

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ІМЕНІ МИХАЙЛА ОСТРОГРАДСЬКОГО



МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ЩОДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
З НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ
«ФІЗИЧНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ ДЕННОЇ ФОРМИ НАВЧАННЯ
ЗА НАПРЯМОМ 6.051401 – «БІОТЕХНОЛОГІЯ»

КРЕМЕНЧУК 2015

Методичні вказівки щодо виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Фізична та колоїдна хімія» для студентів денної форми навчання за напрямом 6.051401 – «Біотехнологія»

Укладачі: к. х. н, доц. О. В. Новохатько,
асист. О. А. Сақун

Рецензент д. б. н., проф. В. В. Никифоров

Кафедра біотехнологія і здоров'я людини

Затверджено методичною радою Кременчуцького національного університету імені Михайла Остроградського

Протокол №__ від_____2015 р.

Голова методичної ради

проф. В. В. Костін

ЗМІСТ

Вступ.....	4
ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ.....	6
НАДАННЯ ПЕРШОЇ ДОПОМОГИ	7
1 ПЕРЕЛІК ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ.....	9
Лабораторна робота № 1 Вивчення хімічної рівноваги в реакції окиснення калій йодиду ферум(III) хлоридом при кількох температурах. Розрахунок константи рівноваги за умови заданої температури та визначення теплового ефекту досліджуваного хімічного процесу за константами рівноваги.....	9
Лабораторна робота № 2 Визначення коефіцієнта розподілу йоду між бензолом та водою.....	12
Лабораторна робота № 3 Вивчення кінетики розчинення твердої кислоти у воді. Розрахунок коефіцієнта дифузії.....	14
Лабораторна робота № 4 Вимірювання ЕРС гальванічного елемента та визначення електродних потенціалів. Вимірювання ЕРС концентраційного елемента. Визначення розчинності важкорозчинних речовин потенціометричним методом.....	16
Лабораторна робота № 5 Калібрування шкали рН-метра. Приготування буферних розчинів. Вимірювання рН розчинів. Визначення константи дисоціації слабкого електроліту на основі вимірювання рН.....	22
Лабораторна робота № 6 Проведення електролізу з виділенням металу.....	24
Лабораторна робота № 7 Електроліз води.....	26
Лабораторна робота № 8 Методи одержання та стійкість дисперсних систем.	28
Лабораторна робота № 9 Одержання золів. Перевірка правила валентності-значності. Визначення порогу коагуляції золів.....	29
2 Критерії оцінювання знань студентів.....	32
Список літератури.....	33

ВСТУП

Навчальна дисципліна «Фізична та колоїдна хімія» є фундаментальною в системі базової вищої освіти під час підготовки фахівців за напрямом 6.051401 – «Біотехнологія».

Метою дисципліни є формування у студентів теоретичних основ хімічного аналізу, практичних навиків його виконання та їх використання для вирішення конкретних задач.

Завдання курсу:

теоретичні: оволодіння знаннями про базові закономірності і процеси; ознайомлення з основними хімічними закономірностями; вивчення методів отримання золей.

практичні: з'ясування основних закономірностей і законів хімії; формування навичок роботи в лабораторії.

Перелік знань та умінь студентів

Студент повинен знати: основні хімічні поняття і закони, типи хімічних реакцій; енергетику, напрям, механізм перебігу основних хімічних та електрохімічних процесів, властивості металів і неметалів та їх сполук; теоретичні основи хімії і властивості речовин; фізичні методи аналізу сполук; властивості біоорганічних сполук; значення хімії для біотехнології та вирішення практичних задач; галузь використання та характеристики обладнання; основні методи хімічного аналізу, їх теоретичні засади.

Студент повинен уміти: виконувати розрахунки для будь-яких процесів; користуватися періодичною системою елементів, складати формули хімічних сполук та рівняння хімічних реакцій, які виражають суть процесів між різними хімічними речовинами; встановлювати зв'язок між класами сполук; писати рівняння реакцій та назви речовин; складати схеми синтезів сполук; використовувати відповідні методи і засоби контролю при визначенні речовин в необхідному об'єкті для аналізу; виконувати обробку результатів вимірювань; створювати стабільні високоякісні дисперсні системи (емульсії,

порошки, аерозолі, піни, мазі й ін.) або вирішувати інші спеціальні задачі, зв'язані з інтенсифікацією технологічних процесів одержання й очищення біотехнологічних продуктів і лікарських речовин.

Міждисциплінарні зв'язки:

Вивченню аналітичної хімії передують дисципліни: органічна, неорганічна та загальна хімія, фізика. Є основою до вивчення дисциплін біотехнологічного циклу, зокрема фізичної та колоїдної хімії.

Основними формами роботи у процесі вивчення дисципліни «Аналітична хімія» є лекції, лабораторні заняття, самостійна робота, індивідуальна робота з викладачем.

Звіт до лабораторної роботи повинен включати наступні складові елементи:

- тема, мета роботи;
- обладнання та реактиви;
- навчальні елементи, якими має володіти студент;
- техніка безпеки;
- короткі та лаконічні відповіді на контрольні питання;
- записи хімреакцій відповідно до поставлених у роботі завдань.

Під час самостійної роботи студенти опрацьовують лекційний матеріал, джерела літератури із запланованих тем, готують реферати та доповіді до практичних занять, виконують практичні завдання з побудови схем, графіків, розв'язання задач.

Під час індивідуальної роботи з викладачем студенти консультуються з питань підготовки до практичних занять, написання рефератів та доповідей, відпрацьовують пропущені заняття і незадовільні оцінки.

Формами контролю за процесом та результатами засвоєння матеріалу під час вивчення дисципліни є поточний модульний контроль успішності, екзамен. Модульний контроль проводиться у формі тестування або контрольної роботи.

ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

1. Необхідно підтримувати чистоту, тишу, порядок, а також точність при виконанні роботи.
2. Не пити воду з хімічного посуду, не їсти, не пробувати речовину на смак.
3. Не залишати без догляду прилад, що працює або розпочатий дослід.
4. Не виливати у раковину залишки кислот, лугів, вогнебезпечних та отруйних рідин, а також кидати папір, пісок та інші тверді залишки.
5. Не можна нагрівати закупорені посудини або апарати, крім спеціально призначених для такого процесу.
6. Працювати в лабораторії дозволяється тільки в спеціальному одязі.
7. Необхідно чітко дотримуватися правил роботи і зберігання легкозаймистих, отруйних та шкідливих речовин.
8. Легкозаймисті рідини нагрівати тільки на водяній бані або на плитці із закритою спіраллю.
9. З отруйними та шкідливими речовинами працювати у витяжній шафі.
10. Якщо відібрано занадто багато реактиву, то його висипають/ виливають у новий чистий посуд, роблять на ньому напис і використовують надалі.
11. Не можна плутати корки від посуду з різними реактивами, а також берегти реактиви без корків або кришок. Розкривати закритий посуд з реактивами треба обережно, щоб у середину не потрапили парафін і бруд із корка. Корок не можна ставити дном униз, обов'язково слід перевернути догори ногами корок.
12. Не можна брати реактиви руками.
13. Під час роботи з порошковими реактивами необхідно використовувати пластмасові або фарфорові ложечки, совочки, лопаточки. Пересипати порошки можна через лійку, зроблену з чистого листа білого паперу, целофану або пергаменту.

14. Переливати реактиви потрібно дуже акуратно. При переливанні у посудину з вузьким горлом необхідно користуватися лійкою. Набирати реактив піпеткою можна тільки за допомогою гумової груші.

