

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
МИКОЛАЇВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ АГРАРНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

Факультет технології виробництва і переробки продукції тваринництва, стандартизації
та біотехнології

Кафедра технології переробки, стандартизації і сертифікації продукції тваринництва

ХАРЧОВА ХІМІЯ

Методичні рекомендації
для самостійного вивчення дисципліни
для здобувачів вищої освіти СВО «Бакалавр»,
освітньої спеціальності 181- «Харчові технології»



МИКОЛАЇВ

2019

УДК 579.67
Т38

Друкується за рішенням науково-методичної комісії факультету технології виробництва і переробки продукції тваринництва, стандартизації та біотехнології Миколаївського національного аграрного університету від університету від 24 жовтня 2019 р., протокол № 3.

Укладачі:

- О. І. Петрова - канд. с.-г. наук, доцент, доцент кафедри технології переробки, стандартизації і сертифікації продукції тваринництва, Миколаївський національний аграрний університет.
- Л.О. Стріха - канд. с.-г. наук, доцент, доцент кафедри технології переробки, стандартизації і сертифікації продукції тваринництва, Миколаївський національний аграрний університет.

Рецензенти:

- О. М. Сморочинський - канд. с.-г. наук, доцент, доцент кафедри технології переробки та зберігання с.-г. продукції, Херсонський державний аграрний університет.;
- С. С. Крамаренко - д-р біол. наук, професор кафедри генетики, годівлі тварин та біотехнології, Миколаївський національний аграрний університет.

© Миколаївський національний
аграрний університет, 2019
© Петрова О.І., 2019
© Стріха Л.О., 2019

Зміст

Вступ. Основні поняття і закони хімії (Тема № 1).....	4
Сучасні теорії будови атомів. Періодичний закон Д.І. Менделєєва (Тема № 2).....	7
Хімічний зв'язок. Основні класи неорганічних сполук (Тема № 3).....	9
Основні закономірності перебігу фізико-хімічних процесів (Тема № 4).....	12
Розчини (Тема № 5).....	15
Основи електрохімії (Тема № 6).....	18
Дисперсні системи (Тема № 7).....	21
Високомолекулярні сполуки (ВМС) (Тема № 8).....	24
Харчові кислоти (Лекції № 9, 10).....	27
Амінокислоти. Білкові речовини (Тема № 11).....	31
Вуглеводи (Лекції № 12, 13, 14).....	34
Ліпіди (Лекції № 15, 16).....	43
Мінеральні речовини. Вода (Тема № 17).....	51
Контрольні питання курсу.....	54
Список рекомендованої літератури.....	56

Вступ. Основні поняття і закони хімії

Тема № 1 (2 години)

План:

1. Предмет харчової хімії та її зв'язок з іншими науками.
2. Роль у харчуванні людини білків, вуглеводів, жирів, вітамінів та мінеральних речовин.
3. Основні поняття і закони хімії.

Предмет харчової хімії та її зв'язок з іншими науками

Харчова хімія – це наука про хімічний склад харчових систем (сировини, напівфабрикатів, готових продуктів), його зміни у процесі технологічного потоку під впливом різних факторів (фізичних і хімічних) та загальні закономірності цих перетворень. Вона включає дослідження взаємозв'язку структури і властивостей харчових речовин та її вплив на властивості і харчову цінність продуктів харчування.

Харчова хімія базується на досягненнях фундаментальних дисциплін: неорганічної, аналітичної, органічної, фізичної і колоїдної хімії.

Роль у харчуванні людини білків, вуглеводів, жирів, вітамінів та мінеральних речовин

Для нормального функціонування організму щоденний раціон повинен включати шість основних складових: білки, жири, вуглеводи, вітаміни, мінеральні речовини та воду. Харчові речовини можна умовно розділити на дві групи: речовини, які необхідні людині у великих кількостях, або макрокомпоненти (вода, білки, жири, вуглеводи), та речовини, які необхідні в менших кількостях, або мікрокомпоненти (вітаміни та мінеральні компоненти).

Білки належать до життєво необхідних речовин, без яких неможливе життя, ріст і розвиток організму. Це пластичний матеріал для формування клітин і міжклітинної речовини. Білки входять до складу гормонів, ферментів, антитіл, які забезпечують імунітет, беруть участь в обміні вітамінів, мінеральних речовин, в доставці кров'ю кисню, жирів, вуглеводів, вітамінів, гормонів. Значна роль білків обумовлена не тільки різноманітністю їх функцій, але й незамінністю їх іншими речовинами.

Роль жирів у харчуванні визначається їх високою калорійністю і участю в процесах обміну. Жири забезпечують у середньому 33% добової енергетичної цінності раціону. З жирами в організм надходять необхідні для життєдіяльності речовини: вітаміни А, D, Е, К і біологічно важливі фосфоліпіди (лецитин, холін). Дефіцит жирів в їжі послаблює імунітет.

Вуглеводи є основною частиною харчового раціону. Вони — головне джерело енергії організму (становлять 55% енергетичної цінності добового раціону). Вуглеводи використовуються в пластичних та інших процесах організму. Надмірне споживання вуглеводів — поширена причина порушення обміну речовин, що сприяє розвитку низки захворювань.

Вітаміни регулюють процеси обміну речовин, необхідні для формування ферментів, гормонів та ін. Вітаміни беруть участь в окисних процесах, внаслідок

яких з вуглеводів і жирів утворюються численні речовини, які використовуються організмом як енергетичний та пластичний матеріал.

Мінеральні речовини не мають енергетичної цінності, але необхідні для життєдіяльності організму. Потрапляють вони в організм з продуктами харчування у вигляді мінеральних солей. Нестача цих речовин у харчуванні може призвести до структурних та функціональних змін в організмі.

Світовий досвід свідчить, що нераціональне та незбалансоване харчування є одним з найважливіших факторів ризику у виникненні серцево-судинних, онкологічних та інших захворювань. Правильне харчування є одним з найважливіших факторів, які визначають здоров'я людини. Продукти харчування повинні задовольняти потреби людини не тільки в основних харчових речовинах, енергії але і виконувати профілактичні та лікувальні функції.

Знання хімічного складу харчових продуктів є важливим у вирішенні питань раціонального харчування населення. На сьогоднішній день особлива увага приділяється виявленню у складі харчової продукції небезпечних компонентів для здоров'я споживача.

Основні поняття і закони хімії

Перед тим як переходити до вивчення теоретичних та експериментальних основ харчової хімії треба надати визначення основних понять хімії та сформулювати основні закони хімії.

Атом – найменша елементарна нейтральна частинка хімічного елемента, що є носієм усіх його властивостей. Атом складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів.

Хімічний елемент – сукупність атомів з певним зарядом ядра (протонним числом) і однаковими властивостями. Хімічні елементи позначаються символами, наприклад, Fe – Ферум, O – Оксиген.

Молекула – це найменша частинка речовини, яка має її властивості і складається із сполучених між собою атомів.

Іон – це заряджена частинка, яка утворюється при відщепленні або приєднанні електронів атомами. Позитивно заряджені іони називаються катіонами, негативно заряджені – аніонами.

Хімічні елементи утворюють речовини. Речовини поділяються на **прості** і **складні**. Прості речовини складаються з атомів одного хімічного елемента, складні – з різних.

Внаслідок дуже малих розмірів атомів та молекул їх масу прийнято вимірювати в атомних одиницях маси. 1 а.о.м. ($1,66 \cdot 10^{-27}$ кг) – це 1/12 маси атома Карбону. Маса атомів в одиницях а.о.м. приведені в таблиці періодичної системи елементів (ПСЕ). **Відносну молекулярну масу речовини** обчислюють складаючи відносні атомні маси елементів, які входять до складу молекули.

Одною з основних фізичних величин є кількість речовини. **Кількість речовини** – це фізична величина, що визначається кількістю часток – структурних елементів речовини (молекул, атомів, іонів). Одиницею кількості речовини є моль. **Моль** – це кількість речовини, яка містить $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць, тобто атомів, молекул або іонів. Величину $N_a = 6,02 \cdot 10^{23}$ називають **сталою**

Авогадро. Масу речовини, що взята в кількості 1 моль, називають **молярною масою** і позначають літерою ***M***.

Хімічні реакції – це процеси перетворення одних речовин на інші, що відрізняються від вихідних за складом і властивостями, якщо при цьому не відбувається зміни складу ядер атомів.

До основних законів хімії відносяться наступні закони:

Закон збереження маси (відкритий М.В. Ломоносовим у 1748 р.): «Маса речовин, що вступають в хімічну реакцію дорівнює масі речовин, що утворюються в результаті цієї реакції». У 1789 р. закон збереження маси незалежно від М.В. Ломоносова відкрив А. Лавуаз'є, який довів, що підчас реакції залишається сталою не тільки загальна маса речовини, а й маса кожного з елементів речовин, що взаємодіють.

Закон кратних відношень (встановлений Дж. Дальтоном у 1803 р.): «Якщо два елементи утворюють між собою кілька сполук молекулярної будови, та маси одного елементу, що приходяться на певну масу другого елементу, відносяться в цих сполуках між собою як цілі числа».

Закон сталості складу (сформульований Ж. Прустом у 1808 р.): «Хімічні сполуки з молекулярною будовою незалежно від способу їх добування мають сталий якісний і кількісний склад, причому відносні кількості атомів в молекулі виражаються цілими числами».

Закон Авогадро (відкритий Авогадро у 1811 році): «В однакових об'ємах будь-яких газів за однакових зовнішніх умов міститься однакове число молекул».

Із закону Авогадро можна зробити два висновки:

- 1 моль будь-якого газу за сталих умов завжди займає один і той самий об'єм (за н.у. цей об'єм дорівнює 22,4 л);
- густини двох газів за однакових умов прямо пропорційні їх молярним масам.

Закон еквівалентів: «Речовини реагують між собою у кількостях, що пропорційні молярним масам їх еквівалентів».

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}, \quad (1.1)$$

де m_1 і m_2 – маси реагуючих речовин, E_1 і E_2 – молярні маси їх еквівалентів.

Закон еквівалентів широко застосовують під час хімічних розрахунків.

Еквівалентом елементу називають таку його кількість, що сполучається з одним молем Гідрогену або заміщує його у хімічних реакціях. Еквівалент речовини може мати різні значення в залежності від того, в яку реакцію вступає ця речовина. Кількість еквіваленту вимірюється в молях, як і будь-яка кількість речовини. Маса 1 моль еквіваленту називають **молярною масою еквівалента**.

Література: [1] С.8-16; [2] С.8-26; [8] С.10-11.

Сучасні теорії будови атомів. Періодичний закон Д.І. Менделєєва

Тема № 2 (2 години)

План:

1. Складові частини атома. Квантові числа. Атомні орбіталі.
2. Періодичний закон Д.І. Менделєєва і періодична система елементів.
3. Вплив будови атомів хімічних елементів на властивості простих речовин і хімічних сполук.

Складові частини атома. Квантові числа. Атомні орбіталі

Атом розглядається як електронейтральна мікросистема, яка підпорядковується законам квантової механіки та складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів. Має мінімум потенційної енергії та може існувати необмежену кількість часу, якщо немає взаємодії з іншими частками або електромагнітним випромінюванням. Основна маса атому зосереджена у ядрі та характеризується масовим числом, яке дорівнює сумі чисел протонів та нейтронів; заряд ядра відповідає атомному (порядковому) номеру елементу в Періодичній системі елементів (ПСЕ).

Електрони – елементарні негативно заряджені часточки, що обертаються навколо ядра. Як було вказано вище, квантова механіка не визнає поняття про траєкторію руху електрону (орбіту) і вводить поняття про електронний розподіл з певною хвильовою функцією, яку прийнято називати атомною орбіталлю. Кожний електрон в атомі займає лише свою орбіталь. Енергетичний стан електрону в атомі визначається чотирма квантовими числами.

Головне квантове число n визначає енергетичний рівень електрона в атомі. Кожному енергетичному рівню відповідає певне головне квантове число n . Чим більше n , тим слабше електрон зв'язаний з ядром і більша за розміром його орбіталь.

Орбітальне квантове число l визначає момент кількості руху електрону і характеризує просторову форму електронної хмари. Воно може набувати значень тільки цілих чисел від 0 до $n-1$.

Магнітне квантове число m визначає орієнтацію електронної орбіталі у магнітному полі на даному енергетичному підрівні. Воно може набувати будь-яких значень цілих чисел від $+l$ до $-l$, включаючи нуль.

Спінове квантове число s характеризує власний момент кількості руху електрону і зв'язаний з ним магнітний момент. Останній з метою унаочнення можна уявити як обертання електрона навколо власної осі. Спінове квантове число може приймати тільки два чисельних значення: $+1/2$ і $-1/2$.

Рух електрону в атомі носить вірогідний характер. Частина простору навколо ядра з найбільшою вірогідністю (0,90-0,95) перебування електрону називається **атомною орбіталлю (АО)**.

Періодичний закон Д.І. Менделєєва і періодична система елементів

Сучасне формулювання періодичного закону виражається положеннями:

- усі види речовин складаються з хімічних елементів – різних типів атомів;

- хімічні елементи можна розмістити в ряд, у якому кожний елемент характеризується тільки йому властивим протонним числом (зарядом ядра);
- знаючи місце елементу у природному ряду, можна визначити і прогнозувати його валентність, атомну масу, хімічні і фізичні властивості;
- із збільшенням протонних чисел хімічних елементів їхні властивості змінюються періодично, через певне число номерів повторюються валентності елементів, загальні формули їх сполук;
- періодичний закон конкретизовано виражений у вигляді періодичної системи елементів (періодичної таблиці).

Період – це ряд хімічних елементів, розміщених за зростанням їхніх протонних чисел і який розпочинається з лужного металу (перший період – з гідрогену) і закінчується інертним газом. Є сім періодів: один найменший (він складається з двох елементів – гідрогену і гелію), два малих (по вісім елементів), два великих (по вісімнадцять елементів), шостий період найбільший (32 елемента), а останній період незакінчений.

Група – ряд (вертикальний стовпчик) подібних елементів, що належать до різних періодів. Кожна група є ніби природною родиною елементів. Всього в періодичній системі є вісім груп елементів. Кожна група складається з двох підгруп: головної і побічної. До головної підгрупи належать типові елементи малих періодів і подібні до них елементи великих періодів. Решта елементів даної групи належить до побічної підгрупи.

Родина – це ряди подібних елементів, які розміщені в одній і тій самій групі. Ці ряди елементів називають родинами. Так, до родини Феруму належать Fe, Co, Ni.

Вплив будови атомів хімічних елементів на властивості простих речовин і хімічних сполук

Існує періодичність у зміні властивостей простих речовин і хімічних сполук. Періодично змінюються склад структурних елементів і будова простих речовин. Наприклад, у періодичній таблиці зліва направо по періоду періодично змінюється склад структурних елементів, з яких складаються прості речовини: атоми-іони в металах, атоми в неметалах («молекули-гіганти»), двохатомні молекули («малі молекули») (галогени) і одноатомні молекули (інертні гази).

Періодично змінюються типи кристалічних решіток: металічна (приклад: літій, натрій), атомна (приклад: алмаз, алмазоподібна форма силіцію) і молекулярна (приклад: дифлуор, дихлор). У періодах металічні властивості простих речовин послаблюються, а неметалічні – зростають. У групах металічні властивості простих речовин посилюються.

Найяскравіше металічні властивості виражені у простій речовини цезію, а неметалічні – у простій речовини – дифлуору.

У групах електропозитивних елементів сила основ зростає. У групах електронегативних елементів сила сполук з кислотними властивостями у водних розчинах зростає.

Література: [2] С. 27-55, 57-72; [8] С.84-110.

Хімічний зв'язок. Основні класи неорганічних сполук

Тема № 3 (2 години)

План:

1. Типи хімічного зв'язку.
2. Вплив полярності зв'язків в молекулах на властивості речовин.
3. Основні класи неорганічних сполук.

Типи хімічного зв'язку

Під хімічним зв'язком розуміють силу, що діє між атомами і забезпечує їх сполучення у молекулу або кристал. Відомо декілька типів хімічного зв'язку, основними з яких є ковалентний та іонний. Усі типи хімічних зв'язків мають електронну природу. Сполучення атомів у молекулу зумовлене їх прагненням до утворення енергетично найстійкіших електронних систем – завершених зовнішніх електронних оболонок. Відомо, що найстійкішими є електронні оболонки, в яких всі електрони спарені. У разі спарювання двох електронів з однаковими енергіями і протилежними спінами їх стан стабілізується, а енергія знижується. Розрізняють ковалентний та іонний зв'язки.

Ковалентний зв'язок утворюється двома електронами з протилежно напрямленими спінами: спільна пара електронів належить обом атомам. Ковалентний зв'язок може утворитися за участю двох, чотирьох і шести узагальнених електронів. Якщо атоми в молекулі сполучені за допомогою однієї спільної пари електронів (одного зв'язку), то зв'язок носить назву одинарного або простого. Коли зв'язок між атомами здійснюється за допомогою двох спільних пар електронів, він називається подвійним, якщо ж атоми сполучені трьома хімічними зв'язками, – потрійним.

Хімічний зв'язок, що здійснюється внаслідок утворення і взаємного електростатичного притягання протилежно заряджених іонів називається іонним.

Вплив полярності зв'язків в молекулах на властивості речовин

В залежності від типу хімічного зв'язку між атомами прості речовини можуть бути металами та неметалами. Метали і неметали утворюють ряди характеристичних сполук, тобто оксидів і гідроксидів, які реагують між собою з утворенням солі.

Метали утворюють оксиди і гідроксиди в нижчих ступенях окиснення, які мають основний характер, а неметали – оксиди і гідроксиди, які проявляють кислотний характер. У межах періоду ПСЕ здатність простих речовин утворювати основи спадає, а здатність до утворення кислотних гідроксидів зростає.

Основні класи неорганічних сполук

Неорганічні сполуки поділяють на декілька класів за подібністю властивостей та хімічної будови. Усі речовини згідно з номенклатурними правилами поділяються на *прості* і *складні*. *Прості* речовини складаються з атомів одного елементу і, у свою чергу, поділяються на метали і неметали. *Складні* речовини за складом поділяються на бінарні і багатоелементні. До

бінарних сполук належать оксиди, нітриди, карбіди тощо, до багатоеlementних – основи, амфотерні гідроксиди, більшість солей.

Найважливішими класами неорганічних сполук за функціональною ознакою є оксиди, кислоти, основи, амфотерні гідроксиди, солі.

Оксидами називаються сполуки, які складаються з двох елементів, один з яких Оксиген, що виявляє ступінь окиснення –2.

