

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДВНЗ «УЖГОРОДСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»
НАВЧАЛЬНО-НАУКОВИЙ ІНСТИТУТ ХІМІЇ ТА ЕКОЛОГІЇ
Кафедра фізичної та колоїдної хімії

ГОЛУБ Н.П., КОЗЬМА А.А., ДЗЯМКО В.М., БАРЕНБЛАТ І.О.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до лабораторного практикуму

З КУРСУ

«МЕДИЧНА ХІМІЯ»

для студентів медичного факультету

ОС «Магістр»

(спеціальність 222 Медицина)

Ужгород - 2024

УДК 54:61(076-5)
М42

Голуб Н.П., Козьма А.А., Дзямко В.М., Баренблат І.О. Методичні вказівки до лабораторного практикуму з курсу «Медична хімія» для студентів медичного факультету ОС «Магістр» (спеціальність 222 Медицина). Ужгород: ПП Роман О.І., 2024. 136 с.

Автори:

Голуб Неля Петрівна – кандидат хімічних наук, доцент, завідувач кафедри фізичної та колоїдної хімії Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет»;

Козьма Антон Антонович – кандидат хімічних наук, доцент кафедри фізичної та колоїдної хімії Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет»;

Дзямко Віталій Михайлович – кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри фізичної та колоїдної хімії Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет»;

Баренблат Ігор Олександрович – кандидат хімічних наук, доцент кафедри фізичної та колоїдної хімії Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет»

Рецензенти:

Лендел Василь Георгійович - доктор хімічних наук, професор, професор кафедри органічної хімії, директор Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет»;

Чундак Степан Юрійович – доктор хімічних наук, професор, професор кафедри екології та охорони навколишнього середовища Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет»

Рекомендовано до друку Вченою радою Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет»
(Протокол №10 від 29.04.2024 р.)

© Голуб Н.П., Козьма А.А., Дзямко В.М., Баренблат І.О. 2024
© ДВНЗ «Ужгородський національний університет», 2024

ПЕРЕДМОВА

Метою вивчення навчальної дисципліни «Медична хімія» як однієї з фундаментальних дисциплін у системі вищої медичної освіти, є формування базової підготовки фахівця зі спеціальності 222 «Медицина», а також знань, умінь та навичок, необхідних для практичної діяльності лікаря, розширення його компетентності і самостійності під час професійної діяльності. Знання теоретичних основ «Медичної хімії», що ґрунтується на поєднанні навчального матеріалу з фізичної, колоїдної та біонеорганічної хімії, необхідні для глибшого і більш повного розуміння та засвоєння фахових медичних дисциплін. При вивченні студентами «Медична хімія» інтегрується зі знаннями з біоорганічної хімії, медичної та біологічної фізики, медичної біології і закладає основи вивчення ними біохімії, фізіології, фармакології, патофізіології, внутрішньої медицини, в тому числі ендокринології, медичної генетики, внутрішньої медицини II, в тому числі клінічної фармакології, клінічної імунології та алергології, професійних хвороб, гігієнічних дисциплін та інших.

Тому «Методичні вказівки до лабораторного практикуму з курсу «Медична хімія» для студентів медичного факультету ОС «Магістр» (спеціальність 222 Медицина) написані у повній відповідності до робочої програми з курсу «Медична хімія». В них включені лабораторні роботи по 1 і 2 Модулях зазначеної навчальної дисципліни. Загалом, для всіх 14 тем програмового навчального матеріалу з курсу «Медична хімія» авторами методичних вказівок підготовлено і включено 36 лабораторних робіт. До кожної теми наведено кілька різних методик виконання експериментальних робіт. Це дозволяє викладачу урізноманітнити вибір відповідних експериментальних робіт, на належному рівні організувати індивідуальну роботу кожного студента та здійснювати диференційований підхід щодо навчального процесу студентів. Водночас сам матеріал викладено логічно та послідовно.

Також методичні вказівки містять єдину систематизовану структуру. Зокрема, до кожної теми спочатку наведено перелік теоретичних питань, якими повинен оволодіти студент для належного засвоєння навчального матеріалу з курсу «Медична хімія». Далі приведені відповідні лабораторні роботи, які передбачають обов'язкове виконання експериментальних досліджень та здійснення відповідних фізико-хімічних розрахунків. Оскільки робота в лабораторії вимагає усвідомлення теоретичних положень, на яких базуються досліди, тому кожна методика лабораторної роботи по кожній темі даних методичних вказівок розпочинається з переліку необхідного обладнання, конкретної мети роботи, завдань, які ставляться перед студентом в ході її виконання. А також наведені відповідні теоретичні відомості, в яких висвітлені базові поняття, закони та

розрахункові формули. Потім слідує опис ходу практичного виконання її експериментальної частини та здійснення розрахунків. В кінці методики роботи також наведено таблиці зі всіма необхідними довідниковими даними та зразок оформлення кінцевої таблиці з одержаними експериментальними даними та результатами розрахунків на їх основі.

Одиниці вимірювання величин в даних методичних вказівках приведені в одиницях Міжнародної системи СІ. Поряд з цим, частково застосовуються й позасистемні одиниці, які поширені в сучасній фізико-хімічній літературі. Тому в тексті і додатку наведені відповідні формули та коефіцієнти для перерахунків.

Самостійна робота студента над предметом є особливо ефективною, якщо знайдена зручна форма самоконтролю за розумінням і засвоєнням матеріалу, який ним вивчається. Тому розроблені методичні вказівки дають змогу максимально здійснювати такий контроль у вигляді відповідних питань для самоконтролю студента, приведених вкінці кожної теми. Відповідно студент має можливість самостійно перевірити власний рівень набутих знань. Без вивчення, засвоєння і здачі у формі колоквиуму зазначеного навчального матеріалу студент не допускається до виконання експериментальної частини лабораторної роботи.

Всі одержані результати та графіки студент повинен оформити у повній відповідності до прийнятих вимог, які теж наведені на початку даних методичних вказівок. У висновках лабораторної роботи студент повинен аргументувати одержані експериментальні дані і пояснити їх суть.

Розроблені методичні вказівки з курсу «Медична хімія» сприятимуть покращенню навчальної підготовки студентів медичного факультету ДВНЗ «Ужгородський національний університет» та забезпечуватимуть якісну професійну підготовку висококваліфікованих фахівців медичного профілю зі спеціальності 222 «Медицина» відповідно до сучасних вимог. Також вони будуть корисними для магістрів, аспірантів, наукових співробітників, викладачів медичного і хімічного профілю, та суміжних з ними інших природничих спеціальностей.

ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ З КУРСУ «МЕДИЧНА ХІМІЯ» ТА ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ

Успішне виконання лабораторного практикуму можливе лише при дотриманні правил роботи в лабораторії, вимог техніки безпеки та охорони праці.

1. При всіх роботах зберігати максимальну обережність, пам'ятаючи, що неакуратність, неуважність, недостатнє ознайомлення з приладами і властивостями речовин може викликати нещасний випадок.
2. Хімічні реакції проводити тільки з такими кількостями і концентраціями кислот, в такому посуді і при таких умовах, як це зазначено в методиці лабораторної роботи (інструкції).
3. Під час роботи дотримуйтесь чистоти, тиші, порядку і правил техніки безпеки. Не займайтесь сторонніми розмовами, працюйте вдумливо, будьте обережними. Категорично забороняється відвідування студентів, які працюють в лабораторії, сторонніми особами або відволікання сторонньою роботою. Після завершення роботи приведіть робоче місце в порядок і здайте черговому по лабораторії (або лаборанту).
4. Категорично забороняється виливати в раковину залишки концентрованих кислот, лугів, неприємних на запах і вогнебезпечних органічних рідин, викидати в раковини папір, вату, сірники, виливати осаді та інші тверді речовини. Використовуйте для цього спеціально призначений посуд.
5. При нагріванні і кип'ятінні рідин у пробірці отвір спрямовуйте в протилежний бік як від того, хто працює, так і від сусідів. При цьому не заглядайте в пробірку або колбу, тому що від можливого викидання нагрітої речовини можуть бути нещасні випадки. Категорично забороняється нагрівати закупореними будь-які посудини.
6. Нагрівання легкозаймистих рідин (етер, петролейний естер, бензин, ацетон, бензен, спирт та інші) проводьте тільки на водяній бані, а не на відкритому вогні. Не можна запалювати вогонь у безпосередній близькості від цих речовин. Категорично забороняється ставити склянки з горючими і легкозаймистими речовинами поблизу запаленого пальника.
7. При роботі з кислотами твердо пам'ятайте правила змішування сульфатної (сірчаної) кислоти з водою: **сульфатну (сірчану) кислоту вливайте у воду** невеликими порціями, а не навпаки (!). Концентровані кислоти і луги не можна засмоктувати піпетками. Для цього користуйтеся гумовими грушами. Слідкуйте за тим, щоб не облили ними обличчя та одяг.

8. Щоб уникнути вибуху, обрізки металічного натрію і калію категорично забороняється викидати в раковину. Їх необхідно збирати в спеціальні склянки з гасом.
9. При роботі з лужними металами, їдкими лугами, кислотами, вибуховими речовинами або їх сумішами, а також при всіх інших роботах, пов'язаних з небезпекою для очей, одягайте захисні окуляри.
10. Жодні речовини в лабораторії не пробуйте на смак. При визначенні запаху не можна вдихати пари, які виділяються. Нюхати слід обережно, не вдихаючи глибоко, а тільки спрямовуючи до себе пари або газу легким порухом руки.
11. Категорично забороняється працювати в лабораторії самому при відсутності лаборанта, інженера або викладача.

ЛІКВІДАЦІЯ НЕЩАСНИХ ВИПАДКІВ ТА НАДАННЯ ПЕРШОЇ ДОПОМОГИ

При виникненні пожежі негайно загасіть спиртівки, газові пальники, вимкніть електричні та електронагрівальні прилади, приберіть усі горючі речовини і склянки з горючими речовинами, швидко засипте піском або накрийте вовняною ковдрою осередок пожежі. Великі осередки пожежі гасіть вогнегасником. Водою можна гасити лабораторні меблі (столи, полиці, табуретки, шафи і т.д.). Етер, бензин, бензен, металічний натрій залити водою категорично забороняється.

Якщо на працюючому загориться одяг, негайно на нього накиньте вовняну ковдру, пальто чи піджак, дуже добре поливайте водою.

У випадку термічного опіку до ураженого місця негайно прикладіть вату, змочену етиловим спиртом, 5%-ним розчином марганцевокислого калію або 5%-ним розчином таніну, потім накладіть мокру пов'язку з такого ж розчину. При дуже сильних опіках уражене місце після обробки спиртом покрийте ватою, змоченою льняним маслом або маззю від опіків.

При опіках кислотами або їдкими лугами спочатку добре промивають обпечене місце великою кількістю води з-під крану, потім, у випадку обпечення кислотою, промивають 3%-ним розчином бікарбонату натрію, а коли потрапляє на шкіру луг – 2%-ним розчином оцтової кислоти. При сильних опіках шкіри кислотами або лугами після промивання водою накладають пов'язку, змочену розчином марганцевокислого калію або таніну, чи змащують маззю від опіків або вазеліном.

При потрапленні кислоти в очі, їх промивають великою кількістю води, а потім 3%-ним розчином бікарбонату натрію. У випадку потраплення лугу в очі, спочатку їх промивають великою кількістю води, а потім насиченим розчином борної кислоти, після чого закапують в очі краплю рицинової олії.

При опіках шкіри бромом необхідно негайно змити бром великою кількістю води або спирту і змастити обпечене місце маззю від опіків або обтерти гліцерином. Фенол зі шкіри змивають спиртом або бенzenом.

При отруєнні хлором чи бромом необхідно вдихати пари спирту або аміаку, а потім вийти на свіже повітря.

При порізах склом обов'язково виймають залишки скла з рани, змащують поранене місце 3%-ним спиртовим розчином йоду і накладають пов'язку.

У всіх випадках поранення, опіків і отруєння, після надання першої допомоги, негайно направляють потерпілого в поліклініку чи лікарню.

ОБРОБКА ТА ОФОРМЛЕННЯ РЕЗУЛЬТАТІВ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

Оформлення звіту

При оформленні протоколу результатів лабораторного дослідження студент зобов'язаний дотримуватись певних вимог запису.

Зокрема, звіт з кожної лабораторної роботи складається за такою схемою:

1. Дата лабораторного заняття.
2. Номер протоколу лабораторної роботи.
3. Тема лабораторного заняття.
4. Назва лабораторної роботи.
5. Перелік обладнання, необхідного для виконання лабораторної роботи.
6. Мета роботи.
7. Методика виконання (записують всю послідовність проведення досліду, креслять схему установки, зазначають виведення розрахункових формул).
8. Результати дослідів і їх обробка (подають у формі таблиць, відповідних розрахунків та графіків лабораторної роботи).
9. Висновок лабораторної роботи.

Вираження результатів вимірювань у формі таблиць і графіків

Для аналізу результатів досліджень експериментальні та розрахункові величини записують у вигляді таблиці та зображають у вигляді графіків. Як правило, дослідні дані зводять у таблиці, далі записують відповідні математичні рівняння та здійснюють на їх основі розрахунки. Потім будують графіки (якщо в цьому є потреба). Далі чітко формулюють висновок роботи.

Складання таблиць

Будь-які вимірювання мають щонайменше дві змінні величини, одну з яких задають (незалежна величина – *аргумент*), а інша або інші – залежна або залежні (*функції*).

В таблицях аргумент і функції треба розміщувати по одній горизонталі, кожен в своєму стовпчику. Кожному стовпчику потрібно дати заголовок і зазначити одиниці вимірювання.

Побудова графіків

При обробці експериментальних даних широко застосовуються графічні методи, які дають наочну ілюстрацію взаємозв'язку між досліджуваними величинами.

Для графічного зображення результатів вимірювання застосовують, як правило, систему прямокутних координат. Побудова графіків здійснюється шляхом використання міліметрового паперу (за необхідності, спеціальних видів координатного паперу, наприклад логарифмічного тощо). При можливості, результати експерименту можна оформити на комп'ютері, користуючись графічними програмами.

Вибір масштабу

1. Масштаб при побудові графіків вибирають так, щоб координати будь-якої точки було легко і швидко визначити. Найзручніше вибирати такий масштаб, щоб 1 см був прийнятий за 1, 10, 100... 10^n одиниць або за одну, дві чи п'ять одиниць.

2. Масштаб треба вибирати так, щоб крива на графіку займала практично все вільне поле між координатами (віссю абсцис (x) і віссю ординат (y)). Якщо кривих декілька, масштаб необхідно розраховувати таким чином, щоб всі вони розмістилися в полі координатної системи.

3. При нанесенні масштабу слід вказувати розмірність величин.

4. При виборі шкали не обов'язково розпочинати з нульового значення. Іноді шкала може розпочинатись такими округленими значеннями, щоб всі вимірювані величини знаходились в інтервалі між цими значеннями. Точки на графіках треба наносити ретельно і чітко, позначаючи їх хрестиками або обводячи їх кружечками, квадратами, трикутниками тощо. Точки, які належать до однієї групи вимірювань (для однієї кривої), позначають однаково, точки різних груп – по-різному. Криву через зазначені точки слід проводити так, щоб вона була плавною і проходила якомога ближче до всіх точок, але не обов'язково, щоб перетинала всі точки.

Практичні поради

Виконання кожної роботи в лабораторії проходить такі стадії:

1. теоретична підготовка студента до експерименту (здача колоквіуму по теоретичних питаннях даної теми та самої методики виконання лабораторної роботи);
2. підготовка об'єкта досліджень і установки до досліду та виконання самого досліду (тобто експериментальної частини лабораторної роботи);

3. теоретична обробка результатів досліду, побудова графіків, оцінка точності результатів досліду, формулювання висновку лабораторної роботи.

При теоретичній підготовці до виконання експерименту, заздалегідь користуючись відповідними підручниками, конспектами лекцій, потрібно:

- а) засвоїти основні теоретичні положення даної лабораторної роботи;
- б) засвоїти закони, які лежать в основі досліджуваного явища, свідомо і безпомилково їх формулювати і вміти застосовувати;
- в) добре опрацювати математичні рівняння, що дають кількісну характеристику явищ і встановлюють певний математичний зв'язок між досліджуваними величинами;
- г) вивчити будову приладів та установок, на яких доведеться виконувати експериментальне дослідження; користуючись літературними джерелами, слід навести схеми цих приладів (принцип дії), ознайомитись з ними в лабораторії, знати назву та призначення кожної деталі;
- д) готуючись до виконання роботи в лабораторії, треба якнайкраще продумати методику досліду;
- е) заздалегідь підготувати форми таблиць, куди записуватимуться результати вимірювань під час експерименту.

ТЕМА 1. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА ТА БІОЕНЕРГЕТИКА

Теоретичні питання:

Термодинаміка, її зміст, основні поняття. Термодинамічна система: гомогенна, гетерогенна, відкрита, замкнута, ізольована. Параметри стану: екстенсивні, інтенсивні. Термодинамічні процеси: оборотні та необоротні, рівноважні та нерівноважні. Живі організми як відкриті термодинамічні системи. Необоротність процесів життєдіяльності. Внутрішня енергія та ентальпія. Теплота та робота. I закон термодинаміки, його математичний вираз, висновки з нього. Застосування I закону термодинаміки до хімічних та біологічних систем. Термохімія. Теплові ефекти хімічних реакцій. Термохімічні рівняння. Стандартні теплоти (ентальпії) утворення, згорання, розчинення, нейтралізації. Закон Гесса, висновки з нього. Енергетична характеристика біохімічних процесів. Термохімічні розрахунки для оцінки калорійності продуктів харчування та складання раціональних та лікувальних дієт. II закон термодинаміки, його формулювання та аналітичний вираз. Ентропія. Об'єднане начало термодинаміки. Статистичний характер II начала термодинаміки. III закон термодинаміки та існування природного начала відліку температур. Характеристичні функції та термодинамічні потенціали. Диференціальні рівняння для термодинамічних потенціалів. Критерії рівноваги та направленості процесів у хімічних та біохімічних системах. Застосування основних положень термодинаміки до живих організмів. АТФ як джерело енергії для біохімічних реакцій. Макроергічні сполуки. Енергетичні супряження в живих системах: екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі.

Лабораторна робота

1.1. ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОТИ ЗГОРАННЯ РЕЧОВИН ЗА ДОПОМОГОЮ КАЛОРИМЕТРА ЮНКЕРСА

Для роботи необхідно: калориметр Юнкерса; сухий спирт; контактний термометр; барометр; технічні терези; мірний циліндр на 1 – 2 л; секундомір.

Мета роботи – визначення теплотворної здатності твердих, рідких і газоподібних горючих речовин. Для цього застосовують калориметр системи Юнкерса, так званий ручний калориметр, який зображений на рис.1.

В ньому можуть згорати гази (метан, етан, пропан, бутан), рідкі речовини (спирти) та тверді речовини (цукор, сухий спирт тощо). В

кожному випадку на вході калориметра робиться спеціальний пристрій, за допомогою якого спалюють речовину: чи то в газовій горілці (як показано на рисунку 1), або в спиртівці (рідкі речовини), або на спеціальній підставці спалюють тверді речовини (їх розміщують на металевій сіточці, вкритій азбестом). В залежності від агрегатного стану речовини, калорійність якої визначають, теплотворну здатність відносять або до одиниці об'єму (газуваті речовини), або до одиниці маси (рідкі і тверді речовини). Кількість спаленого газу вимірюють за допомогою газового лічильника, тоді як кількість рідини чи твердої речовини, яка згоріла під час досліду, визначають по різниці маси на початку і кінці досліду. В останньому випадку спиртівку зважують до досліду і після досліду (разом зі спиртом) і знаходять різницю маси рідкого спирту, що випарувався і згорів. У випадку твердої речовини (сухий спирт) декілька кубиків речовини зважують перед дослідом, потім їх вміщують на підставку біля входу у калориметр і підпалюють. Через певний час гасять полум'я і після охолодження залишкової маси сухого спирту її зважують. По різниці маси визначають масу сухого спирту, який згорів під час досліду (саме в процесі нагрівання 1 кг води до певної температури).

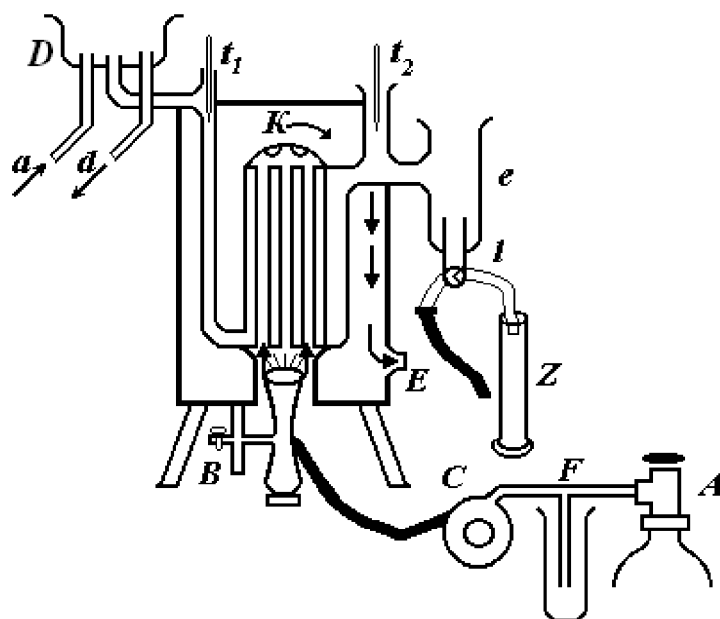


Рис.1. Калориметр Юнкерса.

Розрізняють вищу і нижчу теплотворну здатність палива. Вища теплотворна здатність – це та кількість тепла, яка виділяється при згоранні органічної речовини з утворенням рідкої води (тобто враховується і та теплота, яка виділяється при конденсації води).

Нижча теплотворна здатність речовини – це теплота згорання з утворенням пароподібної води (коли частина теплоти виноситься з продуктами горіння у вигляді водяної пари).

Метою даної роботи є визначення вищої теплотворної здатності речовини. Визначення теплотворної здатності твердих і рідких речовин проводять у калориметричній бомбі при сталому об'ємі, тоді як визначення теплотворної здатності газоподібних речовин проводять у калориметрі Юнкерса при сталому тиску. Але цей калориметр може бути використаний і для вимірювання калорійності твердих і рідких речовин, якщо його трохи переобладнати.

Принцип роботи такої установки наступний: газ із балону поступає в прилад *C*, звідки проходить у пальник, закріплений у нижній частині калориметра *K*, де і згорає. У випадку твердих речовин замість горілки розміщують спеціальну підставку, на якій розташовують досліджувану речовину (сухий спирт). Протягом всього досліду через калориметр циркулює вода. Із крана через трубку *a* вода направляється в чашку *D*, звідки під деяким сталим тиском поступає в середину калориметра, виходить в чашку *e* і через кран *l* може відводитись у відлив або мірний циліндр. Надлишок води з чашки *D* відводиться за допомогою трубки *d* теж у відлив.

Продукти горіння піднімаються по трубках, які є в корпусі калориметра, і віддають тепло циркулюючій воді. Внаслідок цього температура води, яка проходить через калориметр, підвищується. Охолоджені продукти горіння спускаються вниз і виходять через відвідну трубку *E*. Температура вхідної і вихідної води вимірюється з допомогою термометрів t_1 і t_2 .

Для правильної роботи установки важливо, щоб вона знаходилась у вертикальному положенні. Це контролюється за рівнем, який знаходиться на зовнішній стінці калориметра.

Масу речовини, яка спалюється, визначають по різниці початкової m_o і кінцевої маси палива m_f : $\Delta m = m_o - m_f$.

Хід роботи

Відкриванням водопровідного крана пускають воду в калориметр. Користуючись міткою на крані *l*, повертають його так, щоб, виходячи із калориметра, вода потрапляла у відлив.

Підпалюють сухий спирт (незважений) і протягом 10–15 хвилин домагаються сталості температур вхідної і вихідної води, весь час спостерігаючи за горінням сухого спирту. Температуру вхідної і вихідної води спостерігають на обох термометрах і записують її покази через кожну хвилину (протягом 5 хвилин). З одержаних даних знаходять середні температури окремо вхідної та вихідної води. Після стабілізації температури холодної та нагрітої води під калориметром запалюють саме

зважений сухий спирт. Потім швидко повертають головку крана так, щоб вода витікала в циліндр Z ємністю 1 літр. Коли в циліндр витече рівно 1 літр води, кран перекривають. По масі сухого спирту, що згорів при нагріванні саме 1 л води та по масі води, що була набрана в циліндр (1000 г), і різниці в показниках термометра розраховують теплотворну здатність речовини. Для розрахунків необхідно знати також і барометричний тиск, пружність парів води при заданій температурі та кімнатну температуру.

Кількість тепла (в Дж), яке було затрачено на нагрівання води при згоранні відповідної маси палива, розраховують по формулі

$$g = cm(T_2 - T_1),$$

де m – маса води, г; c – теплоємність води, Дж/г; T_1 – температура води на вході калориметра, К; T_2 – температура води на виході з калориметра, К.

Калорійність сухого спирту, розраховану на 1 кг палива, розраховують за формулою

$$Q = \frac{g}{\Delta m} 10^3.$$

Дослід проводять при різних швидкості протікання води і розраховують середнє значення теплотворної здатності сухого спирту. Режим роботи вказується керівником заняття. Одержані результати записують в табл.1:

$m =$
 $g =$
 $H =$

$h =$
 $T, K =$
 $Q =$

Таблиця 1

Початкова маса m_0 , г	Кінцева маса m , г	Δm , г	Температура води t , °C		Середня темпе- ратура води t , °C	
			яка заходить	яка виходить	яка заходить	яка виходить

Пружність парів води в залежності від температури наведена в табл. 2.

Таблиця 2

T, К	h, мм рт.ст.	T, К	h, мм рт.ст.
287,0	11,987	292,5	16,99
287,5	12,382	293,0	17,535

288,0	12,783	293,5	18,085
288,5	13,205	294,0	18,650
289,0	13,634	294,5	19,231
289,5	14,076	295,0	19,827
290,0	14,530	295,5	20,440
290,5	14,997	296,0	21,068
291,0	15,477	296,5	21,714
291,5	15,971	297,0	22,377
292,0	16,477	298,0	23,765

Лабораторна робота
1.2.ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОТИ РОЗЧИНЕННЯ
І ТЕПЛОТИ ГІДРАТАЦІЇ СОЛІ

Для роботи необхідно: калориметр; термометр Бекмана; мішалка; пробірка для солі; дистильована вода; секундомір; сіль для розчинення; джерело струму; амперметр; вольтметр; електрообігрівач.

Мета роботи:

1. Визначення теплоємності калориметричної системи методом електрообігріву.
2. Визначення питомої теплоємності розчинення солі.
3. Визначення інтегральної теплоти розчинення, тобто теплового ефекту розчинення одного моля солі в такій кількості розчинника, коли Q буде постійним – $Q_{\text{інт.}}$
4. Визначення теплоти гідратації солі – питомої і віднесеної до одного моля солі.

Тепловий ефект розчинення солі в великій кількості води дорівнює двом тепловим ефектам: зміні теплоємності солі при руйнуванні кристалічної ґратки Q_1 , що зв'язано з поглинанням тепла і зміною теплоємності при розчиненні частинок у розчиннику, що зв'язано з виділенням тепла Q_2 :

$$Q = Q_1 + Q_2.$$

В залежності від співвідношення величин відповідних ефектів, тепловий ефект розчинення може мати додатне або від'ємне значення. Тепловий ефект розчинення солей у воді здебільшого ендотермічний, тобто процес розчинення супроводжується поглинанням тепла і температура розчину знижується. Дуже рідко спостерігається екзотермічний тепловий ефект. Теплота розчинення досліджуваної солі в заданому розчиннику може змінюватися, якщо змінювати кількість взятої солі і розчинника.

Визначивши теплоти розчинення солей, можна визначити і теплоту гідратації солі. *Теплотою гідратації* називають кількість тепла, яку система повинна одержати для утворення одного грам-моля твердого кристалогідрату з твердої безводної солі і відповідної кількості води. Якщо визначити послідовно тепловий ефект розчинення твердої безводної солі і тепловий ефект розчинення кристалогідрату, то з їх різниці можна знайти теплоту гідратації солі

$$Q_{\text{гдр.}} = Q_{\text{Б.}} - Q_{\text{К.}}$$

$Q_{\text{Б.}}$ – тепловий ефект розчинення безводної солі;

Q_k – тепловий ефект розчинення кристалогідрату з молекули води.

Для визначення теплоти розчинення користуються калориметром з електрообігрівачем. При визначенні теплоємності системи виходять з того, що системі надають певну кількість тепла електрообігрівом $Q_{теор.}$ і відраховують відповідну зміну температури Δt .

Хід роботи

Для проведення експерименту складають прилад (калориметр) (рис.1). В стакан поміщають 300 г дистильованої води (тобто наливають 300 мл, враховуючи, що густина води при температурі досліду приблизно дорівнює 1). Стакан з мішалкою ставлять у калориметр і закривають кришкою. На кришці калориметру закріплена спіраль для обігріву. Зважують певну кількість солі (на технічних терезах), висипають її в суху пробірку і вставляють у калориметр через отвір на кришці, щоб сіль прийняла температуру калориметричної установки. (Сіль і наважка солі вказується керівником заняття). Коли калориметрична установка зібрана, починають налагоджувати термометр Бекмана. Термометр занурюють у воду через отвір на кришці і спостерігають за рівнем ртуті в капілярі. Рівень ртуті повинен знаходитись у нижній частині шкали. (Термометр не повинен торкатись спіралі, стінок стакану, пробірки і мішалки). Якщо рівень ртуті вищий одного градуса або весь капіляр заповнений ртуттю, то це означає, що її багато в нижньому резервуарі і надлишок її необхідно перелити у верхній резервуар.

Для цього термометр ставлять похило, щоб нижній резервуар знаходився вище верхнього, і трошки підігрівують (торкнувшись рукою нижнього резервуару). Коли частина ртуті перейде у верхній резервуар, стовпчик ртуті розривають. Для цього затискають нижній кінець термометра в руці і легким постукуванням руки по столу розривають ртуть у капілярі. Переливання роблять до тих пір, поки при даних умовах ртуть не зупиниться в середині шкали термометра Бекмана. Якщо ртуть знаходиться нижче поділок шкали або зовсім не заповнює капіляр, це означає, що при даних умовах ртуті недостатньо і її потрібно перелити із верхнього в нижній резервуар. Тоді швидко

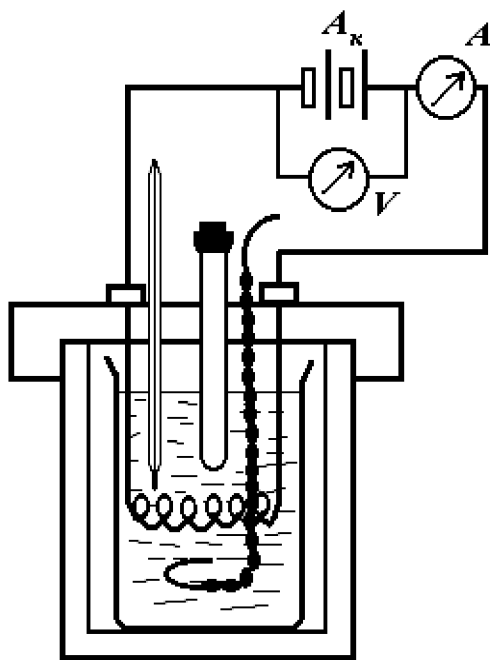


Рис.1.

перевертають термометр верхнім резервуаром вниз і з'єднують ртуть. Потім обережно перевертають термометр, тримаючи його похило так, щоб запасний резервуар знаходився вище основного. Коли необхідна кількість ртуті перейде з верхнього резервуару в нижній, стовпчик ртуті розривають, як вказано вище.

Налагоджений термометр вставляють у прилад і приступають до складання електричної схеми (рис. 1). Джерело струму включається тільки після перевірки електричної схеми керівником занять.

