

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ імені І. І. МЕЧНИКОВА
ФАКУЛЬТЕТ ХІМІЇ ТА ФАРМАЦІЇ
КАФЕДРА ФІЗИЧНОЇ ТА КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ

ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ВОДНИХ І НЕВОДНИХ РОЗЧИНІВ

Частина 2

ЕЛЕКТРОННІ МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
до практичних занять
для здобувачів вищої освіти факультету хімії та фармації
спеціальності 102 «Хімія»

ОДЕСА
ОНУ
2023

УДК 54-3:628.1.03(075.8)
Т338

Укладачі:

О. В. Перлова, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри фізичної та колоїдної хімії Одеського національного університету імені І. І. Мечникова;

Л. М. Солдаткіна, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри фізичної та колоїдної хімії Одеського національного університету імені І. І. Мечникова.

Рецензенти:

О. О. Стрельцова, доктор хімічних наук, професор, зав. кафедри фізичної та колоїдної хімії Одеського національного університету імені І. І. Мечникова;

М. В. Хитрич, кандидат хімічних наук, доцент кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти Одеського національного університету імені І. І. Мечникова.

*Рекомендовано вченою радою факультету
хімії та фармації ОНУ імені І. І. Мечникова.
Протокол № 6 від 29.03.2023 р.*

Теоретичні основи водних і неводних розчинів. Частина 2.
Т338 [Електронний ресурс] : електрон. метод. вказівки до практ. занять для здобувачів вищої освіти ф-ту хімії та фармації спец. 102 «Хімія» / уклад.: О. В. Перлова, Л. М. Солдаткіна. – Одеса : Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова, 2023. – 55 с. – 1 МБ.

Методичні вказівки містять плани 4 практичних занять з дисципліни «Теоретичні основи водних і неводних розчинів», які згідно з робочою програмою навчальної дисципліни відповідають змістовому модулю 2 «Сучасні уявлення про кислоти та основи як підстава для класифікації розчинників». Наведено основні теоретичні відомості для підготовки до занять, питання та тестові завдання для контролю рівня опорних знань та для закріплення одержаних на занятті знань, приклади розв'язання задач, задачі та тренувальні вправи для роботи на занятті та для самостійного опрацювання.

Рекомендується для аудиторної, самостійної та індивідуальної роботи здобувачів вищої освіти факультету хімії та фармації.

УДК 54-3:628.1.03(075.8)

З М І С Т

ВСТУП	4
Практичне заняття № 6.	
Неводні розчинники. Класифікація розчинників	5
Практичне заняття № 7.	
Теорія Бренстеда-Лоурі	12
Практичне заняття № 8.	
Теорії сольвосистем, Льюїса, Усановича, Ізмайлова	25
Практичне заняття № 9.	
Екстракція	36
ЛІТЕРАТУРА	52
ДОДАТОК	53

ВСТУП

Впровадження навчальної дисципліни «Теоретичні основи водних і неводних розчинів» у навчальний процес здобувачів вищої освіти факультету хімії та фармації обумовлений великою роллю, яку відіграють розчини у природі, побуті, сільському господарстві, науці (зокрема, у медицині, фармації, хімії, біології) та техніці.

Мета навчальної дисципліни – сформувати здатність у здобувачів вищої освіти встановлювати взаємозв'язок поведінки розчиненої речовини та розчинника у розчинах та обирати водні і неводні розчинники для проведення хімічних реакцій та фізико-хімічних процесів. Одним із завдань даної дисципліни є опанування здобувачами знань про властивості розчинника, які зумовлюють цілеспрямоване регулювання процесів у даному розчиннику.

Саме для досягнення мети і вирішення завдань дисципліни «Теоретичні основи водних і неводних розчинів» складені методичні вказівки, які пропонуються. Друга частина методичних вказівок присвячена формуванню у здобувачів знань, вмінь і практичних навичок щодо використання неводних розчинників в межах змістового модуля 2 «Сучасні уявлення про кислоти та основи як підстава для класифікації розчинників».

Знання теоретичних основ водних і неводних розчинів знадобляться студентам при вивченні загальнохімічних дисциплін – аналітичної, органічної, фізичної, колоїдної хімії, хімії координаційних сполук тощо.

Виконуючи запропоновані завдання під час проведення практичних занять, здобувач знайомиться з методами та прийомами, які дозволять отримати реальні відомості про властивості неводних розчинів, що підвищує зацікавленість до досліджень, поглиблює та закріплює практичні навички, дозволяє накопичити досвід, який у подальшій самостійній діяльності хіміка дасть змогу здобувачеві вирішувати наукові та виробничі задачі.

Практичне заняття 6

НЕВОДНІ РОЗЧИННИКИ. КЛАСИФІКАЦІЯ РОЗЧИННИКІВ

Мета: узагальнити знання про неводні розчинники, принципи їх класифікації за фізичними властивостями; опрацювати використання емпіричної шкали Тафта для обґрунтованого вибору оптимального розчинника.

Основні поняття: неводні розчинники, фізичні властивості розчинників; емпірична шкала Тафта; параметри Тафта.

Навчальний час: 2 години.

ПЛАН

I. Основні питання теми

1. Поняття про неводні розчинники. Їх застосування.
2. Вплив природи розчинника на процеси у розчинах.
3. Класифікація розчинників за фізичними властивостями.
4. Універсальна емпірична шкала Тафта, її суть та значення.

II. Контроль опорних знань

2.1. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів до виконання практичного заняття

В результаті підготовки до заняття здобувач повинен

Знати:

- вплив природи розчинника на властивості розчиненої речовини та розчину;
- фізичні властивості розчинників, за якими проводиться їх класифікація;
- суть універсальної шкали Тафта;
- фізичний зміст параметрів Тафта.

Вміти:

- здійснювати класифікацію розчинників за фізичними властивостями;
- ми;

- розраховувати властивості розчиненої речовини у певному розчиннику з використанням моделі Тафта;
- обирати оптимальний розчинник на підставі розрахунків за моделлю Тафта;
- наводити приклади розчинників згідно з їх класифікацією за фізичними властивостями.

2.2. Питання для перевірки базових знань за темою заняття

Питання для перевірки вхідних знань

1. Чим пояснюється поділ розчинників на водні та неводні?
2. Наведіть визначення неводного розчину.
3. Яким чином природа розчинника впливає на швидкість реакцій у розчинах?
4. Яким чином заміна води на неводний розчинник впливає на утворення різних продуктів реакції?
5. Яка властивість розчинників лежить в основі методу екстракції?
6. Яким чином заміна розчинника впливає на силу кислот та основ? Наведіть приклади.
7. Які фізичні властивості лежать в основі класифікації розчинників?
8. Які різновиди розчинників за їх фізичними властивостями Ви знаєте?
9. Охарактеризуйте основні положення моделі Тафта.
10. Охарактеризуйте фізичний зміст параметрів Тафта.

Тести для перевірки вхідного рівня знань

1. В якому розчиннику реакційна здатність йодид-йону в реакції заміщення гідроксильної групи спиртів найвища?

- а) карбон тетрахлориді;
- б) етанолі;
- в) гексані;
- г) ацетоні.

2. Діетиловий етер є розповсюдженим неводним розчинником. До якої групи розчинників він належить?

- а) до високов'язких;
- б) до середньов'язких;
- в) до низьков'язких;
- г) до неполярних.

3. В яких розчинниках не відбувається електролітична дисоціація розчиненої речовини?

- а) з низькою діелектричною проникністю;
- б) з високою діелектричною проникністю;
- в) з низькою в'язкістю;
- г) у полярних.

4. Який фізичний зміст мають параметри α і β в універсальній шкалі Тафта?

- а) відображають неспецифічну полярність;
- б) відображають здатність розчинника утворювати водневі зв'язки;
- в) відображають витрати енергії на розрив зв'язків між молекулами розчинника;
- г) відображають зв'язок між теплотою випаровування та мольним об'ємом розчинника.

III. Обговорення теоретичних питань

Класифікація розчинників за фізичними властивостями проводиться: за в'язкістю, температурою кипіння, летючістю (за теплотами випаровування рідин), діелектричною проникністю (ϵ), дипольним моментом (μ).

Тафт запропонував універсальну емпіричну шкалу, яка містить параметри Тафта (π^* , α і β , δ_H). Згідно з цією шкалою, будь-яка властивість розчиненої речовини XYZ може бути виражена за допомогою емпіричного (кореляційного) рівняння з врахуванням властивостей розчинника:

$$XYZ = (XYZ)_0 + s \cdot \pi^* + a \cdot \alpha + b \cdot \beta + h \cdot \delta_H$$

де $(XYZ)_0$, s , a , b , h – параметри для даної сполуки.

У табл. 6.1 наведені деякі фізичні константи та параметри Тафта для найбільш поширених розчинників.

Таблиця 6.1

Деякі фізичні константи та параметри Тафта для найбільш поширених розчинників

Розчинник	ε	μ , Д	Параметри Тафта			
			π^*	α	β	δ_H
Гексан	1,89	0	-0,08	0	0	7,3
CCl_4	2,23	0	0,28	0	0	8,6
C_6H_6	2,28	0	0,59	0	0,10	9,2
$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$	4,25	1,22	0,27	0	0,47	7,4
CHCl_3	4,81	1,18	0,58	0,44	0	9,3
$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$	6,02	5,94	0,55	0	0,45	9,1
Піридин	12,3	2,26	0,87	0	0,64	10,7
Ацетон	20,6	2,71	0,71	0,08	0,48	9,9
Етанол	25,1	1,67	0,54	0,83	0,77	12,7
Нітробензен	34,8	3,93	1,01	0	0,39	10,0
ДМФА	36,7	3,82	0,88	0	0,69	12,1
ДМСО	48,9	4,00	1,00	0	0,76	12,0
H_2O	80,4	1,84	1,09	1,17	0,18	23,4

IV. Практичні завдання:

4.1. Рекомендації (інструкції) щодо виконання завдань (алгоритми виконання завдань)

Задача 1

Відомо кореляційне рівняння Тафта для вільної енергії розчинення йодиду тетраетиламонію:

$$\Delta G_{\text{розч.}} = 38,7 - 61,2 \pi^* + 1,51 \delta_H \text{ (кДж/моль).}$$

Використовуючи дані табл. 6.1, розрахуйте $\Delta G_{\text{розч.}}$ йодиду тетраетиламонію у бензені. Відповідь проаналізуйте.

Розв'язання

Випишуємо чисельні значення параметрів π^* та δ_H для бензину:

$\pi^* = 0,59$; $\delta_H = 9,2$. Підставляємо в рівняння для $\Delta G_{\text{розч.}}$:

$$\Delta G_{\text{розч.}} = 38,7 - 61,2 \cdot 0,59 + 1,51 \cdot 9,2 = - 1,216 \text{ кДж/моль.}$$

$\Delta G_{\text{розч.}} < 0$, отже процес розчинення солі в даному розчиннику є самочинним.

