Міністерство освіти і науки Ураїни
Львівський національний університет імені Івана Франка

Бонішко О. С.

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ З ХАРЧОВОЇ ХІМІЇ

Навчально-методичний посібник

Львів 2023

УДК 664-035.63/.64-047.44(075.8)
Б 81

Рецензенти:

к. х. н., професор *Василечко Володимир Орестович*
(Львівський торговельно-економічний університет);
к. х. н., доцент *Панченко Юрій Васильович*
(Інститут хімії та хімічних технологій,
Національний університет «Львівська політехніка»);
к. х. н., доцент *Федина Лариса Олександрівна*
(Львівського національного університету імені Івана Франка)

Рекомендовано до друку
Вченою радою географічного факультету
(протокол № 3 від 19.03.2023 р.)

Бонішко О. С.

Б 81 Лабораторний практикум з харчової хімії: навчально-методичний посібник /О. С. Бонішко. Львів : ЛНУ імені Івана Франка, 2023. 114 с.

Викладено аналітичні методи аналізу харчових продуктів, описано основні теоретичні характеристики титриметричних, спектрофотометричних та потенціометричних методів, специфіка їх використання для продуктів харчування, а також описано енергетичні цінності продуктів. Наведено порядок та рекомендації до виконання лабораторних робіт, викладанні основні положення техніки безпеки під час їх проведення у лабораторії. Запропоновані питання для самостійної роботи.

Призначений для здобувачів ступеня бакалавра за спеціальністю 181 «Харчова технологія» і буде також корисним студентам природничих, екологічних спеціальностей вищих навчальних закладів освіти.

УДК 664-035.63/.64-047.44(075.8)

© О. С. Бонішко, 2023
© Львівський національний університет імені Івана Франка, 2023

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА 6

ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ.....7

1. ХІМІЧНІ МЕТОДИ.....13
1.1. Гравіметричний метод.....13
1.2. Титриметричний метод.....16
1.2.1. Кислотно-лужне титрування.....18
1.2.2. Комплексонометричне титрування.....20
1.2.3. Метод осадового титрування.....21
1.2.4. Окисно-відновне титрування.....23
1.2.4.1. Перманганатометричне титрування.....26
1.2.4.2. Йодометричне титрування.....27

2. ФІЗИКО-ХІМІЧНІ МЕТОДИ.....30
2.1 Потенціометричний метод.....30
2.2 Спектрофотометричний метод.....34

3. ЛАБОРАТОРНІ РОБОТИ
Лабораторна робота 1. Хімічний склад та енергетична цінність харчових продуктів.....37

3.1. Визначити енергетичну цінність продуктів певної категорії.....37
3.2. Визначити баланс БЖВ у добовому раціоні.....44
Лабораторна робота 2. Відбір харчових продуктів та їх аналіз. Визначення води і мінеральних речовин у харчових продуктах.....46
3.3. Відбір та підготовка харчових продуктів до аналізу.....46
3.4. Визначення вологи в харчових продуктах.....48

3.5. Визначення мінеральних речовин у харчових продуктах 53
Лабораторна робота 3. Кислотність харчових продуктів 57
3.6. Визначення активної кислотності харчових продуктів потенціометричним методом. 63
3.7. Визначення потенціальної кислотності харчових продуктів титриметричним методом 66
3.8. Визначення кислотності молока титриметрично 67
Лабораторна робота 4. Гідроліз жирів 70
3.9. Визначення кислотного числа харчових жирів 74
3.10. Визначення числа омилення харчових жирів 76
3.11. Визначення йодного числа жирів 77
Лабораторна робота 5. Хлориди у харчових продуктах 81
3.12. Визначення частки натрій хлориду в кам'яній солі методом Мора 82
3.13. Визначення вмісту хлоридів у виноградному соці методом Фольгарда (роданідометричним титруванням) 83
3.14. Визначення вмісту натрій хлориду в макаронних виробах методом Фаянса 84
Лабораторна робота 6. Визначення аскорбінової кислоти в харчових продуктах 87
3.15. Визначення вмісту аскорбінової кислоти у фруктових соках 89
Лабораторна робота 7. Визначення макрокомпонентів (кальцію, магнію) в харчових продуктах 94
3.16. Визначення кальцію та магнію у воді комплексонометричним титруванням 95
3.17. Визначення кальцію та магнію у молоці комплексонометричним титруванням 96

Лабораторна робота 8. Визначення нітратів у харчових продуктах 96
3.18. Визначення нітратів у воді спектрофотометричним методом 97
3.19. Визначення нітратів у фруктах та овочах потенціометрично 99
Лабораторна робота 9. Визначення мікроелементів (Fe, феруму) в харчових продуктах.....104
3.20. Визначення феруму в фруктових соках фотометричним методом. 106
Лабораторна робота 10. Синтетичні та натуральні барвники.....109
3.21. Спектрофотометрія барвників та хромофорні групи.....109
3.22. Спектр барвників з фруктів і овочів 110

ЛІТЕРАТУРНІ ДЖЕРЕЛА..... 111

до 140-річчя географії у Львівському університеті присвячується

ПЕРЕДМОВА

Мета курсу «Харчова хімія» – навчити студентів сучасним методам визначення вмісту макро-і мікронутрієнтів у сировині, напівфабрикатів та в готовій продукції.

Специфіка визначення компонентів у харчовій продукції зумовлена тим, що для кожного типу виробів бажано підібрати свій найбільш придатний метод аналізу. Тому перш ніж рекомендувати той чи інший метод для експресконтролю якості харчової продукції необхідно проаналізувати існуючі методи аналізу. У посібнику наведено в скороченому вигляді інформацію про титриметричні, гравіметричні спектрофотометричні, потенціометричні методи аналізу та запропоновано прості та доступні методики визначення: кислотності хімічними та потенціометричним методами; аскорбінової кислоти у фруктових напоях, Fe 3+ у питній та технологічній воді, нітритів у ковбасах та інших м'ясопродуктах фотометричним методом; нітриту та нітратів у м'ясних продуктах, нітратів у рослинній сировині та продукції іонометричним методом; вмісту хлориду натрію у солі, макаронах.

ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Правила охорони праці під час роботи в хімічній лабораторії

Основні правила безпечної роботи в хімічних лабораторіях, затверджені Міністерством надзвичайних ситуацій України від 11 вересня 2012 року відповідно до статті 28 Закону України «Про охорону праці».

1. Заходити та перебувати в лабораторії студент повинен лише з дозволу викладача або інженера.
2. Виконувати лабораторну роботу студент повинен у спецодязі (халат, рукавички). Верхній одяг здається в гардеробну, сумки і рюкзаки залишають у належному місці – в шафі або на вішалці.
3. Робоче місце повинно бути чистим і не містити зайвих предметів.
4. Перед тим як приступити до роботи, уважно ознайомтесь із завданням та правилами техніки безпеки, обладнанням, матеріалами.
5. При використанні речовин для досліду звертайте увагу на етикетку, в разі сумніву, звертайтесь до викладача або лаборанта.
6. Хімічні реакції необхідно виконувати в такій кількості та концентрації, в такому посуду і приладах, в тих умовах, що вказані у методичній літературі.
7. Нюхати речовини у лабораторії треба спрямовуючи до себе пари рухом руки.
8. Досліди з леткими, агресивними речовинами (кислотами, лугами, бензолом, ефіром та спиртом) проводити у витяжній шафі.

9. Розчиняти сульфатну кислоту у воді треба шляхом додавання кислоти до води по краплинах, весь час перемішуючи розчин. Майте на увазі, що при розчиненні сульфатної кислоти відбувається розігрів розчину.
10. Не нахилятися над пробіркою, в якій кипить рідина.
11. Нагрівати рідину в пробірці треба поступово, спрямовуючи отвір пробірки в напрямку від себе і свого товариша тому, що внаслідок перегріву може відбутися викид рідини.
12. При появі в приміщенні запаху газу необхідно негайно припинити користування газовими приладами, не запалювати вогонь, не вмикати і не вимикати електроосвітлення і електроприлади, перевірити, чи закриті всі крани у газових приладів, відкрити вікна для провітрювання приміщення і викликати аварійну службу.
13. Після закінчення роботи студент повинен привести в порядок своє робоче місце, витерти стіл вологою ганчіркою, помити посуд, реактиви поставити у вихідне положення.

Розглянемо найпоширеніші заборони і знаки :

1. Забороняється залишатися працювати в лабораторії одному. Обов'язкова присутність другої особи для надання допомоги.
2. Забороняється використовувати хімічні речовини не за призначенням, наприклад куштувати на смак реактиви.
3. Забороняється набирати кислоти піпеткою ротом.
4. Забороняється приносити їжу в лабораторію.

Таблиця 1

Забороняючі знаки

Зображення знаку	Значення знаку
	виливати і висипати залишки реактивів у банки, з яких вони взяті
	вживати їжу в хімічному кабінеті та пробувати реактиви на смак
	набирати однією й тією ж піпеткою різні речовини
	залишати неприбраними розсипані або розлиті реактиви

Речовини, які вимагають обережного поводження:

1. НІТРАТНА КИСЛОТА (азотна кислота). Концентрована кислота викликає опіки шкіри. Пари азотної кислоти здійснюють подразнюючу дію на дихальні шляхи та очі. Азотна кислота може вибухати при взаємодії зі скипидаром та спиртом. Також з солями пікринової кислоти, карбідами та порошками металів.

2. АЦЕТОН. Летка речовина. Зберігати у склянках з притертою пробкою. При пожежі краще використовувати воду у розпиленому стані.

3. ЛУГИ. При попаданні на шкіру та слизові оболонки викликають сильні опіки. Їх треба зберігати у сухому місці, ізольовано від води та обігріву.

4. КАЛІЙ ПЕРМАНГАНАТ. Вибухає при обробці концентрованою сірчаною кислотою, спиртом, ефіром та горючими речовинами.

5. КАЛІЙ ТА НАТРІЙ НІТРАТ. Можуть викликати подразнення шкіри. Легко запалюються. Зберігати треба у сухому місці, у скляному посуді.

6. СУЛЬФАТНА КИСЛОТА (сірчана кислота). При попаданні на шкіру викликає тяжкі опіки. Пари сірчаної кислоти можуть викликати подразнення слизових оболонок. Гасити треба піском або золою, застосовувати воду не можна.

7. ХЛОРИДНА КИСЛОТА (соляна кислота). Викликає опіки шкіри. Пари викликають сильні опіки слизових оболонок. При пожежі застосовують воду, або нейтралізуючи речовини (сода).

8. ОЦТОВА КИСЛОТА. Може викликати тяжкі опіки шкіри. Їх пари викликають подразнення слизових оболонок. При взаємодії з азотною кислотою та пероксидом натрію може виникнути спалах. Гасити водою.

Правила надання першої медичної допомоги в хімічній лабораторії

Опіки кислотами і лугами.

При хімічних опіках уражене місце промивають струменем води з-під крана впродовж тривалого часу - не менше 15 хв, оскільки речовина в тій чи іншій мірі проникає вглиб уражених тканин і для його видалення потрібен певний час. *При опіках кислотами рану змочують 2%-м розчином бікарбонату натрію, а при опіках лугами - 2%-м розчином оцтової, лимонної або винної кислот.*

У разі потрапляння в очі кислоти після промивання водою продовжують промивання 2%-м розчином бікарбонату натрію. При різких болях закапують 1-2 краплі 1%-го розчину новокаїну.

При ураженні очей лугами промиваємо струменем води впродовж 5-10 хв, потім фізіологічним розчином хлориду натрію 30-60 хв. Також корисно промивати 1%-м розчином аскорбінової кислоти в теплій воді. Після ретельного промивання очей слід негайно звернутися до лікаря.

Ураження електричним струмом.

Головне завдання при наданні першої допомоги – звільнити потерпілого від дії струму. через відключення електроенергії загальним рубильником. Допускається відключення від мережі приладу, що викликав ураження. Забороняється торкатися голими руками до голих частин тіла потерпілого до розмикання електричного кола.

Якщо потерпілий втратив свідомість, слід в першу чергу перевірити пульс і дихання. При наявності дихання і пульсу необхідно укласти його на спину і повернути голову в бік, щоб попередити западання язика. Далі вживають заходів, щоб привести потерпілого до тями - оббризкують обличчя холодною водою, дають нюхати вату змочену нашатирним спиртом. Після того як він прийде до тями, йому дають випити настойки валеріани (15-20 крапель) і гарячого чаю, а також викликати лікаря.

Якщо дихання слабке і нерівне, виробляють штучне дихання і масаж серця. Якщо дихання і пульс відсутні негайно почати робити штучне дихання за способом «з рота в рот» з одночасним масажем серця. Якщо на тілі потерпілого є опіки, першу допомогу слід надавати так само як при термічних опіках.

Термічні опіки.

Завдання першої допомоги при важких термічних опіках полягає в боротьбі з болем і запобігання травмування, подраз-

нення і забруднення обпалених ділянок. Для зняття болю слід застосовувати будь-які доступні знеболюючі засоби: амідопірин (0,5 г), анальгін (0,5-1 г), ацетилсаліцилову кислоту (0,5-1 м). Рекомендується також прийом димедролу (0.1 г) або супрастину (0.025 г). Дієвим засобом знеболення при опіках служить застосування сухого холоду (лід, сніг, холодна вода в міхурі або поліетиленовому мішечку) поверх пов'язки. Охолодження одночасно зменшує набряк і запальні процеси в обпалених тканинах.

За ступенем тяжкості опіки прийнято умовно поділяти на 4 групи:

- I ступінь - еритема (почервоніння) шкіри,
- II ступінь - утворення пухирів,
- III ступінь - омертвіння окремих ділянок шкіри,
- IV ступінь - омертвіння глибше лежачих тканин.

При термічних опіках шкіри (крім обмежених опіків I ступеня) слід викликати лікаря або негайно доставити потерпілого до найближчої лікувальної установи. Опіки I ступеня небезпечні при ураженні більше 50% поверхні тіла, опіки II ступеня призводять до розвитку опікового шоку при ураженні 25-30% поверхні, опіки III ступеня - менше 25% поверхні (долонька людини дорівнює приблизно 1% поверхні його тіла).

1. ХІМІЧНІ МЕТОДИ

1.1. Гравіметричний метод

Гравіметричний метод (від gravis - вага) – це хімічний метод, який ґрунтується на точному зважуванні речовин у твердому стані. В основі гравіметричного методу лежать два закони. За законом збереження маси (Ломоносов, Лавуазьє) маса речовин, що вступає в реакцію, рівна масі речовин, які утворюються. Це дає змогу в гравіметрії використовувати хімічну реакцію для виділення, відокремлення і отримання потрібних речовин. Закон сталості складу речовин (Пруст) вказує, що речовини молекулярної будови мають сталий якісний і кількісний склад незалежно від способу добування та забезпечує завжди сталий і вірний результат аналізу.

У харчовій хімії цей метод застосовують для рідких і твердих продуктів, однак алгоритм визначення різний. У продуктах в твердому стані визначають леткі сполуки (воду), які видаляють за вищих температур, і фіксують за зміною маси харчового продукту. Компоненти в розчиненому стані в продуктах спочатку осаджують, отриманий осад відфільтровують, висушують, охолоджують і зважують. Послідовність таких операцій забезпечує високий результат, проте вимагає зосередженості під час виконання і вміння користуватись відповідним обладнанням.

Ваги визначають точність гравіметричного методу. До найточніших ваг належить аналітична вага, яка вимірює до 0,0002 г. Вага точного зважування дозволяє вимірювати до 0,01 г і називається технохімічною. У мікроаналізі використовують спеціальні ваги з точністю до 0,001 г.

Аналітичні ваги належать до важільних ваг, дія яких базується на законі рівноваги важеля (коромисла). Точка опори важеля знаходиться посередині. Опорами важелів служать призми і подушки зі спеціальної сталі або твердого каменю (агату, корунду).

Рис. 1.1. Електронні ваги з точністю до другого знаку після коми (0,01 г).

Перед увімкненням ваг певного типу до мережі напруги потрібно звірити рівень платформи, яка виставляється рухомими зірчастими контргайками на ніжках, потім увімкнути та очікувати виставлення показника «нуль» на екрані дисплею. Годинникове скло або іншу невологу тару поміщають на шальку (чашу вагів), потім цифровий показник встановлюють на «0» за допомогою функціональної кнопти «Т» та вносять певну кількість зразка на годинникове скло, значення ваги відповідної точності записують у зошит.

Осадження – це процес утворення нерозчинних речовин у розчині під час хімічної реакції, зокрема між іонами $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$ [глосарій]. Нерозчинні речовини отримають з рідкого продукту або витяжки продукту у вигляді кристалічного або аморфного осаду. Осадження проводять в глибоких тарах – склянках або колбах, реактиви вносять невеликими порціями за допомогою піпеток.

Існують певні вимоги до осаду, ними є відтворюваність стехіометричного складу осаду; надзвичайно низька розчинність, щоб його можна було промити без відчутних втрат; мінімальна оклюзія, отже мала поверхня адсорбції (крупні кристали); легка відділюваність; термічна стабільність для можливості висушення; стабільність, зокрема негігроскопічність і неоксидовність висушеного осаду.[глосарій].

Осад, який отримали в процесі хімічної реакції в розчині, потрібно відокремити від розчинника та промити дистильованою водою. Для так цілей використовують фільтрування через беззольний фільтр трьох видів: фільтри з червоною стрічкою є швидкофільтрувальними, діаметр шпар в яких рівний 10 мкм і використовується для аморфних осадів; фільтри з білою стрічкою мають середню фільтрацію, діаметр шпар в них 3,5 мкм, використовуються для гелеподібних колоїдних осадів,; фільтри з синьою стрічкою належать до повільнофільтрувальними, діаметр шапр 1-2,5 мкм, використовуються для дрібнокристалічних осадів.

Фільтр вкладений до лійки не повинен виступати за її краї, має бути на рівні або його верхній край на 0,5-1 см бути нижче краю лійки.

Зливати розчин на фільтр потрібно по скляній паличці і доводити рівень рідини на фільтрі нижче його краю на 0,5 см, щоб розчин не виливався і не розбризкувався відповідно. Під час промивання осаду струмінь промивної рідини потрібно направляти на бокову стінку фільтра, складену з трьох його секторів.

Висушування – це процес нагрівання речовини в сушильній шафі за температури не вище 250 С.

Прокалювання (прожарювання) – це процес нагрівання речовини за високих температур (500-1200 С) в муфельній печі.

Спочатку фільтр з осадом поміщають в фарфоровий тигель і висушують за 105 С, потім прокалюють.

1.2. Титриметричний метод

Титриметричний метод – це об'ємний метод, в якому вимірюють точний об'єм титранту, використаний на реакцію з аналітом.

Аналіт – це речовина, котра підлягає аналізу в досліджуваній пробі, наприклад харчового продукту. У процесі введення титранту до аналіту відбувається його розведення, що підпорядковується оберненій залежності концентрацій двох розчинів до їх об'ємів : $\frac{C^1{}_{аналіт}}{C^2{}_{титранту}} = \frac{V^2{}_{титранту}}{V^1{}_{аналіт}}$

За об'ємом титранту обраховують нормальну концентрацію ($C_н$) аналіту в моль-еквівалентах на літр (скорочений запис «н» - нормальність): $C^1{}_{аналіт} = \frac{C^2{}_{титранту}(н) \cdot V^2{}_{титранту}(мл)}{V^1{}_{аналіт}(мл)}$.

Нормальна концентрація – це кількість моль-еквівалентів розчиненої речовини ($n_{р.р.}$) в об'ємі розчину ($V_{розчину}$, здебільше рівне 1л) : $Cн = \frac{n_{р.р}}{V_{розчину}}$.

Наприклад, **5 нрозчин солі** об'ємом **1 л** містить **5 моль-еквівалента солі** ($n = CV = 5н \cdot 1л = 5$ моль – екв) або в **0,1 л 5н** розчину міститься **0,5 моль-еквівалента солі** ($n = CV = 5н \cdot 0{,}1л = 0{,}5$ моль – екв).

Титрант – це стандартний розчин відомої концентрації, який виготовляють з фіксаналу (скляної ампули з точною кількістю речовини) 0,1 н концентрації об'ємом 1 л. Для проведення швидких реакцій як титрант використовують сильні електроліти – кислоти, основи або солі. Цим розчином заповнюють бюретку, закріплену на штативі (рис. 1.2).

Бюретка - градуйована скляна трубка з пристроєм, що замикається на нижньому кінці – краном, затискачем Мора або намистинкою, і запобігає мимовільному витіканню розчину титранта та дозволяє його вносити в колбу невеликими порціями. Загальний об'єм бюретки складає 25 мл, а ціна поділки

0,1 мл, тому одна крапля титранта не перевищує точності аналізу.

Для проведення точних вимірів потрібно всі об'єми розчинів визначати за правилом нижнього меніска ∪, коли півмісяць рідини в нижній частині дотикається до поділки на шкалі бюретки або піпетки (рис. 1.3).

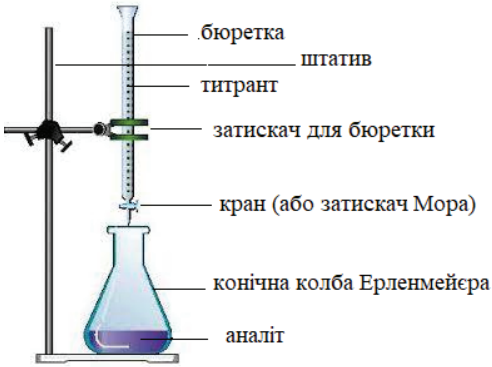


Рис. 1.2. Обладнання в титриметричному методі.

На початку аналізу готують бюретку, вносячи розчин титранту до нульової поділки за нижнім меніском ∪, а в кінці титрування вимірюють точний об'єм титранту ∪, витраченого на реакцію. Для відбору аналіту використовують піпетку, яку так само наповнюють розчином аналіту до нульової поділки, а потім спускають в колбу до певного об'єму (10 мл або 20 мл). Коли обидва розчини підготовлені приступають до титрування.

Титрування – це процес внесення невеликих порцій титранту з бюретки до колби, де міститься аналіт, і встановлення точки еквівалентності.

Точка еквівалентності – це момент в титриметрії, коли кількість еквівалентів титранту дорівнює кіль-

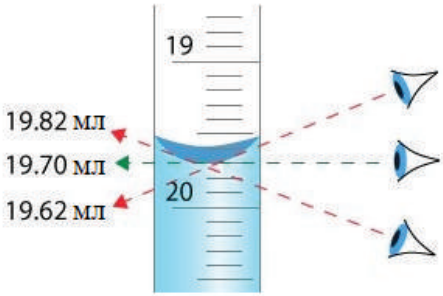


Рис. 1.3. Визначення об'єму рідини в бюретці за нижнім меніском (19.70 мл).

кості еквівалентів речовини, яку визначають (аналіту). Точку еквівалентності визначають візуально за зміною забарвлення індикаторів, які вносять до колби з аналітом.

