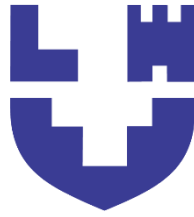


**Міністерство освіти і науки України
Луцький національний технічний університет**



ФІЗИЧНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ

Методичні вказівки до лабораторних занять
для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
освітніх програм «Харчові технології» та «Експертиза харчових
продуктів та продовольчої сировини»
галузі знань G Інженерія, виробництво та будівництво
спеціальності G 13 Харчові технології
денної та заочної форм навчання

Луцьк 2025

УДК 541+541.18

Ф 544

Електронна копія друкованого видання передана для внесення в репозитарій ЛНТУ

Директор бібліотеки _____ Н.П. Поліщук

Рекомендовано до видання вченою радою факультету митної справи, матеріалів та технологій ЛНТУ,

протокол № ____ від «__» _____ 2025 року.

Голова вченої ради факультету ММТ _____ В.В. Ткачук

Розглянуто і схвалено на засіданні кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ, протокол № ____ від «__» _____ 2025 року.

Завідувач кафедри харчових технологій та хімії _____ І.М. Дударєв

Укладач: _____ В.Я. Шемет, кандидат хімічних наук, доцент кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ

Рецензент: _____ О.І. Гулай, доктор педагогічних наук, професор кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ

Відповідальний за випуск: _____ І.М. Дударєв, д.т.н., професор, завідувач кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ.

Ф 544

Фізична та колоїдна хімія [Текст]: Методичні вказівки до лабораторних занять для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітніх програм «Харчові технології» та «Експертиза харчових продуктів та продовольчої сировини» галузі знань G Інженерія, виробництво та будівництво спеціальності G 13 Харчові технології денної та заочної форм навчання / уклад. В. Я. Шемет. – Луцьк: ЛНТУ, 2025. – 52 с.

Видання містить методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з дисципліни «Фізична та колоїдна хімія».

Призначене для студентів спеціальності G 13 Харчові технології денної та заочної форм навчання.

© Шемет В.Я. 2025

Зміст

ВСТУП

Лабораторне заняття 1. Порядок роботи в лабораторії та техніка безпеки. Знайомство з порядком оформлення, правилами складання та побудови графіків, прикладами розрахунків, які проводять за допомогою графіків.

Лабораторне заняття 2. Визначення теплоти нейтралізації та теплоти гідратування.

Лабораторне заняття 3. Другий та третій закони термодинаміки. Ентропія.

Лабораторне заняття 4. Вивчення швидкості реакції йодування ацетону.

Лабораторне заняття 5. Вивчення хімічної рівноваги реакції $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- \leftrightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$.

Лабораторне заняття 6. Визначення молярної маси речовини кріоскопічним методом.

Лабораторне заняття 7. Вивчення залежності ЕРС від концентрації для гальванічного елемента Данієля-Якобі.

Лабораторне заняття 8. Корозія металів і захист від корозії.

Лабораторне заняття 9. Визначення поверхневого натягу рідини сталагмометричним методом.

Лабораторне заняття 10. Вивчення адсорбції на межі розділу тверде тіло – рідина.

Лабораторне заняття 11. Визначення розміру частинок та фракційного складу дисперсної системи методом седиментаційного аналізу

Лабораторне заняття 12. Одержання і властивості дисперсних систем.

Лабораторне заняття 13. Підтвердження колоїдного стану дисперсних систем; написання формул міцел.

Лабораторне заняття 14. Визначення порогу коагуляції золю ферум (III) гідроксиду.

Лабораторне заняття 15. Визначення молекулярної маси полімеру методом віскозиметрії.

ДОДАТКИ

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Вступ

Методичні вказівки до лабораторних робіт з хімії складені для 30 чотиригодинних занять другого семестру. Для кожної теми коротко подано опис методики виконання експерименту і обчислень, контрольні питання для самостійної роботи здобувачів.

Перед початком лабораторного практикуму кожен здобувач освіти повинен добре засвоїти правила роботи і техніку безпеки в хімічній лабораторії, а також способи надання при необхідності першої допомоги.

Система оцінювання навчальних досягнень здобувачів проходить у відповідності до чинного положення «Про організацію освітнього процесу в Луцькому національному технічному університеті». Оцінювання знань здобувачів освіти здійснюється відповідно до загальних критеріїв паралельно за:

– 4-бальною національною шкалою (позитивні оцінки – «відмінно», «добре», «задовільно» або «зараховано», негативні оцінки – «незадовільно» або «незараховано»);

– 100-бальною накопичувальною шкалою ЄКТС.

Згідно системи оцінювання передбачено три види контролю: поточний, модульний та підсумковий.

Поточний контроль є обов'язковим та проводиться впродовж семестру з метою забезпечення зворотного зв'язку між науково-педагогічним працівником та здобувачами освіти у процесі навчання та для перевірки рівня теоретичної й практичної підготовки здобувачів освіти на кожному етапі вивчення навчальної дисципліни.

Модульний контроль передбачає проміжне оцінювання якості засвоєння здобувачем освіти теоретичного і практичного матеріалу за певним змістовим модулем навчальної дисципліни. При модульному контролі оцінюванню підлягають: рівень теоретичних знань та практичні навички з тем, включених до змістового модуля; самостійне опрацювання тем; виконання індивідуальних завдань (КПЗ).

Підсумкова оцінка з навчальної дисципліни обчислюється як середньозважена з оцінок, отриманих за залікові модулі.

Залікові модулі та вагові коефіцієнти залікових модулів

Види контролю	Поточний контроль	Модульний контроль			Підсумковий контроль	Підсумкова оцінка
		Заліковий модуль 2 (модуль 3)	Заліковий модуль 3 (модуль 4)	Заліковий модуль 4 (КПЗ)		
Залікові модулі	Заліковий модуль 1 (15 лабораторних занять)	Заліковий модуль 2 (модуль 3)	Заліковий модуль 3 (модуль 4)	Заліковий модуль 4 (КПЗ)	Залік	
Вагові коефіцієнти	40%	15%	15%	10%	-	100%
Максимальна кількість балів (за 100 бальною шкалою)	100	100	100	100	-	100

Шкала та критерії оцінювання знань здобувачів

Бали за шкалою ЛНТУ	За шкалою ECTS	За державною (національною) шкалою		Критерії оцінювання знань здобувачів
		іспит	залік	
90–100	A (відмінно)	відмінно	зараховано	здобувач освіти вільно володіє програмним обсягом матеріалу, виявляє і демонструє особисті творчі здібності, вміє самостійно здобувати нові знання, демонструє ґрунтовні знання, вміння та практичні навички; без допомоги викладача знаходить та опрацьовує необхідну інформацію, використовує набуті знання і вміння для прийняття рішень у нестандартних ситуаціях, переконливо аргументує відповіді, використовує методи наукового обґрунтування власних рішень, самостійно розкриває власні обдарування й нахили
85–89	B (дуже добре)	добре	зараховано	здобувач освіти вільно володіє програмним обсягом матеріалу, застосовує його на практиці, вільно розв'язує виправи і задачі у стандартних ситуаціях, самостійно виправляє допущені помилки, кількість яких є незначною, обґрунтовує та аргументує свою думку
75–84	C (добре)			здобувач освіти вміє: зіставляти, узагальнювати, систематизувати інформацію під керівництвом викладача, в цілому, самостійно застосовувати її на практиці; контролювати власну діяльність; виправляти помилки, серед яких є суттєві; добирати окремі аргументи для підтвердження своїх думок
65–74	D (задовільно)	задовільно	зараховано	здобувач освіти відтворює значну частину теоретичного матеріалу, демонструє знання і розуміння основних положень з допомогою викладача; поверхнево відтворює і аналізує навчальний матеріал, виправляє помилки, серед яких є значна кількість суттєвих
60–64	E (достатньо)			здобувач освіти володіє навчальним матеріалом на рівні, вищому за початковий, значну його частину відтворює на репродуктивному рівні або володіє матеріалом на рівні окремих фрагментів, що становлять незначну частину навчального матеріалу
35–59	FX (недостатньо з можливістю повторного складання)	незадовільно	незараховано	здобувач освіти володіє матеріалом на рівні окремих фрагментів, що становлять незначну частину навчального матеріалу
0–34	F (незадовільно з обов'язковим повторним курсом)			здобувач освіти володіє матеріалом на рівні елементарного розпізнавання і відтворення окремих фактів, елементів, об'єктів

ЗАНЯТТЯ № 1

Тема: ПОРЯДОК РОБОТИ І ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ.

Мета роботи: Засвоїти правила техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії. Знайомство з порядком оформлення, правилами складання та побудови графіків, прикладами розрахунків, які проводять за допомогою графіків.

I. ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

При роботі в хімічній лабораторії необхідно дотримуватись наступних правил:

1. Працювати старанно і уважно, дотримуватись тиші.
2. На робочому місці не повинно бути нічого зайвого. Портфелі, головні убори, тощо повинні знаходитись в спеціально відведеному в лабораторії місці.
3. При виконанні експериментів дотримуватись порядку і послідовності операцій, вказаних в методичних рекомендаціях.
4. Уважно спостерігати за ходом досліду і відмічати кожну його особливість і зміни (випадання або розчинення осаду, зміну забарвлення, температури, виділення газу тощо).
5. Оформлення лабораторної роботи необхідно підготувати вдома та закінчити відразу після виконання досліду в лабораторному зошиті за наступною схемою:
 - Дата, номер і тема лабораторної роботи.
 - Номер і назва досліду.
 - Короткий зміст або умови проведення досліду.
 - Схема або малюнок приладу.
 - Спостереження і результати.
 - Рівняння реакцій.
 - Розрахунки.
 - Висновки.
6. Без дозволу викладача забороняється проводити експерименти, не вказані в інструкції.
7. Зберігати своє робоче місце чистим. Пролиту воду чи реактив витерти, дотримуючись обережності. Розбите скло, шматки паперу, залишки твердих речовин, металів, тощо викидати в урну чи в спеціальну посудину, але не у зливну раковину.
8. Після закінчення роботи привести до порядку своє робоче місце і здати його черговому, який виключає світло, газ, воду.

II. ПРАВИЛА РОБОТИ З РЕАКТИВАМИ

1. На кожній склянці з реактивом повинна бути етикетка з назвою і концентрацією реактиву (для розчинів).

2. Реактиви слід витрачати економно. Сухі реактиви з баночок брати чистим шпателем чи спеціальною ложечкою. Наливаючи рідкі реактиви, склянку слід тримати етикеткою до себе.
3. Реактиви загального користування, що знаходяться на спеціальних полицках або у витяжних шафах, забороняється заносити на свої робочі місця.
4. Після використання реактиву склянку слід відразу ж щільно закрити тим самим корком і поставити на місце. Не можна тримати реактиви відкритими і, закриваючи, плутати корки.
5. Не зсипати і не зливати реактиви, що були взяті в надлишку, назад в склянку: це може зіпсувати весь реактив в склянці.
6. Якщо реактив відбирають піпеткою, то не можна тією ж піпеткою, не вимивши її, брати інший реактив.
7. Не виливати в раковини невикористані концентровані кислоти і луги, а також реактиви, що містять сполуки срібла, ртуті: їх треба зливати в спеціальні склянки.

III. ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ

1. Всі досліди, при яких виділяються отруйні гази і пара, а також досліди з концентрованими кислотами, проводити у витяжній шафі при включеній вентиляції.
2. Концентровані кислоти і луги наливати в пробірки обережно, слідкуючи за тим, щоб реактиви не попадали на руки і одяг.
3. При розбавленні концентрованих кислот, особливо сульфатної, вливати невеликими порціями кислоту в воду, а не навпаки.
4. Не нюхати гази, що виділяються, близько нахилившись до посуду. При визначенні запаху газу чи рідини обережно вдихати повітря, злегка направляючи струмінь його від посуду до себе помахом руки.
5. Не працювати з легкозаймистими речовинами поблизу запаленого пальника.
6. При наливанні реактивів не нахилитись над посудом з рідиною, щоб уникнути попадання реактиву на обличчя чи одяг.
7. Не нахилитись над посудом з рідиною, що нагрівається, тому що вона може вибризнути.
8. При нагріванні рідини в пробірці її треба тримати так, щоб отвір пробірки був направлений в бік від себе і від товаришів, що знаходяться поруч.
9. Не залишати шматків металічного натрію на повітрі, не викидати їх в раковину чи в урну з сміттям.
10. При загорянні горючих рідин негайно погасити вогонь, накинувши протипожежну ковдру або засипати полум'я піском.
11. Гарячі предмети брати тільки спеціальними щипцями.
12. Якщо під час роботи пролито кислоту чи луг у великій кількості, негайно повідомити лаборанта чи викладача.

13. Після роботи в лабораторії треба старанно вимити руки.

IV. НАДАННЯ ПЕРШОЇ ДОПОМОГИ

1. При попаданні кислоти на руки або обличчя їх треба негайно витерти сухою ватою, старанно змити уражене місце сильним струменем води, а потім 5% розчином гідрокарбонату натрію (питної соди).
2. При попаданні лугу на руки або обличчя їх потрібно спочатку витерти ватою, змити водою, а потім – 2% розчином борної кислоти.
3. При попаданні лугу або кислоти в очі треба добре помити очі великою кількістю води, а потім 3% розчином гідрокарбонату натрію, якщо в очі попала кислота, або 2% розчином борної кислоти, якщо в очі попав луг, і негайно звернутись до лікаря.
4. При опіках гарячими предметами треба прикласти на обпечене місце вату, змочену етиловим спиртом або 3-5% розчином перманганату калію і перев'язати бинтом. При серйозних опіках необхідно відразу звернутись до лікаря.
5. У випадку порізів рук слід насамперед видавити з рани осколки скла, потім змити кров 2% розчином перманганату калію, змастити рану 3% спиртовим розчином йоду, а тоді забинтувати.
6. При отруєнні необхідно відразу звернутись до лікаря.

ПОРЯДОК ОФОРМЛЕННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

У процесі виконання лабораторної роботи студент повинен спостерігати за ходом експерименту, відзначати всі його особливості: зміну кольору, теплові ефекти, покази приладу і т. п.

Записи у лабораторному журналі роблять у такому порядку:

- 1) назва лабораторної роботи, дата виконання;
- 2) мета роботи;
- 3) короткі теоретичні відомості, які належать до цієї роботи;
- 4) малюнок приладу або установки з коротким описом;
- 5) результати експерименту, зведені у таблиці;
- 6) розрахункова частина (таблиці, формули, графіки);
- 7) висновки. Записи в лабораторному журналі роблять чорнилом.

