Львівський професійний коледж
готельно-туристичного та ресторанного сервісу

ЗАТВЕРДЖУЮ
Заступник директора з НМР
_____ Марія СКОРОБОГАТА
26 серпня 2025 р.

Методичні рекомендації для проведення лабораторних робіт з дисципліни «ХАРЧОВА ХІМІЯ»

Спеціальність «Харчові технології»
Освітньо-професійний ступінь фаховий молодший бакалавр
Освітньо-професійна програма «Харчові технології»

Підготувала:
Викладач Мельник Н.М.

Погоджено на засіданні циклової комісії викладачів природничо-математичного циклу
Протокол № 01 від 26 серпня 2025 р.

Голова циклової комісії _____ Ігор МАТВІЇВ

Львів 2025

Лабораторна робота 1. Вода в сировині та харчових продуктах

1. Теоретична база: Форми зв'язку води

Вода в продуктах міститься не просто як рідина, а в різних фізико-хімічних станах. Від того, як "міцно" вона тримається, залежить швидкість псування продукту.

- **Вільна вода:** Не пов'язана з компонентами продукту. Вона є розчинником для цукрів, солей та середовищем для розвитку бактерій. Легко видаляється при сушінні.
- **Зв'язана вода:** Утримується молекулами білків, крохмалю або клітинними структурами.
    - *Хімічно зв'язана:* (найміцніша) входить до складу молекул.
    - *Адсорбційно зв'язана:* утримується на поверхні часток.
    - *Осмотично зв'язана:* утримується всередині клітин.

---

2. Показник "Активність води" ()

Це сучасний показник, який важливіший за загальну вологість. Він показує доступність води для мікроорганізмів.

- Шкала від **0** до **1,0**.
- Більшість бактерій припиняють ріст при .
- Пліснява може рости при .

---

3. Методи визначення вологості

А. Метод висушування до постійної маси (Арбітражний)

Це класичний метод, що базується на випаровуванні води при температурі .

Обладнання:

- Сушильна шафа.
- Бюкси (скляні або алюмінієві стаканчики).
- Ваги та ексикатор.

Хід роботи:

1. Зважити порожню бюксу ().
2. Помістити наважку продукту () у бюксу ().
3. Висушувати у шафі при протягом 2–5 годин (залежно від продукту).
4. Охолодити в ексикаторі, зважити ().
5. Повторювати сушіння по 30 хв доти, доки різниця між зважуваннями не стане меншою за .

Б. Прискорений метод (Метод Чижової)

Використовується для швидкого контролю на виробництві (тісто, хліб). Продукт затискається між двома нагрітими плитами при на кілька хвилин.

В. Метод Дина-Старка (Дистиляційний)

Використовується для продуктів з високим вмістом жиру або ефірних олій (горіхи, прянощі, жир). Воду витісняють органічним розчинником (толуол, ксилол), який не змішується з водою.

---

4. Розрахунок результатів

Масову частку вологи () у відсотках розраховують за формулою:

Де:

- — маса порожньої бюкси, г;
- — маса бюкси з наважкою до сушіння, г;
- — маса бюкси з наважкою після сушіння, г.

---

5. Довідкові дані: Вологість продуктів

Продукт	Середня вологість (%)
Овочі та фрукти	80 – 95
М’ясо свіже	65 – 75
Хліб пшеничний	42 – 45
Вершкове масло	16 – 25

Продукт	Середня вологість (%)
Борошно, крупи	12 – 15
Сухе молоко	4 – 7

Експортувати в Таблиці

6. Висновки до роботи

У висновку студент повинен зазначити:

1. Отримане значення вологості досліджуваного зразка.
2. Відповідність результату нормам ДСТУ.
3. Як отримана вологість вплине на термін зберігання продукту (наприклад: "Оскільки вологість борошна перевищує 15%, продукт схильний до самозігрівання та пліснявіння").

Література

Кузнецова, Т. О. Харчова хімія. Лабораторний практикум. Частина І : навчальний посібник / Т. О. Кузнецова, І. М. Гурікова. – Х. : ХДУХТ, 2010. - 150 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина І. Вуглеводні й оксигеновмісні похідні : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2004. 224 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина ІІ. Гетерофункціональні похідні та гетероциклічні сполуки : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2006. 224с.

Лабораторна робота 2. Твердість води

Мета роботи: ознайомитися з методом визначення твердості води.

Матеріали і обладнання:розчин трилону Б 0,02 н, буферний розчин з pH = 10 (суміш NH_4OH і NH_4Cl), порошок індикатора хромоген чорний + NaCl, набір води різної твердості; бюретка; піпетка об'ємом 25 мл, конічні колби для титрування об'ємом 100 мл, мірний циліндр об'ємом 50 мл, піпетки Мора об'ємом 25 мл, лійка.

Теоретичний мінімум.

Природна вода містить розчинні та нерозчинні домішки, які потрапляють у воду в процесі кругообігу, що відбувається в природі. Ці домішки іноді роблять воду непридатною для використання в багатьох технологічних процесах. Стосовно реакцій взаємодії з розчиненим у воді киснем усі забрудники можна поділити на два типи (табл.16.1).

Таблиця 16.1. – Типи забруднень води та джерела їх надходження.

Речовини, для окиснення яких потрібен кисень	Приклад
Збудники інфекцій Поживні речовини для рослин Органічні речовини	Бактерії та віруси (стічні води, відходи тваринного походження) Нітрати та фосфати (добрива, промислові відходи) Детергенти ($Na_5P_3O_{10}$), інсектициди, пестициди, гербіциди, стічні води.
Інші типи забруднення води	
Мінерали і хімікати Осади Радіоактивні речовини Теплові забруднення	Кислоти, основи та солі (шахтні води, неорганічні промислові відходи) Мул (продукти ерозії грунта) Радіоактивні ізотопи (утворюються внаслідок добування або виготовлення радіоактивних речовин)

	Теплоскид (вода, що охолоджується, з парових турбін електростанцій)

У таблиці 16.2 наведено деякі найхарактерніші елементи – забруднювачі води та їх гранично допустимі концентрації.

Таблиця 16.2 – Елементи, що забруднюють воду

Елементи	Хімічний стан	Токсичний ефект та джерело надходження	ГДК, мг/л
As	AsO^{2-}	Ниркова недостатність, розумові розлади (з пального, мийних засобів, відходів металургії)	0.01
Cd	Cd^{2+}	Гіпертонія, хвороби нирок, зменшення вмісту гемоглобіну в крові (цигарковий дим, копалини)	0.001
Cr	CrO_4^{2-}	Можливий канцероген (гальванічні виробництва, виготовлення матеріалів з використанням цементу)	0.01
Cu	Cu^{2+}	Порушення діяльності печінки (копалини, мідні труби)	0.01
Fe	Fe^{2+} Fe^{3+}	У разі підвищенного вживання зростає сприятливість до інфекцій (мінеральні джерела, іржавий метал)	0.1
Pb	Pb^{2+}	Анемія, ниркова недостатність, розумова відсталість у дітей, судороги (автомобільні викиди)	0.03
Hg	Hg^{2+} Hg_2^{2+}	Нервові розлади, параліч, божевілля, сліпота (відходи хімічного виробництва)	0.002
Ag	Ag^{+}	Знебарвлення шкіри та очей	0.005

		(гальванічні виробництва, стічні води)	
Se	SeO_3^{2-}	Порушення діяльності печінки (мінерали, металургія)	0.01
CN^-	CN^-	Отруєння з летальним кінцем за концентрації 1 мг/л (спалювання сміття, синтетичних матеріалів)	0.01
N	NO_3^-	Захворювання крові - метгемоглобінемія у дітей (вода, добрива)	0,05

Твердість води визначають розчинені у воді солі кальцію, магнію та інших металів. В таблиці 16.3 приведені основні катіони металів, які провокують твердість та головні аніони, з якими вони поєднуються.