Після цього приступають до виконання експерименту. Перемішуючи рідину в калориметрі, включають секундомір та розпочинають відлік температури по термометру Бекмана. Температура змінюється внаслідок теплообміну із зовнішнім середовищем. Відлік ведуть кожні півхвилини протягом 5 хвилин – це *початковий період*. Записавши час і покази термометра останнього відліку початкового періоду, далі включають струм на 3 хвилини і продовжують відлік температури через кожні півхвилини. При цьому для рівномірного обігріву води в стакані проводять її перемішування. Розпочинаючи з моменту включення струму, проходить нерівномірنا зміна температури - це *основний (головний) період*. Далі струм відключають і рівномірне падіння температури при цьому фіксують протягом наступних 5 хвилин (через кожні півхвилини) – це *кінцевий (заклучний) період*.

Вмикання і вимикання струму проводять три рази і кожного разу записують покази приладів. Після третього вимикання струму, продовжуючи відлік температури, швидко висипають сіль з пробірки в стакан з водою і енергійно перемішують. При цьому сіль буде швидко розчинятись. Для більш точного визначення Δt нагрівання і Δt розчинення, результати трьох періодів і чотирьох циклів безперервного відліку зміни температури з часом (три цикли і один цикл розчинення солі) наносяться на графік (рис. 2).

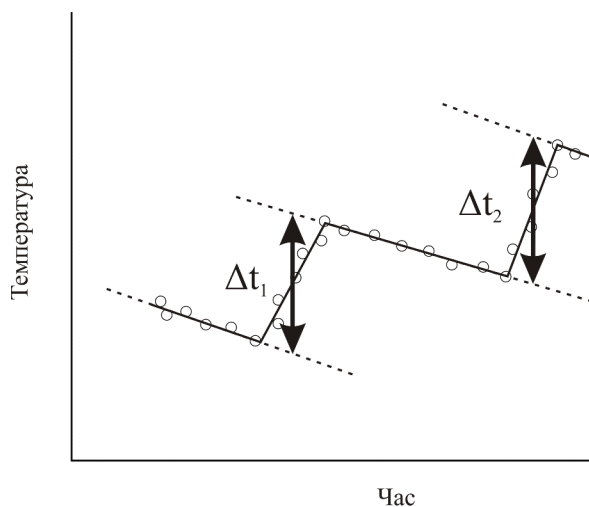


Рис. 2.

для всіх циклів досліджу.

По осі абсцис відкладають час, по осі ординат – температуру (тобто покази термометра Бекмана). Прямі початкового і кінцевого періодів екстрапольовують, тобто продовжують до середини діаграми. Проміжок часу головного періоду ділять пополам і з цієї точки проводять пряму, паралельну осі ординат до перетину з обома екстрапольованими прямими. Відрізок між двома точками перетину відповідає підвищенню температури Δt для даного циклу. Аналогічно знаходять Δt

Дійсну температуру $\Delta t_{\text{нагр.}}$ знаходять як середнє арифметичне

$$\Delta t = \frac{\Delta t_1 + \Delta t_2 + \Delta t_3}{3}.$$

Величину Δt розчинення солі визначають аналогічно. Якщо після нагрівання на шкалі термометра далі не можна заміряти зміну температури розчинення солі, то дослід після нагрівання зупиняють. Термометр налагоджують на відповідні поділки шкали і проводять цикл розчинення солі.

Знаючи Δt нагрівання, розраховують кількість тепла, яка одержана водою під час її нагрівання

$$Q_{\text{екс.}} = cm \cdot \Delta t_{\text{нагр.}},$$

де c – питома теплоємність води, яку приймають за одиницю;

m – маса води (яка відповідає її об'єму 300 мл), тобто 300 г.

Підставляючи ці значення, одержимо

$$Q_{\text{екс.}} = 300 \cdot \Delta t_{\text{нагр.}}.$$

Ця кількість тепла менша за $Q_{\text{теор.}}$, у зв'язку з поглинанням тепла системою. $Q_{\text{теор.}}$ можна розрахувати, виходячи із закону Джоуля – Ленца.

$$Q_{\text{теор.}} = I \cdot U \cdot t \text{ (Дж).}$$

Вимірюючи силу струму I в амперах, напругу U – у вольтах, а час проходження струму t – в секундах, визначають кількість тепла в Джоулях.

Від розрахованої теоретичної кількості тепла віднімають кількість тепла, що одержана експериментально, і різницю перераховують на 1 К. Це і буде кількість тепла, яка поглинається всіма частинами калориметру – C_K .

Розраховують її, виходячи з пропорції

$$\Delta t_{\text{нагр.}} - (Q_{\text{теор.}} - Q_{\text{експ.}}),$$

$$1 \text{ K} - C_K,$$

$$C_K = \frac{Q_{\text{теор.}} - Q_{\text{експ.}}}{\Delta t_{\text{нагр.}}}.$$

Загальна теплоємність системи дорівнює:

$$C_{\text{сист.}} = C_{\text{рід.}} + C_K,$$

де $C_{\text{рід.}}$ – теплоємність калориметричної рідини, яка дорівнює:

$$C_{\text{рід.}} = cm \cdot 1 \text{ K},$$

c – питома теплоємність розчину, приблизно дорівнює одиниці.

Масу розчину приймають рівною об'єму 300 мл, тобто 300 г.

Тоді C_{pid} можна прийняти рівною 1293,6 Дж, отже

$$C_{сист.} = 1293,6 + C_{\kappa}.$$

Визначивши по графіку $\Delta t_{розч.}$ і розрахувавши теплоємність калориметричної системи, знаходять тепловий ефект розчинення взятої наважки солі:

$$Q_{розч.} = C_{сист.} \cdot \Delta t_{розч.}.$$

Тепловий ефект розчинення, віднесений до одного грама розчиненої речовини, відповідає питомій теплоті розчинення:

$$Q_{нит.} = Q_{розч.} / g,$$

де g – наважка солі, г.

Молярна теплота розчинення солі дорівнює:

$$Q_M = Q_{нит.} M,$$

де M – молярна маса солі, г/моль.

Для визначення молярної теплоти гідратації знаходять молярну теплоту розчинення безводної солі і кристалогідрату цієї солі. Різниця одержаних молярних теплот і буде теплою гідратації

$$Q_{гидр.} = Q_{мб.} - Q_{мк.}.$$

Кристалогідрат розчиняють не в 0,3 кг води, а в кількості, меншій на величину, яка міститься в наважці самого кристалогідрату.

Правильність результатів роботи перевіряється керівником занять.

Результати досліду записують у табл. 1 і 2:

Таблиця 1

Наважка б/в солі, 10^{-3} кг	Мол. маса б/в солі, кг/кмоль	Наважка кристалогідрату, 10^{-3} кг	Мол. маса кристалогідрату, кг/кмоль	Об'єм розчинника, 10^{-6} м ³	Сила струму, А	Напруга, В	Час, за який проходить струм, с	Q теоретичне, Дж	Зміна температури при нагріванні, К	Середнє значення зміни температури, К	Q практичне, Дж	Теплоємність калометр. сист., Дж
					$I_1 =$ $I_2 =$ $I_3 =$ $I_{сер} =$	$U_1 =$ $U_2 =$ $U_3 =$ $U_{сер} =$	$t_1 =$ $t_2 =$ $t_3 =$		$\Delta t_1 =$ $\Delta t_2 =$ $\Delta t_3 =$			

Таблиця 2

Зміна температури при розчиненні, К		Теплота розчинення, Дж						Теплота гідратації, Дж		
		б/в солі			кристалогідрату					
б/в солі	крис-тало-гідрату	Q	Q_T	Q_M	Q	Q_T	Q_M	Q	Q_T	Q_M

Лабораторна робота

1.3. ВИЗНАЧЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ (НОРМАЛЬНОСТІ) СИЛЬНОЇ КИСЛОТИ ПРИ НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ ЇЇ СИЛЬНИМ ЛУГОМ

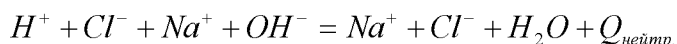
Для роботи необхідно: калориметр; термометр Бекмана; посудина для кислоти; мішалка; розчин кислоти 0,2N; розчин лугу 0,2N; дистильована вода; секундомір; розчини невідомої кислоти; стакан на 500 мл.

Мета роботи:

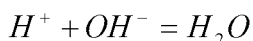
1. Ознайомлення з методами визначення теплоємності калориметричної системи
2. Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації кислоти лугом
3. Визначення теплового ефекту розведення
4. Обчислення концентрації кислоти по теплоті нейтралізації.

Відомо, що при нейтралізації одного грам-еквіваленту будь-якої сильної кислоти сильним лугом у розведених розчинах виділяється 137000 калорій тепла. Сталість теплот нейтралізації для вказаних кислот і лугів пояснюється тим, що в розведених розчинах реакція нейтралізації зводиться лише до утворення води з іонів H^+ , OH^- .

Наприклад:



або



Тобто, незалежно від природи аніона кислоти і катіона лугу, процес проходить з утворенням молекул води з іонів.

При нейтралізації слабкої кислоти сильним лугом або навпаки, тепловий ефект реакції залежить від природи речовин, які вступають в реакцію. Ступінь дисоціації таких кислот і лугів незначна, тому процес нейтралізації супроводжується одноразово процесом дисоціації слабкої кислоти або лугу на іони.

Так як тепловий ефект дисоціації може бути додатнім або від'ємним, тому сумарний ефект реакції буде більший або менший, ніж 13700 калорій.

Розпочинають роботу з визначення теплоємності калориметричної системи, яка залежить від теплоємності рідини, що знаходиться в калориметрі (кислота і луг) та від теплоємності складових частин калориметра (калориметр, мішалка, посудина для кислоти, термометр). Теплоємність калориметричної системи дорівнює:

$$C_{сист.} = AC_1 + C$$

де $C_{\text{сист.}}$ – теплоємність системи; A – вага калориметричної рідини; C_1 – питома теплоємність рідини; C – теплоємність калориметричної системи без рідини.

Тепловий ефект реакції нейтралізації, яку проводимо в даному калориметрі дорівнює:

$$Q = \Delta t \cdot C_{\text{сист.}}$$

де Δt - зміна температури калориметричної рідини під час досліду. У нашому випадку підвищення температури відбувається за рахунок теплоти, яка виділяється при нейтралізації. $C_{\text{сист.}}$ – кількість тепла, необхідна для нагрівання калориметричної системи на 1°C .

Отже, щоб знайти тепловий ефект реакції, потрібно визначити теплоємність системи і відповідне значення Δt .

Хід роботи

Практична частина роботи зводиться до визначення величини Δt . При визначенні теплоємності системи виходять з того, що до системи підводять певну кількість тепла (проводять реакцію нейтралізації і розведення $\text{HCl } 0,2 \text{ N}$, $\text{NaOH } 0,1 \text{ N}$) та фіксують зміну температури Δt , що відбулась при цьому.

Цей метод в умовах лабораторії є найбільш доцільним.

Тому, якщо для нейтралізації взяти певну кількість сильної кислоти точно визначеної концентрації і сильного лугу, то одержимо певний тепловий ефект. Даний тепловий ефект буде меншим за теоретично розрахований, в зв'язку з тим, що частина тепла, яка виділяється, йде на теплообмін із зовнішнім середовищем.

Різниця між кількістю теплоти, розрахованою теоретично та одержаною при проведенні досліду, виражає собою теплоту, поглинену системою при нагріванні її на величину Δt .

Щоб розрахувати теплоємність системи, необхідно одержану різницю теплот перерахувати на один градус Цельсія. Таким чином для визначення теплоємності системи потрібно зробити наступне:

- провести в калориметрі реакцію нейтралізації 150 мл $0,1 \text{ N}$ NaOH і 75 мл $0,2 \text{ N}$ HCl ;
- провести процес розведення кислоти розчином лугу;
- знайти по графіку $\Delta t_{\text{нейтр.}}$ і $\Delta t_{\text{розв.}}$.
- розрахувати кількість теплоти, яка виділяється під час реакції; вона дорівнює добутку $\Delta t_{\text{нейтр.}}$ на кількість мл рідини, яка приймає участь у нейтралізації

$$Q_{\text{нейтр.}} = V_{\text{рід.}} \cdot \Delta t_{\text{нейтр.}}$$

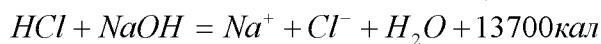
- розрахувати теплоту розведення кислоти розчином лугу; вона дорівнює $\Delta t_{\text{розв.}}$ помножене на кількість мл рідини, що приймає участь в реакції:

$$Q_{розв.} = V_{рід.} \cdot \Delta t_{розв.}$$

Питома теплоємність розчинів приймається за одиницю тому, що розчини концентрації

$$Q_{експ.} = Q_{нейтр.} - Q_{розв.} = V_{рід.} (\Delta t_{нейтр.} - \Delta t_{розв.})$$

- розрахувати кількість тепла, яка повинна виділитись при нейтралізації даної кількості кислоти, виходячи з рівняння:



$$Q_{теор.} = \frac{0,0365 \cdot 0,2 \cdot 75 \cdot 13700}{36,5} = 205,5 \text{ кал}$$

- від кількості теплоти, розрахованої теоретично, віднімають кількість тепла, одержану практично; ця різниця дає кількість тепла, що затрачається на теплообмін з навколишнім середовищем

$$Q_{погл.} = Q_{теор.} - Q_{пр.} = 205,5 \text{ кал} - Q_{пр.}$$

- різницю перераховують на 1°C для одержання теплоємності системи, крім теплоємності рідини

$$\frac{\Delta t - (Q_{теор.} - Q_{пр.})}{1^\circ - C}$$

тоді

$$C = \frac{Q_{теор.} - Q_{пр.}}{\Delta t}$$

де C – теплоємність калориметричної системи без рідини;

$C_{сист.}$ – теплоємність всіх частин системи, враховуючи і теплоємність рідини, яка дорівнює

$$C_{сист.} = V_{рід.} C_1 + C$$

Теплоємність калориметричної рідини приймається за величину, рівну об'єму рідини, оскільки питома теплоємність рідини вважається рівною одиниці.

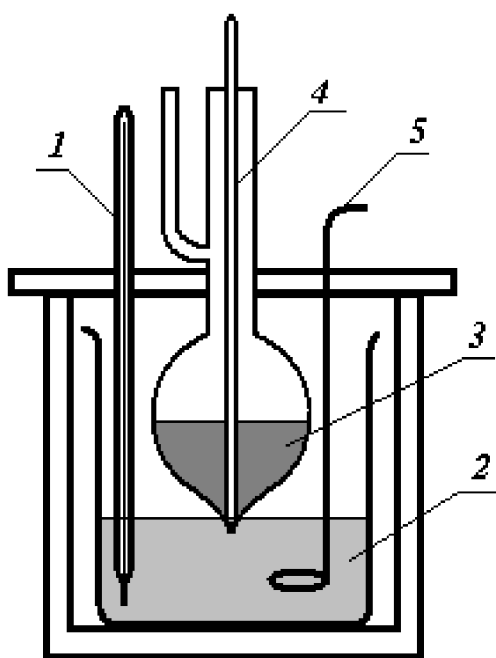


Рис. 1.

Хід роботи

Реакцію нейтралізації проводять наступним чином: у скляний стакан, який знаходиться в калориметрі, заливають потрібну кількість лугу, вставляють туди посудину з необхідною кількістю кислоти, мішалку і термометр Бекмана, як зображено на рис.1.

По лугу, який залитий в калориметр, встановлюють термометр Бекмана так, щоб ртуть знаходилась в нижній частині шкали, тому що при реакції нейтралізації слід чекати підвищення температури. Методику встановлення термометра Бекмана приведено в роботі «Визначення теплоти розчинення і теплоти гідратації солі». Щоб термометр нагрівся до температури зовнішнього середовища, зібрану

установку залишають на 5-10 хв. Тільки після цього розпочинають вести відлік температури по термометру, записуючи покази через кожні півхвилини. Щоб розрахувати теплообмін калориметра із зовнішнім середовищем і визначити дійсну зміну температури за час процесу, весь калориметричний дослід ділиться на три періоди:

1. *Початковий період*, який продовжується 5 хв (10 відліків постійного значення температури або рівномірної зміни її).
2. *Головний (основний) період*, тобто час проходження реакції нейтралізації в калориметрі.
3. *Заключний період*, який продовжується 5 хв (10 відліків постійного значення температури або рівномірної зміни її).

Коли в початковому періоді зроблено 10 відліків рівномірної зміни температури, проводимо реакцію нейтралізації. Для цього скляну паличку 4, яка служить затвором у посудині 3 для кислоти, виймають і дають витекти всій кислоті в стакан з лугом. Розчин енергійно перемішують. Як і в початковому періоді, продовжують запис показів термометра. За кінець головного і початок заключного періоду приймають перший відлік рівномірної зміни температури, яка знову встановлюється. В заключному періоді, як і в початковому, теж роблять 10 відліків температури (протягом 5 хв).

При вливанні розчину кислоти в розчин лугу, крім реакції нейтралізації, також одночасно проходить і процес розведення кислоти при вливанні її в розчин лугу і розведення лугу за рахунок кислоти. Так як об'єм лугу великий і мало змінюється при вливанні в нього кислоти, цей процес розведення лугу не враховується. Проте процес розведення кислоти лугом потрібно врахувати. Ефект, який при цьому одержуються, можна визначити, якщо вливати даний об'єм кислоти в об'єм чистої води (дист. H_2O), рівний об'єму розчину лугу. Практично це робиться так, як описано для реакції нейтралізації. При цьому ефект нейтралізації виключається і зміна температури характеризує тільки ефект розведення.

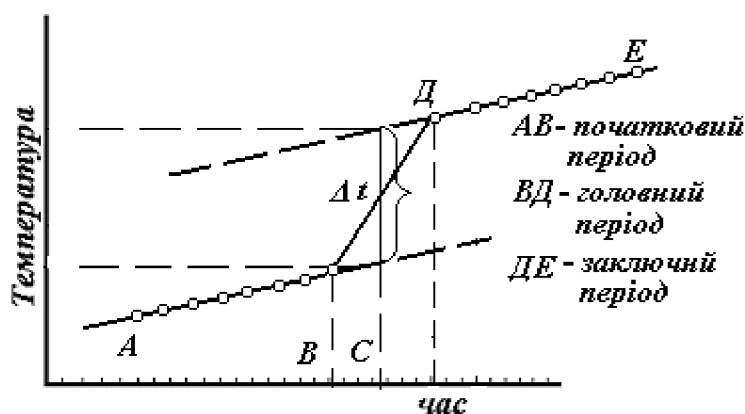


Рис. 2.

Для обчислення величини підвищення температури будують графік, де по осі ординат відкладають температуру, а по осі абсцис – час у хвилинах (рис.2).

Так як під час реакції відбувається постійний теплообмін між калориметром і зовнішнім середовищем, тому потрібно зробити поправку на одержану при реакції зміну температури. Для цього на діаграмі графічно екстраполюють прямі початкового і заключного періодів, тобто обидві прямі продовжують до середини діаграми. На діаграмі визначають точки В і Д, які вказують на кінець рівномірної зміни температури перед дослідом і момент початку нової рівномірної зміни температури після змішування.

Проміжок часу між цими періодами ділять пополам (точка С) і через одержану точку С проводять пряму, паралельну осі ординат до перетину з обома екстрапольованими прямими. Відрізок Δt між двома точками перетину і є дійсне підвищення температури. Так знаходять Δt для реакції нейтралізації та для процесу розведення.

Знаючи Δt , розраховують теплоємність системи $C_{сист.}$, як було вказано вище. Кількість кислоти, концентрацію якої потрібно визначити, і кількість лугу береться за вказівкою керівника занять.

Кількість кислоти і лугу беруть з таким розрахунком, щоб загальний об'єм калориметричної рідини дорівнював 225 мл. Коли нам відома теплоємність системи і $\Delta t_{\text{нейтр.}}$, $\Delta t_{\text{розв.}}$, ми можемо обчислити кількість тепла, що виділяється при реакції нейтралізації і процесі розведення за формулами:

$$Q_{\text{нейтр.}} = C_{\text{сист.}} \cdot \Delta t_{\text{нейтр.}}$$

$$q_{\text{розв.}} = C_{\text{сист.}} \cdot \Delta t_{\text{розв.}}$$

Знаючи Q та q , можна визначити нормальність досліджуваної кислоти за формулою:

$$N = \frac{(Q - q) \cdot 1000}{13700 \cdot V}$$

де N - нормальність кислоти; Q - теплота нейтралізації; q - теплота розведення; 13700 – тепловий ефект нейтралізації 1 грам-еквівалента; V – об'єм кислоти, взятої для нейтралізації.

Визначивши концентрацію досліджуваної кислоти, можна розрахувати наважку кислоти, яка бере участь у нейтралізації (a). Тепловий ефект нейтралізації кислоти, віднесений до 1 грам-еквіваленту обчислюють за формулою:

$$\Delta H = \frac{\Delta t_{\text{нейтр.}} \cdot C_{\text{сист.}} \cdot N_e}{a}$$

де N_e - грам-еквівалент кислоти; a - наважка кислоти.

Одержані результати досліду та обчислені дані записують у таблицю 1.

Таблиця 1

$\Delta t_{\text{нейтр.}}$	$\Delta t_{\text{розв.}}$	Об'єм кислоти V	Теплота нейтралізації, Q	Теплота розведення, q	Теплоємність системи, $C_{\text{сист.}}$	Нормальність кислоти, N	Наважка кислоти, a	Тепловий ефект, ΔH

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Що вивчають «термодинаміка» та «хімічна термодинаміка»? Поясніть їх зміст, сформулюйте основні поняття.
2. Що називається «термодинамічною системою»? Які є види термодинамічних систем? Наведіть приклади.
3. Що називається «термодинамічним процесом»? Які є види термодинамічних процесів? Наведіть приклади.
4. Сформулюйте поняття «параметри стану системи», дайте їх класифікацію. Які властивості належать до них? Наведіть приклади.
5. Запишіть рівняння стану термодинамічної системи, поясніть його.
6. Що таке «внутрішня енергія» системи? Охарактеризуйте її.
7. Сформулюйте, що таке «ентальпія» термодинамічної системи? Опишіть її. Чим вона відрізняється від «внутрішньої енергії» системи?
8. Що називається «теплотою» термодинамічної системи, як вона позначається? Охарактеризуйте її види.
9. Сформулюйте, що таке «робота» системи, як позначається? Опишіть її види. Чим вона відрізняється від «теплоти» системи?
10. Що називається «теплоємністю речовин»? Які є види теплоємностей? Запишіть відповідні розрахункові формули для теплоємностей речовини.
11. Як називається I закон термодинаміки? Приведіть його основні формулювання. Запишіть математичний вираз I закону термодинаміки.
12. Сформулюйте висновки з I закону термодинаміки.
13. Охарактеризуйте живі організми як відкриті термодинамічні системи.
14. Опишіть необоротність процесів життєдіяльності з позиції законів хімічної термодинаміки.
15. Дати визначення поняттям «оборотних», «необоротних», «рівноважних» та «нерівноважних» процесів. Пояснити їх, навести приклади.
16. Виведіть розрахункові формули для роботи та теплот різних видів процесів. Наведіть графічне зображення відповідних робіт термодинамічного процесу.
17. Що таке «термохімія», «тепловий ефект хімічної реакції» та «термохімічне рівняння»? Які є види теплових ефектів хімічних реакцій, наведіть. Запишіть формули для теоретичного розрахунку теплових ефектів хімічних реакцій.
18. Дайте визначення понять: «теплота утворення», «теплота згорання» «теплота розчинення» «інтегральна теплота розчинення», «теплота нейтралізації» та їх позначення в термохімії.

19. Сформулюйте закон Гесса та висновки з нього. Запишіть відповідні розрахункові формули.
20. Запишіть рівняння Коновалова. Поясніть його та практичне використання в термохімії.
21. Як виражається залежність теплового ефекту хімічних реакцій від температури?
22. Як здійснюється оцінка калорійності продуктів харчування та складання раціональних та лікувальних дієт на основі термохімічних розрахунків?
23. Як називається II закон термодинаміки? Приведіть його основні формулювання. Запишіть математичний вираз II закону термодинаміки.
24. Що таке «ентропія»?
25. Запишіть об'єднане начало термодинаміки. Яке його практичне значення? Поясніть статистичний характер II начала термодинаміки.
26. Як називається III закон термодинаміки? Приведіть основні формулювання III закону термодинаміки та існування природного начала відліку температур.
27. Що називається «характеристичними функціями»? Які величини належать до них?
28. Що називається «термодинамічними потенціалами»? Які величини належать до них та чому?
29. Запишіть диференціальні рівняння для термодинамічних потенціалів системи.
30. Сформулюйте та запишіть критерії направленості процесів у хімічних та біохімічних системах.
31. Які загальні умови рівноваги та їх вираження через характеристичні функції?
32. Як застосовувати основні положення термодинаміки до живих організмів?
33. Охарактеризуйте АТФ як джерело енергії для біохімічних реакцій.
34. Що таке «макроергічні сполуки»?
35. Поясніть енергетичні супряження в живих системах?
36. Як відбуваються екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі?

ТЕМА 2. ПОВЕРХНЕВІ ЯВИЩА ТА АДСОРБЦІЯ

Теоретичні питання:

Поверхневі явища та їх значення в біології та медицині. Поверхневий натяг як питома поверхнева енергія на межі розділу двох фаз. Одиниці вимірювання поверхневого натягу. Фактори, що впливають на поверхневий натяг чистої рідини. Поверхнево-активні та поверхнево-інактивні речовини, їх характеристика. Особливості будови їх молекул, приклади. Ізотерми поверхневого натягу. Правило Траубе – Дюкло. Методи визначення поверхневого натягу. Основні поняття сорбції. Рівняння Гіббса. Поверхнева активність. Позитивна та негативна адсорбція. Уявлення про структуру біологічних мембран. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії (гемосорбція, плазмосорбція, лімфосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія). Імуносорбенти. Мономолекулярна теорія Ленгмюра. Рівняння Ленгмюра. Висновки з нього. Рівняння Генрі. Рівняння Фрейндліха. Їх практичне застосування. Адсорбція з розчинів електролітів. Правило Панета-Фаянса. Іонний обмін. Рівняння Нікольського. Застосування цеолітів Закарпаття в якості природних сорбентів. Роль адсорбції та іонного обміну в процесах життєдіяльності рослин і організмів. Хроматографія. Класифікація хроматографічних методів аналізу за ознакою агрегатного стану фаз, техніки виконання та механізму розподілу. Адсорбційна, іонообмінна та розподільна хроматографія. Застосування хроматографії в біології та медицині.

Лабораторна робота

2.1. ВИЗНАЧЕННЯ ПОВЕРХНЕВОГО НАТЯГУ НА МЕЖІ РІДИНА-ПОВІТРЯ І ПАРАХОРУ ІНДИВІДУАЛЬНИХ РЕЧОВИН

Для роботи необхідні: сталагмометр; гумова груша; пікнометр; скляний стакан на 50 мл; дистильована вода; індивідуальні рідини; досліджувані розчини ПАР та ПНР.

Мета роботи – за допомогою сталагмометричного методу навчитись визначати величину поверхневого натягу для досліджуваних розчинів та парохору для індивідуальних речовин.

Вільна поверхнева енергія, тобто надлишок *вільної* енергії на одиницю площі поверхневого шару на межі розділу рідина – повітря, називається *поверхневим натягом*, а на межі розділу рідина – рідина – *граничним натягом* σ .

Одиницями вимірювання поверхневого натягу в сучасній Міжнародній системі одиниць СІ може бути Н/м у випадку, коли його розглядають як надлишок вільної енергії поверхні розділу двох фаз, що

накопичується на цій поверхні за рахунок некомпенсованих міжмолекулярних сил. А також і в Дж/м² у випадку, якщо розглядати його як роботу утворення нової одиниці площі поверхні.

Існує декілька методів визначення поверхневого натягу.

Найбільш розповсюдженим методом є сталагмометричний (метод відліку крапель).

В основі методу лежить експериментально встановлене положення, що вага краплі, яка повільно відривається під дією сили земного тяжіння від кінчика вертикальної трубки сталагмометра, буде тим більшою, чим більший поверхневий натяг рідини на межі з повітрям.

Вважається, що сила поверхневого натягу F , що діє вертикально по колу трубки, приблизно рівна $F = 2\pi r\sigma$. Вона підтримує краплю, зрівноважуючи її вагу P . У момент відриву краплі можна вважати ці сили рівними:

$$F = 2\pi r\sigma = P, (1)$$

$$P = mg, (2)$$

де F – сила поверхневого натягу; P – сила ваги краплі; σ – коефіцієнт пропорційності, який зв'язує силу поверхневого натягу з периметром (в даному випадку, з довжиною кола капіляру, з якого витікає рідина).

При $2\pi r = 0,01$ м коефіцієнт пропорційності рівний силі поверхневого натягу, тобто $F = \sigma$.

Визначення радіусу капіляру пов'язане з деякими труднощами і тому практично визначають поверхневий натяг відносно стандартної рідини з відомим поверхневим натягом. Стандартною рідиною може бути тільки така рідина, яка утворює краплі, близькі по об'єму до крапель досліджуваної рідини (або розчину).

При утворенні краплі сила поверхневого натягу досліджуваної речовини дорівнює $F=2\pi r\sigma_o$ (якщо вимірювання проводиться в одному і тому ж сталагмометрі).

Силу поверхневого натягу визначити важко, тому при експериментальних дослідженнях визначають вагу краплі, яка в момент відриву приблизно дорівнює силі поверхневого натягу.

Сила ваги однієї краплі досліджуваної рідини становить

$$P = mg = \frac{V_p \rho g}{n}, (3)$$

де V_p – об'єм рідини, що витікає зі сталагмометра;

ρ – густина досліджуваної рідини;

n – число крапель досліджуваної рідини в об'ємі;

g – прискорення сили земного тяжіння.

Аналогічний вираз при однаковому об'ємі приладу можна записати і для стандартної рідини (наприклад, дист. H_2O)

$$P_o = \frac{V\rho_o g}{n_o}. \quad (4)$$

Далі беруть співвідношення цих рівнянь

$$\frac{P}{P_o} = \frac{\frac{V\rho g}{n}}{\frac{V_o\rho_o g}{n_o}} = \frac{n_o\rho}{n\rho_o}. \quad (5)$$

А так як

$$\frac{F}{F_o} = \frac{P}{P_o}, \quad (6)$$

$$\text{тоді } \frac{\sigma}{\sigma_o} = \frac{n_o\rho}{n\rho_o}. \quad (7)$$

Розв'язавши це рівняння відносно поверхневого натягу досліджуваної речовини, одержуємо розрахункову формулу:

$$\sigma = \sigma_o \frac{n_o\rho}{n\rho_o}, \quad (8)$$

де σ_o, ρ_o – поверхневий натяг і густина стандартної рідини.

Якщо в якості стандартної рідини використовують дистильовану воду, то σ_o при температурі досліду беруть з табл. 2, що знаходиться в кінці опису.

При дослідженні розведених розчинів (наприклад, розчини ізоамілового спирту) густину ρ також можна прийняти за 1.

Густину концентрованих розчинів хлориду натрію беруть з табл. 4, а густину дистильованої води в залежності від температури – з табл. 3.

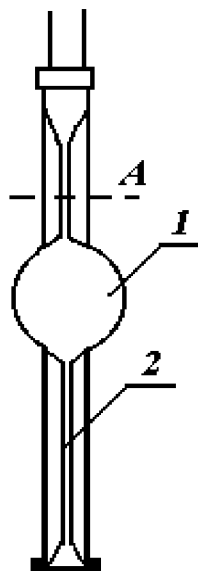


Рис. 1.

При дослідженні індивідуальних (чистих) рідин їх густину необхідно визначити. Для цього n , n_o – число крапель стандартної і досліджуваної рідини, теж визначають за допомогою сталагмометра.

На рис.1 схематично зображений сталагмометр. Це склайна піпетка, яка має розширену частину 1 та капіляр 2. Рідина, що витікає зі сталагмометра, набуває форми краплі, що звисає на нижньому, плоскому, добре відшліфованому кінці сталагмометра. Крапля відривається від поверхні диску в той момент, коли сила ваги її на незначну величину перевищує силу поверхневого натягу, що утримує краплю.

Визначення поверхневого натягу зводиться до відліку кількості крапель, що витікають з капіляра.

Через каучукову трубку, що знаходиться у верхній частині сталагмометра втягують рідину вище мітки А. Відлік крапель розпочинають тоді, коли нижній меніск рідини торкнеться мітки. Відраховують кількість крапель рідини від мітки до її останньої краплини.