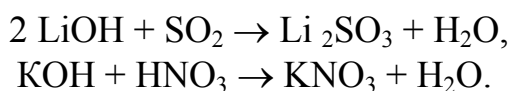
За хімічними властивостями оксиди поділяються на солетворні і несолетворні. Солетворні оксиди – це такі сполуки, які у разі перебігу певних хімічних реакцій здатні утворювати солі. Солетворні оксиди поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

Основні оксиди – це оксиди, гідрати яких є основами. Основні оксиди утворюють метали, які знаходяться у найменших ступенях окиснення, як правило це +1 або +2. Наприклад: Na_2O , Ca O , Mn O , Fe O тощо. Основні оксиди не реагують з іншими основними оксидами та основами. Вони вступають у реакції з кислотними та амфотерними оксидами і кислотами, утворюючи солі.

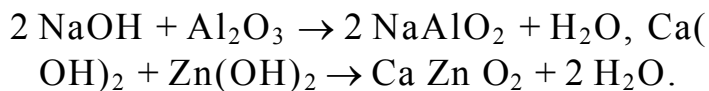
Кислотні оксиди – це оксиди, які під час взаємодії з водою здатні утворювати кислоти. Кислотні оксиди утворюють неметали, а також ті метали, що знаходяться у найвищих ступенях окиснення (+5 і більше). Наприклад: CO_2 , NO_2 , Cr O_3 , V_2O_5 . Кислотні оксиди не взаємодіють між собою і з кислотами. Вони вступають у реакції з амфотерними та основними оксидами.

Амфотерні оксиди - це оксиди, які в залежності від умов перебігу реакцій можуть виявляти властивості як кислотних, так і основних оксидів.

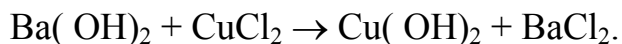
Основами називаються сполуки, до складу яких входять атом металу і гідроксильні групи. Число гідроксильних груп у молекулі основи визначає її кислотність. Розчинні у воді основи називаються луги. Луги утворюють лужні та лужноземельні метали – LiOH , KOH , NaOH , CsOH , Sr(OH)_2 , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 . Для лугів характерна взаємодія із сполуками кислотної природи – кислотними оксидами і кислотами, наприклад:



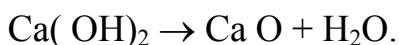
Луги також реагують з амфотерними оксидами і гідроксидами, наприклад:



Луги реагують з солями, наприклад:



Основи характеризуються різною стійкістю до нагрівання. Як правило, основи розкладаються на відповідні оксиди і воду:

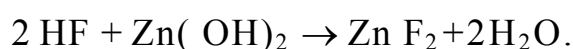
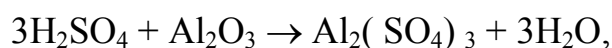


Кислотами називаються сполуки, що містять у своїх молекулах атоми Гідрогену, здатні заміщуватися на атоми металів з утворенням солей. Кількість атомів Гідрогену у кислоті, які здатні заміщуватися на атоми металів визначає основність кислоти. З точки зору теорії електролітичної дисоціації кислоти – це

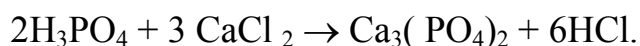
сполуки, які під час дисоціації здатні відщеплювати катіони лише одного типу, а саме іони Гідрогену. Частина молекули кислоти після відщеплення від неї іонів Гідрогену називається **кислотним залишком**. У залежності від здатності до дисоціації кислоти поділяються на сильні, які у розбавлених розчинах повністю дисоціюють на іони (наприклад HCl , HNO_3 , H_2SO_4) і слабкі – ті що дисоціюють незначною мірою (H_3PO_3 , H_2CO_3).

Кислоти поділяються на сильні окисники, прикладами яких є концентрована H_2SO_4 або HNO_3 будь-якої концентрації, і кислоти, що практично не виявляють окисних властивостей – HCl , H_2S , H_3PO_4 .

Хімічні властивості кислот характеризуються їх здатністю взаємодіяти з активними металами, з основними і амфотерними оксидами та гідроксидами, наприклад:



Кислоти реагують з солями, наприклад:



Солі можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення атомів Гідрогену у молекулах кислот на атоми металів, або як продукти повного чи часткового заміщення гідроксильних груп в основах на кислотні залишки. Розрізняють такі типи солей: середні, кислі, основні, подвійні, змішані та комплексні.

Середні солі – це продукти повного заміщення атомів Гідрогену на атоми металу в молекулах кислот, наприклад, NaNO_3 , KBr , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Кислі солі – це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену на атоми металу в молекулах кислот, наприклад, NaH_2PO_4 , KHS , NaHCO_3 .

Основні солі – це продукти неповного заміщення гідроксильних груп у молекулах основ або амфотерних гідроксидів на кислотні залишки, наприклад, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Br}$, $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Fe}(\text{OH})\text{NO}_3$.

Подвійні солі – це продукти заміщення атомів Гідрогену в молекулах кислот атомами різних металів, наприклад, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, NaKSO_4 .

Змішані солі – це солі, в яких атом металу сполучений з різними кислотними залишками, наприклад, $\text{Cl}-\text{Ca}-\text{OCl}$ – хлорне вапно (кальцієва сіль хлоридною та гіпохлоритної кислот).

Солі можуть реагувати з кислотами, з лугами, металами та між собою, внаслідок чого утворюються нові солі.

Література: [2] С. 72-82, 97-105, 134-147; [7] С.48-55; [8] С.112-146.

Основні закономірності перебігу фізико-хімічних процесів

Тема № 4 (2 години)

План:

1. Основи хімічної термодинаміки. Термохімія. Визначення калорійності харчових продуктів.
2. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє.
3. Хімічна кінетика. Швидкість хімічних реакцій. Константа швидкості реакції. Порядок реакції. Каталіз.

Основи хімічної термодинаміки

Хімічна термодинаміка – наука, що вивчає взаємне перетворення різних видів енергії у формі теплоти або роботи під час перебігу хімічних реакцій. **Параметри** (об'єм – V , тиск – P , температура – T) – фізичні величини, що характеризують стан системи. Зміна параметрів системи називається **термодинамічним процесом**. Процес, що відбувається за сталої температури називають **ізотермічним**, за сталого об'єму – **ізохорним**, за сталого тиску – **ізобарним**.

Внутрішня енергія системи U – являє собою суму кінетичної енергії руху усіх часточок системи та потенціальної енергії їх взаємодії, за винятком енергії самої системи в цілому. Внутрішня енергія є функцією стану, тобто її зміна визначається тільки вихідним та кінцевим станами системи: $\Delta U = U_2 - U_1$. Іншою функцією стану є **ентальпія H** , яка дорівнює сумі $U + PV$.

Теплота Q і робота A – це форми передачі енергії від однієї системи до іншої. Теплотою називають форму передачі енергії, що здійснюється внаслідок хаотичного руху молекул. Під час виконання роботи енергія передається шляхом упорядкованого руху молекул під дією зовнішньої сили.

Перший закон термодинаміки є окремим випадком закону збереження енергії: "Енергія не зникає без сліду і не виникає з нічого, а тільки переходить із одного виду в інший або від однієї системи до іншої у строго еквівалентній кількості". Аналітично його виражають рівнянням:

$$Q = \Delta U + A, \quad (4.1)$$

де Q – теплота, що надається системі і витрачається на збільшення її внутрішньої енергії – ΔU та роботу – A , що виконується цією системою.

Термохімія – розділ хімічної термодинаміки, в якому вивчають теплові ефекти хімічних реакцій. **Тепловим ефектом хімічної реакції** називають кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час перебігу реакції за умов сталого тиску або об'єму. Тепловий ефект реакції, що перебігає в системі за сталого об'єму і температури, дорівнює зміні внутрішньої енергії цієї системи:

$$Q_V = U_2 - U_1 = \Delta U. \quad (4.2)$$

Тепловий ефект реакцій, що перебігають за сталого тиску дорівнює зміні ентальпії системи під час перебігу цієї реакції:

$$Q_P = H_2 - H_1 = \Delta H. \quad (4.3)$$

Хімічні реакції, що перебігають з виділенням теплоти називаються **екзотермічними**, а реакції, що супроводжуються поглинанням теплоти – **ендотермічними**.

Основний закон термохімії (закон Г.І. Гесса): «Тепловий ефект хімічної реакції не залежить від шляху перебігу реакції, а визначається лише станом реагентів і продуктів реакції». Тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумами теплот утворення продуктів реакції і теплот утворення реагентів з урахуванням відповідних стехіометричних коефіцієнтів^{реаг.}.

Теплота утворення – це тепловий ефект реакції утворення 1 моля сполуки з простих речовин за стандартних умов ($T = 298 \text{ K}$, $P = 1 \text{ атм.}$).

Калориметрія – сукупність методів визначення калорійності харчових продуктів. Дослідним шляхом калорійність харчових продуктів визначають у спеціальних приладах – калориметрах, в яких спалюють зразки харчових продуктів певної маси. Чим більше зразок містить жирів, білків та вуглеводів, тим більше теплоти виділяється під час його згоряння і тим більша його калорійність. Калорійність харчових продуктів, виражають у кілокалоріях: $1 \text{ ккал} = 4,184 \text{ кДж}$.

Хімічна рівновага

Хімічні реакції поділяють на **оборотні** і **необоротні**. Під час оборотної реакції, в системі одночасно із взаємодією реагентів (пряма реакція), відбувається перетворення продуктів назад у реагенти (зворотна реакція). Необоротні реакції перебігають до повного вичерпання одного з реагентів, після чого припиняються. Перебіг оборотних реакцій завершується досягненням стану хімічної рівноваги.

Хімічна рівновага – стан системи, коли швидкості прямої і зворотної реакцій однакові, а концентрації реагентів та продуктів реакції не змінюються. **Константа рівноваги** K_c дорівнює відношенню добутку концентрацій продуктів реакції, узятих у ступенях, що дорівнюють їх стехіометричним коефіцієнтам, до добутку концентрацій реагентів у ступенях, рівних їх стехіометричним коефіцієнтам.

Так, для реакції $aA + bB \rightleftharpoons dD + rR$ константа рівноваги становить:

$$C^d \cdot C^r K_c = \frac{D}{R} C^a \cdot C^b, \quad (4.5)_{AB}$$

де C_A , C_B , C_D і C_R – рівноважні концентрації відповідних реагуючих речовин.

Хімічна рівновага носить динамічний характер і під час зміни умов реакції зміщується. Зміщення рівноваги відбувається за **принципом Ле-Шательє**: «Якщо на систему, що знаходиться в рівновазі, чиниться зовнішня дія, то рівновага зміщується у бік тієї з двох протилежних реакцій, яка послаблює цю дію».

Хімічна кінетика

Хімічна кінетика – розділ фізичної хімії, що вивчає швидкість хімічних реакцій та механізм їх перебігу. **Швидкість хімічної реакції** визначається за зміною концентрації реагентів або продуктів реакції за одиницю часу і залежить від концентрації реагентів, умов перебігу реакції, природи реагентів, наявності каталізаторів або інгібіторів.

Швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих

речовин, зведених у ступені їх стехіометричних коефіцієнтів. Так, для реакції (4.5.) швидкість хімічної реакції розраховують за рівнянням:

$$V = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b, \quad (4.6)$$

де C_A і C_B – концентрації вихідних речовин; k – константа швидкості реакції.

Константа швидкості хімічної реакції k – це фізична величина, яка дорівнює швидкості реакції, за умови, що концентрації усіх реагентів дорівнюють 1 моль/л. Константа швидкості реакції не залежить від концентрації реагентів.

Сума показників ступенів при концентраціях у кінетичному рівнянні реакції визначає порядок реакції. Прості хімічні реакції можуть бути I-го, II-го та III-го порядків; у складних реакції порядок може бути величиною дробовою. Кінетичні рівняння реакцій I-го і II-го порядку мають відповідно такий вигляд:

$$k = \frac{1}{\tau} \cdot \ln \frac{C_0}{C}, \quad (4.7)$$

$$k = \frac{1}{\tau} \cdot \frac{C_0 - C}{C_0 \cdot C}, \quad (4.8)$$

де C_0 – вихідна концентрація реагенту; C – його концентрація на момент часу τ .

За механізмом перебігу реакції поділяють на іонні, радикальні та молекулярні. Серед молекулярних реакцій розрізняють моно-, бі- і тримолекулярні.

Правило Вант-Гоффа: "При підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість реакцій зростає у 2...4 рази". Правило Вант-Гоффа носить виключно емпіричний характер і виконується в інтервалі температур 0...100°С.

Каталіз – це зміна швидкості хімічних реакцій під дією каталізаторів. **Каталізатори** – речовини, які змінюють швидкість хімічних реакцій, а їх склад і кількість до кінця реакцій залишаються без змін. Механізм дії каталізаторів полягає у зменшенні енергії активації хімічних реакцій. **Енергія активації** – це мінімальна енергія, яку необхідно надати молекулам, щоб зробити їх активними, тобто здатними вступати в хімічну реакцію. Каталізатори характеризуються селективністю: для кожної реакції бажано застосовувати конкретний каталізатор.

Розрізняють **гомогенний каталіз** (каталізатор і реагенти знаходяться в одній фазі – рідкій або газоподібній) і **гетерогенний каталіз** (каталізатор утворює окрему фазу і, як правило, перебуває у твердому стані, а реагенти є рідинами або газами). Хімічна реакція при гетерогенному каталізі перебігає на поверхні каталізатора. **Ферментативний каталіз** перебігає у живих організмах або за допомогою живих організмів і широко використовується у харчовій промисловості та кулінарії під час виробництва і переробки продукції.

Література: [2] С.121-134; [3] С.7-14, 27-32, 68-74; [7] С.67-73; [8] С.14-32.

Розчини

Тема № 5 (2 години)

План:

1. Загальна характеристика розчинів. Способи вираження концентрації розчинів.
2. Теорія електролітичної дисоціації. Ступінь дисоціації. Водневий показник.
3. Фізико-хімічні властивості розчинів. Закон Рауля. Ебуліоскопія і кріоскопія. Осмос.

Загальна характеристика розчинів

Розчини – це гомогенні системи, в яких речовини розподілені в середовищі іншої речовини, яку називають розчинником, у вигляді молекул або іонів.

Під **розчиненням** розуміють процес взаємодії речовини з рідиною, який не супроводжується їх хімічною взаємодією і дає можливість після видалення розчинника одержати вихідну речовину у незмінному стані. Процес розчинення перебігає самочинно і завершується утворенням **насиченого розчину**, в якому міститься максимально можлива за даної температури кількість розчиненої речовини. Насичений розчин знаходиться в рівновазі з осадом розчиненої речовини. У ненасиченому розчині міститься менше розчиненої речовини, ніж у насиченому, а в пересиченому – більше. Останній є нестійкою системою, з якої розчинена речовина випадає у вигляді кристалів.

Процес розчинення являє собою сукупність послідовних процесів: руйнування структури розчиненої речовини і утворення іонів, молекул або атомів; взаємодія молекул розчинника з часточками розчиненої речовини – процес сольватації; розподіл гідратованих часточок в об'ємі розчинника – процес дифузії.

Розчинність речовин виражають максимальним числом грамів речовини, які можна розчинити в 100г розчинника.

Важливою характеристикою розчинів є концентрація в них розчинених речовин. Відомі такі способи вираження концентрації: **молярна концентрація, C** (моль/л) – кількість моль розчиненої речовини в одиниці об'єму розчину; **моляльна концентрація, b** (моль/кг) – кількість моль розчиненої речовини в кілограмі розчинника; **мольна частка** розчиненої речовини, X – відношення кількості моль речовини до сумарної кількості моль усіх компонентів розчину, включаючи розчинник; **масова частка, ω** – відношення маси розчиненої речовини до маси розчину.

Теорія електролітичної дисоціації

Основні положення сучасної **теорії електролітичної дисоціації**:

- існують речовини, які називаються електролітами; під час розчинення в полярному розчиннику вони розпадаються на іони (катіони і аніони);
- процес розпаду молекул на іони називається дисоціацією; дисоціація – це процес ступінчастий і оборотний;
- усі іони в розчині знаходяться у сольватованому стані, тобто вони оточені оболонками, які складаються з полярних молекул розчинника;

– іони у розчині перебувають у хаотичному русі, але в електричному полі набувають напрямленого руху: катіони рухаються до негативного електроду (катоду), аніони – до позитивного електроду (аноду).

Ступінь дисоціації α – є кількісною характеристикою процесу дисоціації. Ступінь дисоціації визначається як відношення концентрації молекул, що розпалися на іони, до загальної концентрації молекул у розчині. Вимірюється ступінь дисоціації у частках одиниці або відсотках і залежить від природи електроліту, концентрації розчину і температури.

За величиною ступеня дисоціації електроліти поділяються на сильні і слабкі. До сильних електролітів відносять речовини, які в розчинах повністю дисоціюють на іони: ступінь їх дисоціації в розбавлених розчинах дорівнює 1. До сильних електролітів належать луги, розчинні у воді солі, сильні кислоти. До слабких електролітів належать більшість органічних і неорганічних кислот, основи (крім лугів), вода. Вода – дуже слабкий амфотерний електроліт, який дисоціює:



Добуток концентрацій іонів H^+ і OH^- називають **іонним добутком води**. За сталої температури це величина стала, як для чистої води, так і для водних розчинів будь-яких електролітів:

$$K_w = C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = 10^{-14}. \quad (5.1)$$

Розчини, в яких концентрація іонів H^+ і OH^- дорівнює 10^{-7} моль/л, називають **нейтральними**. Розчини, в яких концентрація іонів H^+ більша, ніж концентрація іонів OH^- називають **кислими**, і навпаки **лужними** називають розчини, де більша концентрація іонів OH^- . Вміст у розчинах іонів H^+ і OH^- показує **водневий показник pH** – від'ємний десятковий логарифм концентрації іонів H^+ :

$$pH = -\lg C_{\text{H}^+}. \quad (5.2)$$

Якщо $pH > 7$, то середовище лужне; якщо $pH < 7$, то середовище кисле; у нейтральному середовищі $pH = 7$.

Фізико-хімічні властивості розчинів

Важливою характеристикою рідини є тиск її насиченої пари. Для чистої рідини тиск насиченої пари залежить тільки від температури, для її розчинів – від температури і концентрації.

Закон Рауля: тиск насиченої пари розчинника над розчином завжди менший, ніж над чистим розчинником, і його відносне зниження дорівнює мольній частці розчиненої речовини. Тобто:

$$\frac{P_0 - P}{P} = X_i, \quad (5.3)$$

де P_0 – тиск насиченої пари розчинника на чистим розчинником; P – тиск насиченої пари розчинника над розчином; X_i – мольна частка розчиненої речовини.