Таблиця 16.3

Катіони	Аніони
Кальцій (Ca^{2+})	**Гідрокарбонат (HCO_3^-)**
Магній (Mg^{2+})	**Сульфат (SO_4^{2-})**
Стронцій (Sr^{2+})	**Хлорид (Cl^-)**
Залізо (Fe^{2+})	**Нитрат (NO_3^-)**
Марганець (Mn^{2+})	**Силікат (SiO_3^{2-})**

Виділяють карбонатну та некарбонатну твердість.

Карбонатна твердість Тк зумовлена присутністю у воді добре розчинних гідрокарбонатів $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$, $Fe(HCO_3)_2$. При тривалому кип’ятінні такої води в результаті розкладання термічно нестійких гідрокарбонатів у ній виникає осад, який містить поганорозчинні кальцій карбонат та магній гідроксид.

$+t^0C$

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 + CO_2 + H_2O$$

$+t^0C$

$$Mg(HCO_3)_2 \rightarrow Mg(OH)_2 + 2CO_2$$

Некарбонатна твердість $T_{нк}$ зумовлена присутністю у воді сульфатів і хлоридів кальцію та магнію $CaCl_2$, $CaSO_4$, $MgCl_2$, $MgSO_4$, тому її ще називають сульфатно-хлоридною. Солі, що зумовлюють цю твердість, при нагріванні залишаються незмінними, а коли їх концентрації стають більшими, ніж їх розчинність, вони відкладаються у вигляді накипу в зоні випаровування на поверхні нагрівання.

Загальна твердість $T_з$ дорівнює сумі карбонатної та некарбонатної твердості і вимірюється молярною концентрацією еквівалентів іонів Ca^{2+} і Mg^{2+}, моль/л:

$$T_з = T_{Ca}^{2+} + T_{Mg}^{2+} = n(½Ca^{2+}) + n(½Mg^{2+}) \quad (16.1)$$

Кількість речовини еквівалентів (ммоль) можна розрахувати за рівнянням:

$$n(\frac{1\ m(x)}{z^*\ M((1/z^*)x)}\ x) = \frac{m(x)}{M((1/z^*)x)}, \quad (16.2)$$

де m(x) – маса відповідного іона, мг; M((1/z*)x) – молярна маса еквівалента іона, г/моль; z* - число еквівалентності іона, що дорівнює його заряду.

Підставивши в (16.1) вираз (16.2), одержимо:

$$T_з = \frac{m(Ca^{2+})}{M(½Ca^{2+})} + \frac{m(Mg^{2+})}{M(½Mg^{2+})} = \frac{[Ca^{2+}]}{20,04} + \frac{[Mg^{2+}]}{12,16},$$

де $[Ca^{2+}]$ і $[Mg^{2+}]$ – концентрації цих іонів, виражені в мг/л.

Кількісне визначення твердості ґрунтується на здатності органічної сполуки трилону Б утворювати з іонами кальцію й магнію міцні та добре розчинні комплекси.

Трилон Б – це двонатрієва сіль етилендіамінтетраоцтової (ЕДТА) кислоти

O =C-CH_2 CH_2-C=O

N a-O N-CH_2-CH_2-N O-Na

O =C-CH_2 CH_2-C=O

HO OH

Скорочена формула Na_2H_2R.

Трилон Б в розчині дисоціює за схемою:

$$Na_2H_2R = 2Na^+ + H_2R^{2-}$$

Реакцію іонів магнію й кальцію з трилоном Б можна записати так:

$$Ca^{2+} + H_2R^{2-} = CaR^{2-} + 2H^+;\ Mg^{2+} + H_2R^{2-} = MgR^{2+} + 2H^+.$$

Твердість води визначають титруванням проби води розчином трилону Б відомої концентрації в присутності індикатора хромоген чорний. Індикатор у присутності іонів кальцію та магнію забарвлює воду в червоний колір (середовище лужне, створене аміачним буфером, pH = 10), а у відсутності іонів Ca^{2+} та Mg^{2+} – в синій.

При титруванні забарвлення індикатора змінюється в ту мить, коли всі іони солей твердості будуть зв’язані трилоном Б. Необхідну концентрацію іонів гідрогену підтримують додаванням до досліджуваної проби буферної суміші NH_4OH і NH_4Cl.

Постійна твердість визначається вмістом сульфатів і хлоридів кальцію і магнію.

За значенням твердості природну воду поділяють на :

- дуже м’яку T< 1,5;

- м’яку Т= 1,5 – 4;

- середньої твердості Т= 4 – 8;

- тверду Т= 8 – 12;

- дуже тверду Т > 12 мг-екв/л.

Дуже часто тверду воду перед використанням зм’якшують. Звичайно цього досягають обробкою води різними хімічними речовинами.

Так карбонатну твердість можна усунути додаванням гашеного вапна $Ca(OH)_2$;

$Ca^{2+} + 2HCO_3^- + Ca^{2+} + 2OH^- \rightarrow 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$;

$Mg^{2+} + 2HCO_3^- + Ca^{2+} + 2OH^- \rightarrow Mg(OH)_2\downarrow + 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$

При одночасному додаванні вапна і соди (Na_2CO_3) можна позбутися карбонатної і некарбонатної твердості (вапняно – содовий спосіб). Карбонатна твердість при цьому усувається вапном, а некарбонатна - содою:

Застосовують і інші методи усунення твердості води, серед яких один з найсучасніших ґрунтується на використанні катіонів (катіонітний спосіб) - речовин , що здатні обмінювати свої іони на іони металів (рис.35). Для усунення твердості води застосовують катіоніти на основі іонообмінних смол та алюмосилікатів.

Катіоніти можна регенерувати, і регенерований катіоніт використовувати далі для усунення твердості води.

Вихідна тверда вода

Іоннообмінна смола (натрій – катіоніт)

Лабораторна робота 3. Властивості білків

Мета роботи: Вивчити фізико-хімічні властивості білків харчової сировини (розчинність, гідратацію, денатурацію), опанувати якісні реакції на білки та зрозуміти їх роль у технології харчових продуктів.

---

1. Теоретична частина: Ключові властивості в харчовій хімії

1. **Гідратація та набрякання:** Здатність білків зв'язувати воду. Це важливо для виходу готової продукції (наприклад, соковитість ковбас або пружність тіста).
2. **Денатурація:** Зміна четвертинної, третинної та вторинної структур білка під впливом чинників (температура, кислоти, спирт, солі важких металів). Призводить до втрати розчинності.
3. **Розчинність:** Залежить від виду білка (альбуміни розчиняються у воді, глобуліни — у сольових розчинах, глютеліни — у лугах).
4. **Ізоелектрична точка (ІЕТ):** Значення pH, при якому сумарний заряд молекули білка дорівнює нулю. У цій точці білок найменш стійкий і легко випадає в осад (основа виробництва сиру).

---

2. Практична частина: Експерименти

Дослід 1. Кольорові (якісні) реакції на білки

Ці реакції дозволяють підтвердити наявність білка та його амінокислотний склад.

- **Біуретова реакція:** На пептидний зв’язок.
  - *Хід роботи:* До розчину білка додають та кілька крапель .
  - *Результат:* Поява **фіолетового** забарвлення.
- **Ксантопротеїнова реакція:** На ароматичні амінокислоти (фенілаланін, тирозин).
  - *Хід роботи:* До білка додають концентровану і нагрівають.
  - *Результат:* Поява **жовтого** забарвлення.

Дослід 2. Фактори денатурації білка

Визначення впливу різних чинників на структуру білка.

1. **Термічна денатурація:** Нагрівання розчину білка яєчного альбуміну до кипіння (утворення білого осаду).
2. **Осадження спиртом:** Додавання етилового спирту (білок зневоднюється і випадає в осад).
3. **Дія солей важких металів:** Додавання розчинів міді або свинцю (утворення незворотних коагулятів).

Дослід 3. Гідратація та набрякання (на прикладі клейковини або желатину)

- *Хід роботи:* Наважку сухого білка (желатину) заливають водою на 30 хв.
- *Оцінка:* Вимірюють об’єм або масу білка до і після. Розраховують коефіцієнт набрякання.
- *Значення:* У хлібопеченні це визначає якість клейковини та об’єм хліба.

