, l, m_l, m_s).

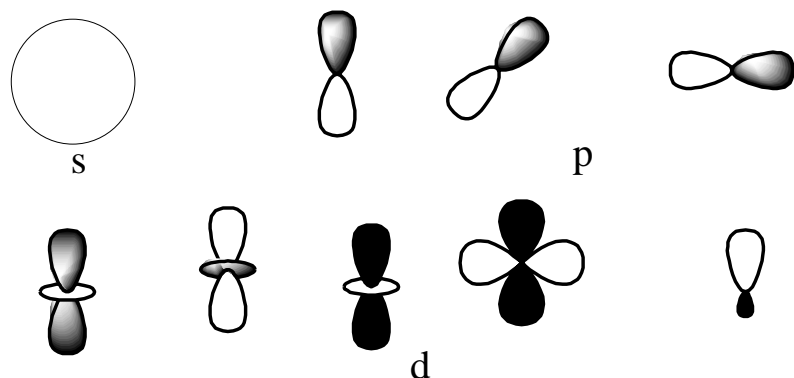


Рис.1. Форми і просторова орієнтація s-, p-, d-орбіталей

Набором цих чисел можна повністю охарактеризувати стан любого електрону в атомі. **Головне квантове число n** визначає основну характеристику електрону в атомі – його енергію та енергетичний рівень. Воно визначає також розміри атомних орбіталей. Для електронів, що знаходяться у станах, що не збуджені, n приймає значення від 1 до 7 (відповідно номеру періоду в періодичній системі елементів Д.І.Менделєєва). Сукупність електронів в атомі, що мають однакове значення n , називають **електронним шаром**. Ці шари позначають:

n	1	2	3	4	5	6	7
	K	L	M	N	O	P	Q

Орбітальне квантове число l вказує на різницю в енергії зв'язку електронів, що знаходяться у межах одного енергетичного рівня. Електрони даного енергетичного рівня групуються у підрівні. Орбітальне квантове число визначає форму електронних орбіталей атому (див. рис.1), l приймає значення цілих чисел від 0 до $n - 1$. Для $n=1$ $l=0$; для $n=2$ $l=0,1$; для $n=3$ $l=0,1,2$; для $n=4$ $l=0,1,2,3$. Число підрівнів у кожному енергетичному рівні дорівнює його головному квантовому числу. Більше чотирьох підрівнів не заповнюється, тому що значення $l=0,1,2,3$ описують електрони в атомах усіх відомих елементів. Атомні орбіталі, для яких $l=0,1,2,3$, відповідно називають s- p-, d- та f-орбіталями, а електрони, що займають ці орбіталі, - відповідно s-, p-, d- та f-електронами.

Магнітне квантове число m_l характеризує магнітний момент і просторове розташування електронних хмар (див. рис.1) Число можливих значень магнітного квантового числа при заданому l дорівнює $2l+1$, при цьому m_l змінюється від $-l$ через 0 до $+l$. Так, якщо $l=3$, то m_l має 7 значень ($2 \times 3 + 1 = 7$): $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$.

Спінове квантове число m_s характеризує рух електрону навколо своєї вісі. Воно має значення $+1/2$ та $-1/2$.

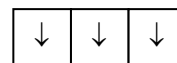
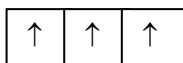
Енергетичний стан електрону схематично позначають у вигляді квантових (енергетичних) комірок електрони у цих комірках позначають стрілками $\uparrow\downarrow$

Розподіл електронів у атомах елементів в атомних орбіталах визначається принципом Паулі, принципом найменшої енергії та правилом Хунда.

1. **Принцип Паулі:** в атомі не може бути двох або більше електронів, що мають однаковий набір усіх чотирьох квантових чисел. Через те, що атомна орбіталь характеризується трьома квантовими числами: n , l , m_l , то в ній можуть знаходитися не більш, ніж два електрони з протилежними спінами. Згідно з принципом Паулі максимальне число електронів на рівні $N=2n^2$.

2. **Принцип найменшої енергії. Правило Клечковського:** послідовність розміщення електронів по атомних орбіталах у незбудженому стані повинна відповідати найбільшому зв'язку з ядром, тобто електрон повинен володіти найменшою енергією. Згідно з цим правилом електрони заповнюють рівні та підрівні у такій послідовності (шкала енергій): $1s^2 \rightarrow 2s^2 \rightarrow 2p^6 \rightarrow 3s^2 \rightarrow 3p^6 \rightarrow 4s^2 \rightarrow 3d^{10} \rightarrow 4p^6 \rightarrow 5s^2 \rightarrow 4d^{10} \rightarrow 5p^6 \rightarrow 6s^2 \rightarrow 5d^1 \rightarrow 4f^{14} \rightarrow 5d^{2-10} \rightarrow 6p^6 \rightarrow 7s^2 \rightarrow 6d^1 \rightarrow 5f^{14} \rightarrow 6d^{2-10} \rightarrow 7p^6$, де s , p , d , f - енергетичні підрівні, цифри попереду літер означають енергетичний рівень, у якому знаходяться електрони, а індекс зверху справа показує число електронів на даному підрівні. Додержуючись шкали енергій, спочатку заповнюється $4s$ -підрівень, а потім $3d$; $5s$ -підрівень, а потім $4d$. Така послідовність заповнення рівнів та підрівнів обумовлена принципом найменшої енергії та правилом Клечковського: тому, що енергія електрону в основному визначається значеннями головного квантового числа n та орбітального l , то спочатку заповнюються ті підрівні, для яких сума значень $n + l$ є меншою; якщо суми значень $n + l$ рівні, то спочатку йде заповнення підрівня з більшим значенням l . Звідси витікає, що після $3p$ -підрівня заповнюється $4s$ -підрівень ($n+1 = 4 + 0 = 4$), потім $3d$ -підрівень ($n + l = 3 + 2 = 5$) і $5s$ -підрівень ($n + l = 5 + 0 = 5$).

3. **Правило Хунда:** орбіталі у межах даного підрівня заповнюються спочатку по одному, тобто кожний електрон розташовується в окремій квантовій комірці у вигляді неспареного електрону. Іншими словами, за даним значенням l електрони розташовуються так, що сумарне спінове число їх (Σm_s) максимальне. Сумарний спін спарених електронів дорівнює нулю. Наприклад, якщо три p -орбіталі (p_x, p_y, p_z) необхідно заповнити трьома p -електронами, то вони повинні розподілитися по одному у кожній окремій орбіталі (ячейці). Схематично розподіл електронів у квантових ячейках буде таким:



$$\Sigma m_s = +\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = +\frac{3}{2}$$

$$\Sigma m_s = -\frac{1}{2} + (-\frac{1}{2}) + (-\frac{1}{2}) = -\frac{3}{2}$$

Будова електронних оболонок тісно зв'язана з періодичною системою елементів Д.І. Менделєєва. Номер періоду дорівнює кількості енергетичних

рівнів (електронна оболонка атомів елементів 2-го періоду має два енергетичних рівня, 3-го періоду – три, 4-го періоду – чотири тощо). Усього 7 енергетичних рівнів та відповідно 7 періодів. Довжина періодів визначається максимальною ємністю рівнів; 2, 8, 18, 32 електрони. У першому періоді 2 елементи, у другому та третьому – 8 елементів; у четвертому та п'ятому – 18 елементів; у шостому – 32 елемента; сьомий період не закінчений.

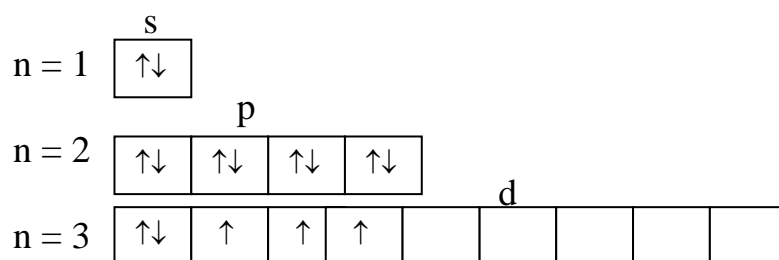
У залежності від того, на який енергетичний підрівень в атомі поступає останній електрон, елементи поділяються на s, p, d, f –елементи.

При цьому *s-елементи* складають I та II головні підгрупи періодичної системи (а також H та He); *p-елементи* складають III, IV, V, VI, VII, VIII головні підгрупи періодичної системи елементів; *d-елементи* складають побічні підгрупи періодичної системи.

У s- і p-елементів валентні електрони знаходяться на зовнішньому енергетичному рівні, у d-елементів – на s-підрівні зовнішнього енергетичного рівня і передзовнішнього незавершеного d-підрівня, f-елементи у короткоперіодному варіанті періодичної системи виділені окремо.

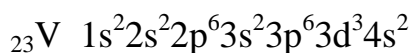
На основі розглянутих положень можна представити розподіл електронів на енергетичних рівнях і підрівнях у атомахлюбих елементів. Цей розподіл електронів у атомі записується у вигляді електронних формул. Щоб скласти електронну формулу атомалюбого елементу, слід знати номер даного елементу у періодичній системі та перелічені вище положення. Наприклад, електронна формула атома Фосфору буде складатися таким чином: атом Фосфору знаходиться у 3-му періоді, порядковий номер 15, це означає, що 15 електронів будуть розташовуватися на трьох енергетичних рівнях (${}_{15}\text{P } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$).

Електронна структура атома може бути зображена у вигляді розміщення електронів у квантових ячейках (атомних орбіталях). Для атома Фосфору це буде мати вигляд:



Приклад. Складіть електронну формулу атома Ванадію, підкресліть валентні електрони. Розподіліть електрони цього атома по квантовим ячейкам. До якого електронного сімейства відноситься цей елемент?

Відповідь. Електронні формули відображують розподіл електронів в атомі по енергетичним рівням і підрівням. При цьому слід враховувати, що електрон займає той енергетичний підрівень, на якому він буде мати найменшу енергію. Тому що число електронів у атомі елементу дорівнює його порядковому номеру у таблиці Д.І. Менделєєва, для елементу Ванадію (№23) електронна формула відповідно до шкали енергій буде:



У кожній квантовій ячейці може бути не більше двох електронів з протилежними спінами (принцип Паулі). Орбіталі даного підрівня заповнюються спочатку по одному електрону з однаковими спінами, а потім по другому електрону з протилежними спінами (правило Хунда)

n=1	↑↓																
n=2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓													
n=3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑										
n=4	↑↓																

Останній, 23-й електрон атома Ванадію займає d-орбіталь, таким чином, Ванадій відноситься до d-електронного сімейства.

Властивості елементів тісно пов'язані з будовою їх атомів. **Періодична повторюваність властивостей елементів обумовлена періодичним повторюванням схожих електронних угруповань атомів.** Наприклад, усі атоми головної підгрупи першої групи H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr мають на зовнішньому рівні по одному s-електрону; усі атоми елементів головної підгрупи другої групи Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra – по два s-електрони (це s-елементи); атоми елементів головної підгрупи третьої групи B, Al, Ga, In, Tl – два s-електрони і один p-електрон; атоми елементів головної підгрупи четвертої групи C, Si, Ge, Sn, Pb – два s-електрони і два p-електрони (тобто зовнішній енергетичний рівень цих атомів має однакову конфігурацію s^2p^2). Конфігурація зовнішнього енергетичного рівня атомів елементів головної підгрупи п'ятої групи – s^2p^3 , головної підгрупи шостої групи – s^2p^4 , головної підгрупи сьомої – s^2p^5 , головної підгрупи восьмої – s^2p^6 . Відповідно елементи головних підгруп III- VIII груп називаються p-елементами і належать до p-електронного сімейства. Елементи побічних підгруп належать до d-електронного сімейства. Елементи, що йдуть за Лантаном (лантаноїди) і за Актинієм (актиноїди), належать до f-електронного сімейства.

Хімічна природа елемента обумовлюється здатністю його атома губити і здобувати електрони. Ця здатність може бути кількісно оцінена **енергією іонізації атома і енергією спорідненості до електрона.**

Енергією іонізації називають кількість енергії, що необхідна для відриву електрона від атома, який знаходиться в незбудженому стані. **Спорідненість до електрона** називають енергетичний ефект процесу приєднання електрона до нейтрального атома з перетворенням його у негативно заряджений іон. Енергія іонізації є мірою металічних і у першому наближенні відновних властивостей елементів. Енергія спорідненості до електрона є мірою неметалічних і непрямих окиснювальних властивостей елементів. Найбільш повну характеристику металічних і неметалічних властивостей елементів, а також здатності атома даного елемента до відтягування на себе електронної густини у порівнянні до других елементів

сполуки дає величина, що називається **електронегативністю (ЕН)**. Електронегативність атома може визначатися як арифметична напівсума його енергії іонізації та спорідненості до електрону. Чим більше ця величина, тим у більшій ступені елемент проявляє неметалічні властивості. Електронегативність має розмірність енергії. Користуватися її абсолютними значеннями незручно. Якщо прийняти електронегативність Літію за одиницю і порівняти з нею електронегативність інших елементів, то можна отримати прості і зручні для співставлення величини (таблиця 2).

У межах головних підгруп зверху донизу енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона та електронегативність зменшуються, таким чином, у головних підгрупах зверху вниз збільшуються металічні властивості елементів, основні властивості гідроксидів і відновні властивості відповідних сполук.

Таблиця 2

Відносні електронегативності елементів

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,50	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,8	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 1,8	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,8	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

У періодах зліва направо енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона і електронегативність збільшується. У періодах зліва направо відбувається поступове зменшення металічних і зростання неметалічних властивостей.

Найактивніший неметал – Флуор, він є найбільш сильним окисником; найактивніші метали – Рубідій, Цезій, Францій, вони є найбільш сильними відновниками, а їх гідроксиди – найсильніші основи.

Номер групи, в якій знаходиться елемент, дорівнює значенню вищого ступеня окисації його атома. Такого ступеня окисації можуть досягати не всі елементи даної групи (наприклад, Оксиген, Флуор). Для деяких елементів (Купрум, Аргентум, Аурум) відомі сполуки, в яких вони проявляють ступінь окисації більший, ніж номер групи. Для неметалів нижча ступінь окисації

відповідає числу електронів, які атому необхідно приєднати для утворення стійкої восьмиелектронної конфігурації. Так, для р-елементів VII, VI, V і IV груп вона дорівнює відповідно -1, -2, -3, -4.

Форма і властивості сполук, що утворені даним елементом, визначає ступінь окисації його атомів. Так, наприклад, формула селенової кислоти H_2SeO_4 аналогічна формулі сульфатної кислоти H_2SO_4 . Властивості оксидів і гідроксидів залежать від ступеня окисації елементів, що їх утворюють. Якщо даний елемент проявляє змінну ступінь окиснення, то із збільшенням ступеня окисації властивості останніх змінюються від основних через амфотерні до кислотних.

s-Елементи

s-Елементами називають елементи періодичної системи, які мають будову зовнішнього енергетичного рівня ns^{1-2} , де n – головне квантове число. Вони об'єднуються у s -електронне сімейство, яке поділяють на ns^1 – (підгрупа IA) та ns^2 – елементи (підгрупа IIA). Гідроген і Гелій відрізняються від типових s -елементів і більш близькі до р-елементів VII та VIII підгруп, тому їх властивості звичайно розглядають при огляді властивостей елементів цих підгруп.

s -Елементи IA-підгрупи називають *лужними металами*. Вони мають на зовнішньому рівні один електрон і віддають його при хімічних реакціях, таким чином, вони є активними відновниками. При збільшенні порядкового номера елемента відбувається збільшення атомного радіусу і зменшення енергії іонізації, відновлювальна активність лужних металів зростає зверху донизу в головних підгрупах періодичної системи Д.І.Менделєєва.

При взаємодії з киснем повітря тільки літій утворює оксид Li_2O ; натрій – пероксид Na_2O_2 ; останні лужні метали – супероксиди MeO_2 , оксиди добувають непрямим шляхом. Лужні метали з водою утворюють гідроксиди (луги) і водень. Усі гідроксиди лужних металів є сильними основами і добре розчиняються у воді.

Елементи IIA-підгрупи на зовнішньому енергетичному рівні мають два спарених електрони, один з яких при збудженні переходить на р-орбіталь, таким чином, валентність атомів досягає 2. Радіуси атомів IIA-підгрупи менше, ніж у лужних металів, а енергія іонізації відповідно більше, відновлювальні властивості також, як у лужних металів, збільшуються зверху донизу у періодичній системі Д.І.Менделєєва.

Перші два елементи підгрупи – Берилій і Магній – відрізняються за своїми властивостями від інших елементів. Берилій за властивостями наближується до Алюмінію, оксид і гідроксид Берилію амфотерні. Берилій окиснюється киснем лише з поверхні, не реагує з водою. Магній взаємодіє з водою лише при нагріванні, його гідроксид є основою середньої сили. Останні елементи IIA-підгрупи при взаємодії з киснем утворюють оксиди MeO , які при розчиненні у воді утворюють луги, у зв'язку з чим метали IIA-підгрупи, починаючи з Кальцію, називають *лужно-земельними*. Розчинність

і основні властивості гідроксидів лужно-земельних металів зростають зверху донизу в групі у періодичній системі Д.І.Менделєєва.

Багато елементів у вигляді мінеральних солей, іонів, комплексних сполук і органічних речовин входять до складу живої матерії і є незамінними нутрієнтами, які повинні щоденно застосовуватися з їжею. Роль мінеральних речовин в організмі різноманітна.

Мінеральні речовини поруч з білками, вуглеводами і вітамінами є життєво важливими для побудови хімічних структур живих тканин, для біохімічних і фізіологічних процесів, що лежать в основі життєдіяльності організму. З ними пов'язані процеси кровотворення і зсідання крові. Крім того, вони входять до складу або активізують дію ферментів, гормонів, вітамінів і, таким чином, приймають участь в усіх видах обміну речовин.

Терміновий дефіцит або, навпроти, надлишок мінеральних речовин веде до порушення обміну речовин і захворювання живого організму.

В залежності від кількості мінеральних речовин в організмі людини і продуктах харчування їх поділяють на **макро- та мікроелементи**. Так, якщо масова частка елемента в організмі перевищує $10^{-2}\%$, то його слід вважати **макроелементом**. Частка **мікроелементів** в організмі становить $10^{-3} - 10^{-5}\%$. Якщо вміст елемента нижче ніж $10^{-5}\%$, його вважають **ультрамикроелементом**.

Серед s-елементів до макроелементів відносять атоми Калію, Натрію, Кальцію, Магнію. Серед s-елементів до мікроелементів відносять атоми Стронцію, Літію, Барію та ін..

Атоми **Літію** зменшують вміст холестерину в крові, знижують артеріальний тиск. Недостатня кількість атомів Літію сприяє розвитку психозів, шизофренії. Солі Літію викликають деяке збільшення хронічної коронарної недостатності, при церозі і первинному ракові печінки.

Натрій – це важливий міжклітинний і внутрішньоклітинний елемент, атоми якого приймають участь у створенні необхідної стабільності крові, вони регулюють кров'яний тиск, водний обмін, активізують травні ферменти, регулюють діяльність нервових і м'язових тканин. Потреба людини – 4 – 6 г Натрію на добу, що відповідає 10 – 15 г кухонної солі. Харчові продукти раціону не забезпечують потребу людини в атомах Натрію, тому їжу підсолюють. Найбільше атомів Натрію міститься (мг/100 г) в житньому хлібі – 701, в сирах – 606, в яйцях – 143, в молоці – 51. Надлишок атомів Натрію перевантажує нирки, серце, підвищує кров'яний тиск, тому не слід вживати його більше 4 г на добу.

Калій – іони виявляють сечогінні властивості. Атоми Калію регулюють кислотно-лужну рівновагу в крові. Вони приймають участь в системі нервових імпульсів, активізують роботу деяких ферментів. Вважається, що атоми Калію мають захисні властивості проти небажаної дії надлишку атомів Натрію і нормалізують тиск крові.

Атоми **Калію** – підвищують тонус м'язів серця, регулюють виділення води з організму, збуджують органи кровообігу. Добова потреба людини – 2 – 3 г атомів Калію. Багато атомів Калію міститься (мг/100 г) в сушених

абрикосах (курага) – 1780, в квасолі – 1144, в картоплі – 429, в м'ясі воловому – 338, в яблуках – 248.

Атоми **Кальцію** утворюють структурну основу костного скелету, впливають на проникність клітинних мембран, стискають стінки судин, приймають участь в процесах згортання крові. Вони впливають на нервово-м'язову збудженість, кислотно-основну рівновагу, функцію ендокринних залоз, активізують ряд ферментів, сприяють протизапальній дії. Добова потреба дорослої людини становить 800 мг атомів Кальцію. Найбільше атомів Кальцію містять (мг/100 г) кисломолочні сири – 140, молоко – 118, крупи вівсяні – 65.

Атоми **Магнію** є активними каталізаторами ферментативних процесів, приймають участь у вуглеводному обміні, побудові кісток та зубів, регулюють нормальну збудливість нервової системи. В організмі вони тісно пов'язані з обміном атомів Кальцію і Фосфору. Частина атомів Магнію міститься в кістках, а друга – у вигляді іонів усередині клітин. Добова потреба людини – 400 мг. Надлишок атомів Магнію знижує засвоюваність атомів Кальцію. Оптимальним між атомами Кальцію і Магнію є співвідношення 1:0,5. Джерелом атомів Магнію для людини є хліб та круп'яні вироби. Значну кількість атомів Магнію містять горіхи та овочі.

p-Елементи

До ***p-сімейства*** відносять елементи, в яких останній валентний електрон займає *p*-підрівень зовнішнього рівня. Тобто, елементи, що стоять у головних підгрупах III-VIII груп періодичної системи Д.І.Менделєєва, є *p*-елементами і загальна електронна формула їх ns^2np^{1-6} , де *n* – головне квантове число.

Найважливіші властивості елементів – валентність, окисно-відновна здатність, металічний і неметалічний характер – обумовлюються будовою їх атомів. Із збільшенням порядкового номеру елемента в періоді зростає енергія іонізації, енергія спорідненості до електрону і електронегативність у *p*-елементів. У підгрупах *p*-елементів зверху донизу константи зменшуються, тому що із збільшенням числа електронних шарів розміри атомів, як правило, збільшуються, і зовнішні валентні електрони знаходяться далі від позитивного ядра.

Валентні електрони *p*-елементів розташовані на зовнішньому енергетичному рівні, при цьому максимальна валентність дорівнює сумі зовнішніх *s*- і *p*-електронів і визначає номер групи елемента (виключення – атоми Нітрогена, Флуору, Оксигену).

Більшість *p*-елементів відноситься до неметалів, тому що на зовнішньому рівні у них знаходиться три і більше електронів. Такі елементи, як Al, Ge, Pb, Sb, Bi та ін. умовно розглядають як металічні, хоч вони зберігають багато властивостей неметалів.

Валентність *p*-елементів при утворенні гідрогенових сполук відповідає числу електронів, які необхідно приєднати до атому для завершення стійкої 8-електронної зовнішньої оболонки.

При зростанні порядкового номера р-елементів у межах групи зверху донизу неметалічні властивості зменшуються, а металічні зростають, отже, основні властивості оксидів і гідроксидів посилюються, а кислотні зменшуються. Якщо р-елемент проявляє змінний ступінь оксидації, то із зростанням ступеня оксидації збільшуються кислотні властивості його оксидів і гідроксидів.

Атоми р-елементів виявляють змінну валентність, при цьому для атомів, що належать до парних груп періодичної системи Д.І.Менделєєва, вона - парна, а у непарних групах – непарна. Це явище пояснюється розпарюванням р-електронів при збудженні. На відміну від елементів s- (крім Гідрогену), d-сімейств, що проявляють здебільшого відновні властивості, р-елементи можуть виявляти окисно-відновну двоїстість, тому що вони мають на зовнішньому рівні від трьох до восьми електронів. У зв'язку з цим більшість р-елементів схильна до реакції диспропорціювання, де один і той же елемент є окисником і відновником. Для кислот, утворених р-елементами, у проміжному ступені оксидації також характерна реакція диспропорціювання.

Серед р-елементів до макроелементів відносять атоми Карбону, Нітрогену, Фосфору, Хлору, Оксигену, Сульфур. Серед р-елементів до мікроелементів відносять атоми Кремнію, Йоду, Броду, Фтору, Алюмінію, Селену.

Атоми **Карбону** входять до складу усіх тканин і клітин у формі білків, жирів, вуглеводів, вітамінів, гормонів.

Атоми **Нітрогену** – складова частина амінокислот, білків, вітамінів, гормонів.

Атоми **Фосфору** відіграють значну роль в обміні речовин, бере участь у побудові кісткової тканини, зубів, входить до складу нуклеїнових кислот, коферментів, фосфоліпідів, які є основними компонентами клітинних мембран. Додова потреба становить приблизно 1200 мг фосфору. Основним джерелом Фосфору є молоко та хліб. Атоми Фосфору містить сир голландський – 544 мг/100 г, квасоля - 541мг/100 г, крупа вівсяна – 360 мг/100 г, печінка волова – 342 мг/100 г. Багато Фосфору міститься в рибі, м'ясі, квасолі, горосі. Треба мати на увазі, що надлишок атомів Фосфору в організмі призводить до втрати кістками атомів Кальцію, а надлишок атомів Кальцію – призводить до сечокам'яної хвороби. Оптимальним між атомом Кальцію і атомом Фосфору є співвідношення 1:1,5.

Атоми **Алюмінію** впливають на ферментативні процеси, розвиток тканин, на обмін атомів Фосфору.

Оксиген належить до числа найважливіших елементів, становить основу живих систем. Окиснення кисигеном поживних речовин – вуглеводів, білків, жирів є основою джерела енергії, необхідної для роботи органів і тканин живих організмів.

Сульфур життєво необхідний макроелемент, входить до складу багатьох біологічних молекул – білків, амінокислот, гормонів, вітамінів.

Людині на добу потрібно 1 г атомів Сульфуру, що задовольняється білоквмісними харчовими продуктами (м'ясо, риба, яйця).

Атоми **Селену** в комплексі з якою - небудь кислотою входять до складу активних центрів декількох ферментів, які можуть захищати клітини від руйнівної дії органічних пероксидів та H_2O_2 .

Галогени у вигляді різних сполук входять до складу тканин людини і тварини. Атоми Хлору та Йоду є незамінними елементами, вони є постійними складовими частинами тканин.

Хлор – макроелемент, разом з атомами Натрію забезпечує утворення хлоридної кислоти соку шлунку, регулює тиск крові. Добова потреба людини – 2 г, але з сіллю його надходить 6 – 9 г, що шкодить організму. Тому в багатьох випадках рекомендують використовувати кухонну сіль в обмеженій кількості. Порівняно багато атомів Хлору міститься (мг/100 г) в сирах – 880, в яйцях – 106, в молоці – 106, в м'ясі воловому - 76.

Флуор – це мікроелемент, необхідний для формування зубів. Брак атомів Фтору викликає їх карієс, а надлишок – плямистість емалі і дистрофію. Людина отримує на добу з водою 1 – 1,5 мг атомів Флуору, з їжею – 0,23 – 0,35 мг Там, де вміст атомів Фтору в воді становить 0,7 і менше мг/дм³, – поширюється хвороба зубів – так званий карієс. Вивчаючи хімічний склад здорових та уражених зубів, вчені помітили, що при карієсі майже наполовину менше атомів Флуору в зубах. Людина отримує на добу з водою 1 – 1,5 мг атомів Флуору, з їжею – 0,23 – 0,35 мг.