4.2. Зміст завдань

Розв'язання тренувальних вправ і задач

1. Використовуючи дані табл. 6.1, наведіть приклади розчинників з низькою діелектричною проникністю. Які властивості виявляють розчинені речовини в цих розчинниках?

2. Використовуючи дані табл. 6.1, наведіть приклади полярних розчинників. Передбачте розчинність аніліну в обраних розчинниках.

3. Відомо кореляційне рівняння Тафта для вільної енергії розчинення йодиду тетраетиламонію:

$$\Delta G_{\text{розч.}} = 38,7 - 61,2 \pi^* + 1,51 \delta_H \text{ (кДж/моль).}$$

Використовуючи дані табл. 6.1, розрахуйте $\Delta G_{\text{розч.}}$ Йодиду тетраетиламонію у гексані. Відповідь проаналізуйте.

4.3. Матеріали контролю для заключного етапу заняття

Розв'язання тренувальних вправ і задач

1. Використовуючи дані табл. 6.1, наведіть приклади розчинників з низькою діелектричною проникністю.

2. Використовуючи дані табл. 6.1, наведіть приклади неполярних розчинників. Передбачте розчинність нітробензену в обраних розчинниках. Відповідь обґрунтуйте та підтвердіть літературними даними.

3. Відомо кореляційне рівняння Тафта для вільної енергії розчинення йодиду тетраетиламонію:

$$\Delta G_{\text{розч.}} = 38,7 - 61,2 \pi^* + 1,51 \delta_H \text{ (кДж/моль).}$$

Використовуючи дані табл. 6.1, розрахуйте $\Delta G_{\text{розч.}}$ йодиду тетраетиламонію в етанолі, ацетоні, ДМФА. Оберіть найдоцільніший розчинник для розчинення йодиду тетраетиламонію. Відповідь обґрунтуйте.

Тестові завдання для закріплення знань

1. В якому розчиннику реакційна здатність йодид-йону в реакції заміщення гідроксильної групи спиртів найнижча?

- а) карбон тетрахлориді;
- б) етанолі;
- в) воді;
- г) ацетоні.

2. Бензен є розповсюдженим неводним розчинником. До якої групи розчинників він належить?

- а) до високов'язких;
- б) до середньов'язких;
- в) до низьков'язких;
- г) до полярних.

3. В яких розчинниках відбувається електролітична дисоціація розчиненої речовини?

- а) з низькою діелектричною проникністю;
- б) з високою діелектричною проникністю;
- в) з низькою в'язкістю;
- г) у неполярних.

4. Який фізичний зміст має параметр π^* в універсальній шкалі Тафта?

- а) відображає неспецифічну полярність;
- б) відображає здатність розчинника утворювати водневі зв'язки;
- в) відображає витрати енергії на розрив зв'язків між молекулами розчинника;
- г) відображає зв'язок між теплотою випаровування та мольним об'ємом розчинника.

5. Безводна сульфатна кислота використовується у хімічній промисловості як неводний розчинник. До якої групи розчинників вона належить?

- а) низькокиплячі;
- б) середньокіплячі;
- в) висококиплячі;
- г) з низькою в'язкістю.

4.4. Питання (завдання) для самостійної позааудиторної роботи (домашнє завдання)

1. Використовуючи дані табл. 6.1 та додаткові довідникові дані, наведіть приклади розчинників, які мають високу діелектричну проникність, але це не сприяє електролітичній дисоціації розчиненої речовини.

2. Використовуючи дані табл. 6.1, наведіть приклади полярних і неполярних розчинників. Передбачте розчинність бромбензену в обраних розчинниках. Відповідь обґрунтуйте та підтвердіть літературними даними.

3. Відомо кореляційне рівняння Тафта для вільної енергії розчинення йодиду тетраетиламонію:

$$\Delta G_{\text{розч.}} = 38,7 - 61,2 \pi^* + 1,51 \delta_{\text{H}} \text{ (кДж/моль)}.$$

Використовуючи дані табл. 6.1, розрахуйте $\Delta G_{\text{розч.}}$ йодиду тетраетиламонію у хлороформі, карбон тетрахлориді, діетиловому етері, метилетаноаті. Оберіть найдоцільніший розчинник для розчинення йодиду тетраетиламонію. Відповідь обґрунтуйте.

V. Підведення підсумків

Практичне заняття 7

ТЕОРІЯ БРЕНСТЕДА-ЛОУРІ

Мета: Сформуванати у здобувачів знання про класифікацію розчинників згідно з протолітичною теорією Бренстеда-Лоурі; сформуванати у здобувачів вміння та навички визначення диференціюючої та нівелюючої дії розчинників на силу кислот та основ; опанувати методики розрахунків рН середовища у неводних розчинниках.

Основні поняття: протолітична теорія; Н-кислота, Н-основа; супряжені кислоти та основи; автопротоліз; йони ліонію, йони ліату; протонні розчинники, апротонні розчинники; спорідненість до протону; диференціюючі розчинники, нівелюючі розчинники.

Навчальний час: 2 години

ПЛАН

I. Основні питання теми

1. Основні положення протолітичної теорії кислот та основ Бренстеда-Лоурі. Приклади Н-кислот та Н-основ.
2. Поняття про супряжені кислоти та основи.
3. Константа автопротолізу. Спорідненість до протону.
4. Класифікація розчинників за Бренстедом.
5. Протонні розчинники, їх класифікація. Приклади.
6. Апротонні розчинники, їх класифікація, приклади.
7. Диференціюючі та нівелюючі розчинники.

II. Контроль опорних знань

2.1. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів до виконання практичного заняття

В результаті підготовки до заняття здобувач повинен

Знати:

- визначення понять «кислоти Бренстеда (Н-кислоти)», «основи Бренстеда (Н-основи);

- визначення поняття «супряжені кислоти та основи»;
- суть процесу автопротолізу; фізичний зміст константи автопротолізу;
- принципи віднесення розчинників до протонних і апротонних;
- визначення і приклади протогенних, протофільних та амфіпротонних розчинників;
- суть та причини диференціюючої та нівелюючої дії розчинників на силу кислот та основ.

Вміти:

- розрізняти Н-кислоти та Н-основи ;
- визначати супряжені кислоту та основу, визначати їх силу;
- порівнювати силу кислот за значенням константи автопротолізу;
- розраховувати рН неводних розчинників;
- визначати силу кислот та основ у різних розчинниках.

2.2. Питання для перевірки базових знань за темою заняття

Питання для перевірки вхідних знань

1. За яким параметром проводиться класифікація розчинників на кислоти та основи згідно з теорією Бренстеда-Лоурі?
2. Які речовини називаються Н-кислотами? Наведіть приклади.
3. Які речовини називаються Н-основами? Наведіть приклади.
4. Наведіть приклади супряжених Н-кислот і Н-основ.
5. Напишіть в загальному випадку рівняння автопротолізу розчинника. Позначте йони ліонію та ліату.
6. Яка величина називається константою автопротолізу? З якою метою вона використовується?
7. Як пов'язані рН нейтрального середовища розчинника та його константа автопротоліза?
8. Як пов'язана величина спорідненості до протону з кислотно-основними властивостями розчинника?
9. Наведіть визначення і приклади протонних і апротонних розчинників.

10. Порівняйте кислотно-основні властивості протогенних, протофільних і амфіпротонних розчинників. Наведіть приклади розчинників кожного класу.
11. Поясніть диференціюючу та нівелюючу дію розчинників на силу кислот та основ.

Тести для перевірки вхідного рівня знань

1. Згідно з протолітичною теорією кислот та основ, основа – це...

- а) сполука, що дисоціює з відщепленням йонів гідроксилу і катіонів;
- б) речовина, яка містить аніон, характерний для розчинника;
- в) акцептор протону;
- г) речовина, здатна віддавати аніони чи електрони.

2. Якими є продукти кислотно-основної взаємодії згідно з теорією Бренстеда-Лоурі?

- а) сіль і вода;
- б) сіль;
- в) супряжені основа і кислота;
- г) продукти залежать від природи реагуючих речовин.

3. Встановіть відповідність між типом протонного розчинника і його кислотно-основними властивостями згідно з класифікацією Бренстеда?

Тип розчинника	Кислотно-основні властивості розчинника
1. Протогенний	А. Основний
2. Протофільний	Б. Кислий
3. Амфіпротонний	В. Амфотерний
	Г. Нейтральний

4. Які властивості виявляють протофільні розчинники щодо сили кислот?

- а) нівелюючі;
- б) диференціюючі;
- в) такі самі, які і вода;

5. Як називається константа рівноваги процесу власної дисоціації протонного розчинника?

- а) константа дисоціації;
- б) константа автопротолізу;
- в) константа рівноваги;
- г) константа кислотності.

6. Яка спорідненість до протону притаманна протогенним розчинникам?

- а) велика;
- б) мала;
- в) середня.

7. Оберіть правильне позначення константи кислотності.

- а) K_s ;
- б) K_b ;
- в) K_a ;
- г) K_k .

8. Яке рН відповідає нейтральному середовищу метанолу, якщо його $K_s = 5 \cdot 10^{-18}$?

- а) 7,0;
- б) 8,65;
- в) 10,3;
- г) 5,0.

9. До якого типу розчинників відноситься бензен?

- а) протонний;
- б) апротонний;
- в) протофільний біполярний;
- г) інертний.

10. Оберіть Н-кислоти:

- а) NH_3 ;
- б) NH_4^+ ;
- в) CN^- ;

- г) HCO_3^- ;
 д) HCOOH_2^+ .

III. Обговорення теоретичних питань

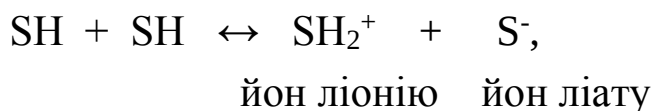
Згідно з протолітичною теорією кислот та основ Бренстеда-Лоурі кислотні властивості пов'язані зі здатністю речовини віддавати протон партнерові, який в даному випадку виконує роль основи. При цьому донор протону (кислота) і акцептор протону (основа) можуть бути нейтральними молекулами або йонами. Продуктами кислотно-основної взаємодії є не сіль, а нова основа і нова кислота. При кислотно-основній взаємодії кислота I перетворюється на основу I, а кислота II – на основу II. Ці пари називаються супряженими. Кислота HA (A_1) супряжена з основою A^- (B_1), а кислота B^+ (A_2) супряжена з основою BH (B_2). Відносна сила кислот та основ визначається через константу рівноваги реакції

$$A_1 + B_2 \leftrightarrow B_1 + A_2$$

$$K = \frac{[B_1] \cdot [A_2]}{[A_1] \cdot [B_2]}$$

Чим сильніша кислота, тим слабкіша супряжена основа.

Власна дисоціація протонного розчинника називається автопротолізом



а константа рівноваги цього процесу – константою автопротолізу K_s :

$$K_s = [\text{SH}_2^+] \cdot [\text{S}^-].$$

Серед розчинників одного типу кислотність збільшується зі зростанням константи автопротолізу (табл. 7.1).