Із закону Рауля виходить, що для досягнення температури кипіння розчину його необхідно нагріти до більш високих температур, ніж розчинник, при цьому підвищення температури кипіння буде прямо пропорційно молярній концентрації розчину:

$$T^{кип} - T_0^{кип} = \Delta T^{кип} = i \cdot E \cdot b, \quad (5.4)$$

де $T^{кип}$ і $T_0^{кип}$ – температури кипіння розчину і розчинника, відповідно; b – молярна концентрація розчину; E – ебуліоскопічна стала розчинника; i – ізотонічний коефіцієнт, $i = \alpha \cdot (\nu - 1) + 1$, де ν – кількість іонів, на яку розпадаються молекули електролітів під час дисоціації, для неелектролітів $i = 1$.

Замерзають розчини за більш низьких температур, ніж чисті розчинники:

$$T_0^{зам} - T^{зам} = \Delta T^{зам} = i \cdot K_{кр} \cdot b, \quad (5.5)$$

де $T_0^{зам}$ і $T^{зам}$ – температури замерзання розчинника і розчину, відповідно; b – молярна концентрація розчину; $K_{кр}$ – криоскопічна стала розчинника; i – ізотонічний коефіцієнт.

Методи дослідження розчинів, що ґрунтуються на визначенні температур їх кипіння і кристалізації називаються **ебуліоскопією** і **криоскопією** відповідно.

Реальні розчини не підкоряються закону Рауля. Відхилення бувають позитивні – у бік більших значень і негативні – у бік менших значень. Так, у системі етанол-гексан мають місце позитивні відхилення. При змішуванні цих речовин асоціати спирту розпадаються, тобто процес супроводжується поглинанням теплоти. Негативні відхилення мають місце у таких системах, як етанол-вода, де під час розчинення утворюються асоціати молекул, і спостерігається виділення теплоти.

Якщо розчинник і розчин або два розчини різної концентрації розділити напівпроникною мембраною, крізь яку проходять молекули розчинника і затримуються часточки розчиненої речовини, то спостерігається дифузія розчинника в розчин через мембрану. Такий односторонній перехід розчинника у більш концентрований розчин називається **осмосом**. При цьому в розчині виникає осмотичний тиск, який визначають за законом Вант-Гоффа:

$$\pi = i C R T, \quad (5.6)$$

де i – ізотонічний коефіцієнт; C – молярна концентрація розчину; R – універсальна газова стала; T – температура.

Осмос грає велику роль у метаболізмі тварин і рослин. У сольових розчинах спостерігається зморщування клітин – плазмоліз, зумовлений втратою води, яка виходить з клітин у більш концентрований зовнішній розчин. Концентровані розчини цукру або солі застосовують для зберігання харчових продуктів: мікроорганізми, що викликають їх псування, зазнають у цих розчинах плазмолізу і гинуть.

Література: [2] С.147-160, 171-182; [3] С.49-61; [4] С.25-27; [7] С.78-89; [8] С.51-55, 74-82.

Основи електрохімії

План:

Тема № 6 (2 години)

1. Розчини електролітів. Активність і коефіцієнт активності. Іонна сила електроліту.
2. Електроди. Класифікація електродів. Електродні реакції Рівняння Нернста.
3. Електрохімічні системи. Елемент Даніеля-Якобі. Електрорушійна сила.
4. Потенціометричний метод аналізу. Водневий електрод. Потенціометричне титрування.

Розчини електролітів

У розчинах електролітів перебігає низка самочинних процесів: дисоціація молекул, сольватація іонів, взаємодія іонів між собою і з молекулами розчинника і т.д. Тому замість звичайної концентрації використовують поняття "активність". **Активність** – це фізична величина, підстановка якої замість концентрації у будь-які рівняння та закони, що описують властивості розчинів, робить їх придатними для опису розчинів електролітів.

$$a = c \cdot \gamma, \quad (6.1)$$

де γ – коефіцієнт активності, який безпосередньо враховує взаємодію між іонами.

Значення коефіцієнтів активності електролітів залежать від загальної концентрації всіх іонів, присутніх у розчині, та їх валентності. У зв'язку з цим

було введено поняття «**іонна сила розчину**», яка дорівнює полусумі добутків концентрації іонів на квадрати їх зарядів:

$$I = \frac{1}{2} \sum_i C_i \cdot n_i^2. \quad (6.2)$$

Коефіцієнти активності електролітів визначають за рівнянням:

$$\lg \gamma = -A \cdot n_k \cdot n_a \cdot \sqrt{I}, \quad (6.3)$$

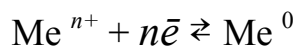
де n_k і n_a – заряди катіону і аніону; I – іонна сила електроліту; A – стала, що залежить від природи розчинника: для водних розчинів за $T = 298 \text{ K}$ $A = 0,51$.

Електроди

Електрод – сукупність двох контактуючих фаз, одна з яких є провідником II роду (електролітом), а друга – провідником I роду (металом). Після занурення металу у водний розчин електроліту під дією диполів води частина катіонів металу з його поверхні переходить у розчин, внаслідок чого метал заряджається негативно, а розчин позитивно. Можливий і зворотний процес – перехід катіонів металу з розчину на поверхню металу: метал заряджається позитивно, а розчин негативно. Заряд металу визначається співвідношенням швидкостей обох процесів. Активні метали, як правило, заряджаються негативно, малоактивні – позитивно. Після придбання металом заряду до його поверхні наближаються іони протилежного знаку, утворюючи на поверхні розділу метал/електроліт подвійний електричний шар (ПЕШ) іонів. Між електродом і електролітом виникає різниця потенціалів – ε , яка загалом визначається роботою по переміщенню одиниці

позитивного заряду із однієї фази в іншу і вимірюється у вольтах. Величина електродного потенціалу залежить від природи металу і концентрації іонів в електроліті. Розраховується вона за допомогою рівняння Нернста. Усі електроди можна поділити на декілька основних типів.

Електрод I роду за будовою являє собою метал, занурений в електроліт, що містить катіони цього металу. Електрод I роду можна представити у вигляді схеми: $\text{Me}|\text{Me}^{n+}$. На поверхні металу перебігає електродна реакція:



Рівняння Нернста для електродів I роду має вигляд:

$$\mathcal{E} = \mathcal{E}^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln a_{\text{Me}^{n+}}, \quad (6.4.)$$

де \mathcal{E} – потенціал електроду, В; \mathcal{E}^0 – стандартний потенціал електроду, В; n – число електронів, що беруть участь в елементарному акті електрохімічної реакції; F – число Фарадея; a – активність катіонів металу в розчині.

Електрод II роду за будовою являє собою метал, вкритий малорозчинною сполукою цього металу (сіллю або оксидом) і занурений в електроліт, що містить аніони цієї сполуки. Величина потенціалу електродів II роду залежить від активності аніонів, котрі беруть участь у електродній реакції.

$$\mathcal{E} = \mathcal{E}^0 - \frac{RT}{nF} \cdot \ln a_{\text{ан}}, \quad (6.5.)$$

де a – активність аніонів у розчині.

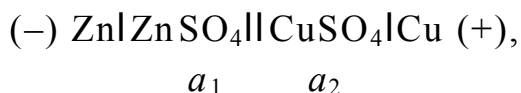
Окисно-відновний електрод за будовою являє собою пластину інертного металу, як правило платини, занурену в електроліт, що одночасно містить окисник і відновник. Потенціал такого електроду визначається типом окисно-відновної реакції, що перебігає на електроді і розраховується за рівнянням:

$$\mathcal{E} = \mathcal{E}^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{a_{\text{ок}}}{a_{\text{в}}}, \quad (6.6.)$$

де $a_{\text{ок}}$ – активність речовини-окисника; $a_{\text{в}}$ – активність речовини-відновника.

Електрохімічні системи

Електрохімічна система складається з електроліту, електродів і зовнішнього ланцюгу – металічних провідників, що з'єднують електроди. Найпростішою електрохімічною системою є елемент **Даніеля-Якобі**, що складається з двох металів – міді і цинку, занурених у розчини власних солей. Електроліти розділені мембраною. Схематично елемент Даніеля-Якобі записують так:



де a_1 і a_2 – активності розчинів ZnSO_4 і CuSO_4 відповідно.

Цинк, як більш активний метал, придбає більш негативний заряд ніж мідь. Якщо метали з'єднати дротом, то електрони будуть переходити від цинку до міді.

Цинк почне розчинятися і переходити у розчин у вигляді іонів, а на мідному електроді будуть розряджатися іони Купруму, що знаходилися в розчині Cu SO_4 . У системі при цьому перебігає така окисно-відновна реакція:



Рівняння Нернста, за яким визначають ЕРС цього елементу має вигляд:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{\text{Cu}^{+2}}}{a_{\text{Zn}^{+2}}} \quad (6.8)$$

де E – електрорушійна сила (ЕРС), яка визначається як різниця електродних потенціалів ($E = \mathcal{E}_+ - \mathcal{E}_-$); E^0 – стандартна ЕРС елементу (при $T = 298 \text{ K}$ і активності іонів 1 моль/л).

Потенціометричний метод аналізу

Потенціометричний метод – один з найбільш простих аналітичних методів, що застосовуються для визначення складу розчинів. Метод ґрунтується на вимірюванні різниці потенціалів між двома електродами – індикаторним і електродом порівняння за відсутності струму у зовнішньому ланцюгу. Як електроди порівняння застосовують водневий електрод або електроди II роду, потенціали яких звичайно не залежать від середовища, в якому вони знаходяться.

Водневий електрод являє собою платиновий дротик, занурений у розчин кислоти, через який пропускають водень. Схема електроду має такий вигляд – $\text{Pt, H}_2 | \text{H}^+$. На поверхні електроду перебігає оборотна реакція: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$.

Рівняння Нернста для стандартного водневого електроду має вигляд:

$$\mathcal{E} = 0,059 \cdot \lg a_{\text{H}^+} = -0,059 \text{ pH} . \quad (6.9)$$

Найбільш поширеними індикаторними електродами є мембранні електроди, потенціали яких залежать від активності відповідних іонів. Так, для визначення pH розчинів застосовують **скляний електрод**, величина потенціалу якого розраховується за формулою:

$$\mathcal{E} = \mathcal{E}^0 - 0,059 \text{ pH} . \quad (6.10)$$

У потенціометрії застосовують два прийоми. Під час застосування **прямої потенціометрії** вимірюють потенціал електроду, як функцію активності досліджуваного компоненту. Для цього індикаторний електрод з'єднують з електродом порівняння і вимірюють ЕРС елементу за допомогою потенціометрів-мілівольтметрів. Шкала цих приладів показує логарифм активності іонів, концентрацію яких визначають. Інший прийом – **потенціометричне титрування**, який ґрунтується на вимірюванні потенціалу, як функції об'єму реагенту, що додається до розчину. Під час титрування періодично вимірюють електродний потенціал іон-селективного електроду і будують криву в координатах « $\mathcal{E} - V$ », де V – об'єм реагенту, що пішов на титрування. Точку еквівалентності визначають за різкою зміною ходу кривої.

Література: [3] С.62-66, 76-83; [7] С.96-104.

Дисперсні системи

Тема № 7 (2 години)

План:

1. Класифікація дисперсних систем.
2. Методи одержання і очистки дисперсних систем.
3. Фізико-хімічні властивості золів.
4. Коагуляція золів. Будова міцел ліофобних золів.

Класифікація дисперсних систем

Дисперсні системи – системи, в яких одна з речовин розподілена у гомогенному середовищі у вигляді часточок певного розміру. Сукупність часточок називають **дисперсною фазою**, а середовище, в якому вони розподілені – **дисперсійним середовищем**. Дисперсні системи за розмірами часточок поділяються на: грубодисперсні ($a > 100\text{nm}$); колоїднодисперсні ($a = 1...100\text{nm}$); молекулярно-дисперсні ($a < 1\text{nm}$), де a – розмір часточок.

Дисперсні системи класифікують також за агрегатним станом дисперсної фази і дисперсійного середовища. Відповідна класифікація наведена у табл. 7.1, де стан речовин позначено літерами: Г – газоподібний, Р – рідкий і Т – твердий.

Таблиця. 7.1. – Класифікація дисперсних систем

Дисперсна фаза	Дисперсійне середовище	Назва системи	Приклади
Г	Г	Гомогенна	Суміш газів, повітря
Г	Р	Рідка піна	Мильна або пивна піна
		Газова емульсія	Газовані напої
Г	Т	Тверда піна	Зефір, пемза, хліб
Р	Г	Аерозоль	Туман, хмари
Р	Р	Емульсія	Молоко, крем
Р	Т	Тверда емульсія	Бісквіт, вологий ґрунт
Т	Г	Аерозоль	Дим або пил у повітрі
Т	Р	Суспензія, золь	Пісок або мул у воді
Т	Т	Твердий золь	Сплави металів емалі

Дисперсні системи поділяють на ліофобні і ліофільні. У ліофільних системах часточки дисперсної фази взаємодіють з молекулами середовища. Ліофільні колоїди, наприклад мильні розчини, утворюються самочинно. Системи відносять до ліофобних, якщо в них міжмолекулярна взаємодія незначна. До них відносяться розбавлені розчини малорозчинних солей і основ.

Методи одержання і очистки дисперсних систем

Дисперсні системи одержують шляхом подрібнення (диспергування) речовин та шляхом конденсації (об'єднання молекул та іонів у часточки золю).

Механічне диспергування полягає у розмелюванні речовин за допомогою млинів різних типів. Електричне диспергування застосовують для добування

ліофобних золів металів. Електроди з металу, золь якого мають добути, занурюють у рідину і подають напругу. Від електродів відриваються часточки металу, які переходять у рідке середовище і утворюють золь. Ультразвукове диспергування – ефективний метод руйнування неміцних речовин (крохмаль, желатин). Звукові хвилі створюють в об’ємі речовини порожнини, які по чергову стикаються і розширюються, що призводить до подрібнення матеріалу.

Конденсаційні методи поділяються на фізичні і хімічні. До фізичних відносять метод заміни розчинника: до розчину додають інший розчинник, в якому розчинена речовина погано розчиняється. Метод хімічної конденсації зводиться до утворення під час перебігу хімічних реакцій малорозчинних речовин, молекули яких злипаються між собою, утворюючи колоїдні часточки.

Золі часто містять небажані домішки, які призводить до їх руйнації. *Діаліз* – це процес очищення золів від домішок за допомогою напівпроникних мембран, крізь які вільно проходять молекули та іони, але затримуються більші за розміром колоїдні часточки. *Електродіаліз* – процес очистки золів від електролітів під дією електричного поля, також здійснюється за допомогою напівпроникних мембран.

Фізико-хімічні властивості золів

Молекулярно-кінетичні властивості золів. Броунівський рух являє собою хаотичний рух часточок дисперсної фази в золях. Він властивий будь-яким часточкам: чим вони менші, тим він інтенсивніший. У своїх теоріях Ейнштейн і Смолуховський замість швидкості руху часточки застосували поняття "зсув часточки" – відрізок прямої, що з’єднує вихідну точку руху часточки з її положенням у момент часу τ (через 1...3с) на площині горизонтальної проекції, яку спостерігають у мікроскоп. Середній зсув часточок визначають за рівнянням:

$$\Delta X = \sqrt{\frac{RT\tau}{3\pi \cdot \eta \cdot r \cdot N_a}}, \quad (7.1)$$

де η – в’язкість дисперсійного середовища; r – радіус часточок; N_a – число Авогадро; R – універсальна газова стала; T – абсолютна температура.

Оптичні властивості золів. Під час проходження світла через дисперсні системи спостерігається розсіювання світла (зміна променями світла свого напрямку внаслідок огинання часточок дисперсної фази). З розсіюванням світла пов’язане явище опалесценції (поява каламутності і зміни забарвлення золю у відбитому світлі). Для золів з сферичними часточками інтенсивність розсіяного світла визначають за рівнянням Релея:

$$I = \frac{K \cdot I_0 \cdot n \cdot V^2}{\lambda^4}, \quad (7.2)$$

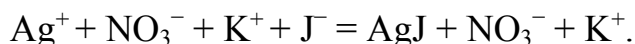
де I – інтенсивність розсіяного світла; I_0 – інтенсивність падаючого світла; K – коефіцієнт, який залежить від співвідношення показників заломлення дисперсної фази і дисперсійного середовища; V – об’єм часточки; n – концентрація часточок у

золі; λ – довжина хвилі падаючого світла.

Електричні властивості золів. Наявність електричних зарядів у часточок дисперсної фази була доказана проф. Рейсом. Переміщення часточок золю в електричному полі називається **електрофорезом**.

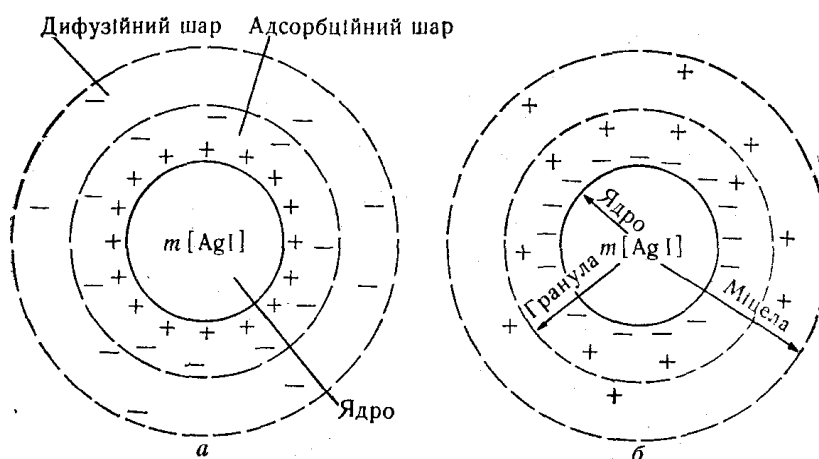
Коагуляція золів. Будова міцел ліюфобних золів

Виникнення зарядів на часточках золю зумовлене адсорбцією іонів на їх поверхні. Часточки дисперсної фази називають міцелами. **Міцела** – це складний агрегат молекул і іонів. Розглянемо будову міцели золю AgJ, одержаного обмінною реакцією, яка в іонній формі має такий вигляд:



Молекули AgJ, конденсуючись, утворюють ядро міцели $[m\text{AgJ}]$, де m – число молекул, що злиплися. Якщо KJ узятий в надлишку, то на поверхні ядра адсорбується n іонів J^- (потенціалвизначаючі іони). До ядра з розчину притягають іони K^+ , які утворюють адсорбційний шар протиіонів – $(n-x)\text{K}^+$. У результаті утворюється негативно заряджена гранула: $\{[m\text{AgJ}] \cdot n\text{J}^- \cdot (n-x)\text{K}^+\}^{x-}$. Решта протиіонів – $x\text{K}^+$ знаходиться на деякій відстані від поверхні гранули, утворюючи дифузійний шар протиіонів. Формула міцели буде мати такий вигляд:

$\{[m\text{AgJ}] \cdot n\text{J}^- \cdot (n-x)\text{K}^+\}^{x-} \cdot x\text{K}^+$. Якщо ж узяти в надлишку AgNO_3 , то міцела золю буде



мати такий вигляд: $\{[m\text{AgJ}] \cdot n\text{Ag}^+ \cdot (n-x)\text{NO}_3^-\}^{x+} \cdot x\text{NO}_3^-$.

