

Міністерство аграрної політики України
Харківський національний аграрний університет ім. В.В.Докучаєва

Затверджено методичною комісією
факультету агрохімії та ґрунтознавства
(протокол № 6 від 27 червня 2008 р.)

ФІЗКОЛОЇДНА ХІМІЯ
МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
І ЗАВДАННЯ
ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
Для студентів агрономічних спеціальностей

(призвище, ім'я)

(факультет, курс, група)

Харків - 2008

Укладачі: канд. хім. наук, ст. викладач кафедри загальної хімії ХНАУ Н.Л. Хименко;

ст. викладач кафедри загальної хімії ХНАУ І.Б. Бондаренко

Розглядаються найважливіші теми курсу фізичної та колоїдної хімії з метою навчити студента проводити та спостерігати хімічний експеримент, обчислювати результати дослідів і робити необхідні висновки лабораторних робіт. Даються питання та тестові завдання для самостійної роботи з кожної теми.

Рецензенти: С.Б. Хоботова - професор, д.х.н., зав. каф. хімії ХНАДУ;

В.І. Філон - к. с.-г. н., доцент кафедри агрохімії ХНАУ
ім. В.В. Докучаєва.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1
ДОСЛІДЖЕННЯ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ ПРИ РІЗНИХ
ТЕМПЕРАТУРАХ

Мета. Дослідити залежність швидкості взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою від концентрації реагуючих речовин та температури. Розрахувати константи швидкості даної реакції при двох температурах.

Швидкість реакції – це зміна концентрації речовин, які вступили у реакцію або утворились в результаті реакції, за одиницю часу при постійному об'ємі.

Швидкість хімічної реакції розглянемо на прикладі реакції між натрій тіосульфатом та сульфатною кислотою, сумарне рівняння якої:



Але ця реакція проходить у три стадії:



Реакції (1a) та (1в) відбуваються практично миттєво, а реакція (1б) відбувається повільно. Швидкість хімічної реакції (1) визначається за швидкістю самої повільної стадії (1б), кінетичне рівняння якої:

$$v = k [\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3]$$

Таким чином, ця реакція (1) є реакцією 1-го порядку.

Як видно з хімічної реакції (1A), концентрація тіосульфатної кислоти $[\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3]$ прямо пропорційна концентрації натрій тіосульфату $[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$. Таким чином, кінетичне рівняння, яке відповідає хімічній реакції (1) можна записати у вигляді:

$$v = k [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$$

Значення швидкості реакції між натрій тіосульфатом та сульфатною кислотою обернено пропорційне часу з'явлення опалесценції у розчині, яка відбувається при утворенні золя сірки за реакцією (1б), тобто умовну швидкість можна розрахувати за формулою:

$$v = \frac{1}{t} \quad (2)$$

ХІД РОБОТИ.

1. Контрольне спостереження часу появи опалесценції.

Правильне визначення швидкості хімічної реакції в даній роботі залежить від об'єктивності визначення часу появи опалесценції – утворення колоїдної сірки. Для цього потрібно провести такий експеримент: в одну пробірку внести 2 мл 3 н розчину сульфатної кислоти, а у другу 6 мл 0,5 н розчину натрій тіосульфату та 4 мл дистильованої води. Розчини швидко змішати і включити хвилиномір, для визначення часу появи опалесценції. Такий дослід слід повторити 2 – 3 рази, щоб дослідник оволодів даною методикою.

2. Виконання експерименту за кімнатною температурою.

В п'ять пронумерованих пробірок відмірити відповідно 2, 4, 6, 8, 10 мл 0,5 н розчину натрій тіосульфату та додати дистильовану воду до загального об'єму 10 мл. У п'ять інших пронумерованих пробірок налити по 2 мл розчину сульфатної кислоти. Попарно злити приготовані розчини і відрахувати за хвилиноміром час з

(масштаб 2-3 см на одиницю умовної швидкості та 1-2 см на одиницю концентрації).

ЗАВДАННЯ 4. За графіком розрахуйте значення констант швидкості хімічної реакції при двох температурах.

