

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД  
«УКРАЇНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ХІМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ  
УНІВЕРСИТЕТ»**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ДО ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ  
З ДИСЦИПЛІНИ «ПОВЕРХНЕВІ ЯВИЩА ТА ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ  
(КОЛОЇДНА ХІМІЯ)»  
ЗА ОСВІТНІМ РІВНЕМ «БАКАЛАВР» ДЛЯ СТУДЕНТІВ  
СПЕЦІАЛЬНОСТІ «161 ХІМІЧНІ ТЕХНОЛОГІЇ ТА ІНЖЕНЕРІЯ»**

**Дніпро ДВНЗ УДХТУ 2023**

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД  
«УКРАЇНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ХІМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ  
УНІВЕРСИТЕТ»

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ДО ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ  
З ДИСЦИПЛІНИ «ПОВЕРХНЕВІ ЯВИЩА ТА ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ  
(КОЛОЇДНА ХІМІЯ)»  
ЗА ОСВІТНІМ РІВНЕМ «БАКАЛАВР» ДЛЯ СТУДЕНТІВ  
СПЕЦІАЛЬНОСТІ «161 ХІМІЧНІ ТЕХНОЛОГІЇ ТА ІНЖЕНЕРІЯ»

Затверджено на засіданні  
кафедри фізичної хімії  
Протокол № 11 від 12.06.23

Методичні вказівки до лабораторних занять з дисципліни «Поверхневі явища та дисперсні системи (колоїдна хімія)» за освітнім рівнем «Бакалавр» для студентів спеціальності «161 Хімічні технології та інженерія» / Укл.: О.Б. Веліченко, О.Б. Шмичкова – Дніпро: ДВНЗ УДХТУ, 2023. – 33 с.

Укладачі: О. Б. Веліченко, д-р хім. наук  
О. Б. Шмичкова, д-р хім. наук

Відповідальний за випуск О.Б. Веліченко, чл.-кор. НАН України, д-р хім. наук

#### Навчальне видання

Методичні вказівки до лабораторних занять з дисципліни «Поверхневі явища та дисперсні системи (колоїдна хімія)» за освітнім рівнем «Бакалавр» для студентів спеціальності «161 Хімічні технології та інженерія»

Укладачі: ВЕЛІЧЕНКО Олександр Борисович  
ШМИЧКОВА Олеся Борисівна

Авторська редакція

Підписано до друку 18.09.23. Формат 60×84/16. Папір ксерокс. Друк різнограф.  
Умов. друк. арк. 1,51. Обл.-вид. арк. 1,57. Тираж 100 прим. Зам. № 112.  
Свідоцтво ДК № 5026 від 16.12.2015.

---

ДВНЗ УДХТУ, просп. Гагаріна, 8, м. Дніпро, 49005

Редакційно-видавничий відділ

## ЗМІСТ

Вступ .....	4
Лабораторна робота № 1. Дослідження електрофорезу в золях .....	5
Лабораторна робота № 2. Отримання та коагуляція золів .....	9
Лабораторна робота № 3. Визначення критичної концентрації міцелоутворення методом вимірювання поверхневого натягу.....	14
Лабораторна робота № 4. Визначення критичної концентрації міцело- утворення кондуктометричним методом .....	17
Лабораторна робота № 5. Дослідження процесу набрякання ВМС .....	22
Лабораторна робота № 6. Седиментаційний аналіз суспензій.....	27
Список рекомендованої літератури .....	33

## ВСТУП

Мета лабораторного практикуму з дисципліни "Поверхневі явища та властивості дисперсних систем" – дослідним шляхом вивчити основні закономірності проходження фізико-хімічних процесів на межі поділу фаз; засвоїти експериментальні методи дослідження поверхневих явищ, властивостей різноманітних дисперсних систем; сформувати навички застосування фізико-хімічних методів досліджень.

Запропоновані лабораторні роботи охоплюють тематику основних розділів навчальної дисципліни: поверхневі явища, отримання, стабілізація та руйнування колоїдних систем, властивості ліофільних та ліофобних дисперсних систем.

Перед виконанням лабораторної роботи здобувач вищої освіти має чітко уявити тему та мету роботи; засвоїти основні теоретичні поняття і закономірності, що використовуються у даній роботі; ознайомитись із методом її виконання й експериментальною установкою.

Результати виконаної лабораторної роботи оформлюють у вигляді звіту. Зміст звіту такий:

1. Назва лабораторної роботи, дата її виконання.
2. Мета роботи.
3. Основні теоретичні закономірності, що описують поведінку досліджуваної фізико-хімічної системи; запис основних формул.
4. Запис результатів вимірювань за запропонованою формою (таблиці).
5. Детальний запис усіх розрахунків із поясненнями (обов'язково вказувати розмірності величин!).
6. Всі графіки креслять на міліметровому папері у раціональному масштабі з достатньою точністю.
7. Висновки з роботи з зазначенням основних результатів дослідження, оцінка похибки експерименту, порівняння отриманих величин із відповідними табличними значеннями або літературними даними.

# Лабораторна робота № 1

## ДОСЛІДЖЕННЯ ЕЛЕКТРОФОРЕЗУ В ЗОЛЯХ

*Мета роботи: експериментально визначити швидкість електрофоретичного переміщення частинок дисперсної фази золю та розрахувати значення електрокінетичного потенціалу.*

Подвійний електричний шар (ПЕШ) – це два шари електричних зарядів, однакових за модулем але протилежних за знаком, що утворюються на межі поділу двох контактуючих фаз. Існують три основні механізми утворення ПЕШ:

- 1) поверхнева дисоціація молекул дисперсної фази або адсорбованих молекул, які містять іоногенні групи;
- 2) вибіркова адсорбція іонів на поверхні частинок дисперсної фази;
- 3) орієнтація диполів розчинника (дисперсійного середовища).

Іони, що розташовані на поверхні твердої фази та достатньо міцно з нею зв'язані, визначають заряд поверхні й називаються *потенціалвизначаючими іонами*.

Іони зовнішнього шару ПЕШ з боку дисперсійного середовища (рідини) називаються *протиіонами*. Протиіони електростатично притягуються до твердої поверхні, можуть адсорбуватися на ній та беруть участь у дифузії. Тому одна частина протиіонів входить до складу *щільного (адсорбційного) шару*, а інша частина протиіонів бере участь у дифузії і складає *дифузну частину* ПЕШ. Схема будови ПЕШ зображена на рис. 1.1.

Товщину щільного шару  $\delta$  визначають як відстань від поверхні до площини, що проходить через центри найближчих до поверхні протиіонів. Цю площину називають площиною максимального наближення, а її потенціал позначають  $\varphi_\delta$ . Товщина дифузної частини  $\lambda$  залежить від властивостей та складу системи і може бути розрахована за рівнянням:

$$\lambda = \sqrt{\frac{\varepsilon_0 \varepsilon R T}{2 F^2 I}} \quad (1.1)$$

де  $\varepsilon_0 = 8,85 \cdot 10^{-12}$  Ф/м – електрична стала,  $\varepsilon$  – діелектрична проникність середовища,  $R = 8,314$  Дж/моль·К – універсальна газова стала,  $T$  – абсолютна температура,  $F = 96500$  Кл/моль – стала Фарадея,  $I$  – іонна сила розчину.

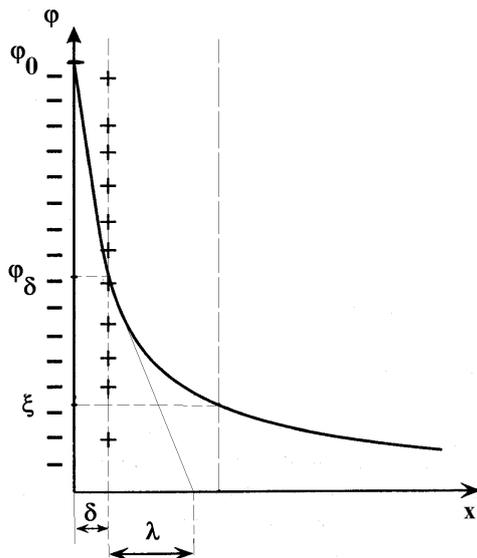


Рис. 1.1. Схема будови ПЕШ

За зменшення концентрації електроліту (зменшення іонної сили) шар протиіонів "розмивається", товщина дифузної частини ПЕШ зростає.