15. Великі шматки сухого реактиву варто брати тигельними щипцями, шматки розтирають у ступці, дотримуючись запобіжних заходів.

16. При використанні реактиву, що зберігається в ампулі, спочатку на її вузькому кінці роблять надріз напилком, а потім, обгорнувши руки рушником, відламують кінець ампули.

17. Особливої обережності варто дотримуватися при розчиненні кислоти у воді. Завжди слід наливати кислоту у воду, а не навпаки.

18. Працюючи з металічним натрієм чи калієм, сухими лугами, а також з вакуумом, обов'язково користуватися захисними засобами. Металічний натрій або калій брати лише пінцетом або щипцями і працювати з цими речовинами на значній відстані від води. Обрізки цих металів не можна кидати у раковини або ящик для сміття.

19. Після закінчення роботи необхідно вимити та висушити посуд, прибрати робоче місце, провітрити приміщення, відключити всі нагрівальні та освітлювальні прилади, закрутити водопровідні та газові крани.

20. Категорично забороняється працювати в лабораторії одному.

21. Категорично забороняється залишати брудний посуд та неприбране робоче місце.

НАДАННЯ ПЕРШОЇ ДОПОМОГИ

Під час роботи в хімічній лабораторії найбільш можливими є порізи склом, опіки термічні та хімічні, а також інгаляційне ураження парами токсичних речовин.

При теплових опіках роблять примочку з розчином 2 %-го калій манганату(VII) KMnO_4 або етанолу $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, а потім наносять мазь від опіків.

При хімічних опіках шкіри необхідно насамперед видалити речовину, що викликала опік, відповідним розчинником, а потім уражену ділянку обробити етиловим спиртом і змазати маззю від опіків.

При опіках кислотами ушкоджене місце обмивають водою з крану, а потім 3 %-им розчином натрій гідрогенкарбонату (питної соди); при опіках їдкими лугами – водою, а потім 2 %-им розчином оцтової або борної кислоти і знову водою.

При опіках очей кислотою необхідно промити їх великою кількістю води, потім обробити тампоном, змоченим у розчині питної соди (3 %-му), і знову змити водою; при опіках очей лугом – промити їх великою кількістю води, потім обробити тампоном, змоченим у 2 %-му розчині борної кислоти, і знову промити водою. Після цього необхідно звернутись до лікаря.

При опіках бромом ушкоджене місце необхідно швидко промити спиртом та змастити маззю від опіків.

У випадку опіку фенолом ушкоджене місце розтирають гліцерилем до відновлення природного кольору шкіри, потім промивають водою і накладають пов'язку з марлі, що змочена у розчині гліцеролу.

При порізах склом у першу чергу необхідно пінцетом, попередньо промитим спиртом, видалити з рани видимі шматочки скла, рану промити дистильованою водою або протерти тампоном, змоченим в етиловому спирті, а далі змастити 5 %-им розчином йоду та забинтувати. Невеликі порізи можна заклеїти антисептичним пластиром.

При вдиханні галогенів, галогеноводнів та оксидів Нітрогену потрібно вдихнути спирт або понюхати 5 %-ий розчин амоніаку, а потім вийти на свіже повітря.

1 ПЕРЕЛІК ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

Лабораторна робота № 1

Тема. Вивчення хімічної рівноваги в реакції окиснення калій йодиду ферум(III) хлоридом при кількох температурах. Розрахунок константи рівноваги за умови заданої температури та визначення теплового ефекту досліджуваного хімічного процесу за константами рівноваги

Мета: визначити при різних температурах константу рівноваги реакції взаємодії хлориду феруму (III) та йодиду калію, обчислити тепловий ефект реакції; виховати культуру поведінки у хімічній лабораторії.

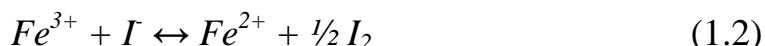
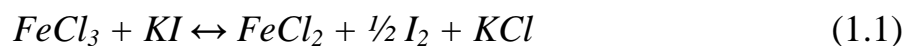
Обладнання та реактиви: хімічний посуд, реагенти.

Навчальні елементи: рівноважні молярні концентрації, емпірична константа рівноваги.

Техніка безпеки: робота з хімічними речовинами.

Короткі теоретичні відомості

Рівняння окислювально-відновної реакції взаємодії хлориду феруму (III) та йодиду калію, що проходить у водному розчині, має наступний вигляд:



Значення емпіричної константи рівноваги, відповідно до закону діючих мас, розраховується за рівнянням:

$$K_c = \frac{[Fe^{2+}][I_2]^{1/2}}{[Fe^{3+}][I^-]}, \quad (1.3)$$

де $[Fe^{2+}]$, $[I_2]$, $[Fe^{3+}]$, $[I^-]$ – рівноважні молярні концентрації відповідних учасників реакції.

Якщо експериментально визначити значення константи рівноваги ($K_{C,1}$ і $K_{C,2}$) цієї реакції за двох різних температур (T_1 і T_2), то значення теплового ефекту розраховують, користуючись інтегральною формою рівняння ізохори:

$$\Delta U = \frac{RT_1 T_2}{T_2 - T_1} \ln \frac{K_{C,2}}{K_{C,1}}. \quad (1.4)$$

Для даного процесу $\Delta H = \Delta U$ (оскільки в реакції не беруть участь газоподібні реагенти).

Хід роботи

Концентрацію йоду, що виділяється у ході реакції, визначають періодичним титруванням проб реакційної суміші. Йод титрують тіосульфатом натрію, індикатор – крохмаль.

1. У дві мірні колби об'ємом 250 мл вносять по 100 мл 0,02 М розчину *KI*.

2. У кожну колбу вливають 80–100 мл (за вказівкою викладача) 0,02 М розчину *FeCl₃*, доводять об'єм розчину до мітки додаванням розчину 0,1 М *HCl* (*HCl* вводять у реакційну суміш для пригнічення гідролізу *FeCl₃*); колби закривають пробкою, інтенсивно перемішують і фіксують час початку експерименту. Одну з колб залишають при кімнатній температурі, а іншу ставлять у заздалегідь включений термостат (* 40 °C)/

3. За допомогою піпетки відбирають з кожної колби проби розчинів об'ємом 25 мл (або 20 мл) через 10 хвилин від початку експерименту. За точний час відбору проби вважають момент зливання розчину з піпетки в колбу для титрування. Відразу після відбору проби йод, що виділився титрують 0,01 М розчином *Na₂S₂O₃* за реакцією: $I_2 + 2 Na_2S_2O_3 = Na_2S_4O_6 + 2 NaI$.

Індикатор (крохмаль) на початку титрування не додають. Титрування проводять до блідо-жовтого забарвлення розчину. Після цього додають приблизно 10 крапель крохмалю й продовжують титрування до зникнення синього кольору. Записують загальний об'єм розчину тіосульфату, що витрачений на титрування.

4. Наступні відбори проб та титрування проводять у кожній колбі через 30, 60 хвилин після початку експерименту або ж до встановлення хімічної рівноваги у розчині. Можна вважати, що у системі встановилася рівновага, якщо об'єм тіосульфату натрію, що витрачається на титрування проби, відрізняються від попереднього значення не більше, ніж на 0,2–0,4 мл. У такому разі експеримент з даною колбою вважають завершеним.

5. Записують температури експериментів до табл. 1.1.