Малюнки, графіки виконують олівцем на міліметровому папері. Всі розрахунки проводять у лабораторному журналі. Значення символів і коефіцієнтів, які входять у формулу, записують безпосередньо під формулою у тій послідовності, в якій вони наведені у формулі.

ЗАНЯТТЯ № 2

Лабораторна робота

Тема: ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОТИ НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ ТА ТЕПЛОТИ ГІДРАТОУТВОРЕННЯ.

Мета роботи: виміряти теплові ефекти реакцій нейтралізації кислот і основ та теплові ефекти розчинення солей калориметричним методом.

Прилади і реактиви: калориметрична склянка, електронні терези, термометр, мішалка, піпетки Мора на 20 мл, дистильована вода, солі KCl або ZnSO₄, CuSO₄, CuSO₄·5H₂O та 1 М розчини HCl, CH₃COOH, NaOH, NH₄OH.

У термохімії теплова ефективність хімічної реакції – це кількість теплоти, що виділяється або поглинається в процесі її перебігу при сталому тиску. Цей ефект виражається зміною ентальпії (ΔH) і залежить від природи речовин, кількості реагентів та умов проведення реакції. Нейтралізація – це реакція між іонами гідрогену (H^+) і гідроксид-іонами (OH^-) з утворенням води. Для сильної кислоти і сильної основи в розведених водних розчинах тепловий ефект нейтралізації практично однаковий і становить близько $-55,8$ кДж/моль, оскільки незалежно від кислотного чи основного залишку реакція зводиться до простого процесу:



Для слабких електролітів (наприклад, NH₄OH або CH₃COOH) теплота нейтралізації менша за модулем, оскільки частина енергії витрачається на дисоціацію молекул. Гідратоутворення – це процес приєднання молекул води до іонів або молекул речовини з утворенням гідратів. Різниця в теплових ефектах розчинення безводної солі та її кристалогідрату дозволяє визначити теплоту гідратоутворення. Цей процес є екзотермічним і має важливе значення у розумінні енергетики розчинення речовин, а також структури їх гідратованих форм.

Кількість теплоти, що виділяється або поглинається при реакціях, визначають калориметричним методом, заснованим на вимірюванні зміни температури системи. Теплота обчислюється за формулою:

$Q = K \cdot \Delta t$, де K – стала калориметра, а Δt – зміна температури в процесі реакції.

Послідовність виконання роботи

Дослід 1. Визначення сталої калориметричної склянки

Будь-який калориметр складається з двох основних частин: калориметричної системи та оболонки. Калориметрична система включає калориметричну рідину (розчин солі), калориметричну склянку, мішалку і термометр. На рис. 1.показано схему калориметра.

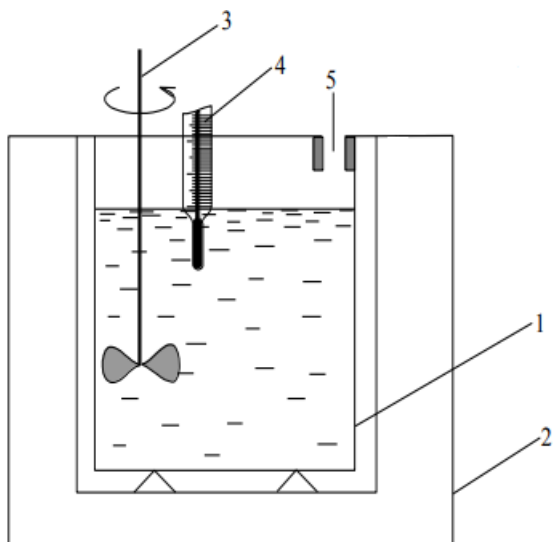


Рис. 1 . Схема приладу для визначення інтегральної теплоти розчинення солі:
 1 – калориметрична ємкість, 2 – оболонка,
 3 – мішалка, 4 – термометр, 5 – отвір для солі.

Сталу калориметра визначають за рівнянням:

$$K = Q / \Delta t, \quad (1)$$

де Q – тепловий ефект розчинення солі в кДж, який визначається за формулою:

$$Q = n \Delta H_m, \quad (2)$$

де n – число моль даної солі, ΔH_m – інтегральна теплота розчинення цієї солі в кДж/моль, Δt – зміна температури у процесі розчинення.

Сталу калориметричної склянки визначають за відомим тепловим ефектом розчинення однієї із солей (KCl або ZnSO₄). Для цього в калориметричну склянку із мішалкою вливають піпеткою 20 мл дистильованої води і протягом приблизно 2 хв визначають початкову температуру в склянці з точністю до 0,1 градуса тпоч. На аналітичних терезах попередньо зважують розраховану кількість неорганічної солі з відомою теплотою розчинення.

Приклад розрахунку наважки солі для визначення сталої калориметричної склянки

З довідника беремо значення ΔH_m , для розчинення 1 моль KCl в 1 л води $\Delta H_m = 17,28$ кДж/моль або 1 моль ZnSO₄ в 1 л води $\Delta H_m = -77,91$ кДж/моль (вибирається одна з солей за вказівкою викладача). Оскільки в калориметричній склянці міститься 0,02 л води, то необхідно брати:

$$n = 1 \cdot 0,02 = 0,02 \text{ моль}$$

Наважка KCl вираховується за формулою:

$$m = n M = 0,02 \text{ моль} \cdot 74,55 \text{ г/моль} = 1,491 \text{ г} \approx 1,49 \text{ г},$$

А ZnSO₄ визначається за формулою:

$$m = n M = 0,02 \text{ моль} \cdot 161,43 \text{ г/моль} = 3,2286 \text{ г} \approx 3,23 \text{ г}$$

Якщо використовується сіль, яка може утворювати кристалогідрат (як є у нашому випадку, цинк сульфат), то її необхідно попередньо прожарити в сушильній шафі.

Зважену з точністю до 0,01 г сіль висипають в калориметричну склянку з дистильованою водою. При безперервному перемішуванні солі вимірюють мінімальну чи максимальну температуру отриманого розчину $t_{\text{кін}}$. Якщо використовувати калій хлорид, то температура розчину буде меншою від початкової, а у випадку цинк сульфату – більшою від початкової. Сталу калориметра визначають за формулою (1). Зміну температури у процесі розчинення солі (змішування розчинів, розбавлення) шукають за різницею показів термометра

$$\Delta t = t_{\text{кін}} - t_{\text{поч}} \quad (3)$$

У випадку калій хлориду кількість поглинутого тепла буде дорівнювати $0,02 \cdot 17,28 \text{ кДж}$, тобто $345,6 \text{ Дж}$ ($Q = 345,6 \text{ Дж}$), для безводного цинк сульфату кількість виділеного тепла буде дорівнювати $0,02 \cdot 77,9 \text{ кДж}$, тобто 1558 Дж ($Q = -1558 \text{ Дж}$).

Якщо визначати сталу калориметра за калій хлоридом, то вона буде становити:

$$K = 345,6 / \Delta t \text{ Дж/град}, \quad (4)$$

а якщо за цинк сульфатом, то:

$$K = -1558 / \Delta t \text{ Дж/град}. \quad (5)$$

Результати зважування солі, вимірювання температури води і температури розчину після розчинення та розрахунки записати в табл. 1.

Таблиця 1

Результати визначення сталої калориметра

Сіль	Маса, г	Температура, °C			Q, Дж	K, Дж/град
		$t_{\text{кін}}$	$t_{\text{поч}}$	Δt		
KCl						
ZnSO ₄						

Визначивши сталу калориметра, теплові ефекти у всіх наступних дослідах обчислюють за формулою:

$$Q = K \cdot \Delta t \text{ (Дж)}. \quad (6)$$

Відповідні мольні теплові ефекти розрахують за формулою:

$$\Delta H_m = Q / n \text{ (Дж/моль)}. \quad (7)$$

Дослід 2. Визначення теплоти нейтралізації сильної основи сильною кислотою

Тепловий ефект нейтралізації обчислюють за формулами:

$$Q_{\text{нейтр}} = Q_{\text{зм}} - Q_{\text{розб.к-ти}} - Q_{\text{розб.основи}} \quad (8)$$

$$\Delta H_{\text{нейтр}} = \Delta H_{\text{зм}} - \Delta H_{\text{розб.к-ти}} - \Delta H_{\text{розб.основи}} \quad (9)$$

де $Q_{\text{зм}}$ – тепловий ефект змішування 1 М розчинів кислоти і основи об’ємом 20 мл кожен; $\Delta H_{\text{зм}}$ – молярний тепловий ефект змішування розчинів кислоти і основи; $Q_{\text{розб.к-ти}}$ – тепловий ефект розбавлення 20 мл 1 М розчину кислоти в 20 мл води; $\Delta H_{\text{розб.к-ти}}$ – молярний тепловий ефект розбавлення розчину кислоти водою; $Q_{\text{розб.основи}}$ – тепловий ефект розбавлення 20 мл 1 М розчину основи в 20 мл води; $\Delta H_{\text{розб.основи}}$ – молярний тепловий ефект розбавлення розчину основи водою.

Влити в калориметр з допомогою піпетки Мора 20 мл 1 М розчину лугу і визначити температуру з точністю до 0,1 °С ($t_{\text{поч1}}$). Потім у цей же калориметр влити 20 мл 1 М розчину кислоти (попередньо вимірявши початкову температуру $t_{\text{поч2}}$) при працюючій мішалці та зафіксувати максимальну температуру $t_{\text{кін}}$.

Початкова температура $t_{\text{поч}}$ – це середня температура вихідних розчинів кислоти і лугу:

$$t_{\text{поч}} = (t_{\text{поч1}} + t_{\text{поч2}})/2, \quad (10)$$

кінцева – найвища температура після зливання цих розчинів $t_{\text{кін}}$. Зміну температури визначають за формулою (3).

Після цього потрібно визначити теплоти розбавлення кислоти і основи. Для цього до 20 мл води в калориметричну склянку з визначеною початковою температурою $t_{\text{поч1}}$ додають 20 мл розчину кислоти з попередньо визначеною початковою температурою $t_{\text{поч2}}$ (визначення $Q_{\text{розб.к-ти}}$) або розчину основи (визначення $Q_{\text{розб.основи}}$) та визначають максимальну температуру $t_{\text{кін}}$, а потім зміну температури Δt як різницю між кінцевою та середньою початковою температурами. Результати експерименту записати в табл. 2.

За формулою (6) обчислити кількість теплоти, що виділилася при реакції змішування, розбавлення кислоти і розбавлення основи відповідно.

Обчислити мольні теплоти змішування та розбавлення, підставивши в формулу (7) кількість моль кислоти або основи, що міститься в 20 мл його 1 М розчину (0,020 моль).

Мольну теплоту нейтралізації обчислити за формулою (9). Порівняти теоретичне ($-55,81 \text{ кДж/моль}$) і експериментальне значення теплот нейтралізації. Визначити відносну похибку досліду.

Результати визначення теплоти нейтралізації сильної основи сильною кислотою

Процес	Температура, °C					Q	ΔH
	$t_{\text{кін}}$	$t_{\text{поч1}}$	$t_{\text{поч2}}$	$t_{\text{поч}}$	Δt	Дж	кДж/моль
Змішування							
Розбавлення кислоти							
Розбавлення основи							
Нейтралізація							

Дослід 3. Визначення теплоти нейтралізації слабкої основи слабкою кислотою.

Приготувати по 20 мл 1 М розчину NH_4OH і CH_3COOH . Всі інші операції провести так, як це описано в досліді 2. Обчислити теплоту нейтралізації слабкої основи слабкою кислотою за формулою (8) та мольну теплоту нейтралізації за формулою (9) і порівняти із табличним значенням мольної теплоти нейтралізації амоній гідроксиду ацетатною кислотою ($-11,0$ кДж/моль). Результати експерименту записати в табл. 3.

Таблиця 3

Результати визначення теплоти нейтралізації слабкої основи слабкою кислотою

Процес	Температура, °C					Q	ΔH
	$t_{\text{кін}}$	$t_{\text{поч1}}$	$t_{\text{поч2}}$	$t_{\text{поч}}$	Δt	Дж	кДж/моль
Змішування							
Розбавлення кислоти							
Розбавлення основи							
Нейтралізація							

Дослід 4. Визначення теплоти гідратування купрум сульфату.

Спочатку зважити приблизно 3 г купрум сульфату з точністю до 0,01 г. Влити в калориметр 20 мл дистильованої води і визначити температуру води з точністю до 0,1 °C ($t_{\text{поч}}$). Швидко і акуратно висипати сіль у калориметр при працюючій мішалці. Відмітити максимальну температуру ($t_{\text{кін}}$). Розрахувати зміну температури Δt та обчислити кількість теплоти, яка виділиться після розчинення Q за формулою (6).

Такий же дослід проводять для кристалогідрату, але оскільки розчинення кристалогідрату є ендотермічним процесом, то кінцевою температурою має бути мінімальна температура. Маса кристалогідрату також повинна бути приблизно 3 г, зважена з точністю до 0,01 г. Результати експерименту записати в табл. 4.

Таблиця 4.

Результати визначення теплоти гідратування купрум сульфату

Процес	$m_{\text{солі}}, \text{Г}$	Температура, °С			$Q, \text{Дж}$	$M_{\text{солі}}, \text{г/моль}$	$\Delta H, \text{кДж/моль}$
		$t_{\text{кін}}$	$t_{\text{поч}}$	Δt			
Розчинення CuSO_4						159,61	
Розчинення $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$						249,69	
Гідратування							

Виходячи з кількості виділеної чи поглинутої теплоти, що обчислюється за формулою (6), від розчинення солі масою $m_{\text{солі}}$, розрахувати теплоту розчинення 1 моль відповідної солі:

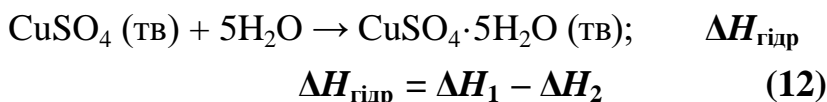
$$\Delta H m = Q M_{\text{солі}} / m_{\text{солі}} \quad (\text{Дж/моль}), \quad (11)$$

де $M_{\text{солі}}$ – молярна маса солі, $m_{\text{солі}}$ – маса солі.