У разі взаємного механічного переміщення дисперсної фази та дисперсійного середовища, незалежно від причин, що викликали його, спостерігається розрив ПЕШ вздовж так званої *площини ковзання*, яка, як правило, не співпадає з площиною максимального наближення і розташована на більшій відстані від поверхні (тобто в дифузній частині ПЕШ). Потенціал на площині ковзання називається *електрокінетичним потенціалом* ( $\xi$ -дзета-потенціалом). Зазвичай  $|\xi| < |\varphi_\delta|$ . Під дією різних факторів потенціали  $\xi$  та  $\varphi_\delta$  змінюються в одному напрямку.

Значення електрокінетичного потенціалу можна розрахувати за швидкістю електрофорезу, користуючись рівнянням Гельмгольца-Смолуховського:

$$\xi = \frac{u\eta}{\varepsilon\varepsilon_0 E}, \quad (1.2)$$

де  $u$  – швидкість електрофоретичного руху частинок (м/с),  $\eta$  – в'язкість середовища (Па·с),  $E$  – градієнт потенціалу (напруженість) електричного поля, В/м.

Швидкість електрофорезу визначають за допомогою приладу, зображеного на рис. 1.2.

Нижню частину U-подібної трубки заповнюють досліджуванним золем, верхню – допоміжною рідиною (так званою "боковою рідиною"). Бокова рідина повинна мати однакову зі золем температуру та електропровідність, щоб спад напруги був однаковим за всією довжиною рідкого провідника.

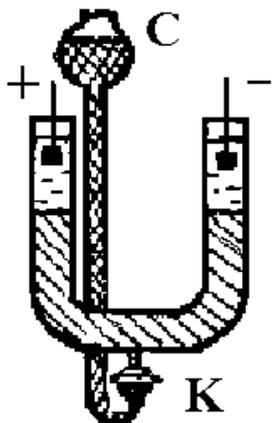


Рис. 1.2. Прилад для дослідження електрофорезу

### Послідовність виконання роботи

1. В U-подібну трубку за закритого крану К залити водопровідну воду (бокову рідину) приблизно на 5-6 см. Відкривши обережно кран К, довести рівень води до рівня крана, закрити кран. Заповнити лійку С золем (за завданням викладача). Якщо у трубці залишаються пухирці повітря, то їх можна видалити за допомогою тонкої проволочки.

2. Помістити в обидва коліна U-подібної трубки платинові електроди, під'єднати їх до джерела постійної напруги.

3. Обережно відкрити кран К, щоб золь міг дуже повільно надходити у нижню частину посудини (за цього у лійці С увесь час повинен знаходитися золь). Коли рівень бокової рідини підніметься настільки, що електроди зануряться у бокову рідину, кран К закрити. Межа між золем і водою повинна бути чіткою. Операції заповнення U-подібної трубки золем та боковою рідиною можуть бути заздалегідь виконані лаборантами.

4. За допомогою міліметрової шкали відмітити розташування межі поділу в обох колінах U-подібної трубки, ввімкнути електричний струм (напругу вказує викладач), відмітити час початку експерименту.

5. Періодично, кожні 10 хвилин, вимірювати координату розташування межі поділу між золем та боковою рідиною. Дослід проводити впродовж 1 години. Відзначити та записати, до якого електроду ("+" чи "-") переміщуються частинки золь за електрофорезу.

Результати вимірювань вносять у табл. 1.1.

Таблиця 1.1

*Експериментальні та розрахункові дані щодо дослідження електрофорезу у золях*

Назва золю \_\_\_\_\_, температура \_\_\_\_\_ °С, напруга на електродах \_\_\_\_\_ В, напрямок руху частинок (до позитивного чи негативного електроду) \_\_\_\_\_, відстань між електродами \_\_\_\_\_ см.

Час, хв	Координата межі поділу між золям та боковою рідиною, мм	
	"+" електрод	"-" електрод
0		
10		
...	...	...

6. Записати напругу на електродах та температуру.

7. Після закінчення експерименту виміряти відстань між електродами (вимірюється за середньою осью лінійкою U-подібної трубки).

8. За напрямком руху межі (до "+" чи до "-" електроду) визначити знак заряду частинок та електрокінетичного потенціалу.

9. Побудувати графік в координатах "розташування меж поділу (координата за міліметровою шкалою) – час". За тангенсом кута нахилу цієї залежності (визначення швидкості доцільно проводити за швидкістю руху межі, що опускалася) визначити швидкість електрофоретичного руху частинок ( $u = \frac{dx}{dt}$ , м/с).

10. Електрокінетичний потенціал розрахувати, користуючись рівнянням (1.2). За цього напруженість електричного поля визначити за формулою:  $E = \frac{V}{\ell}$ , де  $V$  – зовнішня напруга (на електродах),  $\ell$  – відстань між електродами. В'язкість середовища та його діелектричну проникність за температури досліду умовно приймають рівною відповідним довідниковим величинам для чистої води:

**В'язкість води за різних температур**

t, °С	0	10	20	25	30	40
$\eta \cdot 10^3$ , Па·с	1,792	1,308	1,005	0,894	0,801	0,656

### Діелектрична проникність води за різних температур

t, °C	0	10	20	25	30	40
$\epsilon$	87,83	83,86	80,08	78,25	76,47	73,02

#### Контрольні питання

1. Як побудований подвійний електричний шар (ПЕШ) відповідно до теорій Гельмгольца, Гуї-Чапмена та згідно з сучасними уявленнями?
2. Причини (механізми) утворення ПЕШ на межі поділу двох фаз. Навести приклади.
3. Як впливає підвищення концентрації індиферентного електроліту (зростання іонної сили) на будову ПЕШ? Відповідь пояснити, побудувавши схематичний графік.
4. Що таке площина ковзання? Що таке електрокінетичний потенціал? Від яких чинників залежить його величина? Чому дорівнює електрокінетичний потенціал у достатньо концентрованих розчинах електролітів?
5. Які ви знаєте електрокінетичні явища? Поясніть їх сутність.
6. Запишіть та прокоментуйте рівняння Гельмгольца-Смолуховського для електрофорезу та електроосмосу.
7. Практичне застосування електрокінетичних явищ.

#### Лабораторна робота № 2

#### ОТРИМАННЯ ТА КОАГУЛЯЦІЯ ЗОЛІВ

*Мета роботи: отримати золі різними методами; перевірити можливість застосування правила Шульце-Гарді до електролітної коагуляції золів.*

Дисперсні системи за характером (енергетикою) взаємодії дисперсної фази та дисперсійного середовища класифікують на *ліофільні* та *ліофобні* системи.

Для *ліофільних* систем притаманний значний виграш енергії під час взаємодії фаз, ліофільні дисперсні системи утворюються самодовільно ( $\Delta G < 0$ ), вони є *термодинамічно стійкими* і самодовільно не руйнуються.

*Ліофобні* дисперсні системи не можуть утворюватися самодовільно (за їх утворення витрачається енергія, тобто  $\Delta G > 0$ ), вони *термодинамічно нестійкі*

та можуть руйнуватися за рахунок агрегації (укрупнення) частинок. Ліофобні дисперсні системи можуть бути стабілізовані відносно їх коагуляції.

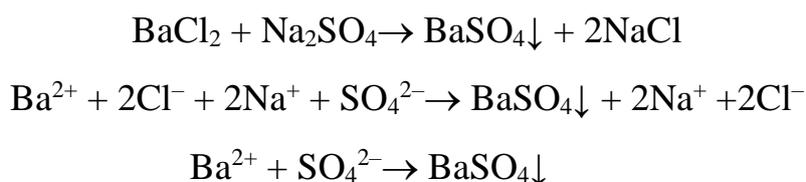
Існує два основних методи утворення ліофобних дисперсних систем – *диспергування та конденсація*.

*Диспергування* – це подрібнення (роздрібнювання) частинок дисперсної фази.

*Конденсація* проходить під час утворення частинок нової фази з гомогенної пересиченої системи у результаті асоціації (об'єднання) окремих атомів і молекул. Розрізняють *фізичну та хімічну конденсації*.

За хімічної конденсації нова фаза утворюється в результаті проходження хімічної реакції з утворенням малорозчинної речовини.

Наприклад, під час взаємодії розчинів хлориду барію та сульфату натрію можливе утворення золю малорозчинного сульфату барію. Рівняння реакції у молекулярній та повній і скороченій іонній формах мають вигляд:



Оскільки в осад випадає  $\text{BaSO}_4$ , то саме він буде складати тверду фазу золю.

