

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
імені В. Н. КАРАЗІНА

УПРАВЛІННЯ ЯКІСТЮ ТА БЕЗПЕЧНІСТЮ ПРОДУКЦІЇ ХАРЧОВИХ ВИРОБНИЦТВ

Методичні вказівки
до лабораторних робіт для здобувачів вищої освіти другого
(магістерського) рівня денної форми здобуття освіти за
спеціальністю 015 «Професійна освіта (Аграрне виробництво,
переробка сільськогосподарської продукції та харчові технології)»

Електронний ресурс

Харків – 2025

Рецензенти:

Євлаш В. В. – доктор технічних наук, професор, зав. кафедри хімії, біохімії, мікробіології та гігієни харчування Державного біотехнологічного університету;

Литвин О. О. – доктор фізико-математичних наук, професор, в.о. зав. кафедри харчових технологій легкої промисловості і дизайну Навчально-наукового інституту «Українська інженерно-педагогічна академія» Харківського національного університету імені В. Н. Каразіна.

*Затверджено до розміщення в мережі Інтернет рішенням Науково-методичної ради
Харківського національного університету імені В. Н. Каразіна
(протокол № 8 від 20 березня 2025 року)*

Управління якістю та безпечністю продукції харчових виробництв :
У 67 методичні вказівки до лабораторних робіт для здобувачів вищої освіти другого (магістерського) рівня денної форми здобуття освіти за спеціальністю 015 «Професійна освіта (Аграрне виробництво, переробка сільськогосподарської продукції та харчові технології)» [Електронний ресурс] / укладачі І. В. Цихановська, Т. А. Лазарева. – Харків : ХНУ імені В. Н. Каразіна, 2025. – (PDF 28 с.)

Методичні вказівки для здобувачів вищої освіти другого (магістерського) рівня денної форми здобуття освіти за спеціальністю 015 «Професійна освіта (Аграрне виробництво, переробка сільськогосподарської продукції та харчові технології)» містять рекомендації щодо виконання лабораторних робіт. Рекомендації складено відповідно до програми дисципліни «Управління якістю та безпечністю продукції харчових виробництв», яка викладається магістрам 1 курсу спеціальності 015 «Професійна освіта (Аграрне виробництво, переробка сільськогосподарської продукції та харчові технології)» ХНУ імені В. Н. Каразіна. Методичні вказівки допоможуть здобувачам вищої освіти засвоїти теоретичний курс і набути практичних навичок.

УДК 664.1:332.122

© Харківський національний
університет імені В. Н. Каразіна, 2025
© Цихановська І. В., Лазарева Т. А.,
уклад., 2025

ЗМІСТ

Лабораторна робота № 1. «Застосування методів хімічного аналізу при аналізі якості харчової продукції».....	4
Лабораторна робота № 2. «Застосування методів фізико-хімічного аналізу при визначенні якості харчових продуктів».....	16
Лабораторна робота № 3. «Визначення показників якості харчових жирів».....	21
Література.....	27

Лабораторна робота № 1

«Застосування методів хімічного аналізу при аналізі якості харчової продукції»

Мета: 1. Розрахунок та приготування розчинів для титрометричного аналізу.

2. Визначення концентрації розчинів титрометричним методом.

План

- 1.1. Приготування розчинів для титрометричного аналізу.
- 1.2. Визначення кислотності методом кислотно-основного титрування
- 1.3. Ознайомлення з перманганатометричним методом
- 1.4. Ознайомлення з йодометричним методом
- 1.5. Ознайомлення з комплексонометричним методом
- 1.6. Ознайомлення з аргентометричним титруванням – методом Мора

1.1. Приготування розчинів для титрометричного аналізу

Способи вираження концентрації розчинів

Процентна концентрація (масова частка) показує число грамів розчиненої речовини, що міститься в 100 г розчину:

$$C_{\%} = \frac{m(\text{розч. речов.})}{m(\text{розчину})} \times 100$$

Молярна концентрація (молярність) показує число молів розчиненої речовини, що містяться в 1 дм³ розчину, розмірність моль/дм³:

$$C_M = \frac{n(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})}$$
$$n = \frac{m}{M}$$

Молярна концентрація еквівалента (нормальність) показує число еквівалентів розчиненої речовини, що міститься в 1 дм³ розчину, розмірність еквівалент/дм³:

$$C_H = \frac{n_E(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})}$$

Число еквівалентів розраховується як відношення числа молей речовини до його еквівалента (E):

$$n_E = \frac{n}{E}$$

Еквівалентом називається величина зворотна кількості хімічних зв'язків атома даного елемента, що брав участь у даній реакції:

1. Для іонообмінних реакцій еквівалент дорівнює одиниці, діленої на:
 - для кислот кількість атомів водню в молекулі кислоти;
 - для основ кількість гідроксильних груп в молекулі основи;
 - для солей добуток кількості атомів металу на валентність металу, який міститься в молекулі солі.
2. Для ОВР еквівалент дорівнює одиниці, діленої на число прийнятих,

або відданих електронів.

Титр виражається відношенням маси розчиненої речовини до об'єму розчину, розмірність мг/мл:

$$T = \frac{m(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})}$$

Приклад: Розрахувати масу карбонату натрію, необхідну для приготування 100см³ 0,05 н розчину.

Рішення:

$$C_H = \frac{n_E(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)}$$

$$n_E(\text{розч. речов.}) = C_H \times V(\text{розчину})(\text{дм}^3)$$

$$n_E = \frac{n}{E}$$

$$n = n_E \times E$$

$$m = n \times M$$

$$1. M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \times 23 + 12 + 3 \times 16 = 106 \text{ г/моль}$$

$$2. E(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2}$$

$$3. n_{(E)} = C_H \times V(\text{розчину}) = 0,05 \times 0,1 = 0,005 \text{ екв}$$

$$4. n = n_E \times E = 0,005 \times \frac{1}{2} = 0,0025 \text{ моль}$$

$$5. m = n \times M = 0,0025 \times 106 = 0,265 \text{ г}$$

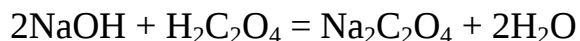
1.2. Визначення кислотності методом кислотно-основного титрування

В основі кислотно-основного титрування лежить реакція нейтралізації, що відбувається при взаємодії розчинів кислот з розчинами лугів. У такий спосіб цей метод застосовується для визначення концентрацій речовин, що мають кислотні або основні властивості.



Титрування проводять розчином соляної кислоти, або їдкого натру.

У якості настановних розчинів застосовують розчини карбонату натрію Na_2CO_3 , бифталату калію $\text{C}_6\text{H}_4\text{COOKCOOH}$, щавлевої кислоти $(\text{COOH})_2$, бензойної кислоти $\text{C}_6\text{H}_4\text{COOH}$, приготувані по точних наважках. Наприклад:



У якості індикатору використовуються речовини, забарвлення яких змінюється залежно від кислотності розчину. Для титрування різних речовин підбираються різні індикатори. Комбінація різних індикаторів дозволяє визначати концентрації декількох речовин при їхньому спільному вмісті в розчині. Звичайно використовується фенолфталеїн (при титруванні кислоти лугом) і метиловий жовтогобарячий (при титруванні лугом кислотою).

ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ

1. Приготувати 250 см³ розчину 0,1 Н хлоридної кислоти по визначеній густині розчину концентрованої HCl

Концентрована соляна кислота (11,0–11,7М) – це насичений розчин

хлористого водню у воді. При розведенні концентрованого розчину соляної кислоти водою хлористий водень частково летить. Тому приготувати титрований розчин соляної кислоти з концентрованої соляної кислоти неможливо. Спочатку готують розчин приблизної концентрації, а потім точну концентрацію визначають. Для роботи використовують 0,1 М (вони ж 0,1 нормальні) розчини.

Ареометром вимірюють густину концентрованої соляної кислоти і за таблицею знаходять молярну концентрацію розчину, яка відповідає даній густині.

Конц. (мас.), кг HCl/кг	Конц. (г/л), кг HCl/м³	Густина, кг/л	Молярність, М
10 %	104,80	1,048	2,87
20 %	219,60	1,098	6,02
30 %	344,70	1,149	9,45
32 %	370,88	1,159	10,17
34 %	397,46	1,169	10,90
36 %	424,44	1,179	11,64
38 %	451,82	1,189	12,39

1. Визначаємо густину концентрованого розчину HCl

$$\rho = C_1(\text{HCl}) =$$

2. Розраховуємо об'єм концентрованої кислоти ($V_1(\text{HCl})$), який потрібно для приготування 0,1 М розчину кислоти необхідного об'єму за формулою:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$V_1(\text{HCl}) = \frac{C_2(\text{HCl}) \times V_2(\text{HCl})}{C_1(\text{HCl})}$$

$$V_1(\text{HCl}) = \dots\dots\dots$$

де: $V_2(\text{HCl})$ – об'єм розчину, який треба приготувати;

$C_2(\text{HCl})$ – концентрація розчину, який треба приготувати;

$C_1(\text{HCl})$ – визначена концентрація концентрованої кислоти.

Приготування розчину

Розрахований об'єм () відміряють мірним циліндром, розводять дистильованою водою до заданого об'єму і добре перемішують.

2. Приготування 100 см³ розчину 0,1 Н гідроксиду калію

1. Розраховуємо число еквівалентів KOH:

$$C_H = \frac{n_E(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)}$$

$$n_E(\text{розч. речов.}) = C_H \times V(\text{розчину})(\text{дм}^3) =$$

2. Розраховуємо число молів KOH, $E(\text{KOH})$ за формулою:

$$n_E = \frac{n}{E}$$

$$n = n_E \times E$$

$$n = n_E =$$

3. Розраховуємо масу KOH:

$$m = n \times M$$

$$m = \dots\dots$$

Приготування розчину

Наважку г КОН розчиняють у мірній колбі у 100 см³ дистильованої води. Ретельно перемішують розчин до повного розчинення гранул КОН

3. Приготування 100 см³ розчину 0,05 моль/л NaHCO₃

1. Розраховуємо число еквівалентів NaHCO₃

$$C_H = \frac{n_E(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)}$$

$$n_E(\text{розч. речов.}) = C_H \times V(\text{розчину})(\text{дм}^3) =$$

2. Розраховуємо число молів NaHCO₃, E(NaHCO₃):

$$n_E = \frac{n}{E}$$

$$n = n_E \times E$$

$$n = n_E =$$

3. Розраховуємо масу NaHCO₃

$$m = n \times M$$

$$m = \dots\dots$$

Приготування розчину

г NaHCO₃ розчиняють у мірній колбі у 100 см³ дистильованої води.

4. Приготування 100 см³ розчину 0,05 моль/л Na₂CO₃

1. Розраховуємо число еквівалентів Na₂CO₃

$$C_H = \frac{n_E(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)}$$

$$n_E(\text{розч. речов.}) = C_H \times V(\text{розчину})(\text{дм}^3) =$$

2. Розраховуємо число молів Na₂CO₃, E(Na₂CO₃):

$$n_E = \frac{n}{E}$$

$$n = n_E \times E$$

$$n = n_E = \dots\dots$$

3. Розраховуємо масу Na₂CO₃

$$m = n \times M$$

$$m = \dots\dots$$

Приготування розчину

0,54 г Na₂CO₃ розчиняють у мірній колбі у 100 см³ дистильованої води.

1. Визначення концентрації розчину хлоридної кислоти

1. Зважують приблизно 0,2 г натрій тетраборату (фіксують точну масу), висипають її в колбу для титрування, розчиняють у приблизно 50 мл води.

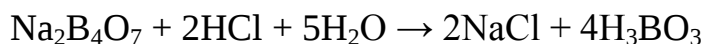
2. До розчину додають 1-2 краплини метилового оранжевого.

3. Бюретку для титрування заповнюють розчином HCl.

3. Титрують розчином HCl до зміни забарвлення розчину від жовтого до рожевого. Фіксують об'єм, який пішов на титрування.

4. Розрахунки точної концентрації кислоти C(HCl). На титрування 0,23г тетраборату пішло 11,6мл розчину HCl:

1. Реакція:



2. Розраховуємо число молів $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10\text{H}_2\text{O}$:

$$M(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10\text{H}_2\text{O}) =$$

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

3. Розраховуємо число еквівалентів:

$$E(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10\text{H}_2\text{O})$$

$$n_E = \frac{n}{E} =$$

4. Розраховуємо нормальність кислоти:

$$C_H = \frac{n_E(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)} =$$

2. Визначення концентрації розчину КОН за титруванням розчином HCl

1. В колбу для титрування відміряють піпеткою 10 мл розчину гідроксиду калію.

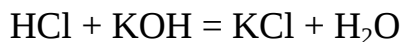
2. Розбавляють дистильованою водою приблизно до 50 мл.

3. Додають 1-2 краплі фенолфталеїну.

4. Титрують розчином кислоти відомої концентрації до зміни забарвлення від малинового до безбарвного. Фіксують об'єм, який пішов на титрування.

5. Концентрацію розчину лугу розраховують за формулою (на титрування пішло мл розчину кислоти):

1. Реакція:



2. Розраховуємо нормальну концентрацію:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$C(\text{KOH}) = \frac{C(\text{HCl}) \times V(\text{HCl})}{V(\text{KOH})} =$$

3. Визначення концентрації оцту

1. 10 см³ 3% оцту відміряють піпеткою з поділками (якщо використовується оцет з концентрацією 6, або 9 %, об'єм повинен бути відповідно 5 та 3 см³) і поміщають у колбу для титрування. Додають приблизно 50 мл дистильованої води.

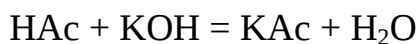
2. Додають у розчин 2-3 краплі фенолфталеїну.

3. Заповнюють бюретку для титрування розчином 0,1М КОН.

4. Титрують розчин оцту до зміни забарвлення з безбарвного на малинове.

5. Розрахунки ведуть за наступною схемою ($V(\text{KOH})$ =- об'єм лугу, який пішов на титрування):

1. Реакція:



2. Розраховуємо нормальну концентрацію:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$C(\text{HAc}) = \frac{C(\text{KOH}) \times V(\text{KOH})}{V(\text{HAc})} =$$

3. Розраховуємо масову долю:

$$C_{\%} = C(\text{HAc}) \times M(\text{HAc}) = \\ M(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

4. Визначення вмісту карбонату та гідрокарбонату натрію при їх сумісному знаходженні у розчині

1. У конічну колбу для титрування поміщають 10 мл 0,05 Н розчину карбонату натрію.

2. У цю ж колбу додають 10 мл 0,05 Н розчину гідрокарбонату натрію.

3. Додають 2-3 краплі фенолфталеїну.

4. Титрують розчин 0,1Н розчином HCl до зникнення забарвлення розчину. Фіксують об'єм кислоти, який пішов на титрування (V_3).