Спочатку проводять виміри зі стандартною рідиною. Якщо це вода, то немає необхідності сушити сталагмометр при переході до водних розчинів. Після дистильованої води (як стандартної рідини), наступні визначення кількості крапель проводять, розпочинаючи з найбільш розбавлених розчинів, послідовно переходячи до більш концентрованих. Для кожного розчину визначення кількості крапель проводять не менше трьох разів і знаходять їх середню кількість крапель. На основі одержаних даних, згідно рівняння (8), розраховують поверхневий натяг для розчинів поверхнево-активних і поверхнево-неактивних речовин. Далі будують ізотерму поверхневого натягу в координатах $\sigma = f(C)$.

Результати дослідів і розрахункові дані записують в табл. 1.

Таблиця 1

Номер дослідів	Назва досліджуваної рідини або розчину	Кількість крапель	Середнє значення кількості крапель	Густина, кг/м ³	Поверхневий натяг, Н/м·10 ⁻²
1					
2					
3					

Таблиця 2

Поверхневий натяг води в залежності від температури

T, К	Поверхневий натяг води, Н/м·10⁻²
273	75,64
283	74,22
293	72,75
303	71,18
313	69,56
323	67,91
333	66,18

Таблиця 3

Густина води в залежності від температури

T, К	Густина, кг/м³	T, К	Густина, кг/м³	T, К	Густина, кг/м³
277	1000,00	286	999,40	295	997,80
278	999,99	287	999,30	296	997,65
279	999,97	288	999,13	297	997,32
280	999,93	289	998,97	298	997,07
281	999,88	290	998,80	299	996,81
282	999,81	291	998,62	300	996,54
283	999,73	292	998,43	301	996,26
284	999,63	293	998,23	302	995,97
285	999,52	294	998,02	303	995,67

Таблиця 4

Густина розчинів NaCl при 293 К

Конц. NaCl, н.	Густина, кг/м³
0,1	994,7
0,25	1003,1
0,5	1018,5
1,0	1032,8

Лабораторна робота

2.2. ВИЗНАЧЕННЯ ПЛОЩІ ТА ДОВЖИНИ МОЛЕКУЛИ ПОВЕРХНЕВО-АКТИВНОЇ РЕЧОВИНИ

Для роботи необхідні: сталагмометр; гумова груша; скляний стакан на 50 мл; дистильована вода; індивідуальні рідини; досліджувані розчини поверхнево-активної речовини (ПАР).

Мета роботи – за допомогою сталагмометричного методу визначити та розрахувати величину площі і довжини молекули досліджуваної поверхнево-активної речовини (ПАР).

Для виконання роботи потрібно визначити поверхневий натяг декількох розчинів поверхнево-активної речовини різної молярної концентрації (за вказівкою викладача). Вимірювання поверхневого натягу проводять сталагмометричним методом, як описано вище (робота 2.1).

Для визначення величини гіббсівської адсорбції знаходять різницю величини поверхневого натягу σ_2 і σ_1 , які виміряли для двох сусідніх розчинів різної молярної концентрації $C_2(X)$ і $C_1(X)$. Далі цю різницю $\sigma_2 - \sigma_1 = \Delta\sigma$ і $C_2(X) - C_1(X) = \Delta C(X)$ підставляють у рівняння Гіббса:

$$\Gamma = -\frac{C}{RT} \frac{\Delta\sigma}{\Delta C},$$

де Γ – величина гіббсівської адсорбції, моль/м²;

$C(X)$ – рівноважна молярна концентрація поверхнево-активної речовини, моль/м³;

R – газова стала, яка дорівнює 8,31 Дж/моль К;

T – абсолютна температура розчину, К;

σ – поверхневий натяг розчину, Дж/м².

В даному випадку в якості $C(X)$ беруть як середнє арифметичне $\frac{C_1(X) + C_2(X)}{2}$. Потім розраховують $C_{сер.}(x)$ і будують графік залежності $\frac{C_{сер.}(X)}{\Gamma}$ (вісь ординат) від $C_{сер.}(X)$ (вісь абсцис). Проводять пряму, за тангенсом кута якої знаходять величину Γ .

Одержані дані записують в табл. 1.

Далі на основі одержаних даних розраховують площу (S) і довжину (l) молекули досліджуваної поверхнево-активної речовини, згідно формули:

$$S_o = \frac{l}{\Gamma_{\max} \cdot N} = \frac{\Gamma_{\max} \cdot M(X)}{\rho},$$

де N – стала Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$ молекул/моль);

$\Gamma_{\max}$ – величина граничної адсорбції, моль/м²;

$M(X)$ – молярна маса досліджуваної ПАР, кг/моль;

ρ – густина ПАР, кг/м³.

Таблиця 1

№ п/п	$C(X)$, моль/м ³	σ , Дж/м ²	$C_{сер.}(X)$, моль/м ³	$\Delta C(X)$, моль/м ³	$\Delta \sigma$, Дж/м ²	Γ , моль/м ²	$c_{сер.}(X)/\Gamma$

Лабораторна робота

2.3. АДСОРБЦІЯ ОЦТОВОЇ КИСЛОТИ НА АКТИВОВАНОМУ ВУГІЛЛІ

Для роботи необхідні: сталагмометр; гумова груша; скляний стакан на 50 мл; дистильована вода; активоване вугілля; 0,4 моль/л розчин оцтової кислоти; 0,1 моль/л розчин лугу NaOH; паперовий фільтр; колби; індикатор фенолфталеїн.

Мета роботи – за допомогою сталагмометричного методу визначити величину адсорбції оцтової кислоти на активованому вугіллі та константи для рівняння Фрейндліха, що описуватиме даний процес в області середніх концентрацій.

Ізотерми адсорбції поверхнево-активних речовин із розчину на поверхні твердого тіла (адсорбента) в області середніх концентрацій описуються емпіричним рівнянням Фрейндліха:

$$\frac{X}{m} = K \cdot C^{\frac{1}{n}}, \quad (1)$$

де X – кількість адсорбату, ммоль;

m – маса адсорбенту, кг;

$\frac{X}{m}$ – величина адсорбції, ммоль/кг;

K і $\frac{1}{n}$ – емпіричні коефіцієнти (константи), які залежать від природи адсорбенту та адсорбату;

C – рівноважна молярна концентрація адсорбату, моль/м³.

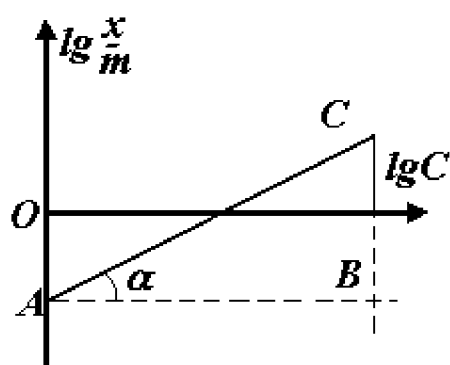
Величина адсорбції $\frac{X}{m}$ (або a) розраховується за формулою:

$$a = \frac{(c_0 - c) \cdot V}{m}. \quad (2)$$

Прологарифмувавши рівняння (1), одержимо математичну залежність лінійного характеру типу $y = a + vx$:

$$\lg \frac{X}{m} = \lg K + \frac{1}{n} \lg C. \quad (3)$$

Одержане рівняння (3) є рівнянням прямої.



Для визначення констант K і $\frac{1}{n}$ графічним методом знаходять логарифми значень концентрації C і

адсорбції $\frac{X}{m}$. Далі будують графік, відкладаючи при цьому по осі абсцис $\lg C$, а по осі ординат - величину $\lg \frac{X}{m}$. Величина відрізка AO , що відсікається на осі ординат, відповідає величині $\lg K$. За його значенням знаходять константу K . Величина константи $\frac{1}{n}$ відповідає тангенсу кута нахилу прямої $\operatorname{tg} \alpha$ (або відношенню довжин відрізків CB і AB , тобто $\frac{1}{n} = \frac{CB}{AB}$).

Хід роботи

У чотири колбочки додають по 1 г активованого вугілля і наливають за допомогою бюретки по 25 мл розчинів оцтової кислоти різної молярної концентрації (0,05 ; 0,1; 0,2; 0,4 моль/л). Колбочки періодично збовтують близько 20 хвилин. Потім розчини фільтрують через паперові фільтри в сухі колбочки, відкидаючи перші 3–5 мл фільтрату (для уникнення похибок за рахунок адсорбції кислоти на фільтрі). Рівноважну молярну концентрацію кислоти у фільтраті визначають титруванням 5 мл розчину оцтової кислоти розчином лугу $NaOH$ ($C(NaOH) = 0,1$ моль/л) у присутності індикатора фенолфталеїну. Кожен розчин кислоти титрують 2–3 рази. Потім за формулою (2) розраховують величину адсорбції оцтової кислоти на активованому вугіллі, а також знаходять величини $\lg C$ і $\lg \frac{X}{m}$. Одержані результати записують в таблицю 1.

Таблиця 1

C_0 , моль/м ³	C , моль/м ³	X/m , кмоль/кг	$\lg C$	$\lg X/m$	K	$1/n$

Користуючись даними таблиці 1, далі будують ізотерму адсорбції оцтової кислоти. При цьому на осі абсцис відкладають рівноважну молярну концентрацію C , а на осі ординат – значення $\frac{X}{m}$. Константи K і $\frac{1}{n}$ у рівнянні Фрейндліха визначають, як було зазначено, з графіка залежності $\lg \frac{X}{m}$ від $\lg C$.

Лабораторна робота

2.4. ДОСЛІДЖЕННЯ АДСОРБЦІЇ ЗАБАРВЛЕНИХ РЕЧОВИН ІЗ РОЗЧИНІВ

Для роботи необхідні: 0,02% розчини досліджуваних забарвлених речовин: метиленової сині, біхромату калію $K_2Cr_2O_7$, хлориду феруму (III) $FeCl_3$, золю $Fe(OH)_3$, конго червоного, водного розчину фуксину і 1 мл спиртового розчину фуксину, мірні піпетки; активоване вугілля; колби; фільтрувальний папір.

Мета роботи – дослідити процес адсорбції досліджуваних забарвлених речовини з розчинів на поверхні активованого вугілля.

У ряд пробірок поміщають по 1 мл розчину з масовою часткою 0,02% досліджуваних забарвлених речовин: метиленової сині, біхромату калію $K_2Cr_2O_7$, хлориду феруму (III) $FeCl_3$, золю $Fe(OH)_3$, конго червоного, водного розчину фуксину і 1 мл спиртового розчину фуксину. Потім додають в усі пробірки по 0,2 г активованого вугілля, перемішують протягом 2–3 хв і відфільтровують. Спостерігають за зміною забарвлення досліджуваних речовин. Далі результати роботи записують в таблицю 1.

Потім слід зробити висновок про характер адсорбції досліджуваної речовини та пояснити суть явища адсорбції, яке спостерігається при цьому.

Таблиця 1

Назва досліджуваного розчину							
Забарвлення розчину до адсорбції							
Забарвлення розчину після адсорбції							
Висновок про характер адсорбції досліджуваної речовини							

Лабораторна робота

2.5. ДОСЛІДЖЕННЯ АДСОРБЦІЇ ІЗОАМІЛОВОГО СПИРТУ З РОЗЧИНУ ЗА ДОПОМОГОЮ АКТИВОВАНОГО ВУГІЛЛЯ

Для роботи необхідно: 0,1 моль/л розчин ізоамілового спирту; сталагмометр; штатив з пробірками; активоване вугілля; фільтрувальний папір.

Мета роботи – на основі вимірювання поверхневого натягу за допомогою сталагмометричного методу дослідити процес адсорбції ізоамілового спирту з розчину на поверхні активованого вугілля.

Хід роботи

Поверхневий натяг досліджуваного розчину ізоамілового спирту визначають сталагмометричним методом, описаним в роботі 2.1. Потім поміщають 10 мл цього розчину у пробірку, додають 0,2 г активованого вугілля і перемішують протягом 2–3 хв. Далі відфільтровують досліджуваний розчин ізоамілового спирту і знову визначають його поверхневий натяг. На основі одержаних даних слід зробити висновок про характер зміни поверхневого натягу досліджуваної поверхнево-активної речовини та пояснити суть даного явища.

Лабораторна робота

2.6. ВИЗНАЧЕННЯ ПОВНОЇ ІОНООБМІННОЇ ЄМНОСТІ (ОЄ) ДОСЛІДЖУВАНОВОГО КАТІОНІТУ

Для роботи необхідно: 0,1 моль/л розчин NaOH; 0,1 моль/л розчин HCl; мірна колба на 250 мл; досліджуваний катіоніт; індикатор.

Мета роботи – визначити величину повної іонообмінної ємності досліджуваного катіоніту.

Іонообмінна ємність (ОЄ) – це величина, яка виражає кількість г-еквівалентів (або ммоль) іону речовини з розчину, яка обмінюється в процесі іонного обміну на відповідний іон одиниці маси (1 г) іоніту.

Хід роботи

Для дослідження у колбу об'ємом 250 мл поміщають 1 г катіоніту, далі додають 100 мл 0,1 моль/л розчину лугу NaOH, перемішують і залишають на 1 годину. Після цього відбирають піпеткою 25 мл розчину і переносять його в колбу для титрування. Потім до проби додають 1–2 краплі індикатора і відтитровують 0,1 моль/л розчином кислоти HCl до зміни забарвлення індикатора.

Далі розраховують величину іонообмінної ємності досліджуваного катіоніту розраховують за наступною формулою:

$$OE = 100 \cdot C_{NaOH} - 4V_{HCl} \cdot C_{HCl}.$$

Лабораторна робота

2.7. ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ ЛІКАРСЬКОЇ РЕЧОВИНИ (ГЛЮКОНАТУ КАЛЬЦІЮ) В РОЗЧИНІ МЕТОДОМ ІОНООБМІННОЇ АДСОРБЦІЇ

Для роботи необхідно: досліджувана лікарська речовина (глюконат кальцію); дистильована вода; Н-катіоніт; 0,1 моль/л розчин лугу NaOH; індикатор метиловий оранжевий.

Мета роботи – визначити вміст досліджуваної лікарської речовини (глюконату кальцію) в розчині методом іонообмінної адсорбції.

УВАГА! При роботі з колонкою не допускається проникнення повітря в іоніт. Рівень досліджуваної рідини не повинен опускатися нижче верхнього рівня іоніту.

Хід роботи

Через колонку з Н-катіонітом повільно пропускають 20 мл досліджуваного розчину, який містить глюконат кальцію. Потім колонку промивають 25 мл дистильованої води, збираючи її в ту ж колбу. Весь зібраний фільтрат відтитровують вати 0,1 моль/л розчином лугу NaOH в присутності індикатора метилового оранжевого. Вміст глюконату кальцію розраховують за формулою:

$$\omega = \frac{N_{NaOH} \cdot V_{NaOH} \cdot E_{глюк.Са} \cdot 100}{1000 \cdot V_{піпетки}}.$$

Лабораторна робота

2.8. ЗНЕСОЛЕННЯ ВОДИ ЗА ДОПОМОГОЮ ІОНІТІВ

Для роботи необхідно: колонки; Н-катіоніт; ОН-аніоніт; розчин оксалату амонію; розчин нітрату аргентуму; піпетка; штатив з пробірками; індикатор метилоранж.

Мета роботи – дослідити процес знесолення води за допомогою іонітів.

Для знесолення води потрібно взяти водопровідну воду. Далі за допомогою якісних реакцій слід підтвердити у досліджуваній воді присутність іонів хлору (за допомогою якісної реакції з розчином AgNO_3) та іонів кальцію (якісною реакцією з оксалатом амонію $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$).

Далі через колонку з Н-катіонітом повільно пропускають 25 мл водопровідної води. Потім промивають її 25 мл дистильованої води. З отриманого розчину відбирають піпеткою по декілька крапель у дві пробірки. В 1-й з них перевіряють наявність вмісту іонів Ca^{2+} (якісною реакцією з розчином оксалату амонію $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$), а в 2-й пробірці – наявність йонів H^+ (за допомогою індикатора метилоранжу).

Потім з одержаного попереднього розчину відбирають пробу об'ємом 25 мл і пропускають її через колонку з ОН-аніонітом. Далі промивають її 25 мл дистильованої води. Після цього відбирають у пробірку декілька крапель розчину і перевіряють на наявність в ньому іонів Cl^- . На основі одержаних даних роблять відповідний висновок.

Лабораторна робота **2.9. РОЗДІЛЕННЯ ІОНІВ Fe^{3+} , Cu^{2+} , Co^{2+} МЕТОДОМ** **ХРОМАТОГРАФІЇ НА ОКСИДІ АЛЮМІНІЮ**

Для роботи необхідно: Al_2O_3 ; металевий штатив; розчини солей CuSO_4 , FeCl_3 і CoCl_2 .

Мета роботи – дослідити процес розділення суміші іонів Fe^{3+} , Cu^{2+} , Co^{2+} з розчинів їх солей хроматографічним методом на оксиді алюмінію в якості сорбента.

Хід роботи

Колонку з адсорбентом (Al_2O_3) закріплюють у лапці штатива. Далі через колонку з адсорбентом пропускають 1 мл досліджуваної суміші, що складається з рівних об'ємів розчинів солей: CuSO_4 , FeCl_3 і CoCl_2 з масовою часткою 0,1%. Потім уважно спостерігають за зміною забарвлення розчину. Після цього у протоколі даної лабораторної роботи слід замалювати шари адсорбенту відповідними кольорами та зробити висновок.

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Дати характеристику поверхневого натягу як вільної поверхневої енергії на межі розділу двох фаз. Поясніть причини виникнення поверхневого натягу.
2. Запишіть розрахункові формули для поверхневого натягу. Які одиниці його вимірювання?
3. Опишіть фактори, що впливають на величину поверхневого натягу.
4. Що називається «поверхнево-активною речовиною»? Які особливості будови її молекул? Наведіть приклади та зобразіть відповідні ізотерми поверхневого натягу.
5. Сформулюйте правило Траубе – Дюкло. Наведіть приклади та зобразіть відповідні графічні залежності
6. Що називається «поверхнево-інактивною речовиною»? Які особливості будови її молекул? Наведіть приклади та зобразіть відповідні ізотерми поверхневого натягу.
7. Сформулюйте основні поняття сорбції, її якісні та кількісні характеристики.
8. Запишіть рівняння Гіббса, поясніть його та охарактеризуйте практичне застосування.
9. Поясніть, що таке «позитивна адсорбція»?
10. В чому суть «негативної адсорбції»?
11. Які методи визначення поверхневого натягу? Опишіть їх суть.
12. На яких законах ці методи ґрунтуються? Запишіть відповідні розрахункові формули для визначення поверхневого натягу.

ТЕМА 3. РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ

Теоретичні питання:

Загальне поняття розчину, його практичне значення в життєдіяльності організмів. Фактори, що впливають на розчинність твердих, рідких та газоподібних речовин. Закон Генрі-Дальтона. Рівняння Сеченова. Розчинність газів у крові. Кесонна хвороба. Концентрація розчину та способи її вираження. Приготування розчинів із заданим кількісним складом. Основи термодинаміки розчинів. Ідеальні та реальні розчини. Закони Рауля. Відхилення від законів Рауля в реальних розчинах. Ебуліоскопія. Кріоскопія. Осмос. Осмотичний тиск розчинів. Закон Вант-Гоффа. Онкотичний тиск. Біологічна роль осмосу. Тургор, плазмоліз. Ізотонічні, гіпертонічні та гіпотонічні розчини, їх практичне використання в медицині. Закони Коновалова. Азеотропні суміші. Фракційна перегонка, її застосування в хімічному та фармацевтичному виробництві. Взаємна розчинність рідин. Нижня і верхня критичні температури. Розподіл речовини між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста та його значення у явищі проникності біологічних мембран. Екстракція, її значення для медицини та фармації.

Лабораторна робота

3.1. ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ КРІОСКОПІЧНИМ МЕТОДОМ

Для роботи необхідно: кріоскоп (рис.1); пробірка для розчину з мішалкою; термометр Бекмана; стаканчик фарфоровий; лід; сіль; речовина і розчини для дослідження.

Мета роботи: Визначити молярну масу невідомої розчиненої речовини за допомогою кріоскопічного методу та розрахувати її відповідні фізико-хімічні параметри.

В даній роботі студент повинен виконати наступні завдання:

1. Визначити молярну масу невідомої розчиненої речовини.
2. Визначити молярну концентрацію розчину неелектроліту.
3. Визначити «видимий» ступінь дисоціації електроліту.

Виходячи з сучасної теорії розведених розчинів, встановлена залежність зниження температури замерзання ΔT розчинника від концентрації розчиненої в ньому речовини:

$$\Delta T = \frac{K_{кр} \cdot g}{g_o \cdot M},$$

де $K_{кр}$ – кріоскопічна стала; g – маса розчиненої речовини, кг; g_o – маса розчинника, кг; M – молярна маса розчиненої речовини. Це рівняння справедливе для розведених розчинів, які не дисоціюють на іони, а також неасоційованих.

Розв'язавши це рівняння відносно молярної маси M , експериментально визначаючи величини, що входять до нього, можна розрахувати молярну масу розчиненої речовини-неелектроліту:

$$M = \frac{K_{кр} \cdot g}{g_o \cdot \Delta T},$$

де g_o – маса розчинника, кг (її можна брати і в об'ємних одиницях, знаючи густину розчинника). Для води густина приблизно дорівнює 1.

Визначаючи експериментально зниження температури замерзання розчину неелектроліту, можна розрахувати його молярність, виходячи з того, що кріоскопічна стала $K_{кр}$ – молярне зниження температури замерзання розчинника, тобто таке зниження температури, яке спостерігається, коли в 1 кг розчинника розчинено 1 моль речовини.

Молярну концентрацію розчину неелектроліту визначають за формулою:

$$m = \frac{\Delta T}{K_{кр}}.$$

Значення кріоскопічної сталої залежить від властивостей розчинника і виражається рівнянням:

$$K_{кр} = \frac{R \cdot T_{зам}^2 \cdot M_o}{\lambda_{зам}} = \frac{R \cdot T_{зам}^2}{l_{зам}},$$

де R – універсальна газова стала; T – абсолютна температура замерзання чистого розчинника; M_o – молярна маса розчинника; $\lambda_{зам}$ – молярна теплота замерзання розчинника; $l_{зам}$ – питома теплота замерзання розчинника.

Температури замерзання деяких розчинників, а також кріоскопічні сталі приведені в табл. 2, що знаходиться в кінці опису.

У випадку електролітів число молекул і іонів у i разів більше числа початково взятих молекул:

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

де i – коефіцієнт Вант-Гоффа; α – ступінь дисоціації; n – число іонів, які утворюються з однієї молекули електроліту. Тому рівняння для зниження

температури замерзання розчину у випадку електролітів можна записати в такому вигляді:

$$\Delta T = \frac{K_{kp} \cdot g}{g_o \cdot M} \cdot i.$$

Для електролітів, молярна маса яких невідома, розв'язуючи це рівняння, одержимо:

$$M = \frac{K_{kp} \cdot g}{g_o \cdot \Delta T} \cdot i.$$

У випадку електролітів, при відомій молярній масі, можна розрахувати коефіцієнт Вант-Гоффа (тобто ізотонічний коефіцієнт):

$$i = \frac{g_o \cdot \Delta t \cdot M}{g \cdot K_{kp}}.$$

Знаючи величину i , далі розраховують «видимий» ступінь дисоціації електроліту:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}.$$

Хід роботи

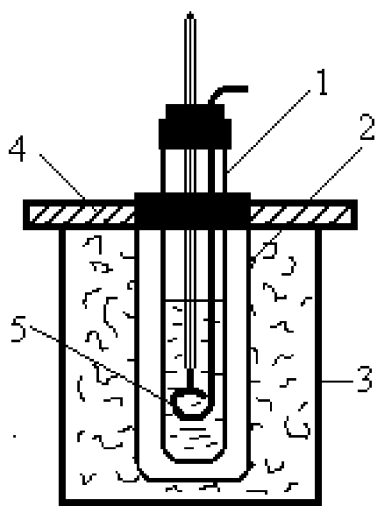


Рис. 1.

Прилад для кріоскопічних вимірювань, зображений на рис. 1. Він складається з таких частин: пробірки 1, яка закріплена на коркові в металевому посуді 2, що відіграє роль повітряної сорочки. Стакан 3, в який поміщають охолоджуючу суміш, та який закривається кришкою 4 з двома отворами, в один з яких вставляють корок для пробірки 1, а в другий – мішалку 5.

Перш ніж приступити до роботи, необхідно ознайомитися з термометром Бекмана (рис. 2).

Особливістю цього термометра є велика довжина шкали (приблизно 5 см на 1°C) і наявність у верхній частині термометра

запасного резервуара з ртуттю, який дає можливість змінювати кількість ртуті в робочій частині термометра. Велика довжина шкали дозволяє робити відліки з необхідною для вимірів точністю, а запасний резервуар дає можливість встановлювати термометр на різні температурні інтервали.

Шкала термометра розділена на 5°C , кожен градус ділиться на десяті частки, а кожна десята частка в свою чергу ділиться на соті частки; тисячні частки можуть бути приблизно розраховані за допомогою лупи.

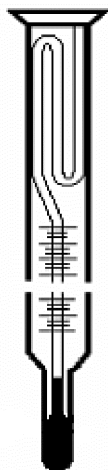


Рис.2.
Термометр
Бекмана

Термометр для кріоскопічних вимірів налагоджується так, щоб при температурі замерзання рівень ртуті знаходився між третім і п'ятим градусами. Перед налаштуванням термометра перевіряють його покази при умовах, необхідних для роботи. Якщо рівень ртуті в капілярі не буде встановлюватися між 3°C і 5°C , термометр необхідно налаштувати. Це слід зробити наступним чином: затискають рукою нижній резервуар ртуті, тобто нагрівають його і з'єднують зі стовпчиком ртуті у верхньому резервуарі. Якщо в нижньому резервуарі був надлишок ртуті, тобто ртуть піднімалась у попередньому досліді вище п'ятого градусу, то після з'єднання обох резервуарів необхідно частину ртуті перевести в верхній резервуар. Для цього термометр повертають верхнім резервуаром вниз. Якщо ртуть у попередньому досліді опускалась нижче нуля, тобто

в нижньому резервуарі ртуті недостатньо, то частину ртуті необхідно перелити з верхнього в нижній резервуар.

Для цього з'єднують верхній і нижній резервуар, далі нижній резервуар охолоджують в суміші льоду і води. Після того, як ртуть перейде в деякій кількості в потрібному напрямку, розривають стовпчик ртуті в капілярі. Нижній резервуар затискають у долоні і легким постукуванням однієї руки по другій (або рукою по столу) розривають стовпчик ртуті. У випадку, коли ртуть не зупиняється в потрібному інтервалі температур, налаштування повторюють.

Налаштований термометр залишають у стакані з льодом і приступають до наступної дії.

Розчинник наливають у пробірку в такій кількості, щоб після занурення в нього термометра Бекмана рівень рідини був на 2–3 см вищий верхньої частини нижнього резервуару, а нижня частина резервуару не повинна доходити до дна на 1–2 см. У більшості випадків заливають 25–40 мл розчинника.

Потім готують охолоджуючу суміш із води, льоду і солі з температурою на $3\text{--}4^{\circ}\text{C}$ нижче температури замерзання чистого розчинника. Заповнюють охолоджуючою сумішшю стакан 3, проводять наближене визначення t_o замерзання розчинника. Для цього пробірку з розчинником і вставленим в неї термометром поміщають безпосередньо в охолоджуючу суміш. Перемішуючи рідину, спостерігають за показами термометра Бекмана. Внаслідок переохолодження температура

опускається нижче температури замерзання рідини. В момент, коли розпочинається кристалізація рідини у тверду фазу, внаслідок виділення теплоти кристалізації, температура починає підвищуватися. По термометру визначають максимальну температуру, яка їй приймається за наближену температуру замерзання. Наближеною вона вважається тому, що дослід проводиться в умовах, які не виключають нерівномірностей охолодження.

Після наближеного визначення температури замерзання чистого розчинника пробірку виймають з охолоджуючої суміші і розплавляють утворені кристали, опускаючи пробірку у воду кімнатної температури. Потім ставлять пробірку у повітряну сорочку 2 приладу. Для прискорення процесу охолодження рідину в пробірці 1 перемішують мішалкою 5. Коли встановиться температура приблизно на $0,5^{\circ}\text{C}$ вище попередньо знайденої наближеної температури кристалізації, перемішування припиняють і переохолоджують рідину на $0,2\text{--}0,5^{\circ}\text{C}$ нижче наближеної температури. Перемішуючи переохолоджений розчинник, зумовлюють його кристалізацію. Процес кристалізації супроводжується виділенням прихованої теплоти плавлення, яка, в свою чергу, веде до збільшення температури. Максимальну температуру, яка спостерігалась при кристалізації, відмічають, користуючись лупою з точністю до $0,002^{\circ}\text{C}$ і записують як температуру замерзання розчинника.

Вимірювання температури замерзання для чистого розчинника повторюють декілька разів. Після кожного визначення пробірку 1 виймають з приладу, утворені кристали розплавляють, як було вказано вище.

Середнє арифметичне з окремих вимірів приймають за дійсне значення температури замерзання розчинника. Графічна похибка не повинна перевищувати $0,005^{\circ}\text{C}$.

Далі аналогічно визначають температури замерзання досліджуваних розчинів неелектролітів та електролітів. При цьому для визначення молярної маси досліджуваної речовини беруть наважку g ($0,2\text{--}0,3$ г) з точністю зважування до $0,0001$ г та розчиняють її в даному розчиннику.

Наближену температуру кристалізації визначають так, як і для розчинника. Визначення проводять 3 рази для кожного досліджуваного розчину. Середнє значення трьох вимірів беруть за дійсне.

Результати експерименту та одержаних розрахункових даних записують в наступній формі:

Об'єм розчинника $V =$

Маса розчинника $g_o =$

Маса розчиненої речовини $g =$

Електроліт для визначення «видимого» ступеня дисоціації –

Об'єм, взятий для дослідження молярної концентрації $V_k =$

Маса розчинника $g_o =$

Маса розчиненої речовини $g =$

Експериментальні дані та розраховані на їх основі записують в табл.1.

Таблиця 1

	Температура кристалізації, °C	Середня температура кристалізації, °C	Зниження температури кристалізації, °C	Результати
1.Чистий розчинник				
2.Розчин для визначення молярної маси				
3.Розчин для визначення молярної концентрації				
4.Розчин для визначення «видимого» ступеня дисоціації електроліту				

Таблиця 2

Розчинник	$T_{\text{зам}}, \text{K}$	Розрахована $K_{\text{кр}}$	Експериментально визначена $K_{\text{кр}}$
Вода	273,2	1,862	1,86
Нітробензол	278,8	6,83	6,90
Бензен	278,9	5,12	5,10
Фенол	313,2	7,80	7,80
Камфора	451,2	48,20	49,00

Лабораторна робота

3.2. ВИЗНАЧЕННЯ КРИТИЧНОЇ ТЕМПЕРАТУРИ ВЗАЄМНОГО РОЗЧИНЕННЯ РІДИН

Для роботи необхідно: прилад для визначення критичної температури; плитка електрична; технічні терези; піпетка, градуйована на 5–10 мл; штатив з пробірками; фенол; вода.

У випадку обмеження взаємної розчинності двох рідин у певній області концентрації завжди має місце рівновага між двома розчинами різного складу. Очевидно, при зміні температури ця рівновага буде змінюватися в ту чи іншу сторону. Всі ці співвідношення можуть бути зображені графічно на діаграмах «температура – склад».

Температура, вище або нижче якої рідини взаємно розчинні у всіх співвідношеннях, називається *критичною температурою взаємного розчинення рідин*. Розрізняють верхню і нижню критичні температури взаємного розчинення рідин.

Приклади діаграм «температура – склад» систем з верхньою і нижньою критичними температурами розчинення наведені на рис.1-3.

