

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ

**ХАРКІВСЬКА НАЦІОНАЛЬНА АКАДЕМІЯ
МІСЬКОГО ГОСПОДАРСТВА**

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання самостійної та контрольної роботи
з дисципліни

"ХІМІЯ ВОДИ"

*(для студентів 3 курсу денної та заочної форм навчання
за напрямом підготовки, 6.060103 "Гідротехніка (водні ресурси)"
та слухачів другої вищої освіти
спеціальності 7.092601, 7.06010108 "Водопостачання та водовідведення")*

Харків – ХНАМГ – 2012

Методичні вказівки до виконання самостійної та контрольної роботи з дисципліни "Хімія води" (для студентів 3 курсу денної та заочної форм навчання за напрямом підготовки 6.060103 "Гідротехніка (водні ресурси)" та слухачів другої вищої освіти спеціальності 7.092601, 7.06010108 "Водопостачання та водовідведення") / Харк. нац. акад. міськ. госп-ва; уклад.: Т. Д. Панайотова, І. С. Зайцева. – Х.: ХНАМГ, 2012. – 97с.

Укладачі: Т. Д. Панайотова,
 І. С. Зайцева

Рецензент: доцент, к. х. н. О. О. Мураєва

Затверджено на засіданні кафедри хімії, протокол № 3 від 29.10.2010р.

ВСТУП

Самостійна робота студентів – це важлива частина процесу підготовки фахівців, що спрямована на закріплення теоретичних знань, отриманих студентами за час навчання, їх поглиблення, набуття та удосконалення практичних навичок та умінь щодо відповідної спеціальності. В умовах зростаючих вимог, які пред'являють до охорони навколишнього середовища, особливо актуальним є глибоке теоретичне опрацювання механізмів очищення води, що засновані на властивостях колоїдних систем, особливостях сорбції й іонного обміну, процесах коагуляції. Виконання контрольної роботи – одна із складових самостійної роботи студента під час вивчення предмета. Безпосередньому виконанню роботи, метою якої є досягнення свідомого засвоєння фізико-хімічної сутності процесів, що відбуваються в спорудах очищення і підготовки природної води, передує вивчення теоретичного матеріалу і ретельно розібрані вирішення прикладів типових завдань, наведених у даних вказівках з відповідної теми. Матеріал необхідно вивчати послідовно, використовуючи запропоновану літературу. Кожен студент виконує індивідуальний варіант контрольної роботи, який вказують при її оформленні. Умови завдання переписують повністю; всі положення, розрахунки, висновки подають з докладними поясненнями. Для зауважень рецензента слід залишити поля. Контрольна робота має бути оформлена в окремому зошиті, виконана і захищена до початку екзаменаційної сесії. Якщо в роботі були допущені помилки, їх необхідно усунути відповідно із зауваженнями рецензента. Виправлення необхідно виконати в кінці роботи. Контрольну роботу, яку виконано не за своїм варіантом, викладач не рецензує й не захищає. У кінці вказівок наводять список рекомендованої літератури й таблиці, дані яких необхідні при виконанні контрольної роботи. За своїм змістом вказівки відповідають робочій програмі з дисципліни "Хімія води", яка затверджена на засіданні кафедри хімії й методичної комісії факультету інженерної екології міст.

Тема 1. Властивості води. Склад води і її будова. Діаграма стану води. Фізичні властивості води і особливості їх змін. Хімічні властивості води. [1, гл. II], [2, розділ 1]

Тема 2. Розчини. Загальна характеристика і класифікація розчинів, способи вираження складу розчинів. Властивості розбавлених водних розчинів: тиск насиченої пари розчинника над розчином, температура кипіння і замерзання водних розчинів, осмотичний тиск

Розчином називають гомогенну термодинамічно стійку систему змінного складу, що утворюється з двох або більше компонентів. Розчин складається з розчиненої речовини і розчинника. Зазвичай розчинником вважають той компонент, який в чистому вигляді існує в тому ж агрегатному стані, що і отриманий розчин. Наприклад, у разі водного розчину солі, розчинником є вода. Якщо обидва компоненти до розчинення знаходилися в однаковому стані, то розчинником вважають компонент, що знаходиться в більшій кількості. Залежно від агрегатного стану розчиненої речовини і розчинника, розчини бувають газоподібні, тверді й рідкі.