Момент, коли індикатор змінює забарвлення найяскравіше, називають **кінцевою точкою титрування**(КТТ)і характеризують показником рТ. Залежно від виду хімічної реакції, природи взаємодії титранту і аналіту, кінцева точка титрування(рТ) змінюється, тому потрібно скрупульозно відноситись до вибору індикатора.

1.2.1. Кислотно-лужне титрування

У **кислотно-лужному титруванні**, яке ґрунтується на реакції нейтралізації, титрантом є розчин кислоти або лугу.

Кінцева точка титрування в цьому методі визначається величиною pH продукту реакції та повинна збігатись з інтервалом переходу індикатора, який обчислюютьза константою його дисоціації ($pH = pK_{індикатора} \pm 1$ або $pH = pT \pm 1$, табл. 1.1).

Кислотно-лужні індикатори є слабкими кислотами, які дисоціюють у водному розчині, та здатні забарвлювати розчини кислот, лугів у різний колір. За рівнянням дисоціації $HInd \leftrightarrow H^+ + Ind^-$ індикатори в розчинах існують в протонізований ($HInd$), дисоційований (Ind^-) формах. Рівновага цієї реакції описується константою дисоціації індикатора

$$K_{індикатора} = \frac{[H^+][Ind^-]}{[HInd]}.$$

Наприклад, лакмус істотно змінює забарвлення у нейтральному середовищі, оскільки $pK_{лакмусу} = 7$, $pH = 7 \pm 1$.

Таблиця 1.1

Кислотно-основні індикатори

№	Назва індикатора	pK (μ=0)	pT	Інтервал переходу pH
1	Метиловий оранжевий	3,3	4,0	3,1-4,4
2	Метиловий червоний	5,0	5,5	4,4-6,2
3	Бромкрезоловий зелений	4,9	4,9	3,9-5,4
4	Бромтимоловий синій	7,3	7,0	6,0-7,6
5	Фенолфталеїн	9,1	9,0	8,2-10,0

Це можна продемонструвати графічно за **кривою титрування** – залежністю *pH* від об'єму титранту (рис. 1.4). Точка еквівалентості визначається як половина висоти кривої титрування (1/2h) і відповідає за даними кривої значенню pH=7. В цьому випадку варто використовувати лакмус, інтервал зміни якого перекриває точку еквівалентості. Інші індикатори дають значні похибки для даної реакції.

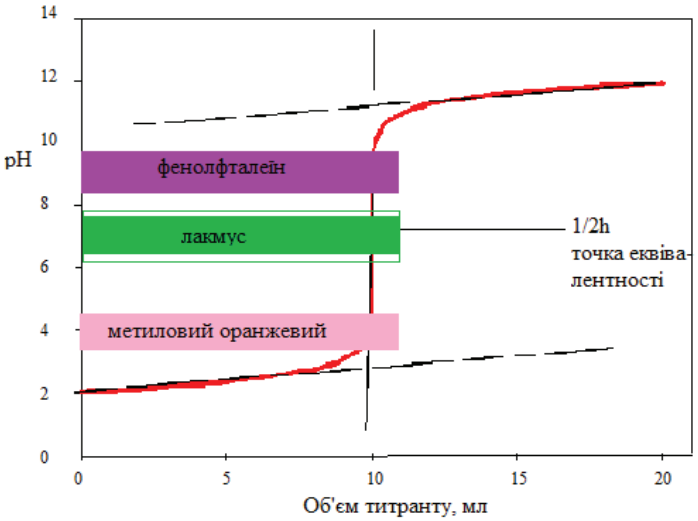


Рис. 1.4. Крива титрування кислоти (HCl) лугом (0,1 н NaOH).

Отже, фенолфталеїн з $pK_{фенолфталеїн} = 9,1$ варто застосовувати в реакціях з КТТ у лужному середовищі, а метиловий оранжевий з $pK_{мет.ор.} = 3,3$ – в реакціях з КТТ у кислому середовищі.

1.2.2. Комплексонометричне титрування

Комплексонометрія - метод, що ґрунтується на реакціях комплексоутворення з органічними лігандами.

Широке застосування реакцій утворення внутрішньокомплексних сполук у титриметрії, де вимірюється кількість реагенту, стало можливим з появою ***комплексонів*** (амінополікарбонових та амінополіфосфонових кислот), які реагують з іонами металів у розчині у певному співвідношенні (зазвичай 1:1). Найпоширенішим з комплексонів став комплексон III, або трилон Б, точна хімічна назва якого – етилендіамінтетраацетат натрію, скорочено ЕДТА – це органічний реагент, що містить у молекулі чотири імінодіацетатні групи.

ЕДТА (H2Tr2–) утворює з іонами металів у розчині внутрішньокомплексну сполуку (хелат), де усі місця у координаційній сфері іону металу зайняті атомами однієї молекули ЕДТА. Чотири атоми оксигену і два атоми нітрогену симетрично оточують іон металу і займають усі 6 місць його координаційної сфери. Отже, взаємодія відбувається у точному кількісному співвідношенні M^{n+} : ЕДТА = 1:1, тому, вимірявши кількість реагенту, можна розрахувати кількість M^{n+}. Оскільки заміщуються два гідрогени, еквівалент розраховується як Mr/2 для всіх учасників реакції.

Схематично цю реакцію можна записати так:

$$M2+ + H2Tr2– \leftrightarrow M{\cdot}Tr2– + 2\ H+.$$

Виділення двох іонів H+ створює кисле середовище і реакція може піти у зворотному напрямку. Тому це титрування прово-

дять у присутності буферних сумішей для підтримання певного значення *pH* розчину. Так, при титруванні Ca^{2+} і Mg^{2+} додають амонійну буферну суміш для створення слабко лужного середовища (*pH* 9...10). Додаючи NaOH, можна визначати кальцій у присутності магнію (*pH* 12).

Для встановлення точки еквівалентності використовують ***металохромні індикатори***. Це органічні барвники, які змінюють своє забарвлення у присутності іонів металів завдяки тому, що утворюють з ними комплексні сполуки іншого кольору, ніж вільний індикатор.

$$M^{2+} + HInd^{2-} \leftrightarrow MInd^{-} + H^{+}$$ синій червоний

Правильний вибір індикатора полягає у тому, що комплекс $MInd^{-}$ повинен бути менш стійким, ніж комплекс MTr^{2-}. Так для магнію $MgTr^{2-} = 10^9$ і $MgInd^{-} = 10^5$.

1.2.3. Метод осадового титрування

Метод осадового титрування використовується для визначення галогенідів – хлоридів, йодидів, бромідів, які переводять в важкорозчинну речовину. Осад повинен мати дуже низьку величину константи розчинності Ks (добутку розчинення, ДР), утворюватись кількісно, стехіометрично, швидко і не давати побічних продуктів. Цим вимогам відповідають важкорозчинні речовини срібла Ag^{+} та ртуті Hg_2^{2+}, а їх розчинні нітратні солі використовують в якості титранту в аргентометрії, меркурометрії відповідно. Фіксацію еквівалентної точки здійснюється за допомогою хімічних або адсорбційних індикаторів. Якщо не можливо застосувати індикатори використовують обернене титрування (титрування залишку титранту), де використовують основний і допоміжний розчини титранту. Основний додають в надлишку до інгредієнта,

а допоміжним титрують залишок основного. Прикладом такого способу титрування є роданометрія.

Аргентометрія – це метод осадового титрування, що ґрунтується на осадженні галогенів (хлоридів) аргентум нітратом в білий осад:

$$Ag^{+}NO_3^{-} + Cl^{-} \rightarrow AgCl\downarrow + NO_3^{-}$$

Точку еквівалентості фіксують прямим і оберненим титрування. В прямому методі використовують індикатори, які з надвишком титранту дають забарвлені осади.

У методі Мора використовують індикатор калій хроматом, який дає з .аргентумом цегляно-червоний колір $Ag_2CrO_4\downarrow$:

$$2Ag^{+}NO_3^{-} + + K_2CrO_4 \rightarrow Ag_2CrO_4\downarrow + 2NO_3^{-}$$

Осад $Ag_2CrO_4\downarrow$ розчиняється в кислотах, тому титрування рекомендовано проводити в нейтральному або слаболужному середовищі (pH 6,5-10).

У методі Фаянса застосовують адсорбційн індикатори. Це органічні барвники, які виявляють властивості слабких кислот – дихлорфлуоресцеїн (флуоресцеїн, еозин). В розчині адсорбційні індикатор існують у формі аніона, який адсорбується на поверхні осаду позитивнозарядженого. Заряд комплексу до точки еквіваленості є негативним за рахунок адсорбції надвишку хлорид-іонів, тому адсорбція індикатора не відбувається. Після ізоелектричної точки при надлишку титранту $AgNO_3$ іони аргентуму Ag^{+} формують позитивний заряд на поверхні осаду і аніон індикатора активно адсорбується, змінюючи забарвлення.

Роданометрія (метод Фольгарда) – це метод оберненого титрування, де в якості осаджувача надвишку $AgNO_3$ використовують калій роданід :

$$Ag^{+}NO_3^{-} + KSCN \rightarrow AgSCN\downarrow + KNO_3$$

Індикатором в цьому методі використовують насичений розчин феруму(III) – ферумоамонійний галун NH4Fe(SO4)^2·12H2O, який утворює з іонами роданіду забарвлені в червоний колір комплексирізного складу:

$$Fe^{3+} + SCN^{-} \rightarrow [Fe(SCN)_{n=6}]^{3-n}$$

Для фіксації точки еквівалентності потрібно червноним комплексом феруму потрібно створювати кисле середовище, в якому можна запобігти гідролізу феруму, тому розчини підкислюють нітратною кислотою. Продуктами гідролізу феруму є аквагідроксокомплекси феруму, забарвлені в червонуватий колір і утворюючи колоїдні системи:

$$Fe^{3+} + OH^{-} + 5\,H_2O \rightarrow [Fe(OH)(H_2O)_5]^{2+}.$$

Меркурометрія – це метод осадового титрування, де в якості осаджувача використовують нітратокислий розчин ртуті $Hg^{2+}2(NO_3)_2$ який з хлоридами утворює важкорозчинну сполуку:

$$Hg2(NO_3)2 + 2Cl^{-} \rightarrow Hg2Cl2 + 2NO_3^{-}$$

Для визначення кінцевої точки титрування запропоновано кілька індикаторів, а саме ферум роданід, який знебарвлюється за надлишку іонів ртуті (I) або дифенілкарбазид, який забарвлює надлишок іонів Hg^{2+}в фіолетовий колір .

1.2.4. Окисно-відновне титрування

Окисно-відновні реакції використовуються в різних методах аналітичної хімії. У титриметрії розчином окисника точно відомої концентрації можна титрувати розчини відновників, якщо реакція відбувається у точних кількісних співвідношеннях. Точку еквівалентності в окисно-відновних реакціях фіксують двома методами: індикаторним і безіндикаторним.

У процесі окисновідновного титрування за схемою

$$aA_{ок.\ ф.} + bB_{від.\ ф.} \leftrightarrow aA_{від.ф.} + bB_{ок.\ ф.},$$

де Аок. ф. і Авід. ф – позначення окисненої і відновленої форм титрованої речовини;
Вок. ф., Ввід. ф. – позначення окисненої і відновленої форм титранта;
a і b – стехіометричні коефіцієнти, змінюється концентрація окисників і відновників, які беруть участь у реакціях.

При цьому буде змінюватися і величина окисно-відновного потенціалу (*E*) розчину аналогічно тому, як при титруванні за методом кислотно-основного титрування весь час змінюється *pH* розчину.

Якщо побудувати графік, на осі ординат якого відкласти величину окисно-відновного потенціалу, що відповідає різним моментам титрування, а на осі абсцис – об'єм доданого титранту, то отримаємо криві титрування.

Криві титрування – це є графічне зображення зміни величини *E* в процесі титрування.

Алгоритм обчислення величин E наступний: до точки еквівалентності потенціал реакції визначається співвідношенням рівноважних концентрацій окисненої та відновленої форм титрованої речовини і обчислюється за рівнянням Нернста, після точки еквівалентності потенціал реакції визначається співвідношенням рівноважних концентрацій титранта і також обчислюється зарівнянням Нернста, у точці еквівалентності потенціал реакції визначається рівністю співвідношень рівноважних концентрацій титранта і титрованої речовини і обчислюється за рівнянням:

$$E_{т.\ е.} = \frac{aE_{0ок} + bE_{0\ від}}{a + b}$$

де *E0ок* – стандартний потенціал пари окисника,
E0 від – стандартний потенціал пари відновника

В ***безіндикаторних методах*** випадках індикатором є сам стандартний розчин титранта, який має власне забарвлення. Так, перманганат калію забарвлений у малиновий колір, тому при титруванні цим розчином точку еквівалентності легко встановити за рожевим забарвленням, яке виникає в розчині після того, як весь відновник окиснено і в розчин введено невеликий надлишок титранту. Аналогічний спосіб визначення точки еквівалентності можна застосувати при титруванні розчином йоду (J_2) – надлишкова крапля його забарвлює розчин у блідо-жовтий колір.

В ***індикаторних методах*** використовують специфічні та редоксіндикатори.

Специфічні індикатори – це речовини, які вступають в специфічну реакцію з окисником або відновником. Наприклад, крохмаль є прекрасним індикатором на J_2, при цьому утворюється адсорбційна сполука, яка забарвлена в інтенсивно-синій колір.

Редоксіндикатори – це органічні речовини, що змінюють свій колір в залежності від величини окисно-відновного потенціалу системи. Такі індикатори називаються оборотними редоксіндикаторами. У них окиснена і відновлена форми мають різний колір.

Між окисненою і відновленою формами індикатора існує рівновага, яку схематично можна представити рівнянням

$$Ind_{ок} + ne = Ind_{від}$$

Класифікація окисно-відновних методів

Класифікація окисно-відновних методів грунтується на використанні різноманітних титрантів:

1) перманганатометрія ($KMnO_4$);
2) діхроматометрія ($K_2Cr_2O_7$);
3) йодометрія (J_2 в KJ).

1.2.4.1. Перманганатометричне титрування

Перманганатометрія – це один з найпоширеніших методів окисно- відновного титрування, який грунтується на вимірюванні об'єму стандартного розчину $KMnO_4$. $KMnO_4$ є сильним окисником і у відповідних умовах кількісно взаємодіє з багатьма відновниками. Але він не відповідає вимогам до первинних стандартів – завжди містить домішки MnO_2. Тому розчин $KMnO_4$ готують за приблизною наважкою кристалічного препарату, відстоюють декілька діб і обережно зливають (декантують) через скляний фільтр (паперовий фільтр відновлює $KMnO_4$ до MnO_2). Точну концентрацію одержаного розчину встановлюють за розчином $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ або $Na_2C_2O_4$, які у цьому випадку є первинними стандартами перманганатометрії.

$$2\ MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \leftrightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O \qquad E^0\ MnO_4^-/Mn^{2+} = +1{,}51\ В$$

$$5\ H_2C_2O_4 - 2\ e^- \leftrightarrow 2\ CO_2 + 2\ H^+ \qquad E^0 H_2C_2O_4/CO_2 = -\ 0{,}49\ В$$

Повне іонне рівняння має вигляд:

$$2\ MnO_4^- + 5\ H_2C_2O_4 + 6\ H^+ \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 10\ CO_2 + 8\ H_2O$$

Тоді повне молекулярне рівняння:

$$2\ KMnO_4 + 5\ H_2C_2O_4 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow 2\ MnSO_4 + 10\ CO_2\uparrow + K_2SO_4 + 8\ H_2O$$

Потрібно завжди пам'ятати, що ***перебіг аналітичної реакції визначають два фактори: властивості речовини і умови реакції.***

Властивості речовин вивчаються і уточнюються – у вигляді їх констант, які можна знайти у довідниках. Для визначення умов окисно-відновного титрування потрібні ***стандартні потенціали.*** Реакція переходу окисненої форми MnO_4^- у відновлену Mn^{2+} характеризується стандартним потенціалом +1,51 В, а реакція переходу відновленої форми $H_2C_2O_4$ в окиснену CO_2 – потенці-

алом –0,49 В. Тобто для перебігу реакції зліва направо повинна існувати позитивна різниця потенціалів.

Δ E = E0 пари окисника – E0 пари відновника > 0

Наприклад, для реакції окиснення H2C2O4 перманганатом калію:

$$\Delta E = E^0\ MnO4- /Mn2+ - E^0\ 2CO2/C2O42- = 1{,}51 - (-0{,}49) = 2{,}0\ В > 0$$

Отже, реакція між KMnO4 і H2C2O4 ***повинна*** проходити, але вона має складний механізм і при звичайній температурі відбувається дуже повільно. Нагрівання (до 70…80 0 С) і каталізатор (Mn2+) збільшують швидкість настільки, що стає можливим пряме титрування. Під час такого титрування ***не потрібен сторонній індикатор*** для фіксування точки еквівалентності. Розчин KMnO4 має червоно-фіолетовий колір, який знебарвлюється поки є відновник. Коли відновник буде повністю відтитровано, одна надлишкова крапля KMnO4 забарвлює розчин у слабкорожевий колір. Але це ***зайва*** крапля, отже що слабшим є забарвлення, точнішим буде титрування.

1.2.4.2. Йодометричне титрування

Йодометрія ґрунтується на реакції J2 + 2*e* = 2J– ; *E0* = 0,54 В. Для виконання йодометричних визначень використовують стандартні розчини йоду та тіосульфату натрію. Сіро-фіолетові кристали J2 погано розчиняються у воді, але добре розчиняються у розчині KJ завдяки утворенню нестійкого комплексу трийодиду за реакцією KJ + J2 ↔ K[J3]. Отже, розчин йоду в йодометрії – це розчин трийодиду.

Висока точність титрування в йодометрії забезпечується фіксуванням точки еквівалентності зі специфічним індикатором на

йод – *крохмалем,* який утворює з ним адсорбційну комплексну сполуку темно-синього кольору (йод утримується у середині спиралевидного ланцюга макромолекули ?-амілози). У точці еквівалентності тіосульфат знебарвлює розчин. Спочатку червоно-бурий розчин йоду титрують тіосульфатом без індикатора, а коли залишається світло- жовте забарвлення, додають крохмаль, одержують темно-синій розчин, який обережно дотитровують до повного знебарвлення.

Йодометрично можна визначати окисники, відновники, кислоти. Це пояснюється положенням пари J2/2J– у таблиці стандартних окисно-відновних потенціалів – *E0J 2/2J–.*

Окиснена форма визначуваного іону + KJ надлишок ↔ J2 + Na2S2O3(*E0*(окисника) > 0,54 В).

Відновлена форма визначуваного іону + J2 (надлишок); J2 (залишок) + Na2S2O3 – метод зворотного титрування або метод титрування залишку. У даному випадку використовують розчин йоду точної концентрації.

Відновлена форма визначуваного іону + J2 – пряме титрування: J2 + S2O32– ↔ 2 J– + S4O62–

Аскорбінова кислота окиснюється водним розчином йоду до дегідроаскорбінової кислоти, яка теж має активність вітаміну С:

$$C_6H_8O_6 + J_2 \rightarrow 2HJ + C_6H_6O_6;$$

$$E(C_6H_8O_6) = Mr(\tfrac{1}{2}C_6H_8O_6) = \tfrac{1}{2}Mr(C_6H_8O_6) = 176{,}13/2 = 88{,}07 \text{ г.}$$

Окиснення органічних речовин йодом відбувається без їх руйнування, а тому кількісно. Але воно проходить повільно, тому визначення проводиться непрямим способом – методом титрування залишку (як було описано вище для амонійних солей). До проби, де потрібно визначити відновник, додають точно відміряний надлишок йоду і створюють оптимальні умови для повного окиснення. Після завершення реакції залишок йоду титрують розчином тіосульфату натрію точної концентрації.

Прикладом також може бути визначення цукрів, які містять альдегідну групу. Глюкоза та інші цукри, молекули яких містять альдегідну групу, кількісно реагують з йодом:

$$R - COH + J_2 + H_2O \rightarrow R - COOH + 2\,HJ$$

Оскільки у реакції беруть участь два атоми гідрогену, для всіх учасників еквівалент дорівнює половині молекулярної маси: $Mr(½C_6H_{12}O_6)$ = 180/2 = 90 г.

Результатом реакції є утворення двох кислот, які потрібно зв'язувати

2. ФІЗИКО-ХІМІЧНІ МЕТОДИ

2.1. Потенціометричний метод

Потенціометричний метод – це електрохімічний метод вимірювання електрорушійної сили (ЕРС) за різницею потенціалів двох електродів: електродом порівняння ($E_{ЕП}$) та індикаторним електродом ($E_{ІЕ}$).

$$ЕРС = E_{ЕП} - E_{ІЕ} + E_{диф},$$

де $E_{диф}$ – дифузний потенціал рідини.

Електрод порівняння має сталий потенціал у порівнянні з індикаторним електродом. Як електрод порівняння в аналізі використовуютьарґентум хлоридний електрод з потенціалом 0,2В. Його виготовляють з аноду – срібної дротини, покритої шаром арґентум хлориду та зануреної в насичений розчин калій хлориду. Короткий запис даного електроду Ag,AgCl |KClнас.

Індикаторний електрод – електрод, потенціал якого вимірюють. Для вимірювання кислотності середовища розчинів використовують гальванічний елемент з ***арґентум хлоридного*** *та* ***скляного електродів***. Скляний електрод належить до іонселективних електродів, в яких під час занурення в розчин мембрана електрода пропускає іони певного виду, тобто селективна до даного іону. Скляний електрод – це скляна пробірка з куль-

кою внизу, що містить срібну дротину, на яку нанесено аргентум хлорид,і занурений в 0,1 М розчин хлоридної кислоти (Ag,AgCl |0,1M HCl) Мембрана скляного електрода виготовлена зі специфічного скла ($Na_2 SiO_3$), якеселективнедо іонів гідрогену (H^+) або іонів гідроксонію ($H_3 O^+$) в кислому середовищі. При обмінні іонів гідрогену між скляною мембраною і розчином встановлюється рівновага на зовнішній та внутрішній поверхні мембран:

$$H^+{}_{\text{розчин}} \Leftrightarrow +H^+{}_{\text{зовнішня мембрана}}$$

$$H^+{}_{\text{розчин}} \Leftrightarrow +H^+{}_{\text{внутрішня мембрана}}$$

Потенціали на зовнішній (Ез.м.) і внутрішній (Ез.м.) поверхнях мембран електроду, що виникли під час встановлення рівноваги, описуються рівнянням Нернста:

$$\text{Ез. м.} = E_{\text{з.м.}}{}^0 + 0.059\lg\frac{\left[H^+{}_{\text{розчин}}\right]}{\left[H^+{}_{\text{зовнішня мембрана}}\right]}$$

$$\text{Ев. м.} = E_{\text{в.м.}}{}^0 + 0.059\lg\frac{\left[H^+{}_{\text{внутрішній розчин}}\right]}{\left[H^+{}_{\text{внутрішня мембрана}}\right]}$$

Сумарний потенціал скляної мембрани ($E_{\text{скляного електроду}}$)рівний різниці потенціалів зовнішньої та внутрішньої мембран і визначає pH розчину:

$$E_{\text{скляного електроду}} =$$
$$= E_{\text{з.м.}}{}^0 - E_{\text{в.м.}}{}^0$$
$$+ 0.059\lg\left[H^+{}_{\text{розчин}}\right]\frac{\left[H^+{}_{\text{внутрішня мембрана}}\right]}{\left[H^+{}_{\text{зовнішня мембрана}}\right]\left[H^+{}_{\text{внутрішній розчин}}\right]}$$
$$= E_{\text{скляного електроду}}{}^0 - 0.059\text{pH}$$

Стандартний потенціал скляного електроду ($E_{скляного\ електроду}$) залежить від константи рівноваги реакції $H^+_{розчин} \Leftrightarrow +H^+_{скло}$ і характеризує сорт скла. Перевагою даного електроду є швидке встановлення рівноваги, визначення pH в широких межах і за наявності окисників, відновників. До недоліків електроду відносять крихкість скла товщиною 1 мм і погіршення визначення при переході від кислих до лужних розчинів.