Таблиця 7.1

Константи автопротолізу деяких розчинників

Розчинник	HNO_3	H_2SO_4	HCOOH	H_2O	CH_3COOH
K_s	$2,5 \cdot 10^{-3}$	$2,5 \cdot 10^{-4}$	$2,0 \cdot 10^{-7}$	$1,0 \cdot 10^{-14}$	$3,5 \cdot 10^{-15}$

Розчинник	NH ₂ CH ₂ CH ₂ NH ₂ (етилендіамін)	CH ₃ OH	C ₂ H ₅ OH	CH ₃ CN (ацетонітрил)	NH ₃ рідкий
K _s	5,0·10 ⁻¹⁶	5,0·10 ⁻¹⁸	1,0·10 ⁻¹⁹	3,2·10 ⁻²⁰	1,0·10 ⁻²²

Силу кислоти чи основи в будь-якому розчиннику можна охарактеризувати константою рівноваги, яка називається константою кислотності (K_a) чи константою основності (K_b). Сила кислоти зростає при розчиненні у більш основному розчиннику, а сила основи – у більш кислотному розчиннику.

Величину, яка дорівнює $-\lg a(\text{SH}_2^+)$, називають рН. Відношення активностей йонів ліонію та ліату визначає реакцію середовища:

- Середовище нейтральне, якщо $a(\text{SH}_2^+) = a(\text{S}^-)$; $\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_s$
- Середовище кисле, якщо $a(\text{SH}_2^+) > a(\text{S}^-)$; $\text{pH} < \frac{1}{2} \text{pK}_s$
- Середовище лужне, якщо $a(\text{SH}_2^+) < a(\text{S}^-)$; $\text{pH} > \frac{1}{2} \text{pK}_s$

При розрахунку рН розчинів кислот (основ) слід враховувати йони ліонію (ліату), які утворюються внаслідок їх взаємодії з молекулами розчинника, а також йони ліонію (ліату), які виникають внаслідок автопротолізу розчинника. У випадку сильних основ (кислот) при їх концентраціях, більших за 10^{-6} М, автопротоліз можна не враховувати. Для слабких кислот (основ) при $K < 10^{-8}$ і $C < 10^{-4}$ М, слід враховувати автопротоліз розчинника.

Важливою характеристикою розчинника є спорідненість до протону. Чим більша спорідненість до протону, тим сильніше виявляються основні властивості розчинника. За зменшенням спорідненості до протону розчинники розташовуються у ряд:

NH₃, N₂H₄, H₂O, C₂H₅OH, HCN, H₂S, CH₃COOH, HCOOH, HF, H₂SO₄, HNO₃, HClO₄.

Згідно з протолітичною теорією, розчинники мають таку класифікацію:

- 1) апротонні (S) розчинники
- 2) протонні, (HS) розчинники:

- протогенні розчинники (кислі) – мають незначну спорідненість до протону; легко відщеплюють протони (HNO_3 , HClO_4)
- протофільні (основні) – мають велику спорідненість до протону, легко приєднують протони (NH_3 , N_2H_4)
- нейтральні розчинники (амфіпротонні) (вода, метанол, етанол) – мають середні значення спорідненості до протону.

Згідно з теорією Бренстеда, *протофільні розчинники нівелюють силу кислот і диференціюють силу основ. Протогенні розчинники диференціюють силу кислот і нівелюють силу основ.*

IV. Практичні завдання

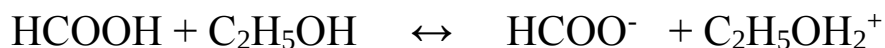
4.1. Рекомендації (інструкції) щодо виконання завдань (алгоритми виконання завдань).

Задача 1

Розрахувати рН 0,1 М розчину метанової кислоти в етанолі, якщо константа дисоціації кислоти в даному розчиннику складає $1 \cdot 10^{-9}$.

Розв'язання

Напишемо рівняння рівноваги, яка встановлюється у розчині:



Отже, рН визначається концентрацією йонів ліонію $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+$.

Враховуючи рівняння дисоціації кислоти



Можна зробити висновок, що $[\text{HCOO}^-] = [\text{H}^+] = [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+]$

$$K_a = [\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}^+] / [\text{HCOOH}] = [\text{H}^+]^2 / [\text{HCOOH}]$$

Звідси $[\text{H}^+] = [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+] = \sqrt{(K_a \cdot C)} = \sqrt{(1 \cdot 10^{-9} \cdot 0,1)} = 10^{-5}$ моль/л

$\text{pH} = -\lg 10^{-5} = 5,0$.

Відповідь: $\text{pH} = 5,0$

Задача 2

Розрахуйте рН водного розчину нітратної кислоти з концентрацією $2,5 \cdot 10^{-7}$ М.

Розв'язання

При такій невеликій концентрації сильної кислоти у розчині слід враховувати йони гідроксонію, які утворюються внаслідок автопротолізу води. Запишемо рівняння електронейтральності для цього розчину:

$$[\text{H}^+] = [\text{NO}_3^-] + [\text{OH}^-]$$

Отже,

$$[\text{H}^+] = [\text{HNO}_3] + K_w / [\text{H}^+].$$

Звідси приводимо до спільного знаменника і одержуємо квадратне рівняння

$$[\text{H}^+]^2 - [\text{H}^+] \cdot [\text{HNO}_3] - K_w = 0.$$

Розв'язуємо квадратне рівняння. $D = 1,025 \cdot 10^{-13}$, $\sqrt{D} = 3,2 \cdot 10^{-7}$

$$[\text{H}^+] = ([\text{HNO}_3] + \sqrt{D}) / 2 = (2,5 \cdot 10^{-7} + 3,2 \cdot 10^{-7}) / 2 = 2,85 \cdot 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg (2,85 \cdot 10^{-7}) = 6,54$$

Відповідь: $\text{pH} = 6,54$

Задача 3

Розрахуйте pH 0,01 М розчину піридину у безводній етановій кислоті, якщо $\text{pK}_a = 8,3$; $\text{pK}_s = 14,4$.

Розв'язання

Розрахуємо K_a , K_s .

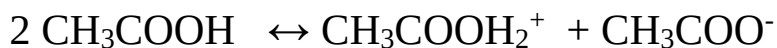
$$K_a = 10^{-\text{pK}_a} = 5 \cdot 10^{-9}$$

$$K_s = 10^{-\text{pK}_s} = 4 \cdot 10^{-15}$$

Кислотно-основна реакція перебігає за рівнянням:



Рівняння автопротолізу розчинника:



$$K_s = [\text{CH}_3\text{COOH}_2^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

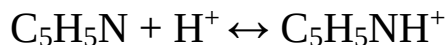
$$\text{pH} = -\lg [\text{CH}_3\text{COOH}_2^+] \quad (7.2)$$

Отже, слід знайти $[\text{CH}_3\text{COOH}_2^+]$.

$$[\text{CH}_3\text{COOH}_2^+] = K_s / [\text{CH}_3\text{COO}^-] \quad (7.3)$$

З рівняння 7.1 видно, що $[\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$.

Знаходимо $[C_5H_5NH^+]$ з рівняння дисоціації та константи основності C_5H_5N :



$$K_b([C_5H_5N]) = [C_5H_5NH^+] / [C_5H_5N] \cdot [H^+] = [C_5H_5NH^+] / [C_5H_5N]^2$$

Звідси $[C_5H_5NH^+] = K_b / [C_5H_5N]^2 = K_s / (K_a \cdot [C_5H_5N]^2)$.

Ми врахували, що $K_a \cdot K_b = K_s$

Підставляємо концентрацію і K_a піридину

$$[C_5H_5NH^+] = [CH_3COO^-] = 4 \cdot 10^{-15} / (0,01^2 \cdot 5 \cdot 10^{-9}) = 8 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

Знаходимо $[CH_3COOH_2^+]$ з рівняння (7.3)

$$[CH_3COOH_2^+] = 4 \cdot 10^{-15} / 8 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}$$

З рівняння (7.2) $pH = -\lg(2 \cdot 10^{-11}) = 10,7$

Відповідь: $pH = 10,7$

4.2. Зміст завдань

Розв'язання задач та тренувальних вправ (за індивідуальними завданнями)

1. Які сполуки є у водному розчині кислотами, які основами, а які амфолітами згідно з теорією Бренстеда-Лоурі: $HClO_4$, NH_3 , CO_3^{2-} , HS^- , H_2CO_3 , NH_4^+ , CH_3NH_2 , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} , $CO(NH_2)_2$, S^{2-} , HF_2^- ?

2. Напишіть реакції автопротолізу безводних нітратної та етанової кислот, рідкого амоніаку, етилендіаміну, *n*-бутанолу. Вкажіть йони ліонію та ліату.

3. Вкажіть pH нейтрального середовища у воді, рідкому амоніаку, етанолі.

4. В якому з розчинників: HNO_3 ($pK_s = 2,6$), H_2SO_4 ($pK_s = 3,6$), CH_3COOH ($pK_s = 14,4$), C_2H_5OH ($pK_s = 19,0$) при однаковій концентрації йонів ліонію (10^{-7} моль/л) середовище буде нейтральним, кислим або лужним?

5. Розрахуйте pH $1,0 \cdot 10^{-8}$ М водного розчину хлоридної кислоти.

6. Розрахуйте pH етанольного розчину етанової кислоти, якщо $C(НА) = 0,01$ моль/л, $pK_a = 10,3$.

7. Який з наведених розчинників є більш протогенним: HBr , N_2H_4 , CCl_3COOH , H_2SO_4 , H_2O ?

8. Який з розчинників є диференціюючим для суміші хлоридної та нітратної кислот: вода, рідкий амоніак, етанова кислота, гідразин, ацетон? Відповідь обґрунтуйте.

9. Передбачте кислотно-основні властивості бензену в середовищі безводного HF та рідкому амоніаку.

4.3. Матеріали контролю для заключного етапу заняття:

Розв'язання задач та тренувальних вправ

1. Напишіть вираз для константи кислотності i , проаналізувавши дані таблиці, вкажіть найсильнішу кислоту у середовищі рідкого амоніаку, етанолу та етанової кислоти. Нівелюючою чи диференціюючою дією володіють ці розчинники?

Значення K_a для рівноваг типу $\text{HA}_{(s)} + \text{HL} \leftrightarrow \text{A}^-_{(s)} + \text{H}_2\text{L}^+_{(s)}$

Кислота HA	Розчинник		
	NH_3	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	CH_3COOH
HCOOH	—	$7,1 \cdot 10^{-10}$	—
HCl	$1,3 \cdot 10^{-3}$	—	$2,8 \cdot 10^{-9}$
HNO_3	$4,3 \cdot 10^{-3}$	$2,7 \cdot 10^{-4}$	$4,2 \cdot 10^{-10}$
H_2S	$7,9 \cdot 10^{-4}$	—	—

2. Напишіть рівняння автопротолізу для метанолу, а також рівняння константи рівноваги та константи автопротолізу. Вкажіть йони ліонію та ліату. Розрахуйте pH , що відповідає нейтральному середовищу. До яких розчинників (залежно від наявності протонованих атомів гідрогену, кислотно-основних властивостей, полярності) відноситься метанол?