Дослід 4. Осадження білка в ізоелектричній точці

- *Приклад:* Скисання молока.
- *Хід роботи:* До молока поступово додають молочну або оцтову кислоту, змінюючи pH. При pH (ІЕТ казеїну) спостерігається утворення інтенсивного згустку (сиру).

---

3. Вплив технологічної обробки на білки (для висновків)

Процес	Вплив на білки	Результат для продукту
Теплова обробка	Денатурація та агрегація.	Ущільнення структури, виділення вологи.
Збивання	Поверхнева денатурація.	Утворення піни (безе, муси).
Бродіння (тісто)	Гідроліз під дією ферментів.	Розм’якшення структури, поліпшення засвоюваності.
Засолювання	Взаємодія з іонами солей.	Збільшення вологоутримувальної здатності (ковбаси).

Експортувати в Таблиці

4. Оформлення звіту

У звіті необхідно вказати:

1. **Назва досліду.**
2. **Спостереження:** (що ви бачили: зміна кольору, випадання осаду, збільшення об’єму).
3. **Рівняння реакцій або пояснення:** (наприклад: "Осад утворився внаслідок руйнування гідратної оболонки білка").
4. **Висновок:** Яке значення має ця властивість у харчових технологіях.

Контрольні питання для захисту:

1. Що таке денатурація і чи завжди вона є небажаною в харчовій промисловості?
2. Чому при варінні м’яса його маса зменшується?
3. Чим відрізняється гідратація білків від їх розчинності?

Література

Кузнецова, Т. О. Харчова хімія. Лабораторний практикум. Частина І : навчальний посібник / Т. О. Кузнецова, І. М. Гурікова. – Х. : ХДУХТ, 2010. - 150 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина І. Вуглеводні й оксигеновмісні похідні : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2004. 224 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина ІІ. Гетерофункціональні похідні та гетероциклічні сполуки : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2006. 224с.

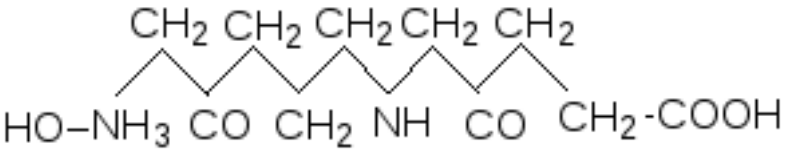
Лабораторна робота 4. Встановлення ізоелектричної точки білків

***Для роботи необхідно*:** розчини: 0,01н. CH_3COOH; 0,1 н. CH_3COOH; 1 н. CH_3COOH; 0,1 н. CH_3COONa; розчин казеїну в 0,1 н. $CH_3COOONa$; індикатор метилоранж; піпетка, градуйована на 10 мл; штатив з пробір- ками.

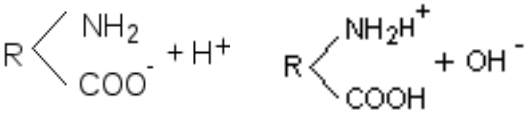
Білки, які складають основу протоплазми, мають ряд властивостей, що витікають з їх специфічної хімічної природи.

Молекули білків являють собою довгі ланцюги типу полімерів, що складаються з багатьох амінокислот.

Спрощену схему структури білкової молекули можна представити таким чином:



Зі схеми видно, що молекула білка поряд з вуглеводневим радикалом містить значну кількість полярних гідрофільних груп: –COOH; $–NH_2$; =CO; =NH.

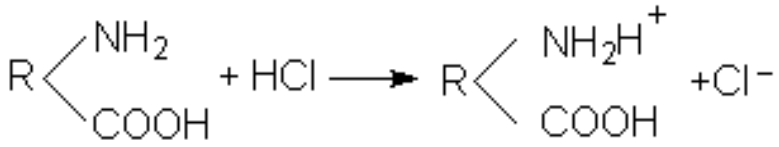


У зв’язку з цим білки мають високогідрофільні властивості. Присутність основної групи $–NH_2$ і кислотної –COOH зумовлюють амфотерні властивості білкової молекули, яка має основні властивості, коли пере- важає вплив аміногрупи , і кислотні, коли переважає вплив

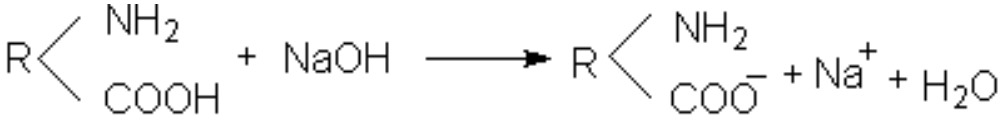
карбоксильної групи

У водних розчинах білки проявляють властивості слабих електролітів. В цьому випадку проходить дисоціація і основної, і кислотної групи.

В кислому середовищі дисоціація карбоксильних груп понижується водневими йонами, які присутні в надлишку. При цьому білкова молекула заряджається позитивно. Наприклад, в присутності соляної кислоти проходить реакція:



В лужному середовищі внаслідок надлишку іонів OH^- понижується дисоціація основної групи $–NH_2$ і білкова молекула заряджається нега- тивно.



Отже, при певній концентрації водневих йонів (тобто при певному значенні pH середовища) кількість йонізованих основних груп і сумарний заряд частинки буде рівним нулю, тобто система буде знаходитись в ізоелектричному стані. Концентрація водневих йонів, виражена величиною водневого показника pH, при якій молекула білка знаходиться в ізоелек- тричному стані, називається *ізоелектричною точкою.*

Для кожного білка існує певне значення pH, при якому він знахо- диться в ізоелектричному стані. Для більшості білків їх ізоелектрична точка лежить в кислому середовищі при pH<7.

Це пояснюється тим, що на поверхні білкової молекули переважають кислотні групи, константа дисоціації яких набагато більша від константи дисоціації основних груп. Так як в ізоелектричній точці по всій довжині молекули розташовується однакова кількість протилежно заряджених ос- новних і кислотних груп, то внаслідок електростатичних сил притягування молекула білка скручується в клубочок, стає більш компактною, густина її збільшується. Властивості, зв'язані з формою і зарядом макромолекули, при цьому змінюються. Так, наприклад, в ізоелектричному стані в'язкість, набухання, розчинність білків зменшуються. На пониженні розчинності білків в ізоелектричному стані ґрунтується методика визначення ізоелек- тричної точки казеїну.

При виконанні практичної частини роботи беруть штатив на 18 про- бірок – два ряди по 9 пробірок.

Згідно нижче приведеної таблиці в усі 18 пробірок за допомогою гра- дуйованої піпетки заливають дистильовану воду, 0,01 н.; 0,1 н.; 1 н. роз- чини оцтової кислоти. До пробірок першого ряду доливають по 1 мл свіжо

приготовленого казеїну в 0,1 н. розчині оцтовокислого натрію. До пробірок другого ряду доливають по 1 мл 0,1 н. розчину оцтовокислого натрію і індикатор метилоранж. При цьому одержуємо буферні суміші з різними значеннями pH, причому в обох рядах пробірок склад буферних сумішей однаковий.

Розчинність казеїну залежить від pH середовища і в ізоелектричному стані вона найменша. Це спостерігається в найбільшому помутнінні розчину. Отже, значення pH в пробірці, де помутніння розчину казеїну найбільше, відповідає ізоелектричній точці казеїну.

Очевидно, перехід забарвлення метилоранжу від оранжевого до чер- воного в пробірках другого ряду повинен співпадати з пробіркою най- більшого помутніння в першому ряді.

	Номер пробірок								
	1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**	**9**
Дистильована вода, $10^{-6}м^3$	8,3	7,8	8,7	8,5	8,0	7,0	5,0	1,0	7,4
0,01 н. CH_3COOH, $10^{-6}м^3$	0,7	1,2	–	–	–	–	–	–	–
0,1 н. CH_3COOH, $10^{-6}м^3$	–	–	0,3	0,5	1,0	2,0	4,0	8,0	–
1 н. CH_3COOH, $10^{-6}м^3$	–	–	–	–	–	–	–	–	1,6
Величина pH	5,2	5,6	5,3	5,0	4,7	4,4	4,1	3,8	3,5

Другий ряд пробірок являється контрольним. Перехід забарвлення індикатора від основного до кислого середовища повинен лежати в межах ізоелектричної точки казеїну. Для метилоранжу цей перехід лежить в межах pH = 2,7 – 4,7.