Сумарна ЕРС схеми, що складається зі скляного електрода (Ag, AgCl, HCl 0,1M | скляна мембрана)з селективністю до H^+та стандартного аргентум хлоридного електрода (Ag, AgCl, $KCl_{нас}$), опущені в аналізований розчин, пов'язана з pH :

$$ЕРС = К - 0{,}059\ pH.$$

У цьому рівнянні величина К включає потенціал аргентум хлоридного контактного електрода (у скляному електроді), потенціал аргентум хлоридного стандартного електрода, потенціал скляної мембрани та дифузійний потенціал (рідинний потенціал між аналізованим розчином з pHі насиченим розчином KCl).

Вимірювальним приладом з системою двох електродів є ***pH-метр***. Це вольтметр з вхідним опором, що перевищує в 100 разів опір використовуваних електродів. Чутливість pH-метру дозволяє виявляти відмінність на 0,05 одиниць pH або 0,003 В.

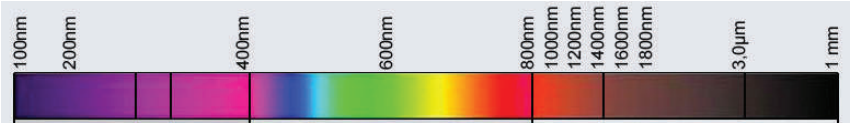
Калібрування приладу pH-метр проводять перед вимірюванням із використанням не менше двох ***буферних розчинів зі сталим значенням pH***, які обирають таким чином, щоб очікуване значення pH випробовуваного розчину знаходилось між двома значеннями буферних розчинів. Діапазон калібрування має бути не менше двох одиниць pH. Показання приладу для третього буферного розчину з проміжним значення pH не мають відрізнятися більше як на 0,05 одиниць pH порівняно із pH цього розчину. Як буферні розчини (pH=const) переважно використовують комерційно доступні сертифіковані стандартні розчини:

- *буфер з pH = 4,003за 0°С складається з0,05 М розчину калію гідрофталату* (10,13 г $C_8H_5KO_4$, попередньо висушеного протягом 1 год при температурі (110 ± 2) °С, розчиняють у бідистильованій воді, вільній від вуглецю діоксиду, Р і доводять об'єм розчину тим самим розчинником до 1000,0 мл;
- *буфер з pH = 6,984за 0°С складається з 0,025 М розчину калію дигідрофосфату і 0.025 М розчину динатрію гідрофосфату* (3.39 г КН2РО4 і 3.53 г Na2HPO4, попередньо висушених протягом 2 год при температурі (120 ± 2) °С, розчиняють у воді, вільній від оксиду карбону, Р і доводять об'єм розчину тим самим розчинником до 1000,0 мл);
- *буфер з pH=7,534 за 0°С складається з 0,0087М розчину калію дигідрофосфату і 0.0303М розчину натрію гідрофосфату* (1,18 г KH_2PO4 і 4,30 г Na_2HPO_4, попередньо висушених протягом 2 год при температурі (120 ± 2) °С, розчиняють у бідистильованій воді та доводять об'єм розчину тим самим розчинником до 1000,0 мл);
- *буфер з pH=9,464за 0°С складається з 0,01Мрозчину натріютетраборату* (3,80г $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_20$ розчиняють у бідистильованій воді та доводять об'єм розчину тим самим розчинником до 1000,0 мл).
- *буфер складається з 0,025 М розчину натрію карбонату і 0,025 М розчину натрію гідрокарбонат* (2,64 г Na_2CO_3 і 2,09 г $NaHCO_3$ розчиняють у бідистильованій воді і доводять об'єм розчину тим самим розчинником до 1000.0 мл. Зберігають, захищаючи від діоксиду карбону).

Потенціометричний метод є стандартизованим методом визначення в харчових продуктах кислотності, вмісту нітратів і нітритів, деяких важких металів тощо. Метод також дозволяє визначати вміст білків в молоці, крохмалю в ковбасах, естерів у спирті, іонів кальцію і магнію в молочних і м'ясних продуктах, калію в зерні і здійснювати багато інших аналізів.

2.2 Спектрофотометричний метод

Спектрофотометрія ґрунтується на вимірюванні поглинання світлового потоку атомами або молекулами аналізованої речовини. При цьому використовується частина електромагнітного спектра - від 10 до 1200 нм. Спектри, розташовані в ближній ультрафіолетовій (200–400 нм), видимій (400–780 нм) і ближній інфрачервоній (780–1200 нм) області довжин хвиль, називаються оптичними.



УФ: Ультрафіолетове світло			Видиме світло					ІЧ: Інфрачервоне світло		
УФ-С 100-208 нм	УФ-В280-315 нм	УФ-А 315-400 нм	Фіолетове	Синє	Голубе	Земеле	Жовто-зелене	ІЧ –А 800-1400 нм	ІЧ-В 1400-3,0μм	ІЧ-С 3,0 μм- 10,0 μм

Рис. 2.1. Схема електромагнітного спектра.

Спектри оптичного діапазону є результатом зміни енергії зовнішніх електронів у атомах і молекулах. Процес поглинання атомами або молекулами світла є двоступеневий. Спершу електрони переходять на вищій енергетичний рівень, а атоми і молекули знаходяться в електронно-збудженому стані, а потім

дезактивуються, виділяючи надлишок поглиненої теплоти. Цей процес можна зобразити двома рівняннями:

$$M + h\nu \rightarrow M^*$$

$$M^* \rightarrow M + \text{теплота}$$

В основі кількісного аналізу спектрофотометрії лежить об'єднаний закон Бугера-Ламберта-Бера, який пов'язує зменшення інтенсивності світла (I_o/I), при проходженні його через середовище, що поглинає, з його концентрацією і товщиною поглинаючого шару.

Рис. 2.2. Проходження світла через аналізований розчин

Послаблення світлового потоку залежить від природи сполуки, що поглинає, та товщиною поглинаючого шару. Величину $\lg I_o/I$ називають інтенсивністю світопоглинання, поглинальною здатністю, екстинцією, оптичною густиною і позначають величиною A, тобто $A=\lg I_o/I$

Залежність інтенсивності світопоглинання A від товщини кювети, де поміщають розчин – l (см), концентрації речовини – C(моль/л), молярного коефіцієнту світопоглинання - ε_λ (л/моль·см), називають законом Бугера-Ламберта-Бера:

$$A=\varepsilon_\lambda \cdot C \cdot l$$

Фізичний зміст ε_λ стає зрозумілим, якщо взяти l = 1 см і C = 1 моль/л, тоді A = ε. Тобто, молярний коефіцієнт поглинання дорівнює поглинанню одномолярного розчину при товщині поглинаючого шару 1 см.

Функцію розподілу оптичної щільності по довжинах хвиль називають спектром поглинання. Спектр поглинання дає інформацію про якісний і кількісний склад системи: максимум поглинання за певної довжини хвилі відображає якісний склад, а інтенсивність аналітичного сигналу А пропорційна кількості визначається речовини.

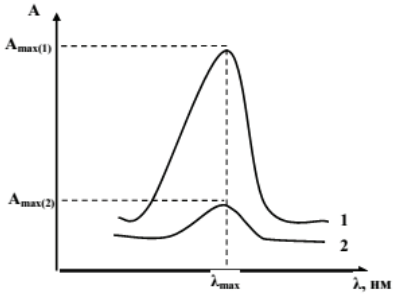


Рис. 2.3. Спектр поглинання речовин (1, 2)

Будь-яке фотометричне визначення складається з наступних етапів:

- отримання речовини у забарвленій формі хімічною реакцією;
- вимірювання інтенсивності світопоглинання отриманого забарвленого розчину відносно холостої проби за певних довжин хвиль;
- побудова спектральної кривої за отриманими даними в координатах $A = f(\lambda)$ - і вибір робочої (оптимальної) довжини хвилі, що відповідає максимуму смуги поглинання (λ_{max});
- побудова градуювального графіка зі стандартних розчинів в координатах $A = f(C_м)$;
- визначення концентрації речовини за градуйованим графіком;
- оцінка похибки аналізу.

ЛАБОРАТОРНІ РОБОТИ

Лабораторна робота №1. Хімічний склад та енергетична цінність харчових продуктів

3.1. Визначити енергетичну цінність продуктів певної категорії

Харчові продукти – це складні за структурою багатокомпонентні системи, якість яких залежить від властивостей сировини й сукупності видозмін у її складі й структурі під час технологічної обробки й наступного зберігання. Збалансований вміст поживних речовин і елементів у середньому добовому раціоні харчування людини підтверджують, що харчова цінність продуктів залежить не тільки від загального вмісту в них білків, жирів, вуглеводів, макро- і мікроелементів, вітамінів, але й від амінокислотного складу білка, жирно-кислотного складу ліпідів, походження полісахаридів.

«Якість харчового продукту – ступінь досконалості властивостей та характерних рис харчового продукту, які здатні задовольнити потреби (вимоги) та побажання тих, хто споживає або використовує цей харчовий продукт».

Якість харчових продуктів включає в себе: – сукупність властивостей, що відображають здатність продукту забезпечувати фізіологічні потреби організму людини у поживних речовинах; – органолептичні характеристики продукту; – безпеку для здоров'я споживачів; – стабільність складу та збереження споживчих властивостей.

Тобто, **якість харчових продуктів** – це сукупність їх харчової цінності й споживчої вартості. Якість продуктів ґрунтується на широкому спектрі вимог до них і залежить від багатьох факторів, серед яких першорядне значення мають склад і властивості продовольчої сировини, рецептура, параметри технологічних процесів виробництва і умов зберігання продуктів, якість застосовної упаковки.

Харчова цінність продуктів, тобто їхня біологічна й енергетична цінність характеризується доброякісністю (нешкідливістю) і засвоюваністю продуктів, вмістом поживних і біологічно активних речовин, їх співвідношенням. Оптимальне співвідношення між білками, жирами і вуглеводами у харчових продуктах для дорослих становить 1 : 1 : 4, для дітей молодшого віку – 1 : 1 : 3.

Біологічна цінність харчових продуктів – це збалансований вміст незамінних амінокислот, насичених жирних кислот, фосфоліпідів, вітамінів, мінеральних речовин, поліфенольних сполук.

Енергетична цінність харчових продуктів – це кількість енергії, яка виділяється при окисненні жирів, білків і вуглеводів в організмі людини. Так, середня кількість енергії, що виділяється під час окиснення 1 г жиру дорівнює 37,7 кДж; 1 г білка – 16,7 кДж; 1 г вуглеводів – 15,7 кДж.

Під *фізіологічною цінністю* харчових продуктів мають на увазі їх вплив на нервову, серцево-судинну, травну та імунну системи організму. Важливою характеристикою якості продуктів є стабільність властивостей, яка визначає ступінь можливих змін харчової цінності й нешкідливості продуктів під час їх зберігання, транспортування та реалізації.

Безсумнівний вплив на стабільність властивостей м'ясних продуктів, величину втрат при тепловій обробці й зберіганні мають такі показники, як *pH* і здатність продуктів утримувати воду.

Завдання 1. Обрахувати енергетичну цінність продуктів за вмістом засвоюваних аліментарних речовин і заповнити табл. 3.1 для продуктів певної категорії.

$$E, \text{ ккал} = m(Б)*Q(Б)+ m(Ж)*Q(Ж)+ m(В)*Q(В)$$

Кількість тепла, що виділяється при розкладі білку Q(Б)= 4 ккал
Кількість тепла, що виділяється при розкладі вуглеводів Q(В)= 3,8 ккал
Кількість тепла, що виділяється при розкладі жирів Q(Ж)= 9 ккал

Таблиця 3.1

Дані про хімічний вміст харчових продуктів
та розрахувати енергетичну цінність продукту []

№	Продукти	Вміст у 100 г засвоюваної частини продукту (нетто)			Енергетична цінність, ккал
		Білки	Жири	Вуглеводи	
1	2	3	4	5	6
I. Хліб та мукомольно-круп'яна продукція					
	Хліб житній обдирного борошна	6,6	1,2	34,2	
	Хліб пшеничний з обдирного борошна	8,2	1,4	38,1	
	Хліб пшеничний з борошна 1-го ґатунку	7,6	0,9	46,7	
	Хліб пшеничний з борошна 2-го ґатунку	8,1	1,3	42,8	
	Хліб із суміші борошна житнього обдирного і 1-го ґатунку -пшеничного	7,3	1,3	35,5	
	Батони прості з борошна пшеничного 1-го ґатунку	8,0	0,9	48,9	

Продовження табл. 3.1

1	2	3	4	5	6
	Сухарі пшеничні (з борошна)	13,2	2,3	58,2	
	Борошно пшеничне 2-го ґатунку	11,7	1,8	63,7	
	Крупа гречана (“ядриця”)	12,6	3,3	62,1	
	Крупа гречана(“проділ”)	9,5	2,3	65,9	
	Рис	7,0	1,0	71,4	
	Крупа пшоняна шліфована	11,5	3,3	66,5	
	Крупа вівсяна	11,0	6,1	49,7	
	Крупа перлова	9,3	1,1	66,5	
	Крупа ячна	10,0	1,3	66,3	
	Крупа пшенична «Полтавська»	11,5	1,3	63,1	
	Крупа пшенична «Артек»	11,0	1,2	68,3	
	Крупа манна	10,3	1,0	67,7	
	Горох лущений	23,0	1,6	50,8	
	Квасоля продовольча	21,0	2,0	46,6	
	Макаронні вироби 1-го ґатунку	10,7	1,3	68,4	
	II. М’ясо та м’ясні продукти				
	М’ясо, яловичина I категорії	18,6	16	-	
	М’ясо, яловичина II категорії	20,0	9,8	-	
	М’ясо, свинина (жирна)	11,7	49,3	-	
	М’ясо, свинина (м’ясна)	14,3	33,3	-	
	Конятина I категорії	19,5	9,9	-	
	Конятина II категорії	20,9	4,1	-	
	Баранина I категорії	15,6	16,3	-	
	Баранина II категорії	19,8	9,6	-	
	Печінка яловича	17,9	3,7	-	
	Печінка свиняча	18,8	3,8	-	
	Нирки яловичі	15,2	2,8	-	
	Нирки свинячі	15,0	3,6	-	
	Консерви тушкованого м’яса: - яловичі - з баранини - зі свинини	 16,8 17,3 14,9	 17,0 17,0 32,2	 - - -	

Продовження табл. 3.1

1	2	3	4	5	6
	III. Риба та рибні продукти				
	Тріска охолоджена або морожена	16,0	0,6	-	
	Тріска солона	23,1	0,6	-	
	Окунь морський охолоджений або морожений	18,2	3,3	-	
	Минтай охолоджений або морожений	15,9	0,9	-	
	Скумбрія атлантична охолоджена або морожена	18,0	13,2	-	
	Ставрида океанічна охолоджена або морожена	18,5	4,5	-	
	Хек охолоджений або морожений	16,6	2,2	-	
	Судак охолоджений або морожений	18,4	1,1	-	
	Мойва охолоджена або морожена, виловлена повесні	13,1	7,1	-	
	Мойва охолоджена або морожена, виловлена восени	13,6	18,1	-	
	Салака весняна або морожена	17,5	3	-	
	Салака осіння або морожена	17,0	8,3	-	
	Оселедець івасі спецпосолу	17,5	11,4	-	
	Оселедець атлантичний середнього соління	17,0	8,5	-	
	Консерви рибні натуральні - скумбрія атлантична	16,4	21,4	-	
	Консерви рибні в олії: - ставрида атлантична обсмажена - скумбрія атлантична - сардини атлантичні	15,6 13,1 17,9	27,4 25,1 19,7	- - -	
	Консерви рибні в томатному соусі: - ставрида атлантична	14,8	2,3	7,3	

Продовження табл. 3.1

1	2	3	4	5	6
IV. Жири					
	Жир баранячий топлений	0	99,7	0	
	Жир яловичий топлений	0	99,7	0	
	Жир свинячий топлений	0	99,7	0	
	Жир харчовий кулінарний	0	99,7	0	
	Олія (соняшникова)	0	99,9	0	
	Масло вершкове несолоне	0,5	82,5	0,8	
	Сало-шпик	1,4	92,8	0	
V. Молоко і молочні продукти					
	Молоко (2,5 %)	2,82	2,5	4,73	
	Кефір, кисле молоко	2,8	3,2	4,1	
	Сметана 20 %	2,8	20,0	3,2	
	Сир напівжирний	16,7	9,0	2,0	
	Сир нежирний	18,0	0,6	1,8	
	Молоко незбиране згущене з цукром	7,2	8,5	56,6	
	Молоко коров'яче незбиране сухе	26	25	37,5	
	Тверді сири: - костромський - пошехонський - російський - естонський	 25,2 26,0 23,0 26,0	 26,3 26,5 29 26,4	 0 0 0 0	
VI. Яйця курячі					
	Яйця курячі I категорії	12,7	11,5	0,7	
VII. Цукор					
	Цукор-пісок	0	0	99,8	
	Цукор-рафінад	0	0	99,9	
VIII. Плодоовочеві продукти					
	Картопля свіжа	2,0	0,4	16,3	
	Картопля сушена	6,6	0,3	74	
	Капуста свіжа	1,8	0,1	4,7	
	Капуста квашена	1,8	0	2,2	

Продовження табл. 3.1

1	2	3	4	5	6
	Буряк свіжий	1,5	0,1	9,1	
	Буряк консервований	1,3	0	6,0	
	Цибуля-ріпка свіжа	1,4	0	9,1	
	Цибуля-ріпка сушена	8,4	2,8	42,6	
	Морква свіжа	1,3	0,1	7,2	
	Морква консервована	1,0	0,1	6,2	
	Морква сушена	7,9	0,6	49,2	
	Огірки свіжі (тепличні), з ґрунту	0,7	0,1	1,9	
	Огірки, соління	0,8	0,1	1,6	
	Томати свіжі	1,1	0,2	3,8	
	Томати солоні, консервовані	1,1	0,1	1,6	
	Редис	1,2	0,1	3,8	
	Часник	6,5	0	5,2	
	Томат-паста	4,8	*	19	
	Томат-пюре	3,6	-	11,8	
	Фрукти, ягоди сушені Яблука Груші Сливи Суміш із сухофруктів	 2,2 2,3 2,3 3,0	 - - - -	 48 49 58,4 56,2	
	Концентрати кисілю на плодових та ягідних екстрактах	0,3	-	85,9	
	Повидло яблучне	0,4	-	65,3	
	Соки Яблучний Виноградний Томатний Сливовий	 0,5 0,3 1,0 0,3	 - - - -	 9,1 13,8 3,5 16,1	
IX. Смакові та інші продукти					
	Чай байховий 2-го сорту	20	5,1	4	
	Крохмаль картопляний	0,1	-	79,6	
	Крохмаль кукурудзяний	1,0	0,6	85,2	
	Сіль харчова	0	0	0	
	Гірчичний порошок	37,1	11,1	5,9	

Закінчення табл. 3.1

1	2	3	4	5	6
Х. Консервовані і концентровані обідні страви та м'ясо-рослинні консерви|					
	Консерви м'ясо-рослинні каша з м'ясом горох з м'ясом каша пшенична з м'ясом каша перлова з м'ясом м'ясо з крупою і овочами	 9,6 11,5 16,0 14,0 9,0	 7,7 7,6 12,7 12,9 7,2	 18,9 15,2 55,9 57,4 17,2	
	Борщ	6,6	1,9	48,0	
	Суп з гороховий з овочами	11,3	3,2	49,8	
	Суп картопляний	5,1	1,9	64,1	
	Суп перловий з овочами	5,4	2,6	61,3	
	Горох відварений	14,9	3,8	48,7	
	Каша гречана	8,5	4,0	61,4	
	Каша перлова	6,0	2,9	65,9	

3.2. Визначити баланс БЖВ у добовому раціоні

Скласти перелік харчових продуктів, які входять до вашого добового раціону (сніданок, обід і вечерю), вказати масу кожного продукту (табл. 3.2). Перерахувати вміст білків, жирів і вуглеводів у даних продуктах (табл. 3.1) за масою продукту і записати Б Ж В в табл. 3.2. Визначити баланс Б: Ж: В в денному раціоні.

Таблиця 3.2

Енергетична цінність та баланс аліментарних речовин за добу

_____

(Прізвище ім'я студента)

Назва харчового продукту	Маса продукту	Енергетична цінність продукту за100 г *	Енергетична цінність продукту за масою споживання	Білки, г	Жири, г	Вуглеводи, г
Сніданок						
				Чис/Зн	Чис/Зн	
Обід						
...				Чис/Зн	Чис/Зн	Чис/Зн
Вечеря						
...				Чис/Зн	Чис/Зн	Чис/Зн
Сума БЖВ (*Зн*)	-	-	+			
Б: Ж: В	-	-	-			

Чис – показники білків,жирів і вуглеводів в 100 г продукту,взяті з табл .1

Зн – показники білків,жирів і вуглеводів,визначені за масою спожитого продукту

Контрольні питання і завдання:

1. Розрахуйте енергетичну цінність улюбленого торта за інгредієнтами, використовуючи табл. 1.
2. Порівняйте енергетичну цінність сирів та ковбас за видовим складом: «тофу», «пармезан», «фета», «бринза», «сир домашній»; «салямі», «пастрома», «баструма», «домашня ковбаса», «шинка».