Відповідно до правила *Фаянса-Панета*, на поверхні кристалічної решітки  $\text{BaSO}_4$  можуть адсорбуватися або іони  $\text{Ba}^{2+}$  (у випадку надлишку  $\text{BaCl}_2$ ), або іони  $\text{SO}_4^{2-}$  (у випадку надлишку  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ).

Відповідно, у першому випадку протиіонами будуть  $\text{Cl}^-$ , а у другому випадку  $-\text{Na}^+$ .

Формули міцели золю можна записати таким чином:

- для випадку надлишку  $\text{BaCl}_2$ :  $\{m[\text{BaSO}_4] \cdot n\text{Ba}^{2+} \cdot 2(n-x)\text{Cl}^-\}^{2x+} 2x\text{Cl}^-$ ;
- для випадку надлишку  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ :  $\{m[\text{BaSO}_4] \cdot n\text{SO}_4^{2-} \cdot 2(n-x)\text{Na}^+\}^{2x-} 2x\text{Na}^+$ .

В обох випадках ядро міцели складають  $m$  молекул твердої фази  $\text{BaSO}_4$ .

У фігурних дужках вказана "частинка" – фрагмент міцели золю, що включає ядро з *потенціалвизначаючими іонами* та протиіонами щільного шару. Частинка завжди має заряд (його задають потенціалвизначаючі іони), а *міцела завжди електрично нейтральна*.

За класифікацією, запропонованою Песковим, розрізняють два види стійкості дисперсних систем: *агрегативну стійкість* (здатність зберігати у часі сталість ступеня дисперсності) і *седиментаційну стійкість* (здатність зберігати незмінним розподіл в об'ємі частинок дисперсної фази).

Для надання стійкості дисперсній системі *стабілізують*. Стабілізація може бути викликана утворенням на поверхні частинок ПЕШ (електростатичний чинник стабілізації), а також адсорбцією ПАР та сольватацією (адсорбційно-сольватаційний чинник стабілізації). Іноді можливе утворення на поверхні частинок плівок, що мають певну пружність та механічну тривкість (структурно-механічний чинник стабілізації).

*Коагуляція* – це процес агрегації частинок дисперсної фази унаслідок їхнього злипання.

Коагуляцію може викликати зміна складу та концентрації системи, змінення температури, перемішування, накладення полів різної природи.

Для систем, в яких на поверхні частинок утворюється ПЕШ, коагуляція може бути викликана додаванням стороннього електроліту. Це так звана *електролітна коагуляція*.

Мінімальна кількість (або концентрація) стороннього електроліту, яка викликає за певний інтервал часу явну коагуляцію дисперсної системи, називається *порогом коагуляції*.

*Явна* коагуляція (на відміну від *прихованої*) супроводжується видимим неозброєним оком помутнінням золю, або ж навіть випадінням осаду.

Згідно з правилом Шульце-Гарді коагуляцію викликають іони, знак заряду яких протилежний до знаку заряду колоїдної частинки (у міцелі золю), причому коагулююча дія зростає пропорційно заряду іону, піднесеному у деякий високий степінь. Відповідно до теорії ДЛФО:

$$C_K = \frac{\text{const}}{z^6}, \quad (2.1)$$

де  $C_K$  – поріг коагуляції,  $z$  – заряд протиіонів.

Отже, поріг коагуляції зворотно пропорційний заряду протиіонів у шостому степені.

## Послідовність виконання роботи

### ***I. Отримання дисперсних систем***

#### *1. Отримання золів методом хімічної конденсації*

1.1. Золь діоксиду мангану(IV). Манган(VII) відновлюють тіосульфатом. Для цього 5 см<sup>3</sup> 1,5%-го розчину KMnO<sub>4</sub> розбавляють дистильованою водою до об'єму ≈50 см<sup>3</sup>. В цей розчин вводять краплями 1-2 см<sup>3</sup> 1%-го розчину Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Утворюється вишнево-червоний золь діоксиду мангану(IV).

1.2. Золь феруму(III) гексаціаноферату (берлінської лазурі). 0,25 см<sup>3</sup> 20%-го розчину K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] розбавляють водою до об'єму ≈50 см<sup>3</sup>. До отриманого розчину додають за збовтування 0,5 см<sup>3</sup> насиченого розчину FeCl<sub>3</sub>. Утворюється золь берлінської лазурі синього кольору.

1.3. Золь купруму(II) гексаціаноферату. 0,25 см<sup>3</sup> 20%-го розчину K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] розбавляють водою до об'єму ≈50 см<sup>3</sup>. До отриманого розчину додають за збовтування 0,5 см<sup>3</sup> 10%-го розчину CuSO<sub>4</sub>. Утворюється золь купруму(II) гексаціаноферату буро-червоного кольору.

1.4. Золь йодиду аргентуму. 5 см<sup>3</sup> 1,7%-го розчину AgNO<sub>3</sub> розбавляють водою до об'єму ≈50 см<sup>3</sup>. До отриманого розчину додають краплями за збовтування 0,5 см<sup>3</sup> 1,7%-го розчину KI. Утворюється блакитнуватий опалесцентний золь йодиду аргентуму.

1.5. Золь йодиду аргентуму. 5 см<sup>3</sup> 1,7%-го розчину KI розбавляють водою до об'єму ≈50 см<sup>3</sup>. До отриманого розчину додають краплями за збовтування 0,5 см<sup>3</sup> 1,7%-го розчину AgNO<sub>3</sub>. Утворюється блакитнуватий опалесцентний золь йодиду аргентуму.

1.6. Золь феруму(III) гідроксиду. До 100 см<sup>3</sup> води, що кипить, обережно додають приблизно 0,5 см<sup>3</sup> насиченого розчину FeCl<sub>3</sub>. За цього проходить гідроліз іонів феруму(III). Золь, що утворюється, має вишнево-червоний колір.

Для всіх експериментів у звіті записують рівняння хімічних реакцій (у молекулярній та повній і скороченій іонній формах) та формули міцел золів.

#### *2. Отримання золю методом фізичної конденсації (заміна розчинника)*

Золь сірки. До 50 см<sup>3</sup> дистильованої води додають з крапельниці при збовтуванні 1 см<sup>3</sup> насиченого розчину сірки в ацетоні. Утворюється

голубувато-білий опалесцентний золь сірки. Відповідно до правила Кена частинки цього золю заряджені негативно (у звіті поясніть цей факт!)

### 3. Отримання емульсії

До 50 см<sup>3</sup> води додають 5-10 см<sup>3</sup> соняшникової олії та 0,3 см<sup>3</sup> 10%-го розчину натрію олеату. Суміш ретельно збовтують. Утворюється стійка емульсія. У звіті пояснюють, навіщо додається натрію олеат.

### II. Визначення порогу коагуляції золю

У три чисті сухі колби об'ємом 100 см<sup>3</sup> наливають 20 см<sup>3</sup> золю (за вказівкою викладача). В кожну колбу обережно краплями додають з бюретки розчини електролітів-коагулянтів (NaNO<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>, K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]) до появи перших ознак явної коагуляції (помутніння золю або зміна забарвлення). Записують об'єми розчинів електролітів-коагулянтів та їх концентрації у табл. 2.1.

Таблиця 2.1

*Експериментальні та розрахункові дані щодо визначення порогу коагуляції золю*

Назва золю \_\_\_\_\_

Електроліт-коагулянт	Концентрація електроліту-коагулянту, моль/л	Об'єм витраченого розчину електроліту-коагулянту, см <sup>3</sup>	Поріг коагуляції
K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]			
Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>			
NaNO <sub>2</sub>			

Обчислюють пороги коагуляції для кожного електроліту-коагулянту за рівнянням:

$$C_K = \frac{C \cdot V_{\text{ЕЛ}}}{V}, \quad (2.2)$$

де  $C_K$  – поріг коагуляції (моль/дм<sup>3</sup>),  $C$  – концентрація електроліту (моль/ дм<sup>3</sup>),  $V_{\text{ЕЛ}}$  – об'єм електроліту, що викликав явну коагуляцію (дм<sup>3</sup>),  $V$  – загальний об'єм (сума вихідного об'єму золю та об'єму електроліту, дм<sup>3</sup>).

Визначають знак заряду колодної частинки.