ЗАВДАННЯ 5. Розрахуйте температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції за формулою :

$$\gamma = \frac{k_2}{k_1} \qquad \gamma =$$

ЗАВДАННЯ 6. Розрахуйте енергію активації данної реакції

$$E^* = \frac{2,3 \cdot R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \lg \frac{k_2}{k_1}, \text{ Дж/моль}$$

$$E^* =$$

ЗАВДАННЯ 7. Розрахуйте період половинного перетворення натрій тіосульфату за

формулою :

$$t_{1/2} = \frac{0,69}{k_{\text{сер}}}$$

При температурі T_1 : $t_{1/2} =$

При температурі T_2 : $t_{1/2} =$

ЗАВДАННЯ 8. Розрахуйте час, за який натрій тіосульфат прореагує на 90% за

формулою: $t_{90\%} = \frac{2,3}{k_{\text{сер}}}$

При температурі T_1 : $t_{90\%} =$

При температурі T_2 : $t_{90\%} =$

ВИСНОВОК: _____

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Що вивчає хімічна кінетика?

2. Дати визначення швидкості хімічної реакції.
3. Від яких чинників залежить швидкість хімічної реакції?
4. Основний закон хімічної кінетики – закон діючих мас.
5. Залежність швидкості хімічної реакції від температури, правило Вант-Гоффа.
6. Дати визначення енергії активації.
7. Формула Арреніуса.
8. Гомогенний та гетерогенний катализ. Механізм дії катализатора.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2.

ВИЗНАЧЕННЯ КОНСТАНТИ ДИСОЦІАЦІЇ ОЦТОВОЇ КИСЛОТИ МЕТОДОМ ЕЛЕКТРОПРОВІДНОСТІ.

Мета. *Методом електропровідності визначити константу дисоціації слабого електроліту – оцтової кислоти. Дослідити залежність еквівалентної електропровідності та ступеню дисоціації від концентрації.*

Для порівняння здатності розчинів різних електролітів з різними концентраціями проводити електричний струм їх електропровідність відносять до об'єму, який дорівнює 1 см^3 , при відповідній температурі. За стандарт приймають провідність розчину між двома електродами площею ΔS , рівною 1 см^2 і відстанню між ними Δl в 1 см та називають її **питомою електропровідністю**. Одиниці вимірювання дорівнюють $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$. Ом^{-1} називають **Сіменс (См)** і тоді одиниці питомої електропровідності $\text{См} \cdot \text{см}^{-1}$.

Щоб виміряти електропровідність досліджуваного розчину, необхідно виміряти його опір. За законом Ома опір провідника прямо пропорційно залежить від його довжини l та обернено пропорційно площі його перерізу S :

$$R = \rho \frac{l}{S}, \quad (1)$$

де ρ – питомий опір розчину, який характеризує природу провідника, l і S – відповідно одиниці довжини та площі.

Для визначення електропровідності розчину використовують судину, яку називають *електролітною коміркою*. В неї наливають досліджуваний розчин. В електролітній комірці довжина провідника визначається відстанню між електродами, площа перерізу – площею електродів. Для даної комірки величина l/S постійна і називається постійною електролітної комірки (k):

$$k = \frac{l}{S} \quad (2)$$

Величина k показує, у скільки разів опір об'єму розчину електроліта, виміряний в даній посудині, відрізняється від питомого опору.

Якщо $1/\rho = \chi$ – питомий опір, то з рівнянь (1) и (2) можна записати:

$$R = \rho \cdot k = k / \chi \quad \text{або} \quad \chi = k / R \quad (3)$$

Таким чином, щоб визначити питому електропровідність розчинів, необхідно знайти величину постійної комірки, вимірявши опір розчину з відомою питомою електропровідністю. Визначивши k та опір визначального розчину, можна розрахувати величину питомої електропровідності цього розчину за формулою (3).