Таблиця 1.1

Експериментальні дані дослідження реакції взаємодії хлориду феруму
(III) та йодиду калію

Об'єм 0,02 М розчину $FeCl_3$ – _____мл Об'єм проби – _____мл

Колба № 1 Температура °С		Колба № 2 Температура °С	
Час від початку досліду, хв.	Об'єм $Na_2S_2O_3$, витрачений на титрування проби, мл	Час від початку досліду, хв	Об'єм $Na_2S_2O_3$, витрачений на титрування проби, мл
...

6. Обчислюють вихідні концентрації реагентів $C_{\text{поч}, Fe^{3+}}$ та $C_{\text{поч}, I^-}$ з урахуванням розведення реакційної суміші за формулами: $C_{\text{поч}, Fe^{3+}} = \frac{C_1 V_{1, Fe^{3+}}}{V_2}$ і $C_{\text{поч}, I^-} = \frac{C_1 V_{1, I^-}}{V_2}$, де C_1 – концентрація вихідного розчину $FeCl_3/KI$, який взято для приготування реакційної суміші (0,02 моль/л); $V_{1, Fe^{3+}}, V_{1, I^-}$ – об'єми вихідних розчинів $FeCl_3/KI$, які було взято для приготування реакційної суміші (80-100 мл); V_2 – загальний об'єм реакційної суміші (250 мл).

7. Для кожного титрування обчислюють концентрацію йоду (моль/л), що виділився на даний моменту часу, за рівнянням: $C_{I^-} = \frac{C_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3}}{2V_{\text{проби}}}$, де $V_{Na_2S_2O_3}$ – об'єм тіосульфату натрію, який витрачено на титрування йоду, мл; $C_{Na_2S_2O_3}$ – концентрація титранту $Na_2S_2O_3$, (0,01 моль-екв/л); $V_{\text{проби}}$ – об'єм проби, взятої для титрування, мл. Будують графік залежності C_{I^-} від часу для обох температур та визначають рівноважні концентрації йоду.

8. Визначають рівноважні концентрації $[Fe^{2+}] = 2 [I_2]$ та $[Fe^{3+}] = C_{\text{поч}, Fe^{3+}} - [Fe^{2+}] = C_{\text{поч}, Fe^{3+}} - 2 [I_2]$. Отримані дані заносять в таблицю 1.2.

Таблиця 1.2

Початкові та рівноважні концентрації реагентів

Реакційна суміш	Концентрація, моль/л					
	$C_{\text{поч}, Fe^{3+}}$	$C_{\text{поч}, I^-}$	$[Fe^{2+}]$	$[I_2]$	$[Fe^{3+}]$	$[I^-]$
Колба № 1						
Колба № 2						

9. Обчислюють значення констант температур та тепловий ефект реакції.

Контрольні питання

1. Ознаки та критерії хімічної рівноваги.
2. Від яких чинників залежить значення констант рівноваги для ідеальної газової суміші?

Література: [1, с. 32 – 58; 2, с. 43 – 57; 3, с. 67 – 81; 5, с. 97–112; 6, с. 176 – 177; 7, с. 24].

Лабораторна робота № 2

Тема. Визначення коефіцієнта розподілу йоду між бензолом та водою

Мета: визначити коефіцієнт розподілу йоду між бензолом та водою; засвоїти основні поняття; розвивати навички експериментальної роботи.

Обладнання та реактиви: хімпосуд та реактиви.

Навчальні елементи: молярна концентрація, коефіцієнт розподілу.

Техніка безпеки: робота з хімічними реактивами.

Короткі теоретичні відомості

Вода – неорганічний розчинник, бензол – органічний. Для розрахунку величини коефіцієнта розподілу потрібно знати рівноважні концентрації йоду у водному шарі C_2 і органічному розчиннику C_1 . Концентрації розраховують за формулою: $CV_1 = C_nV_2$, де V_1 – об'єм проби взятої для титрування, мл; C_n – нормальність розчину тіосульфата; V_2 – об'єм тіосульфату, який пішов на титрування, мл. Розраховують коефіцієнт розподілу для всіх чотирьох сумішей і беруть середнє значення.

Хід роботи

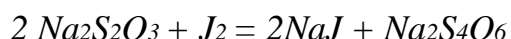
З розчину йоду в органічному розчиннику з молярною концентрацією еквівалента, що дорівнює 0,05 моль/л, приготуйте чотири суміші з розчину йоду, води і чистого органічного розчинника, як зазначено в таблиці 2.1 у колбах з пробками на 200–250 мл.

Таблиця 2.1

№ суміші	Кількість розчину	Кількість бензолу, мл	Кількість води, мл
----------	-------------------	-----------------------	--------------------

	йоду в органічному розчиннику		
1	5	15	100
2	10	10	
3	12	8	
4	15	5	

Приготовлені суміші, поміщені в закриті колби, поставте на апарат для струшування на 15–20 хвилин. Залиште на 15–20 хвилин нерухомими до повного розшарування рідин. Потім за допомогою ділильних воронок відокремити водний шар від неводного і визначити вміст йоду в обох шарах титруванням тіосульфату натрію:



Для визначення концентрації йоду в органічному шарі взяти піпеткою 1–5 мл проби і перенести в колбу для титрування, що містить 25 мл дистильованої води, і титрувати 0,05 н. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ у присутності крохмалю. У процесі титрування весь час струшують колбу, щоб йод поступово екстрагувався у водний шар. Титрування триває до знебарвлення водного шару за умови повної екстракції йоду з органічного шару. Для визначення концентрації йоду у водному шарі потрібно взяти піпеткою 20–25 мл проби і титрувати 0,001 н. розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ у присутності крохмалю. Кожен розчин титрувати три рази і взяти середній результат. Результати дослідів запишіть у таблицю 2.2.

Таблиця 2.2

Результати дослідів

№ суміші	Водна фаза			Органічна фаза			$k=C_1/C_2$
	$V_{\text{проби}}$, мл	$V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$, мл	C_1 йоду, моль/л	$V_{\text{проби}}$, мл	$V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$, мл	C_2 йоду, моль/л	

Контрольні питання

1. У чому суть закону розподілу?
2. Від яких факторів залежить закон розподілу?
3. Яка практична і теоретична значущість закону розподілу?
4. Чим пояснюються відхилення від закону розподілу?

Література: [1, с. 120 – 132; 2, с. 84 – 90; 3, с. 232 – 243; 5, с. 177 – 183; 6, с. 206 – 207; 7, с. 84–86; 8, с. 22–32].

Лабораторна робота № 3

Тема. Вивчення кінетики розчинення твердої кислоти у воді.

Розрахунок коефіцієнта дифузії

Мета: визначити константу швидкості та порядок процесу розчинення бензойної кислоти у воді та обчислити товщину дифузійного шару.

Обладнання та реактиви: розчини $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$, NH_4Cl , NaOH , H_2S , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, FeSO_4 , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, реактив Несслера ($\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{KOH}$) та Чугуєва, солей Na і K , Zn , Cu , кристалів NaHCO_3 .

Навчальні елементи: катіони, класична сульфідна система, кислотно-основна система аналізу, амоніачно-фосфатна система аналізу.

Короткі теоретичні відомості

Константу швидкості процесу розчинення розраховують за формулою:

$$k = \frac{1}{\tau} \ln \frac{V_{\max}}{V_{\max} - V}, \quad (3.1)$$

де V – об'єм розчину лугу, який витрачено на титрування відібраної в певний момент часу τ проби.