Відповідно до рівняння (9.2) справедливе наступне рівняння:

$$\ln C_K = \ln \text{const} - 6 \ln z. \quad (2.3)$$

Будують графік у координатах  $\ln C_K, \ln z$ , визначають тангенс кута нахилу отриманої залежності.

Якщо згідно з (9.3) на графіку виходить пряма нисхідна лінія з тангенсом кута нахилу, близьким до  $-6$ , то правило Шульце-Гарді виконується.

### **Контрольні питання**

1. Якими методами отримують ліофобні дисперсні системи? Наведіть приклади.
2. Які фактори сприяють утворенню дрібніших частинок за конденсаційного методу утворення дисперсних систем?
3. Сформулюйте правило Фаянса-Панета.
4. Перелічіть і опишіть термодинамічні та кінетичні фактори стійкості ліофобних дисперсних систем.
5. Назвіть види стійкості дисперсних систем за класифікацією Пескова. В чому полягає відмінність між ліофільними і ліофобними колоїдними системами?
6. Сформулюйте основні положення теорії швидкої коагуляції Смолуховського. Напишіть рівняння для швидкості коагуляції за теорією Смолуховського. Що таке час половинної коагуляції? Як можна визначити час половинної коагуляції та константу швидкості швидкої коагуляції?
7. Що таке електролітна коагуляція? Що таке поріг коагуляції? Сформулюйте правило Шульце-Гарді.

### **Лабораторна робота № 3**

#### **ВИЗНАЧЕННЯ КРИТИЧНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ МІЦЕЛОУТВОРЕННЯ МЕТОДОМ ВИМІРЮВАННЯ ПОВЕРХНЕВОГО НАТЯГУ**

*Мета роботи: виміряти поверхневий натяг розчинів колоїдних ПАР різної концентрації; визначити величину ККМ.*

У розчинах колоїдних ПАР утворюються міцели ПАР за рахунок асоціації дифільних молекул. Під час асоціації ліофільні частини молекул ПАР (ті, що мають більшу спорідненість до розчинника) розташовуються на периферії міцели, усередині її знаходяться ліофобні частини молекули ПАР.

Так, у водних розчинах неполярні вуглеводневі радикали молекул ПАР утворюють ядро міцели, а полярні угруповання орієнтовані до води (рис. 3.1).

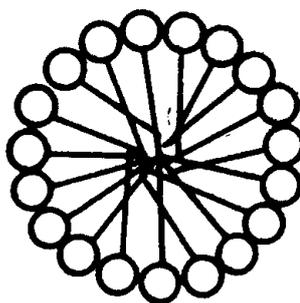


Рис. 3.1. Будова сферичної міцели ПАР у водному розчині

Схильність до утворення міцел проявляють тільки так звані *колоїдні ПАР*, які мають достатньо великі вуглеводневі радикали.

Міцели ПАР утворюються за досягнення певної концентрації ПАР у розчині, яку називають *критичною концентрацією міцелоутворення (ККМ)*.

Методи визначення ККМ ґрунтуються на різкому змінненні фізико-хімічних властивостей розчинів ПАР на ділянці ККМ. Так, на кривій "поверхневий натяг – концентрація ПАР ( $\sigma$ ,  $C$ ) за досягнення ККМ спостерігається вихід на горизонтальну ділянку. Краще цей злам на кривій видно, якщо експериментальні дані побудувати в координатах  $\sigma$ ,  $\ln C$  (рис. 3.2).

Вихід на стає значення поверхневого натягу після ККМ обумовлений тим, що за  $C > \text{ККМ}$  вся кількість ПАР, що додається, переходить у міцели, а не адсорбується на поверхні, де вже досягнута гранична адсорбція.

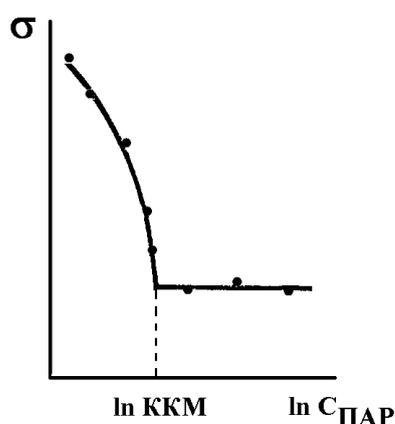


Рис. 3.2. Залежність  $\sigma$ ,  $\ln C$  для розчину колоїдного ПАР

## Послідовність виконання роботи

1. Готують 5-8 розчинів ПАР різних концентрацій (за вказівкою викладача). Всі розрахунки об'ємів вихідного розчину обов'язково записують у звіт.

2. Вимірюють поверхневий натяг розчинів, користуючись приладом Ребіндера. Дослідження починають з вимірювання поверхневого натягу дистильованої води. Потім у посуд заливають розчини досліджуваного ПАР, починаючи з найменших концентрацій, переходячи до більш концентрованих розчинів.

Записують температуру, за якої проводилися досліди.

3. Обчислюють поверхневий натяг води за температури проведення досліду  $T$  (К):

$$\sigma_{\text{H}_2\text{O}} = \sigma_{\text{H}_2\text{O},298} + \left( \frac{\partial \sigma}{\partial T} \right)_P (T-298), \quad (3.3)$$

де  $\sigma_{\text{H}_2\text{O},298} = 71,95 \text{ мДж/м}^2$  – поверхневий натяг води при 298 К,

$\left( \frac{\partial \sigma}{\partial T} \right)_P = -0,1541 \text{ мДж/(м}^2 \cdot \text{К)}$  – температурний коефіцієнт поверхневого натягу води.

4. Обчислюють поверхневий натяг розчинів ПАР за рівнянням:

$$\sigma = \frac{\sigma_{\text{H}_2\text{O}}}{h_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot h, \quad (3.4)$$

де  $h_{\text{H}_2\text{O}}$  – виміряне значення  $h$  для води;  $h$  – виміряне значення для даного розчину.

Вимірювання проводять, починаючи з дистильованої води та переходячи до розчинів з більш високою концентрацією.

5. Отримані результати записують у табл. 3.1.

6. Будуєть графік у координатах "поверхневий натяг – натуральний логарифм концентрації ПАР". За графіком визначають величину  $\ln$  ККМ та знаходять безпосередньо значення ККМ.

*Експериментальні та розрахункові дані щодо визначення ККМ у розчині колоїдного ПАР*

Назва ПАР \_\_\_\_\_, температура \_\_\_\_\_ °С

С, моль/м <sup>3</sup>	ln С	h, см	σ, Дж/м <sup>2</sup>
0	-		
...			

***Контрольні питання***

1. Класифікація ПАР. Нарисуйте можливі варіанти вигляду залежності поверхневого натягу розчину від концентрації ПАР. Що таке ККМ?
2. Вплив довжини вуглеводневого радикалу на поверхневу активність ПАР. Правило Дюкло-Траубе.
3. Які методи визначення ККМ вам відомі? На чому вони ґрунтуються?
4. Які фактори впливають на величину ККМ? Як впливає довжина вуглеводневого радикалу на ККМ у різних за полярністю розчинниках?
5. Що становлять собою міцели колоїдних ПАР у воді? Як змінюється їх будова з ростом концентрації ПАР?
6. Що таке гідрофільно-ліпофільний баланс? Як розраховуються числа ГЛБ?
7. Що таке солюбілізація? Чим обумовлене це явище? Практичне значення солюбілізації.

**Лабораторна робота № 4**

**ВИЗНАЧЕННЯ КРИТИЧНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ МІЦЕЛОУТВОРЕННЯ  
КОНДУКТОМЕТРИЧНИМ МЕТОДОМ**

*Мета роботи: визначити ККМ іоногенних ПАР кондуктометричним методом.*

У розчинах колоїдних ПАР утворюються міцели ПАР за рахунок асоціації дифільних молекул. Під час асоціації ліофільні частини молекул ПАР (ті, що мають більшу спорідненість до розчинника) розташовуються на периферії міцели, усередині її знаходяться ліофобні частини молекули ПАР.

Так, у водних розчинах неполярні вуглеводневі радикали молекул ПАР утворюють ядро міцели, а полярні угруповання орієнтовані до води.

Схильність до утворення міцел проявляють тільки так звані *колоїдні ПАР*, які мають достатньо великі вуглеводневі радикали.

Міцели ПАР утворюються за досягнення певної концентрації ПАР у розчині, яку називають *критичною концентрацією міцелоутворення (ККМ)*.