Атоми **Йоду** – беруть участь в утворенні гормону щитовидної залози. При їх нестачі розвивається зобна хвороба. Добова потреба людини – 100 – 260 мкг. Атоми Йоду містяться в рослинних і тваринних продуктах морських районів. На кількість атомів Йоду в продуктах впливає їх вміст у ґрунті території, з якої збирався урожай. У випадку продуктів, що бідні на атоми Йоду, щоб попередити захворювання на зоб, застосовують йодовану сіль.

Земна поверхня містить $3 \cdot 10^{-3}$ процентів атомів **Брому**. А на поверхні в ґрунтах його трохи менше – $2 \cdot 10^{-4}$ процентів. У повітрі атомів Брому більше порівняно з іншими мікроелементами. Рослини мають здатність вбирати атоми Брому із зовнішнього середовища, тому концентрація цього мікроелемента в наземних рослинах на півпорядка вища, ніж у ґрунтах, а в морських водоростях майже на півтора порядки більше, ніж у морській воді. В організм людини атоми Брому надходять переважно з харчовими продуктами тваринного походження, які містять його більше, ніж продукти рослинного походження.

Організм дорослої людини потребує цього елемента 2,0 – 3,0 мг на добу.

При різних патологічних станах організму, коли порушується нормальне співвідношення між процесами збудження та гальмування в корі мозку, атоми Брому нормалізують діяльність кори і нервової системи в цілому.

Плюмбум, Станум – ультрамікроелементи. В продукти харчування ці елементи потрапляють з різних джерел, наприклад, атоми Плюмбуму – від посуду, припоїв, обладнання, газів автотранспорту; атоми Стануму – від полуди металевих банок. Атоми Плюмбуму і Стануму містяться в деяких продуктах переважно тваринного походження в кількості: Атоми Плюмбуму – 0,05 – 0,1 мг/кг, атоми Стануму – в тих же продуктах в кількості 0,003 - 0,006 мг/кг. У таких пропорціях вони не шкодять організму людини.

d –Елементи

Загальна електронна формула елементів d-сімейства $(n-1)d^{1-10}ns^{1-2}$, де n - головне квантове число. **d-Елементи** складають побічні підгрупи періодичної системи Д.І.Менделєєва, їх називають **перехідними**. Усі 32 елементи цього сімейства є метали, тому що їх атоми на зовнішньому енергетичному рівні містять один або два електрони (за виключенням Паладію). Внаслідок цього атоми перехідних елементів мають порівняно невисокі потенціали іонізації і у сполуках, як і s-елементи, виявляють тільки позитивні ступені оксидації. Однак між металами головних і побічних підгруп є і суттєва різниця: для утворення хімічних зв'язків атоми перехідних елементів можуть використовувати не тільки зовнішній електронний шар (як s-елементи), але також й d-електрони і вільні d-орбіталі передостаннього шару. Тому для більшості d-елементів характерний цілий ряд ступенів оксидації, кислотно-основних і окисно-відновних властивостей.

Серед d-елементів до мікроелементів відносять атоми Феруму, Кобальту, Купруму, Хрому, Цинку, Молібдену, Мангану, Ніколю.

Атоми **Хрома** входять до складу рослинних і тваринних організмів. Атоми **Молібдена** входять до складу різних ферментів. Атоми **Мангану** входять до складу неорганічних сполук організму. Атоми **Ферума** містяться у тканинах рослин і тварин. Атоми **Кобальта** входять до складу вітаміну В₁₂. **Купрум** – необхідний мікроелемент живих організмів.

РОЛЬ ОКРЕМИХ МІНЕРАЛЬНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Елемент	Добова потреба, мг	Функція/місце знаходження в організмі	Джерело
Na	1100-3300	Забезпечення та регуляція осмотичного тиску і водно-електролітного обміну, активація ферментів травлення	Кухонна сіль, крупи, сир
K	2000-5500	Регуляція осмотичного тиску і водно-електролітного обміну, передача нервового імпульсу, робота серця	Курага, чорнослив, ізюм, морська капуста, квасоля, горіх, картопля

Ca	800-1200	Формування кісткової тканини, бере участь у процесах м'язового скорочення і згортання крові	Вода, молоко, молочні продукти
Mg	300-400	Формування кісткової тканини, кофактор ферментів, регулює нервово-м'язову збудженість, роботу серця	Пшеничні висівки, крупи, бобові, курага, чорнослив
Cl	3200	Регуляція осмотичного тиску, бере участь в утворенні шлункового соку, активатор ряду ферментів	Кухонна сіль
PO₄³⁻	800-1200	Формування кісткової тканини, входить до складу нуклеїнових кислот, фосфоліпідів, макроергічних сполук	М'ясо, риба, молоко, зернові, овочі
SO₄²⁻	10	Обмін ліпідів і вуглеводів (входить до складу ацетил-КоА)	Яєчний білок, м'ясо, риба
Fe	10-15	Входить до складу гемоглобіну крові, деяких ферментів, білків	М'ясо, печінка, яйця, овочі, картопля, зернові
Zn	15	Участь у реакціях біосинтезу білка і метаболізму нуклеїнових кислот; вплив на активність статевих гормонів	Печінка, м'ясо, бобові
Cu	1,5-3,0	Утворення еритроцитів, розвиток скелету, ЦНС і сполучної тканини; входить до складу білків	Печінка, яєчний жовток, зелені овочі
Mn	2,0-5,0	Як кофактор в ряду ферментативних систем відіграє роль в процесах синтезу мукополісахаридів, холестерину, гемоглобіну та ін.	Журавлина, чай, овочі, фрукти

Co	0,2	Входить до складу вітаміну B ₁₂	Риба
Se	0,05-0,07	Антиоксидантні властивості	Зерно, зернові продукти, м'ясо (субпродукти)
I	0,15	Входить до складу гормону щитовидної залози тироксину.	Морепродукти: морська риба, печінки тріски, морська капуста

Приклад. В якому періоді і в якій групі знаходяться елементи, атоми яких мають таку будову зовнішнього та передостаннього електронних шарів: а) $2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; б) $3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$? До якого електронного сімейства відносяться ці елементи? Назвіть найвищий ступінь окисації. Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі?

Розв'язання. Кількість енергетичних рівнів у атомі дорівнює номеру періоду, в якому знаходиться даний елемент.

а) Електрони атома розташовані на трьох енергетичних рівнях, таким чином, цей елемент знаходиться у третьому періоді. Загальне число електронів s- і p-підрівнів останнього (зовнішнього) електронного шару дорівнює трьом, це означає, що елемент розташований у третій групі, головній підгрупі. У 3-му періоді, третій групі головної підгрупи знаходиться Алюміній. У атома Алюмінію останній електрон розташований на p-підрівні, отже, елемент належить до p-електронного сімейства. Віддаючи три електрони із зовнішнього рівня, атом Алюмінію перетворюється в іон зі ступенем окисації +3. Формула оксиду – Al_2O_3 . Атоми Алюмінію впливають на ферментативні процеси, розвиток тканин, на обмін атомів Фосфору.

б) Електрони атома розташовані на чотирьох квантових рівнях, отже, даний елемент знаходиться у четвертому періоді. Загальне число s-електронів зовнішнього рівня і незавершеного d-підрівня дорівнює семи, отже, елемент розташований у сьомій групі, побічній підгрупі. У четвертому періоді, VII групі побічній підгрупі знаходиться Манган. Останній електрон займає d-підрівень, Манган – d-елемент. Вищий ступінь окисації +7. Формула оксиду, що відповідає такому ступеню окисації, Mn_2O_7 . Атом Мангану необхідний для нормального перебігу різноманітних фізіологічних процесів у організмі людини. Атоми Мангану є складовою частиною ферментативних систем, складовою частиною всіх тканин організму, впливають на білковий та вуглеводний обмін, на окисно-відновні процеси в організмі. Атоми Мангану підвищують обмін жирів і цим захищають печінку від відкладання жиру, беруть участь в процесі кровотворення, містяться в продуктах рослинного і тваринного походження.

**Завдання для самостійної роботи за темою
«Будова атома. Мінеральні речовини. Макро- та мікроелементи»**

17. В якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 3s^2 3p^4$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

18. В якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 3s^2$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

19. В якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 3d^6 4s^2$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

20. В якому періоді, групі і підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 2s^2 2p^3$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

21. В якому періоді, групі і підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 3s^2 3p^5$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

22. В якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 3s^2 3p^3$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

23. В якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 5s^2 5p^5$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

24. В якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 4s^2$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

25. В якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 3d^5 4s^2$? До

якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

26. В якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 3d^{10}4s^1$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

27. В якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 4s^24p^4$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

28. В якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 3d^{10}4s^2$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

29. В якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 3s^1$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

30. В якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 4s^1$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

31. В якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 3d^54s^1$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

32. В якому періоді, групі, підгрупі періодичної системи елементів знаходиться елемент, електронна формула якого має закінчення $\dots 3s^23p^4$? До якого електронного сімейства хімічних елементів він відноситься? Яку функцію виконує цей елемент в живому організмі? В яких харчових продуктах він знаходиться?

ТЕМА 3. ВОДА. РОЗЧИНИ. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ.

Вода не є харчовою речовиною, але життєво необхідна як стабілізатор температури тіла, переносник нутрієнтів (харчовальних речовин), реагент і реакційне середовище.

Вода – важлива складова продуктів харчування.

Вода входить до складу харчових продуктів в різних кількостях. Так, у свіжих плодах і овочах міститься 70 – 95% води, в горіхах – 10 – 14% , в хлібі – 23 – 48 %, в борошні – 1- 15%, в м'ясі – 52 – 78 %, в молоці – 78 – 90%, в тваринних топлених жирах – 0,2 – 0,5%, в цукрі – 0,15 – 0,40%.

Кількість води в харчових продуктах впливає на їх калорійність, товарний вигляд, смак, запах, здатність до зберігання та інші властивості.

Продукти з високим вмістом вологи мають низьку калорійність, поживність, як правило, менший термін зберігання, бо нестійкі при зберіганні. В них швидко розвиваються мікроорганізми, активно відбуваються біохімічні процеси. Тому молоко, молочні продукти, м'ясо, риба, деякі плоди (ягоди) і овочі (салатно-шпинатні) є товарами, що швидко і надто швидко псуються.

Так, м'ясо, риба швидко уражаються бактеріями, а плоди й овочі – пліснявими грибами. Зерно з високою вологістю при зберіганні скоро зігрівається, проростає. Продукти, що містять мало вологи, навпаки, містять більше харчових речовин, є більш калорійними, здатні до тривалого зберігання. Також довго зберігається борошно, крупи, сухі плоди. З втратою частини води продукти, особливо хлібобулочні вироби, сири, свіжі плоди і овочі, втрачають смак, товарний вигляд – всихаються, зморщуються, в'януть.

Властивості харчових продуктів залежать як від масової частки води в них, так і від форми зв'язку її з окремими компонентами. В залежності від цього розрізняють хімічно зв'язану, адсорбційно зв'язану, осмотично поглинену та капілярну воду.

Вільною вважається вода змочування, яка здебільшого є на поверхні продукту, її кількість коливається в межах 0,5 - 2,5%. Вміст вологи в продукті виражається сумарним вмістом в ньому води всіх видів зв'язку, крім хімічно-зв'язаної. При висушуванні вона не виділяється з продукту.

Хімічно зв'язана вода знаходиться у складі кристалогідратів. Кристалогідрати неорганічних сполук поширені у природі. Атом Оксигену гідроксильної групи сполучений з атомами інших елементів за допомогою міцного ковалентного зв'язку. Міцність зв'язку між речовиною і кристалізаційною водою у кристалогідратах різна. Багато з них втрачають кристалізаційну воду вже при кімнатній температурі. Так, прозорі кристали соди ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), якщо залишити їх лежати на повітрі, швидко втрачають воду і перетворюються у порошок. Щоб зневоднити деякі інші кристалогідрати, необхідне нагрівання до температури вище 100°C (прожарювання).

В харчових продуктах, складовими компонентами яких є органічні сполуки, вода у вигляді кристалогідратів зустрічається рідко. При їх прожарюванні вода може виділитися за рахунок відщеплення гідроксильних груп ($-\text{OH}$) від молекул окремих сполук.

Адсорбційно зв'язана вода виникає в результаті концентрування молекул води у поверхневому шарі колоїдних частинок продукту. Ця вода

входить до складу міцел різних гідрофільних колоїдних розчинів, наприклад, розчинів білків.

Процес сполучення за допомогою адсорбційних сил молекул води з молекулами речовини називається *гідратацією*, а сама вода – *гідратаційною*. Гідратація супроводжується виділенням тепла (екзотермічний процес). Залежно від природи речовини механізм дії адсорбційних сил різний. Так, у випадку речовини з іонною структурою (наприклад, солі) молекули води утримуються біля іону речовини силами іон-дипольної взаємодії. У речовин із молекулярною структурою (наприклад, білки, вуглеводи) молекули води з'єднуються з речовиною за рахунок диполь-дипольної взаємодії. Полярні молекули води орієнтуються відносно полярних, які входять до складу молекул, наприклад, високомолекулярних сполук. Орієнтація виникає також внаслідок утворення водневих зв'язків.

У гідратному шарі молекули води залишаються хімічно не зв'язаними з молекулами речовини, але властивості води у цьому шарі змінюються: активність знижується, меншими стають пружність пари (тиск насиченої пари) і діелектрична стала, більшою стає густина тощо. Гідратаційна вода кристалізується при значно нижчій температурі, ніж звичайна. Тому гідратаційна вода у насінні рослин і спорах мікроорганізмів при низьких температурах не утворює кристалів льоду, що можуть пошкодити структуру клітин, і вони здатні витримувати низькі температури.

Адсорбційно зв'язану воду містять і мікрогетерогенні системи, до яких належать порошки крохмалю, розмір часточок яких 6 – 150 мк, борошна – 50 – 800 мк тощо. Її кількість залежить від розміру часточок і питомої поверхні (поверхні 1 г речовини). Чим менші часточки і більша питома поверхня, тим більшу кількість адсорбційно зв'язаної води вони можуть містити. При нагріванні така адсорбційно зв'язана вода легко переходить у пару.

Осмотично поглинена вода. Деякі продукти можуть перебувати у желеподібному стані, наприклад, драглі. Еластичні гелі або драглі утворюються фібрилярними (волокнистими) молекулами білків та іншими волокнистими структурами, між якими виникають зв'язки. При цьому утворюється тривимірна просторова сітка, ячейки (комірки) якої заповнюються молекулами води. Вода, що знаходиться у просторі цієї структурної сітки, називається осмотично поглиненою водою. Вона може легко проникати всередину структурної сітки, так як всередині концентрація розчиненої фракції речовини більша, ніж зовні. Осмотично поглинена вода при висушуванні продуктів видаляється раніше ніж адсорбційна вода. До еластичних гелів належать волокна м'язових тканин, шкіра, колаген тощо.

Капілярна вода – знаходиться в капілярах, радіус яких може бути більший 10^{-5} см (макрокапіляри) і менший 10^{-4} см (мікрокапіляри).

Воду в капілярах можна вважати вільною. Вона переміщується по капілярах у вигляді рідини або пари. Утримується капілярна вода в проміжках структурно-капілярної системи продуктів за рахунок капілярних сил. При механічному пошкодженні цієї системи у продуктах, наприклад, при нарізанні м'яса, риби, овочів частково втрачається їх клітинний сік.

Капілярна й осмотично зв'язана вода у свіжих плодах і овочах складає до 95%, у м'язах тварин і риб знаходиться 45 – 55% осмотично зв'язаної води, 40 – 45% – капілярної і 6,7 – 7,5 % – адсорбційної.

Різні стани води у харчових продуктах пов'язані між собою, між ними не спостерігається чіткої межі. При переробці й зберіганні продуктів вода може переходити із однієї форми в іншу.

Вода – одна з найважливіших складових усіх організмів. Вона міститься усередині та зовні клітин і в замкнених порожнинах. Біологічні рідини організмів, – кров, лімфа, різні соки, це розчини різних речовин у воді. Вода складає основу рідких **дисперсних систем** організму. До **дисперсних** належать системи, які складаються з подрібнених часточок однієї речовини, рівномірно розподілених у масі другої речовини. Подрібнену речовину називають **дисперсною фазою**. Речовина, в якій розподілені часточки дисперсної фази, називається **дисперсійним середовищем**. У більшості дисперсних систем організмів вода є дисперсійним середовищем. За ступенем подрібнення (розміром часточок дисперсної фази) розрізняють істинні розчини, колоїдні розчини та зависі (таблиця 3).

Таблиця 3

Класифікація дисперсних систем

Назва системи	Розмір часточок дисперсної фази	Приклад системи
Істинні розчини: іонні, молекулярні	Менше 10^{-7} см	Розчини кислот, основ, солей. Розчини моносахаридів, спиртів, естерів, етерів
Колоїдні розчини: ліофільні – рідкі (золі) та желеподібні (драгли), ліофобні – рідкі (золі)	10^{-7} см – 10^{-5} см	Розчини полісахаридів та білків. Золі металів.
Зависі: суспензії, емульсії	Більше 10^{-5} см	Завись еритроцитів у плазмі крові. Молоко, завись жирових крапель у воді

Істинні розчини гомогенні, прозорі, між часточками дисперсної фази і дисперсійним середовищем відсутня поверхня розділу. Дисперсною фазою в істинних розчинах є окремі молекули, або іони низькомолекулярних сполук, які проходять через паперові фільтри та тваринні (напівпроникні) мембрани.

Колоїдні системи належать до гетерогенних систем. Часточки дисперсної фази проходять через паперові фільтри, але не проходять через тваринні мембрани. Колоїдний розчин розсіює світло. При бічному освітленні колоїдного розчину на шляху проходження променів спостерігається конус із яскравим світінням (конус Тіндаля).

Найбільш важливий вид розчинів – рідкі розчини. Вони мають важливе значення у практичній діяльності людини. Так, процеси засвоєння їжі людиною і тваринами пов'язані з переводом поживних речовин у розчин. Розчинами є найважливіші фізіологічні рідини (кров, лімфа). Багато різних виробництв пов'язано з використанням розчинів.

Однією з характеристик любого розчину є його **концентрація**.

Концентрацією розчину називають вміст розчиненої речовини у певній масовій або об'ємній кількості розчину або розчинника. Існують такі способи вираження концентрації розчинів: **масова частка, молярна, моляльна, молярна концентрація еквівалента, титр**.

1. Масова частка розчиненої речовини – це без розміру фізична величина, що дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до загальної маси розчину, тобто

$$\omega = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}} 100\%,$$

де ω – масова частка розчиненої речовини; $m_{\text{речовини}}$ – маса розчиненої речовини; $m_{\text{розчину}}$ – загальна маса розчину.

Масову частку звичайно виражають у частках одиниці або у відсотках. Масова частка у відсотках показує число грамів (одиниць маси) речовини, що міститься у 100 г (одиниць маси) розчину. Наприклад, масова частка розчиненої речовини – сульфатної кислоти – у воді дорівнює 5%. Це означає, що у розчині сульфатної кислоти масою 100 г міститься сульфатна кислота масою 5 г і вода масою 95 г.

2. Молярна концентрація $C(X)$ – відношення кількості розчиненої речовини у молях $n(X)$, що міститься у розчині, до об'єму (V) розчину, тобто

$$C(X) = \frac{n(X)}{V}, \text{ або } C(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V},$$

де $C(X)$ – молярна концентрація частинок X ; $n(X)$ – кількість речовини частинок X , що міститься у розчині; V – об'єм розчину, $m(X)$ – маса речовини X , $M(X)$ – молярна маса речовини. Основною одиницею вимірювання є моль/дм³. Приклади запису молярної концентрації: $C(\text{HCl}) = 1 \text{ моль/дм}^3$, $C(\text{H}^+) = 1 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3$.

Розчин, у 1 дм³ (літрі) якого міститься 1 моль розчиненої речовини, називають **молярним**. Якщо у 1 дм³ (літрі) розчину міститься 0,1 моль розчиненої речовини, то він називається децимолярним, 0,01 моль – сантимольним, 0,001 – мілімолярним. Молярна концентрація після чисельного значення звичайно позначається літерою M . Наприклад, 1М NaOH – молярний розчин натрій гідроксиду, 1 дм³ такого розчину містить 1 моль речовини або 40г/моль = 40 г NaOH.

3. Моляльна концентрація $v(X)$ – відношення кількості розчиненої речовини у молях $n(X)$ до маси розчинника m .

$$v(X) = \frac{n(X)}{m},$$

де $v(X)$ – молярна концентрація частинок X ; $n(X)$ – кількість речовини розчинених частинок X , моль; m – маса розчинника, кг.

4. Молярна концентрація еквівалента $C(1/zX)$ – відношення кількості розчиненої речовини еквівалента $n(1/zX)$ у розчині до об'єму V розчину, одиниця вимірювання – моль/дм³.

$$C\left(\frac{1}{z} X\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z} X\right)}{V},$$

де: $C(1/z X)$ – молярна концентрація еквівалента;

$n(1/z X)$ – кількість речовини еквівалента;

V – об'єм розчину, дм³.

Розчин, в 1 дм³ якого міститься 1 моль еквівалента розчиненої речовини, називають **нормальним**. Після чисельного значення звичайно застосовують скорочення "н". Наприклад, 1н.Н₂SO₄. Молярна маса еквівалента кислоти, основи, солі не є постійною речовиною і залежить від реакції, в якій приймає участь кислота, основа, сіль.

5. Титр – це число грамів розчиненої речовини A , що міститься в 1 см³ (мл) розчину:

$$T_A = \frac{m}{V}, \text{ г/см}^3 \quad \text{або} \quad T_A = \frac{C(1/z A) \cdot M(1/z A)}{1000}, \text{ г/см}^3,$$

де T_A – титр; m – число грамів речовини A ; V – об'єм розчину (см³).

При розв'язанні задач необхідно пам'ятати закон еквівалентів, який можна представити такою формулою:

$$C\left(\frac{1}{z} A\right) \cdot V(A) = C\left(\frac{1}{z} B\right) \cdot V(B)$$

Приклад. Обчислити масову частку у відсотках, молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента розчину Н₃РO₄, що отримали при розчиненні 18 г кислоти Н₃РO₄ у 282 см³ води, якщо густина розчину 1,031 г/см³. Чому дорівнює титр цього розчину?

Розв'язання. а) Масова частка показує число грамів речовини, що міститься у 100 г розчину (у відсотках). Масу 282 см³ можна прийняти за 282 г, тоді маса розчину, що отримали, становить 18 + 282 = 300 г, а $\omega = 18 \cdot 100/300 = 6\%$;

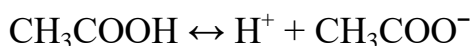
б) Молярна концентрація показує число молей розчиненої речовини, що міститься в 1 дм³. Маса 1 дм³ розчину становить 1031 г. Маса кислоти в 1 дм³ дорівнює: $x=1031 \cdot 18/300=61,86$ г, кількість речовини – $61,86/97,99=0,63$ моль ($M(\text{H}_3\text{PO}_4)=97,99$ г/моль), молярна концентрація – 0,63 М;

в) Молярна концентрація еквівалента показує число моль еквівалентів, що міститься в 1 дм³. $M(^{1/2} \text{H}_3\text{PO}_4) = M(\text{H}_3\text{PO}_4)/3 = 97,99/3 = 32,66$ г/моль, $C(^{1/2} \text{H}_3\text{PO}_4) = 61,86/32,66 = 1,89$ н.;

г) Титр – кількість грамів розчиненої речовини, що міститься в 1 см³ розчину. $T = 61,86/1000 = 0,06186$ г/см³.

При вивченні теми “Розчини” необхідно згадати основні положення теорії електролітичної дисоціації, поняття про сильні та слабкі електроліти, форми запису рівнянь електролітичної дисоціації у молекулярній та іонній формі.

До рівноваги, що встановлюється в розчині слабого електроліту між молекулами та іонами, можна застосувати закони хімічної рівноваги і записати вираз константи рівноваги. Наприклад, для електролітичної дисоціації оцтової кислоти



константа рівноваги має вигляд:

$$K_q = [\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}]$$

Константа рівноваги, що відповідає дисоціації слабого електроліту, називається **константою дисоціації**. Величина K_q залежить від природи розчинника, а також від температури, але не залежить від концентрації розчину. Вона характеризує здатність даної кислоти або даної основи розкладатися на іони: чим вище значення K , тим легше електроліт дисоціює.

Якщо позначити концентрацію електроліту, що розпадається на два іони, через C , а ступінь електролітичної дисоціації в даному розчині через α , то концентрація кожного з іонів буде $C\alpha$, а концентрація молекул, що не продисоціювали $C(1-\alpha)$. Тоді рівняння константи дисоціації може прийняти вигляд:

$$K_q = \alpha^2 C / (1-\alpha).$$

Це рівняння дає можливість обчислювати ступінь електролітичної дисоціації при різних концентраціях електроліту, якщо відома його константа дисоціації. Користуючись цим рівнянням, можна також визначати константу дисоціації електроліту, знаючи ступінь дисоціації за тією чи іншою концентрацією.

Для розчинів, у яких дисоціація електроліту дуже мала, рівняння спрощується: $K \approx \alpha^2 C$, або $\alpha \approx \sqrt{K/C}$, оскільки за таких умов $\alpha \leq 1$.

Константа дисоціації кислоти є мірою сили цієї кислоти. Для таких кислот як хлоридна, яка практично повністю дисоціює у водному розчині, константа дисоціації має дуже велику величину. І навпаки, для слабких кислот константа дисоціації має надзвичайно мале значення. Тому для зіставлення сили кислот зручніше користуватися замість їх констант дисоціації величинами pKq , які визначаються такою формулою: $pKq = -lgKq$.

Багатоосновні кислоти та основи двох- і більше валентних металів дисоціюють ступінчасто. pKq приймає значення в інтервалі від 1 до 14. Сильні кислоти мають низькі значення pKq , а слабкі кислоти – високі значення. Багатоосновні кислоти, наприклад, фосфатна, характеризуються декількома константами дисоціації. Вони називаються першою, другою та третьою константами дисоціації і позначаються відповідно Kq_1 , Kq_2 , Kq_3 .

Електроліти відіграють колосальну роль в життєдіяльності організмів, зокрема в організмі людини. Наявність у фізіологічних рідинах електролітів помітно впливає на розчинність білків, амінокислот та інших органічних сполук, особливо низькомолекулярних з полярним характером молекул. Здатність електролітів утримувати воду у вигляді гідратів перешкоджає зневодненню організму.

Зневоднення організму при нестачі в ньому електролітів не може бути усунути повною мірою тільки посиленням прийняттям води. Дефіцит електролітів і втрата організмом води, що зв'язана з цим, призводить перш за все до згущення крові, це несприятливо впливає на всю динаміку кровообертання.

Загальний вміст води в організмі людини в розрахунку на середню масу 70 кг становить 42 кг, або 60% від усієї маси. При цьому $\frac{2}{3}$ від усієї кількості зосереджено у внутрішньоклітинних рідинах (еритроцитах, клітинах м'язової тканини тощо), а $\frac{1}{3}$ - у позаклітинних (плазмі крові, тканинній рідині, лімфі тощо). В плазмі крові знаходиться $\sim 3,5$ кг води.

У водному середовищі відбуваються різні хімічні та фізико-хімічні процеси. За участю води відбуваються реакції гідролізу складних органічних сполук, із водою різні речовини надходять у клітини і виводяться з них як продукти обміну. Частина води в організмі утворюється як продукт окиснення органічних сполук і називається ендогенною водою.