Рівняння (2.12), записане у вигляді

$$\ln \frac{V_{\max}}{V_{\max} - V} = k\tau, \quad (3.2)$$

відповідає прямолінійній залежності $\ln \frac{V_{\max}}{V_{\max} - V} = f(\tau)$, тангенс кута нахилу якої дорівнює середній константі швидкості досліджуваного процесу:

$$k_{\text{граф.}} = \text{tg} \alpha. \quad (3.3)$$

Хід роботи

Завдання 1. Визначити константу швидкості та порядок процесу розчинення бензойної кислоти у воді

У склянку ємністю 500 см^3 кладуть якір магнітної мішалки, наливають мірним циліндром 400 см^3 дистильованої води і ставлять склянку на столик магнітної мішалки. Включають мішалку і встановлюють певну швидкість обертання якоря. Режим перемішування упродовж дослідів повинен бути незмінним.

Вимірюють висоту і діаметр наплавленого на скляну паличку циліндра твердої бензойної кислоти. Після цього паличку з кислотою закріплюють на штативі над поверхнею води по центру склянки. Далі одночасно вмикають секундомір і занурюють паличку у воду таким чином, щоб рівень води у склянці був на $2 - 2,5 \text{ см}$ вищий за верхній торець циліндра кислоти. Кожні 8 хвилин від початку дослідів 5 разів зі склянки відбирають піпеткою 10 см^3 розчину бензойної кислоти і титрують його $0,01$ – молярним розчином KOH за наявності індикатора фенолфталеїну до появи малинового забарвлення. Дані експерименту записують у табл. 3.1.

Таблиця 3.1. Дані для визначення константи швидкості процесу розчинення бензойної кислоти у воді та порядку цього процесу

Час від початку дослідів τ , хв.	$V_{\text{кон}}$, см^3	$\ln \frac{V_{\text{max}}}{V_{\text{max}} - 1}$	k , хв. ⁻¹
0			
8			
...			
40			

Для розрахунків константи швидкості процесу розчинення за формулою необхідно знати або концентрацію насиченого розчину кислоти, або пропорційний цій концентрації об'єм луку V_{max} , який витрачається на

титрування насиченого розчину. Для цього два – три рази до збігу результатів титрують готовий насичений розчин бензойної кислоти розчином луку за наявності індикатора, відбираючи 10 см³ проби.

Контрольні питання

1. Константа швидкості процесу розчинення.

Література: [1, с. 531 – 532; 2, с. 384 – 393; 3, с. 341 – 343; 5, с. 225 – 233; 6, с. 276 – 277, 285 – 287; 7, с. 117; 8, с. 48].

Лабораторна робота № 4

Тема. Вимірювання ЕРС гальванічного елемента та визначення електродних потенціалів. Вимірювання ЕРС концентраційного елемента. Визначення розчинності важкорозчинних речовин потенціометричним методом

Мета: визначити експериментально ЕРС хімічних гальванічних елементів і потенціали їх електродів та порівняти з теоретично обчисленими величинами, розвивати навички абстрактного мислення.

Обладнання та реактиви: цинковий та мідний електроди, H₂SO₄, вольтметр, AgNO₃, AgHal.

Навчальні елементи: електрорушійна сила, анод, катод, концентраційний гальванічний елемент.

Короткі теоретичні відомості та методичні поради

У дві пробірки наливають розчини електролітів певної молярної концентрації, в які занурюють відповідні, промиті дистильованою водою та просушені, електроди. Обидві пробірки з'єднують промитим дистильованою водою та просушеним фільтрувальним папером сольовим містком (сифоном), який заповнений концентрованим розчином хлориду амонію у желатині. Електроди приєднують до високоомного вольтметра і вимірюють електрорушійну силу досліджуваного ГЕ.

Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елементу – різниця рівноважних потенціалів його електродів за умови відсутності струму у ланцюгу:

$$E = \varepsilon_+ - \varepsilon_-, \quad (4.1)$$

де E – ЕРС ГЕ; ε_+ , ε_- – рівноважні потенціали катода і анода, відповідно.

Для експериментального визначення потенціалу окремого електрода його сполучають чистим сольовим містком з нормальним каломельним $\text{KCl}|\text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{Hg}$ або хлорсрібним $\text{KCl}|\text{AgCl}, \text{Ag}$ електродом і вимірюють ЕРС утвореного ГЕ. Те ж саме роблять і з другим електродом. Потенціал нормального каломельного електрода з концентрацією KCl 1 моль/дм³ за стандартної температури становить 0,281 В. Експериментальні значення електродних потенціалів розраховують за формулою (4.1).

Активність окремих іонів у складі сильного електроліту:

$$a_i = m_i \cdot \gamma_{\pm}, \quad (4.2)$$

де m_i – молярна концентрація іонів даного типу i ; γ_{\pm} – середній іонний коефіцієнт активності електроліту з молярною концентрацією m , до складу якого входить іон i .

Рівноважні потенціали окремих електродів ε_i можна визначити за допомогою рівняння Нернста:

$$\varepsilon_i = \varepsilon_i^0 + \frac{RT}{zF} \ln \frac{\prod (a_i^{n_i})_{\text{Ox}}}{\prod (a_i^{n_i})_{\text{Red}}} = \varepsilon_i^0 + \frac{b_0}{z} \lg \frac{\prod (a_i^{n_i})_{\text{Ox}}}{\prod (a_i^{n_i})_{\text{Red}}}, \quad (4.3)$$

де ε_i^0 – стандартний електродний потенціал, тобто потенціал електрода за умови, що активності (парціальні тиски) всіх учасників електродної реакції дорівнюють одиниці; z – число електронів, які беруть участь в реакції на електроді; $\prod (a_i^{n_i})_{\text{Ox}}$, $\prod (a_i^{n_i})_{\text{Red}}$ – відповідно добутки нерівноважних активностей з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів вихідних речовин та продуктів у реакції відновлення.

Наприклад, для кобальтового електрода $\text{Co}^{2+} | \text{Co}$ процес відновлення запишеться як $\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$, а рівняння (4.4) матиме вигляд:

$$\varepsilon_{\text{Co}^{2+}|\text{Co}} = \varepsilon_{\text{Co}^{2+}|\text{Co}}^0 + \frac{RT}{2F} \ln \frac{a_{\text{Co}^{2+}}}{a_{\text{Co}}} = \varepsilon_{\text{Co}^{2+}|\text{Co}}^0 + \frac{RT}{2F} \ln a_{\text{Co}^{2+}} = \varepsilon_{\text{Co}^{2+}|\text{Co}}^0 + \frac{b_0}{2} \lg a_{\text{Co}^{2+}}.$$

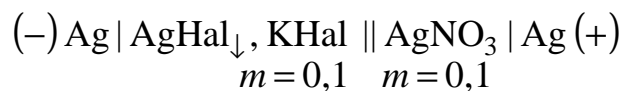
Для галогеніду аргентуму добуток розчинності виражається формулою

$$\text{ДР} = a_{\text{Ag}^+} \cdot a_{\text{Hal}^-} \approx c_{\text{Ag}^+} \cdot c_{\text{Hal}^-}, \quad (4.4)$$

а розчинність $c_{\text{нас}}$ такого бінарного електроліту дорівнює:

$$c_{\text{нас}} = \sqrt{\text{ДР}} \quad (4.5)$$

Для експериментального визначення ДР AgHal складають концентраційний гальванічний елемент. Для цього в одну пробірку наливають 0,1-моляльний розчин галогеніду калію, до якого піпеткою додають декілька крапель AgNO_3 до появи каламуті (активність іонів аргентуму в утвореному розчині складає a_1 і дорівнює a_{Ag^+} в рівнянні (4.4)), та занурюють срібний електрод. В іншу пробірку наливають 0,1-моляльний розчин AgNO_3 з активністю іонів аргентуму a_2 і також занурюють в нього срібний електрод. Зрозуміло, що $a_1 < a_2$, оскільки внаслідок утворення в першій пробірці малорозчинного AgHal концентрація Ag^+ в ній дуже мала. Розчини з'єднують сифоном і вимірюють ЕРС ГЕ, схема якого має вигляд:



Електрорушійна сила цього ланцюга за стандартної температури:

$$E = 0,0591 \lg \frac{a_2}{a_1}. \quad (4.6)$$

Табл.4.1 – Значення стандартних електродних потенціалів

Електрод	Електродна реакція	φ^0 , В
Li^+/Li	$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	-3.045
Ca^{2+}/Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	-2.866
Na^+/Na	$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	-2.714

Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e = Mg	-2.363
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e = Al	-1.662
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e = Zn	-0.763
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e = Fe	-0.440
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e = Co	-0.277
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e = Ni	-0.250
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e = Sn	-0.136
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e = Pb	-0.126
H ⁺ /H ₂ , Pt	H ⁺ + e = 1/2 H ₂	0.000
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e = Cu	+0.337
Cu ⁺ /Cu	Cu ⁺ + e = Cu	+0.521
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e = Ag	+0.7991
Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e = Au	+1.498
F ⁻ /F ₂ , Pt	F ₂ + 2e = 2F ⁻	+2.87

Хід роботи

Завдання 1. Визначити експериментально ЕРС хімічних гальванічних елементів і потенціали їх електродів:

1. Схема досліджуваного гальванічного елементу (ГЕ 1):

а) рівняння анодного процесу: (-) Zn - 2e = Zn²⁺

б) рівняння катодного процесу: (+) Cu²⁺ + 2e = Cu

в) рівняння сумарної реакції в ГЕ 1: Zn + Cu²⁺ ± 2e = Zn²⁺ + Cu

г) експериментальне значення ЕРС ГЕ 1: В.

2. Теоретичне і експериментальне визначення потенціалу катода ГЕ 1:

а) дані для теоретичного обчислення потенціалу катода ГЕ 1:

електроліт: H₂SO₄

концентрація електроліту $m =$ моль/кг;

концентрація іонів, які визначають потенціал електрода, $m_i =$ моль/кг;

середній іонний коефіцієнт активності електроліту $\gamma_{\pm} =$;

активність іонів, які визначають потенціал електрода, за (4.2) $a_i =$ моль/кг;

стандартний потенціал катода $\epsilon_+^0 =$ В;

б) розрахунок теоретичного значення рівноважного потенціалу катода за (4.3): $\epsilon_{+(\text{теор.})} =$ В;

в) схема ланцюга для експериментального визначення потенціалу катода (ГЕ 2):

г) експериментальне значення ЕРС ГЕ 2: $E_{2(\text{експ.})} =$ В;

д) розрахунок на основі $E_{2(\text{експ.})}$ експериментального значення потенціалу катода ГЕ 1 за (4.1): $\epsilon_{+(\text{експ.})} =$ В;

е) обчислення відносної похибки визначення потенціалу катода: $\delta_+ =$ %.

3. Теоретичне і експериментальне визначення потенціалу анода ГЕ 1:

а) дані для теоретичного обчислення потенціалу анода ГЕ 1:

електроліт:

концентрація електроліту $m =$ моль/кг;

концентрація іонів, які визначають потенціал електрода, $m_i =$ моль/кг;

середній іонний коефіцієнт активності електроліту $\gamma_{\pm} =$;

активність іонів, які визначають потенціал електрода, за (4.2) $a_i =$ моль/кг;

стандартний потенціал анода $\epsilon_-^0 =$ В;

б) розрахунок теоретичного значення рівноважного потенціалу анода за (4.3): $\epsilon_{-(\text{теор.})} =$ В;

в) схема ланцюга для експериментального визначення потенціалу анода (ГЕ 3):

г) експериментальне значення ЕРС ГЕ 3: $E_{3(\text{експ.})} =$ В;

д) розрахунок на основі $E_{3(\text{експ.})}$ експериментального значення потенціалу анода ГЕ 1 за (4.1): $\epsilon_{-(\text{експ.})} =$ В;

е) обчислення відносної похибки визначення потенціалу анода: $\delta_- = \%$.

4. Розрахунок теоретичного значення ЕРС ГЕ 1 з використанням визначених у пп. 2 і 3 теоретичних величин потенціалів окремих електродів:

$$E_{1(\text{теор.})} = \varepsilon_{+(\text{теор.})} - \varepsilon_{-(\text{теор.})} = \quad \text{В.}$$

5. Обчислення відносної похибки визначення ЕРС ГЕ 1: $\delta = \%$.

Завдання 2. Визначити експериментально ЕРС концентраційного гальванічного елементу:

1. Схема гальванічного елементу:

анодний процес:

катодний процес:

2. Концентрації електролітів: $m_1 =$ моль/кг; $m_2 =$ моль/кг; середні іонні коефіцієнти активності електролітів: $\gamma_{\pm,1} =$; $\gamma_{\pm,2} =$.

3. Обчислення активностей іонів за (4.2): $a_1 =$ моль/кг; $a_2 =$ моль/кг.

4. Розрахунок теоретичного значення ЕРС ГЕ: $E_{\text{теор.}} =$ В.

5. Експериментальне значення ЕРС ГЕ: $E_{\text{експ.}} =$ В.

6. Обчислення відносної похибки вимірювання ЕРС ГЕ:

$$\delta = \left| \frac{Y_{\text{експ.}} - Y_{\text{теор.}}}{Y_{\text{теор.}}} \right| \cdot 100\% ; \delta = \quad \%$$

Завдання 3. Визначити розчинність і добуток розчинності галогеніду аргентуму у водному розчині потенціометричним методом:

1. Досліджуваний галогенід аргентуму:

2. Схема гальванічного елементу:

3. Експериментальне значення ЕРС елементу: $E =$ В.

4. Середній іонний коефіцієнт активності 0,1-моляльного розчину AgNO_3 :

$$\gamma_{\pm, \text{AgNO}_3} =$$

5. Обчислення a_2 за рівнянням (4.2): $a_2 =$ моль/кг.

6. Розрахунок $a_1 = a_{\text{Ag}^+}$ за рівнянням (4.7): $a_1 =$ моль/кг.
7. Середній іонний коефіцієнт активності 0,1-моляльного розчину KHal:
 $\gamma_{\pm, \text{KHal}} =$
8. Розрахунок a_{Hal^-} за рівнянням (4.2): $a_{\text{Hal}^-} =$ моль/кг.
9. Обчислення експериментального значення ДР AgHal за (4.5): $\text{ДР}_{\text{експ.}} =$
 моль²/кг².
10. Довідникове значення ДР AgHal: $\text{ДР}_{\text{дов.}} =$ моль²/дм⁶.
11. Розрахунок розчинності AgHal за (4.6): $c_{\text{нас.}} =$ моль/кг.

Контрольні питання

1. Як визначити ЕРС елемента?

Література: [1, с. 466 – 476, 479 – 492; 2, с. 248 – 270; 3, с. 263 – 265, 276 – 297, 301; 4, с. 288 – 304; 5, с. 283 – 298; 6, с. 128 – 130, 135 – 149, 163; 7, с. 143 – 147; 8, с. 53 – 55].

Лабораторна робота № 5

Тема. Калібрування шкали рН-метра. Приготування буферних розчинів. Вимірювання рН розчинів. Визначення константи дисоціації слабого електроліту на основі вимірювання рН

Мета: відкалібрувати рН–метр за допомогою буферних розчинів.