Лабораторна робота №2. Відбір харчових продуктів та їх аналіз. Визначення води і мінеральних речовин у харчових продуктах

3.3. Відбір та підготовка харчових продуктів до аналізу

Відбір проб здійснюється згідно вимог стандартів та технічних умов дослідження. Під час відбору харчових продуктів формуються різні проби:

- проба середня - частина об'єднаної проби, яка призначена для проведення дослідження.
- проба точкова - мінімальна кількість продукції, відібраної з одного місця за один прийом від продукту даної партії для формування об'єднаної проби.
- проба об'єднана - сукупність точкових проб, призначена для складання середньої проби.

Відбір середніх проб твердих і сипучих продуктів проводять методом квартування, рідких - після ретельного перемішування. Величина середньої проби повинна бути достатньою для проведення одного дослідження.

При відборі проб баштанних культур, гарбуза та інших великих овочів кожна одиниця продукції розглядається як точкова проба. Точкові проби відбирають методом випадкової вибірки в 3-4 місцях. З об'єднаної проби відбирають середню пробу масою не менше 3,0 кг.

З не запакованих у тару коренеплодів (буряк, картопля, морква, цибуля), овочів і фруктів (помідори, огірки, баклажани,

яблука) відбирають по 10-15 проб, їх перемішують, формують об'єднану пробу і відбирають середню пробу масою не менше 3,0 кг.

Для відбору проб продуктів запакованих у коробки, ящики, у вибірку включають 10-20% пакувальних одиниць, але не менше трьох. Відбір точкових проб проводять з розкритої тари в трьох точках (зверху, зсередини і знизу). Загальна маса точкових проб не менше 1,0 кг. З точкових проб складають об'єднану пробу, з якої після ретельного перемішування відбирають методом квартування середню пробу. Маса середньої проби не менше 1,0 кг.

Правила пакування і транспортування середніх проб.

Відібрані для дослідження рідкі проби (молоко, молочні продукти, вода й ін.) поміщають у сухий чистий скляний чи поліетиленовий посуд (банки з закрутками, пляшки, флакони), який герметично закривають. При необхідності проби, що швидко псуються (молоко, молочні продукти та ін.) консервують 40%-ним розчином формаліну (1-2 мл/л).

Проби коренеплодів, овочів, фруктів, баштанних культур, а також сипучі проби (борошно, крупи, макаронні вироби та ін.) поміщають у двостінні поліетиленові чи паперові мішки і зав'язують.

Проби з великим вмістом вологи (зелень, ягоди та ін.) зважують безпосередньо після відбору, запаковують у мішки з щільного поліетилену і зав'язують.

Проби м'яса, субпродуктів, кісток, риби, птиці та ін. для уникнення псування перед пакуванням загортають у кілька шарів марлі, змоченої 4-5%-ним розчином формаліну, поміщають у мішки з щільного поліетилену і зав'язують.

Первинна підготовка проб до аналізу включає подрібнювання зразка з метою кращого усереднення проби:

- коренеплоди, фрукти, харчову зелень, м'ясо, рибу та ін. промивають проточною водою, видаляють неїстівні частини продуктів, з ковбасних виробів, сиру, кондитер-

ських виробів знімають захисну оболонку, подрібнюють за допомогою ножа, м'ясорубки та ін.;

- тверді продукти, круп'яні, бобові, макаронні, хлібобулочні вироби подрібнюють за допомогою ножа, м'ясорубки, тертки, подрібнювача;
- в'язкі продукти (згущене молоко, мед, джеми та ін.) при необхідності можна розбавляти до потрібної консистенції дистильованою водою, визначивши і зафіксувавши вихідну масу продукту й об'єм приготовленої суміші.

3.4. Визначення вологи в харчових продуктах

Вміст води в харчових продуктах дуже різний. Це пов'язано з хімічним складом харчової сировини (вихідних тваринних і рослинних тканин), способом їх переробки в кінцеві продукти і зберіганням цих продуктів.

Вода становить 50-90% маси сировини рослинного і тваринного походження і багатьох харчових продуктів. Решта компонентів продукту (органічні та мінеральні) називаються *сухою речовиною*.

За вмістом води продукти поділяються на продукти з високим, середнім і низьким вмістом води. Кількість води (активність води) суттєво впливає на органолептичні характеристики харчових продуктів (консистенцію, запах, смак і колір) та їх термін зберігання, стійкість до мікробної атаки, ферментативні (біохімічні) і неферментативні (хімічні) реакції, що відбуваються під час обробки та зберігання.

Вміст води у харчових продуктах наведено в таблиці 3.3.

Таблиця 3.3

Вміст води у харчових продуктах

Продукт	ω(води),%	Продукт	ω(води),%
м'ясо свинини	30-72	олія	0-0,5
м'ясо яловичини	35-73	цукор	0-0,5
м'ясо курки	63-77	горіхи	3-6
риба	65-81	хліб	35-45
сир	30-78	фрукти	81-94
молоко	87-91	овочі	60-93
яйце	74	картопля	75-80
масло, маргарин	15-18	квасоля	10-12
Мед	19	зерна злаків	11-14

Уміст води в м'ясі залежить від виду (походження) та вмісту жиру. Завдяки відносно високому вмісту жиру, свинина має тенденцію мати нижчий вміст води (сирий свинячий жир містить близько 13% води), тоді як яловичий має вищий вміст води.

Більшість масл (вершкове масло і його замінники) містять біля 16% води. Чим нижче жиру, тим більше води, наприклад у бутербродному маслі. Під час топлення вміст води знижується, тому топлене масло або сало має лише сліди води. Рослинна олія та цукор належить до продуктів з найнижчим вмістом води (до 0,5%).

Вміст води в яйці в більшості випадків сталий 74%, але яєчний білок містить більше води (88%), ніж яєчний жовток (49%).

Якість меду визначається видом меду та вмістом води, яке не повинно перевищувати 19%. За вищої частки води мед починає бродити і перестає бути свіжим. Якісний мед має 17% води.

У їстівній частині фруктів і овочів вміст води залежить від їх видів. Банани містять менше води (76%), ніж яблука (85%), персики (89%), полуниця (90%). Сухофрукти втрачають воду під час висушування, тому містять від 12 до 25% води. Свіжі коренеплоди (морква, буряк) мають високу частку води (90%), проте

під час зберігання вміст води знижується. Салати, огірки і помідори місять біля 95% води. Дещо нижчий вміст води в деяких цибулинних овочах (89–93% у цибулі, 83–89% у цибулі-порею та 61–68% у часнику).

Крупи як і борошно, макаронні вироби мають близький вміст води (11-14%). У пшеничному хлібі частка води нижча (35-36%), тоді як в житньому хлібі більша (38-45%).

Процес виробництва їжі змінює вихідні показники води в продукті. Під час заморожування вміст води залежить від швидкості заморозки та розморожування: при повільному заморожуванні втрачається вода, бо формуються великі кристали, які здатні руйнувати клітини; при швидкому заморожуванні дрібні кристали льоду істотно не змінюють структуру. За вологих умов зберігання або при замочуванні продуктів (злакових, бобових) збільшується вміст води через вбирання її полісахаридами, що входять до їх складу.

Термічна обробка їжі призводить до зменшення води. Однак при варінні м'яса білки сполучної тканини мов колаген зв'язують воду, а міофібрилярні білки мов актин і міозин, значно сприяють втратам води, оскільки вони вивільняють певну кількість води під час термічної денатурації, що призводить до агрегації цих білків [2].

Поділ на зв'язану і незв'язану воду є умовним. Вода, що міститься в харчовому продукті передусім знаходиться у зв'язаній формі, але утримується тканинами з різною силою. Так, за класифікацією П.А. Ребіндера, в основу якої покладена природа та енергія хімічного зв'язку, форми зв'язку вологи з сухими речовинами поділяються на три групи: хімічна, фізико-хімічна і фізико-механічна.

Хімічна форма зв'язку – молекули води входять до складу речовин в точному кількісному співвідношенні. Для видалення її потрібно інтенсивну обробку теплом, що призводить до руйнування структури матеріалу (зв'язана вода).

Фізико-хімічна форма зв'язку – адсорбційна й осмотична. Адсорбційно-зв'язана вода утримується силами Ван-дер-Ваальса поверхневих молекул колоїдних речовин (білків і вуглеводів) на межі поділу тверде тіло-вода. Наприклад, в зернових культурах за їх вологості менше 14% вода знаходиться в зв'язаному стані. З підвищенням вологості 14,5-15,5% з'являється вільна вода. Подальше поглинання води зумовлюється силами осмосу і дифузії. Така вода називається осмотично поглиненою або структурною. Вона не так міцно зв'язана, характеризує стадію набрякання (вільна вода).

Фізико-механічна форма зв'язку характерна для води, що заповнює капіляри, великі пори і порожнини в тілах. Капілярами вода утримується з більшою силою (зв'язана вода). Волога, що утримується силами зчеплення, зв'язана з матеріалом найслабкіше і може бути видалена механічним шляхом (вільна вода).

Вільна волога – це волога, яка не зв'язана полімером і доступна для перебігу біохімічних, хімічних і мікробіологічних реакцій. *Вільна* вода слабко зв'язана з сухими речовинами, легко видаляється з продукту під час висушування (t ~ 100º С), віджимання, пресування, замерзає за 0ºС. Різновидом вільної води є *гігроскопічна*, поглинена продуктами з повітря. Продукти, що мають здатність поглинати або віддавати вологу, називаються *гігроскопічними* (цукор, цукристі кондитерські вироби, крупа, борошно, крохмаль, сушені плоди й овочі).

З*в'язана волога* – це асоційована вода, міцно зв'язана з різними компонентами – білками, ліпідами і вуглеводами за рахунок хімічних і фізичних зв'язків. Така вода існує поблизу розчиненої речовини й інших неводних компонентів, має зменшену молекулярну рухливість та інші властивості, що відрізняються від усієї маси води в тій же системі, і не замерзає за температури -40ºС. Зв'язана вода міцно утримується сухими речовинами і погано видаляється навіть випаровуванням (t > 300ºС). Зв'язана вода знаходиться в мікрокапілярах, адсорбується внутрішньоклітин-

ними системами і утримується колоїдами білків і вуглеводів. До зв'язаної води відноситься також *кристалізаційна* вода.

Вода зв'язана може переходити у воду вільну і навпаки. Наприклад, під час розмерзання м'яса, риби, свіжих плодів і овочів частина зв'язаної води переходить у вільну, що призводить до псування продуктів під дією мікроорганізмів. Під час замішування тіста, варіння макаронних виробів вільна вода поглинається білками і перетворюється на зв'язану колоїдними системами воду.

Визначають вміст води гравіметричним (ваговим) методом, який ґрунтується на точному зважуванні продукту в твердому стані (див. *Про гравіметричний метод*).

Методика визначення вологи
в харчових продуктах гравіметричним методом:

Харчовий продукт миють, витирають папером, чистять від шкірки, потім подрібнюють ножом на маленькі шматочки. Ваги марки 150 М вмикають в електромережу, встановлюють нуль, зважують бюкс з кришечкою розміщеною внизу, записують номер бюксу і вагу в таблицю, потім вагу обнулювання. В бюксі зважують 5,00-10,00 г продукту і перекладають до сушильної шафи, нагрітої до 105 С для висушування. Висушування проводять впродовж 3-5 годин до сталої маси ваги продукту. Після висушування бюкси знімають щипцями з гумовими наконечниками, закриваємо бюкс крижкою, перекладаємо в ексикатор для охолодження і через 20 хв зважують закритий бюкс з висушеним продуктом.

Розраховують частку води в продукті за формулою:

$$w_{H2O} = \frac{m_{H2O}}{m_{\text{продукту}}} \cdot 100\% = \frac{m^{\text{до висушування}}_{\text{бюкс з продуктом}} - \boldsymbol{m}^{\text{після висушування}}_{\text{бюкс з продуктом}}}{m_{\text{продукту}}} \cdot 100\% \quad (1.1),$$

де $m^{\text{до висушування}}_{\text{бюкс з продуктом}}$ – маса наважки продукту з бюксом до висушування, г;

$m^{\text{після висушування}}_{\text{бюкс з продуктом}}$ – *маса наважки продукту з бюксом після висушування;*

$m_{\text{продукту}}$– маса наважки продукту, г.

Результати дослідження вмісту води в харчових продуктах

	Харчовий продукт	$№_{\text{бюксу}}$	$m_{\text{бюксу}}$, г	$m_{\text{продукту}}$, г	$m^{\text{до висушування}}_{\text{бюкс з продуктом}}$, г	$m^{\text{після висушування}}_{\text{бюкс з продуктом}}$, г	m_{H2O},г	w_{H2O}, %
1	Огірок		19,58	5,00	24,58	19,87		?
2	Яблуко		21,90	9,00	30,90	23,24		?

3.5. Визначення мінеральних речовин у харчових продуктах

Під час термічної обробки харчового продукту втрачається спочатку вільна вода, потім з підвищенням температури видаляються хімічно-зв'язані води з полімерами, органічні сполуки руйнуються до летких речовин (CO2, H2O, N2), а мінеральні речовини утворюють сухий залишок (золу) у вигляді солей та оксидів. Отже, всі компоненти, зв'язані з молекулами води, і утворювали єдину систему через здатність води їх розчиняти, але найстійкішими нелеткими речовинами є мінеральні.

Мінеральні речовини (солі) під час розчинення у воді, під час зв'язування білків, вуглеводів надають різні смаки стравам: кам'яна сіль – солоність, солі магнію – гіркуватість, солі заліза – смак дичини. В сукупності це неперевершений смак і запах їжі, яким насолоджуються.

За високої концентрації мінеральні речовини (солі) не дають мікробам розмножитись в їжі, зберігають форму і щільність продукту, м'ясо дозріває і висушується, консервовані огірки залишаються хрусткими.

Під час заморожування сіль не дає можливості утворювати глибу льоду в клітинах, а формує дрібні кристали навколо солоного розчину, і тому не руйнують текстуру їжі. За тривалого зберігання продукту мінеральні речовини (солі) можуть утримувати воду в продукті, не дають воді випаруватись і зберігають соковитість продукту довший час.

Мінеральні речовини переважно існують в продуктах як солі, а в процесі прожарювання можуть утворювати оксиди.

Солі – це продукти заміщення іонів гідрогену (H^+) на іони металу (Me^{+n}) в кислотах, які складаються з іону металу (Me^{+n}), кислотного залишку [$(Me^{+n})_m(КЗ^{-m})_n$]. Тому їх назва утворюється з найменування кожного компоненту, де $КЗ^{-m}$ закінчується суфіксами «ат», «іт» або «ід». Для приготування страв часто використовують хлоридні солі натрію ($NaCl$), кальцію ($CaCl_2$), магнію ($MgCl_2$), заліза ($FeCl_3$); нітратні солі натрію ($NaNO_3$), калію (KNO_3) і натрій гідрогенкарбонат ($NaHCO_3$)

Оксиди – це продукти розкладу кисневмісних солей за високих температур, які є бінарними кисневмісними речовинами, утворені атомами певного елементу та кисню зі ступенем окиснення -2. Їх назва утворюється сполученням двох слів – оксид і назва елементу, а саме Fe_2O_3 –оксид заліза(III), CaO – оксид кальцію: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

Вміст мінеральних речовин у харчових продуктах не високий, за винятком у морській воді. Однак, мінерали є важливими компонентами їжі, впливають на неї чотирма способами: на смак, запах, колір, зв'язують органічні полімери – білки і вуглеводи.

Кількість мінеральних речовин у продукті визначається гравіметричним методом після видалення летких речовин з продукту – газів, води і органіки за $T = 600°C$. Всі солі за цих умов залишають в продукті у вигляді осаду і ототожнюється з сухим

залишком. Відношення маси сухого залишку до маси харчового продукту, називається вмістом мінеральних речовин.

Методика визначення частки солей в харчових продуктах:

Помитий, очищений і дрібноподрібнений харчовий продукт зважують на вагах марки А250 масою *1,00 г*, вносять до зваженого тигля. Тигель з продуктом поміщають до муфельної печі, прожарюють за температури *600 °С* до сталої маси. Через 3 години зразок виймають щипцями і охолоджують в ексикаторі. Потім тигель з сухим залишком зважують на вагах після виставлення показника «нуль». Дані вносять до таблиці та розраховують вміст солей (мінеральних речовин) в харчовому продукті за відношенням маси сухого залишку до маси продукту:

$$w_{\text{солей}} = \frac{m_{\text{сухого залишку}}}{m_{\text{продукту}}} \cdot 100\% = \frac{m_{\text{тигель з продуктом}}^{\text{після прожарювання}} - m_{\text{тигля}}}{m_{\text{продукту}}} \cdot 100\% \quad (1.2),$$

де $m_{\text{сухого залишку}}$ *– маса сухого залишку, г;*

$m_{\text{продукту}}$ *– маса наважки продукту, г;*

$m_{\text{тигель з продуктом}}^{\text{після висушування}}$ *– маса наважки продукту з тиглем після висушування;*

$m_{тигля}$ *маса тигля, г.*

Результати дослідження вмісту солей в харчових продуктах

№	Харчовий продукт	№ тигля	$m_{\text{тигля}}$, г	$m_{\text{продукту}}$, г	$m_{\text{тигель з продуктом}}^{\text{після прожарювання}}$, г	$m_{\text{сухого залишку}}$, г	$w_{\text{мінералів}}$, %
1	Огірок		19,16	1,00	19,17	?	?

Контрольні питання і завдання

1. Скласти рейтинг харчових продуктів за вмістом води в компонентах гамбургера. Записати основні інгредієнти для гамбургера, вказати в них частку води і скласти рейтинг цих компонентів.

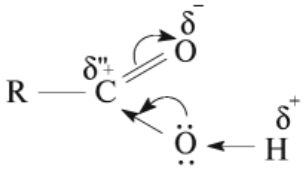
2. Охарактеризуйте поняття «1 ккал», «1Дж».
3. Які речовини і харчові продукти належать до високоенергетичних і низькоенергетичних?
4. Як розраховують баланс речовин? Який оптимальний показник балансу речовин.

Прилади та матеріали: харчові продукти (морква, картопля, огірок, яблуко, гриб, петрушка), бюкси, тиглі, шпателі, вага марки А250, ексикатор, сушильна шафа, муфельна піч.

Лабораторна робота № 3. **Кислотність харчових продуктів**

Харчові продукти є різні на смак: одні солодкі, солені, гіркі, а є ті, що кислі. Саме про продукти з кислим смаком і піде мова в даній роботі. Продукти дуже кислі, бо вони містять кислоти органічного або мінерального походження. Оцет містить оцтову кислоту, лимон – лимонну кислоту, молоко – молочну кислоту, буряк – янтарну кислоту. Що спільного між ними? Відповідь лежить на поверхні, звісно, це кислоти, в складі яких містяться іони водню (H^+), закріплені до карбоксильних груп (*COOH)* в органічних кислотах.

Кількість карбоксильних груп (*COOH)* рівноцінно впливає на вміст іонів водню (H^+) в розчині та збільшує кислотні властивості речовини. Відщеплення протону (H^+) від карбоксильної групи (*COOH*) під час дисоціації кислоти є можливим за сильного послаблення зв'язку між атомами гідроксильної групи (O←H). Цьому сприяє двоскладова і нерівноцінна будова карбоксильної групи, а саме висока електронегативність атома кисню карбонільної групи (C=O) зумовлює відтягування електронів від атома карбонільного вуглецю, а вуглець в свою чергу викликає зсув електронів від кисню гідроксильної групи (C←OH). Це спричинює зміщення електронної густини в карбоксильній групі від атома водню гідроксильної групи до вуглецю, від вуглецю до карбонільного кисню та посилення дисоціації гідроксильної групи:



Мірою сили кислот є *константа дисоціації (іонізації, K*) – відношення добутку іонів в розчині до недисоційованих молекул,

взятих в стехіометричних коефіцієнтах: $K = \frac{[anion]^n[kation]^m}{[molecul]}$. Це стала величина для кислот, однак для їх оцінки частіше використовують логарифмічний показник *pK = -lg K*, за яким визначають силу кислоти і поділяють на:

pK < 0 – дуже сильні електроліти (кислоти);
pK = 0....4,5 – сильні або середньої сили;
pK = 4,5....9 – слабкі електроліти;
pK = 9....14 – дуже слабкі електроліти;
pK > 14 – надзвичайно слабкі електроліти.

Монокарбонові органічні кислоти, що містять одну *COOH* групу, є слабкими електролітами і мають константу дисоціації нижчу за мінеральні кислоти (HCl, HNO_3, H_2SO_4). Багатокарбонові кислоти з двома чи трьома *COOH* групами виявляють сильніші кислотні властивості, за величиною pK їх можна віднести до середніх електролітів (табл 3.4).

Таблиця 3.4

Константи дисоціації карбонових кислот

№	Назва кислот (тривіальна)	Назва кислот (систематична, IUPAC)	Формула	pK
1	Оцтова	етанова	CH_3COOH	4,76
2	Молочна	1-гідроксо-пропанова	$CH_3CH(OH)COOH$	3,86
3	Щавлева (оксалатна)	етандіонова	$(COOH)_2$	1,25 4,29
4	Янтарна (бурштинова)	бутандіонова	$C_2H_4(COOH)_2$	4,19 5,48
5	Яблучна	1-гідроксо-бутандіонова	$(COOH)CH(OH)CH_2(COOH)$	3,46 5,05
6	Винна (тартратна)	2,3-дигідроксо-бутандіонова	$(CH(OH))_2(COOH)_2$	2,52 4,16
7	Лимонна	2-гідрокси-1,2,3-пропан-трионова	$C_3H_4(OH)(COOH)_3$	2,94 4,14 5,82

Процес відщеплення іонів водню (H^+) від карбоксильної групи ($COOH$) описується реакцією дисоціації, яка відбувається в розчинах.

Електролітична дисоціація – це процес розпаду речовин на іони в розчинах внаслідок дії розчинника. Наприклад, кислоти під час дисоціації відщеплюють іони гідрогену (H^+) а основи – іони гідроксилу (OH^-)

$$CH_3COOH \leftrightarrows CH_3COO^- + H^+,$$

$$NaOH \leftrightarrows Na^+ + OH^-.$$

Речовини, які розпадаються на іони в розчинах, є *електролітами* другого роду і здатні проводити струм. Серед органічних речовин до електролітів відносять лише карбонові кислоти і більшість неорганічних речовин (мінеральні кислоти, основи, солі, вода).

Речовини, які в розчинах, розплавах не розпадаються на іони і не проводять струм, називаються *неелектролітами*. Це білки, жири, вуглеводи, інші органічні сполуки та оксиди.

У розчині вода є полярним розчинником, тому полегшує іонізацію розчиненої речовини. Полярність виникає через різну електронегативність складових частин молекули води, їх віддаленість один від одного, де позитивний заряд мають іони гідрогену (H^+), а негативний заряд – іони гідроксилу (OH^-). Така заряджена молекулярна частинка характеризується дипольним моментом і позначається диполем – системою двох рівних різнойменних, віддалених один від одного точкових зарядів (глосарій). Активність розчинника за певної температури сталий, однак як слабкий електроліт вода в дуже невеликій степені є дисоційована. Спрощена і повна схема дисоціації води вказує на утворення однакового числа іонів H^+ (або H_3O^+-іон гідроксонію) і OH^-. Рівняння дисоціації води записують так:

$$H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^- \text{ (спрощене рівняння)},$$

$$H_2O + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + OH^- \text{ (повне рівняння)}.$$

Процес дисоціації води є ендотермічним, тому константа рівноваги цього процесу зростає зі збільшенням температури та описується рівнянням: $K_{H2O} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$, де $[H^+], [OH^-], [H_2O]$ – рівноважні концентрації компонентів.