3. Розрахуйте pH :

- а) $1 \cdot 10^{-6}$ М водного розчину хлоратної кислоти;
- б) 0,01 М розчину нітратної кислоти у метанолі.

Тестові завдання для закріплення знань

1. Згідно з протолітичною теорією кислот та основ, кислота – це...

- а) сполука, що дисоціює з відщепленням катіонів гідрогену і аніонів кислотного залишку;
- б) речовина, яка містить катіон, характерний для розчинника;
- в) акцептор протону;
- г) донор протону;
- д) речовина, здатна приєднувати електрони.

2. Оберіть йон ліату, який утворюється при самодисоціації амоніаку?

- а) NH_4^+ ;
- б) NH_2^- ;
- в) N_2H_5^+ ;
- г) N_2H_3^- .

3. Встановіть відповідність між типом протонного розчинника і його кислотно-основними властивостями порівняно з водою згідно з класифікацією Бренстеда?

Тип розчинника	Властивості розчинника порівняно з водою
1. Протогенний	А. Порівняна сила
2. Протофільний	Б. Більш сильні кислоти
3. Амфіпротонний	В. Більш сильні основи

4. Які властивості виявляє сульфатна кислота як розчинник щодо сили кислот?

- а) нівелюючі;
- б) диференціюючі;
- в) такі самі, які і вода.

5. У водних розчинах HNO_3 сильна кислота, CH_3COOH – слабка кислота, H_2S – дуже слабка кислота. Як зміниться їхня сила в рідкому амоніаку?

- а) HNO_3 стане слабкою, CH_3COOH стане сильною, H_2S залишиться слабкою;
- б) HNO_3 залишиться сильною, CH_3COOH і H_2S стануть сильними;
- в) нічого не зміниться;
- г) зміниться лише за певної температури;
- д) HNO_3 стане слабкою, CH_3COOH залишиться слабкою, H_2S стане сильною.

6. Яка спорідненість до протону притаманна протофільним розчинникам?

- а) велика;
- б) мала;
- в) середня.

7. Оберіть правильне позначення константи основності.

- а) K_s ;
- б) K_b ;
- в) K_a ;
- г) K_k .

8. Яке середовище має метанол при рН 7, якщо його $K_s = 5 \cdot 10^{-18}$?

- а) нейтральне;
- б) лужне;
- в) кисле.

9. До якого типу розчинників відносяться ізо-пропанол?

- а) протонний;
- б) апротонний;
- в) протофільний біполярний;
- г) амфіпротонний;
- д) інертний.

10. Оберіть Н-амфоліт:

- а) NH_3 ;
- б) NH_4^+ ;

- в) CN^- ;
г) HCO_3^- .

4.4. Питання (завдання) для самостійної позааудиторної роботи (домашнє завдання)

Розв'язання задач та тренувальних вправ

1. Напишіть вираз для константи кислотності i , проаналізувавши дані таблиці, вкажіть найсильнішу кислоту у середовищі рідкого амоніаку, етанолу та оцтової кислоти. Нівелюючою чи диференціюючою дією володіють ці розчинники?

Значення K_a для рівноваг типу $\text{HA}_{(s)} + \text{HL} \leftrightarrow \text{A}^-_{(s)} + \text{H}_2\text{L}^+_{(s)}$

Кислота HA	Розчинник		
	NH_3	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	CH_3COOH
CH_3COOH	$7,8 \cdot 10^{-5}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	$2,5 \cdot 10^{-13}$
HBr	—	—	$4,0 \cdot 10^{-7}$
HClO_4	$5,4 \cdot 10^{-3}$	—	$1,3 \cdot 10^{-5}$
H_2SO_4	—	—	$5,8 \cdot 10^{-8}$

2. Напишіть рівняння автопропролізу для ацетонітрилу, а також рівняння константи рівноваги та константи автопротолізу. Вкажіть йони ліонію та ліату. Розрахуйте рН, що відповідає нейтральному середовищу. До яких розчинників (залежно від наявності протонованих атомів гідрогену, кислотно-основних властивостей, полярності) відноситься ацетонітрил?

3. Розрахуйте рН:

- а) $1 \cdot 10^{-6}$ М водного розчину KOH;
б) 0,01 М розчину нітратної кислоти у безводній мурашиній кислоті.

V. Підведення підсумків

Практичне заняття 8

ТЕОРІЇ СОЛЬВОСИСТЕМ, ЛЬЮІСА, УСАНОВИЧА, МЖКО, ІЗМАЙЛОВА

Мета: сформувати у здобувачів знання про класифікацію розчинників за кислотно-основними властивостями згідно з теоріями сольвосистем, Льюїса, Усановича, м'яких та жорстких кислот та основ Пірсона, Ізмайлова; сформувати у здобувачів вміння порівнювати кислотно-основні теорії.

Основні поняття: L-кислота, L-основа, кислота та основа Усановича, м'які та жорсткі кислоти та основи.

Навчальний час: 2 години

ПЛАН

I. Основні питання теми

1. Класифікація розчинників за хімічними (кислотно-основними) властивостями.
2. Теорія сольвостистем. Приклади кислот та основ.
3. Електронна теорія Льюїса. Кислоти та основи Льюїса. Визначення, приклади.
4. Теорія Усановича. Кислоти та основи. Визначення, приклади.
5. Теорія МЖКО Пірсона. Приклади м'яких та жорстких кислот та основ.
6. Класифікація розчинників за Ізмайловим.
7. Порівняльна характеристика кислотно-основних теорій.

II. Контроль опорних знань

2.1. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів до виконання практичного заняття

В результаті підготовки до заняття здобувач повинен

Знати:

- основні теорії, які лежать в основі класифікації розчинників за кислотно-основними властивостями;
- основні положення теорії сольвосистем;
- основні положення електронної теорії Льюїса;
- основні положення теорії Усановича;
- класифікацію речовин за кислотно-основними властивостями згідно з теорією МЖКО;
- класифікацію розчинників за теорією Ізмайлова.

Вміти:

- розрізняти кислоти та основи Льюїса;
- розрізняти кислоти та основи за теорією Усановича;
- пояснювати можливість протікання хімічних реакцій згідно з теорією Пірсона;
- порівнювати відомі кислотно-основні теорії.

2.2. Питання для перевірки базових знань за темою заняття

Питання для перевірки вхідних знань

1. Які речовини відносяться до кислот, а які до основ згідно з теорією сольвосистем? Наведіть приклади
2. Які речовини відносяться до кислот, а які до основ згідно з електронною теорією Льюїса? Наведіть приклади L-кислот та L-основ.
3. Наведіть переваги та недоліки теорії Льюїса.
4. Які речовини відносяться до кислот, а які до основ згідно з теорією Усановича? Наведіть приклади.
5. Як Ви вважаєте, чи є теорія Усановича розвитком теорії Льюїса? Відповідь обґрунтуйте.
6. Які речовини відносяться до жорстких і м'яких кислот, а які до жорстких і м'яких основ згідно з теорією Пірсона? Наведіть приклади.
7. Поясніть можливість протікання хімічних реакцій згідно з теорією Пірсона.

8. На особливостях утворення якого типу хімічного зв'язку базується теорія Ізмайлова?
9. Наведіть приклади розчинників різних типів згідно з теорією Ізмайлова.

Тести для перевірки вхідного рівня знань

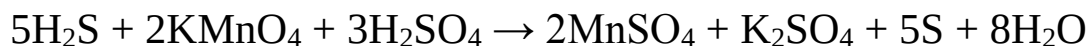
1. Який вчений запропонував і розвивав теорію МЖКО?

- а) Гілберт Ньютон Льюїс;
- б) Михайло Ілліч Усанович;
- в) Ральф Пірсон;
- г) Йоганесс Бренстед;

2. Які властивості виявляє AlCl_3 з точки зору електронної теорії:

- а) амфоліту;
- б) кислоти;
- в) основи;
- г) солі.

3. Встановіть кислоту за теорією Усановича в реакції:



- а) KMnO_4 ;
- б) MnSO_4 ;
- в) H_2S ;
- г) H_2SO_4 .

4. Оберіть властивості, характерні для жорстких основ:

- а) висока поляризованість;
- б) висока електронегативність;
- в) низька поляризованість;
- г) низька електронегативність.

5. Яка основна ознака основно-кислотної взаємодії згідно з теорією Усановича?

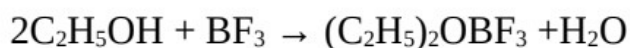
- а) відщеплення протону;
- б) дисоціація;

- в) відщеплення аніону;
- г) солеутворення.

6. При взаємодії яких частинок утвориться більш стійка сполука згідно з теорією МЖКО?

- а) Na^+ та SCN^- ;
- б) Fe^{2+} та O_2 ;
- в) Ag^+ та OH^- ;
- г) Fe^{2+} та CO .

7. Розгляньте рівняння реакції та встановіть відповідність між формулами сполук та їх назвами за теорією Льюїса



- | | |
|---|--------------|
| 1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ | а) адукт |
| 2) BF_3 | б) L-основа |
| 3) $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{OBF}_3$ | в) L-кислота |
| 4) H_2O | |

III. Обговорення теоретичних питань

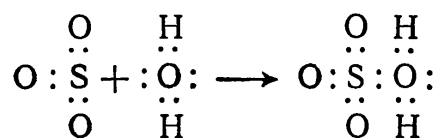
Теорія сольвосистем (Е. Франклін, Г. Кеді, Г. Елсей) дещо розширює межі йонної теорії С. Ареніуса на інші розчинники. Теорія сольвосистем базується на аналогії в процесах самодисоціації води та інших розчинників (рідкий амоніак, рідкий сульфур триоксид, рідкий гідроген фторид тощо). Зокрема, кислоти у воді містять катіон гідроксонію, а в неводних розчинниках – відповідні катіони, що утворюються при самодисоціації розчинника

Згідно з теорією сольвостем кислота – це речовина, що містить катіон, характерний для розчинника. Відповідно, основа – це речовина, яка містить аніон, характерний для розчинника. Аналогічно реакціям у воді, у неводних розчинниках також протікають реакції нейтралізації, продуктами яких є сіль та розчинник.

Електронна теорія (Г. Н. Льюїс). Основа – це речовина, яка має вільну пару електронів, що може бути використана для утворення стійкості електронної конфігурації іншого атома. Основа – донор

електронних пар (L-основа). Кислота – це речовина, яка може використовувати вільну пару електронів атома іншої молекули для утворення стійкої електронної конфігурації одного з своїх атомів. Кислота – акцептор електронних пар (L-кислота).