Обладнання та реактиви: рН–метр, буферні розчини, розчини сильних і слабких кислот та основ.

Навчальні елементи: калібрування, константа дисоціації.

Техніка безпеки: робота з хімреактивами, робота зі скляним хімпосудом.

Короткі теоретичні відомості та методичні поради

Для сильних 1–1-валентних електролітів $\alpha = 1$. Тоді

$$a_{\text{H}^+} = c \gamma_{\pm} = c_{\text{H}^+} \gamma_{\pm} \quad \text{pH} = -\lg(c_{\text{H}^+} \gamma_{\pm}) \quad (5.2)$$

Якщо концентрація розчину сильного електроліту дуже мала ($\gamma_{\pm} \cong 1$), то

його рН наближено можна розраховувати за формулою

$$\text{pH} = -\lg c_{\text{H}^+}.$$

Згідно із законом розведення Оствальда ступінь дисоціації слабого 1–1-валентного електроліту пов'язаний з концентрацією розчину таким чином:

$$K_{\text{Д}} = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha}, \quad (5.3)$$

де $K_{\text{Д}}$ – константа дисоціації слабого 1–1-валентного електроліту (довідникова величина), яка залежить від природи електроліту та розчинника, а також від температури.

рН – метр калібрують за допомогою 5 – 6 буферних розчинів з відомими водневими показниками ($\text{pH}_{\text{дійсні}}$). Послідовно вимірюють рН цих буферних розчинів і записують одержані дані ($\text{pH}_{\text{вим.}}$). Будують калібрувальну пряму, відкладаючи на осі абсцис $\text{pH}_{\text{дійсні}}$, а на осі ординат – $\text{pH}_{\text{вим.}}$. Осі починають з нуля і закінчують значенням $\text{pH} = 14$.

За допомогою рН–метра вимірюють рН декількох розчинів сильних і слабких кислот та основ. За калібрувальною прямою визначають дійсні експериментальні значення рН, за рівняннями (5.2) та (5.3) обчислюють відповідні теоретичні величини і розраховують відносні похибки. Результати записують у табл.

Хід роботи

Завдання 1. Відкалібрувати рН-метр.

Завдання 2. Заповнити таблицю «Результати експериментальних та теоретичних досліджень рН водних розчинів кислот та основ»

Електроліт	Концентрація c , моль/дм ³	$\text{pH}_{\text{вим.}}$	$\text{pH}_{\text{дійсні}}$	$\text{pH}_{\text{теор.}}$	δ , %

Контрольні питання

1. Як відкалібрувати рН-метр?
2. Способи визначення рН розчинів.

Література: [1, с. 496 – 497; 2, с. 272 – 275; 3, с. 299 – 300; 5, с. 304 – 314; 6, с. 155 – 163; 8, с. 53 – 55].

Лабораторна робота № 6

Тема. Проведення електролізу з виділенням металу

Мета: провести електроліз водного розчину CuSO_4 та визначити вихід за струмом міді.

Обладнання та реактиви: електроди, фільтрувальний папір, аналітичні терези, амперметр, CuSO_4 .

Навчальні елементи: метод нейтралізації, алкаліметричне титрування, ацидометричне титрування.

Короткі теоретичні відомості та методичні поради

При електролізі водного розчину CuSO_4 з мідними електродами на катоді відновлюються іони міді $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}^0$, внаслідок чого маса катода збільшується, а на аноді відбувається окиснення міді $\text{Cu}^0 - 2e = \text{Cu}^{2+}$, що супроводжується розчиненням матеріалу анода і зменшенням його маси. Тому анод повинен бути більш масивним.

За законами Фарадея масу речовини, що зазнає електрохімічних змін при електролізі на катоді або аноді, розраховують за рівнянням:

$$g_{\text{теор.}} = \frac{QM_{\text{екв.}}}{F} = \frac{I\tau M_{\text{екв.}}}{F} = \frac{I\tau M}{zF} \quad (6.1)$$

Важливою кількісною характеристикою ефективності електролізу є вихід за струмом B_c . Його виражають у відсотках і визначають або за практично отриманою та теоретично розрахованою масами перетвореної речовини, або за її практично вимірним та теоретично обчисленим об'ємами, що приведені до нормальних умов:

$$B_c = \frac{g_{\text{практ.}}}{g_{\text{теор.}}} \cdot 100 \% \quad (6.2)$$

Перед початком експерименту катод зачищають наждаковим папером, протирають від пилу фільтрувальним папером і зважують на аналітичних терезах. Занурюють електроди у розчин, розраховують площу зануреної частини катода і обчислюють силу струму, виходячи з катодної густини струму 10 – 20 мА/см². Якщо густина струму більша за зазначену, то осаджена мідь погано утримується на катоді і може осипатися, зменшуючи катодну масу.

До джерела постійного струму з напругою 10 – 15 В підключають амперметр. Вмикають одночасно напругу та секундомір і за допомогою випрямляча струму встановлюють розраховану силу струму. Сила струму повинна бути сталою впродовж всього дослідження. Електроліз проводять протягом 0,5 – 1 години, після чого установку знеструмлюють і фіксують час закінчення експерименту. Катод виймають з розчину, промивають дистильованою водою, промокають фільтрувальним папером, висушують на повітрі і зважують на аналітичних терезах.

Хід роботи

Завдання 1. Провести електроліз водного розчину CuSO₄ та визначити вихід за струмом міді. Записати наступну інформацію:

площа поверхні катода $S =$ см²; густина струму $i =$ мА/см²;
 сила струму $I =$ А; тривалість електролізу $\tau =$ год. або с; маса катода: до електролізу $g_1 =$ г; після електролізу $g_2 =$ г; маса осадженої міді $g_{\text{практ.}} = g_2 - g_1 =$ г.

Розрахунок за рівнянням теоретичної маси міді: $g_{\text{теор.}} =$ г.

Обчислення виходу міді за струмом: $B_c =$ %.

Визначення товщини мідного покриття: $l = \frac{g_2 - g_1}{\rho \cdot S} \cdot 10^4 =$ мкм.

($\rho = 8,9$ г/см³ – густина міді).

Контрольні питання

1. Як розраховують масу речовини, що зазнає електрохімічних змін при електролізі на катоді або аноді?

Література: [1, с. 513 – 516; 2, с. 405 – 409; 3, с. 433 – 436; 5, с. 357 – 360; 6, с. 199 – 205; 7, с. 143 – 147; 8, с. 56].

Лабораторна робота № 7

Тема. Електроліз води

Мета: провести електроліз водного розчину лугу та визначити вихід газів за струмом.

Обладнання та реактиви: хімреактиви, електролізер.

Навчальні елементи: відновлення, окиснення, інертні електроди.

Техніка безпеки: робота з хімреактивами.

Короткі теоретичні відомості та методичні поради

При електролізі водного розчину лугу на інертних (нерозчинних) електродах перебігають такі процеси:

на катоді – відновлення води $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$,

на аноді – окиснення гідроксид-іонів $2\text{OH}^- - 2\text{e} = \text{H}_2\text{O} + 0,5\text{O}_2$.

Сумарний процес описується реакцією $\text{H}_2\text{O} \pm 2\text{e} = \text{H}_2 + 0,5\text{O}_2$.

З рівняння реакції досліджуваного процесу випливає, що для розкладу одного моля води теоретично потрібно $2F$ електрики. При цьому на катоді виділяється 1 моль водню, а на аноді – 0,5 моля кисню, тобто загалом 1,5 моля газової суміші (гримучого газу), об'єм якої за нормальних умов складає $22400 \cdot 1,5 = 33600 \text{ см}^3$.