Газоподібні розчини – це суміш газів (наприклад, повітря). До *твердих розчинів* відносять сплави металів. *Рідкі розчини* утворюються при розчиненні газоподібних, рідких або твердих речовин у рідкому розчиннику. Найбільш практичного значення набувають рідкі розчини, які діляться на *насичені, ненасичені і пересичені*.

Насичений розчин - це такий розчин, який може невизначено довго залишатися в рівновазі з твердою фазою речовини, що розчиняється. Тобто, в насиченому розчині встановлюється рівновага між речовиною в розчині і речовиною в осаді. Швидкість розчинення речовини дорівнює швидкості його кристалізації.

Ненасичений розчин - розчин з меншою концентрацією розчиненої речовини, ніж в насиченому розчині. *Пересичений розчин* містить більше розчиненої речовини, ніж насичений за даної температури. Ця система термодинамічно нестійка. Пересичений розчин не може співіснувати зі своєю твердою фазою. Якщо внести до пересиченого гомогенного розчину кристал розчиненої речовини, то починається процес кристалізації речовини.

Мірою розчинності речовини за певних умов є концентрація її насиченого розчину. Розчинність різних речовин у воді різна. Вона залежить від полярності молекул, присутності інших речовин, температури, тиску (для газів). Якщо в 100 г води розчиняють більш 10 г речовини, то вважають, що речовина добре розчинна, якщо менше 1 г – малорозчинна, а якщо менше 0,01 г – речовина практично нерозчинна.

На практиці необхідно вміти готувати розчини різної концентрації, за результатами аналізу виражати концентрацію розчину і переходити від одного способу вираження концентрації до іншого, а також, знаючи розчинність речовини в певних умовах, оцінювати можливість існування розчинів заданої концентрації і виділяти речовини з найменшими втратами.

Способи вираження складу розчину

Концентрація розчиненої речовини (не розчину!) - це величина, яку вимірюють кількістю або масою розчиненої речовини, що міститься у певній масі чи об'ємі розчину або розчинника.

Концентрація – це відношення не однотипних величин. Відношення однотипних величин, наприклад, відношення маси розчиненої речовини до маси розчину, називається часткою.

Існують різні способи чисельного вираження складу розчинів.

Масова частка речовини в розчині – $\omega(X)$ – це відношення маси розчиненої речовини $m(X)$, що міститься в розчині, до загальної маси цього розчину $m_{p-ну}$:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{p-ну}} \text{ або } \omega(X) = \frac{m(X)}{m_{p-ну}} \cdot 100\%.$$

Одиниця вимірювання – відносна. Допускається виражати масову частку речовини у частках одиниці або відсотках. $\omega(X)$ в % називають також відсотковою (процентною) концентрацією, яка вказує масу речовини в грамах, що міститься у 100 г розчину.

Молярна концентрація речовини X у розчині – $c(X)$ – кількість моль речовини, що міститься в 1 л (або дм^3) розчину; виражається у моль/л, моль/ дм^3 ; дорівнює відношенню кількості речовини $n(X)$, що міститься в розчині, до об'єму цього розчину ($V_{\text{р-ну}}$):

$$c(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{р-ну}}} \text{ (моль/л)}$$

Молярна концентрація еквівалента або нормальна концентрація речовини X у розчині – $c\left(\frac{1}{z} \cdot X\right)$.

У хімії широко користуються поняттям еквівалента та фактора еквівалентності.

Еквівалентом називають реальну або умовну частинку речовини X, яка може приєднувати, вивільнювати або бути будь-яким іншим чином еквівалентна одному іону Гідрогену в даній кислотно-основній реакції або одному електрону в окисно-відновній реакції.

Під умовною частинкою розуміють як реально існуючі частинки (молекули, іони, електрони), так і долі таких частинок (наприклад, 1/2 іону) або їх групи. Кількість речовини еквіваленту є *моль*.