За нормальних умов з організму людини за добу виділяється приблизно $2,5 \text{ дм}^3$ води. Стільки ж води за добу людині необхідно вжити (таблиця 4).

У здорової людини в організмі має місце водна рівновага. В організмі людини нестача води призводить до підвищення в'язкості крові, а надлишок – вимивання з організму солей, навантаження на серце, нирки тощо. Втрата приблизно $\frac{1}{3}$ від усієї кількості води, що знаходиться у внутрішньоклітинних рідинах, небезпечна, а втрата $\frac{2}{3}$ вже є смертельною.

Таблиця 4

Приблизний водний обмін людини

Надходження води		Виділення води	
Джерело	Кількість,	Виділення води	Кількість, дм^3

	дм ³		
Рідина та рідка їжа	1,2	Нирки (сеча)	1,4 – 1,5
Тверді харчові продукти	1,0	Шкіра	0,5
Ендогенна вода	0,3	Легені	0,5

Тому порушення нормального електролітного балансу організму може мати дуже неприємні наслідки. Необхідно, щоб постійна втрата електролітів поповнювалася з їжею та питною водою.

Порушення обміну катіонів в організмі призводить до адинамії – м'язової слабкості, до припинення або різкого послаблення рушійної активності. Серед катіонів, виключаючи Н⁺, найбільше значення мають Na⁺ і К⁺, що виявляються практично в усіх тканинах і рідинах.

При нормальному стані організму вміст еквівалентів катіонів в плазмі крові становить в середньому 154 ммоль/дм³ і приходиться в основному на долю іонів Натрію, Калію, Кальцію та Магнію. Серед аніонів, загальний вміст яких в плазмі крові становить теж ~ 154 ммоль/дм³, значна частка приходиться на хлорид- та гідрокарбонат – іони, а також багатозарядні макроіони білків. За вмістом окремих катіонів і аніонів дуже близька до плазми крові так звана проміжна (інтерстиціальна) рідина. Ці дві позаклітинні рідини істотно відрізняються за своїм складом від внутришньоклітинних рідин (таблиця 5).

Таблиця 5

Вміст окремих іонів в рідинах організму людини

Іони	Позаклітинні рідини		Внутришньоклітинні рідини
	Плазма крові	Інтерстиціальна рідина	
Натрій Na ⁺	142	147	35
Калій K ⁺	5	4	115
Кальцій Ca ²⁺	5	2,5	5
Магній Mg ²⁺	2	2	27
Усього катіонів	154	155,5	182
Хлорид-іони Cl ⁻	103	114	25
Гідрокарбонат-іони HCO ₃ ⁻	27	30	10
Макроіони білку	16	1	47
Аніони органічних кислот			

Гідрофосфат- дигідрофосфат-іони	i	5	7,5	–
Сульфат-іони		2	2	80
Усього аніонів		1	1	20
		154	155,5	182

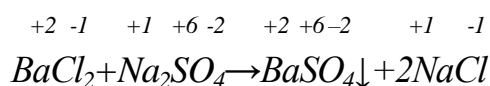
Існують різноманітні методи визначення вологи в харчових продуктах.

Так, для визначення загального вмісту вологи використовують висушування до постійної маси або титрування за модифікованим методом Карла Фішера. В першому випадку вміст вологи розраховують за різницею маси зразка до і після висушування в сушильній шафі за температури 100-105°C. Це стандартний метод визначення вологи в техно-хімічному контролі харчових продуктів. Метод потребує багато часу. Другий метод заснований на використанні реакції окиснення-відновлення за участю йода та Сульфур(IV) оксиду, яка відбувається в присутності води. Вміст вологи в продуктах розраховується за кількістю йода, який витрачається на титрування. Метод дуже точний та швидкий.

Для визначення вільної та зв'язаної вологи використовують, наприклад, такі методи як диференційована скануюча калориметрія, термогравиметрія, діелектричні вимірювання, вимірювання теплоємності, ядерний магнітний резонанс.

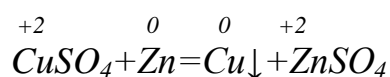
Окисно-відновні реакції

Хімічні реакції класифікують за зміною ступеня окиснення елементів, які входять до складу реагуючих речовин і продуктів реакції. До першої групи належать реакції, що відбуваються без зміни ступеня окиснення елементів, наприклад:

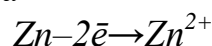


До другої — реакції, в яких ступінь окиснення елементів реагуючих речовин і продуктів реакції змінюється. Такі реакції називають **окисно-відновними**.

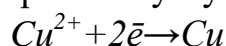
Зміна ступеня окиснення атомів елементів пов'язана з тим, що валентні електрони від одних атомів або іонів переходять до інших або зміщуються. Прикладом окисно-відновних реакцій може бути реакція витиснення металу з розчину його солі іншим металом:



Металічний цинк виступає в ролі відновника, бо його атоми переходять у стан позитивного іона



і передають свої валентні електрони іону Купруму(II)



Отже, іони Купруму виступають у ролі окисника.

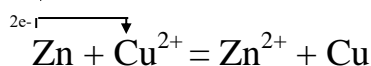
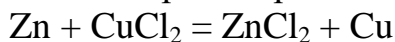
При складанні рівняння окисно-відновної реакції необхідно знати хімічні формули реагентів і продуктів реакції. Продукти реакції визначають дослідним шляхом: в деяких випадках їх можна передбачити, беручи до уваги властивості реагентів. Якщо реакція відбувається в розчині, то в ній може брати участь вода.

Класифікація окисно-відновних реакцій

У реакціях окиснення-відновлення донор електронів (що віддає) і акцептор електронів (що приймає) можуть знаходитися у складі однієї речовини або у різних речовинах. В залежності від цього окисно-відновні реакції поділяють на:

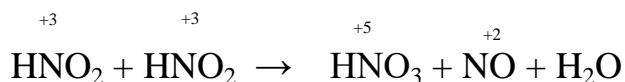
- міжмолекулярні реакції:

Атоми, що виконують функцію донора та акцептора електронів, знаходяться в різних речовинах.

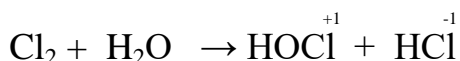


- реакції диспропорціювання:

Перехід електронів у даному типі реакцій здійснюється між *однаковими* елементами однієї речовини.



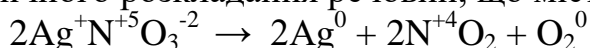
Ці елементи можуть знаходитися, як у зазначеному вище прикладі, у різних молекулах, так і в одній молекулі речовини.



Тому що реакції диспропорціювання передбачають перехід двох атомів з однакових ступенів окиснення в різні, ступінь окиснення елементів до реакції повинна бути проміжною, що дозволяє їм виступати в ролі як донора, так і акцептора електронів.

- внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції:

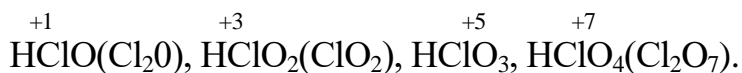
Перехід електронів у цих реакціях відбувається між атомами, що належать одній молекулі, у результаті чого утворюються більш прості речовини. Внутрішньомолекулярні реакції протікають, як правило, під час термічного розкладання речовин, що містять окисник і відновник.



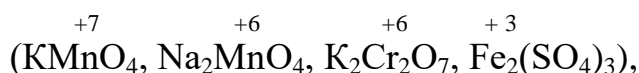
Відомо два методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій: **електронного балансу і іонно-електронний (метод напівреакцій)**. Основою обох методів є те, що в окисно-відновних процесах загальна кількість електронів, що віддає відновник, дорівнює загальній кількості електронів, що приєднує окисник.

Речовини, до складу яких входять атоми, здатні приєднувати електрони, тобто знижувати свій ступінь окиснення, називають окисниками.

До окисників відносять прості речовини: кисень, вільні галогени, сірку, бо вони мають велику електронегативність. Окисниками є різні сполуки галогенів з позитивними ступенями окиснення, такі, як

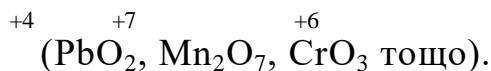


До активних окисників належать також нітратна кислота, концентрована сульфатна кислота, солі металів з вищими ступенями окиснення



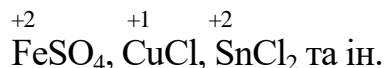
пероксиди ($\overset{-1}{\text{Na}_2\text{O}_2}, \overset{-1/2}{\text{KO}_2}$),

оксиди металів з вищими ступенями окиснення



Речовини, що містять у своєму складі атоми, здатні віддавати електрони і підвищувати свій ступінь окиснення, називають відновниками.

До відновників належать вільні метали, бо вони здатні лише віддавати електрони. Чим активніший метал, тим він і активніший відновник. Із сполук металів відновниками будуть ті, в яких той чи інший метал проявляє нижчий ступінь окиснення. Так, у ролі відновників можуть виступати



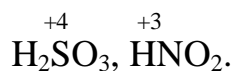
Відновниками можуть бути галогеноводні та галогеніди, в яких ступінь окиснення галогенів -1 .

Речовини, що містять у своєму складі елементи з максимальним або мінімальним ступенями окиснення, можуть бути відповідно лише **окисниками**



або тільки **відновниками** ($\overset{-2}{\text{H}_2\text{S}}, \overset{-3}{\text{NH}_3}$).

Речовини, що містять у своєму складі елементи з проміжним ступенем окиснення, можуть бути як окисниками (при дії більш активного, ніж вони, відновника), так і відновниками (при дії більш енергійного, ніж вони, окисника, наприклад,



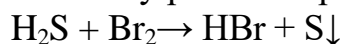
Окиснення завжди супроводжується відновленням. Один процес не може відбуватися без другого, тому що вони пов'язані лише з переміщенням

матеріальних частинок — електронів, а не знищенням або створенням останніх. Ось чому в рівняннях окисно-відновних реакцій необхідно зрівнювати кількості відданих і приєднаних електронів за допомогою коефіцієнтів біля реагуючих атомів або іонів.

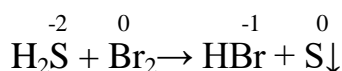
Для складання рівнянь окисно-відновних реакцій необхідно встановити ступінь окиснення кожного елемента, що входить до складу реагуючих сполук і продуктів реакції.

Визначивши ступені окиснення, слід виділити ті атоми або іони, ступінь окиснення яких змінюється; зазначити окисник і відновник (якщо необхідно, то і середовище). Потім потрібно підібрати коефіцієнти в рівнянні реакції так, щоб загальна кількість відданих електронів дорівнювала загальній кількості приєднаних.

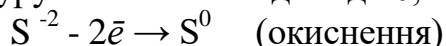
Простим прикладом окисно-відновної реакції може бути взаємодія сірководню з бромною водою, в результаті якої утворюється вільна сірка й бромоводень. Спочатку записують схему рівняння реакції:



Визначають ступені окиснення атомів елементів до реакції і після неї: зміна ступеня окиснення відбувається у Бромі і Сульфурі:

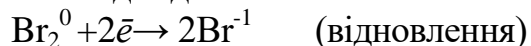


Ступінь окиснення Сульфурі змінюється від -2 до 0, тобто:



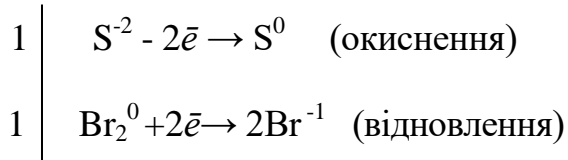
Процес віддачі електронів, що супроводжується підвищенням ступеня окиснення елемента, називається окисненням.

Електрони, що віддає Сульфур, приєднують атоми Бромі; ступінь окиснення Бромі змінюється від 0 до -1.



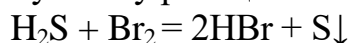
Процес приєднання електронів, що супроводжується зниженням ступеня окиснення елемента, називається відновленням.

Підбирають стехіометричні коефіцієнти для сполук, атоми яких змінюють ступені окиснення. Для даної реакції баланс «електронного обміну» такий:



Враховуючи те, що кількість втрачених відновником електронів повинна дорівнювати кількості електронів, яку приєднує окисник, знаходять спільний множник для двох електронно-іонних рівнянь. Для даного випадку цей спільний множник дорівнює 2.

Отже, з однією молекулою H_2S в реакцію вступає одна молекула бромі. Знайдені коефіцієнти підставляють у схему реакції:



Розглянуте рівняння реакції є найпростішим прикладом окисно-відновного процесу.

На процес окиснення — відновлення дуже впливають концентрації окисника й відновника. Збільшення концентрації окисника або зменшення концентрації відновника збільшує окиснювальну дію окисника.

Можливість і характер перебігу окисно-відновного процесу іноді залежить від середовища. Наприклад, у кислому середовищі сильний окисник перманганат-іон MnO_4^- відновлюється до Mn^{2+} , у лужному середовищі іони Мангану Mn^{2+} легше стають відновниками, окиснюючись до Mn^{+4} (іноді до Mn^{+6}). У нейтральному і слабо лужному середовищах окиснення і відновлення сполук Мангану приводить до утворення оксиду Мангану (IV). У сильно лужному середовищі сполуки Мангану окиснюються й відновлюються до манганат-іона (MnO_4^{2-}).

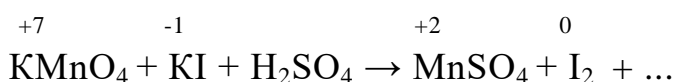
На практиці часто доводиться обчислювати еквівалент речовин не тільки за реакціями обміну, а й за окисно-відновними. Треба вміти визначити еквівалент відновника й окисника.

Еквівалент речовини в окисно-відновних реакціях — це кількість речовини, що віддає або приєднує один електрон.

Молярна маса еквівалента речовини в реакціях окиснення — відновлення дорівнює молярній масі цієї речовини, поділеній на кількість електронів, які приєднує 1 моль окисника або віддає 1 моль відновника.

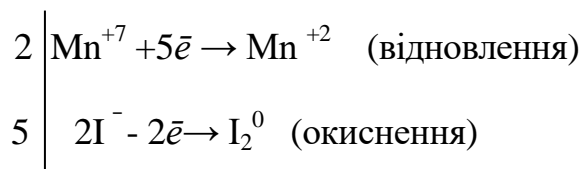
Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Взаємодія калій перманганату з калій йодидом за наявності сульфатної кислоти призводить до знебарвлення малинового розчину і виділення йоду. Ця реакція відбувається за схемою:



Встановлюють, що ступінь окиснення Мангану змінився від +7 до +2, а Йоду від -1 до 0, тобто Манган відновився (калій перманганат - окисник), а Йод окиснився (калій йодид — відновник).

Щоб обчислити найважливіші коефіцієнти (перед окисником і відновником), необхідно скласти електронний баланс рівняння:



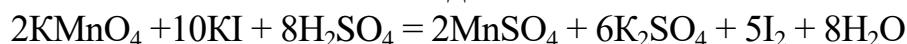
Оскільки кількість втрачених Йодом електронів повинна дорівнювати кількості електронів, що приєднує Манган, знаходять спільний множник для цих двох рівнянь. Рівність втрачених і приєднаних електронів буде тоді, коли 10 йодид-іонів віддадуть 10 електронів, а два іони Мангану приєднають 10 електронів.

Отже, множники 2 і 5 визначають коефіцієнти відповідно біля Мангану та Йоду в рівнянні окисно-відновної реакції; ці коефіцієнти можуть бути

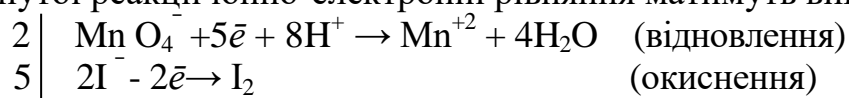
перенесені в молекулярне рівняння як основні. Розглянуту реакцію можна записати так:



Нарешті, треба обчислити другорядні коефіцієнти, тобто ті, що стоять біля сполук з елементами, які не змінюють свої ступені окиснення. Треба врахувати кількість іонів K^+ , SO_4^{2-} , атомів Оксигену та іони Гідрогену. Сульфат-іони потрібні для зв'язування не тільки іона Mn^{2+} , а й Калію, іони Гідрогену зв'язують усі вісім атомів Оксигену у молекули води. Отже, рівняння матиме такий остаточний вигляд:

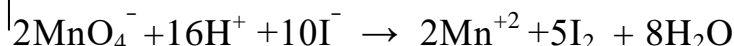
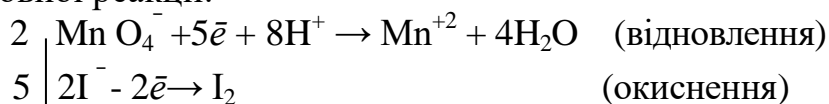


Для складання рівнянь окисно-відновних реакцій краще застосовувати іонно-електронний метод; він більш правильно відображає суть процесу. Так, для розглянутої реакції іонно-електронні рівняння матимуть вигляд:



Перше рівняння процесу («напівреакції») відновлення перманганат-іона показує, що під час перетворення іона MnO_4^- в катіон Mn^{2+} чотири атоми Оксигену, що звільнились, мають зв'язатися в чотири молекули води. Для цього і потрібні вісім іонів Гідрогену. Друге рівняння процесу («напівреакції») окиснення Йоду показує, що цей процес відбувається без участі іонів Гідрогену.

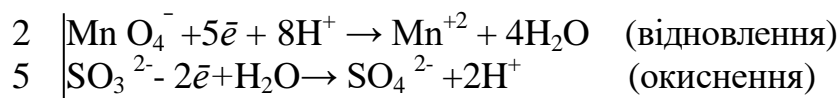
Знаходять спільний множник для цих двох іонно-електронних рівнянь (двох «напівреакцій»), додають рівняння процесів відновлення і окиснення, враховуючи множники 2 і 5; одержують сумарне іонне рівняння даної окисно-відновної реакції:



Одержане рівняння реакції можна подати тепер і в молекулярній формі:



Приклад 2. Знайти молярну масу еквівалента калій перманганату в реакції:

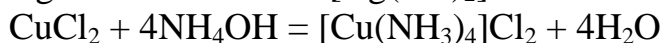
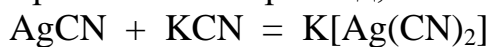


У цій реакції перманганат-іон відновлюється, приєднуючи 5 електронів,

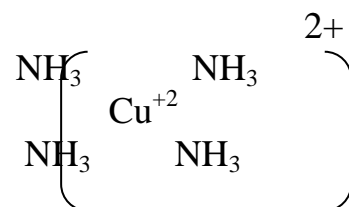
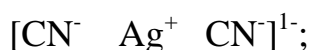
$$\text{тому: } M\left(\frac{1}{z} \text{KMnO}_4\right) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158,6}{5} = 31,72 \text{ г / моль}$$

Комплексні сполуки

Серед неорганічних сполук численну групу складають координаційні або комплексні сполуки. Вони утворюються при взаємодії молекул двох або більше речовини. Наприклад,



У молекулі комплексної сполуки один з атомів (зазвичай позитивно заряджений) займає **центральне місце** і називається **комплексоутворювачем** або **центральним атомом** (у наведених прикладах Ag^+ ; Cu^{2+}). Комплексоутворювач **координує** навкруги полярні молекули або протилежно заряджені іони (наприклад, NH_3 , CN^- , OH^-), що називаються **лігандами**. Комплексоутворювач і ліганди складають **внутрішню сферу** комплексної сполуки, яку зазвичай беруть в квадратні дужки:



Кількість лігандів, що розташовані навколо комплексоутворювача, визначається його **координаційним числом** (к.ч.).

Спостерігається певна залежність між величиною координаційного числа і зарядом комплексоутворювача.

Так, якщо заряд +1, к.ч.=2;

якщо заряд +2, к.ч.=4 и 6;

якщо заряд +3, к.ч.=6 и 4;

якщо заряд +4, к.ч.=8 и 6 тощо.

У даних прикладах комплексоутворювач Ag^+ має координаційне число два (к.ч.=2), Cu^{+2} - чотири (к.ч.=4).

Внутрішня сфера є комплексним іоном, заряд його дорівнює алгебраїчній сумі зарядів комплексоутворювача і лігандів. Наприклад, заряд комплексного іона $[\text{Ag}^+(\text{CN})_2]^{-1}$ дорівнює: $(+1)+2(-1)=-1$; заряд комплексного іона $[\text{Fe}^{+3}(\text{CN})_6]^{-3}$ дорівнює: $(+3) + 6(-1) = -3$.

Іони, що не увійшли до внутрішньої сфери, складають **зовнішню сферу** комплексної сполуки. Сумарний заряд зовнішньої сфери дорівнює за величиною, але протилежний за знаком заряду комплексного іона, так що комплексна сполука електронейтральна: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $3(+1)+(+3) + 6(-1)=0$.

У разі незарядженої внутрішньої сфери зовнішня сфера відсутня, наприклад, $[\text{Co}^{+3}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ $(+3) + 3(-1)=0$.

Типовими комплексоутворювачами являються катіони d-елементів (Ag^+ , Cd^{2+} , Cu^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} , Co^{2+} , Pt^{4+} , Co^{3+} та ін.), які мають перехідні від 8 до 18-електронних рівнів, вільні енергетичні комірки в останньому (іноді в передостанньому рівні). У них менше, ніж у s-елементів радіуси і більше

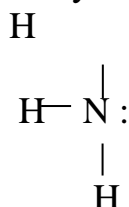
густина заряду. Вони легко поляризують аніони і полярні молекули. Комплексоутворювачами можуть бути і інші частки, в певних умовах здатні до комплексоутворення. Наприклад, р-елементи: Pb^{2+} , Al^{3+} , Sn^{2+} , N^{3-} і інші.

Найважливішими лігандами є полярні молекули (H_2O , NH_3 , CO та ін.), кислотні залишки (CN^- , NO_2^- , Cl^- , F^- , J^- , CNS^- , $S_2O_3^{2-}$ та ін.) і гідроксильні іони OH^- .

В комплексній сполуці можуть знаходитися як однорідні ліганди, так і різнорідні.

Так, катіон Cr^{3+} може утворювати комплексні іони складу $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$, $[Cr(OH)(H_2O)_5]^{2+}$, $[Cr(OH)_2(H_2O)_4]^+$, $[Cr(OH)_6]^{3-}$ та ін.

В утворенні хімічного зв'язку між комплексоутворювачем і лігандами велику роль грає **донорно-акцепторний механізм**. Так, при утворенні аміаку міді $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ молекули амоніаку проявляють донорні властивості за рахунок неподіленої електронної пари, що знаходиться на останньому енергетичному рівні атома Нітрогену:



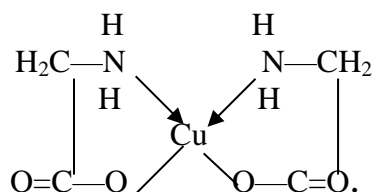
Іон Cu^{2+} надає вільні 4s- і три 4p-орбіталі. Внаслідок sp^3 -гібридизації іон Купруму має чотири вільні гібридні орбіталі, на яких розташовуються неподілені електронні пари чотирьох молекул амоніаку. Комплекс має тетраедричну структуру, яка і визначає деякі його властивості.

Основні класи комплексних сполук.

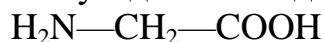
Комплексні сполуки численні і різноманітні за складом і властивостями.

Найважливішими типами комплексних сполук є наступні:

1. **Амінокомплекси** (ліганди - молекули амоніаку). Наприклад:
 $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ – тетраамінкупрум(II) сульфат;
 $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ – гексаамінкобальт(II) хлорид.
2. **Аквакомплекси** (ліганди - молекули води). Наприклад:
 $[Cu(H_2O)_4]SO_4$ - тетрааквакупрум(II) сульфат;
 $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ – гексааквахром(III) хлорид.
3. **Ацидокомплекси** (ліганди - кислотні залишки: CN^- , Cl^- , $S_2O_3^{2-}$, NO_2^- , $C_2O_4^{2-}$). Наприклад:
 $K_4[Fe(CN)_6]$ – калій гексацианоферат(II),
 $Na[Ag(S_2O_3)]$ – натрій тіосульфоаргентат(I).
4. **Гідроксокомплекси** (ліганди-гідроксогрупи OH^-). Наприклад:
 $K_3[Cr(OH)_6]$ – калій гексагідроксохромат(III),
 $Na_2[Pb(OH)_4]$ - натрій тетрагідроксоплюмбат(II).
5. **Хелатні комплексні сполуки** (в них ліганди утворюють замкнутий цикл із центральним атомом). Наприклад:



Це внутрішньокомплексна сполука атома Купруму, що надає по два координаційних місця кожному з двох лігандів амінооцтової кислоти



Кожна молекула амінооцтової кислоти утворює по два зв'язки з іоном Купруму, утворюючи замкнені п'ятичленні цикли.

Хелати типу внутрішньокомплексних сполук у більшості випадків нерозчинні у воді, не дисоціюють на іони, добре розчиняються в органічних розчинниках, мають яскравий колір.

Гідроксокомплекси утворюють катіони-комплексоутворювачі, яким відповідають амфотерні гідроксиди, що розчиняються як у кислотах, так і лугах. Це, як правило, метали: p- і d-елементи з середнім значенням ступеня окиснення: $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$, $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$, $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$.

Номенклатура комплексних сполук.

Назви комплексних сполук утворюються так: спочатку називають катіон у називному відмінку, потім аніон у називному відмінку. У комплексному іоні спочатку називають ліганди: їхнє число (2- ди(ді), 3- три, 4- тетра, 5- пента, 6- гекса) і назва (NH_3 - амін, H_2O - аква, CN^- -ціано, NO_2^- - нітро, Cl^- - хлоро, I^- - йодо, OH^- - гідроксо, CNS^- - родано та інші). Потім наводять назву комплексоутворювача (у комплексному катіоні – латинська назва елемента в родовому відмінку; у комплексному аніоні – латинська назва з суфіксом “ат”). У дужках показують ступінь окиснення комплексоутворювача (у катіонному комплексі – після його назви, в аніонному – перед). Наприклад:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ – діамінаргентум(I) хлорид

$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ – тетрааквакупрум(II) сульфат

$\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ – калій диціано(I) аргентат

$\text{K}_3[[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - калій гексаціано(III) ферат.

Якщо комплекс містить різні ліганди, спочатку називають ліганди молекули (NH_3 - завжди першим), потім кислотні залишки:

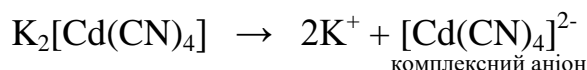
$\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$ – калій діакватетрагідроксоалюмінат;

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ – пентаамінхлороплатина(IV) хлорид.

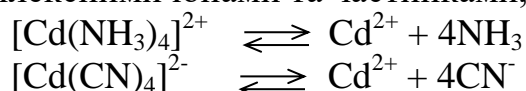
Характер дисоціації комплексних сполук.

Стійкість комплексних іонів.

