

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

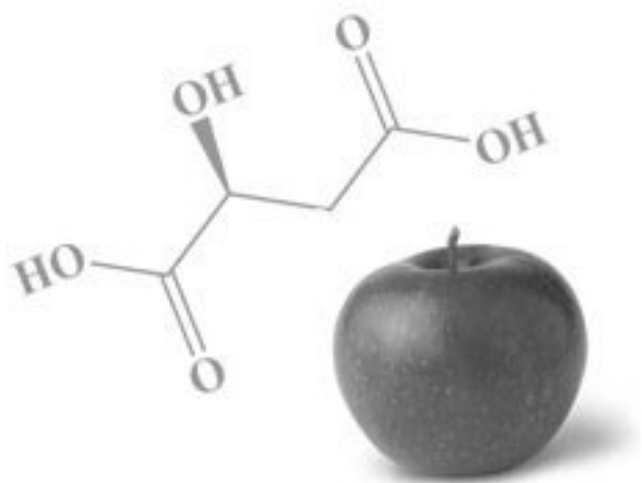
**ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
МІСЬКОГО ГОСПОДАРСТВА імені О. М. БЕКЕТОВА**

І. С. Зайцева, О. І. Пилипенко

ХАРЧОВА ХІМІЯ

КОНСПЕКТ ЛЕКЦІЙ

(для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти денної та заочної форм навчання зі спеціальності 241 – Готельно-ресторанна справа)



**Харків
ХНУМГ ім. О. М. Бекетова
2023**

Зайцева І. С. Харчова хімія : конспект лекцій для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти денної та заочної форм навчання зі спеціальності 241 – Готельно-ресторанна справа / І. С. Зайцева, О. І. Пилипенко; Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2023. – 81 с.

Автори:

канд. хім. наук, доц. І. С. Зайцева,
канд. техн. наук, доц. О. І. Пилипенко

Рецензент

Т. Д. Панайотова, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри хімії та інтегрованих технологій (Харківський національний університет міського господарства імені О. М. Бекетова)

Рекомендовано кафедрою хімії та інтегрованих технологій, протокол № 5 від 21.10.2021

ЗМІСТ

Вступ.....	4
Тема 1 Основні поняття хімії.....	5
Тема 2 Періодичний закон і періодична система Д. І. Менделєєва..	7
2.1 Будова атома.....	7
2.2 Періодична система хімічних елементів.....	14
2.3 Мінеральні речовини. Макро- та мікроелементи.....	16
Тема 3 Кінетика хімічних реакцій. Хімічна рівновага.....	20
3.1 Поняття про швидкість хімічних реакцій.....	20
3.2 Вивчення хімічної рівноваги.....	21
Тема 4 Вода. Водні розчини.....	23
4.1 Вода. Фізичні та хімічні властивості.....	23
4.2 Розчини як фізико-хімічні системи.....	27
4.3 Колігативні властивості розчинів неелектролітів.....	32
4.4 Електролітична дисоціація.....	37
4.5 Дисоціація води. Водневий показник.....	43
4.6 Гідроліз солей.....	44
4.7 Буферні розчини.....	47
4.8 Жорсткість води.....	48
Тема 5 Гідрокарбони.....	50
Тема 6 Основні класи органічних сполук	57
Тема 7 Жири.....	60
Тема 8 Вуглеводи (Карбогідрати).....	66
Тема 9 Білки.....	75
Список рекомендованих джерел.....	77

ВСТУП

Лекційний курс з дисципліни «Харчова хімія» розроблений для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти зі спеціальності 241 – Готельно-ресторанна справа. Мета курсу – надати майбутньому фахівцю необхідний об'єм знань у області фундаментальних понять хімії та хімічної будови основних речовин, що входять до складу харчових продуктів, їх перетворення у організмі людини, закономірностями, пов'язаними з процесами зберігання та харчування. Харчові продукти, як складні композиції різноманітних хімічних сполук, забезпечують енергетичні витрати організму людини і є джерелом «будівельного матеріалу» для регенерації та росту його тканин. Тому хімія харчових продуктів є основою для вибору їх раціонального та корисного набору. Знання її принципів здатне убезпечити фахівця від неправильного вибору харчового раціону та обрати оптимальні способи і режими його обробки, яка допоможе одержати корисні та смачні страви.

Хімічні речовини – складові харчових продуктів, що надходять в організм людини, перетворюються в процесі метаболізму в структурні елементи клітин та забезпечують наш організм пластичним матеріалом та енергією. При споживанні продуктів харчування важливу роль відіграє їх корисність, зумовлена їх хімічним складом та комплексом властивостей.

Істотна частина курсу присвячена воді як неодмінному компоненту харчових продуктів та її важливості для забезпечення життєдіяльності. Значну роль виділено також органічним компонентам їжі – жирам, білкам, вуглеводам: розглянуто їх хімічну будову та взаємозв'язок з їх харчовими функціями.

Лекційний курс, згідно з робочою програмою навчальної дисципліни «Харчова хімія», включає 9 тем: *Тема 1* Основні поняття хімії. *Тема 2* Періодичний закон і періодична система Д. І. Менделєєва. *Тема 3* Кінетика хімічних реакцій. Хімічна рівновага. *Тема 4* Вода. Водні розчини. *Тема 5* Гідрокарбони. *Тема 6* Основні класи органічних сполук, що містять атоми Оксигену; *Тема 7* Жири; *Тема 8* Вуглеводи (Карбогідрати); *Тема 9* Білки.

Конспект лекцій має на меті допомогти студенту у вивченні дисципліни, краще підготуватися до виконання лабораторних робіт і складання заліку. Автори сподіваються, що конспект допоможе студенту у надбанні базових знань в галузі харчової хімії, суттєво підвищить їх освітній рівень та стане у нагоді в професійній діяльності, сприятиме успіху кар'єри фахівця.

ТЕМА 1 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ХІМІЇ

Будь-яка речовина складається з окремих, дуже малих частинок. Для більшості речовин такими частинками є молекули.

Молекула – це найменша частинка речовини, здатна до самостійного існування та яка зберігає основні хімічні властивості цієї речовини.

Молекули простих речовин складаються з атомів одного хімічного елемента, а молекули складних речовин – з атомів різних елементів.

Атом – це найменша хімічно неподільна електронейтральна частинка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості.

До складу молекул може входити різна кількість атомів. Наприклад, молекули газів (крім інертних) головним чином, складаються з двох атомів, а молекули білків – з сотень тисяч атомів.

Розміри атомів визначаються величинами порядку десятих часток нанометра (10^{-10} м). Абсолютні маси атомів і молекул дуже малі: маса атома найлегшого елемента (Гідрогену) становить $1,67 \cdot 10^{-24}$ г, а маса атома одного з найважчих елементів – Плюмбуму – $3,4 \cdot 10^{-22}$ г. Зрозуміло, що такими величинами оперувати незручно, тому у розрахунках використовують не абсолютні значення мас атомів, а відносні.

У 1960 р. Міжнародна спілка теоретичної і прикладної фізики, а у 1961 р. Міжнародна спілка теоретичної і прикладної хімії (IUPAC – International Union of Pure and Applied Chemistry) прийняли єдину шкалу атомних мас, за якою маси атомів і молекул порівнюють із 1/12 маси атома Карбону ^{12}C .

Відносна атомна маса елемента ($A_r(\text{X})$) дорівнює відношенню маси атома елемента до 1/12 маси атома Карбону – 12. Маса атома ^{12}C дорівнює $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг. Одна дванадцята маси атома Карбону – 12, дорівнює: $\frac{19,93 \cdot 10^{-27}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27}$ кг, і прийнята за одну атомну одиницю маси (а.о.м.).

Відносна атомна маса елемента – це маса його атома, виражена в атомних одиницях маси:

$$A_r(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{\frac{1}{12}m(\text{C})},$$

де $m(\text{X})$ – маса атома елемента X;

$m(\text{C})$ – маса атома Карбону.

Наприклад, відносна атомна маса Гідрогену $A_r(\text{H}) = \frac{1,67 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 1$ а.о.м.

Відносна молекулярна маса речовини (Mr) – це маса його молекули, виражена в атомних одиницях маси:

$$Mr(XY) = \frac{m(XY)}{\frac{1}{12}m(C)} = Ar(X) + Ar(Y);$$

$$Mr(X_a Y_b) = \frac{m(X_a Y_b)}{\frac{1}{12}m(C)} = aAr(X) + bAr(Y),$$

де $Mr(XY)$ – відносна молекулярна маса речовини XY ;

$Ar(X)$, $Ar(Y)$ – відносні атомні маси елементів X і Y .

Наприклад, $Mr(H_2O) = 2Ar(H) + Ar(O) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18$.

Кількість молекул у макроскопічних тілах надзвичайно велика, тому прийнято зазначати не абсолютну кількість атомів і молекул, а відносну. Кількість молекул або атомів у певній речовині прийнято порівнювати з кількістю атомів, що містяться у 0,012 кг Карбону. Відносну кількість атомів і молекул у речовині характеризують фізичною величиною, яку називають **кількістю речовини (n)**. Кількість речовини виражається в молях.

Моль речовини (n) – це така кількість речовини, яка містить стільки молекул, атомів, іонів або інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у 0,012 кг атома Карбону ^{12}C .

Кількість структурних одиниць, що міститься в одному молі будь-якої речовини, називають **числом Авогадро (N_A)**. Число Авогадро становить $6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$. Тоді кількість речовини можна розрахувати наступним чином:

$$n = \frac{N}{N_A}.$$

Крім відносної молекулярної маси Mr , у хімії та фізиці широко застосовують поняття «молярна маса M ».

Молярною масою (M) називають масу речовини, взяту у кількості один моль. Її виражають в грамах на моль (г/моль):

$$M = \frac{m}{n}.$$

Треба зауважити, що кількісно молекулярна і молярна маса однакові, але відносна молекулярна маса – безрозмірна величина, а молярна маса має розмірність г/моль. Отже, кількість речовини можна розрахувати:

$$n = \frac{m}{M}.$$

Тільки для газів за нормальних умов (н. у.) кількість речовини (в молях) можна розрахувати, використовуючи наслідок із закону Авогадро: за однакових умов один моль будь-якого газу займає один і той самий об'єм, який називають молярним об'ємом.

Можна розрахувати об'єм, що займають $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул (або 1 моль) будь-якого газу за нормальних умов. Нормальними умовами вважають температуру 0°C і тиск 101325 Па.

Розрахований об'єм для будь-якого газу за н. у. дорівнює $22,4$ л.

Отже:

$$n = \frac{V}{V_M},$$

де V_M – молярний об'єм газу л/моль;

V – об'єм певного газу, л за н. у.;

n – кількість речовини в об'ємі V , моль.

ТЕМА 2 ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

2.1 Будова атома

Атом – це електронейтральна частинка, яка складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів. До складу ядра входять протони і нейтрони. Ядро оточене електронною оболонкою, яка займає більшу частину його об'єму.

Протон – це позитивно заряджена частинка, маса якої дорівнює одній атомній одиниці маси (а. о. м.), а заряд умовно дорівнює $+1$.

Нейтрон – це електронейтральна частинка, маса якої дорівнює одній атомній одиниці маси.

Електрон – це негативно заряджена частинка, маса якої дорівнює $0,00054$ а. о. м., а заряд умовно дорівнює -1 .

Заряд ядра дорівнює кількості протонів. Кількість протонів в атомі завжди дорівнює кількості електронів, а також порядковому номеру елемента в періодичній системі. Отже, порядковий номер елемента вказує на заряд ядра (тобто, на кількість протонів і на кількість електронів у атомі).

Маса атомів різних елементів складає 10^{-27} – 10^{-25} кг. Тому переходять до відносних атомних мас (Ar). 1 а. о. м. = $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг. Розмір атома $\approx 10^{-10}$ м, розмір ядер – 10^{-14} – 10^{-16} м.

Маса атома A (інакше, масове число) дорівнює сумі мас усіх частинок, які входять до складу атома. Враховуючи, що маса електронів порівняно з масою протонів і нейтронів незрівнянно мала, можна вважати, що маса атома визначається масою його протонів і нейтронів.

Таким чином:

$$A = Z + N,$$

де A – масове число;

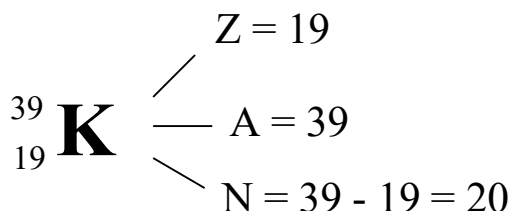
Z – кількість протонів (порядковий номер елемента);

N – кількість нейтронів.

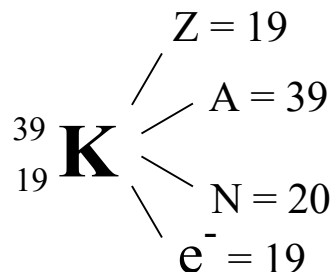
Наприклад, елемент Калій, К, характеризується наступним чином:

порядковий номер – 19; кількість протонів – 19; заряд ядра – +19; кількість електронів – 19.

Склад ядра:

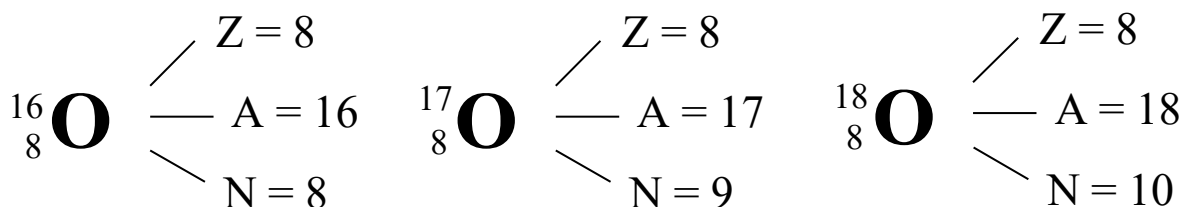


Склад атома:



Відомо, що кількість протонів характеризує заряд ядра і належність атома до даного хімічного елемента. Якщо атоми одного й того ж елемента мають однаковий заряд ядра (однакову кількість протонів), але різну масу (різне масове число), їх називають *ізотопами* одного й того ж елемента.

Наприклад:



Атомна маса елемента в періодичній системі дорівнює середньому арифметичному значенню мас всіх його ізотопів з урахуванням їх поширеності в природі.

Так, природний елемент Хлор – це суміш 77,35 % ізотопу ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ й 22,65 % ізотопу ${}^{37}_{17}\text{Cl}$. Тому $Ar(\text{Cl}) = \frac{35 \cdot 77,35 + 37 \cdot 22,65}{100} = 35,453$.

Хімічні властивості всіх ізотопів одного елемента однакові. Отже, хімічні властивості елементів залежать від заряду ядра атома, а не від його атомної маси. Заряд ядра атома – головна характеристика елемента. *Хімічний елемент* – це сукупність атомів з однаковим зарядом ядра.

Тому *періодичний закон Менделєєва* формулюють наступним чином: *властивості елементів, а також утворених ними простих і складних сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їхніх атомів.*

Будова електронної оболонки атома. Квантові числа

Усі електрони атома утворюють електронну оболонку. Поведінку електронів в атомі не можна описати за допомогою законів класичної механіки. Електрон – це мікрочастинка, якій притаманні корпускулярні і хвильові властивості, тобто електрон одночасно є частинкою і хвилею. Властивості мікрочастинок описує квантова механіка. Згідно законів квантової механіки неможливо розрахувати точні координати електрона в просторі (тобто траєкторію його руху). Можливо лише розрахувати ймовірність знаходження даного електрона в певній ділянці простору. Цю ділянку називають *електронною хмарою*.

Тобто, стан електронів в атомі можна уявити у вигляді електронної хмари з певною густиною електричного заряду в кожній точці. Електронні хмари різних електронів мають різну форму. Кожний електрон має свою *атомну орбіталь*.

Атомна орбіталь (АО) – уявлення про рух електрона в атомі. Така особлива назва (не орбіта, а орбіталь) свідчить про те, що рух електрона в атомі відрізняється від класичного руху за траєкторією й описується законами квантової механіки.

Атомна орбіталь – це математична функція, використовуючи яку, можна розрахувати ймовірність знаходження електрона в будь-якій точці атома.

Таким чином, основними характеристиками, що визначають рух електрона в атомі, є енергія та просторові особливості відповідної орбіталі. Їх визначають за допомогою квантових чисел.:

1. *Головне квантове число n* визначає енергію електрона в атомі й може набувати значень від 1 до ∞ (тільки цілі, позитивні числа). Чим менше n , тим більше енергія взаємодії електрона з ядром (тим ближче до ядра знаходиться електрон). Електрони з однаковим значенням n утворюють енергетичний рівень. Кількість рівнів, на яких перебувають електрони, збігається з номером

періоду, у якому знаходиться елемент у періодичній системі. Номера цих рівнів позначають цифрами 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 (рідше – літерами K, L, M, N, O, P, Q);

2. Орбітальне (побічне) квантове число l визначає форму електронної хмари. Воно може набувати значення тільки цілих чисел від 0 до $(n - 1)$, де n – головне квантове число. $l = 0, 1, 2, 3... (n - 1)$.

Крім числових, орбітальне квантове число l має і літерні позначення:

Числове позначення орбітального квантового числа (l)	0	1	2	3	4
Літерне позначення	s	p	d	f	g

Електрони з однаковим значенням l утворюють підрівень. Підрівні позначаються літерами s, p, d, f,...

Так на першому енергетичному рівні ($n = 1$) є один підрівень (s), на другому енергетичному рівні ($n = 2$) можливі тільки два підрівня (s і p), для яких $l = 0$ (s-підрівень), $l = 1$ (p-підрівень), на третьому ($n = 3$) – три підрівня (s, p і d) і т. і. Кількість енергетичних підрівнів дорівнює номеру даного енергетичного рівня, тобто значенню головного квантового числа n .

Підрівні відрізняються один від одного енергією зв'язку електрона з ядром.

Орбіталі одного підрівня ($l = \text{const}$) мають однакову енергію й форму: s-орбіталь має сферичну форму, p-орбіталь має форму гантелі (вісімки), d- і f-орбіталі мають більш складні форми.

Позначення орбіталі включає номер енергетичного рівня й літеру, що відповідає даному підрівню: 1s, 3d-орбіталь.

Таким чином, енергія електрона в атомі залежить не тільки від значення головного квантового числа n , але й від значення орбітального числа l . А це означає, що **енергія електрона в атомі визначається** сумою значень головного і орбітального квантових чисел $n + l$;

3. Магнітне квантове число m_l визначає розташування електронної хмари даного типу в просторі й може у межах певного підрівня приймати значення цілих чисел від $-l$ до $+l$, у тому числі значення нуль. Тобто m_l для даного значення l буде мати $(2l + 1)$ значень. Так, за $l = 0$ (це s-орбіталь) можливе тільки $m_l = 0$. Це означає, що s-орбіталь має однакову орієнтацію відносно трьох осей координат (рис. 1, а). При $l = 1$ (p-орбіталь) m_l може набувати трьох значень: $-1, 0, +1$.

Це означає, що можуть існувати три p-орбіталі (p_x, p_y, p_z) з орієнтацією за координатними осями x, y, z (Рис. 1, б). При $l = 2$ (d-орбіталь) m_l може

набувати п'яти значень: $-2, -1, 0, +1, +2$. Це означає, що може існувати п'ять d-орбіталей і так далі.

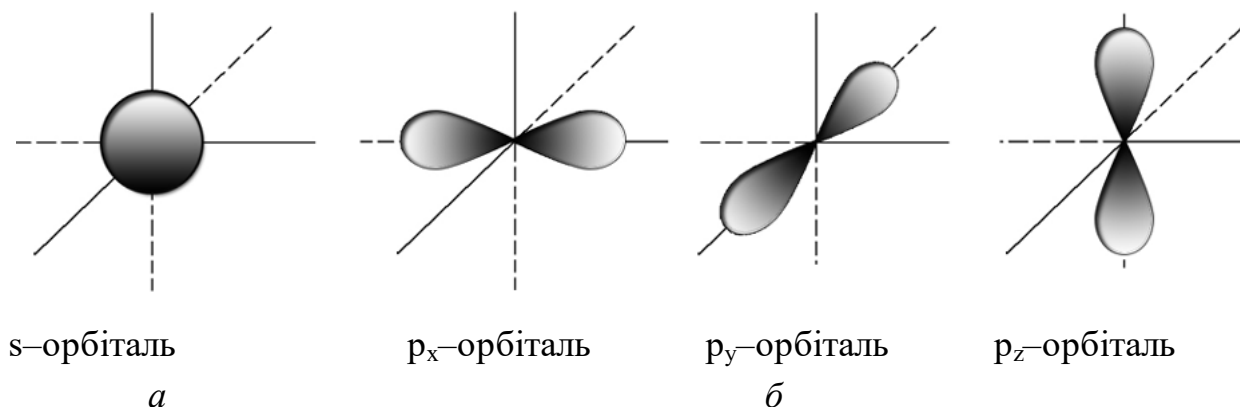


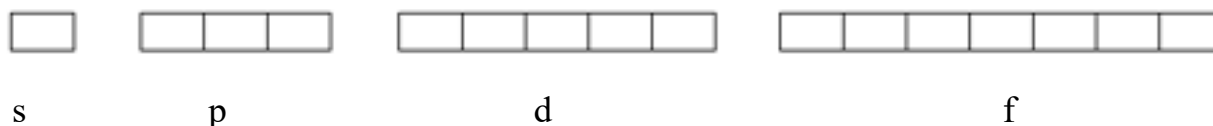
Рисунок 1 – Зображення атомних орбіталей

Магнітне квантове число визначає кількість значень орбіталей на підрівні, що дорівнює кількості значень m_l (табл. 1).

Таблиця 1 – Значення магнітного квантового числа

Орбітальне квантове число (l)	Магнітне квантове число (m_l)	Число орбіталей з даним значенням ($2l + 1$)
0 (s)	0	1
1 (p)	$-1, 0, +1$	3
2 (d)	$-2, -1, 0, +1, +2$	5
3 (f)	$-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	7

Атомні орбіталі зображують у вигляді енергетичних комірок, кількість яких на даному підрівні визначається кількістю значень магнітного квантового числа $m_l = 2l + 1$.



4. Спінове квантове число m_s може набувати тільки двох значень $+1/2$ і $-1/2$. Вони відповідають двом можливим і протилежним один одному напрямкам власного магнітного моменту електрона, що називають **спіном** (від англ. spin – веретено). Для позначення електронів з різними спінами використовують символи: \uparrow і \downarrow .

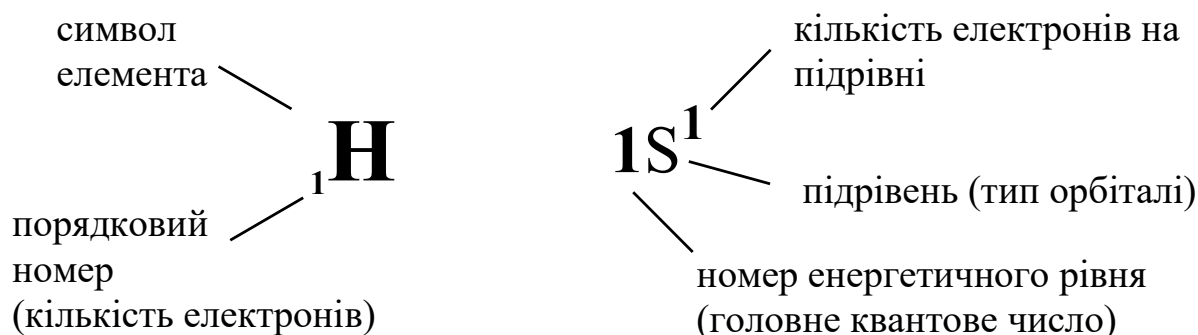
Отже, стан електрона в атомі визначається значеннями всіх чотирьох квантових чисел, які характеризують енергію електрона, його спін, форму електронної хмари і її орієнтацію у просторі.

Електронні й електроннографічні формули

Будову електронних оболонок атомів записують за допомогою електронних формул.

Електронна формула – це форма запису електронної будови атома елемента з розподілом електронів за рівнями і підрівнями.

Запишемо електронну будову атома Гідрогену, при цьому скористаємося наступною формою запису:



Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів визначається обов'язковими правилами:

1) в атомі не може існувати навіть двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел (**принцип Паулі**). Наслідком цього правила є те, що на одній орбіталі не може перебувати понад два електрони з протилежно спрямованими спінами:

$\boxed{\uparrow}$ – неспарений електрон;

$\boxed{\uparrow\downarrow}$ – спарені електрони (з антипаралельними або протилежно спрямованими спінами).

Використовуючи принцип Паулі, можна розрахувати максимальну кількість електронів на енергетичному рівні й підрівні (табл. 2).

Таблиця 2 – Максимальна кількість електронів на енергетичному підрівні

Підрівень	Кількість орбіталей	Максимальна кількість електронів
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

Максимальна кількість електронів N на енергетичному рівні обчислюється за формулою:

$$N = 2n^2,$$

де n – головне квантове число;

2) стійкому стану атома відповідає такий розподіл електронів у межах енергетичного підрівня, за якого абсолютне значення сумарного спіна атома є максимальним (**правило Хунда**).