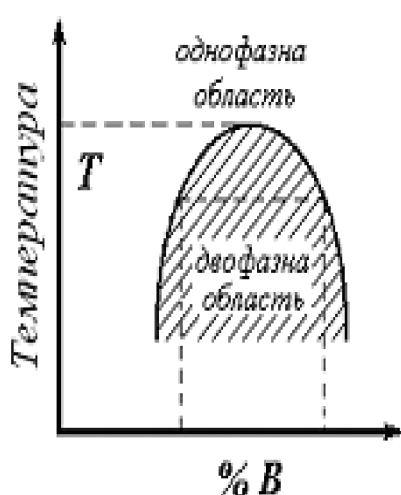


Рис.1. Система з верхньою критичною температурою розчинення (фенол – вода)

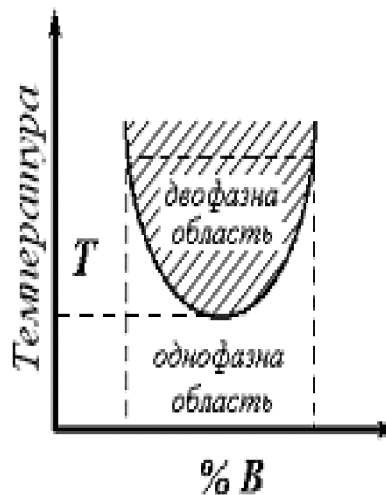


Рис.2. Система з нижньою критичною температурою розчинення(аліфамін-

Криву взаємної розчинності двох рідин найпростіше знайти, визначаючи температуру зникнення або утворення другої фази. Для визначення цієї температури зручно використовувати прилад, зображений на рис. 4.

Колба 1 служить водяною або масляною банею, в пробірку 2 поміщають досліджувану суміш, в неї на коркові поміщають термометр 3 і мішалку 4.

Виходячи з загальної наважки і процентного вмісту, розраховують вагові кількості для одержання досліджуваних сумішей.

Якщо другим компонентом буде рідина, то її можна брати в об'ємних одиницях. Для цього необхідно знати густину цієї рідини. Густина води при температурі досліді приймається рівною одиниці.

Хід роботи

Для дослідження беруть дві речовини, які погано розчиняються одна в одній, наприклад система фенол – вода.

Готують декілька сумішей з різним процентним складом, який вказується керівником занять. Загальна маса суміші не повинна перевищувати 5–6 г.

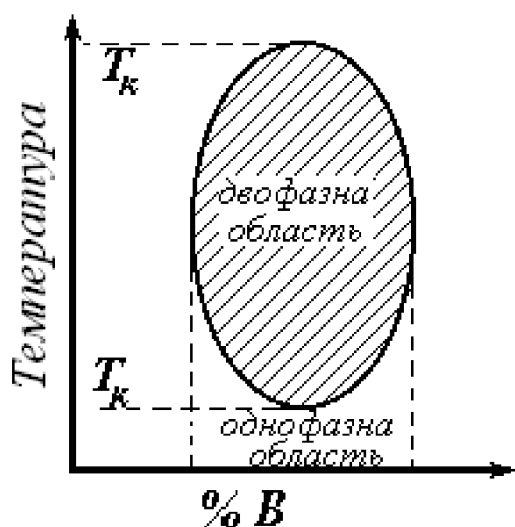


Рис. 3. Система з верхньою і нижньою критичними температурами розчинення (нікотин – вода).

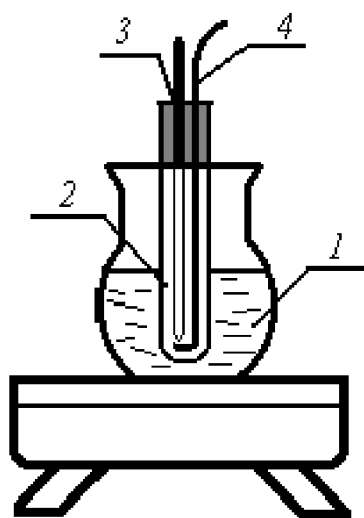


Рис. 4. Схема приладу для визначення критичної температури розчинення.

Спочатку зважують необхідну кількість фенолу, потім відмірюють необхідну кількість води для одержання суміші певного процентного складу.

Встановлюють пробірку в прилад для визначення критичної температури (рис.4) і відмічають дві температурні точки: температуру гомогенізації (перехід системи в одну фазу) і температуру гетерогенізації (розділення системи на дві фази).

Для одержання точних даних потрібно змінювати температуру повільно, при безперервному перемішуванні суміші в пробірці з метою уникнення перегріву або переохолодження.

При роботі з фенолом потрібно слідкувати за тим, щоб він не потрапив на шкіру, так як фенол викликає опіки.

Далі на основі одержаних даних будують діаграму «температура – склад», по якій визначають критичну температуру взаємного розчинення рідин та проводять контрольне визначення процентного складу по температурі взаємного розчинення. Результати дослідів записують у таблицю 1:

Таблиця 1

Номери пробірок	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Масова частка фенолу, %												
Наважка фенолу, г												
Наважка води, г												
Температура гомогенізації, °C												
Температура гетерогенізації, °C												
Середня температура, °C												

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Що називається «розчином»? Як називаються компоненти розчину, сформулюйте їх поняття?
2. Які види класифікації розчинів? Наведіть приклади.
3. Назвіть та поясніть вплив різних факторів на розчинність речовин.
4. Сформулюйте закон Генрі, запишіть його математичний вираз та зобразіть відповідну графічну залежність.
5. Що описує рівняння Сеченова? Запишіть його та поясніть відповідні величини.
6. Сформулюйте способи вираження концентрації розчину, зазначте відповідні розрахункові формули та одиниці вимірювання.
7. Сформулюйте I та II закони Рауля. Запишіть їх математичні вирази.
8. Охарактеризуйте відхилення від законів Рауля? Назвіть їх відповідні ознаки та зобразіть графічні залежності.
9. Сформулюйте I та II закони Коновалова. Запишіть їх математичні вирази та зобразіть відповідні графічні залежності.
10. Поясніть суть теорії розділення сумішей шляхом перегонки.
11. Що називається «азеотропними сумішами»? Наведіть приклади.
12. Охарактеризуйте види взаємної розчинності рідин, та їх приклади.
13. Зазначте відповідні графічні залежності обмеженої розчинності рідин та наведіть приклади.
14. Сформулюйте поняття «нижньої» і «верхньої критичних температур взаємного розчинення рідин.
15. Що називається «ебуліоскопією»? Поясніть її суть, зобразіть графічну залежність та запишіть відповідні розрахункові формули.
16. Які властивості називаються колігативними? Навести приклади.
17. Сформулюйте поняття «ізотонічного коефіцієнта», що він виражає та для яких речовин вводиться? Запишіть формулу для теоретичного розрахунку його величини.
18. Що таке «ебуліоскопічна стала», який її фізичний зміст?
19. Що називається «кріоскопією»? Поясніть її суть, зобразіть графічну залежність та запишіть відповідні розрахункові формули.
20. Що таке «кріоскопічна стала», який її фізичний зміст?
21. Виведіть формули для обчислення молярної маси речовини методом ебуліоскопії та кріоскопії.
22. Сформулюйте поняття «осмосу». Що називається «осмотичним тиском» розчинів та які методи його визначення?
23. Сформулюйте закон Вант-Гоффа для осмотичного тиску розчинів. Запишіть відповідні математичні рівняння для розчинів неелектролітів та електролітів.
24. Яка біологічна роль осмосу та його практичне застосування?
25. Які розчини називаються ізотонічними, гіпер- та гіпотонічними?
26. Що таке «тургор» та «плазмоліз»?

27. Сформулюйте закон розподілу Нернста та яке його значення у явищі проникності біологічних мембран.
28. Охарактеризуйте екстракцію та її практичне значення для медицини та фармації.
29. Які особливості правильного практичного застосування ізотонічних, гіпер- та гіпотонічних розчинів в медицині?
30. Що таке «онкотичний тиск», яка його роль в життєдіяльності живих організмів?

ТЕМА 4. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Теоретичні питання:

Природа електропровідності в провідниках I та II роду. Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса. Ступінь дисоціації. Електроліти в організмі людини. Водно-електролітний баланс - необхідна умова гомеостазу. Теорії кислот та основ. Типи протолітичних реакцій: реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури. Константа гідролізу. Роль гідролізу в біохімічних процесах. Загальна, питома та еквівалентна електропровідність, їх визначення, одиниці вимірювання. Фактори, що впливають на електропровідність сильних та слабких електролітів. Закон розведення Оствальда. Закон Кольрауша. Теорія сильних електролітів Дебая-Гюккеля. Іонна атмосфера. Іонна сила розчину. Активність, коефіцієнт активності. Суть кондуктометричного титрування. Закономірності титрування сильної, слабкої та суміші кислот сильною основою. Практичне застосування електропровідності та кондуктометрії в медицині й фармакології.

Лабораторна робота

4.1. ВИЗНАЧЕННЯ ЕЛЕКТРОПРОВІДНОСТІ ЕЛЕКТРОЛІТІВ ОБЧИСЛЕННЯ СТУПЕНЯ ДИСОЦІАЦІЇ

Для роботи необхідно: реохорд ABC ; звуковий генератор $3Г$; навушники T або осцилограф; посуд для визначення електропровідності і платинові електроди B ; мірна колба на 50–100 мл; піпетки мірні; колбочки мірні; розчини електролітів; магазин опору.

Мета роботи – визначити величини загальної, питомої, еквівалентної електропровідностей розчинів досліджуваних електролітів та обчислити їх ступінь дисоціації.

Так як електропровідність є величиною обернено пропорційною опоріві, то визначення її зводиться до вимірювання загального опору. Електрична схема, за якою проводиться вимірювання, подана на рис. 1.

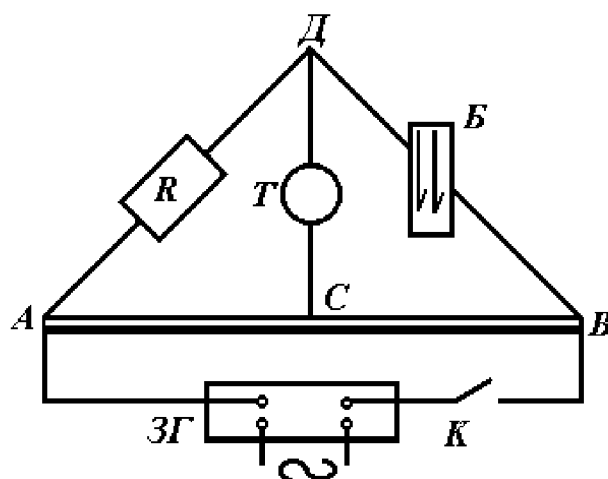


Рис. 1. Електрична схема для визначення електропровідності (місток Кольрауша).

Від джерела струм поступає в точку *A*, розгалужується, далі рухається по *ACB* і *ADC*. Переміщуючи контакт *C* по дротині *AB*, можна знайти таке положення, при якому на відрізку *DC* струму не буде. Це має місце, коли

$$\frac{R_{AC}}{R_{CB}} = \frac{R_{\text{маг.}}}{R_{\text{п-ну}}}, \quad (1)$$

звідси

$$R_{\text{п-ну}} = R_{\text{маг.}} \frac{R_{CB}}{R_{AC}}, \quad (2)$$

При визначенні електропровідності користуються слабкими струмами високої частоти. Джерелом струму слугує звуковий генератор; як нуль-інструмент використовують навушники або осцилограф. Точка рівноваги визначається таким положенням контакту *C*, при якому в навушниках зовсім не

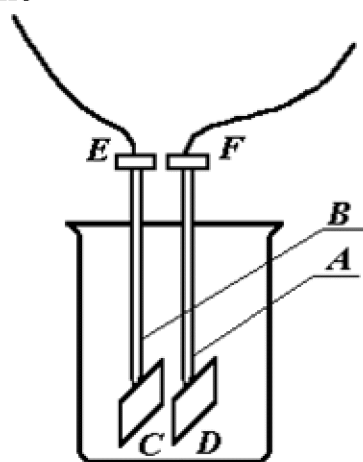


Рис. 1. Пристрій для визначення електропровідності розчинів (посудина Арреніуса).

чути звуку, або він є мінімальним. При цьому на екрані осцилографу спостерігається чітка яскрава крапка.

Пристрій для визначення електропровідності зображений на рис.1.2. Це скляна посудина із опущеними в неї двома трубками *A* і *B*. До нижніх кінців трубок припаяні платинові електроди *C* і *D*. Щоб запобігти поляризації, поряд із застосуванням слабких змінних струмів високої частоти збільшують поверхню електродів. З цією метою

електроди платинуються.

Хід роботи

Роботу розпочинають з приготування розчинів із відомою питомою електропровідністю і тих, питому електропровідність яких потрібно визначити. Концентрація задається викладачем.

З 1 н. розчину KCl або $NaCl$ шляхом розведення готують розчини, вказані керівником занять. Не слід готувати всі розчини безпосередньо з 1 н., оскільки помилки при вимірюванні його об'єму ведуть до великої похибки в концентрації приготовленого розчину. Тому для розведення слід брати розчин попередньої концентрації.

Після того, як всі розчини приготовлені, складають електричну схему. Джерело струму не вмикають, поки схему не перевірить керівник занять або інженер (чи лаборант). Якщо схема працює, приступають до вимірювань величини опору. Вимірювання опору розпочинають від дистильованої води, далі до найбільш розведених розчинів, переходячи поступово до концентрованих. Порядок вимірювань наступний. Посудину для визначення електропровідності та електроди старанно промивають дистильованою водою. Після цього заливають у посудину 20–25 мл дистильованої води (оскільки вимірювання розпочинають з води).

Одягнувши навушники, або по розгортці екрану осцилографа контакт ставлять приблизно посередині лінійки (0,25–0,30 м). Увімкнувши струм, на магазині опору підбирають такий опір, при якому в навушниках звук буде мінімальним (або крапка на екрані осцилографа). Рекомендується при підбиранні опору користуватися одним каскадом. При цьому слід пам'ятати, що чим більш розведений розчин, тим менша його загальна електропровідність, тобто більший опір. Отже, щоб компенсація була на середині лінійки, очевидно, на магазині необхідно брати більші опори. Із збільшенням концентрації опір, який підбирається на магазині, знижується. Досягнувши мінімуму звуку в навушниках, точнішу компенсацію здійснюють за допомогою пересувного контакту на реохорді.

Не виливаючи розчину, міняють опір магазину на 10 % у більшу і меншу сторону та визначають положення контакту для цих випадків. Тобто для кожного розчину проводять три вимірювання опору для знаходження середнього. Якщо при будь-якому положенні контакту не спостерігається мінімального звуку, або крапки на екрані осцилографу, то необхідно перевірити правильність з'єднань у загальній схемі та в кожній гілці окремо.

Користуючись результатами досліду, можна розрахувати опір і електропровідність розчинів, ємність опору посудини, питому й еквівалентну електропровідності, ступінь дисоціації, константу дисоціації.

Далі здійснюють розрахунки всіх відповідних величин, які вказані в завданні.

Питома електропровідність водних розчинів KCl та $NaCl$ при 298 К наведена в таблиці 1.

Таблиця 1

Концентрація розчину, моль-екв/м ³	χ , м · Ом ⁻¹	
	KCl	NaCl
0,500	0,000594000	0,000468100
0,200	0,000248400	0,000203400
0,100	0,000128800	0,000106700
0,500	0,000066680	0,000055530
0,020	0,000027670	0,000023150
0,010	0,000014130	0,000011850
0,005	0,000007177	0,000006032
0,002	0,000002526	0,000002112
0,001	0,000001496	0,000001237

Опір розчинів або води розраховують, користуючись виразом (2). Із середніх значень опорів розраховують їх середні електропровідності:

$$W_{p-ny} = \frac{1}{R_{p-ny}}. \quad (3)$$

Користуються залежністю питомої електропровідності від загальної:

$$\chi = KW, \quad (4)$$

де χ – питома електропровідність, яку можна розрахувати з відомої величини коефіцієнта пропорційності K .

Цей параметр є константою та називається ємністю опору посудини, в якій проводять вимірювання. Його величина залежить від площі електродів, відстані між ними, форми посудини та інших факторів:

$$K = S/l, \quad (5)$$

де S – площа електроду,
 l – відстань між ними.

Константу K розраховують, користуючись рівнянням (6), враховуючи при цьому поправку на електропровідність розчину, приготовленого на дистильованій воді. Електропровідність води розраховують за формулою (2). Якщо W_{H_2O} – величина дуже мала порівняно з W_{p-ny} , то при розрахунках величини K нею нехтують.

Тоді

$$K = \frac{\chi_{p-ny}}{W_{p-ny}}. \quad (6)$$

Щоб скористатися формулою (6), необхідно знати значення питомої електропровідності χ . Для цього загальну електропровідність визначають з досліду, а питому беруть із табличних даних.

Для визначення ємності опору посудини K використовують три розчини KCl або $NaCl$. Концентрації їх вказує керівник занять. Питому електропровідність для цих розчинів беруть із таблиці 1.

Знаючи константу посудини, можна розрахувати питому електропровідність будь-якого розчину. Його загальну електропровідність визначають у цій посудині:

$$\chi_{p-ny} = KW_{p-ny}. \quad (7)$$

Якщо питому електропровідність визначено, тоді розраховують еквівалентну λ_{p-ny} , користуючись рівнянням їх взаємозв'язку:

$$\lambda_{p-ny} = \frac{\chi_{p-ny} \cdot 1000}{C}. \quad (8)$$

де C – концентрація розчину, виражена в моль-екв/л.

Аналогічно визначають еквівалентну електропровідність при розведенні λ_{∞} . За безмежне розведення беруть концентрацію 0,0001 н.

Знаючи λ_{∞} і λ при даному розведенні, розраховують ступінь дисоціації:

$$\alpha = \frac{\lambda}{\lambda_{\infty}}. \quad (9)$$

Користуючись законом розведення Оствальда, можна розрахувати константу дисоціації слабкого електроліту:

$$K_{\text{дис.}} = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}. \quad (10)$$

Величина α незначна для слабких кислот та основ у не дуже розведених розчинах. Нею в знаменнику (10) можна знехтувати, приймаючи $(1 - \alpha)$ за 1. Тоді одержуємо:

$$K_{\text{дис.}} = \alpha^2 c. \quad (11)$$

або

$$\alpha = \sqrt{(K_{\text{дис.}}/c)}. \quad (12)$$

Це рівняння дає змогу розрахувати ступінь електролітичної дисоціації слабкого електроліту в розчині певної концентрації при відомій константі $K_{\text{дис.}}$. Вищевказані закономірності використовують для слабких електролітів. Однак при малих концентраціях їх можна застосовувати теж і для сильних електролітів.

Визначення електропровідності за допомогою містка Р 38.

Передня панель містка має вигляд, приведений на рис.3.

Робота при змінному струмі потребує виконання наступних пунктів.

- 1) Підвести до гнізд приладу напругу 220 В з частотою 50 Гц і перемикач “Живлення” розмістити в положення “~”.
- 2) Перемикач важеля порівняння встановити в положення “Установка нуля” і встановити перемикач “Гальв.” у положення “Точно” обертанням коректору на гальванометрі, попередньо встановивши стрілку в нульове положення.
- 3) Встановити перемикач “Гальв.” у положення “Грубо” та зрівноважити місток обертанням ручок важеля порівняння й реохорду. Потім перевести перемикач “Гальв.” у положення “Точно” й обертанням ручки реохорду дорівноважити місток.

Вимірювання електролітів на підвищеній частоті до 500 Гц проводиться аналогічно, як і на частоті 50 Гц.

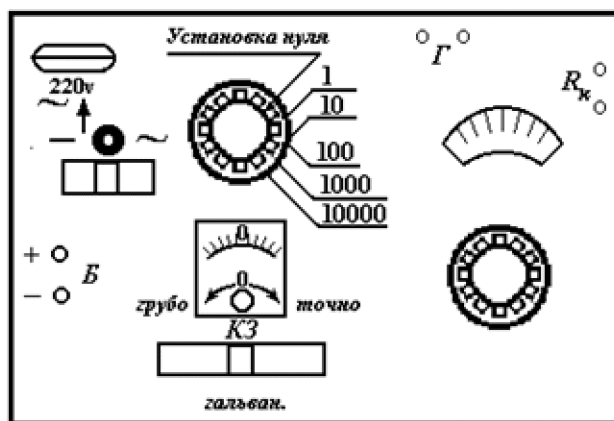


Рис. 1.3. Загальний вигляд містка Р 38.

Робота при постійному струмі потребує виконання дещо інших пунктів.

- 1) Підвести до клем “Б” напругу постійного струму
1,2–1,5 при $R_{\text{сер}}=1-1000 \text{ Ом}$
2,4–3,0 при $R_{\text{сер}}=10000 \text{ Ом}$
Перемикач “Живлення” встановити в положення “-”.
- 2) Встановити коректором стрілку гальванометра в нульове положення при відсутності подачі струму на місток. Вимірювання проводити як і на змінному струмі. Величина опору, що вимірюється, визначається за формулою:

$$R_x = mR_{\text{сер}}, \quad (13)$$

де m – розрахунок за шкалою реохорда,

$R_{\text{сер}}$ – опір плеча порівняння.

Для ”заспокоєння” гальванометра служить положення перемикача ”Гальв.” – ”КЗ”.

Після закінчення досліду перемикач ”Живлення” потрібно перевести в нейтральне положення, а перемикач ”Гальв.” – у положення ”КЗ”.

Результати досліду та розрахунків записують у таблицю 2.

Далі на основі одержаних даних будують графічні залежності $\chi = \varphi(C)$; $\lambda = f(C)$.

Таблиця 2

C , кмоль· екв/м ³	$R_{\text{маг.}}$, Ом	АС	СВ	R р-ну, Ом	Сер. R р-ну, Ом	Сер. W р-ну, Ом ⁻¹	K посуд., м	$\lambda_{\text{м}}^{-1}$, Ом ⁻¹ ·м	λ , $\frac{\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}}{\text{кг} \cdot \text{екв}}$	α	$K_{\text{дис}}$
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12

Лабораторна робота

4.2. ВИЗНАЧЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ КИСЛОТИ МЕТОДОМ КОНДУКТОМЕТРИЧНОГО ТИТРУВАННЯ

Для роботи необхідно: 1н.; 0,1н. розчини NaOH; контрольний розчин кислоти; піпетка на 20–25 мл; мікропіпетка; провідники електричні – 5 шт.

Мета роботи – на основі вимірювання електропровідності розчину досліджуваної кислоти за допомогою методу кондуктометричного титрування визначити її концентрацію розчину.

В об'ємному аналізі для визначення кінця титрування застосовують кольорові індикатори. Ці індикатори можуть бути використані в тих випадках, коли необхідно титрувати забарвлені або мутні розчини, так як на фоні цих розчинів зміну кольору індикатора визначити неможливо.

У таких випадках особливо часто при нейтралізації слабких кислот і лугів “індикатором” служить електропровідність розчинів.

Вимірювання електропровідності розчинів знайшло широке практичне застосування. Одним з них являється кондуктометричне титрування. Суть методу полягає в тому, що в процесі титрування одні йони в розчині замінюються іншими, рухливість яких інша, а відповідно змінюється і електропровідність розчину.

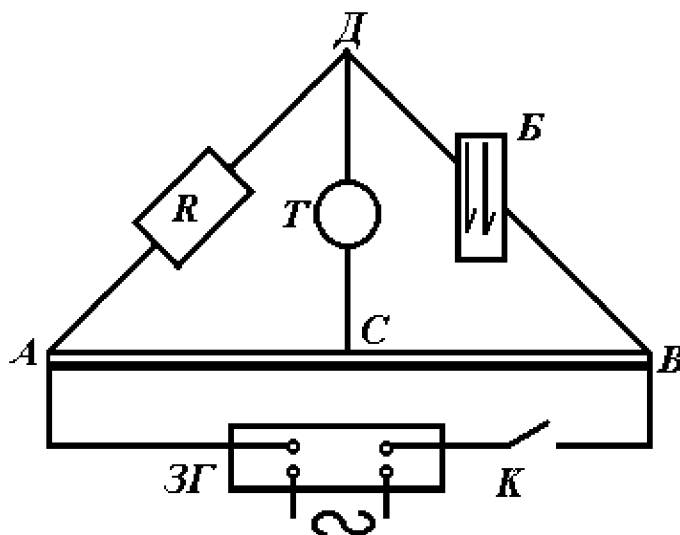


Рис. 1. Електрична схема для кондуктометричного титрування.

Визначаючи електропровідність розчину, можна розрахувати його концентрацію.

Оскільки електропровідність є величина обернена опоріві, то для її визначення достатньо знайти опір розчину струмові, який проходить через

нього. Опір визначається компенсаційним методом із застосуванням мостика Кольрауша, схема якого подана на рис.1, де ABC – реохорд; R – магазин опорів; T – навушники або осцилограф; B – посуд з розчином електроліту, електропровідність якого необхідно визначити; $ЗГ$ – звуковий генератор; K – ключ.

При замиканні кола ключем струм від джерела струму розгалужується, утворюючи 4 гілки опору: R_{AC} , R_{CB} , $R_{p-ну}$, R_{mag} .

У навушниках чується звук, а на екрані осцилографа спостерігається лінія. При переміщенні контакту по реохорду в одному і другому напрямках звук то посилюється, то послаблюється, лінія на екрані змінюється за величиною.

У момент, коли $\frac{R_{AC}}{R_{CB}} = \frac{R_{mag}}{R_{p-ну}}$, струм у мостіку CD відсутній, що виявляється повним зникненням звуку в навушниках, на екрані осцилографа буде точка.

Виходячи з поданого вище рівняння, можна визначити опір розчину

$$R_{p-ну} = R_{mag} \cdot \frac{R_{CB}}{R_{AC}}.$$

Знаючи опір розчину, розраховують електропровідність по формулі

$$W_{p-ну} = \frac{1}{R_{p-ну}}.$$

При визначенні електропровідності користуються слабкими струмами високої частоти: з цією метою використовується звуковий генератор.

Посуд, в який заливається розчин (електропровідність якого треба визначити), являє собою склянку з платиновими електродами (рис. 2). Для уникнення поляризації поряд з використанням струмів високої частоти збільшують поверхню електродів. З цією метою електроди платинуються.

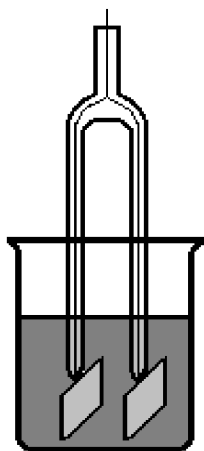


Рис. 2.

У склянку заливають 20–25 мл контрольного розчину кислоти і опускають електроди в кислоту. Поставивши рухомий контакт на поділках 0,25–0,3 м на реохорді, включають струм, користуючись ключем K . У такому положенні підбирають за допомогою магазину опору такий опір, при якому струм через навушники не проходить, тобто звук у навушниках відсутній або стає мінімальним, або на екрані осцилографа світиться точка.

Залишаючи опір магазину постійним при всіх наступних вимірюваннях, мікропіпеткою приливають порціями розчин $NaOH$. (Кількість розчину і концентрація розчину $NaOH$ вказується керівником занять).

Розчин у стаканчику помішують і рухомим контак-

том знову знаходять мінімум звуку.

Мінімум звуку або точка на екрані з додаванням кожної порції лугу зміщується вліво до тих пір, поки кислота не буде повністю відтитрована. Після точки нейтралізації електропровідність розчину зростає, і тому рухомий контакт необхідно зміщувати вправо по лінійці.

Дослід вважається закінченим, коли одержано 5–6 вимірювань після точки нейтралізації.

Результати вимірювань записують у вигляді наступної таблиці:

Кіль- кість к-ти, мл	Конц. <i>NaOH</i> , моль·екв/л	Кіль- кість <i>NaOH</i> , мл	Опір маг., Ом	Покази на лінійці, м		Опір розчину, Ом	Електро- провід. розчину, Ом ⁻¹
				АС	СВ		

По даним таблиці будують графік залежності електропровідності розчину від кількості лугу, яка пішла на титрування кислоти. По графіку знаходять кількість розчину *NaOH*, необхідну для нейтралізації взятої кількості кислоти і за формулою $N_1V_1 = N_2V_2$ знаходять концентрацію контрольного розчину кислоти $N_1 = \frac{N_2V_2}{V_1}$,

де N_1 – невідома концентрація досліджуваної кислоти;

V_1 – об’єм кислоти, взятий для титрування;

N_2 – концентрація розчину лугу;

V_2 – об’єм лугу, необхідний для відтитрування кислоти.

Лабораторна робота

4.3. ВИЗНАЧЕННЯ РОЗЧИННОСТІ МАЛОРОЗЧИННИХ СПОЛУК

Для роботи необхідно: хлорид срібла, реохорд *ABC*; звуковий генератор *ЗГ*; навушники *Т* або осцилограф; посуд для визначення електропровідності; платинові електроди *В*; мірна колба на 50–100 мл; мірні піпетки; мірні колби; магазин опорів.

Мета роботи – визначити величину розчинності малорозчинних сполук на основі електропровідності їх водних розчинів.

Хід роботи

Для виконання цієї роботи зручно використовувати хлорид срібла. З цієї метою невелику кількість (2-5 г) добре розтертої солі переносять у колбу і декантацією промивають дистильованою водою. Після промивання знову заливають дистильовану воду обережно (без струшування) до прозорості розчину і вимірюють опір досліджуваного розчину.

Оскільки сіль AgCl дуже погано розчинна, тому ступінь її іонізації у водному розчині наближається до одиниці, тобто молярна електропровідність насиченого розчину цієї солі практично не відрізняється від граничної електропровідності:

$$\lambda_c = \lambda_{\max}, \quad (1)$$

$$\lambda_c = \frac{\chi}{1000 \cdot C} = \frac{\chi}{1000 \cdot S}, \quad (2)$$

де S – розчинність хлориду срібла.

$$S = \frac{\chi}{1000 \cdot \lambda_{\max}}, \quad (3)$$

Експериментально встановлено, що питома електропровідність насиченого розчину хлориду срібла дорівнює $3,40 \cdot 10^{-4} \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$. Оскільки вода сама є слабким електролітом, тому слід враховувати її власний внесок у електропровідність розчину (χ води становить $1,60 \cdot 10^{-4} \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$).

Таким чином,

$$\chi_{\text{AgCl}} = 3,40 \cdot 10^{-4} - 1,60 \cdot 10^{-4} = 1,80 \cdot 10^{-4} (\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}).$$

Користуючись нижче наведеною таблицею, величина граничної молярної електропровідності хлориду срібла буде рівною:

$$\lambda_{\max}^{\text{AgCl}} = \lambda^{\text{Ag}^+} + \lambda^{\text{Cl}^-} = 61,9 \cdot 10^{-4} + 76,35 \cdot 10^{-4} = 138,25 \cdot 10^{-4} (\text{Ом}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{м}^2),$$

тоді розчинність хлориду срібла

$$S = \frac{1,80 \cdot 10^{-4}}{1000 \cdot 138,25 \cdot 10^{-4}} = 1,30 \cdot 10^{-5} (\text{моль} / \text{л})$$

Таблиця 1

**Електролітична рухливість іонів у водних розчинах електролітів
при 298 К (λ^i , Ом⁻¹·моль⁻¹·м²)**

Катіони	$\lambda^+ \cdot 10^4$	Аніони	$\lambda^- \cdot 10^4$
H ₃ O ⁺	349,81	ОН ⁻	198,30
Li ⁺	38,68	F ⁻	55,40
Na ⁺	50,10	Cl ⁻	76,35
K ⁺	73,50	Br ⁻	78,14
Ag ⁺	61,90	I ⁻	76,88
NH ₄ ⁺	73,50	NO ₃ ²⁻	71,46
Mg ²⁺	53,05	HCO ₃ ⁻	44,50
Ca ²⁺	59,50	CH ₃ COO ⁻	40,90
Ba ²⁺	63,63	SO ₄ ²⁻	80,02
Cu ²⁺	56,60	HCOO ⁻	54,60
Zn ²⁺	52,80	C ₆ H ₅ COO ⁻	32,30
Al ²⁺	63,00	C ₂ H ₄ ²⁻	74,10

Оскільки хлорид срібла – бінарний електроліт, тому $[Ag^+] = [Cl^-]$.
Знаючи концентрацію іонів, можна визначити добуток розчинності солі:

$$DP = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = 1,30 \cdot 10^{-5} \cdot 1,30 \cdot 10^{-5} = 1,69 \cdot 10^{-10} (\text{моль} / \text{л}).$$

Аналогічно визначається розчинність та добуток розчинності для інших важкорозчинних сполук.