За кімнатної температури концентрація води стала, тому нехтуючи знаменником рівняння рівноваги можна описати іонним добутком води K_w – це добуток рівноважних концентрацій іонів $[H^+]$ на $[OH^-]$:

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

З виразу іонного добутку води видно, що в будь-якому розчині завжди містяться іони гідрогену і гідроксилу. *У чистій воді* співвідношення цих іонів однакове, а їх концентрація $[\boldsymbol{H}^+] = [\boldsymbol{OH}^-] = \sqrt[2]{K_w} = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 10^{-7} mol/l$. *При внесенні до води продукту, що містить оцтову кислоту*, вона дисоціює $CH_3COOH \leftrightarrows CH_3COO^- + \boldsymbol{H}^+$, додатковий іон гідрогену змінить співвідношення іонів у воді та зсунить рівновагу в бік збільшення іонів гідрогену (H^+), а концентрація буде більша за 10^{-7} *mol/l*. *У випадку додавання лугу до води*, який утворить додатковий гідроксил-іон $NaOH \leftrightarrows Na^+ + \boldsymbol{OH}^-$, рівновага зсуниться до збільшення іонів гідроксилу (OH^-). Тому за співвідношенням іонів (H^+) і (OH^-) визначають кислотність розчинів.

Кисле середовище виникає, коли в розчині переважають іони гідрогену (H^+) або іони гідроксонію (H_3O^+).

Лужне середовище встановлюється, коли в розчині переважають гідроксил-іони (OH^-).

Нейтральне середовище настає, коли однакова концентрація іонів гідрогену (H^+) і гідроксилу (OH^-) в розчині.

Кислоти у фруктах і овочах надають кислотності, терпкості продуктам. Цей смак продукту є привабливим для споживачів, оскільки кислоти подразнюють нюховий нерв і викликають бажання їсти. Додавання до їжі кислотних компонентів, зокрема до

джемів, варення, хлібобулочних виробів, кондитерських виробів, соків, консервів, молочної продукції дозволяє регулювати кислотність для оптимізації смаку або для його підсилення. Найчастіше в харчовій промисловості використовують лимонну, яблучну, винну, молочну, фосфорні кислоти та кілька кислот циклу лимонної кислоти (цикл Кребса).

Існує мнемонічне правило для кращого запам'ятовування послідовності утворення кислот у циклі Кребса з 8 процесів у мітохондріях еукаріот:

***Ц**ілий **А**нанас **І** **К**усочок **С**уфле **С**ьогодні **Ф**актично **М**ій **О**бід,*
що відповідає послідовності
***Ц**итрат **А**конітат **І**зоцитрат α-**К**етоглутарат **С**укциніл-КоА*
***С**укцинат **Ф**умарат **М**алат **О**ксалоацетат.*

Ці кислоти з низьким значенням константи кислотності в розчинах перебувають у дисоційованому стані. Для буферизації кислотності до продукту часто вносять солі цих кислот, оскільки одночасне існування кислоти і солі стабілізує кислотно-основний баланс і формує буферний розчин. *Буферний розчин* – це двокомпонентна система кислоти і солі зі сталим значенням кислотності середовища. Вміння урівноважувати кислотно-лужний баланс в харчових продуктах є важливим і корисним для здоров'я організму. Німецьким вченим Р. Бергом більше 100 років тому встановлено, що пропорція лужної і кислої їжі в раціоні має становити 3:1, тобто лужне внутрішнє середовище – найбільш оптимальний стан організму. Лужне середовище формується в процесі обміну фруктами, овочами і горіхами, кислотне середовище – рибою, м'ясом, яйцем, зерновими культурами.

Лимонна кислота ($C_3H_4(OH)(COOH)_3$). Лимонна кислота присутня в організмі людини, рослин, тварин і функціонує як посередник у диханні та енергетичному обміні. Він використовується в харчовій промисловості більше 100 років. Лимонна кислота є триосновною і використовується в основному в напоях типу

цитрусових, особливо в газованих апельсинових, лимонних і лаймових напоях, а також у фруктових соках, концентратах, сиропах і напоях. Для кондитерських виробів, жувальних гумок, десертів, морозива, джемів і желе лимонна кислота є абсолютно необхідною. Він також цінний для приготування м'яса, майонезу, сиру, сиру. У багатьох випадках цитрат натрію використовується з лимонною кислотою для буферизації кислотності. Лимонна кислота виробляється в основному шляхом бродіння кукурудзяного цукру або патоки. Його також отримують із сирого гліцерину шляхом бродіння дріжджів *Yarrowia lipolytica* (Моргунов та ін. 2013).

Яблучна кислота ($(COOH)CH(OH)CH_2(COOH)$) міститься в багатьох овочах і фруктах, особливо в яблуках. Її підкислювальні властивості нагадують властивості лимонної кислоти, але з часом з'являється характерна терпкість. Яблучна кислота поєднується з лимонною кислотою, щоб зменшити гострий відтінок їжі, щоб смак був більш м'яким і природним. *[Peter C.K. Cheung та ін., 2013].*

Молочна кислота ($CH_3CH(OH)COOH$) широко зустрічається в природі, особливо в молоці та продуктах бродіння, і використовувалася з перших днів історії людства. Оскільки це в'язка рідина, кислота присутня у D-, L-стерео-ізомерах, але загалом харчова промисловість використовує рацемічну суміш DL. Молочна кислота помірно терпка і використовується в молочних продуктах, вині, заморожених десертах і особливо додається до іспанських оливок. *[Peter C.K. Cheung та ін., 2013].*

Винна кислота ($(CH(OH))_2(COOH)_2$)) в природі міститься у винограді, лаймі, смородині, агрусі, малині та багатьох інших фруктах і сприяє чудовому смаку фруктових напоїв, желе, консервів, шербету та тістечок, особливо в поєднанні з лимонною кислотою. Його калієва сіль, бітартрат монокалію, комерційно відомий як винний камінь, є поширеним розпушувачем у хлібопекарській промисловості. Більшість винної кислоти виробляється з віджатої макухи незбродженого виноградного соку, отриманого під час виробництва вина. *[Peter C.K. Cheung та ін., 2013].*

Фосфорна кислота (H_3PO_4) є єдиною неорганічною кислотою, яка використовується в харчовій промисловості. Найменш дорогий підкислювач. Його основне використання – це газовані напої, зокрема кола, кореневе пиво та сарсапарілья, на рівні кількох сотень частин на мільйон. Він також використовується в деяких молочних продуктах, таких як сир. Кислоту отримують шляхом обробки фосфоровмісної породи сульфатною кислотою, відновлення продукту до елементарного фосфору, спалювання його з утворенням фосфору, який потім гідратують з одержанням 75–85 % ортофосфорної кислоти, і остаточного очищення кислоти до комерційного рівня 75 %, 80 % або 85 %. *[Peter C.K. Cheung та ін., 2013].*

3.6. Визначення активної кислотності харчових продуктів потенціометричним методом

З точки зору теорії електролітичної дисоціації, запропонований датським вченим С. Арреніусом, лише кислоти є донорами протонів (H^+) , інші речовини основи – донорами гідроксил-іонів (OH^-)), солі – донори іонів металу (M^{+m}). Вода одночасно є донором протонів (H^+) і гідроксил-іонів (OH^-).

Кислотність – це властивість речовин бути донором іонів гідрогену (H^+). Вміст іонів гідрогену (H^+) в рідких харчових продуктах аналізують безпосередньо, з твердих продуктів готують водну витяжку в співвідношенні 1:5.

Актуальна (активна) кислотність – це кислотність продукту, зумовлена концентрацією іонів гідрогену (H^+) в розчині. Активна кислотність свідчить про якість опари, тіста, смак готових виробів у хлібопеченні. pH розсолів, меланжу з яєць, желатини, молока та молочних продуктів визначають у виробництві молочних та

м'ясних продуктів. У цукровому виробництві безперервно контролюється pH дифузійного соку, соку I і II сатурації, сиропів [1].

Зручною характеристикою кислотності розчинів є **водневий показник (*pH*)**, запропонований Серенсеном.

pH – це від'ємний десятковий логарифм концентрації іонів гідрогену (H^+) у розчині.

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

За іонним добутком води ($K_w=[H^+][OH^-]=10^{-14}$) концентрація іонів гідрогену (H^+) в розчині більша за 10^{-14} *mol/l*, а використання логарифмічної функції для іонного добутку води $pK_w=-lg10^{-14}=14$ показує, що ***pH+pOH=14,*** при цьому величина змінюється від 1 (дуже кислий) до 14 (дуже лужний).

Якщо $pH<7$, то розчин називається ***кислим***, де переважають іони H^+.

Якщо $pH=7$, то розчин називається ***нейтральним*** з рівною концентрацією іонів $[H^+]=[OH^-]$.

Якщо $pH>7$, то розчин називається ***лужним***, де переважають іони OH^-.

Десятикратне розведення розчину змінює *pH* на одну одиницю (у разі сильних кислот чи основ). На практиці, якщо концентрацію іонів $[H^+]$ помножити на 2 величина *pH* зменшується приблизно на 0,3.

Величину *pH* визначають колориметричним або потенціометричним методами.

Потенціометричний метод ґрунтується на визначенні кислотності розчинів за допомогою електрохімічної системи електродів *(див. Про потенціометричний метод*).

Колориметричний метод визначає кислотність за забарвленням індикаторів.

Індикатори – це слабкі органічні кислоти, які в розчин за різної кислотності середовища дисоціюють і змінюють забарвлення. Універсальний індикатор дозволяє швидко і достовірно визна-

чити кислотність середовища харчових продуктів, занурюючи папірець до змоченої поверхні продукту. Колір універсального індикатора на всій шкалі кислотності середовища змінюється від червоного до фіолетового (рис. 3.1).

У *сильнокислому середовищі (pH=1-4)* – червоний,
у *кислому (pH=5)* – жовтий,
у *нейтральному (pH=7)* – зелено-сірий,
у *лужному (pH=9-14)* – від синього
до фіолетового кольору.

Рис. 3.1. Універсальний індикаторний папірець
та його колір за pH1-pH14.

Методика визначення pH харчових продуктів

1. У хімічні склянки вносять 30-50 мл рідини (воду, оцет, молоко, фруктовий сік).
2. Зважують 10 г харчового продукту в твердому стані (огірок, яблуко), ріжуть на дрібні шматочки, поміщають в конічну колбу, додають 50 мл дистильованої води та перемішують 3 хв. Суспензію фільтрують через лійку з фільтрувальним папером у склянку. Фільтрат використовують далі в аналізі.
3. Перед вимірюванням потенціометр pH-метр 150М, електроди якого опущені у дистильовану воду, нагрівають 10 хв.
4. Виймають електроди з дистильованої води, витирають фільтрувальним папером та опускаємо в рідину.
5. Вимірюють pH рідини 1-2 хв до встановлення рівноваги на електроді. Електроди виймають, промивають дистильованою водою, витирають фільтрувальним папером і опускають їх в іншу рідину. За отриманим значенням визначаємо кислотність харчового продукту.

Прилади та матеріали: природна вода 50 мл, кава 50 мл, овочеві та фруктові соки 50 мл, pH-метр 150М, хімічні склянки 50-100 мл, фільтри, лійки, колби конічні, фарфорові чаші, скальпель.

3.7. Визначення потенціальної кислотності харчових продуктів титриметричним методом

У харчових продуктах можна визначити не лише актуальну кислотність, але й потенціальну кислотність, яка більш повніше вказує на наявність кислот у продуктах. У цьому випадку використовують реакцію нейтралізації, коли кислота реагує з лугом, утворюючи сіль та воду. У харчовій промисловості такий аналіз проводять у молоці, питній воді, жирах, плодово-овочевих продуктах титриметричним методом *(Про кислотно-лужне титрування)*.

Потенціальна кислотність – це кількість лугу, необхідного для нейтралізації кислот у харчовому продукті.

Титриметричний метод ґрунтується на визначенні кількості кислоти в продукті за об'ємом титранту.

Методика визначення потенціальної кислотності харчових продуктів

Зважують 20 г твердих і напівтвердих зразків плодів (помідора, яблука, ківі, буряка) на технохімічних вагах марки А-250.

Плоди подрібнюють і розтирають у ступці, додають 50 мл нагрітої до 80°С дистильованої води, струшують декілька хвилин, потім нагрівають на електроплитці 30 хв.

Розчин охолоджують, фільтрують, доводять до 100 мл водою.

У чисту колбу відбирають 20 мл аліквоти з фруктово-овочевої витяжки, поміщають у склянку, додають індикатор – **фенолфталеїн** та титрують 0,1 н розчином натрій гідроксиду (луг) до слабомалинового забарвлення, яке не зникає впродовж 1 хв.

Записують за даними бюретки об'єм натрій гідроксиду, витрачений на реакцію, та розраховують потенціальну кислотність продукту (K):

$$K = \frac{C_{NaOH} V_{NaOH} V_{\text{витяжки}} M_{\text{кислоти}}}{m_{\text{плоду}} V_{\text{аліквоти}} 1000} \cdot 100, \qquad (1.3)$$

де C_{NaOH} - молярна концентрація натрій гідроксиду (0,1н);
$V_{\text{витяжки}}$ – об'єм плодово-фруктової витяжки (50 мл);
$V_{\text{аліквоти}}$ – об'єм плодово-фруктової витяжки, взятий на титрування (20 мл);
$m_{\text{плоду}}$ – маса харчового продукту (20 г);
$M_{\text{кислоти}}$ – молярна маса карбонової кислоти, що міститься в продукті (М(яблучної кислоти)=134 г/моль, М (лимонної кислоти) =192 г/моль);
V_{NaOH} – об'єм натрій гідроксиду, використаний на титрування, мл.

Результати потенціальної кислотності харчових продуктів

№ проби	Назва харчового продукту	$m_{\text{плоду}}$ г	$V_{\text{витяжки}}$, мл	$V_{\text{аліквоти}}$, мл	V_{NaOH}, мл	K,
1		5	50	20	2,5	?

3.8. Визначення кислотності молока титриметрично

Кислотність молока зумовлена кислотними солями – дигідрофосфатами та дигідроцитратами, білками (казеїном та сироватковими білками), вуглекислим газом, кислотами (молочною,

лимоновою, аскорбіновою, вільними жирними) та іншими компонентами молока. Титровану кислотність виражають у градусах Тернера (ºТ). ***Градус Тернера відповідає 90 г молочної кислоти (рис. 3.2) у 100 мл молока.*** Кислотність молока визначають за об'ємом 0,1 н натрій (калій) гідроксиду, необхідного для нейтралізації 100 см^3 продукту. Методика визначення титрованої кислотності молока проводиться за ГОСТ 3624-92.

Кислотність молока є критерієм оцінки якості молока, його сорту (табл. 10.2, 10.3). Для свіжого молока кислотність складає 16-20 ºТ, для молока, що зсідається за кімнатної температури, цей показник вище 60 ºТ.

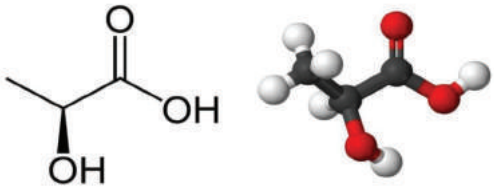


Рис. 3.2. Молочна кислота (структурна, просторова будова).

Таблиця 3.5

Розподіл заготівельного молока за ґатунками

Назва показника	Норма для ґатунку			
	Екстра	Вищий	Перший	Другий
Кислотність, ºТ	16-17	16-18	16-19	≤ 20

Методика визначення кислотності молока

У конічну колбу місткістю 250 мл за допомогою піпетки відмірюють 10 мл молока, додають 20 мл дистильованої води і 1-2 краплі 1 %-го спиртового розчину фенолфталеїну. Суміш ретельно перемішують і титрують 0,1 н розчином натрій (калій) гідроксиду до слабко-рожевого забарвлення, яке не зникає впродовж 1 хв. Кислотність молока ($K_{молока}$, ºТ) розраховуюють за формулою:

$$K_{\text{молока}} = \frac{C_{NaOH} \cdot V_{NaOH(\text{т.е.})}}{V_{\text{молока}}} \cdot \frac{100}{1000} \cdot 90 \cdot 30 = 2{,}7 \cdot V_{NaOH(\text{т.е.})} \qquad (1.4);$$

де C_{NaOH} – концентрація розчину лугу, н; $V_{(NaOH(т.е.)}$– середній об'єм розчину лугу, витрачений на титрування проби молока, мл; $V_{\text{молока}}$ – об'єм молока, мл; 30/ $V_{\text{молока}}$ – кратність розведення молока; 100 – множник для перерахунку в градуси на 100 мл молока; 1000 –множник для переведення мл в л; 90 – молекулярна маса молочної кислоти, г/моль.

Прилади та матеріали: природна і газована вода 100 мл, молоко 100 мл, яблуко, буряк, помідор, ківі, колби конічні Ерленмейєра 250 мл, бюретки на 10-20 мл, склянки місткістю 100 мл.

Реактиви : 0,1 н натрій гідроксид *NaOH*, фенолфталеїн.

Контрольні питання і завдання

1. Чим відрізняються органічні кислоти від мінеральних?
2. Назвіть продукти, де містяться органічні кислоти.
3. Що таке pH? Де більше іонів гідрогену за pH 7 чи 9?
4. Які види кислотності середовища розчинів?
5. Назвіть індикатори для визначення кислотності середовища?
6. Обрахувати концентрацію іонів гідрогену в харчовому продукті за величиною pH (за даними досліду 1).
7. Перевірити кислотність 3 харчових продуктів за допомогою індикаторів.
8. Чим відрізняється потенційна кислотність від актуальної кислотності харчових продуктів?
9. Яка техніка визначення потенційної кислотності харчових продуктів?
10. В яких одиницях оцінюють потенційну кислотність вод, молока?

Лабораторна робота № 4. Гідроліз жирів

Ліпіди – компонент харчових продуктів, який надає певних смакових і текстурних особливостей їжі: кремоподібності та повітряності, легкої прохолоди та м'якості під час танення. Цей компонент не лише висококалорійна речовина, яку використовують в їжі, але як середовище її приготування та розчинення вітамінів К, Е, А, В.

Ліпіди – це група органічних сполук, що хімічним складом є похідними жирних кислот, спиртів, альдегідів, побудованих за допомогою етерного, естерного, фосфороетерного та глікозидного зв'язків.

У природі трапляється велика кількість ліпідів різної структури, будови і функцій. Базова класифікація ліпідів розрізняє 3 класи: прості, складні та похідні (Christie 1973). Прості ліпіди – це естери жирних кислот і спиртів. Складні ліпіди – це естери жирних кислот і спиртів, що містять залишки ще ортофосфорної кислоти, вуглеводів, аміноспирту. Похідні ліпіди –це продукти гідролізу ліпідів. В харчових продуктах частіше зустрічаються прості ліпіди.

Прості ліпіди (або жири, олії) – це триацилгліцериди, що складаються з гліцерину (1,2,3-тригідроксипропану) з вищою карбоновою кислотою (жирною кислотою), етерифікованою на кожному гідроксилі через карбоксильну групу. Наприклад, одним із переважаючих триацилгліцеридів у соєвій олії є *1-**л**інолеоїл-2-**л**інолеоїл-3-**о**леоїлгліцерин*, який також можна скоротити за першою літерою жирних кислот як LLO.

Розташування жирних кислот на гліцерині не зовсім випадкове. У більшості рослин ферменти *ацилтрансферази*, відповідальні за перенесення жирних кислот, і ферменти *десатурази*, які вводять подвійні зв'язки в жирні кислоти, є дещо специфічними з точки зору ступеня ненасиченості та довжини ланцюга

ацильних груп, на які вони діють. Наприклад, какао-масло містить три переважаючі триацилгліцериди: *1-пальмітоїл-2-олеоїл-3-стеароїлгліцерин* (POS), *1,3-дистеароїл-2-олеоїлгліцерин* (SOS) і *1,3-дипальмітил-2-олеоїл-гліцерин* (POP). (Shukla 1995).

Жирні кислоти – вищі карбонові кислоти з довгим аліфатичним вуглеводневим ланцюгом. Синтезуються жирні кислоти в жири та олії у тваринному і рослинному організмах однаковим шляхом через приєднання двокарбонових ланок С-С до ацильного ланцюга доки він не досягне довжини С15-С24 і більше. Тому переважно ланцюг має парну кількість карбонів.

Залежно від кількості атомів карбону (довжини ланцюга) жирні кислоти можна розділити на коротколанцюгові жирні кислоти (С4 і С6), середньоланцюгові жирні кислоти (С8-С12), довголанцюгові жирні кислоти (С14—С18), жирні кислоти з дуже довгим ланцюгом (С20—С26) і жирні кислоти з наддовгим ланцюгом (С28—С38).

Систематична назва кислот подається за числом атомів карбону в молекулі (N) із закінченням *анова* (якщо 10С – деканова, 15С – пентадеканова). За наявності подвійних зв'язків (М – їх число) вказують номер карбону, де розташований зв'язок, а закінчення змінюється з *анова* на *енова* (якщо кислота має 10 С і подвійний зв'язок біля С2, то назва деценова-2). Для короткого запису використовують співвідношення N:M (10:2), особливо це стосується поліненасичених кислот. Також використовують тривіальні назви (16:0 – пальмітинова, 18:0 – стеаринова, 18:1 – олеїнова кислоти, 18:3 – омега 3).

У природі та продуктах харчування ліпіди містять такі групи жирних кислот:

- насичені жирні кислоти,
- мононенасичені жирні кислоти з одним подвійним зв'язком (моноенові),
- поліненасичені жирні кислоти з кількома подвійними зв'язками (полієнові),

- жирні кислоти різної будови (ароматичні (циклічні) кислоти, кислоти з оксиген-, азот- або сірковмісними функціональними групами).

Насичені жирні кислоти – це кислоти загальної формули $C_nH_{2n+1}COOH$, з одинарними міжкарбоновими зв'язками, які переважають в тваринних організмах, є твердими за кімнатної температури. Найпоширенішими насиченими жирними кислотами в тваринних і рослинних тканинах є міристинова (тетрадеканова, 14:0; 3-1) кислота, пальмітинова (гексадеканова, 16:0; 3-2) кислота і стеаринова (октадеканова, 18:0).

Ненасичені жирні кислоти – кислоти загальної формули $C_nH_{2n-1}COOH$, що містять один подвійний зв'язок, переважають в рослинних організмах, за кімнатної температури є рідкими.