Через 5 – 10 хв. в ряді пробірок, які містять казеїн, зазначають ступінь помутніння. Відсутність помутніння позначають знаком “–”, його наяв- ність – знаком “+”. Ступінь помутніння позначають різною кількістю знаків плюс або мінус (до трьох). В другому ряді пробірок відзначають забарвлення метилоранжу – “о”; перехід забарвлення – “п”; червоне –“ч”.

Результати роботи перевіряються керівником занять. Значення pH, що відповідає ізоелектричній точці казеїну записують.

Лабораторна робота 5. Властивості простих вуглеводів

Мета роботи: Вивчити хімічні та фізико-хімічні властивості моносахаридів (глюкоза, фруктоза) та дисахаридів (сахароза, лактоза), навчитися розрізняти відновлювальні та невідновлювальні цукри.

---

1. Теоретична частина: Основні поняття

- **Моносахариди:** Глюкоза (виноградний цукор), фруктоза (фруктовий цукор). Мають відновлювальні властивості.
- **Дисахариди:** * *Відновлювальні:* Мальтоза, лактоза (молочний цукор).
  - *Невідновлювальні:* Сахароза (звичайний цукор).
- **Реакція Майяра:** Взаємодія вуглеводів з амінокислотами при нагріванні, що призводить до утворення темних пігментів (меланоїдинів) та аромату (скоринка хліба, смажене м'ясо).
- **Карамелізація:** Розпад цукрів при температурах вище 150°C без участі білків.

---

2. Практична частина: Експерименти

Дослід 1. Доказ наявності гідроксильних груп (Якість багатоатомного спирту)

Вуглеводи містять багато груп .

- **Хід роботи:** До розчину глюкози додають та кілька крапель (без нагрівання).
- **Результат:** Утворюється прозорий **синій розчин** (цукрат міді). Це доводить, що цукри — це багатоатомні спирти.

Дослід 2. Відновлювальні властивості (Реакція Троммера або Фелінга)

Дозволяє відрізнити глюкозу від сахарози.

- **Хід роботи:** Синій розчин, отриманий у першому досліді, нагрівають до кипіння.
- **Результат:** * Глюкоза/фруктоза: синій колір змінюється на жовтий, а потім на **цегляно-червоний осад** ().
    - Сахароза: колір не змінюється (вона не має вільної альдегідної групи).

Дослід 3. Реакція Селіванова (на кетози/фруктозу)

Дозволяє швидко виявити фруктозу.

- **Хід роботи:** До розчину цукру додають резорцин та концентровану , нагрівають.
- **Результат:** Розчин фруктози швидко стає **яскраво-червоним**. Глюкоза змінює колір дуже повільно.

Дослід 4. Кислотний гідроліз сахарози (Інверсія)

Сахароза під дією кислоти розпадається на глюкозу та фруктозу (утворюється інвертний цукор).

- **Хід роботи:** До розчину сахарози додають 2-3 краплі і кип’ятять 5 хвилин. Після цього нейтралізують лугом і проводять реакцію Троммера (Дослід 2).
- **Результат:** Після гідролізу сахароза дає позитивну реакцію (червоний осад), хоча до цього не давала.

---

3. Значення вуглеводів у харчових технологіях (для висновків)

Властивість	Значення для продукту
Гігроскопічність	Фруктоза сильно вбирає вологу, тому випічка з медом довше не черствіє.
Бродіння	Моносахариди зброджуються дріжджами (виробництво хліба, вина, пива).
Інверсія цукру	Використовується у виробництві цукерок та штучного меду (запобігає зацукровуванню).
Солодкість	Фруктоза солодша за сахарозу, а сахароза солодша за лактозу.

Експортувати в Таблиці

4. Оформлення звіту

1. **Назва досліду.**
2. **Спостереження:** (Опишіть зміну кольорів та появу осадів).
3. **Висновки:** * Які цукри належать до відновлювальних?
    - Чому сахароза дає позитивну реакцію на відновлення лише після кип'ятіння з кислотою?
    - Де в кулінарії ми спостерігаємо реакцію карамелізації?

Контрольні питання:

1. Чому при випіканні хліба скоринка стає коричневою?
2. Який цукор називають "молочним" і чому він менш солодкий?
3. Що таке "інвертний цукор" і де його застосовують?

Література

Кузнецова, Т. О. Харчова хімія. Лабораторний практикум. Частина І : навчальний посібник / Т. О. Кузнецова, І. М. Гурікова. – Х. : ХДУХТ, 2010. - 150 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина І. Вуглеводні й оксигеновмісні похідні : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2004. 224 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина ІІ. Гетерофункціональні похідні та гетероциклічні сполуки : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2006. 224с.

Лабораторна робота 6. Дослідження властивостей полісахаридів

Реактиви й прилади: глюкоза; фруктоза; сахароза; крохмаль; клітковина; арабіноза; 10 % спиртовий розчин α-нафтолу; фенілгідразин; льодова оцтова кислота; солянокислий фенілгідразин; гідроксид і ацетат натрію; гуміарабік; анілін; резорцин; фелінгова рідина.

Реактиви, й прилади: сахароза; мальтоза; лактоза; молоко; льодова оцтова кислота; фелінгова рідина; хлороводнева; сульфатна, нітратна кислоти; гідроксид натрію; нітрат аргентуму; амоніак; сульфат кобальту; сульфат нікелю; сульфат купруму; фільтрувальний папір.

Реактиви і прилади: крохмаль; клітковина; анілін; флороглюцин; фелінгова рідина; йод; гідроксид барію; сульфатна, хлороводнева і нітратна кислоти; гідроксид натрію; амоніак; сульфат купруму; карбонат купруму; бульби картоплі; зерна кукурудзи; зерна пшениці; соснова скалка; фільтрувальний і газетний папір; вата; дерев'яні ошурки; висівки.

Дослід 1. Якісна реакція на вуглеводи 3 α-нафтолом (реакція Моліша)

В окремі пробірки беруть по 0,1–0,2 г різних вуглеводів: глюкозу, фруктозу, сахарозу, крохмаль, клітковину тощо. У кожну пробірку добавляють по 2–3 мл води і 3–4 краплі 10 % спиртового розчину α-нафтолу. Вміст пробірок перемішують і обережно, щоб рідина не змішалась, добавляють по 1,5–2 мл концентрованої сульфатної кислоти, що опускається на дно пробірки. На межі двох шарів спостерігається червоно-фіолетове кільце, що вказує на утворення фурфуролу.

Реакцію з α-нафтолом дають всі вуглеводи. Поява забарвлення зумовлена розкладом молекули вуглеводу під дією концентрованої сульфатної кислоти з утворенням фурфуролу або його похідних, які вступають у реакцію конденсації з α-нафтолом, утворюючи забарвлені речовини.

Дослід 2. Окислення моноз оксидом аргентуму (реакція срібного дзеркала)

У чисту пробірку, вимиту гарячим лугом і промиту дистильованою водою, наливають 3 мл амоніачного розчину гідроксиду аргентуму (див. дослід 4, лаб.роботи 10) і приливають рівний об'єм 3% розчину глюкози. Пробірку нагрівають на водяній бані при температурі 70–90 °С. Аргентум, що

виділяється у процесі окислення глюкози, осаджується на стінках пробірки у вигляді дзеркала:

Дослід 3. Окислення глюкози реактивом фелінга

У пробірку наливають 1–2 мл фелінгової рідини, добавляють 2 мл 1 %-ного розчину глюкози і обережно нагрівають суміш на полум'ї пальника. Забарвлення рідини змінюється, виділяється жовтий осад, що переходить у червоний осад оксиду купруму (I). Реакція фелінгової рідини з глюкозою проходить дуже складно, але зводиться до окислення глюкози й утворення оксиду купруму (I).