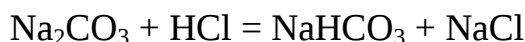
5. У колбу додають 2-3 краплі метилоранжу.

6. Продовжують титрування до зміни забарвлення розчину від жовтого до рожевого. Фіксують об'єм кислоти, який пішов на титрування (V_4).

7. Концентрацію карбонату проводять за наступною схемою:

Перша стадія

1. Реакція:

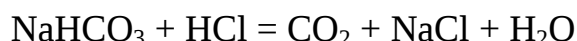


2. Розраховуємо нормальну концентрацію (об'єм кислоти, який пішов на титрування V_3):

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2 \\ C(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{C(\text{HCl}) \times V_3(\text{HCl})}{V(\text{Na}_2\text{CO}_3)} =$$

Друга стадія

3. Реакція:



4. Розраховуємо сумарну нормальну концентрацію гідрокарбонату (об'єм кислоти, який пішов на титрування V_4):

$$C(\text{NaHCO}_3) = \frac{C(\text{HCl}) \times (V_4(\text{HCl}) - V_3(\text{HCl}))}{V(\text{Na}_2\text{CO}_3) + V(\text{NaHCO}_3)} =$$

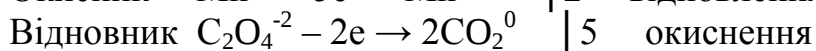
1.3. Ознайомлення з перманганатометричним методом

Перманганатометрія є однією з різновидів редоксметричного (окисно-відновного) титрування, що дозволяє визначати вміст у розчині речовин, що володіють відновними властивостями.

Основним робочим розчином при проведенні перманганатометричних визначень є розчин перманганату калію (KMnO_4). Титрування проводять у кислому середовищі.

Розчин перманганату калію є досить нестійким, при беріганні його концентрація може змінюватися.

У якості настановного розчину для визначення точної концентрації розчину перманганату калію використовується розчин оксалату натрію. У процесі титрування розчину оксалату натрію розчином перманганату калію в кислому середовищі відбувається реакція, що протікає за рівнянням:



Розчин калій перманганату являється не тільки стандартним розчином, але й індикатором титрування, оскільки йони MnO_4^- забарвлюють розчин в червоно-фіолетовий колір. Якщо до розчину відновника приливати розчин калій перманганату, то він знебарвлюється до тих пір, доки в розчині є відновник. (В кислому середовищі KMnO_4 перетворюється на іон Mn^{2+} , солі, що містять такий йон – безбарвні). Як тільки з'являється надлишок KMnO_4 , розчин набуває рожевого кольору.

ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ

1. Приготування 100 см³ розчину калію перманганату 0,1н розчин.

1. Розраховуємо число еквівалентів KMnO_4

$$C_H = \frac{n_E(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)}$$

$$n_E(\text{розч. речов.}) = C_H \times V(\text{розчину})(\text{дм}^3) =$$

2. Розраховуємо число молів KOH та E(KMnO_4):

$$n_E = \frac{n}{E}$$

$$n = n_E \times E =$$

3. Розраховуємо масу KMnO_4

$$m = n \times M$$

$$m = \dots\dots$$

Приготування розчину

0,32 г KMnO_4 розчиняють у 100 см³ у мірній колбі.

Визначення концентрації розчину перманганату калію

1. Чисту суху бюретку заповнюють приготованим розчином перманганату калію.

2. Наважку 0,13 г (фіксують точну масу) щавлевокислого амонію розчиняють у колбі для титрування у ~ 20 мл води.

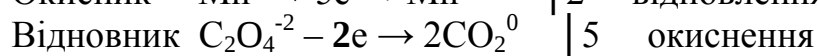
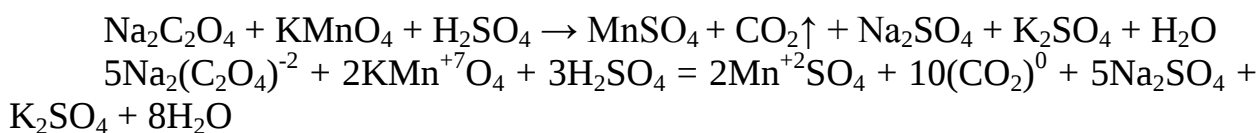
Додають ~ 1 мл концентрованої сульфатної кислоти.

3. Колбу нагрівають на водяній бані до 60–70°C.

4. Гарячу пробу титрують розчином KMnO_4 до появи незникаючого протягом 30с блідо-рожевого забарвлення. Слід мати на увазі, що фарбування від перших крапель розчину зникає досить повільно й додавання кожної наступної краплі проводять тільки після зникнення забарвлення, викликаного попередньою краплею.

5. Молярну концентрацію еквіваленту розчину перманганата калію обчислюють за такою схемою:

1. Реакція:



Об'єм перманганату калію ($V \text{ KMnO}_4$, мл), який пішов на титрування.

2. Розраховуємо число молів $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$:

Молярна маса щавлевокислого натрію $M(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) =$

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

3. Розраховуємо число еквівалентів:

$E(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) =$

$$n_E = \frac{n}{E} =$$

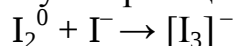
4. Розраховуємо нормальність перманганату калію:

$$C_N = \frac{n_E(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)} =$$

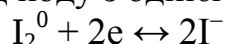
1.4. Ознайомлення з йодометричним методом

Йодометрія поряд з перманганатометрією є одним з найпоширеніших методів редоксметричного титрування. Йодометричне титрування дозволяє визначати вміст у розчинах як речовин, що мають відновні властивості, так і речовин, що є окиснювачами.

Основним робочим розчином у йодометрії є розчин йоду в розчині KI. Розчинення йоду відбувається за рахунок реакції комплексоутворення:



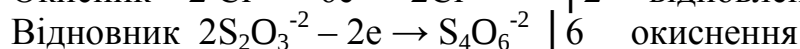
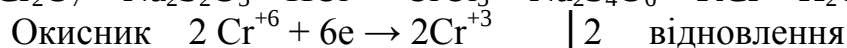
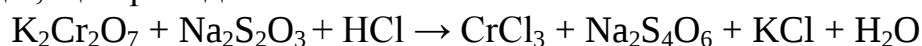
Такий розчин містить як йод у вигляді простої речовини I_2^0 (окиснена форма), так і йод у відновленій формі I^- . При взаємодії з окиснювачами або відновниками відбувається перехід йоду з однієї форми в іншу:



Кількість йоду визначається шляхом титрування розчином тіосульфату натрію ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$).

У якості настановного розчину для визначення точної концентрації розчину тіосульфату натрію використовується розчин біхромату калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

При взаємодії біхромату калію з тіосульфатом натрію відбувається реакція, що проходить за схемою:



ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ

1. Приготування 100 см³ розчину йоду 0,1 Н

1. Розраховуємо число еквівалентів I_2

$$C_H = \frac{n_E(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)}$$

$$n_E(\text{розч. речов.}) = C_H \times V(\text{розчину})(\text{дм}^3) =$$

2. Розраховуємо число молів I_2 та $E(I_2)$:

$$n_E = \frac{n}{E}$$

$$n = n_E \times E =$$

3. Розраховуємо масу I_2

$$m = n \times M$$

$$m = \dots\dots$$

Приготування розчину

1. Зважують 10 г йодистого калію. Переносять його у мірну колбу на 100 см^3 . Додають у колбу г металевого йоду. Рідину перемішують до повного розчинення йоду, об'єм доводять водою до мітки.