Рисунок 7.1. – Схеми будови міцел золю AgJ, добутого:

a – за надлишку у розчині AgNO_3 ; *б* – за надлишку у розчині KJ.

Коагуляція – процес, що призводить до злипання часточок золю під дією міжмолекулярних сил. Будь-яка зовнішня дія, наприклад додання електролітів, викликає коагуляцію золів. Під час додання електроліту, коагуляцію викликає іон з зарядом протилежним заряду гранули. Мінімальну концентрацію електроліту, необхідну для початку коагуляції називають **порогом коагуляції**. Здатність іонів до коагуляції посилюється при збільшенні їх заряду. Підвищують стійкість золів шляхом додання до них ВМС, макромолекули яких утворюють захисну структуру на поверхні часточок. Мірою захисної дії ВМС є захисне число, що визначається кількістю сухого полімеру у мг, яка достатня для захисту від коагуляції 10мл золю.

Література: [3] С.101-114; [4] С.52-57.

Високомолекулярні сполуки (ВМС)

Тема № 8 (2 години)

План:

1. Класифікація ВМС за походженням, будовою і формою макромолекул.
2. Набрякання ВМС. Механізм процесу набрякання. Обмежене і необмежене набрякання. Ступінь і швидкість набрякання
3. Фізико-хімічні властивості розчинів ВМС. Закон Ньютона. В'язкозиметрія. Поліелектроліти. Ізоелектрична точка.
4. Структуровані розчини ВМС. Драгли. Синерезис драглів.

Класифікація ВМС

Високомолекулярні сполуки (ВМС) – речовини, молекули яких складаються з великої кількості атомів (тисячі і десятки тисяч), а молярна маса сягає $10^4 \dots 10^6$ г/моль і більше. **Полімери** – ВМС, молекули яких побудовані шляхом багаторазового повторення однакових структурних одиниць.

За походженням ВМС поділяють на природні (білки, полісахариди тощо) і синтетичні (поліетилен, полістирол, поліаміди тощо). Синтетичні ВМС одержують під час перебігу реакцій полімеризації або поліконденсації.

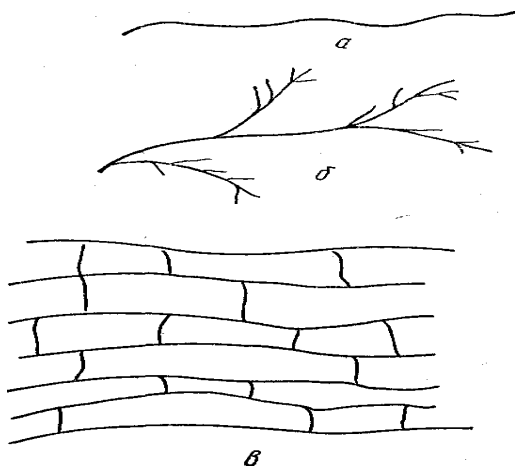


Рисунок 8.1. – Будова макромолекул полімерів: а – лінійних; б – розгалужених; в – сітчастих.

Полімери у залежності від своєї будови поділяються на лінійні, розгалужені і просторові або сітчасті (рис.8.1). Лінійні ВМС являють собою окремі ланцюги, що не зв'язані між собою міцними хімічними зв'язками. Лінійні ВМС відрізняються високою гнучкістю ланцюгів і здатністю скручуватися у клубки. У сітчастих полімерах наявність міцних хімічних зв'язків між ланцюгами призводить до утворення єдиного просторового каркасу. Розгалужені ВМС за властивостями займають проміжне положення між лінійними та сітчастими.

За формою макромолекул розрізняють глобулярні і фібрилярні ВМС. У глобулярних ВМС, наприклад у білках, макромолекули звернуті у кулясті утворення – глобули. Фібрилярні ВМС складаються з випрямлених лінійних або слабо розгалужених макромолекул, що об'єднуються за рахунок міжмолекулярної взаємодії у пачки молекул – фібрили. Прикладом таких ВМС є клітковина.

Набрякання ВМС

Після занурення зразка ВМС у розчинник починається проникнення молекул розчинника в об'єм полімеру: вони розсувають ланцюги полімеру, розпушуючи його. Таке явище називають **набряканням**. Під час набрякання лінійних полімерів відстань між макромолекулами збільшується, макромолекули починають відриватися від зразка і розподілятися в об'ємі розчинника, утворюючи розчин ВМС. Цей процес називається **необмеженим набряканням**.

Набрякання просторових ВМС звичайно закінчується утворенням драглів: такий тип набрякання називають **обмеженим**.

Ступінь набрякання визначається кількістю рідини, що поглинається одиницею маси або об'єму сухого зразка ВМС. Визначають ступінь набрякання ваговим (зважування зразка ВМС до і після набрякання) або об'ємним (вимірювання об'єму полімеру до і після набрякання) методами. Розраховують ступінь набрякання за формулами:

$$\alpha = \frac{m - m_0}{m_0} \cdot 100\% \quad \text{або} \quad \alpha = \frac{V - V_0}{V_0} \cdot 100\% \quad (8.1)$$

де m_0 і V_0 – маса і об'єм зразка полімеру до набрякання; m і V – маса і об'єм полімеру після набрякання.

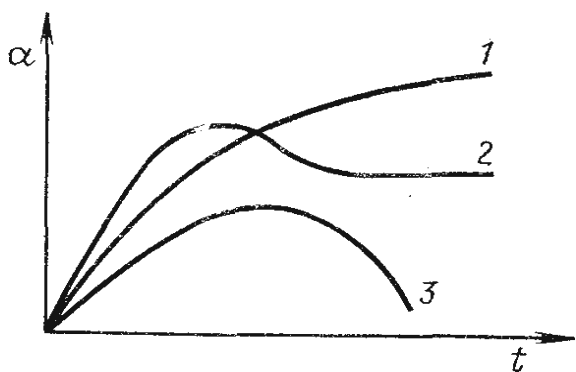


Рисунок 8.2. – Кінетичні криві набрякання ВМС: 1,2 – обмежене і 3 – необмежене набрякання.

На рис.8.2. показані криві, що показують зміну ступеню набрякання полімеру з часом. У випадку обмеженого набрякання ступінь набрякання досягає максимального значення, після чого залишається сталим. Під час необмеженого набрякання крива проходить через максимум, після чого ступінь набрякання зменшується практично до нуля внаслідок поступового розчинення зразка полімеру.

Ступінь набрякання ВМС залежить від будови (найкраще набрякають лінійні ВМС із гнучкими ланцюгами), форми макромолекул (найкраще набрякають ВМС з витягнутими макромолекулами), хімічної природи полімеру і розчинника (чим більша хімічна спорідненість розчинника і полімеру тим краще останній набрякає), фізико-хімічних властивостей розчинника.

Кінетику набрякання описують рівнянням необоротної реакції I-го порядку:

$$k = \frac{1}{\tau} \ln \frac{\alpha_{\infty}}{\alpha_{\infty} - \alpha_{\tau}}, \quad (8.2)$$

де α_{τ} – ступінь набрякання зразка полімеру у момент часу τ ; α_{∞} – максимальний ступінь набрякання зразка; k – константа швидкості набрякання.

Фізико-хімічні властивості розчинів ВМС. Поліелектроліти

Наука, що вивчає закономірності течії тіл під дією механічного навантаження називається **реологією**. Розділ реології, що вивчає в'язкість рідин називається **віскозиметрією**. **В'язкість** можна визначити, як опір рідини взаємному переміщенню її шарів. Закон в'язкої течії рідин відкрив Ньютон: «Сила внутрішнього тертя, що виявляється під час взаємного переміщення шарів рідини, прямо пропорційна градієнту відносної швидкості цього переміщення і площині поверхні шарів». Математично **закон Ньютона** можна записати так:

$$F = \eta S \frac{dw}{dx}, \quad (8.3)$$

де F – сила тертя, що діє на поверхню шару рідини у напрямку протилежному його руху; w – відносна швидкість шарів рідини площиною S , що знаходяться на відстані x ; η – коефіцієнт пропорційності, який називають в'язкістю.

Реологічні властивості розчинів звичайно характеризуються за величиною відносної в'язкості – відношення в'язкості розчину до в'язкості розчинника.

ВМС, що містять функціональні групи, які здатні дисоціювати під час розчинення, називають **поліелектролітами**. Їх поділяють на три типи:

- кислотні, які містять значну кількість карбоксильних груп ($-\text{COOH}$) або сульфа-груп ($-\text{SO}_3\text{H}$), наприклад альгінат, агар-агар;
- основні, що містять функціональні групи, які виявляють основні властивості, наприклад аміногрупи ($-\text{NH}_2$);
- амфотерні, що містять одночасно кислотні і основні функціональні групи. До таких ВМС відносяться білки.

Заряд макромолекул білків залежить від співвідношення в них числа кислотних і основних груп і pH середовища. У кислому середовищі посилюється дисоціація аміногруп і уповільнюється груп $-\text{COOH}$. Унаслідок чого макромолекули білків у кислому середовищі заряджаються позитивно, а у лужному середовищі – негативно. Стан, за якого заряд макромолекул білка дорівнює нулю, називають **ізоелектричним**. Значення pH розчину, за якого досягається ізоелектричний стан називають ізоелектричною точкою (ІЕТ).

Залежність властивостей розчинів поліелектролітів від pH середовища носить складний характер. Найбільш різка зміна властивостей має місце поблизу ІЕТ. В ізоелектричному стані макромолекули білків згорнуті у щільні клубки, тому їх розчини виявляють мінімальну в'язкість.

Структуровані розчини ВМС

Витягнені і гнучкі макромолекули ВМС здатні злипатися між собою внаслідок міжмолекулярної взаємодії. У результаті утворюються довгі ланцюги, що пронизують весь об'єм рідини. За наявності великого числа зв'язків між молекулами ВМС плин їх розчинів стає неможливим. Такі системи називають драглями. **Драглі** – це структуровані розчини ВМС з властивостями еластичних твердих тіл. Драглі одержують шляхом застиганням розчинів полімерів, яке полягає в об'єднанні макромолекул у формі сітки, або обмеженим набряканням сухих ВМС у відповідних розчинниках. На процес утворення драглів впливають природа ВМС, концентрація, температура, наявність у розчинах домішок.

Драглі можуть виявляти властивості характерні, як для твердих тіл, так і для рідин. Властивість драглів багаторазово розріджуватися при механічній дії і драгліти у стані спокою називають **тиксотропією**. Самочинний процес поділу драглів на дві фази, що супроводжується зменшенням об'єму драглів, називають **синерезисом**.

Література: [3] 115-128; [4] С.59-65.

Харчові кислоти

Лекції № 9, 10 (4 години)

План:

1. Загальна характеристика харчових кислот та їх роль у харчуванні людини.
2. Окремі представники харчових кислот та їх поширення у природі.
3. Дисоціація кислот та їх вплив на кислотність і якість продуктів.
4. Будова та хімічні властивості кислот органічної природи.
5. Застосування харчових кислот як технологічних харчових добавок.
6. Методи визначення кислот у харчових продуктах.

Загальна характеристика харчових кислот та їх роль у харчуванні людини

Харчові кислоти представляють собою різноманітну за властивостями групу речовин органічної і неорганічної природи. Склад і особливості хімічної будови харчових кислот різні і залежать від специфіки харчового об'єкту, а також природи утворення кислоти.

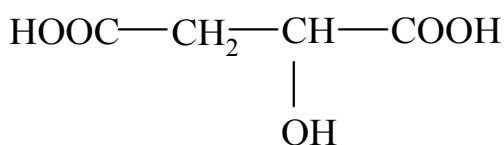
Серед харчових кислот, що знаходяться у рослинних об'єктах розрізняють за будовою кислоти органічної природи: монокарбонові, дикарбонові, трикарбонові, насичені та ненасичені, ароматичні, гетероциклічні, амінокислоти, гідрокси- та оксокислоти. Серед мінеральних кислот у складі харчових об'єктів містяться – хлоридна, сульфатна та фосфатна кислоти.

Кислоти надають харчовим продуктам смаку і покращують зберігання. Функції кислот в організмі людини пов'язані з їх участю у процесах травлення. Серед основних фізіологічних функцій кислот органічної природи слід відзначити такі:

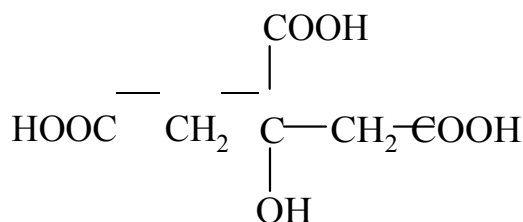
- стимуляція секреції соків травлення;
- вплив на формування відповідного складу мікрофлори шляхом зниження рН середовища;
- активація перистальтики кишечника;
- уповільнення розвитку процесів гниття у товстому кишечнику.

Окремі представники харчових кислот та їх поширення у природі

Органічні харчові кислоти містяться у великій кількості видів рослинних харчових об'єктів – ягодах, фруктах, овочах, коренеплодах. Ці кислоти наряду з вуглеводами і ароматичними сполуками формують смак і аромат плодів. Так яблучна кислота і лимонна – найбільш розповсюджені харчові кислоти. Вони містяться в абрикосах, ананасах, апельсинах, бананах, винограді, вишнях, грейпфруті, грушах, полуниці.

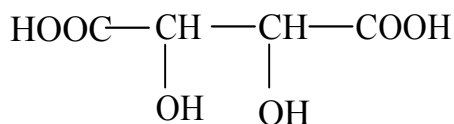


Яблучна кислота

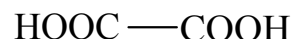


Лимонна кислота

У винограді, грушах, сливах, містяться також винна і щавлева.

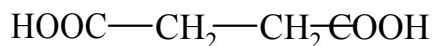


Винна кислота

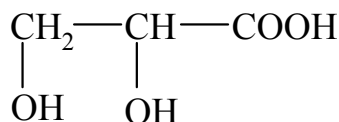


Щавлева кислота

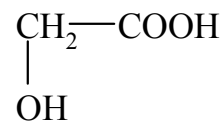
Янтарна, гліцерінова і гліколева кислоти містяться у вишнях, полуниці, помідорах.



Янтарна кислота



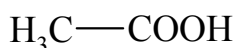
Гліцерінова кислота



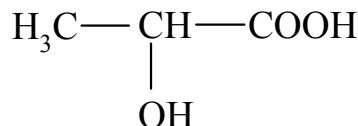
Гліколева кислота

До складу овочів і фруктів входить оцтова кислота. А помідори містять крім органічних такі неорганічні кислоти, як фосфорна, хлоридна, сульфатна кислоти.

У складі молока і молочних продуктів основною органічною кислотою є молочна кислота, утворення якої пов'язано з біохімічним перетворенням молочного цукру – лактози під дією молочнокислих бактерій.



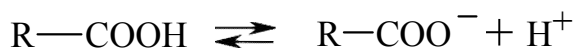
Оцтова кислота



Молочна кислота

Дисоціація кислот та їх вплив на кислотність і якість продуктів

Кислий присмак продукту обумовлений наявністю іонів гідрогену, які утворюються в результаті електролітичної дисоціації кислот, що входять до його складу. В загальному вигляді процес диссоціації записується так:



Показник рН характеризує активність іонів гідрогену. Більшість харчових кислот є слабкими електролітами. У харчових системах можуть знаходитися буферні речовини, які підтримують значення рН середовища приблизно постійним. Для різних харчових систем (наприклад, соки, молоко, йогурти та ін.) рН > 3.

Величина рН впливає на різні технологічні параметри харчової системи: смак і аромат, термічну стабільність, біологічну стійкість, колоїдну стабільність полідисперсної харчової системи, активність ферментів, умови росту корисної мікрофлори (для сирів, пива).

В процесі переробки і зберігання продуктів їх кислотність змінюється. Збільшення кислотності відбувається під час молочнокислого і оцтовокислого бродіння (квашення капусти, отримання винного оцту), а протягом зберігання плодів і овочів кислотність зменшується. Підвищений вміст кислот в молоці, соках, вині, пиві та в інших продуктах свідчить про їх несвіжість.

Будова та хімічні властивості кислот органічної природи

Кислоти органічної природи, або карбонові кислоти, можуть містити одну, або декілька кислотних (карбоксильних) –COOH груп. В залежності від кількості

карбоксильних груп у молекулі кислоти розрізняють **монокарбонові**, **дикарбонові**, **трикарбонові** кислоти. За будовою вуглеводневого залишку класифікують аліфатичні (**насичені** і **ненасичені**) кислоти, **ароматичні** та **гетероциклічні** кислоти.

Кислоти, до складу яких разом з карбоксильною групою входить карбонільна C=O називаються **оксокислотами**. А якщо до складу карбонових кислот входить гідроксильна група OH , то такі кислоти називаються **гідроксикидотами**. До складу молекули кислоти також можуть входити аміногрупи NH_2 – такі кислоти називаються **амінокислотами**. Детально амінокислоти будуть розглянуті на лекції «Амінокислоти. Білкові речовини».

До одноосновних насичених карбонових кислот відносяться мурашина, оцтова, пропіонова, масляна, валеріанова та ін. До ненасичених одноосновних карбонових кислот – сорбінова, олеїнова, ленолева, ліноленова, корична та ін. До двохосновних карбонових кислот – щавлева, янтарна, маленова, глутарова, адипінова та ін. До ароматичних карбонових кислот – фталева, бензойна. До оксокислот – піровиноградна. До гідроксикидот – гліколева, яблучна, гліцерінова, молочна, винна, лимонна, хінна, аскорбінова та ін.

Хімічні властивості карбонових кислот обумовлені будовою радикалу і наявністю в їх складі різних функціональних груп. Тому розрізняють такі реакції, характерні для карбонових кислот:

1. За карбоксильною групою:

- взаємодія з активними металами, основами, основними оксидами, амоніаком з утворенням солей;
- утворення функціональних похідних карбонових кислот (галогенангідриди, ангідриди, амідн, складні ефіри);
- відщеплення карбон (IV) оксиду з утворенням одноосновних кислот (для двохосновних кислот, в молекулах яких карбоксильні групи знаходяться у положеннях 1,2 або 1,3).

2. За вуглеводневим радикалом:

- реакції заміщення гідрогену в α -положенні (взаємодія з галогенами під дією світла);
- м'яке окиснення (під дією гідроген пероксиду) до гідроксикидот.