Реактив Фелінга, так само, як і аміачний розчин оксиду аргентуму, служить для виявлення карбонільної групи у цукрах.

Якісну реакцію з фелінговою рідиною можна використовувати і для кількісного визначення вмісту вуглеводів.

Дослід 4. ДІЯ ЛУГУ НА МОНОСАХАРИДИ

У пробірку наливають 1–2 мл 10 % розчину глюкози, добавляють такий самий об'єм 20–30 % розчину гідроксиду натрію і обережно нагрівають до кипіння. Розчин жовтіє. За тривалішого нагрівання рідина буріє і, нарешті, осмолюється.

Дослід 5. Реакція селіванова на кетогексози

Характерною реакцією на кетогексози, як довів Ф.Ф. Селіванов у 1887 р., є добува нння червоного забарвлення під час їх нагрівання з концентрованого хлороводневою кислотою за наявності резорцину.

До 2—3 мл 1 % розчину фруктози приливають 2 мл реактиву Селіванова і нагрівають на водяній бані. З'являється вишнево-червоне забарвлення. Воно залежить від взаємодії окси-метилфурфуролу, що утворився з резорцином.

Альдогексози в цих умовах реагують повільніше, і розчин забарвлюється лише в слабко-рожевий колір. Реакція Селіванова дає змогу виявити фруктозу не тільки у вільному стані, а й у сполученому, приміром у буряковому цукрі. Оскільки в умовах реакції за наявності хлороводневої кислоти буряковий цукор легко гідролізується.

Дослід 6. Реакція на наявність гідроксильних груп у дисахаридах

В окремі пробірки наливають по 2 мл 1 % розчинів мальтози, лактози й сахарози. Потім у кожну з них добавляють по 1 мл 10 % розчину гідроксиду натрію і по кілька крапель 1 % водного розчину сульфату купруму. Вміст пробірок струшують. Утворений гідроксид купруму розчиняється й з'являється синє забарвлення розчинів у зв'язку з утворенням алкоголятів купруму мальтози, лактози й сахарози.

Література

Кузнецова, Т. О. Харчова хімія. Лабораторний практикум. Частина І : навчальний посібник / Т. О. Кузнецова, І. М. Гурікова. – Х. : ХДУХТ, 2010. - 150 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина І. Вуглеводні й оксигеновмісні похідні : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2004. 224 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина ІІ. Гетерофункціональні похідні та гетероциклічні сполуки : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2006. 224с.

Лабораторна робота 7. Дослідження властивостей жирів

Карбонових кислот і жирів

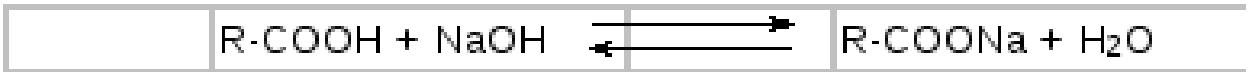
Реактиви й матеріали: мурашина, оцтова, пропіонова; масляна, олеїнова, стеаринова, щавлева, бурштинова, молочна, винна кислоти; ацетат натрію; ацетат плюмбуму; етиловий і діетиловий етер; оцтовий ангідрид; рослинна олія: петролейний етер; бензен; хлороформ; тетрахлорметан; розчин калій перманганату; мило; лакмус; розчин фенолфталеїну; анілін, бензенова, фталева, саліцилова, сульфатна кислоти; бензоат калію; аспірин; етиловий спирт; бромна вода; вапнякова або баритова вода; хлорид феруму (III); гідроксид натрію; лакмус.

Реактиви й матеріали: щавлева, малонова, оцтова, трихлороцтова, нітратна кислоти; сечовина; хлорид кальцію; сульфат купруму; мурашинокислий і щавлевокислий натрій; фільтрувальний папір.

Дослід 1. Розчинність карбонових кислот

В чотири пробірки наливають по 0,2–0,5 г оцтової, пропіонової, масляної та стеаринової кислот. Приливають у кожну пробірку по 3–4 мл води і збовтують. Пробірки, в яких кислоти не розчиняються підігрівають. Відзначають, які з кислот розчиняються при кімнатній температурі, які – при нагріванні, а які зовсім не розчиняються. Пробірки охолоджують водою і спостерігають випадання осаду важкорозчинних кислот.

У пробірки з важкорозчинними кислотами добавляють невелику кількість 10 %-ного розчину гідроксиду натрію і збовтують. Спостерігається розчинення осаду завдяки утворенню солі:



Дослід 2. Виявлення карбонових кислот за допомогою індикаторів

Упробірку вміщують невелику кількість кислоти (мурашина, оцтова, пропіонова, масляна або валер'янова). Добавляють 4–5 мл води, кілька крапель водного розчину лакмусу і. збовтують. Можна використовувати лакмусовий папір. Лакмус змінює забарвлення із синього на червоний, що свідчить про дисоціацію кислот у водних розчинах:

Дослід 3. Утворення солей карбонових кислот

Взаємодія кислот із металами. У дві пробірки наливають по 2–3 мл 50 %-ного розчину оцтової кислоти. У першу добавляють ошурки магнію, у другу – шматочки цинку. Спостерігають взаємодію оцтової кислоти з магнієм і цинком із виділенням Гідрогену й утворенням солі.

У першому випадку утворюється ацетат магнію:

$2\ CH_3\text{-}COOH + Mg \rightarrow (CH_3\text{-}COO)_2Mg + H_2$

у другому — ацетат цинку: $2\ CH_3\text{-}COOH + Zn \rightarrow (CH_3\text{-}COO)_2Zn + H_2$.

Якщо з цинком реакція проходить повільно, реакційну суміш підігрівають. Аналогічні досліди проводять з іншими кислотами.

Взаємодія солей карбонових кислот із солями мінеральних кислот. До 3 мл концентрованого розчину ацетату натрію добавляють 1 мл 5 % розчину нітрату аргентуму. Випадає білий осад ацетату аргентуму:

$CH_3\text{-}COONa + AgNO_3 \rightarrow CH_3\text{-}COOAg + NaNO_3$.

У другу пробірку до 3 мл 2 % розчину ацетату натрію добавляють 2–3 мл 2 % розчину хлориду феруму (III). Утворюється ацетат феруму (III) червоно-бурого кольору:$3\ CH_3\text{-}COONa + FeCl_3 \rightarrow (CH_3\text{-}COO)_3Fe + 3NaCl$.

Якщо добутий розчин ацетату феруму прокип'ятити, то утвориться основна сіль, що випадає у вигляді .червоно-бурого осаду:

$(CH_3\text{-}COO)_3Fe + 2H_2O \rightarrow (CH_3\text{-}COO)Fe(OH)_2 + 2CH_3\text{-}COOH$.

Література

Кузнецова, Т. О. Харчова хімія. Лабораторний практикум. Частина І : навчальний посібник / Т. О. Кузнецова, І. М. Гурікова. – Х. : ХДУХТ, 2010. - 150 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина І. Вуглеводні й оксигеновмісні похідні : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2004. 224 с.

Лабораторна робота 8. Мінеральні речовини

Мінеральні речовини — це неорганічні компоненти, які не синтезуються організмом, але є критично важливими для його життєдіяльності. У харчових продуктах вони знаходяться у вигляді солей органічних та неорганічних кислот, а також у складі складних біомолекул.

1. Форми знаходження та біодоступність

Мінерали в їжі перебувають не в чистому вигляді, а в різних хімічних формах, що безпосередньо впливає на їх засвоєння:

- **Іонна форма:** Вільні іони () у клітинному соку. Засвоюються найшвидше.
- **Органічні комплекси:** Метали, вбудовані в молекули.
  - *Залізо* входить до складу гемоглобіну та міоглобіну (м'ясо).
  - *Магній* є центральним атомом у хлорофілі (зелень).
- **Хелатні сполуки:** Зв'язки металів з амінокислотами. Це найбільш стабільна та біодоступна форма для мікроелементів.