Олеїнова кислота (18:1, октадеценова-9) – це мононенасичена кислота, яка міститься майже у всіх природних жирах, але найбільше її зафіксовано в структурі оливкової олії, де її вміст складає 80%. Саме цей харчовий продукт і посприяв назві речовини.

До *поліненасичених жирних кислот* відносять незамінимі жирні кислоти, які не можуть синтезуватись організмом і повинні надходити з харчових продуктів. Вони є одними з найважливіших молекул, які визначають цілісність, структуру, функції, здатність нашого мозку (60% складається з жиру) працювати. Для функціонування клітин мозку, сітківки ока потрібна не лише альфа-ліноленова кислота (омега-3), але й довголанцюгові поліненасичені жирні кислоти – докозагексаєнова кислота (омега-3). Остання ферментативно синтезується печінкою з лінолевої та альфа-ліноленової кислот. Кількість арахідонової (омега-6, 20:4) та цервонової (омега-3, 22:6) кислот, які належать до класу омега-6, з віком знижується через зниження активності печінкової десатурази (яка бере участь у синтезі довгих ланцюгів) і призводить до порушення обміну церебральних мембран, сильніше уражаються фронтальна кора головного мозку та гіпофіз. Тому

їжа – єдине джерело постачання їх в організм. Велика кількість докозагексаєнової кислоти міститься у риб'ячому жирі лосося та атлантичного оселедця, зоопланктоні, морських молюсках, динофітових мікроводоростях.

Науковці довели, що регулярне вживання молочних продуктів з омега-3 впродовж трьох місяців покращує показники розумового розвитку та здоров'я дитини від 15% до 30% за результатами клінічного дослідження дитячого харчування, яке провів Інститут педіатрії, акушерства та гінекології НАМН України.

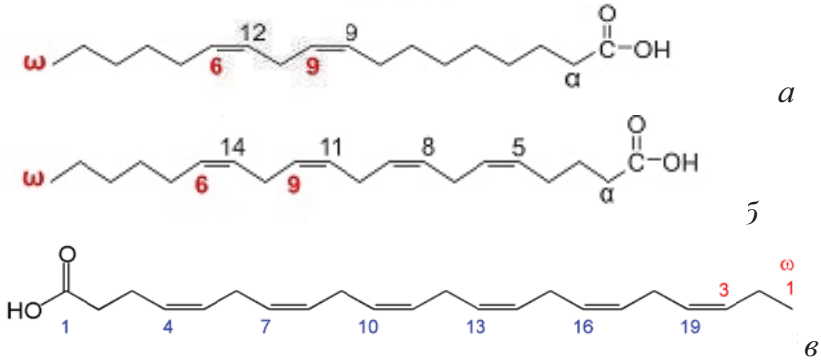


Рис. 3.3. Лінолева (омега -6, а); арахідонова (омега-6, б); докозагексаєнова (омега -3, в) кислоти.

В умовах кулінарної та технологічної обробки, а також під час зберігання та in vivo (в живому, тобто відбувається всередині організму) ліпіди окиснюються до радикалів та реагують один з одним, а також з неліпідними харчовими компонентами. Гідропероксидні вільні радикали, епоксидні та альдегідні функціональні групи окислених ліпідів в основному беруть участь у реакціях з білками. Продуктами окиснення жирів окрім гідропероксидних радикалів, є вільні жирні кислоти, альдегіди, кетони. Якість жирів

за цих умов погіршується, тому запропоновано кілька показників: пероксидне число, кислотне число, йодне число. Методи їх визначення наведено в даній роботі.

3.9. Визначення кислотного числа харчових жирів

Кислотне число – це кількість міліграмів лугу, необхідного для нейтралізації вільних кислот в 1 г жиру. Рослинні олії мають нижчий показник кислотного числа, ніж жири тваринного походження. Нормується кислотне число також за сортом харчового жиру: чим вищий сорт, тим менша кількість вільних жирних кислот. Тваринний жир вищого сорту має кислотне число до 1,2 мг/г, I сорт – до 2,2 мг/г (табл. 3.6).

Таблиця 3.6

Норми кислотного числа жирів

Харчовий жир	Кислотне число мг/г жиру
Соняшникова олія	
Рафінована Нерафінована Нерафінована I сорту	0,4 1,5 2,25
Соєва олія	
Рафінована Гідратована I сорту	0,3 1,0
Кукурудзяна олія	
Рафінована Нерафінована	0,4 5,0
Топлений тваринний жир (свинячий)	
Вищого сорту I сорту	1,2 2,2
Збірні жири	3,5

Методика визначення кислотного числа харчових жирів

Зважити 3,00 г жиру на годинниковому склі з точністю до 0,01 г, перенести в конічну колбу на 100 см^3, додати 30 мл попередньо нейтралізованої суміші етанолу та етилового ефіру в рівних кількостях (1:2) для розчинення жиру. Розчин перемішати і підігріти на водяній бані до отримання прозорого розчину. За наявності каламуті ще раз підігріти розчин.

У колбу додати 2-3 краплі 1 % спиртового розчину фенолфталеїну, титрувати розчин 0,1 моль/л спиртовим розчином натрій гідроксиду *NaOH* до появи слабкорожевого забарвлення, яке не зникає впродовж 1 хвилини.

Для олій з темним забарвленням титрування проводять у присутності тимолфталеїну до ледь помітної зміни кольору розчину.

Кількість лугу в міліграмах, необхідний для нейтралізації жирних вищих кислот, розраховувати за формулою:

$$\text{Кислотне число} = \frac{C_{NaOH} \cdot V_{NaOH}}{m_{жиру}} \cdot 40 \cdot \frac{V_{витяжки}}{V_{аліквоти}} \qquad (1.5);$$

де:

C_{NaOH} – концентрація натрій гідроксиду NaOH, використаний для титрування; 0,1н;

V_{NaOH} – об'єм 0,1 н натрій гідроксиду NaOH, використаний на титрування жирних вищих кислот, мл;

$m_{жиру}$ – маса жиру в г;

$V_{витяжки}$ – об'єм приготовленої витяжки жиру, мл;

$V_{аліквоти}$ – об'єм розчину, взятий для титрування, мл;

40 – молекулярна маса натрій гідроксиду.

3.10. Визначення числа омилення харчових жирів

Число омилення – це міліграм калій гідроксиду, необхідний для нейтралізації вільних та зв'язаних кислот, що містять 1 г жиру.

Під час кип'ятіння жиру з надлишком стандартного етанольного розчину КОН відбувається гідроліз жиру і утворюється гліцерин та сіль вищих жирних кислот:

$$R1COOCH2 - CH(OOCR2) - CH2OOCR3 + KOH$$
$$\rightarrow \underset{\textit{гліцерин}}{HOCH2 - CH(OH) - CH2OH} + \underset{\textit{солі жирних кислот}}{R1COOK + R2COOK + R3COOK}$$

Визначення числа омилення проводять оберненим титруванням. Спочатку надлишок калій гідроксиду відтитровують розчином хлоридної кислоти. За різницею об'єму *HCl*, використаний на титрування аналізованого розчину та контрольної проби, визначають масу калій гідроксиду, затрачену на зв'язування кислот.

Методика визначення числа омилення в жирах

Жир вагою 3 г поміщають в колбу для титрування, додають 25 мл розчину калій гідроксиду, накривають лійкою та кип'ятять на електричній плитці за 100 С. Одночасно в тих самих умовах і температури нагрівають контрольну пробу, в який жир замінюють на воду. Під час емульгування рідина в першій колбі стане мутною, однак з часом посвітління рідини вказує на закінчення процесу омилення. До кожної колби додають 2 краплі фенолфталеїну та титрують 0,1 н розчином хлоридної кислоти *HCl* до обезбарвлення.

$$\text{Число омилення} = \frac{C_{HCl} \cdot (V^1{}_{HCl} - V^2{}_{HCl})}{m_{\text{жиру}}} \cdot 56{,}11 \qquad (1.6)$$

де:
C_{HCl} – концентрація HCl, використаний для титрування; 0,1н;
V^1_{HCl} – об'єм 0,1 н HCl, використаний на титрування контрольної проби, мл;
V^2_{HCl}– об'єм 0,1 н HCl, використаний на титрування аналізованої проби, мл;
$m_{жиру}$ – маса жиру в г;
56.11 – молекулярна маса калій гідроксиду.

3.11. Визначення йодного числа жирів

Йодне число – це кількість грамів йоду, що приєднується до 100 г жиру. Йодне число характеризує ненасиченість жирних кислот, які входять до складу жиру. Чим більше у жирі ненасичених жирних кислот, тим вищим є його йодне число. Рослинні олії внаслідок більшого вмісту ненасичених жирних кислот порівняно з тваринними жирами мають більш високі значення йодних чисел. Йодне число використовують для визначення виду харчового жиру, його здатності до висихання, розрахунку потрібної кількості водню для його гідрогенізації. За величиною йодного числа жирів та олій судять про їх здатність до різноманітних хімічних перетворень, оскільки ненасичені жирні кислоти можуть приєднувати кисень по місцю розриву подвійних зв'язків, що обумовлює процеси згіркнення та висихання жирів. У процесі окислення жирів кількість ненасичених жирних кислот знижується і як наслідок зменшується йодне число. Зменшення йодного числа є показником псування жиру.

Зростання йодного числа спостерігається під час дозрівання насіння. Насіння, наприклад льону, інтенсивно накопичує гліцериди лінолевої та ліноленової кислот за різких коливань

температур вночі та вдень у серпні. При цьому йодне число олій підвищується до 170 і більше. Помічено також, що рослини, які виросли в горах, через відмінності клімату містять більше ненасичених кислот в порівнянні з оліями з насіння таких самих рослин, вирощених біля підніжжя.

Визначення йодного числа ґрунтується на здатності ненасичених жирних кислот приєднувати молекули галогену (хлор, бром, йод) в умовах, за яких ця реакція не супроводжується заміщенням водню на галоген. На кожен подвійний зв'язок витрачається одна молекула галогену. Реакція проходить повільно та прискорюється йоду розчином йоду і брому. Надлишок галогену титрують натрій тіосульфатом. За різницею внесеного та відтитрованого йоду обраховують кількість йоду, що вступає в реакцію з ненасиченим жиром.

Реакція приєднання йоду до подвійного зв'язку ненасичених кислот

$$CH_3(CH_2)_7CH = CH(CH_2)_7COOH + I_2 \rightarrow CH_3(CH_2)_7CHI - CHI(CH_2)_7COOH$$

Рекомендованими ДСТУ 4569: 2006 «Жири тваринні та рослинні й олії. Визначення йодного числа» є такі методи визначення йодного числа:

- Гюбля (визначення йодного числа йодно-ртутним розчином)
- Кауфмана (визначення йодного числа розчином бромистого натрію та брому в метиловому спирті),
- Війса (визначення йодного числа розчином хлорного йоду в крижаній оцтовій кислоті)

Методика визначення йодного числа (метод Гануса)

В конічну колбу відбирають 0,3 г олії або жиру і розчиняють в 10 мл хлороформу. До другої колби вносять 10 мл хлороформу і використовують як контрольну пробу. В обидві колби додають по 25 мл розчину Гануса (бромистий йод BrI в оцтовій кислоті),

закривають корками, змочені розчином калій йодиду, нагрівають на водяній бані до 30 С і залишають в темному місці на 1 год. Потім до обох колб додають 10 мл 20 % розчину калій йодиду і 50 мл дистильованої води. В розчині утворюється йод за реакцією:

$$BrI + KI \rightarrow KBr + I2$$

Надлишок йоду титрують 0,1 н натрій тіосульфатом до появи жовтого забарвлення, потім до розчину додають 1% розчин крохмалю і продовжують титрувати до зникнення синього забарвлення.

Йодне число (N, г I2 в 100 г жиру) обраховують за формулою:

$$N = \frac{C_{Na_2S_2O_3} \cdot (V^1{}_{Na_2S_2O_3} - V^2{}_{Na_2S_2O_3})}{m_{жиру}} \cdot 100 \cdot \frac{127}{1000} \qquad (1.7)$$

де:

$C_{Na_2S_2O_3}$ – концентрація , використаний на титрування; 0,1н;

$V^1{}_{Na_2S_2O_3}$ – об'єм 0,1 н $Na_2S_2O_3$, використаний на титрування контрольної проби, мл;

$V^2{}_{Na_2S_2O_3}$– об'єм 0,1 н $Na_2S_2O_3$, використаний на титрування аналізованої проби, мл;

$m_{жиру}$ – маса жиру в г;

127 маса йоду I_2, що відповідає 1 моль $Na_2S_2O_3$

100 – перерахунок на 100 г жиру;

1000 – перерахунок об'єму титранту $Na_2S_2O_3$ з мл в л.

Прилади та матеріали: маргарин, олія соняшникова, бюретка місткістю 25 мл, конічні колби місткістю 250 мл, циліндр 50 мл і 100 мл, піпетка мора на 10 мл електроплитка, технохімічні ваги, термометр.

Реактиви: етиловий спирт, хлороформ, 0,1 н спиртовий розчин натрій гідроксиду NaOH, 0,1 н спиртовий розчин калій гідроксиду КОН, фенолфталеїн, 1% розчин крохмалю, 0,1 н розчин натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$, 20 % розчин калій йодиду КІ, розчин Гануса;

Розчин Гануса: в 100 мл льодяної оцтової кислоти розчиняють 13 г йоду, додають 2,6 мл брому (або 8,2 г Br2) і розводять льодяною оцтовою кислотою до риски в мірній колбі об'ємом 1 л.

Контрольні питання і завдання:

1. Що таке прості і складні ліпіди?
2. Які види жирних кислот знаходяться в жирах?
3. Які жирні кислоти є незамінимі? В яких продуктах вони містяться?
4. Що означає запис омега-6 та омега-3? Де розташований подвійний зв'язок в цих сполуках?
5. Що таке кислоте, йодне та пероксидне числа? Яка їх розмірність?
6. Що таке окиснення жиру? Які побічні продукти цього процесу?
7. В яких жирах вищий показник кислотного числа?
8. Коли в насінні вищий показник йодного числа?
9. Яка кількість йоду йде на йодування 1 г олеїнової кислоти?
10. Яка маса олеїнової кислоти відповідає 2,3 ммоль йоду?

Лабораторна робота № 5. **Хлориди у харчових продуктах**

Хлориди використовують в харчовому виробництві для покращення смакових якостей – солоності та в якості консерванта, що збільшує тривалість зберігання харчового продукту. За високого вмісту солі в харчових продуктах не розвиваються бактерії, грибки, мікроорганізми.

Натрій хлорид – основний компонент кухонної солі, вміст якої коливається в межах 93-99%. Це солена на смак, прозора кристалічна речовина іонної будови, яка добре розчинна у воді. При розчиненні сіль дисоціює на два іони Na^+, Cl^-

Найчастіше сіль добувають з надр землі та називають кам'яною сіллю. Цю сіль важко отримати в чистому вигляді, тому використовують як дорожню. З морської, океанічної води чи солених озер, солоність яких висока, сіль добувають шляхом випаровування води, вона чистіша і використовується для приготування їжі.

Солоність визначають за сумарним вмістом розчинених солей (хлоридних, карбонатних, сульфатних, нітратних) у воді. За солоністю природні води поділяють на прісні, слабосолонуваті, солонуваті, солоні та розсоли. Прісні містять до 1 *g/l* солей; слабосолонуваті – 1-3 *g/l*; солонуваті – 3-10 г/л; солоні –10-35 *г/л*, розсоли – більше 35 *г/л*. Столова ложка, наповнена сіллю з гіркою, має 30 г натрій хлориду. Під час розчинення цієї солі в **100 мл** води отримаємо розчин концентрації (Т – титр) $T = m/V = \frac{30g}{0.1l} = 300g/l$, який відповідає солоності Мертвого моря, а під час розчинення в **2*l*** отримаємо солоний розчин з $T = m/V = \frac{30g}{2l} = 15g/l$, який має солоність Чорного моря. Для отримання прісного розчину потрібно 30 г солі розчинити у воді місткістю більше за 30 *l*.

Визначають вміст натрій хлориду методом осадового титрування, коли хлориди осаджують у малорозчинну сполуку,

наприклад аргентум хлорид. В якості методу осадового титрування широко використовується аргенометрія з титрантом аргентм нітратом $AgNO_3$, рідше роданідометрія з титрантом калій тіоціанатом KSCN. Залежно від виду продукту, що містить хлоридну сіль, запропоновано 3 варіанти цього методу: метод Мора, метод Фольгарда, метод Фаянса (Див. *Про метод осадового титрування*).

3.12. Визначення частки натрій хлориду в кам'яній солі методом Мора

Вміст *NaCl* в складі кухонної солі є важливим показником її якості. Класифікують харчову сіль на ґатунки: екстра містить 99,7% *NaCl*; вищий – 98,4%; I – 97,7%, II – 97%.

Методика визначення натрій хлориду в кухонній солі

Висушену кухонну сіль масою 0,5 г розчиняють у дистильованій воді, розводять в мірній колбі місткістю 250 мл водою до риски і перемішують. Піпеткою відбирають 25 мл цього розчину (аліквоти), додають 2 мл 5% розчину хромату калію і титрують 0,1 н розчином $AgNO_3$ до появи незникаючих при перемішування червоно-коричневого забарвлення.

Вміст натрій хлориду *NaCl* в кухонній солі розраховують за формулою:

$$\omega(NaCl) = \frac{V_{AgNO3} C_{AgNO3}}{V_{\text{аліквоти}}} \cdot V_{\text{розчину солі}} \cdot \frac{100}{m_{\text{солі}}} \cdot \frac{M_{NaCl}}{1000} \qquad (1.8)$$

де V_{AgNO3} – об'єм розчину $AgNO_3$, використаний на титрування 25 мл аналіту, мл;

C_{AgNO3} – концентрація розчину $AgNO_3$, яким заповнили бюретку, 0,1 н;

$V_{\text{розчину солі}}$ – об'єм розчину солі, виготовленого при розчиненні певної наважки солі, мл;

$m_{солі}$ – маса солі, г;
M_{NaCl}– молекулярна маса *NaCl*, 58,5 г / моль;
100 – перерахунок на 100 г солі, %;
1000 – перерахунок об'єму розчину з мл в л.

3.13. Визначення вмісту хлоридів у виноградному соці методом Фольгарда (роданідометричним титруванням)

До винограду хлориди потрапляють в результаті біохімічних процесів під час дозрівання. Кількість хлоридів, які поглинаються рослинністю з ґрунту, залежить від типу ґрунту та використання мінеральних добрив.

Визначення хлоридів у соках проводиться оберненим роданідометричним титруванням надвишку іонів Ag^+, що залишаються в розчині після осадження хлоридів аргентум нітратом. Попередньо пробу висушують, озолюють та розчиняють.

Методика визначення натрій хлориду у виноградному соці методом Фольгарда

Виноградний сік об'ємом 50 мл додають натрій карбонат до лужної реакції, яку визначають за універсальним індикатором. Розчин вносять у фарфорову чашу та випарюють на електричній плитці до сухих солей, потім прокалюють в муфельній печі за 550 С. Охолоджену золу обробляють кілька разів 5 мл гарячою дистильованою водою, рідину поміщають в колбу і підкислюють нітратною кислотою HNO_3 концентрації 5%.

До підкисленого розчину додають 10 мл 0,1 н розчину аргентум нітрату. Розчин перемішують, фільтрують утворений осад аргентум хлорид, осад промивають водою кілька разів.

Фільтрат з промивними водами збирають в колбу для титрування, додають 0,5 мл насиченого розчину ферумоамонійних галунів. Надлишок іонів Ag^+ відтитровують розчином калій або амоній роданідом до появи стійкого рожевого забарвлення.

Потім аналізують контрольну пробу з 20 мл дистильованої води, підкислену HNO_3, потім додають 10 мл $AgNO_3$, 0,5 мл залізоамонійних галунів і титрують розчином калій або амоній роданідом.

Вміст *NaCl*, % у соці обраховують за формулою:

$$\omega(NaCl\ ,\%) = \frac{(V_{KSCN}{}^1 - V_{KSCN}{}^2)C_{KSCN}}{V_{\text{аналіту}}} \cdot \frac{100}{1000} \cdot M_{NaCl} \qquad (1.9)$$

де $V_{KSCN}{}^1$ – об'єм розчину *KSCN*, використаний на титрування контрольної проби, мл;

$V_{KSCN}{}^2$ – об'єм розчину *KSCN*, використаний на титрування аналізованої проби, мл;

C_{KSCN} – концентрація розчину *KSCN*, яким заповнили бюретку, 0,1 н;

$V_{\text{аналіту}}$ – об'єм розчину солі, виготовленого при розчиненні певної наважки солі, мл;

M_{NaCl}- молекулярна маса *NaCl*, 58,5 г / моль;

100 – перерахунок на 100 г солі, %;

1000 – перерахунок об'єму розчину з мл в л.

3.14. Визначення вмісту натрій хлориду в макаронних виробах методом Фаянса

У макаронних виробах хлорид натрію визначають після озолення продукту за високої температури та розчинення його в нітратній кислоті. Отриманий продукт титрують за методом Фаянса.

Методика визначення натрій хлориду в макаронах методом Фаянса

Макарони подрібнюють, зважують 3 г і поміщають до фарфорової чаші, потім поміщають у муфельну піч та прокалюють за 550 С. Охолоджену золу розчиняють в 5% розчині нітратної кислоти HNO_3 та розводять водою. Отриманий розчин використовують для аналізу натрій хлориду.

До 10 мл аналізованої проби додають 2-3 краплі індикатора дихлорфлуоресцеїна і титрують 0,1 н аргентум нітратом. Поблизу точки еквівалентності осад аргентум хлорид коагулює. Продовжують додавати розчин аргентум нітрату, його надлишок адсорбується на поверхні осаду, надає йому позитивного заряду, що зумовлює адсорбцію аніонів індикатора і зміну їх забарвлення від жовто-зеленого кольору осаду на червоний.

Вміст натрій хлориду $NaCl$ в макаронних виробах розраховують за формулою:

$$\omega(NaCl) = \frac{V_{AgNO3}C_{AgNO3}}{V_{\text{витяжки}}} \cdot \frac{100}{m_{\text{макарони}}} \cdot \frac{M_{NaCl}}{1000}$$

де – об'єм розчину $AgNO_3$, використаний на титрування, мл;
V_{AgNO3} – концентрація розчину $AgNO_3$, яким заповнена бюретка, 0,1 н;
C_{AgNO3} – об'єм макаронної витяжки, виготовленої з певної наважки;
$m_{\text{макарони}}$ – маса макарон, г;
M_{NaCl} – молекулярна маса $NaCl$, 58,5 г / моль;
100 – перерахунок на 100 г солі, %;
1000 – перерахунок об'єму розчину з мл в л.