Згідно з цією теорією сульфур(VI) оксид має дефіцит електронів на атомі Сульфуру, тобто є L-кислотою. Він буде взаємодіяти з водою, в молекулі якої на атомі Оксигену є неподілені електронні пари, тобто вода – L-основа:



Якщо основами Льюїса є органічні сполуки, а кислотами Льюїса – неорганічні сполуки, то продукти їх взаємодії мають назву «адукти», наприклад, $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{OBF}_3$. Значення теорії Льюїса полягає в тому, що ця теорія розширює коло речовин, які мають властивості кислот та основ, а також пояснює механізм кислотно-основних реакцій будовою речовин.

Теорія М. І. Усановича. Кислотою є речовина, здатна віддавати катіони (включаючи протони), сполучатися з аніонами чи електронами, або нейтралізуюча основу з утворенням солі.

Основа – це речовина, здатна віддавати аніони чи електрони, а також сполучатися з катіонами, або нейтралізує кислоту з утворенням солі.

В теорії Усановича до кислот відносять речовини, які приєднують електрони, тобто окисники, а до основ – відновники.

Основною ознакою кислотно-основної взаємодії Усанович вважав солеутворення. Значення теорії Усановича полягає у розширенні поняття «кислотно-основні взаємодії», яке включило окисно-відновні реакції.

Теорія жорстких і м'яких кислот та основ (Р. Пірсон). Пірсон запропонував класифікацію кислот та основ, виділивши жорсткі та м'які кислоти та основи. Тому теорія називається МЖКО. Класифіка-

ція проводиться за механізмом взаємодії між ними, типу хімічних зв'язків, що утворюються при цьому, та стійкості сполук, які утворилися:

- до жорстких основ відносяться донорні частинки, які мають високу електронегативність, низьку поляризованість і складно окиснюються (OH^- , F^- , ClO_4^- , NH_3 , RNH_2);
- до м'яких основ відносяться донорні частинки з низькою електронегативністю та високою поляризованістю (I^- , SCN^- , R_3P , C_6H_6). Вони є сильними відновниками;
- до жорстких кислот відносяться акцепторні частинки з низькою поляризованістю (H^+ , Li^+ , Na^+ , BF_3 , SnCl_4 , AlCl_3);
- до м'яких кислот відносяться електронно-акцепторні частинки з високою поляризованістю (Ag^+ , GaCl_3 , I_2); для них характерні значні розміри і невеликі заряди;
- двохзарядні катіони d-елементів (Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} тощо) в теорії МЖКО виступають як проміжні кислоти, тобто вони володіють властивостями як м'яких, так і жорстких кислот. Такі аніони, як Br^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} та інші є проміжними основами.

Чисто формальна ознака, за якою проведена первинна класифікація в рамках цієї теорії, полягає в тому, що жорсткі кислоти реагують лише з жорсткими основами і утворюють міцні йонні сполуки, а м'які кислоти взаємодіють з м'якими основами з утворенням стійких ковалентно-полярних сполук.

Теорія Пірсона може передбачати кислотно-основні взаємодії, не пов'язані з передачею зарядженої частини.

Теорія М. А. Ізмайлова. Запропонована класифікація розчинників за здатністю до утворення водневого зв'язку. Класи розчинників за М. А. Ізмайловим:

- розчинники, здатні утворювати об'ємну тривимірну сітку Н-зв'язків (вода, мурашина кислота, гліколі тощо). Вони мають високу діелектричну проникність і добре розчиняються один в одному.

- розчинники, в яких виникає двовимірна сітка Н-зв'язків. Молекули цього класу містять одну ОН-групу (одноатомні спирти, феноли, одноосновні нижчі карбонові кислоти, крім мурашиної).
- розчинники, молекули яких містять атоми Нітрогену, Оксисену, Сульфуру, Флуору та деякі інші, здатні до утворення Н-зв'язку з протоном партнера (етери, естери, аміни, кетони, альдегіди тощо).
- розчинники, молекули яких мають атом Гідрогену, здатний до утворення Н-зв'язку, но не мають атомів, які б могли бути акцептором протону (трихлорметан, дихлоретан тощо).
- розчинники, молекули яких за звичайних умов не здатні до утворення Н-зв'язків, навіть якщо містять Гідроген у своєму складі – ні як донори, ні як акцептори протонів (вуглеводні, тетрахлоретан, нітробензен, нітрометан тощо).

IV. Практичні завдання:

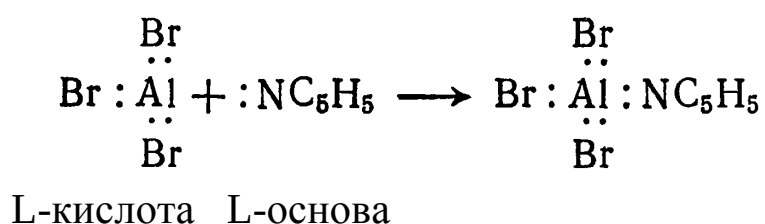
4.1. Рекомендації (інструкції) щодо виконання завдань (алгоритми виконання завдань)

Завдання 1

Напишіть рівняння реакції утворення сполуки $\text{AlBr}_3\text{NC}_5\text{H}_5$. Позначте L-кислоту та L-основу. Відповідь обґрунтуйте.

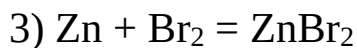
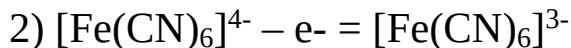
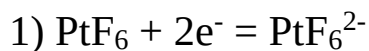
Розв'язання

Алюміній бромід має дефіцит електронів на атомі Алюмінію, тому ця речовина буде L-кислотою. В молекулі піридину атом Нітрогену має неподілену електронну пару, тому ця речовина буде донором електронної пари, тобто L-основою. Рівняння реакції матиме вигляд:



Завдання 2

У наведених нижче рівняннях реакцій визначте кислоту і основу, використовуючи теорію Усановича. Відповідь обґрунтуйте.



Розв'язання

У реакції (1) PtF_6 є кислотою, оскільки приймає електрони. PtF_6^{2-} – супряжена основа.

У реакції (2) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ є основою, оскільки віддає електрони. $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ – супряжена кислота.

У реакції (3) цинк є відновником, тобто віддає електрони, тому є основою. Водночас бром є окисником, тобто приймає електрони, тому є кислотою. В результаті реакції утворюється сіль, отже, ця реакція є кислотно-основною.

У реакції (4) SnCl_4 приєднує хлорид-аніони, тому згідно з теорією Усановича є кислотою. KCl взаємодіє з кислотою, тому є основою. В результаті реакції утворюється сіль, отже, ця реакція належить до кислотно-основних.

4.2. Зміст завдань

Розв'язання тренувальних завдань

1. Серед наведених речовин оберіть L-кислоти та L-основи:

Cl^- , AlCl_3 , CN^- , PCl_5 , Zn^{2+} , SO_3 , ZnCl_2 , $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$, Al_2O_3 , SiF_4 , H^+ , CH_3Cl , BCl_3 , Na_2O , F^- , Cu^{2+} , H_2O , Ni^{2+} , $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, Ag^+ , OH^- , BF_3 , NH_3 , $(\text{CH}_3)_2\text{SO}$, Cr^{3+} .

2. Розташуйте галогеніди бору BF_3 , BCl_3 , и BBr_3 у порядку збільшення кислотності за Льюїсом, виходячи з поняття електронегативності.

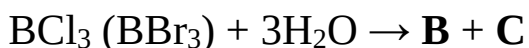
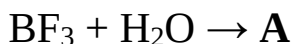
3. З використанням теорії Усановича поясніть, чи є реакція взаємодії магнію з хлором кислотно-основною реакцією. Якщо так, визначте кислоту і основу.

4. Поясніть з точки зору теорії МЖКО, чому більшість d-елементів у природі зустрічається у складі сульфідів (ZnS, CdS, CuS, Cu₂S, NiS, CoS, HgS), алюміній – у складі оксиду, а лужні та лужно-земельні метали – у складі солей (NaCl, KCl, CaCl₂, CaCO₃, MgCO₃).

4.3. Матеріали контролю для заключного етапу заняття:

Розв'язання тренувальних завдань

1. Галогеніди бору по-різному реагують з водою: BF₃ утворює стабільний адукт, а BCl₃ і BBr₃ при 293 К реагують дуже активно.



Визначте речовини **A**, **B**, **C**. Напишіть рівняння реакцій.

2. Серед наведених речовин оберіть м'які та жорсткі кислоти, м'які та жорсткі основи:

Cl⁻, Al³⁺, CN⁻, C₆H₆, Zn²⁺, SO₃, C₅H₅N, Br₂, H⁺, BH₃, Na⁺, F⁻, Cu²⁺, H₂O, Ni²⁺, C₆H₅NH₂, Ag⁺, OH⁻, NH₃, CO, Cr³⁺.

Тестові завдання для закріплення знань

1. Який вчений запропонував і розвивав електронну теорію?

- а) Гілберт Ньютон Льюїс;
- б) Михайло Ілліч Усанович;
- в) Ральф Пірсон;
- г) Сванте Арреніус.

2. Які властивості виявляє NH₃ з точки зору електронної теорії?

- а) амфоліту;
- б) кислоти;
- в) основи;
- г) солі.

3. За теорією Усановича встановіть основу в реакції:



- а) KMnO_4 ;
- б) MnCl_2 ;
- в) Cl_2 ;
- г) HCl .

4. Оберіть властивості, характерні для м'яких кислот:

- а) висока поляризованість;
- б) значний розмір частинки;
- в) низька поляризованість;
- г) великий заряд частинки.

5. Як працює поняття про супряжені кислоти та основи у теорії Усановича?

- а) сильна кислота відповідає сильній основі;
- б) сильна кислота відповідає слабкій основі;
- в) слабка кислота відповідає слабкій основі;
- г) слабка кислота відповідає сильній основі.

6. Оберіть найжорсткішу кислоту згідно з теорією МЖКО?

- а) Na^+ ;
- б) Fe^{2+} ;
- в) Ag^+ ;
- г) H^+ .

7. З перелічених ознак оберіть недоліки теорії Льюїса.

- а) не містить кількісного критерію сили кислот та основ;
- б) не пояснює механізм реакцій комплексоутворення;
- в) не пояснює зв'язок між протіканням кислотно-основних реакцій та будовою реагентів;
- г) не пояснює явище амфотерності.

4.4. Питання (завдання) для самостійної позааудиторної роботи (домашнє завдання)

1. Використовуючи основні положення теорії МЖКО, поясніть,

чому метали Pt, Pd, Rh, Ni є каталізаторами реакцій гідрогенізації в органічній хімії? Наведіть приклади.

2. Напишіть рівняння реакції утворення сполуки $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{OBF}_3$. Позначте L-кислоту та L-основу. Відповідь обґрунтуйте.

3. Розгляньте реакції комплексоутворення з позицій електронної теорії. Напишіть рівняння реакцій. Позначте L-кислоту та L-основу. Відповідь обґрунтуйте.