Між внутрішньою і зовнішньою сферами комплексної сполуки діють сили електростатичного притягання протилежно заряджених іонів, тому в розчинах іони зовнішньої сфери легко відриваються від внутрішньої. Відбувається **первинна дисоціація**. В цьому випадку комплексна сполука дисоціює на 100 відсотків подібно сильним електролітам:



Ліганди, що знаходяться в середині внутрішньої сфери комплексу, зв'язані з комплексоутворювачем ковалентними зв'язками і їх розрив в розчині здійснюється, як правило, у незначній мірі. Ця дисоціація є **вторинною**. Процес цей оборотний, і в розчині встановлюється рівновага між комплексними іонами та частинками, що утворюють їх:



Константи рівноваги цих процесів називаються **константами нестійкості** комплексних іонів ($K_{\text{н}}$). Вони характеризують міцність (ступінь стійкості) внутрішньої сфери комплексу. Наприклад:

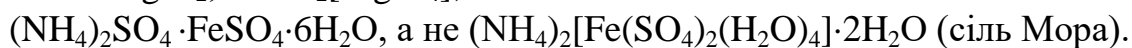
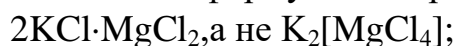
$$K_{\text{н}[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}} = \frac{[\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4}{[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}} = 1 \cdot 10^{-7}$$

$$K_{\text{н}[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}} = \frac{[\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{CN}^-]^4}{[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}} = 1,4 \cdot 10^{-17}$$

Ці константи показують, що комплексний іон $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ більш міцний ніж комплексний іон $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Комплексні іони, що характеризуються великим значенням константи нестійкості, у водному розчині майже цілком розпадаються на комплексоутворювач і ліганди. Так, у розчині солі $\text{K}_2[\text{MgCl}_4]$ рівновага дисоціації $[\text{MgCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$ сильно зміщена вправо, комплексні іони існують тільки в концентрованих розчинах.

Комплексні сполуки з дуже хитливою внутрішньою сферою називають **подвійними солями** і позначають їх не координаційною формулою, а звичайними формулами через крапку. Наприклад,



Подвійні солі – дуже розповсюджені сполуки. Між ними і комплексними сполуками різкої межі немає, відрізняються вони практично ступенем дисоціації комплексного іона. Тобто подвійні солі дисоціюють зразу на 100 відсотків.

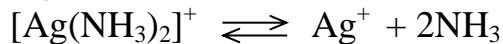
Умови утворення і руйнування комплексних іонів.

Ізомерія комплексних іонів.

Оборотний характер процесу дисоціації комплексних іонів дозволяє руйнувати комплекси, зв'язуючи його складові частини в більш міцні комплекси або малорозчинні сполуки.

Розглянемо взаємодію $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ з KJ і KCN .

У розчині діамінаргентум хлорид - $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ цілком дисоціює на іони $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ і Cl^- , комплексні іони дисоціюють частково:

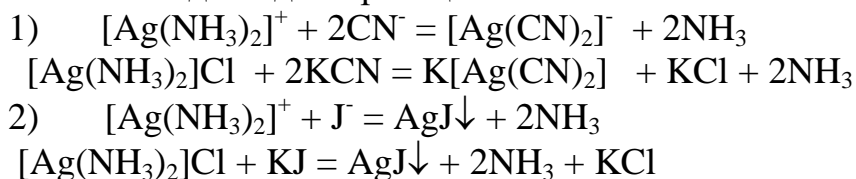


Рівновагу цієї реакції можна змістити цілком вправо, зв'язуючи іони Ag^+ у більш міцний комплекс $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, тому що

$$K_{\text{н}}[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- = 1 \cdot 10^{-21} < K_{\text{н}}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = 9 \cdot 10^{-8}$$

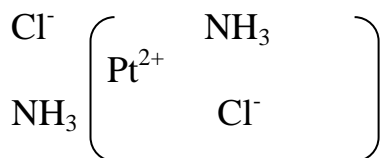
або можна зв'язати іони Ag^+ у важко розчинену сполуку AgJ , для якої $\text{ДР}_{\text{AgJ}} = 1 \cdot 10^{-16} < K[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = 9 \cdot 10^{-8}$.

Рівняння відповідних реакцій можна записати так:

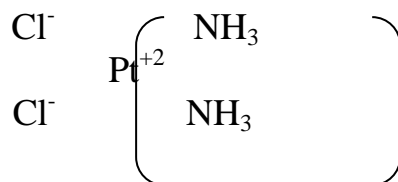


Для комплексних сполук характерна **ізомерія**.

Існує **ізомерія геометрична**, пов'язана з різним положенням лігандів у вузлах кристалічних ґрат відносно комплексоутворювача. Так, комплекс $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ може існувати у вигляді двох просторових ізомерних форм, які відрізняються кольором, розчинністю, реакційною здатністю та іншими властивостями.

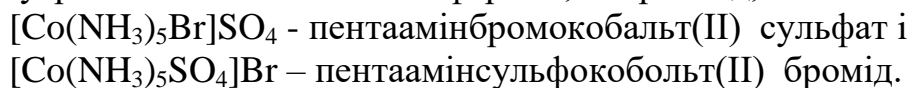


транс-ізомер

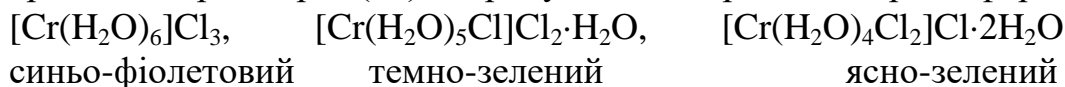


цис-ізомер

Відома **іонізаційна ізомерія**, що визначається різним розподілом іонів між внутрішньою і зовнішньою сферами, наприклад,



Гідратна ізомерія зв'язана з різним розподілом молекул води. Так, кристалогідрати хром(III) хлориду відомі в трьох ізомерних формах:



З явищем гідратної ізомерії зв'язана можливість одержання при випарюванні розчинів відповідних кристалогідратів різної будови і кольору: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ (фіолетового) і $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (зеленого);

$Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ і $Al_2(SO_4)_3 \cdot 27H_2O$ (кристалізується при температурі нижче $9,5^{\circ}C$) та інші.

Аніони за їх здатністю до утворення внутрішньої сфери комплексних сполук можна розташувати у визначені ряди. Так, для комплексоутворювача Cr^{3+} ряд має вигляд: $OH^- > C_2O_4^{2-} > SO_4^{2-} > Cl^-$.

Комплексні сполуки відіграють важливу роль у життєдіяльності організмів. Наприклад, такі найважливіші у фізіологічному відношенні речовини, як хлорофіл і гемоглобін, є складними внутрішньоконкомплексними сполуками.

Приклади розв'язання типових задач

Приклад. Визначте ступінь окиснення та координаційне число комплексоутворювача, а також заряд комплексного іону в сполучі $[Cr(NH_3)_6]Cl_3$. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації цієї комплексної сполуки в водному розчині та вираз для константи нестійкості.

Розв'язання. Запишемо рівняння електролітичної дисоціації:



Враховуючи той факт, що в зовнішній сфері три іона Cl^- , то заряд комплексного іону дорівнює +3. Розрахуємо заряд іону хрома: $x+0 = +3$; $x = +3$. Тоді ступінь окиснення хрома (заряд іону) дорівнює +3. Координаційне число іону Cr^{3+} дорівнює 6. Іон $[Cr(NH_3)_6]^{3+}$ є слабким електролітом, но в незначній мірі оборотно дисоціює за другим ступенем: $[Cr(NH_3)_6]^{3+} = Cr^{3+} + 6NH_3$. Для цього процесу можна записати вираз константи рівноваги у вигляді

$$K = \frac{[Cr^{3+}] \cdot [NH_3]^6}{\{[Cr(NH_3)_6]^{3+}\}}$$

У випадку електролітичної дисоціації комплексного іону константу рівноваги називають константою нестійкості (K_n) цього комплексного іону. Чим менше значення K_n , тим міцніше комплексний іон.

Завдання для самостійної роботи за темою «Вода. Розчини. Окисно-відновні реакції. Комплексні сполуки»

33. Розчин сульфатної кислоти використовується як титрант при визначенні лужності різних харчових продуктів. Обчислити молярну концентрацію та рН розчину сульфатної кислоти, молярна концентрація еквівалента якого дорівнює $0,2$ моль/дм³.

34. Обчислити молярну концентрацію і молярну концентрацію еквівалента розчину кальцій хлориду ($\omega = 20\%$, $\rho = 1,178$ г/см³).

35. Розчин NaOH використовується як титрант при визначенні кислотності різних харчових продуктів. Чому дорівнює молярна концентрація еквівалента розчину NaOH ($\omega = 30\%$, $\rho = 1,328$ г/см³) та рН цього розчину?

36. Розчин HCl використовується як титрант при визначенні лужності різних харчових продуктів. Який об'єм розчину HCl ($\omega=20\%$, $\rho=1,10 \text{ г/см}^3$) необхідно для приготування $1,5 \text{ дм}^3$ $0,2 \text{ н}$ розчину?

37. Розчин сульфатної кислоти використовується як титрант при визначенні лужності різних харчових продуктів. Визначте молярну концентрацію еквівалента 2 М розчину сульфатної кислоти.

38. Який об'єм $0,2 \text{ н}$ розчину Натрій гідроксиду необхідно для осадження у вигляді $\text{Fe}(\text{OH})_3$ всього Феруму, що міститься в 100 см^3 $0,5 \text{ н}$ розчину FeCl_3 ?

39. Визначення потенційної кислотності, що характеризує загальну кількість речовин, які мають кислотний характер, базується на титруванні цих речовин сильними основами (лугами). Визначити кислотність харчового продукту, якщо 12 см^3 його нейтралізується 30 см^3 $0,1 \text{ н}$ розчину Натрій гідроксиду.

40. В якому об'ємі $0,1 \text{ н}$ розчину міститься 8 г CuSO_4 і яку реакцію має розчин цієї солі ($\text{pH} < 7$, $= 7$, > 7)? Відповідь обґрунтуйте відповідними молекулярним та іонним рівняннями.

41. Натрій нітрит (E249) використовують при обробці (посолі) м'яса та м'ясних продуктів для збереження червоного кольору. Знайти масу NaNO_2 , необхідну для приготування 300 см^3 $0,2 \text{ М}$ розчину NaNO_2 , та визначити реакцію такого розчину ($\text{pH} < 7$, $= 7$, > 7).

42. Натрій гідрокарбонат (харчова сода) використовується в виробництві різноманітних борошняних кондитерських виробів. Який об'єм 2 М розчину NaHCO_3 необхідно взяти для приготування 1 дм^3 $0,25 \text{ н}$ розчину?

43. Визначення лужності продуктів базується на титруванні речовин, що мають лужний характер, сильними кислотами. На нейтралізацію 40 см^3 розчину харчової соди витрачено 24 см^3 $0,5 \text{ н}$ розчину розчину HCl. Чому дорівнює лужність розчину харчової соди?

44. Сульфур(IV) оксид, сульфїтна кислота та її солі, наприклад, Na_2SO_3 , гальмують ферментативне потемніння свіжих овочів, картоплі, фруктів. В якому об'ємі 1 М розчину та в якому об'ємі 1 н розчину міститься 42 г Na_2SO_3 ?

45. Який об'єм сульфатної кислоти ($\omega=10\%$, $\rho=1,07 \text{ г/см}^3$) необхідно для нейтралізації розчину, що містить $28,0 \text{ г}$ KOH?

46. Обчислити pH $0,1 \text{ М}$ розчину HOCl ($K=5 \cdot 10^{-8}$). Навести рівняння електролітичної дисоціації цієї кислоти.

47. Константа дисоціації бутиратної кислоти дорівнює $1,5 \cdot 10^{-5}$. Обчислити pH цієї кислоти, якщо концентрація розчину становить $0,005 \text{ М}$.

48. Визначення лужності продуктів базується на титруванні речовин, що мають лужний характер, сильними кислотами. На нейтралізацію 25 см^3 лужного розчину витрачено $14,5 \text{ см}^3$ $0,1 \text{ н}$ розчину розчину HCl. Яка молярна концентрація еквівалента цього лужного розчину?

ТЕМА 4. ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ ХАРЧОВИХ ПРОДУКТІВ.

Виникнення і становлення хімії як науки взаємопов'язано з методами аналізу речовин.

Методи аналізу можна поділити на три групи: 1) хімічні; 2) фізичні; 3) фізико - хімічні. Першим етапом визначення складу речовин за хімічним та фізико-хімічним методами є проведення хімічної реакції. Кінцевий етап визначення полягає в спостереженні зовнішнього ефекту хімічної реакції (якісний аналіз) або кількісному вимірюванні однієї з фізичних властивостей продукту реакції (маси, інтенсивності забарвлення, об'єму тощо).

У загальному випадку хімічний аналіз складається з таких етапів: 1) переведення досліджуваної речовини у розчин; 2) відокремлення елементів, що визначаються, від інших та їх концентрування; 3) якісне виявлення і кількісне визначення. Для відокремлення, концентрування і визначення елементів застосовуються хімічні реакції різних типів.

В основі методів розділення і концентрування елементів лежать реакції осадження, комплексоутворення та окиснення - відновлення. Так, розділення іонів на окремі групи ґрунтується на реакціях осадження. До методів розділення належить хроматографічний аналіз, який полягає у тому, що компоненти суміші по-різному адсорбуються твердою речовиною-адсорбентом.

Харчові системи аналізуються за допомогою різних методів: хімічних, фізико-хімічних, фізичних.

Хімічний аналіз поділяється на:

1. Якісний
2. Кількісний
3. Структурний
4. Системний.

Якісний призначається для якісного виявлення речовин. **Кількісний** встановлює кількість елементів. **Структурний** - для дослідження структур речовин. **Системний** - для визначення складних хімічних систем.

Також методи аналізу поділяються за **способом проведення реакції** на:

"Мокрий" метод - реакції проходять між розчинами (наприклад, отримання барій сульфату);

"Сухий" метод - пірохімічний метод (наприклад, забарвлення полум'я пальника солями в певний колір) і метод розтирання (розтирають дві сухі солі, наприклад, натрій ацетат та натрій гідросульфат - відчувається запах оцту).

Для хімічного аналізу речовин беруть різні кількості досліджуваного розчину і відповідно до цього — різну кількість реактивів. Метод аналізу, в якому використовують 0,1 — 1 г речовини, називається **макрометодом**, якщо використовують менше 0,01 г речовини — **мікрометодом**. Проміжний метод аналізу називається **напівмікрометодом**. У більшості випадків користуються напівмікрометодом. Існує і ультрамікрометод, коли для аналізу

беруть дуже малу кількість речовини, а зовнішній ефект реакції спостерігають під мікроскопом.

Для проведення реакції можна використовувати одну або кілька крапель розчинів досліджуваної речовини на смужках фільтрувального паперу або на годинниковому скельці. Такий метод називається **краплинним**.

Для відкриття того чи іншого іона можна використовувати реакції, в результаті яких утворюються кристали певної форми. Такий метод називається **мікрокристалоскопічним**. Спостерігають за формою кристалів за допомогою мікроскопа або лупи.

Якісний аналіз

Предмет якісного аналізу - розвиток теоретичних основ, розробка нових і вдосконалення існуючих методів, визначення елементного складу речовини.

Задача якісного аналізу - визначення якості речовини, визначення окремих елементів або іонів, що входять до складу речовини, що досліджується, ідентифікація речовини (встановлення аналогії з певними еталонами - стандартами).

У більшості випадків речовину переводять спочатку в розчин, а потім визначають у ньому наявність окремих компонентів - іонів або молекул. Аналіз у розчинах раніше називали «мокрим» методом на відміну від «сухого», за яким усі операції аналізу проводяться із сухими речовинами.

Під час аналізу речовини користуються реакціями, характерними для того чи іншого іона за наявності сторонніх іонів. У тих випадках, коли для якогось іона немає відповідних характерних реакцій, застосовують попереднє розділення іонів.

Якісний аналіз мокрим способом зводиться до виявлення катіонів і аніонів у розчинах солей, основ і кислот. Якісне виявлення іонів у розчині можна виконувати **дробним** (кожний іон виявляють характерними реакціями за наявності інших іонів) і **систематичним** (складну суміш іонів розділяють на окремі групи, в межах яких виявляють окремі іони) методами аналізу.

Розділення іонів на групи в систематичному ході аналізу застосовується тільки при виявленні катіонів. Аналіз аніонів проводиться за іншою схемою.

Розподіл катіонів на аналітичні групи за кислотно – лужною класифікацією

Для зручності проведення аналізу катіони поділяють на окремі аналітичні групи. **Аналітична група** — це група катіонів, яка з певним реактивом (за певних умов) дає подібні аналітичні реакції. Відомі дві класифікації: **сульфідна та кислотно-лужна**.

Сульфідна класифікація ґрунтується на неоднаковій розчинності карбонатів і сульфідів металів.

За кислотно-лужною класифікацією катіони розподіляються на групи щодо їх відношення до сульфатної, хлоридної кислот, їдких лугів та до амоніаку (табл. 6).

Аналіз катіонів із застосуванням сірководню (за сульфідною класифікацією) має ряд недоліків, найголовнішим з яких є робота із сірководнем, що шкідливо для здоров'я; роботу треба виконувати в лабораторії, устаткованій доброю витяжною системою. Виходячи з цього, краще аналіз катіонів проводити за кислотно-лужною класифікацією.

Перша група катіонів (K^+ , Na^+ , NH_4^+) не має групового реактиву; катіони цієї групи не осаджуються ні мінеральними кислотами, ні лугами.

Катіони другої групи (Ag^+ , Pb^{2+} , $[Hg_2]^{2+}$) осаджуються хлоридною кислотою.

Катіони третьої групи (Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+}) осаджуються сульфатною кислотою.

Четверту групу утворюють катіони (Zn^{2+} , Al^{3+} , Cr^{+3} , Sn^{2+} , $Sn(IV)$, $As(III)$, $As(V)$), які не випадають в осад при додаванні надлишку лугу.

Катіони п'ятої групи (Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Mg^{2+} , Bi^{3+} , $Sb(III)$, $Sb(V)$) осаджуються розчином лугу.

Шосту групу утворюють катіони (Hg^{2+} , Cu^{2+} , Cd^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+}), що утворюють гідроксиди, розчинні в надлишку розчину амоніаку ($\omega=25\%$) (утворюються амоніакати).

Таблиця 6
Розподіл катіонів за кислотно-лужною класифікацією

Група	Катіони	Груповий реактив	Сполуки, що утворюються	Групова характеристика
1	K^+ , Na^+ , NH_4^+	Немає		Хлориди, сульфати і гідроксиди розчиняються у воді
2	Ag^+ , Pb^{2+} , $[Hg_2]^{2+}$	2 н розчин HCl	Осади $AgCl$, $PbCl_2$, Hg_2Cl_2	Хлориди нерозчинні у воді
3	Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+}	2 н розчин H_2SO_4	Осади $BaSO_4$, $CaSO_4$, $SrSO_4$	Сульфати нерозчинні (або погано розчинні) у воді і кислотах
4	Zn^{2+} , Al^{3+} , Cr^{+3} , Sn^{2+} , $Sn(IV)$, $As(III)$, $As(V)$	Надлишок 4 н розчину NaOH або KOH	Розчин ZnO_2^{2-} , AlO_2^- , CrO_2^- , SnO_2^{2-} , SnO_3^{2-} , AsO_3^{3-} , AsO_4^{3-}	Гідроксиди розчинні у надлишку NaOH або KOH

5	$\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Bi}^{3+}, \text{Sb(III)}, \text{Sb(V)}$	Надлишок розчину NH_4OH ($\omega=25\%$)	Осади $\text{Fe(OH)}_2, \text{Fe(OH)}_3, \text{Mn(OH)}_2, \text{Bi(OH)}_3, \text{Sb(OH)}_3, \text{H[Sb(OH)}_6], \text{Mg(OH)}_2,$	Гідроксиди нерозчинні у надлишку NaOH або KOH
6	$\text{Cu}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Cd}^{2+}$	Надлишок NH_4OH ($\omega=25\%$)	$[\text{Cu(NH}_3)_4]^{2+}, [\text{Co(NH}_3)_4]^{2+}, [\text{Ni(NH}_3)_6]^{2+}, [\text{Cd(NH}_3)_4]^{2+}, [\text{Hg(NH}_3)_4]^{2+}$	Гідроксиди розчинні у надлишку розчину амоніаку з утворенням амоніакатів

Розподіл аніонів на аналітичні групи

Аніони поділяють на аналітичні групи. Групові реактиви використовуються не для відокремлення груп аніонів, а для того, щоб зробити висновок: чи варто далі проводити реакції для виявлення кожного з іонів даної групи.

В основу класифікації аніонів покладена різна розчинність солей Барію і Аргентуму. Усі аніони можна поділити на три аналітичні групи (табл.7).

Таблиця 7

Розподіл аніонів на аналітичні групи

Група	Аніони	Груповий реагент	Характеристика групи
1	$\text{SO}_4^{2-}, \text{CO}_3^{2-}, \text{PO}_4^{3-}, \text{SO}_3^{2-}, \text{SiO}_3^{2-}, \text{CrO}_4^{2-}, \text{MnO}_4^-$ тощо	Барій хлорид в нейтральному або слабколужному середовищі	Солі Барію, що мало розчиняються у воді
2	$\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{S}^{2-}, \text{SCN}^-$ тощо	Аргентум нітрат в присутності нітратної кислоти	Солі Аргентуму, що не розчиняються у воді та розведених нітратній кислоті
3	$\text{NO}_3^-, \text{CH}_3\text{COO}^-, \text{NO}_2^-$	Групового реагента немає.	Солі Барію і Аргентуму розчинні у воді

До **першої аналітичної групи** аніонів відносяться аніони: $\text{SO}_4^{2-}, \text{CO}_3^{2-}, \text{PO}_4^{3-}, \text{SO}_3^{2-}, \text{SiO}_3^{2-}, \text{CrO}_4^{2-}, \text{MnO}_4^-$ тощо. Ці аніони утворюють з катіоном Ba^{2+} солі, що мало розчиняються у воді, але за виключенням Барій сульфату, добре розчиняються у розведених мінеральних кислотах. Тому виділяти аніони цієї групи у вигляді осадів груповим реагентом – Барій хлоридом –

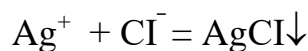
можна тільки в нейтральному або слабколужному середовищі. Аніони першої аналітичної групи утворюють з катіонами Аргентуму солі, що розчиняються у розведеній нітратній кислоті, а Аргентум сульфат розчиняється навіть у воді.

До *другої аналітичної групи* аніонів відносяться іони: Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , SCN^- тощо. Ці аніони утворюють з катіонами Ag^+ солі, що не розчиняються у воді та розведеній нітратній кислоті. Груповим реагентом другої групи аніонів є Аргентум нітрат в присутності нітратної кислоти (в цих умовах аніони першої групи не дають осаду з аніонами Ag^+). Барій хлорид з аніонами другої групи осадів не утворює.

До *третьої групи* аніонів відносяться іони NO_3^- , CH_3COO^- , NO_2^- тощо. Катіони Ba^{2+} і Ag^+ з аніонами даної групи не утворюють осадів, групового реагента на іони третьої групи немає.

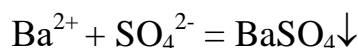
Приклад. Як можна розділити і підтвердити наявність в розчині іонів: Ag^+ , Ba^{2+} , NO_3^- ? Наведіть можливі рівняння реакцій в іонному вигляді.

Розв'язання. Катіон Ag^+ за кислотно-лужною класифікацією відноситься до другої групи катіонів, груповим реагентом якої є хлоридна кислота (2н). Тому дією цим розчином на вихідний розчин утворюється осад білого кольору (AgCl):



Цей осад розчиняється в надлишку розчину амоніаку ($\omega = 25\%$) з утворенням у воді комплексної сполуки $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. Таким чином, переведенням катіону Ag^+ в осад у вигляді Аргентум хлориду і відокремленням цього осаду можна розділити катіон Ag^+ від інших іонів.

В розчині, що залишився після відокремлення осаду AgCl , можна підтвердити наявність катіону Ba^{2+} , тому що Барій хлорид розчинний у воді і в осад не випадає. Катіон Ba^{2+} відноситься до катіонів третьої аналітичної групи і дією групового реагента H_2SO_4 можна перевести Ba^{2+} в осад у вигляді BaSO_4 – осаду, що не розчиняється у воді і кислотах:



У розчині, що залишається після відокремлення осаду BaSO_4 , підтверджуємо наявність NO_3^- - аніону третьої аналітичної групи аніонів, яка не має групового реагента (Аргентум і Барій нітрати розчинні у воді) дією дифеніламіном в присутності H_2SO_4 (конц). Поява інтенсивного синього забарвлення свідчить про наявність аніону NO_3^- в розчині.

Таким чином, нами доведено, що у досліджуваному розчині знаходилися катіони Ag^+ та Ba^{2+} і аніон NO_3^- .

**Завдання для самостійної роботи за темою
«Якісний аналіз харчових продуктів»**

49. На чому заснований принцип аналітичної класифікації катіонів? Скільки та які аналітичні групи катіонів існують в кислотно-лужній класифікації?

50. Розподіліть катіони Fe^{2+} , Cu^{2+} , Ba^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} на аналітичні групи, вкажіть групові реагенти та їх дію на ці катіони, складіть відповідні рівняння реакцій.

51. Що називають груповим реагентом? Які реакції є загальними, а які - специфічними? Наведіть приклади.

52. Розподіліть катіони Mn^{2+} , Al^{3+} , Ag^+ , Ba^{2+} , Cu^{2+} на аналітичні групи, вкажіть групові реагенти та їх дію на ці катіони, складіть відповідні рівняння реакцій.

53. Яку реакцію називають аналітичною (якісною)? Які вимоги до неї надаються? Що таке чутливість хімічної реакції?

54. За якою ознакою катіони Ag^+ , Pb^{2+} утворюють окрему аналітичну групу? Яка розчинність їх хлоридів у воді та як це використовують в аналізі?

55. Розподіліть катіони Ni^{2+} , Mn^{2+} , Cr^{3+} , Ca^{2+} , Pb^{2+} на аналітичні групи, вкажіть групові реагенти та їх дію на ці катіони, складіть відповідні рівняння реакцій.

56. На чому заснований принцип аналітичної класифікації аніонів? Які ви знаєте аналітичні групи аніонів?

57. Розподіліть катіони Cr^{3+} , Ca^{2+} , Ni^{2+} , Pb^{2+} , Mn^{2+} на аналітичні групи, вкажіть групові реагенти та їх дію на ці катіони, складіть відповідні рівняння реакцій.

58. Яке значення для аналітичних досліджень харчової сировини та продуктів харчування має визначення рН? Визначте рН розчину, концентрація іонів H^+ якого дорівнює $1 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³.

59. Розподіліть катіони Fe^{3+} , Ag^+ , Al^{3+} , Co^{2+} на аналітичні групи, вкажіть групові реагенти та їх дію на ці катіони, складіть відповідні рівняння реакцій.

60. Яке значення мають процеси гідролізу солей в якісному аналізі харчової сировини та продуктів харчування? Наведіть приклади.

61. Яке значення для аналітичних досліджень харчової сировини та продуктів харчування мають процеси комплексоутворення? Наведіть приклади.

62. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна підтвердити наявність в харчовій сировині або продуктах харчування таких аніонів: PO_4^{3-} , CH_3COO^- , CO_3^{2-} .

63. Розподіліть аніони SO_4^{2-} , Br^- , SO_3^{2-} , NO_2^- , Cl^- на аналітичні групи, вкажіть групові реагенти та їх дію на ці аніони, складіть відповідні рівняння реакцій.

64. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна підтвердити наявність в харчовій сировині або продуктах харчування таких іонів: PO_4^{3-} , Fe^{3+} , Cl^- .

ТЕМА 5. КІЛЬКІСНИЙ АНАЛІЗ ХАРЧОВИХ ПРОДУКТІВ.

Методи *кількісного аналізу* також поділяються на хімічні, фізичні і фізико-хімічні.