Результати дослідження:

№ досліду	Аналіт	$m_{\text{аналіту}}$, г	$V_{\text{витяжки}}$, мл	$V_{\text{титранту}}{}^{1}$, мл	$V_{\text{титранту}}{}^{2}$, мл	$\omega(NaCl)$, %
1	Кухонна сіль	0,5	20	1,1	-	?
2	Виноградний сік	50	50	15,0	12,3	?
3	Макарони	5	20	0,3	-	?

Прилади та матеріали: бюретка, мірна колба, колба Ерленмейєра 100 мл, тигель, фільтр, лійка, аналітична вага, муфельна піч, електрична плитка.

Реактиви: кам'яна сіль, водопровідна вода, Миргородська вода, макарони, 0,1 н аргентум нітрат $AgNO_3$, 5% калій хромат *K2CrO4*, бромфеноловий синій, амоній тіоціанат *NH4SCN*, дихлорфлуорисцеїн (етанольний розчин).

Контрольні питання і завдання:

1. При титруванні розчину хлориду натрію, отриманого зі спагеті вагою 5 г, використано 2,5 мл 0,11 моль/л аргентум нітрату. Обрахувати вміст у % хлоридів в спагеті?
2. В 10 г макаронів знайдено 0,35 г хлоридів. Розрахувати частку натрій хлориду в макаронах.
3. Який об'єм 0,01 н аргентум нітрату використовується на титрування 200 мл води з концентрацією хлоридів 3,55 мг/л?
4. Як готують солені огірки. Скільки потрібно солі на приготування 5 л розсолу? Яка мінералізація даного розсолу?
5. Яка роль натрій хлориду при виготовленні в'яленого м'яса.
6. Складання топ-10 найсоленіших харчових продуктів.

Лабораторна робота 6. Визначення аскорбінової кислоти в харчових продуктах

Аскорбінова кислота ($C_6H_8O_6$, вітамін С) – одна з найпоширеніших вітамінів, яка не синтезується в організмі рослини та тварин, тому надходить з продуктами харчування. При дефіциті кислоти виникає хвороба цинга, властива для моряків і мандрівників. При цьому погіршується імунітет, засвоєння кальцію і феруму, що призводить до ламкості нігтів, болі в кістках, кровотечі ясен, поганому загоєнні ран.

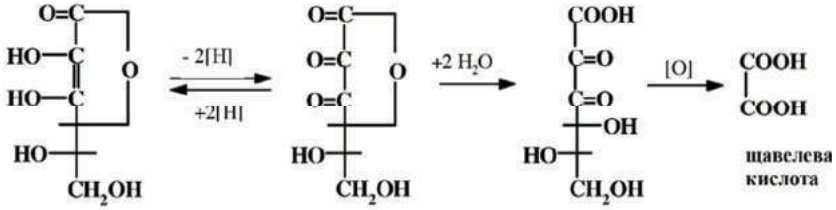
Аскорбінова кислота є водорозчинною і легко екстрагується з харчових продуктів. Вперше її виділили з апельсина та капусти, які багаті на аскорбінову кислоту. Однак лідером за вмістом аскорбінової кислоти є плоди шипшини, смородини та солодкий перець, що містять більше 200 мг. У продуктах, де міститься фермент аскорбатоксидаза, аскорбінова кислота відсутня внаслідок окиснення її ферментом. До цих продуктів відносять кабачки, огірки, виноград.

За будовою аскорбінову кислоту можна віднести до похідних вуглеводів, оскільки є лактоном гексонової кислоти. У розчині двохосновна аскорбінова кислота дисоціює та існує у вигляді двох таутомерних форм: відновної (аскорбінова кислота, АК) та окисної (дегідроаскорбінова кислота, ДАК).

У кислому середовищі аскорбінова кислота не дисоціює, виявляє відновні властивості та містить дві гідроксильні групи (OH^-) в γ-лактоні (циклічний естер). У лужному середовищі кислота втрачає два іони гідрогену під час дисоціації гідроксильних груп (OH^-) та утворює дегідроаскорбінову кислоту. У водних розчинах аскорбінова кислота легко окиснюється з руйнуванням лактону до дикетогулонової кислоти (ДКГК), потім до щавлевої кислоти.

Аскорбінова кислота разом з продуктом її окиснення дегідроаскорбіновою кислотою створюють в організмі окисно-відновну

систему, яка бере участь у важливих біохімічних реакціях, а саме, стабілізація адреналіну, активація ряду ферментів, вітаміну Р, засвоєння кальцію та феруму, пригнічує утворення нітрозамінів.



АК **ДАК** **ДКГК**

У виробництві харчових продуктів аскорбінову кислоту з антиокисненими властивостями використовують як антиоксидант (Е300) для подовження терміну зберігання продуктів харчування. При внесенні аскорбінової кислоти до жирів, маргарину знищуються вільні радикали, пероксиди і продукт не псується. Механізм дії аскорбінової кислоти можна представити реакціями.

Вільний радикал R^*, який утворюється із жирної кислоти, взаємодіє з киснем і утворює пероксид-радикал:

$$R^* + O_2 \rightarrow ROO^*.$$

Цей пероксид-радикал взаємодіє з іншою ненасиченою кислотою RH, утворюється новий вільний радикал і пероксид:

$$ROO^* + RH \rightarrow ROOH + R^*.$$

Реакція повільно протікає на початковому етапі. В міру накопичення гідропероксидів та їх розпаду утворюються нові радикали, реакція прискорюється:

$$2ROOH \rightarrow ROO^* + R^* + H_2O.$$

Введення антиоксиданту АН призводить до утворення нових радикалів A^*, які значно стабільніші, ніж радикали R^*, що призводить до уповільнення реакції, а за певних умов – до її гальмування:

$$\text{AH} + R^* \rightarrow A^* + R\text{H}.$$

$$\text{AH} + R\text{OO}* \rightarrow R\text{OOH} + A^*.$$

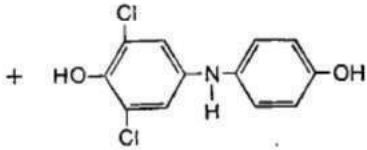
$$A^* + R^* \rightarrow \text{A}R.$$

3.15. Визначення вмісту аскорбінової кислоти у фруктових соках

Денна норма споживання аскорбінової кислоти складає 90 мг. Визначати аскорбінову кислоту можна в сухих твердих або рідких харчових продуктах. Усі процеси екстрагування аскорбінової кислоти варто проводити за відсутності металевих, хромових інструментів у фарфорових чашах, які не здатні окиснити вітамін С.

Визначення аскорбінової кислоти ґрунтується на окисненні кислоти в дегідроаскорбінову кислоту під дією окисників 2,6-дихлорфеноліндофенолу або йоду.

Часто використовують індофенольний метод за Тільмансом, який полягає у титруванні аскорбінової кислоти 2,6- дихлорфеноліндофенолом до дегіроаскорбінової кислоти. Коли весь вітамін С окисниться, розчин, що титрується, набуде рожевого кольору за рахунок утворення недисоційованих молекул 2,6-дихлорфеноліндофенолу (у кислому середовищі). У лужному середовищі 2,6-дихлорфеноліндофенол має синє забарвлення, у кислому — червоне, а після відновлення знебарвлюється.



Другий метод – *йодометричний* (див. *Титриметричний метод*) полягає у відновленні йоду в присутності **аскорбінової кислоти** з подальшим титруванням надвишку йоду, що не прореагував з АК, розчином тіосульфату натрію:

$$\underset{АК}{C_6H_8O_6} + I_2 \rightarrow \underset{ДАК}{C_6H_6O_6} + 2HI$$

$$\underset{\text{натрій тіосульфат}}{2Na_2S_2O_3} + I_2\ (\text{надвишок}) \rightarrow \underset{\text{натрій персульфат}}{Na_2S_2O_4} + 2NaI$$

Методика підготування харчового продукту до аналізу

Для екстрагування вітаміну С з рідких продуктів наважки проби 20г перенести в мірну колбу місткістю 100 см^3, додати невеликі порції дистильованої води, 5 мл 6 М сульфатної кислоти H_2SO_4 та розчин до-

вести дистильованою водою до риски за правилом нижнього меніска. Суспензію витримати впродовж 10 хв, перемішати і відфільтрувати через складчастий фільтрувальний папір у суху чисту колбу. В отриманому фільтраті визначають аскорбінову кислоту (дослід 2).

Для екстрагування вітаміну С з сухих продуктів середню пробу попередньо подрібнюють і перемішують. Зважують 1-5 г дослідного біологічного матеріалу в сухому стані У фарфоровій ступці ретельно розтирають пестиком. До розтертої маси додають 9 мл 2% розчину хлоридної кислоти, відстоюють і через 10 хв розводять водою до 20 мл та фільтрують. Отриманий екстракт одразу використовують в аналізі (дослід 3).

Методика визначення аскорбінової кислоти йодометричним методом

У двох конічних колбах готують контрольну пробу та досліджуваний біологічний матеріал (фруктовий сік) за методикою, описаною в досліді 1.

До першої колби вносять 20 мл дистильованої води, до другої – 20 мл екстракту, виміряні циліндром.

Піпеткою додають **2 мл 0,05 М розчину йоду I_2**, розчин перемішують, залишають в спокої на 3-5 хв.

Бюретку заповнюють **0,1 М розчином тіосульфату натрію $Na_2S_2O_3$** до нульової поділки та обидві проби почергово титрують, вносячи невеликі порції титранту.

Свіжовиготовлений 1% розчин крохмалю вносять в кінці титрування, коли розчин набуде блідо-жовте забарвлення та продовжують титрувати до зникнення синього забарвлення розчину.

За даними бюретки розраховують масу аскорбінової кислоти в 100 г (Q,мг) харчового продукту за формулою:

$$Q, \text{г} = \frac{\left(V_{\text{Т}}{}^{1} - V_{\text{т}}{}^{2}\right)C(Na_2S_2O_3)}{1000} \cdot \frac{176}{2} \cdot \frac{100}{m_{\text{ХП}}} \cdot 1000 \qquad (1.10)$$

де:
V_T^1, V_T^2 – об'єм розчину тіосульфату натрію, використаний на титрування контрольної проби та харчового екстракту, мл;
$C(Na_2S_2O_3)$ – концентрація розчину тіосульфату натрію, *C=0,05M;*
176 – маса 1 моль аскорбінової кислоти, г;
½ – фактор еквівалентості аскорбінової кислоти;
$m_{ХП}$ – наважка харчового продукту, г;
100 – перевідний коефіцієнт на 100 г харчового продукту.

Методика визначення аскорбінової кислоти індофенольним методом за Тільмансом

Для кількісного визначення беруть 3 мл фільтрату, виготовленого за методикою як описано в досліді 1.

Фільтрат вносять в колбу і титрують 0,0001 моль/л розчином 2,6-дихлорфеноліндофенолу до появи рожевого забарвлення, яке зберігається впродовж 30 с. Масу аскорбінової кислоти (Q, мг) в харчовому продукті розраховують за формулою:

$$Q = \frac{C_T V_T}{m_{ХП} 1000} \frac{V_{екстракту}}{V_{аліквоти}} Mr_{АК} \qquad (1.11)$$

де :
C_T – концентрація розчину 2,6-дихлорфеноліндофенолу, *C=0,001 моль/л;*
V_T– кількість 0,001 моль/л розчину 2,6-дихлорфеноліндофенолу, витрачена на титрування, мл;
$V_{екстракту}$ – загальна кількість екстракту, мл;
$V_{аліквоти}$ – об'єм екстракту, взятий для титрування, мл;
$m_{ХП}$– наважка харчового продукту (біологічного матеріалу), г;
$Mr_{АК}$ – молекулярна маса аскорбінової кислоти;
Q – кількість аскорбінової кислоти (0,176 мг), яка відповідає 1 мл 0,001 моль/л розчину 2,6-дихлорфеноліндофенолу.

Результати вмісту аскорбінової кислоти

№ досліду	Харчовий продукт	$m_{ХП}$, g	$V_{аліквоти}$ ml	$V_т^1$, ml	$V_т^2$, ml	Q, mg
1		1	25	12	5	?

Прилади та матеріали: фарфорова ступка з пестиком, колби, бюретка об'ємом 25 мл, мікробюретка, склянка для титрування, піпетки, лійка, ваги; дослідний біологічний матеріал (капуста, шипшина, картопля, хвоя).

Реактиви: хлоридна кислота (2 %-й розчин); 0,1 н розчин натрій тіосульфату, 0,05 М розчин йоду I2,

Натрієва сіль 2,6-дихлорфеноліндофенолу (0,001 моль/л розчин, молекулярна маса – 290, грам-еквівалент – 145): розчиняють 60 мг сухої фарби в мірній колбі на 200 см^3, додаючи 100-150 см^3 теплої дистильованої води і 4...5 крапель 0,01 моль-екв/дм^3 розчину гідроксиду натрію. Після сильного збовтування протягом 10 хв. доливають колбу водою до мітки і, перемішавши фільтрують через щільний фільтр в суху колбу. Титр розчину перевіряють щодня.

Контрольні питання і завдання:

1. Визначте кількість йоду в моль, необхідний для окиснення 100 мг аскорбінової кислоти.
2. Якій масі аскорбінової кислоти в мг відповідає 10 мл 0,01 моль/л розчину йоду?
3. Скільки тіосульфату натрію еквівалентне 1 мл 0,01 моль йоду?
4. В чому суть йодометричного титрування?
5. Як змінюється форма аскорбінової кислоти при дії лугу та оксиників?
6. В якому середовищі стійкий розчин аскорбінової кислоти?
7. В яких продуктах не міститься аскорбінова кислота і чому?

Лабораторна робота № 7. Визначення макрокомпонентів (кальцію, магнію) в харчових продуктах

Макроелементи – вміст яких обчислюється в організмі людини грамами і складає більше 10 г/на кг маси тіла : лужні метали: Натрій (Na) і Калій (K), лужноземельні метали: Магній (Mg) і Кальцію (Ca); неметали: Хлор (Cl), Фосфор (P) і Сульфур (S).

До найбільш дефіцитних в харчуванні сучасної людини відносять кальцій Ca, до надмірних – натрій Na. Засвоєнню кальцію сприяє білкова їжа, а саме молочні продукти, сир з сої, яєчний жовток, капуста, шпинат, часник, ламінарія та горіхи. Однак знижується засвоєння кальцію за надлишку магнію, оксалату.

Кальцій та магній в розчинах існують в іонному стані, є електролітами, які проводять електричні імпульси в тілі, що впливають на роботу серця, м'язів і нервів. Ці макрокомпоненти допомагають підтримувати водний баланс в організмі і контролюють кров'яний тиск.

Одним з практично важливих і точних методів визначення вмісту кальцію та магнію є комплексонометричне титрування. Визначення твердості води ґрунтується на титруванні солей кальцію магнію за допомогою трилону Б (комплексон III), що зв'язує іони кальцію та магнію в безбарвну комплексну сполуку, руйнуючи забарвлений комплекс кальцію з індикатором:

$$Ca^{2+} + +HInd \rightarrow CaInd + Na_2H_2Y \rightarrow CaH_2Y + 2Na^+ + Ind^-$$

забарвлений комплекс *трилон Б* *безбарвний комплекс* *індикатор*

3.16. Визначення кальцію та магнію у воді комплексонометричним титруванням

У питних водах кальцій також є головним компонентом, однак високі концентрації кальцію та магнію у воді обумовлюють твердість води та ускладнюють її використання в технологічних процесах внаслідок утворення осаду на стінках трубопроводів та реактора.

Твердість води – це сумарний вміст солей кальцію та магнію у воді. Норма твердості питних вод складає 7 ммоль-екв/л, коли вода за класифікацією належить до середньої твердості. За 8 ммоль-екв/л і більше вода є твердою. Наявність у воді гідрогенкарбонатних солей кальцію та магнію вказує на *тимчасову (карбонатну) твердість*, яку можна усунути кип'ятінням. Наявність у воді сульфатних і хлоридних солей кальцію та магнію вказує на *постійну (некарбонатну) твердість*, яка не усувається.

Методика визначення твердості води

У колбу ємністю 250 мл вносять 50 мл води, додають 3 мл амонійного буферу з pH=9, 20-30 мг еріохрому чорного Т (хром темно-синього). Суміш перемішують до повного розчинення індикатора.

Бюретку заповнюють 0,1 н розчином Трилоном Б. Титрують воду, вводячи титрант невеликими порціями з бюретки, поки розчин не змінить колір з винно-червоного до синього з зеленуватим відтінком (колір морської хвилі).

Розраховують твердість води в ммоль-екв/л за формулою:

$$\text{Твердість води} = \frac{C(\text{трилон Б}) \cdot V\ (\text{трилон Б})}{V(H2O)} \cdot 1000 = 0{,}1\text{н} * V\ (\text{трилон Б}) * 1000/50\ \text{мл} = 2 * V\ (\text{трилон Б}) \quad (1.12)$$

3.17. Визначення кальцію та магнію у молоці комплексонометричним титруванням

Молоко – найбільш повне джерело кальцію, який найкраще засвоюється організмом. Кальцій та магній є біологічно активними компонентами молока, тому їх вміст обумовлює придатність молока для приготування сиру.

При титруванні трилон Б утворює з іонами кальцію комплексну сполуку вишневого кольору, індикатор мурексид залишається у вільній формі та надає розчину фіолетового забарвлення.

Методика визначення іонів кальцію:

У конічну колбу об'ємом 250 мл відбирають піпеткою 100 мл молока, розводять дистильованою водою, додають 2 мл розчину гідроксиду натрію та 0,1–0,2 г індикатора мурексиду. Пробу води повільно, при енергійному перемішуванні, титрують по краплях 0,01 н розчином трилону Б до зміни забарвлення від вишневого до фіолетового. Вміст кальцію обчислюють за формулою як твердість води в ммоль-екв/л (1.12).

Лабораторна робота № 8. Визначення нітратів у харчових продуктах

Нітрати – біогенний елемент, який споживається рослинністю найбільше під час вегетаційного періоду. Нітрати добре розчинний компонент, тому легко мігрує у воді, ґрунті. Нітрати стабілізуються киснем повітря, існує в аеробних умовах.

Для кількісного визначення вмісту нітрат-іонів у продуктах харчування використовують спектрофотометричний та потенціометричний методи. Потенціометричний метод володіє рядом переваг, а саме екстреністю, надійністю отриманих експериментальних даних, порівняно невеликою вартістю приладу, але не довгим часом експлуатації електроду. Спектрофотометричний метод рекомендовано використовувати за нижчої концентрації нітратів в досліджуваній пробі (10^{-5} -10^{-6} моль/л), коли не виявляється чутливість електродів.

3.18. Визначення нітратів та нітритів у воді, м'ясі спектрофотометричним методом

Нітрати продукуються в процесі мінералізації органічних решток водоростей та під час нітрифікації. Високі концентрації нітратів вказують на евтрофування води. Норма нітратів у воді: ГДК (NO_3^-)= 50 мг/л для централізоване водопостачання; ГДК (NO_3^-)= 5 мг/л для нецентралізоване водопостачання. Нижня межа визначення 0,003 мг/л нітритів.

Метод ґрунтується на кількісній реакції між нітрит-іонами та сульфаніловою кислотою з подальшим утворенням червоно-фіалкової діазосполуки при взаємодії з α-нафтиламіном за реакцією:

$$HO_3S-C_6H_4-NH_2 + NO_{2-} + 2H_+ \rightarrow HO_3S-C_6H_4-N_+ \equiv N + 2H_2O$$
$$HO_3S-C_6H_4-N_+ \equiv N + C_{10}H_9-NH_2 \rightarrow HO_3S-C_6H_4-N = N-C_{10}H_8-NH_2 + H_+$$

Нітрати не реагують з реактивом Грісса, тому їх попередньо відновлюють цинковим порошком до нітритів.

Вплив каламутності та кольоровості екстрактів, який вносить похибку у визначення нітритів або нітратів, усувають освітленням проби, осаджуючи білки.

Методика водної витяжки з м'ясопродукту

У хімічній склянці зважують наважку подрібненого м'ясопродукти масою близько 5 г з похибкою не більшою за 0,001 г, наливають 30-40 мл дистильованої води, підігрітої до 60 °С, перемішують протягом 10 хв. Суміш відстоюють протягом часу, достатнього для того, щоб над осадом утворилась водна витяжка м'ясопродукту.

Методика визначення нітритів
(нітратів з цинк сульфатом):

Водну витяжку переносять у мірну колбу місткістю 50 мл, доводять об'єм до мітки, змиваючи залишки наважки і перемішують. У хімічну склянку відміряють піпеткою 20 мл підготовленої водної витяжки (або води), додають 10 мл розчину гідроксиду калію (або натрію) з молярною концентрацією 0,1 моль/л і 40 мл насиченого розчину сульфату цинку (ZnS04), перемішують.

Нагрівають склянку з розчином на водяній бані до температури 100 °С протягом 7-8 хв. Охолоджують розчин, фільтрують його у мірну колбу місткістю 100 мл, додають 4 мл реактиву Грісса та доводять до мітки. Перемішують, одержують підготовлену пробу і фотометрують за довжини хвилі 520 нм відносно розчину порівняння (що не містить нітрити).

Аналогічно готують серію стандартних розчинів в мірних колбах місткістю 50 мл, їх нумеруюьб і вносять в них: 0; 0,5; 1,0; 2,0; 5,0; 10,0; 15,0 мл стандартного розчину, доливають дистильованою водою приблизно до 40 мл, до кожної колби додають по 2 мл розчину реактиву Грісса, доводять до мітки, перемішують, потім нагрівають, охолоджують та фотометруюьть. За даними будують графік оптичної густини від концентрації нітритів.

Масову частку нітритів ω у досліджуваному м'ясопродукті розраховують за формулою:

$$\omega = (100 \cdot m1 \cdot 100)/(1000 \cdot m), \text{ мг в 100 г м'ясопродукту,} \quad (1.13)$$

де
m – наважка продукту, г;
$m1$ – вміст нітритів, що визначається у мг, знаходять за градуювальним графіком.

3.19. Визначення нітратів у фруктах та овочах потенціометрично

Визначення нітратів ґрунтується на вилученні нітратів з плодів і овочів розчином алюмокалієвих галунів з подальшим вимірюванням концентрації нітрат-іонів в екстракті за допомогою іонселективного нітратного електрода. Метод застосовують для продуктів, в яких вміст хлоридів не перевищує вміст нітратів більш ніж у 50 разів.

Методика визначення нітратів у фруктах та овочах потенціометричним методом

Калібрування нітратселективного електроду. Стандартні розчини для калібрування концентрації нітратів (*0,01М, 0,001М, 0,0001М*) готують з солі KNO_3 на основі 1%-го розчину алюмокалієвого галуна, який виконує роль стабілізатора іонної сили. Вимірювання електродного потенціалу нітратного ІСЕ проводять, починаючи з більш низьких концентрацій розчинів, промиваючи електрод після кожного вимірювання розчином більш високої концентрації.