Термохімічні рівняння розчинення безводної солі та кристалогідрату мають такий вигляд:



За різницею мольних теплот розчинення безводної солі ΔH_1 та кристалогідрату ΔH_2 обчислити теплоту гідратування 1 моль $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $\Delta H_{\text{гідр}}$ з безводної солі CuSO_4 і 5 моль води H_2O за реакцією



Порівняти одержане значення теплоти гідратування з табличним, котре дорівнює $-79,0 \text{ кДж/моль}$, та визначити відносну похибку досліду.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Наведіть декілька формулювань першого начала термодинаміки і напишіть його математичний вираз. Робота, теплота, теплоємність.
2. Що таке внутрішня енергія системи і з чого вона складається? Чому внутрішня енергія ідеального газу є лише сумою кінетичної енергії його молекул?
3. Що таке ентальпія і який її зв'язок з внутрішньою енергією? Чому для конденсованих систем різниця між ентальпією і внутрішньою енергією мала, а для газів – значна?
4. Розрахунок роботи розширення ідеального газу.
5. Сформулюйте закон Гесса і наслідки, що впливають з нього.
6. Як тепловий ефект реакції залежить від температури? Запишіть формулу Кірхгоффа в диференціальній та інтегральній формі.
7. Наведіть декілька формулювань другого закону термодинаміки і напишіть його математичний вираз.

ЗАНЯТТЯ № 2

Лабораторна робота

Тема. ДРУГИЙ ТА ТРЕТІЙ ЗАКОНИ ТЕРМОДИНАМІКИ. ЕНТРОПІЯ.

Мета. Встановити, як зміни ентальпії та ентропії впливають на напрям перебігу хімічних реакцій. Ознайомитися з поняттям вільної енергії Гіббса як критерієм самодовільності процесів.

Прилади і реактиви: пробірки, мірні пробірки, колби, термометр, водяна баня, дистильована вода, 0,1 н $Na_2S_2O_3$, 0,1 н HCl .

Другий закон термодинаміки стверджує, що самодовільний процес характеризується зростанням ентропії. Для хімічних реакцій критерієм самодовільності служить зміна вільної енергії Гіббса:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

де ΔG – зміна вільної енергії Гіббса, ΔH – зміна ентальпії, ΔS – зміна ентропії, T – температура в Кельвінах.

- Якщо $\Delta G < 0$, процес є самодовільним.
- Якщо $\Delta G > 0$, процес не самодовільний.
- Якщо $\Delta G = 0$, система в рівновазі.

Послідовність виконання роботи

Дослід 1. Визначення напрямку хімічної реакції за критерієм Гіббса.

Налити в три пробірки по 5 мл. розчину $Na_2S_2O_3$, в інші три пробірки по 5 мл. розчину HCl . Розділити пробірки на три пари: по 1 пробірці з розчинами $Na_2S_2O_3$ і HCl в кожній парі.

Відмітити температуру повітря в лабораторії, злити разом розчини першої пари пробірок і визначити час з моменту зливання до помутніння розчину.

Дві другі пробірки помістити в хімічну склянку з водою і нагріти воду на $10^{\circ}C$ вище кімнатної температури. Температуру міряти термометром, опущеним в хімічну склянку з водою. Злити вміст пробірок, відмітити час з моменту зливання розчинів до помутніння.

Повторити дослід з останніми двома пробірками, нагрівши їх до температури на $20^{\circ}C$ вище кімнатної.

Результати дослідів занести в таблицю, обчисливши швидкість реакції.

Номер колби	1	2	3
Об'єм $Na_2S_2O_3$, мл	5	5	5
Об'єм H_2SO_4 , мл	5	5	5
Температура, $t^{\circ}C$			
Час до появи помутніння τ , с			
Швидкість реакції, $V=1/\tau$			

Побудувати графік залежності швидкості реакції від температури досліду, відклавши на осі абсцис значення температури експерименту, а на осі ординат – значення швидкості реакції. Проаналізуйте побудований графік. Поміркуйте, як зміна температури вплинула на швидкість реакції. Чи зросла швидкість з підвищенням температури? Поясніть, чому так відбувається, спираючись на знання з термодинаміки та кінетики.

Використовуючи літературні дані, визначте знак теплового ефекту реакції (ΔH) – чи є вона екзотермічною чи ендотермічною. Оцініть зміну ентропії системи (знак ΔS), визначаючи, чи відбувається її збільшення чи зменшення. На основі отриманих значень ΔH і ΔS та рівняння вільної енергії Гіббса: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Зробіть висновок щодо самодовільності реакції при різних температурах.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Самодовільні і несамодовільні процеси.
2. Ентропія. Термодинамічна ймовірність.
3. Другий і третій закони термодинаміки.
4. Наведіть декілька формулювань другого закону термодинаміки.
5. Напрямок перебігу хімічних реакцій. Енергія Гіббса.

ЗАНЯТТЯ № 4

Лабораторна робота

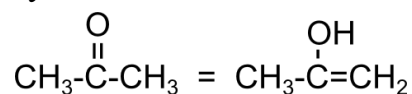
Тема: ВИВЧЕННЯ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ ЙОДУВАННЯ АЦЕТОНУ.

Мета: визначення та обчислення середнього значення константи швидкості реакції йодування ацетону у кислому середовищі.

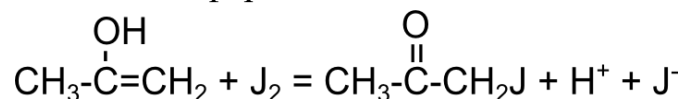
Прилади і реактиви: мірна колба, конічні колби, піпетки, дистильована вода, крохмаль, ацетон, 1 н. HCl, розчин йоду у 4-процентному розчині KI, 0,1 н. NaHCO₃, 0,01 н. Na₂S₂O₃.

Процес йодування ацетону у кислому середовищі є автокаталітичним та проходить у дві стадії:

1) реакція енолізації ацетону:



2) взаємодія йоду з енольною формою:



Перша реакція проходить порівняно повільно, друга – швидко і майже до кінця. Тому швидкість процесу визначається швидкістю енолізації ацетону, вона пропорційна концентраціям ацетону та йонів водню:

$$-\frac{dC}{d\tau} = k(C_{\text{CH}_3\text{COCH}_3}^o - C_x)(C_{\text{H}^+}^o + C_x) \quad (1)$$

i

$$k = \frac{1}{\tau(C_{\text{CH}_3\text{COCH}_3}^o - C_{\text{H}^+}^o)} \ln \frac{C_{\text{CH}_3\text{COCH}_3}^o (C_{\text{H}^+}^o + C_x)}{C_{\text{H}^+}^o (C_{\text{CH}_3\text{COCH}_3}^o - C_x)}, \quad (2)$$

де $C_{\text{CH}_3\text{COCH}_3}^o$ – початкова концентрація ацетону; $C_{\text{H}^+}^o$ – початкова концентрація йонів Гідрогену; C_x - концентрація ацетону, який вступив у реакцію (або концентрація йонів Гідрогену, які утворилися у процесі реакції) за час τ .

Послідовність виконання роботи

В мірну колбу на 100 мл налити 10 мл 0,1 н. розчину йоду у 4-процентному розчині KI, додати 10 мл 1 н. розчину HCl та долити дистильованою водою трохи нижче мітки (приблизно на 1 мл). Потім додати 1 мл ацетону. Після вливання ацетону у мірну колбу її вміст швидко довести до мітки додаванням дистильованої води. Суміш енергійно перемішати і швидко відібрати піпеткою на 10 мл першу пробу, а колбу, щоб запобігти випаровуванню ацетону, закрити корком. Цю пробу влити у колбу для титрування, що містить 10 мл 0,1 н. розчину NaHCO₃, вміст йоду визначити титруванням 0,01 н. розчином Na₂S₂O₃ з

додаванням крохмалю. Протягом досліду рекомендується взяти сім-вісім проб. Другу пробу слід відбирати через 10 хв після першої. Витрата тіосульфату на кожен наступну пробу повинна змінюватись на 1-3 мл. При перебігу реакції час між послідовними титруваннями потрібно збільшувати (наприклад, перші три титрування проводити з інтервалом 10 хв, наступні два – з інтервалом 15 хв, ще два титрування – через 20 хв і останнє – через 25 хв).

Результати досліду записати до таблиці:

Температура досліду, °C: . . .

Об'єм 1 н. розчину HCl, мл: . . .

№ досл.	Час		Об'єм 0,01 н. р-ну $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл, V	$C_{\text{CH}_3\text{COCH}_3}^o$, моль/л	$C_{\text{H}^+}^o$, моль/л	C_x , моль/л	Константа	
	астроно- мічний	від початку реакції τ , хв					k досл.	k серед.

Концентрація ацетону C_x визначається за формулою:

$$C_x = \frac{V_o - V_\tau}{10} \cdot \frac{N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{2}, \quad (3)$$

де V_τ – кількість $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, яка витрачається на титрування даної проби, мл; V_o – кількість $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, яка повинна бути витрачена на титрування у момент початку реакції, мл; $N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ – нормальність розчину тіосульфату.

Значення V_o практично визначити не вдається, тому що від моменту вливання ацетону до моменту взяття першої проби проходить певний час, тому V_o слід визначати графічно. Для цього на міліметровому папері потрібно побудувати графік у координатах V - τ та екстраполяцією отриманої прямої до $\tau = 0$ визначити V_o . Використовуючи рівняння (2) та значення $C_{\text{CH}_3\text{COCH}_3}^o$, $C_{\text{H}^+}^o$, C_x і τ , вирахувати константу швидкості $k_{\text{досл}}$. Після цього знайти $k_{\text{серед}}$.

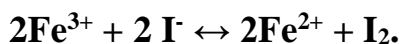
ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що вивчає розділ фізичної хімії "Кінетика хімічних реакцій"?
2. Що таке середня та істинна швидкість хімічних реакцій? Наведіть приклади.
3. Сформулюйте закон діючих мас. Ким і коли він був виведений?
4. Який фізичний зміст константи швидкості? Які фактори впливають на її величину?
5. Що лежить в основі класифікації реакцій у хімічній кінетиці?
6. Запишіть математичний вираз швидкості хімічної реакції йодування ацетону в диференціальній формі.

ЗАНЯТТЯ № 5

Лабораторна робота

Тема: ВИВЧЕННЯ ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ РЕАКЦІЇ



Мета: Визначення та обчислення константи рівноваги реакції $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- \leftrightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$.

Прилади і реактиви: колби з притертими корками, конічні колби, піпетки, дистильована вода, крохмаль, $0,03\text{M FeCl}_3$, $0,03\text{M KI}$, $0,015\text{M Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Основним кількісним законом хімічної рівноваги є закон діючих мас. Якщо реагуючі речовини підпорядковуються законам ідеальних газів, то закон діючих мас для реакції $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ можна записати у вигляді:

$$K^0 = \frac{\tilde{p}_3^{v_3} \tilde{p}_4^{v_4}}{\tilde{p}_1^{v_1} \tilde{p}_2^{v_2}} = \prod \tilde{p}_i^{v_i}$$

де K^0 – стандартна константа рівноваги; $\tilde{p}_i = \tilde{p}_i/p^0$ – відносний парціальний тиск i -го компонента в системі при рівновазі; $p^0 = 101,325 \cdot 10^3 \text{ Па}$ – стандартний тиск.

Закон діючих мас часто записують ще у трьох формах:

$$K_p = \frac{p_3^{v_3} p_4^{v_4}}{p_1^{v_1} p_2^{v_2}}, \quad K_c = \frac{c_3^{v_3} c_4^{v_4}}{c_1^{v_1} c_2^{v_2}}, \quad K_x = \frac{x_3^{v_3} x_4^{v_4}}{x_1^{v_1} x_2^{v_2}},$$

де p_i – парціальний тиск; c_i – молярна концентрація; x_i – молярна частка i -го реагента при рівновазі.

Послідовність виконання роботи

Взяти чотири сухих колби на 100 мл з притертими корками. Пронумерувавши колби, налити в них наступні кількості розчинів точної концентрації:

Колба	1	2	3	4
Розчин, мл $0,03\text{M FeCl}_3$	50	–	55	–
Розчин, мл $0,03\text{M KI}$	–	50	–	45

Витримати колби при кімнатній температурі. Приготувати для титрування конічні колби на 100 мл (всього 8 штук), в кожену налити 35-50 мл дистильованої води і поставити для охолодження у лід. Злити разом розчини, що містяться у

колбах 1 і 2, потім - розчини 3 і 4. Момент зливання відмітити за годинником. Термостатувати і ці колби при кімнатній температурі. Через 25 хв від моменту змішування з кожної колби відібрати піпеткою 10 мл розчину і злити у сильно охолоджену колбу для титрування. За момент відбору проби вважати зливання рідини з піпетки у колбу для титрування. Час відмічати з точністю до 1 хв. Зразу після зливання йод, що виділився, титрувати 0,015 М розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ з відомим титром. Розчин додавати до утворення блідо-жовтого забарвлення. Потім додати декілька крапель розчину крохмалю і титрувати розчином тіосульфату до зникнення синього забарвлення розчину. Піпетку перед відбором проби промити досліджуваним розчином.

Через 30 хв після відбору проби з кожної колби взяти знову 10 мл розчину і титрувати розчином тіосульфату. Потім відібрати третю пробу і т.д. Однакова кількість тіосульфату, витрачена на титрування йоду у двох послідовно взятих пробах, вказує на досягнення рівноваги.

РОЗРАХУНОК

1. Концентрація йоду C_{I_2} у стані рівноваги дорівнює

$$C_{I_2} = C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot 1/2(V_1 / V_2),$$

де $C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ - концентрація тіосульфату, моль/л; V_1 - об'єм розчину тіосульфату, використаного на титрування йоду в момент рівноваги, мл; V_2 - об'єм взятої проби, мл.

2. Концентрація іонів Fe^{2+} рівна подвоєній концентрації йоду, оскільки за рівнянням реакції утворюється одна молекула йоду і два іони заліза.