Електропровідність стовпа розчину, що містить 1 моль-екв. електроліту, розміщеного між двома електродами на відстані 1 м, називається еквівалентною (мольною) електропровідністю. Еквівалентна (молярна) електропровідність розчину залежить від питомої електропровідності та концентрації розчину (C) або розведення (V) і може бути визначена за формулами:

$$\lambda_v = 1000 \frac{\bar{c}}{C} \text{ або } \lambda_v = V \cdot \chi \quad (4)$$

Розмірність еквівалентної (молярної) електропровідності [$\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^2 / \text{моль-екв}$].

Еквівалентну електропровідність при нескінченному розбавленні можна визначити як суму рухливостей катіона та аніона:

$$\lambda_\infty = \lambda_+ + \lambda_- \quad (5)$$

Їх значення наведено в таблиці 1.

Таблиця 1

t °C	Питома електропровідність водних розчинів KCl (χ), $\text{ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$			Рухливість іонів при нескінченному розбавленні (t = 18 °C)			
	0,1н	0,02н	0,01н	катіон	λ_∞	Аніон	λ_∞
15	0,01048	0,002243	0,001147	H ⁺	315	OH ⁻	174
16	0,01072	0,002294	0,001173	Na ⁺	43,5	Cl ⁻	65,5
17	0,01095	0,002345	0,001199	K ⁺	64,6	Br ⁻	67,0
18	0,01119	0,002397	0,001225	NH ₄ ⁺	64,6	I ⁻	66,5
19	0,01143	0,002449	0,001251	Ag ⁺	54,3	NO ₃ ⁻	61,7
20	0,01167	0,002501	0,001278	½ Mg ²⁺	45,0	SCN ⁻	56,6
21	0,01191	0,002553	0,001305	½ Ca ²⁺	51,0	CH ₃ COO ⁻	35,0
22	0,01215	0,002606	0,001332	½ Ba ²⁺	55,0	HCOO ⁻	47,0
23	0,01239	0,002659	0,001359	½ Zn ²⁺	46,0	½ SO ₄ ²⁻	68,0
24	0,01264	0,002712	0,001386	½ Cd ²⁺	46,0	½ CrO ₄ ²⁻	72,0
25	0,01288	0,002765	0,001417	½ Cu ²⁺	46,0	½ CO ₄ ²⁻	70,0

Ступінь електролітичної дисоціації – це відношення кількості молекул, які розпалися на іони, до загальної кількості молекул.

Ступінь електролітичної дисоціації слабкого електроліту, в тому числі і оцтової кислоти можна визначити за формулою:

$$\alpha = \lambda_v / \lambda_\infty \text{ або } \alpha = \lambda_v / (\lambda_+ + \lambda_-) \quad (6)$$

Знаючи ступінь дисоціації та концентрацію розчину, за допомогою спрощеного рівняння Оствальда для бінарного електроліта, можна розрахувати константу електролітичної дисоціації для оцтової кислоти:

$$K_{\text{дис}} = \alpha^2 c \quad (7)$$

ХІД РОБОТИ.

1. Визначити постійну електролітної комірки.

Судину для вимірювання електропровідності промити дистильованою водою та два рази розчином калій хлориду з концентрацією 0,1 М. Налити в електролітну комірку таку кількість розчину, щоб він покривав електроди. Опір розчину вимірювати доти, поки три значення опору будуть відрізнятися одне від другого не більше, ніж на 0,5 %, та визначають середнє арифметичне. Результати вимірювань записують у таблицю 2.

Таблиця 2

Концент р розчину	t ° розч .	R _x			R _{KCl} середнє	χ _{KCl}	k = R _{KCl} · χ _{KCl}
		1 вимі	2 вимір	3 вимір			

KCl		ρ					

Для розрахунку постійної комірки використовують табличні дані (табл. 2) значення питомої електропровідності досліджуваного розчину калій хлорида при температурі, яка відповідає температурі дослідіду.

2. Приготувати серію розчинів оцтової кислоти (HAc) та виміряти їх опір.

З 1 н розчину оцтової кислоти приготувати 0,075; 0,05; 0,025 та 0,01 н розчини оцтової кислоти таким чином: у чотири пронумеровані мірні колби на 100 мл (1, 2, 3, 4) за допомогою бюретки влити у першу колбу 7,5 мл, у другу – 5 мл, у третю – 2,5 мл, у четверту – 1 мл 1 н оцтової кислоти та долити дистильованою водою до мітки. Перемішати та виміряти опір кожного приготованого розчину оцтової кислоти. Записати отримані дані в табл. 3.