За отриманими даними будують калібрувальний графік. На осі абсцис відкладають значенняр NO_3^-, які у відповідних стандартних розчинах калій нітрату будуть дорівнювати 4; 3; 2 та 1. На осі ординат відкладають відповідне значення потенціалу нітратного електроду – Е, мВ. Крутизна електродної функції, тобто кутовий коефіцієнт нахилу калібрувального графіку повинен дорівнювати 56±3 мВ.

Підготовка проб свіжих овочів і фруктів. Наважку масою 10 г подрібнюють до порошкоподібного стану за допомоги м’ясорубки або терки і поміщують у конічну колбу ємністю 100 або 250 мл.

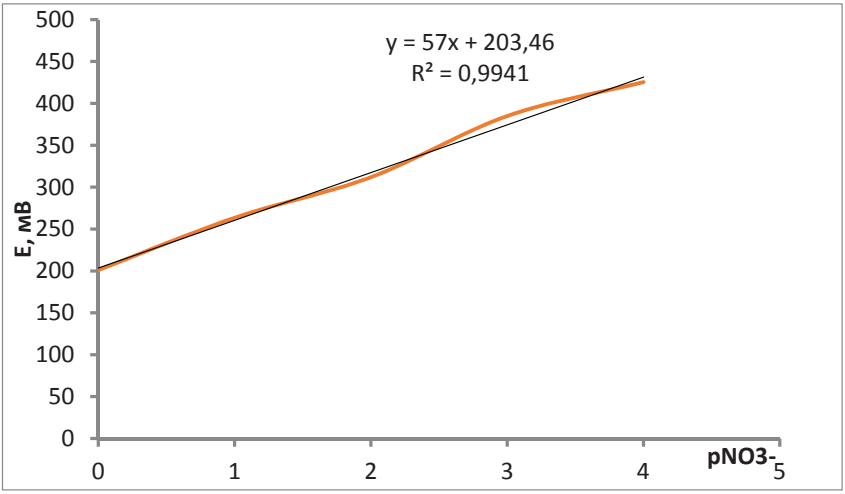


Рис. 3.4. Градуювальний графік на нітрати залежності електродного потенціалу Е від pNO_3^-.

У колбу додають 50 мл екстрагенту – 1%-го водного розчину $KAl(SO4)_2$, після чого вміст колби ретельно струшують протягом 5 хв.

Підготовка проб сушених овочів і фруктів. Наважку масою 10 г подрібнюють за допомоги м'ясорубки або терки і поміщують у конічну колбу ємністю 100 або 250 мл. У колбу додають 100 мл того ж екстрагенту1%-го водного розчину $KAl(SO4)_2$. Колбу нагрівають на водяній бані протягом 5 хв (до пом'якшення сировини) і охолоджують до кімнатної температури, після чого вміст колби ретельно струшують протягом ще 5 хв.

Підготовка проб соків, напоїв, коктейлів. На 100 мл проби рідкого продукту додають 1 г алюмокалієвого галуна. Далі підготовку проб здійснюють за вищенаведеною методикою.

Підготовка проб овочів сімейства хрестоцвітих (капуста та ін.). Екстрагент для овочів сімейства хрестоцвітих, крім галу-

на, містить калій перманганат і сульфатну кислоту. Для приготування екстрагенту до 1 л 1%-го розчину $KAl(SO4)_2$ додають 1 г $KMnO_4$ і 0,6 мл концентрованої сульфатної кислоти. Ці добавки сприяють окисненню небажаних органічних речовин, які здатні вивести нітратний електрод з ладу.

Результати аналізу потенціометричного визначення нітратів

№	**Розчин**	**E, мВ**	pNO_3^-	**C(NO_3^-), мг/л**
Стандартні розчини	KNO_3		*3*	*0,001M*=10^{-3}
	KNO_3		*2*	*0,01M* = 10^{-2}
	KNO_3		*1*	*0,1M* = 10^{-1}
	KNO_3		*0*	*1M* = 10^0
1`	*Фрукт*			

В аналізовану пробу опускають електроди, вимірюють постійне значення потенціалу, вносять до таблиці дані.

За градуювальним графіком знаходять концентрацію нітратів в мг/л.

$$C(NO_3^-) = 10^{-pNO_3^-} \frac{V_{\text{витяжки}}}{m} \cdot 62{,}05 \cdot 10^3 \left(\frac{\text{мг}}{\text{л}}\right) \qquad (1.14)$$

де:

c(NO3-) – концентрація нітрат-іонів, виміряна приладом, мг/мл;

$V_{\text{витяжки}}$ – об'єм витяжки за кількістю внесеного до продукту алюмокалієвих галунів, мл;

m – маса харчового продукту, г;

10^3 – перевідний коефіцієнт в мг.

Розрахунок вмісту нітрат-іонів $\omega(NO_3^-)$) на 1 г сухого зразка вели наступним чином:

$$\omega(NO_3^-) = C(NO_3^-) \cdot 100\%/1000 \qquad (1.15)$$

Прилади та матеріали: харчові продукти (вода, кавун, помідор, огірок, апельсин, яблуко), потенціометр Екотест 2000, мірні колби 50 мл.

Реактиви: 0,1н, 0,01н, 0,001н розчини калій нітрату;

Розчин $KAl(SO4)2•6H2O$ з вмістом галунів 1% готували наступним чином: 5 г галунів розчиняли в 500 мл дистильованої води. Після додавання розчину галунів до досліджуваних зразків отриману суміш ставили в гомогенізатор і перемішували протягом години. Далі відбирали проби фільтрату та вимірювали безпосередньо вміст нітрат-іонів.

Розчин нітриту натрію: 1,5 г $NaN02$ розчиняють у мірній колбі місткістю 1 л у невеликій кількості дистильованої води, а потім доводять водою до мітки та перемішують. У 1 мл цього розчину міститься 1 мг нітритів. Розчин консервують, додаючи до нього 1 мл хлороформу та зберігають у склянці з темного скла протягом кількох місяців. 1 мл вихідного стандартного розчину переносять у мірну колбу місткістю 1 л, доводять об'єм до мітки дистильованою водою та перемішують. У 1 мл цього міститься 0,001 мг нітритів. Для проведення аналізу використовують свіжоприготовлений розчин.

Розчин оцтової кислоти з масовою часткою 12 %. 25 мл крижаної оцтової кислоти розбавляють дистильованою водою до об'єму 200 мл.

Реактив Грісса. Для отримання реактиву готують 2 розчини: 1 %-й розчин сульфанілової кислоти у 12 %-му розчині оцтової кислоти (розчин А) – 100 мл, і 0,1 %-й α-нафтиламіну у 12 %-му розчині оцтової кислоти (розчин Б) – 100 мл. Перед використанням реактиву змішують рівні об'єми розчинів А і Б.

Контрольні питання і завдання:

1. Складання трофічного ланцюга за нітратами.
2. Складання циклу перетворення нітратів в організмі людини.
3. Напишіть реакції перетворення нітрогену в органічних добривах.
4. Складання топ-10 нітратонебезпечних харчових продуктів

Лабораторна робота 9. Визначення мікроелементів (Fe, феруму) в харчових продуктах

Мікроелементи – елементи, вміст яких обчислюється в організмі людини міліграмами на кг маси тіла людини і становить 1мг/кг маси тіла людини. Важливими мікроелементами є d-метали: Кобальт (Co), Хром (Cr), мідь (Cu), Манган (Mn), Молібден (Mo), Нікель (Ni), а іноді й Цинк (Zn); Алюміній (Al).

Роль мікроелементів дуже різна, але більшість здатна утворювати комплекси (хелати) з молекулами їжі внаслідок високої валентності. Хелати дуже важливі в харчових продуктах і в усіх біологічних системах; наприклад, ферум або купрум можна додавати в їжу, щоб вони не діяли як прооксиданти. Крім того, попередньо сформовані хелати, такі як ферум-натрій EDTA (етилендиамінтетраоцтова кислота), можуть додаватися до харчових продуктів як збагачувальні речовини (Bothwell and MacPhail 2004).

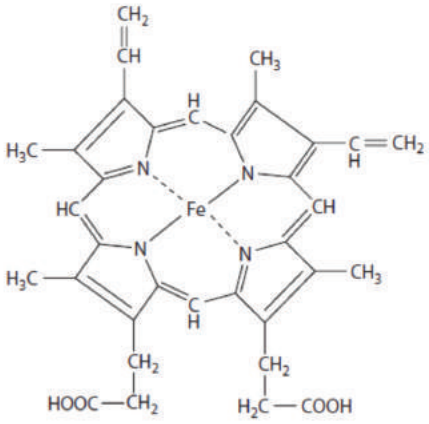


Рис. 3.5. Хелат феруму, що міститься в багатьох білках, включаючи гемоглобін, міоглобін, цитохроми та пероксиди.

В харчових продуктах ферум може бути як гемовий та негемовий. Гемовий ферум міцно зв'язане в центрі порфіринового кільця (рис. 3.5) і не відокремлюється від цього ліганду, поки воно не поглинеться епітеліальними клітинами кишечника. Це відбувається в основному у вигляді гемоглобіну або міоглобіну, тому міститься майже виключно в м'ясі, птиці та рибі.

В рослинних продуктах є негемовий ферум, який зв'язаний головним чином з білками, але також може утворювати комплекси з цитратом, фітатом, оксалатом, поліфенольними сполуками або іншими лігандами. Біодоступність гемового заліза не залежить від складу раціону і значно вища, ніж у негемового феруму. Підсилюють всмоктування негемового феруму аскорбінова кислота, інулін та EDTA, а інгібують - поліфенольні речовини (дубильні речовини в чаї, бобових і сорго), фітати (присутні в бобових і цільнозернових злаках), деякі рослинні білки (особливо білки бобових), кальцій і фосфати.

Дефіцит феруму є основною причиною анемії, яка характеризується низьким вмістом еритроцитів і низьким вмістом гемоглобіну в крові. Приблизно третина населення планети страждає анемією, особливо діти та жінки. Такий парадокс високої поширеності харчового дефіциту феруму в організмі за високого кларку в навколишньому середовищі можна пояснити поведінкою заліза у водних розчинах.

Ферум - перехідний елемент, що має незаповнені d-орбіталі. Його ступінь окислення в більшості природних форм становить або 2+ (ферум), або 3+ (ферум). Двовалентний ферум має шість d-електронів, тоді як двовалентний ферум має п'ять. У водних розчинах у відновних умовах переважає двовалентне залізо, яке добре розчиняється у воді за фізіологічного pH. Однак у присутності молекулярного кисню водний розчин Fe^{2+} може реагувати з молекулярним киснем з утворенням Fe^{3+}.

Коли молекули води зв'язуються із ферумом, її кислотність підвищується, втрачає протони з утворенням гідроксидів феруму (III), який нерозчинний у воді:

$$[Fe(H2O)6] + 3 \ + \ H2O \ \rightarrow \ [Fe(H2O)5(OH-)] + 2 \ + \ H3O +$$

$$[Fe(H2O)5(OH-)] + 2 \ + \ H2O \ \rightarrow [Fe(H2O)4(OH-)] + \ + H3O + \rightarrow$$

$$\rightarrow \ Fe(OH)3 \downarrow$$

Нерозчинний гідроксид феруму (III) переважає у водних системах, тому це частково пояснює низьку біодоступність харчового негемового феруму.

3.20. Визначення феруму в фруктових соках фотометричним методом

Ферум, інші метали в харчових продуктах (м'ясі, м'ясопродуктах; м'ясі птиці, яєць та продуктів їх переробки; м'ясних, м'ясорослинних та плодоовочевих консервів; пива, виноробних продуктів, соків) визначають після озолення.

Озолення – це процес окиснення органічних речовин в сильнокислому середовищі за наявності окисників пероксиду.

Методика приготування продуктів до аналізу на визначення мікрокомпонетів (феруму)

Для видалення спирту вино випарюють за (50—60 °С) наполовину, згущене вино розводять дистильованою водою до первісного об'єму. Після оброблення вина пероксидом гідрогену, ферум, що є присутнім у формі феруму(II), окиснюється до феруму(III) і вимірюється червоне забарвленість, що виникає.

Фрукти подрібнюють та озолюють при внесенні пероксиду водню та нітратної кислоти (1:1) до сухих солей.

М'ясо гомогенізують, пропускаючи його крізь м'ясорубку щонайменше двічі та перемішують. Фарш поміщають в термостійку склянку та озолюють нітратною кислотою в присутності пероксиду гідрогену до зникнення бурого газу та посвітлення розчину. Потім розчин випарюють до сухих солей і кількісно переносять у мірну колюу, розводять дистильованою водою до риски.

*Методика визначення феруму спектрофотометричним ме*тодом

Метод заснований на утворенні забарвлених комплексів феруму(III) із сульфосаліциловою кислотою (H2SSal–). Залежно від pH розчину можливе утворення трьох комплексів різного складу, що мають різну стійкість і забарвлення: ферум моно-, ди- і трисульфосаліцилат. Реакції комплексоутворення здійснюються певними умовами. В кислому середовищі (pH 1,8-2,5) утворюється фіолетовий комплекс, у слабокислому - слаболуному середовищах (pH 4-8) – червоно-бурий , у лужному середовищі (pH 8-11)– жовтий комплекс з найбільшою стійкістю. За pH12 відбувається розкладання комплексу з виділенням в осад гідроксиду феруму.

Піпеткою вимірюють 20 мл приготовленої витяжки продукту та вносять у мірну колбу, додають циліндром 10 мл 0,5 М розчину сульфосаліцилової кислоти, 10 мл буферної суміші з pH 5,2, води на 2/3 обєму і перемішують. В іншу колбу також вносять 10 мл 0,5 М розчину сульфосаліцилової кислоти, 10 мл буферної суміші з pH 5,2, води на 2/3 об'єму та з бюретки краплями додають стандартний розчин феруму доти, поки інтенсивність забарвлення стандартного розчину стане приблизно однакового кольору з аналізованим. Фіксують об'єм внесеного стандартного розчину. В обох колбах розчин доводять до риски водою і перемішують. Вимірюють інтенсивність поглинання розчинів (D) на спектрофотометрі в кюветі 1 см навпроти розчину води , використовуючи синій світлофільтр (460 нм).

Масу феруму в харчовому продукті визначають методом порівняння

$$m(Fe)_{\text{в хп}} = \frac{C_{(Fe)\text{ст}} \cdot V_{(Fe)\text{ст}} \cdot D_{\text{хп}} \cdot V_{\text{витяжки}}}{D_{\text{ст}} \cdot m_{\text{хп}} \cdot V_{\text{аліквоти}}} \quad ; \qquad (1.16)$$

де

$C_{(Fe)\text{ст}}$ – титр стандартного розчину феруму, мг/л;

$V_{(Fe)ст}$ – об'єм внесеного стандартного розчину феруму до контрольної проби, мл;
$D_{хп}$ – інтенсивність поглинання аналізованого розчину;
$D_{ст}$– інтенсивність поглинання стандартного розчину;
$m_{хп}$ – маса харчового продукту, г;
$V_{аліквоти}$ – обєм проби, взятий для аналізу, мл;
$V_{витяжки}$ – обєм витяжки, приготовлений з маси продукту, мл.

Прилади та матеріали: гранатовий сік, спектрофотометр, склянка 500 мл, мірна колба 50 мл; піпетка місткістю 10-20 мл.

Реактиви: розчин хлоридної кислоти (1:1); 10% розчин аміаку; 0,5М розчин сульфосаліцилової кислоти; розведений калібрований розчин заліза (III), 100 мг/л

Концентрований калібрований розчин феруму (III), 1 г/л: 8,6341 г сульфатамонієвого феруму (III), $NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ розчиняють у дистильованій воді, злегка підкисленій за допомогою 1 М хлоридної кислоти і доводять до 1 л.

Контрольні запитання і завдання:

1. Де міститься ферум в організмі? Яка форма краще засвоюється організмом?
2. Чим зумовлений дефіцит феруму в організмі? Як роль феруму в організмі?
3. Яка поведінка феруму у воді?
4. В чому суть закону Бугера Ламберта Бера. Схема спектрофотометра.
5. Назвіть якісну реакцію на ферум.
6. Етапи утворення і стійкості трисульфосаліцилату феруму.

Лабораторна робота 10. Синтетичні та натуральні барвники

3.21. Спектрофотометрія барвників та хромофорні групи

Барвники забарвлені розчини, їхні спектри є смугами певної ширини. Вимірювання світопоглиння розведених розчинів різної концентрації барвників за певної довжини має лінійний характер, що відповідає закону світопоглинання, а високі концентрації речовин призводять до взаємодії між частинками, полімеризації, таутомерних перетворень речовин і відхилення від закону світопоглинання. Перевірку закону світопоглинання проводять визначаючи межі концентрацій барвника, за яких зберігається лінійна залежність інтенсивності світопоглинання від його концентрації.

Методика побудови
градуювального графіка за барвником:

У 5 пробірок вносять різний об'єм 0,01% розчину барвника – бромтимолового синього за допомогою піпетки: 0,2 мл, 0,5 мл; 1 мл; 2,0 мл; 5,0 мл. До кожної пробірки додають 1 краплю натрій гідроксиду або хлоридної кислоти, розводять дистильованою водою до 10 мл. Розчин перемішують скляною паличкою, споліскуючи її в дистильованій воді. Концентрація барвника в кожній пробірці рівна: 0,2 мг/мл; 0,5мг/мл; 1,0мг/мл; 2,0 мг/мл; 5,0 мг/мл. На фотокалориметрі виставляють необхідний світлофільтр, використовуючи відоме правило, що колір фільтра повинен доповнювати колір розчину. Підготовлені розчини почерзі переносять у кювету з товщиною стінки 1 см або 2 см і фотометрують. Інтесивність світопоглинання (A) записують до таблиці 11.1. Будують графіки залежності A від C в мг/мл для барвників у кислому і лужному середовищах, визначають концен-

траційні межі, за яких діє закон світопоглинання, тангенс кута нахилу кривої за формулою:

$$\frac{A}{C} = tg\alpha = \varepsilon_\lambda \cdot l$$

За визначити молярний коефіцієнт світопоглинання для барвників і порівнюють чутливість фотометричних барвників.

Таблиця 3.7

Спектрофотометрія барвників

№	1	2	3	4	5	$\frac{A}{C} = tg\alpha$	ε_λ
V, мл	0,2	0,5	1,0	2,0	5,0		
$C_{(pH<7)}$, мг/мл	0,2	0,5	1,0	2,0	5,0		
$A_{(pH<7)}$							
№	6	7	8	9	10	$\frac{A}{C} = tg\alpha$	ε_λ
$C_{(pH>7)}$, мг/мл	0,2	0,5	1,0	2,0	5,0		
$A_{(pH>7)}$							

3.22. Спектр барвників з фруктів і овочів

Методика визначення спектрофотометричних характеристик барвника (побудови спектру бавpника):

Фрукти і овочі нарізають дрібно кубиками або труть на грубій терці, переносять на марлю складену в декілька шарів, зв'язують і вичавлюють сік. Сік фільтрують через складчастий фільтр, підкислюють 2 мл 0,1 н розчином хлоридної кислоти і вимірюють його об'єм циліндром. Розчин соку переносять в кювету і фотометрують на спектрофотометрі у видимій ділянці спектра через кожні 50нм. За даними інтенсивності світопоглинання і довжини хвилі будують спектр і визначають висоту, напівширину поглинання, кількість максимумів світопоглинання. Кількість максимумів вказує на кількість хромофорних груп у досліджуваному розчині. Оцініть колір розчину та довжину хвилі, за якої відбувається максимальне поглинання розчину.

ЛІТЕРАТУРНІ ДЖЕРЕЛА

1. Василечко В.О., Ломницька Я.Ф., Скоробогатий Я.П., Бужанська М.В. Харчова хімія: аналіз та хімічний склад харчових продуктів : навч. посіб. Львів. торг.-екон. ун-т, Львів. нац. ун-т ім. І. Франка. Львів : Вид-во Львів. торг.-екон. ун-ту, 2020. 306 с.
2. ДСТУ 4112.30:2003 «Вина і виноматеріали. Визначання заліза. Контрольний метод».
3. Костенко Є.Є., Бутенко О.М. Аналітичні методи контролю якості та безпеки харчових продуктів: Практикум [Електронний ресурс]: Навч. посіб. К.: НУХТ, 2016. 180 с.
4. Лабораторний практикум з курсу «Біохімія» для студентів заочного відділення / Упорядники: Гребінник Д.М., Моргаєнко О.О., Скопенко О.В. Київ. 2009. 28с. https://biology.univ.kiev.ua/images/stories/kafedry/biochimiya/biblioteka/2_laboratorniy_praktikum_dlya_zaochnikov_biochimia.pdf
5. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з дисципліни «Харчова хімія» для студентів всіх форм навчання спеціальності 181 «Харчові технології» Ч.1. / укладачі Назарко І.С., Покотило О. С. / Тернопіль: ТНТУ, 2020. 64 с.
6. Про затвердження Порядку відбору зразків та їх перевезення (пересилання) до уповноважених лабораторій для цілей державного контролю та Форми акта відбору зразків. Наказ Міністерства аграрної політики і продовольства України. Акт від 11.10.2018 № 490
7. Сачко А., Дійчук В Визначення вмісту заліза в білих винах фотометричним та атомно-абсорбційним методами.V Міжнародна науково-технічна конференція «Стан і перспективи харчової науки та промисловості». С. 13-14.

8. Хацевич О.М., Складанюк М.Б. Хімія та аналіз харчових продуктів: Лабораторний практикум. Навчально-методичний посібник. Івано-Франківськ: Вид. Супрун В.П., 2019. 105 с.
9. Jan Velisek. The chemistry of food / Jan Velisek. Wiley Blackwell. 2014. 664p Доступний з www.wiley.com/go/velisek/foodchemistry.
10. Morgunov IG, Kamzolova SV, Lunina JN (2013) The citric acid production from raw glycerol by Yarrowia lipolytica yeast and its regulation. Appl Microbiol Biotechnol 97(16):7387–7397.
11. Peter C.K. Cheung, Bhavbhuti M. Mehta. Handbook of Food Chemistry. Berlin Heidelberg: Springer-Verlag, 2015. 1173 p.
12. Https://www.pharmencyclopedia.com.ua/article/3549/kislotno-osnovni-indikatori

Навчальне видання

БОНІШКО Оксана Станіславівна

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ З ХАРЧОВОЇ ХІМІЇ

Навчально-методичний посібник

Редактор *Лоїк Ірина*
Комп'ютерна верстка *Лобач Наталії*

Формат 60х84/16 Ум. друк. арк. 19.5
Тираж 100 прим. Зам

Львівський національний університет імені Івана Франка
вул. Університетська, 1, м. Львів, 79000
Свідоцтво
про внесення суб'єкта видавничої справи
до Державного реєстру видавців, виготовлювачів
і розповсюджувачів видавничої продукції
Серія ДК № 3059 від 13.12.2007 р.