Наприклад: на 2р-підрівні потрібно розмістити три електрона ($2p^3$)

$\boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$ – сумарний спін дорівнює $3/2$, відповідає правилу Хунда;

$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{}$ – сумарний спін дорівнює $1/2$, не відповідає правилу Хунда.

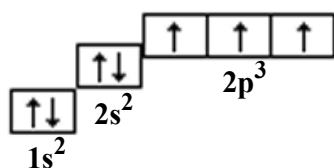
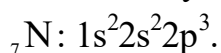
Стабільному стану електрона в атомі відповідає мінімальне значення його енергії. Будь-який інший його стан є збудженим, нестабільним, з якого електрон самовільно переходить у стан з більш низьким рівнем енергії. Тому **послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів визначається правилом найменшого запасу енергії**;

3) електрони насамперед займають орбіталі з найменшим рівнем енергії, тобто з меншим значенням суми $n + l$ (**перше правило Клечковського**).

Якщо сума $n + l$ двох різних орбіталей однакова, то першою заповнюється орбіталь, у якої n менше (**друге правило Клечковського**).

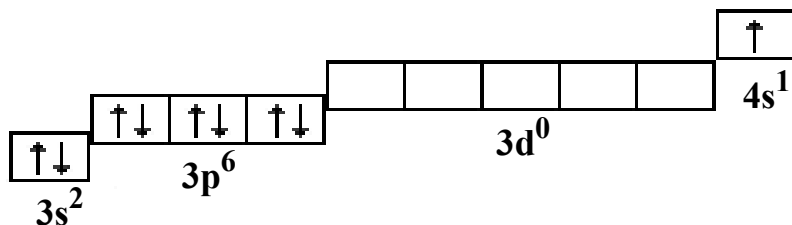
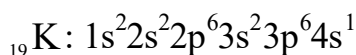
Для того, щоб написати електронну формулу атома, необхідно знати його порядковий номер у таблиці Менделєєва (він відповідає кількості електронів) і номер періоду (вказує на кількість енергетичних рівнів).

Запишемо електронну формулу Нітрогену (порядковий номер сім, період – другий). В атомі Нітрогену 7 електронів знаходяться на двох енергетичних рівнях. Ми вже знаємо, що на 1 рівні є тільки один підрівень – s, і на ньому можуть знаходитися максимально два електрони: $1s^2$. На 2 рівні є два підрівня – s і p: $2s^2 2p^3$. Електронну будову атома Нітрогену можна записати за допомогою наступної формули:



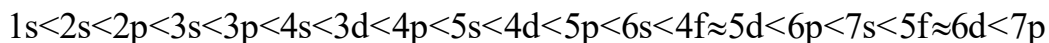
– графічна електронна формула (три електрони на 2р-підрівні розміщуємо так, щоб сумарний спін був максимальним).

Складніше заповнюються електронні оболонки атомів елементів четвертого періоду – в них є по чотири енергетичних рівні. Запишемо електронну формулу і схему електронної структури атома Калію:



На третьому енергетичному рівні є три підрівні: s, p і d, але після заповнення 3p-орбіталі заповнюватися буде не 3d, а 4s-орбіталь. Це відбувається відповідно до першого правила Клечковського. Справді, для 3d-підрівня ($n = 3$, $l = 2$) $n + l = 5$, а для 4s-підрівня ($n = 4$, $l = 0$) $n + l = 4$. Отже, енергія 4s-підрівня менша, ніж 3d-підрівня, тому 4s-підрівень повинен заповнюватися раніше.

З урахуванням правил Клечковського послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів атомів елементів має наступний вигляд:



2.2 Періодична система хімічних елементів

Періодична система елементів розроблена російським хіміком Д.І. Менделєєвим на підставі відкритого ним у 1869 році періодичного закону залежності властивостей елементів від атомної маси і є його графічним вираженням. Таблиця Менделєєва є класифікацією хімічних елементів, що дозволяє виявити залежність їхніх властивостей від кількості протонів у атомному ядрі.

Періодична система складається з періодів і груп.

Період – це горизонтальний рядок. Усього в таблиці 7 періодів. Перший, другий і третій періоди (1, 2, 3) складаються з одного ряду й називаються *малими*. 4, 5 і 6 періоди складаються із двох рядів і називаються *великими*. 7 період складається з одного ряду (незакінчений).

Група – це вертикальний стовпець. Всього існує вісім груп. Номер групи позначено римськими цифрами (I, II, III ...). Кожна група складається із двох підгруп: головної (A) і побічної (B).

У головну підгрупу (A) входять елементи малих і великих періодів.

У побічну підгрупу (B) входять елементи тільки великих періодів.

Наприклад, у першому періоді розташовані тільки два елементи: Гідроген і Гелій. У першій групі (I):

- головна підгрупа (IA): H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr;
- побічна підгрупа (I B): Cu, Ag, Au.

Розташування хімічного елемента в періодичній системі визначається будовою атома і його властивостями.

Порядковий номер елемента – визначає заряд ядра атома й кількість електронів.

Номер періоду – кількість енергетичних рівнів.

Номер групи визначає максимальну кількість валентних (неспарених) електронів, тобто максимальну валентність.

Оскільки у періодичній таблиці існує всього вісім груп, то кількість валентних електронів всіх атомів складає не більше восьми.

У залежності від того, який підрівень заповнюється електронами останнім, елементи поділяють на: *s-елементи*, *p-елементи*, *d-елементи*, і *f-елементи* (електронні сімейства).

Максимальна кількість електронів на s-орбіталі – два. Тому в кожному періоді є два s-елементи. Максимальна кількість електронів на p-орбіталі – шість. Тому в кожному періоді (крім першого й сьомого) є шість p-елементів. Максимальна кількість d-елементів – десять, f-елементів – чотирнадцять.

У хімічних реакціях приймають участь лише **валентні електрони**. Для s- і p-елементів валентними є електрони останнього (зовнішнього) енергетичного рівня. Для d-елементів валентними є також d-електрони передостаннього рівня енергії.

Структура періодичної системи елементів визначається електронною будовою атомів.

Оскільки властивості елементів знаходяться у періодичній залежності від зарядів ядер їх атомів, то це означає, що **властивості елементів повторюються при переході від одного періоду до іншого. Елементи однієї підгрупи мають подібні хімічні властивості** і часто утворюють аналогічні сполуки. Наприклад, елементи VII групи головної підгрупи утворюють кислоти HF, HCl, HBr, HI.

Розглянемо зміну найбільш важливих властивостей хімічних елементів у підгрупах (рис. 3) і періодах (рис. 2).

Періодичність зміни властивостей елементів у періодах

Металічні властивості – здатність віддавати валентні електрони.

Енергія іонізації – енергія, потрібна для відриву електрона від атома.

Електронегативність – здатність атомів притягувати валентні електрони.

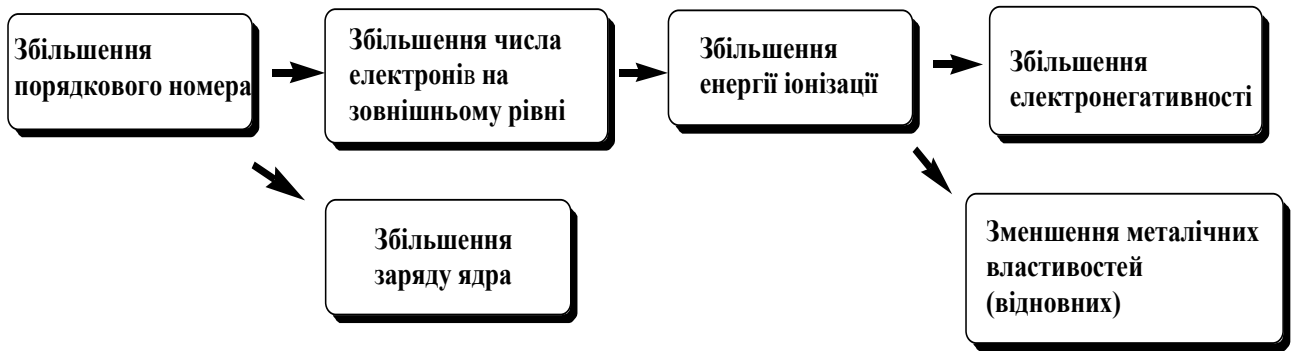


Рисунок 2 – Зміна властивостей елементів у періоді



Рисунок 3 – Зміна властивостей елементів у головних підгрупах

2.3 Мінеральні речовини. Макро- та мікроелементи

Чимало елементів у вигляді мінеральних солей, йонів, комплексних сполук й органічних речовин є незамінними нутрієнтами, що повинні щоденно надходити з їжею до нашого організму. Вміст хімічних елементів в організмі людини є відносно сталим: скільки хімічних елементів надійшло з їжею, стільки ж повинно щодобово виводитись з організму.

Роль мінеральних речовин в організмі людини надзвичайно різноманітна, незважаючи на те, що вони не є обов'язковими компонентами їжі (табл. 3).

Залежно від вмісту мінеральних речовин в організмі людини і харчових продуктах їх поділяють на макро- та мікроелементи. Якщо масова частка елемента в організмі перевищує 10^{-2} %, то його вважають макроелементом. Частка мікроелементів складає 10^{-3} – 10^{-5} %. Тобто, макроелементи містяться в кількості десятків та сотень міліграмів на 100 г тканини або харчового продукту, а мікроелементи – в кількості десятих, сотих і тисячних часток міліграма.

Таблиця 3 – Макроелементи в харчуванні дорослих чоловіків та жінок

Макро-елементи	Біологічний вплив на організм	Можливі захворювання при дефіциті вітамінів або мінеральних речовин	Харчові продукти	Середня добова потреба для дорослих*	
				чоловіки	жінки
1	2	3	4	5	6
Кальцій	Утворення кісткової тканини, формування зубів, процес згортання крові, нервово-м'язова провідність	Остеопороз, судоми (тетанія)	Молоко та молочні продукти	1 000 мг	1000 мг
Фосфор	Елемент органічних сполук, буферних розчинів; утворення кісткової тканини, трансформація енергії	Порушення росту, кісткові деформації, рахіт, остеомаліяція	Молоко та молочні продукти, м'ясо, риба	700 мг	700 мг
Магній	Утворення кісткової тканини, формування зубів; нервово-м'язова провідність; коензим (кофермент) у вуглеводному і білковому обміні; невід'ємний компонент внутрішньоклітинної рідини	Апатія, свербіж, м'язова дистрофія і судоми; захворювання шлунково-кишкового тракту, порушення серцевого ритму	Продукти з борошна грубого помелу, горіхи, бобові, зелені овочі	350 мг	300 мг
Натрій	Найважливіший компонент міжклітинної рідини, що підтримує осмотичний тиск; кислотно-лужну рівновагу; передача нервового імпульсу	Гіпотонія, тахікардія, м'язові судоми	Харчова сіль	550 мг	550 мг
Калій	Найважливіший компонент внутрішньоклітинної рідини; підтримує кислотно-лужну рівновагу, м'язова діяльність; синтез білків і глікогену	М'язова дистрофія, параліч м'язів, порушення передачі нервового імпульсу, серцевого ритму	Сухофрукти, бобові, картоплю, дріжджі	2000 мг	2000 мг

*Середня добова потреба для дорослих: чоловіки і жінки у віці від 25 до 51 року. Наведено норми, рекомендовані Німецьким товариством нутриціологів (Deutsche Gesellschaft für Ernährung - DGE).

Продовження таблиці 3

1	2	3	4	5	6
Ферум	У складі гемоглобіну; у складі цитохромів, учасників окиснювальних процесів в клітинах	Порушення еритропоезу (утворення еритроцитів), анемія, порушення росту, виснаження	Бобові, м'ясо, гриби, продукти з борошна грубого помелу	10 мг	15 мг
Йод	Найважливіший компонент гормонів щитовидної залози	Базедова хвороба, уповільнення розвитку центральної нервової системи	Риба, устриці, водорості, яйця	200 мкг	150 мкг
Флуор	Утворення зубної емалі, кісткової тканини	Порушення росту; порушення процесу мінералізації	Риба, соя, лісові горіхи	3,8 мг	3,1 мг
Цинк	Компонент (кофактор) понад сотні ферментів; перенос вуглекислого газу; стабільність біологічних мембран; загоєння ран	Порушення росту, погане загоєння ран, відсутність апетиту, порушення смаку	Зерна злакових, м'ясо, молочні продукти	10 мг	7 мг
Селен	Значна частина ферментної системи – глутатіонпероксидази, що захищає біологічні мембрани від ушкоджуючої дії вільних радикалів; функції щитовидної залози; імунітет	Анемія, кардіоміопатія, порушення росту і утворення кісткової тканини	Риба, м'ясо, горіхи	30–70 мкг	30–70 мкг
Купрум	Механізми ферментативного каталізу (біокаталізу); перенос електронів	Дуже рідко – анемія	Печінка, бобові, морепродукти, продукти з борошна грубого помелу	1,0–1,5 мг	1,0–1,5 мг
Манган	Механізми ферментативного каталізу (біокаталізу)	Невідомі	Горіхи, зерна злакових, бобові, листові овочі	2,0–5,0 мг	2,0–5,0 мг
Хром	Вуглеводний обмін	Зміна рівня глюкози в крові	М'ясо, печінка, яйця, помідори, вівсяні пластівці, качанний салат, гриби	30–100 мкг	30–100 мкг
Молібден	Механізми ферментативного каталізу (біокаталізу); перенос електронів	Дуже рідко – порушення обміну сульфурвмісних амінокислот; порушення функцій нервової системи	Бобові, злакові	50–100 мкг	50–100 мкг

ТЕМА 3 КІНЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

3.1 Поняття про швидкість хімічних реакцій

Розділ хімії, що вивчає швидкість перебігу хімічних реакцій, називається *хімічною кінетикою*.

Хімічна кінетика вивчає як гомогенні, так і гетерогенні реакції. *Гомогенні реакції* відбуваються в однорідному середовищі (гомогенній системі) в усьому об'ємі системи. *Гетерогенні реакції* відбуваються в неоднорідному середовищі (гетерогенній системі) – між речовинами, які перебувають у різних фазах. Хімічна взаємодія у цьому разі відбувається на межі розподілу фаз.

Швидкість реакції характеризується зміною молярної концентрації будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю часу.

Для гомогенної реакції можна записати наступним чином:

$$V = \pm \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau} \text{ [моль/(л·с)],}$$

де V – швидкість реакції;

c_1 і c_2 – молярні концентрації однієї з реагуючих речовин у різні моменти часу τ_1 і τ_2 відповідно.

Знаки «+» і «-» вказують, за якою з речовин визначають швидкість реакції: якщо за вихідною – знак «-» (концентрація вихідних речовин під час перебігу реакції зменшується, $\Delta c < 0$, а швидкість завжди величина позитивна), якщо за кінцевою – знак «+».

Швидкість хімічної реакції залежить від природи реагуючих речовин, їхньої концентрації, температури, а також від присутності *каталізатора* (речовина, яка прискорює реакцію, а сама при цьому не змінюється), або *інгібітора* (речовина, яка сповільнює реакцію).

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин визначається законом дії мас (закон К. М. Гульдберга і П. Вааге): *швидкість хімічної реакції за сталої температури прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам*.

Для реакції $aA + bB \rightarrow cC + dD$ закон дії мас можна записати наступним чином:

$$V = k[A]^a \cdot [B]^b,$$

де $[A]$ і $[B]$ – молярні концентрації речовин А і В;

a і b – стехіометричні коефіцієнти;

k – коефіцієнт пропорційності, що називають константою швидкості реакції.

Для гетерогенних реакцій у вираз швидкості концентрація твердих речовин не входить.

Наприклад, для реакції $C_{(тв)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$:

$$V = k[O_2].$$

Константа швидкості (k) реакції відповідає швидкості реакції за концентрацій реагуючих речовин, що дорівнюють 1 моль/л.

З підвищенням температури швидкість хімічних реакцій здебільшого зростає. Згідно із **правилом Вант-Гоффа: при підвищенні температури системи на кожні 10 градусів швидкість більшості реакцій зростає в 2–4 рази, або математично:**

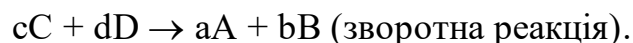
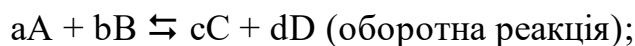
$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де V_{t_2} и V_{t_1} – швидкості реакції відповідно за початкової t_1 і кінцевої t_2 температур;

γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції, кількісне значення якого може бути цілим або дробовим.

3.2 Вивчення хімічної рівноваги

Хімічна рівновага в оборотних реакціях. Оборотна реакція відбувається як у прямому, так і в зворотному напрямку:



Швидкості прямої та зворотної реакцій відповідно даються рівняннями:

$$V_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}}[A]^a[B]^b;$$

$$V_{\text{зв.}} = k_{\text{зв.}}[C]^c[D]^d.$$

Хімічна рівновага – це такий стан системи, за якого швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими ($V_{\text{пр.}} = V_{\text{зв.}}$). Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є її константа.

Для оборотної реакції:

$$K = \frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{зв.}}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b},$$

де K – константа хімічної рівноваги;

$[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ – рівноважні концентрації (концентрації, що встановлюються в стані хімічної рівноваги) компонентів.

Для гетерогенних реакцій до виразу константи рівноваги входять концентрації тільки тих речовин, які перебувають у газовій або рідкій фазі.

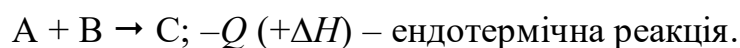
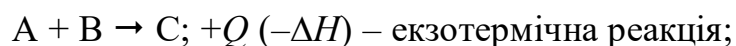
Константа хімічної рівноваги визначає глибину перебігу процесу на момент досягнення стану рівноваги.

Вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги визначається за правилом, яке дістало назву принципу *Ле Шательє: якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги, подіяти ззовні, то в системі відбудуться зміни, які послаблюють зовнішній вплив.*

На стан хімічної рівноваги впливають наступні чинники: концентрація реагуючих речовин, температура, тиск (тільки для газових систем).

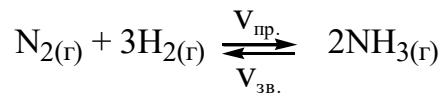
Вплив концентрації на стан рівноваги. Згідно з принципом Ле Шательє, додавання до системи однієї з вихідних речовин спричиняє зміщення рівноваги у бік утворення продуктів реакції, тобто праворуч *вправо* ($V_{\text{пр.}} > V_{\text{зв.}}$). Додавання продуктів реакції зміщує рівновагу у бік утворення вихідних речовин, тобто *вліво* ($V_{\text{зв.}} > V_{\text{пр.}}$).

Вплив температури на стан рівноваги. Згідно з принципом Ле Шательє, під час нагрівання системи, що перебуває у стані рівноваги, остання зміщується у бік того з двох протилежно спрямованих процесів, який супроводжується поглинанням теплоти (у бік *ендотермічної реакції*). Охолодження сприяє зміщенню рівноваги у бік реакції, яка супроводжується виділенням теплоти (*екзотермічна реакція*):



Вплив тиску на стан рівноваги. Тиск впливає на стан рівноваги тільки у газових системах, якщо реакція перебігає зі зміною об'ємів реагуючих речовин у газоподібному стані. Згідно з принципом Ле Шательє, підвищення тиску зумовлює зміщення хімічної рівноваги у напрямку процесу, який супроводжується зменшенням об'єму (зменшенням кількості молекул газів), а зниження тиску – викликає зміщення рівноваги у протилежний бік.

Наприклад, для реакції



у разі підвищення тиску рівновага зміщується у бік зменшення кількості молекул газів, тобто в бік прямої реакції.

ТЕМА 4 ВОДА. ВОДНІ РОЗЧИНИ

4.1 Вода. Фізичні та хімічні властивості

Вода є важливою складовою харчових продуктів. Вона становить від 50–97 % ваги всіх рослин і тварин і близько 70 % ваги тіла людини. Усі хімічні реакції в організмі протікають тільки у водному середовищі. Вода присутня в рослинних та тваринних харчових продуктах як внутрішньоклітинний і позаклітинний компонент, диспергуюче середовище й розчинник, обумовлює консистенцію, структуру харчів та впливає на зовнішній вигляд, смак, стійкість в процесі зберігання. Хоча вода не є поживною речовиною, вона життєво необхідна як стабілізатор температури тіла, транспорт для нутрієнтів (споживних речовин) й харчових відходів, реагент й реакційне середовище, речовина, що сприяє динамічній поведінці макромолекул. Вода впливає на зовнішній вигляд, смак й стабільність у процесі зберігання харчів.

Вміст вологи (%) в харчових продуктах

М'ясо.....	65–75
молоко.....	87
фрукти й овочі.....	70–95
хліб.....	35
мед.....	20
масло.....	16–18
мука.....	12–14

Чиста вода – це безбарвна прозора рідина, густина якої за температури 4°C максимальна і дорівнює 1,00 г/см³. Зі зниженням температури густина води зменшується, тому лід плаває на поверхні води. Температура замерзання води за тиску 101,3 кПа (1 атм) становить 0 °С, температура кипіння 100°C. Вода має аномально високу теплоємність: 4,17 Дж/(г·К). Це має велике значення, бо таким чином вода є регулятором температури на земній кулі: вона повільно змінює температуру при переході від ночі до дня або від зими до літа. У води високий поверхневий натяг: 0,073 Н/м (при 20 °С).

Температура кипіння і температура плавлення у води вищі, ніж у сполук з Гідрогеном елементів другого періоду (табл. 4).

Таблиця 4 – Температури кипіння і плавлення, теплота пароутворення сполук з Гідрогеном елементів другого періоду

Речовина	Температура плавлення	Температура кипіння	Теплота пароутворення ккал/моль
CH ₄	-184	-161	2,20
NH ₃	-78	-33	5,55
HF	-92	+19	7,22
H ₂ O	0	+100	9,70

Аномальні фізичні властивості води пояснюються її будовою. У молекулі води зв'язки Н–О–Н розташовані під кутом 104,5⁰. Атом Оксигену має більшу електронегативність, тому зв'язок О–Н є полярним. Атоми Гідрогену несуть частковий позитивний заряд, а атом Оксигену — частковий негативний заряд. У різних частинах молекули зосереджені протилежні заряди. Таким чином, молекула води є полярною, тобто електричним диполем (рис 4).

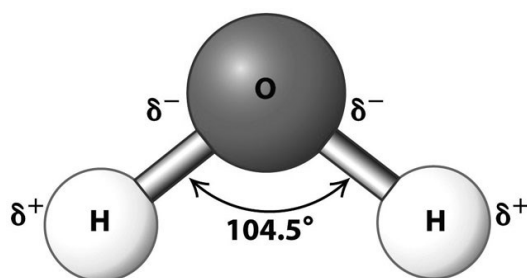


Рисунок 4 – Будова молекули води

Надалі будемо зображувати диполь:



Кожна молекула води, як магніт, притягує до себе інші молекули або іони. Тому, на відміну від більшості інших рідин, вода є ідеальним розчинником для багатьох речовин. Саме завдяки електростатичній взаємодії між частинками речовин, що розчиняються, і диполями води в розчинах утворюються гідрати. Допмагаючи контактуючим з нею молекулам розкладатися на іони, сама вода проявляє велику стійкість. З 1 млрд. молекул води дисоційованими при звичайній температурі виявляються лише дві.

Молекули в об'ємі води зближуються протилежними зарядами та між ними виникають міжмолекулярні водневі зв'язки. Кожна молекула води координувана з чотирма іншими молекулами завдяки водневим зв'язкам (рис. 5).:

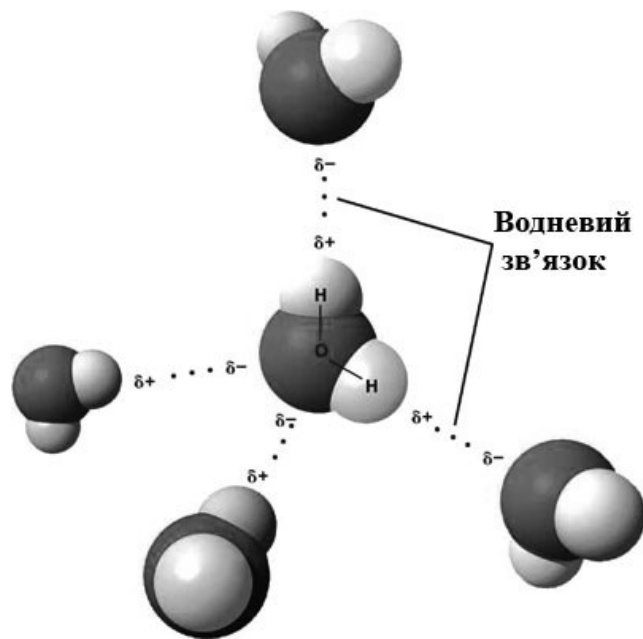


Рисунок 5 – Водневі зв'язки у воді

Існування тривимірних водневих зв'язків між молекулами води, для руйнування яких потрібно витратити додаткову енергію, пояснює аномальні властивості води: високе значення теплоємності, температури плавлення й кипіння, поверхневого натягу.