Оскільки дистильована вода має низьку електропровідність, то електролітом зазвичай є розчин лугу. У цьому випадку застосовують нікелеві електроди, які у лужному середовищі є інертними.

Складають прилад, як показано на рис. 7.1. Евдіометр перед початком експерименту наповнюють до краю водою, перевертають, занурюють у

кристалізатор з водою і закріплюють у штативі (повітря в евдіометрі не повинно бути). Кінець газовідвідної трубки підводять під евдіометр. До джерела постійного струму послідовно підключають електролізер і амперметр. Подають напругу, за допомогою випрямляча струму встановлюють потрібну силу струму і вмикають секундомір. Після виділення певного об'єму газу вимикають струм і записують час закінчення електролізу.

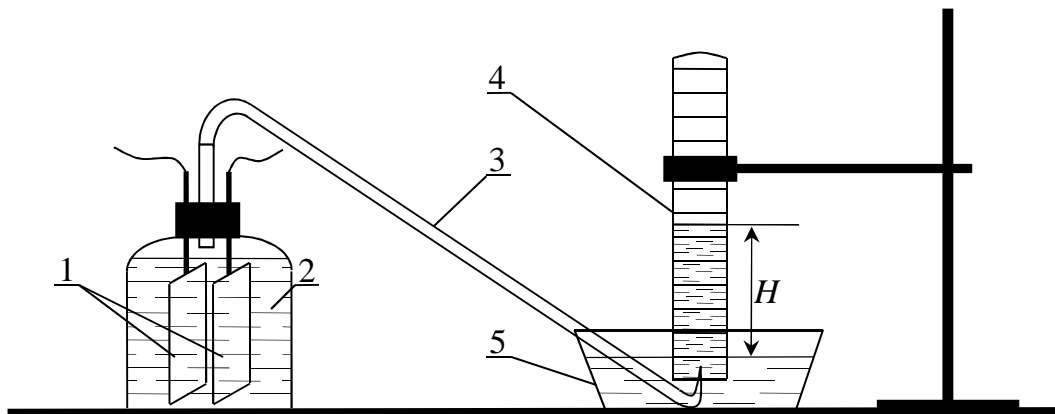


Рис. 7.1 – Схема приладу для проведення електролізу води:

1 – нікелеві електроди; 2 – розчин лугу; 3 – газовідвідна трубка; 4 – евдіометр; 5 – кристалізатор з водою

Після цього вимірюють об'єм газу в евдіометрі V (см³), різницю рівнів води в евдіометрі та у кристалізаторі H (мм) і барометричний тиск $P_{\text{бар.}}$ (мм рт. ст.). Тиск газу P в евдіометрі розраховують за рівнянням:

$$P = P_{\text{бар.}} - \frac{H}{13,6} - B, \quad (7.1)$$

де 13,6 – відношення густини Hg до густини H₂O; B – тиск насиченої водяної пари в евдіометрі за температури дослідів, температурну залежність якого наведено у табл. 7.1.

Таблиця 7.1 – Тиск насиченої водяної пари за різних температур

$t, ^\circ\text{C}$	15	18	19	20	21	22	23	24	25
$B, \text{мм рт. ст.}$	12,8	15,5	16,5	17,5	18,7	19,8	21,1	22,4	23,7

Об'єм практично одержаного газу приводять до нормальних умов за формулою:

$$V_{\text{практ.}}^{\text{н.у.}} = \frac{PV273}{(273 + t)760}, \quad (7.2)$$

де P, V, t – відповідно тиск, об'єм та температура газової суміші в евдіометрі.

Раніше було зазначено, що внаслідок пропускання $2F$ електрики в електролізері за нормальних умов виділяється 33600 см^3 гримучого газу, тому теоретичний об'єм газу $V_{\text{теор.}}^{\text{н.у.}}$, що повинен виділитися в цьому експерименті, обчислюють таким чином:

$$V_{\text{теор.}}^{\text{н.у.}} = \frac{I\tau33600}{2F}, \quad (7.3)$$

де I – сила струму (А); τ – тривалість електролізу (год. або с).

При розкладі води вихід газів за струмом повинен становити 100 %, тому що жодних побічних та вторинних процесів немає. Отже, за об'ємом гримучого газу, що виділяється, можна розрахувати кількість електрики, яка пройшла через електрохімічну систему.

Хід роботи

Завдання 1. Провести електроліз водного розчину лугу та визначити вихід газів за струмом.

Контрольні питання

1. Як визначити теоретичний об'єм газу $V_{\text{теор.}}^{\text{н.у.}}$?
2. Особливості проведення електролізу водного розчину лугу.

Література: [1, с. 513 – 516; 2, с. 405 – 409; 3, с. 433 – 436; 5, с. 357 – 360; 6, с. 199 – 205; 7, с. 143 – 147; 8, с. 56].

Лабораторна робота № 8

Тема. Методи одержання та стійкість дисперсних систем

Мета: сформулювати поняття про методи одержання та стійкість дисперсних систем

Обладнання та реактиви: хімреактиви.

Навчальні елементи: дисперсна система, осадження дисперсної фази, агрегативна стійкість.

Техніка безпеки: робота з хімічними речовинами.

Короткі теоретичні відомості та методичні поради

Стійкість дисперсних систем – це можливість їх перебування у вихідному стані невизначено довгий час. Стійкість дисперсних систем може бути:

1. До осадження дисперсної фази – характеризує здатність дисперсної системи зберігати рівноважний розподіл фази за обсягом дисперсійного середовища або її стійкість до поділу фаз. Це властивість називається седиментаційна (кінетична) стійкість.

2. До агрегації її частинок. Агрегативна стійкість – це здатність дисперсної системи зберігати незмінною в часі ступінь дисперсності, тобто розміри частинок і їх індивідуальність.

Хід роботи

Завдання 1. Провести визначення стійкості дисперсної системи за принципом коагуляції.

Контрольні питання

1. Як класифікують стійкість дисперсних систем?

Література: [2, с. 278 – 396; 3, с. 401 – 406; 7, с. 163-171].

Лабораторна робота № 9

Тема. Одержання золів. Перевірка правила валентності-значності.

Визначення порогу коагуляції золів

Мета: ознайомитися з методами одержання золів, навчитися визначати поріг коагуляції золів.

Обладнання та реактиви: FeCl_3 , FeCl_2 , водний розчин карбонату амонію, розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, 0,1М розчин сульфату калію, 0,001М розчин гексаціано(III) феррату калію.

Навчальні елементи: золь, поріг коагуляції.

Короткі теоретичні відомості та методичні поради

Поріг коагуляції – найменша кількість електроліту, яка здатна викликати коагуляцію 1 л золю. Поріг коагуляції визначають за формулою:

$$C_{ггд} = \frac{C_i \cdot V}{W}, \quad \text{моль/л}$$

де C_i – молярна концентрація, V – об'єм електроліту, мл; W – об'єм золю, мл.

За величиною порога коагуляції визначають коагулюючу здатність електроліту, яка є величиною, оберненою до величини порога коагуляції і розраховується за формулою:

$$K = \frac{1}{C_{ггд}}$$

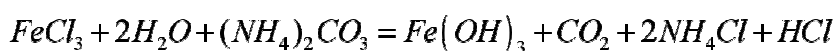
За правилом Шульце-Гарді, чим більший заряд іона-коагулянта, тим швидше відбувається коагуляція.

Хід роботи

Завдання 1. Провести одержання золів.