До хімічних методів кількісного аналізу відносяться гравіметричний (ваговий), титриметричний (об'ємний) і газовий аналізи.

Гравіметричний (ваговий) аналіз

Гравіметричний (ваговий) аналіз базується на вимірюванні маси елемента, що визначається. Для цього ту складову частину, що визначають, виділяють або в чистому вигляді (наприклад, відганяють H_2O , CO_2 тощо), або у вигляді певної сполуки (осаджують у вигляді важкорозчинної сполуки).

В основі гравіметричного аналізу лежать **закони**:

- сталості складу, відповідно до якого відношення маси елементів, що входять до складу речовини, завжди однакове;
- закон еквівалентів, за яким маси елементів, що приймають участь в реакції, завжди проявляють постійне і незмінне відношення один до одного;
- закон збереження маси речовин тощо.

В гравіметричному аналізі можна виділити три типи гравіметричних досліджень визначень: **відгонка, виділення, осадження**.

В методах **відгонки** компонент, що визначається, кількісно відганяють у вигляді леткої речовини. Відокремлення частини, яка визначається, здійснюють шляхом нагрівання аналізуємої речовини або дією відповідних реагентів, що супроводжується виділенням летких продуктів. Методи відгонки бувають прямі і непрямі.

В загальному вигляді при розрахунках процентного вмісту компонента, що визначається прямим методом відгонки, використовують формулу:

$$X = \frac{g}{a} \cdot 100\%,$$

де g – маса речовини, яка визначається за збільшенням маси приладу, що поглинає, г; a – наважка зразку речовини, що аналізується, г.

Процентний вміст леткого компонента при непрямому визначенні розраховують за формулою:

$$X = \frac{(a - a_1)}{a} \cdot 100\%,$$

де a – наважка зразку речовини, що аналізується, г; a_1 – маса речовини після видалення летких компонентів, що визначаються, г.

В методах **виділення** компонент, що визначають, кількісно виділяють у вільному стані з аналізуємої речовини і зважують на аналітичних терезах. Розрахунки результатів визначення за методом виділення:

$$X = \frac{g}{a} \cdot 100\%,$$

де g – маса компонента, що визначається g ; a – наважка зразка речовини, що аналізується, g .

В методах **осадження** компонент, що визначається, кількісно осаджують хімічним способом у вигляді малорозчинної сполуки суворо постійного складу. Осад, що утворився, промивають, висушують, прожарюють. При цьому осад перетворюється в речовину точно відомого складу, яку і зважують на аналітичних терезах.

Основні операції гравіметричного аналізу:

- відбір середньої проби;
- узяття наважки;
- розчинення наважки;
- осадження;
- перевірка на повноту осадження;
- фільтрування;
- перевірка на повноту відмивання;
- висушування;
- прожарювання;
- зважування осаду;
- розрахунок.

В гравіметричному аналізі розрізняють: **форму осадження**, тобто форму, у вигляді якої осаджують речовину, що визначається, і **гравіметричну(вагову) форму**, тобто форму, у вигляді якої речовину, що визначається, зважують. Форма осадження і вагова форма повинні відповідати певним вимогам.

Вимоги, яким повинна відповідати форма осадження:

- осад повинен бути малорозчинним (розчинність не більше 10^{-7} - 10^{-8} моль/дм³);
- осад повинен бути крупнокристалічним;
- необхідно, щоб форма осадження достатньо легко перетворювалась в вагову форму.

Вимоги, яким повинна відповідати гравіметрична форма:

- точна відповідність складу хімічній формулі;
- достатня хімічна стійкість (не взаємодіяти з повітрям, вуглекислим газом тощо);
- вміст компоненту, що визначається, в ваговій формі повинен бути як можна меншим.

Гравіметричний аналіз застосовується при визначенні вологи та золи в сировині та продуктах харчування, мінерального складу, для визначення загального вмісту харчових волокон, пектину тощо.

Титриметричний (об'ємний) аналіз

Титриметричний (об'ємний) аналіз базується на точному вимірюванні об'єму розчину, в якому міститься певна сполука, та об'єму, що витрачається на реакцію з нею реактиву, для якого відома точна концентрація (молярна концентрація еквівалента або титр).

Розчин, титр якого встановлено з високою точністю, називають **робочим титрованим або стандартним розчином**.

Процес поступового додавання робочого титрованого (стандартного) розчину до розчину, що аналізується, до встановлення моменту, коли витрачена кількість стандарту еквівалента кількості речовини, що аналізується, або, як кажуть, до досягнення **точки еквівалентності**, називають **титруванням**. Точка еквівалентності визначається на основі кривих титрування. Для фіксування точки еквівалентності часто застосовують індикатори – речовини, що близько точки еквівалентності змінюють свій колір.

У титриметричному аналізі важливе значення мають поняття еквівалента, молярної маси еквівалента складних речовин, молярної концентрації еквівалента (нормальної концентрації).

Для виконання дослідів користуються хімічним посудом і приладами. Дуже важливо вміти вибрати посуд і правильно користуватися ним. Для проведення хімічних реакцій використовують звичайно тонкостінний хімічно стійкий скляний або рідше фарфоровий посуд. В окремих випадках користуються також посудом з кварцового скла, графіту, пластмас і деяких металів.

Методи титриметричного аналізу поділяють на чотири групи в залежності від типу хімічної реакції, що лежить в основі визначення:

1) методи кислотно-основного титрування (нейтралізації).

В основі цих методів лежать такі реакції:



При використанні методів кислотно-основного титрування точка еквівалентності визначається за допомогою індикаторів, які змінюють свій колір в залежності від реакції середовища (величини рН). Цими методами визначають концентрації кислот, лугів і солей, що гідролізують в водних розчинах.

2) методи окиснення-відновлення (редоксиметрія). Дана група методів базується на реакціях окиснення-відновлення, які протікають між робочим розчином і речовиною, що визначається. До цієї групи відносяться:

- **перманганатометрія** – робочий розчин KMnO_4 – окисник, за допомогою якого визначають Fe^{2+} , NO^{2-} , CNS^- тощо;

- **йодометрія**, де як окисник використовують I_2 , а як відновник I^- . Цим методом визначають Калій перманганат, Манган(IV) оксид, хлор, Натрій сульфід тощо;

- **хроматометрія** – як окисник застосовують робочий розчин Калій дихромату;

- **а також броматометрія, ванадометрія, цериметрія.**

3) методи осадження, які ґрунтовані на реакціях обміну, при яких елемент (іон), що визначають, переходить в осад. Точку еквівалентності встановлюють різними способами. В залежності від того, який реагент використовують як робочий розчин, існують: **аргентометрія, роданометрія, меркурометрія тощо.**

4) методи комплексонометрії дають можливість визначати цілий ряд катіонів та аніонів, що мають здатність утворювати малодисоційовані комплексні іони. Особливий інтерес являють комплекси, які широко використовуються в якісному аналізі, – комплексон III (трилон Б).

Хімічні реакції в об'ємному аналізі мають відповідати певним **вимогам**:

- реакції повинні відбуватися стехіометрично, тобто згідно з рівнянням;

- робочий розчин реактиву повинен реагувати тільки з речовиною, яку визначають, тобто не повинно відбуватися побічних реакцій;

- реакції між робочим розчином і розчином речовини, яку визначають, мають відбуватися швидко.

Способи приготування розчинів

Титровані розчини можна приготувати такими способами:

1) метод взяття наважки. Якщо взяти точну наважку потрібної речовини (m , г), кількісно перенести її до мірної колби, розчинити і долити дистильованої води до мітки, а потім закрити пробкою і перемішати, то одержимо розчин необхідної концентрації, титр якого можна визначити за формулою

$$T = \frac{m}{V}$$

Титровані розчини, що приготовлені таким способом, називають **стандартними розчинами або розчинами з приготуванням титром**. Однак далеко не всі речовини можуть бути використані для приготування таких розчинів. Наприклад, Калій гідроксид, хлороводень та ін. не придатні для приготування таких розчинів, тому що в процесі взяття наважки їхня концентрація буде мінатися – Калій гідроксид буде вступати в реакцію з Карбон(IV) оксидом і парами води, що знаходяться у повітрі, хлороводень є летким тощо.

Речовини, які можуть бути використані для отримання розчинів з приготуванням титром, називають **вихідними (стандартними) речовинами**.

Вони повинні задовольняти таким вимогам:

- речовини повинні бути хімічно чистими, їхній склад повинен строго відповідати хімічній формулі;
- вони повинні бути стійкими в розчині і при зберіганні в твердому стані;
- для підвищення точності концентрації розчину величина їх молярної маси еквівалента повинна бути як можна найбільшою.

Приготування титрованих розчинів з вихідних речовин проводять таким же чином. Наважку m речовини А, необхідну для отримання певного об'єму розчину V потрібної концентрації $C(1/zA)$, розраховують за формулою:

$$m = \frac{C(1/z A) \cdot M(1/z A) \cdot V}{1000},$$

де $M(1/z A)$ - молярна маса еквівалента речовини А.

2) метод приготування розчину з концентрованого. Багато розчинів, що використовуються як робочі, приготувати цим способом неможливо з-за нестійкості реактиву або розчину в процесі приготування. Тоді готують розчин приблизної концентрації, а точну концентрацію встановлюють титруванням ним розчину наважки стандартної речовини (або навпаки). Такі стандартні розчини називають **встановленими**. Так готують, наприклад, робочі розчини лугів, хлоридної, сульфатної кислот.

3) метод приготування з фіксаналів (стандарт-розчинів). Стандарт-титр – це точна наважка сухої речовини (або точно відміряна кількість розчину речовини відомої концентрації), яка вміщена в запаяну скляну ампулу і розрахована для виготовлення 1 літру (частіше за все) 0,1 н розчину. Існують фіксанали не тільки вихідних речовин, а й інших. Для виготовлення робочого розчину ампулу розбивають і кількісно переносять речовину у мірну колбу місткістю 1 літр.

За своїм призначенням титровані розчини поділяють на **робочі і вихідні**. За допомогою робочих розчинів проводять титриметричні визначення, встановлюють кількість речовин, що визначають в розчинах. За допомогою цих же вихідних розчинів визначають титр і молярну концентрацію еквіваленту робочих розчинів.

Точну концентрацію розчинів встановлюють титруванням. Титрування при виконанні титриметричних визначень проводять двома способами:

1) спосіб окремих наважок, при якому беруть декілька (2-3) близьких за величиною наважок вихідної речовини, поміщають кожну в окрему колбу для титрування, розчиняють в невеликій кількості дистильованої води і отримані розчини титрують. Розрахунки ведуть за наступною формулою:

$$\frac{m(A)}{M\left(\frac{1}{Z}A\right)} = \frac{C\left(\frac{1}{Z}B\right) \cdot V(B)}{1000},$$

2) **спосіб піпетування** – в цьому способі наважку речовини, що аналізується, переносять до мірної колби, розчиняють в дистильованій воді, доводять розчин до мітки і ретельно перемішують. Потім піпеткою беруть певну (аліквотну) частину розчину і титрують її. Титрування повторюють 3-4 рази. Розрахунки ведуть за наступною формулою:

$$C\left(\frac{1}{Z}A\right) \cdot V(A) = C\left(\frac{1}{Z}B\right) \cdot V(B)$$

Спосіб окремих наважок дає більш точні результати, тому що вимірювання об'єму буде виконуватися тільки один раз за бюреткою. Але спосіб піпетування характеризується зручністю і швидкістю визначень.

Титриметричний аналіз застосовується, наприклад, для визначення кислотності та лужності харчових продуктів, кислотного та йодного чисел жирів тощо.

Фізико-хімічні (інструментальні) методи дослідження

В *інструментальних* методах аналізу передбачається застосування спеціальних інструментів.

Інструмент – пристрій, який використовується для спостереження, вимірювання або повідомлення відомостей про якісний стан, що замінює, збільшує або облагороджує дії людини, або доповнює їх.

Як інструменти використовують різного типу аналітичні прилади, які призначені для проведення головних процедур аналізу та реєстрації його результатів. В інструментальних методах використовують фізичні та фізико-хімічні властивості речовин, що фіксуються спеціальною апаратурою. Інструментальні методи аналізу широко використовують як в кількісному аналізі, так і для виявлення речовин.

Інструментальні методи кількісного аналізу поділяють на **фізичні** – визначення речовин за їх фізичними властивостями і **фізико-хімічні** – проведення хімічної реакції з речовинами та їх визначення або за фізичними властивостями продукту реакції, або за допомогою фізичної індикації точки еквівалентності реакції.

Точки еквівалентності фіксують за допомогою індикаторів інструментального типу. Як інструментальні індикатори використовують прилади, що фіксують рН розчинів, окисно-відновний потенціал, електропровідність або інші властивості середовища.

Методи, в яких використовують інструментальні індикатори, називають **інструментальним або фізико-хімічним титруванням** і відносять до групи інструментальних методів аналізу.

Частіше за все використовують потенціометричне, кондуктометричне, фотометричне та амперометричне титрування.

Інструментальні методи класифікують відповідно з властивостями речовин. Розрізняють наступні групи інструментальних методів аналізу:

- 1) **електрохімічні** – вимірюють електричні параметри розчинів речовин;
- 2) **оптичні** – базуються на вимірюванні оптичних властивостей речовин та їх розчинів;
- 3) **термічні** – вимірюють теплові ефекти, які супроводжують нагрівання, титрування, висушування тощо;
- 4) **хроматографічні** – застосовуються для поділу речовин, в основі – розподілення компонентів між двома фазами (рухомій та нерухомій);
радіометричні – кількість речовин вимірюють або за їх радіоактивністю, або за допомогою радіоактивних індикаторів тощо.

Завдання для самостійної роботи за темою «Кількісний аналіз харчових продуктів»

65. В розчині кухонної солі, що містить іони Cl^- , хлор було осаджено у вигляді AgCl , маса якого після висушування становила 0,1562 г. Обчислити ваговий вміст Cl^- в розчині кухонної солі.

66. Скільки грамів Натрій гідроксиду знаходилося у його розчині, якщо на титрування цього розчину витрачено $24,35 \text{ см}^3$ $0,1020 \text{ н}$ розчину сульфатної кислоти?

67. На нейтралізацію розчину, що містить 0,6 г забрудненого Калій гідроксиду, витрачено $16,20 \text{ см}^3$ $0,5 \text{ М}$ розчину хлоридної кислоти. Визначити масову частку KOH (у відсотках).

68. У воді розчинили 25 г Кальцій гідроксиду. Об'єм розчину став дорівнювати 2000 см^3 . Обчислити молярну і молярну концентрацію еквівалента розчину см^3 ($\rho=1 \text{ г/см}^3$).

69. Цукор-пісок, маса якого 1000 кг, що зберігався на харчовій базі, поглинув вологу масою 14 кг. Зробіть висновок, чи здатний цукор до реалізації, якщо стандарт передбачає масову частку вологи не більше 0,14%.

70. Яка масова частка (у відсотках) неорганічного компоненту у харчовому продукті, якщо його наважка масою 1,0836 г після прожарювання становила 0,1662 г?

71. Розрахувати вологість пшеничного борошна 1-го ґатунку, якщо наважка зразку масою 9,7651г після висушування та зважування становила 8,0020г. Стандартом передбачено вміст вологи не більше 15%. Зробіть висновок, чи відповідає цей зразок стандартіві?

72. При спалюванні наважки 4,3020г глюкози отримано 13,2000г Карбон оксиду (IV). Визначити масову частку Карбону в відсотках у глюкозі.

73. Для печива, виготовленого з борошна вищого ґатунку, стандартом передбачено вміст вологи від 3 до 8,5%. Зробіть висновок про якість печива,

якщо наважка зразку 9,9725 г після висушування у сушильній шафі важила 8,5110 г.

74. Для визначення вмісту гігроскопічної вологи в пробі кухонної солі в попередньо зваженому тиглі була взята наважка, яку висушили до постійної ваги. Обчислити вміст гігроскопічної вологи у відсотках за такими даними (у грамах): маса тиглю - 9,0005; маса тиглю з наважкою кухонної солі – 9,4211; маса тиглю з наважкою кухонної солі після прожарювання – 9,4143.

75. Який об'єм 0,5 М розчину сульфатної кислоти необхідно для повного осадження іонів Барію з 0,2617 г солі $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?

76. Скільки грамів осаду утвориться з 0,2536 г Плюмбум(II) ацетату при дії на нього невеликого надлишку сульфатної кислоти?

77. Який об'єм 1 М розчину амоніаку необхідно для повного осадження іонів Феруму з розчину, що містить 0,3256 г Ферум(III) хлориду?

78. Скільки грамів H_2SO_4 міститься у 0,5 дм^3 сульфатної кислоти, якщо дією на 50 см^3 його розчином Барій хлориду отримали 0,2126 г Барій сульфату?

79. Який об'єм розчину AgNO_3 , у 1 дм^3 якого міститься 17 г солі, необхідно для повного осадження іонів Хлору з 1 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?

80. Скільки см^3 0,25 М розчину $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ необхідно для осадження іонів Кальцію з розчину, що отримали при розчиненні 0,7 г CaCO_3 у хлоридній кислоті?

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2. ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ОРГАНІЧНОЇ ТА БІОЛОГІЧНОЇ ХІМІЇ

Органічна хімія – це наука, що займається вивченням органічних речовин. Інакше її можна назвати як хімію сполук Карбону, тому що в сучасній науці органічними речовинами називають такі сполуки або речовини, до складу яких входить елемент Карбон.

Джерелом органічних сполук є тваринні та рослинні організми.

Так, з нафти та природних газів добувають різні вуглеводні, з рослин добувають клітковину та духмяні речовини, з кам'яного вугілля та сланців – ароматичні вуглеводні, феноли тощо. З тваринних організмів добувають жири, білки, лікарські речовини тощо.

У природі органічні речовини, як правило, перебувають у суміші з іншими речовинами. Щоб використати речовину з тою чи іншою метою, треба знати її властивості. Сталі властивості має тільки чиста речовина. Суміші ж речовин, у яких немає сталого складу, мають змінні властивості, і тому їх не можна використовувати.

Органічні сполуки відіграють важливу роль у різних сферах нашого життя. Органічна хімія посідає провідне місце в природознавстві завдяки тому, що людина одержала для своїх потреб паливо, гуму, фарби, клеї, миючі засоби, ліки, одяг, взуття, їжу, речі побуту, праці, відпочинку тощо.

Органічні сполуки містяться в усіх живих організмах. Є багато сучасних продуктів та матеріалів, без яких людина не може обходитися, які також належать до органічних сполук.

Деякі органічні сполуки

№	Природні речовини	Синтетичні речовини
1	Вуглеводи	Пластмаси
2	Білки	Багато лікарських препаратів
3	Жири та масла	Інсектициди
4	Вітаміни	Багато барвників

Причина такого явища, що атоми Карбону здатні утворювати таку велику кількість різноманітних природних і синтетичних сполук, полягає в унікальній здатності карбону до утворення зв'язків між атомами, що приводить до виникнення різноманітних розгалужених та циклічних структур. Крім того, атоми Карбону здатні утворювати прості, подвійні і потрійні зв'язки один з одним.

Біологічна хімія (біохімія) – це наука, яка вивчає хімічний (молекулярний) склад, властивості, обмін речовин і енергії живих організмів.

Об'єктами вивчення біохімії є різноманітні живі організми – віруси, бактерії, рослини, тварини і організм людини.

Номенклатура

Існує декілька способів найменування органічних сполук: тривіальні (історичні) назви (т.); раціональна (р.), радикально-функціональна (замісникова) (з.) та систематична (с.) номенклатури.

Тривіальні назви звичайно пов'язані з джерелами, першими способами добування речовин, іменами вчених або є випадковими.

Раціональна номенклатура розглядає сполуку як похідну від найбільш простого представника даного гомологічного ряду, що утворений заміною атомів Гідрогену на інші групи. Вона знайшла застосування для найменування відносно простих органічних сполук.

Найбільш зручною номенклатурою, що дає можливість називати любі сполуки, є **систематична** номенклатура органічних сполук. Найчастіше систематичні назви ґрунтуються на принципі заміщення, тобто будь-яка сполука розглядається як нерозгалужений вуглеводень - ациклічний чи циклічний, в молекулі якого один або декілька атомів Гідрогену заміщені іншими атомами і групами, в тому числі вуглеводневими залишками. З розвитком органічної хімії систематична номенклатура постійно вдосконалюється і доповнюється; за цим слідує комісія з номенклатури

Міжнародної спілки теоретичної і прикладної хімії (Internation Union of Pure and Applied Chemistry - IUPAC).

Заміщуючи атоми Гідрогену у вуглеводнях різними атомами або групами атомів, можна вивести різні похідні вуглеводнів. Наприклад, з етану можна вивести такий ряд:

Вуглеводень	CH_3CH_3	
Галогенпохідні	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$	
Спирти	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	
Тіоспирти	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{SH}$	
Нітросполуки	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NO}_2$	
Аміни	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$	
Альдегіди	CH_3CHO	
Кислоти	CH_3COOH	
Сульфокислоти	$\text{CH}_3\text{SO}_3\text{H}$	тощо.

ТЕМА 6. КЛАСИ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. КАРБОНОВІ (ХАРЧОВІ) КИСЛОТИ.

Тема 9. Харчові кислоти.

Харчові кислоти являють собою різноманітну за своїми властивостями групу речовин органічної і неорганічної природи.

Склад і особливості хімічної будови харчових кислот різноманітні і залежать від специфіки об'єкта харчування, а також від природи кислотоутворення.

В значній кількості рослинних об'єктів виявлені нелеткі моно- та трикарбоніві кислоти, насичені і ненасичені, в тому числі гідрокси- та оксикислоти.

В продуктах переробки плодів, наприклад, в заболоні (мезге) можуть бути виявлені леткі кислоти – мурашина та оцтова.

До групи органічних харчових кислот відносяться також амінокислоти, що входять до складу білків, вищі жирні кислоти, що є структурними компонентами ліпідів.

Основні джерела харчових кислот – рослинна сировина та продукти її переробки. Органічні харчові кислоти містяться в багатьох видах рослинних харчових об'єктів – ягодах, фруктах, овочах, зелених листях. Поруч із вуглеводами і ароматичними сполуками вони формують смак і аромат плодів, і таким чином, продукти їх переробки.

Найбільш типовими у складі різних плодів та ягід є лимонна та яблучна кислоти. З числа інших кислот частіше виявляються хінна, янтарна та щавлева. До поширених також відносяться шикимова, гліколева, фумарова, гліцерінова і винна кислоти. Концентрації їх різні.

Цитрусові плоди містять переважно лимонну кислоту і невелику кількість яблучної. Вміст яблучної кислоти в апельсинах становить 10-25%, в мандаринах – до 20%, в грейпфрутах і лимонах – до 5% по відношенню до

загальної кислотності. На відміну від плодів, в шкуринці апельсинів міститься значна (приблизно 0,1%) кількість щавлевої кислоти.

Лимонна кислота міститься в ананасах (до 85%), яблучної в них – близько 10%.

Кісточкові плоди містять від 50 до 90% яблучної кислоти.

Більше 90% кислотності приходить на яблучну, лимонну та хінну кислоти в персиках, абрикосах.

У винограді основною кислотою є винна кислота, (50-65% загальної кислотності), залишок приходить на яблучну (25 – 30%) та лимонну кислоти (до 10%). При дозріванні винограду вміст яблучної кислоти знижується швидше ніж винної.

В більшості плодів переважає лимонна кислота (виняток – виноград, агрус, чорниця та ожина).

Деяка кількість кислот в плодах знаходиться у вигляді солей (в лимонах до 3%, в деяких сортах груш – 20 – 30%).

Молочну кислоту добувають мікробіологічним шляхом.

Відмінною ознакою томатів є присутність в них неорганічних кислот – фосфатної, сульфатної, хлоридної.

Кислий смак продукту харчування обумовлюють іони Гідрогену, що утворюються в результаті електролітичної дисоціації кислот і солей, що містяться в них. Активність іонів Гідрогену (активна кислотність) характеризується показником рН.

Практично всі харчові кислоти є слабкими і у водних розчинах дисоціюють незначною мірою. Крім того, в харчовій системі можуть знаходитися буферні речовини, в присутності яких активність іонів Гідрогену буде зберігатися приблизно постійною за рахунок її зв'язку з рівноважною дисоціацією слабких електролітів. Прикладом такої системи є молоко.

В зв'язку з цим, сумарна концентрація в харчовому продукті речовин, що мають кислотний характер, визначається показником потенційної, загальної або кислотності, що титрується (лугом). Для різних продуктів ця величина виражається через різні показники. Наприклад, в соках визначають загальну кислотність в г/дм³, в молоці – в градусах Тернера тощо.

Харчові кислоти, що входять до складу сировини та продуктів харчування, виконують різні функції, які пов'язані з якістю об'єктів харчування.

Харчові кислоти приймають участь у формуванні смаку та аромату, які належать до основних показників якості продукту харчування. Саме смак, поруч із запахом та зовнішнім виглядом, найбільш суттєво впливають на вибір споживачем того чи іншого продукту у порівнянні з такими показниками, як склад та харчова цінність. Зміна смаку і аромату часто є ознакою того, що продукт починає псуватися, або в ньому є якісь зайві речовини.

Головне відчуття смаку, що визначено присутністю кислот в складі продукту, - кислий смак, який в загальному випадку пропорціональний концентрації іонів Н⁺. Наприклад, порогова концентрація (мінімальна

концентрація смакової речовини, що сприймається органами відчуття і дозволяє сприйняти кислий смак), становить для лимонної кислоти 0,017%, для оцтової – 0,03%. У випадку органічних кислот має значення і аніон кислоти. В залежності від його природи виникають комбіновані відчуття смаку, наприклад, лимонна кислота має кисло-солодкий смак, а пікринова – кисло-гіркий. Зміна смакових відчуттів відбувається і в присутності солей органічних кислот. Так, солі амонію надають продукту солений смак.

Формування якості продукту здійснюється на всіх етапах технологічного процесу його одержання. При цьому багато технологічних показників, що створюють високоякісний продукт, залежать від активної кислотності (рН) харчової системи.

Величина рН впливає на такі технологічні параметри:

- утворення компонентів смаку і аромату, характерних для конкретного виду продукту;

- колоїдну стабільність полідисперсної харчової системи (стан білків молока або комплекс білково-дубільних сполук у пиві);

- термічну стабільність харчової системи (білкові речовини в молоці);

- біологічну стійкість (пива, соків);

- активність ферментів;

- умови зростання корисної мікрофлори та її вплив на процеси дозрівання (пива, сирів).

Найважливіші харчові кислоти

Оцтова кислота (льодяна) Е 460 є найбільш відомою харчовою кислотою і випускається у вигляді есенції, що містить 70 – 80% власне кислоти. В побуті використовують розведену водою оцтову есенцію, що має назву столовий оцет. Використання оцту для консервування продуктів харчування – один з найстаріших способів консервування. В залежності від сировини, з якої добувають оцтову кислоту, розрізняють винний, фруктовий, яблучний, спиртовий оцет і синтетичну оцтову кислоту. Як харчові добавки використовують солі цієї кислоти – Калій та Натрій ацетати.

Дія оцтової кислоти полягає у зниженні рН продукту, що консервується, що проявляється за вмістом 0,5% і направлено, головним чином, проти бактерій. Основна галузь застосування оцтової кислоти – овочеві консерви та мариновані продукти. Застосовується в майонезах, соусах, при маринованні рибної продукції та овочів, ягід та фруктів. Оцтова кислота використовується і як смакова добавка.