4. Використовуючи теорію Усановича, розгляньте реакцію взаємодії алюмінію з сіркою як кислотно-основну реакцію. Позначте кислоту та основу.

V. Підведення підсумків

Практичне заняття 9

ЕКСТРАКЦІЯ

Мета: сформувати у здобувачів знання щодо теоретичних основ процесу екстракції, опрацювати методику розрахунків ефективності екстракції, сформувати вміння керувати процесом екстракції, опрацювати використання екстракції в хімії.

Основні поняття: екстракція, екстрагент, екстракт, рафінат, розбавитель, константа розподілу, коефіцієнт розподілу, ступінь екстракційного вилучення.

Навчальний час: 4 години

ПЛАН

I. Основні питання теми

1. Суть процесу екстракції.
2. Вибір неводних розчинників для використання як екстрагентів.
3. Закон розподілу Нернста. Рівняння Шилова-Лепінь.
4. Ефективність екстракції, керування нею.
5. Практичне застосування екстракції.

II. Контроль опорних знань

2.1. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів до виконання практичного заняття

В результаті підготовки до заняття здобувач повинен

Знати:

- основні поняття, які використовуються при вивченні екстракції;
- основні стадії процесу екстракції;
- основні вимоги щодо вибору екстрагенту;
- основні закони, які лежать в основі екстракції;
- кількісні характеристики ефективності екстракції.

Вміти:

- розраховувати константу розподілу, константи рівняння Шилова-Лепінь, аналізувати одержані результати;
- розраховувати ступінь екстракції, кількість екстрагувань;
- свідомо керувати процесом екстракції;
- прогнозувати ступінь екстракційного вилучення розчиненої речовини.

2.2. Питання для перевірки базових знань за темою заняття

Питання для перевірки вхідних знань

1. Який процес називається рідинною екстракцією?
2. Яка речовина називається екстрагентом? Наведіть приклади.
3. Які вимоги висуваються до екстрагентів?
4. З якою метою при здійсненні рідинної екстракції використовують розбавитель? Наведіть приклади.
5. Наведіть та охарактеризуйте основні стадії процесу екстракції.
6. Сформулюйте закон Нернста.
7. Чим відрізняються константа розподілу і коефіцієнт розподілу?
8. Наведіть та проаналізуйте рівняння Шилова-Лепінь. Який фізичний зміст констант цього рівняння?
9. Яким чином можна підвищити ефективність екстракції?
10. Наведіть приклади використання екстракції в хімії.

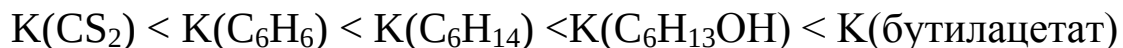
Тести для перевірки вхідного рівня знань

1. Який закон (рівняння) використовується для розрахунку ефективності екстракції, якщо не відбувається дисоціація чи асоціація молекул розчиненої речовини у рідких фазах, що контактують?

- а) закон Нернста;
- б) закон Фіка;
- в) закон Рауля;

- г) закон Генрі;
- д) рівняння Шилова-Лепінґа.

2. Який розчинник слід обрати для екстракції фенолу з водного розчину, якщо коефіцієнти розподілу збільшуються у ряду:



- а) бутилацетат;
- б) C_6H_{14} ;
- в) CS_2 ;
- г) C_6H_6 ;
- д) $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$.

3. Якою має бути розчинність в екстрагенті речовини, яка екстрагується?

- а) така ж сама, як у воді;
- б) більша, ніж у воді;
- в) менша, ніж у воді;
- г) будь-яка, не має значення.

4. Про що свідчить значення $m_1 = 3$ в рівнянні Шилова-Лепінґа?

- а) речовина, що екстрагується, утворює тримери у водній фазі;
- б) речовина, що екстрагується, утворює тримери в органічній фазі;
- в) речовина, що екстрагується, дисоціює на 3 йони у водній фазі;
- г) речовина, що екстрагується, дисоціює на 3 йони в органічній фазі.

5. Як змінюється маса речовини, що залишилася у водній фазі після екстракції, зі збільшенням кількості екстрагувань при однаковому сумарному об'ємі екстрагенту?

- а) збільшується;
- б) зменшується;
- в) не змінюється, кількість екстрагувань не має значення, головне — це об'єм екстрагенту;
- г) може збільшуватись або зменшуватись залежно від типу екстрагенту.

III. Обговорення теоретичних питань

Рідинна екстракція – метод вилучення, концентрування та розділення речовин, який базується на розподілі третього компоненту між двома рідинами, що не змішуються між собою.

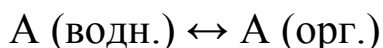
Екстрагент – органічний розчинник в індивідуальному стані або такий, що містить додаткові реагенти; екстрагент вилучає (екстрагує) дану речовину з водної фази.

Екстракт – органічна фаза, що містить екстраговану речовину, та відокремлена від водної фази.

Розбавитель – інертний органічний розчинник, який додається до екстрагенту для поліпшення його фізичних або екстракційних властивостей.

Рафінат – водна фаза після екстракції, що містить залишкову кількість речовини, що екстрагується, та відокремлена від органічної фази.

Теоретичною основою процесу екстракції є закон розподілу, що дозволяє кількісно описати рівновагу в трикомпонентній системі:



При встановленні рівноваги

$$K = \frac{a \text{ (орг.)}}{a \text{ (водн.)}} \quad (9.1)$$

де K – константа розподілу (істинна термодинамічна константа); a – активності компонента, що розподіляється, у відповідних фазах.

Рівняння (9.1) є математичним виразом закону розподілу Нернста: *третій компонент, який додано до системи з двох взаємно нерозчинних рідин, розподіляється між обома рідкими шарами у певному постійному за даної температури відношенні*. Закон розподілу виконується лише тоді, коли хімічна природа речовини, що розподіляється, в обох фазах однакова.

Константа розподілу залежить від природи речовини, що розподіляється, природи органічної фази та температури. Чим більша конс-

танта розподілу, тим повніше речовина, що екстрагується, вилучається з водної фази.

Часто використовується коефіцієнт розподілу (D):

$$D = \frac{C(\text{орг.})}{C(\text{водн.})}, \quad (9.2)$$

де $C(\text{орг.})$ і $C(\text{водн.})$ – сумарна (аналітична) концентрація речовини, що розподіляється, в органічній та водній фазах.

Часто речовина, що розподіляється, знаходиться у рідинах в неоднаковій хімічній формі (дисоційованій, молекулярній асоційованій, молекулярній мономерній тощо). В цьому випадку використовують емпіричне рівняння Шилова-Лепінь:

$$K = \frac{a_{\text{орг.}}^{m_2}}{a_{\text{водн.}}^{m_1}}, \quad (9.3)$$

де m_1 і m_2 – величини, які визначають зміну кількості частинок розчиненої речовини в певному розчиннику.

Наприклад, якщо $m_1 = 2$, це свідчить про дисоціацію розчиненої речовини у водній фазі на 2 йони. Якщо $m_2 = 1/2$ – розчинена речовина в органічній фазі утворює димери.

Отже,

$$m = \frac{M'}{M''} \quad (9.4)$$

де M' і M'' – середня молекулярна маса розчиненої речовини в першому та другому розчинниках.

Для кількісного опису ефективності екстракції використовують ступінь екстракційного вилучення R і масу речовини g_n , що залишилася у водній фазі після екстракції.

Ступінь екстракційного вилучення R можна розрахувати за рівнянням:

$$R = \frac{m_{\text{орг.}}}{m_{\text{орг.}} + m_{\text{водн.}}} \cdot 100, \% = \frac{C_{\text{орг.}} \cdot V_{\text{орг.}}}{C_{\text{орг.}} \cdot V_{\text{орг.}} + C_{\text{водн.}} \cdot V_{\text{водн.}}}, \quad (9.5)$$

$m_{орг.}$ і $m_{водн.}$ – маса речовини, що екстрагується, у органічній та водній фазах після екстракції; $C_{орг.}$ і $C_{водн.}$ – масова концентрація речовини, що екстрагується, у органічній та водній фазах після екстракції; $V_{орг.}$ – об’єм екстрагенту; $V_{водн.}$ – об’єм вихідного водного розчину.

Маса речовини $m_{водн.,n}$, що залишилася у водній фазі після екстракції, може бути розрахована за рівнянням:

$$m_{водн.,n} = m_{0,водн.} \cdot \left(\frac{V_{водн.}}{V_{водн.} + K \cdot V_{орг.}} \right)^n \quad (9.6)$$

де $m_{0,водн.}$ – маса розчиненої речовини у вихідному розчині; $V_{орг.}$ – об’єм екстрагенту; $V_{водн.}$ – об’єм вихідного водного розчину; K – константа (або коефіцієнт) розподілу; n – кількість екстрагувань.

IV. Практичні завдання:

4.1. Рекомендації (інструкції) щодо виконання завдань (алгоритми виконання завдань)

Задача 1

При вивченні розподілу бурштинової кислоти між етером і водою одержано такі значення рівноважних концентрацій:

С(водн.), моль/л	0,024	0,0571	0,07	0,121	0,1831	0,7493
С(орг.), моль/л	0,0046	0,0105	0,013	0,022	0,033	0,1377

Розрахуйте коефіцієнт розподілу бурштинової кислоти між етером і водою. Запишіть рівняння закону розподілу для цієї системи.

Розв’язання

Перевіримо, чи виконується закон розподілу Нернста (рівняння 9.1). Розчини бурштинової кислоти у воді та естері розбавлені, тому можна прийняти, що активність розчиненої речовини дорівнює її концентрації. Тоді

$$K = \frac{C(орг.)}{C(водн.)}$$

Підставляємо чисельні значення:

$$K_1 = \frac{0,0046}{0,024} = 0,192; K_2 = \frac{0,0105}{0,0571} = 0,184; K_3 = \frac{0,013}{0,07} = 0,186;$$

$$K_4 = \frac{0,022}{0,121} = 0,182; K_5 = \frac{0,033}{0,1831} = 0,180; K_6 = \frac{0,1377}{0,7493} = 0,184.$$

Константи, розраховані для різних концентрацій, практично збігаються. Отже, закон Нернста виконується. Це позначає, що не відбувається дисоціація чи асоціація розчиненої речовини в даних розчинниках.

Розраховуємо середнє арифметичне значення коефіцієнту розподілу:

$$K_{\text{сер.}} = 0,185.$$

Записуємо рівняння закону розподілу:

$$0,185 = \frac{C(\text{орг.})}{C(\text{водн.})}$$

Відповідь: $K_{\text{сер.}} = 0,185; 0,185 = \frac{C(\text{орг.})}{C(\text{водн.})}$

Задача 2

1 л водного розчину, що містить 0,3 г йоду, збовтали з 100 мл сірковуглецю. Визначте ступінь вилучення йоду. Скільки разів слід повторити екстрагування такими самими порціями сірковуглецю, щоб вміст йоду у водному розчині знизився до 1 мкг/л? Коефіцієнт розподілу йоду між сірковуглецем та водою дорівнює 590.