Багато харчових продуктів мають великий вміст вологи, що негативно впливає на їх стабільність у процесі зберігання. Тоді як вода є безпосереднім учасником гідролітичних процесів, її видалення або зв'язування за рахунок збільшення вмісту солі або цукру уповільнює багато реакцій та збільшення кількості мікроорганізмів, таким чином, подовжуючи термін зберігання продуктів. Важливо також зазначити, що видалення вологи шляхом висушування або заморожування суттєво впливає на хімічний склад і природні властивості продуктів. До того ж різні харчові продукти з однаковим вмістом вологи псуються по-різному. Зокрема, встановлено, що має значення, як сильно вода асоційована (зв'язана) з неводними компонентами: чим сильніше зв'язана вода, тим вона менше здатна підтримувати руйнівні процеси, які псують харчовий продукт, а саме, ріст мікроорганізмів та гідролітичні хімічні реакції.

Щоб врахувати ці факти було введено термін «активність води», який безумовно краще характеризує вплив вологи на псування продуктів харчування, ніж просто вміст вологи.

Активність води (a_w) визначають як відношення тиску P пари води над харчовим продуктом до тиску P_0 пари над чистою рідкою водою за однакової температури:

$$a_w = \frac{P}{P_0}$$

За величиною активності води розрізняють: харчові продукти з високою вологістю (a_w змінюється від 1 до 0,9); продукти з середньою вологістю (a_w змінюється від 0,9 до 0,6); продукти з низькою вологістю (a_w змінюється від 0,6 до 0,0).

Залежність активності води від вмісту води $W(\text{H}_2\text{O})$, (г H_2O /(г сухої ваги)) в харчовому продукті за сталої температури називається ізотермою сорбції води (рис. 6). Інформація, яку дає такий графік, є корисною для характеристики процесів концентрування й дегідратації (тому що легкість або важкість видалення води пов'язана з a_w), а також для оцінки стабільності харчового продукту.

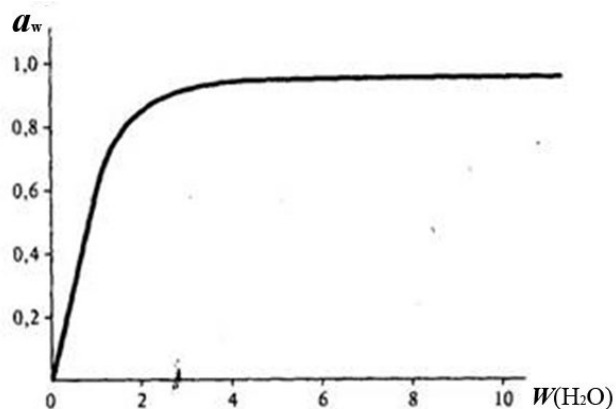


Рисунок 6 –Ізотерма сорбції води

Також для забезпечення стійкості харчового продукту під час зберігання важливо мати інформацію про вільну й зв'язану воду. Наприклад, овочі мають вологість 75–95 %, в основному це вільна вода, та приблизно 5 % води утримується клітинними колоїдами в міцно зв'язаному стані. Тому овочі легко висушити до 10–12 %, але сушіння до більш низького рівня води потребує використання спеціальних методів. Ізотерми сорбції води допоможуть визначити стан води в харчовому продукті. Якщо a_w менше приблизно 0,25, то вода в харчовому продукті є зв'язаною. Така вода є найбільш адсорбованою і нерухливою. Вона не може бути розчинником, не впливає на пластичні властивості твердої речовини. Якщо a_w більше приблизно 0,8, то вода в харчовому продукті є практично вільною. Така вода є доступною для перебігу біохімічних, хімічних і мікробіологічних реакцій.

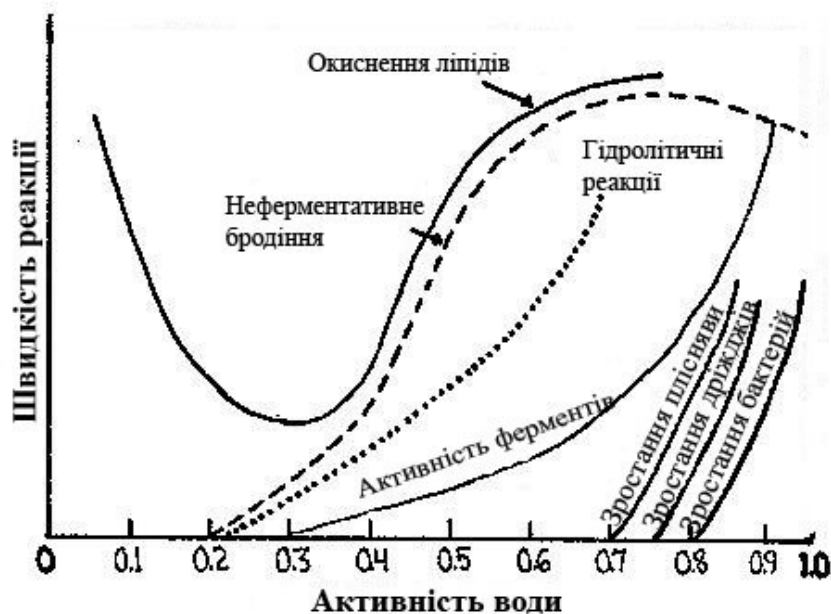


Рисунок 7 – Швидкість перебігу різних небажаних процесів у харчових продуктах залежно від активності води

Рисунок 7 ілюструє швидкість перебігу різних небажаних процесів у харчових продуктах залежно від активності води. При цьому видно, що швидкість більшості процесів, як то ріст плісняви та дріжджів, бактерій, збільшується при збільшенні вологості продукту та майже не відбувається при низькій вологості (більшість бактерій не спроможні існувати, якщо $a_w \leq 0,85$, а більшість дріжджів і плісняви – при $a_w \leq 0,65$). Але якщо вологість нижче приблизно 0,3, то зростає швидкість окиснення ліпідів. В цілому, можна зробити висновок, що для тривалого зберігання продуктів доцільною є низька вологість середовища.

Вода – одна з найважливіших складових усіх організмів. Але вона міститься в них не у вигляді чистої води, а у складі дисперсних систем організму.

4.2 Розчини як фізико-хімічні системи

Система, в якій одна з речовин у вигляді дуже дрібних частинок рівномірно розподілена в об'ємі іншої, називається **дисперсною**. При цьому розрізняють дисперсну фазу та дисперсійне середовище. **Дисперсна фаза** – це подрібнена речовина. Речовина, в якій розподілена дисперсна фаза, називається **дисперсійним середовищем**. Розчин цукру у воді – це дисперсна система, в якій цукор є дисперсною фазою, а вода – дисперсійним середовищем. У більшості дисперсних систем організмів вода є дисперсійним середовищем.

За ступенем дисперсності (подрібнення) речовини (розміром частинок дисперсної фази) розрізняють: *завислі*, в яких частинки мають розмір більше 10^{-7} м, *колоїдні розчини* з частинками розміром від 10^{-7} до 10^{-9} м, *істинні розчини* з частинками менше 10^{-9} м (1 нм).

В істинних розчинах або просто розчинах між дисперсною фазою та дисперсійним середовищем немає поверхні розділу і тому розчин є гомогенною системою. Відсутність поверхні розділу зумовлює також високу стійкість розчинів, чого не можна сказати про гетерогенні системи, в яких є поверхня розділу. Упродовж тривалого часу розчини не розділяються на складові. Дисперсною фазою є окремі молекули або йони, які проходять крізь паперові фільтри та напівпроникні мембрани.

Отже, *розчинами* називаються гомогенні термодинамічно стійкі системи змінного складу, які складаються з двох і більшої кількості компонентів.

Розчин складається з розчинених речовин і розчинника, тобто середовища, у якому ці речовини рівномірно розподілені у вигляді молекул або іонів. Компонент, кількість якого переважає, прийнято вважати *розчинником*.

Процес переходу речовини, яку розчиняють, у товщу розчинника називають *розчиненням*. Розчинення відбувається згідно із законами дифузії. Цей процес не є результатом простого механічного змішування. Розчинення речовин супроводжується виділенням або поглинанням теплоти та зміною об'єму. Ці явища, а також деякі інші вказують на хімічну взаємодію розчиненої речовини із розчинником. Це було встановлено Д.І. Менделєєвим, який розробив відому гідратну теорію, згідно з якою у процесі розчинення частинки речовини, що розчиняються, утворюють з молекулами розчинника відносно нестійкі сполуки, які часто мають змінний склад і називаються *сольватами* (якщо розчинником є вода – *гідратами*).

При додаванні різних речовин до води змінюються властивості як самої речовини, так і води. Гідрофільні речовини взаємодіють з молекулами води завдяки йон-дипольному або диполь-дипольному механізму, викликаючи зміни в структурі води, її рухливості, а також в структурі та реакційній здатності гідрофільних речовин. Гідрофобні речовини практично не взаємодіють з водою, тому щоб зменшити контакт з водою, гідрофобні групи агрегуються, тобто взаємодіють одна з одною й об'єднуються в більші кластери.

Насичений розчин – це такий розчин, який може невизначено довго залишатися в рівновазі з твердою фазою речовини, що розчиняється. У насиченому

розчині встановлюється рівновага між речовиною в розчині і речовиною в осаді. Швидкість розчинення речовини дорівнює швидкості його кристалізації.

Мірою розчинності речовини за певних умов є концентрація її насиченого розчину. **Розчинність речовини** за даної температури визначають як масу цієї речовини, яка розчинюється в 100 г розчинника з утворенням насиченого розчину за даної температури. Наприклад, розчинність хлориду натрію за температури 18 °С дорівнює 35,86 г у 100 г води.

Розчинність різних речовин у воді різна. Вона залежить від полярності молекул, присутності інших речовин, температури, тиску (для газів). Якщо в 100 г води розчиняється більше 10 г речовини, то вважають, що речовина добре розчинна, якщо менше 1 г – малорозчинна, а якщо менше 0,01 г – речовина практично нерозчинна.

Одним з основних параметрів розчину є його склад.

Способи вираження складу розчинів

ІЮПАК рекомендує використовувати кілька способів вираження кількісного складу розчинів, які ґрунтуються на сталості маси розчину, розчиненої речовини, розчинника чи об'єму розчину.

Концентрація розчиненої речовини – це фізична величина, яка є кількісною мірою складу розчину. **Концентрація** – це відношення не однотипних величин. Відношення однотипних величин, наприклад, відношення маси розчиненої речовини до маси розчину, називається часткою.

1. Масова частка речовини в розчині – $\omega(X)$ – це відношення маси розчиненої речовини $m(X)$, що міститься в розчині, до загальної маси цього розчину $m_{p-ну}$:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{p-ну}} \text{ або } \omega(X) = \frac{m(X)}{m_{p-ну}} \cdot 100\%.$$

Одиниця вимірювання – відносна. Допускається виражати масову частку речовини у частках одиниці або відсотках. $\omega(X)$ в % називають також **відсотковою (процентною) концентрацією**, яка вказує масу речовини в грамах, що міститься у 100 г розчину.

Наприклад, масова частка речовини H_2SO_4 у розчині сульфатної кислоти дорівнює 20 %. Це означає, що у розчині сульфатної кислоти масою 100 г міститься речовина H_2SO_4 масою 20 г.

2. Молярна або мольна частка розчиненої речовини X у розчині — це відношення кількості речовини X (в молях), що міститься у цьому розчині, до загальної кількості речовин у розчині (в молях).

Форма запису:

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(Y)} = \frac{m(X)/M(X)}{m(X)/M(X) + m(Y)/M(Y)},$$

де $\chi(X)$ – молярна або мольна частка розчиненої речовини X ;

$n(X)$ – кількість молів розчиненої речовини X;

$n(Y)$ – кількість молів розчинника Y.

Одиниця вимірювання відносна.

Допускається виражати молярну або мольну частку в таких же одиницях, як і масову частку розчиненої речовини у розчині.

3. Молярна концентрація речовини X у розчині – $c(X)$ – кількість моль речовини, що міститься в 1 л (або дм^3) розчину; виражається у моль/л, моль/ дм^3 ; дорівнює відношенню кількості речовини $n(X)$, що міститься в розчині, до об'єму цього розчину ($V_{\text{р-ну}}$):

$$c(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{р-ну}}} \text{ (моль/л)}$$

В СІ основною одиницею молярної концентрації є моль/ м^3 , а для практичного користування — моль/ дм^3 або моль/л.

Наприклад, молярна концентрація речовини натрій хлориду (NaCl) у розчині записується наступним чином:

$$c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl}) \cdot V_{\text{р-ну}}}, \text{ моль/дм}^3.$$

4. Молярна концентрація еквівалента або нормальна концентрація

У хімії широко користуються поняттям еквівалента та фактора еквівалентності.

Еквівалентом називають реальну або умовну частинку речовини X, яка може приєднувати, вивільнювати або бути будь-яким іншим чином еквівалентна одному іону Гідрогену в даній кислотно-основній реакції або одному електрону в окисно-відновній реакції.

Під умовною частинкою розуміють як реально існуючі частинки (молекули, іони, електрони), так і долі таких частинок (наприклад, 1/2 іону) або їх групи. Кількість речовини еквіваленту є моль.

Фактор еквівалентності $f_{\text{екв.}}(X)$ – це число, яке позначає, яка доля реальної частинки речовини X еквівалентна одному іону Гідрогену в даній

кислотно-основній реакції або одному електрону в окисно-відновній реакції. Фактор еквівалентності розраховують на основі стехіометрії даної реакції.

$f_{\text{екв.}}(X) = 1/z$, де z – основність кислоти або кислотність основи даної кислотно-основної реакції, або кількість електронів, що приймають участь у даній окисно-відновній реакції. Молярну масу еквівалента речовини X ($M(f_{\text{екв.}}(X)X)$) вимірюють добутком фактора еквівалентності на молярну масу речовини X :

$$M(f_{\text{екв.}}(X)X) = f_{\text{екв.}}(X) \cdot M(X) = \frac{1}{z} \cdot M(X).$$

Одиниця вимірювання молярної маси еквівалента – г/моль.

Молярна концентрація еквівалента – це відношення кількості моль еквівалентів ($n(f_{\text{екв.}}(X)X)$) розчиненої речовини у розчині до об'єму цього розчину ($V_{\text{розч.}}$).

Форма запису:

$$c(f_{\text{екв.}}(X)X) = \frac{n(f_{\text{екв.}}(X)X)}{V_{\text{розч.}}} = \frac{m(X)}{M(f_{\text{екв.}}(X)X) \cdot V_{\text{розч.}}}.$$

Одиниця вимірювання молярної концентрації еквівалента є моль/м³, а для практичного користування – моль/дм³ або моль/л.

Наприклад, для сульфатної кислоти молярна концентрація еквівалента записується так:

$$c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) \cdot V_{\text{розч.}}}.$$

За рекомендаціями ІЮПАК, якщо 1 моль речовини еквівалента $f_{\text{екв.}}(X)X$ розчинено в 1дм³ розчину, то саме цей розчин можна назвати нормальним розчином.

Використання розчинів з нормальною концентрацією на практиці чи поняття «нормальний» розчин в розрахунках обов'язково вимагає знань рівнянь відповідних реакцій.

Між молярною концентрацією речовини X у розчині і нормальною концентрацією речовини X у розчині є зв'язок:

$$c(f_{\text{екв.}}(X)X) = \frac{c(X)}{f_{\text{екв.}}(X)}$$

Наприклад: 1 М розчин H_2SO_4 відповідає 2 н розчину H_2SO_4 ($f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$); 0,06 М розчин H_2SO_4 відповідає 0,12 н розчину H_2SO_4

($f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$); 0,1 н розчин KMnO_4 ($f_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = 1/5$) відповідає 0,02 М розчину KMnO_4 .

5. Моляльність розчиненої речовини в розчині – $b(\text{X}/\text{Y})$ – кількість моль речовини X, що міститься в 1 кг розчинника Y; дорівнює відношенню кількості речовини $n(\text{X})$ (моль), що міститься у розчині, до маси розчинника $m(\text{Y})$ (кг) цього розчину. Форма запису:

$$b(\text{X}/\text{Y}) = \frac{n(\text{X})}{m(\text{Y})} = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X}) \cdot m(\text{Y})} \text{ (моль/кг)},$$

де $m(\text{Y})$ – маса розчинника, кг.

Або:

$$b(\text{X}/\text{Y}) = \frac{n(\text{X})}{m(\text{Y})} = \frac{m(\text{X}) \cdot 1000}{M(\text{X}) \cdot m(\text{Y})} \text{ (моль/кг)},$$

де $m(\text{Y})$ – маса розчинника, г.

Наприклад, моляльність HCl у водному розчині записують так:

$$b(\text{HCl}/\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{HCl})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{HCl}) \cdot 1000}{M(\text{HCl}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})} \text{ (моль/кг)}.$$

4.3 Колігативні властивості розчинів неелектролітів

Колігативні властивості розчинів – це властивості, які залежать від кількості частинок розчиненої речовини у розчині та не залежать від хімічної природи розчиненої речовини.

Властивості розчину завжди відрізняються від властивостей кожного з його компонентів. Ця зміна зумовлена, з одного боку, характером взаємодії між компонентами, а з другого – зменшенням концентрації молекул кожної з речовин під час розподілу в ній молекул іншої речовини. Вплив цих чинників зростає зі збільшенням концентрації розчину. Урахувати їх кількісно дуже важко. Тому цікавішими для вивчення є розбавлені розчини, під час утворення яких не відбувається зміни теплової енергії та об'єму. У таких розчинах частинки розчиненої речовини перебувають на великій відстані одна від одної і їхнім взаємним впливом можна знехтувати.

Розглянемо такі властивості розбавлених розчинів:

- зниження тиску насиченої пари над розчином;
- зниження температури кристалізації;
- підвищення температури кипіння;
- осмотичний тиск у розчині.

Зниження тиску насиченої пари над розчином. Внаслідок випарювання над рідиною утворюється пара, тиск якої можна виміряти за допомогою манометра. Одночасно з ендотермічним процесом випаровування відбувається зворотний екзотермічний процес конденсації, за певних умов між цими процесами встановлюється рівновага: $(\text{H}_2\text{O})_{\text{рідина}} \rightleftharpoons (\text{H}_2\text{O})_{\text{пар}}$ (рис. 4), склянка з розчинником). Рівноважний стан системи «рідина-пара» за певної температури характеризується **тиском насиченої пари розчинника**.

Під час розчинення в рідині будь-якої нелеткої речовини тиск насиченої пари над цією рідиною знижується. Це можна пояснити тим, що концентрація розчинника в разі утворення розчину зменшується, внаслідок чого рівновага системи «рідина-пара» порушується. Згідно з принципом Ле Шательє, розпочинається процес, спрямований на зменшення зовнішнього впливу (зменшення концентрації розчинника за рахунок введення нелеткої речовини), тобто відбувається процес конденсації розчинника, що й призводить до зниження тиску насиченої пари над розчином. Отже, тиск пари розчинника над розчином p менший, ніж над чистим розчинником p_0 (рис. 8).

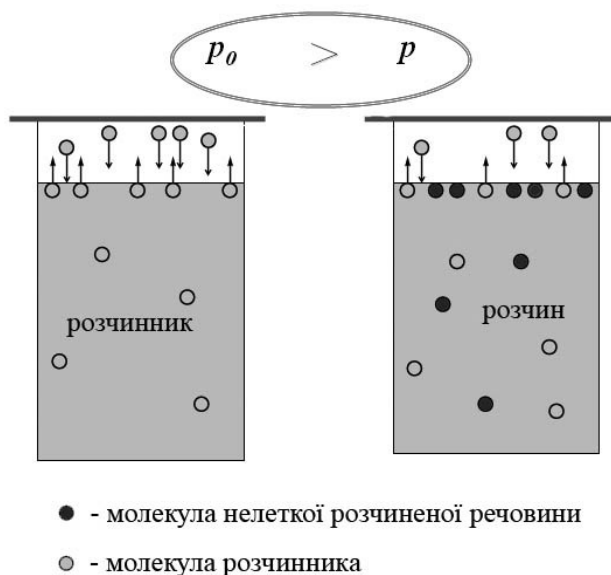


Рисунок 8 – Зниження тиску насиченої пари над розчином

Зниження тиску пари над розчином буде тим більшим, чим більше до розчину внесено нелеткої речовини. Залежність зниження тиску пари розчинника над розчинами нелетких речовин від їхніх концентрацій вивчав французький фізик Ф. Рауль (1887 р.). Він відкрив закон, який часто називають **законом Рауля: тиск насиченої пари над розчином дорівнює добутку його тиску над чистим розчинником на мольну частку розчинника:**

$$p = p_0 \cdot \chi(Y),$$

де $\chi(Y)$ – мольна частка розчинника у розчині;

p_0 – тиск насиченої пари над чистим розчинником;

p – тиск насиченої пари над розчином нелеткої речовини.

Отже, другий варіант формулювання закону Рауля: **відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини:**

$$\frac{\Delta p}{p_0} = \chi(X),$$

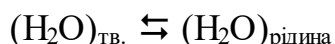
де $\chi(X)$ – мольна частка розчиненої речовини у розчині;

$\Delta p = p_0 - p$ – зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином.

Зниження температури кристалізації розчину порівняно з температурою кристалізації чистого розчинника.

Температура замерзання (як і температура кипіння) розчину залежать від тиску насиченої пари розчинника над розчином нелеткої речовини.

Температурою замерзання рідини є температура, за якої тиск насиченої пари цієї рідини над її рідкою фазою стає таким, що дорівнює тиску пари над її твердою фазою. Наприклад, вода за нормального атмосферного тиску (101,3 кПа) замерзає за температури 0 °С. Розглянемо рівновагу рідина – тверда фаза (вода – лід за 0 °С):



Якщо розчинити у воді невелику кількість певної речовини, то концентрація молекул води в рідкій фазі зменшиться і, згідно з принципом Ле Шательє, почнеться процес її підвищення – плавлення льоду. Для встановлення нової рівноваги необхідно знизити температуру. Отже, температура кристалізації розчину менша за температуру кристалізації розчинника.

Згідно з наслідком із закону Рауля, зниження температури кристалізації розчину ($\Delta t_{\text{кр.}}$) пропорційне молярності розчиненої речовини в розчині:

$$\Delta t_{\text{кр.}} = t_0 - t = K \cdot b(X) = K \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)},$$

де t_0 – температура кристалізації чистого розчинника, °С;

t – температура кристалізації розчину, °С;

K – криоскопічна константа (для води 1,86 °С/моль);

$b(X)$ – молярність розчиненої речовини, моль/кг (розчинника);

$m(X)$ – маса розчиненої речовини, г;

$m(Y)$ – маса розчинника, г;

$M(X)$ – молярна маса розчиненої речовини, г/моль.

Підвищення температури кипіння розчину порівняно з температурою кипіння чистого розчинника.

Температура кипіння рідини це температура, за якої тиск її насиченої пари дорівнює зовнішньому тиску. Наприклад, вода за нормального атмосферного тиску (101,3 кПа) кипить за температури +100 °С. Якщо тиск пари розчинника внаслідок розчинення в ньому речовини знизився, то для досягнення початкового тиску треба підвищити температуру. Отже, температура кипіння розчину вища за температуру кипіння розчинника.

Згідно з наслідком із закону Рауля підвищення температури кипіння розчину пропорційна молярності розчиненої речовини у розчині:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = t - t_0 = E \cdot b(X) = E \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)},$$

де t_0 – температура кипіння чистого розчинника, °С;

t – температура кипіння розчину, °С;

E – ебуліоскопічна константа (для води 0,52 °С/моль);

$b(X)$ – молярність розчиненої речовини, моль/кг (розчинника);

$m(X)$ – маса розчиненої речовини, г;

$m(Y)$ – маса розчинника, г;

$M(X)$ – молярна маса розчиненої речовини, г/моль.

Осмотичний тиск у розчині. Осмос – це одностороння дифузія молекул розчинника у розчин крізь напівпроникну мембрану, або дифузія розчинника із розчину з меншою концентрацією у розчин з більшою концентрацією.

На рисунку 9 показана схема осмосу. Молекули вода з великої ємності дифундують крізь напівпроникну мембрану (наприклад, целофан) у ємність з розчином певної концентрації.

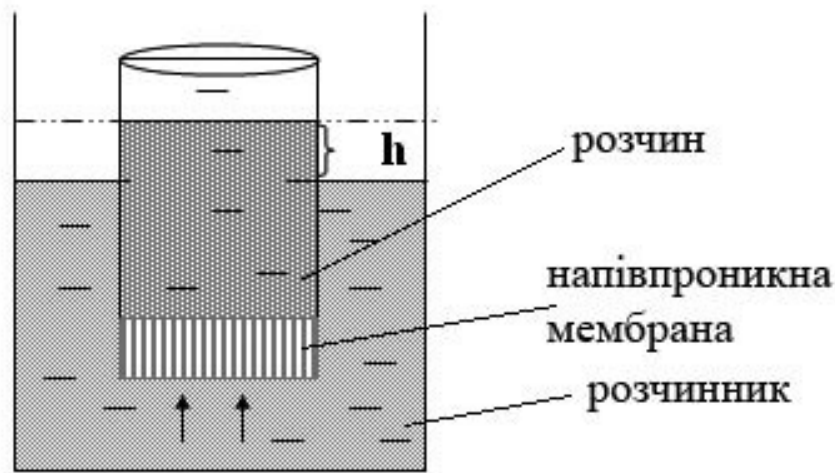


Рисунок 9 – Явище осмосу

Тиск, який необхідно прикласти до розчину, щоб осмос припинився, називається **осмотичним тиском**.