Методи визначення ККМ ґрунтуються на різкому зміні фізико-хімічних властивостей розчинів ПАР на ділянці ККМ. Так наприклад, питома електропровідність іоногенних ПАР ( $\chi$ ) за концентрацій, нижчих від ККМ, лінійно зростає зі ростом концентрації у результаті підвищення кількості дисоційованих молекул ПАР у розчині. За концентрацій, вищих від ККМ, електропровідність ( $\chi$ ) також лінійно збільшується, проте не так стрімко, як до моменту досягнення ККМ. Це легко пояснити тим, що нова додана порція ПАР переходить у міцели, які малорухливі через великі розміри (рис. 4.1). Крім того, ступінь дисоціації молекул ПАР знижується за агрегації в міцели.

Таким чином, визначення критичної концентрації міцелоутворення можна провести шляхом вимірювання питомої електропровідності розчинів ПАР – кондуктометричний метод визначення ККМ. Для цього достатньо отримати масив даних щодо зміни електропровідності розчинів ПАР зі зростанням концентрації, побудувати графік залежності у координатах  $\chi - C$  та за перегином залежності визначити ККМ (див. рис. 4.1).

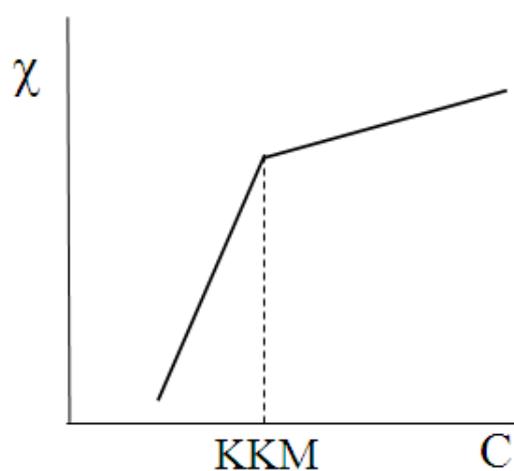


Рис.4.1

Електричну провідність розчинів ПАР вимірюють за допомогою електролітичної комірки та реохордного моста Р-38 зі ступінчасто регульованим плечем порівняння і плавно регульованим відношенням плечей. Живлення моста здійснюється від мережі змінного струму з частотою 50Гц і напругою 220 або 127 В.

## Послідовність виконання роботи

1. Скласти схему для вимірювання опору розчинів (рис. 4.2). Генератор і осцилограф вмикають у мережу  $\sim 220$  В, далі вмикають тумблери "Сеть". За правильного налаштування через 2-3 хвилини на екрані осцилографа

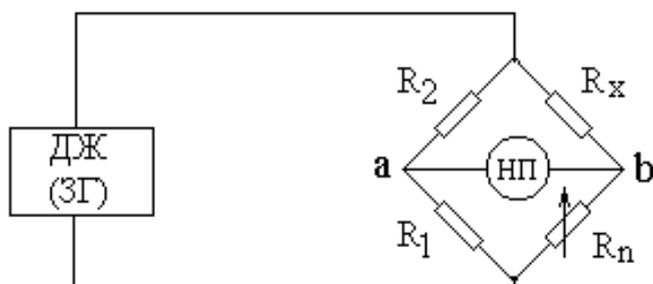


Рис. 4.2. Схема для вимірювання опору розчинів

ДЖ (ЗГ) – джерело живлення (звуковий генератор); НП – нуль-прилад;  $R_x$  – вимірюваний опір;  $R_n$  – градуйований змінний опір

з'являється сигнал у вигляді однієї або декількох синусоїд, які перетинаються (Ці процедури заздалегідь можуть виконати лаборанти).

2. Визначити сталу посудини для вимірювання електропровідності. Для цього слід виміряти опір розчину з відомою електропровідністю. У даній роботі використовують 0,02 М розчин КСІ, величина питомої електропровідності якого для різних температур наведена у довідковій таблиці 4.1.

У посудину для вимірювання електро-провідності наливають  $25 \text{ см}^3$  0,02 М розчину КСІ, її приєднують до клем  $R_x$  (позиція 7 на рис. 4.3). Перемикач живлення 1 встановлюють у позицію "-". За допомогою декадного перемикача 4 й верньєра реохорда 6 урівноважують міст (тобто виводять сигнал змінного струму – синусоїду – на екрані осцилографа до мінімального значення амплітуди – прямої лінії). Величина опору розчину дорівнює *добутку* показань на шкалі реохорда 5 та декадного перемикача 4. Вимірювання опору повторюють 2-3 рази, результати заносять у табл. 4.2.

Таблиця 4.1

**Питома електрична провідність 0,02 н. розчину КСІ в інтервалі 0–30°C**

Температура, °C	0	5	10	15	20	25	30
$\chi, \text{ Ом}^{-1}\text{м}^{-1}$	0,1521	0,1752	0,1994	0,2243	0,2501	0,2765	0,3036

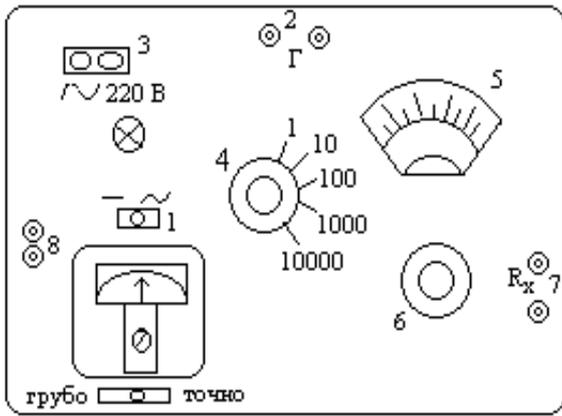


Рис. 3.2. Передня панель реохордного мосту

- 1 – перемикач живлення;
- 2 – клеми підключення осцилографа;
- 3 – клеми мережі змінного струму;
- 4 – декадний перемикач плеча порівняння;
- 5 – шкала реохорда;
- 6 – верньєр реохорда;
- 7 – клеми підключення посудини;
- 8 – клеми підключення звукового генератора

Після закінчення вимірювань перемикач 1 повертають у вихідне (середнє) положення. Розчин KCl виливають і посудину ретельно промивають дистильованою водою. У табл. 4.2 записують значення кімнатної температури, за якої вимірюють опір розчину хлориду калію.

Таблиця 4.2

*Експериментальні та розрахункові дані щодо визначення сталої посудини для вимірювання електропровідності*

Величина	Значення
Опір розчину KCl (1-й вимір), Ом	
Опір розчину KCl (2-й вимір), Ом	
Опір розчину KCl (3-й вимір), Ом	
Опір розчину KCl (середнє значення), Ом	
Температура, °C	
Питома електропровідність, Ом <sup>-1</sup> м <sup>-1</sup>	
Стала посудини, м <sup>-1</sup>	

Знаючи  $\chi_{KCl}$ , обчислюють  $K_{суд.}$  за рівнянням (4.1.)

$$K_{суд.} = \chi_{KCl} R_{KCl} \quad (4.1)$$

3. Приготувати 6-8 зразків водних розчинів ПАР об'ємом 25 (або 50) см<sup>3</sup> (кількість розчинів, їх концентрації та природу ПАР вказує викладач). Розрахунки об'ємів вихідного розчину ПАР для приготування розчинів із заданими концентраціями заносять до звіту.

4. Виміряти опір кожного приготованого розчину ПАР та результати занести у табл. 4.3.

5. Обчислити питому електропровідність розчинів:

$$\chi = \frac{K_{\text{суд}}}{R}. \quad (4.2)$$

Побудувати графік у координатах  $\chi$ – $c$ . Проекція точки перетину двох прямих на вісь концентрацій відповідає ККМ (див. рис. 4.1).