Розв'язання

Для розрахунку ступеня вилучення йоду використовуємо рівняння (9.5). Для застосування цього рівняння перш за все слід розрахувати масу йоду, яка залишилася у водній фазі $m_{\text{водн.}}$, і яка екстрагувалася в органічну фазу $m_{\text{орг.}}$.

Підставляємо дані з умови задачі у рівняння (9.6) для $n = 1$ і розраховуємо масу йоду, яка залишилася у водній фазі:

$$m_{\text{водн.,1}} = m_{0,\text{водн.}} \cdot \left(\frac{V_{\text{водн.}}}{V_{\text{водн.}} + K \cdot V_{\text{орг.}}} \right)^1 = 0,3 \cdot \frac{1}{1 + 590 \cdot 0,1} = 0,005 \text{ г}$$

До органічної фази перейшло

$$m_{орг.} = m_{0, водн.} - m_{водн.,1}$$
$$m_{орг.} = 0,3 - 0,005 = 0,295 \text{ г}$$

Підставляємо одержані результати у рівняння (9.5):

$$R = \frac{0,295}{0,295 + 0,005} \cdot 100 = 98,3\%$$

Розраховуємо кількість екстрагувань за рівнянням (9.6) у логарифмічній формі:

$$\lg m_{водн.,n} = \lg m_{0, водн.} + n \cdot \lg \left(\frac{V_{водн.}}{V_{водн.} + K \cdot V_{орг.}} \right)$$
$$\lg (1 \cdot 10^{-6}) = \lg 0,3 + n \cdot \lg \left(\frac{1}{1 + 590 \cdot 0,1} \right)$$

Звідси

$$n = \frac{\lg (1 \cdot 10^{-6}) - \lg 0,3}{\lg \left(\frac{1}{1 + 590 \cdot 0,1} \right)} = \frac{-6 - (-0,523)}{-1,778} = 3,08$$

Відповідь: $R = 98,3\%$; $n = 3$.

Задача 3

При вивченні розподілу бурштинової кислоти між бенzenом і водою були визначені рівноважні концентрації кислоти у водному та бенzenовому шарах:

C(водн.), г/л	1,5	1,95	2,89
C(орг.), г/л	24,2	41,2	97,0

Розрахуйте константи рівняння Шилова-Лепінь і поясніть одержані результати.

Розв'язання

Перевіряємо, чи виконується закон Нернста (9.1):

$$K = \frac{C(орг.)}{C(водн.)}$$

$$K_1 = \frac{24,2}{1,5} = 16,13; \quad K_2 = \frac{41,2}{1,95} = 21,13; \quad K_3 = \frac{97,0}{2,89} = 33,56.$$

Оскільки розраховані за законом Нернста константи розподілу суттєво відрізняються між собою, робимо висновок, що закон Нернста не виконується. Отже, молекулярні маси бурштинової кислоти в обох розчинниках є різними. Тому для розрахунку константи розподілу слід використовувати рівняння Шилова-Лепінь (9.3).

Визначемо константи рівняння Шилова-Лепінь. Припустимо, що у водній фазі ця кислота знаходиться у мономірній молекулярній формі. Тоді рівняння (9.3) матиме вигляд:

$$K = \frac{a_{орг.}^{m_2}}{a_{водн.}} = \frac{C_{орг.}^{m_2}}{C_{водн.}}$$

Логарифмуємо це рівняння:

$$\lg K = m_2 \lg C(орг.) - \lg C(водн.)$$

Звідси

$$\lg C(водн.) = m_2 \lg C(орг.) - \lg K \quad (9.7)$$

Розраховуємо $\lg C(орг.)$ і $\lg C(водн.)$ і заносимо результати у таблицю:

$\lg C(водн.)$	0,176	0,290	0,461
$\lg C(орг.)$	1,384	1,615	1,987

Будуємо графік залежності $\lg C(водн.) = f [\lg C(орг.)]$. Графік слід будувати або на міліметровому папері, або у програмі MS Excel.

При використанні програми **MS Excel** здійснюємо два послідовних етапи.

1 етап. Нанесення експериментальних точок на графік.

Слід звернути увагу на правильне оформлення графічного матеріалу:

- обрання типу діаграми (Вставка – діаграма – точкова без ліній);
- обрання правильного масштабу (на діаграмі не є обов'язковими точки з координатами (0;0)),
- оформлення осей:

*формат осі – лінія – суцільна – чорний;

*параметри тексту – поділки – головні – усередину

- заголовки осей (відповідне буквенне позначення та одиниці вимірювання наведених величин);

- відсутність координатної сітки;

- підпис під графіком (зразок див. рис. 9.1).

На рис. 9.1 наведено побудований графік після виконання 1 етапу.

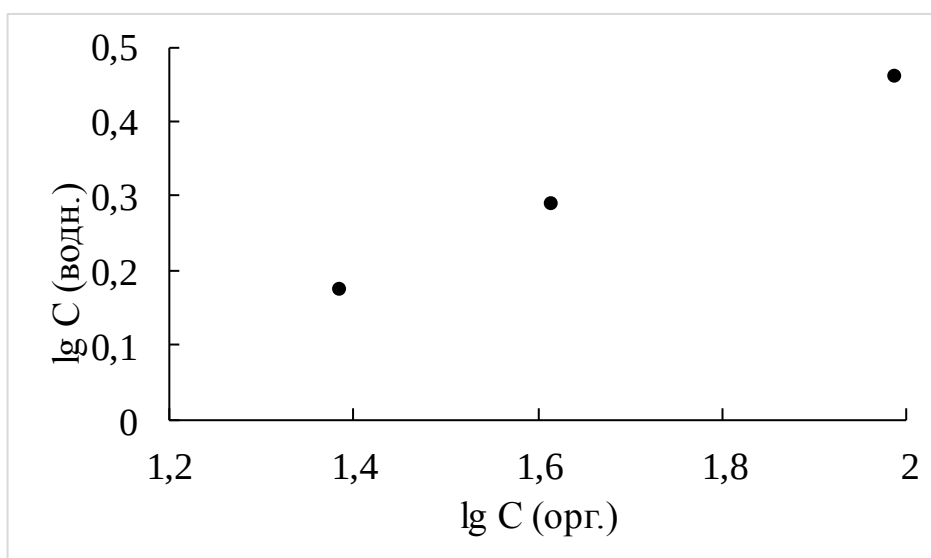


Рис. 9.1. Залежність $\lg C(\text{водн.})$ від $\lg C(\text{орг.})$ для екстракції бурштинової кислоти бенzenом

2 етап. Після побудови графіку необхідно додати лінію тренда (лінійна залежність), показати рівняння лінії тренда на діаграмі.

На рис. 9.2 наведено побудований графік після виконання 2 етапу.

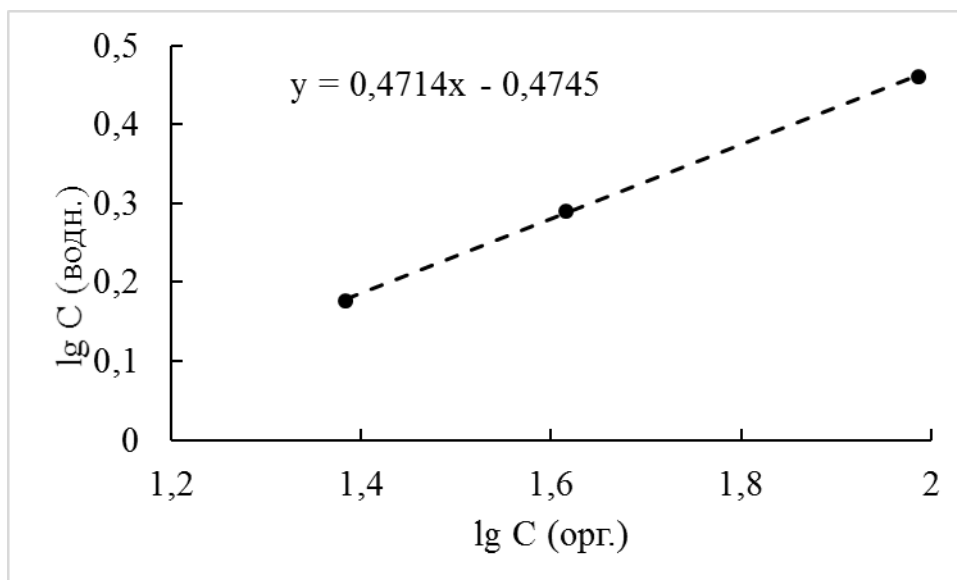


Рис. 9.2. Залежність $\lg C(\text{водн.})$ від $\lg C(\text{орг.})$ для екстракції бурштинової кислоти бенzenом з рівнянням лінії тренда

Лінія тренда описується рівнянням прямої лінії

$$y = b \cdot x + a,$$

де a – вільний член (тангенс кута нахилу прямої до осі абсцис), b – кутовий коефіцієнт.

З рівняння лінії тренда

$$y = 0,4714 \cdot x - 0,4745$$

$$b = 0,4714$$

$$a = - 0,4745.$$

Порівнюючи рівняння лінії тренда з рівнянням (9.7), знаходимо

$$m_2 = b = 0,4714 \approx 0,5$$

$$-\lg K = - 0,4745$$

$$K = 10^{0,4745} = 2,98$$

При побудові графіка на **міліметровому папері** одержуємо:

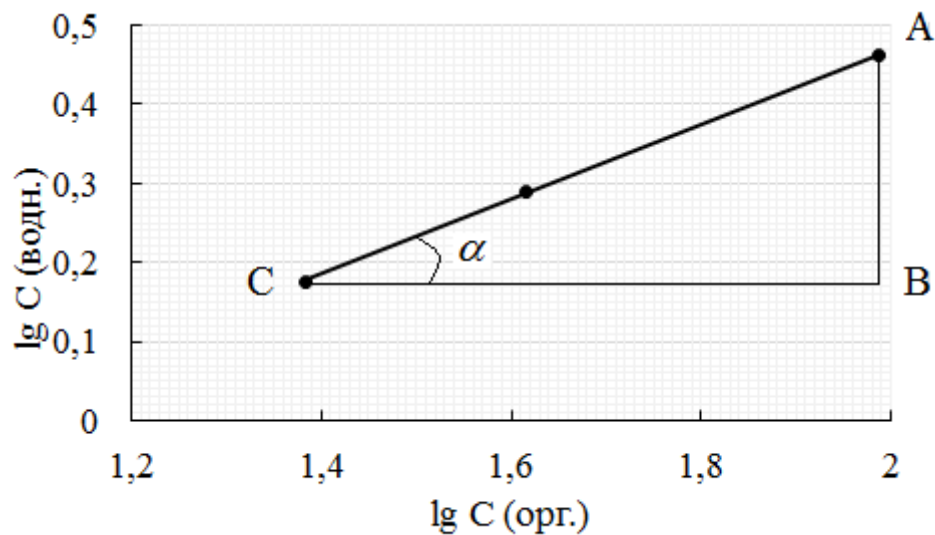


Рис. 9.3. Залежність $\lg C(\text{водн.})$ від $\lg C(\text{орг.})$ для екстракції бурштинової кислоти бенzenом

З графіка (рис. 9.3) знаходимо тангенс кута нахилу прямої до осі абсцис, який дорівнюватиме m_2 :

$$\operatorname{tg} \alpha = \frac{AB}{BC} = \frac{0,461 - 0,176}{1,987 - 1,384} = 0,47 \approx 0,5$$

Розраховуємо K :

$$K_1 = \frac{24,2^{0,5}}{1,5} = 3,28 \quad K_2 = \frac{41,2^{0,5}}{1,95} = 3,29 \quad K_3 = \frac{97,0^{0,5}}{2,89} = 3,41$$

$$K_{\text{сер.}} = 3,33.$$

Рівняння Шилова-Лепінь має вигляд:

$$\frac{C_{\text{орг.}}^{0,5}}{C_{\text{водн.}}} = 3,33$$

Знайдене значення m_2 вказує про асоціацію молекул бурштинової кислоти у фазі бензену з утворенням димерів.