2. Приготування 50 см^3 0,1н розчину біхромату калію.

1. Розраховуємо число еквівалентів $K_2Cr_2O_7$

$$C_H = \frac{n_E(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)}$$

$$n_E(\text{розч. речов.}) = C_H \times V(\text{розчину})(\text{дм}^3) =$$

2. Розраховуємо число молів $K_2Cr_2O_7$ та $E(K_2Cr_2O_7)$:

$$n_E = \frac{n}{E}$$

$$n = n_E \times E =$$

3. Розраховуємо масу $K_2Cr_2O_7$

$$m = n \times M$$

$$m = \dots$$

Приготування розчину

Наважку (у г) біхромату калію переносять кількісно в мірну колбу місткістю 50 см^3 , розчиняють і доводять водою об'єм розчину до мітки.

3. Приготування 250 см^3 розчину тіосульфату натрію 0,1н.

1. Розраховуємо число еквівалентів $Na_2S_2O_3$

$$C_H = \frac{n_E(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)}$$

$$n_E(\text{розч. речов.}) = C_H \times V(\text{розчину})(\text{дм}^3) =$$

2. Розраховуємо число молів $Na_2S_2O_3$ та $E(Na_2S_2O_3)$:

$$n_E = \frac{n}{E}$$

$$n = n_E \times E =$$

3. Розраховуємо масу $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$

$$m = n \times M(Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O)$$

$$m = \dots$$

Приготування розчину

6,2 г тіосульфату натрію переносять в мірну колбу місткістю 250 см^3 , розчиняють доводять водою до мітки.

4. Приготування 1% -ного розчинного крохмалю

0,5 г крохмалю розмішують з 10 см³ холодної води. Отриману суміш доливають тонкою цівкою при безперервному помішуванні в 90 см³ киплячої води. Гарячий готовий крохмаль відфільтровують в пляшку і закривають її корком. Можна розлити крохмаль в маленькі пляшки, закрити їх ватними пробками і пропастеризувати. У такому вигляді розчин крохмалю зберігається тривалий час.

Визначення концентрації розчину тіосульфату натрію

1. У конічну колбу відміряють піпеткою 10см³ розчину біхромату калію;

- розчин підкисляють 20см³ 0,5 М розчином соляної кислоти;
- у колбу мірним циліндром додають 10 см³ розчину йодиду калію;
- розчини збовтують, колби закривають і витримують у темному місці не менш 5хв для завершення реакції взаємодії біхромату калію з йодидом калію;

- до розчину додають ~50см³ дистильованої води.

2. Чисту суху бюретку заповнюють приготвленим розчином тіосульфату натрію.

3. Титрують приготвлenu пробу до лимонно-жовтого забарвлення, потім додають до розчину 1–2см³ розчину крохмалю й дотитровивують до зникнення синього фарбування.

4. Молярну концентрацію еквіваленту розчину тіосульфату екв/дм³ розраховують за схемою:

Об'єм розчину тіосульфату натрію, витрачений на титрування $V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ = мл.

1. Розраховуємо нормальну концентрацію тіосульфату натрію:

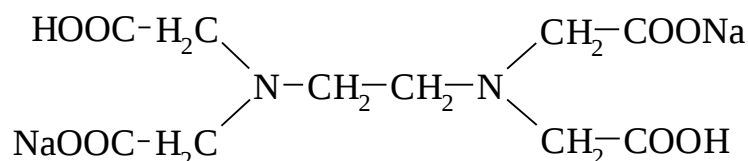
$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$
$$C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{C(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \times V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)} =$$

1.5. Ознайомлення з комплексометричним методом

В основі комплексометричного титрування лежать реакції взаємодії іонів металів з комплексами.

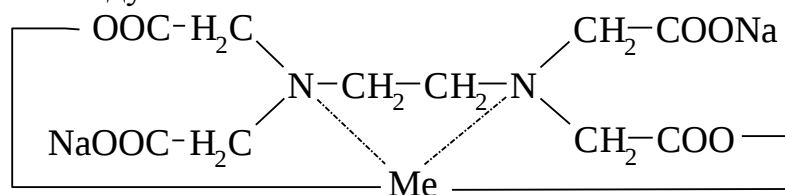
Комплексами називаються органічні речовини, що утворюють міцні стійкі сполуки (комплекси) з іонами металів.

Найпоширенішою речовиною, яка застосовується у комплексометрії в якості титранта є дінатрієва сіль етилендіаминтетрауксусної кислоти, відома за назвою комплексон III або трилон Б:



При взаємодії з іонами металів відбувається заміщення двох іонів водню в молекулі трилона Б и утворення двох координаційних зв'язків з

атомами азоту. У результаті утворюється стійка комплексна сполука стехіометричного складу 1:1:



1. Приготування 250см³ 0,1 Н розчину трилону Б
трилон Б (C₂H₄N₂(CH₂COOH)₂(CH₂COONa)₂×2H₂O).

У роботі використовується трилон Б попередньо висушений при 120°C, який не містить двох молекул води (C₁₀H₁₄N₂Na₂O₈).

1. Розраховуємо число еквівалентів трилону Б

$$C_H = \frac{n_E(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)}$$

$$n_E(\text{розч. речов.}) = C_H \times V(\text{розчину})(\text{дм}^3) =$$

2. Розраховуємо число молів трилону Б та Е(трилону Б):

$$n_E = \frac{n}{E}$$

$$n = n_E \times E =$$

3. Розраховуємо масу трилону Б

$$m = n \times M(\text{трилону Б})$$

$$m = \dots$$

Приготування розчину

Наважку (у г) безводного Трилону Б розчиняємо у мірній колбі на 250см³

2. Приготування 100см³ настановного 0,1 н розчину сульфату магнію.

1. Розраховуємо число еквівалентів MgSO₄

$$C_H = \frac{n_E(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)}$$

$$n_E(\text{розч. речов.}) = C_H \times V(\text{розчину})(\text{дм}^3) =$$

2. Розраховуємо число молів MgSO₄, Е(MgSO₄):

$$n_E = \frac{n}{E}$$

$$n = n_E \times E =$$

3. Розраховуємо масу MgSO₄

$$m = n \times M(\text{MgSO}_4)$$

$$m = \dots\dots$$

Приготування розчину

г MgSO₄ розчиняємо у мірній колбі на 100см³

Визначення концентрації розчину трилону Б

1. Чисту суху бюретку заповнюють приготовленим розчином трилону Б.

2. У конічну колбу за допомогою піпетки відбирають 10см³ розчину приготовленого сульфату магнію. У колбу додають 10 см³ буферного аміачного розчину і 5-7 крапель розчину еріохрому чорного.

3.Проби титрують розчином трилону Б до переходу червоного забарвлення розчину в синю. Титрування закінчують повільно. Результат титрування фіксують.

4. Розраховують нормальність розчину трилону Б за наступною схемою:

Об'єм розчину тіосульфату натрію, витрачений на титрування $V(\text{трилону Б}) = \text{мл.}$

1. Розраховуємо нормальну концентрацію трилону Б:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$C(\text{Трилон Б}) = \frac{C(\text{MgSO}_4) \times V(\text{MgSO}_4)}{V(\text{Трилон Б})} =$$

1.6. Ознайомлення з аргентометричним титруванням – методом Мора

Метод заснований на титруванні хлоридів у нейтральному середовищі розчином нітрату срібла у присутності індикатора хромату калію.

Метод призначений для визначення масової частки солі в напівфабрикатах, у яких нормується цей показник.

1. Приготування 100 см³ розчину азотнокислого срібла 0,1 н.