Таблиця 4.3

*Експериментальні та розрахункові дані щодо визначення ККМ у розчині колоїдного ПАР*

Назва ПАР \_\_\_\_\_, температура \_\_\_\_\_ °С

$c$ ПАР, моль/дм <sup>3</sup>	$R$ , Ом	$\chi$ , Ом <sup>-1</sup> *м <sup>-1</sup>

### **Контрольні питання**

1. Класифікація ПАР. Нарисуйте можливі варіанти вигляду залежності поверхневого натягу розчину від концентрації ПАР. Що таке ККМ?
2. Вплив довжини вуглеводневого радикалу на поверхневу активність ПАР. Правило Дюкло-Траубе.
3. Які методи визначення ККМ вам відомі? На чому вони ґрунтуються?
4. Які фактори впливають на величину ККМ? Як впливає довжина вуглеводневого радикалу на ККМ у різних за полярністю розчинниках?
5. Що становлять собою міцели колоїдних ПАР у воді? Як змінюється їх будова з ростом концентрації ПАР?
6. Яким чином електропровідність розчинів колоїдних ПАР залежить від концентрації?
7. Поясніть хід кривої на рис. 4.1

## Лабораторна робота № 5

### ДОСЛІДЖЕННЯ ПРОЦЕСУ НАБРЯКАННЯ ВМС

*Мета роботи:* дослідити кінетику набрякання ВМС та визначити максимальну ступінь набрякання в розчинах з різним значенням рН; встановити ізоелектричну точку поліелектроліту.

Взаємодія ВМС з низькомолекулярним розчинником починається з набрякання. *Набрякання ВМС* – це процес поглинання розчинника високомолекулярною сполукою, який супроводжується зміною маси, об'єму і структури.

*Ступінь набрякання* – це маса рідини (розчинника), поглинутого одиницею маси ВМС:

$$\alpha = \frac{m_2 - m_1}{m_1}, \quad (5.1)$$

де  $m_1$  та  $m_2$  – маси ВМС до та після набрякання, відповідно.

Набрякання може бути обмеженим і необмеженим. У результаті обмеженого набрякання рано чи пізно досягається максимальне значення ступеня набрякання  $\alpha_{\max}$  і встановлюється рівноважний стан. За цього система переходить у стан гелю (драглі).

За необмеженого набряканні система в остаточному підсумку переходить у розчин ВМС.

Кінетика набрякання ВМС описується диференціальним кінетичним рівнянням першого порядку:

$$w = \frac{d\alpha}{d\tau} = k(\alpha_{\max} - \alpha), \quad (5.2)$$

де  $\alpha$  – ступінь набрякання у даний час  $\tau$ ;  $k$  – константа швидкості процесу набрякання (час<sup>-1</sup>).

Після інтегрування (5.2) отримуємо кінетичне рівняння в інтегральній формі:

$$\ln \frac{\alpha_{\max}}{\alpha_{\max} - \alpha} = k\tau. \quad (5.3)$$

Відповідно до (5.3) на графіку у координатах  $\ln \frac{\alpha_{\max}}{\alpha_{\max} - \alpha}$ ,  $\tau$  виходить

пряма лінія, тангенс кута нахилу якої дорівнює константі швидкості.

Константа швидкості набрякання залежить від природи ВМС та розчинника, температури, рН розчину (для поліелектролітів).

Набрякання ВМС зазвичай є процесом екзотермічним, тому із підвищенням температури максимальний ступінь набрякання меншає (згідно з принципом Ле Шательє), але швидкість набрякання зростає. За набрякання загальний об'єм системи зменшується (явище контракції), тому за підвищення тиску максимальний ступінь набрякання зростає.

Якщо ВМС являє собою поліелектроліт (молекула містить іоногенні групи, здатні в розчині дисоціювати на іони), то дисоціація функціональних груп сприяє набряканню та розчиненню ВМС. Максимальний ступінь набрякання залежить від кислотності середовища, причому мінімальне значення  $\alpha_{\max}$  відповідає ізоелектричній точці (рис. 5.1).

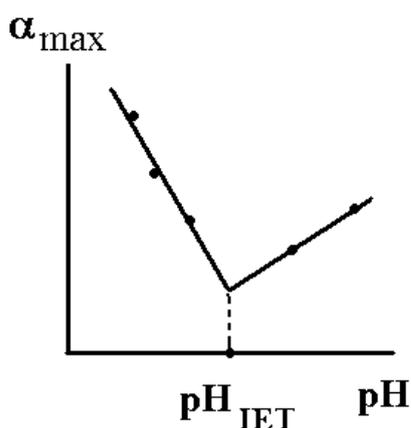


Рис. 5.1. Схематична залежність максимального ступеня набрякання поліелектроліту від рН розчину

У даній роботі досліджується набрякання желатину – білкових молекул, які є поліамфолітами, тобто можуть дисоціювати і як кислота, і як основа (в залежності від кислотності).

У кислому середовищі білок поводить себе як основа, його молекули дисоціюють за рахунок  $\text{NH}_2$  груп:



У лужному середовищі білок поводить себе як кислота і дисоціює за рахунок  $\text{COOH}$  груп:



За певного значення рН ступінь дисоціації аміногруп і карбоксильних груп приймає однакове значення, тоді макромолекули електрично нейтральні. Це значення рН називають *ізоелектричною точкою*. У желатина значення рН<sub>ІЕТ</sub> зазвичай близьке до 4,7.

#### Послідовність виконання роботи

1. Набрякання желатину досліджують за допомогою приладу, що складається з двох кулястих резервуарів, з'єднаних між собою трубкою з поділками (рис. 5.2).

У чотири прилади для дослідження набрякання ВМС заливають за вказівкою викладача розчини з різними значеннями рН (від 2 до 12) таким чином, щоб був повністю заповнений нижній резервуар, а трубка була заповнена до верхньої поділки.

2. На технічних вагах зважити чотири наважки листового желатину масою 0,5 г. Помістити наважки у верхні резервуари приладів так, щоб желатин не контактував з рідиною. Прилади щільно закривають пробками.

3. Перевертають прилади на 180° і таким чином приводять желатин у контакт з рідиною. Фіксують час початку набрякання.

4. Через 10 хвилин прилади знову перевертають, обережно струшують рідину та відміряють рівень рідини за поділками на трубці. Слід стежити за тим, щоб набрякаючий желатин не потрапив у трубку та протилежний резервуар приладу. Знову перевертають прилад і продовжують набрякання желатину.

5. Операцію вимірювання рівня рідини у кожному приладі проводити кожні 10 хвилин до повного припинення набрякання (тобто коли рівень рідини у трубці перестає змінюватися).

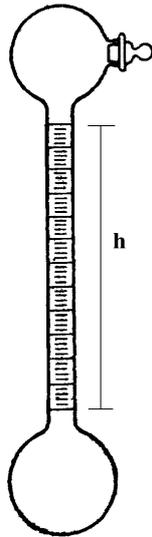


Рис. 5.2. Прилад для дослідження набрякання ВМС

6. Для кожного відліку рівня рідини обчислити ступінь набрякання за формулою:

$$\alpha = \frac{m_2 - m_1}{m_1} = \frac{V\rho}{m_1}, \quad (5.4)$$

де  $m_1 = 0,5$  г – вихідна маса желатину (до набрякання);  $V$  – об'єм поглинутої на даний момент часу рідини ( $\text{см}^3$ );  $\rho$  – густина рідини (приймається рівною  $1 \text{ г/см}^3$ ).

7. Будують графік залежностей ступеня набрякання від часу ( $\alpha$ ,  $\tau$ ). Визначають за графіком максимальне значення ступеня набрякання  $\alpha_{\text{max}}$  для кожного значення рН.

8. Розраховують для кожного відліку величини  $\frac{\alpha_{\text{max}}}{\alpha_{\text{max}} - \alpha}$ ,  $\ln \frac{\alpha_{\text{max}}}{\alpha_{\text{max}} - \alpha}$  та

будують графік в координатах  $\ln \frac{\alpha_{\text{max}}}{\alpha_{\text{max}} - \alpha}$ ,  $\tau$ . Згідно з формулою (5.3), за

тангенсом кута нахилу отриманих прямих ліній визначають константи швидкості набрякання для різних значень рН.

9. Будують графік залежності максимального ступеня набрякання  $\alpha_{\text{max}}$  від рН розчину та визначають за цим графіком ізоелектричну точку желатина ( $\text{pH}_{\text{ИЕТ}}$ ).

10. Результати вимірювань та розрахунків заносять у таблицю 5.1

Таблиця 5.1

Експериментальні та розрахункові дані щодо дослідження набрякання ВМС

Назва ВМС \_\_\_\_\_, температура \_\_\_\_\_°С

рН розчину	Час від початку дослідження, хв	Рівень рідини у трубці, см <sup>3</sup>	Об'єм поглинутої рідини, см <sup>3</sup>	Ступінь набрякання, $\alpha$	Максимальний ступінь набрякання, $\alpha_{\max}$	Константа швидкості набрякання, хв <sup>-1</sup>	Ізоелектрична точка, рН <sub>ИЕТ</sub>
2	0	...	0	0	...	...	...
	10	...	...	...			
	20	...	...	...			
	...	...	...	...			
5	0	...	0	0	...	...	
	10	...	...	...			
	20	...	...	...			
	...	...	...	...			
...	...	...	...	...	...	...	