Явище осмосу та осмотичний тиск досліджував голландський вчений Я. Г. Вант-Гофф. Він встановив, що осмотичний тиск не залежить від природи компонентів, що містяться у розчині, і збільшується пропорційно молярній концентрації розчиненої речовини $c(X)$ і абсолютній температурі T . Коефіцієнт пропорційності R – це універсальна газова стала, отже:

$$P_{\text{осм}} = c(X) \cdot R \cdot T = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{розч.}}} RT,$$

де $P_{\text{осм}}$ – осмотичний тиск розчину, кПа;

$c(X)$ – молярна концентрація розчиненої речовини, моль/л;

R – універсальна газова стала, що дорівнює 8,314 Дж/(моль·К);

T – абсолютна температура, К;

$m(X)$ – маса розчиненої речовини, г ;

$M(X)$ – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

$V_{\text{розч.}}$ – об'єм розчину, л.

Це рівняння виражає **закон осмотичного тиску Вант-Гоффа: осмотичний тиск розчину прямо пропорційний його концентрації та температурі**.

Осмос відіграє велику роль у житті рослин і тварин. Саме завдяки осмотичному тиску вода підіймається капілярами у стеблах рослин на значну висоту. Це підтверджується наступним дослідом. Якщо зрізану рослину, що почала в'янути, помістити у воду, то розпочнеться осмос, оболонки рослинних клітки напружаться і рослина набуде попереднього вигляду. Причиною того,

що на солонцюватих ґрунтах не всі рослини можуть проростати, є явище оберненого осмосу, тобто виведення води з рослин у ґрунт. В техніці використовують обернений осмос для очищення стічних вод, опріснення морської води тощо.

За рахунок осмосу вода в організмі людини розподіляється між кров'ю, тканинами, клітинами. Осмос відіграє роль в засвоєнні їжі, утворення лімфи, сечі, дії ліків.

Для досягнення необхідної активності води (для тривалого зберігання продуктів) використовують сушку за допомогою осмосу. Харчовий продукт занурюють в розчини кухонної солі або цукру, активність води яких менше за активність води в харчовому продукті. Тоді вода з продукту буде переходити в розчин, і таким чином ми висушимо продукт до необхідної активності води.

4.4 Електролітична дисоціація

Розчини деяких речовин проводять електричний струм, інші не проводять. Цей факт пояснила теорія електролітичної дисоціації.

Електролітами називають речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Провідниками електричного струму в розчинах є позитивно заряджені (катиони) і негативно заряджені (аніони) частинки – іони. Вони утворюються внаслідок дисоціації молекул відповідного електроліту. До електролітів належать розчини солей, кислот, гідроксидів.

Неелектролітами називають речовини, розчини або розплави яких не проводять електричний струм.

Електролітична дисоціація – процес розпаду молекул електроліту на іони під впливом полярних молекул розчинника.

Висновку про виникнення іонів у водних розчинах електролітів ще на початку ХІХ ст. дійшли литовський хімік Х. Гротгус та в 1880 р. М.М. Каяндер, викладач Київського університету. Остаточно теорію електролітичної дисоціації розробили шведський фізик, хімік С. Арреніус та німецький вчений В. Оствальд (1887–1888 рр.). В основу цієї теорії було покладено припущення, що молекули електролітів дисоціюють, тобто розпадаються на позитивно і негативно заряджені частинки, які називають **іонами**.

Багато доповнень і змін до початкового варіанта теорії С. Арреніуса вніс Д.І. Менделєєв, створивши хімічну теорію розчинів, основна ідея якої полягала в тому, що під час розчинення відбувається хімічна взаємодія між розчиненою речовиною і розчинником. Велика заслуга у розвитку теорії електролітичної дисоціації належить одному з організаторів Академії наук України

В. О. Кістяківському та відомому російському вченому І. О. Каблукову, які вперше пояснили механізм дисоціації електролітів у розчині, застосувавши хімічну теорію розчинів.

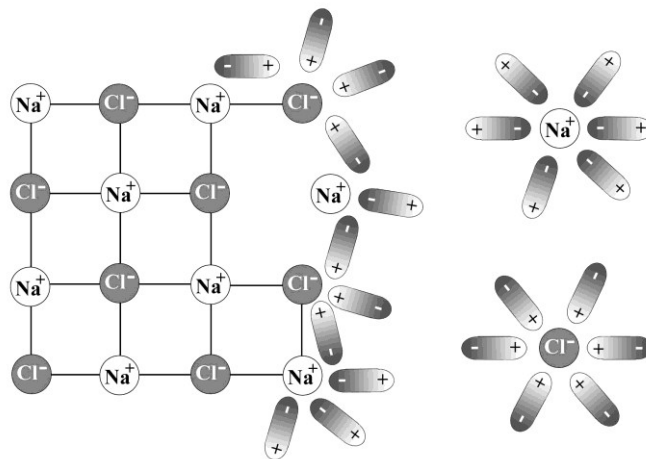


Рисунок 10 – Схема електролітичної дисоціації натрій хлориду NaCl у водному розчині

Коли кристал солі, наприклад, натрій хлориду, потрапляє у воду, то іони, які містяться на його поверхні, притягують до себе полярні молекули води тим боком, який має заряд протилежного знаку (рис. 10). Молекули води оточують кожен іон електроліту. Зв'язок між іонами при цьому настільки послаблюється, що вони відділяються від кристалу й переходять у розчин. Отже, під впливом молекул полярного розчинника кристалічна решітка руйнується та утворюються окремі іони. Ці іони утворюють комплекси з молекулами розчинника, тобто сольвати (у випадку, коли розчинник вода – гідрати).

Вода, що взаємодіє з іонами, є найміцніше зв'язаною в харчових продуктах. Завдяки тому, що йони змінюють структуру води, впливають на діелектричну сталу, вони сильно впливають також і на інші розчинені у воді речовини. Наприклад, конформація білків і стабільність колоїдних розчинів сильно залежать від виду та кількості присутніх йонів.

Дещо інакше відбувається дисоціація електроліту, який містить полярні молекули (рис. 11). Молекули води, які притягуються до різних боків полярної молекули, спричиняють розходження полюсів цієї молекули – **поляризацію**. Поляризація у сукупності з коливальним тепловим рухом спричиняє розпад полярної молекули на іони. Як і в попередньому випадку, ці іони гідратуються.

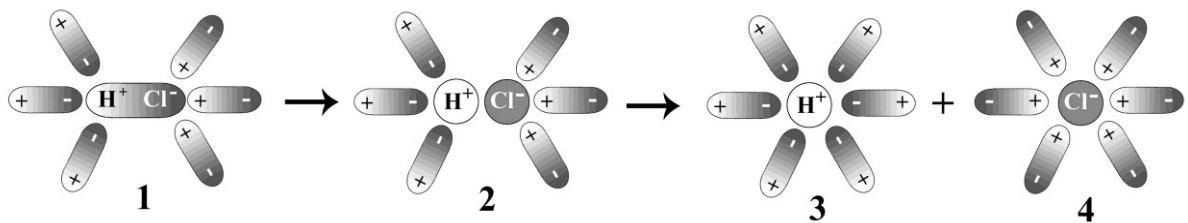


Рисунок 11 – Схема електролітичної дисоціації хлороводню HCl у водному розчині:

- 1 – полярна молекула HCl, оточена молекулами води;
 2 – розпад полярної молекули HCl на іони;
 3 – гідратований катіон (катіон, оточений молекулами води);
 4 – гідратований аніон (аніон, оточений молекулами води)

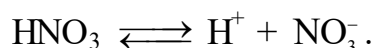
Сила електролітів. Константи та ступінь дисоціації

Електроліти у різній мірі дисоціюють на іони. Кількісно повноту перебігу процесу дисоціації характеризують *константою дисоціації* (K_d) і *ступенем дисоціації* α , який дорівнює відношенню кількості молекул електроліту, що розпалися на іони у розчині, до загальної кількості молекул. Величина ступеня дисоціації залежить від природи розчиненої речовини і природи розчинника, від температури та концентрації розчину. $0 \leq \alpha \leq 1$ або $0 \% \leq \alpha \leq 100 \%$. За величиною ступеня дисоціації у розчинах з молярною концентрацією еквівалента 0,1 моль/л електроліти поділяють на сильні ($\alpha > 30 \%$) і слабкі ($\alpha < 3 \%$) (табл. 5).

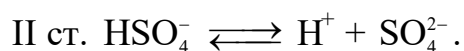
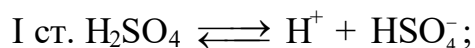
Таблиця 5 – Сила електролітів

Електроліти	Сильні ($\alpha > 30 \%$)	Слабкі і середньої сили ($\alpha < 30 \%$)
Вода	–	H ₂ O
Солі	усі розчинні	нерозчинні солі
Основи:		
розчинні (луги)	гідроксиди лужних і лужноземельних металів	водний розчин аміаку
нерозчинні	–	всі
амфотерні	–	всі
Кислоти:		
безоксигенові	HI, HBr, HCl	HF, H ₂ S
оксигенвмісні	HClO ₄ , H ₂ SO ₄ , HNO ₃	H ₂ SO ₃ , HNO ₂ , H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ , H ₃ PO ₄ , H ₃ BO ₃ , CH ₃ COOH та інші органічні кислоти

Згідно з теорією електролітичної дисоціації, **кислоти** – це електроліти, які у процесі дисоціації у водному розчині **як катіон** утворюють тільки іони Гідрогену. Наприклад:

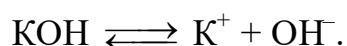


Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто:

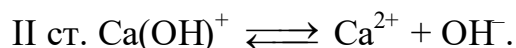
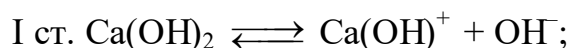


За першим ступенем дисоціація відбувається більш повно.

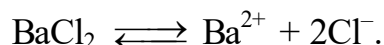
Основи – це електроліти, які у процесі дисоціації у водному розчині **як аніон** утворюють тільки гідроксид-іони OH^- . Наприклад:



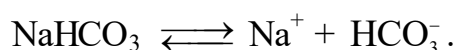
Багатоосновні основи дисоціюють ступінчасто:



Середні солі дисоціюють з утворенням катіонів металу та аніонів кислотного залишку:

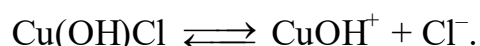


При дисоціації **кислих солей** утворюється катіон металу та аніон кислого кислотного залишку:



Подальша дисоціація іону HCO_3^- ($\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$) відбувається надзвичайно мало. Тому при написанні іонних рівнянь ми цей процес не фіксуємо.

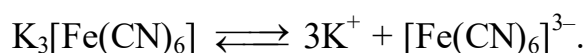
Основні солі при дисоціації утворюють гідроксокатіон металу та аніон кислотного залишку:



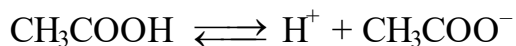
Подвійні солі при дисоціації утворюють прості іони:



Комплексні солі дисоціюють з утворенням простого і складного (комплексного) іону:



Процес дисоціації є зворотним. Тому для нього, як і для будь-якого зворотного процесу, можна записати константу рівноваги, яка в цьому випадку називається константою дисоціації K_d . Наприклад:



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

Величина K_d залежить тільки від природи речовин і температури.

Для **слабких електролітів** зв'язок між молярною концентрацією (c), ступенем дисоціації (α) і константою дисоціації (K_d) має вигляд:

$$K_d = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

де c – молярна концентрація електроліту, моль/л;

α – ступінь дисоціації.

Це рівняння є математичним виразом закону розбавлення Оствальда.

Для більшості слабких електролітів $\alpha \ll 1$, тому рівняння можна спростити:

$$K_d \approx c \alpha^2, \text{ звідки } \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c}}$$

Це рівняння виражає залежність ступеня дисоціації слабого електроліту від концентрації (із збільшенням концентрації розчину ступінь дисоціації електроліту зменшується). Підвищення температури приводить до збільшення ступеня дисоціації.

Для **розчинів сильних електролітів** рівняння Оствальда застосовувати **не можна**. Для характеристики властивостей цих розчинів користуються поняттям **активності** a (замість концентрації):

$$a = fc,$$

де a – активність іона;

c – фактична концентрація;

f – коефіцієнт активності (вносить поправку на взаємодію певного іона з навколишнім середовищем).

Для дуже розбавлених розчинів $f \approx 1$ і $a = c$.

Коефіцієнт активності можна розрахувати за рівнянням:

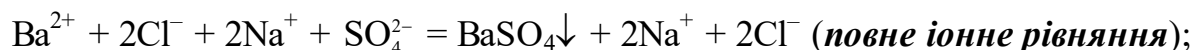
$$\lg f = -0,5z^2\sqrt{I},$$

де z – заряд іона;

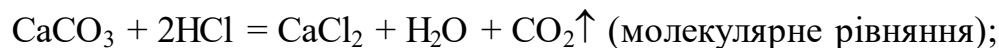
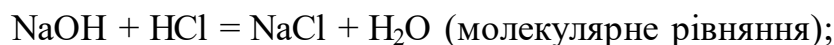
I – іонна сила розчину, яка визначається як половина суми добутків квадратів зарядів іонів на їхню концентрацію:

$$I = \frac{1}{2} \sum_i c_i z_i^2 .$$

Хімічні реакції, що відбуваються між розчинами електролітів, можна зображувати у вигляді молекулярних та іонних рівнянь. Наприклад:



При складанні іонного рівняння в молекулярному стані залишають осад, слабкий електроліт і летку сполуку. Наприклад:



Колігативні властивості розчинів електролітів.

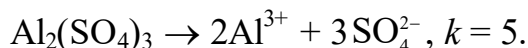
У розчинах електролітів ці властивості будуть виражені більш яскраво. У формулах для розрахунків з'явиться *ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа (i)*:

$$i = 1 + \alpha(k - 1),$$

де α – ступінь дисоціації;

k – кількість іонів, на які дисоціює одна молекула електроліту.

Наприклад:



1. Зниження тиску насиченої пари над розчином:

$$\frac{\Delta p}{p_0} = \frac{i n(X)}{i n(X) + n(Y)} = \frac{i m(X) / M(X)}{i m(X) / M(X) + m(Y) / M(Y)} .$$

2. Зниження температури замерзання:

$$\Delta t_{\text{кр.}} = t_0 - t = i \cdot K \cdot b(X) = i \cdot K \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)} .$$

3. Підвищення температури кипіння:

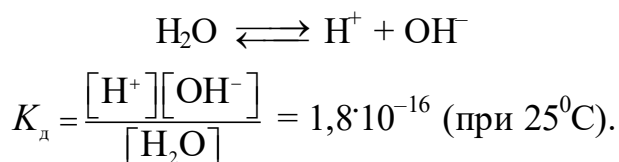
$$\Delta t_{\text{кип.}} = t - t_0 = i \cdot E \cdot b(X) = i \cdot E \cdot \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)}.$$

4. Осмотичний тиск:

$$P_{\text{осм}} = i \cdot c(X) \cdot R \cdot T = i \cdot \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{розч.}}} RT.$$

4.5 Дисоціація води. Водневий показник

Вода – дуже слабкий електроліт, який частково дисоціює згідно з рівнянням:



$[\text{H}_2\text{O}]$ залишається сталою величиною. Тому $K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \text{const} = 10^{-14}$.

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ – іонний добуток води.}$$

У чистій воді $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л – нейтральне середовище.

Якщо $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ (наприклад, $[\text{H}^+] = 10^{-6}$, 10^{-4} моль/л) – кисле середовище.

Якщо $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ (наприклад, $[\text{H}^+] = 10^{-8}$, 10^{-10} моль/л) – лужне середовище.

Зручніше оперувати не концентраціями іонів (дуже малі дробові числа), а логарифмами цих величин.

pH – водневий показник – від’ємний десятковий логарифм рівноважної концентрації гідроген-іонів:

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

Аналогічно використовують від’ємний десятковий логарифм рівноважної концентрації гідроксид-іонів:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-].$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

Якщо $[\text{H}^+] = 10^{-7}$, то $\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$.

Тому в нейтральному водному розчині $\text{pH} = 7$, в кислому – $\text{pH} < 7$, в лужному – $\text{pH} > 7$ (рис. 12).



Рисунок 12 – Водна шкала рН

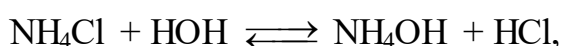
4.6 Гідроліз солей

Слово "гідроліз" буквально означає "розкладання водою". Гідролізом називається будь-яка взаємодія речовини з водою обмінного характеру, під час якої складові частини речовини з'єднуються зі складовими частинами води. Гідролізуватися можуть хімічні сполуки різних класів: солі, вуглеводи, білки, етери, естери, жири, тощо.

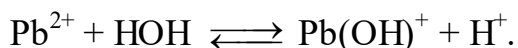
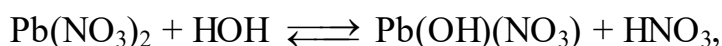
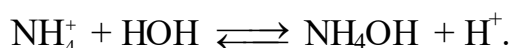
Гідроліз солі є результатом взаємодії іонів солі з молекулами води, що утворюють їх гідратні оболонки.

Реакція обміну між іонами розчиненої солі та іонами води, внаслідок якої утворюється слабкий електроліт, називається *гідролізом солі*.

Більшість реакцій гідролізу – зворотні:



або в іонному вигляді:



Якщо основа чи кислота, що утворюють сіль, є не тільки слабкими електролітами, але й малорозчинними або нестійкими і розкладаються з утворенням летких продуктів, то в цьому випадку гідроліз солі перебігає незворотно:



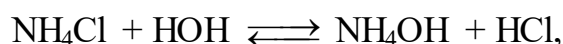
Здатність солей гідролізуватися залежить від властивостей іонів, що утворюють сіль, і від зовнішніх факторів (температури, концентрації розчину).

Відсутність гідролізу в розчинах солей

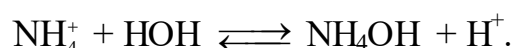
Солі, утворені сильними кислотами і сильними основами (NaCl , KNO_3 , BaCl_2 , K_2SO_4 , NaClO_4 тощо) не піддаються гідролізу. При розчиненні у воді вони розпадаються на катіони сильних основ і аніони сильних кислот, які не здатні при взаємодії з водою утворювати молекули слабких електролітів. Водні розчини таких солей мають нейтральну реакцію середовища ($\text{pH} = 7$).

Гідроліз за катіоном

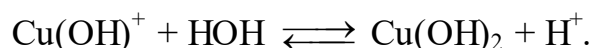
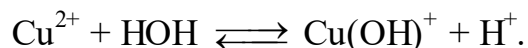
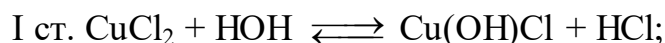
Солі, утворені слабкими основами і сильними кислотами, гідролізуються за катіоном:



або в іонному вигляді:



Гідроліз солей, до складу яких входять багатовалентні катіони, перебігає ступінчасто через стадії утворення основних солей:



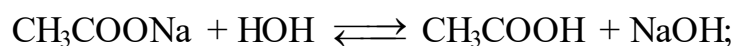
У таких випадках гідроліз майже повністю припиняється на перших стадіях (накопичення іонів H^+ зміщує рівновагу в бік вихідних речовин).

Більш повному гідролізу сприяє розбавлення розчину і підвищення температури (у такому випадку можна враховувати гідроліз і за другим ступенем).

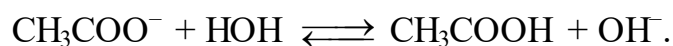
Водні розчини солей, утворених слабкими основами і сильними кислотами, мають кислу реакцію середовища ($\text{pH} < 7$).

Гідроліз за аніоном

Солі, утворені слабкими кислотами і сильними основами, гідролізуються за аніоном:

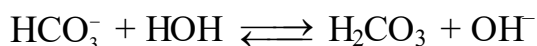
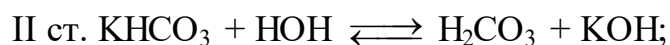
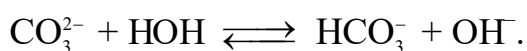
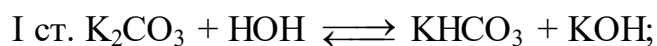


або в іонному вигляді:



Отже, іони CH_3COO^- як іони слабкої кислоти взаємодіють з водою, відтягують від неї Гідроген і утворюють слабкий електроліт (ацетатну кислоту).

Гідроліз солей, до складу яких входять багатовалентні аніони, перебігає ступінчасто:

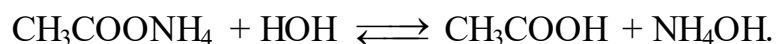


За другим ступенем гідроліз відбувається значно меншою мірою.

Водні розчини солей, утворених слабкими кислотами і сильними основами, мають лужну реакцію середовища ($\text{pH} > 7$).

Гідроліз за катіоном і аніоном

Солі, утворені слабкими основами і слабкими кислотами, гідролізуються і за катіоном, і за аніоном. Гідроліз може відбуватися значною мірою:



Реакція розчинів таких солей залежить від відносної сили кислоти і основи, які утворилися (від їх констант дисоціації). Розчин ацетату амонію має нейтральну реакцію середовища, оскільки $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) \approx K_d(\text{NH}_4\text{OH})$.

Якщо $K_d(\text{основи}) > K_d(\text{кислоти})$, то $\text{pH} > 7$, у випадку $K_d(\text{основи}) < K_d(\text{кислоти})$ – $\text{pH} < 7$.

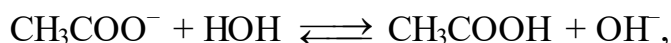
Таблиця 6 – pH водних розчинів солей

№з/п	Сіль утворена		Водний розчин солі	
	кислотою	основою	середовище	pH
1	сильною	сильною	нейтральне	7
2	сильною	слабкою	кисле	< 7
3	слабкою	сильною	лужне	> 7
4	слабкою (але сильніше від основи)	слабкою	кисле	< 7
5	слабкою	слабкою (але сильніше від кислоти)	лужне	> 7
6	однаково слабкими		практично нейтральне	~ 7

Кількісно гідроліз оцінюють за ступенем і константою гідролізу.

Ступінь гідролізу показує частку гідролізованих молекул і визначається відношенням кількості молів солі, що піддалися гідролізу, до загальної кількості молів солі. Ступінь гідролізу залежить від природи солі, її концентрації і температури розчину. Із розбавленням і підвищенням температури розчину ступінь гідролізу солі зростає. Повніше характеризує гідроліз константа гідролізу (K_r), яка є константою рівноваги відносно реакції гідролізу.

Наприклад, для CH_3COONa , гідроліз якого відбувається за рівнянням:



згідно із законом дії мас, можна так записати константу гідролізу K_r :

$$K_r = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}; K_r = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_d(\text{CH}_3\text{COOH})}.$$

За принципом Ле Шательє, в разі додавання кислоти рівновага реакції гідролізу зміститься у напрямку вихідних речовин, а в разі додавання води (розбавлення розчину) – у напрямку продуктів реакції.

$$\text{Для } \text{NH}_4\text{Cl} \quad K_r = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_d(\text{NH}_4\text{OH})}.$$

$$\text{Для } \text{CH}_3\text{COONH}_4 \quad K_r = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot K_d(\text{NH}_4\text{OH})}.$$

4.7 Буферні розчини

Буферний розчин – водний розчин, що містить сполуки, які протистоять значній зміні рН при додаванні невеликої кількості кислоти або основи, або при розведенні.

Буферні розчини використовують для підтримання сталого рН середовища. Вони також входять до складу великої кількості промислових товарів, таких як деякі медичні препарати, засоби для догляду за шкірою і волоссям тощо. Буферні розчини необхідні для забезпечення гомеостазу живих організмів, наприклад, рН крові людини підтримується на сталому рівні, оптимальному для транспорту кисню (близько 7,4), завдяки кільком буферним системам.

Зазвичай буферні розчини містять слабку кислоту та сіль, яка містить аніон цієї кислоти (наприклад, $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COONa}$), або слабку основу та сіль, яка містить катіон цієї основи (наприклад, $\text{NH}_4\text{OH} / \text{NH}_4\text{Cl}$).

Буферні розчини одержують при частковій нейтралізації слабкої кислоти сильною основою, або слабкої основи сильною кислотою.

Водневий показник рН буферного розчину, який містить слабку кислоту НА та сіль, яка містить аніон цієї кислоти А⁻, можна розрахувати за рівнянням Гендерсона-Хасельбальха:

$$[\text{H}^+] = K_{\text{д}}(\text{НА}) \cdot \frac{[\text{НА}]}{[\text{А}^-]} \approx K_{\text{д}}(\text{НА}) \cdot \frac{c(\text{кислоти})}{c(\text{солі})},$$

де $K_{\text{д}}(\text{НА})$ – константа дисоціації слабкої кислоти НА;

$[\text{НА}]$, $[\text{А}^-]$ – рівноважні концентрації слабкої кислоти та аніона цієї кислоти;

$c(\text{кислоти})$, $c(\text{солі})$ – вихідні концентрації кислоти і солі.

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{д}}(\text{НА}) + \lg \frac{[\text{А}^-]}{[\text{НА}]} \approx \text{p}K_{\text{д}}(\text{НА}) + \lg \frac{c(\text{солі})}{c(\text{кислоти})},$$

де $\text{p}K_{\text{д}}(\text{НА}) = -\lg K_{\text{д}}(\text{НА})$.