2. Показник зольності як індикатор якості

Зола — це сухий залишок оксидів (), що утворюється після повного спалювання органіки.

- **Сортність:** Для зернових продуктів зольність є головним критерієм сорту. Найбільша кількість мінералів зосереджена в алейроновому шарі та оболонках зерна.
- **Чистота:** Якщо зола після розчинення в хлоридній кислоті залишає осад, це свідчить про наявність **"нерозчинної золи"** (піску, пилу), що є ознакою поганого промивання сировини.

3. Хімізм ідентифікації елементів

Для аналізу мінерального складу використовують специфічні реагенти, що утворюють характерні забарвлення або осади:

- **Фосфор ():** У харчових продуктах він часто зв'язаний у фітинах (рослини) або фосфопротеїдах (казеїн молока). При спалюванні він перетворюється на фосфат-іони. Реакція з молібденовою рідиною дає комплекс **амоній фосфомолібдат** яскраво-жовтого кольору.

- **Залізо ():** У золі залізо зазвичай перебуває у стані окиснення . Додавання роданіду калію () призводить до утворення **роданіду заліза (III)**, який має інтенсивний криваво-червоний колір. Це дуже чутлива реакція, що дозволяє виявити навіть мікродози металу.
- **Кальцій ():** Для його виявлення використовують оксалат амонію. Утворюється **оксалат кальцію** — білий кристалічний осад, нерозчинний в оцтовій кислоті, але розчинний у сильних мінеральних кислотах.

Практична частина (алгоритм аналізу)

1. **Мінералізація (Осклявування):** Наважку продукту спалюють у тиглі. Спочатку відбувається **обвуглювання** (виділення чорного диму — газів), а потім власне **осклявування** при до отримання світлого попелу.
2. **Екстракція:** Отриману золу розчиняють у слабкому розчині кислоти (або), щоб перевести оксиди у розчинні солі для подальших реакцій.
3. **Якісне визначення:** Розчин ділять на кілька пробірок і додають відповідні реагенти на Кальцій, Фосфор та Залізо.

Підсумкові висновки до ЛР №8

- **Зольність** дозволяє визначити сорт борошна або ступінь очищення цукру.
- **Якісний аналіз** підтверджує наявність життєво важливих елементів (наприклад, в молоці або в яблучному соку).
- Виявлення **нерозчинної в кислоті золи** вказує на мінеральні забруднення продукту (пісок).

Лабораторна робота 9. Харчові добавки

Мета роботи: Вивчити класифікацію харчових добавок (система індексів Е), навчитися ідентифікувати їх у складі продуктів за етикетками та проводити якісні реакції на найпоширеніші добавки (барвники, консерванти, підсолоджувачі).

---

1. Докладна теорія

Харчові добавки — це природні або синтетичні речовини, які навмисно вводяться в продукти для надання їм певних властивостей (кольору, аромату, терміну зберігання), але самі не вживаються як самостійні харчові продукти.

Класифікація за Європейською цифровою системою (Е-номер):

- **Е100–Е182 (Барвники):** Відновлюють колір, втрачений під час обробки.
- **Е200–Е299 (Консерванти):** Пригнічують ріст бактерій та грибків.
- **Е300–Е399 (Антиоксиданти):** Захищають жири від згіркнення (окиснення).
- **Е400–Е499 (Стабілізатори та емульгатори):** Зберігають консистенцію (наприклад, не дають майонезу розшаруватися).
- **Е600–Е699 (Підсилювачі смаку та аромату):** Найвідоміший — глутамат натрію (Е621).

Функціональні властивості ключових добавок:

1. **Консерванти (Бензоати, Сорбати):** Змінюють проникність клітинних мембран мікроорганізмів, блокуючи їх розмноження. Найкраще діють у кислому середовищі ().
2. **Харчові барвники:**
    - *Натуральні:* Антоціани (з ягід), каротиноїди (з моркви).
    - *Синтетичні:* Тартразин, понсо. Мають вищу стійкість до світла та температури.
3. **Антиоксиданти (Аскорбінова кислота Е300, Токофероли Е306):** Реагують з вільними радикалами кисню швидше, ніж компоненти продукту, тим самим "беручи удар на себе".

---

2. Практична частина

Дослід 1. Виявлення штучних барвників (Метод фарбування вовняної нитки)

Більшість синтетичних барвників є кислотними і міцно зв'язуються з білками (вовною).

- **Хід роботи:** До розчину продукту (солодкий газований напій) додають трохи лимонної кислоти і опускають білу вовняну нитку, кип'ятять 5–10 хв.
- **Результат:** Якщо після промивання нитка залишилася яскраво забарвленою — у продукті є синтетичний барвник. Натуральні барвники змиваються або змінюють колір на брудний.

Дослід 2. Виявлення бензойної кислоти та її солей (Е210–Е211)

Використовується в джемах, соусах, напоях.

- **Хід роботи:** До витяжки з продукту додають розчин хлориду заліза ().
- **Результат:** Утворюється осад рожево-жовтого кольору (бензоат заліза).

Дослід 3. Виявлення крохмалю як загущувача (Е1400–Е1451)

Часто додається в йогурти або сметану для створення видимості густоти.

- **Хід роботи:** На зріз продукту або в розчин крапають розчин Люголя (йод).
- **Результат:** Поява синього або фіолетового забарвлення свідчить про наявність крохмалю (модифікованого або натурального).

---

3. Технологічне значення та безпека

Харчова хімія вивчає не лише користь, а й **синергізм** (взаємопідсилення) добавок. Наприклад, поєднання деяких барвників з консервантом бензоатом натрію може впливати на гіперактивність у дітей.

Основні висновки для звіту:

1. Харчові добавки дозволяють створювати продукти з тривалим терміном зберігання та привабливим виглядом.
2. Використання добавок суворо регламентується за показником **ДДВ (Допустиме добове введення)** — кількість речовини, яку можна споживати щодня протягом життя без шкоди для здоров'я.

Література

Кузнецова, Т. О. Харчова хімія. Лабораторний практикум. Частина І : навчальний посібник / Т. О. Кузнецова, І. М. Гурікова. – Х. : ХДУХТ, 2010. - 150 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина І. Вуглеводні й оксигеновмісні похідні : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2004. 224 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина ІІ. Гетерофункціональні похідні та гетероциклічні сполуки : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2006. 224с.

Лабораторна робота 10 Встановлення вмісту іонів феруму у питні воді.

Мета роботи: оволодіння методикою визначення вмісту заліза загального у воді.

Матеріальне забезпечення:

- піпетки на 2 $см^3$, 5 $см^3$, 50 $см^3$;
- колби мірні місткістю 100 $см^3$;
- фотоелектроколориметр з фіолетовим світлофільтром (λ = 400–430 нм);
- кювети з товщиною шару 5 см.

Реактиви**:**

- сульфосаліцилова кислота ч.д.а, 10% розчин (або насичений розчин сульфосаліцилату натрію);
- залізо-амонійний галун, стандартний розчин.

Основний стандартний розчин. 0,8634 г ферум(III) амоній сульфату $Fe(NH_4)(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ розчиняють у дистильованій воді, додають 10 мл концентрованої сульфатної кислоти і доводять об'єм до 1л; 1 мл розчину містить 0,1 мг Феруму.

Робочий стандартний розчин. 50 мл основного стандартного розчину розводять до 1 л дистильованою, водою; 1 мл розчину містить 0,005 мг Феруму.

- амоніак, розчин приготований змішуванням 200 мл 25%-ного амоніаку з 300 мл дистильованої води.

Методичні вказівки:

Визначення концентрації Феруму у воді має найбільше значення для характеристики джерела водопостачання, оскільки при підвищеному вмісті його слід видаляти. Для побутових стічних вод визначення вмісту Феруму не проводять, а для характеристики специфічних промислових стоків таке визначення проводиться обов’язково.

Сполуки Феруму практично завжди зустрічається і в поверхневих, і в підземних водах; концентрація їх залежить від геологічної будови і гідрогеологічних умов басейну.