Таблиця 3.

Концентрація розчину HAc	R_{HAc}	χ	λ_v	λ_∞	α	$K_{дис.}$
0,075 н						
0,05 н						
0,025 н						
0,01 н						

ЗАВДАННЯ 1. Розрахуйте питому електропровідність за формулою (3), еквівалентну (мольну) електропровідність за формулою (4), еквівалентну (мольну) електропровідність при нескінченному розбавленні, використовуючи дані таблиці 1 за формулою (5), ступінь та константу дисоціації оцтової кислоти в розчинах за формулами (6) і (7). Отримані результати занесіть в таблицю 3.

ЗАВДАННЯ 2. Побудуйте графіки залежності еквівалентної електропровідності та ступеню дисоціації від концентрації.

ВИСНОВОК: _____

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Чому розчини електролітів проводять електричний струм?
2. Що називається питомою електропровідністю?
3. Дати визначення еквівалентної (мольної) електропровідності.
4. Дати визначення ступеня дисоціації.
5. Навести рівняння Оствальда.
6. Як залежить питома та еквівалентна (мольна) електропровідність від концентрації електроліта?
7. Як залежить ступінь дисоціації від концентрації електроліта?
8. Що таке еквівалентна (мольна) електропровідність при нескінченному розбавленні?

ПРИГОТУВАННЯ БУФЕРНИХ РОЗЧИНІВ ТА ВИМІРЮВАННЯ ЇХ ЗНАЧЕННЯ pH .

Мета. Навчитися готувати буферні розчини та вимірювати значення їх pH на pH – метрі (іономері).

Буферними розчинами називають розчини, які не змінюють концентрацію іонів Гідрогена (значення pH) при додаванні невеликої кількості кислоти або лугу, а також при розведенні.

pH - це від'ємний десятковий логарифм концентрації іонів Гідрогену. Його можна розрахувати, знаючи концентрацію іонів Гідрогена у розчині:

$$pH = -\lg[H^+] \quad (1)$$

Подібно $pOH = -\lg[OH^-] \quad (2)$

Знаючи pH (pOH) розчину можна знайти концентрацію іонів Гідрогена (Гідроксила) з рівнянь (1) і (2):

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

Сума pH та pOH при $25^\circ C$ завжди є постійною величиною, тому що постійною величиною в усіх водних розчинах є іонний добуток води ($K_{води}$):

$$[pH] \cdot [pOH] = 10^{-14}, \text{ звідки}$$

$$pH + pOH = 14$$

Буферні розчини можна приготувати з:

- 1) слабкої кислоти та її солі від сильної основи (оцтова кислота HAc та натрій ацетат $NaAc$);
- 2) слабкої основи та її солі від сильної кислоти (амоній гідроксид NH_4OH та амоній хлорид NH_4Cl);
- 3) двох солей, одна з яких виступає в якості кислоти, а друга в якості солі (натрій дігідрофосфат NaH_2PO_4 та натрій гідрофосфат Na_2HPO_4).

Концентрацію іонів Гідрогена у кислих буферних розчинах можна розрахувати за формулою:

$$[H^+] = K_{кисл.} \cdot \frac{[кислота]}{[сіль]}$$

звідки $pH = pK_{кисл.} + \lg \frac{[сіль]}{[кислота]}$,

а концентрацію іонів Гідрогена у лужних буферних розчинах за формулою:

$$[OH^-] = K_{основи} \cdot \frac{[сіль]}{[основа]}$$

звідки $pH = 14 - pK_{основи} + \lg \frac{[основа]}{[сіль]}$.

Буферною ємністю називається кількість моль-еквівалентів кислоти або лугу, яку потрібно додати до 1 л буферного розчину, щоб змінити pH на одиницю.

ХІД РОБОТИ.