Результати дослідів і розрахунків записують в табл. 2.

Таблиця 2

Концен- трація розчину	Опір розчин у, Ом	Середній опір, Ом	Середня електропр овідність р-ну, Ом ⁻¹	Ємність опору посуди ни	χ_2 Ом ⁻¹ ·м ⁻¹	λ , Ом ⁻¹ ·моль ⁻¹ ·м ²	ДР

Лабораторна робота

4.4. ВИЗНАЧЕННЯ ЙОННОГО ДОБУТКУ ВОДИ

Для роботи необхідно: реохорд ABC ; звуковий генератор $ЗГ$; навушники T або осцилограф; посуд для визначення електропровідності і платинові електроди B ; мірна колба на 50–100 мл; піпетки мірні; магазин опору.

Мета роботи – визначити іонний добуток води на основі її електропровідності.

Для виконання цієї роботи використовується рівняння:

$$S = \frac{\chi}{1000 \cdot \lambda_{\max}}, \quad (1)$$

Наприклад, при 291 К питома електропровідність чистої води дорівнює $4,41 \cdot 10^{-6} \text{ см} \cdot \text{м}^{-1}$. За даними таблиці 2.1, наведеної в попередній роботі, знаходимо

$$\lambda_{\max}^{H_2O} = 315 \cdot 10^{-4} + 171 \cdot 10^{-4} = 486 \cdot 10^{-4} (\text{Ом}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{м}^2).$$

Одержавши концентрацію іонів H^+ та OH^-

$$S = \frac{4,41 \cdot 10^{-6}}{1000 \cdot 486 \cdot 10^{-4}} = 9,07 \cdot 10^{-8},$$

визначаємо іонний добуток води при 291 К:

$$H_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 9,07 \cdot 10^{-8} \cdot 9,07 \cdot 10^{-8} = 0,823 \cdot 10^{-14}.$$

Аналогічно визначають величину іонного добутку води при інших температурах.

Одержані результати експерименту та розрахунків записують у таблицю 1.

Таблиця 1

Концентрація	Опір розчину, Ом	Середній опір, Ом	Середня електропровідність р-ну, Ом ⁻¹	Ємність опору посудини	χ , Ом ⁻¹ · м ⁻¹	λ , Ом ⁻¹ · моль ⁻¹ · м ²	K _w

Лабораторна робота
4.5. ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ
ЛІКАРСЬКОЇ РЕЧОВИНИ В РОЗЧИНІ

Для роботи необхідно: міст змінного струму; термостат ($298 \pm 0,1\text{K}$); кондуктометрична комірка з платиновими електродами (константа комірки відома); 4–5 мірних колб на 100 мл; 4–5 стаканів тієї ж місткості; розчини сильних електролітів, які застосовують у фармації: соляна кислота, бензоат натрію, саліцилат натрію, гідрокарбонат натрію; сульфат магнію або хлорид кальцію, дистильована вода; аналітичні терези; розчин кислоти HCl концентрацією $2 \cdot 10^{-2}$ моль/л; 4–5 конічних колб з пробками; об'єкти дослідження: амідопірин, стрептоцид або бензоат натрію у вигляді чистих фармакопейних препаратів і таблеток.

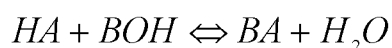
Мета роботи – визначити вміст лікарської речовини у розчині на основі величини питомої електропровідності.

В даній роботі студент повинен виконати наступні завдання:

1. виміряти опір системи розчину реагенту;
2. внести точну наважку досліджуваної речовини;
3. виміряти опір розчину;
4. розрахувати питому електричну провідність та її зміну;
5. одержати калібрований графік або його рівняння;
6. визначити склад речовини у вихідній таблетці.

Пряме кондуктометричне визначення вмісту лікарської речовини в слабких електролітах практично неможливе. Абсолютні величини χ слабких електролітів малі, залежність $\chi = f(c)$ має нелінійний характер. Додавання досліджуваної речовини у розчин реагенту, що з ним взаємодіє, викликає зміну питомої електричної провідності розчину, яка при визначених умовах пропорційна концентрації цієї речовини. Такий метод називають *прямою кондуктометриєю з хімічним впливом на систему*.

Наведемо приклад прямого кондуктометричного аналізу слабких основ. В якості реагенту застосовують розчин слабкої кислоти HA відомої концентрації c_p ; його питома електрична провідність $10^{-3} \chi_{\text{нач.}} = c_p \lambda_{\text{HA}}$. Після додавання слабкої основи BOH з концентрацією c_o при умові $c_o < c_p$ проходить нейтралізація згідно реакції



В одержаному розчині знаходиться утворена сіль BA в концентрації c_o і надлишок реагенту HA в концентрації $c_p - c_o$. На основі адитивності знаходимо питому електричну провідність одержаного розчину (χ):

$$\chi = \chi_{BA} + \chi_{\text{надл.}HA} \quad (1)$$

$$\chi \cdot 10^{-3} = c_o \lambda_{BA} + (c_p - c_o) \lambda_{YHA} \quad (2)$$

По рівнянню реакції замість сильної кислоти НА утворюється еквівалентна маса солі ВА, тому концентрація розчину не міняється, різниця йонних еквівалентних електричних провідностей $(\lambda_{H^+} - \lambda_{B-})$ є величина постійна, а зміна питомої електричної провідності розчину прямо пропорційна концентрації досліджуваної слабкої основи рівняння (2).

На практиці в розчин реагенту вносять певні маси досліджуваної речовини, кожний раз визначаючи $\Delta\chi$. Будують лінійний графік $m = f(\Delta\chi)$, де m – маса речовини, або одержують рівняння

$$m = a\Delta\chi - b. \quad (3)$$

Коефіцієнти a і b знаходять методом найменших квадратів.

Пряма кондуктометрія з хімічним впливом на систему враховує швидкість прямого кондуктометричного методу з можливостями кондуктометричного титрування. У цьому методі можуть використовуватись не тільки реакції нейтралізації, але й осадження, витіснення із солей, комплексоутворення. Домішки стороннього електроліту (до 3–4%) у меншій мірі заважають проведенню аналізу, чим у класичному варіанті прямої кондуктометрії.

Для успішного проведення аналізу взаємодія повинна йти швидко і до кінця, продукти реакції і реагент повинні мати максимально різні еквівалентні електричні провідності. Відношення концентрацій речовини, що визначають, і реагенту повинно бути в межах 0,5–0,95, так як зростає похибка аналізу із-за зменшення $\Delta\chi$.

Хід роботи

В 4–5 конічних колб вносять точні маси чистого препарату, додають із бюретки по 50 мл НСІ визначеної концентрації. Маси розраховують так, щоб відношення концентрації речовини, що визначають, і реагенту знаходилося в межах 0,5–0,95. Розчини перемішують і вимірюють опір чистого реагенту НСІ і всіх розчинів при $T=298$ К. Таблетку невідомого складу зважують, потім подрібнюють до порошку і вносять в чистий розчин реагенту (50 мл), повністю розчиняють (дозволяється каламутність нерозчинних домішок). Іноді потрібен підігрів розчину на водяній бані. Вимірюють опір одержаного розчину.

Обробка результатів експерименту

Для кожного розчину розраховують за рівнянням опір $R = \rho \frac{l}{S}$ і зміну питомої електричної провідності $\Delta\chi$ по рівнянню (1), будують залеж-

ність $m = f(\Delta\chi)$ і методом найменших квадратів розраховують коефіцієнти a і b рівняння (3). Розраховують χ і $\Delta\chi$ у досліді з таблеткою і за каліброваним графіком або рівнянням (3) знаходять масу речовини в таблетці, що аналізується. Оцінюють похибку аналізу, підставивши у рівняння (3) величини $\Delta\chi$ і зрівнявши взяті наважки з розрахованими по рівнянню.

Результати дослідів і розрахунки записують у вигляді табл.1.

Таблиця 1

№п/п	Маса наважки m , кг	Опір R , Ом	Питома електрична провідність χ , $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$	Зміна питомої електричної провідності, $\Delta\chi$, $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Яка природа електропровідності в провідниках I та II роду?
2. В чому суть теорії електролітичної дисоціації Арреніуса?
3. Що таке «ступінь дисоціації» електроліту?
4. Яка роль електролітів в організмі людини?
5. Охарактеризуйте гідроліз солей.
6. Яка роль гідролізу в біохімічних процесах?
7. Сформулюйте поняття: «загальної», «питомої» та «еквівалентної» електропровідностей, їх визначення, одиниці вимірювання.
8. Які фактори впливають на електропровідність сильних та слабких електролітів? Поясніть суть та механізм дії.
9. Сформулюйте закон розведення Оствальда та запишіть його.
10. Сформулюйте закон Кольрауша та запишіть його.
11. Поясніть суть теорії сильних електролітів Дебая-Гюккеля.
12. Що таке «іонна атмосфера» та «іонна сила розчину»?
13. Що таке «активність та коефіцієнт активності розчину»?
14. В чому суть кондуктометричного титрування?
15. Опишіть закономірності титрування сильної, слабкої та суміші кислот сильною основою.
16. Яке практичне застосування електропровідності та кондуктометрії в медицині й фарманалізі?

ТЕМА 5. ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ ТА ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

Теоретичні питання:

Електродний потенціал та механізм його виникнення на межі метал-розчин його солі. Залежність величини потенціалу від природи металу, концентрації іонів даного металу в розчині та від температури. Рівняння Нернста. Класифікація електродів. Електроди I роду. Нормальний водневий електрод, його будова та виникнення потенціалу. Нормальні потенціали. Ряд напруг. Стандартні електроди, електроди визначення, електроди порівняння. Електроди II роду. Окисно-відновні електроди. Каломельний електрод. Хінгідронний електрод. Скляний електрод. Застосування іонселективних електродів в медицині та фармакоаналізі. Гальванічні елементи, їх класифікація. Хімічні, концентраційні та окисно-відновні гальванічні елементи. Їх будова, приклади. Оборотні та необоротні гальванічні елементи. Акумулятори. Елемент Вестона, його будова та застосування. Дифузійний потенціал. Мембранний потенціал. Біологічна роль дифузійних та мембранних потенціалів. Потенціал пошкодження. Потенціал спокою. Потенціал дії. Роль окисно-відновних реакцій в процесах життєдіяльності. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності систем. Нормальний окисно-відновний потенціал. Прогнозування напрямку окисно-відновних реакцій за величинами окисно-відновних потенціалів. Еквівалент окисника та відновника. Значення окисно-відновних потенціалів у механізмі процесів біологічного окиснення.

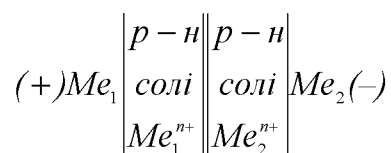
Лабораторна робота

5.1. ВИМІРЮВАННЯ ЕЛЕКТРОРУШІЙНИХ СИЛ ГАЛЬВАНІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ВИЗНАЧЕННЯ ЕЛЕКТРОДНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ ОКРЕМИХ ЕЛЕКТРОДІВ

Для роботи необхідно: акумулятор на 1,2 V – A_k ; гальванометр – G ; нормальний елемент Вестона En ; елемент з невідомою ЕРС – Ex ; реохорд AB ; ключ для вмикання K ; перемикач на шість клем P ; провідники струму; розчини $CuSO_4$, $ZnSO_4$; насичений розчин KCl .

Мета роботи – визначити величину ЕРС досліджуваних гальванічних елементів та електродних потенціалів окремих електродів компенсаційним методом.

Прилад, в якому відбувається перетворення хімічної енергії в електричну, називається гальванічним елементом. Його можна зобразити схемою



ЕРС такого елемента в більшості випадків вимірюють двома методами: ввімкненням у ланцюг чутливого вольтметра або компенсаційним методом. Перший з цих методів має деякі недоліки, зв'язані з проходженням через прилад електричного струму. Ці недоліки усуваються при визначенні ЕРС компенсаційним методом, коли через елемент струм не проходить.

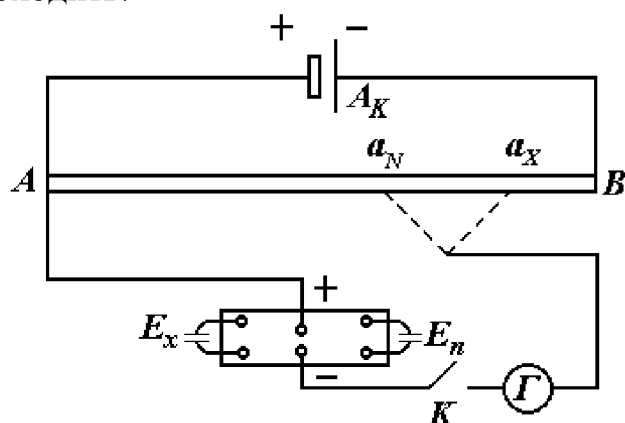


Рис.1. Схема установки для вимірювання ЕРС компенсаційним методом.

Принцип методу компенсації полягає в тому, що до елемента з невідомою ЕРС приєднують інший елемент, ЕРС якого направлена назустріч (джерело струму). При цьому відбувається взаємна компенсація двох електрорушійних сил – досліджуваного елемента і джерела струму.

Схема установки для компенсаційного методу подана на рисунку. Акумулятор АК замкнутий через дротину АВ, що натягується вздовж шкали реохорду довжиною 1 м. Дроти́на на всій довжині реохорда однорідна і має однаковий переріз, тому спад напруги на одиницю довжини теж однаковий і рівний $I \cdot r$, а спад напруги на всій довжині реохорда рівний:

$$E_a = Ir, \quad (1)$$

де I – сила струму;

r – опір одиниці довжини дротину (питомий опір).

Якщо в коло назустріч акумуляторові ввімкнули елемент з невідомою ЕРС, то, переміщуючи повзунок C по лінійці АВ, можна знайти таке положення, при якому стрілка гальванометра Γ стає на нуль.

Це відбувається внаслідок того, що ЕРС гальванічного елемента E_x точно компенсується різницею потенціалів у межах між точками А і В. Якщо ця різниця потенціалів більша від ЕРС елемента, то стрілка гальванометра відхиляється в одну сторону. Якщо ЕРС гальванічного елемента

більша за різницю потенціалів на лінійці, то спостерігається відхилення стрілки гальванометра в протилежну сторону.

Необхідно знати ці два положення, потім зменшувати інтервал між ними до того часу, поки стрілка гальванометра прийме нульове положення.

Якщо гальванометр знаходиться в нульовому положенні, а повзунок на віддалі a_x , тоді

$$E_x = a_x \cdot Ir, \text{ а } E_{AK} = Ir.$$

Із співвідношення

$$\frac{E_x}{E_{AK}} = \frac{a_x \cdot Ir}{Ir},$$

знаходимо

$$E_x = E_{AK} a_x. \quad (2)$$

Але ЕРС акумулятора невідома і тим більше в процесі роботи вона може змінюватись. Тому перш ніж компенсувати E_x , в електричне коло замість досліджуваного елемента включають нормальний елемент Вестона E_N , ЕРС якого відома.

При компенсації E_N і ЕРС акумулятора одержуємо певне положення контакту a_N , тоді

$$E_N = a_N \cdot Ir. \quad (3)$$

Із співвідношення

$$\frac{E_{AK}}{E_N} = \frac{Ir}{a_N \cdot Ir},$$

знаходимо

$$E_{AK} = \frac{E_N}{a_N}. \quad (4)$$

Підставивши рівняння (4) у рівняння (2), знаходимо E_x ЕРС досліджуваного елемента:

$$E_x = E_N \frac{a_x}{a_N}. \quad (5)$$

Хід роботи

По наведеній схемі компенсують спочатку нормальний елемент Вестона, потім мідно-цинковий елемент і тільки після цього каломельно-цинковий. З одержаних даних по формулі (5) розраховують ЕРС досліджуваних елементів.

Із значення ЕРС каломельно-цинкового елемента розраховують потенціал цинкового електроду. Потенціал каломельного електроду по від-

ношенню до цинкового буде позитивним. Значення його в залежності від температури подані в роботі 6.1.

Величину потенціалу цинкового електроду обраховують, виходячи із співвідношення:

$$E_{\text{кал/Зn}} = \Pi_{\text{кал}} - (-\Pi_{\text{Зn/Зn}^{2+}}), \text{ звідси } -\Pi_{\text{Зn/Зn}^{2+}} = E_{\text{кал/Зn}} - \Pi_{\text{кал}}. \quad (6)$$

Результати досліду і розрахункові дані записують в табл.1:

Таблиця1

Елемент	Покази на лінійці	ЕРС	Електродний потенціал
Норм. елемент Вестона			
$(+)Cu CuSO_4 ZnSO_4 Zn(-)$			
$(+) (Pt)Hg \begin{matrix} Hg_2Cl_2 \\ KCl \end{matrix} ZnSO_4 Zn(-)$			$-\Pi_{\text{Зn/Зn}^{2+}}$

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Опишіть електродний потенціал та механізм його виникнення на межі метал-розчин його солі.
2. Залежність величини потенціалу від природи металу, концентрації іонів даного металу в розчині та від температури.
3. Рівняння Нернста.
4. Класифікація електродів.
5. Електроди I роду. Нормальний водневий електрод, його будова та виникнення потенціалу.
6. Нормальні потенціали. Ряд напруг. Стандартні електроди, електроди визначення, електроди порівняння.
7. Електроди II роду.
8. Окисно-відновні електроди.
9. Каломельний електрод.
10. Хінгідронний електрод.
11. Скляний електрод.
12. Застосування іонселективних електродів в медицині та фармакоаналізі.
13. Гальванічні елементи, їх класифікація.
14. Хімічні, концентраційні та окисно- відновні гальванічні елементи. Їх будова, приклади.

15. Оборотні та необоротні гальванічні елементи. Акумулятори.
16. Елемент Вестона, його будова та застосування.
17. Дифузійний потенціал. Мембранний потенціал. Біологічна роль дифузійних та мембранних потенціалів.
18. Потенціал пошкодження. Потенціал спокою. Потенціал дії.
19. Роль окисно-відновних реакцій в процесах життєдіяльності.
20. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності систем.
21. Нормальний окисно-відновний потенціал.
22. Прогнозування напрямку окисно-відновних реакцій за величинами окисно-відновних потенціалів.
23. Що таке «еквівалент окисника та відновника»?
24. Яке значення відіграють окисно-відновні потенціали у механізмі процесів біологічного окиснення?

ТЕМА 6. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК pH ТА БУФЕРНІ СИСТЕМИ

Теоретичні питання:

Вода як слабкий електроліт. Електролітична дисоціація води. Іонний добуток води, його практичне значення. Концентрація водневих іонів, водневий показник, їх взаємозв'язок. Шкала pH. Методи вимірювання pH. Буферні суміші, їх властивості. Класифікація буферних систем, приклади. Механізм дії буферних систем. Буферна ємність та фактори, що визначають її. Лужний резерв крові. Біологічна роль буферних систем. Значення водневого показника pH для різних біологічних рідин людського організму в нормі та патології. Потенціометричне титрування та його значення для аналізу біологічних рідин та лікарських речовин.

Лабораторна робота

6.1. ВИЗНАЧЕННЯ ВОДНЕВОГО ПОКАЗНИКА ПОТЕНЦІОМЕТРИЧНИМ МЕТОДОМ

Для роботи необхідно: потенціометр; акумулятор; нормальний елемент Вестона; хінгідронно-каломельний елемент; гальванометр; провідники; хінгідрон; досліджувані розчини.

Мета роботи - визначити величину водневого показника pH досліджуваних буферних систем методом потенціометричного титрування на основі вимірювання ЕРС досліджуваних гальванічних елементів.

Для визначення pH за допомогою хінгідронного електроду користуються хінгідронно-каломельним ланцюгом:



Вимірюють ЕРС цього ланцюга за допомогою потенціометра. pH розчину розраховують, виходячи з рівняння залежності потенціалу хінгідронного електроду від концентрації водневих іонів:

$$\Pi_{\text{хін}} = \Pi_{\text{охін}} + 2,303 \frac{RT}{F} \lg C_{\text{H}^+}, \quad pH = -\lg C_{\text{H}^+}$$

або

$$\Pi_{\text{хін}} = \Pi_{\text{охін}} - 2,303 \frac{RT}{F} pH.$$

ЕРС хінгідронно-каломельного елемента набуває вигляду:

$$E_{\text{хін/кал}} = \Pi_{\text{хін}} - \Pi_{\text{кал}}.$$

Підставляючи в це рівняння значення $\Pi_{\text{хін}}$ і $\Pi_{\text{кал}}$, одержуємо:

$$E_{\text{хін/кал}} = \Pi_{\text{Охін}} - 2,303 \frac{RT}{F} pH - \Pi_{\text{кал}}.$$

Звідки дістаємо розрахункову формулу:

$$pH = \frac{\Pi_{\text{Охін}} - \Pi_{\text{кал}} - E_{\text{хін/кал}}}{2,303 \frac{RT}{F}}.$$

Значення нормального потенціалу хінгідронного електроду – $\Pi_{\text{Охін}}$, потенціалу насиченого каломельного електроду – $\Pi_{\text{кал}}$ в залежності від температури, а також значення коефіцієнту $2,303 \frac{RT}{F}$ беруть з таблиць, які знаходяться у кінці опису.

Для визначення ЕРС хінгідронно-каломельного елемента до відповідних клем на потенціометрі приєднують: хінгідронно-каломельний елемент, нормальний елемент Вестона, гальванометр і джерело струму. Необхідно пам'ятати, що джерело струму при збиранні електричної схеми підключається останнім. Хінгідронний електрод готують таким чином.

У скляний посуд заливають досліджуваний розчин; туди ж додають хінгідрон до насичення.

Розчин старанно перемішують і опускають платиновий електрод. Приготовлений хінгідронний електрод з'єднують за допомогою солевих містків з каломельним.

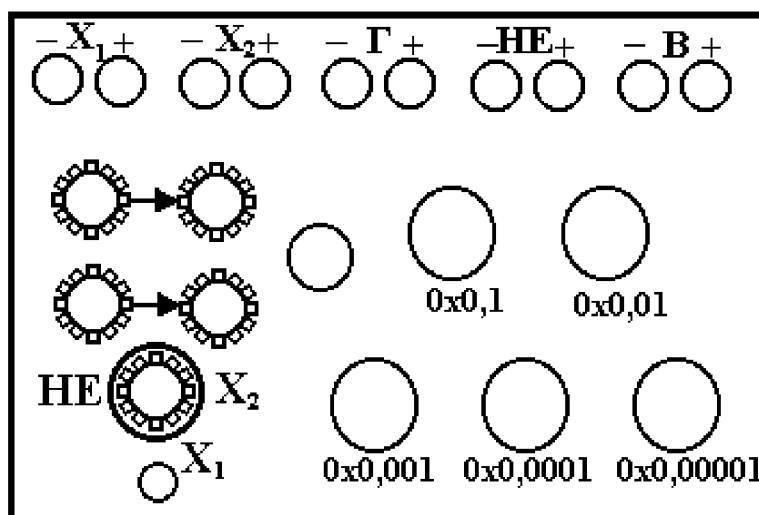


Рис.1. Компенсаційна схема потенціометра.

Готовий хінгідронно-каломельний елемент приєднують до приладу, зображеному на рисунку.

Якщо вимірювання проводяться з хінгідронним електродом, то каломельний електрод приєднується до клеми “мінус”, а з водневим – до “плюс”. Перед вимірюванням ЕРС хінгідронно-каломельного ланцюга

спочатку проводять наладку потенціометра по нормальному елементу. Для цього ручка вмикача ставиться в положення “НЗ”, а реостатами, вмонтованими в лівій частині приладу, підбирають опір, починаючи з грубої наводки і кінчаючи більш плавною до тих пір, поки стрілка гальванометра покаже відсутність струму. Потім починають визначення ЕРС досліджуваного елемента. Для цього ручку вмикача ставлять в положення “Х” і реостатами, вмонтованими в правій частині приладу (починаючи з ручки 0,1 і закінчуючи 0,001 В), підбирають такий опір, при якому стрілка гальванометра покаже відсутність струму, тобто стане на нуль.

Сумарне значення показів кожного реостату відповідає значенню ЕРС хінгідронно-каломельного елемента. Маючи значення ЕРС хінгідронно-каломельного електрода, по розрахунковій формулі вираховують величину водневого показника.

Результати досліду записують у табл. 1.

Таблиця 1

Дослід. р-н	Покази потенціо- метра, В	$P_{\text{охін}},$ В	$P_{\text{кал}},$ В	$2,303 \frac{RT}{F}$	рН

Значення потенціалу насиченого каломельного електрода при різних температурах наведені в табл. 2.

Таблиця 2

Темпера- тура, К	Потен- ціал, В	Темпера- тура, К	Потен- ціал, В	Темпера- тура, К	Потен- ціал, В
286	0,32	289	0,2517	292	0,2425
287	0,2525	290	0,2509	293	0,2488
288	0,2517	291	0,2503	294	0,2458

Значення потенціалу нормального хінгідронного електрода при температурі від 281 до 301 К наведені в табл. 3.

Таблиця 3

Температура, К	$\Pi_{Ox_{in}}$, В	Температура, К	$\Pi_{Ox_{in}}$, В
281	0,6866	292	0,6948
282	0,6874	293	0,6955
284	0,6888	294	0,6970
285	0,6896	295	0,6977
286	0,6903	296	0,6985
287	0,5911	297	0,6992
288	0,6918	298	0,6999
289	0,6925	299	0,7007
290	0,6933	300	0,7011
291	0,6940	301	0,7022

Значення $2,303 \frac{RT}{F}$ для різних температур наведені в табл. 4.

Таблиця 4

Т, К	$2,303 \frac{RT}{F}$	Т, К	$2,303 \frac{RT}{F}$
283	0,0561	294	0,0583
284	0,0563	295	0,0585
285	0,0565	296	0,0587
286	0,0567	297	0,0589
287	0,0569	298	0,0591
288	0,0571	299	0,0593
289	0,0573	300	0,0595
290	0,0575	301	0,0597
291	0,0577	302	0,0599
292	0,0579	303	0,0601
293	0,0581	—	—

Лабораторна робота

6.2. ПОТЕНЦІОМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ pH, РОЗРАХУНОК КОНСТАНТИ ДИСОЦІАЦІЇ СЛАБОЇ КИСЛОТИ

Для роботи необхідно: розчини слабкої кислоти; хімічний стакан об'ємом 50 мл; скляний електрод; pH-метр.

Мета роботи - визначити величину водневого показника pH досліджуваних розчинів слабкої кислоти та розрахувати константу її дисоціації.

Потенціометричний метод визначення pH розчину слабкої кислоти дає можливість розрахувати константу дисоціації. Якщо для досліду взяти слабу кислоту ($\alpha \ll 1$), то відомий математичний вираз закону розведення Оствальда:

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot c(x)}{1 - \alpha}$$

можна замінити рівністю: $K \cong \alpha^2 \cdot c(x)$,

де K – константа дисоціації кислоти;

α – ступінь дисоціації;

$c(x)$ – молярна концентрація кислоти.

Молярна концентрація йонів водню в розчині слабкої кислоти зв'язана з ступінню дисоціації і константою дисоціації відношенням:

$$[H^+] = \alpha \cdot c(x) = \sqrt{K \cdot c(x)}.$$

Логарифмуючи рівність $[H^+] = \sqrt{K \cdot c(x)}$, одержуємо

$$pH = \frac{1}{2} pK - \frac{1}{2} \lg c(x).$$

$$\text{Звідси } \frac{1}{2} pK = pH + \frac{1}{2} \lg c(x); pK = 2 \left(pH + \frac{1}{2} \lg c(x) \right).$$

Хід роботи

Виконання роботи полягає у визначенні pH розчину слабкої кислоти з відомою молярною концентрацією. Для вимірювань рекомендується брати розчини з молярною концентрацією від 0,01 моль/л до 0,5 моль/л.

У хімічний стакан об'ємом 50 мл наливають 20–30 мл досліджуваного розчину слабкої кислоти. У розчин обережно занурюють електроди, щоб кулька скляного електроду повністю знаходилася у

розчині. Вимірюють pH розчину за допомогою рН-метра і розраховують pK за формулою $pK = 2\left(pH + \frac{1}{2} \lg c(x)\right)$.

Потім за допомогою таблиці антилогарифмів визначають константу дисоціації. Порівняти одержану величину з табличною. Визначити абсолютну і відносну похибку.

Лабораторна робота

6.3. ДОСЛІДЖЕННЯ БУФЕРНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ РОЗЧИНІВ І ВИЗНАЧЕННЯ ВЕЛИЧИНИ ЇХ БУФЕРНОЇ ЄМНОСТІ

Для роботи необхідно: дистильована вода; 0,1 н. розчин CH_3COOH ; 0,1 н. розчин CH_3COONa ; 0,1 н. розчин $NaOH$; індикатор; мірні піпетки; хімічний стакан; хімічні колби; бюретка для титрування.

Мета роботи - визначити величину буферної ємності досліджуваної буферної системи.

Для кількісної характеристики буферних властивостей розчинів введено величину, яка називається *буферною ємністю*.

Буферна ємність дорівнює кількості грам-еквівалентів кислоти або лугу, яку потрібно додати до 1 л буферного розчину, щоб змінити величину його pH на одиницю.

Для експериментального визначення буферної ємності до 1 л буферної системи додають певну кількість кислоти (або лугу) в грам-еквівалентах. Визначають pH перед додавання кислоти (або лугу) та приймають це значення за pH_0 , а після додавання – за pH_K . Розрахунок зміни величини pH здійснюють за формулою:

$$\Delta pH = pH_K - pH_0. \quad (1)$$

Величину буферної ємності B розраховують за формулою:

$$B = \frac{v}{\Delta pH}, \quad (2)$$

де v – кількість лугу (або кислоти) в грам-еквівалентах, наприклад $NaOH$, введеного до 1 л досліджуваного розчину.

Величина буферної ємності залежить від концентрації компонентів буферної системи та від концентрації розчинів лугу чи кислоти, які вводяться в систему. Найбільша величина буферної ємності досягається в розчинах, у яких концентрація слабкої кислоти (або слабкої основи) дорівнює концентрації її солі в буферній суміші.

Хід роботи

Готують розчини 0,1 н. CH_3COOH та 0,1 н. CH_3COONa . Далі за допомогою піпеток відбирають по 50 мл кожного й змішують, одержуючи буферну суміш.

Беруть по 25 мл цієї суміші та розводять водою у співвідношенні 1:1 і 1:2. В окремих пробах визначають pH вихідного буферного розчину та обох розведених розчинів. Далі роблять висновок про вплив розведення на величину pH досліджуваного буферного розчину.

Потім слід визначити буферну ємність кожного з трьох досліджуваних розчинів. Для цього необхідно відібрати по 25 мл проби, додати універсальний індикатор та відтитрувати 0,1 н. розчином NaOH . Далі визначити pH кожного розчину після титрування потенціометричним (або електрометричним) методом (див. методику роботи 6.1).

Розрахунок величини буферної ємності досліджуваної буферної системи здійснюють за формулою:

$$B = \frac{C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}} \times 40}{1000 \times (pH_0 - pH_K)}, \quad (3)$$

де C_{NaOH} і V_{NaOH} – відповідно концентрація (в г-екв/л) та об'єм (в мл) розчину NaOH , який витрачено на титрування;

pH_0 і pH_K – величини pH розчину відповідно до та після титрування.

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Охарактеризуйте воду як слабкий електроліт.
2. Електролітична дисоціація води.
3. Іонний добуток води, його практичне значення.
4. Концентрація водневих іонів, водневий показник, їх взаємозв'язок.
5. Шкала рН. Методи вимірювання рН.
6. Буферні суміші, їх властивості.
7. Класифікація буферних систем, приклади.
8. Механізм дії буферних систем.
9. Буферна ємність та фактори, що визначають її.
10. Що таке «лужний резерв крові» та «КОС»?
11. Яка біологічна роль буферних систем та їх види в організмі людини?
12. Значення водневого показника рН для різних біологічних рідин людського організму в нормі та патології.
13. В чому суть потенціометричного титрування та яке його значення для аналізу біологічних рідин та лікарських речовин?