Ферум в природних водах може знаходитись у вигляді іонів Fe^{2+} і Fe^{3+}, колоїдів (неорганічних – $Fe(OH)_3$, $Fe(OH)_2$, FeS). В істинному розчині Ферум(III) може знаходитись в дуже невеликих концентраціях; необхідною умовою для цього є низьке значення pH. Оскільки ця умова для природних вод не характерна, то більша частина Fe^{3+} присутня в колоїдній формі і у вигляді тонкої суспензії.

В поверхневих водах Ферум міститься у вигляді органічних комплексних сполук, колоїдів і тонкодиспергованої зависі.

Прикладом органічної сполуки Феруму є досить стійкі гумінати феруму, які здебільшого містяться у воді річок болотного живлення. Якщо у воді одночасно містяться сполуки Феруму і сірководень, то утворюється сульфід феруму, який надає воді чорного кольору.

В підземних водах за відсутності розчиненого кисню Ферум міститься у вигляді сполук Феруму(II), здебільшого, це гідрокарбонат феруму(II) $Fe(HCO_3)_2$. Така вода безбарвна, але якщо вона постоїть на повітрі, Ферум(II) окислюється і надає воді бурого відтінку.

Форма, в якій Ферум міститься в природних водах, залежить від величини pH і концентрації кисню. Окислення Феруму(II) у воді з максимальною швидкістю відбувається при pH>7. У присутності розчиненого кисню Ферум(II) досить швидко переходить у Ферум(III) і утворює малорозчинний ферум гідроксид, який може утворювати осад або знаходитись у колоїдному стані за рахунок захисної дії гумінових речовин:

$$4Fe(HCO_3)_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3 \downarrow + 8CO_2\uparrow$$

Здебільшого вміст Феруму не перевищує декількох десятків міліграмів в 1л води. Хоча вода, яка містить і більш високу кількість цих іонів, нешкідлива для здоров'я, все ж для водопостачання вона не придатна, оскільки має неприємний залізистий присмак. Ферум гідроксид спричиняє помутніння і підвищення кольоровості води, ферум гідрокарбонат є причиною утворення накипу.

Підвищений вміст Феруму у воді призводить також до розвитку залізобактерій, які використовують в процесі своєї життєдіяльності енергію, що виділяється під час окислення сполук Феруму(II) у сполуки Феруму(III). Продукти життєдіяльності бактерій накопичуються в таких кількостях, що можуть зменшити переріз, а іноді повністю закупорити водопровідні труби.

Відповідно до ГОСТ 2874-82 вміст Феруму у питній воді має бути не більшим за 0,3 мг/л.

Концентрацію Феруму у воді виражають в міліграмах на літр (мг/л) Fe або Fe_2O_3. Коефіцієнт перерахунку з Fe на Fe_2O_3 дорівнює 1,43.

Принцип визначення:

Вміст Феруму у воді визначають колориметричними методами з використанням:

- ортофенантроліну;
- сульфосаліцилової кислоти;
- тіоціанатів.

Характерною реакцією, що відрізняє солі Феруму(III) від солей Феруму(II), є взаємодія калій тіоціанату KSCN або амоній тіоціанату NH_4SCN з солями Феруму. Іони SCN^- сполучаються з іонами Fe^{3+} і утворюють розчин червоного кольору малодисоційованого ферум тіоціанату $Fe(SCN)_3$. Під час взаємодії тіоціанатів з іонами Феруму(II) розчин лишається безбарвним.

Визначення загального Феруму ґрунтується на реакції сульфосаліцилової кислоти з солями Феруму в лужному середовищі з утворенням розчину жовтого кольору.

Під час реакції ортофенантроліну з іонами Феруму(II) утворюється комплексна сполука червоно фіолетового кольору ($3< pH < 9$),

Хід визначення з сульфосаліциловою кислотою або сульфосаліцилатом натрію.

Чутливість цього методу при кольоровості води: до 10 град. – 0,05 мг/л Fe, до 100 град. – 0,2 мг/л Fe.

Побудова калібрувального графіка. У мірні колби місткістю 100 мл, користуючись градуйованою піпеткою або бюреткою, послідовно наливають 0,5; 1,0; 1,5; 2,0; 2,5; 3,0; 3,5; 4,0 мл стандартного розчину солі Феруму(III), додають у кожну колбу по 5 мл розчину сульфосаліцилової кислоти або її натрієвої солі, 5 мл розчину амоніаку. Розчини в колбах доливають дистильованою водою до мітки і ретельно перемішують. Через 10 хв. визначають оптичну густину розчинів на фотоелектроколориметрі з фіолетовим світлофільтром (λ = 400–430 нм). За одержаними результатами будують графік у координатах $A – C(Fe^{3+})$.

Визначення концентрації іонів Fe^{3+}. Аліквоту досліджуваної води вносять у мірну колбу місткістю 100 мл, додають 5 мл розчину сульфосаліцилової кислоти або її натрієвої солі, 5 мл розчину амоніаку, доливають дистильованої води до мітки і перемішують. Через 10 хв. визначають оптичну густину розчину на фотоелектроколориметрі з фіолетовим світлофільтром (λ = 400–430 нм).

Правила користування фотоелектроколориметром наведені у додатку №1.

Обчислення результатів вимірювання:

Концентрацію Феруму розраховують за формулою

$$C(Fe) = \frac{C(Fe)_{гр} \cdot 100}{V(H_2O)},$$

де $C(Fe)$ – концентрація Феруму в пробі води, мг/л; $C(Fe)_{гр}$ – концентрація Феруму, знайдена за калібрувальним графіком, мг/л; $V(H_2O)$ – об'єм проби води, мл; 100 – об'єм до якого розбавлена проба, мл.

Лабораторна робота 11. Виявлення нітратів

Мета: оволодіти методикою визначення вмісту нітратів у ковбасі.

Обладнання, посуд, реактиви:

1) фотоелектроколориметр (спектрофотометр);

2) м'ясорубка;

3) ваги технохімічні з важками;

4) водяна баня;

5) колби мірні на 100, 200, 250, 500 та 1000 мл;

6) воронки скляні;

7) піпетки скляні на 2,5,10 і 25 мл;

8) фільтри знезолені паперові;

9) жовта кров'яна сіль (залізистосинеродистий калій);

10) ацетат цинку;

11) кислота оцтова льодяна;

12) натрій тетраборнокислий;

13) нітрит натрію;

14) кислота хлорид на щільність 1,19 г/см^3;

15) амід сульфанілової кислоти;

16) *n*-(1-нафтил)- етилендиамін дигідрохлорид;

17) дистильована вода;

18) розчини для осадження білків.

Реактив Карреза 1: 106 г жовтої кров'яної солі розчиняють у дистильованій воді та доводять об'єм розчину до 1000 мл. Реактив зберігають у темному скляному посуді не більше місяця.

Реактив Карреза 2: 220 г ацетату цинку та 30 мл льодяної оцтової кислоти розчиняють у дистильованій воді та доводять об'єм до 1000 мл. Реактив зберігають не більше місяця.

Насичений розчин бури: 50 г тетраборнокислого натрію розчиняють у 1000 мл теплої дистильованої води та охолоджують до 18-22˚С.

Розчини для проведення кольорової реакції:

Розчин 1: 2 г сульфаніламіду розчиняють у 800 мл води при нагріванні на водяній бані. Розчин охолоджують, фільтрують, додають при перемішуванні 100 мл концентрованої соляної кислоти та доводять об'єм до 1000 мл.

Розчин 2: 400 мл води та 445мл концентрованої соляної кислоти вносять до мірної колби на 1000 мл і доводять до мітки водою, перемішуючи.

Розчин 3: 0,25 г *n*-(1-нафтил)етилендіамін дигідрохлориду розчиняють у воді та доводять до 250 мл. Розчин зберігають у скляному темному посуді у холодильнику не більше місяця.

Основний розчин нітриту натрію: 1 г нітриту натрію розчиняють у воді, переносять до мірної колби на 500 мл, доводять водою до мітки та перемішують.