ЗАВДАННЯ 1. Приготувати 60 мл оцтового буферного розчину змішуванням 30 мл 0,1 н розчину оцтової кислоти та 30 мл 0,1 н розчину натрій ацетата. Виміряти pH розчину на pH -метрі.

$$pH =$$

ЗАВДАННЯ 2. Дослідити вплив розведення буферного розчину водою на значення його pH .

У стакан ємністю 50 мл влити 20 мл буферного розчину, який приготували у завданні 1 та поступово доливати дистильовану воду, записати показання pH -метра.

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \text{ мл} \quad pH =$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 5 \text{ мл} \quad pH =$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 10 \text{ мл} \quad pH =$$

ЗАВДАННЯ 3. Визначити буферну ємність приготованого в завданні 1 буферного розчину.

ДОСЛІД 1. У стакан ємністю 50 мл влити 20 мл ацетатного буферного розчину та визначити значення pH . Додавати по краплям з бюретки 0,1 n розчин HCl доти, поки значення pH не зміниться на одиницю, безперервно перемішуючи розчини, відмітити об'єм доданої кислоти:

$$V_{\text{HCl}} = \quad \text{мл} \quad pH =$$

Буферну ємність можна розрахувати за формулою:

$$V_{\text{кисл.}} = \frac{N_{\text{кис}} \cdot V_{\text{кис}}}{V_{\text{буф}}} \text{ моль-екв/л,}$$

$$V_{\text{кисл.}} =$$

де $N_{\text{кис}}$ – нормальність кислоти, $V_{\text{кис}}$ – об'єм кислоти, $V_{\text{буф}}$ – об'єм буферного розчину.

ДОСЛІД 2. У стакан ємністю 50 мл влити 20 мл ацетатного буферного розчину та визначити значення pH . Додати по краплям з бюретки 0,1 n розчин NaOH доти, поки значення pH не зміниться на одиницю, безперервно перемішуючи розчини, відмітити об'єм доданого лугу:

$$V_{\text{NaOH}} = \quad \text{мл} \quad pH =$$

Буферну ємність можна розрахувати за формулою:

$$V_{\text{лугу}} = \frac{N_{\text{лугу}} \cdot V_{\text{лугу}}}{V_{\text{буф}}} \text{ моль-екв/л,}$$

$$V_{\text{лугу}} =$$

де $N_{\text{лугу}}$ – нормальність лугу, $V_{\text{лугу}}$ – об'єм кислоти, $V_{\text{буф}}$ – об'єм буферного розчину.

ВИСНОВОК: _____

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Дати визначення буферного розчину.
2. З яких компонентів можна отримати буферні розчини?
3. Чому буферні розчини складаються з двох компонентів?
4. Що таке pH та pOH ?
5. Як змінюється pH при додаванні кислоти, лугу?
6. Дати визначення буферної ємності.

ДОСЛІДЖЕННЯ ІОННОГО ОБМІНУ В ГРУНТІ.

Мета. Дослідити витіскування катіону кальцію Ca^{2+} з ґрунту іншими катіонами (Li^+ , K^+ та Mg^{2+}).

Обмінна адсорбція – це обмін іонами між твердою поверхнею адсорбента та рідкою фазою адсорбата. Адсорбент поглинає з розчину іони одного заряду (катіони чи аніони), при чому це поглинання супроводжується переходом з адсорбента еквівалентної кількості іонів того ж заряду.

Схеми обмінної адсорбції мають вигляд:



Ґрунти містять велику кількість солей кальцію. Тому частинки ґрунту (негативно заряджені) адсорбують Ca^{2+} , який може бути витіснений іншими катіонами, завдяки катіонному обміну.

ХІД РОБОТИ.

1. На технохімічних терезах взяти три наважки ґрунту по 10 г та перенести їх у три сухі пронумеровані конічні колби (1, 2, 3) на 250 мл. У першу влити 100 мл 0,1 н розчина $LiNO_3$, у другу – 100 мл 0,1 н розчина KCl , у третю – 100 мл 0,1 н розчина $MgCl_2$.