3. За ароматичним радикалом (для ароматичних кислот):

- заміщення в ароматичному ядрі (реакції нітрування, галогенування, сульфування, алкілювання, ацилювання);
- при наявності гідроксильної групи в ароматичному ядрі реакції за цією групою (взаємодія з активними металами, лугами, ферум (III) хлоридом, галогенангідридами, ангідридами кислот та ін.)

4. За подвійним зв'язком (для ненасичених кислот):

- реакції приєднання (з галогеноводнями, водою, воднем, галогенами, спиртами, амоніаком та ін.);
- реакції окиснення (реакція Вагнера, жорстке окиснення з утворенням суміші кислот);
- полімеризація (для α , β -ненасичених кислот).

5. За карбонільною групою (для оксокислот):

- реакції приєднання (з галогеноводнями, воднем, галогенами, гідрогенціанідною кислотою, натрій гідросульфідом, спиртами, амоніаком, металоорганічними сполуками та ін.);
 - реакції окиснення;
 - заміщення атому кисню карбонільної групи (з гідроксиламіном, гідразином, фенілгідразином, фосфор (V) галогенідами та ін.);
 - конденсація (альдольна і кротонова);
 - декарбоксилювання в умовах нагрівання (для α - і β -оксокислот).
6. За гідроксильною групою (для гідроксикислот):
- заміщення гідрогену в гідроксильній групі (з лужними металами);
 - заміщення гідроксильної групи (з галогеноводнями, фосфор (V) галогенідами);
 - утворення етерів (простих ефірів) та естерів (складних ефірів);
 - реакції окиснення;
 - дегідрування і дегідратація (за жорстких умов – вніутрішнемолекулярне відщеплення води, за більш м'яких умов – міжмолекулярне відщеплення води);
 - специфічні реакції гідроксикислот в умовах нагрівання;
 - утворення комплексних солей при взаємодії з $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (при наявності декількох гідроксильних груп у вуглеводневому радикалі карбонової кислоти).

Застосування харчових кислот як технологічних харчових добавок

Наявність харчових кислот у готових продуктах може бути результатом введення кислоти у харчову систему під час технологічного процесу для регулювання її рН. У цьому випадку харчові кислоти використовуються як технологічні харчові добавки.

Виділяють три основні цілі додавання кислот у харчову систему:

- для надання потрібних органолептичних властивостей (смаку, кольору, аромату), які характерні для конкретного продукту;
- для впливу на колоїдні властивості, що обумовлюють формування консистенції, притаманні конкретному продукту;
- для підвищення стабільності, що забезпечує зберігання якості продукту протягом визначеного часу.

Методи визначення кислот у харчових продуктах.

Для визначення рН харчових систем використовують стандартні методи аналітичної хімії (колориметричний, електрометричний та ін.). Для визначення кислотності, обумовленої вмістом у харчовій системі речовин кислого характеру, зазвичай використовують титрування цих речовин лугами. Умови титрування залежать від об'єкту дослідження.

За допомогою аналізу кислотного складу продукту можна підтвердити його натуральність і виключити фальсифікацію.

Література: [1] С.263-277, 349-359, 439-448; [4] С.69-78; [5] С.177-216; [6] С.5-31.

Амінокислоти. Білкові речовини

Тема № 11 (2 години)

План:

1. Загальна характеристика і класифікація амінокислот.
2. Фізичні та хімічні властивості амінокислот.
3. Будова білків та їх фізіологічні функції.
4. Хімічні властивості білків.

Загальна характеристика і класифікація амінокислот

Амінокислоти – сполуки, що містять у своєму складі карбоксильну $-\text{COOH}$ та аміногрупу $-\text{NH}_2$.

В залежності від кількості карбоксильних груп і аміногруп в молекулі, розрізняють: моноаміномонокарбонові кислоти, моноамінодикарбонові кислоти, діаміномонокарбонові кислоти і діамінодикарбонові кислоти.

За положенням аміногрупи у радикалі серед кислот виділяють – α -, β -, γ - та δ -амінокислоти. Крім карбоксильних та аміногруп до молекул амінокислот можуть входити інші функціональні групи (гідроксильні, сульфгідрильні, фенільні, гетероциклічні та ін.).

Амінокислоти поділяють на: амінокислоти, що входять до складу білків, амінокислоти, які утворюються з інших амінокислот та вільні амінокислоти.

α -амінокислоти, які приймають участь у побудові білків, називаються **протеїногенними**. До таких кислот відносяться: валін, лейцин, ізолейцин, лізин, метіонін, тирозин, триптофан, фенілаланін, гліцин, саркозин, аланін, серин, цистеїн, треонін, орнітин, аспарагінова кислота, глютамінова кислота, аргінін та гістидин. Перші п'ять з перелічених амінокислот не синтезуються в організмі, тому їх називають **незамінними** (есенціальними). Аргінін та гістидин є частково незамінними кислотами, їх синтез протікає дуже повільно в організмі.

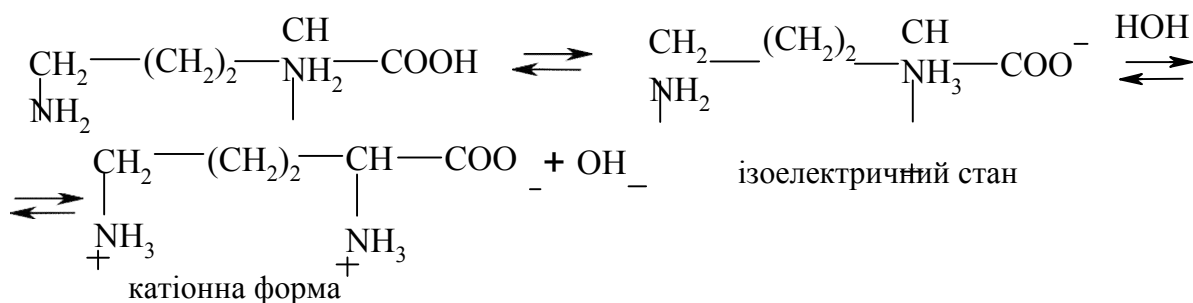
Відсутність у їжі хоча б однієї із незамінних амінокислот приводить до порушення діяльності нервової системи, уповільнення росту і тяжких клінічних наслідків типу авітамінозу.

Фізичні та хімічні властивості амінокислот

Амінокислоти – безбарвні кристалічні речовини. Більшість α -амінокислот мають солодкий присмак (гліцин, аланін, триптофан, серин), але такі, як валін, тирозин, лізин – гіркі. Усі амінокислоти, за винятком гліцину, оптично активні, завдяки наявності хірального (асиметричного) атома карбону.

Амінокислоти добре розчиняються у полярних розчинниках (вода, амоніак та ін.) і погано розчиняються у неполярних (етанол, метанол, ацетон). Це пов'язано з переходом нейтральної молекули амінокислоти у стан **цвітер-іону**. У цвітер-іоні одночасно існують протилежні заряди. В залежності від pH середовища, у розчині можуть існувати аніонні форми (при $\text{pH} > 7$) або катіонні форми (при $\text{pH} < 7$). Значення pH розчину, при якому практично всі молекули амінокислоти будуть знаходитися у стані, при якому кількість позитивних і від'ємних зарядів всередині молекули буде однакова (**ізоелектричний стан**), відповідає **ізоелектричній точці** (pH_i).

Приклад утворення цвіттер-іону для орнітину:



Амінокислоти – амфотерні речовини. Амфотерність обумовлена наявністю карбоксильних груп і аміногруп. Тому для амінокислот характерні реакції за цими двома функціональними групами. Всі можливі реакції за карбоксильною групою були розглянуті на лекції «Харчові кислоти». До реакцій амінокислот за аміногрупою відносяться: взаємодії з кислотами (хлоридна, нітритна та ін.), галогенангідрідами карбонових кислот, галогеналкілами та ін.

Якщо до складу амінокислоти входять інші функціональні групи (гідроксильні, сульфгідрильні, фенільні, гетероциклічні та ін.), то кислоти вступають в реакції характерні для цих груп.

До специфічних реакцій амінокислот відносяться:

- утворення комплексних солей з важкими металами;
- перетворення під час нагрівання;
- утворення поліпептидів (лежить в основі побудови білків);
- реакції, характерні тільки для α -амінокислот (декарбоксилювання, дезамінування, переамінування, реакція з нінгідрином).

Будова білків та їх фізіологічні функції

Білки, або білкові речовини, – це високомолекулярні природні полімери, молекули яких побудовані із залишків амінокислот. Кількість останніх може досягати декількох тисяч. Кожен білок має свою, притаманну тільки йому послідовність розташування амінокислотних залишків.

Розрізняють декілька ступенів ускладнення структури білків. **Первинна структура** білка – послідовність поєднання амінокислотних залишків у поліпептидному ланцюгу.

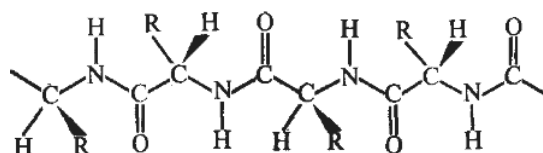


Рисунок 11.1. – Схематичне зображення первинної структури білка

Білкова молекула може складатися з одного або декількох поліпептидних ланцюгів, кожен з яких містить різну кількість амінокислотних залишків. Кількість можливих комбінацій амінокислотних залишків практично нескінченна, проте не всі комбінації існують у природі.

Вторинна структура утворюється завдяки водневим зв'язкам між пептидними групами амінокислотних залишків. Водневі зв'язки можуть утворюватися між групами у межах одного поліпептидного ланцюга (α -структура) та між групами сусідніх ланцюгів (β -структура).

Третинна структура білка утворюється завдяки тому, що поліпептидні ланцюги з вторинною структурою шляхом водневих, іонних та гідروفобних зв'язків по різному розташовуються у просторі. Розрізняють глобулярні (шароподібні) і фібрилярні (ниткоподібні) білки.

Четвертинна структура білка може утворюватися в окремих випадках, коли третинні структурні організації в результаті водневих, електростатичних, ван-дер-ваальсових та інших взаємодій утворюють між собою складні ансамблі.

За будовою білки поділяються на:

- прості (протеїни), які складаються тільки із залишків амінокислот;
- складні (протеїди), при гідролізі яких утворюються амінокислоти та інші сполуки.

Білки виконують каталітичні (ферменти), регуляторні (інсулін підшлункової залози, гормон росту), структурні (колаген, фіброїн, кератин волосся, нігтів), рушійні (міозин), транспортні (гемоглобін, міоглобін), захисні (імуноглобуліни, інтерферон), запасні (казеїн, альбумін) та інші функції. Білки складають головну частину біомембран, які є важливою складовою частиною клітин та їх компонентів.

Білки є необхідним компонентом харчового раціону людини та тварин. Найбільшу кількість харчового білка містять м'ясо, молоко, риба, продукти переробки зерна, хліб, овочі.

Хімічні властивості білків

Білки є амфотерними сполуками, що обумовлено наявністю у радикалах амінокислотних ланок карбоксильних та аміногруп. Білки, як і амінокислоти можуть зв'язувати у розчині як іони гідрогену H^+ , так і гідроксид-іони OH^- . Завдяки своїм амфотерним властивостям білки можуть використовуватися як буферні системи, реагуючи як слабкі кислоти або як слабкі основи.

Для білків характерний ряд кольорових реакцій:

- біуретова – якісна реакція на пептидний зв'язок;
- ксантопротеїнова – якісна реакція на наявність в молекулі білка ланок α -амінокислот, які містять ароматичні кільця;
- сульфгідрильна – якісна реакція на наявність в молекулі білка ланок α -амінокислот, які містять сульфгідрильні функціональні групи.

Для кожного білка характерна стійка тривимірна конфігурація (нативна конформація), при якій він виявляє біологічну активність при фізіологічних умовах. Зміна цієї структури білка, яка приводить до втрати характерних властивостей білка (розчинність, електрофоретична рухомість та ін.), називається денатурацією. Денатурація відбувається при нагріванні білка, під дією мінеральних кислот і солей важких металів. Зворотне осадження білка з розчину спостерігається під дією солей мінеральних кислот.

Література: [1] С.17-120, 349-359, 398-399; [4] С.80-95; [6] С.113-142.

Вуглеводи

Теми № 12, 13, 14 (6 годин)

План:

1. Загальна характеристика і класифікація вуглеводів.
2. Фізіологічні функції вуглеводів.
3. Окремі представники моносахаридів.
4. Будова та цикло-оксотаутомерні перетворення моносахаридів.
5. Хімічні властивості моносахаридів.
6. Загальна характеристика, будова дисахаридів та їх основні представники.
7. Хімічні властивості дисахаридів.
8. Окремі представники полісахаридів.
9. Методи визначення вуглеводів у харчових продуктах.

Загальна характеристика і класифікація вуглеводів

Вуглеводи – складні природні сполуки переважно солодкі на смак, хімічна структура більшості з яких відповідає загальній формулі $C_m(H_2O)_n$. До цього класу сполук відносяться як низькомолекулярні речовини, які містять декілька атомів карбону так і речовини, молекулярна маса яких досягає декількох мільйонів.

Згідно сучасній класифікації вуглеводи поділяють на три основні групи: моносахариди, олігосахариди та полісахариди. Моносахариди складаються з 3–9 атомів карбону. За функціональною групою вони поділяються на альдози (містять альдегідну групу) і кетози (містять кето-групу). Молекули олігосахаридів складаються з 2–10 залишків моносахаридів, поєднаних глікозидними зв'язками. Полісахариди бувають двох типів: гомополісахариди (складаються з моносахаридних одиниць одного типу) і гетерополісахариди (складаються з двох і більше типів моносахаридних ланок).

Фізіологічні функції вуглеводів

Основним джерелом вуглеводів у харчуванні є рослинні продукти. Потреба людини у вуглеводах пов'язана з енергетичними витратами організму. Але надлишок вуглеводів викликає ожиріння, порушення роботи нервової системи та ін. Вуглеводи за вживанням і перетворенням в організмі умовно поділяють на ті, що перетравлюються (моносахариди – глюкоза, фруктоза, галактоза; дисахариди – сахароза, мальтоза; полісахариди – декстрини, крохмаль) і на баластні речовини (полісахариди – клітковина, геміцелюлоза, пектинові речовини). Крохмаль – основний полісахарид, що використовується у харчуванні (до 80 % від усіх вуглеводів).

Серед важливих функцій вуглеводів у харчуванні людини слід відмітити такі:

1. Енергетична функція. При окисненні вуглеводів у процесі дихання виділяється енергія, що забезпечує значні енергетичні потреби організму.
2. Пластична функція. Вуглеводи використовуються при синтезі нуклеїнових кислот, амінокислот, білків та інших сполук.

3. Опорна функція. Клітковина та інші полісахариди утворюють міцний каркас рослини, її механічні та опорні тканини. Разом з білками вуглеводи входять до складу хрящових тканин, які виконують опорні функції у людини та тварин.

4. Регуляторна функція. Баластні речовини впливають на перистальтику кишечника, сприяють виведенню із організму холестерину, перешкоджають всмоктуванню отруйних речовин та покращують травлення. Моносахариди відіграють значну роль в регуляції осмотичних процесів.

Окремі представники моносахаридів

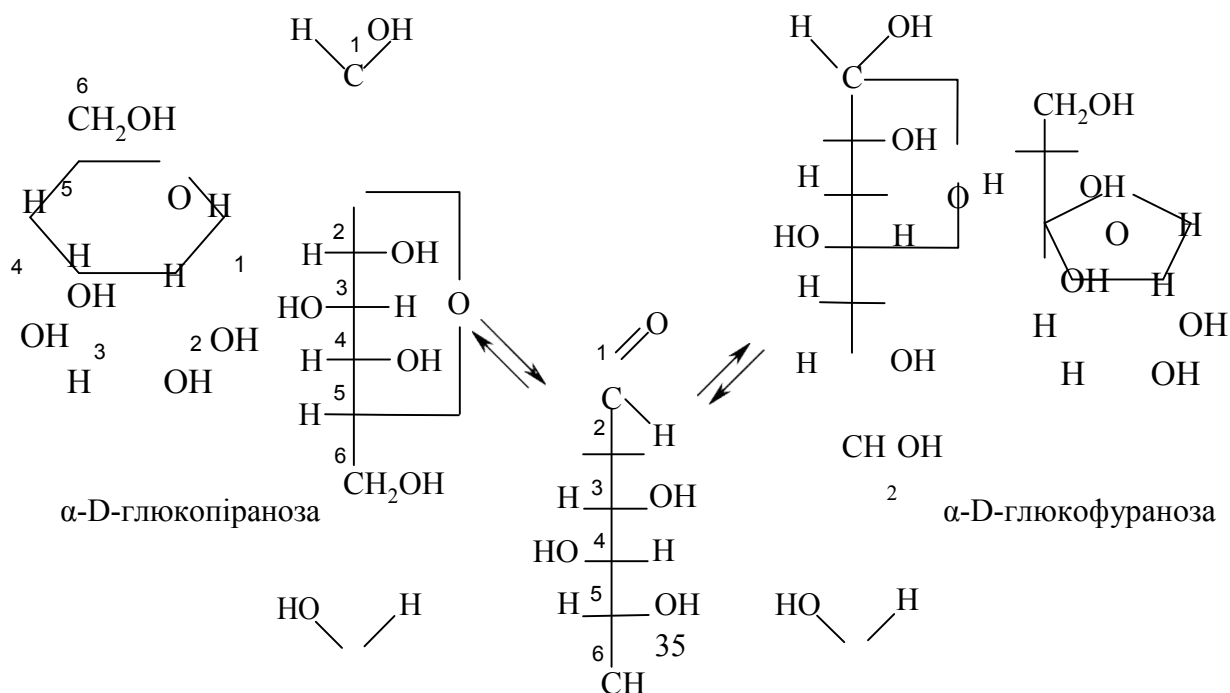
Моносахариди за хімічною будовою відносяться до альдегідо-спиртів (альдози) і кето-спиртів (кетози). Найбільш розповсюджені серед моносахаридів пентози та гексози.