1. Розраховуємо число еквівалентів AgNO_3

$$C_H = \frac{n_E(\text{розч. речов.})}{V(\text{розчину})(\text{дм}^3)}$$

$$n_E(\text{розч. речов.}) = C_H \times V(\text{розчину})(\text{дм}^3) =$$

2. Розраховуємо число молів AgNO_3 , $E(\text{AgNO}_3)$:

$$n_E = \frac{n}{E}$$

$$n = n_E \times E =$$

3. Розраховуємо масу AgNO_3

$$m = n \times M(\text{AgNO}_3)$$

$$m = \dots$$

Приготування розчину

Наважку (у г) аргентум нітрата розчиняють у мірній колбі у 100 см³ дистильованої води.

Визначення концентрації хлориду натрію

1. 5 мл розчину хлориду натрію відміряють піпеткою та переносять в конічну колбу.

2. Додають 2-3 краплі 10%-го розчину бихромату калію.

3. Титрують з бюретки 0,05Н розчином нітрату аргентуму до появи оранжевого забарвлення.

4. Масова доля хлориду натрію розраховується за схемою:

Об'єм розчину AgNO_3 , витрачений на титрування $V(\text{AgNO}_3) = \text{мл.}$

1. Розраховуємо нормальну концентрацію хлориду натрію:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$C(\text{NaCl}) = \frac{C(\text{AgNO}_3) \times V(\text{AgNO}_3)}{V(\text{NaCl})} =$$

2. Розраховуємо масову долю NaCl:

$$C_{\%} = \frac{C(\text{NaCl}) \times M(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} =$$

Контрольні запитання:

1. Наведіть формулу визначення молярної концентрації.
2. Наведіть формулу визначення молярної концентрації еквівалента.
3. Наведіть формулу визначення числа еквівалентів.
4. Поясніть сутність кислотно-основного титрування
5. Поясніть сутність метода Мора.

Лабораторна робота № 2

“Застосування методів фізико-хімічного аналізу при визначенні якості харчових продуктів”

Мета: 1. Ознайомлення з методами фізико-хімічного аналізу якості харчової продукції

План:

- 2.1. Фотоколориметричний метод
- 2.2. Рефрактометричний метод
- 2.3. Поляриметричний метод
- 2.4. Потенціометричний метод

2.1. Фотоколориметричний метод

Відповідно до закону Бугера-Ламберта-Бера оптична густина розчину (D) дорівнює величині зворотної коефіцієнту пропускання (T) і пропорційна концентрації речовини у розчині:

$$D = \frac{1}{T} = \chi \cdot l \cdot \omega$$

де: χ – показник поглинання - константа для кожної речовини при певній довжині хвилі світла;

l – товщина кювети.

Таким чином графік в координатах $D=f(c)$ повинен бути прямою лінією.

ХІД РОБОТИ

1. Беруть наважку 0,4г глюкози (фруктози);
2. Розчиняють її у 100см³ мірній колбі у дистильованій воді, доводячи рівень розчину до позначки (концентрація розчину становить 4г/дм³);
3. Розчин переносять у бюретку на 25см³;
4. Нумерують вісім термостійких конічних колб на 250см³;
5. У кожну колбу додають по 20см³ розчину заліzosинеродистого калію та по 5см³ розчину гідроксиду натрію (або калію) 2,5моль/см³;
6. У колби поміщають розчин глюкози у відповідності до таблиці;

7. Заповнюють бюретку дистильованою водою;

8. Додають в колби дистильовану воду з бюретки у відповідності до таблиці;

№	1	2	3	4	5	6	7	8
V _{глюк} , см ³	3	4	5	6	7	8	9	10
V _{води} , см ³	7	6	5	4	3	2	1	0
ω, мас. %	0,0686	0,0914	0,1143	0,1371	0,16	0,1829	0,2057	0,2286
T, %								
D од. прил.								

9. По черзі нагрівають колби до кипіння та кип'ять рівно 1 хвилину;

10. Охолоджують колби у холодній воді;

11. Одну кювету фотоколориметру товщиною 20мм наповняють першим розчином. Кювету порівняння наповнюють дистильованою водою;

12. Поміщають кювети у колориметр та провести вимірювання коефіцієнта пропускання при λ=400нм (T);

13. За результатами вимірювань будують калібрувальний графік у координатах D (оптична густина розчину) від масового відсотка вуглеводу (ω).

2.2. Рефрактометричний метод

Значення показника заломлення розчинів пропорційне концентрації розчиненої речовини:

$$n = n_0 + F \cdot \omega,$$

де: n – показник заломлення розчину;

n_0 – показник заломлення розчинника;

ω – масова доля розчиненої речовини;

F – фактор, який дорівнює величині приросту показника заломлення при збільшенні концентрації на 1%. Встановлюється експериментально.

Тобто графік залежності $n=f(\omega)$ повинен мати лінійний характер.

ХІД РОБОТИ: 1. Готують по 100г 50% розчинів сахарози.

На вагах беруть наважку ~50 г вуглеводню, перенесуть наважку у склянку. Встановивши склянку на ваги додають до неї ~50 г води. Фіксують точні значення наважок. Перемішують розчини до повного розчинення речовин.

2. Розраховують точне значення масової долі вуглеводнів (X_{50}) у розчинах за формулою:

$$X_{50} = \frac{m_B}{m_B + m_{H_2O}} \times 100$$

де: m_B – маса вуглеводню;

m_{H_2O} – маса води.

3. Готують низку розчинів приблизної концентрації 30, 20, 10, 5 %, розведенням 50% розчину, взявши наважки відповідно до таблиці:

~ω мас. %	30	20	10	5
маса X_{50}	30	20	10	5
маса H_2O	20	30	40	45

4. Точні значення маси розчинів та води записати до таблиці:

маса X_{50}				
маса H_2O				
ω мас. %				

Розрахувати точні значення масової долі розчинів за формулою:

$$\omega_X = \frac{m_{50}}{m_{50} + m_{H_2O}} \times \omega_{50}$$

де: m_{50} – маса 50 % розчину вуглеводню;

m_{H_2O} – маса води.

Записати результати до таблиці.

5. Поміщають по черзі розчини на призму рефрактометру (починаючи з найбільш розбавленого) вимірюють показники заломлення кожного розчину.

6. Отримані дані заносять до таблиці:

ω мас. % сахарози					
n - показник заломлення					

2.3. Поляриметричний метод

Величина кута обертання площини поляризації поляризованого світла (β) прямо пропорційна концентрації розчину оптично активної речовини та товщині її шару розчину (l):

$$\beta = \alpha l \omega$$

Таким чином залежність кута обертання від концентрації $\beta = f(\omega)$ повинна носити лінійний характер.

ХІД РОБОТИ

1. Розчинами, які було приготовано у попередньому досліді по черзі заповнюють поляриметричну трубку довжиною 10 см та провести вимірювання кута обертання площини поляризації по правій шкалі поляриметра.

2. Отримані дані заносять до таблиці:

ω мас. % глюкози				
β , °				

3. За отриманими даними побудувати калібрувальні графіки.

Поляриметр СМ-2. Це прилад, який призначений для вимірювання кута обертання площини поляризації світла в оптично активних речовинах і їх розчинах.