рН буферного розчину, який містить слабку основу ВОН та сіль, яка містить катіон цієї основи В⁺, можна розрахувати:

$$[\text{ОН}^-] = K_{\text{д}}(\text{ВОН}) \cdot \frac{[\text{ВОН}]}{[\text{В}^+]} \approx K_{\text{д}}(\text{ВОН}) \cdot \frac{c(\text{основи})}{c(\text{солі})},$$

де $K_{\text{д}}(\text{ВОН})$ – константа дисоціації слабкої основи ВОН;

$[\text{ВОН}]$, $[\text{В}^+]$ – рівноважні концентрації слабкої основи та катіона цієї основи;

$c(\text{основи})$, $c(\text{солі})$ – вихідні концентрації основи і солі.

$$\text{pOH} \approx \text{p}K_{\text{д}}(\text{ВОН}) + \lg \frac{c(\text{солі})}{c(\text{основи})}, \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH},$$

де $\text{p}K_{\text{д}}(\text{ВОН}) = -\lg K_{\text{д}}(\text{ВОН})$.

4.8 Жорсткість води

Поняття жорсткості води переважно визначають вмістом катіонів кальцію (Ca^{2+}) і магнію (Mg^{2+}), хоча всі двовалентні катіони тією чи іншою мірою впливають на жорсткість води. Оскільки їх «внесок» у жорсткість мізерний, Стандарт подає таке поняття: жорсткістю води називають сукупність властивостей, що зумовлені концентрацією в ній лужноземельних елементів, переважно іонів кальцію (Ca^{2+}) і магнію (Mg^{2+}).

Розрізняють карбонатну, некарбонатну, кальцієву, магнієву та загальну жорсткість.

Карбонатна жорсткість ($T_{\text{к}}$) зумовлена наявністю у воді гідрокарбонатів кальцію $\text{Ca}(\text{НСО}_3)_2$, магнію $\text{Mg}(\text{НСО}_3)_2$, заліза $\text{Fe}(\text{НСО}_3)_2$. Її ще називають

тимчасовою, тому що карбонатної жорсткості води можна позбутися енеєобем кип'ятінням.

Некарбонатна жорсткість ($T_{\text{НК}}$) зумовлена наявністю кальцієвих та магнієвих солей сильних кислот (CaCl_2 , MgCl_2 , CaSO_4 , MgSO_4). Її ще називають постійною жорсткістю.

Кальцієва жорсткість (T_{Ca}) зумовлена наявністю солей кальцію.

Магнієва жорсткість (T_{Mg}) зумовлена наявністю солей магнію.

Загальна жорсткість ($T_{\text{заг}}$) – це сума кальцієвої і магнієвої жорсткості:

$$T_{\text{заг}} = T_{\text{Ca}} + T_{\text{Mg}}, \quad \text{або} \quad T_{\text{заг}} = T_{\text{К}} + T_{\text{НК}}$$

Кількісно жорсткість води визначають сумою молярних концентрацій еквівалентів іонів кальцію і магнію. Одиниця виміру жорсткості води – мілімоль на літр (ммоль/л):

$$T = \left[\frac{n(f_{\text{екв}}(\text{Ca}^{2+})\text{Ca}^{2+})}{V(\text{H}_2\text{O})} + \frac{n(f_{\text{екв}}(\text{Mg}^{2+})\text{Mg}^{2+})}{V(\text{H}_2\text{O})} \right] \cdot 1000 \text{ (ммоль/л)}$$

або

$$T = \left[\frac{m(\text{X})}{M(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} \right] \cdot 1000 \text{ (ммоль/л)},$$

де $n(f_{\text{екв}}(\text{Ca}^{2+})\text{Ca}^{2+})$, $n(f_{\text{екв}}(\text{Mg}^{2+})\text{Mg}^{2+})$ – кількість речовини еквівалента іонів кальцію або магнію (або їх солей), моль;

$m(\text{X})$ – маса іонів кальцію або магнію (або їх солей), г;

$M(f_{\text{екв}}(\text{X})\text{X})$ – молярна маса еквівалента іонів кальцію або магнію (або їх солей), г/моль;

$V(\text{H}_2\text{O})$ – об'єм води, л.

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 «Гігієнічні вимоги до води питної, призначеної для споживання людиною» загальна жорсткість води відноситься до показників фізіологічної повноцінності води і має бути в межах 1,5 – 7 ммоль/дм³.

Для пом'якшення води використовують різні методи, основними з яких є термічний, реагентний і іонообмінний.

Термічне пом'якшення засноване на нагріванні води, її дистиляції або виморожуванні.

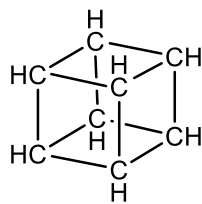
Реагентне пом'якшення води об'єднує методи, суть яких полягає у зв'язуванні іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} реагентами у нерозчинні речовини, що легко видаляються із води.

Іонний обмін заснований на фільтруванні води крізь спеціальні матеріали (іоніти), які обмінюють іони Na^+ і H^+ , що входять до їх складу, на іони Ca^{2+} і Mg^{2+} , які містяться у воді.

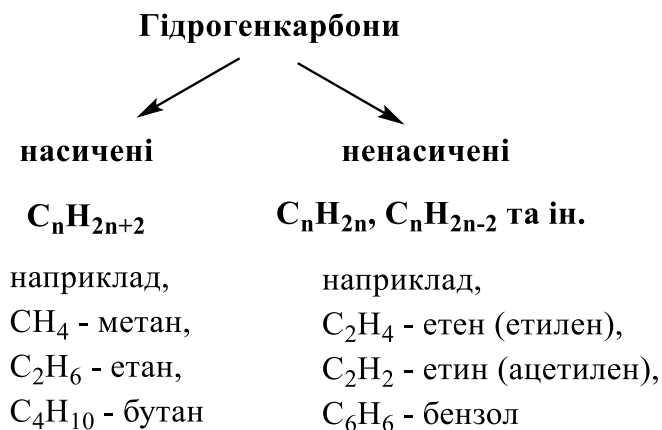
ТЕМА 5 ГІДРОГЕНКАРБОНИ

Гідрогенкарбони – це найпоширеніший клас органічних сполук, молекули яких містять лише атоми Карбону та Гідрогену. Ці сполуки відіграють величезну роль, тому що вони є одним з основних джерел енергії.

Більшість гідрогенкарбонів отримують з природного газу, нафти, кам'яного вугілля тощо. Деякі з них – найбільш складні – можуть бути отримані в результаті багатостадійного органічного синтезу.

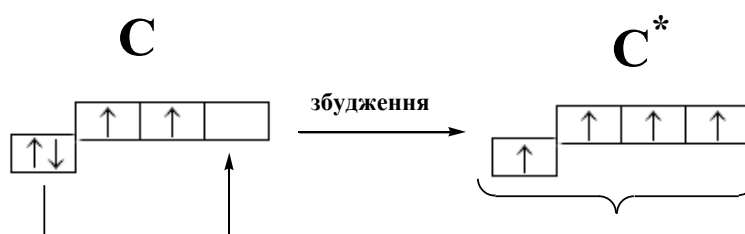


Загальна формула гідрогенкарбонів C_nH_m . Залежно від ступеня насиченості (співвідношення n та m) гідрогенкарбони ділять на насичені ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$) і ненасичені ($m < 2n+2$):



У даному розділі ми розглянемо будову насичених й ненасичених гідрогенкарбонів і хімічні реакції, притаманні хімічному класу цих речовин.

З метою розгляду будови гідрогенкарбонів необхідно розглянути електронну будову атома Карбону. Атом Карбону на зовнішньому енергетичному рівні має чотири електрони, у стані збудження здатен утворювати максимально чотири ковалентні зв'язки (рис. 13).



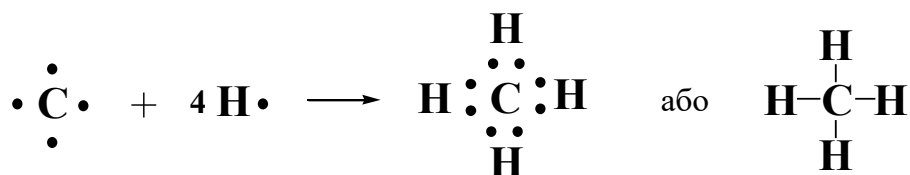


Рисунок 13 – Електронна будова атома Карбону та утворення ковалентних зв'язків з атомом Гідрогену

Уявімо, що атом Карбону утворює чотири ковалентні зв'язки з атомами Гідрогену. Тоді ми отримаємо молекулу метану (CH₄) – першого представника ряду насичених гідрогенкарбонів (рис. 13). Молекула метану не є планарною, тому що чотирьом атомам Гідрогену, координованим навколо атома Карбону, енергетично вигідно знаходитись найбільш віддалено один від одного. Така структура реалізується у тетраедричній будові (рис. 14).

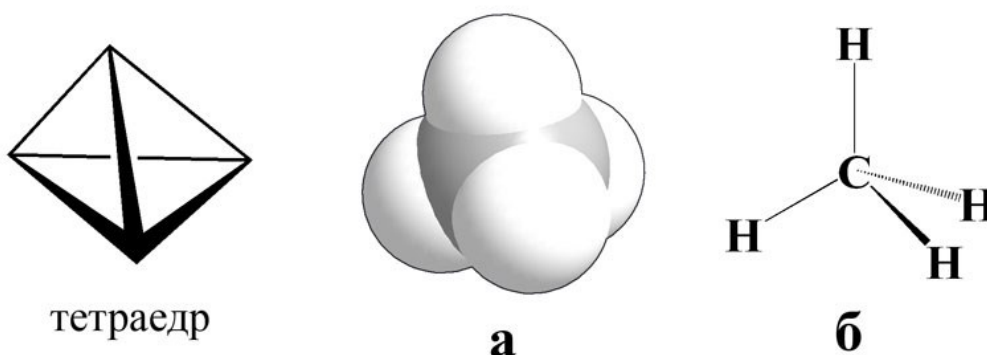


Рисунок 14 – Просторова будова молекули метану

Важливою особливістю атома Карбону є здатність утворювати міцні ковалентні зв'язки з іншими атомами Карбону. Необхідно зазначити, ця особливість є досить унікальною, притаманною саме атомам Карбону та зумовлює усю різноманітність органічних сполук. Атоми деяких інших елементів (S, Se, P і т.і.) також здатні утворювати такі зв'язки, але вони менш стійкі, такі сполуки не мають тієї різноманітності, що у сполук з карбоновими ланцюгами.

Найпростішою молекулою, що містить один С–С зв'язок є молекула етану – другого представника ряду насичених гідрогенкарбонів (рис. 15).

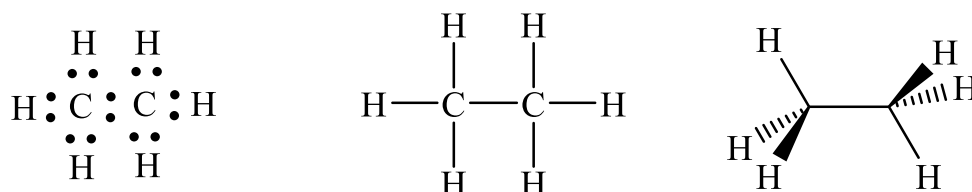
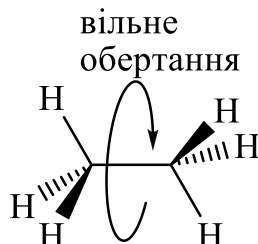
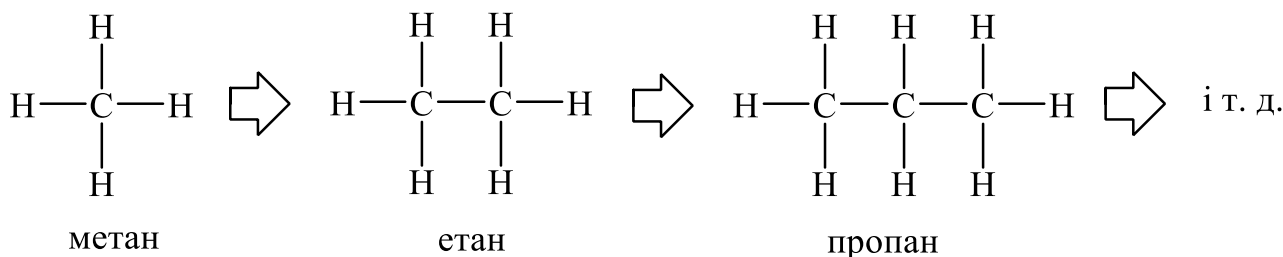


Рисунок 15 – Електронна, структурна та просторова формули етану

Важливою особливістю будови всіх сполук, що містять одинарний С–С зв'язок, є наявність вільного обертання навколо цього зв'язку, яке може бути зупинене зниженням температури $-80\text{ }^{\circ}\text{C}$:



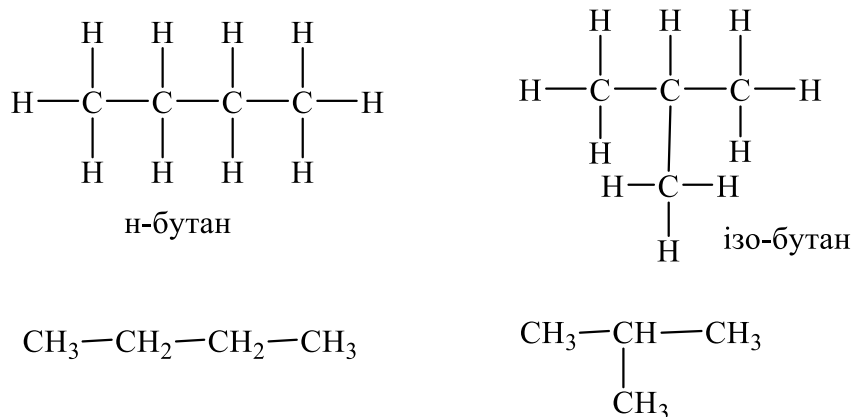
Окрім метану (CH_4) і етану (C_2H_6) можна побудувати структури інших представників гомологічного ряду алканів, або насичених гідрогенкарбонів, додаючи послідовно групу $-\text{CH}_2-$:



Гомологами вважають сполуки, що мають приблизно однакову будову та належать до одного класу сполук, але за структурою відрізняються одна від одної на одну, або кілька $-\text{CH}_2-$ груп. Таким чином, метан, етан, пропан, н-бутан є гомологами, а ряд насичених гідрогенкарбонів називають **гомологічним рядом**.

Звичайно, наведений підхід до побудови гомологічного ряду сполук носить суто формальний характер й не належить до способів препаративного отримання органічних сполук (група $-\text{CH}_2-$ не є реагентом, яким можна було б подіяти на речовину, щоб отримати її гомологи).

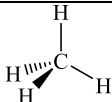
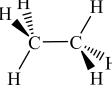
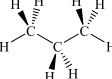
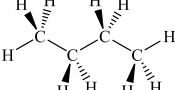
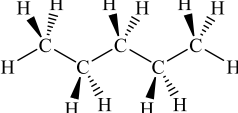
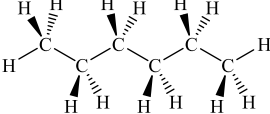
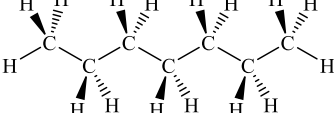
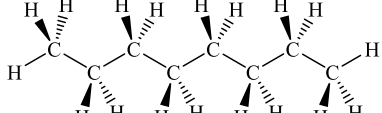
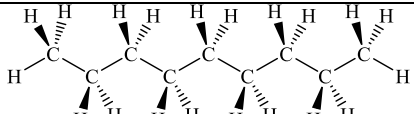
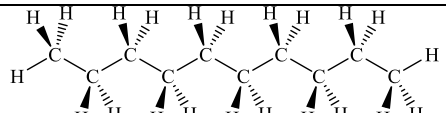
Звернімо увагу на сполуку C_4H_{10} : на відміну від попередніх представників гомологічного ряду алканів існує дві окремі сполуки складу C_4H_{10} , які мають відповідну будову:



Бутан та ізо-бутан є ізомерними сполуками, молекули яких мають однаковий якісний склад (тобто складаються з однакових атомів), але різну будову. Дуже часто ізомерами є сполуки, що належать до різних класів органічних сполук, відповідно, вони можуть мати абсолютно різні хімічні властивості.

Формули і назви перших десяти членів гомологічного ряду алканів (тільки нерозгалужені структури, без урахування ізомерів) наведено в таблиці 7.

Таблиця 7 – Гомологічний ряд алканів

Назва	Емпірична формула	Структурна формула	Mr	T _{пл.} , °C	T _{кип.} , °C
Метан	CH ₄		16	-182	-162
Етан	C ₂ H ₆		30	-183	-89
Пропан	C ₃ H ₈		44	-188	-42
н-Бутан	C ₄ H ₁₀		58	-138	0
н-Пентан	C ₅ H ₁₂		72	-130	+36
н-Гексан	C ₆ H ₁₄		86	-95	+69
н-Гептан	C ₇ H ₁₆		100	-91	+98
н-Октан	C ₈ H ₁₈		114	-57	+126
н-Нонан	C ₉ H ₂₀		128	-54	+151
н-Декан	C ₁₀ H ₂₂		142	-30	+174

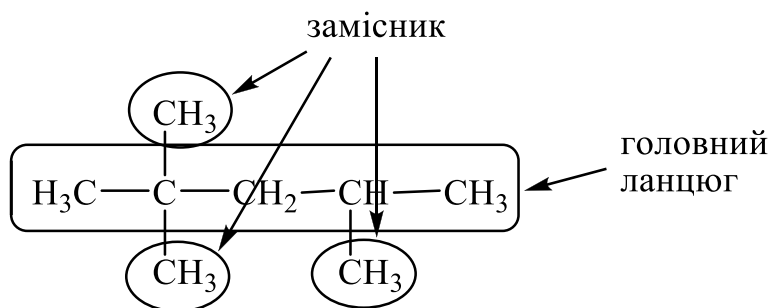
З наведених даних видно, що зі збільшенням молекулярної маси в ряду алканів (збільшенням кількості атомів Карбону) підвищується температура кипіння та плавлення. Так, перші чотири представники алканів – гази за кімнатної температури, до того ж метан є основною складовою природного газу.

Пропан і бутан можуть бути відносно легко переведені в рідкий стан при збільшенні тиску (на відміну від двох попередніх представників з маленькими молекулярними масами), тому їх використовують в якості зрідженого газу.

Пентан є легкокиплячою рідиною, тому може бути використаний як розчинник для малополярних речовин.

В якості рідкого палива використовують майже всі рідкі алкани у вигляді сумішей, наприклад, бензин є сумішшю алканів від C_5 до C_8 (включаючи розгалужені), дизельне паливо містить алкани від C_9 до C_{16} .

Серед розгалужених алканів особливу увагу варто звернути на так званий ізо-октан, тобто 2,2,4-триметилпентан:



Назва розгалужених алканів за номенклатурою IUPAC будується так:

- нумерується головний карбоновий ланцюг (обирають найдовший), в даному випадку ланцюг містить п'ять атомів Карбону;
- вказують положення органічних замісників латинськими цифрами (2,2,4);
- вказують грецькими числівниками кількість замісників.

Ізо-октан є еталоном у визначенні октанового числа. Цей параметр характеризує детонаційну стійкість палива.

Хімічні властивості

При розгляді хімічних реакцій будь-якого класу органічних сполук, необхідно звернути увагу на класифікацію реакцій за типом розриву зв'язку, характер реагенту та характер перетворень.

За типом розриву хімічного зв'язку реакції можна поділити на іонні та радикальні (рис. 15).

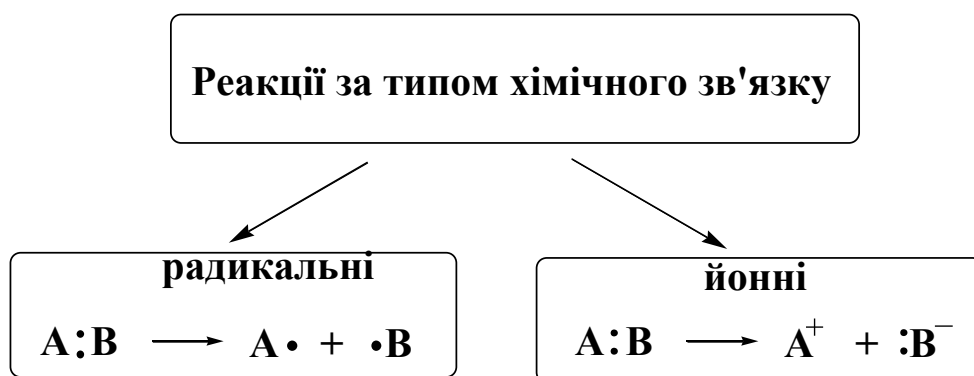


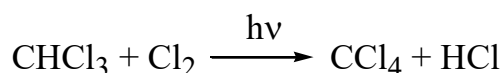
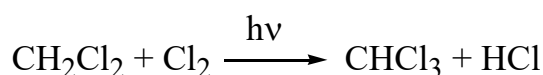
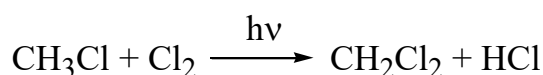
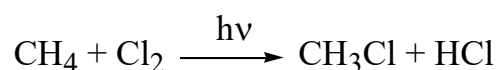
Рисунок 15 – Класифікація хімічних реакцій за типом розриву зв'язку

В радикальних реакціях розрив ковалентного зв'язку відбувається таким чином, що кожному атому А і В відходить лише один з двох електронів, тобто утворюються частинки з неспареними електронами – вільні радикали. До речі, в органічній хімії поняття «радикал» має два значення: з одного боку, так називають фрагмент молекули (метил, етил і та ін.), з іншого – частинку з неспареними електронами, що утворюється при радикальному розриву зв'язку і яка існує окремо певний час.

Інший тип розриву хімічного зв'язку передбачає, що з атомів А і В лише один (більш електронегативний) отримує електронну пару, в результаті чого утворюються два іони – позитивний (катіон A^+) і негативний (аніон B^-).

Щодо алканів, то для них більш характерними є процеси з радикальним розривом хімічного зв'язку. Це зумовлене, зокрема, низькою полярністю зв'язків С–С та С–Н, що робить іонний розрив зв'язку енергетично не вигідним.

Так, відомо, що алкани здатні хлоруватися в газовій фазі за схемою:



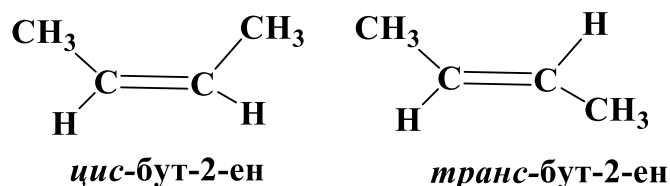
Необхідно звернути увагу на умови проведення реакції. Перебіг реакції за умов опромінення вказує на радикальний характер процесу.

Як видно зі схеми, в реакції хлорування метану утворюються кілька продуктів. Взагалі, радикальні процеси характеризуються досить низькою селективністю, тобто одержати певний продукт (зупинити реакцію на певному етапі) дуже важко.

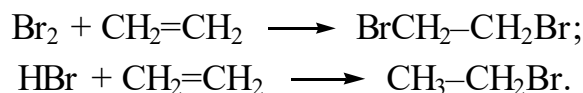
З точки зору одержання конкретних хімічних продуктів є більш цікавими **ненасичені гідрогенкарбони** – сполуки, молекули яких містять подвійні та потрійні зв'язки.

Найпростішим представником сполук з подвійним зв'язком є етен (етилен): $\text{CH}_2=\text{CH}_2$.

Щодо ізомерії алкенів, необхідно звернути увагу на просторову будову подвійного $\text{C}=\text{C}$ зв'язку: на відміну від одинарного $\text{C}-\text{C}$ зв'язку, навколо подвійного неможливе обертання внаслідок чого має місце ще один вид ізомерії – просторова ізомерія:



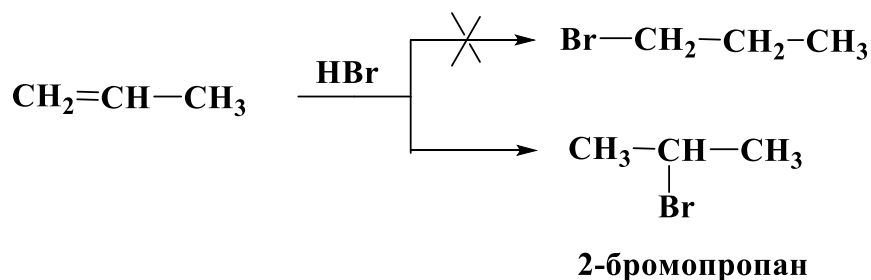
Отже, подвійний зв'язок є значно більш реакційним, ніж одинарний $\text{C}-\text{C}$ зв'язок. У першу чергу необхідно розглянути реакції приєднання. Приєднуватися здатні, наприклад, галогени (Cl_2 , Br_2 і т.і.), гідрогенгалогени (HCl , HBr і т.і.), вода:



Як видно зі схеми, реакція приєднання полягає в тому, що з подвійного зв'язку утворюється простий. Це є принципова різниця, що дозволяє не плутати реакцію приєднання з реакцією заміщення.

Оскільки, наведені приклади є процесами іонними, вони ініціюються не опроміненням, а термічним шляхом, іноді можуть перебігати за звичайних умов (як, наприклад, реакція приєднання бромю).