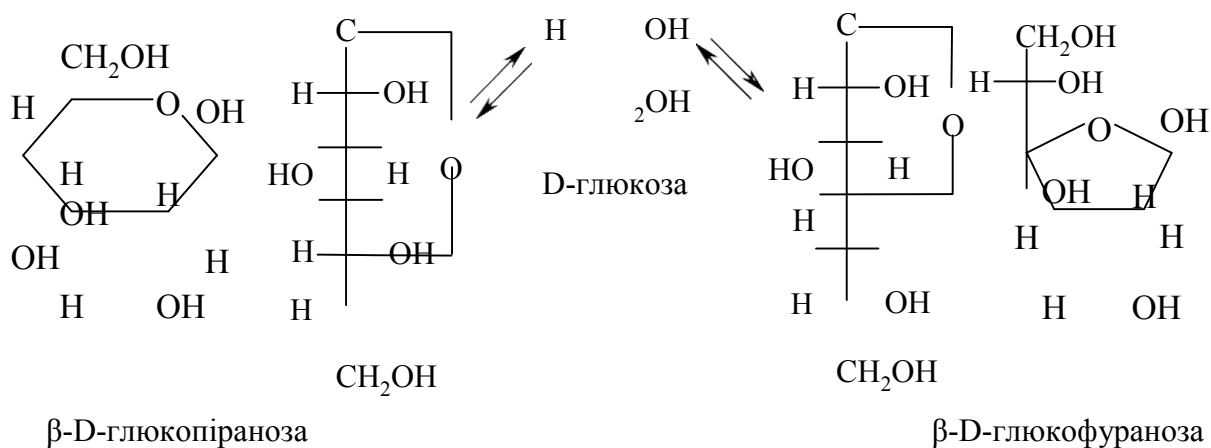
Ксилоза (деревинний цукор) міститься у зулусі хлопка, кукурудзяних качанах. Ксилоза входить до складу полісахаридів пентозанів. Рибоза є універсальним компонентом головних біологічно активних молекул, які відповідають за передачу спадкової інформації (рибонуклеїнова (РНК) і дезоксирибонуклеїнова (ДНК) кислоти), входить до складу АТФ і АДФ. Арабіноза міститься в хвойних рослинах, буряковому жомі, входить до складу полісахаридів – пектинових речовин, геміцелюлоз.

Глюкоза (виноградний цукор) у вільному вигляді міститься у ягодах, фруктах. Маноза міститься у ячмені, шкурках апельсинів. Галактоза – складова частина молочного цукру (дисахарид лактоза), яка міститься у молоці, рослинних тканинах, насінні. Фруктоза (плодовий цукор) – у чистому вигляді міститься у бджолиному меду, винограді та яблуках. Фруктоза є складовою частиною дисахариду сахарози.

Будова та цикло-оксотаутомерні перетворення моносахаридів

Наявність у моносахаридах асиметричних атомів карбону обумовлює існування оптичних ізомерів (L-ізмери і D-ізмери). Моносахариди можуть існувати як у відкритій (оксоформа) так і в циклічній формі. Циклічні форми вуглеводів зручно записувати за допомогою формул Хеуорса.





Хімічні властивості моносахаридів

Моносахариди як полігідроксикарбонільні сполуки виявляють властивості карбонільних сполук, багатоатомних спиртів і циклічних напівацеталей. Хімічні властивості можна поділити умовно на дві групи: реакції за участю оксоформи моносахаридів та реакції, у яких приймають участь циклоформи моносахаридів.

Реакції за участю оксоформи моносахаридів:

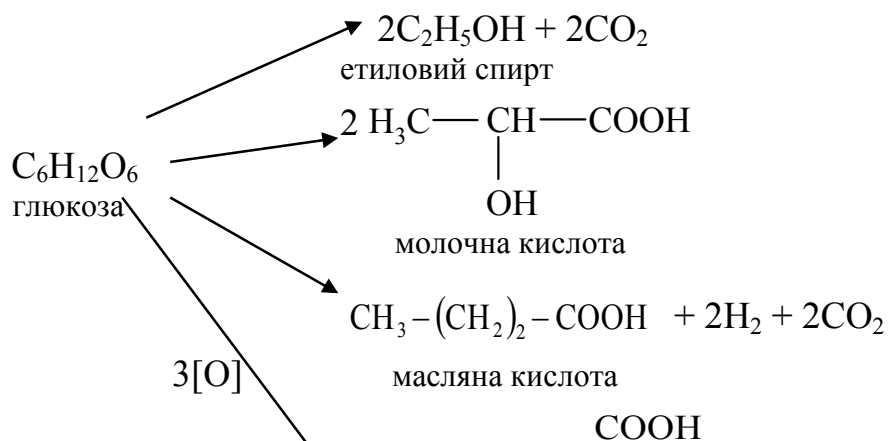
- епімеризація;
- утворення сахаратів з гідроксидами металів;
- окиснення (для альдоз – до альдонових, альдарових і уонових кислот, для кетоз – реакція супроводжується розривом карбонового ланцюга);
- реакції за карбонільною групою (відновлення до багатоатомних спиртів, реакція з ціанідною кислотою, гідроксиламіном, гіdraзином, фенілгіdraзином).

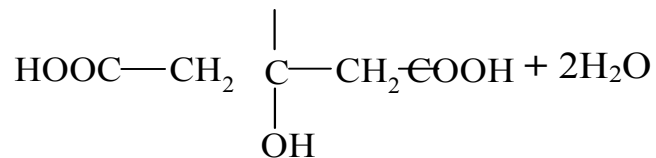
Реакції за участю циклоформи моносахаридів:

- утворення глікозидів (взаємодії зі спиртами та алкілгалогенідами);
- ацилювання (взаємодії з карбоновими кислотами, їх ангідридами та галогенангідридами).

Під час зберігання харчової сировини, його технологічної переробки у готові продукти моносахариди підлягають різним перетворенням. Це процеси бродіння моносахаридів, мелаїдиноутворення та карамелізація.

Бродіння моносахаридів – це процес розщеплення моносахаридів під дією різних факторів, мікроорганізмів. Бродіння розрізняють – спиртове, молочнокисле, маслянокисле і лимоннокисле.





лимонна кислота

Процес мелаїдиноутворення пов'язаний із взаємодією відновлюючих моносахаридів (альдози) з амінокислотами, пептидами та білками, в результаті чого утворюються темно-забарвлені продукти – мелаїдини. Механізм мелаїдиноутворення складний, представляє собою сукупність послідовних і паралельних реакцій. Реакції мелаїдиноутворення мають важливе значення у процесах переробки харчової сировини і впливають на якість готових продуктів. Особливо інтенсивно такі процеси відбуваються при високих температурах, наприклад, при випіканні хліба, сушці овочів, фруктів, одержанні сухого молока та ін. Утворення смачної, хрусткої, золотисто-коричневої скоринки хліба, зовнішній вигляд, смак і запах готових м'ясних продуктів пов'язані з мелаїдиноутворенням.

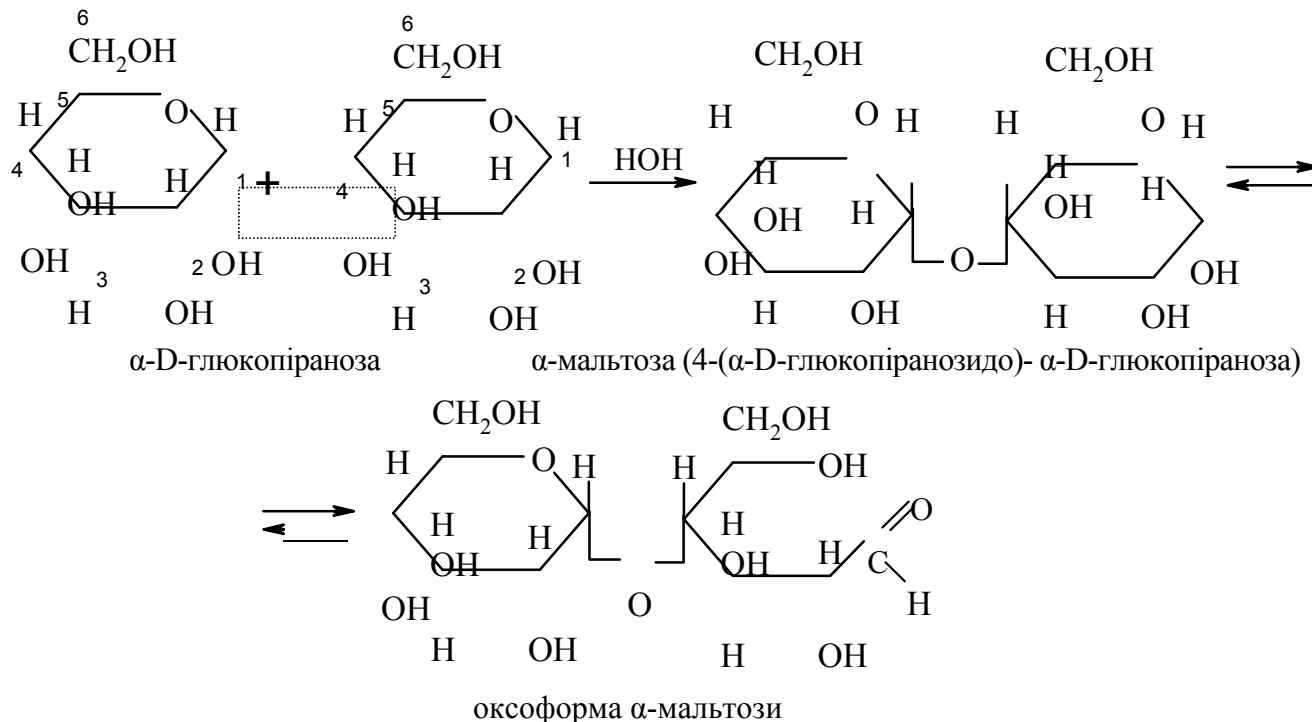
Нагрівання моносахаридів при 100°C і вище приводить до змін їх хімічного складу, стає яскравішим колір продуктів, відбувається процес карамелізації..

Загальна характеристика, будова дисахаридів та їх основні представники

Дисахариди – цукроподібні складні вуглеводи, молекули яких утворюються при взаємодії двох молекул моносахаридів з відщепленням води. В залежності від

способу утворення глікозидного зв'язку між молекулами моносахаридів дисахариди поділяють на два типи: відновлюючі та невідновлюючі.

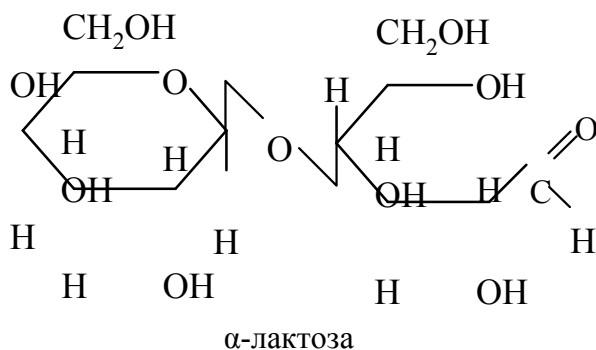
До широко відомих відновлюючих дисахаридів відносяться мальтоза і лактоза. Мальтоза (солодовий цукор) складається із двох залишків α -D-глюкопіранози, що поєднані 1,4-глікозидним зв'язком. Утворення молекули мальтози можна представити реакцією:



Оксоформа мальтози може виступати як відновник у різних реакціях (з кипрумом (II) гідроксидом, амоніачним розчином аргентуму та ін.).

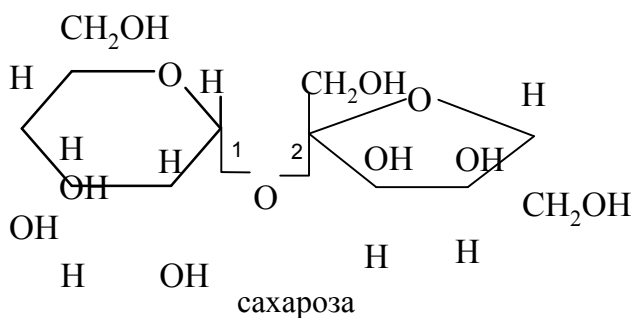
Мальтоза широко розповсюджена у природі і міститься у пророслому зерні, у солоді і солодових екстрактах, є одним з основних компонентів крохмальної патоки, яка широко використовується у харчовій промисловості.

Молекула лактози (молочний цукор) складається із залишків β -D-галактопіранози та D-глюкопіранози, що поєднані також 1,4-глікозидним зв'язком.



Лактозу одержують з молочної сироватки та відходів у виробництві масла і сиру. У коров'ячому молоці міститься 4%–6% лактози. Лактоза сприяє розвитку молочнокислих бактерій у шлунково-кишковому тракті, антогоністів мікроорганізмів, що викликають гниття.

Сахароза (тростинний, або буряковий цукор) відноситься до невідновлюючих дисахаридів, тому що складається із залишків α -D-глюкопіранози та β -D-фруктофуранози, що поєднані 1,2-глікозидним зв'язком. В утворенні цього зв'язку беруть участь обидва глікозидних гідроксили, тому молекула сахарози не може існувати в оксоформі і відповідно виявляти відновлюючі властивості.



Сахароза міститься у листі, стеблі, насінні, плодах рослин. Цукровий буряк та цукровий тростин – основні джерела одержання сахарози. Сахароза широко використовується у харчуванні і харчовій промисловості. Її застосовують при виготовленні кондитерських, хлібобулочних виробів, варення і солодких продуктів. Гідроліз сахарози отримав назву інверсії (обертання), а суміш, одержана при гідролізі (глюкоза і фруктоза) – інверсійного цукру.

Хімічні властивості дисахаридів

Хімічні властивості дисахаридів можна поділити умовно на дві групи: реакції за участю оксоформи відновлюючих дисахаридів (за карбонільною групою) та реакції, у яких приймають участь гідроксильні групи у циклоформі дисахаридів.

Реакції за участю оксоформи відновлюючих дисахаридів (за карбонільною групою):

- окиснення (до альдонових, альдарових і уронових кислот);
- реакції приєднання (взаємодія з воднем, ціанідною кислотою, гідроксиламіном, гіdraзином, фенілгіdraзином).

Реакції за участю гідроксильних груп у циклоформі дисахаридів:

- утворення сахаратів з гідроксидами металів;
- утворення глікозидів (взаємодії зі спиртами та алкілгалогенідами);
- ацилювання (взаємодії з карбоновими кислотами, їх ангідридами та галогенангідридами).

Всі дисахариди вступають у реакцію з концентрованою сульфатною кислотою і α -нафтолом (реакція Подобєдова-Моліша).

Відновлюючі дисахариди, як і моносахариди альдози взаємодіють з амінокислотами, пептидами та білками при нагріванні, тобто вступають в процеси мелаїдиноутворення. Реакції мелаїдиноутворення мають важливе значення у процесах переробки харчової сировини і впливають на якість готових продуктів.

У харчовому виробництві важливе місце займає карамелізація сахарози. Сахароза при нагріванні до 160-186°C карамелізується, тобто перетворюється на суміш складних продуктів: карамелана, карамелена та інших сполук. Ці продукти під назвою «колер» використовують у виробництві напоїв, у кон'ячному виробництві для забарвлення готових продуктів та ін. Окремі представники полісахаридів

Полісахариди складаються з декількох сотень, тисяч моносахаридних залишків і можуть мати як лінійну так і розгалужену структуру. До гомополісахаридів відносяться крохмаль, глікоген, клітковина та ін.

Крохмаль – неоднорідний полісахарид, представляє собою суміш двох гомополісахаридів – амілози (має лінійну будову) і амілопектину (має розгалужену будову). Їх кількісне співвідношення у крохмалі залежить від джерела його знаходження. Амілоза складається із залишків α -D-глюкопіранози, що поєднані 1,4-глікозидним зв'язком, і має спіралеподібну будову.

Молекули амілопектину мають сферичну форму і молекули йоду або інших сполук, як і для амілози, можуть проникати у середину, про що свідчить поява

фіолетового забарвлення.

Крохмаль – найбільш важливий за своєю харчовою цінністю і використанню у харчовій промисловості полісахарид. Він є головним складовим компонентом зерна, картоплі та багатьох інших видів харчової сировини. Під час технологічної обробки крохмаль під дією вологи і тепла може адсорбувати вологу, набрякати, клейстеризуватися, підлягати деструкції.

Глікоген (тваринний крохмаль) – важливий енергетичний запасний матеріал тварин і накопичується у печінці і м'язах. Як і амілопектин глікоген складається із залишків α -D-глюкопіранози, поєднаних 1,4-глікозидним зв'язком, і частина залишків α -D-глюкопіранози поєднані 1,6-глікозидним зв'язком. Але на відміну від амілопектину структура глікогену більш розгалужена і його молекули мають більш компактну упаковку. Глікоген добре розчиняється у гарячій воді і на відміну від крохмалю не утворює при охолодженні клейстер.

У харчовій промисловості на теперішній час широко використовуються модифіковані крохмалі, властивості яких під дією фізичних, хімічних та біологічних факторів відрізняються від властивостей звичайних крохмалів. Модифіковані крохмалі використовуються у хлібопекарному, кондитерському виробництві, для одержання безбілкових продуктів харчування.

Целюлоза виконує роль опорного матеріалу і є складовою частиною оболонки рослинних клітин. Целюлоза має високу механічну міцність, розщеплюється спеціальним ферментом целюлазою в організмі травоядних тварин. Ферменти шлунково-кишкового тракту людини не розщеплюють клітковину, тому вона є баластною речовиною. Шляхом алкілювання целюлози одержують метилцелюлозу, яка у харчових продуктах утримує воду, виконує функції інгібітору синерезису (у заморожених продуктах), пом'якшувача і стабілізатору емульсій (соуси, салатні приправи).

До геміцелюлоз відносять гетерополісахариди, які утворюють разом з целюлозою клітинні стінки рослинних тканин. Геміцелюлозами є глюкоманани, галактоманани, ксилани, що містять у бокових ланцюгах залишки арабінози, глюкози та інших моносхаридів. Геміцелюлози під час приготування пшеничного тіста покращують якість замісу, приймають участь у формуванні структури тіста, уповільнюють черствіння хліба. Геміцелюлози не перетравлюються організмом, покращують перистальтику кишечника, знижують ризик кардіологічних захворювань і шкідливих новоутворень прямої кишки.

До полісахаридів відносяться також слизи, гуми (камеді) та пектинові речовини. Камеді завдяки підвищеній в'язкості, клейкості, набряканню та іншим цінним властивостям широко використовуються у харчовому виробництві як емульгатори, згущувачі та стабілізатори. Пектинові речовини містяться у рослинних соках та плодах і складають основу фруктових гелів.

Методи визначення вуглеводів у харчових продуктах

Відновлюючі вуглеводи видаляють із харчових продуктів 80% етиловим спиртом з подальшим упарюванням, розведенням водою і фільтрацією. Відновлюючі вуглеводи визначають за допомогою реакцій з калій гексаціанофератом (III), реактивом Фелінга, йодометричним титруванням. Для

визначення сахарози проводять її попередній гідроліз.

Якісний і кількісний аналіз окремих вуглеводів проводять за допомогою методів газо-рідинної, іонообмінної або рідинної хроматографії. Якісне визначення вуглеводів проводять також за допомогою методу іонометрії із застосуванням ферментативних електродів з високою селективністю до відповідних вуглеводів.

Для визначення кожного з полісахаридів використовують окремо підібрані методики. При дослідженні вмісту крохмалю спочатку із харчової системи виділяють моносахариди і олігосахариди екстракцією етиловим спиртом, потім відділяють крохмаль. Після подальшого проведення ферментативного гідролізу крохмалю визначають кількість глюкози. Можна використовувати метод поляриметрії.