ТЕМА 7. ХІМІЧНА КІНЕТИКА І КАТАЛІЗ

Теоретичні питання:

Хімічна кінетика як основа для вивчення швидкостей та механізму біохімічних реакцій. Її значення для медицини, життєдіяльності живих організмів, фармації і практики. Швидкість реакції та методи її вираження. Закон діючих мас, константа швидкості реакції. Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції. Вплив температури на швидкість хімічної реакції. Правило Вант-Гоффа. Температурні межі життя. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів. Поняття про механізм реакції. Молекулярність та порядок реакції. Кінетичні рівняння першого, другого та нульового порядку. Період напівперетворення - кількісна характеристика зміни концентрації в докільлі радіонуклідів, пестицидів тощо. Складні реакції (паралельні, послідовні, оборотні, спряжені). Ланцюгові та фотохімічні реакції. Поняття про фотосинтез, антиоксиданти. Вільнорадикальні реакції в живому організмі. Каталіз і каталізатори. Особливості дії каталізаторів. Інгібітори, промотори, каталітичні отрути. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Кислотно-основний та ферментативний види каталізу. Автокаталіз.

Енергія активації. Теорія активних співударів. Рівняння Арреніуса. Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу). Уявлення про кінетику ферментативних реакцій. Ферменти як біологічні каталізатори. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність ферментативної дії від температури та реакції середовища. Поняття про механізм дії ферментів. Залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату. Активація та інгібування ферментів. Вплив екологічних факторів на кінетику ферментативних реакцій. Застосування каталізаторів у медицині, фармацевтичній промисловості.

Лабораторна робота

7.1. ВИЗНАЧЕННЯ ШВИДКОСТІ РОЗКЛАДУ ПЕРОКСИДУ ВОДНЮ ГАЗОМЕТРИЧНИМ МЕТОДОМ

Для роботи необхідно: установка (рис.1), пероксид водню, термостат.

Мета роботи – за допомогою газометричного методу визначити величину швидкості процесу гомогенного або гетерогенного розкладу пероксиду водню та розрахувати відповідні кінетичні параметри процесу.

Пероксид водню в водних розчинах повільно розкладається по рівнянню:



У присутності катіонів і аніонів деяких органічних речовин, а також ряду твердих речовин розклад перекису водню значно прискорюється. Тому ця реакція у водних розчинах може бути гомогенною або гетерогенною каталітичною реакцією в залежності від взятого каталізатору.

За ходом реакції спостерігають по зміні об'єму кисню, що виділяється через різні проміжки часу від початку реакції.

Хід роботи

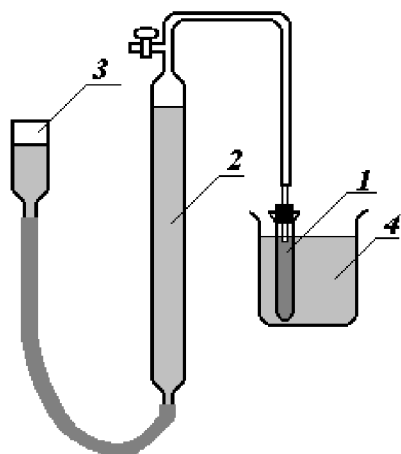


Рис. 1.

Схема установки для вивчення швидкості розкладу H_2O_2 газометричним методом.

Реакційну посудину 1 наповнити розчином каталізатору таким чином, щоб висота повітряного простору між рівнем рідини і корком не перебільшувала 2 см і помістити його в термостат 4 при певній заданій температурі. Зрівнювальну склянку 3 і бюретку 2 наповнити водою. Рівень води в бюретці встановити на рівні верхнього крану.

Після 30 хвилин термостатування в реакційну посудину налити певну кількість перексиду водню. Розчин ретельно розмішати скляною паличкою і реакційну посудину закрити корком.

Верхній кран на протязі 1-2 хв. тримати відкритим (для витіснення повітря, що виділяється киснем з реакційної посудини), потім його закрити, з'єднавши таким чином реакційну посудину з газовою бюреткою. Встановити однакові рівні рідини в бюретці і зрівнювальній склянці, провести перший вимір і записати рівень рідини в бюретці і час. Кожна наступна зміна супроводжується аналогічним записом, причому рівень рідини в бюретці і зрівнювальній склянці підтримують однаковим. Рівень рідини в бюретці записують через 2-5 хв (чим вище температура, тим менший час між вимірами). Після того, як реакція практично припиниться, реакційну посудину помістити в киплячу водяну баню і витримати в ній до повного розкладу перексиду водню (біля 30 хв). Реакція вважається закінченою, якщо рівень газу в бюретці перестає змінюватись. При кип'ятінні на водяній бані зрівняльну склянку тримають у найбільш високому положенні.

Після повного розкладу перексиду водню реакційну посудину охолодити до температури термостату, витримати в ньому на протязі 25-30 хв. і при однакових рівнях рідин у бюретці і в зрівняльній склянці заміряти рівень рідини в бюретці.

При обробці експериментальних даних за початок реакції приймати третій або четвертий вимір (тобто вимірювання в умовах режиму, що

встановився). Визначають інтервал часу від початку реакції до кожного послідовного вимірювання τ і об'єми кисню, що виділилися при проходженні цих інтервалів a_τ .

По одержаних даних побудувати графіки залежності:

1. Рівності об'ємів кисню від часу (час у хвиликах).

$$[a_\infty - a_\tau] = f(\tau).$$

2. Тобто $\lg v = f(\lg C)$, по якому знаходять порядок реакції.

3. Логарифму швидкості реакції через різні проміжки часу від логарифму різниці об'ємів кисню, що виділилися $\lg v_\tau = [\lg(a_\infty - a_\tau)]$.

Далі проводять обрахунок величини константи швидкості реакції за рівнянням

$$K = \frac{2,303}{t} \lg \frac{C_o}{C_\tau} = \frac{2,303}{t} \lg \frac{a_\infty}{a_\infty - a_\tau},$$

де a_∞ - об'єм кисню, що виділився після розкладу пероксиду водню (визначається як різниця рівней у бюретці в момент, прийнятий за початок реакції, і після кипіння H_2O_2 до повного розкладу). Результати представити у вигляді 4-х графіків і таблиці.

Температура досліду _____

Каталізатор _____

Кількість пероксиду водню _____

№ вимірювань	Час вимірювання, с	Час від початку реакції, с	Рівень рідини в бюретці, мл	Об'єм газу, що виділився, м ³	Швидкість реакції	$\lg(\alpha_\infty - \alpha_\tau)$	$\lg v_\tau$	$K = \frac{2,3}{t} \lg \frac{\alpha_\infty}{\alpha_\infty - \alpha_\tau}$	K

Лабораторна робота

7.2. ФОТОХІМІЧНИЙ РОЗКЛАД H_2O_2

Для роботи необхідно: установка (рис.1), пероксид водню.

Мета роботи - за допомогою газометричного методу визначити величину швидкості процесу фотохімічного розкладу пероксиду водню та розрахувати відповідні кінетичні параметри процесу.

Фотохімічний розклад H_2O_2 являється типовим ланцюговим процесом, механізм якого можна представити таким чином:

$H_2O_2 + h\nu \rightarrow 2OH$ - реакція зародження ланцюга;

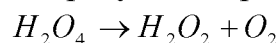
$OH + H_2O_2 \rightarrow H_2O + HO_2$ - цикл регенерації;

$HO_2 + 2H_2O_2 \rightarrow H_2O + H_2O_4$

$H_2O_4 + h\nu \rightarrow 2OH + O_2$ - реакція розгалуження;

$OH + OH = H_2O_2$ - реакція обриву ланцюга.

Виділення кисню відбувається в результаті реакції



Ця реакція відноситься до ланцюгових реакцій з „виродженими розгалуженнями”. В даному процесі розгалуження здійснюється фотохімічно за рахунок підводу енергії ззовні. Відносно стійким проміжним продуктом являється вільний радикал OH . Кінетика цієї реакції виражається рівнянням: $v = A(e^{\varphi\tau} - 1)$, де

φ - константа наростання, що характеризує швидкість розгалуження;
 τ - час.

Логарифмування його дає $\ln v = \ln A + \varphi\tau$. Це рівняння прямої в системі координат $\ln v - \tau$.

Перед початком роботи необхідно по термодинамічним функціям розрахувати теплові ефекти елементарних стадій реакції та оцінити принципову можливість їх здійснення. Робота проводиться на установці, схема якої приведена на рис.1.

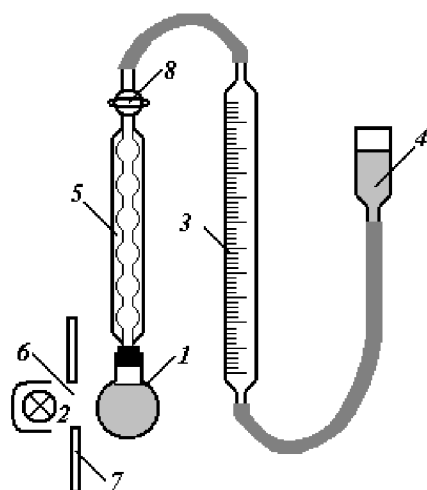


Рис. 1. Схема установки для вивчення кінетики фотохімічного розкладу H_2O_2

Хід роботи

Установка складається з кварцової колби 1, яка пропускає ультрафіолетові промені, зворотнього холодильника 5, градуйованої газової бюретки 3, зрівнювальної склянки 4 та ртутнокварцевої лампи 2. Кварцеву колбу 1 з розчином H_2O_2 зєднати із зворотним холодильником 5 і встановити проти отвору 6 і захисного щитка 7. Відкрити кран 8 і рівень рідини в бюретці 3 при допомозі зрівнювальної склянки 4 поставити на нуль. Пустити воду в холодильник і дочекати моменту, коли встановиться рівень рідини в газовій

бюретці при закритому крані 8. Рівень рідини, що змінився в бюретці, встановити відкриттям крану 8. Цим досягається сталість тиску, що рівний атмосферному. Після вирівнювання рівней при закритому крані 8 включається одночасно ртутнокварцева лампа і секундомір. Перший підрахунок записати після того, коли виділяться $1,0 - 1,5 \text{ см}^3$ кисню, потім через 3 хв., коли швидкість виділення газу досягне $1 \text{ см}^3/\text{хв.}$, підрахунки вести через хвилину. При підрахунку об'єму газу α_{O_2} , необхідно вирівняти рівні рідин в зрівнювальній склянці і газовій бюретці.

Дослід припинити, коли виділиться $75-100 \text{ см}^3$ газу. Дослідні дані записати в таблицю:

№ вимірювань	Час від початку р-ції, с	Покази бюретки	Об'єм O_2 , що виділився, м^3	Швидкість р-ції, м/с	lgv

При обробці експериментальних даних побудувати графік в системі координат $\alpha_{\text{O}_2} - \tau$. Ця залежність необхідна для розрахунку швидкості. Швидкість у різні моменти часу визначається

$$v = \frac{\alpha_{\tau_2} - \alpha_{\tau_1}}{\tau_2 - \tau_1}.$$

Інтервал часу $\tau_2 - \tau_1$ брати рівним 2 хвилини. Аналітична залежність швидкості від часу виражається рівнянням

$$v = A t^{\varphi\tau}, \text{ що в логарифмічній формі } \lg v = \lg A + \varphi\tau.$$

Для знаходження емпіричних констант A і ϕ побудувати графік залежності v і τ і по наростаючій кривій взяти значення v в різні моменти часу і накреслити графік у системі координат $\ln v - \tau$.

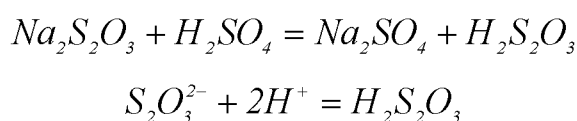
Величина ϕ визначається як тангенс кута нахилу одержаної прямої до осі τ , а $\ln A$ - як відрізок, що відтинається прямою на осі $\ln v$ при значенні $\tau = 0$.

Лабораторна робота
7.3. ВИЗНАЧЕННЯ ШВИДКОСТІ РОЗКЛАДУ
ТІОСУЛЬФАТНОЇ КИСЛОТИ

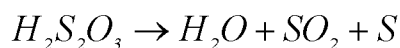
Для роботи необхідно: 0,1 моль/л розчин $Na_2S_2O_3$; 1 моль/л H_2SO_4 ; штатив з пробірками; бюретка; секундомір.

Мета роботи – дослідити вплив різних факторів на швидкість процесу розкладу тіосульфатної кислоти.

Тіосульфатна кислота утворюється при взаємодії тіосульфату натрію з сульфатною кислотою:



Реакція протікає дуже швидко. Розклад тіосульфатної кислоти проходить відносно повільніше:



7.3. 1. Залежність швидкості розкладу тіосульфатної кислоти від її молярної концентрації

У три пробірки наливають із бюреток розчин $Na_2S_2O_3$ з молярною концентрацією $c_1(Na_2S_2O_3) = 0,1$ моль/л і дистильовану воду в об'ємах, що вказані в табл. 1. У другі три пробірки наливають із бюреток по 0,005 л розчину H_2SO_4 ($c(H_2SO_4) = 1$ моль/л). Зливають попарно приготовлені розчини $Na_2S_2O_3$ і H_2SO_4 , перемішують і відмічають за секундоміром час (t) від моменту зливу розчинів до помутніння у результаті появи осаду сірки.

Молярну концентрацію тіосульфату натрію $c_2(Na_2S_2O_3)$ і початкову молярну концентрацію тіосірчатої кислоти $c(H_2S_2O_3)$ у приготовлених сумішах розраховують за формулою:

$$c_2(Na_2S_2O_3) = c(H_2S_2O_3) = \frac{c_1(Na_2S_2O_3) \cdot V(Na_2S_2O_3)}{V_{(суміші)}},$$

де $V(Na_2S_2O_3)$ – об'єм розчину тіосульфату натрію, який додали, л;

$V_{(суміші)}$ – об'єм суміші, що досліджується, л.

Далі роблять висновки про вплив молярної концентрації тіосульфатної кислоти на швидкість протікання реакції, порівнюючи час

від моменту зливання розчинів до помутніння у результаті утворення осаду сірки.

Таблиця 1

№ досліджу	Об'єми розчинів, 10^{-3}м^3			C($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$) у суміші, що досліджується, кмоль/ м^3	t, с
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4		
1.	0,001	0,004	0,005	0,01	
2.	0,003	0,002	0,005	0,03	
3.	0,005	0,000	0,005	0,05	

7.3.2. Залежність швидкості розкладу тіосульфатної кислоти від температури

У три пробірки наливають по 0,005 л розчину з молярною концентрацією $C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1$ моль/л, у три інші – по 0,005 л розчину H_2SO_4 з $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л. Поміщають усі пробірки у стакан з водою і через 5 хвилин, вимірявши температуру води у стакані, зливають вміст однієї пари пробірок з розчинами H_2SO_4 і $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, відмічають час t від моменту злива розчинів до помутніння у результаті появи осаду сірки. Потім приливають у стакан трохи гарячої води, щоб температура збільшилась приблизно на 10 К. Витримують розчини при цій температурі 5 хвилин і зливають вміст другої пари пробірок із розчинами: H_2SO_4 і $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, відмічаючи час від моменту зливу розчинів до помутніння у результаті появи осаду сірки. Дослід з останньою парою пробірок проводять при температурі приблизно на 20 градусів вище початкової температури. Результати записують у табл. 2.

Таблиця 2

№ дослідів	Температура, К	t, с
1.		
2.		
3.		

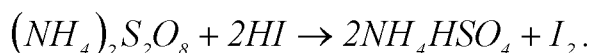
Далі роблять висновок про вплив температури на швидкість хімічної реакції, будуючи графік залежності $v = f(T)$.

Лабораторна робота
7.4. КАТАЛІТИЧНИЙ ВПЛИВ ІОНІВ ФЕРУМУ ТА КУПРУМУ
НА ШВИДКІСТЬ ОКИСНЕННЯ ЙОДИСТОВОДНЕВОЇ
КИСЛОТИ ПЕРСУЛЬФАТОМ АМОНІЮ

Для роботи необхідно: 0,5 моль/л розчини KI, H₂SO₄, CuSO₄, FeSO₄, (NH₄)₂S₂O₈; термостат; холодильник; дистильована вода; розчин крохмалю; конічні колби на 250 мл, піпетки.

Мета роботи – дослідити каталітичний вплив іонів Феруму та Купруму величину швидкості процесу окиснення HI персульфатом амонію.

Реакцію окиснення йодистоводневої кислоти персульфатом амонію можна описати рівнянням:



Ця реакція відбувається повільно. При наявності каталізатора – іонів міді і заліза – ця реакція суттєво прискорюється.

У роботі експериментально визначають вплив іонів заліза і міді на швидкість окислення.

Хід роботи

Попередньо готують по 300 мл водних розчинів: 1) 0,12 н. KI; 2) 0,025 н. H₂SO₄; 3) 0,0005 н. CuSO₄ (0,062 г/л CuSO₄·5H₂O); 4) 0,0005 н. FeSO₄ (0,07 г/л FeSO₄·7H₂O); 5) 0,1 н. (NH₄)₂S₂O₈. Всі ці розчини з дистильованою водою ставлять у термостат, температура якого 298 К.

Одночасно у холодильник або в сніг ставлять дистильовану воду.

За допомогою піпеток готують реакційні суміші, як зазначено в табл. 1.

У всіх трьох випадках останнім вливають в розчин йодид калію. Момент вливання йодиду калію (внаслідок чого утворюється HI) вважають початком реакції. Суміш у кожній колбі швидко розмішують і ставлять у термостат.

Таблиця 1

Склад реакційної суміші

№ реакційної суміші	Об'єм розчину в суміші, мл					
	Дистильована вода	(NH ₄) ₂ S ₂ O ₈	H ₂ SO ₄	CuSO ₄	FeSO ₄	KI
1	100	50	50	-	-	50
2	50	50	50	50	-	50
3	50	50	50	-	50	50

Через 3, 6, 10, 20, 40 та 60 хв відбирають по 20 мл суміші, вливають у конічну колбу на 250 мл, в яку додають приблизно 100 мл охолодженої води і титрують 0,01 н. розчином тіосульфату натрію при наявності крохмалю. Момент відбирання проби відмічають точно за годинником. Титрування дає змогу визначити кількість йоду, що утворився в процесі реакції.

Результати титрування записують у табл. 2.

На основі даних експерименту будують графік у координатах: об'єм розчину тіосульфату натрію, що пішов на титрування (мл), час (хв), на основі яких оцінюють каталітичний вплив йонів міді та феруму.

Таблиця 2

Результати титрування

№ розчину	Об'єм розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$, що пішов на титрування проби, мл, відібраної через певний час, с					
	180	360	600	1200	2400	3600

Лабораторна робота

7.5. ДОСЛІДЖЕННЯ ГІДРОЛІЗУ КРОХМАЛЮ В ПРИСУТНОСТІ СОЛЯНОЇ КИСЛОТИ

Для роботи необхідно: 10% розчин HCl ; 10% розчин NaOH ; крохмаль; 1% розчин CuSO_4 ; глюкоза; штатив з пробірками; колби на 250 мл; спиртівка.

Мета роботи - дослідити каталітичний вплив соляної кислоти на швидкість процесу гідролізу крохмалю.

У колбу із зворотним (повітряним) холодильником налити 30 мл 1% розчину крохмалю, додати 15 мл 10% розчину соляної кислоти, довести до кипіння і кип'ятити протягом 10 хвилин. Обережно охолодити колбу проточною водою. Із вмістом колби (гідролізатом) проробити реакції: а) на крохмаль; б) на глюкозу (реакція Тромера).

а) Відібрати в чисту пробірку 10 крапель гідролізату і додати 1–2 краплі йоду. Поява синього кольору вказує на наявність крохмалю (реакція позитивна), відсутність синього кольору вказує на те, що відбувся гідроліз крохмалю і утворилися продукти гідролізу – мальтоза (реакція негативна).

б) У пробірку налити 5 крапель гідролізату, додати 8 крапель 10% розчину NaOH і сульфату купруму CuSO_4 (1% розчин) до появи осаду гідроксиду міді (II) блакитного кольору. Пробірку нагріти на полум'ї

пальника. Виникнення жовтого кольору, що переходить у червоний, свідчить про наявність продуктів гідролізу крохмалю – мальтози і глюкози.

Лабораторна робота
7.6. ДОСЛІДЖЕННЯ ГІДРОЛІЗУ КРОХМАЛЮ
В ПРИСУТНОСТІ ФЕРМЕНТІВ І СОЛЯНОЇ КИСЛОТИ
ПРИ ТЕМПЕРАТУРІ 37 °С

Для роботи необхідно: розчин крохмалю; розчини ферментів; водяна баня; штатив з пробірками; спиртовий розчин йоду; розчин соляної кислоти.

Мета роботи - дослідити каталітичний вплив ферментів і соляної кислоти на швидкість процесу гідролізу крохмалю.

У 5 пробірок налити по 2 мл розчину крохмалю. В 1 пробірку додати 1 мл слини (або іншого ферменту), розведеної в 2 рази, в 2 – розведеної в 4 рази, в 3 – в 8 раз, в 4 – 1 мл соляної кислоти, в 5 – 1 мл води (5 пробірка служить контролем). Усі пробірки поставити у водяну баню при температурі 37 °С на 10 хвилин. Після охолодження вміст кожної з них розлити у 2 чисті пробірки і проробити реакції на крохмаль з йодом і реакцію Тромера, аналогічно (а) і (б).

Результати досліджень записують в табл.1:

Таблиця 1

№ п/п	Субстрат	Ката-лізатор	Темпе-ратура, К	Реакція на крохмаль	Реакція Тромера	Чи відбувається гідроліз?

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Охарактеризуйте хімічну кінетику як основу для вивчення швидкостей та механізму біохімічних реакцій.
2. Яке її значення для медицини, життєдіяльності живих організмів, фармації і практики?
3. Швидкість реакції та методи її вираження.
4. Закон діючих мас, константа швидкості реакції.
5. Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції.
6. Вплив температури на швидкість хімічної реакції. Правило Вант-Гоффа.

7. Температурні межі життя. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів.
8. Поняття про механізм реакції.
9. Молекулярність та порядок реакції.
10. Кінетичні рівняння першого, другого та нульового порядку.
11. Період напівперетворення - кількісна характеристика зміни концентрації в докільлі радіонуклідів, пестицидів тощо.
12. Складні реакції (паралельні, послідовні, оборотні, спряжені).
13. Ланцюгові та фотохімічні реакції.
14. Поняття про фотосинтез, антиоксиданти.
15. Вільнорадикальні реакції в живому організмі.
16. Каталіз і каталізатори.
17. Особливості дії каталізаторів.
18. Інгібітори, промотори, каталітичні отрути.
19. Гомогенний та гетерогенний каталіз.
20. Кислотно-основний та ферментативний види каталізу.
21. Автокатализ.
22. Енергія активації. Теорія активних співударів. Рівняння Арреніуса.
23. Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу).
24. Уявлення про кінетику ферментативних реакцій.
25. Ферменти як біологічні каталізатори.
26. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність.
27. Залежність ферментативної дії від температури та реакції середовища.
28. Поняття про механізм дії ферментів.
29. Залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату.
30. Активація та інгібування ферментів.
31. Як впливають екологічні фактори на кінетику ферментативних реакцій?
32. Опишіть застосування каталізаторів у медицині, фармацевтичній промисловості.

ТЕМА 8. ФІЗИКО-ХІМІЯ ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМ

Теоретичні питання:

Предмет колоїдної хімії та її значення для живих організмів та медицини. Основні поняття колоїдної хімії. Організм як складна сукупність дисперсних систем. Класифікація дисперсних систем (ДС) за розмірами частинок (за дисперсністю). Класифікація ДС за агрегатним станом. Класифікація ДС за взаємодією між дисперсною фазою і дисперсійним середовищем. Загальна характеристика ліофобних колоїдних систем. Загальна характеристика ліофільних колоїдних систем. Класифікація ДС за топографічною ознакою. Класифікація ДС за інтенсивністю взаємодії між частинками дисперсної фази (за структурою). Класифікація ДС за фазовою відмінністю (суспензії і молекулярні колоїди). Загальна характеристика методів одержання ДС. Диспергаційні методи. Конденсаційні методи, основні умови. Фізична конденсація. Будова міцели ліофобного золю. Методи хімічної конденсації. Методи пептизації. Методи очищення колоїдних розчинів: діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація, компенсаційний діаліз, вивідіаліз. Гемодіаліз та апарат «штучна нирка».

Лабораторна робота

8.1. МЕТОДИ ОДЕРЖАННЯ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ

Мета роботи – одержати колоїдні розчини різними методами.

Колоїдним розчином або золем називається система, яка складається з частинок дисперсної фази розміром 10^{-9} – 10^{-7} м та дисперсійного середовища.

Частинки дисперсної фази можуть бути твердими (кристалічними або аморфними), рідкими і газоподібними.

На сьогодні встановлено, що будь-яку речовину можна одержати у вигляді колоїдного розчину, якщо підібрати відповідні умови досліду.

8.1.1. ПРИГОТУВАННЯ ЗОЛЮ БЕРЛІНСЬКОЇ ЛАЗУРІ

Для роботи необхідно: розчини $K_3[Fe(CN)_6]$ (концентрації 0,1 г/л та 20 г/л); 2% $FeCl_3$; колби на 50 мл – 2 шт.; мірні піпетки.

Готують 20 мл розбавленого розчину гексаціаноферату калію $K_3[Fe(CN)_6]$ концентрації 0,1 г/л і по краплях додають 1–2 мл 2%-ного розчину хлориду заліза (III).

Для порівняння готують 20 мл розчину гексаціаноферату калію концентрації 20 г/л і додають 10–20 мл 2%-ного розчину хлориду заліза (III).

Висновки і спостереження записують у журнал.

8.1.2. ПРИГОТУВАННЯ ЗОЛЮ КАНІФОЛІ

Для роботи необхідно: 2% розчин каніфолі в етиловому спирті; дистильована вода; колба на 100–250 мл.

Готують 2%-ний розчин каніфолі в етиловому спирті. По краплях при енергійному перемішуванні (струшуванні) приливають його у великий об'єм дистильованої води (з розрахунку 5 мл спиртового розчину каніфолі на 50 мл води). Утворюється прозорий, сильно опалесцюючий ліофобний золь каніфолі у воді.

Частинки каніфолі в цьому розчині заряджені негативно.

8.1.3. ПРИГОТУВАННЯ ГІДРОЗОЛЮ СІРКИ

Для роботи необхідно: 2% розчин сірки в спирті; дистильована вода; колба на 50–100 мл.

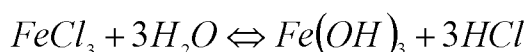
Заздалегідь готують розчин сірки в етиловому спирті, періодично збовтуючи сірку в спирті. Залишок сірки, яка не розчинилась, відфільтровують.

Гідрозоль сірки одержують, доливаючи по краплях 5 мл її спиртового розчину до 20 мл дистильованої води. Будова міцели сірки в цьому розчині невідома. Частинки сірки заряджені негативно.

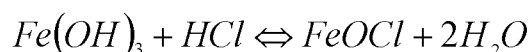
8.1.4. ПРИГОТУВАННЯ ЗОЛЮ ГІДРОКСИДУ ЗАЛІЗА

Для роботи необхідно: 2% розчин FeCl_3 ; мірні циліндри на 30 і 200 мл; колба на 250 мл; 8 колб на 25 мл; розчин солі K_2SO_4 ; розчин солі $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

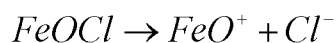
Цей метод застосовується, в основному, для одержання золів гідроксидів важких металів. Суть його полягає в наступному: в колбі нагрівають до кипіння 200 мл дистильованої води і в неї додають окремими порціями 30 мл 2%-ного розчину FeCl_3 . Спочатку одержується гідрат оксиду феруму (III) по схемі (за рівнянням реакції):



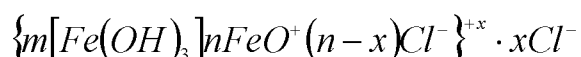
Молекули $\text{Fe}(\text{OH})_3$ вступають у хімічну взаємодію з HCl :



Молекули FeOCl дисоціюють на йони:



На поверхні колоїдної частинки із розчину адсорбуються ті йони, які за своєю природою близькі до складу ядра. Тоді будову колоїдної частинки золю гідроксиду феруму (III) схематично можна зобразити так:



Лабораторна робота

8.2. ВИЗНАЧЕННЯ ЗНАКУ ЗАРЯДУ КОЛОЇДНОЇ ЧАСТИНКИ (КАПІЛЯРНИЙ АНАЛІЗ)

Для роботи необхідно: дистильована вода; колоїдний розчин; хімічний стакан; хімічний штатив; фільтрувальний папір.

Мета роботи – визначити заряд гранул міцел досліджуваних колоїдних розчинів.

Знак електричного заряду колоїдних частинок або макромолекул можна визначити за допомогою капілярного аналізу. Переважно для цього використовують пухкий фільтрувальний папір, в якому пори мають достатню ширину.

При зануренні паперу у воду целюлозні стінки капілярів внаслідок вибіркової адсорбції іонів OH^- набувають негативного заряду, вода ж відповідно заряджається позитивно.

Якщо смужку паперу занурити у воду не повністю, то вода під дією капілярних сил (поверхневого натягу) підійматиметься по капілярах паперу. Негативно заряджені частинки колоїдного розчину підійматимуться разом з водою, не піддаючись силам притягання. Позитивно заряджені частинки притягнуться до негативно заряджених стінок капілярів, тому висота підйому їх буде меншою. Істотну різницю у висоті підйому золів можна використати для визначення знаку заряду або для розділення забарвлених золів.

Забарвлені золі гідроксиду заліза(III) і берлінської лазурі наливають у маленькі стакани на однакову висоту і занурюють в них однакові вузькі смужки фільтрувального паперу. Верхні краї смужок паперу приклеюють до планки, яку закріплюють у горизонтальному положенні в штативі. Через 30-60 хв вимірюють висоту підйому і роблять висновок про знак заряду золю. Результати спостережень записують в журнал.

8.3. ДІАЛІЗ КОЛОЇДНОГО РОЗЧИНУ

Для роботи необхідно: дистильована вода; 1%-ний розчин очищеної желатини або свіжоприготовлений золь; хлорид натрію; колодійний мішечок для діалізу; розчин азотнокислого срібла; 10%-ний розчин таніну; хімічний стакан; хімічний штатив з пробірками.

Мета роботи – очистити колоїдний розчин від іонів електроліту за допомогою методу діалізу.

В колодійний мішечок для діалізу наливають 1%-ний розчин очищеної желатини, до якої додають невелику кількість хлориду натрію. Мішечок з розчином занурюють в дистильовану воду.

Через деякий проміжок часу (3-4 години) в окремій порції води із зовнішньої посудини аналізують пробу на хлорид-іони з азотнокислим сріблом і на желатину з 10%-ним розчином таніну.

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Що вивчає предмет колоїдної хімії та яке його значення для живих організмів та медицини?
2. Основні поняття колоїдної хімії.
3. Організм як складна сукупність дисперсних систем.
4. Класифікація дисперсних систем (ДС) за розмірами частинок (за дисперсністю).
5. Класифікація ДС за агрегатним станом.
6. Класифікація ДС за взаємодією між дисперсною фазою і дисперсійним середовищем.
7. Загальна характеристика ліофобних колоїдних систем.
8. Загальна характеристика ліофільних колоїдних систем.
9. Класифікація ДС за топографічною ознакою.
10. Класифікація ДС за інтенсивністю взаємодії між частинками дисперсної фази (за структурою).
11. Класифікація ДС за фазовою відмінністю (суспензії і молекулярні колоїди).
12. Загальна характеристика методів одержання ДС. Диспергаційні методи.
13. Конденсаційні методи, основні умови. Фізична конденсація.
14. Будова міцели ліофобного золю.
15. Методи хімічної конденсації.
16. Опишіть методи пептизації.

17. В чому суть методів очищення колоїдних розчинів: діалізу, електродіалізу, ультрафільтрації, компенсаційного діалізу, вивідіалізу? Яка їх відмінність?
18. Поясніть суть гемодіалізу та принцип дії апарату «штучна нирка».

ТЕМА 9. ЕЛЕКТРОПОВЕРХНЕВІ ВЛАСТИВОСТІ ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМ

Теоретичні питання:

Утворення та будова подвійного електричного шару (ПЕШ). Основні теорії ПЕШ. Електрокінетичні явища. Електрокінетичні явища: електроосмос, електрофорез, потенціали течії та седиментації. Рівняння Гельмгольца-Смолуховського. Практичне використання електрокінетичних явищ у медицині, фармації, біології, в дослідницький та клініко-лабораторній практиці тощо. Електрофореграми.