Колби закрити пробками та збовтувати протягом 15 -20 хвилин для встановлення у системах адсорбційної рівноваги та переходу у розчин максимально можливої кількості Ca^{2+} . Ґрунт відділити від розчину фільтруванням крізь складчастий фільтр, змочений водою. Перші порції фільтрату відкинути.

Для визначення Ca^{2+} використовують комплексометричний метод титриметричного аналізу, який ґрунтується на використанні органічного реактиву – Трилона Б, в якості титранту.

У якості індикатора використовують мурексид, який утворює з іонами кальцію стійку комплексну сполуку червоного кольору. З іонами кальцію Трилон Б утворює більш міцну комплексну сполуку і колір розчину змінюється на сине-фіолетовий.

2. У три конічні колби на 250 мл додаємо піпеткою по 25 мл ґрунтової витяжки та розводимо водою до 100 мл. У першу та другу колби додаємо по 2 мл, а у третю 5 мл 2 н розчина гідроксида натрію для осадження іона Mg^{2+} у вигляді $Mg(OH)_2$ та створення необхідного для титрування лужного середовища. Додаємо індикатор мурексид у такій кількості, щоб утримувався стійкий червоний колір розчину. Розчини титруємо 0,02 н розчином трилона Б до переходу червоного кольору в сине-фіолетовий. Титрування повторюємо три рази. Для розрахунку беремо середнє значення об'єму розчину Трилона Б, який пішов на титрування ґрунтової витяжки.

Вміст кальцію у ґрунтових витяжках розраховують за формулою:

$$C_{Ca^{2+}} = \frac{V_{Tr} \cdot N_{Tr} \cdot 100}{V_B \cdot m} \cdot K, \text{ моль-екв/л, де}$$

N_{Tr} – концентрація розчину трилона Б, моль-екв/л;

V_{Tr} – об'єм розчину Трилона Б, витраченого на титрування, мл;

V_B – об'єм витяжки, яку взяли на титрування, мл;

m – наважка повітряносухого ґрунту, г;

K – коефіцієнт гігроскопічності ($K = 1,05$);

$C_{Ca^{2+}}$ – кількість моль-екв іонів кальцію, яка заміщується даним катіоном зі 100 г абсолютно сухого ґрунту.

Результати досліду записуємо у таблицю.

Наважка ґрунту, г	Концентрація розчину соли	Об'єм трилона Б, мл			$C_{Ca^{2+}}$
		1	2	середнє	
10	0,1 н $LiNO_3$				
10	0,1 н KCl				
10	0,1 н $MgCl_2$				

$C_{Ca^{2+}}(LiNO_3) =$

$C_{Ca^{2+}}(KCl) =$

$C_{Ca^{2+}}(MgCl_2) =$

Написати схеми обмінної адсорбції:

1. _____

2. _____

3. _____

ВИСНОВОК: _____

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Дати визначення адсорбції.
2. Дати визначення обмінної адсорбції.
3. Навести приклади обмінної адсорбції.
4. Як змінюється pH та pOH , якщо у розчин виділяється деяка кількість іонів Гірогену або Гідроксилу? Навести приклади.
5. Які адсорбційні процеси відбуваються в ґрунтах?
6. Як залежить адсорбція катіонів від валентності та радіусу поглиненого катіону?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5

МЕТОДИ ОТРИМАННЯ КОЛОЇДНИХ СИСТЕМ.

Мета. Отримати колоїдні розчини методом фізичної конденсації та гідролізу.
Перевірити колоїдні розчини на ефект Тіндаля.

Дисперсна система – це система, в якій одна речовина знаходиться у вигляді крапель газу, рідини або твердих частинок у середовищі іншої речовини.

Колоїдні розчини або золі – це гетерогенні дисперсні системи, які складаються з частинок твердої дисперсної фази розмірами $10^{-7} - 10^{-9}$ м та рідкого дисперсійного середовища.

ДОСЛІД 1. Отримання гідрозолей каніфолі та сірки методом фізичної конденсації.