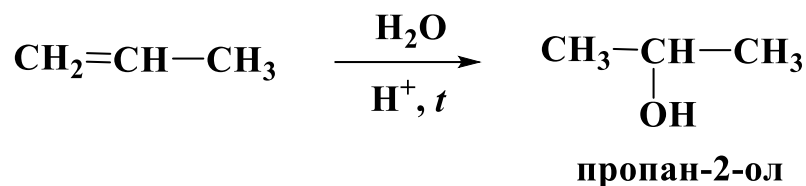
Іонні реакції, на відміну від радикальних, зазвичай характеризуються високою селективністю, що використовують для отримання конкретних хімічних продуктів. Так, реакція приєднання HBr до пропену перебігає за схемою:



тобто, утворюється 2-бромпропан, а не 1-бромпропан (у цьому полягає селективність приєднання). Правило Марковникова регулює напрямок

приєднання до подвійних і потрійних зв'язків: у процесі приєднання до кратних зв'язків атом Гідрогену приєднується до більш гідрогенізованого атома Карбону (який зв'язаний з найбільшою кількістю атомів Гідрогену).

Розглянемо реакцію приєднання води до пропену-1:



Ця реакція каталізується кислотами, подібно до приєднання HBr (тільки у цьому випадку HBr сама є кислотою); потребує нагрівання; перебігає за правилом Марковникова (утворюється пропан-2-ол).

ТЕМА 6 ОСНОВНІ КЛАСИ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Органічні речовини, що є складовими харчових продуктів, зазвичай мають складну будову, тому для розгляду їх властивостей необхідно розглянути основні класи органічних сполук, таких як спирти, альдегіди, кетони, карбонові кислоти. Кожен клас сполук характеризується наявністю в молекулах певної функціональної групи – групи атомів, що визначає хімічні властивості класу сполук (рис. 16).

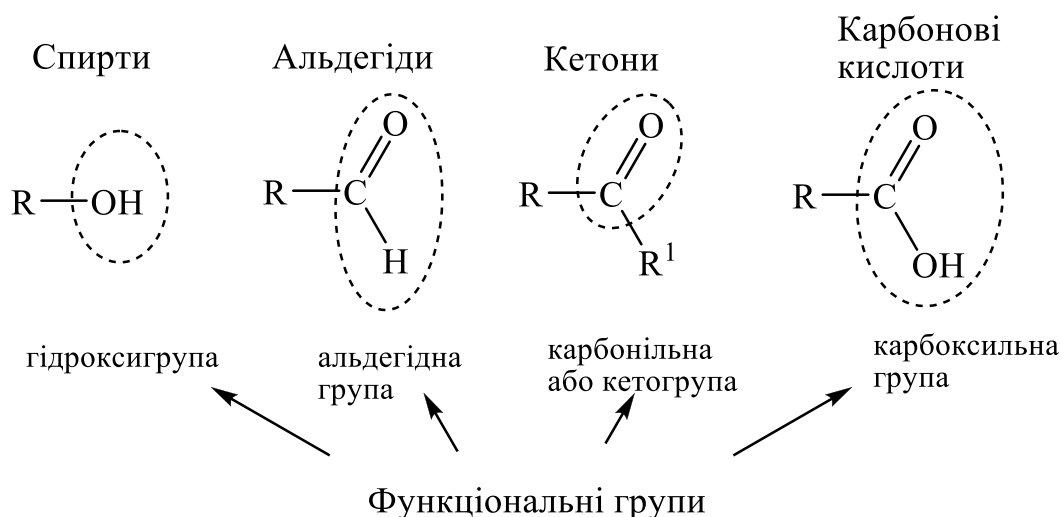
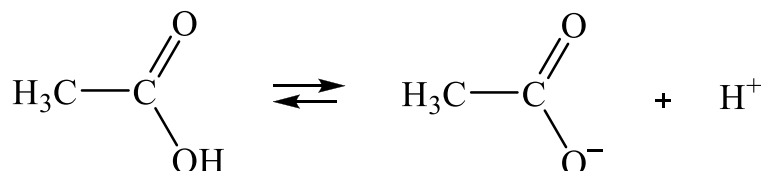


Рисунок 16 – Функціональні групи основних класів органічних сполук

Як видно з наведених формул, функціональні групи бувають простими (гідроксигрупа) або складними, тобто до складу функціональної групи можуть входити більш прості функціональні групи. Наприклад, складовою альдегідної

групи є карбонільна група, складовими карбоксильної групи – карбонільна та гідроксильна групи.

Властивості сполук визначаються саме наявністю функціональних груп та їх взаємним впливом. Наприклад, сполуки, що містять гідроксильну групу, подібно до води, мають кислотні властивості, тобто дисоціюють з утворенням катіону Гідрогену:

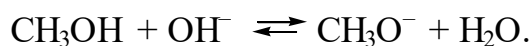


Карбонові кислоти вважають слабкими кислотами порівняно з більшістю неорганічних кислот, тому карбонові кислоти здатні витіснити з солей (проявляти більші кислотні властивості) тільки карбонатну кислоту, яка є більш слабкою:



Ця реакція є однією з часто використовуваних у кулінарії для розпушування тіста.

Спирти є кислотами, дещо слабшими навіть за воду: їх взаємодія з розчинами лугів є рівноважною реакцією, рівновага зміщена в бік вихідних речовин:



Таким чином, відомі нам класи органічних сполук можна розташувати за кислотністю наступним чином:



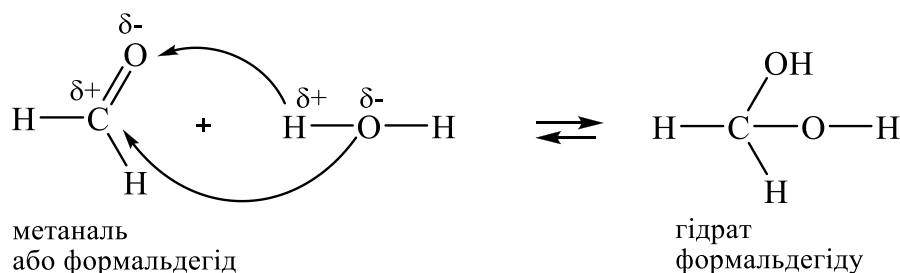
Таблиця 8 – Окремі представники органічних сполук

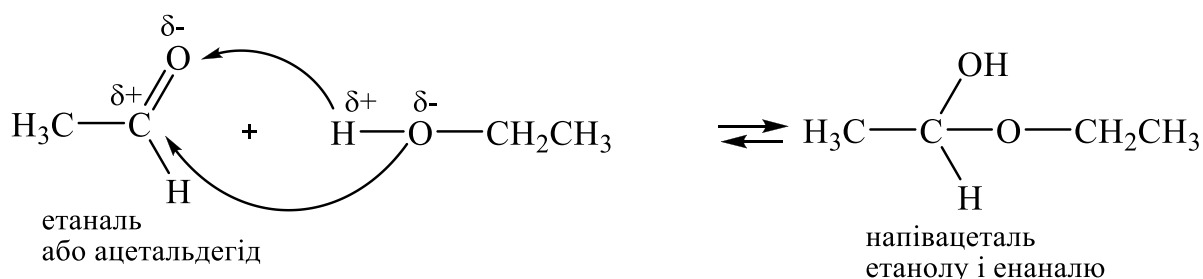
Структурна формула	Назва
1	2
$\text{СН}_3\text{ОН}$	Метанол
$\text{СН}_3\text{СН}_2\text{ОН}$	етанол
$\text{СН}_3\text{СН}_2\text{СН}_2\text{ОН}$	н-пропанол

Продовження таблиці 8

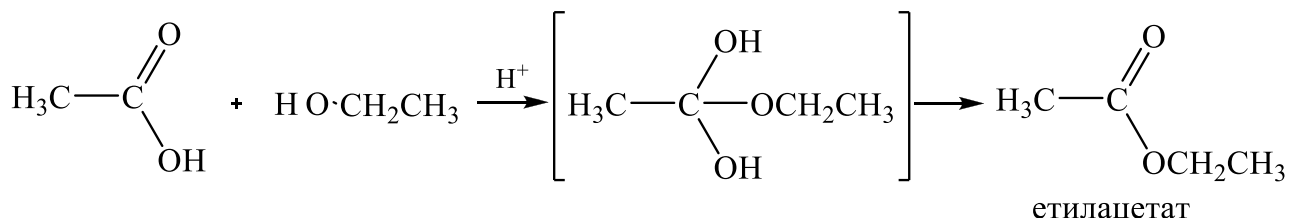
1	2
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	метаналь (формальдегід)
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	етаналь
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	диметилкетон (ацетон)
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C} \\ \\ \text{OH} \end{array}$	метанова (мурашина) кислота
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \\ \text{OH} \end{array}$	етанова (оцтова) кислота
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \\ \text{OH} \end{array}$	бутанова (масляна) кислота

Для сполук, які містять карбонільну групу, характерними є реакції приєднання. Наприклад, альдегіди у водному середовищі існують у вигляді гідратів, а у розчинах спиртів утворюють так звані напівацеталі. Обидві речовини є продуктами приєднання до карбонільної групи молекули води або спирту, відповідно. При написанні реакції необхідно звернути увагу на полярність карбонільної групи та розподіл заряду у вихідних сполуках:.



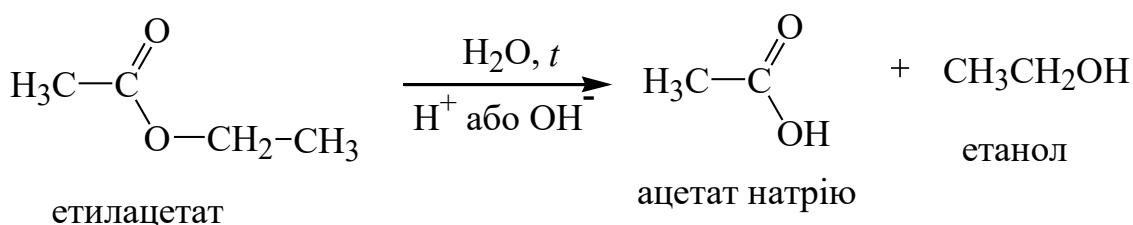


Карбонові кислоти при взаємодії зі спиртами за умов кислого каталізу та дегідратуєчого реагенту утворюють естери. Механізм реакції включає стадію приєднання до карбонільної групи:



Етилацетат використовують як розчинник.

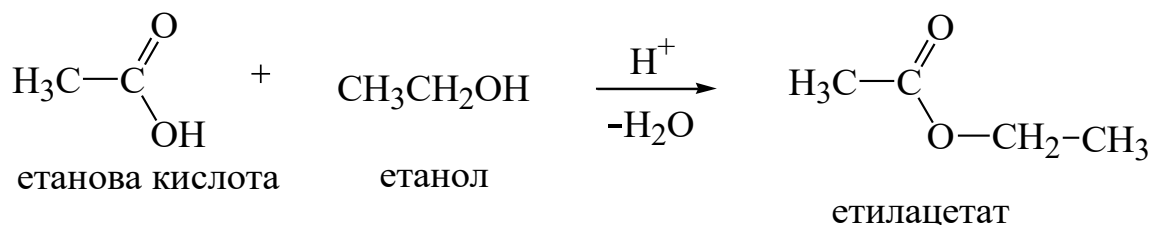
Реакція утворення естера здатна перебігати у зворотному напрямку при додаванні води. Зворотний процес має назву *гідроліз* і каталізується кислотами або лугами:



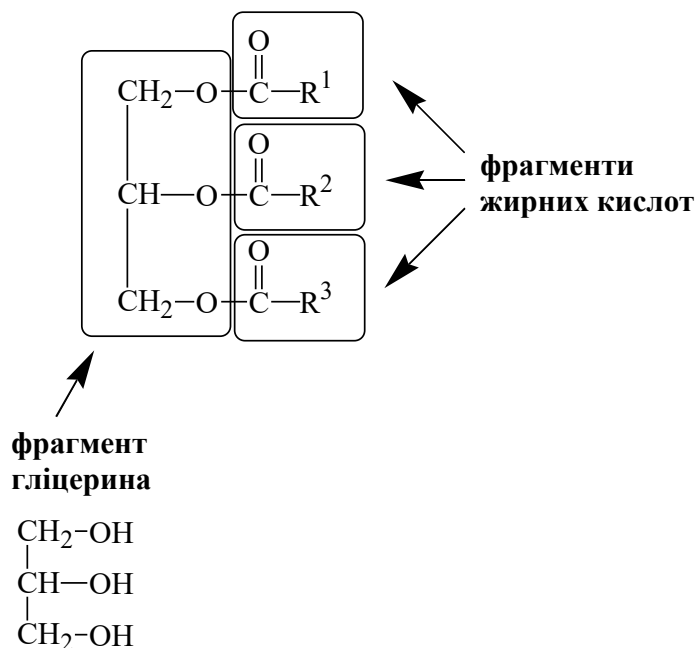
ТЕМА 7 ЖИРИ

Разом з вуглеводами і білками, жири — один з головних компонентів їжі. В живих організмах жири виконують насамперед структурну й енергетичну функції: вони є основним компонентом клітинної мембрани, в жирових клітинах зберігається енергетичний запас організму. Енергетична цінність жиру приблизно дорівнює 9,1 ккал/г (38 кДж/г). Енергія, яка виділяється в процесі розкладання 1 грама жиру приблизно дорівнює підняттю маси ≈ 4000 кг на висоту одного метра.

Щоб розібрати будову молекули жиру, пригадаємо реакцію естерифікації за участю молекул карбонової кислоти й спирту, що перебігає з утворенням естеру:



Молекула жиру за своєю будовою – естер, з тією особливістю, що спиртом є триатомний спирт гліцерин (пропантриол-1,2,3), а карбоновими кислотами є вищі жирні карбонові кислоти:



$\text{R}^1, \text{R}^2, \text{R}^3$ – вищі карбонові радикали жирних кислот, можуть бути насиченими або ненасиченими.

Природні жири (тригліцериди) містять в своєму складі три кислотних радикала, з нерозгалуженою будовою й парним числом атомів Карбону.

Розглянемо основні жирні кислоти.

Насичені:

Алканові кислоти:

- стеаринова ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$);
- пальмітинова ($\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$).

Ненасичені:

Алкеніві кислоти:

- олеїнова ($\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$, 1 подвійний зв'язок).

Алкадієнові кислоти:

- лінолева ($\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$, 2 подвійні зв'язки).

Алкатриєнові кислоти:

- ліноленова ($\text{C}_{17}\text{H}_{29}\text{COOH}$, 3 подвійні зв'язки);
- арахідонова ($\text{C}_{19}\text{H}_{31}\text{COOH}$, 4 подвійні зв'язки).

Більшість ненасичених кислот, що входять до складу природних жирів, мають цис-конфігурацію.

Важливо, що до складу однієї молекули жиру можуть входити різні залишки жирних кислот: як насичених, так і ненасичених. Це є визначальним фактором фізичних властивостей жиру. Так, відомо, що рослинні жири містять більше залишків ненасичених кислот, вони є в основному рідкими (оліями). Тваринні жири (наприклад, свинячий, баранячий) є твердими, тому що складаються в основному із залишків насичених карбонових кислот (табл. 9).

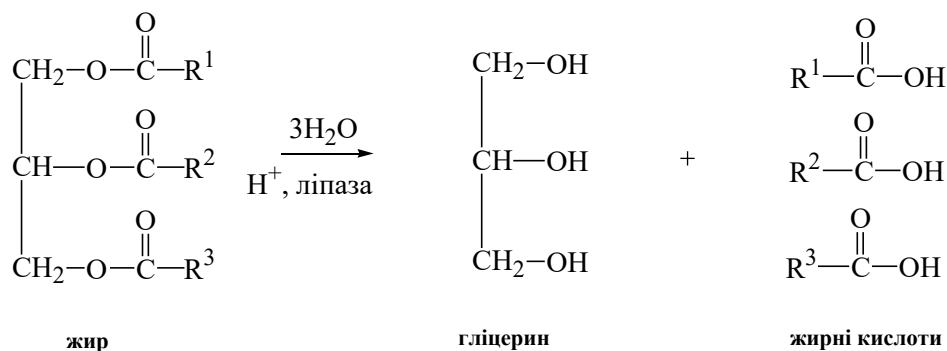
Таблиця 9 – Приблизний склад твердих жирів та олій

Жири та олії	Залишки вищих карбонових кислот, ваг. %				
	Пальмітинова	Стеаринова	Олеїнова	Лінолева	Ліноленова
вершкове масло	25	11	34	6	5
соняшникова олія	11	4	38	46	–
оливкова олія	10	2	82	4	–
льняна олія	5	3	5	62	25
баранячий жир	38	30	35	3	9
яловичий жир	31	26	40	2	2
свинячий жир (сало)	27	14	45	5	5
жири в організмі людини	25	8	46	10	–

Хімічні властивості

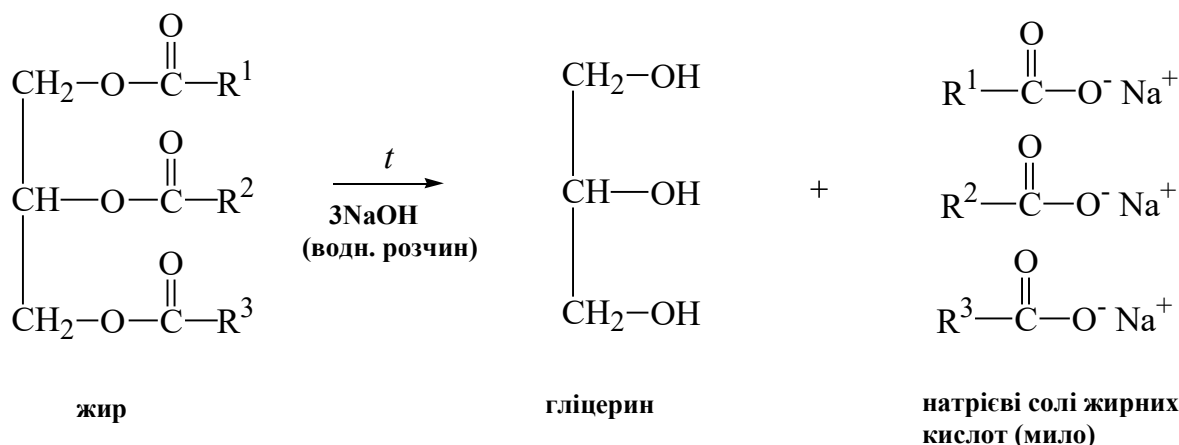
1. Гідроліз жирів.

У процесі гідролізу за наявності води, кислот, лугів, ферментів та дії високої температури жири розщеплюються на гліцерин і жирні кислоти:



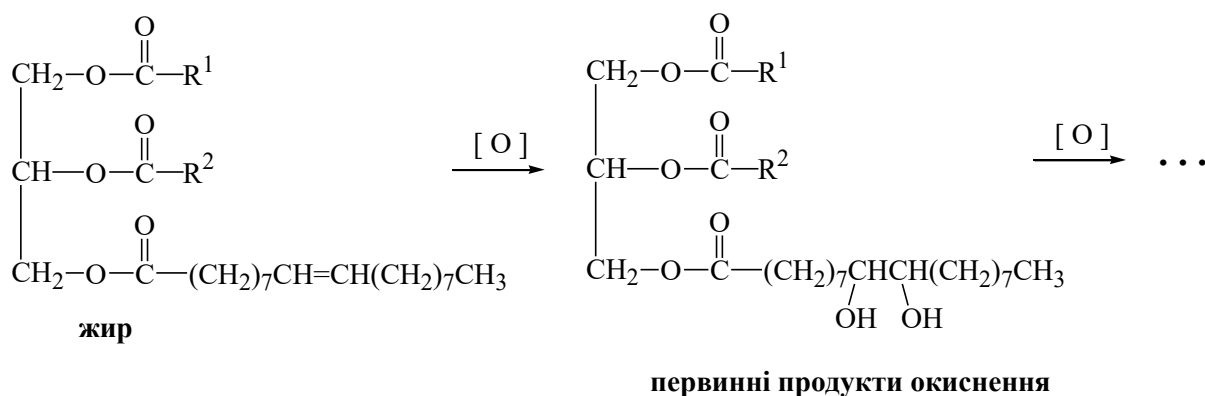
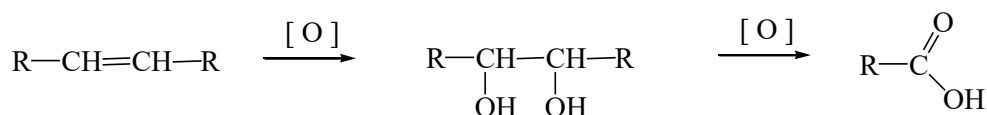
Процес гідролізу відбувається в організмі людини в процесі засвоєння їжі за участю ферменту ліпази.

Природні жири є сировиною для отримання мила (натрієві й калієві солі жирних кислот). Реакцією, що лежить в основі є також реакція гідролізу концентрованим розчином лугу:



Якщо в процесі гідролізу накопичуються низькомолекулярні жирні кислоти (наприклад, масляна (бутанова)), то продукт набуває гіркого смаку і неприємного різкого запаху. Такий процес називають **гідролітичним згіркненням**. Це є однією з причин погіршення якості жирів, ліпідів зерна, борошна, крупи і т.і. й зрештою призводить до їх псування. Особливо цей процес прискорюється з підвищенням вологості продуктів, температури й активності ліпази.

Жири як сполуки, молекули яких містять подвійні зв'язки, піддаються окисненню під дією кисню повітря:



Продуктами окиснення є шкідливі для організму та неприємні на смак нижчі жирні кислоти, зокрема, масляна – речовина, що зумовлює запах прогірклого жиру.

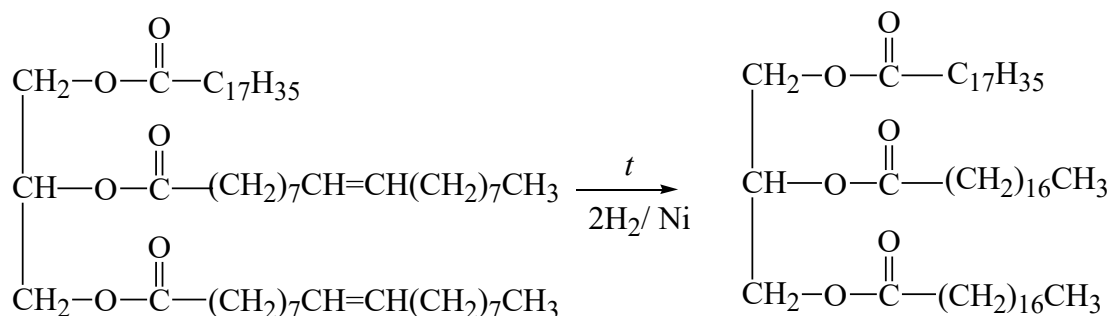
2. Гідрування жирів.

У харчовій промисловості часто перетворюють рідкий жир на твердий, що підвищує термін його зберігання. Наприклад отримання маргарину з олії. В

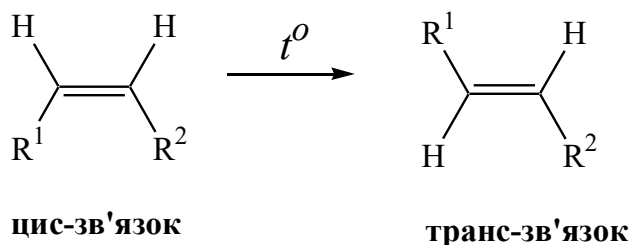
основі цього процесу лежить реакція каталітичного гідрування алкенів (приєднання водню):



У процесі реакції з ненасиченої сполуки утворюється насичена. Аналогічно, при гідруванні жиру з рідкого жиру (що містить більше ненасичених залишків кислот) отримують твердий жир, наприклад:



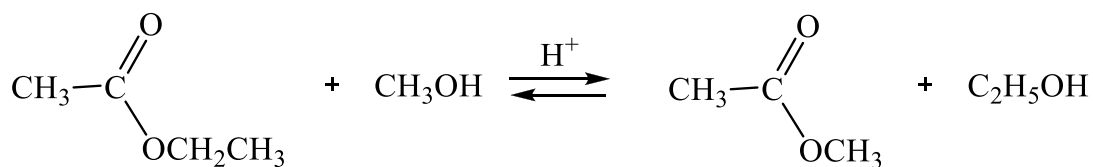
Процес гідрування технічної речовини не є стехіометричним і, як правило, не буває доведений до повного насичення, тобто, у продукті залишається деяка кількість подвійних зв'язків. Побічним процесом при гідруванні жиру є цис-транс-ізомеризація таких подвійних зв'язків:



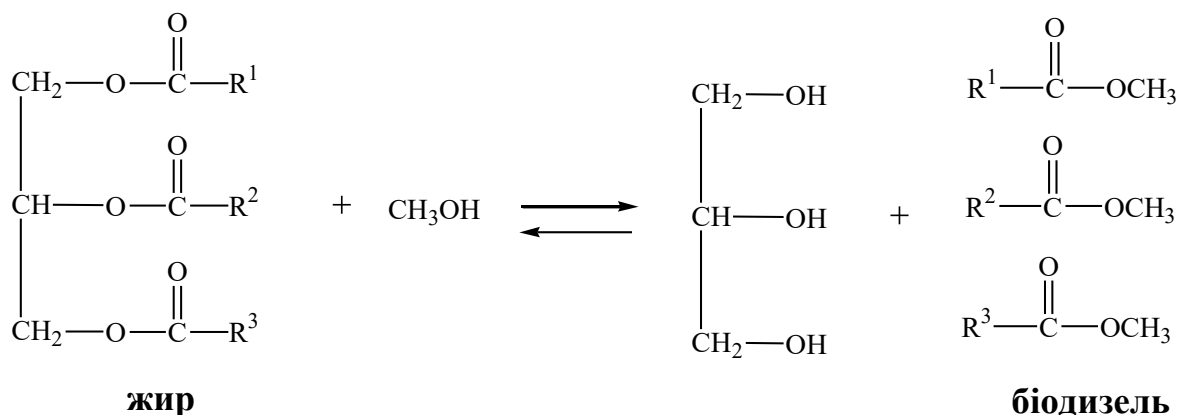
Споживання харчових продуктів з високим рівнем вмісту транс-ізомерів може спричинити різні серцево-судинні й онкологічні захворювання, а також хворобу Альцгеймера.