Молочна кислота випускається в двох формах, що відрізняються концентрацією: розчин ($\omega = 40\%$) та концентрат, що містить не менш, ніж 70% кислоти. Добувають молочнокислим бродінням сахарів Солі та естери цієї кислоти використовуються у виробництві безалкогольних напоїв, карамельних мас, кисломолочних продуктів. Має обмеження в застосуванні в продуктах дитячого харчування.

Лимонна кислота – продукт лимоннокислого бродіння вуглеводів. Вона має найбільш м'який смак у порівнянні з іншими харчовими кислотами

і не викликає подразнюючої дії на слизові оболонки травного тракту. Солі – цитрати – застосовуються в кондитерській промисловості, при виробництві безалкогольних напоїв та деяких видів рибних консервів.

Яблучна кислота має менш кислий смак, ніж лимонна й винна. Для промислового використання цю кислоту добувають синтетичним шляхом з малеїнової кислоти. Застосовується в кондитерському виробництві і при добуванні безалкогольних напоїв.

Винна кислота є продуктом переробки відходів у процесі виробництва вина. Вона не має будь-якої подразнюючої дії на слизові оболонки травного тракту і не піддається обмінним перетворенням в кишечнику під впливом бактерій. Винна кислота застосовується у кондитерських виробках

Янтарна кислота використовується в харчовій промисловості для регулювання рН харчових систем.

Аспіринова кислота є харчовою добавкою, що запезпечує кислий смак продуктів, наприклад, безалкогольних напоїв.

Фумарова кислота в харчовій промисловості використовується як замітник лимонної та винної кислот. Володіє токсичністю, тому добова потреба з продуктами харчування лімітовано рівнем 6 мг на 1 кг маси тіла.

Фосфатна кислота та її солі – (Калій, Натрій, Кальцій фосфати) широко поширені у харчовій сировині та продуктах її переробки. У високих концентраціях фосфати містяться в молочних, м'ясних та рибних продуктах, в деяких злаках та горіхах. Фосфати вводяться в безалкогольні напої та кондитерські вироби. Добова доза, що допускається, в перерахунку на фосфатну кислоту, відповідає 5 – 15 мг на 1 кг маси тіла (у зв'язку з тим, що надлишок цієї кислоти в організмі може стати причиною дисбалансу кальцію та фосфору.

Завдання для самостійної роботи за темою

«Класи органічних сполук. Карбонові(харчові) кислоти»

81. В якій рослинній сировині зустрічається винна кислота? Дайте характеристику фізичних і хімічних властивостей харчових кислот на прикладі цієї кислоти. Хімічні властивості підтвердіть відповідними схемами реакцій.

82. В якій рослинній сировині зустрічається янтарна кислота? Дайте характеристику фізичних і хімічних властивостей харчових кислот на прикладі цієї кислоти. Хімічні властивості підтвердіть відповідними схемами реакцій.

83. В якій рослинній сировині зустрічається яблучна кислота? Дайте характеристику фізичних і хімічних властивостей харчових кислот на прикладі цієї кислоти. Хімічні властивості підтвердіть відповідними схемами реакцій.

84. В якій рослинній сировині зустрічається щавлева кислота? Дайте характеристику фізичних і хімічних властивостей харчових кислот на прикладі цієї кислоти. Хімічні властивості підтвердіть відповідними схемами реакцій.

96. В якій рослинній сировині зустрічається ізолімонна кислота? Дайте характеристику фізичних і хімічних властивостей харчових кислот на прикладі цієї кислоти. Хімічні властивості підтвердіть відповідними схемами реакцій.

ТЕМА 7. ЛІПІДИ. ЖИРИ.

Ліпідами називають складну суміш природних сполук з близькими фізико-хімічними властивостями, нерозчинні у воді, але розчинні в неполярних розчинниках, таких як ефір, хлороформ, бензол та ін. До класу ліпідів відносять велику групу сполук, що мають різну структуру та біологічні функції.

Ліпіди дуже поширені в природі. У рослинах вони накопичуються головним чином у насіннях і плодах (у насіннях соняшника від 33 до 57% від їхньої маси, в арахісі від 54 до 61% від їхньої маси). У тварин і риб ліпіди концентруються в підшкірній жировій тканині, у черевній порожнині, тканинах, що оточують різні органи. Особливо багато ліпідів у підшкірній жировій тканині китів (25-30% від їхньої маси), тюленів і інших морських тварин.

В організмі людини в нормі міститься 10-20% жиру, але при деяких порушеннях жирового обміну його кількість збільшується до 50%. Найбільша кількість жиру до 90% міститься в жировій тканині. Ліпіди складають біля половини маси мозку. У тілі дорослої людини міститься 10—12 кг ліпідів.

Біологічні функції ліпідів.

Ліпіди виконують різноманітні функції:

1. **Енергетична.** При окисленні в організмі 1 г жиру виділяється 9 ккал. Так, за рахунок жирів забезпечується 25-35% добової потреби в енергії у жителів середніх широт, а у жителів півночі їхня частка в енергетичній забезпеченості раціону є ще більшою. Для енергетичних цілей використовуються резервні жири.
2. **Пластична.** Ліпіди входять до складу мембран більшості клітин.
3. **Ферментативна.** Ліпіди впливають на активність ферментів, що знаходяться на клітинних мембранах.
4. **Транспортна.** Ліпіди здійснюють перенесення білків у складі ліпопротеїдів, комплексів з альбумінами.
5. **Захисна.** Ліпіди захищають організм від переохолодження, механічного ушкодження, поверхню шкіри від висихання.
6. Ліпіди є **розчинниками** багатьох вітамінів, сприяють їх засвоєнню.

Класифікація ліпідів.

У структурному відношенні всі ліпіди є складними ефірами жирних кислот і різноманітних спиртів. Прості ліпіди не містять інших компонентів. Складні ліпіди містять додаткові компоненти.

1. Прості ліпіди.

До простих ліпідів належать *нейтральні жири, воски і стероїди.*

Нейтральні жири (триацилгліцерини) - це складні ефіри вищих жирних кислот (ВЖК) і трьохатомного спирту гліцерину.

До складу жирів входять насичені і ненасичені вищі жирні кислоти. Як правило ВЖК, що входять до складу жирів, вміщують від 4 до 24 атомів Карбону.

До ВЖК, що найбільш часто зустрічаються у складі жирів, відносяться:

а) *насичені*: пальмітинова $C_{15}H_{31}COOH$ і стеаринова $C_{17}H_{35}COOH$ кислоти;

б) *ненасичені*: олеїнова $C_{17}H_{33}COOH$, лінолева $C_{17}H_{31}COOH$, ліноленова $C_{17}H_{29}COOH$ і арахідонова $C_{19}H_{31}COOH$.

Найбільше біологічне значення мають поліненасичені жирні кислоти (ПНЖК): лінолева, ліноленова й арахідонова кислоти. Ці кислоти є незамінними, вони не синтезуються в організмі людини і надходять до нього з їжею. Природним джерелом ПНЖК є рослинні олії (льняна, соняшникова), грецькі горіхи, мигдаль, а також риб'ячий жир і риба жирних та напівжирних сортів (лосось, макрель, сардина, оселедець, тунець) та молюски.

Біологічні функції ПНЖК.

1. Структурна. ПНЖК входять до складу нервових волокон, клітинних мембран, сполучної тканини.

2. Захисна (підвищують стійкість організму до інфекцій, радіації).

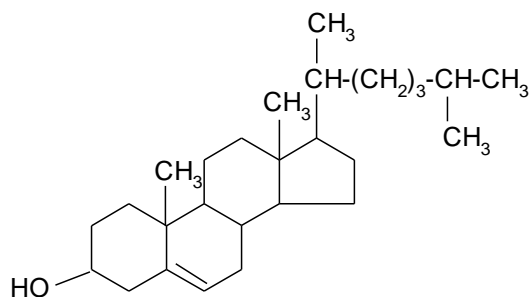
3. Підвищують еластичність кровоносних судин, сприяють виведенню надлишку холестерину.

4. Арахідонова кислота є попередником гормонів - простагландинів.

Значна кількість ПНЖК міститься в жирах печінки морських риб, а також у рослинних оліях. Добова потреба людини в ПНЖК складає 5-10 г.

Воски – це група простих ліпідів, що є складними ефірами вищих спиртів і ВЖК. Натуральні воски містять, крім згаданих складних ефірів, вільні ВЖК, вищі спирти, невелику кількість вуглеводнів завжди з непарною кількістю атомів Карбону (від 27 до 33), що забарвлюють воски і надають їм специфічний запах. Ці сполуки виконують в природі захисні функції. Так, воски входять до складу жирів, що покривають шкіру, шерсть, пір'я. У рослин близько 80% ліпідів, що утворюють плівку на поверхні листя та плодів, є восками. Найбільш поширені: бджолиний віск (складний ефір пальмітинової кислоти і мірицилового спирту, мірицилпальмітат), віск тваринного походження - спермацет (цетилпальмітат),

Стероїди — це складні ефіри ВЖК і поліциклічних спиртів (стеролів). Головним представником стеролів є *холестерин*.



холестерин

Холестерин міститься в кожній клітині в організмі людини і тварин. Він є попередником жовчних кислот, стероїдних гормонів (статевих та гормонів коркового шару наднирників); вітамінів групи D; входячи до складу клітинних мембран, забезпечує їх вибіркову проникність. Крім того, холестерин підвищує стійкість еритроцитів до гемолізу, бере участь у проведенні нервових імпульсів.

При порушенні обміну речовин в організмі людини холестерин у вигляді комплексів з білками відкладається на стінках судин, зменшуючи в такий спосіб їхній діаметр і еластичність (атеросклеротичні зміни). Нормалізують обмін холестерину ліпотропні речовини (фосфатиди, вітаміни й ін.).

Добова потреба в холестерині складає 0,5-1,0 г.

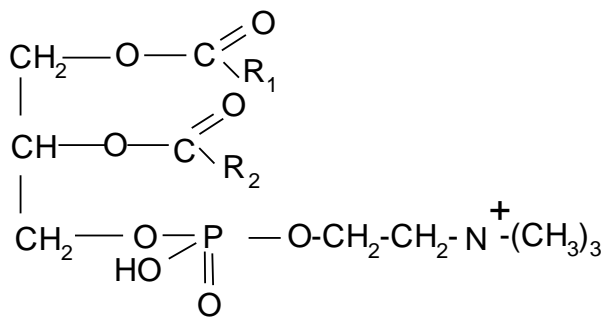
Із харчових продуктів найбільш багаті холестерином (в перерахунку на 100 г продукту) сметана (0,002 г), вершкове масло (0,03 г), яєчний жовток (0,18 г), яловича печінка (0,44 г). Холестерин не міститься в складі рослинної олії. В погано рослинах та дріжджах містяться близькі за структурою сполуки, але вони дуже всмоктуються стінкою кишечника.

2. Складні ліпіди.

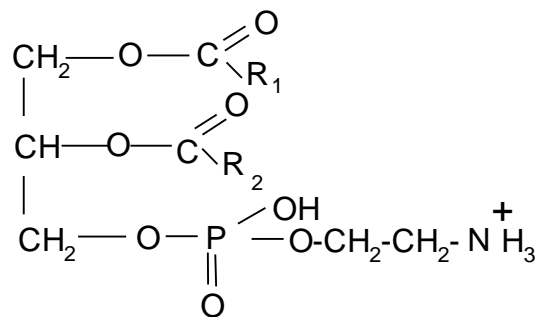
До складних ліпідів відносяться *фосфоліпіди*, *гліколіпіди*, *сульфоліпіди*, *ліпопротеїди*.

Фосфоліпіди — складні ефіри багатоатомних спиртів і ВЖК, що містять залишки фосфатної кислоти і зв'язані з нею додаткові сполуки (аміноспирти, амінокислоти та ін.). Фосфоліпіди в залежності від спирту, що входить до їхнього складу, підрозділяють на *гліцерофосфоліпіди* і *сфінгофосфоліпіди*. До складу *гліцерофосфоліпідів* входить гліцерин.

Найважливішими представниками гліцерофосфоліпідів є фосфатидилхолін (лецитин), фосфатидилколаген (кефалін) і т.д.



фосфатидилхолін (лецитин)



фосфатидилетаноламін (кефалін)

В комплексі з білками ці сполуки входять до складу печінки, серцевого м'яза, нервової тканини, статевих залоз, мембран клітин, забезпечуючи їх проникність; беруть участь у процесах згортання крові; сприяють кращому використанню білка й жиру в тканинах, беруть участь у біосинтезі білка. Попереджають жирове переродження печінки.

Гліцерофосфоліпіди є антиоксидантами, вони захищають інші речовини від окислювання, наприклад, вітаміни А і Е; відіграють важливу роль у профілактиці атеросклерозу.

Гліцерофосфоліпіди містяться в нерафінованій рослинній олії, вершковому маслі, ячному жовтку. Гліцерофосфоліпіди природного і синтетичного походження широко застосовують у хлібопекарській, маргаринової, кондитерській промисловості в якості емульгаторів.

Сфінголіпіди складаються із залишку ВЖК, аміноспирту сфінгозину, азотистої основи та фосфатної кислоти. В основному сфінголіпіди входять до складу мембран тваринних і рослинних клітин та субклітинних структурних одиниць; у великій кількості вони містяться у нервовій тканині, нирках, печінці.

Гліколіпіди складаються зі сфінгозину, залишку ВЖК та вуглеводневого компоненту (галактози, глюкози та ін.). Гліколіпіди входять до складу нервової тканини, клітин крові, відіграють важливу роль у функціонуванні біологічних мембран.

Ліпіди мають велике значення в харчуванні людини. Так, жири є однією з важливих складових їжі людини та тварин. За походженням жири поділяють на тваринні і рослинні (олії). Тваринні жири добувають із жирових тканин різних тварин, із молока. В основному це тверді жири (яловичий, баранячий, свиняче сало), але зустрічаються і рідкі (риб'ячий жир). Рідкі рослинні жири (олії) добувають із насіння, деяких плодів різних рослин (соняшникова, оливкова, конопляна тощо). Є також тверді рослинні жири, наприклад, кокосове масло, масло какао.

Добова потреба людини в жирах становить 80 – 100 г.

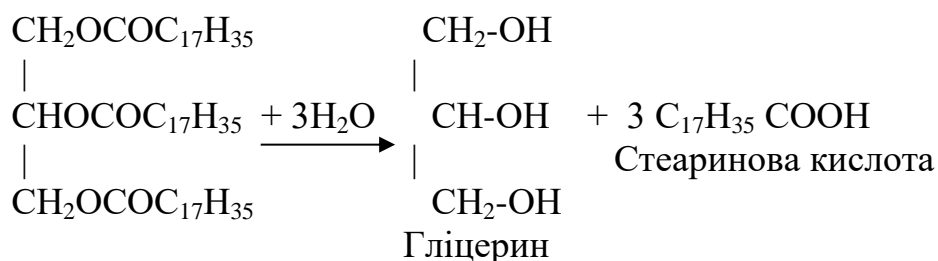
Вміст ліпідів у деяких продуктах харчування (в % на суху масу)

Соняшник - 33-57	М'ясо свинини - 33,3
------------------	----------------------

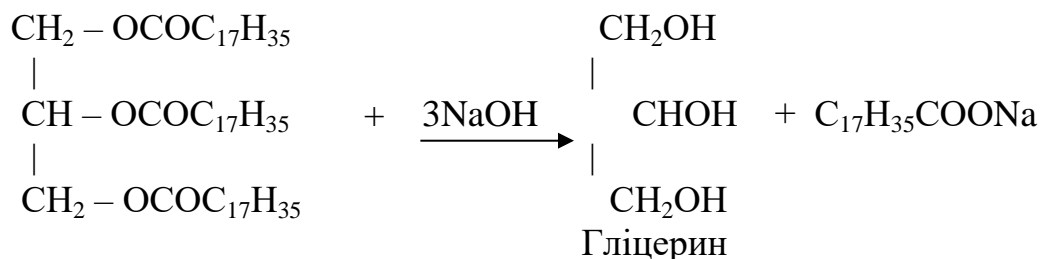
Соя - 14-25	М'ясо яловичини - 16
Арахіс - 54-61	М'ясо поросят - 3
Кавун (насіння) - 12-45	М'ясо телятини - 2
Какао (боби) - 49-57	Тушка вугра - 30
Кедр (горіх) - 26-28	Тушка оселедця - 7,0-19,5
Пшениця - 1,9-2,9	Тушка тріски - 0,6
Жито - 2,1-2,8	Молоко оленя - 17-18
Кукурудза - 4,8-5,9	Молоко кози - 5
Льон - 27-47	Молоко корови - 3,5-4,0

Приклад. Як відноситься до дії кислот та лугів 1,2,3-тристеарат гліцерину? Напишіть схеми відповідних рівнянь.

Розв'язання. Жири реагують з кислотами, у результаті реакції з жиру вивільнюються гліцерин і карбонові кислоти:



Якщо гідролізуючим реагентом є луг, то крім гліцерину утворюються солі вищих карбонових кислот – мила:



Завдання для самостійної роботи за темою «Ліпіди. Жири»

97. Головною складовою частиною рослинних жирів є рідкі ненасичені кислоти, наприклад, олеїнова кислота. Наведіть схему реакції гідрування олеїнової кислоти у складі стеародиолеїна. Назвіть продукт реакції.

98. Соняшникова олія містить до 90% ненасичених жирних кислот. Наведіть схему реакції гідрування диолеопальмітину. Назвіть продукт реакції.

99. Оливкова олія містить 82-91% ненасичених карбонових кислот. Напишіть рівняння реакцій, за якими ідентифікують жири, на прикладі естеру гліцерину, що має три кислотних залишки ліноленової (октадекатрієн-9,12,15-ової) кислоти.

100. Китовий жир містить 78–90% ненасичених карбонових кислот. Наведіть схему реакції гідрування диолеопальмітину у складі цього жиру. Назвіть продукт реакції.

101. Свинячий жир містить 48–64% ненасичених карбонових кислот. Наведіть схему реакції гідрування лінолевої кислоти у складі цього жиру. Назвіть продукт реакції.

102. Баранячий жир містить 38–48% ненасичених карбонових кислот. Наведіть схему реакції гідрування олеодипальмітину. Назвіть продукт реакції.

103. Ляна олія містить 91-94% ненасичених карбонових кислот. Наведіть схему реакції гідрування ліноленодіолеїну. Назвіть продукт реакції.

104. Пальмова олія містить 43-56% ненасичених карбонових кислот. Наведіть схему реакції гідрування олеодистеарину. Назвіть продукт реакції.

105. Масло какао містить 40-42% ненасичених карбонових кислот. Наведіть схему реакції гідрування дипальмітоолеїну. Назвіть продукт реакції.

106. Кокосова олія містить до 90% насичених кислот. Напишіть рівняння реакції гідролізу пальмітодистеарину, назвіть продукт реакції.

107. Китовий жир містить 10-22% насичених карбонових кислот. Напишіть рівняння реакції омилення дипальмітостеарину, назвіть продукти реакції.

108. Касторова олія містить 94-97% ненасичених карбонових кислот. Напишіть рівняння реакції гідрування 1,2,3-триолеат гліцерину, назвіть продукт реакції.

109. Соєва олія містить 75-86% ненасичених кислот. Напишіть рівняння реакції гідрування диолеолінолеат гліцерину, назвіть продукт реакції.

110. Китовий жир містить 78-90% ненасичених карбонових кислот. Напишіть рівняння реакції гідрування диолеолінолеат гліцерину, назвіть продукт реакції.

111. Визначте поняття «окиснення жирів». Яку роль відіграють антиоксиданти при окисненні жирів?

112. Арахісова олія містить 79-80% ненасичених жирних карбонових кислот. Наведіть схему реакції гідрування ліноленової кислоти у складі арахісової олії. Назвіть продукт реакції.

ТЕМА 8. ВУГЛЕВОДИ.

Вуглеводи – найпоширеніший у природі клас органічних сполук. Це сполуки, що мають у своєму складі різні функціональні групи – карбонільну і декілька гідроксильних. Поділяються на прості (моносахариди) та складні.

БІОЛОГІЧНІ ФУНКЦІЇ ВУГЛЕВОДІВ

1. Енергетична. При окисненні 1 г вуглеводів виділяється 4 ккал енергії. Вуглеводи, а саме глюкоза, на 60% забезпечують організм енергією.

- Вона накопичуються в організмах у вигляді резервних вуглеводів: крохмалю (рослини) та глікогену (тварини).
2. Пластична. Вуглеводи беруть участь у синтезі багатьох необхідних для життя речовин, таких як двокомпонентні ферменти, мукополісахариди й ін.; входять до складу кісток, хрящів, сполучної тканини.
 3. Захисна. Слиз містить у своєму складі велику кількість мукополісахаридів і захищає стінки органів від механічних ушкоджень, влучення мікроорганізмів.
 4. Регуляторна. Полісахарид рослинного походження клітковина (целюлоза) поліпшує скорочення стінок шлунка й кишечника в процесі перетравлення їжі, поліпшуючи в такий спосіб роботу шлунково-кишкового тракту.
 5. Специфічна. Окремі представники вуглеводів виконують особливі функції, наприклад, перешкоджають згортанню крові (гепарини), гомеостатичну (підтримують сталість водно-електролітного обміну), захисну (синтез антитіл у відповідь на антигени), беруть участь у передачі нервових імпульсів.

Моносахариди

Моносахариди поділяють на альдозу та кетозу залежно від наявності в їх складі альдегідної або кетонної групи. Альдозу і кетозу, в свою чергу, поділяються залежно від числа атомів Карбону в молекулі на триози, тетризи, пентози, гексози й ін.

Моносахариди існують у лінійній і циклічній (напівацетальній) формах, які здатні взаємоперетворюватися (явище таутомерії). Циклічні форми моносахаридів можуть утворювати сполуки за допомогою напівацетальної гідроксильної групи. Ці сполуки називаються глікозидами. Невуглеводна частина глікозиду, зв'язана із залишком моносахариду, називається *агліконом*.

Загальна формула триоз $C_3H_6O_3$. Серед триоз найбільш важливими є гліцеринний альдегід (гліцеральдегід) і діоксиацетон, що утворюються в організмі у вигляді фосфатних ефірів.

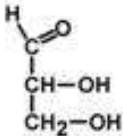
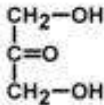
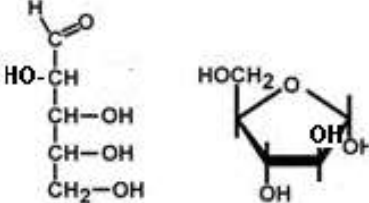
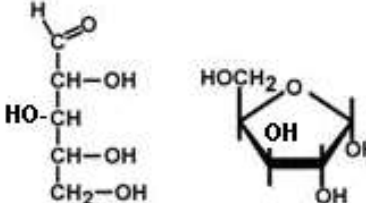
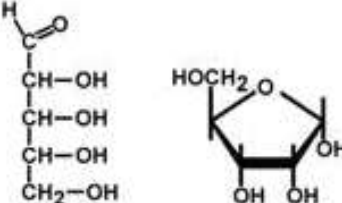
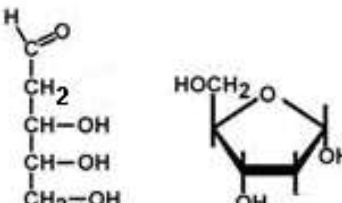
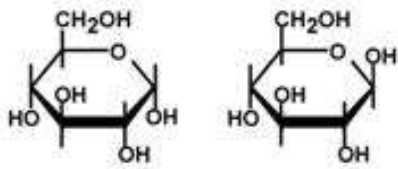
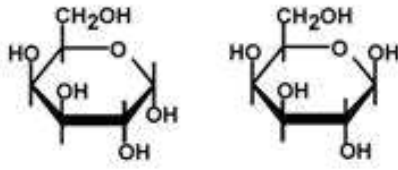
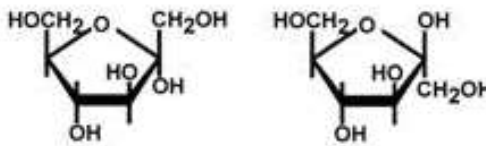
Серед пентоз ($C_5H_{10}O_5$) найбільш важливими є: арабіноза, ксилоза, рибоза, дезоксирибоза. **Арабіноза** входить до складу рослинних слизів, геміцелюлоз, гуміарабіку, пектинових речовин. **D-ксилоза** входить до складу деревини, соломи, кукурудзяних качанів, оболонки зерна, в кондитерській промисловості її використовують в якості підсолоджувача. **Ксиланова кислота**, що утворюється при окисненні ксилози використовується в харчовій промисловості як замітник лимонної кислоти. П'ятиатомний спирт **ксиліт**, що одержують відновленням ксилози, використовується як замітник цукру в харчуванні хворих на діабет. **Рибоза** входить до складу РНК, деяких коферментів. **Рибітол**, що одержується з рибози, входить до складу деяких вітамінів. D-дезоксирибоза входить до складу ДНК.

Загальна формула гексоз $C_6H_{12}O_6$. **Глюкоза** міститься в крові, лімфі, дуже поширена в плодах, насінні, листах і квітах рослин, особливо багато її у

винограді (до 20%). Спирт *сорбіт*, що одержують з глюкози, використовують також як і ксиліт. **Фруктоза** у вільному стані входить до складу бджолиного меду (до 45%). Фосфатні ефіри фруктози є проміжними продуктами вуглеводного обміну в організмі людини. Фруктозу використовують як замітник цукру, адже вона в 2,5 рази є більш солодкою, ніж глюкоза. **D-маноза** міститься в шкірці апельсинів. В організмі людини – у сироватці крові, слизу кишечника, слині, у суглобній рідині. Спирт *маніт*, що утворюється при відновленні манози, міститься в соці тропічних рослин, водоростях. **D-галактоза** входить до складу складних ліпідів нервової тканини, глікопротеїнів. Галактозу використовують у кондитерській промисловості.

Глікозиди мають велику фізіологічну активність. Вони утворюються при розщепленні нуклеїнових кислот, АТФ, НАД, НАДФ. До глікозидів відносяться антибіотики, рослинні пігменти, алкалоїди й ін. Багато із глікозидів мають гіркий смак і специфічний запах, деякі мають токсичну дію. Так, глікозид **амігдалін** міститься в кісточках персиків, абрикосів, слив, вишень, яблук, груш, листах лавровишні, насіннях гірко мигдалю. При гідролізі цього глікозиду утворюються дві молекули глюкози, бензальдегід і синільна кислота, яка може викликати отруєння.

Глікозид **ваніліну** міститься в стручках ванілі (до 2% на суху речовину), при його ферментативному гідролізі утворюються глюкоза й ванілін. Ванілін - цінна запашна речовина, тому широко застосовується в харчовій і парфумерній промисловості.

триози	 <p>гліцеральдегідфосфат</p>	 <p>діоксиацетон</p>
пентози	 <p>арабіноза</p>  <p>ксилоза</p>	 <p>рибоза</p>  <p>дезоксирибоза</p>
гексози	 <p>α-Глюкоза β-Глюкоза</p>  <p>α-Галактоза β-Галактоза</p>	 <p>α-Фруктоза β-Фруктоза</p>

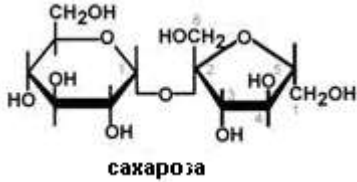
У кристалічному стані моносахариди існують у вигляді напівацетальної (циклічної) форми, вивчіть стереохімію вуглеводів, включаючи існування α - і β -ізомерів циклічної молекули моносахаридів та їхні перетворення (мутаротацію). Зверніть увагу на будову дисахаридів відновлюючих і невідновлюючих, а також на будову вищих полісахаридів. Необхідно вивчити реакції моносахаридів у карбонільних та циклічних формах.