Фактор еквівалентності $f_{\text{екв.}}(X)$ – це число, яке позначає, яка доля реальної частинки речовини X еквівалентна одному іону Гідрогену в даній кислотно-основній реакції або одному електрону в окисно-відновній реакції. Фактор еквівалентності розраховують на основі стехіометрії даної реакції.

$f_{\text{екв.}}(X) = 1/z$, де z – основність кислоти або кислотність основи даної кислотно-основної реакції, або кількість електронів, що приймають участь у даній окисно-відновній реакції. Молярну масу еквівалента речовини X

$M(\frac{1}{z} \cdot X)$) вимірюють добутком фактора еквівалентності на молярну масу речовини X:

$$M(\frac{1}{z} \cdot X) = f_{\text{екв}}(X) \cdot M(X) = \frac{1}{z} \cdot M(X).$$

Одиниця вимірювання молярної маси еквівалента – г/моль.

Молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація) – $c(\frac{1}{z} \cdot X)$ – кількість моль еквівалентів речовини, що міститься в 1 л (або дм³) розчину, виражається у моль/л, моль/дм³; дорівнює відношенню кількості моль еквівалентів речовини $n(\frac{1}{z} \cdot X)$, що міститься в розчині до об'єму цього розчину ($V_{\text{р-ну}}$):

$$c(\frac{1}{z} \cdot X) = \frac{n(\frac{1}{z} \cdot X)}{V_{\text{р-ну}}} \text{ (моль/л)}.$$

Молярна концентрація і молярна концентрація еквівалента пов'язані співвідношенням:

$$c(\frac{1}{z} \cdot X) = z \cdot c(X).$$

Молярну концентрацію еквівалента виражають у моль/л і позначають літерою «н». Основна перевага цих (0,1 н; 0,01 н і т.д.) розчинів полягає в тому, що розчини однакової концентрації реагують між собою в однакових об'ємних співвідношеннях. Так, для нейтралізації 1 л 1н розчину хлоридної кислоти потрібно точно 1 л 1н розчину гідроксиду натрію, оскільки кожен із цих розчинів містить по одному еквіваленту речовини в 1 л.

Зрозуміло, що чим більш концентрований розчин ми маємо, тим у меншому об'ємі його міститиметься така сама кількість розчиненої речовини, як і в певному об'ємі більш розбавленого розчину. Отже, між об'ємом розчину і

Його молярною концентрацією еквівалента існує обернено пропорційна залежність:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{c_2}{c_1} \text{ або } c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2.$$

За цією залежністю можна не тільки обчислювати об'єми розчинів, які необхідні для проведення реакції, а й за об'ємами розчинів, що беруть участь у реакції, знаходити їхні концентрації.

Моляльність розчиненої речовини в розчині – $b(X/Y)$ – кількість моль речовини X, що міститься в 1 кг розчинника Y; дорівнює відношенню кількості речовини $n(X)$ (моль), що міститься у розчині, до маси розчинника $m(Y)$ (кг) цього розчину. Форма запису:

$$b(X/Y) = \frac{n(X)}{m(Y)} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot m(Y)} \text{ (моль/кг)}$$

Наприклад, моляльність HCl у водному розчині записують так:

$$b(\text{HCl}/\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{HCl})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})} \text{ (моль/кг)}.$$

Титр розчину $T(X)$ – концентрація розчину, яка показує кількість розчиненої речовини у г, що міститься у 1 мл розчину:

$$T(X) = \frac{m(X)}{V_{\text{р-ну}}} \text{ (г/мл)}.$$

Використання тієї чи іншої концентрації для характеристики розчину визначається класом точності. Масова частка (процентна концентрація) досить груба, тому використовується для приготування розчинів при обробці води. Результати аналізу води виражаються точними концентраціями (молярною, молярною концентрацією еквівалента, титром).

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Для нейтралізації 40 мл розчину сульфатної кислоти знадобилося 24 мл 0,2 н розчину лугу. Визначте нормальність сульфатної кислоти у розчині.