### Контрольні питання

1. Що таке високомолекулярна сполука (ВМС), полімер? Що таке набрякання, ступінь набрякання?
2. Запишіть в диференціальній і інтегральній формах кінетичне рівняння для процесу набрякання.
3. Основні стадії набрякання ВМС. Чим завершується обмежене і необмежене набрякання? Що таке гель? Що таке студень (драглі)?
4. Яким чином на підставі експериментальних даних можна визначити константу швидкості набрякання полімеру? Як і чому впливає температура на швидкість набрякання?
5. Що таке тиск набрякання? Як впливає зміна зовнішнього тиску на максимальний ступінь набрякання? Явище контракції.
6. Що таке ізоелектрична точка? Як і чому впливає рН розчину на максимальний ступінь набрякання  $\alpha_{\max}$  (нарисуйте графік)? Відповідь пояснити.

## Лабораторна робота № 6

### СЕДИМЕНТАЦІЙНИЙ АНАЛІЗ СУСПЕНЗІЙ

*Мета роботи:* за експериментальними даними побудувати криву седиментації та інтегральну і диференціальну криву розподілу частинок дисперсної системи за радіусами.

Загальною властивістю, характерною для вільнодисперсних мікрогетерогенних систем (суспензій, емульсій, газових емульсій, аерозолів), є схильність до осідання або спливання частинок дисперсної фази. Осідання частинок дисперсної фази називається **седиментацією**, а спливання – **зворотною седиментацією**.

На кожну частинку дисперсної системи в гравітаційному полі діє сила тяжіння,  $F_g = mg = \rho Vg$ , та сила Архімеда,  $F_A = \rho_0 Vg$ , (де  $m$  і  $V$  – маса і об'єм частинки, відповідно,  $g$  – прискорення вільного падіння,  $\rho$  та  $\rho_0$  – густини дисперсної фази та дисперсійного середовища, відповідно). Ці сили постійні в часі та протилежні за напрямками. Сила, що приводить до седиментації, є рівнодіючою цих сил і дорівнює:

$$F_{sed} = F_g - F_A = Vg(\rho - \rho_0). \quad (6.1)$$

Якщо  $\rho > \rho_0$ , то  $F_{sed} > 0$ , і частинка осідає, що характерно для суспензій; якщо ж  $\rho < \rho_0$ , то  $F_{sed} < 0$ , і частинки спливають, що властиво газовим і багатьом рідким емульсіям.

Оскільки седиментація відбувається в певному середовищі, то виникає сила тертя,  $F_{тер}$ , що під час ламінарного руху частинок пропорційна швидкості руху частинок,  $u$ :

$$F_{тер} = 6\pi\eta ru, \quad (6.2)$$

де  $\eta$  – в'язкість середовища,  $r$  – радіус частинок.

Таким чином, сила, що діє на частинку під час руху, дорівнює:

$$F = F_{sed} - F_{тер} = Vg(\rho - \rho_0) - 6\pi\eta ru. \quad (6.3)$$

У перші моменти після початку руху частинка рухається прискорено, оскільки за малих швидкостей сила тяжіння перевищує силу тертя. Зі збільшенням швидкості сила тертя врівноважує силу, що викликає седиментацію, унаслідок чого сила  $F$ , що діє на частинку, стає рівною нулю, і, згідно з першим законом Ньютона, частинка починає рухатись з постійною швидкістю:

$$u = 2g(\rho - \rho_0)r^2/9\eta \quad (6.4)$$

Рівняння (6.4) покладено в основу седиментаційного методу аналізу дисперсних систем, що дозволяє шляхом визначення швидкості седиментації частинок знаходити їхні розміри (радіуси). Зазначимо, що рівняння (6.4) справедливе тільки за умови виконання закону Стокса (часточки мають сферичну форму, рухаються ламінарно та незалежно одна від одної з постійною швидкістю). Тому метод седиментаційного аналізу застосовується для суспензій, емульсій та порошоків з розміром частинок  $10^{-5}$ ÷ $10^{-2}$  см. За високої швидкості осідання часточок більшого розміру може розвинути турбулентний режим, а якщо сила тяжіння перевищує силу внутрішнього тертя, то рух стає рівноприскореним. Неможливість застосування рівняння (6.4) до дуже маленьких частинок обумовлена їх участю у молекулярно-кінетичному русі та, як наслідок, появою дифузійного потоку частинок, що має напрямок протилежний седиментаційному потоку. На рух таких дуже маленьких частинок великий вплив мають також конвекційні теплові потоки.

Для седиментаційного аналізу слід використовувати розведені системи, для яких можна знехтувати зміною швидкості руху в результаті їх зіткнень. Оскільки більшість реальних систем (суспензії, порошки) мають частинки неправильної форми, можна розрахувати так званий «еквівалентний» радіус, тобто радіус частинок сферичної форми, що осідають з тією ж швидкістю.

Дисперсну систему характеризують розподілом частинок за розміром та фракційним складом системи (кількість дисперсної фази у заданих інтервалах радіусів частинок). Ці характеристики отримують, аналізуючи кінетичні криві осідання (*седиментаційні криві*), що зазвичай є залежністю маси речовини, що осіла, від часу осідання.

У монодисперсній системі усі частинки дисперсної фази мають однаковий розмір  $i$ , тому, рівномірно осідають з однією  $i$  тією ж швидкістю. У полідисперсній системі частинки різних радіусів осідають одночасно, але з різними швидкостями. Знаючи кількість часток окремих фракцій  $P$ , а також загальну кількість осаду  $P_{\max}$ , можна визначити процентний вміст окремих фракцій. Седиментаційний аналіз можна проводити за допомогою седиментометра Ребіндера (методом визначення гідростатичного тиску), що працює за принципом сполучених посудин (рис. 6.1).

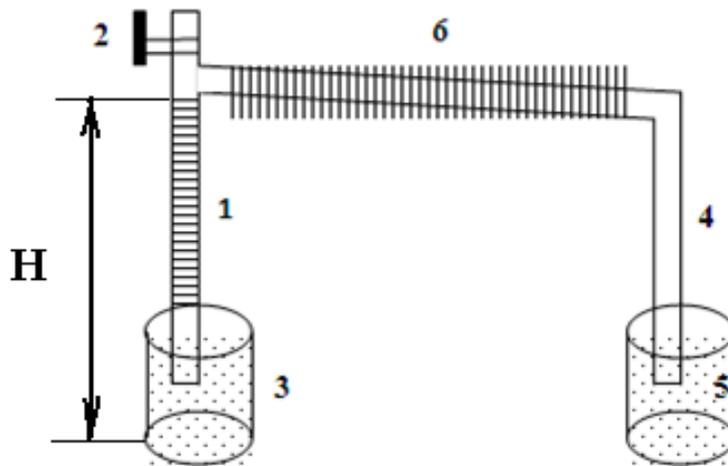


Рис. 6.1. Схема седиментометра Ребіндера

Послідовність виконання роботи

1. У широку трубку 1 затягнути за відкритого крану 2 суспензію, що знаходиться в склянці 3 (суспензію попередньо ретельно перемішують). За цього вздовж трубки 4 зі склянки 5 піднімається дистильована вода. Коли рівень води у вузькій трубці досягає початку (поблизу нульової відмітки, не обов'язково доводити точно до 0!) відлікової лінійки 6, закрити кран 2, увімкнути секундомір і через кожні 60 с зробити відлік рівня за лінійкою 6 ( $\Delta h$ ). Рівень води у вузькій трубці знижується внаслідок зменшення густини суспензії, що знаходиться в трубці 1. Дослід проводити до повної зупинки меніска. Результати занести у таблицю 6.1.

У ході вимірювання обов'язково визначити та записати висоту стовпчика суспензії **H**.

Таблиця 6.1

*Експериментальні та розрахункові дані щодо дослідження седиментації*

Висота стовпчика суспензії  $H = \underline{\quad}$  м

Час $\tau$ , с	$\Delta h$ , см	P, %
0		
60		
...		

Значення  $\Delta h$  пропорційні кількості осаду суспензії  $P$ . Тому розрахувати  $P$  можна за пропорцією, прийнявши, що  $\Delta h_{\max}$ , тобто останнє отримане значення, відповідає  $P = 100\%$ . Результати розрахунку занести до таблиці 6.1.