Електрокінетичний потенціал ξ . Поняття про ізоелектричний стан золю. Фактори, що впливають на електрокінетичний потенціал. Вплив індиферентних електролітів на величину електрокінетичного потенціалу. Вплив неіндиферентних електролітів на величину електрокінетичного потенціалу. Вплив рН-середовища на величину електрокінетичного потенціалу. Вплив інших факторів на електрокінетичний потенціал. Причини, що зумовлюють гідрофільні та амфотерні властивості молекули білка. Вплив концентрації водневих йонів H^+ на дисоціацію білків. Ізоелектричний стан. Вплив електролітів на положення ізоелектричної точки казеїну. Особливості ізоелектричного стану ліофільних золей. Зміна властивостей молекули білка в ізоелектричній точці.

Лабораторна робота

9.1. ВИЗНАЧЕННЯ ВЕЛИЧИНИ ЕЛЕКТРОКІНЕТИЧНОГО ПОТЕНЦІАЛУ МЕТОДОМ ЕЛЕКТРОФОРЕЗУ

Для роботи необхідно: прилад для електрофорезу; вольтметр; золь гідроксиду заліза (III); 0,001 н. розчин NaOH.

Мета роботи – визначити величину електрокінетичного потенціалу за допомогою методу електрофорезу та дослідити вплив різних факторів на нього.

Величину електрокінетичного потенціалу можна визначити, використовуючи електрофорез – рух мікроскопічних частинок, завислих у воді, під впливом постійного струму. Це явище першим спостерігав у 1807 р. професор Ф.Ф. Рейсс.

За допомогою гнучкої дротини вимірюють відстань (середню) між електродами і обчислюють середню величину градієнта потенціалу

$$H = \frac{U}{l}.$$

Величину ξ -потенціалу обчислюють за формулою:

$$\xi = \frac{k\pi\eta}{D} \cdot U \cdot 300^2 \quad (1)$$

де D – діелектрична стала рідини;
 η – в'язкість рідини, Н·с/м²;
 k – стала, яка залежить від форми

частинок;

U – електрофоретична швидкість, що дорівнює шляху (м), який проходять частинки за 1 с при градієнті потенціалу N величиною V на 0,01 м. Для золів гідроксиду заліза і берлінської блакиті величина $k = 4$ (для глобулярних частинок).

Величину електрофоретичної швидкості U визначають за формулою

$$U = \frac{s}{\tau \cdot H}, \quad (2)$$

де S – шлях, м, який пройшли частинки за час T , с.

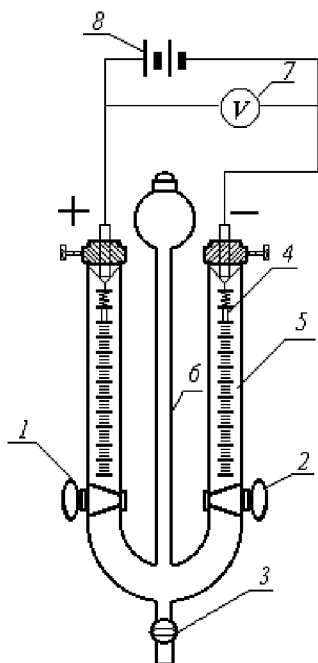


Рис.1. Прилад для електрофорезу.

Як джерело постійного струму використовують батарею гальванічних елементів напругою 60–80 В. Можна використати змінний струм, підключивши випрямляч.

Для дослідів зазделегідь готують золь гідроксиду заліза і відділюють його, як бокову рідину використовують розчин хлориду амонію концентрацією 1 г/л.

Заготовлений золь гідроксиду розливають у 4 посудини по 25–50 мл у кожен і додають в першу 0,001 н. розчину їдконого натру, у другу 10 мл, у третю – 5 мл.

Замість золю гідроксиду заліза можна використати будь-який забарвлений золь (наприклад, берлінської блакиті).

Якщо застосовують прилад тільки з одним краном (без кранів 1 і 2 U-подібної трубки), то колоїдний розчин наливають у прилад з закритим краном так, щоб тонка трубка і лійка заповнились ним. Потім наливають в U-подібну трубку 6–10 мл бокової рідини, вставляють платинові електроди так, щоб вони були на відстані $5-6 \cdot 10^{-2}$ м від верхніх країв U-подібної трубки. Потім обережно трохи відкривають кран, щоб золь повільно перетікав у U-подібну трубку. При цьому повинна зберігатися чітка межа поділу між забарвленим золем і боковою рідиною. Коли бокова рідина досягне $1/2-3/4$ платинових електродів, кран закривають.

Результати дослідів записують у таку таблицю:

Таблиця 1

№ розчину	Тривалість електрофорезу, с	Шлях, що пройшла межа забарвленого золю, 10^{-3} м	Напруга U, В

Лабораторна робота

9.2. ВИЗНАЧЕННЯ ІЗОЕЛЕКТРИЧНОЇ ТОЧКИ БІЛКІВ

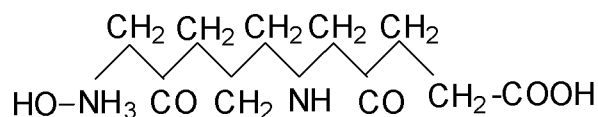
Для роботи необхідно: розчини: 0,01н. CH_3COOH ; 0,1 н. CH_3COOH ; 1 н. CH_3COOH ; 0,1 н. CH_3COONa ; розчин казеїну в 0,1 н. CH_3COONa ; індикатор метилоранж; піпетка, градуйована на 10 мл; штатив з пробірками.

Мета роботи – визначити ізоелектричну точку білка (казеїну).

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: $-\text{COOH}$; $-\text{NH}_2$; $=\text{CO}$; $=\text{NH}$.

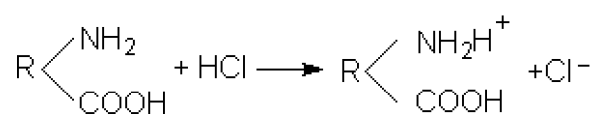
У зв'язку з цим білки мають високогідрофільні властивості. Присутність основної групи $-\text{NH}_2$ і кислотної $-\text{COOH}$ зумовлюють амфотерні властивості білкової молекули, яка має основні властивості, коли переважає вплив аміногрупи

важає вплив аміногрупи $\text{R} \begin{cases} \text{NH}_2 \\ \text{COO}^- \end{cases} + \text{H}^+$, і кислотні, коли переважає вплив

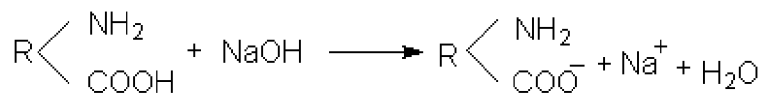
карбоксильної групи $\text{R} \begin{cases} \text{NH}_2\text{H}^+ \\ \text{COOH} \end{cases} + \text{OH}^-$

У водних розчинах білки проявляють властивості слабких 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 $-\text{NH}_2$ і білкова молекула заряджається негативно.



Отже, при певній концентрації водневих йонів (тобто при певному значенні рН 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 рН, при якій молекула білка знаходиться в ізоелектричному стані, називається *ізоелектричною точкою*.

Для кожного білка існує певне значення рН, при якому він знаходиться в ізоелектричному стані. Для більшості білків їх ізоелектрична точка лежить в кислому середовищі при $\text{pH} < 7$.

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 основних 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 ізоелектричної точки казеїну.

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

Згідно нижче приведеної таблиці в усі 18 пробірок за допомогою градуйованої піпетки заливають дистильовану воду, 0,01 н.; 0,1 н.; 1 н. розчини 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 рН, причому в обох рядах пробірок склад буферних сумішей однаковий.

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

Очевидно, перехід забарвлення метилоранжу від оранжевого до червоного в пробірках другого ряду повинен співпадати з пробіркою найбільшого помутніння в першому ряді.

Таблиця 1

	Номер пробірок								
	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Дистильована вода, мл	8,3	7,8	8,7	8,5	8,0	7,0	5,0	1,0	7,4
0,01 н. CH_3COOH , мл	0,7	1,2	–	–	–	–	–	–	–
0,1 н. CH_3COOH , мл	–	–	0,3	0,5	1,0	2,0	4,0	8,0	–
1 н. CH_3COOH , мл	–	–	–	–	–	–	–	–	1,6
Величина рН	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 $\text{pH} = 2,7 - 4,7$.

Через 5 – 10 хв. в ряді пробірок, які містять казеїн, зазначають ступінь помутніння. Відсутність помутніння позначають знаком “–”, його наявність – 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 рН, що відповідає ізоелектричній точці казеїну записують.

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Поясніть механізми утворення та будова подвійного електричного шару (ПЕШ).
2. В чому суть основних теорій ПЕШ?
3. Електрокінетичні явища.
4. Електроосмос, електрофорез.
5. Потенціали течії та седиментації.
6. Рівняння Гельмгольца-Смолуховського.
7. Практичне використання електрокінетичних явищ у медицині, фармації, біології, в дослідницький та клініко-лабораторній практиці тощо.
8. Електрофореграми.

9. Електрокінетичний потенціал ξ . Поняття про ізоелектричний стан золю.
10. Фактори, що впливають на електрокінетичний потенціал.
11. Вплив індиферентних електролітів на величину електрокінетичного потенціалу.
12. Вплив неіндиферентних електролітів на величину електрокінетичного потенціалу.
13. Вплив рН–середовища на величину електрокінетичного потенціалу.
14. Вплив інших факторів на електрокінетичний потенціал.
15. Причини, що зумовлюють гідрофільні та амфотерні властивості молекули білка.
16. Вплив концентрації водневих йонів H^+ на дисоціацію білків.
17. Ізоелектричний стан білка.
18. Вплив електролітів на положення ізоелектричної точки казеїну.
19. Які особливості ізоелектричного стану ліофільних золь?
20. Як змінюються властивості молекули білка в ізоелектричній точці?

ТЕМА 10. СТІЙКІСТЬ І КОАГУЛЯЦІЯ ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМ

Теоретичні питання:

Агрегативна та седиментаційна (кінетична) стійкість ДС, причини їх коагуляції. Фактори стійкості. Коагуляція. Вплив електролітів на коагуляцію ліофобних золь. Поріг коагуляції. Правило Шульца-Гарді. Основні теорії стійкості ДС. Теорія ДЛФО. Вплив електролітів на коагуляцію ліофобних золь. Коагуляція під дією суміші електролітів. Кінетика коагуляції. Фактори, що впливають на неї. Вплив розведення та температури на коагуляцію ДС. Гетерокоагуляція (взаємна коагуляція). Старіння золю. Вплив фізичних факторів на коагуляцію. Процеси коагуляції в живих організмах і при очищенні питної води та стічних вод. Колоїдний захист. Захисна дія ліофільних речовин. Явище пептизації. Значення стабілізації колоїдних систем для приготування ліків та життєдіяльності живих організмів.

Лабораторна робота

10.1. КОАГУЛЯЦІЯ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТАМИ

Для роботи необхідно: золь гідроксиду феруму (III); розчин K_2SO_4 ; розчин $K_3[Fe(CN)_6]$; 0,5%-ний розчин желатини; піпетка.

Мета роботи – дослідити вплив електролітів на коагуляцію золю гідроксиду феруму (III) та захисну стабілізуючу дію желатини на досліджуваний золь.

Хід роботи

Одержаний і охолоджений до кімнатної температури золь гідроксиду феруму (III) розливають у 8 колбочок по 20 мл в кожену.

Золь $Fe(OH)_3$ в перших двох колбочках титрують розчином K_2SO_4 , золь інших двох колбочок – розчином $K_3[Fe(CN)_6]$ до початку коагуляції, що спостерігають до помутніння золю.

В чотири наступні колбочки наливають 0,5%-ний розчин желатини по 10 крапель і теж титрують розчинами K_2SO_4 і $K_3[Fe(CN)_6]$. В цьому випадку електролітів йде більше. Це вказує на те, що желатина підвищує стабільність колоїдів, виявляючи захисну дію.

Результати титрування записують в таку таблицю:

Таблиця 1

	Номери колбочок	K_2SO_4 , мл	Номери колбочок	$K_3[Fe(CN)_6]$, мл
Без желатини	1		3	
	2		4	
З желатиною	5		7	
	6		8	

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. В чому суть агрегативної та седиментаційної (кінетичної) стійкості ДС, які причини їх коагуляції?
2. Опишіть та поясніть механізм дії факторів стійкості на ДС.
3. Основні теорії стійкості ДС.
4. Теорія ДЛФО.
5. Коагуляція. Вплив електролітів на коагуляцію ліофобних золей.
6. Поріг коагуляції.
7. Правило Шульца-Гарді.
8. Коагуляція під дією суміші електролітів.
9. Кінетика коагуляції. Фактори, що впливають на неї.
10. Вплив розведення та температури на коагуляцію ДС.
11. Гетерокоагуляція (взаємна коагуляція).
12. Явище старіння золю.
13. Вплив фізичних факторів на коагуляцію.
14. Процеси коагуляції в живих організмах та при очищенні питної води й стічних вод.
15. Колоїдний захист. Захисна дія ліофільних речовин.
16. Поясніть явища та методи пептизації.
17. В чому суть та значення стабілізації колоїдних систем для приготування ліків та життєдіяльності живих організмів?

ТЕМА 11. ОПТИЧНІ, МОЛЕКУЛЯРНО-КІНЕТИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ТА СТРУКТУРОУТВОРЕННЯ В ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМАХ

Теоретичні питання:

Загальна характеристика оптичних властивостей дисперсних систем (ДС). Теорія Релея. Фактори, що впливають на розсіювання світла. Оптичні методи дослідження ДС: нефелометрія, турбідиметрія, ультрамікроскопія. Загальна характеристика молекулярно-кінетичних властивостей ДС. Дифузія в ДС. Закон Фіка. Рівняння Ейнштейна. Рівняння Ейнштейна-Смолуховського. Осмотичний тиск колоїдних розчинів.

Конденсаційні та кристалізаційні структури. Контракція. Тиксотропія. Синерезис. Розчини ВМС та їх характеристика. Високомолекулярні сполуки - основа живих організмів. Глобулярна та фібрилярна структура білків. Порівняльна характеристика розчинів високомолекулярних сполук, істинних та колоїдних розчинів. Відмінність крихких гелів від студнів (драглів). Набухання ВМС (обмежене і необмежене), розчинення полімерів. Механізм набухання. Ступінь набухання ВМС. Тиск та теплота набухання ВМС. Вплив рН середовища, температури та електролітів на набухання. Роль набухання в фізіології організму. Драглювання розчинів ВМС. Механізм драглювання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на швидкість драглювання. Дифузія в драглях. Висолювання біополімерів з розчинів. Коацервація та її роль у біологічних системах. Осмотичний тиск ВМС. Ізоелектричний стан ВМС. Ізоелектрична точка та методи її визначення. Іонний стан біополімерів в водних розчинах. Іонний стан біополімерів в водних розчинах. В'язкість ДС. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові. Мембранна рівновага Доннана. Реологічні моделі: Гука, Ньютона, Максвелла, Кельвіна.

Лабораторна робота 11.1. НАБУХАННЯ ГЕЛІВ

Для роботи необхідно: желатин; 0,1 н. розчин CH_3COOH ; 0,1 н. розчин CH_3COONa ; штатив з пробірками; піпетка, градуйована на 10 мл.

Мета роботи – дослідити вплив рН середовища на процес набухання гелів та визначити відповідні ступені набухання.

Поглинання рідини студнем або гелем, що супроводжується значним збільшенням його об'єму, називається *набуханням*.

Процес набухання є характерною властивістю гелів у таких високомолекулярних сполук, як желатина, агар-агар, каучук, що називаються еластичними гелями, на противагу ненабухаючим – нееластичним гелям, до яких належать, головним чином, неорганічні гелі типу SiO_2 , SnO_2 , TiO_2 . Подібні гелі можуть вбирати змочуючу їх рідину. Проте їх об'єм при цьому не змінюється.

Характерною рисою високомолекулярних сполук являється асиметрія форми ниткоподібних макромолекул, що мають великі розміри ланцюгів.

Властивість еластичного гелю зв'язана з пружністю ланцюгів макромолекул, з яких складається основа гелю. Пружність макромолекул залежить від природи атомів, що входять до складу макромолекул, від характеру розподілу цих атомів, від довжини ланцюга, величини міжмолекулярних сил та від температури.

Процес набухання можна уявити як проникнення молекул низькомолекулярного розчинника в простір між молекулами високомолекулярної сполуки. Коли вільний простір заповнюється рідиною, молекули розчинника починають розширювати ланки ланцюга полімеру, утворюючи нові пустоти, які знову заповнюються низькомолекулярною рідиною. У цьому випадку, коли набухлий гель далі самовільно переходить в розчин при тій же температурі, проходить необмежене набухання.

Так натуральний каучук у воді набухає, а потім переходить в розчин, утворюючи розчин високомолекулярної сполуки. У даному випадку проходить розширення ланцюгів полімеру.

Гелі желатини і агар-агару при звичайній температурі набухають у воді до певної межі і в розчин не переходять. Розширення ланцюгів проходить тільки на деяких ділянках, остання частина ланцюга залишається зв'язаною між собою. У цьому випадку проходить обмежене набухання при даній температурі. Підвищення температури приводить часто до того, що обмежено набухаючі студні починають розчинятися, як це спостерігається у випадку желатини. Однак, не завжди підвищення температури приводить до розчинення, наприклад, не настає розчинення вулканізованого каучука. Це пояснюється наявністю між молекулами «мостикових зв'язків», що затруднюють перехід макромолекул в розчин. При наявності великої кількості таких «мостикових зв'язків», наприклад ебоніту, просторова сітка полімеру стає твердою, ланцюги втрачають свою пружність і полімер втрачає свою здатність до набухання.

Початкова стадія набухання характеризується значним виділенням тепла – теплотою набухання і тиском набухання. Сума об'ємів сухого гелю і поглиненої ним рідини більша, ніж об'єм набухлого гелю. Це явище носить назву контракції. Воно спостерігається, головним чином, у гелів, що набухають у воді (желатина, агар-агар, крохмаль) і пояснюється відносно більшою густиною орієнтованих молекул зв'язаної води. Набухання в органічних розчинниках проходить без помітної контракції.

Кількість рідини, що поглинається одним грамом гелю, називається *ступенем набухання*.

При необмеженому набуханні кількість рідини, що поглинається, може бути дуже великою і перевищувати десятикратний об'єм взятого для набухання гелю. Процес набухання проходить з певною швидкістю, залежить від природи набухаючого геля і розчинника. Набухання проходить як реакція першого порядку.

Велику групу, що мають ряд особливостей при набуханні, представляють гелі білкових речовин у воді і водних розчинах. В цих умовах при вимірюванні ступеня набухання необхідно врахувати рН середовища.

При певній концентрації водневих йонів від макромолекули білка відщеплюються йони, що відповідають як кислотній, так і основній дисоціації. Лише при певному значенні рН настає такий стан, який характеризується наявністю рівної кількості позитивних і негативних зарядів; білок стає електронейтральним. Такий стан називається ізоелектричним, а рН розчину, при якому цей стан настає – ізоелектричною точкою.

Крива залежності ступеня набухання від рН має мінімум в ізоелектричній точці. Причина впливу водневих і гідроксольних йонів на ступінь набухання полягає в тому, що в ізоелектричному стані частинки макромолекул з'єднуються в більш складні і великі комплекси. Цей процес зумовлюється деякою десольватацією ланцюгів полімерів в ізоелектричному стані.

Хід роботи

Для виконання роботи в пробірках готують 6 буферних розчинів (див. табл. 1):

В градуйовані пробірки насипають по 0,1 г сухого порошку желатини, точно відзначають об'єм сухої речовини в пробірках. Потім в кожен з пробірок вливають 5 мл одного з приготовлених розчинів з відповідним значенням рН. Через годину замірюють об'єм желатини після набухання. Ступінь набухання розраховують за формулою:

$$\alpha = \frac{V - V_o}{V_o}.$$

Таблиця 1

Склад розчинів	Номери пробірок					
	1	2	3	4	5	6
0,1 н. CH_3COOH , мл	9	7	5	3	1	–
0,1 н. CH_3COONa , мл	1	3	5	7	9	–
H_2O дист., мл	–	–	–	–	–	10
Значення рН	3,8	4,4	4,7	5,0	5,6	7

Дані експерименту записують у табл. 2.

Таблиця 2

Склад розчину	Номери пробірок					
	1	2	3	4	5	6
pH буферного розчину	3,8	4,4	4,7	5,0	5,6	7,0
Об'єм желатини до набухання, V_0 , мл						
Об'єм желатини після набухання, V , мл						
Ступінь набухання желатини, α , %						

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Дайте загальну характеристику оптичних властивостей дисперсних систем (ДС).
2. В чому суть теорії Релея? Які фактори впливають на розсіювання світла?
3. Оптичні методи дослідження ДС: нефелометрія, турбідиметрія, ультрамікроскопія.
4. Загальна характеристика молекулярно-кінетичних властивостей ДС.
5. Дифузія в ДС. Закон Фіка.
6. Рівняння Ейнштейна. Рівняння Ейнштейна-Смолуховського.
7. Осмотичний тиск колоїдних розчинів.
8. Конденсаційні та кристалізаційні структури.
9. Контракція. Тиксотропія. Синерезис.
10. Розчини ВМС та їх характеристика.
11. Високомолекулярні сполуки - основа живих організмів.
12. Глобулярна та фібрилярна структура білків.
13. Порівняльна характеристика розчинів високомолекулярних сполук, істинних та колоїдних розчинів.
14. Відмінність крихких гелів від студнів (драглів).
15. Набухання ВМС (обмежене і необмежене), розчинення полімерів.
16. Механізм набухання.
17. Ступінь набухання ВМС.
18. Тиск та температура набухання ВМС.
19. Вплив pH середовища, температури та електролітів на набухання.
20. Роль набухання в фізіології організму.
21. Драгливання розчинів ВМС.
22. Механізм драгливання.

23. Вплив рН середовища, температури та електролітів на швидкість драглювання.
24. Дифузія в драглях. Висолювання біополімерів з розчинів.
25. Коацервація та її роль у біологічних системах.
26. Осмотичний тиск ВМС.
27. Ізоелектричний стан ВМС.
28. Ізоелектрична точка та методи її визначення.
29. Іонний стан біополімерів в водних розчинах.
30. В'язкість в ДС.
31. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові.
32. Що таке «мембранна рівновага Доннана», її суть?
33. Опишіть реологічні моделі ДС: Гука, Ньютона, Максвелла, Кельвіна.

ТЕМА 12. БІОГЕННІ ЕЛЕМЕНТИ, s-ЕЛЕМЕНТИ

Теоретичні питання:

Загальні відомості про біогенні елементи. Якісний та кількісний вміст біогенних елементів в організмі людини. Макроелементи, мікроелементи та домішкові елементи. Органогени. Поняття про вчення В.І. Вернадського про біосферу та роль живої речовини (живих організмів). Електронна структура s-елементів. Типові хімічні властивості s-елементів та їх сполук. Зв'язок між місцезнаходженням s-елементів в Періодичній системі та їх вмістом в організмі. s-Елементи головної підгрупи І групи, знаходження у природі, способи добування, фізичні та хімічні властивості. Біологічна роль s-елементів І групи та їх сполук, використання у медицині. s-Елементи головної підгрупи ІІ групи, знаходження у природі, способи добування, фізичні та хімічні властивості. Біологічна роль s-елементів ІІ групи та їх сполук, практичне застосування у медицині.

Лабораторна робота

12.1. ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА ЙОНИ s-ЕЛЕМЕНТІВ

Мета роботи – провести якісний аналіз хімічних сполук на йони досліджуваних s-елементів.

Серед s-елементів до біометалів належать натрій, калій, магній та кальцій. Їх йони входять до складу буферних систем організму, забезпечують необхідний осмотичний тиск, беруть участь в утворенні мембранних потенціалів, у передачі нервових імпульсів (Na^+ , K^+), структуроутворенні (Mg^{2+} , Ca^{2+}). Такі s-елементи, як берилій та барій мають дуже токсичні властивості. Знання фізико-хімічних основ s-елементів та їх сполук має важливе значення в діагностиці, профілактиці та лікуванні хвороб, викликаних надлишком або нестачею s-елементів в організмі.

12.1.1. Визначення йонів Na^+ за забарвленням полум'я

Очищену промиванням у концентрованому розчині соляної кислоти і прожарюванням на безбарвному вогні спиртівки платинову (або ніхромову) дротину занурюють в розчин хлориду натрію, а потім вносять у безбарвне полум'я спиртівки. Спостерігається забарвлення полум'я вогню в жовтий колір.

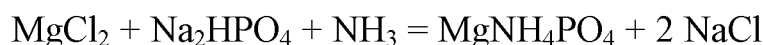
Забарвлення полум'я вогню, тобто здатність атомів збуджуватись і випромінювати кванти світла відповідної довжини хвилі при прожарюванні солей мінеральних речовин на вогні, використовується в методі полум'яної фотометрії для визначення йонів натрію в плазмі крові, еритроцитах, сечі та тканинах.

12.1.2. Визначення йонів K^+ за забарвленням полум'я

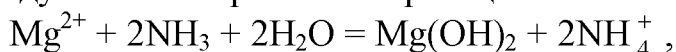
Краплю розчину солі калію вносять на кінчику платинової дротини (попередньо дротину очищують концентрованою соляною кислотою та прожарюють) у безбарвне полум'я спиртівки та спостерігають зміну забарвлення полум'я у фіолетовий колір. Так визначають наявність йонів калію в біологічних рідинах та тканинах. Ефект забарвлення полум'я використовують в фотометричному методі.

12.1.2. Реакція на йон Mg^{2+} з гідрофосфатом натрію Na_2HPO_4 у присутності водного розчину аміаку та хлориду амонію

У пробірку наливають 0,5 мл розчину солі магнію, а потім додають туди у вказаній послідовності по 0,5 мл таких розчинів: NH_4Cl , NH_3OH та Na_2HPO_4 . При цьому випадає білий дрібнокристалічний осад подвійної солі $MgNH_4PO_4$:

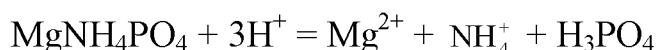


Присутність NH_4Cl в розчині необхідна для того, щоб запобігти утворенню гідроксиду магнію за рівнянням реакції:

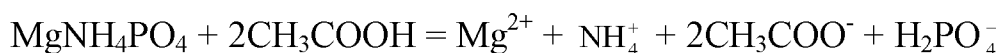
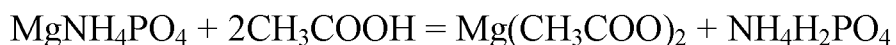


збільшення NH_4^+ зміщує дану рівновагу вліво та йони Mg^{2+} , завдяки цьому, залишаються в розчині.

Отриманий осад розділити на дві частини та перевірити його розчинність у соляній та оцтовій кислотах. Реакції проходять за рівняннями:



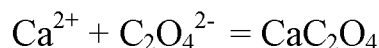
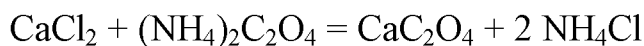
або



Реакція утворення $MgNH_4PO_4$ застосовується в біохімічному аналізі для визначення йонів Mg^{2+} у крові та тканинах.

12.1.4. Реакція на йон Ca^{2+} з оксалатом амонію $(NH_4)_2C_2O_4$

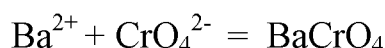
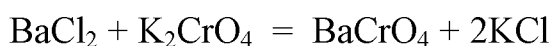
У пробірку наливають 0,5 мл розчину солі кальцію і таку ж кількість розчину $(NH_4)_2C_2O_4$. Утворюється білий кристалічний осад:



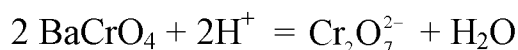
Осад розділяють на дві частини та випробовують його на розчинність в соляній та оцтовій кислотах. В якій кислоті осад розчиниться? Записують рівняння хімічної реакції. Розглянута реакція застосовується для визначення загального вмісту йонів кальцію у крові, сечі та тканинах.

12.1.5. Реакція на йон Ba^{2+} з хроматом калію K_2CrO_4

Наливають в пробірку 0,5 мл розчину солі барію та 0,5 мл розчину хромату калію. Випадає жовтий кристалічний осад хромату барію:



Отриманий осад необхідно розділити на дві частини і перевірити його розчинність в соляній та оцтовій кислоті. У соляній кислоті осад розчиняється згідно рівняння

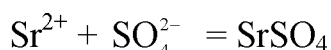
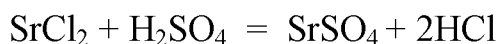


Розглянута реакція застосовується для визначення загального вмісту йонів барію у біологічних матеріалах.

12.1.6. Реакція на йон Sr^{2+} з сірчаною кислотою H_2SO_4

До 1 мл розчину солі стронцію приливають 0,5 мл розчину сірчаної кислоти, якщо осад відразу не випадає, то необхідно дати осаду постояти.

Відповідні рівняння реакції мають вигляд:



Розглянута реакція застосовується для визначення загального вмісту йонів стронцію в еритроцитах крові та інших біологічних матеріалах.

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Що таке «біогенні елементи»? Опишіть їх.
2. Який якісний та кількісний вміст біогенних елементів в організмі людини?
3. Макроелементи, мікроелементи та домішкові елементи.
4. Органогени. Поняття про вчення В.І. Вернадського про біосферу та роль живої речовини (живих організмів).
5. Електронна структура s-елементів.
6. Типові хімічні властивості s-елементів та їх сполук.
7. Зв'язок між місцезнаходженням s-елементів в Періодичній системі та їх вмістом в організмі.

8. s-Елементи головної підгрупи І групи, знаходження у природі, способи добування, фізичні та хімічні властивості.
9. Яка біологічна роль s-елементів І групи та їх сполук, використання у медицині?
10. Охарактеризуйте s-елементи головної підгрупи ІІ групи, знаходження у природі, способи добування, фізичні та хімічні властивості.
11. Яка біологічна роль s-елементів ІІ групи та їх сполук та практичне застосування у медицині?

ТЕМА 13. БІОГЕННІ ЕЛЕМЕНТИ, p-ЕЛЕМЕНТИ

Теоретичні питання:

Електронна структура та електронегативність p-елементів. Типові хімічні властивості p-елементів та їх сполук. Зв'язок між місцезнаходженням p-елементів в Періодичній системі та їх вмістом в організмі. Властивості p-елементів III групи, їх біологічна роль та застосування у медицині. Властивості p-елементів IV групи, їх біологічна роль та застосування у медицині. Властивості p-елементів V групи, їх біологічна роль та застосування у медицині. Властивості p-елементів VI групи, їх біологічна роль та застосування у медицині. Властивості p-елементів VII групи, їх біологічна роль, застосування їх та їхніх сполук у медицині. Властивості p-елементів VIII групи, їх біологічна роль, застосування їх та їхніх сполук у медицині. Зв'язок між вмістом біогенних елементів в організмі людини та їх вмістом в довкіллі. Ендемічні захворювання, їх зв'язок з особливостями біогеохімічних провінцій (районів з природним дефіцитом або надлишком певних хімічних елементів в літосфері). Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних хімічних сполук p-елементів техногенного походження.

Лабораторна робота

13.1. ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА p-ЕЛЕМЕНТИ

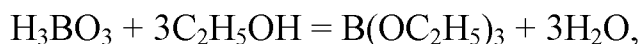
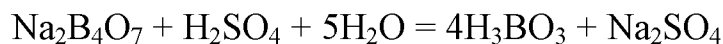
Мета роботи – провести якісний аналіз хімічних сполук на йони досліджуваних p-елементів.

Серед всіх p-елементів п'ять елементів є органогенними (так звані «елементи життя»). До них належать: Карбон (C), Нітроген (N), Оксиген (O), Фосфор (P) та Сульфур (S), які складають основу біологічно важливих молекул. До біогенних елементів відносяться також Хлор та Йод, а Бор, Флуор та Бром наявні в живих організмах у мікрокількостях. Сполуки Плюмбуму та Арсену мають дуже токсичні властивості. Як правило, в живому організмі p-елементи входять до складу складних органічних макромолекул або йонів OH^- , Cl^- , HCO_3^- , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , SO_4^{2-} , F^- . Вони складають основу буферної системи крові, забезпечують необхідний осмотичний тиск, містяться в шлунковому соці та інших біологічних середовищах. Багато сполук p-елементів використовуються в якості лікарських засобів.