3. Концентрація іонів Fe^{3+} при рівновазі рівна різниці початкової і рівноважної концентрації іонів Fe^{2+} , оскільки приріст концентрації Fe^{2+} , дорівнює зменшенню концентрації іонів Fe^{3+} :

$$C_{\text{Fe}^{3+}} = C_{\text{FeCl}_3} - C_{\text{Fe}^{2+}} \quad \text{або} \quad C_{\text{Fe}^{3+}} = C_{\text{FeCl}_3} - 2C_{I_2}.$$

Вміст FeCl_3 обчислюють з концентрації вихідного розчину і ступеня розведення його при змішуванні розчинів:

$$C_{\text{FeCl}_3} = C^0_{\text{FeCl}_3} \cdot [a/(a+b)],$$

де $C^0_{\text{FeCl}_3}$ - початкова концентрація розчину FeCl_3 , моль/л; a і b - відповідно об'єми розчинів FeCl_3 і KI , які змішуються, мл.

4. Концентрацію іонів I^- розраховують за рівняннями: $C_{\text{I}^-} = C_{\text{KI}} - 2C_{I_2}$,

$$C_{\text{KI}} = C^0_{\text{KI}} \cdot [b/(a+b)],$$

де C^0_{KI} - концентрація вихідного розчину, моль/л.

В такій самій послідовності можна провести дослід при іншій температурі, наприклад, при 40°C. Константу K_c розрахувати окремо для двох розчинів при двох температурах. Експериментальні і розрахункові дані записати в таблицю, в якій необхідно вказати: номер проби; час відбору проби для обох колб; кількість тіосульфату, що пішла на титрування для обох колб; кожен компонент, його початкову концентрацію при температурі t_1 , рівноважну концентрацію при температурі t_2 для обох колб.

Порівняти розраховані значення константи рівноваги, визначити ступінь перетворення вихідних речовин до моменту настання хімічної рівноваги.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Запишіть різні вирази констант рівноваги оборотної хімічної реакції, котра проходить з участю ідеальних газів.

2. Як визначається напрямок хімічного процесу? Напишіть і охарактеризуйте рівняння ізотерми хімічної реакції, котра відбувається при постійному тиску і температурі.

3. Як визначається напрямок хімічного процесу, який відбувається при постійному об'ємі та температурі? Напишіть і охарактеризуйте рівняння ізотерми хімічної реакції.

4. Як залежить K_p від температури? Запишіть і охарактеризуйте рівняння ізобари хімічної реакції.

5. Як залежить K_c від температури? Запишіть і охарактеризуйте рівняння ізохори хімічної реакції.

ЗАНЯТТЯ № 6

Лабораторна робота

Тема: ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ РЕЧОВИНИ КРІОСКОПІЧНИМ МЕТОДОМ.

Мета: ознайомлення з кріоскопічним методом визначення молекулярної маси розчиненої речовини.

Прилади і реактиви: термометр Бекмана, звичайний термометр, три пробірки, корок, мішалка, мікрохолодильник, штатив, розчини невідомої речовини (розчини 1 та 2).

На відміну від чистого розчинника, розчин при охолодженні не замерзає суцільно при постійній температурі. При певній температурі з розчину починають виділятися кристали розчинника і в процесі охолодження їх кількість збільшується. Температурою замерзання розчину вважають температуру, при якій випадають перші кристали розчинника.

Послідовність виконання роботи.

У чисту суху пробірку 2 (рисунок 1) наливають розчинник у такій кількості, щоб нижній, основний резервуар термометра Бекмана (1) був покритий рідиною. Нижній його кінець повинен бути на відстані 1–1,5 см від дна пробірки. У правильно зібраному приладі термометр Бекмана і пробірка повинні бути закріплені, а мішалка 5 повинна вільно рухатися вгору та вниз біля ртутного резервуара. Неперервно перемішуючи розчинник, спостерігають за показами термометра. Внаслідок охолодження температура рідини падає нижче від точки замерзання, а початок кристалізації супроводжується виділенням теплоти і температура підвищується; підвищення її припиняється в момент замерзання, і протягом довшого часу температура залишається постійною. Максимальне значення температури після її підвищення вважають температурою замерзання.

Дослід повторюють два рази. Після кожного визначення пробірку 2 виймають з приладу разом з термометром і утворені кристали розплавляють (нагріванням рукою або теплою водою). Із результатів двох вимірювань, які повинні відрізнитися між собою не більше ніж на $0,01^{\circ}\text{C}$, вираховують середню температуру замерзання розчинника.

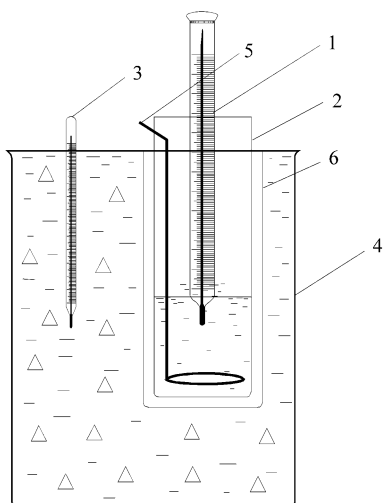


Рисунок 1. Схема приладу для кріоскопічних досліджень: 1 – термометр Бекмана, 2 – пробірка, 3 – звичайний термометр, 4 – товстостінна склянка, заповнена охолоджувальною сумішшю, 5 – мішалка, 6 – широка пробірка (повітряна оболонка)

Після визначення температури замерзання розчинника беруть суху пробірку, виливають в неї розчин 1 (розчин певної концентрації невідомої речовини) і проводять ті ж операції, що і з чистим розчинником. Аналогічно визначають температуру замерзання розчину цієї ж речовини, але невідомої концентрації (розчин 2). В цій лабораторній роботі необхідно проводити визначення для розчинів трьох невідомих речовин – неелектролітів.

Результати вимірювань записують у таблицю:

Досліджува на система	Температура кристалізації, °C		Зменшення температури кристалізації, $\Delta t_{зам}$	Молярна маса розчиненої речовини, г/моль		Концентрація речовини, %	
	виміряна	середн я		визначен а	істинна	визначен а	істинн а
розчинник							
розчин 1							
розчин 2							

На основі отриманих вимірювань зміни температури замерзання обчислюють молярну масу розчиненої речовини (розчин 1) за формулою:

$$M_2 = 1000 \cdot K \cdot g_2 / (g_1 \cdot \Delta t_{зам.}),$$

де g_2 , g_1 – маса розчиненої речовини і розчинника, відповідно, $\Delta t_{зам.}$ – зниження температури кристалізації розчину порівняно з чистим розчинником, K – криоскопічна константа розчинника або моляльне зниження температури кристалізації;

Концентрацію – масову частку цієї речовини ω_2 (розчин 2) за формулою:

$$\omega_2 = \frac{100M_2 \cdot \Delta t_{зам}}{1000K + M_2 \cdot \Delta t_{зам}}$$

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що називається розчином? Класифікація розчинів.
2. Назвіть способи вираження концентрації розчинів.
3. Чим викликане зменшення температури замерзання розчинів?
4. В чому суть криоскопічного методу визначення відносної молекулярної маси?
5. Від яких факторів залежить величина ебуліоскопічної константи? Як вона визначається?
6. Що таке осмотичний тиск? Як його вимірюють?

ЗАНЯТТЯ № 7

Лабораторна робота

Тема: ВИВЧЕННЯ ЗАЛЕЖНОСТІ ЕРС ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ ДЛЯ ГАЛЬВАНІЧНОГО ЕЛЕМЕНТА ДАНІЄЛЯ-ЯКОБІ.

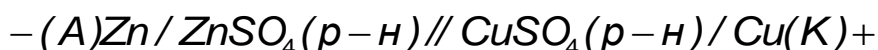
Мета: перевірити можливість застосування рівняння Нернста для розрахунку потенціалу електродів та *ЕРС* гальванічного елемента.

Прилади і реактиви: іономір-мілівольтметр, наприклад ЄВ-74, цинковий та мідний електроди, розчини $ZnSO_4$ та $CuSO_4$ з концентраціями солей 1,0 М, 0,5М, 0,25М, 0,1М, 0,05М, сольовий місток.

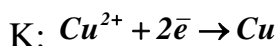
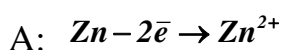
Дія будь-якого гальванічного елемента ґрунтується на окисно-відновній реакції, окисний і відновний процеси якої розділені.

Якщо скласти електрохімічне коло з двох електродів, сполучити електроди провідником і забезпечити перехід іонів між електролітами, то в одержаній системі буде здійснено напрямлений рух електронів за рахунок різниці потенціалів електродів. Від електрода з меншим значенням потенціалу (*анод*, *від'ємний полюс*) електрони переміщуються до електрода з більшим значенням потенціалу (*катод*, *додатний полюс*). У системі виникає електричний струм. При цьому *на аноді* іде процес *окиснення*, *на катоді* – *відновлення*. Такий прилад називається *гальванічним елементом*.

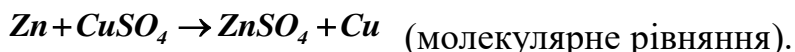
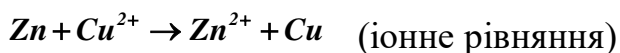
Гальванічний елемент Данієля–Якобі складається з мідного та цинкового електродів що знаходяться в розчинах їх солей. Схема гальванічного елемента Данієля-Якобі:



Процеси на електродах:



Струмоутворююча реакція:



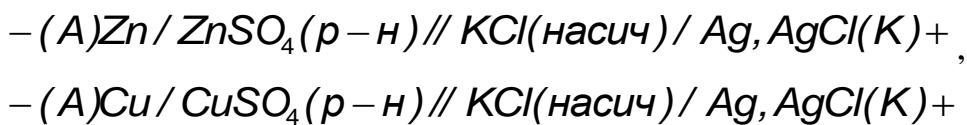
Для вимірювання потенціалів електродів та *ЕРС* гальванічного елемента Данієля-Якобі використовуємо високоомний мілівольтметр, наприклад іономір-мілівольтметр ЄВ-74, в режимі вимірювання потенціалу. Для цього нажимаємо кнопку мВ. Якщо нажата кнопка –1-19 то діапазон вимірювань складає від –100 до +1900 мВ, якщо –1-4 діапазон вимірювань від –100 до +400 мВ, якщо 4–9 діапазон вимірювань від +400 до +900 мВ, якщо 9-14 діапазон вимірювань від +900 до +1400 мВ, якщо 14-19 діапазон вимірювань від +1400 до +1900 мВ.

Кнопка \pm змінює знак вимірюваного потенціалу. Електроди підключаємо на задній панелі приладу до штекерів “изм” та “всп”.

Послідовність виконання роботи

Дослід 1. Визначення потенціалів електродів

Потенціали електродів спочатку мідного, а потім цинкового визначаємо по відношенню до потенціалу хлор-срібного електроду порівняння потенціал якого сталий (+201мВ). Для цього мідний електрод занурюємо в розчин сульфату міді з відповідною концентрацією, а цинковий електрод у розчин сульфату цинку. В цей же розчин занурюємо хлор-срібний електрод порівняння щоб він торкався електрода потенціал якого вимірюємо. Тобто складаємо наступні гальванічні елементи:



Результати вимірювань подаємо в табличному вигляді.

Таблиця 1

Результати дослідження потенціалу цинкового електрода

C_{ZnSO_4} моль/л	Потенціал електрода по відношенню до хлор-срібного електрода, мВ	Потенціал електрода порівняння, мВ	Потенціал електрода по відношенню до водневого електрода, мВ	Потенціал розрахований за рівнянням Нернста, мВ	Відносна похибка, %
1,0		+201			
0,5		+201			
0,25		+201			
0,1		+201			
0,05		+201			

Таблиця 2

Результати дослідження потенціалу мідного електрода

C_{CuSO_4} моль/л	Потенціал електрода по відношенню до хлор-срібного електрода, мВ	Потенціал електрода порівняння, мВ	Потенціал електрода по відношенню до водневого електрода, мВ	Потенціал розрахований за рівнянням Нернста, мВ	Відносна похибка, %
1,0		+201			
0,5		+201			
0,25		+201			
0,1		+201			
0,05		+201			

Дослід 2. Визначення *EPC* гальванічного елемента Даніеля-Якобі.

Складають гальванічний елемент Даніеля-Якобі з різними концентраціями солей та вимірюють *EPC*. Результати подають в табличному вигляді.

Таблиця 3

Результати дослідження *EPC* гальванічного елемента Даніеля-Якобі

C_{ZnSO_4} моль/л	C_{CuSO_4} моль/л	$EPC_{експ.}$, мВ	$EPC_{теор.}$, мВ	Відносна похибка, %
1,0	1,0			
1,0	0,5			
1,0	0,25			
1,0	0,10			
1,0	0,05			
0,5	0,05			
0,25	1,0			
0,25	0,1			
0,10	0,1			
0,10	0,05			
0,05	1,0			
0,05	0,1			

Теоретичне значення *EPC* розраховуємо за формулою:

$$EPC = \varphi_{катода} - \varphi_{анода}$$

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Зобразіть схему гальванічного елемента Даніеля-Якобі. Які окисно-відновні процеси відбуваються на катоді та аноді?
2. Яка причина виникнення стрибка потенціалу на межі метал – розчин?
3. Що таке електродний потенціал? Відносно якого електрода його вимірюють?
4. Що таке електрохімічний ряд напруг металів і яке його значення?
5. Що таке стандартний електродний потенціал?
6. Чому дорівнює стандартна електрорушійна сила гальванічного елемента?

ЗАНЯТТЯ № 8

Лабораторна робота

Тема: : КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ.

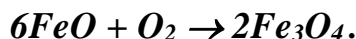
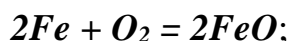
Мета роботи: ознайомитися з механізмом процесів корозії. Дослідити вплив різних факторів на процес корозії металів.

Прилади і реактиви: спиртівка, пробірки, штатив, скляні палички, пінцет, наждачний папір, мідні, залізні, оцинковані, луджені пластинки, алюмінієва фольгу, мідний дріт, розчини HCl, NaCl, CuSO₄, фенолфталеїн, K₃[Fe(CN)₆], H₂O_{дист.}

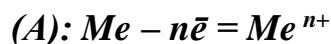
Корозія – це самовільний процес руйнування металів в результаті хімічної чи електрохімічної взаємодії їх з навколишнім середовищем.