Загальну кількість полісахаридів, які не перетравлюються організмом людини, зазвичай визначають за допомогою гравіметричного методу.

Література: [1] С.122-186, 374-398, 412-425; [4] С.98-114; [6] С.34-86.

Ліпіди

Лекції № 15, 16 (4 години)

План:

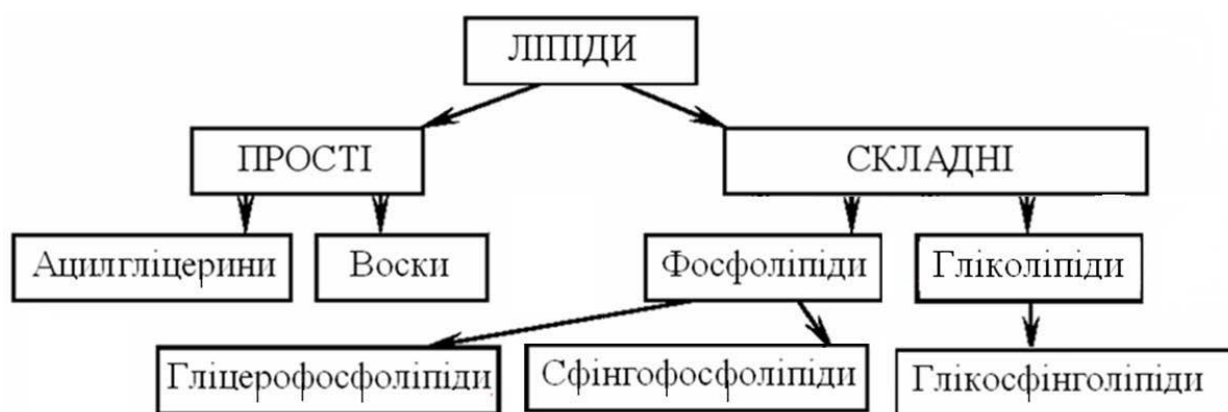
1. Класифікація ліпідів та їх поширення у природі.
2. Фізіологічні функції ліпідів.
3. Будова та хімічні властивості ацилгліцеринів.
4. Різновиди псування жирів. Атокаталітичне та біохімічне згіркнення.
5. Основні представники складних ліпідів.
6. Фізико-хімічні константи жирів. Харчова цінність олій та твердих жирів.

Класифікація ліпідів та їх поширення у природі

Ліпіди – ефіроподібні органічні сполуки з близькими фізико-хімічними властивостями, які містяться у клітинах рослин, тварин та мікроорганізмів. Ліпіди – гідрофобні речовини (не розчиняються у воді та добре розчиняються в органічних розчинниках). Разом з вуглеводами та білками ліпіди складають основну масу органічних речовин усіх живих організмів та виконують роль структурних компонентів клітин, запасних та захисних речовин. У рослинах ліпіди накопичуються, в основному, у насінні та плодах, а у тварин та риб – в підшкірних, мозкових і нервових тканинах та тканинах, що оточують важливі органи (серце, нирки). Вміст ліпідів в окремих видах рослин залежить від сорту, місця та умов зростання; у тварин – від виду, складу кормів, умов життя та інших факторів.

До ліпідів відносяться різноманітні хімічні сполуки. Класифікацію можна представити у вигляді схеми:

Схема 15.1. – Класифікація ліпідів за будовою



До простих ліпідів, які не містять атомів нітрогену, фосфору, сульфуру відносяться похідні вищих жирних кислот та спиртів: ацилгліцерини, воски, ефіри холестерину та інші сполуки.

Ацилгліцерини – найбільш розповсюджена група ліпідів. Ці сполуки представляють собою складні ефіри гліцерину та жирних кислот.

Воски представляють собою складні ефіри високомолекулярних одноосновних карбонових кислот та одноосновних високомолекулярних спиртів. Воски широко розповсюджені у природі. У рослин вони вкривають тонким шаром

листя, стеблі, плоди і оберігають їх від змочування водою, висихання та дії мікроорганізмів. В оболонках зерна та плодах – їх мало.

До простих ліпідів відносяться **ефіри холестерину**. Холестерин частково у вигляді складних ефірів міститься у складі речовин майже всіх органів людини.

Важливими представниками складних ліпідів є **фосфоліпіди**. Їх відносять до структурних ліпідів. Вони утворюють складні комплекси з білками, вуглеводами, з яких побудовані мембрани клітин та клітинних структур.

Гліколіпіди – різноманітна за будовою група ліпідів, які містять залишки моносахаридів. Гліколіпіди у невеликій кількості входять до складу ліпідів рослин, тварин та мікроорганізмів.

Фізіологічні функції ліпідів

В залежності від функцій, які виконують ліпіди в організмі, їх поділяють на запасні і структурні. Захисні ліпіди часто виділяють в окрему групу. Ця класифікація умовна, але широко використовується.

Запасні ліпіди є захисними речовинами, які допомагають організму переносити несприятливі умови зовнішнього середовища, наприклад, низькі температури. Більша частина запасних ліпідів рослин знаходиться у насінні. Запасні ліпіди тварин, риб, концентруючись у підшкірній жировій тканині, захищають організм від травм. До запасних ліпідів відносять ацилгліцерини, які мають високу калорійність і являються енергетичним та будівничим резервом організму, який використовується при недостатньому харчуванні та хворобах.

Воски виконують захисні функції, вкривають тонким шаром листя, стеблі, плоди рослин і оберігають їх від змочування водою, висихання та дії мікроорганізмів.

До структурних ліпідів в першу чергу відносяться фосфоліпіди. Вони утворюють складні комплекси з білками, вуглеводами, з яких побудовані мембрани клітин та клітинних структур. Гліколіпіди також виконують структурні функції – приймають участь у побудові мембран, їм належить важлива роль у формуванні клейковинних білків пшениці, які визначають хлібопекарну якість борошна.

Супутніми жирам є циклічні спирти та їх ефіри – **стероли і стерини**. Стерини та їх похідні відіграють важливу роль у життєдіяльності усіх живих організмів. Вони створюють складні комплекси з білками і входять до складу протоплазми та мембран, регулюють обмін речовин у клітинах.

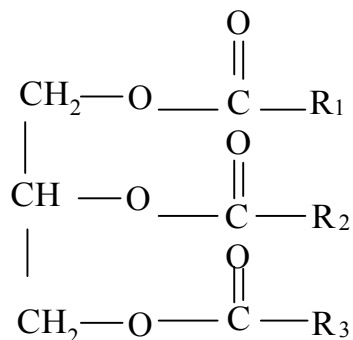
Холестерин є структурним компонентом клітин і синтезується у печінці та інших тканинах організму. Частково у вигляді складних ефірів холестерин міститься у складі речовин, з яких побудовані майже всі органи людини. Здатність холестерину осаджуватися і накопичуватися на стінках кровоносних судин може приводити до тяжкого захворювання – атеросклерозу.

Забарвлення олій та жирів обумовлене наявністю жиророзчинних пігментів. Серед них найбільш розповсюджені каротиноїди та хлорофіли. **Каротиноїди** – червоно-жовті пігменти і визначають колір багатьох жирів, овочів, фруктів, яєчного жовтка та багатьох інших продуктів. Серед них слід відмітити β-каротин.

Каротиноїди мають вітамінні властивості і в живому організмі вони перетворюються на вітамін А.

Будова та хімічні властивості ацилгліцеринів

Ацилгліцерини представляють собою складні ефіри гліцерину та жирних кислот. Загальна формула ацилгліцерину має вигляд:



де $\overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{R}_1$, $\overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{R}_2$, $\overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{R}_3$ – залишки жирних кислот (ацили). Перелік основних жирних кислот представлений у таблиці 17.1.

Таблиця 15.1. – Основні карбонові кислоти у складі природних олій та жирів

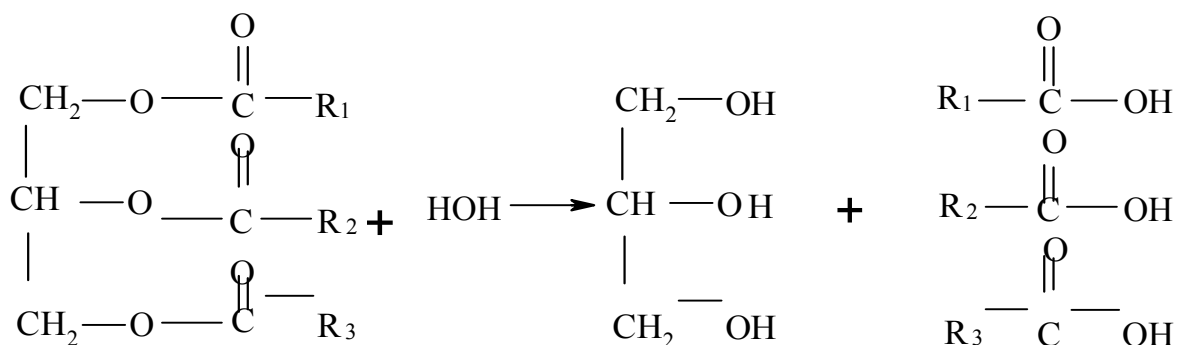
Насичені кислоти		Ненасичені кислоти	
Назва	Формула	Назва	Формула
Масляна	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_2 - \text{COOH}$	Пальміто- лейнова	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_5 - \text{CH} = \text{CH} - (\text{CH}_2)_7 - \text{COOH}$
Капронова	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{COOH}$	Олеїнова	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_7 - \text{CH} = \text{CH} - (\text{CH}_2)_7 - \text{COOH}$
Каприлова	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_6 - \text{COOH}$	Лінолева	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - (\text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH})_2 -$ $-(\text{CH}_2)_7 - \text{COOH}$
Капринова	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_8 - \text{COOH}$	Ліноленова	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH})_3 - (\text{CH}_2)_7 - \text{COOH}$
Лауринова	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{10} - \text{COOH}$	Арахідонова	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - (\text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH})_4 -$ $-(\text{CH}_2)_3 - \text{COOH}$
Міристинова	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{12} - \text{COOH}$	Ерукова	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_7 - \text{CH} = \text{CH} - (\text{CH}_2)_{11} - \text{COOH}$
Пальмітинова	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{14} - \text{COOH}$	Нервонова	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_7 - \text{CH} = \text{CH} - (\text{CH}_2)_{13} -$ $-\text{COOH}$
Стеаринова	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{16} - \text{COOH}$	Раціно- ленова	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_5 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} -$ $-(\text{CH}_2)_7 - \text{COOH}$

В залежності від кількості естерифікованих гідроксилів гліцерину існують моно-, ди- та триацилгліцерини. Триацилгліцерини, молекули яких містять залишки однієї кислоти, називають простими, різних кислот – змішаними.

Природні жири та олії містять переважно змішані тригліцериди. Консистенція жирів в основному визначається типом кислотних залишків, що входять до його складу. У складі твердих жирів переважають ацили насичених кислот, а рідких (олії) – ацили ненасичених кислот.

Для ацилгліцеринів характерні такі реакції: гідроліз, переестерифікація (обмін ацилів жирних кислот у складі молекул жирів), алкоголіз (взаємодія зі спиртами), ацидоліз (обмін молекулами ацилів при взаємодії з кислотами), гідрування та окиснення (для ненасичених) ацилгліцеринів.

При гідролізі під дією лугів, кислот, ферментів відбувається гідролітичне розщеплення триацилгліцеринів з утворенням жирних кислот та гліцерину. Схема повного гідролізу має такий вигляд:



Гідролітичний розпад ліпідів зерна, борошна, крупи та ін. жиромісних продуктів є однією з причин погіршення їх якості, і в результаті – їх псування. Лужний гідроліз одержав назву омилення, тому що в результаті утворюються гліцерин та солі жирних кислот (калійні солі жирних кислот – рідкі мила, а натрієві солі – тверді мила). Гідролітичний розпад жирів та олій, ліпідів зерна та продуктів його переробки, м'яса, риби є однією з причин погіршення їх якості та псування.

В результаті переестерифікації ацилгліцеринів під дією каталізаторів відбувається обмін ацилів жирних кислот у складі жиру. Зміна ацилгліцеринового складу приводить до зміни фізико-хімічних властивостей жиру і дозволяє одержувати жири з необхідними для харчової технології властивостями без зміни їх жирнокислотного складу. Переестерифіковані жири спеціального призначення використовуються у пекарному виробництві, при одержанні аналогів молочного жиру, кондитерського жиру, комбінованих жирів.

Гідрогенізація (приєднання водню по місцю подвійних зв'язків у залишках ненасичених жирних кислот) приводить до зміни жирнокислотного складу жирів та олій і дозволяє одержати продукт з більшою температурою плавлення, твердістю, стійкістю до окиснення, пластичністю (продукт гідрогенізації – саломас). Проте в результаті гідрогенізації можуть утворюватися транс-ізомери ацилів жирних кислот. Транс-ізомери містяться у значній кількості у фритюрних жирах та продуктах, одержаних на їх основі, порошкоподібних гідрированих жирах, які використовуються у приготуванні різних блюд у системі суспільного харчування.

В організмі перетворення транс-ізомерів жирних кислот відбуваються інакше, ніж цис-ізомерів, тому вживання тільки транс-ізомерів приводить до

дефіциту незамінних жирних кислот. За результатами досліджень останніх років транс-ізомери блокують дію ліпопротеїдів високої густини, що ініціює відкладення холестеринових бляшок на стінках кровоносних судин людини, провокують розвиток атеросклерозу, впливають на зміни структури фосфоліпідів мембран. Одержана інформація про негативний вплив транс-ізомерів жирних кислот на організм обумовлює необхідність контролю за їх вмістом у харчових продуктах і відповідного маркування продукції із відзначенням кількісного вмісту транс-ізомерів.

Різновиди псування жирів. Атокаталітичне та біохімічне згіркнення

Жири нестійкі при зберіганні. Під дією кисню повітря, світла, ферментів вони поступово міняють властивості. Характер змін смаку і запаху залежить від виду жиру і пов'язаний з накопиченням у ньому речовин різної природи, до яких відносяться шкідливі для організму продукти окиснення жирів. До таких змін відносять прокисання, згіркнення, осалювання, що супроводжуються виникненням «металічного», сирного, рибного присмаку. В результаті знижується харчова та фізіологічна цінність жирів.

Прокисання – є початковою стадією псування жирів. На цій стадії відбувається гідроліз жирів, накопичення вільних жирних кислот і виникає кислуватий присмак жиру. Під час згіркнення під дією кисню повітря олії та жири, які містять ацили ненасичених жирних кислот, на першій стадії утворюють пероксиди та гідропероксиди (первинні продукти окиснення), на другій – спирти, альдегіди, кетони, кислоти з вуглеводневим ланцюгом меншої довжини, ніж у вихідному жирі, та похідні цих кислот (вторинні продукти окиснення). Ці продукти перетворень надають жиру гіркого присмаку. При осалюванні відбувається окиснення жирних кислот до окисикислот, сильно змінюються фізичні властивості жиру, виникає салістий присмак.

Прогорання жирів та жировмісних продуктів відбувається в результаті складних хімічних та біохімічних процесів. Розрізняють окисне та гідролітичне прогорання. Ці види прогорання розділяють в залежності від факторів, які їх каталізують, – автокаталітичне (без участі ферментів), та ферментативне (біохімічне).

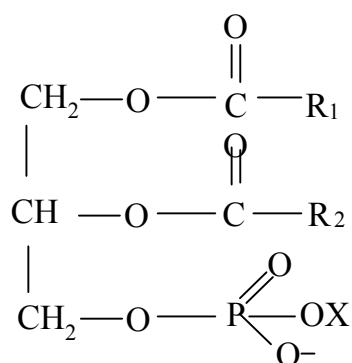
Жири та харчові продукти, які містять жир, мають різну стійкість при зберіганні. Вона залежить від їх жирнокислотного складу, характеру домішок, наявності та активності ферментів. Усі ці фактори повинні визначати умови пакування продуктів, режими та допустимі строки зберігання. Найменш стійкими при зберіганні є вершкове масло, маргарин та курячий жир.

Основні представники складних ліпідів

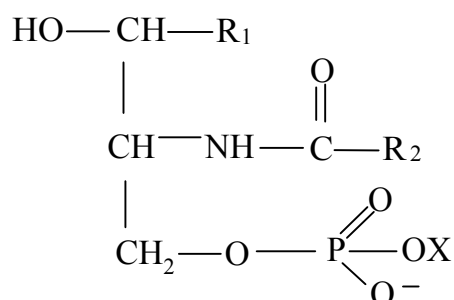
Важливими представниками складних ліпідів є фосфоліпіди. Їх відносять до структурних ліпідів. Молекули фосфоліпідів побудовані із залишків спиртів (гліцерин, сфінгозин), жирних кислот, фосфатної кислоти і можуть містити

азотисті основи (холін $[\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{N}(\text{CH}_3)_3]^+\text{OH}^-$, етаноламін

HO – CH₂ – CH₂ – NH₂), залишки амінокислот та інших сполук. Загальні формули фосфоліпідів, які містять залишки гліцерину та сфінгозину і мають такий вигляд:



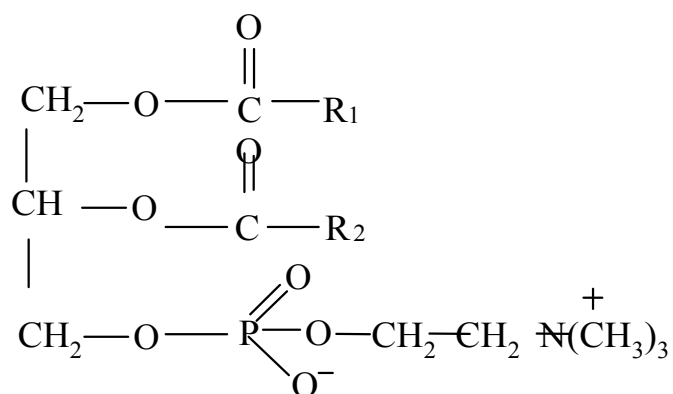
гліцерофосфоліпід



сфінголіпід

де R₁ та R₂ – вуглеводневі радикали; X = –H, –CH₂ – CH₂ – N⁺(CH₃)₃, –CH₂ – CH₂ – NH₂ та ін.