Слід відрізнити за хімічними властивостями глюкозу від фруктози, моносахариди від ди- і полісахаридів.

Олігосахариди

Дисахарид **мальтоза** - солодовий цукор – α, D -глюкопіранозил-(1→4)- α, D -глюкопіраноза. Є проміжним продуктом гідролізу крохмалю й глікогену, відноситься до відновлюючих дисахаридів, міститься в пророслому зерні й особливо у великій кількості у солоді й солодових екстрактах. При гідролізі мальтози утворюються дві молекули глюкози. Ця реакція відіграє значну роль у харчових технологіях, наприклад, при бродінні тіста.

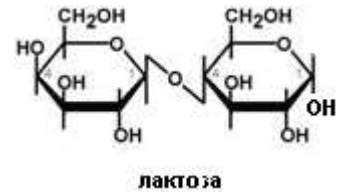
Сахароза – буряковий, або тростинний цукор - α, D -глюкопіранозил-(1→2)- β, D -фруктофуранозид - найпоширеніший дисахарид, що широко застосовується у харчуванні й харчовій промисловості. Не володіє відновлюючими властивостями, міститься в листах, стеблах, насінні, плодах, бульбах рослин.



Вміст сахарози у цукровому буряку від 15 до 22%, у цукровій тростині - 12-15%, у картоплі - 0,6%, луці - 6,5%, моркві - 3,5%, буряку - 8,6%, дині - 5,9%, абрикосах і персиках - 6,0%, апельсинах - 3,5%, винограді - 0,5%, кукурудзі - 1,4-1,8%. Процес гідролізу сахарози з утворенням глюкози і фруктози називається *інверсією* цукру, а суміш рівної кількості глюкози і фруктози, що утворюються в процесі гідролізу сахарози – *інвертованим цукром*.

Сахароза піддається спиртовому, кисломолочному й маслянокислому бродінню. Сахароза при нагріванні вище температури плавлення (160-186°C) карамелізується, тобто перетворюється в суміш складних продуктів, втрачаючи при цьому воду. Ці продукти використовуються в харчовій промисловості в якості барвників.

Лактоза – молочний цукор - β, D -галактопіранозил-(1→4)- α, D -глюкопіраноза. Міститься в молоці (коров'ячому - 4-6%) і молочних продуктах. Під дією молочнокислих бактерій гідролізується з наступним бродінням продуктів, що утворилися, у молочну кислоту. Лактоза добре засвоюється організмом після розщеплення в тонкому кишечнику під дією фермента лактази.



Целобіоза - β, D -глюкопіранозил-(1→4)- β, D -глюкопіраноза – є проміжним продуктом гідролізу целюлози в кишечнику.

Трисахарид **рафіноза** містить залишки фруктози, глюкози і галактози. У значній кількості рафіноза міститься в цукровому буряку, насінні бавовни, морських водоростей, грибах і інших рослинах.

Тетрасахарид **стахіоза** складається із двох залишків галактози, одного - глюкози й одного - фруктози. У великій кількостях міститься в насінні бобових, у цибулинах і коріннях деяких рослин.

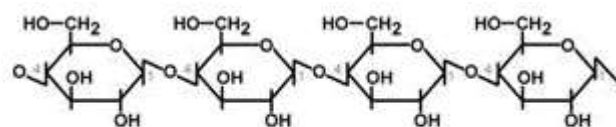
Гомополісахариди

Крохмаль є основною живильною речовиною рослин; утворюється в результаті фотосинтезу, накопичується у вигляді крохмальних зерен у листах, плодах, бульбах, насінні рослин (у насінні пшениці - 75-80%, у рисі -

30%, бульбах картоплі - 25%). Крохмаль являє собою суміш двох полісахаридів: лінійного – амілози (10-30%) і розгалуженого - амілопектину (70-90%), загальна формула яких – $(C_6H_{10}O_5)_n$. Полісахариди крохмалю побудовані із залишків D-глюкози, зв'язаних між собою за допомогою α -1,4-зв'язків, у місцях розгалуження амілопектину - α -1,6-зв'язків. Амілоза з йодом дає синє забарвлення, амілопектин - фіолетове. При гідролізі крохмалю на проміжній стадії утворюються декстрини й мальтоза, на кінцевій стадії - глюкоза. Процеси руйнування молекули крохмалю широко застосовуються в харчовій і спиртовій промисловості.

Глікоген – «тваринний крохмаль» - основний резервний полісахарид людини й вищих тварин. За будовою він близький до амілопектину. З йодом утворює червоно-буре забарвлення. При гідролізі розпадається на декстрини, мальтозу, глюкозу. У найбільшій кількості міститься в печінці (до 6%), м'язах (~1%). При нестачі глюкози в організмі він розщеплюється, відновлюючи її нормальну концентрацію.

Целюлоза (клітковина) – найпоширеніший полісахарид, що складається із залишків β ,D-глюкопіранози, зв'язаних між собою за допомогою (1→4) зв'язків. Це основний компонент і опорний матеріал клітинних стінок рослин (у волокнах бавовни -98%, деревині - 40-50%). Продукти гідролізу клітковини широко використовуються для виробництва кормових дріжджів, етилового спирту та інших продуктів.



будова целюлози

Пектинові речовини містяться у великій кількості в ягодах, фруктах і овочах у вигляді нерозчинного в воді протопектину, а також розчинних пектину і пектинової кислоти. Пектинова кислота складається із залишків галактуронової кислоти. Пектин – це складний ефір метилового спирту і пектинової кислоти. У присутності води, кислот та цукру пектинові речовини утворюють желеподібні маси. Цю їх властивість використовують при виробництві мармеладу, желе, пастили.

Інулін міститься в бульбах та корінні кульбаби, артишоків, жоржин. При його гідролізі утворюється D-фруктоза.

Гетерополісахариди

Геміцелюлози - гетерополісахариди, що містяться в оболонках рослинних клітин разом з целюлозою. Геміцелюлози поділяються на гексозани $(C_6H_{10}O_5)_n$ і пентозани $(C_5H_8O_4)_n$. Гексозани при гідролізі дають гексози (галактозу, фруктозу); продуктами гідролізу пентозанів є ксилоза та арабіноза. Геміцелюлози відносяться до групи харчових волокон, необхідних для нормального травлення, вони використовуються в промисловості для одержання спиртів, паперу, антибіотиків.

Камеді являють собою затвердлий на повітрі рослинний сік; до них належать *вишневий клей* та *гуміарабік* – застиглий сік тропічних акацій. Макромолекули камеді мають розгалужену будову і містять в своєму складі

залишки D-галактози й D-глюкуронової кислоти, арабінози і рамнози. Вони мають підвищену в'язкість, здатні набухати й утворювати гелі. Завдяки цим властивостям камеді широко використовуються в харчовій промисловості при виробництві соусів, майонезів, кетчупів, морозива, сирів, напоїв тощо.

Полісахарид **агар-агар** є продуктом екстракції червоних та бурих морських водоростей. Складається в основному із залишків D і L- галактози, частково етерифікованих сульфатною кислотою; в малій кількості містить арабінозу та глюкозу. Агар-агар легко набухає у воді, а при охолодженні перетворюється у твердий гель. Тому його широко використовують в харчовій промисловості для виготовлення мармеладу, желе, пастили, морозива, а також при виробництві м'ясних і рибних консервів.

Мукополісахариди - це гетерополісахариди, які утворюють комплексні сполуки з білками (глікопротеїди) і ліпідами (гліколіпіди). Мукополісахариди виконують різні функції: захисну, структурну, регуляторну; вони є основними компонентами слизів (слини, кишкового соку). Найпоширеніші мукополісахариди – *гіалуронова кислота, гепарин, хондройтинсульфатна кислота, сіалові кислоти*.

Гіалуронова кислота входить до складу сполучної тканини, бере участь у формуванні захисних функцій організму, в обміні води.

Хондройтинсульфатна кислота входить до складу хрящової й кісткової тканин у вигляді комплексів з білком колагеном і виконує опорні функції, сприяє відкладенню кальцію в кістках, бере участь у регуляції процесів проникності мембран.

Гепарин міститься в печінці, легенях, стінках великих судин. Гепарин перешкоджає згортанню крові, тому широко використовується як антикоагулянт, впливає на обмін калію й натрію, має протизапальну дію.

Сіалові кислоти містяться в слині, травних соках, слизових секретах носової порожнини, матки. При запаленні їх вміст підвищується.

Приклад. За допомогою яких реакцій можна відрізнити целобіозу від сахарози ? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

Розв'язання. Целобіоза – відновлюючий дисахарид, його молекула утворена за рахунок глікозидного гідроксилу однієї молекули D-глюкози і четвертого спиртового гідроксилу другої молекули D-глюкози. Тому целобіоза може існувати у двох таутомерних формах – циклічній і альдегідній, що зумовлено наявністю у неї одного глікозидного гідроксилу. За хімічними властивостями такий дисахарид подібний до моносахаридів і може реагувати з амоніачним розчином Аргентум оксиду, фелінговою рідиною:

Сахароза – невідновлюючий дисахарид, його молекула утворена за рахунок глікозидних гідроксилів обох молекул D-глюкози. Тому сахароза існує тільки у циклічній формі і не взаємодіє з амоніачним розчином Аргентум оксиду, рідиною Фелінга.

**Завдання для самостійної роботи за темою
«Вуглеводи»**

113. а) Які властивості D-глюкози (виноградного цукру) виявляються в реакції з амоніачним розчином Аргентум оксиду? Відповідь необхідно підтвердити відповідною схемою реакції. Назвіть продукти реакції.

б) Які монози утворюються при гідролізі целобіози? Напишіть рівняння відповідної реакції і назвіть ці монози. Якими реакціями можна підтвердити наявність продуктів гідролізу? Наведіть схеми реакцій, назвіть продукти реакції.

114. а) За допомогою яких реакцій можна довести, що в молекулі виноградного цукру (D-глюкози) є п'ять гідроксильних груп і одна альдегідна? Напишіть відповідні рівняння реакцій, назвіть продукти.

б) За допомогою яких реакцій можна відрізнити звичайний харчовий цукор (сахарозу) від солодового цукру (мальтози)? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

115. а) Які продукти утворюються при метилуванні D-глюкози (виноградного цукру): а) дією CH_3I та Ag_2O ; б) дією CH_3OH (безводного) у присутності сухого HCl ? Напишіть відповідні рівняння реакцій, назвіть продукти.

б) Які монози утворюються при гідролізі мальтози (солодового цукру)? Напишіть рівняння відповідної реакції і назвіть ці монози. Якими реакціями можна підтвердити наявність продуктів гідролізу? Наведіть схеми реакцій, назвіть продукти реакції.

116. а) Яка функціональна група D-глюкози (виноградного цукру) виявляє відновні властивості? Відповідь необхідно підтвердити відповідною схемою реакції.

б) Поясніть, чому гідроліз сахарози (тростникового або бурякового цукру) називають інверсією? Відповідь необхідно підтвердити відповідним рівнянням реакції. Назвіть продукти реакції.

117. а) Поясніть, у чому полягає явище мутаротації D-глюкози (виноградного цукру), які його причини. Напишіть схему перетворень, що відбуваються при цьому явищі.

б) Целобіоза, також як і мальтоза (солодовий цукор), має відновлюючі властивості, а при гідролізі дає дві молекули глюкози. У чому полягає різниця між будовою целобіози і мальтози? Напишіть їх перспективні формули і дайте їм назву.

118. а) Як можна відрізнити альдогексозу від кетогексози? Напишіть рівняння відповідних реакцій на прикладі двох моноз, назвіть продукти реакцій.

б) Крохмаль і клітковина побудовані із залишків D-глюкози і мають загальні формули (які?). Покажіть, чим відрізняється будова крохмалю від будови клітковини.

119. а) Яким чином, використовуючи різницю у фізичних і хімічних властивостях, ідентифікувати речовини, що входять до складу сполук: D-

глюкози (виноградного цукру) і D-фруктози (плодового цукру)? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

б) Яку будову має крохмаль? Поясніть, яку роль відіграє крохмаль у рослинах?

120. а) У двох пробірках знаходяться: а) розчин глюкози; б) розчин гліцерину. Як за допомогою одного реактиву довести, де яка речовина знаходиться? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

б) Які монози утворюються при гідролізі лактози (молочного цукру)? Напишіть рівняння відповідних реакцій і назвіть ці монози. Якими реакціями можна підтвердити наявність продуктів гідролізу? Наведіть схеми реакцій, назвіть продукти реакцій.

121. а) Проаналізуйте відношення до дії реагента $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$: а) D-глюкози (виноградного цукру); б) D-ксилоли, D-фруктози (плодового цукру). Напишіть рівняння відповідних реакцій.

б) Які монози утворюються при гідролізі пектинових речовин? Напишіть рівняння відповідних реакцій і назвіть ці монози. Якими реакціями можна підтвердити наявність продуктів гідролізу? Наведіть схеми реакцій, назвіть продукти реакцій.

122. а) Поясніть, чому алкілування D-глюкози (виноградного цукру) призводить до зникнення властивостей, характерних для альдегідів? Відповідь необхідно підтвердити відповідним рівнянням реакції.

б) Проаналізуйте відношення лактози (молочного цукру) до дії: а) реактиву Фелінга; б) мінеральної кислоти; в) оцтового ангідриду. Наведіть схеми реакцій, назвіть продукти реакцій.

123. а) У трьох пробірках знаходяться: а) формалін; б) розчин D-глюкози; в) розчин гліцерину. Як за допомогою одного реактиву довести, де яка речовина знаходиться? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

б) Напишіть рівняння реакцій гідролізу крохмалю і клітковини. Назвіть проміжні продукти гідролізу обох речовин. Який моносахарид є кінцевим продуктом гідролізу? Якими реакціями можна підтвердити наявність цього моносахариду?

124. а) Як відноситься β -D-ксилопіраноза до дії: а) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$; б) $(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}$; в) CH_3OH (HCl)? Наведіть схеми можливих реакцій, назвіть продукти реакцій.

б) За допомогою яких хімічних реакцій можна розрізнити мальтозу (солодовий цукор) та сахарозу (тростниковий або буряковий цукор)? Наведіть схеми відповідних реакцій, назвіть продукти реакцій.

125. а) Напишіть схеми реакцій D-глюкози зі сполуками: а) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$; б) $(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}$; в) CH_3OH (HCl), назвіть продукти реакцій.

б) Наведіть рівняння реакцій гідролізу крохмалю і клітковини. Назвіть проміжні продукти гідролізу обох речовин. Який моносахарид є кінцевим продуктом гідролізу? Якими реакціями можна підтвердити наявність цього моносахариду?

126. а) Як відноситься α -D-рибопіраноза до дії: а) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$; б) CH_3COCl ; в) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (HCl), наведіть схеми можливих реакцій, назвіть продукти реакцій.

б) Поясніть, чому сахароза (тростниковий або буряковий цукор) є невідновлюючим сахаридом. Проаналізуйте відношення сахарози до дії: а) оцтового ангідриду; б) сульфатної кислоти; в) йодистого метилу. Наведіть схеми реакцій, назвіть продукти реакцій.

127. а) Як можна виявити D-глюкозу (виноградний цукор) в розчині? Наведіть схеми реакцій, назвіть продукти цих реакцій.

б) Яку будову має лактоза (молочний цукор)? Напишіть рівняння реакції гідролізу лактози. Якими реакціями можна підтвердити наявність продуктів реакції гідролізу? Наведіть схеми реакцій, назвіть продукти реакцій.

128. а) Напишіть схеми реакцій D-галактози зі сполуками: а) Br_2 (H_2O); б) $(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}$; в) CH_3OH (HCl), назвіть продукти реакцій.

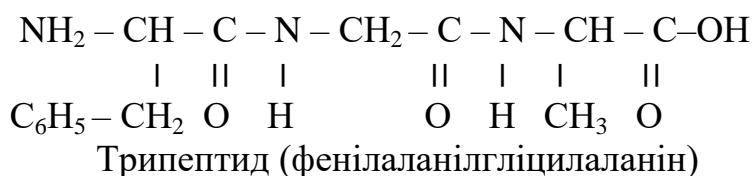
б) Проаналізуйте відношення до дії реагента $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$: а) сахарози; б) мальтози; в) клітковини. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

ТЕМА 9. АМІНИ. АМІНОКИСЛОТИ. БІЛКИ. ФЕРМЕНТИ.

Органічні сполуки, що містять у молекулі атоми Нітрогену, широко представлені у природі. До них відносяться *аміни, амінокислоти, білки*, багато фізіологічно активних сполук тощо.

В молекулах *аліфатичних амінів* атом Нітрогену є sp^3 -гібридизованим, тобто молекули мають конфігурацію сплющеної піраміди (значення валентного кута атома Нітрогену становить $\sim 110^\circ$), у кутах основи якої розміщені вуглеводневі залишки, а у вершині має бути неподілена електронна пара атома Нітрогену. Однак зафіксувати наявність дзеркальних ізомерів третинних амінів, що мають три різні залишки, не вдається, оскільки енергетичний бар'єр переходу від однієї до другої пірамідальної конфігурації досить невеликий, і такий перехід відбувається вже за кімнатної температури.

На відміну від аліфатичних, у молекулах *ароматичних амінів* атом Нітрогену перебуває в sp^2 -гібридизованому стані (валентні кути становлять $\sim 120^\circ$). Отже, використовуючи дві гібридизовані орбіталі на утворення зв'язків з атомами Гідрогену аміногрупи (або з атомами Карбону залишків алкіл- або діалкіламіногрупи), а третю – на зв'язок з атомом Карбону ароматичного кільця, атом Нітрогену має ще неподілену електронну пару. При цьому завдяки плоскій конфігурації аміногрупи стає можливою p - π -кон'югація вільного електрона Нітрогену з π -електронною системою ароматичного кільця. В ароматичних амінах на аміногрупу значною мірою впливає ароматичне кільце, а саме наявність у ньому електронодонорних або електроноакцепторних замісників, особливо в *орто*- і *пара*-положеннях.



Назва поліпептидів складається з назв α -амінокислот, які входять до його складу, і перераховуються послідовно від N-кінцевого до С-кінцевого залишку. При цьому в тривіальних назвах амінокислот суфікс –ин (-ін) замінюється суфіксом –ил (-іл), а С-кінцева α -амінокислота зберігає звою назву.

Білки або протеїни – це високомолекулярні органічні сполуки, що побудовані із залишків α -амінокислот.

Хімічний склад білків

Білки – органічні сполуки, що мають такий елементний склад: атоми Карбону – 52 – 55%; атоми Оксигену – 21 – 23%; атоми Гідрогену – 6,6 – 7,3%; атоми Нітрогену – 15 – 18%; Атоми Сульфуру – 0,3 – 2,%. До складу деяких білків входять також атоми Фосфору (0,2 – 2,0%), атоми Феруму та інші елементи.

За хімічною природою білки є гетерополімерами, побудованими з амінокислот.

Дисиміляція білків в організмі людини починається з їхнього гідролітичного розщеплення за участю протеолітичних ферментів. В результаті утворюються вільні амінокислоти та пептиди з більш короткими ланцюгами, ніж у вихідних білків. Кінцевими продуктами окиснення вуглеводневої частини амінокислот є CO_2 і H_2O . Однак кінцевим продуктом обміну нітрогеновмісних сполук є не вільний азот, а такі продукти неповного згоряння, як сечовина, амонійні солі, сечова кислота, аспарагін та деякі інші, що виводяться з організму з сечею і потом. Тим не менш калорійність білків звичайно прирівнюється до теплоти їх згоряння до CO_2 , H_2O та N_2 і вважають, що вона знаходиться приблизно на такому же рівні, як і вуглеводів 16,5 – 17,2 кДж/г (4,0 – 4,1 ккал/г).

При нормальній трудовій діяльності енергетичні втрати людини перекриваються за рахунок білків на 15 – 20%.

Не дивлячись на те, що білки в енергетичному балансі людини відіграють відносно меншу роль, їх значення як основного будівельного матеріалу клітин дуже велике. Унікальна роль білків складається в тому, що їх дефіцит в організмі практично не поповнюється за рахунок інших компонентів їжі. Норма добового вживання білків для дорослої людини 80 – 100 г (при важкій фізичній праці 130 – 140 г), систематичне порушення її виявляється вельмихворобливо на життєдіяльності організму.

Вивчаючи клас білків, зверніть увагу на їхні фізичні і хімічні властивості, просторову структуру, ідентифікацію.

Фізіологічна роль пептидів

Білки або протеїни – це високомолекулярні органічні сполуки, до складу яких входять атоми Нітрогену, що побудовані із залишків α -амінокислот.

В природі існує приблизно від 10^{10} до 10^{12} різних білків, що складають основу $1,2 \cdot 10^6$ видів живих організмів, починаючи від вірусів та закінчуючи людиною.

Така різноманітність білків обумовлена здатністю 20 протеїногенних α -амінокислот взаємодіяти одна з одною з утворенням полімерних молекул.

Кожний вид живих організмів характеризується індивідуальним набором білків, що визначається інформацією нащадків, що закодовані в ДНК.

Розташування білків в просторі визначає їх **біологічні функції**, головними з яких є:

- структурна (кератин волосся, колаген з'єднувальної тканини, еластин);
- каталітична (ферменти), транспортна (гемоглобін, міоглобін, альбуміни сироватки);
- захисна (антитела, фібриноген крові);
- гормональна (інсулін підшлункової залози, гормон росту, гастрин шлунку);
- резервна (овальбумін яйця, казеїн молока, феритин селезінки).

Білкові речовини приймають участь у здійсненні багатьох найважливіших процесів в організмі, таких як збудженість, координація руху, дифференціювання клітин.

У організмі тварин білки становлять близько 50% сухої маси. У більшості рослинних клітин вміст білка незначний, однак функціональна роль їх дуже велика.

Білки мають важливе значення як основний і незамінний продукт харчування людини та корм для сільськогосподарських тварин.

Білки в харчуванні людини займають особливе місце. Вони виконують цілий ряд специфічних функцій, які властиві тільки живій матерії. Білкові речовини наділяють організм пластичними властивостями, що полягають у побудові структур субклітинних включень, і забезпечують обмін речовин між організмом і навколишнім середовищем. В обміні речовин приймають участь як структурні білки клітин і тканин, так і ферментні і гормональні системи. Білки координують і регулюють все те різноманіття хімічних перетворень в організмі, яке забезпечує функціонування його як єдиного цілого.

Структура білків

Хімічні зв'язки в білковій молекулі. α -Амінокислоти є мономерними структурними одиницями білкової молекули. В процесі біосинтезу білка залишки окремих амінокислот з'єднуються один з одним у лінійну

послідовність, а також формується просторова структура за допомогою різних типів зв'язків. У цілому білкова молекула характеризується наявністю міцних ковалентних і відносно слабких нековалентних зв'язків. Таке поєднання зв'язків забезпечує білковій молекулі міцність і динамічність у процесі функціонування.

Рівні структурної організації білка. Функціональні властивості білків визначаються послідовністю амінокислот і конфігурацією, тобто їх структурною організацією, або просторовою структурою. Виділяють чотири рівні організації молекули білка: первинна, вторинна, третинна та четвертинна.

Первинна структура характеризує якісний і кількісний склад амінокислот, послідовність їх розміщення в поліпептидних ланцюгах білкової молекули. Основу первинної структури складають пептидні зв'язки. Пептидний, або кислотноамідний зв'язок ($-\text{CO} = \text{NH}-$), є типовим ковалентним зв'язком, за допомогою якого амінокислотні залишки з'єднуються один з одним, утворюючи стержень білкової молекули. Є.Фішер вперше висунув поліпептидну теорію структури молекули білка. Згідно з цією теорією молекули білка складаються з великої кількості амінокислотних залишків, з'єднаних між собою пептидними зв'язками.

Вторинна структура визначає просторову конфігурацію поліпептидного ланцюга. Відомо три види вторинної структури: α -спіральна, β -складчаста і колагенова спіраль.

α -Спіраль – це правий гвинт, де на один виток припадає 3 – 6 амінокислотних залишків. **β -Складчаста структура** – це система паралельно й антипаралельно розміщених фрагментів. Складки виникають тому, що площини двох сусідніх зв'язків утворюють певний кут. **Колагенова спіраль** складається з трьох спіральних ланцюгів, які закручуються (“зчеплюються”) один навколо одного й утворюють суперспіраль.

Вторинна структура стабілізується водневими зв'язками, які виникають між атомом Гідрогену, що сполучений з електронегативним атомом Нітрогену одного пептидного зв'язку, і карбонільним атомом Оксигену відаленої від нього, якщо рахувати вздовж пептидного ланцюга, але наближеної у просторі амінокислоти.

Спіралі вторинної структури можуть різними способами згибатися та складуватися, утворюючи клубки. Таким чином утворюється **третинна структура білка**. Вона стабілізується різними зв'язками: водневими, дисульфідними, амідними.

Багато білків володіють **четвертинною структурою**. Вона являє собою комбінацію субодиниць з однаковою або різною первинною, вторинною та третинною структурою. Субодиниці пов'язані друг з другом за допомогою слабких нековалентних зв'язків.

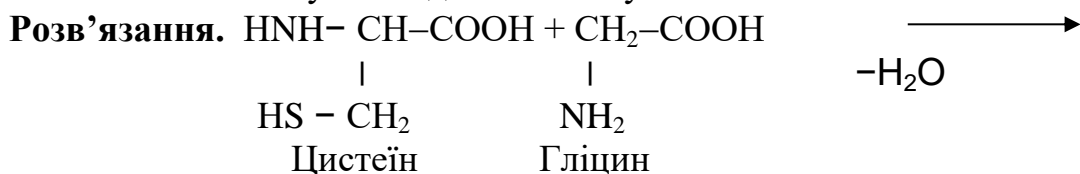
Кольорові реакції, що використовуються для якісного визначення білків та амінокислот

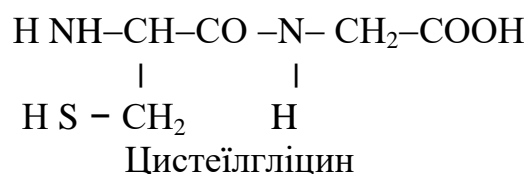
Реакція	Реактив	Амінокислота	Забарвлення
Біуретова	CuSO ₄ в лужному середовищі	Пептидний зв'язок	Фіолетове
Ксантопротеїнова	HNO ₃ концентрована	Фенілаланін, тирозин	Жовте
Адамкевича	Гліоксалева кислота в H ₂ SO ₄ конц.	Триптофан	Червоно-фіолетове
Фоля	Pb(CH ₃ COO) ₂ в лужному середовищі	Цистеїн, цистин	Чорне
Сакагучі	α-нафтол і Натрій гіпохлорит	Аргінін	Червоне
Паулі	Діазотована сульфанілова кислота в лужному розчині	Гістидин, тирозин	Червоне

Вміст білків у деяких продуктах харчування (в % на суху масу)

М'ясо яловиче пісне – 21,5	Хліб житній – 7,8
Баранина пісна – 19,8	Макарони – 9-13
Свинина жирна – 16,5	Крупа гречана – 11
М'ясо кролика – 20,7	Рис – 8
Курятина – 18,2	Пшоно – 10
М'ясо індички – 19,5	Картопля – 2 – 5
Риба – 19 – 20	Соя – 34
Ікра осетрових зерниста – 30,0	Горох – 26
М'ясо мідії - 8	Квасоля – 19,6
Філе кальмара – 18,0	Фундук - 12
Яйце куряче – 13	Кедрові горіхи - 4
Молоко коров'яче – 3,5	Овочі – 1,1-1,6
Масло коров'яче – 0,5	Фрукти – 0,3 – 1,1
Сири – 23,3	Дріжджі кормові – 16

Приклад. Напишіть структурну формулу пептиду з цистеїну та гліцину. Назвіть продукт реакції. Яку кольорову реакцію можна використати для виявлення в ньому пептидного зв'язку?