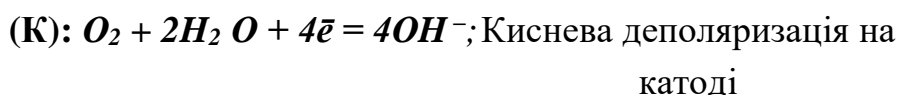
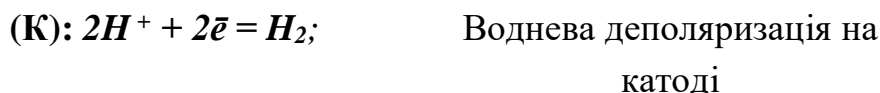
Газова хімічна корозія є результат окиснення металів в атмосфері сухих газів при високих температурах. Наприклад – утворення окалини на поверхні сталевих виробів при термообробці.



Найбільшої шкоди металевим виробам завдає електрохімічна корозія. Механізм електрохімічної корозії полягає в анодному руйнуванні (окисненні) металу в результаті утворення і роботи гальванічного корозійного короткозамкнутого елемента. В процесі роботи цього елемента метал, який буде анодом, окиснюватиметься:



На катоді відбувається процес відновлення середовища. Залежно від середовища він може носити характер водневої або кисневої деполяризації.



Іони чи молекули, які відновлюються на катоді, називаються деполяризаторами. При корозії в кислому середовищі деполяризаторами будуть іони H^+ , при атмосферній корозії (у вологому повітрі), корозії в ґрунті, у воді, що містить розчинений кисень, деполяризатором буде кисень.

Послідовність виконання роботи

Дослід 1. Утворення окалини на міді та залізі.

Нагріти очищені наждачними папером залізну і мідну пластинки в полум'ї пальника протягом 5 хв. Спостерігати зміну кольору пластин внаслідок окислення. Записати рівняння реакцій. До якого виду корозії відноситься цей процес?

Дослід 2. Корозія на контакті двох різних металів.

В пробірку налити розбавлений розчин хлоридної або сульфатної кислоти і опустити шматочок цинку. Відмітити інтенсивність виділення водню. Доторкнутися мідною дротинкою до цинку в пробірці. Як змінюється інтенсивність виділення водню і на якому з металів він виділяється?

Пояснити спостереження, врахувавши, що Zn і Cu утворюють гальванічну пару. Подати схему гальванічного елемента, записати процеси, що відбуваються на електродах, вказати напрямок переходу електронів у парі Zn/Cu .

Дослід 3. Корозія при нерівномірній аерації поверхні металу.

В пробірку налити 1 мл розчину $NaCl$, 0,5 мл розчину $K_3[Fe(CN)_6]$ і 5-6 крапель фенолфталеїну. На чисту поверхню залізної пластинки нанести паличкою приготовленого реактиву. Спостерігати появу синього забарвлення в центрі краплі і рожевого на її краях. Написати рівняння реакцій, що відбуваються на анодній і катодній ділянках краплі.

Дослід 4. Корозія оцинкованого і луженого заліза.

Налити в дві пробірки по 3-4 мл 2н. розчину сульфатної кислоти і по три краплі червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$, що є чутливим реактивом на іони Fe^{2+} . При наявності іонів Fe^{2+} розчин забарвлюється в синій колір. Розчин перемішати скляною паличкою. В одну пробірку опустити смужку оцинкованого заліза, а в другу – покритого оловом, міддю або нікелем. В якій пробірці утворюється через деякий час синє забарвлення? Написати рівняння реакцій. Скласти схеми гальванічних корозійних елементів, що виникають при порушенні суцільності покриття. Вказати тип захисного покриття (анодне чи катодне).

Дослід 5. Дія іонів, що активують процес корозії.

У дві пробірки помістити по смужці алюмінієвої фольги і налити по 1-2 мл розчину $SiSO_4$ з декількома краплями розчину H_2SO_4 . В одну пробірку внести трохи розчину хлориду натрію. Пояснити явища, що спостерігаються.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що таке корозія металів?
2. Основні види корозії металів.
3. Механізм електрохімічної корозії. Катодні і анодні процеси при корозії у різних середовищах.
4. Корозія, що виникає внаслідок нерівномірної аерації.
5. Способи захисту металів від корозії.

ЗАНЯТТЯ № 9

Лабораторна робота

Тема: ВИЗНАЧЕННЯ ПОВЕРХНЕВОГО НАТЯГУ РІДИНИ СТАЛАГ-МОМЕТРИЧНИМ МЕТОДОМ.

Мета роботи: визначення поверхневого натягу сталагмометричним методом та розрахунок парохору для трьох органічних речовин, які пропонує викладач, та встановлення структурних формул досліджуваних речовин.

Прилади і реактиви: сталагмометр; шприц на 10 мл або гумова груша; чотири пікнометри; аналітична вага; піпетки; дистильована вода; три органічних речовини із вказаними брутто-формулами.

Поверхневий шар подібний до пружної плівки, яка намагається стиснути рідину. Причина полягає в тому, що молекули поверхневого шару перебувають в іншому енергетичному стані, ніж всередині рідини. Кожна молекула всередині рідини оточена іншими молекулами і сили її взаємодії з оточуючими молекулами розподілені симетрично. В результаті всі внутрішні молекули ніби перебувають у стані рівноваги. Сили притягання зовнішніх молекул внутрішніми не зрівноважуються притяганням з боку молекул повітря або пари, яка межує з рідиною, тому рівнодійна напрямлена донизу і намагається втягнути зовнішні молекули всередину рідини. Ця рівнодійна сила, перпендикулярна до поверхні рідини, називається внутрішнім тиском. Чим більший внутрішній тиск, тим більший поверхневий натяг.

Поверхневий натяг визначається як робота, яку необхідно виконати, щоб збільшити площу поверхні рідини на 1 м^2 . З термодинамічної точки зору, поверхневий натяг – це робота або зміна ізобарно-ізотермічного потенціалу при збільшенні поверхні на одиницю площі:

$$\sigma = \Delta G; \Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad (1)$$

Поверхневий натяг рідин залежить від температури. Як встановив Д.І. Менделєєв, поверхневий натяг з підвищенням температури зменшується за лінійним законом і дорівнює нулю при критичній температурі. А.І. Бучинський та Сагден встановили, що між поверхневим натягом рідини, густиною рідини d_p і

густиною її пари d_p , яка перебуває у рівновазі з рідиною при температурі вимірювання, існує залежність:

$$\sigma = c (d_p - d_n)^4, \quad (2)$$

де c – коефіцієнт пропорційності, який не залежить від температури, а залежить від властивостей речовини. Виходячи з того, що густина речовини при температурах, далеких від критичної, значно більша від густини насиченої пари, останньою можна знехтувати і записати рівняння (2) у вигляді:

$$\sigma = c \cdot d_p^4, \quad (3)$$

звідки

$$c = \sigma / d_p^4 \quad (4)$$

Якщо знайти корінь четвертого степеня з обох частин рівняння і домножити на молекулярну масу, то одержана величина $c^{1/4}M$ є постійною і незалежною від температури. Ця величина називається **парахором**. Розмірність її в СІ – $\text{Дж}^{1/4} \cdot \text{м}^{5/2}/\text{моль}$, а в СГСЕ – $\text{ерг}^{1/4} \cdot \text{см}^{5/2}/\text{моль}$.

$$P = c^{1/4} \cdot M = \sigma^{1/4} \cdot M / d_p \quad (5)$$

Послідовність виконання роботи

Дослід 1. Визначення густини досліджуваної речовини.

Для цього попередньо зважений сухий пікнометр заповнити рідиною і витримати при постійній температурі 5 хв. Після цього довести рівень рідини до мітки. При потребі витерти ззовні пікнометр фільтрувальним папером, а потім зважити його, заповненого рідиною. Визначити густину рідини як відношення маси до об'єму. Визначення бажано провести 3 рази з одним і тим же пікнометром і взяти середній результат.

Дослід 2. Визначення поверхневого натягу сталагмометричним методом.

Сталагмометр – товстостінна капілярна трубка з розширенням у середній частині, нижній кінець якої відшліфований. Вище та нижче від потовщення – дві мітки – обмежувачі об'єму. Сталагмометр закріпити у штативі у вертикальному положенні та засмоктати рідину шприцем або гумовою грушею так, щоб вона зупинилась вище верхньої мітки. Коли при витіканні рідини рівень дійде до верхньої мітки, почати рахувати краплі і рахувати доти, доки рівень рідини не дійде до нижньої мітки.

Вимірювання кількості крапель провести 3 рази і записати середній результат. Визначити N_1 – число крапель при витіканні стандартної рідини (води) і число крапель N_2 при витіканні досліджуваної рідини.

Густина та поверхневий натяг води при різних температурах

$T, ^\circ\text{C}$	$d, \text{г/см}^3$	$\sigma, \text{ерг/см}^2, \cdot 10^3 \text{ Н/м}$
17	0,9988	73,20
18	0,9985	73,05
19	0,9984	72,89
20	0,9982	72,75
21	0,9980	72,60
22	0,9978	72,44
23	0,9975	72,28

3. Розрахунок поверхневого натягу.

Вага однієї краплі пропорційна поверхневому натягу та радіусу капіляра:

$$p = 2\pi \cdot r \cdot \sigma, \quad (6)$$

де r – радіус капіляра. З іншого боку, вагу однієї краплі можна розрахувати за формулою:

$$p = V \cdot d \cdot g / N, \quad (7)$$

де d – густина, g – прискорення вільного падіння, $9,8 \text{ м/с}^2$. Якщо прирівняти праві частини формул (6) та (7), то одержимо:

$$V \cdot d \cdot g / N = 2\pi \cdot r \cdot \sigma \quad (8)$$

Звідси випливає, що для різних об'ємів двох рідин з густинами d_1 і d_2 відповідно, які витікають з одного отвору, справедливе співвідношення:

$$\sigma_1 / \sigma_2 = N_2 d_1 / N_1 d_2 \quad (9)$$

Використовуючи формулу (9), за відомим значенням поверхневого натягу σ_1 та густини d_1 води при температурі вимірювання (табл. 1), числом крапель води N_1 , числом крапель N_2 та густиною d_2 досліджуваної рідини обчислити поверхневий натяг досліджуваної рідини σ_2 .

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. На чому базується вимірювання поверхневого натягу сталагмометричним методом?
2. Як впливає кривизна поверхні і природа рідини на її внутрішній тиск? Які причини підняття (опускання) рідини в капілярах?
3. Поясніть, чому в капілярах пара конденсується при тисках більш низьких, ніж на плоскій поверхні.
4. Що таке крайовий кут змочування? Покажіть зв'язок між величиною цього кута і поверхневим натягом на межі трьох фаз.
5. За яких умов відбувається розтікання однієї речовини по поверхні іншої?
6. Сформулюйте правило Антонова. Що таке міжфазовий поверхневий натяг?

ЗАНЯТТЯ № 10

Лабораторна робота

Тема: ВИВЧЕННЯ АДСОРБЦІЇ НА МЕЖІ РОЗДІЛУ ТВЕРДЕ ТІЛО – РІДИНА.

Мета: Вивчити адсорбцію ПАР (CH_3COOH) на вугіллі; побудувати ізотерми адсорбції; графічно визначити константи рівняння Фрейндліха.

Прилади і реактиви: колби з притертими корками, конічні колби, лійка, піпетки, бюретка, фільтрувальний папір, дистильована вода, активоване вугілля, CH_3COOH , 0,1 М NaOH, 0,02 М NaOH.

Поглинання будь-якою речовиною інших речовин називають сорбцією. Якщо процес сорбції йде лише на поверхні то його називають адсорбцією. Якщо поглинута речовина дифундує в глибину і розподіляється по об'єму, то це явище називають абсорбцією.

Адсорбція – це самочинна зміна концентрації компонента в поверхневому шарі порівняно з об'ємною фазою, віднесена до площі поверхні. Речовина, на поверхні якої відбувається адсорбція, називається адсорбентом, а речовина, яка поглинається – адсорбатом. Адсорбцію Γ виражають відношенням кількості адсорбату x до площі поверхні адсорбента S (в кмоль/м²)

$$\Gamma = \frac{x}{S}. \quad (10)$$

Послідовність виконання роботи

Із вихідного розчину оцтової кислоти готують розчини різної концентрації шляхом послідовного розбавлення вдвічі. Для цього в 5 сухих колб на 250 мл наливають піпеткою по 50 мл дистильованої води. Потім 50 мл вихідного розчину наливають у першу колбу, добре перемішують і, декілька раз набирають розчин у піпетку та випускають назад у колбу (ополіскують піпетку приготованим розчином). Після цього відбирають цією ж піпеткою 50 мл приготованого розчину і вносять його в наступну колбу, добре перемішують і ополіскують піпетку. Потім беруть 50 мл для приготування наступного розчину і т.д. – до тих пір поки не отримають шість розчинів, включаючи вихідний.

У кожен колбу до 50 мл отриманих розчинів додають по 1 г адсорбенту (активованого вугілля) і закривають корком. Колби струшують приблизно 10 хв і залишають стояти ще стільки ж часу. Періодично струшують суспензію вугілля для швидкого досягнення рівноваги.

Спочатку визначають концентрацію оцтової кислоти ($C_{вих.}$), яка подана для проведення досліду. Для цього у три колби вносять по 10 мл вихідного розчину,

додають декілька крапель фенолфталеїну і титрують 0,1 М розчином NaOH. Знаходять середній об'єм лугу ($V_{сер.}$) після трьох титрувань. Концентрацію кислоти визначають за співвідношенням $V_{кислоти} N_{кислоти} = V_{NaOH} N_{NaOH}$, в якому $N_{кислоти}$ і N_{NaOH} – нормальні концентрації оцтової кислоти та натрій гідроксиду; $V_{кислоти}$ і V_{NaOH} – об'єм взятої кислоти і об'єм натрій гідроксиду, який витратився на титрування.

Після закінчення заданого часу адсорбції суспензію вугілля відфільтровують у конічні колби на 100 мл. Перші порції фільтратів (10-15 мл) відкидають. Концентрацію рівноважного розчину кислоти у фільтратах ($C_{рівн.}$) визначають так, як концентрацію вихідного розчину кислоти, але для титрування розчинів з більш низькою концентрацією (починаючи з третьої колби) беруть розчин лугу з меншою концентрацією (0,02 М). З трьох результатів титрувань знаходять середній для кожного розчину.

Обчислюють кількість речовини оцтової кислоти (в мілімолях), що міститься в 50 мл розчину до і після адсорбції. Отримані дані заносять у табл. 2. Будують графіки $(x/m) = f(C_{рівн.})$ та $\lg(x/m) = f \lg(C_{рівн.})$. Обраховують значення констант у рівнянні Фрейндліха (K і $1/n$), так як це описано в теоретичній частині роботи. Роблять висновок про концентраційні межі застосування рівняння Фрейндліха.