Існують дві технології одержання твердого жиру з рослинних олій: гідрування й переестерифікація. На сьогодні більш актуальною стає технологія переестерифікації. Це обумовлено тим, що така технологія дає можливість уникнути утворення транс-ізомерів у кінцевому продукті або знизити їх вміст до мінімуму.

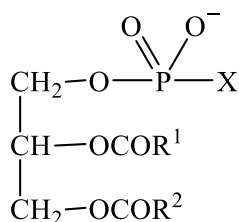
Іншим важливим використанням реакції переестерифікації саме рослинних жирів є отримання біодизелю. У процесі реакції з одного естера утворюється інший, більш легкий.



Переестерифікація рослинного жиру здійснюється за допомогою етилового або метилового спирту:



Варто зазначити, що жири входять до складу більшого класу органічних сполук – ліпідів. Якщо до складу молекули тригліцериду входять залишки не тільки карбонових кислот, а й зокрема неорганічних, наприклад, фосфатної, ми отримуємо фосфоліпід:



Це сильно урізноманітнює властивості матеріалів. Наприклад, сало містить значну кількість фосфоліпідів, це робить його механічно і термічно досить стійким, завдяки наявності в молекулах фосфоліпідів як полярних, так і неполярних груп.

Ліпіди різної будови поширені в природі, зокрема, утворюють клітинні біомембрани.

ТЕМА 8 ВУГЛЕВОДИ (КАРБОГІДРАТИ)

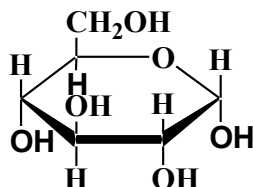
Вуглеводи є складовою частиною живих організмів. Вміст вуглеводів у рослинних тканинах становить близько 80 %, а в організмі тварин – не перевищує 2 % сухої маси. Синтез вуглеводів з CO_2 і H_2O під дією світла і природного каталізатора хлорофілу (процес фотосинтезу) є основою життєдіяльності рослинних організмів. Разом з жирами і білковими речовинами вуглеводи є основними компонентами їжі людини й тварин. Вони не

синтезуються організмом людини і тому повинні надходити з різними харчовими продуктами рослинного походження.

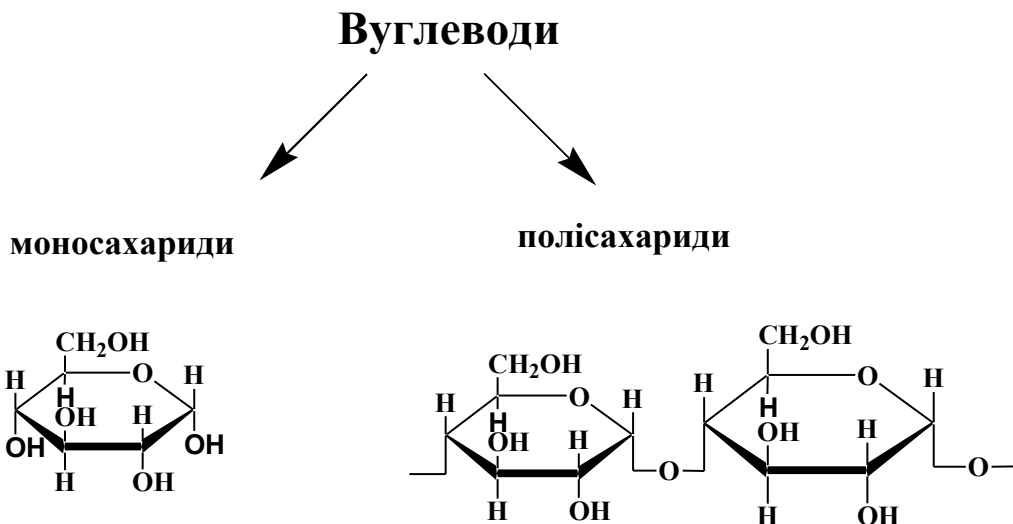
В організмі людини вуглеводи виконують численні життєво важливі функції, одна з них енергетична. При розкладанні 500 г вуглеводів до CO_2 і H_2O виділяється 9 210,9 кДж.

Перші відкриті вуглеводи або карбогідрати мали загальну формулу $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$, звідси й назва класу: сполуки Карбону з водою.

Розглянемо будову α ,D-глюкози – представника класу вуглеводів:

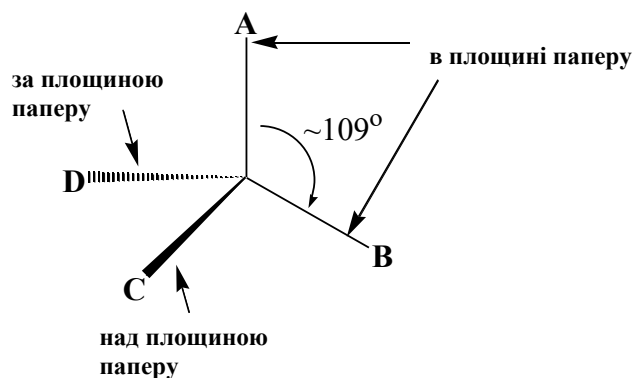


Молекула $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ або $\text{C}_6(\text{H}_2\text{O})_6$ є шестичленним циклом з атомом Оксигену, що містить п'ять гідроксильних груп. У такому вигляді α ,D-глюкоза входить безпосередньо до складу багатьох продуктів харчування або є структурним фрагментом для побудови складних ланцюгів вуглеводів:

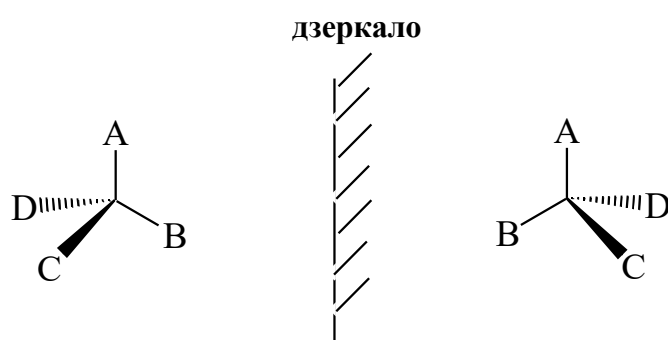


У молекулах вуглеводів спостерігається ще один вид ізомерії – оптична ізомерія.

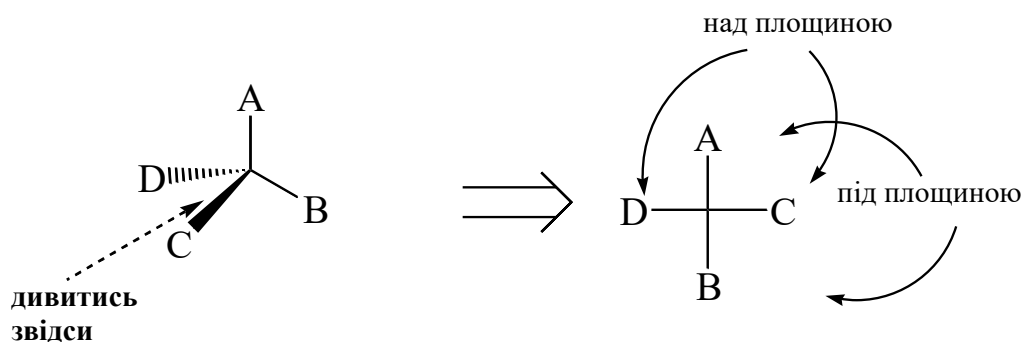
Як ми вже знаємо, атом Карбону має тетраедричну будову, тобто чотири зв'язки з іншими атома рівно віддалені один від одного, начебто утворюють тетраедр:



Для оптичної ізомерії є необхідним наявність асиметричного атома Карбону – зв'язаного з чотирма різними замісниками. Якщо дві молекули є дзеркальним відображенням одна одної, то вони є оптичними ізомерами:

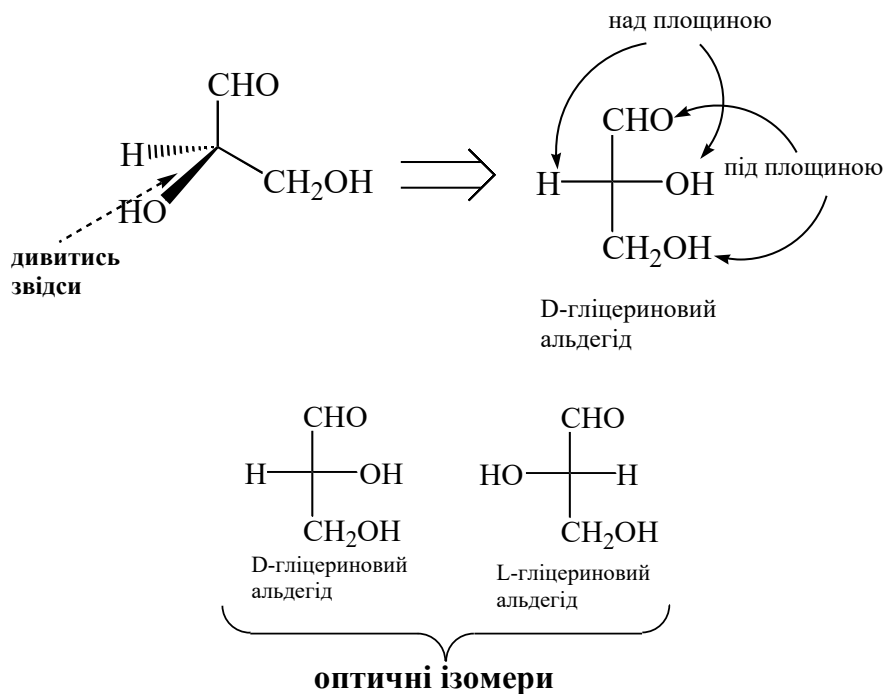


Для зображення оптичних ізомерів існує й інший спосіб. Уявімо молекулу під кутом, показаним стрілкою:

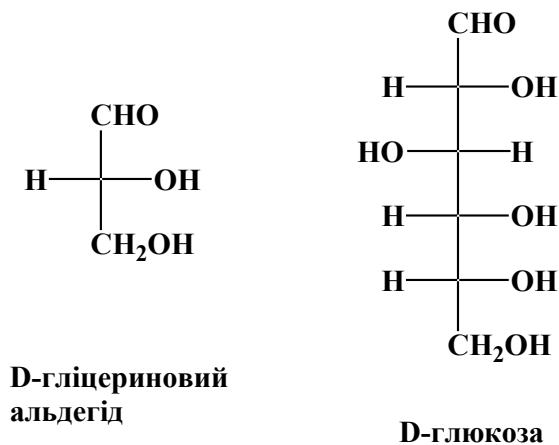


Загалом, якщо бачимо сполуку в такій проєкції, то необхідно розуміти, що замісники, розташовані горизонтально (в нашому випадку C і D), розташовані над площиною паперу, а замісники, розташовані вертикально (в нашому випадку A і B), – за площиною.

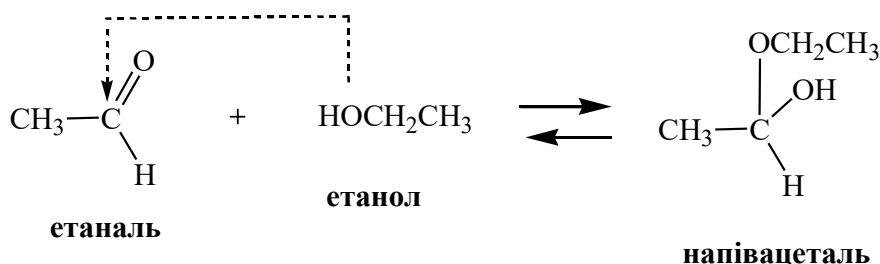
Еталонною речовиною для оптичної ізомерії є гліцеринний альдегід. Ця речовина належить до альдегідоспиртів, тобто молекула містить альдегідну й спиртові групи й, звідси, асиметричний атом Карбону:



Про належність моносахариду до D- чи L-ряду роблять висновки по розташуванню в просторі атомних груп біля останнього асиметричного атома Карбону (він є передостаннім в ланцюзі): якщо конфігурація співпадає з конфігурацією D-гліцеринового альдегіду, то моносахарид належить до D-ряду:

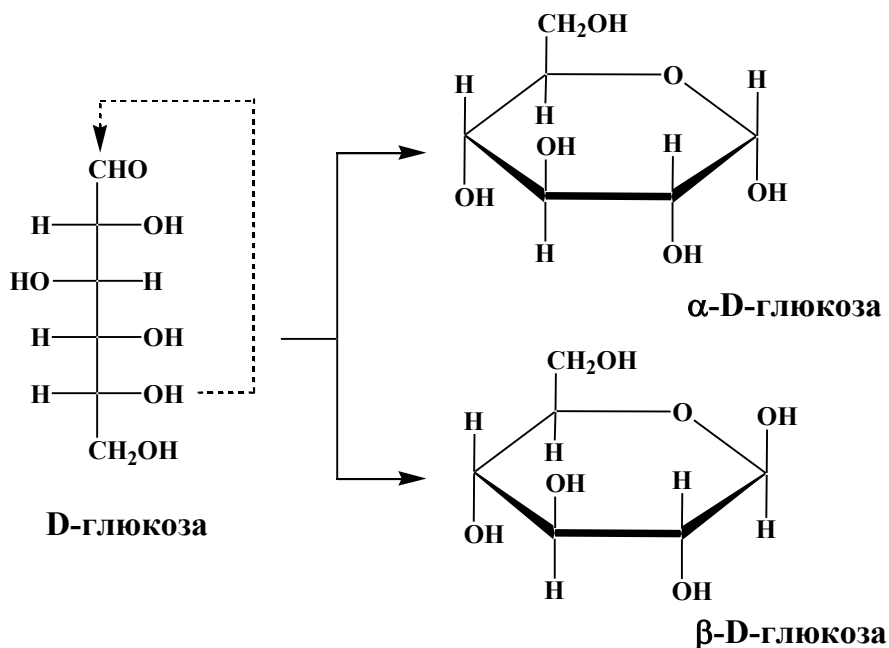


Як же одержати ланцюгову форму моносахариду? Розглянемо на прикладі глюкози. Справа в тому, що спирти здатні вступати з альдегідами в реакцію приєднання з утворенням напівацеталів:



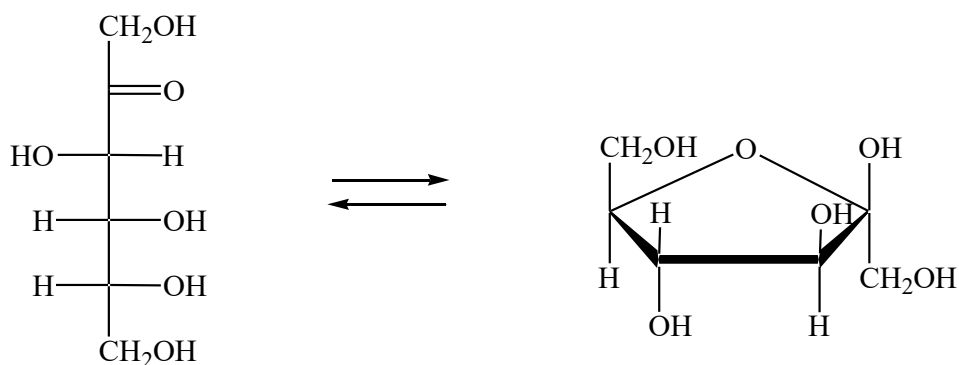
Ця реакція є зворотною, рівноважною. У наведеному прикладі реакція зміщена в бік вихідних сполук.

Ланцюгова форма глюкози (містить також альдегідну і п'ять спиртових груп) здатна утворювати внутрішній напівацеталь за участю взаємодії однієї з гідроксильних груп (біля п'ятого або четвертого атомів Карбону) та альдегідної групи:

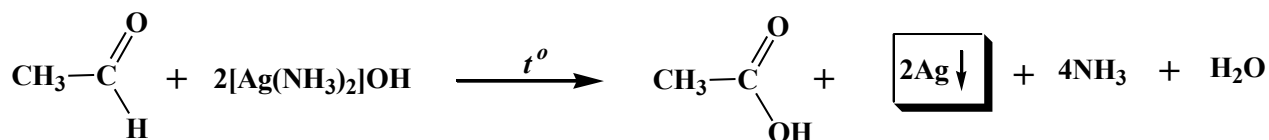


Рівновага в цьому випадку зміщена в бік продуктів, тобто напівацеталь є досить стабільним. Як бачимо, можливі два варіанти утворення напівацеталю. В утворенні напівацеталю глюкози бере участь гідроксильна група саме біля п'ятого атома Карбону, тому що це забезпечує утворення шестичленного циклу – найбільш стабільного з усіх циклів. Обидві форми глюкози (α -D- й β -D-глюкоза) зустрічаються в природі, як у вільному вигляді, так й у складі полісахаридів.

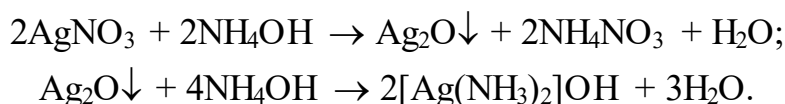
Варто зазначити, що здатність до утворення циклічних форм є особливістю, характерною для вуглеводів. Як приклад можна навести D-фруктозу – сполуку, яку використовують в харчовій промисловості як замісник цукру. D-фруктоза – моносахарид, що містить кето-групу й п'ять спиртових груп (не містить альдегідної групи):



Як відрізнити глюкозу від фруктози? Приблизно так, як альдегід від кетону – використовуючи здатність альдегідної групи відновлювати деякі речовини, зокрема, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ й $\text{Cu}(\text{OH})_2$:

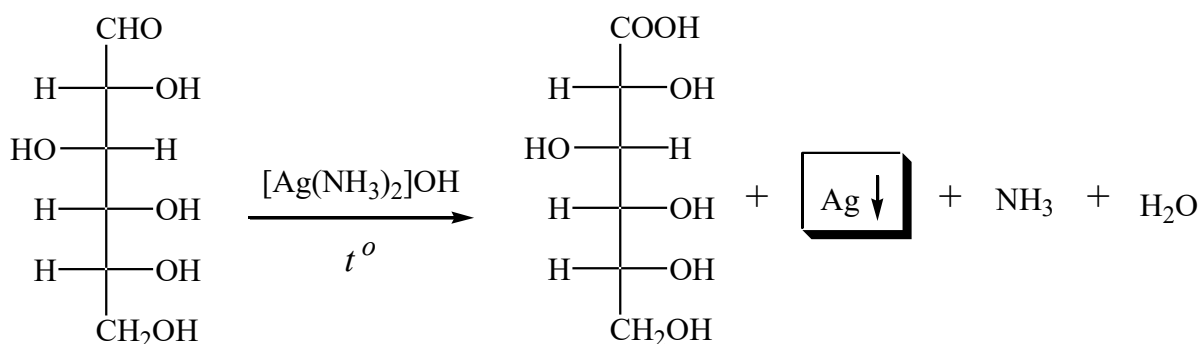


Для проведення реакції використовують аміачний комплекс срібла, який отримують додаванням розчину аміаку до розчину солі срібла:



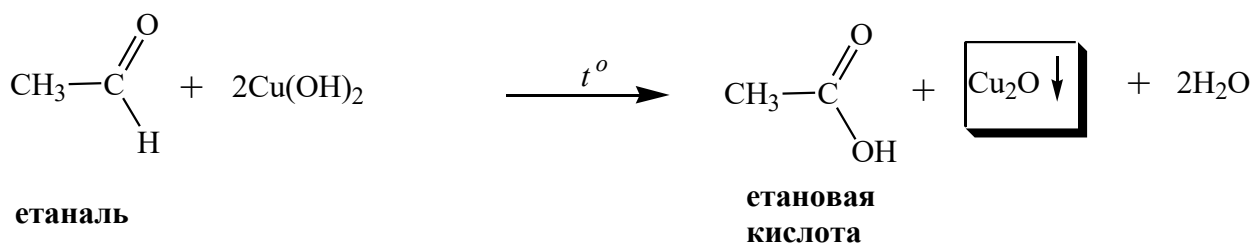
Осад Аргентум(I) оксиду, який утворюється, спочатку розчиняється у надлишку розчину аміаку. Додавання такого розчину до розчину, що містить альдегід, з наступним обережним нагріванням суміші спричиняє утворення дзеркального шару на стінці пробірки.

Для D-глюкози реакція з Аргентум(I) оксидом записується так:



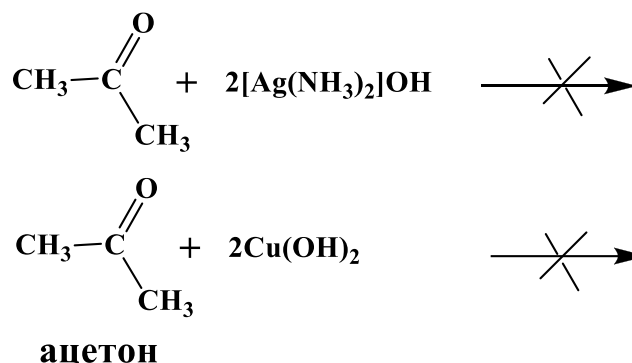
D-глюкоза

Для проведення реакції до розчину, що містить альдегід, додають свіже-осаджений Купрум(II) гідроксид синього кольору, обережно трохи нагрівають розчин. За наявності альдегіду спостерігається червоне забарвлення за рахунок виділення осаду Купрум(I) оксиду:

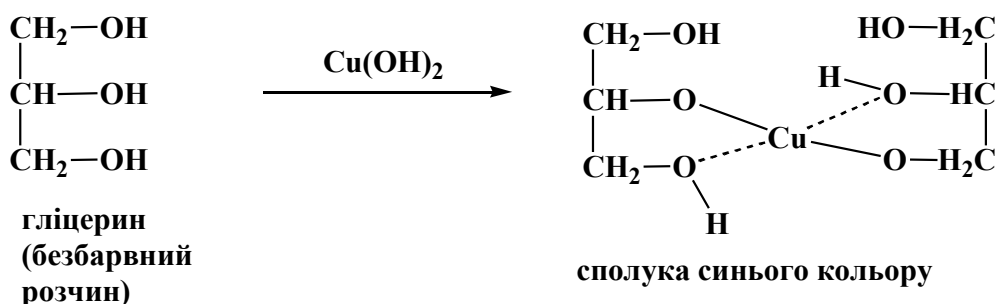


Відзначимо, що в обох випадках використовують здатність альдегіду досить легко окиснюватися до карбонової кислоти. Кетони не мають такої здатності – для їх окиснення необхідно створити більш жорсткі умови.

Фруктоза не окиснюється $[Ag(NH_3)_2]OH$ й $Cu(OH)_2$, тому що належить до кетоспиртів:



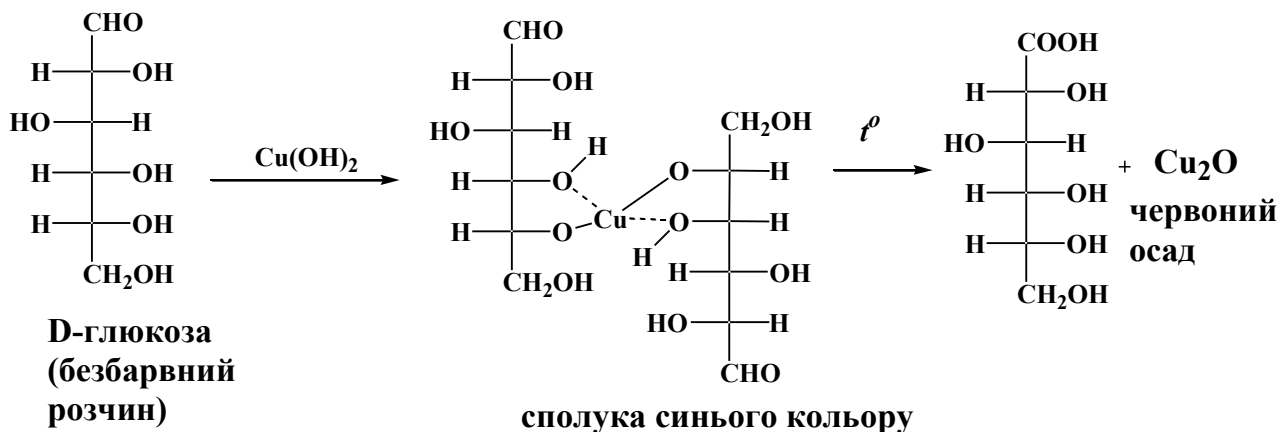
Якщо ми проводимо реакцію вуглеводів з Купрум(II) гідроксидом, необхідно враховувати що молекула вуглеводу є багатоатомним спиртом. Відомо, що багатоатомні спирти з Купрум(II) гідроксидом утворюють комплексні сполуки:



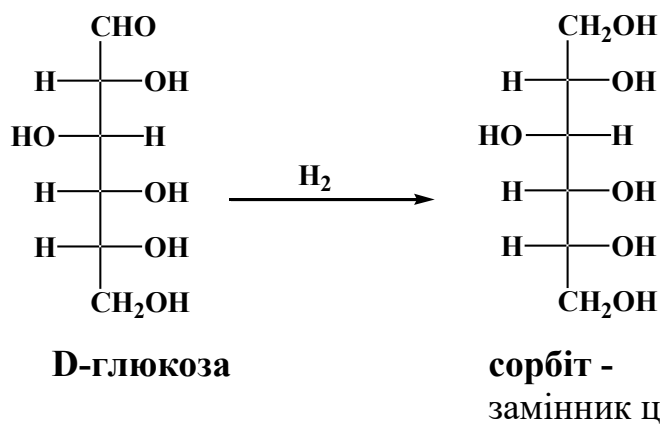
При написанні подібних структур, необхідно враховувати наступне:

- один йон Cu^{2+} координує дві молекули багатоатомного спирту;
- йон міді має заряд $2+$, але здатність координувати – до чотирьох.