Зовнішній вигляд поляриметра представлений на (рис. 2.1). У корпусі 1 поляриметра розміщені пристрій 2, що містять поляризатор, і пристрій 3, що містить аналізатор. Поляризатор і аналізатор виготовлені на базі призми Ніколя. Між ними знаходиться камера, що закривається відкидною кришкою 4, куди вкладається спеціальна трубка 5 з досліджуваної рідиною. Оптична система висвітлюється розміщеною в корпусі лампою з монохроматичним випромінюванням, яка включається тумблером 6. Світло, що пройшло через поляризатор і аналізатор, спостерігається через окуляр 7. Обертання аналізатора здійснюється за допомогою ручки 8.



Рис. 2.1 Поляриметр СМ-2

Найменша ціна поділки основної шкали становить 0,5 градуса. Ноніусна шкала розбита на 50 поділок (рис. 2.2).



Рис. 2.2 Ноніусна шкала

Найменша ціна ділення ноніусної шкали – 0,02 градуса. Принцип відліку кута по ноніусній шкалі такий же, як у штангенциркуля або мікрометра. Ціле число градусів або плюс до цілого 0,50 визначають за основною шкалою щодо нульового розподілу ноніусної шкали. Соті частки градуса відраховують по тому поділу ноніусної шкали, яке збігається з діленням основної шкали. Наприклад, з рис. 2.2 видно, що відносно нуля ноніуса по основній шкалі відлік дає значення поблизу 21,50. Більш точно відлік зробимо за ноніусною шкалою. Видно, що з діленням основної шкали точно збігається розподіл 48 ноніусної шкали. Результат вимірювання – $21,48^{\circ}$.

2.4. Потенціометричний метод

Значення ЕРС гальванічного кола (Е) зі скляним електродом

пропорційне рН розчину:

$$E = E_0 - 0,059 \text{pH}$$

Тому калібрувальний графік в координатах $E=f(\text{pH})$ має носити лінійний характер.

ХІД РОБОТИ

1. Побудова калібрувального графіку

1. Збирають установку для титрування, яка складається з магнітної мішалки, стаканчику зі стержнем магнітної мішалки та електродної пари.

Установка збирається таким чином, щоб електроди були повністю занурені у розчин, але не торкалися стержню магнітної мішалки.

2. Електроди під'єднують до рН метру.

3. У стаканчик по черзі поміщають стандартні буферні розчини. Вимірюють показання рН метру для кожного буферного розчину при включеній магнітній мішалці.

При переході від одного буферного розчину до іншого електроди ополіскують наступним буферним розчином.

Після заміни буферного розчину витримують електроди у наступному розчині 3-5 хвилини до встановлення потенціалу.

4. Результати вимірювань заносять до таблиці:

рН	4,01	6,82	9,18	12,45
E, мВ				

5. Побудувати калібрувальний графік в координатах $E=f(\text{pH})$

2. Титрування

1. Готують 100 см³ розчину 0,1 Н КОН

0,56 г КОН розчинити у мірній колбі у 100 см³ дистильованої води.

2. У стаканчик для вимірювання за допомогою піпетки поміщають 10 см³ розчину КОН. Якщо розчину не вистачає для покриття електродів, додають у стаканчик 5-10 см³ води.

3. Носик бюретки, заповняють розчином НСІ направити у стаканчик.

4. Вмикають магнітну мішалку.

5. Додають розчин НСІ по 0,5 см³ кожен раз фіксуючи показання рН метру.

6. Титрування продовжують до тих пір, поки не відбудеться суттєвий стрибок потенціалу. Після цього додати порціями ще 2-3 см³ титранту.

7. Результати титрування заносять до таблиці:

V, см ³									
E, мВ									
ΔE, мВ									

8. Розраховують дані для побудови диференційної кривої наступним чином:

ΔE розраховується як різниця двох сусідніх значень.

Наприклад, якщо маємо наступні результати:

E, мВ	-264	-258
-------	------	------

$$\Delta E = 264 - 258 = 6$$

9. Будують криву титрування ($E=f(V)$) та диференційну криву

титрування ($\Delta E = f(V)$).

10. Концентрацію KOH розраховують за формулою:

$$C(KOH) = \frac{C(HCl) \times V(HCl)}{V(KOH)}$$

де: $C(KOH)$ – концентрація гідроксиду калію;

$V(KOH)$ – об'єм розчину гідроксиду калію взятий для титрування;

$C(HCl)$ – точна концентрація кислоти;

$V(HCl)$ – об'єм кислоти, який пішов на титрування у точки еквівалентності

Контрольні питання:

1. Наведіть формулу визначення ЕРС гальванічного кола.
2. Наведіть найменшу ціну ділення ноніусної шкали поляриметра СМ-2
3. Вкажіть для яких вимірів призначений поляриметр СМ-2.
4. Наведіть формулу визначення показника заломлення розчинів, наприклад сахарози.
5. Наведіть математичний вираз закону Бугера-Ламберта-Бера.

Лабораторна робота № 3

«Визначення показників якості харчових жирів»

Мета: Вивчити такі показники якості харчових жирів, як число омилення, йодне і кислотне числа.

План роботи

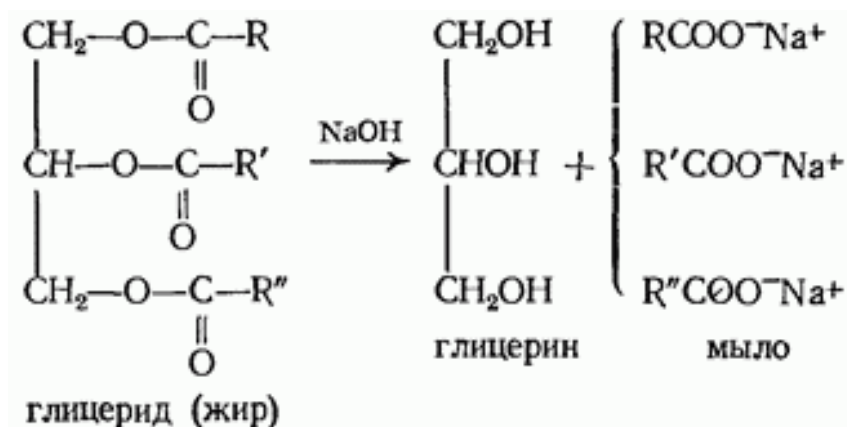
- 3.1. Визначення числа омилення жиру
- 3.2. Визначення кислотного числа жиру
- 3.3. Визначення іодного числа жиру

3.1. Визначення числа омилення жиру

Властивості і якість олії визначають за такими показниками, як число омилення, йодне і кислотне числа.

Якість жирів визначається відповідними нормативними документами: ДСТУ 4492:2017 Олія соняшникова. Технічні умови, ДСТУ 8175:2015 Олія ріпакова. Технічні умови, ДСТУ 4534:2006 Олія соєва. Технічні умови, ДСТУ 8175:2015 Олія ріпакова. Технічні умови.

Жири під впливом лугів гідролізуються з утворенням мила та гліцеролу (гліцерину).



Число омилення це число міліграмів їдкого калію яке необхідно для омилення гліцеридів та нейтралізації вільних жирних кислот в, що істяться в 1 г жиру.

ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ

1. Приготування спиртового 250 см³ розчину гідроксиду калію 0,4 М. 5,60 г КОН розчиняють у мірній колбі у 100 см³ етилового спирту.

2. Приготування спиртового 100 см³ розчину хлоридної кислоти 0,4 М. Ареометром вимірюють густину концентрованої соляної кислоти і за таблицею знаходять молярну концентрацію розчину, яка відповідає даній густині.