Методом заміни одного розчинника, у якому речовина розчиняється, іншим, у якому речовина практично не розчиняється, можна отримати колоїдні розчини (метод фізичної конденсації). У спирті каніфоль та сірка розчиняються, утворюючи істинні розчини, у воді вони практично не розчиняються. Тому при додаванні води до їх спиртових розчинів, молекули речовини конденсуються у більш крупні агрегати, що і приводить до утворення золя.

ХІД ДОСЛІДА.

В одну пробірку додаємо 1 – 2 мл 2 % спиртового розчину сірки, а у другу 1 – 2 мл 2 % спиртового розчину каніфолі. Додаємо у кожен пробірку по кілька крапель води. Спостерігаємо утворення колоїдних розчинів. Яким чином?

ДОСЛІД 2. Отримання золя ферум (III) гідроксида методом гідролізу солі.

Гідроліз солі – це взаємодія іонів з водою, в результаті чого утворюється слабкий електроліт (кислота чи основа) та змінюється *pH* розчину. Гідроліз – процес зворотний та ступеневий. Частіше за все закінчується I ступенем. Але якщо підвищувати температуру, то гідроліз може пройти до кінця.

Для отримання золів можна використовувати гідроліз солей (метод хімічної конденсації), якщо продукт реакції погано розчинений у воді. Тому з слабо-жовтого розбавленого розчину ферума (III) хлорида при нагріванні можна отримати червоно-коричневий золь ферум (III) гідроксида.

ХІД ДОСЛІДУ.

В конічну колбу відміряємо 100 мл води та нагріваємо до кипіння. В окріп додаємо по краплям 5 – 10 мл 2 % розчину ферума (III) хлорида. Отримуємо червоно-коричневий золь ферум (III) гідроксида.

ЗАВДАННЯ 1. Написати рівняння гідролізу ферум (III) гідроксида за ступенями.

Дисоціація ферум (III) хлориду:

Рівняння гідролізу:

I ступінь

II ступінь

III ступінь

Загальна реакція отримання золю ферум (III) гідроксида:

ЗАВДАННЯ 2. Написати формулу міцели золю з вирогідними потенціал визначальними (потенціал утворюючими) іонами, які утворюються в розчині у результаті гідролізу.

ДОСЛІД 3. Приготування емульсії гасу у воді.

Емульсія – це мікрогетерогенна система, до складу якої входять дві рідини, які не розчиняються одна в іншій.

ХІД ДОСЛІДУ

У дві пробірки додаємо по 5 – 10 мл води та 1 мл гасу. У першу пробірку додаємо 5 мл води, а у другу – 5 мл мила. Закриваємо пробірки пробками та інтенсивно перемішуємо напротязі 5 хвилин до утворення молокоподібної рідини. Потім пробірки ставимо у штатив и даємо можливість постояти близько п`яти хвилин. Відмічаємо різницю у пробірках.

ЗАВДАННЯ 1. Пояснити ефект.

ЗАВДАННЯ 2. Намалювати схему орієнтації молекул мила на поверхні крапель гасу.

ДОСЛІД 4. Дослідити розчини на ефект Тіндаля.

Ефект Тинділя, пов'язаний з утворенням характерного для колоїдних розчинів конуса при попаданні на цей розчин пучка світла.

ХІД ДОСЛІДУ.

Беремо три пробірки, в яких знаходяться: істинний розчин ферум (Ш) хлорида, колоїдні розчини сірки та ферум (III) гідроксида та емульсія. Через кожен з них пропускаємо пучок світла зі спеціального пристрою. Тільки у пробірці з колоїдними розчинами спостерігаємо конус Тіндаля. Пояснити чому?

ВИСНОВОК: _____

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Дати визначення дисперсної системи.
2. Дати визначення колоїдної системи або золю.
3. Які методи застосовують для одержання колоїдних систем?
4. Які типи хімічних реакцій можна використовувати для одержання колоїдних розчинів (золів) методом конденсації?
5. Дати визначення емульсії.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6
СПОСТЕРЕЖЕННЯ КОАГУЛЯЦІЇ ЕЛЕКТРОЛІТАМИ ТА ВИЗНАЧЕННЯ
ПОРОГА КОАГУЛЯЦІЇ
ФЕРУМ (III) ГІДРОКСИДУ

Мета. Визначити поріг коагуляції ферум (III) гідроксиду. Підтвердити правила Шульце-Гарді.