Таблиця 2

Результати дослідження адсорбції оцтової кислоти на вугіллі

№ дослідів	Кількість речовини в 50 мл вихідного розчину a , ммоль	Маса активованого вугілля m , г	Кількість речовини у фільтраті		Сорбована кількість кислоти на 1 г вугілля, $\frac{a-F}{m} = \frac{x}{m}$	$\lg \frac{x}{m}$	$\lg C_{рівн.}$
			Рівноважна концентрація $C_{рівн.}$	в 50 мл розчин у F , ммоль			
1							
2							
3							
4							
5							

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Які явища називають сорбцією? Яка різниця між явищами адсорбції та сорбції? Яку речовину називають адсорбентом, адсорбатом?
2. Особливості фізичної та хімічної адсорбції.

3. Основні положення теорії Ленгмюра. Рівняння ізотерми адсорбції. Графічний вираз ізотерм адсорбції Ленгмюра.
4. Теорія Поляні. Основні положення. Поняття адсорбційного об'єму. Характеристичні криві.
5. Рівняння Фрейндліха, межі його застосування. Ізотерми адсорбції Фрейндліха.

ЗАНЯТТЯ № 11

Лабораторна робота

Тема: ВИЗНАЧЕННЯ РОЗМІРУ ЧАСТИНОК ТА ФРАКЦІЙНОГО СКЛАДУ СИСТЕМИ МЕТОДОМ СЕДИМЕНТАЦІЙНОГО АНАЛІЗУ.

Мета роботи: Вивчити кінетику седиментації полідисперсної системи методом безперервного зважування осаду, визначити розміри частинок та фракційний склад дисперсної фази суспензії.

Прилади і реактиви: торсійні ваги, аналітичні ваги, циліндр, мішалка, конічна колба, ступка, дистильована вода, $CaCO_3$.

Загальною властивістю, характерною для вільно дисперсних мікрогетерогенних систем (суспензій, емульсій, аерозолів), є здатність до осідання або спливання часток дисперсної фази. Осідання частинок дисперсної фази називають седиментацією, а спливання частинок – зворотною седиментацією.

В основу седиментаційного аналізу покладено рівняння

$$r = \sqrt{\frac{9\eta U}{2(\rho - \rho_0)g}}, \quad (11)$$

яке виведене з умови рівномірного осідання частинок дисперсної фази і дисперсійному середовищі за умови рівноваги гравітаційної сили та сили тертя, де r – еквівалентний радіус сферичної частинки;

ρ і ρ_0 – густина дисперсної фази та дисперсійного середовища відповідно;

η – в'язкість дисперсійного середовища;

g – прискорення сили земного тяжіння;

U – швидкість седиментації, яка рівна

$$U = \frac{H}{\tau}, \quad (12)$$

де H – шлях, який долає дисперсна частинка за час τ .

Величину U безпосередньо можна виміряти тільки для монодисперсної системи. Для полідисперсних систем седиментаційний аналіз провадять методом безперервного зважування за допомогою торсійних ваг у пристрої, схему якого наведено на рис. 1.

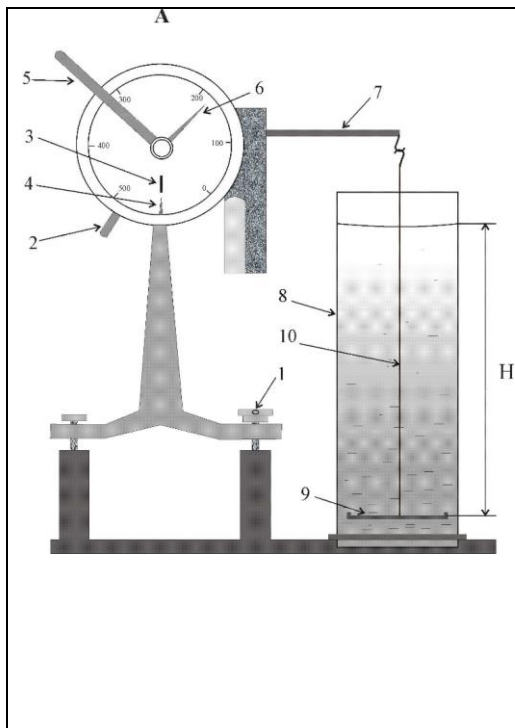


Рис. 1. Схема пристрою для седиментаційного аналізу суспензій:

А – торсійні ваги;

1 – рівень; 2 – аретир; 3 – позначка шкали; 4 – показник рівноваги;

5 – важіль; 6 – стрілка; 7 – коромисло; 8 – скляний циліндр;

9 – тарілочка;
10 – скляна нитка.

Послідовність виконання роботи

У скляний циліндр наливають воду і в неї занурюють тарілочку, яка прикріплена до торсійних терезів. Необхідно стежити, щоб тарілочка знаходилась на рівній відстані від стінок циліндра. Зважують саму тарілочку у воді. Для цього на заздалегідь встановлених горизонтально за допомогою рівня 1 терезах (рис. 1) переводять аретир 2 у положення відчинено. Переміщенням важеля 5 суміщають покажчик 4 із рисою 3 на шкалі терезів. Стрілка 6 вказує на масу в міліграмах. Позначають рівень води у циліндрі та його положення на підставці, виймають тарілочку та виливають воду.

Готують суспензію. Для цього 1 – 2,5 г запропонованого викладачем порошку поміщають у порцелянову ступку, звожують та розтирають протягом 5 хв. Одержану пасту кількісно переносять у колбу на 250 мл, додають 200 мл води та енергійно струшують кілька хвилин. Одержану суспензію вливають у мірний циліндр седиментометра, що встановлений на раніш позначене місце, до поміченого рівня і ретельно перемішують мішалкою. Швидко занурюють тарілочку в суспензію, прикріплюють її до торсійних ваг і відразу вмикають секундомір. Відразу проводять перше зважування. Необхідно це перше зважування зробити якомога швидше, щоб помітити осідання найбільших частинок, які присутні в системі. Далі зважування проводять через інтервали часу, які спочатку рівні 15-30 с, а потім збільшуються залежно від зменшення швидкості накопичення осаду.

Вимірювання продовжують до того часу поки вся суспензія не проясниться або показання ваг не будуть змінюватись протягом 10 хв.

Одержані результати записують у табл. 3. Будують седиментаційні криві P (мг) – τ (с). Знаходять маси фракцій, як описано в теоретичній частині. Відсотковий вміст кожної фракції розраховують, як відношення маси фракції до суми мас усіх фракцій, що входять до складу дисперсної системи

$$Q_i = \frac{q_i}{q_1 + q_2 + \dots + q_n} \cdot 100\%, \quad (13)$$

Обчислюють радіуси кожної фракції частинок, використовуючи рівняння.

$$r = \sqrt{\frac{9\eta H}{2(\rho - \rho_0)g\tau}}. \quad (14)$$

Прийнявши, що

$$\frac{9\eta H}{2(\rho - \rho_0)g} = K, \quad (15)$$

рівняння набуде вигляду

$$r = \sqrt{\frac{K}{\tau}}. \quad (16)$$

Будують інтегральні криві розподілу частинок за розмірами і обраховують із них значення $\Delta Q/\Delta r$. Заносять значені величини у таблицю 4. За знайденими даними будують диференціальну криву розподілу частинок суспензії у воді.

Таблиця 3

Результати седиментаційного аналізу

Маса пустої тарілочки, $m = \dots$ мг		
Суспензія \dots у воді		
τ , с	Маса тарілочки з часточками, що осіли $P + m$, мг	Маса частинок, що осіли, P , мг
τ_1		
τ_2		
τ_3		
\dots		
τ_{k-1}		
τ_k		

Результати розрахунку кривих седиментації

T (дослід) = ... °С; η (води) = ... Па·с; ρ (дисперсної фази) = ... КГ/М ³ ; ρ_0 (дисперсійного середовища) = ... КГ/М ³ ; $g = 9,8$ м/с ² ; H (осідання) = ... м; $K = 9\eta H/2(\rho - \rho_0)g = ...$ м ² ·с.			
Суспензія .. у воді			
$\tau, \text{с}$	$Q, \%$	$r, 10^{-6}\text{м}$	$\Delta Q/\Delta r, \text{м}^{-1}$
τ_1			
τ_2			
τ_3			
...			
τ_{k-1}			
τ_k			

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Дайте визначення суспензії. Наведіть приклади.
2. Седиментаційно-дифузійна рівновага. Основні рівняння.
3. В чому суть седиментаційного аналізу? Основне рівняння седиментаційного аналізу.
4. Що таке дисперсність і як вона визначається?
5. Що таке полідисперсна і монодисперсна суспензії?
6. Седиментаційна крива для монодисперсної, бідисперсної системи та полідисперсної системи.

ЗАНЯТТЯ № 12

Лабораторна робота

Тема: ОДЕРЖАННЯ І ВЛАСТИВОСТІ ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМ.

Мета: Приготувати 4-5 золів різними методами; визначити знак заряду колоїдних частинок; підтвердити колоїдний стан отриманих систем.

Прилади і реактиви: штатив з пробірками (~30 шт.), мірний циліндр на 50-100 мл, піпетка на 2 мл, 2 колби на 100-150 мл, термостійка конічна колба на 100-150 мл, дистильована вода, насичений розчин сірки в ацетоні, розчин каніфолі в ацетоні (2%), FeCl₃ (насич. розчин, 5%), AgNO₃ (1,7%), KJ (1,7%), NH₄OH (5%), KCl (2M), K₂SO₄ (0,05M), K₃[Fe(CN)₆] (0,05M).

Колоїдні системи – це дисперсні системи, в яких розмір частинок дисперсної фази становить від 1 до 100 нм. Вони займають проміжне положення між істинними розчинами та грубодисперсними системами. Основними ознаками

колоїдного стану є: здатність частинок до броунівського руху, світлорозсіювання (ефект Тиндаля), осмотичний тиск, висока поверхнева енергія та електричний заряд частинок.

Колоїдні частинки утворюють міцели – надмолекулярні комплекси, що складаються з ядра (згущеної дисперсної фази) та оболонки, яка складається з адсорбованих іонів або молекул.

Умовна формула міцели виглядає як:



де A_x – ядро з агрегованих частинок, B_y – адсорбційний шар, zV – дифузний (контр)іонний шар.

У ліофобних колоїдах (наприклад, золі металів) утворення міцел відбувається за участю іонів, тоді як у ліофільних (наприклад, гідрофільні полімери, білки) – за участю молекул дисперсійного середовища. Стабільність колоїдних систем залежить від подвійного електричного шару навколо частинок, що запобігає їх агрегації.

Колоїдні системи можна отримати двома шляхами:

1. Шляхом об'єднання окремих молекул або іонів розчиненої речовини в агрегати – конденсація;
2. Шляхом подрібнення порівняно великих частинок до необхідної дисперсності – диспергування.

Послідовність виконання роботи.

Метод фізичної конденсації.

Дослід 1. Одержання золю сірки.

1мл насиченого розчину сірки в ацетоні або каніфолі наливають в пробірку з 10 мл дистильованої води і збовтують.

Дослід 2. Одержання золю каніфолі.

До 2 мл води в пробірці додають при збовтуванні 1-2 краплі 2%-го розчину каніфолі в ацетоні.

Метод хімічної конденсації.

Дослід 3. Одержання золю йодиду срібла (реакція подвійного обміну).

До 10 мл води додають 1 мл 1,7%-ого розчину $AgNO_3$, а потім по краплях при перемішуванні 1,7%-ого розчин KI . Утворюється золь голубого кольору.

При зміні порядку змішування розчинів утворюється золь з частинками іншого знака заряду. До 10 мл води додають 1 мл 1,7%-ого розчину KI , а потім по краплях при перемішуванні 1,7%-ого розчин $AgNO_3$. Утворюється золь голубого кольору.

Одержання золів методом пептизації.

Дослід 4. Одержання золю гідроксиду заліза (III) методом пептизації.

Відміряти в склянку 10 мл дистильованої води і 0,5 мл 5%-ного р-ну FeCl_3 . В отриманий жовтий розчин додати поступово з піпетки 5%-ний розчин NH_4OH . При цьому випадає бурий осад $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Аміак додають доти, поки рідина над осадом не буде безбарвною. Тоді почекати поки осад відстоїться, декантувати, тобто перехиливши склянку, обережно злити прозорий розчин, намагаючись не скаламутити осад. До осаду у склянці додати 30 мл дистильованої води, збовтати, дати відстоятися і знову злити розчин над осадом. Таке промивання осаду декантацією проробити тричі. Промитий осад потім розділити на 2 частини і перенести в 2 пробірки. У першу додати 10 мл води, а в другу – 3 мл води та 2 мл 5%-ного хлорного заліза.

Що відбувається у другій пробірці? Пояснити, чому осад переходить у колоїдний розчин (механізм пептизації).

Дослід 5. Одержання золю берлінської лазурі.

До 5 мл 2%-ного розчину FeCl_3 додати 1 мл насиченого розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Одержаний осад берлінської лазурі відфільтрувати і промити дистильованою водою. Потім, підставивши під лійку чисту пробірку, залити осад на фільтрі 0,1н щавелевою кислотою (пептизатор). При цьому утворюється синій золь берлінської лазурі.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Колоїдний стан речовини. Дисперсні системи.
2. Охарактеризуйте методи одержання колоїдних систем. У чому їхня суть?
3. Методи диспергування одержання дисперсних систем.
4. Методи конденсації одержання дисперсних систем.
5. Фізико-хімічне диспергування (пептизація). Умови проведення пептизації.

ЗАНЯТТЯ № 13

Лабораторна робота

Тема: ПІДТВЕРДЖЕННЯ КОЛОЇДНОГО СТАНУ ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМ, НАПИСАННЯ ФОРМУЛ МІЦЕЛ.

Мета: підтвердити колоїдний стан дисперсних систем на основі їхніх властивостей та складу, а також навчитися складати умовні формули міцел для різних типів колоїдних частинок.

Під час одержання дисперсних систем на поверхні частинок твердої фази може виникати подвійний електричний шар, внаслідок вибіркової адсорбції. Розглянемо процеси, які будуть відбуватися на поверхні частинок AgI, що містяться в розчині KI.