Обробка сильнолужного розчину білка кількома краплинами насиченого розчину Купрум(II) сульфату призводить до появи фіолетового або синьо-фіолетового забарвлення. Ця реакція (*біуретова*) є характерною для пептидів та білків і застосовується для виявлення пептидних зв'язків.

В клітинах живих організмів здійснюються сотні хімічних реакцій, що ведуть до перетворення органічних сполук. Хімічні реакції в біологічних системах йдуть в присутності каталізаторів, роль яких виконують специфічні речовини, які називаються *ферментами*.

Хімічна природа ферментів

Ферменти (ензіми) – це біологічні каталізатори, що синтезуються в живих клітинах і здатні значною мірою прискорювати різні хімічні реакції без помітної витрати їх самих. За своєю природою вони – високомолекулярні сполуки і відносяться або до простих білків – *протеїнів*, або до складних – *протеїдів*. Ферменти, що відносяться до протеїдів, складаються з білка і небілкової частини - *простетичної групи*. *Білкова* частина ферменту називається *апоферментом*, а *простетична група* – *коферментом*. Коферментами в молекулах ферментів можуть бути вітаміни, атоми Феруму, що зв'язані з певними органічними речовинами, атоми Купруму, Цинку, Мангану та інших елементів.

Ферменти відрізняються від хімічних каталізаторів, а саме:

- 1) Це надзвичайно сильні каталізатори: ферментативна реакція протікає в $10^6 - 10^{12}$ разів швидше, ніж спонтанна у водному розчині, що не каталізується.
- 2) В живих організмах в присутності ферментів за секунди, а іноді й за частки секунд, здійснюються складні послідовні реакції, для проведення яких в хімічній лабораторії необхідно було б дні, тижні, а часто й місяці роботи.
- 3) Реакції, що каталізуються ферментами, на відміну від хімічних реакцій органічних речовин, що відбуваються в лабораторних умовах, йдуть без утворення побічних продуктів, майже зі 100%-ним виходом.

Ферменти забезпечують одну з основних властивостей біологічних процесів – ступінчастість. Завдяки цьому обмін речовин регулюється на рівні проміжних продуктів реакцій, при цьому енергія вивільняється невеликими порціями й легше протікає синтез біополімерів.

Ферменти мають велике практичне значення: на використанні різних ферментативних процесів засновано багато галузей харчової промисловості – виробництво хліба, виготовлення сирів, виробництво м'ясних та молочних продуктів, чаю, органічних кислот, амінокислот, антибіотиків тощо.

Властивості ферментів

Ферменти мають *термолабільний* характер. Активність ферментів збільшується за температури від 0⁰ до 40-50⁰С. При подальшому підвищенні температури від 50⁰ до 70⁰С активність ферментів падає; за температури вище 80⁰С багато ферментів втрачають свою активність. Дуже сильно падає активність ферментів за температури нижче 0⁰С. Усі ферменти здатні працювати у відносно м'яких умовах, за температури 25 – 40⁰С.

Усі ферменти чутливі по відношенню до середовища. Більшість ферментів виявляють активність у слабко лужному середовищі, за винятком пепсину, який має активність в кислому середовищі.

Ферменти – специфічні каталізатори. Білкова природа ферментів обумовлює одну з найважливіших властивостей ферментів – їх високу специфічність. Вона полягає в тому, що кожний фермент каталізує певну хімічну реакцію або тип хімічної реакції. На відміну від неорганічних каталізаторів чи каталізаторів із простою молекулярною будовою, ферменти мають високу субстратну специфічність, тобто специфічні до певного субстрату або групи близьких за хімічною будовою субстратів. Субстратна специфічність значною мірою визначає координацію деяких хімічних перетворень в обміні речовин. Завдяки своїй високій специфічності ферменти обирають із ряду термодинамічно можливих хімічних реакцій лише деякі й тому не тільки прискорюють біохімічні перетворення, а й часто визначають загальний напрямок метаболічних процесів. Наприклад, сахараза розщеплює сахарозу, лактаза – лактозу, пепсин розщеплює білки до пептонів.

Речовини, які підвищують активність ферментів, називаються **активаторами**, а ті, що пригнічують дію ферментів, - **інгібіторами**, або паралізаторами.

Класифікація ферментів

Сучасна наукова система класифікації та нумерації (індексації) ферментів, а також номенклатура ферментів засновані на природі хімічного перетворення, яке характеризується сумарним рівнянням ферментативної реакції.

За цією ознакою всі відомі нині ферменти поділяються на шість головних класів:

1. Оксидоредуктази

Ферменти, що приймають участь в окисно-відновних реакціях, що протікають в тканинах. Серед оксидоредуктаз розрізняють нікотинамідні дегідрогенази, флавонові ферменти, оксидази, оксигенази, гідроксидази, цитохроми тощо.

2. Трансферази.

Ферменти, що сприяють перенесенню окремих атомів або груп атомів з однієї молекули на іншу або в межах самих молекул. У залежності від того, перенесення якої групи вони здійснюють, розрізняють фосфо-, метил-, карбоксил-, аміно-, форміл-глікозилтрансферази та ін.

3. Гідролази.

Каталізують розщеплення складних речовин на прості, що супроводжується приєднанням води, і прискорюють синтези речовин, що пов'язані з виділенням води. Ці реакції називають гідролітичними (зв'язки між атомами Карбону та Оксигену в жирах, вуглеводах, а також між атомами Карбону і Нітрогену в білкових речовинах). Гідролази поділяються на *естерази* – розщеплення жирів та естерів; *глюкозидази* – розщеплення глюкозидних зв'язків в вуглеводах; *пептидази* – каталізують розщеплення пептидних зв'язків в білках та в продуктах їх розкладання.

4. Ліази.

Ферменти, які сприяють розриву зв'язків між атомами Карбону не гідролітичним шляхом. Багато ліаз приймають участь в процесах обміну.

5. Ізомерази.

Ферменти, що сприяють різним ізомерним перетворенням.

6. Лігази, або синтетази.

Прискорюють реакції синтезу, що відбуваються за рахунок розщеплення багатих енергією речовин.

Кожний клас ферментів поділяється на підкласи. Оксидоредуктази класифікуються за природою хімічних груп, які окиснюються в молекулі донора (наприклад окиснюється спиртова група, альдегідна або кетонна, аміногрупа тощо). Трансферази класифікуються за типом залишків, які транспортуються (ацильні, альдегідні, глікозильні, групи, що містять атоми Сульфуру, Фосфору тощо). Гідролази поділяють за типом зв'язків, які гідролізуються (глікозильні, альдегідні, амідні тощо). Ліази класифікуються за природою зв'язків, які розриваються (C–C-ліази, C–O-ліази, C–N-ліази, C–S-ліази тощо); ізомерази – за типом реакції ізомеризації (рацемізація, цис-транс-ізомеризація, внутрішньомолекулярне переміщення груп); лігази – за природою зв'язків, що заново утворюються (C–C-зв'язки, C–O-зв'язки, C–N-зв'язки, C–S-зв'язки).

ВИКОРИСТАННЯ ФЕРМЕНТАТИВНОГО КАТАЛІЗУ В ХАРЧОВИХ ТЕХНОЛОГІЯХ

Галузь	Етапи технологічних процесів і технологічні цілі використання ферментів
Технологія переробки зерна	Підвищення виходу муки і круп, поліпшення якості клієковини, виробництво модифікованої муки зернобобових.
Хлібопечення	Скорочення витрат муки, поліпшення тіста, сповільнення черствлення виробів, поліпшення кольору скоринки, виробництво охолодженого і замороженого тіста.
Пивоваріння	Використання неосоложеної сировини, розжиження, поліпшення фільтрації, стабілізація пива. Одержання низькокалорійного пива.

Технологія молочних продуктів	Коагуляція молока, замінення сичугового ферменту при виробництві сирів, модифікація молочного білка, створення сирного аромату, одержання ферментативно модифікованих сирів, одержання молочного цукру (лактози).
Виробництво вина, фруктових соків, газованих напоїв, консервів	Освітлення, мацерація сировини, видалення крохмалю із соку, збільшення виходу. Виробництво солодких лікерів, стабілізація вин і соків, виробництво соків з м'якоттю і пюре.
Виробництво кофе	Поліпшення смаку і аромату.
Виробництво цукру	Видалення крохмалю, білків і полісахаридів.
Технологія м'ясопродуктів	Збільшення виходу, тендеризація м'яса, одержання м'ясних екстрактів, тектуризація білків, продовження строку зберігання.
Виробництво жирів і рослинних олій	Збільшення виходу, модифікація жирів, екстракція олії, одержання біологічно активних речовин (лецитину, токоферолів, каротинів та ін.).
Виробництво ароматизаторів	Синтез тонких ароматів, одержання натуральних ароматичних ефірів.
Виробництво рослинних екстрактів	Збільшення екстрактивності, скорочення тривалості екстракції, поліпшення фільтрації, підвищення виходу пігментів, посилення аромату і кольору.

***Завдання для самостійної роботи за темою
«Аміни. Амінокислоти. Білки. Ферменти»***

129. а) Які речовини називають ферментами? На які групи поділяються ферменти?

б) Які сполуки називають білками? Що слід розуміти під первинною структурою білка? Як визначається первинна структура білка?

130. а) Поясніть, до яких хімічних сполук відносяться ферменти за хімічною природою.

б) Напишіть структурну формулу трипептиду, при повному гідролізі якого утворюються гліцин, аланін та фенілаланін, а при частковому гідролізі – аланілгліцин і гліцилфенілаланін. Про присутність якого угруповання у цьому трипептиді при обробці його концентрованою нітратною кислотою дає поява жовтого забарвлення?

131. а) Яку роль в живому організмі відіграють ферменти?

б) Які сполуки називають білками? Що розуміють під вторинною структурою білка?

132. а) Які властивості мають ферменти?

б) Які амінокислоти можна добути при повному гідролізі трипептиду гліцилвалілфенілаланіну? Яку кольорову реакцію можна використати для виявлення ароматичного кільця у складі цього трипептиду?

133. а) До якого класу ферментів належить фермент сахараза? На який субстрат він діє? Напишіть рівняння реакції гідролізу сахарози в присутності сахарази.

б) Напишіть структурну формулу трипептиду, при повному гідролізі якого утворюються гліцин, лейцин та фенілаланін, а при частковому гідролізі – гліциллейцин і лейцилфенілаланін. Про присутність якого угруповання у цьому трипептиді при обробці його концентрованою нітратною кислотою дає поява жовтого забарвлення?

134. а) Яку біологічну функцію виконують ферменти?

б) Напишіть всі ізомери трипептидів складу $C_{11}H_{21}N_3O_4$, якщо відомо, що при їх гідролізі утворюються гліцин, лейцин та аланін. Дайте назву усім ізомерам.

135. а) На які групи поділяються ферменти? Охарактеризуйте їх.

б) Які амінокислоти можна добути при повному гідролізі трипептиду валілфенілаланігліцину? Яку кольорову реакцію можна використати для виявлення у цьому трипептиді ароматичного кільця? Які дипептиди можна очікувати при частковому гідролізі цього трипептиду? Напишіть рівняння реакції гідролізу цього трипептиду.

136. а) На які підгрупи поділяються ферменти?

б) Які амінокислоти можна добути при повному гідролізі трипептиду гліцилцистеїлфенілаланіну? Яку кольорову реакцію можна використати для виявлення в продуктах реакції гідролізу атомів Сульфуру? Які дипептиди можна очікувати при частковому гідролізі цього трипептиду? Напишіть рівняння реакції гідролізу цього трипептиду?

137. а) Яка хімічна природа ферментів?

б) Напишіть структурну формулу трипептиду, при повному гідролізі якого утворюються фенілаланін, гліцин та лізин, а при частковому гідролізі – фенілаланігліцин і гліциллізин. Яку кольорову реакцію можна використати для виявлення у цьому трипептиді ароматичної системи?

138. а) До яких хімічних сполук відносяться ферменти за хімічною природою?

б) Напишіть структурні формули пептидів: а) гліцилаланіну; б) фенілаланілвалілгліцину. У кожному пептиді назвіть N- і C-кінцеві амінокислоти. Яку кольорову реакцію можна використати для виявлення в цих сполуках пептидного зв'язку?

139. а) В яких харчових технологіях застосовують ферменти?

б) Які амінокислоти можна добути при повному гідролізі трипептиду гліцилцистеїлфенілаланіну? Яку кольорову реакцію можна використати для виявлення в продуктах реакції гідролізу атомів Сульфуру?

140. а) Що таке активатори ферментів?

б) Які амінокислоти можна добути при повному гідролізі трипептиду гліцилцистеїлфенілаланіну? Яку кольорову реакцію можна

використати для виявлення в продуктах реакції гідролізу атомів Сульфуру? Які дипептиди можна очікувати при частковому гідролізі цього трипептиду? Напишіть рівняння реакції гідролізу цього трипептиду.

141. а) Які сполуки називаються інгібіторами ферментів?

б) Які амінокислоти можна добути при повному гідролізі трипептиду валілгліцилфенілаланіну? Яку кольорову реакцію можна використати для виявлення у цьому трипептиді ароматичної системи?

142. а) Що лежить в основі класифікації ферментів?

б) Які амінокислоти можна добути при повному гідролізі трипептиду гліцилвалілфенілаланіну? Яку кольорову реакцію можна використати для виявлення у цьому трипептиді ароматичного кільця? Які дипептиди можна очікувати при частковому гідролізі цього трипептиду? Напишіть рівняння реакції гідролізу цього трипептиду.

143. а) Дайте визначення поняттям: апофермент, кофактор, кофермент.

б) Напишіть структурну формулу трипептиду, при повному гідролізі якого утворюються: цистеїн, аланін та лізин, а при частковому гідролізі – аланілцистеїн і цистеїллізин. Яку кольорову реакцію можна використати для виявлення у цьому трипептиді атомів Сульфуру?

144. а) Назвіть основні класи ферментів, охарактеризуйте кожний з них.

б) Яка хімічна реакція використовується для кількісного визначення первинних аміногруп амінокислот, що входять до складу повноцінних білків? Напишіть рівняння цієї реакції на прикладі триптофану. Наведіть формулу трипептиду, в якому однією з α -амінокислот є триптофан.

ТЕМА 10. ВІТАМІНИ.

Вітаміни – це органічні речовини різноманітної хімічної природи, які необхідні для нормальної життєдіяльності людей та тварин у невеликих кількостях. Вітаміни та їх похідні є незамінними учасниками обміну речовин і потрібні для забезпечення нормальних функцій і будови організму. Синтезуються вітаміни, в основному, в рослинних організмах, тому в організми людини та тварин вони повинні надходити з продуктами харчування.

Оскільки добова потреба людини у вітамінах вимірюється в міліграмах або навіть мікрограмах, вітаміни можна назвати мікрокомпонентами їжі. На відміну від них, макрокомпоненти – вуглеводи, білки, ліпіди – повинні входити в харчовий раціон людини у великих кількостях, добова потреба в них розраховується сотнями або (щонайменше) десятками грамів.

Майже всі відомі вітаміни є в клітинах усіх тварин, більшості рослин і мікроорганізмів, де виконують одні й ті ж важливі біохімічні функції.

Зараз відомо близько 20 різних вітамінів, які разом з основними харчовими речовинами – білками, вуглеводами та ліпідами – повинні міститися в харчовому раціоні людей і тварин багатьох видів для того, щоб забезпечити нормальний ріст і життєдіяльність організмів.

Джерелами вітамінів для людей є переважно продукти рослинного походження. Але окремі вітаміни містяться лише в організмах тварин (А, D). Людина одержує вітаміни або з рослинною їжею, або з продуктами тваринного походження (наприклад, із молоком, маслом, рибацьким жиром).

Внаслідок нестачі вітамінів у їжі розвивається захворювання *гіповітаміноз*, а через повну відсутність – *авітаміноз*. У разі надлишку вітамінів у їжі або введення дуже великої їх кількості з лікувальною метою може виникнути порушення обміну речовин і функцій організму, що називається *гіпервітамінозом*. Явища авітамінозу та гіпервітамінозу можуть спричинюватися порушеннями обміну речовин під час різних захворювань. Це ендогенні або вторинні види вітамінної недостатності.

Коли хімічна будова та механізм дії вітамінів ще не були відомі, їх позначали літерами латинського алфавіту, наприклад вітамін А, В, С. Зараз в основному використовують раціональні хімічні назви.

За фізико-хімічними властивостями вітаміни поділяють на дві групи: *водорозчинні* (добре розчинні у воді) та *жиророзчинні* (добре розчинні в неполярних розчинниках і жирах). До водорозчинних вітамінів належать такі, як тіамін (вітамін В₁), рибофлавін (вітамін В₂), нікотинова кислота (вітамін В₃, РР), пантотенова кислота (вітамін В₅), піридоксин (вітамін групи В₁₂), аскорбінова кислота (вітамін С). Усі ці вітаміни є коферментами.

До жиророзчинних належать вітаміни таких груп: А (каротиноїди), D (кальцифероли), К (філохінони), Е (токофероли).

Крім цих, добре відомих вітамінів, існують також інші речовини, необхідні для життєдіяльності живих організмів – вітаміноподібні речовини. До таких сполук належать вітамін Р, вітамін U, вітамін В₁₃ (оротова кислота), вітамін В₁₅.

ДОБОВА ПОТРЕБА, ОСНОВНІ ФУНКЦІЇ Й ДЖЕРЕЛА ЖИРОРОЗЧИННИХ ВІТАМІНІВ

Вітаміни	Добова потреба, мг	Біологічна роль	Джерела
Вітамін А (ретинол)	2,7	Зоровий акт, вплив на бар'єрну функцію шкіри, слизових оболонок, проникність клітинних мембран	Ретинол міститься у продуктах тваринного походження: печінці, яєчному жовтку, вершковому маслі, молоці, сметані, сирі. Дуже багато вітаміну в жирах печінки морської риби. Провітамін ретинолу - β-каротин – міститься в овочах, ягодах, фруктах жовтогарячого забарвлення, рослинній олії.

Вітамін D (кальциферол)	0,01- 0,025	Вплив на обмін Кальцію і Фосфору та формування кісткової тканини	Вітамін D міститься в основному в продуктах тваринного походження (у печінці, молочних жирах, яєчному жовтку, ікрі, риби жирних сортів). Частково синтезується в шкірі з відповідного провітаміну під дією ультрафіолетових променів.
Вітамін E (токоферол)	5	Є найбільш активним природним жиророзчинним антиоксидантом; впливає на функцію статевих залоз, необхідний для запліднення та нормального плину вагітності	Вітаміни групи E містяться в рослинній олії (соняшниковій, соєвій, бавовняній, кукурудзяній), у зелених листах овочів; крім того, в м'ясі, вершковому маслі, яєчному жовтку.
Вітамін K (філохінон)	1	Приймає участь в синтезі протромбіну – білка, що забезпечує згортання крові; нормалізує рухову функцію ШКТ	Вітамін K міститься в зеленому листі каштана, кропиви, люцерни, а також в капусті, шпинаті, гарбузі, зелених помідорах тощо. В продуктах тваринного походження, крім печінки свині, не міститься.

ДОБОВА ПОТРЕБА, ОСНОВНІ ФУНКЦІ Й ДЖЕРЕЛА ВОДОРозчинних Вітамінів

Вітаміни	Добова потреба, мг	Біологічна роль	Джерела
Вітамін B ₁ (тіамін)	1,2	Регуляція вуглеводного, білкового, жирового і водно-електролітного обміну	Житній і пшеничний хліб з борошна грубого млину, крупи (гречана, вівсяна й ін.), бобові, картопля, горіхи.
Вітамін B ₂ (рибофлавін)	1,7	Входить до складу коферменту ФАД, бере участь у тканинному диханні	Молоко, молочні продукти, яйця, м'ясо, печінці, нирки, бобові, гречана крупа.
Вітамін B ₃ (пантотенова кислота)	3-5	Входить до складу коферменту А, регуляція обміну ліпідів	Печінка, яєчний жовток, м'ясо, бобові, кольорова капуста; у малій кількості міститься в молочних продуктах, фруктах, овочах.
Вітамін B ₆		Входить до складу ферментів, що	М'ясо, субпродукти,

(піридоксин)	2	каталізують обмін білків; сприятливо діє на стан шкіри.	риба, яєчний жовток, горох, дріжджі, висівки, оболонки зерна. Синтезується мікрофлорою товстого кишечника.
Вітамін В ₉ (В ₁₂ , фолієва кислота)	1-1,2	Транспорт одноуглецевих груп (-СН ₃ , -СНО тощо); регуляція процесів кровотворення	Свіжі овочі (салат, капуста, петрушка, томати, морква, буряк), печінка, яловичина, яєчний жовток, сир. Синтезується мікрофлорою товстого кишечника.
Вітамін В ₁₂ (кобаламін)	0,003	Регуляція процесів кровотворення (синтез гемоглобіну)	Продукти тваринного походження: печінка, нирки, кисломолочні продукти, яєчний жовток.
Вітамін С (аскорбінова кислота)	75	Участь в окисно-відновних реакціях; позитивний вплив на стан ЦНС, печінки; участь в обмінних процесах	Зелені частини рослин, овочі, ягоди, цитрусові і інші фрукти
Вітамін Н (біотин)	0,25	Входить до складу ферментів, регуляція основного обміну	Субпродукти, дріжджі, бобові, кольорова капуста, гриби, яєчний жовток, горіхи.
Вітамін РР (нікотинова кислота)	18	Входить до складу коферментів НАД, НАДФ. Сприятливо діє на стан шкіри, роботу ШКТ і ЦНС	Печінка, яловичина, свинина, баранина, хлібобулочні і круп'яні вироби, висівки, дріжджі.

Завдання для самостійної роботи за темою «Вітаміни»

145. Яке значення для організму має вітамін Н і який авітаміноз викликає відсутність цього вітаміну? Наведіть його основні джерела.

146. Яке значення для організму має вітамін А і який авітаміноз викликає відсутність цього вітаміну? Наведіть його основні джерела.

147. Яке значення для організму має вітамін В₁ і який авітаміноз викликає відсутність цього вітаміну? Наведіть його основні джерела.

148. Яке значення для організму має вітамін В₂ і який авітаміноз викликає відсутність цього вітаміну? Наведіть його основні джерела.

149. Яке значення для організму має вітамін В₃ і який авітаміноз викликає відсутність цього вітаміну? Наведіть його основні джерела.

150. Яке значення для організму має вітамін В₆ і який авітаміноз викликає відсутність цього вітаміну? Наведіть його основні джерела.

151. Яке значення для організму має вітамін В₉ і який авітаміноз викликає відсутність цього вітаміну? Наведіть його основні джерела.

152. Яке значення для організму має вітамін D і який авітаміноз викликає відсутність цього вітаміну? Наведіть його основні джерела.

153. Наведіть класифікацію вітамінів, дайте визначення цій групі хімічних сполук.

154. Яке значення для організму має вітамін B₁₅ (пангамова кислота)? Наведіть його основні джерела.

155. Яке значення для організму має вітамін С і який авітаміноз викликає відсутність цього вітаміну? Наведіть його основні джерела.

156. Яке значення для організму має вітамін U і який авітаміноз викликає відсутність цього вітаміну? Наведіть його основні джерела.

157. Яку роль в організмі відіграють жиророзчинні вітаміни?

158. Яке значення для організму має вітамін B₁₂ і який авітаміноз викликає відсутність цього вітаміну? Наведіть його основні джерела.

159. Яке значення для організму має вітамін К і який авітаміноз викликає відсутність цього вітаміну? Наведіть його основні джерела.

160. Яке значення для організму має вітамін Є і який авітаміноз викликає відсутність цього вітаміну? Наведіть його основні джерела.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНИХ ДЖЕРЕЛ

1. Нечаев А.П. Пищевая химия / А.П. Нечаев, С.Е. Траубенберг, А.А. Кочеткова и др.; Под ред. А.П. Нечаева. Издание 4-е, испр. и дополн. – СПб.: ГИОРД, 2007. – 640 с.
2. Дуленко Л.В. Харчова хімія : навчальний посібник / Л.В. Дуленко, Ю.А. Горяйнова, А.В. Полякова В.Д. Малигіна, І.В. Дітріх, Д.О. Борзенко. – К.: Кондор, 2011. – 248с.
3. Малиновський В.В., Неорганічна хімія: Навч. посібник для студ. спец.«Технологія харчування» / В.В.Малиновський, П.Г. Нагорний. – К.: Київ. нац.торг.-екон. ун-т, 2003. – 184 с.
4. Ахметов Н.С. Неорганическая химия. – М.: Высшая шк., 1988. – 640 с.
5. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Ірпінь, ВТФ “Перун”, 1998. – 480с.
6. Хомченко Г.П. Неорганическая химия / Г.П. Хомченко, И.К. Цитович. – М.: Высшая шк., 1987.- 464 с.
7. Логинов Н.Я. Аналитическая химия / Н.Я. Логинов, А.Г. Воскресенский, И.С. Солодкин. – М.: Просвещение, 1979. – 480 с.
8. Коренман Я.И. Практикум по аналитической химии. Анализ пищевых продуктов: В 4-х книгах. 2-е изд., перераб. и доп. – М.: КолосС, 2005. – 239 с.: – ил. – (Учебники и учеб. пособия для студентов высш. учеб. заведений).
9. Бобрівник Л.Д. Органічна хімія / Л.Д. Бобрівник, В.М. Руденко, Г.О. Лезенко. – К.; Ірпінь:ВТФ “Перун”, 2002. – 544с.
10. Ластухін Ю.О. Органічна хімія / Ю.О. Ластухін, С.А. Воронов.- Львів: «Центр Європи», 2000. – 864с.
11. Нечаев А.П. Курс органической химии / А.П. Нечаев, Т.В. Еременко. – М.: Высшая школа, 1985. – 480с.
12. Писаренко А.П. Курс органической химии / А.П. Писаренко, З.Я. Хавин. – М.: Высшая школа, 1985. – 527с.
13. Шубін О.О. Вуглеводи: навчальний посібник / О.О. Шубін, Л.В.Дуленко, Ю.А. Горяйнова. – Донецьк: ДонДУЕТ, 2002. – 120с.
14. Дуденко Н.В. Біологічна хімія: Навчальний посібник / Н.В. Дуденко. – Х.: Прапор, 1999. – 320 с.
15. Нужна Т.В. Біохімія у схемах та таблицях: навчальний посібник / Т.В. Нужна, Ю.О. Лесишина. – Донецьк: ДонНУЕТ, 2013. – 63с.

Навчальне видання

Горайнова Юлія Артурівна

Харчова хімія.

Завдання для самостійної роботи студентів

Навчальний посібник

Підписано до друку.....

Формат 84×108 1/32. Ум. др. арк.6,25

Донецький національний університет
економіки і торгівлі імені
Михайла Туган-Барановського,
вул. Курчатова, 13, м. Кривий Ріг, 50042
ДК № 4929 від 07. 07. 2015 р.