13.1.1. Реакція на йони Бору (III) за забарвленням полум'я

У фарфоровій чашці випаровують 5–6 крапель розчину бури. Після охолодження до сухого залишку додають 4–5 крапель концентрованого розчину H_2SO_4 та 5–6 крапель етилового спирту. Суміш перемішують

скляною палочкою та запалюють. Полум'я спирту, який горить, забарвлюється в зелений колір. Це забарвлення обумовлене летким етиловим ефіром борної кислоти $B(OC_2H_5)_3$. Його отримують дією сірчаної кислоти та етилового спирту на тетраборат натрію:



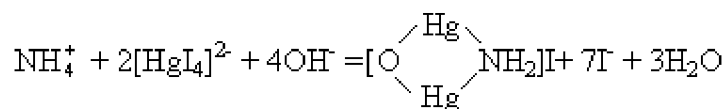
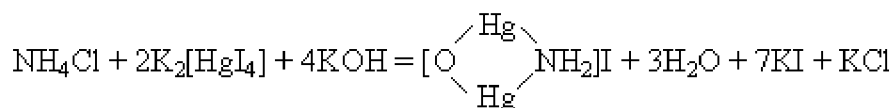
За допомогою цих реакцій перевіряють на вміст такі лікарські препарати як борна кислота та її солі.

13.1.2. Реакція на йони CO_3^{2-} з розведеними кислотами

У пробірку наливають 0,5 мл розчину Na_2CO_3 або K_2CO_3 та додають 1–2 краплі розчину кислоти. Що при цьому спостерігається? Запишіть рівняння реакції в молекулярній та йонній формі. Ця реакція використовується в санітарно-гігієнічній практиці при визначенні таких компонентів як CO_3^{2-} та HCO_3^- у природних та стічних водах.

13.1.3. Реакція на йони NH_4^+ з реактивом Несслера

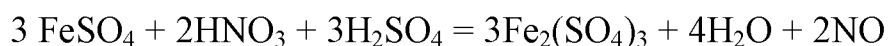
На предметне скло наносять на відстані 0,5–1 см одна від одної по одній краплі розчину NH_4Cl та реактиву Несслера. З'єднують краплі за допомогою скляної палочки – випадає червонувато-бурий осад:

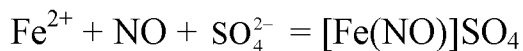
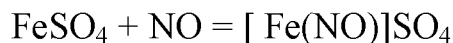
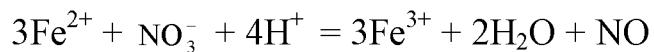


При дуже малих кількостях солей амонію замість осаду утворюється жовтий розчин. Цей ефект використовується у колориметричному методі аналізу для визначення вмісту загального та залишкового азоту крові, сечовини, у санітарно-гігієнічній практиці – при аналізі води, повітря, харчових продуктів.

13.1.4. Реакція на йони NO_3^- з сульфатом феруму (II) в присутності концентрованої сірчаної кислоти

На предметне скло наносять краплю розчину нітрату натрію. Всередину краплі поміщають маленький кристалик $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. На нього наносять одну краплю (за допомогою крапельниці) концентрованої соляної кислоти. Навколо кристалика з'являється буре забарвлення:

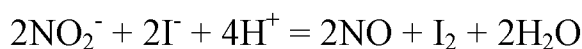
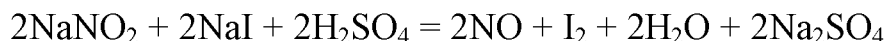




13.1.5. Реакція на йони NO_2^- з йодидом калію

Краплю розчину нітриту калію або натрію розбавляють водою до 3 мл, а потім додають по одній краплі розчинів KI, сірчаної кислоти та декілька крапель розчину крохмалю. Що при цьому спостерігається?

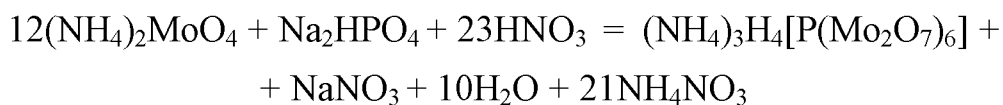
Рівняння реакції:



Дана реакція використовується для перевірки фармакопейного препарату NaNO_2 .

13.1.6. Реакція на йони PO_4^{3-} з молібдатом амонію

У пробірку наливають 0,5 мл розчину Na_2HPO_4 та 0,5 мл розчину $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$. Суміш підігрівують. Що спостерігається при охолодженні? Рівняння реакції:



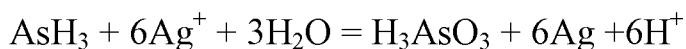
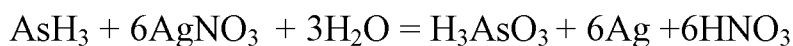
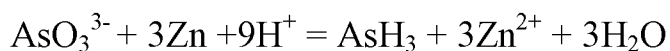
Вказана реакція застосовується для визначення вмісту Фосфору в ортофосфатах, які розчинені у водах промислових відходів.

Для визначення Фосфору в біологічних рідинах використовується реакція з молібденовою кислотою в присутності відновника.

13.1.7. Аналітична реакція на йони Арсену (III)

Дана реакція ґрунтується на одержанні гідроген арсену (III), який відновлює солі аргентуму до металічного срібла. У пробірку наливають 0,5 мл розчину розведеної сірчаної кислоти та краплю розчину солі арсену. Щільно закривають пробірку фільтрувальним папером, змоченим 1–2 краплями розчину нітрату аргентуму. Потім, трохи піднявши папір, вносять у пробірку шматок гранульованого цинку і знову швидко закривають отвір пробірки. Через декілька хвилин на внутрішній стороні фільтрувального паперу з'являється характерна пляма жовтого, коричневого або чорного кольору – в залежності від концентрації Арсену в розчині:

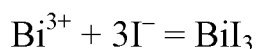
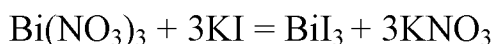




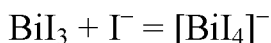
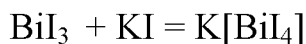
Ця реакція використовується для визначення Арсену в біологічних матеріалах та водах, забруднених промисловими відходами.

13.1.8. Реакція на йони Bi^{3+} з йодидом калію

До 0,5 мл розчину солі бісмуту додають 2–3 краплі розчину KI. Випадає чорно-коричневий осад йодиду бісмуту:



До одержаного осаду приливають ще надлишок розчину KI та збовтують. Осад розчиняється з утворенням комплексної солі оранжевого кольору:



Реакція використовується для перевірки фармакопейного препарату BiONO_3 .

13.1.9. Реакція на йони SO_4^{2-} із розчином хлориду барію

У пробірку наливають 5 мл розчину: K_2SO_4 , Na_2SO_4 або H_2SO_4 та 1 мл розчину BaCl_2 . Складіть рівняння реакції. Впевніться, що осад, який утворюється, нерозчинний у HNO_3 і HCl .

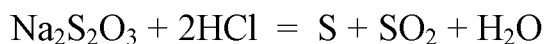
Реакція використовується для визначення йонів SO_4^{2-} в природних, питних та стічних водах.

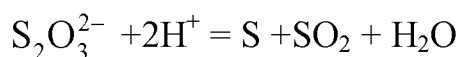
13.1.10. Реакція на йони SO_3^{2-} із розчином мінеральної кислоти

У пробірку наливають 0,5 мл розчину K_2SO_3 або Na_2SO_3 , 1 мл розчину HCl та нагрівають. Виділяється сірчистий газ з характерним запахом. Запишіть рівняння цієї реакції.

13.1.11. Реакція на йони $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ із розчином мінеральної кислоти

У пробірку наливають 0,5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та 1 мл розчину HCl . Трохи підігрівають. Запишіть результати спостережень. Рівняння реакції мають вигляд:

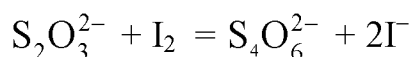
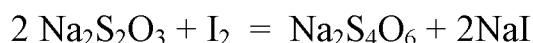




Приведена реакція лежить в основі існуючого методу лікування шкірних захворювань.

13.1.12. Реакція на йони $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ із розчином йоду

У пробірку наливають 0,5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та декілька крапель розчину йоду. Розчин йоду знебарвлюється.



За допомогою вказаної реакції встановлюються фармакопейні препарати йоду та тіосульфату.

13.1.13. Реакція на йони Cl^- із розчином аргентум нітрату

У пробірку наливають 1мл розчину NaCl або KCl та декілька крапель розчину аргентум нітрату. Спостерігають утворення білого осаду. Складіть рівняння реакції. Впевніться, що осад, який утворюється, нерозчинний у HNO_3 і H_2SO_4 .

Реакція використовується для визначення йонів Cl^- в природних, питних, стічних водах, біологічних рідинах та фармакопейних препаратах.

13.1.14. Кількісне визначення вмісту йонів Cl^- в питній воді за методом Фольгарда

В питних водах йони хлору знаходяться у вигляді солей: NaCl , KCl , CaCl_2 , MgCl_2 .

Для визначення кількісного вмісту хлорид-йону в питній воді в колбу для титрування піпеткою переносять 10 мл досліджуваної води, додають 10 мл титрованого розчину нітрату аргентуму, 1 мл насиченого розчину ферумамонійних галунів та титрують розчином NH_4CNS до виникнення рожевого забарвлення. Титрування повторюють тричі.

Вміст хлорид-йону розраховують за формулою:

$$\rho = \frac{[C(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3) - C(\text{NH}_4\text{CNS}) \cdot V(\text{NH}_4\text{CNS}) \cdot M(\text{Cl}^-)]}{V(\text{H}_2\text{O})},$$

де $\rho(\text{Cl}^-)$ – масова концентрація хлорид-йону, мг/л;

$M(\text{Cl}^-)$ – молярна маса йонів хлору, мг/моль;

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

$C(\text{AgNO}_3)$ – молярна концентрація розчину AgNO_3 , моль/л;

$C(\text{NH}_4\text{CNS})$ – молярна концентрація розчину NH_4CNS , моль/л;

$V(\text{AgNO}_3)$ – об'єм титрованого розчину AgNO_3 , л;

$V(NH_4CNS)$ – об'єм титрованого розчину NH_4CNS , л.

Даний метод дає позитивні результати та використовується кількісного визначення хлорид-йону у природній, питній або стічній водах, якщо вмісту Cl^- -йону не перевищує 2–3 г в 1 мл досліджуваної води.

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Охарактеризуйте електронну структуру та електронегативність р-елементів.
2. Поясніть типові хімічні властивості р-елементів та їх сполук.
3. Проаналізуйте зв'язок між місцезнаходженням р-елементів в Періодичній системі та їх вмістом в організмі.
4. Властивості р-елементів III групи, їх біологічна роль та застосування у медицині.
5. Властивості р-елементів IV групи, їх біологічна роль та застосування у медицині.
6. Властивості р-елементів V групи, їх біологічна роль та застосування у медицині.
7. Властивості р-елементів VI групи, їх біологічна роль та застосування у медицині.
8. Властивості р-елементів VII групи, їх біологічна роль, застосування їх та їхніх сполук у медицині.
9. Властивості р-елементів VIII групи, їх біологічна роль, застосування їх та їхніх сполук у медицині.
10. Поясніть зв'язок між вмістом біогенних елементів в організмі людини та їх вмістом в довкіллі.
11. Ендемічні захворювання, їх зв'язок з особливостями біогеохімічних провінцій (районів з природним дефіцитом або надлишком певних хімічних елементів в літосфері).
12. Які причини та суть виникнення проблем забруднення сполуками р-елементів?
13. Опишіть методи очищення живих організмів?
14. Опишіть методи очищення об'єктів довкілля та біосфери від токсичних хімічних техногенного походження.

ТЕМА 14. БІОГЕННІ ЕЛЕМЕНТИ, d-ЕЛЕМЕНТИ

Теоретичні питання:

Електронна структура d-елементів. Типові хімічні властивості d-елементів та їх сполук. Зв'язок між місцезнаходженням d-елементів в Періодичній системі та їх вмістом в організмі. Властивості d-елементів I і II груп, знаходження у природі, способи добування, фізичні та хімічні властивості. Біологічна роль d-елементів I і II груп та їх сполук, застосування у медицині. d-Елементи III і IV груп (підгрупи скандію та титану), фізичні та хімічні властивості, застосування у медицині. d-Елементи V, VI і VII груп (підгрупи ванадію, хрому та мангану), фізичні та хімічні властивості, застосування у медицині. d-Елементи VIII групи, знаходження у природі, фізичні та хімічні властивості. Біологічна роль d-елементів та їх сполук, застосування у медицині. Токсична дія сполук d-елементів для організму людини. Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних хімічних сполук d-елементів техногенного походження.

14.1. ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА ЙОНИ d-ЕЛЕМЕНТІВ

Мета роботи – провести якісний аналіз хімічних сполук на йони досліджуваних d-елементів.

При порівнянні з розглянутими раніше s-елементами, d-елементи містяться в організмі у значно менших кількостях. Однак їх роль у фізіологічних та патологічних процесах дуже велика та важлива. У теперішній час іде дискусія чи вважати хром та ванадій біометалами. Біометали – незамінні мікроелементи, які мають каталітичний вплив на багаточисельні біохімічні реакції та активізують діяльність ферментів. У макрокількостях вони отруйні. Особливу загрозу становлять сполуки ртуті.

14.1.1. Реакція на йон Cr^{2+}

У пробірку наливають 1–2 мл розчину солі $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, додають 3–5 мл розчину NaOH та добавляють 3–4 краплі розчину H_2O_2 . Потім нагрівають до появи жовтого забарвлення (CrO_4^{2-}). Напишіть рівняння відповідних реакцій.

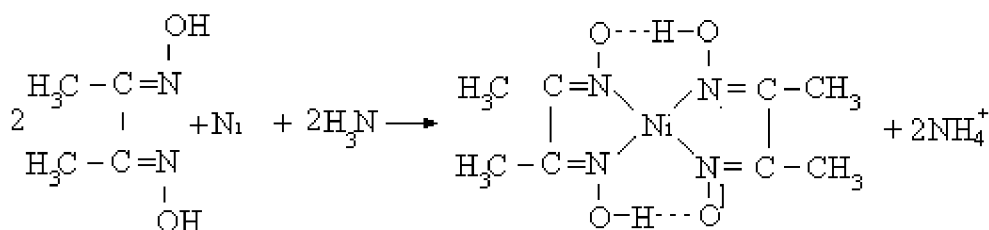
14.1.2. Реакція на йон Mn^{2+}

У пробірку наливають 1–2 краплі дуже розведеного розчину MnSO_4 , 1–2 краплі AgNO_3 (каталізатор), 1 мл розчину NaOH з $c(\text{NaOH}) = 2 \text{ моль/л}$ та 1 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$. Вміст пробірки підігрівають. Розчин забарвлюється у характерний червоно-фіолетовий колір (MnO_4^-).

Напишіть рівняння реакцій. Чи можливе використання цієї реакції для визначення йонів Ag^+ ?

14.1.3. Реакції на йон Ni^{2+} з диметилгліоксимом (реакція Л.А. Чугаєва)

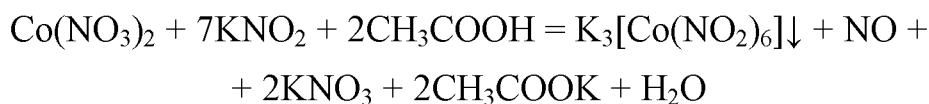
У пробірку наливають краплю розчину солі нітрату нікелю (II), додають 3–6 крапель водного розчину аміаку та 2–3 краплі спиртового розчину диметилгліоксимату. Спостерігають випадання яскраво-червоного осаду диметилгліоксимату нікелю (внутрішньокмплесна сполука).



Реакція дуже чутлива і використовується для виявлення йонів Ni^{2+} у промислових, стічних водах.

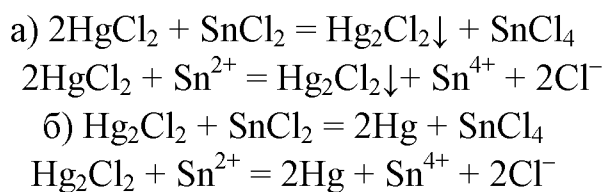
14.1.4. Реакції на йон Co^{2+} з нітратом калію

2–3 краплі розчину нітрату кобальту (II) наливають у пробірку, додають декілька крапель розчину CH_3COOH до pH=3 (проба універсальним індикатором) та 1–2 краплі розчину нітрату калію. Випадає жовтий кристалічний осад $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.



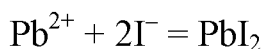
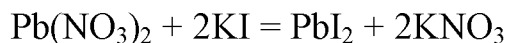
14.1.5. Реакція на йон Hg^{2+} із SnCl_2

У пробірку до 0,5 мл розчину хлориду меркурію (II) (сулеми) додають по краплях розчин SnCl_2 . Утворюється білий осад каломелю (Hg_2Cl_2), який поступово чорніє.



14.1.6. Реакція на йони Pb^{2+} з йодидом калію

До кількох крапель розчину солі Плюмбуму приливають стільки ж розчину йодиду калію. Випадає жовтий осад йодиду плюмбуму.



До одержаного осаду приливають 1 мл оцтової кислоти. Утворену суміш нагрівають до кипіння. Потім розчин повільно охолоджують. При цьому знов випадає осад йодиду плюмбуму у вигляді золотистих кристалів.

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Поясніть електронну структуру d-елементів.
2. Опишіть типові хімічні властивості d-елементів та їх сполук.
3. Проаналізуйте зв'язок між місцезнаходженням d-елементів в Періодичній системі та їх вмістом в організмі.
4. Властивості d-елементів I і II груп, знаходження у природі, способи добування, фізичні та хімічні властивості.
5. Яка біологічна роль d-елементів I і II груп та їх сполук, застосування у медицині?
6. d-Елементи III і IV груп (підгрупи скандію та титану), фізичні та хімічні властивості, застосування у медицині.
7. d-Елементи V, VI і VII груп (підгрупи ванадію, хрому та мангану), фізичні та хімічні властивості, застосування у медицині.
8. d-Елементи VIII групи, знаходження у природі, фізичні та хімічні властивості.
9. Яка біологічна роль d-елементів та їх сполук, застосування у медицині?
10. Охарактеризуйте токсичну дію сполук d-елементів для організму людини.
11. В чому суть та механізм виникнення проблем забруднення та очищення біосфери від токсичних хімічних сполук d-елементів техногенного походження?

ДОДАТКИ

Додаток 1

Позначення та одиниці виміру у системі СІ

Назва величини	Символ	Одиниця виміру
Абсолютна швидкість йонів	u	$\text{м}^2/\text{В}\cdot\text{с}$
Атомна маса	a	$\text{кг}/\text{кг-атом}$
Вага	g	кг
Внутрішня енергія	U	$\text{Дж}/\text{кмоль}$
В'язкість	η	$\text{Н}\cdot\text{с}/\text{м}^2$
Густина	d	$\text{кг}/\text{м}^3$
Діелектрична проникність	D	-
Довжина	l	м
Довжина хвилі	λ	м
Ебуліоскопічна константа	$K_{\text{еб}}$	$\text{К}\cdot 10^3 \text{кг}/\text{кмоль}$
Еквівалентна електропровідність	λ	$\text{Ом}^{-1}\cdot\text{м}^2/\text{кг-екв}$
Електродний потенціал	φ	В
Електрорушійна сила	E	В
Енергія	E	Дж
Енергія зв'язку	ε	$\text{Дж}/\text{кмоль}$
Ентальпія	H	$\text{Дж}/\text{кмоль}$
Ентропія	S	$\text{Дж}/\text{кмоль}\cdot\text{К}$
Ізобарно-ізотермічний потенціал	G	$\text{Дж}/\text{кмоль}$
Ізохорно-ізотермічний потенціал	F	$\text{Дж}/\text{кмоль}$
Іонізаційний потенціал	I	$\text{Дж}/\text{кмоль}$
Кількість молекул	N	-
Кількість молів	n	-
Кінцева зміна властивостей	Δ	-
Коефіцієнт активності	γ	-
Коефіцієнт розподілу	K	-
Константа Ван-дер-Ваальса	a	$(\text{м}^3)^2 \cdot \text{кмоль}^{-2} \cdot \text{Н}/\text{м}^2$
Константа хімічної рівноваги	K	-
Константа швидкості реакції	k	-

Кріоскопічна константа	$K_{кр}$	$K \cdot 10^3 \text{ кг/кмоль}$
Маса	m	кг
Молекулярна маса	M	кг/кмоль
Моляльність, моляльна концентрація	m	кмоль/кг
Молярна рефракція	R	$\text{м}^3/\text{кмоль}$
Молярність, мольна концентрація	c	кмоль/м^3
Момент інерції обертання	I	$\text{кг} \cdot \text{м}^2$
Мольна частка	N	-
Обертальне квантове число	j	-
Об'єм	V	м^3
Осмотичний тиск	π	Па
Парціальний тиск	p	Па
Питома електропровідність	χ	$\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$
Питомий опір	ρ	$\text{Ом} \cdot \text{м}$
Поверхневий натяг	σ	Н/м
Робота, виконана системою	A	Дж/кмоль
Сила	F	Н
Ступінь дисоціації	α	-
Температура	T	К
Теплоємність	C	$\text{Дж/кмоль} \cdot \text{К}$
Теплота	Q, q	Дж
Тиск	P	Па
Хвильове число	ω	м^{-1}
Хімічний потенціал	μ	-
Час	τ	с
Частота	ν	с^{-1}
Частота коливань	ν	Гц
Число зіткнень	Z	-
Число переносу	t	-

Деякі фізичні константи

Число Авогадро	$N = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Стала Планка	$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$
Універсальна газова стала	$R = 8314,3 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$
Стала Больцмана	$k = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К}$
Число Фарадея	$F = 9,65 \cdot 10^7 \text{ Кл/кг-екв}$
Тиск атмосферний (н.у.)	$P = 101324,6 \text{ Па}$
Маса електрона	$m_e = 0,911 \cdot 10^{-30} \text{ кг}$
Елементарний заряд	$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
Маса протона	$m_p = 1,672 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Швидкість світла	$c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ м/с}$

Густина деяких речовин

Речовина	$\rho, \text{ кг/м}^3$	Речовина	$\rho, \text{ кг/м}^3$
Алюміній	2700	Натрій	970
Вольфрам	19100	Нікол	8900
Графіт	1600	Олово	7400
Залізо (сталь)	7800	Платина	2150
Бензен	880	Свинець	11300
Вода	1000	Срібло	10500
Гліцерин	1260	Титан	4500
Золото	19300	Уран	19000
Кадмій	8650	Цинк	7000
Кобальт	9800	Ртуть	13600
Лід	916	Спирт етиловий	790
Мідь	8900	Діетиловий етер	720
Моібден	10200		

Додаток 4

Густина деяких газів (н.у.)

Газ	$\rho, \text{кг/м}^3$	Газ	$\rho, \text{кг/м}^3$
Азот	1,25	Кисень	1,43
Аміак	0,77	Метан	0,72
Водень	0,09	Повітря	1,293
Карбон (IV) оксид	1,98	Хлор	3,21

Додаток 5

Співвідношення
між позасистемними одиницями

Величина	Одиниця		
	Позначення	Назва	Еквівалент СІ
Довжина	мк	мікрон	10^{-6} м
Маса	<i>m</i>	тонна	10^3 кг
	<i>г</i>	грам	10^{-3} кг
	<i>а.о.</i>	атомна одиниця	10^{-27} кг
Об'єм	<i>л</i>	літр	10^{-3} м^3
	<i>мл</i>	мілілітр	10^{-6} м^3
Температура	$^{\circ}\text{C}$	градус Цельсія	$T = t + 273,15$
Тиск	<i>атм</i>	атмосфера	$1,0133 \cdot 10^5 \text{ Па}$
Час	<i>год</i>	година	3600 с
	<i>хв</i>	хвилина	60 с

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Гомонай В.І., Мільович С.С. Медична хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів –Вінниця: Нова Книга. – 2016. – 672 с.
2. Гомонай В.І. Фізична та колоїдна хімія. Вид. третє., доп. (Затверджено Міністерством освіти і науки України як підручник для студентів вищих навчальних закладів) - Вінниця: Нова книга.- 2015.- 494 с.
3. Гомонай В.І. Фізична та колоїдна хімія: підручник для студ. вищ. навч. заклад. (Затверджено Міністерством освіти і науки, молоді та спорту України як підручник для студентів вищих навчальних закладів). – Вид. 3-тє.- Вінниця: Нова Книга. – 2014. – 496 с.
4. Гомонай В.І. Фізична та колоїдна хімія (Затверджено Міністерством освіти і науки, молоді та спорту України як підручник для студентів вищих навчальних закладів). – Вид. 3-тє, доп.- Вінниця: Нова Книга. – 2012. – 524 с.
5. Гомонай В.І. Фізична та колоїдна хімія (Затверджено Міністерством освіти і науки України як підручник для студентів вищих навчальних закладів). – Вид. 2-ге, доп.- Вінниця: Нова книга. – 2007. – 494 с.
6. Гомонай В.І., Мільович С.С. Загальна та неорганічна хімія: підручник для студентів вищих навчальних закладів. - Вінниця: Нова книга.- 2016. – 448 с.
7. Гомонай В.І., Мільович С.С. Біонеорганічна хімія. Навчальний посібник для студентів фармацевтичного, медичного та біологічного факультетів студентів вищих навчальних закладів III – IV рівнів акредитації. - Ужгород: ВАТ «Патент», 2006 р. – 139 с.
8. Гомонай В.І. Фізична та колоїдна хімія. (Затверджено Міністерством освіти і науки України як підручник для студентів вищих навчальних закладів) – Ужгород: ВАТ "Патент" – 2006. - 495 с.
9. Голуб Н.П., Гомонай В.І., Баренблат І.О., Козьма А.А., Дзямко В.М., Мільович С.С., Стерчо І.П. Медична хімія (фізична, колоїдна та біонеорганічна хімія). Навчальний посібник до лабораторного практикуму для студентів медичного факультету.- Ужгород: Вид-во ФОП Сабов А.М.- 2017. – 104 с.
10. Гомонай В.І., Голуб Н.П., Секереш К.Ю., Богоста А.С. Медична хімія (фізична, колоїдна та біонеорганічна хімія). Посібник до лабораторного практикуму для студентів медичного факультету. – Ужгород: ВАТ Патент. – 2007.– 137 с.

ЗМІСТ

	Стор.
ПЕРЕДМОВА	3
ПРАВИЛА РОБОТИ І ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ В ЛАБОРАТОРІЇ З МЕДИЧНОЇ ХІМІЇ	5
ЛІКВІДАЦІЯ НЕЩАСНИХ ВИПАДКІВ І НАДАННЯ ПЕРШОЇ ДОПОМОГИ	7
ОБРОБКА ТА ОФОРМЛЕННЯ РЕЗУЛЬТАТІВ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ	8
ТЕМА 1. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА ТА БІОЕНЕРГЕТИКА	11
1.1. Визначення теплоти горіння газів за допомогою калориметра Юнкерса	11
1.2. Визначення теплоти розчинення і теплоти гідратації солі	16
1.3. Визначення концентрації (нормальності) сильної кислоти при нейтралізації її сильною основою (лугом)	22
ТЕМА 2. ПОВЕРХНЕВІ ЯВИЩА ТА АДСОРБЦІЯ	30
2.1. Визначення поверхневого натягу розчинів методом відліку крапель (сталагмометричним методом)	31
2.2. Визначення площі та довжини молекули поверхнево-активної речовини	35
2.3. Адсорбція оцтової кислоти на активованому вугіллі	37
2.4. Дослідження адсорбції забарвлених речовин із розчинів	39
2.5. Дослідження адсорбції ізоамілового спирту із розчину за допомогою активованого вугілля	40
2.6. Визначення повної обмінної ємності (оє) катіоніту	40
2.7. Визначення вмісту лікарської речовини (глюконату кальцію) в розчині методом іонообмінної адсорбції	41
2.8. Знезсолювання води за допомогою іонітів	41
2.9. Розділення йонів Fe^{3+} , Cu^{2+} , Co^{2+} методом хроматографії на оксиді алюмінію	42
ТЕМА 3. РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ	44
3.1. Визначення критичної температури взаємного розчинення рідин	44
3.2. Визначення молекулярної маси розчиненої речовини кріоскопічним методом	50
ТЕМА 4. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	55
4.1. Визначення електропровідності електролітів і обчислення ступеня дисоціації	55
4.2. Визначення концентрації кислоти методом кондуктометричного титрування	62
4.3. Визначення розчинності малорозчинних сполук	65

4.4. Визначення іонного добутку води	67
4.5. Визначення вмісту лікарської речовини в розчині	68
ТЕМА 5. ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ТА ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ	71
5.1. Вимірювання електрорушійних сил гальванічних елементів та визначення електродних потенціалів окремих електродів	71
ТЕМА 6. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК pH ТА БУФЕРНІ СИСТЕМИ	76
6.1. Визначення водневого показника потенціометричним методом	76
6.2. Потенціометричне визначення pH, розрахунок константи дисоціації слабкої кислоти	80
6.3. Дослідження буферних властивостей розчинів і визначення величини їх буферної ємності	81
ТЕМА 7. ХІМІЧНА КІНЕТИКА І КАТАЛІЗ	83
7.1. Визначення швидкості розкладу пероксиду водню газометричним методом	83
7.2. Фотохімічний розклад H_2O_2	87
7.3. Визначення швидкості розкладу тіосульфатної кислоти	89
7.4. Каталітичний вплив іонів Феруму на швидкість окиснення йодистоводневої кислоти персульфатом амонію	91
7.5. Дослідження гідролізу крохмалю в присутності соляної кислоти	92
7.6. Дослідження гідролізу крохмалю в присутності ферментів і соляної кислоти при температурі 37°C	93
ТЕМА 8. ФІЗИКО-ХІМІЯ ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМ	95
8.1. Методи одержання колоїдних розчинів	95
8.2. Визначення знаку заряду колоїдної частинки (капілярний аналіз)	97
8.3. Діаліз колоїдного розчину	98
ТЕМА 9. ЕЛЕКТРОПОВЕРХНЕВІ ВЛАСТИВОСТІ ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМ	100
9.1. Визначення величини електрокінетичного потенціалу методом електрофорезу	100
9.2. Визначення ізоелектричної точки білків	103
ТЕМА 10. СТІЙКІСТЬ І КОАГУЛЯЦІЯ ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМ	107
10.1. Коагуляція колоїдних розчинів електролітами	107
ТЕМА 11. ОПТИЧНІ, МОЛЕКУЛЯРНО-КІНЕТИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ТА СТРУКТУРОУТВОРЕННЯ В ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМАХ	109
11.1. Набухання гелів	109
ТЕМА 12. БІОГЕННІ ЕЛЕМЕНТИ, s-ЕЛЕМЕНТИ	114
12.1. Якісні реакції на йони s-елементів	114
ТЕМА 13. БІОГЕННІ ЕЛЕМЕНТИ, p-ЕЛЕМЕНТИ	118

13.1. Якісні реакції на йони р-елементів	118
ТЕМА 14. БІОГЕННІ ЕЛЕМЕНТИ, d-ЕЛЕМЕНТИ	124
14.1. Якісні реакції на йони d-елементів	124
ДОДАТКИ	127
СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ	132

ДЛЯ НОТАТОК

Навчальне видання

Голуб Неля Петрівна
Козьма Антон Антонович
Дзямко Віталій Михайлович
Баренблат Ігор Олександрович

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до лабораторного практикуму
З КУРСУ «МЕДИЧНА ХІМІЯ»
для студентів медичного факультету
ОС «Магістр»
(спеціальність 222 Медицина)**

У редакції авторів

Підписано до друку 01.05.2024 р. Формат 60х90/16
Папір друкарський. Друк різнографічний.
Наклад 100 прим.

Розтиражовано з готових оригінал-макетів

ІІІ Роман О.І.

м. Ужгород, пл. Ш.Петефі, 34/1

Тел.: 050 977 16 56