Добудовувати кристалічну ґратку згідно із правилом Панета-Фаянса будуть лише ті йони або атоми, які входять до її складу, тобто йони I⁻ (потенціалвизначальні). Вони будуть надавати частинкам AgI негативного заряду, а йони K⁺ (протийони) знаходяться в розчині поблизу міжфазної поверхні (рис. 2). Такий комплекс називають міцелою і в цілому він є електронейтральним.

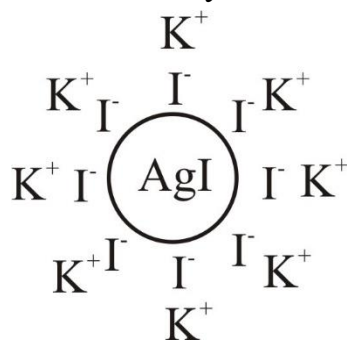
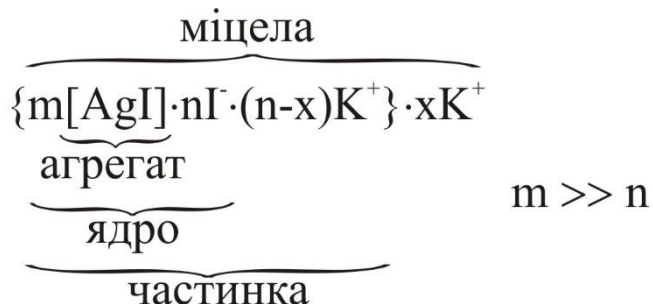


Рис. 2. Схема утворення ПЕШ на кристалах AgI у розчині KI.

Коли кристали AgI будуть міститись в розчині AgNO₃, то потенціалвизначальним йоном буде Ag⁺, а протийоном NO₃⁻.

Потенціалвизначальні йони створюють стабілізуючу дію (заважають подальшому росту колоїдної частини), та надають частинці заряд і тим самим сприяють стійкості колоїдної системи.

Будову міцели виражають спеціальними формулами. В середині міцели міститься кристал із частинок AgI. Цю частину називають агрегат, оскільки вона завжди складається із агрегату атомів, молекул чи йонів, які утворюють дисперсну фазу.

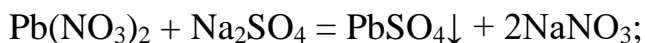


На поверхні агрегату розташовані йони, які добудовують його кристалічну ґратку. Ці йони надають кристалу заряд і називаються потенціалвизначальні. Агрегат разом із потенціалвизначальними йонами називають ядром міцели. Поряд із потенціалвизначальними йонами в адсорбційному шарі розташована частина протийонів K⁺, які дуже міцно пов'язані з ядром, що в електричному колі рухаються разом із ним до аноду. Ядро разом із частиною протийонів називається частинкою. На відміну від міцели частина завжди буде мати заряд обумовлений

потенціалвизначальними йонами. Інші протийони в периферійній частині міцели утворюють дифузний шар міцели. Вони вже рухаються в електричному колі до катоду, оскільки кулонівські та адсорбційні сили взаємодії ослаблені.

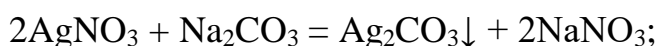
Послідовність виконання роботи

1. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



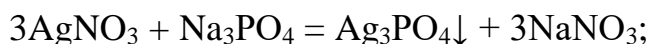
а) надлишок $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; б) надлишок Na_2SO_4 .

2. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



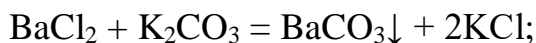
а) надлишок AgNO_3 ; б) надлишок Na_2CO_3 .

3. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



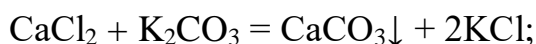
а) надлишок AgNO_3 ; б) надлишок Na_3PO_4 .

4. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



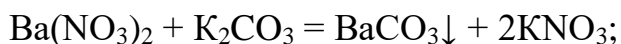
а) надлишок BaCl_2 ; б) надлишок K_2CO_3 .

5. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



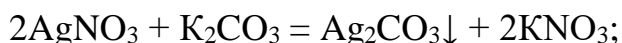
а) надлишок CaCl_2 ; б) надлишок K_2CO_3 .

6. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



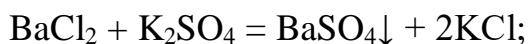
а) надлишок $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; б) надлишок K_2CO_3 .

7. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



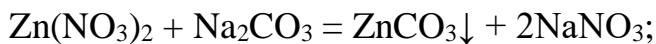
а) надлишок AgNO_3 ; б) надлишок K_2CO_3 .

8. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



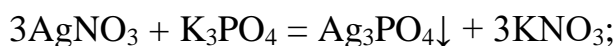
а) надлишок BaCl_2 ; б) надлишок K_2SO_4 .

9. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



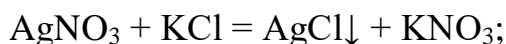
а) надлишок $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; б) надлишок Na_2CO_3 .

10. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



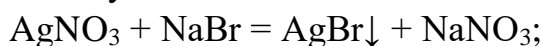
а) надлишок AgNO_3 ; б) надлишок K_3PO_4 .

11. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



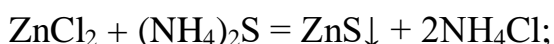
а) надлишок AgNO_3 ; б) надлишок KCl .

12. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



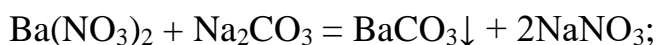
а) надлишок AgNO_3 ; б) надлишок NaBr .

13. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



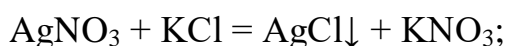
а) надлишок ZnCl_2 ; б) надлишок $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

14. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



а) надлишок $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; б) надлишок Na_2CO_3 .

15. Написати формули міцел і гранул (в ізоелектричному стані) одержаних за таких умов:



а) надлишок AgNO_3 ; б) надлишок KCl .

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що таке колоїдний стан речовини та які основні ознаки колоїдних систем?
2. Що таке подвійний електричний шар (ПЕШ) і як він утворюється на поверхні колоїдних частинок?
3. Яка роль потенціалвизначального йона в утворенні заряду колоїдної частинки?
4. Яка будова міцели та які її структурні елементи?
5. Як записується умовна формула міцели та що означає кожен її елемент?

ЗАНЯТТЯ № 14

Лабораторна робота

Тема: ВИЗНАЧЕННЯ ПОРОГУ КОАГУЛЯЦІЇ ЗОЛЮ ФЕРУМ (Ш) ГІДРОКСИДУ.

Мета: Визначити поріг коагуляції золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ під час дії на нього таких електролітів KCl , K_2SO_4 , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; розрахувати відношення порогів коагуляції; перевірити виконання правила Шульце-Гарді.

Прилади і реактиви: насич. р-н FeCl_3 , дист. H_2O , KCl , K_2SO_4 , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, конічна колба, пробірки, піпетки.

Стійкість дисперсної системи характеризують незмінністю в часі її основних параметрів: дисперсності і міжчастинкової взаємодії.

За класифікацією Пескова стійкість дисперсних систем поділяють на два типи: стійкість до осідання дисперсної фази (седиментаційна) та стійкість до агрегації частинок (агрегативна).

Існує також поняття термодинамічної стійкості дисперсних систем. Термодинамічно стійкі системи утворюються внаслідок самочинного диспергування, їх називають ліофільними ($\Delta G_{\text{дисп}} < 0$). Термодинамічно нестійкі системи не здатні до самочинного диспергування; їх називають ліофобними ($\Delta G_{\text{дисп}} > 0$).

Щодо кінетичної стійкості ліофобних систем, то вони можуть бути стійкі протягом довгого часу. Більшість ліофобних систем володіє надлишком поверхневої енергії і тому в них самочинно проходять процеси укрупнення частинок (відбувається зникнення поверхневої енергії за рахунок зменшення питомої поверхні). Такі ліофобні системи називають агрегативно нестійкими.

Енергетичний бар'єр між колоїдними частинками зникає, коли досягається критична концентрація електроліту (C_k), яка обернено пропорційна заряду йона-коагулятора у шостому степені

$$C_k = C \frac{\varepsilon(kT)^5}{A^2 e^6 z^6} = \frac{\text{const}}{z^6}, \quad (17)$$

де C – константа, що залежить від числа зарядів катіона й аніона;

ε – діелектрична проникність розчину;

A – константа Гамакера;

e – заряд електрона;

z – валентність протийона.

Співвідношення коагулюючої сили для одно-, дво- та тризарядних катіонів за Шульце рівне 1: 20: 350, за Фрейндліхом 1: 7: 531, за Піктоном 1: 20: 1500. Розбіжності пояснюють тим, що дуже важко отримати колоїдні системи з одними і тими ж характеристиками.

Послідовність виконання роботи

Спочатку готують золь ферум (III) гідроксиду за реакцією гідролізу. Для цього 100мл дистильованої води доводять до кипіння у конічній колбі і додають 10-12 крапель насиченого розчину $FeCl_3$. Утворюється золь вишневого кольору. Золь охолоджують до кімнатної температури.

Потім готують три серії пробірок по 4 в кожній. В кожну пробірку наливають по 5 мл охолодженого золю, і згідно з табл. 5, відповідні кількості дистильованої води і розчину електроліту.

Таблиця 5

Результати дослідження коагуляції золю ферум (III) гідроксиду

№ пробірки	Золь, мл	Вода, мл	Електроліт, мл	Помутніння через 20 хв.		
				KCl	K ₂ SO ₄	K ₃ [Fe(CN) ₆]
1	5	4,5	0,5			
2	5	4	1			
3	5	3	2			
4	5	1	4			

Змішують, струшуючи, суміш розчину електроліту і золю. Одержують чотири розчини, в яких концентрація золю однакова, а концентрація електроліту в кожній наступній пробірці більша, ніж у попередній в 2 рази. Через 20 хв. відмічають, в яких пробірках відбулась помітна коагуляція (помутніння). За наявності помутніння ставлять в таблиці знак "+". Відмічають також мінімальну концентрацію кожного електроліту, яка необхідна для коагуляції дисперсної системи.

Для уточнення порогів коагуляції, потрібно приготувати для кожного електроліту другу серію із чотирьох розчинів. Концентрації електроліту у цих розчинах підібрати в інтервалі між концентрацією електроліту в пробірці, де відбулась коагуляція і в найближчій до неї, де помутніння відсутнє. Через 20 хв визначити чи відбулась коагуляція. Результати досліду також занести до таблиці.

Пороги коагуляції для досліджуваних електролітів (ммоль/л) розраховують за рівнянням

$$C_k = \frac{cv}{\omega + v} 1000, \quad (18)$$

де c – концентрація електроліту, моль/л;

v – найменший об'єм розчину електроліту, достатній для коагуляції, мл;

ω – об'єм золю, мл.

У звіті вказують йони, які викликають коагуляцію і зазначають виконання правила Шульце-Гарді. Також обраховують співвідношення порогів коагуляції для трьох досліджуваних електролітів.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Агрегативна та седиментаційна стійкість дисперсних систем.
2. Розклинювальний тиск. Основні складові розклинювального тиску та їхня характеристика.
3. Що таке коагуляція? Якими чинниками можна викликати коагуляцію? Чим завершується процес коагуляції?
4. Поріг коагуляції. Методи визначення.
5. Правило Шульце-Гарді. Співвідношення порогів коагуляції для електролітів із різними зарядами коагулюючих йонів.

ЗАНЯТТЯ № 15

Лабораторна робота

Тема: ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЕКУЛЯРНОЇ МАСИ ПОЛІМЕРУ МЕТОДОМ ВІСКОЗИМЕТРІЇ.

Мета: Освоїти методику визначення молекулярних мас методом віскозиметрії, визначити молекулярну масу полімеру.

Прилади і матеріали: віскозиметр, гумова груша, колби, мірні пробірки, піпетки, полівініловий спирт різної концентрації.

Полімерами називають високомолекулярні сполуки (ВМС), молекули яких складаються із великого числа мономерних ланок певної хімічної будови, які послідовно з'єднані між собою. До ВМС відносять сполуки з молекулярною масою понад 1000. Вони можуть бути природного походження (білки, полісахариди, пектини, натуральний каучук), але їх також можна одержати

синтетично у процесах полімеризації та поліконденсації (пластмаси, синтетичні волокна).

Кількісною характеристикою набухання є ступінь набухання α

$$\alpha = \frac{V - V_0}{V_0} \text{ або } \alpha = \frac{m - m_0}{m_0}, \quad (19)$$

де V_0 і V , m_0 і m – об'єми та маси вихідного полімеру до і після набухання.

Для розбавлених розчинів залежність в'язкості від молекулярної маси полімеру описують рівнянням Марка – Куна – Хаувінка

$$[\eta] = kM^\alpha, \quad (20)$$

де $[\eta]$ – характеристична в'язкість;

M – молекулярна маса полімеру;

k – константа, яка залежить від природи полімеру та розчинника;

α – параметр, який характеризує форму макромолекули в розчині та гнучкість ланцюгів, а також залежить від природи розчинника ($\alpha \rightarrow 1$, якщо молекула жорстка; $\alpha \rightarrow 0$, якщо молекула розгорнута).

Віскозиметрія – найпростіший та найдоступніший метод визначення молекулярних мас полімерів. Для визначення в'язкості розчину полімеру вимірюють час витікання рівних об'ємів розчину полімеру τ та розчинника τ_0 через капіляр віскозиметра за заданої температури.

Відносну в'язкість одержують поділивши час витікання розчину полімеру на час витікання розчинника.

Питому в'язкість розраховують за рівнянням

$$\eta_{\text{пит.}} = \eta_{\text{відн.}} - 1 = \tau/\tau_0 - 1. \quad (21)$$

Приведеною в'язкістю називають відношення питомої в'язкості розчину полімеру до його концентрації

$$\eta_{\text{прив.}} = \frac{\eta_{\text{пит.}}}{C}. \quad (22)$$

Характеристичною в'язкістю $[\eta]$ називають граничне відношення $\eta_{\text{пит.}}/C$ за концентрації розчину, що прямує до нуля. Визначають характеристичну в'язкість шляхом екстраполяції залежності $f(\eta_{\text{пит.}}/C) = f(C)$ на вісь ординат (рис. 3).