Робочий розчин: 25 мл основного розчину переносять до мірної колби на 1000 мл, доводять водою до мітки та перемішують.

Стандартні розчини нітриту натрію:

2, 5 і 10мл робочого розчину піпеткою вносять у три мірні колби на 100 мл доводять до мітки та перемішують. Отриманні стандартні розчини містять у 1 мл відповідно 1,0; 2,5;5,0 мкг нітриту натрію. Стандартні розчини нестійкі, їх потрібно готувати безпосередньо перед побудовою градуювального графіка.

Побудова градуювального графіка.

1. У 4 мірні колби на 100 мл піпеткою вносять: у 1 для приготування контрольного розчину 10 мл води, а в інші – по 10 мл стандартних розчинів, які містять 1,0; 2,5 та 5,0 мкг нітриту натрію в 1мл розчину.
2. У кожну колбу додають по 50 мл води, 10 мл **розчину 1** та 6 мл **розчину 2** для проведення кольорової реакції. Розчини в колбах перемішують і витримують у темному місці 5 хвилин. Додають 2 мл **розчину 3** для проведення кольорової реакції, перемішують і витримують у темному місці при 18-22˚С 3 хвилини. Розчини в колбах доводять водою до мітки та перемішують.

3. Вимірюють інтенсивність червоного забарвлення на спектрофотометрі при довжині хвилі 538 нм або фотоелектроколориметрі із зеленим світлофільтром у кюветі з товщиною шару, що поглинає світло 1 см у відношенні контрольного розчину.
4. За отриманими середніми даними із трьох стандартних розчинів будують на міліметровому папері розміром 25х25 см градуювальний графік. На осі абсцис відкладають концентрацію нітриту натрію (у мікрограмах 1мл забарвленого розчину), на осі ординат – відповідну оптичну щільність.

Хід визначення нітритів.

У мірну колбі на 200 мл поміщають 10 г підготованої до аналізу проби, додають 5 мл насиченого розчину бури та 100 мл води температури 73-77˚С. Колбу із вмістом нагрівають на киплячій водяній бані протягом 15 хвилин, періодично струшуючи, потім охолоджують до 18-22˚С і, ретельно перемішуючи, послідовно додають по 2 мл реактиву Карреза 1 і 2, доводять до мітки та витримують 30 хв при 18-22˚С. Потім вміст колби фільтрують через складчастий фільтр. Отриманий фільтрат вносять у кількості не більше 10 мл піпеткою у мірну колбу на 100 мл, проводять кольорову реакцію та фотометрирування. Паралельно ставлять контрольний дослід на реактиви, поміщаючи у мірну колбу на 200 мл замість 10 г проби 10 мл води.

Вміст нітриту (у міліграмах на 100 г продукту) розраховують за формулою:

$$X = \frac{c \cdot 200 \cdot 100 \cdot 100}{m \cdot v \cdot 1000},$$

де c – вміст нітриту в 1 мл забарвленого розчину, знайдений за градуювальним графіком у мікрограмах; m – наважка продукту, в грамах; *1000* - перевід у міліграми; v – кількість фільтрату, взята для фотометричного вимірювання, у міліграмах.

За кінцевий результат приймають середнє арифметичне результатів двох паралельних визначень і розраховують з точністю до 0,1 мг у 100 г продуктів.

Література

Кузнецова, Т. О. Харчова хімія. Лабораторний практикум. Частина І : навчальний посібник / Т. О. Кузнецова, І. М. Гурікова. – Х. : ХДУХТ, 2010. - 150 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина І. Вуглеводні й оксигеновмісні похідні : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2004. 224 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина ІІ. Гетерофункціональні похідні та гетероциклічні сполуки : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2006. 224с.

Лабораторна робота 12. Основні перетворення білкових речовини під час виробництва та зберігання харчових продуктів

Мета роботи: Вивчити механізми денатурації, деструкції та гідролізу білків під час технологічної обробки; експериментально підтвердити глибину розпаду білків при зберіганні.

---

1. Докладна теорія

Під час виробництва харчових продуктів білки піддаються фізико-хімічним змінам, які радикально змінюють властивості сировини.

А. Теплова денатурація та агрегація

При нагріванні () слабкі зв'язки (водневі, гідрофобні), що підтримують третинну структуру білка, руйнуються. Молекула "розгортається", оголюючи реакційноздатні групи.

- **Технологічний наслідок:** Білки втрачають здатність утримувати воду (синерезис), що призводить до втрати маси м'яса при варінні та утворення "пінок" у молоці.

Б. Гідроліз білків

Це розщеплення пептидних зв'язків під дією ферментів (протеаз) або кислот/лугів.

1. **Позитивний гідроліз:** Ферментативне дозрівання м'яса або сирів. Білки розпадаються до пептидів та амінокислот, що покращує смак, аромат та засвоюваність.
2. **Негативний гідроліз:** Глибокий розпад білків при псуванні продукту (гниття).

В. Глибока деструкція та гниття

Це процес розпаду амінокислот під дією мікрофлори. В результаті утворюються леткі речовини з неприємним запахом:

- **Аміак ()** та **сірководень ()**.
- **Аміни:** Гістамін, путресцин, кадаверин (токсичні речовини).

Г. Реакція Майяра (Меланоїдиноутворення)

Взаємодія вільних аміногруп білків з редукуючими цукрами. Крім кольору та аромату, ця реакція призводить до зниження біологічної цінності продукту, оскільки амінокислоти (особливо лізин) стають недоступними для травних ферментів.

---

2. Практична частина: Експерименти

Дослід 1. Визначення свіжості м'яса за реакцією на первинні продукти розпаду білка

Використовується реактив Ебера (суміш , ефіру та спирту).

- **Хід роботи:** Шматочок м'яса тримають над парою реактиву Ебера.

- **Результат:** Поява "хмаринки" білого диму (хлориду амонію) свідчить про виділення вільного аміаку, що є ознакою початкового псування білків.

Дослід 2. Зміна вологоутримувальної здатності (ВУЗ) при термічній обробці

- **Хід роботи:** Зважують сиру наважку м'яса, піддають тепловій обробці (варіння), зважують знову і визначають кількість виділеного соку.
- **Результат:** Зменшення маси пов'язане з термічною агрегацією білків (зсіданням), які "витискають" воду з м'язового волокна.

Дослід 3. Виявлення продуктів гідролізу (реакція на вільний сірководень)

- **Хід роботи:** Наважку продукту (яйце або м'ясо) поміщають у колбу, закривають пробкою з папірцем, змоченим ацетатом свинцю . Нагрівають.
- **Результат:** Почорніння папірця свідчить про виділення (утворення).

---

3. Вплив технологічних процесів на білки (Таблиця для висновків)

Процес	Зміна білків	Вплив на якість
Заморожування	Механічна деструкція кристалами льоду.	Втрата соковитості при розморожуванні.
Маринування (кислота)	Кислотний гідроліз та набрякання.	Розм'якшення сполучної тканини (колагену).
Копчення	Дубіння білків фенолами диму.	Утворення щільної "кірочки", антисептичний ефект.
Випікання	Утворення меланоїдинів та денатурація.	Формування аромату та структури пористого м'якуша.

Експортувати в Таблиці

Контрольні питання для самоперевірки:

1. Які амінокислоти є джерелом сірководню при псуванні білків? (Відповідь: сірковмісні — цистеїн, метіонін).

2. Чому при тривалому зберіганні сухого молока його розчинність падає?
3. Чим відрізняється ферментативний гідроліз білків при дозріванні м'яса від гниття?

Література

Кузнецова, Т. О. Харчова хімія. Лабораторний практикум. Частина І : навчальний посібник / Т. О. Кузнецова, І. М. Гурікова. – Х. : ХДУХТ, 2010. - 150 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина І. Вуглеводні й оксигеновмісні похідні : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2004. 224 с.

Кравченко, Е. Ф. Органічна хімія. Частина ІІ. Гетерофункціональні похідні та гетероциклічні сполуки : навчальний посібник / Е. Ф. Кравченко, Н. В. Мурликіна. – Х. : ХДУХТ, 2006. 224с.