Дослід 1. Одержання золю гідроксиду заліза (III) по методу Крекке. В конічній колбі нагрівають до кипіння 85 мл дистильованої води. Не знімаючи колби з нагрівача, в киплячу воду прилити по краплям 15 мл 2%-ного розчину хлориду заліза (II). Прокип'ятити 2-3 хвилини. У результаті гідролізу утворюється червоно-коричневий золь гідроксиду заліза (III). При охолодженні реакція йде в зворотному напрямку. Тому гідрозоль треба ще гарячим піддати діалізу. Запишіть будову міцели одержаного золю.

Дослід 2. Одержання золю гідроксиду заліза (III) по методу Грема. У цьому методі гідроліз розчину $FeCl_3$ відбувається при взаємодії його з водним розчином карбонату амонію



До 50 мл 1Н розчину $FeCl_3$ при помішуванні приливайте по краплям 2н розчин карбонату амонію до тих пір, поки осад, який утворюється, повністю не

розчиниться. Утворюється червоно-коричневий дуже стійкий золь. Запишіть формулу міцели золю.

Дослід 3. Одержання золю берлінської лазурі. До 50 мл 0,01%-го розчину $K_4[Fe(CN)_6]$ додати 60-62 краплини 2%-ного розчину $FeCl_3$, безперервно помішуючи. Утворюється золь берлінської лазурі темно-синього кольору.

Дослід 4. Одержання золю берлінської лазурі пептизацією на фільтрі. Піпеткою внести в пробірку 1,5 мл насиченого розчину $K_4[Fe(CN)_6]$ і 0,5 мл 50%-ного розчину $FeCl_3$. Одержаний осад перенести на фільтр, промити водою, прилити на фільтр 2-3 мл 2%-ного розчину щавлевої кислоти, розмішати скляною паличкою. Осад швидко пептизується і з фільтра стікає інтенсивно забарвлений золь берлінської лазурі. Аніон $C_2O_4^{2-}$ добре адсорбується на частинках осаду, надаючи їм заряд і агрегативну стійкість.

Завдання 2. Визначити поріг коагуляції $Fe(OH)_3$. У три колби відміряти піпеткою по 10 мл колоїдного розчину гідроксиду заліза (III) і обережно відтитрувати по краплях. Для цього в першу бюретку налити 1М розчин KCl , у другу – 0,1М розчин сульфату калію, у третю – 0,001М розчин гексаціано(III) феррату калію. При титруванні золів розчинами, в яких аніони мають різну величину заряду, об'єм електролітів теж має бути різним. Титрування проводити до появи ледь помітної каламуті. Зафіксувати об'єм кожного електроліту, витраченого на коагуляцію. Розрахувати поріг коагуляції для кожного з електролітів і коагуляційну здатність електроліту.

Контрольні питання

1. Як одержати золі?
2. Визначення порогу коагуляції.

Література: [1, с. 453 – 502; 2, с. 278 – 396; 3, с. 401 – 406; 7, с. 163-171].

2 КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ ЗНАНЬ СТУДЕНТІВ

A 5 (відмінно) 90–100

Студент має глибокі, міцні та системні знання з усього теоретичного курсу, може чітко сформулювати та використовує у своїх відповідях спеціальну термінологію з хімії, володіє понятійним апаратом; уміє застосувати здобуті теоретичні знання під час розв'язання практичних завдань, що стосуються нових технологій дослідження; самостійно може підготувати змістовний реферат і захистити основні його положення.

B 4,5 (добре) 85–89

Студент має глибокі, міцні та системні знання з усього теоретичного курсу, може чітко сформулювати та використовує у своїх відповідях спеціальну термінологію з дисципліни, володіє понятійним апаратом, але у своїх відповідях може допустити неточності, зустрічаються незначні помилки під час виконання завдань; самостійно може підготувати змістовний реферат і захистити основні його положення.

C 4 (добре) 75–84

Студент знає програмний матеріал, має практичні вміння, але не вміє самостійно логічно мислити, підготувати реферат і захищати його положення. Відповідь повна, змістовна, але з певними неточностями.

D 3,5 (задовільно) 65–74

Студент відтворює значну частину теоретичного матеріалу, виявляє знання і розуміння основних положень, за допомогою викладача може аналізувати матеріал, виправляти помилки, серед яких є значна кількість суттєвих. За допомогою викладача може підготувати реферативну роботу.

E 3 (задовільно) 60–64

Студент має початковий рівень знань, володіє необхідними вміннями та навичками для вирішення стандартних завдань; виявляє розуміння основних положень навчального матеріалу на відтворюючому рівні; здатний з

помилками дати визначення понять та термінів, що вивчаються; може самостійно оволодівати частиною навчального матеріалу, але висновки робить нелогічні, непослідовні.

FX 2 (незадовільно) 35–59

Студент мало усвідомлює мету навчально-пізнавальної діяльності; слабо орієнтується в поняттях, визначеннях; самостійне опрацювання навчального матеріалу викликає значні труднощі; робить спробу розповісти суть заданого, але відповідає лише за допомогою викладача на рівні «так» чи «ні»; однак може самостійно знайти в підручнику відповідь.

X 1 (незадовільно) 1–34

Студент зовсім не володіє необхідними знаннями, уміннями, навичками та науковими термінами з дисципліни, що вивчається, зовсім не здатний до самостійного вивчення дисципліни.

Підсумковий контроль з дисципліни здійснюється у вигляді заліку, що проводиться після закінчення курсу. Отриману кількість балів переводять у національну шкалу відповідно до таблиці.

Відповідність рейтингових балів і національної шкали оцінювання:

Оцінка за 100-бальною шкалою	Оцінка за національною шкалою
60–100	«зараховано»
1–34	«не зараховано»

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

Основна література

1. Физическая химия / Под ред. К.С. Краснова. – М.: Высш. шк., 1982. – 688 с.
2. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия. – М.: Высш. шк., 1988, 2001. – 496 с.
3. Лебідь В.І. Фізична хімія. – Харків: Фоліо, 2005. – 480 с.
4. Практикум по физической химии / Под ред. С.В. Горбачева. – М.: Высш. шк., 1974. – 496 с.
5. Практикум по физической химии / Под ред. Н.К. Воробьева. – М.: Химия, 1975. – 368 с.
6. Практические работы по физической химии / Под ред. К.П. Мищенко, А.А. Равделя, А.М. Пономаревой. – Л.: Химия, 1982. – 400 с.

Додаткова

7. Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. А.А. Равделя, А.М. Пономаревой. – Л.: Химия, 1983, 1999. – 232 с.
8. Фізична хімія: Методичні вказівки для самостійної роботи студентів напряму підготовки 6.051301 «Хімічна технологія» усіх форм навчання / Уклад.: Г.А. Рудницька, Т.А. Каменська, Т.В. Кірсенко, І.О. Ренський. – К.: НТУУ «КПІ», 2010. – 60 с.

Методичні вказівки щодо виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Фізична та колоїдна хімія» для студентів денної форми навчання за напрямом 6.051401 – «Біотехнологія»

Укладачі : к. х. н., доц. О. В. Новохатько,
асист. О. А. Сакун

Відповідальний за випуск доц. кафедри природничих дисциплін : О. В. Пасенко

Підп. до др. _____ 2015 р. Формат 60x84 1/16. Папір тип. Друк ризографія.

Ум. друк. арк. _____. Наклад _____ прим. Зам. № _____. Безкоштовно.

Видавничий відділ
Кременчуцького національного університету
імені Михайла Остроградського
вул. Першотравнева 20, м. Кременчук, 39600