Молекулярну масу M визначають за рівнянням Марка – Куна – Хаувінка (23):

$$M = \left\{ \frac{[\eta]}{k} \right\}^{1/\alpha}. \quad (23)$$

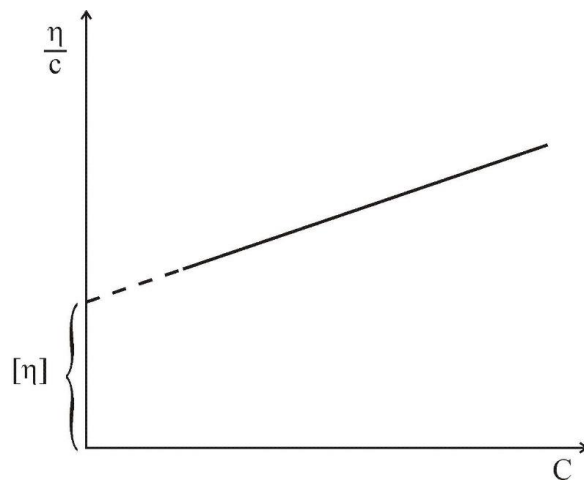


Рис. 3. Залежність приведеної в'язкості від концентрації полімеру для визначення характеристичної в'язкості.

Метод віскозиметрії є непрямим методом і вимагає попереднього знання констант k і α в вище наведеному рівнянні. Значення k і α відомі для багатьох систем полімерів і характеризують природу і фракційний склад полімеру та природу розчинника. Значення констант k і α для деяких систем полімерів наведено в табл. 6.

Таблиця 6

Значення констант k і α для деяких систем полімерів

Полімер	α	Розчинник	Температура, К	$k \cdot 10^4$, дл/г
Полівініловий спирт	0,53	Вода	298	5,95
Полістирол	0,72	Толуол	298	
Полістирол	0,72	Бензол	293	1,23
Полівінілацетат	0,72	Ацетон	308	1,02
Поліметилметакрилат	0,73	Толуол	298	0,71
Поліакрилонітрил	0,767	Диметилформаїд	308	3,00

Послідовність виконання роботи

Спочатку готують за допомогою піпеток п'ять розчинів полівінілацетату шляхом розведення вихідного розчину вдвоє, втриє, в п'ять і десять разів (об'єм розчинів має бути не меншим 20 мл) або використовують готові розчини полімеру.

За допомогою гумової груші зтягують розчинник (воду) у віскозиметр і промивають його декілька разів. Потім зтягують воду у віскозиметр дещо вище верхньої поділки, грушу знімають і визначають час витікання розчинника від верхньої поділки до нижньої з точністю до 1 с (вимірювання повторити 3 рази і вибрати середнє значення).

Після цього у віскозиметр зтягують найбільш розбавлений розчин полімеру і визначають час витікання розчину від верхньої поділки до нижньої з точністю до

0,2 с (вимірювання повторити 3 рази і вибрати середнє значення). Аналогічно виміряти час витікання більш концентрованих розчинів полімеру.

Після проведення всіх вимірювань віскозиметр багато разів ополіскують розчинником. Експериментальні дані записують у табл. 7. Молекулярну масу M визначають із формули (23). Значення K і α беруть із табл. 6

Таблиця 7

Результати віскозиметричного аналізу

№	$C_{пол.}, \text{г/дл}$	$\tau, \text{с}$	$\eta_{відн}$	$\eta_{пит.}$	$\eta_{пит./с}$	$[\eta]$	M
1	0		—	—	—		
2	0,10						
3	0,25						
4	0,33						
5	0,50						
6	1,00						

Значення характеристичної в'язкості $[\eta]$ знаходять із графічної залежності, наведеної на рис. 3.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Класифікація ВМР. Структура, форма і гнучкість макромолекул.
2. Якими основними структурно-механічними одиницями характеризуються дисперсні системи?
3. Охарактеризувати фазові стани ВМС. Термомеханічні криві.
4. Особливості властивостей розчинів ВМР.
5. Поліелектроліти. Класифікація та властивості. Ізоелектрична точка.
6. Віскозиметричні властивості розчинів ВМР. Рівняння Марка–Хаувінка–Куна.

ДОДАТКИ
ОСНОВНІ ФІЗИКО-ХІМІЧНІ ВЕЛИЧИНИ,
ЯКІ ВИКОРИСТОВУЮТЬСЯ В КУРСІ ФІЗИЧНОЇ І КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ

- A – абсолютна адсорбція, моль/кг, моль/м², кг/кг, кг/м²;
- B – коефіцієнт тертя, Н с/м (кг·с⁻¹);
- C – концентрація (молярна), моль/м³; C_m – концентрація (масова), г/м³;
- D – дисперсність, м⁻¹; оптична густина; коефіцієнт дифузії, м²/с;
- E – напруженість електричного поля, В/м (м·кг·с⁻³·А⁻¹); модуль пружності, Па (Н/м²);
- F – сила, Н (м·кг·с⁻²);
- f – коефіцієнт розтікання, Дж/м² (кг·с⁻²);
- G – енергія Гіббса, Дж (м²·кг·с⁻²); поверхнева активність, Н×м²/моль;
- g – поверхнева активність, м/моль;
- H – ентальпія, Дж (м²·кг·с⁻²); кривизна поверхні, м⁻¹; стала Дебая;
- I – сила струму, А; йонна сила, моль/кг;
- K або k – константа;
- k_B – стала Больцмана, 1,38066·10⁻²³ Дж/К;
- M – молярна маса, г/моль (кг/моль);
- N_A – число Авогадро, 6,02296·10²³ моль⁻¹;
- P – напруження зсуву; тиск, Па (Н/м² або м⁻¹·кг·с⁻²);
- p – тиск, Па;
- q – теплота, Дж (м²·кг·с⁻²); поверхневий заряд, Кл (с·А);
- R – універсальна газова стала, 8,314 Дж/(моль·К); опір, Ом (В/А);
- r – радіус, м;
- S – ентропія, Дж/К (м²·кг·с⁻²·К⁻¹); константа седиментації;
- s – площа поверхні, м²;
- T – температура, К;
- U – різниця потенціалів, В (м²·кг·с⁻³·А⁻¹);
- u – лінійна швидкість, м/с;
- V_m – мольний об'єм, м³/моль;
- V – об'ємна швидкість, м³/с;
- X – середньоквадратичне зміщення, м;
- z – заряд йона;
- b – коефіцієнт афінності;
- g – відносна деформація;
- g_e – швидкість деформації, с⁻¹;
- d – товщина адсорбційного шару, м;
- e – відносна діелектрична проникність;
- ϵ_0 – електрична стала, 8,854·10⁻¹² Ф/м (м⁻³·кг⁻¹·с⁴·А²);
- ζ – електрокінетичний (дзета) потенціал, В (м²·кг·с⁻³·А⁻¹);
- η – в'язкість, Па·с (Н·с·м⁻²) (м⁻¹·кг·с⁻¹);
- θ – кут змочування, град;

Q – час половинної коагуляції, s^{-1} ; частка зайнятої поверхні;
 c – величина, обернена товщині дифузної частини ПЕШ, m^{-1} ;
 k – питома електропровідність, Cm/m ($m^{-3} \cdot kg^{-1} \cdot c^3 \cdot A^2$);
 l – товщина дифузної частини ПЕШ, m ; еквівалентна електропровідність, $(Cm^2)/mоль$ ($kg^{-1} \cdot c^3 \cdot A^2 \cdot mоль^{-1}$);
 m – хімічний потенціал, $Дж/моль$ ($m^2 \cdot kg \cdot c^{-2} \cdot mоль^{-1}$);
 n – число частинок в одиниці об'єму;
 p – поверхневий тиск, $Н/м$; осмотичний тиск, $Па$ ($m^{-1} \cdot kg \cdot c^{-2}$), число (3,14);
 r – густина, $кг/м^3$;
 s – поверхневий натяг, $Дж/м^2$, $Н/м$ ($кг \cdot c^{-2}$);
 t – час, c ; мутність, $см^{-1}$;
 φ – потенціал, $В$ ($m^2 \cdot kg \cdot c^{-3} \cdot A^{-1}$); об'ємна частка (частка від одиниці або %);
 w – масова частка.

ТАБЛИЦЯ 4

В'язкість речовин при різних температурах

Речовина	В'язкість, $\eta \cdot 10^3$, $Па \cdot c$ за температури, $^{\circ}C$				
	0	10	20	50	100
Альдегід оцтовий	0,267	0,244	0,222	-	-
Анілін	10,2	6,5	4,40	1,80	0,80
Ацетон	0,395	0,356	0,322	0,246	-
Бензол	0,91	0,76	0,65	0,436	0,261
Бромбензол	1,52	1,31	1,13	0,79	0,52
Гексан	0,397	0,355	0,320	0,241	-
Гептан	0,517	0,458	0,409	0,301	-
Гліцерин	12,0	3,950	1,499	-	-
Йодбензен	-	1,97	1,49	1,12	0,69
Валеріанова кислота	-	-	2,236	1,25	-
Ізомасляна кислота	1,89	-	1,32	-	-
Масляна кислота	2,248	-	1,538	-	1,545
Мурашина кислота	-	2,25	1,78	1,03	0,54
Пропіонова кислота	1,52	1,29	1,10	0,75	0,452
Саліцилова кислота	-	3,20	2,71	-	-
Оцтова кислота	-	-	1,22	0,74	0,46
Нітробензен	3,09	2,46	2,01	1,24	0,70
Бутиловий спирт	5,19	3,87	2,95	1,41	0,54
Метиловий спирт	0,817	0,68	0,584	0,396	-
Пропіловий спирт	3,85	2,89	2,20	-	-
Етиловий спирт	1,78	1,41	1,19	0,701	0,326
Толуен	0,768	0,667	0,586	0,420	0,271
Чотирихлористий вуглець	1,35	1,13	0,97	0,65	0,387
Фенол	1,06	-	11,60	3,43	1,05
Хлорбензен	0,70	0,91	0,80	0,57	0,370
Хлороформ	-	0,63	0,57	0,426	-

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Базова

1. Колоїдна хімія: теорія і задачі: Навч. посібник. / Л.Б. Цветкова. Львів: «Магнолія-2006», 2024. 292 с.
2. Колоїдна хімія: навч. посіб. / Сергеев В. В., Дібрівний В. М., Мельник Г. В.; Нац. ун-т "Львів. політехніка". Львів: Вид-во Тараса Сороки, 2022. 166 с.
3. Фізична та колоїдна хімія. Підручник. / Д.-М.Я. Брускова, Н.Ф. Кущевська, В.В. Малишев. Університет «Україна». 2020. 530 с.
4. Фізична хімія ONLINE. Ч. II. Термодинаміка та рівноваги. Навчальний посібник для студентів інженерно-хімічних спеціальностей / С. І. Руднева, М. Д. Сахненко, О. П. Некрасов, А. В. Дженюк. – Харків: ФОП Панов А. М. 2023. 308 с.

Допоміжна

1. Фізична та колоїдна хімія. Хімічна термодинаміка. Основні поняття і терміни: навчальний посібник / А. Г. Каплаушенко, Ю. Г. Самелюк, Ю. С. Фролова. Запоріжжя: [ЗДМУ]. 2021. 88 с.
2. Фізична хімія. Хімічна термодинаміка [Електронний ресурс]: навч. посіб. / Т.А. Каменська, Г.А. Рудницька, М.Є. Пономарьов; КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2021. 257 с.
3. Аналітична, фізколоїдна хімія та метрологія: навч. посіб. / О.А. Подплетня, Л.І. Хмельникова. Дніпро: Дніпро-VAL, 2020. 295 с.
4. Фізична та колоїдна хімія. Методичні рекомендації до лабораторного практикуму / О. Марчук, О. Янчук, О. Смітюх. Луцьк: ПП Іванюк В.П., 2023. 50 с.
5. Specified parameters in designing porous materials using magnetic nanotechnologies. / M. Riabchykov, T. Furs, A. Alexandrov, I. Tsykhanovska, O. Hulaj, V. Shemet Journal of Engineering Sciences (Ukraine), 2023. Vol. 10(2), pp. 56-С62. [https://doi.org/10.21272/jes.2023.10\(2\).c7](https://doi.org/10.21272/jes.2023.10(2).c7).
6. Особливості проникнення рідин в порошкові матеріали. / Мороз І.А., Шемет В.Я. Міжвузівський збірник наукових праць «Наукові нотатки» за галузями знань «Фізико-математичні науки» та «Технічні науки». 2022. № 73. с. 64-66. <https://doi.org/10.36910/775.24153966.2022.73.9>.
7. Гулай О., Шемет В., Фурс Т. Рідкісноземельні метали як критична сировина. Короткий огляд. Праці НТШ. Хім. наук. 2022. Том. LXX. С. 79-89. DOI: <https://doi.org/10.37827/ntsh.chem.2022.70.079>
8. Фурс, Т. В., Сад, О. В., Мікуліч, О. А., Гулай, О. І., Шемет, В. Я. Технологічні аспекти одержання пінополіуретану способом заливки. Наукові нотатки, 2024. (78), 37-42. DOI 10.36910/775.24153966.2024.78.5
9. 17. Мікуліч, О. А., Фурс, Т. В., Шемет, В. Я., Войтюк, І. М. Вплив модифікаторів на структурно-фізичні характеристики жорстких пінополіуретанів. Сучасні технології та методи розрахунків у будівництві, 2024. (22), 126-135. [https://doi.org/10.36910/6775-2410-6208-2024-12\(22\)-12](https://doi.org/10.36910/6775-2410-6208-2024-12(22)-12)
10. <https://www.labster.com>

Фізична та колоїдна хімія [Текст]: Методичні вказівки до лабораторних занять для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітніх програм «Харчові технології» та «Експертиза харчових продуктів та продовольчої сировини» галузі знань G Інженерія, виробництво та будівництво спеціальності G 13 Харчові технології денної та заочної форм навчання / уклад. В. Я. Шемет. – Луцьк: ЛНТУ, 2025. – 52 с.

Комп'ютерний набір
Редактор

В.Я. Шемет
В.Я. Шемет

Підп. до друку «__»_____2025 р. Формат 60x84/16. Папір офс.
Гарн. Таймс. Ум. друк. арк. 2,25.
Тираж 50 прим.

Інформаційно-видавничий відділ
Луцького національного технічного університету
43018, м. Луцьк, вул. Львівська, 75
Друк – ІВВ ЛНТУ