Густина, кг/дм ³	Молярність, М, моль/дм ³
1,048	2,87
1,098	6,02
1,149	9,45
1,159	10,17
1,169	10,90
1,179	11,64
1,189	12,39

Розраховують об'єм концентрованої кислоти (V₁(HCl)), який потрібно для приготування 0,4 М розчину кислоти необхідного об'єму за формулою:

$$V_1(\text{HCl}) = \frac{C_2(\text{HCl}) \times V_2(\text{HCl})}{C_1(\text{HCl})}$$

де: V₂(HCl) – об'єм розчину, який треба приготувати, дм³;

C₂(HCl) – концентрація розчину, який треба приготувати, моль/дм³;

C₁(HCl) – визначена концентрація концентрованої кислоти, моль/дм³.

Розрахований об'єм відміряють мірним циліндром, розводять етанолом до заданого об'єму і добре перемішують. 4,6 см³ концентрованої хлоридної кислоти розчиняють у мірній колбі у 100 см³ етилового спирту.

ВИЗНАЧЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНУ ХЛОРИДНОЇ КИСЛОТИ

1. Зважують приблизно 0,8 г натрій тетраборату (фіксують точну масу), висипають її в колбу для титрування, розчиняють у приблизно 50 см³ води.

2. До розчину додають 1–2 краплини метилового оранжевого.

3. Бюретку для титрування заповнюють розчином HCl.
3. Титрують розчином HCl до зміни забарвлення розчину від жовтого до рожевого.
4. Розрахунки точної концентрації кислоти C(HCl) проводять за формулою:

$$C(HCl) = \frac{m(Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O) \cdot 1000}{M(\frac{1}{2} Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O) \cdot V(HCl)}$$

де: m – наважка тетраборату, г;

M – молярна маса тетраборату поділена на 2, моль/дм³;

V – об'єм кислоти, який пішов на титрування, дм³.

ХІД РОБОТИ

1. У конічні колби на 250 см³ з притертими пробками (досліджувана проба) вносять методом зважування приблизно по 2 г олії.
2. В іншу (контрольна проба) додають – 2 см³ води.
3. У кожну колбу доливають по 25 см³ 0,4 М спиртового розчину гідроксиду калію, фіксують точне значення об'єму луку у контрольній пробі (для наступного досліду).
4. Кип'ятять досліджувану пробу зі зворотнім холодильником на водяній бані впродовж 50 хв. При цьому відбувається повне омилення жирів і нейтралізація вільних жирних кислот.
5. В обидві колби додають по 2–3 краплі розчину фенолфталеїну.
6. Відтитровують розчином соляної кислоти (концентрація якої визначена попередньо) до зникнення рожевого забарвлення (до нейтральної реакції) Результати титрування заносять у таблицю.
7. Число мг КОН, що витратилось на нейтралізацію жирних кислот у 1г жиру або число омилення (Ne), розраховують за формулою:

$$Ne = \frac{(V_k - V_d) \times M(KOH) \times C(HCl)}{m}$$

де (V_к–V_д) – різниця результатів титрування відповідно контрольної та дослідної проб, дм³;

M(KOH) = 56 г/моль – молярна маса гідроксиду калію;

C(HCl) – молярна концентрація розчину хлоридної кислоти, моль/дм³.

m – наважка жиру, г.

8. Результати розрахунків заносять в таблицю, порівнюють отримані результати з літературними даними.

олія	m, г	V _к , см ³	V _д , дм ³	V _к –V _д , дм ³	Ne, експ.	Ne, літ.

3.2. Визначення кислотного числа жиру

Кислотністю жиру або кислотним числом жиру називають число міліграмів їдкого калію, що необхідне для нейтралізації вільних жирних

кислот, які містяться в 1 г жиру.

ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ

Приготування 100 см³ спиртового розчину гідроксиду калію 0,1 М 25 см³ 0,4 М розчину КОН розчиняють у мірній колбі у 100 см³ етилового спирту.

ВИЗНАЧЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНУ КОН ЗА ТИТРУВАНИМ РОЗЧИНОМ НСІ

1. Точну концентрацію розчину лугу встановлюють за результатами титрування контрольної проби попереднього дослідження.

2. Концентрацію розчину лугу розраховують за формулою:

$$C(\text{KOH}) = \frac{C(\text{HCl}) \times V(\text{HCl})}{4 \times V(\text{KOH})}$$

де: $C(\text{KOH})$ – концентрація лугу, моль/дм³;

$C(\text{HCl})$ – концентрація кислоти, моль/дм³;

$V(\text{HCl})$ – об'єм кислоти, який пішов на титрування, дм³;

$V(\text{KOH})$ – об'єм розчину лугу, який взятий для титрування (беремо з попереднього дослідження), дм³;

4 – коефіцієнт розведення.

ХІД РОБОТИ

1. У колби зважують по ~50 г олії. Точну масу записують до таблиці.

2. У кожну колбу додають по 50 см³ спирту.

3. Додають 2–3 краплі фенолфталеїну та вміст ретельно перемішують для максимального розчинення вільних жирних кислот

4. Відтитровують розчином гідроксиду калію до появи незникаючого після збовтування рожевого забарвлення (забарвлення не повинне зникати впродовж 0,5–1 хв.). Результати титрування записують до таблиці.

5. Число мг КОН що витратилось на титрування вільних жирних кислот в 1 г олії, або кислотне число (Na) розраховують за формулою:

$$\text{Na} = \frac{V(\text{KOH}) \times C(\text{KOH}) \times M(\text{KOH})}{m}$$

де $V(\text{KOH})$ – об'єм розчину гідроксиду калію, витраченого на титрування досліджуваної проби, дм³;

$C(\text{KOH})$ – концентрація розчину КОН, моль/дм³;

$M(\text{KOH})=56\text{г/моль}$ – молярна маса;

m – наважка жиру, г.

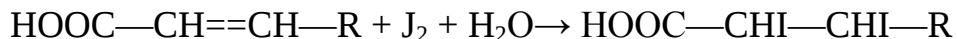
6. Результати розрахунків заносять в таблицю, порівнюють отримані результати з літературними даними.

олія	m, г	$V(\text{KOH})$, дм ³	Na, експ.	Na, літ.

3.3. Визначення іодного числа жиру

Іодним числом жиру називають число грамів йоду, що прореагувало з 100 г жиру. Це число вказує на вміст у жирі ненасичених жирних кислот.

Йодне число характеризує, зокрема, здатність олії до висихання (чим воно більше, тим більше здатність). Визначення йодного числа ґрунтується на реакції приєднання йоду за місцем подвійного зв'язку, що протікає за рівнянням:



ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ

1. Приготування 100 см³ спиртового розчину йоду 0,1Н. 1,27 г йоду розчиняють у мірній колбі у 100 см³ етилового спирту (точної наважки дотримуватися не обов'язково).

2. Приготування 250 см³ розчину тіосульфату натрію 0,1Н (екв/дм³). 3,1г тіосульфату натрію переносять в мірну колбу місткістю 250 см³, доводять водою до мітки (точної наважки дотримуватися не обов'язково).

3. Приготування 0,1Н розчину біхромату калію. Приблизно 0,49 г біхромату калію зважують, переносять кількісно в мірну колбу місткістю 100 см³, розчиняють і доводять водою об'єм розчину до мітки. Значення точної маси фіксують. Точну молярну концентрацію еквіваленту розчину біхромату калію, екв/дм³ визначають за формулою:

$$C_H(K_2Cr_2O_7) = \frac{6 \times m(K_2Cr_2O_7)}{V \times M(K_2Cr_2O_7)}$$

де: $m(K_2Cr_2O_7)$ – наважка біхромату калію, г;

$M(K_2Cr_2O_7)$ – молярна маса біхромату калію, г/моль;

V – об'єм розчину, який готується, дм³;

6 – кількість електронів, які приймають участь у реакції.