За даними таблиці побудувати седиментаційну криву ( $P, \% - \tau, \text{с}$ ) (див. рис. 6.2).

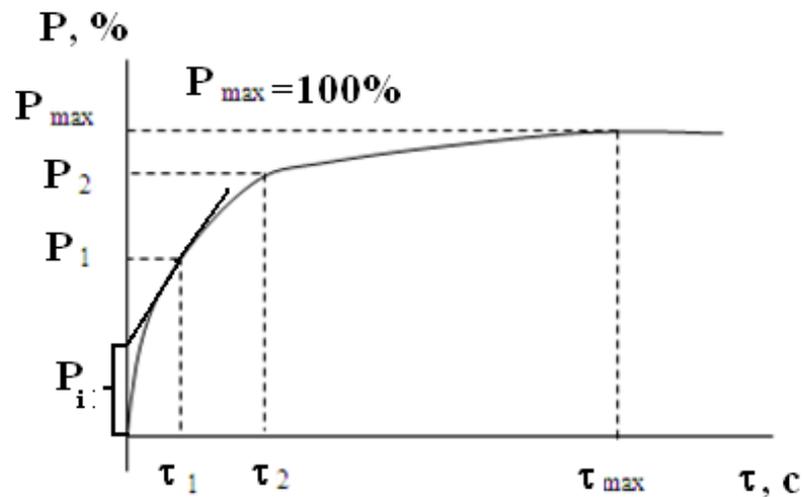


Рис. 6.2. Седиментаційна крива

2. На отриманій седиментаційній кривій (рис. 6.2) обрати 6÷8 точок через рівні проміжки часу ( $\tau_i$ ) (наприклад, обрати точки з інтервалом часу кожні 100 секунд) та провести дотичні до кривої седиментації для обраних моментів часу. Відрізки, що будуть відтинати побудовані дотичні відповідають значенням  $P_i, \%$ . Обрані  $\tau_i$  та отримані  $P_i$  потрібно занести до таблиці 6.2. Окрім цього, для обраних  $\tau_i$  розрахувати значення еквівалентних радіусів частинок фракції ( $r_i$ ), що осідають за вказаний час, використовуючи рівняння:

$$r_i = \sqrt{\frac{9\eta}{(\rho - \rho_0)2g} \cdot \frac{H}{\tau}} = k \sqrt{\frac{H}{\tau}} \quad (6.5)$$

де  $k$  – це константа, що визначається, як  $k = \sqrt{\frac{9\eta}{(\rho - \rho_0)2g}} = const$ , для даної роботи (у випадку водного розчину піску) прийняти  $k = 5 \times 10^{-3}$ . Отримані значення  $r_i$  внести у таблицю 6.2.

Експериментальні та розрахункові дані щодо дослідження седиментації

$\tau_i, \text{с}$	$r_i, \text{м}$	$P_i, \%$
100		
200		
...		

За отриманими даними побудувати інтегральну криву розподілу частинок за радіусами (залежність  $P_i$  від  $r_i$ ), (рис. 6.3).

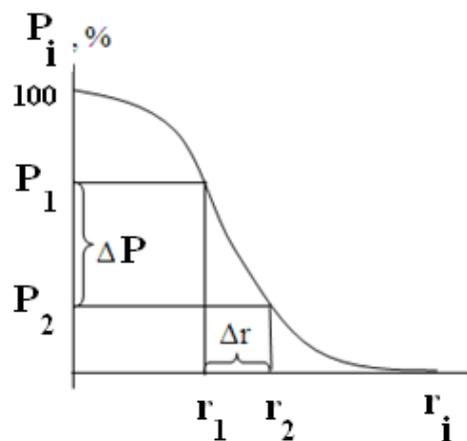


Рис. 6.3 Інтегральна крива розподілу частинок за радіусами

3. Користуючись графіком (рис. 6.3), побудувати диференціальну криву розподілу. Для цього розбити інтегральну криву на рівні ділянки вздовж осі абсцис (обрати шість-вісім рівновіддалених точок на кривій), опустити перпендикуляри з обраних точок на вісі абсцис та ординат. Для кожного отриманого трикутника обчислити відношення  $\Delta P_i / \Delta r_i$ , що відповідатиме кожному інтервалу радіусів  $\Delta r_i$ . Отримані результати занести до таблиці 6.3.

Експериментальні та розрахункові дані щодо дослідження седиментації

$r_{i-1} - r_i (\Delta r_i), \text{м}$	$\Delta P_i, \%$	$\Delta P_i / \Delta r_i$
$1 \times 10^{-4} \div 2 \times 10^{-4}$		
$2 \times 10^{-4} \div 3 \times 10^{-4}$		
...		

Користуючись таблицею, побудувати диференціальну криву. Для цього відміряємо на осі ординат значення  $\frac{\Delta P_i}{\Delta r_i}$ , отримуємо прямокутники з основою  $\Delta r_i$  та висотою  $\frac{\Delta P_i}{\Delta r_i}$ , після чого з'єднуємо середини верхніх основ прямокутників плавною лінією (рис. 6.4).

Площа кожного прямокутника являє собою вміст фракцій осаду в межах заданого інтервалу радіусів. Таким чином, можна визначити вміст частинок різних радіусів.

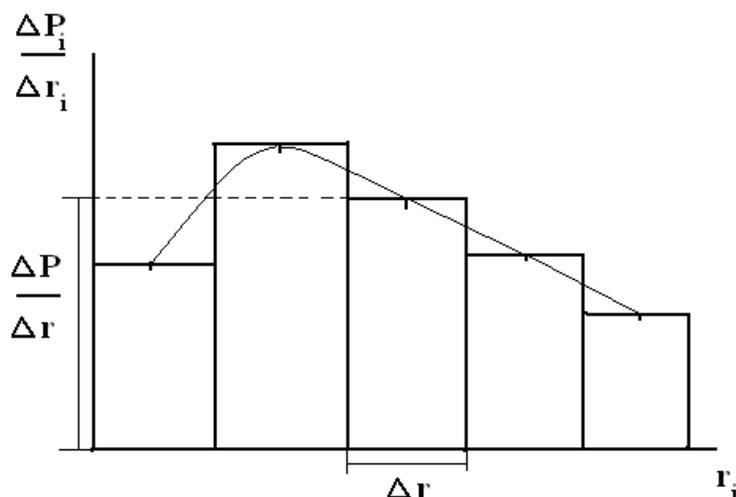


Рис. 6.4. Диференціальна крива розподілу частинок дисперсної системи за радіусами

### ***Контрольні питання***

1. Які системи називають монодисперсними та полідисперсними?
2. Що таке седиментація? Що таке зворотна седиментація?
3. Які сили діють на седиментуючу частинку в гравітаційному полі? Які чинники впливають на швидкість седиментації частинок дисперсної фази у дисперсійному середовищі?
4. Детально поясніть, чому формулу (6.4) не можна використовувати для визначення швидкості седиментації частинок дуже маленьких та дуже великих розмірів.
5. В чому сутність седиментаційного аналізу? Для чого він використовується? Які ви знаєте конструкції седиментометрів?
6. Що таке дифузійно-седиментаційна рівновага? Гіпсометричне рівняння та його аналіз.
7. Яке призначення інтегральної та диференціальної кривих розподілу часток за розміром?
8. Як визначити вміст частинок для вказаного інтервалу розмірів за допомогою інтегральної та диференціальної кривих?

## ***СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ***

1. Мчедлов-Петросян М.О., Лебідь В.М., Глазкова О.М., Єльцов С.В., Дубина О.М., Панченко В.Г. Колоїдна хімія. – Харків: Фоліо, 2005. – 304 с.
2. Гомонай В.І. Фізична та колоїдна хімія: Підручник. – Вінниця: НОВА КНИГА, 2007. – 496 с.
3. Фролов Ю.Г. Курс коллоидной химии. Поверхностные явления и дисперсные системы. – М.: Химия, 1989. – 464 с.
4. Фридрихсберг Д.А. Курс коллоидной химии. – Л.: Химия, 1984. – 368 с.
5. Лабораторные работы и задачи по коллоидной химии / Под ред. Ю.Г. Фролова. – М.: Химия, 1986. – 215 с.
6. Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. А.А. Равделя и А.М. Пономаревой. – Л.: Химия, 1983. – 232 с.