Близькі значення константи розподілу, знайдені двома розглянутими способами, свідчить про можливість використання будь-якого методу побудови графіку за вибором здобувача.

Відповідь: $m_2 = 0,5$; $K = 2,98$ (Excel); $K = 3,33$ (мм папір).

4.2. Зміст завдань

Розв'язання задач

1. Який органічний розчинник слід обрати для найповнішого вилучення фенолу із стічних вод хіміко-фармацевтичного та парфумерно-косметичного виробництва методом екстракції, якщо відомі коефіцієнти розподілу фенолу між водною та органічною фазами:

Органічний розчинник	бутилацетат	бензен	хлороформ	пентан-1-ол	дибутиловий етер
К	48,5	2,2	45	16	39,7

2. При вивченні екстракції тимолу н-октаном з води при 20 °С були визначені значення його рівноважних концентрацій у воді та н-октані:

$C(\text{водн.}) \cdot 10^4$, моль/л	1,46	1,53	3,25	3,3	4,7	4,81
$C(\text{орг.}) \cdot 10^2$, моль/л	0,74	0,75	1,5	1,52	2,26	2,25

Розрахуйте коефіцієнт розподілу фенолу. Чи виконується закон Нернста? Чи змінюється стан молекул тимолу при переході з водної до органічної фази?

3. Розрахуйте кількість фенолу (у грамах), яку можна добути з 5 м³ водного розчину, що вміщував спочатку 0,80 г фенолу, одноразовою екстракцією 50 дм³ н-бутилацетату. Коефіцієнт розподілу фенолу між н-бутилацетатом і водою дорівнює 48,5 при 20 °С. Якою повинна бути кількість екстрагувань n , щоб вміст фенолу у стічних водах не перевищував його ГДК у водоймищах (0,05 мг/дм³)?

4. Розподіл етанової кислоти між карбон тетрахлоридом і водою при 298 К характеризується такими рівноважними концентраціями:

$C(\text{орг.})$, кг/м ³	2,92	3,63	7,25	10,7	14,1
$C(\text{водн.})$, кг/м ³	48,7	54,2	76,4	93,0	107,0

Етанова кислота у воді має нормальну молекулярну масу. Визначте молекулярну масу етанової кислоти в розчині та коефіцієнт розподілу.

4.3. Матеріали контролю для заключного етапу заняття:

Розв'язання задач

1. Який об'єм сірковуглецю слід взяти для екстрагування 90 % бром у 5 л водного розчину, якщо коефіцієнт розподілу бром між CS_2 і водою дорівнює 80 при 293 K?

2. При вивченні екстракції фенолу хлороформом з води одержано такі результати:

C(водн.), моль/л	0,0737	0,163	0,247	0,436
C(орг.), моль/л	0,254	0,761	1,85	5,43

Розрахуйте константи в рівнянні Шилова-Лепінь. Поясніть одержані результати.

3. Фенол має нормальну молекулярну масу і у воді, і у пентан-1-олі. При 298 K розчин, що містить 10,53 г фенолу в спирті, знаходиться у рівновазі з водним розчином, який містить 0,658 г фенолу. Визначте масу фенолу, яка буде вилучена з 0,5 л водного розчину з концентрацією 37,6 г/л двократним екстрагуванням пентан-1-олом. Для кожного екстрагування беруть 100 мл спирту.

Тестові завдання для закріплення знань

1. Який закон (рівняння) використовується для розрахунку ефективності екстракції, якщо відбувається дисоціація чи асоціація молекул розчиненої речовини у рідких фазах, що контактують?

- а) закон Нернста;
- б) закон Фіка;
- в) закон Рауля;
- г) закон Генрі;
- д) рівняння Шилова-Лепінь.

2. Якою має бути розчинність екстрагенту у воді?

- а) мала;

- б) велика;
- в) середня;
- г) будь-яка, не має значення.

3. Про що свідчить значення $m_2 = 1/3$ в рівнянні Шилова-Лепінь?

- а) речовина, що екстрагується, утворює тримери у водній фазі;
- б) речовина, що екстрагується, утворює тримери в органічній фазі;
- в) речовина, що екстрагується, дисоціює на 3 йони у водній фазі;
- г) речовина, що екстрагується, дисоціює на 3 йони в органічній фазі.

4. Як змінюється маса речовини, що залишилася у водній фазі після екстракції, зі збільшенням об'єму екстрагенту?

- а) збільшується;
- б) зменшується;
- в) не змінюється, об'єм екстрагенту не має значення, головне – це кількість екстрагувань;
- г) може збільшуватись або зменшуватись залежно від типу екстрагенту.

5. Як змінюється ступінь екстракції зі збільшенням константи розподілу?

- а) збільшується;
- б) зменшується;
- в) не змінюється;
- г) може збільшуватись або зменшуватись залежно від типу екстрагенту.

4.4. Питання (завдання) для самостійної позааудиторної роботи (домашнє завдання)

Розв'язання задач

1. Коефіцієнт розподілу йоду між CCl_4 і водою при 298 К складає 833. Скільки грамів йоду можна вилучити екстракцією з 0,5 л водного розчину, що містив 0,1 г йоду, за допомогою 0,05 л CCl_4 ?

2. Визначте константи рівняння Шилова-Лепінь і напишіть рівняння розподілу саліцилової кислоти між бенzenом і водою, якщо при 298 К були одержані такі дані:

C(водн.), моль/л	0,0363	0,0668	0,094	0,126	0,21	0,283
C(орг.), моль/л	0,0184	0,0504	0,0977	0,146	0,329	0,533

3. Бурштинова кислота екстрагується діетиловим етером з води. Коефіцієнт розподілу дорівнює 0,186 при 298 К. Визначте, яку масу кислоти можна вилучити з 500 мл 0,1 М водного розчину двократним екстрагуванням порціями етеру по 100 мл кожна. Який об'єм етеру потрібний для однократного екстрагування 50 % кислоти з 500 мл 0,1 М водного розчину.

V. Підведення підсумків

ЛІТЕРАТУРА

1. Щеглова І. С., Масленко С. М. Розчини та фазові рівноваги: Навч. посібник. – Дніпропетровськ, 2006. – 68 с.
2. Нінова Т. С., Погребняк О. С. Сучасна теорія розчинів: метод.реком. з курсу (для самостійної роботи студентів спеціальності Хімія). – Черкаси, 2014. – 46 с.
3. Ковальчук Є. П., Решетняк О. В. Фізична хімія. – Львів: ВЦ ЛНУ імені Івана Франка, 2007. – 800 с.
4. Яцимирський В. К. Фізична хімія. – К.: Перун, 2007. – 512 с.
5. Лебідь В. І. Фізична хімія. – Харків: Фоліо, 2005.- 478 с.
6. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. – К.: Книжкове вид-во НАУ, 2007. – 648 с.
7. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Ключєва ; за заг. ред. Є. Я. Левітіна. – Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
8. Калібабчук В. О., Чекман І. С., Галинська В. І. Медична хімія: підручник. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 336 с.
9. Мороз А. С., Луцевич Д. Д., Яворська Л. П. Медична хімія. – Вінниця : Нова книга, 2008. – 776 с.
10. Аналітична хімія: підручник/ Під ред. В. М. Зайцева. – Донецьк: ДонНУ, 2009. – 415 с.
11. Reichardt Chr., Welton T. Solvents and Solvent Effects in Organic Chemistry. 4-th ed. WILEY-VCH, 2011. – 692 p.

ДОДАТОК

ВІДПОВІДІ НА ТЕСТОВІ ЗАВДАННЯ

Практичне заняття 6

Вхідний контроль					
Номер завдання	1	2	3	4	
Правильна відповідь	б	в	а	б	
Закріплення знань					
Номер завдання	1	2	3	4	5
Правильна відповідь	а	б	б	а	в

Практичне заняття 7

Вхідний контроль										
Номер завдання	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Правильна відповідь	в	в	1-б 2-а 3-г	а	б	а	в	б	б,г	б,д
Закріплення знань										
Номер завдання	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Правильна відповідь	г	б	1-б 2-в 3-а	б	б	а	б	в	а,г	г

Практичне заняття 8

Вхідний контроль							
Номер завдання	1	2	3	4	5	6	7
Правильна відповідь	в	б	а	б,в	г	б	1-б 2-в 3-а
Закріплення знань							
Номер завдання	1	2	3	4	5	6	7
Правильна відповідь	а	в	г	а,б	б,г	г	а,г

Практичне заняття 9

Вхідний контроль					
Номер завдання	1	2	3	4	5
Правильна відповідь	а	а	в	в	б
Закріплення знань					
Номер завдання	1	2	3	4	5
Правильна відповідь	д	а	б	б	а

Навчальне видання

**ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ВОДНИХ
І НЕВОДНИХ РОЗЧИНІВ**
Частина 2

ЕЛЕКТРОННІ МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
до практичних занять
для здобувачів вищої освіти факультету хімії та фармації
спеціальності 102 «Хімія»

Електронне практичне видання

Укладачі:

Перлова Ольга Вікторівна
Солдаткіна Людмила Михайлівна

В авторській редакції

Затвердж. авт. 07.11.2023. Шрифт Times New Roman.
Системні вимоги: операційна система сумісна з програмним
забезпеченням для читання файлів формату PDF.
Обсяг 1 МБ. Зам. № 2689.

Видавець і виготовлювач
Одеський національний університет імені І. І. Мечникова
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4215 від 22.11.2011 р.
65082, м. Одеса, вул. Єлісаветинська, 12, Україна
Тел.: (048) 723 28 39, e-mail: druk@onu.edu.ua