4. Приготування 10 см³ розчину йодиду калію 0,2Н. 0,33г йодиду калію розчиняють у 10 см³ дистильованої води (точної наважки та об'єму води дотримуватися не обов'язково).

5. Приготування 1% -ного розчинного крохмалю. 0,5 г крохмалю розмішують з 10 см³ холодної води. Отриману суміш доливають тонкою цівкою при безперервному помішуванні в 90 см³ киплячої води. Гарячий готовий крохмаль відфільтровують в пляшку і закривають її корком. Можна розлити крохмаль в маленькі пляшки, закрити їх ватними пробками і пропастеризувати. У такому вигляді розчин крохмалю зберігається тривалий час.

ВИЗНАЧЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНУ ТІОСУЛЬФАТУ НАТРІЮ

1. У конічну колбу відміряють піпеткою 10см³ розчину біхромату калію;

- розчин підкисляють 20см³ 0,5 М розчином соляної кислоти;

- у колбу мірним циліндром додають 10 см³ розчину йодиду калію;

- розчини збовтують, колби закривають і витримують у темному місці не менш 5хв для завершення реакції взаємодії біхромату калію з йодидом калію;

- до розчинів додають по ~50см³ дистильованої води.

2. Чисту суху бюретку заповнюють приготовленим розчином тіосульфату натрію.

3. Титрують приготовлену пробу до лимонно-жовтого забарвлення,

потім додають до розчину 1–2 см³ розчину крохмалю й дотитровивують до зникнення синього фарбування.

4. Молярну концентрацію еквіваленту розчину тіосульфату екв/дм³ розраховують за формулою:

$$C_H(Na_2S_2O_3) = \frac{V(K_2Cr_2O_7) \times C_H(K_2Cr_2O_7)}{V(Na_2S_2O_3)}$$

де: $V(K_2Cr_2O_7)$ – об'єм розчину біхромату калію, дм³, який було взяти для титрування;

$C_H(K_2Cr_2O_7)$ – молярна концентрація еквіваленту розчину біхромату калію, моль-екв/дм³;

$V(Na_2S_2O_3)$ – об'єм розчину тіосульфату натрію, витрачений на титрування, дм³.

ХІД РОБОТИ

1. В колбу помістити наважку олії масою 1 г (досліджувана проба).
2. В другу колбу помістити 1 см³ води (контрольна проба).
3. У кожну колбу додають по 20 см³ спиртового розчину йоду та перемішують.

4. Через 15 хв. вміст колб відтитрують розчином тіосульфату натрію спочатку до появи слабо-жовтого забарвлення, а потім, додавши 1 см³ розчину крохмалю, титрують до зникнення синього забарвлення, результати титрування контрольної проби (V_K) та дослідного зразка (V_D) занести до таблиці.

5. Іодне число (N_j) розраховують за формулою:

$$(N_j) = \frac{(V_K - V_D) \times C(Na_2S_2O_3) \times 100}{m}$$

де: V_K – об'єм розчину тіосульфату натрію, дм³, який було витрачено на титрування контрольної проби;

V_D – об'єм розчину тіосульфату натрію, дм³, який було витрачено на титрування дослідної проби;

100 – маса (г) жиру на яку розраховується значення Іодного числа;

m – наважка жиру, г.

6. Результати розрахунків заносять в таблицю, порівнюють отримані результати з літературними даними.

олія	m , г	V_K , дм ³	V_D , дм ³	$V_K - V_D$, дм ³	N_j , експ.	N_j , літ.

Контрольні запитання

1. Наведіть формулу розрахунку іодного числа (N_j) жиру.
2. Наведіть формулу розрахунку іодного числа (N_a) жиру.
3. Наведіть формулу розрахунку числа омилення (N_e) жиру.
4. Вкажіть продукти (сполуки) лужного гідролізу жирів.
5. Дайте визначення поняттям «Число омилення», «Кислотне число», «Іодне число».

ЛІТЕРАТУРА

1. Методи контролю якості харчової продукції : навчальний посібник. Черевко О.І., Крайнюк Л.М., Касілова Л.О. – Суми : Університетська книга, 2019. – 512 с.
2. Забезпечення та хімічний контроль якості харчових продуктів : навч. посібник / Р.П. Влодарчик, І.М. Кобаса, М.М. Воробець та ін. – Чернівці : Чернівецький нац. ун-т, 2015. – 336 с.
3. Експрес-методи дослідження безпечності та якості харчових продуктів [Електронний ресурс] : навч. посібник / В.В. Євлаш, С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, І.А. Буряк – Харків : ХДУХТ, 2016. – 1 електрон. опт. диск (CD-ROM); 12 см. – Назва з тит. екрана
4. Хімічний та мікробіологічний аналіз харчової продукції : навч. посібник / І.М. Кобаса, Л.М. Чебан, М.М. Воробець та ін. – Чернівці : Чернівецький нац. ун-т, 2014. – 196 с.
5. Методи контролю якості харчової продукції : навч. посібник. Ч.1. Черевко О.І., Крайнюк Л.М., Касілова Л.О. – Харків : ХДУХТ, 2005. – 230 с.
6. Методи контролю якості харчової продукції : навч. посібник. Ч.2. Черевко О.І., Крайнюк Л.М., Касілова Л.О. – Харків : ХДУХТ, 2008. – 354 с.
7. Аналіз природних об'єктів і продуктів харчування: метод. рекомендації до лаб. робіт / уклад. : М.М. Воробець та ін. – Чернівці : Чернівець. нац. ун-т ім. Юрія Федьковича, 2019. – 56 с.
8. Волощук А.Г., Горлій А.С. Хімічний аналіз продуктів харчування : метод. рекомендації до лаб. робіт. – Чернівці: Чернівецький нац. ун-т, 2013. – 32 с.
9. Воробець М.М., Кобаса І.М., Сачко А.В. Методи контролю якості харчових продуктів. Ч. 1. : метод. рекомендації до лаб. робіт. – Чернівці : Чернівецький нац. ун-т, 2019. – 32 с.
10. Домарецький О.І., Златєв А.Я. Екологія харчових продуктів. – К. : “Здоров’я”, 2006. – 180 с.
11. Скоробагатий Я.П. Фізико-хімічні методи аналізу. – Львів : Каменярь, 2013. – 164 с.

Електронне навчальне видання комбінованого використання
Можна використовувати в локальному та мережному режимі

Цихановська Ірина Василівна
Лазарєва Тетяна Анатоліївна

УПРАВЛІННЯ ЯКІСТЮ ТА БЕЗПЕЧНІСТЮ ПРОДУКЦІЇ ХАРЧОВИХ ВИРОБНИЦТВ

Методичні вказівки
до лабораторних робіт для здобувачів вищої освіти другого (магістерського)
рівня денної форми здобуття освіти за спеціальністю 015 «Професійна освіта
(Аграрне виробництво, переробка сільськогосподарської продукції
та харчові технології)»

В авторській редакції

Підписано до розміщення 28.03.2025. Гарнітура Times New Roman.
Ум. друк. арк. 1,2. Обсяг 2,087 Мб. Зам. № 149/25.

Харківський національний університет імені В. Н. Каразіна,
61022, м. Харків, майдан Свободи, 4.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 3367 від 13.01.2009
Видавництво ХНУ імені В. Н. Каразіна