Лецитини – це гліцерофосфоліпід, які містять у своєму складі фосфохолінову групу та два ацили карбонових кислот. Загальна формула лецитину має вид:



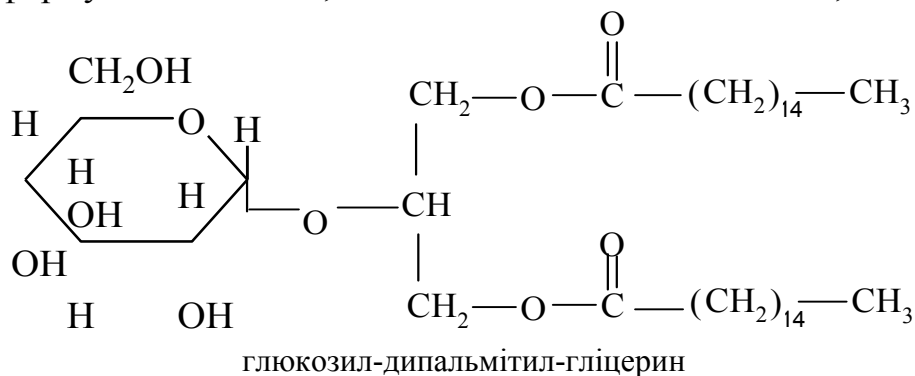
лецитин

Лецитини у значній кількості містяться у жовтку курячого яйця. У воді лецитини набрякають і можуть створювати емульсії, чим обумовлено їх використання як емульгаторів у виробництві маргарину та майонезу.

Молекули (для більшості фосфоліпідів) побудовані так, що до їх складу входять, з одного боку, гідрофобні (неполярні) групи, а з іншого – гідрофільні (полярні) групи. Полярними є залишки фосфатної кислоти і азотистої основи, а неполярними – вуглеводневі радикали. Тому фосфоліпід є амфифілами (мають спорідненість як до полярних розчинників так і до неполярних). В неполярних розчинниках молекули фосфоліпідів утворюють міцели, у яких гідрофобні частини утворюють зовнішній шар, а гідрофільні – внутрішній. В полярних розчинниках – навпаки.

Завдяки амфифільній природі фосфоліпідів можуть утворювати емульсії. Фосфоліпід, одержаний як побічний продукт при одержанні олій, використовуються як емульгатори у хлібопекарному та кондитерському виробництві і для одержання маргаринової продукції.

Гліколіпіди – різноманітна за будовою група складних ліпідів, до складу яких входять залишки моносахаридів (D-глюкоза, D-маноза, D-галактоза та ін.). Структурна формула гліколіпіда, який містить залишок глюкози, записується так:



Фізико-хімічні константи жирів. Харчова цінність олій та твердих жирів

Для характеристики властивостей жирів використовують фізико-хімічні константи або «жирові числа»:

– **кислотне число** – маса калій гідроксиду (мг), яка необхідна для нейтралізації вільних жирних кислот в 1 г жиру. Кислотне число для ряду харчових продуктів нормується стандартами і є одним з показників, які характеризують якість жиру;

– **число омилення** – маса калій гідроксиду, необхідна для гідролізу нейтральних ліпідів (омилення) та нейтралізації усіх жирних кислот (у тому числі вільних), які містяться в 1 г жиру. Чим вище число омилення, тим більше низькомолекулярних кислот входить до складу жиру;

– **йодне число** – маса йоду (г), який зв'язується 100 г жиру. Йодне число характеризує ступінь ненасиченості жиру, тому що приєднання йоду відбувається за місцем розриву кратних зв'язків у залишках жирних кислот. Чим більше йодне число, тим вище ненасиченість жиру;

– **пероксидне число** – кількість (ммоль) активного кисню, еквівалентного йоду, який виділяється з калій йодиду в крижаній оцтовій кислоті пероксидами і гідропероксидами, які містяться в 1 кг жиру. Пероксидне число характеризує вміст первинних продуктів окиснення у жирі.

Рослинні та тваринні жири – обов'язковий компонент їжі, джерело енергетичного і пластичного матеріалу для організму людини, постачальник життєво-необхідних речовин (незамінних жирних кислот, фосфоліпідів, жиророзчинних вітамінів, стеринів та ін.). Недостатність жирів у харчуванні або систематичне використання жирів зі зниженим вмістом необхідних компонентів приводить до порушення роботи нервової системи, зниження імунітету, скорочення тривалості життя. Проте надлишкове вживання жирів теж небажане – викликає ожиріння, виникнення серцево-судинних захворювань, передчасне старіння.

Найбільш важливі джерела жирів у харчуванні – рослинні олії, вершкове масло, маргарин, комбіновані, кулінарні жири, молочні продукти, шоколад, сири, продукти із свинини, крупи.

У харчуванні важливу роль відіграє не тільки кількість але і хімічний склад жирів. Біологічна активність кислот різна. Найбільшу активність має арахідонова кислота. Ліолева і ліноленова кислоти не синтезуються в організмі, тому відносяться до «незамінних кислот». При відсутності цих кислот уповільнюється зростання організму і виникають важкі захворювання. Серед продуктів харчування найбільша кількість поліненасичених кислот міститься у рослинних оліях. Арахідонова кислота у найбільшій кількості міститься у яйцях, мозку, субпродуктах.

За сучасними уявленнями доцільно вживати у кожний окремий прийом їжі жири, які мають сбалансований склад, і не вживати жирові продукти різного складу протягом доби.

Література: [1] С.187-221, 404-409, 449-456; [4] С.120-142; [6] С.144-177.

Мінеральні речовини. Вода

Тема № 17 (2 години)

План:

1. Роль макро- та мікроелементів в харчуванні людини.
2. Фізичні та хімічні властивості води і льоду. Фазова діаграма води.
3. Роль води у харчових продуктах.
4. Методи визначення мінеральних речовин та волог у харчових продуктах.

Роль макро- та мікроелементів в харчуванні людини

Роль мінеральних речовин у людському організмі дуже різноманітна. Вони містяться у протоплазмі та біологічних рідинах, грають головну роль у забезпеченні постійного осмотичного тиску, що є необхідною умовою для нормальної життєдіяльності клітин та тканин, входять до складу органічних сполук (гемоглобіну, гормонів, ферментів та ін.), є пластичним матеріалом для побудови кісткової та зубної тканин. У вигляді іонів мінеральні речовини приймають участь у передачі нервових імпульсів, забезпечують велику кількість фізіологічних процесів організму.

В залежності від кількості мінеральних речовин в людському організмі та харчових продуктах їх можна розділити на макро- та мікроелементи. Якщо масова частка елемента в організмі перевищує 10^{-2} %, то його слід вважати мікроелементом. Доля мікроелементів в організмі складає 10^{-3} – 10^{-5} %.

До макроелементів відносяться калій, натрій, кальцій, магній, фосфор, хлор та сульфур. Вони містяться у кількостях, що складають сотні та десятки міліграмів на 100г тканин або харчового продукту.

Мікроелементи умовно поділяють на дві групи: абсолютно або життєвонеобхідні (кобальт, залізо, мідь, цинк, манган, йод, бром, фтор) і так звані вірогідно необхідні (алюміній, стронцій, молібден, селен, нікол, ванадій та деякі інші). Мікроелементи називаються життєвонеобхідними, якщо за їх відсутності або недостаті порушується нормальна життєдіяльність організму.

Дефіцит або надлишок у харчуванні будь-яких мінеральних речовин викликає порушення обміну білків, жирів, вуглеводнів, вітамінів, що призводить до розвитку ряду захворювань.

Таблиця 17.1. – Наслідки дефіциту мінеральних речовин в організмі людини

Елемент	Наслідки дефіциту
Ca	Уповільнення зростання скелету
Mg	М'язові судоми
Fe	Анемія, порушення імунної системи
Zn	Кожні захворювання, уповільнення росту та статевого розвитку
Cu	Слабкість артерій, порушення печінкової функції, вторинна анемія
Mn	Безпліддя, уповільнення росту скелету
Mo	Уповільнення кліткового росту, схильність до карієсу зубів
Co	Злоякісна анемія

Ni	Схильність до депресій, дерматити
Cr	Симптоми діабету
Si	Порушення росту скелету
F	Карієс зубів
I	Порушення роботи щитовидної залози, уповільнення метаболізму
Se	Слабкість серцевого м'язу

Так, найбільш розповсюдженими наслідками невідповідності у раціоні кількості кальцію до кількості фосфору є карієс зубів та спотворення кісткової тканини. Під час недостатку флуору у питній воді відбувається порушення зубної емалі. За умови дефіциту магнію порушується засвоєння їжі, затримується зростання, у стінках судин відкладається кальцій, розвивається ряд інших патологічних явищ. Дефіцит йоду у їжі та воді призводить до захворювань щитовидної залози. Таким чином, мінеральні речовини є дуже важливими для усунення та профілактики цілої низки захворювань.

Навіть при достатній кількості мінеральних речовин у продуктах харчування до порушення обміну мінеральних речовин можуть приводити:

- незбалансоване харчування (недостатня або надлишкова кількість білків, жирів, вуглеводів, вітамінів);
- використання методів кулінарної обробки харчових продуктів, які призводять до втрати мінеральних речовин, наприклад, під час розморожування (у гарячій воді) м'яса, риби або під час видалення відварів овочів, фруктів, у які переходять розчинні солі;
- відсутність своєчасної корекції складання раціонів під час змін у потребах організму у мінеральних речовинах, які пов'язані із фізіологічними причинами (наприклад, у людей, що працюють в умовах підвищеної температури зовнішнього середовища, зростає потреба у мінеральних речовинах у зв'язку із тим, що їх більша частина виводиться із потом);
- порушення процесу всмоктування мінеральних речовин у шлунково-кишковому тракті або зростання втрати рідини (наприклад, втрати крові).

Фізичні та хімічні властивості води і льоду. Фазова діаграма води

Вода може існувати в трьох агрегатних станах – рідина, пара і лід. Вода має аномально високу теплоємність. Вода виявляє незвичайну властивість розширюватися при замерзанні, внаслідок чого щільність льоду нижча, ніж води за тієї ж самої температури, що нехарактерно для інших речовин при переході з рідкого стану до твердого.

Серед інших аномалій води слід зазначити високе значення поверхневого натягу і діелектричної сталої, а також і значну теплопровідність. Теплопровідність води вища, ніж інших рідин, а льоду – більше, ніж інших неметалічних твердих речовин. Слід також відзначити, що теплопровідність льоду при 0°C приблизно в чотири рази більше, ніж води за тієї самої температури, тобто лід проводить тепло значно швидше, ніж іммобілізованна (нерухома) вода, що знаходиться в тканинах. Якщо при цьому врахувати, що

температуропровідність льоду на порядок вище, ніж води, стає зрозумілим, чому тканини замерзають швидше, ніж відтають.

Діаграма стану (або фазова діаграма) є графічним зображенням залежності між величинами, що характеризують стан системи, і фазовими перетвореннями в системі (перехід з твердого стану в рідкий, з рідкого в газоподібний тощо). Для однокомпонентних систем, зазвичай, використовуються діаграми стану, що показують залежність фазових перетворень від температури і тиску. Вони називаються діаграмами; вони називаються діаграмами стану в координатах P - t .

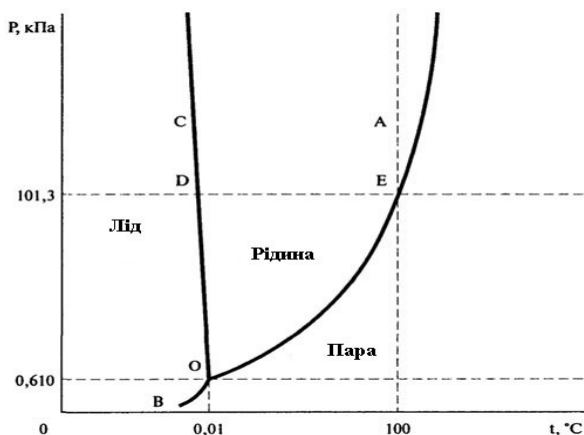


Рисунок 11.1. – Діаграма стану води в області невисокого тиску

Роль води у харчових продуктах

Вода в харчових продуктах відіграє важливу роль, оскільки обумовлює консистенцію і структуру продукту, а її взаємодія з іншими компонентами харчової системи визначає стійкість продукту при зберіганні.

Загальна вологість продукту вказує на кількість води в ньому, але не характеризує її вплив на хімічні, біохімічні і мікробіологічні зміни в продукті. Важливу роль у забезпеченні стійкості продукту під час зберігання грає співвідношення вільної і зв'язаної води. **Зв'язана вода** – це асоційована вода, міцно пов'язана з різними компонентами – білками, ліпідами і вуглеводами за рахунок хімічних і фізичних зв'язків. **Вільна вода** – це вода, не зв'язана полімером і доступна для протікання біохімічних, хімічних і мікробіологічних реакцій.

Методи визначення води у харчових продуктах

Вміст води розраховують за різницею маси зразку до та після висушування у сушильній шафі при температурі 100 – 105°C. Це стандартний метод визначення води в техно-хімічному контролі харчових продуктів.

Титрування за модифікованому методу Карла Фішера. Метод оснований на використанні реакції окиснення-відновлення з участю йоду та диоксиду сірки, яка протікає в присутності води. Метод відрізняється високою точністю та стабільністю результатів (навіть за низького вмісту води) та швидкістю проведення аналізу.

Література: [1] С.223-244, 465-495; [4] С.22-45.

Контрольні питання курсу

1. Предмет харчової хімії.
2. Прості і складні речовини. Відносна молекулярна маса речовини.
3. Кількість речовини. Стала Авогадро. Молярна маса.
4. Закони збереження маси, кратних відношень, сталості складу, Авогадро.
5. Закон еквівалентів. Еквівалент елемента. Молярна маса еквівалента.
6. Складові частини атома. Квантові числа. Атомні орбіталі.
7. Періодичний закон Д.І. Менделєєва і періодична система елементів.
8. Типи хімічного зв'язку. Вплив будови атомів хімічних елементів на властивості простих речовин і хімічних сполук.
9. Основні класи неорганічних сполук.
10. Термодинамічні процеси. Функції стану.
11. Перший закон термодинаміки.
12. Тепловий ефект хімічної реакції. Основний закон термохімії. Теплота утворення. Калориметрія.
13. Хімічна рівновага. Константа рівноваги. Принцип Ле-Шательє.
14. Оборотні і необоротні хімічні реакції.
15. Хімічна кінетика. Швидкість хімічної реакції. Константа швидкості хімічної реакції. Правило Вант-Гоффа.
16. Каталіз. Каталізатори. Енергія активації.
17. Розчини. Процес розчинення. Способи вираження концентрації розчинів.
18. Теорія електролітичної дисоціації. Ступінь дисоціації α .
19. Водневий показник pH.
20. Закон Рауля. Ебуліоскопія і криоскопія.
21. Осмос. Закон Вант-Гоффа.
22. Розчини електролітів. Активність. Іонна сила розчину.
23. Електроди. Електрохімічні системи. Потенціометричний метод аналізу.
24. Дисперсні системи. Класифікація дисперсних систем.
25. Методи одержання і очистки дисперсних систем.
26. Молекулярно-кінетичні, оптичні та електричні властивості золів.
27. Коагуляція золів. Поріг коагуляції. Будова міцел ліофобних золів.
28. Класифікація ВМС за походженням, будовою і формою макромолекул.
29. Набрякання ВМС. Механізм процесу набрякання. Обмежене і необмежене набрякання. Ступінь і швидкість набрякання.
30. Фізико-хімічні властивості розчинів ВМС. Закон Ньютона. В'язкозиметрія.
31. Поліелектроліти. Ізоелектрична точка.
32. Структуровані розчини ВМС. Драглі. Синерезис драглів.
33. Класифікація харчових кислот та їх роль у харчуванні людини.
34. Дисоціація кислот та їх вплив на кислотність і якість продуктів.
35. Будова та хімічні властивості кислот органічної природи.
36. Застосування харчових кислот як технологічних харчових добавок.

37. Методи визначення кислот у харчових продуктах.
Класифікація, фізичні та хімічні властивості амінокислот.
Амфотерність. Ізоелектричний стан амінокислот та білків.
38. Фізіологічні функції амінокислот і білків.
39. Чотири ступені ускладнення структури білків.
40. Хімічні властивості білків. Кольорові реакції.
41. Класифікація та фізіологічні функції вуглеводів.
42. Основні представники вуглеводів.
43. Цикло-оксотаутомерні перетворення моносахаридів.
44. Відновлюючі та невідновлюючі дисахариди.
45. Хімічні властивості моносахаридів та дисахаридів.
46. Методи визначення вуглеводів у харчових продуктах.
47. Класифікація та фізіологічні функції ліпідів.
48. Будова та хімічні властивості ацилгліцеринів.
49. Основні карбонові кислоти у складі природних олій та жирів.
50. Гідроліз, переестерифікація, алкоголіз, ацидоліз, гідрування та окиснення ацилгліцеринів.
51. Різновиди псування жирів. Атокаталітичне та біохімічне згіркнення.
52. Складні ліпіди (фосфоліпіди, лецитини, гліколіпіди).
53. Фізико-хімічні константи жирів. Харчова цінність олій та твердих жирів.

Список рекомендованої літератури

1. Нечаев, А. П. Пищевая химия [Текст] : навчальний посібник / А. П. Нечаев, С. Е. Траубенберг, А. А. Кочеткова, В. В. Колпакова и др. – Санкт-Петербург : ГИОРД, 2007. – 636 с.
2. Кириченко, В. І. Загальна хімія [Текст] : навчальний посібник / В. І. Кириченко. – К. : Вища школа, 2005. – 639 с.
3. Савгіра, Ю. О. Фізична та колоїдна хімія [Текст] : навчальний посібник / Ю. О. Савгіра, С. О. Самойленко., О. В. Добровольська, О. Ф. Аксьонова. – Х. : ХДУХТ, 2006. – 162 с.
4. Кузнецова, Т. О. Харчова хімія. Лабораторний практикум. Частина I [Текст] : навчальний посібник / Т. О. Кузнецова, І. М. Гурікова. – Х. : ХДУХТ, 2010. – 150 с.
5. Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина I. Вуглеводні й оксигеновмісні похідні [Текст] : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2004. – 224 с.
6. Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина II. Гетерофункціональні похідні та гетероциклічні сполуки [Текст] : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2006. – 224 с.
7. Пілюгіна, І. С. Хімія та методи дослідження сировини та матеріалів. Загальні основи аналітичної хімії. Лабораторний практикум [Текст] : навчальний посібник / І. С. Пілюгіна, О. В. Добровольська, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2008. – 354 с.
8. Романова, Н. В. Загальна та неорганічна хімія [Текст] : навчальний посібник / Н. В. Романова. – К. : Ірпінь: ВТФ Перун, 1998. – 478с.

Навчальне видання

ХАРЧОВА ХІМІЯ

Методичні рекомендації

Укладачі: **Петрова** Олена Іванівна,
Стріха Людмила Олександрівна

Формат 60 × 84/16. Ум. друк. арк. 2,0.

Тираж 30 прим. Зам. №523.

Надруковано у видавничому відділі
Миколаївського національного аграрного університету
54020, м. Миколаїв, вул. Георгія Гонгадзе, 9

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4490 від 20.02.2013 р.