Коагуляція – процес злипання дисперсних частинок у крупні агрегати.

Поріг коагуляції – мінімальна кількість електроліту, виражена у ммоль-екв, при якій починається явна коагуляція золя.

Правила Шульце – Гарді:

1. правило знака: будь-які електроліти викликають коагуляцію, але коагуючу дію викликає той іон електроліту, який є протилежним за зарядом потенціалутворюючим іонам міцели;
2. коагуюча дія електроліта тим більша, чим більший заряд коагуючого іона.

ХІД РОБОТИ.

У три пронумеровані конічні колби (1, 2, 3) пипеткою відміряємо по 25 мл золя Fe(OH)₃. У першу колбу з бюретки додаємо розчин натрій хлориду до появи перших ознак коагуляції (помутніння); у другу – розчин натрій сульфату; а у третю – розчин калій гексаціаноферрату (III). Титрування повторюємо двічі. Дані записуємо у таблицю.

Поріг коагуляції розраховуємо за формулою:

$$C_{\text{коаг}} = \frac{N_{\text{ел}} \cdot V_{\text{ел}} \cdot 1000}{V_{\text{зл}} + V_{\text{ел}}}, \text{ ммоль-екв/л,}$$

де $N_{\text{ел}}$ – концентрація коагуючого електроліта, моль-екв/л;

$V_{\text{зл}}$ – об`єм золя, мл; $V_{\text{ел}}$ – об`єм електроліта, мл.

електроліт (коагулянт)	концентрація електроліта	Об`єм електроліту			поріг коагуляції (ммоль-екв/л)
		1	2	середнє	
NaCl	2 н				
Na ₂ SO ₄	0,01 н				
K ₃ [Fe(CN) ₆]	0,001 н				

$C_{\text{коаг}}(\text{NaCl}) =$

$C_{\text{коаг}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) =$

$C_{\text{коаг}}(\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]) =$

$C_{\text{коаг}}(\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]) : C_{\text{коаг}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) : C_{\text{коаг}}(\text{NaCl}) =$

ВИСНОВОК: _____

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Дати визначення коагуляції.
2. Які причини викликають коагуляцію?
3. Дати визначення порігу коагуляції.
4. Сформулюйте правила коагуляції.
5. Яке значення мають процеси коагуляції у формуванні ґрунтів?

Бібліографічний список

1. Гордиенко В.М., Дубына А.М., Гудименко А.М. практикум по физической и коллоидной химии. – Хю, 1980. – 42 с.
2. Хмельницкий Р.А. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высш. шк., 1988. – 400 с.
3. Галингер И.С. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высш. шк., 1972. – 304 с.
4. М.О.Мчедлов-Петросян, В.Г.Лебідь О.М.Глазкова та ін. Колоїдна хімія. - Харків: ХДАУ, 2001. –156 с.
5. Стрельцов О.А., Мельничук Д.О. Фізична та колоїдна хімія. – Л.: Ліга-Прес, 2002. – 458 с.

Наталя Львовна Хименко
Віта Василівна Даценко
Ігор Борисович бондаренко

ФІЗКОЛОЇДНА ХІМІЯ

Методичні вказівки і завдання до виконання лабораторних робіт.
Для студентів агрономічних спеціальностей.

Редактор Л.І.Сібенкова
Коректор Н.А. Захарченко
Комп'ютерний набір и верстка – Н.Л. Хименко

Підп. до друку 2013. Формат 60x84x16. Обсяг: 6,1 ум. -друк. арк.,
5,4 обл. вид. арк. Тираж 50 Замовлення №

Виробник – редакційно-видавничий відділ Харківського національного аграрного університету ім. В.В. Докучаєва. 62483, Харківська обл., п/в "Коммуніст-1", навч. містечко, тел. 99-72-70, E-mail: office@knau.kharkov.ua.

Виготовлювач – дільниця оперативного друку ХНАУ, тел. 99-79-80