Для D-глюкози реакція з Купрум(II) гідроксидом записується так:

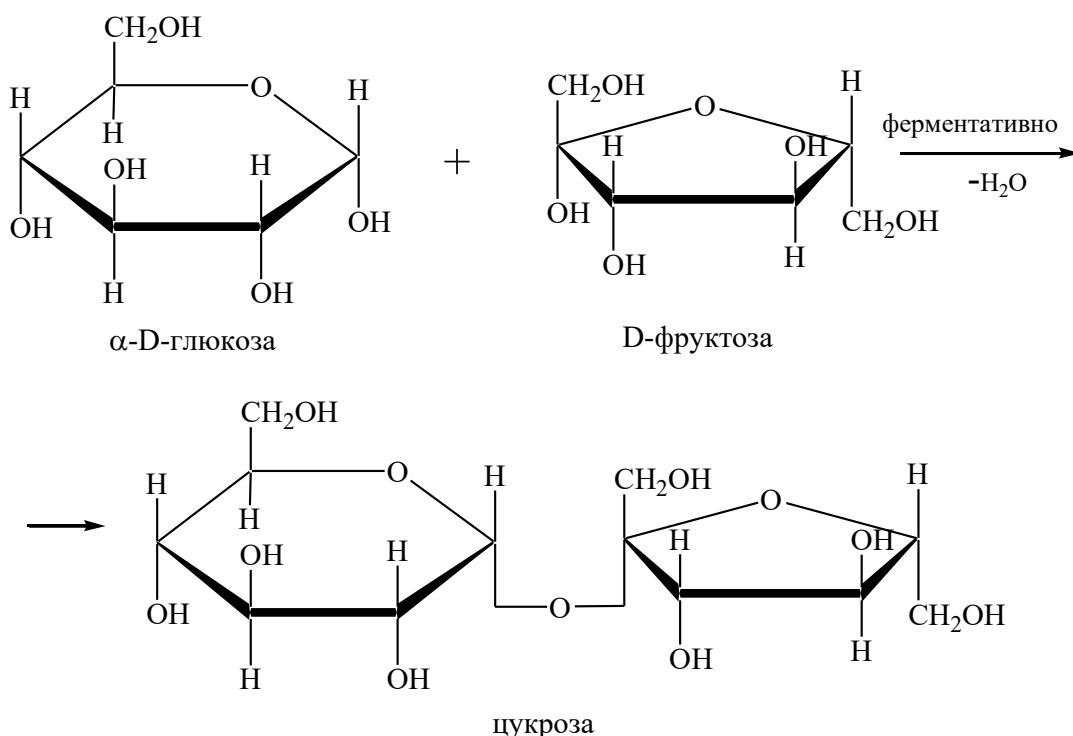


Карбонільна група вуглеводів здатна до відновлення. Сорбіт або сорбітол – продукт, що утворюється в результаті відновлення альдегідної групи D-глюкози до спиртової групи. Його використовують як заміник цукру:



Важливою особливістю циклічних форм моносахаридів є здатність утворювати між собою ланцюги з двох (дисахариди), трьох (трисахариди) або більшої кількості (полісахариди) моносахаридних залишків. Цей процес зазвичай відбувається в природному середовищі під дією ферментів.

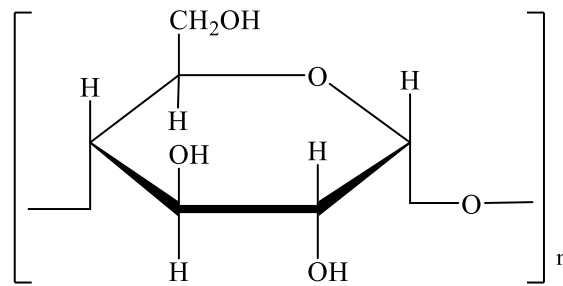
Цукроза є дисахаридом, молекула якого побудована з циклічних форм α -D-глюкози і D-фруктози:



Оскільки у цукрози немає вільної альдегідної групи, вона не є відновлювальним спиртом.

У організмі тварин у процесі травлення цукроза гідролізується з утворенням глюкози і фруктози під дією ферментів; у лабораторії цей процес відбувається під дією сильних мінеральних кислот.

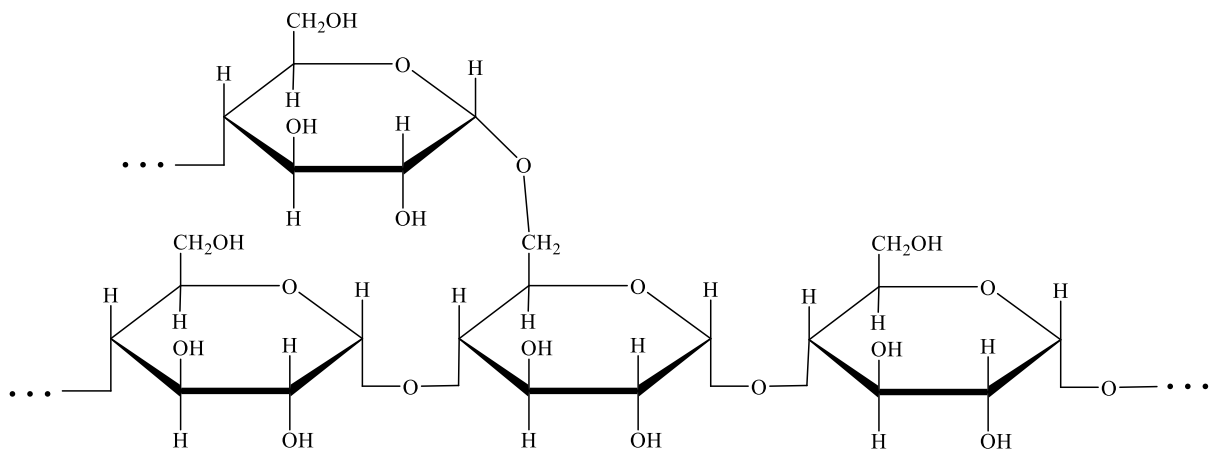
Прикладом полімеру, побудованого із залишків α -D-глюкози – крохмаль.



крохмаль

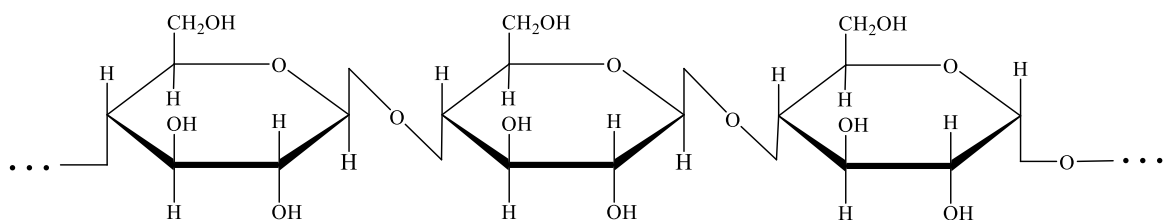
Макромолекула крохмалю має форму спіралі, в якій присутне розгалуження. У порожнині спіралі здатні вміщуватися деякі невеликі молекули, зокрема, I_2 та H_2O . Сполука крохмалю з йодом має синій колір, а відповідна реакція є якісною реакцією. З молекулами води крохмаль утворює гель.

У м'язах тварин і людей синтезується полісахарид глікоген, який також побудований з фрагментів α -D-глюкози. Глікоген іноді називають тваринним крохмалем, але молекули глікогену мають більш розгалужену структуру. Глікоген не дає синього забарвлення при додаванні йоду. Він виконує функцію енергетичного резерву: здатний накопичувати глюкозу під час травлення та легко звільнити її за потреби:



глікоген

Полісахарид целюлоза – один з найпоширеніших у природі полісахаридів, складає основу рослинної їжі. Молекула целюлози побудована із залишків β -D-глюкози. На відміну від крохмалю молекули не розгалужені, мають лінійну форму:



целюлоза

Целюлоза є більш стійкою до гідролізу, ніж крохмаль. Тварини, окрім деяких, і люди не здатні засвоювати целюлозу, тому в їжі вона функціонує головним чином як інертний наповнювач (рис. 17).



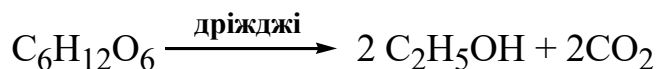
крохмаль

глікоген

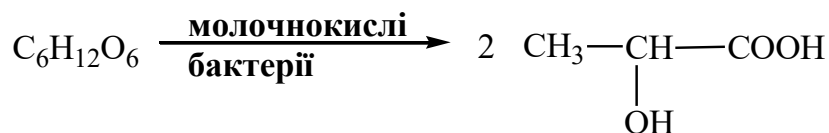
целюлоза

Рисунок 17 – Просторова будова полісахаридів

Вуглеводи під дією дріжджів піддаються розпаду з утворенням етанолу і CO_2 – це процес спиртового бродіння, є важливим процесом у виробництві алкогольних напоїв:



Інший вид бродіння вуглеводів – молочнокисле – може відбуватися під дією молочнокислих бактерій; кінцевим продуктом такого бродіння є молочна кислота:



Цей процес може перебігати у м'язах тварин з метою вивільнення енергії вуглеводів, а також має технічне значення у виробництві кисломолочних продуктів, виготовлені квасу, квашенні капусти.

ТЕМА 9 БІЛКИ

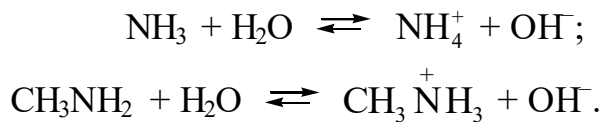
Перед тим, як розглянути цей важливий клас сполук, які є однією з основних складових харчових продуктів, нам необхідно розглянути ще одну функціональну групу, а саме аміногрупу NH_2 , і її властивості.

Спочатку розглянемо клас сполук, молекули яких містять аміногрупу, аміни:

CH_3NH_2 – метиламін;

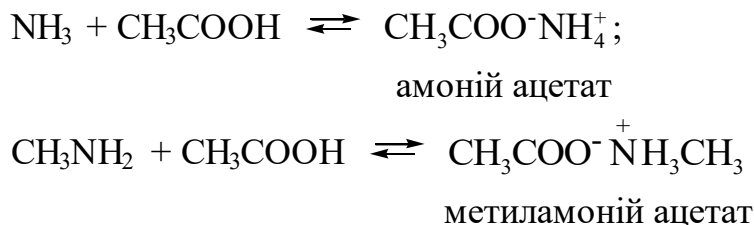
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ – етиламін.

Ці сполуки подібно до аміаку (NH_3) проявляють властивості слабких основ, тобто у водних розчинах вони існують у частково протонованій формі:

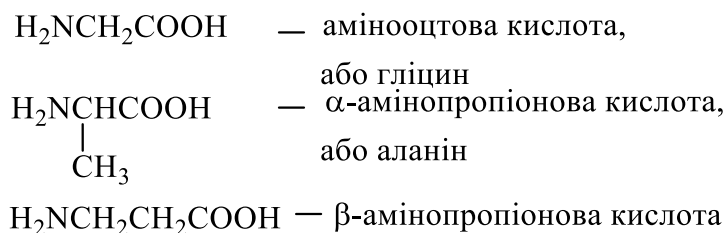


Аміни в розчинах є основами, дещо сильнішими за аміак.

З кислотами ці сполуки утворюють солі:



Наступний клас речовин, що містять аміногрупу – амінокислоти, сполуки в молекулах яких окрім аміногрупи присутня карбоксильна група, наприклад:

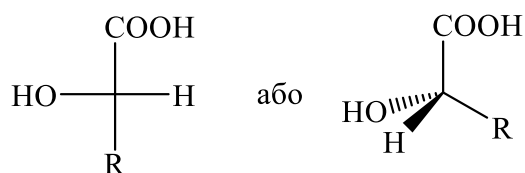


Варто одразу звернути увагу на два моменти:

1) в курсі «Харчова хімія» ми будемо розглядати лише α -амінокислоти, тому що залишки лише цих амінокислот входять до складу білків, інакше кажучи нас будуть цікавити сполуки загальної формули:



2) всі природні амінокислоти (за винятком гліцину) є L-амінокислотами, тобто мають наступну конфігурацію:

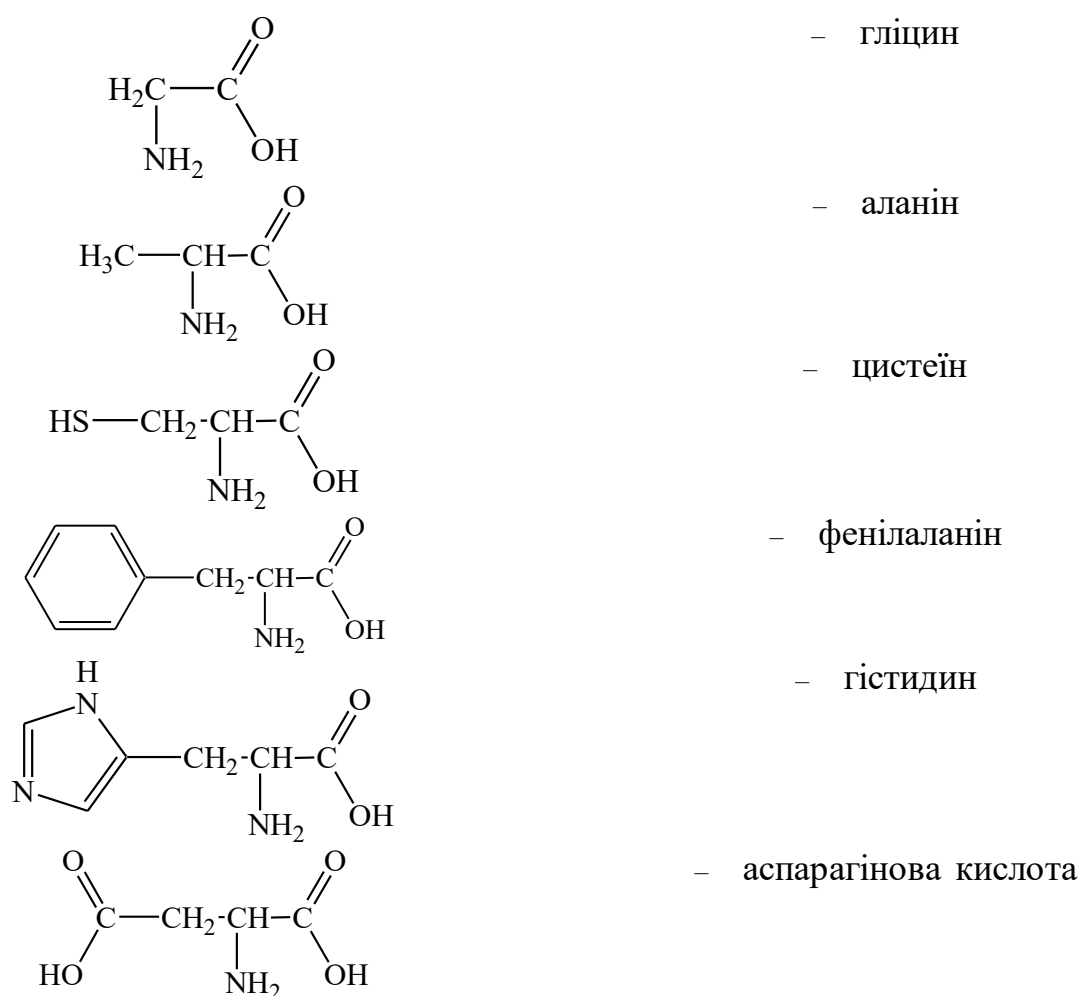


Щодо гліцину, ця сполука може проявляти властивості як кислоти, так й основи. У водних розчинах вона існує у вигляді так званої мезоіонної (цвітеріонної) форми:



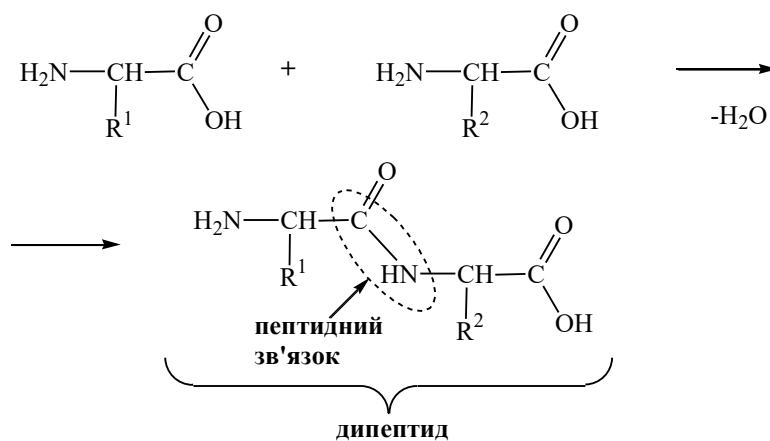
Природні амінокислоти мають різні властивості, залежно від замісника R в молекулі, що може містити функціональні групи, різні за своїми властивостями.

Основні природні амінокислоти наведені на поданих нижче схемах:



Як бачимо, амінокислоти можуть містити полярні або неполярні функціональні групи, різні за своїм розміром і кислотністю. Це забезпечує різноманітність просторової структури білків та їх багатofункціональність.

Дві молекули амінокислот в результаті процесу конденсації можуть утворювати пептидний зв'язок:



Реакція конденсації не є селективною і ми отримуємо суміш продуктів. Наприклад, якщо провести реакцію конденсації суміші з двох амінокислот ми отримуємо дипептиди, трипептиди, поліпептиди.

Важливим для нас є те, що природні білки є поліпептидами, тобто їх молекули побудовані з великої кількості залишків амінокислот, поєднаних пептидним зв'язком. Амінокислотна послідовність для кожного білка є, як правило, чітко визначеною і характеризує первинну структуру білка.

Білки – це речовини з багаторівневою організацією молекулярної будови. Інакше кажучи, їх молекули характеризуються первинною, вторинною, третинною і четвертинною структурою.

Первинна структура, як зазначалося вище, характеризується послідовністю амінокислот у поліпептиді.

Для розгляду питання вторинної структури, необхідно пригадати, як утворюється водневий зв'язок. У макромолекулах білків водневий зв'язок може утворюватися між функціональними групами C=O та N–H різних пептидних зв'язків: C=O . . . H–N. Саме цей зв'язок зумовлює утворення вторинної структури білкової молекули. Вторинна структура може бути двох основних типів – α-спіраль та β-лист (рис.18).

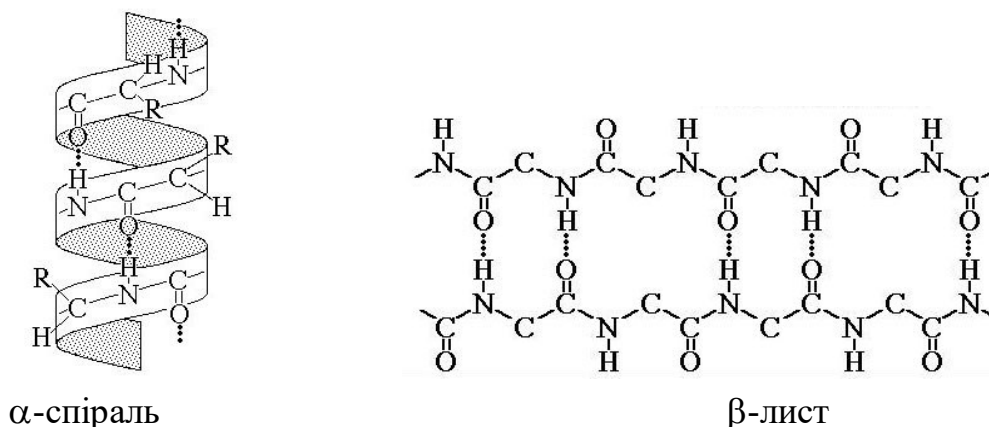


Рисунок 18 – Типи вторинної структури білка

Макромолекула білку може містити фрагменти, що характеризуються різним типом вторинної структури, як показано на рисунку 19. Зверніть увагу, що α -спіралі й β -листи є рухливими і, як правило, у макромолекулі мають неправильну форму. Така тривимірна будова молекули білку зі скрученими фрагментами вторинних структур є третинною структурою (рис.19).

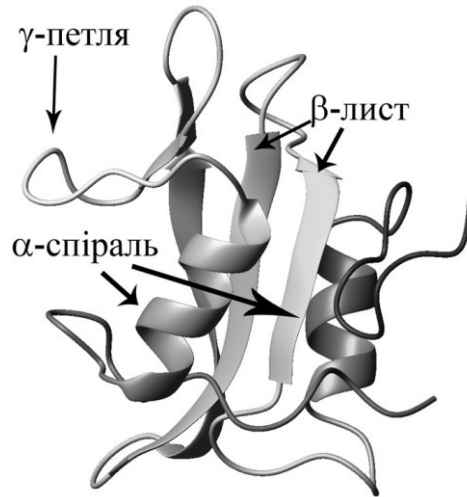


Рисунок 19 – Третинна структура білка

Нарешті, дві або більше молекул білків здатні утворювати асоціати, у цьому випадку ми отримаємо четвертинну структуру (рис. 20):



Рисунок 20 – Четвертинна структура білка

Залежно від будови конкретний протеїн може виконувати в організмі ту чи іншу функції – функції білків різноманітні. Так, деякі з них виконують структурну функцію, тобто є складовими біологічних тканин. Наприклад,

колаген – білок, що складає близько 25 % загальної білкової маси організму тварин і людей, є основою з'єднувальних тканин.

Деякі білки є ферментами, вони каталізують перебіг життєво необхідних процесів в організмі. Наприклад, ферменти групи алкогольдегідрогенази сприяють перетворенню спиртів в альдегіди або кетони, в тому числі є відповідальними за перетворення етанолу в етаналь в організмі людини.

Білки-гормони виконують регуляторну функцію, наприклад, інсулін контролює рівень глюкози в крові.

Білок міозин є складовою м'язової тканини та виконує рухову функцію. М'язова тканина може також виконувати енергетичну функцію, але лише в крайньому випадку, під час тривалого голодування.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНИХ ДЖЕРЕЛ

1. Дуленко Л. В. Харчова хімія : навч. посіб. / [Л. В. Дуленко, Ю. А. Горайнова, А. В. Полякова та ін.]. – Київ : Кондор, 2012. – 248 с.
2. Скоробагатий Я. П. Харчова хімія : навч. посіб. / Я. П. Скоробагатий, А. В. Гузій, О. М. Заверуха. – Львів : Новий світ – 2000, 2012. – 514 с.
3. Євлаш В. В. Харчова хімія : навч. посіб. / [В. В. Євлаш, О. І. Торяник, В. О. Коваленко та ін.]. – Херсон : Світ книг, 2016. – 504 с.
4. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів / Н. В. Романова. – Київ : Ірпінь і ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
5. Черних В. П. Органічна хімія : підручник для студ. вищ. навч. закл. / В. П. Черних, Б. С. Зіменковський, І. С. Гриценко. – Харків : Вид-во НФаУ, 2008. – 752 с.

Електронне навчальне видання

ЗАЙЦЕВА Інна Сергіївна,
ПИЛИПЕНКО Олексій Іванович

ХАРЧОВА ХІМІЯ

КОНСПЕКТ ЛЕКЦІЙ

(для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти денної та заочної форм навчання зі спеціальності 241 – Готельно-ресторанна справа)

Відповідальний за випуск *Т. Д. Панайотова*
За авторською редакцією
Комп'ютерне верстання *І. С. Зайцева*

План 2022, поз. 28Л

Підп. до друку 13,03,2023, Формат 60 × 84/16.
Ум. друк. арк. 4,7

Видавець і виготовлювач:
Харківський національний університет
міського господарства імені О. М. Бекетова,
вул. Маршала Бажанова, 17, Харків, 61002.
Електронна адреса: office@kname.edu.ua
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:
ДК № 5328 від 11.04.2017.