Розв'язання. Речовини взаємодіють одна з одною в еквівалентних кількостях. Отже, це означає, що в реакцію вступило

$c(\frac{1}{2} \cdot \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ еквівалентів сульфатної кислоти і $c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$ еквівалентів

лугу, тому $c(\frac{1}{2} \cdot \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$,

$$c(\frac{1}{2} \cdot \text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{0,2 \cdot 24}{40} = 0,12 \text{ моль/л}$$

Задача 2. Яку масу 30%-вого розчину солі необхідно додати до 300 г води, щоб отримати 10%-вий розчин солі?

Розв'язання. $\omega = \frac{m(\text{X})}{m_{\text{р-ну}}}$.

Позначимо масу 30%-вого розчину, яку необхідно розрахувати, як m_1 . Тоді маємо:

$$\omega = 0,1; \quad m(\text{X}) = m_1 \cdot 0,3(\text{г}); \quad m_{\text{р-ну}} = m(\text{X}) + m(\text{H}_2\text{O}); \quad m_{\text{р-ну}} = m_1 \cdot 0,3 + 300(\text{г});$$

$$0,1 = \frac{0,3 \cdot m_1}{m_1 + 300}; \quad m_1 = 150(\text{г}).$$

Завдання для самостійного розв'язання

1. Розрахуйте молярну і молярну концентрацію еквівалента 10%-вого розчину хлориду кальцію, густина якого 1,083 г/см³. *Відповідь:* 0,98 М; 1,96 н.

2. Чому дорівнює нормальність 20%-вого розчину КОН, густина якого 1,176 г/см³? До 1 л цього розчину додали 5 л води. Розрахуйте відсоткову концентрацію розчину, що утворився. *Відповідь:* 4,2 н.; 3,8 %.

3. До 3 л 10%-вого розчину HNO_3 густиною 1,054 г/см додали 5 л 2%-вого розчину тієї ж кислоти густиною 1,009 г/см³. Розрахуйте відсоткову і молярну концентрації розчину, що утворився, якщо його об'єм дорівнює 8 л.

Відповідь: 5,0 %; 0,82 М.

4. Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента і моляльну концентрацію 8%-вого розчину H_2SO_4 , густина якого 1,052 г/см³. Скільки грамів кислоти міститься в 4 л цього розчину? *Відповідь:* 1,72 н.; 0,89; 336,6 г.

5. Розрахуйте молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента і моляльну концентрацію 16%-вого розчину хлориду алюмінію густина якого дорівнює 1,149 г/см³.

Відповідь: 1,38 М; 4,14 н.; 1,43 м.

6. Скільки і якої речовини залишиться в надлишку, якщо до 100 см³ 0,2 н. розчину H_2SO_4 додати 150 см³ 0,1 н. розчину KOH ?

7. Для осадження у вигляді AgCl усього срібла, яке міститься в 100 см³ розчину AgNO_3 , знадобилося 50 см³ 0,2 н. розчину HCl . Яка нормальність розчину AgNO_3 ? Яка маса AgCl випала в осад?

Відповідь: 0,1 н.; 1,433 г.

8. Який об'єм 22%-вого розчину HCl (густина 1,108 г/см³) потрібний для приготування 1 л 8%-вого розчину (густина 1,038 г/см³)? *Відповідь:* 340,7 см³.

9. Змішали 100 см³ 10%-вого розчину HNO_3 (густина 1,056 г/см³) і 100 см³ 30%-вого розчину HNO_3 (густина 1,184 г/см³). Визначте відсоткову концентрацію отриманого розчину.

Відповідь: 20,6%.

10. Який об'єм 50%-вого розчину KOH (густина 1,538 г/см³) потрібний для приготування 3 л 6%-вого розчину (густина 1,048 г/см³)?

Відповідь: 245,5 см³.

11. Який об'єм 10%-вого розчину карбонату натрію (густина 1,105 г/см³) потрібний для приготування 5 л 2%-вого розчину (густина 1,02 г/см³)?

Відповідь: 923,1 см³.

12. На нейтралізацію 50 см^3 $0,12 \text{ н.}$ розчину лугу витрачено 120 см^3 розчину H_2SO_4 . Чому дорівнює нормальність і титр розчину H_2SO_4 ?

Відповідь: $0,05 \text{ н.}; 2,45 \cdot 10^{-3} \text{ г/см}^3$.

13. Який об'єм $0,3 \text{ н.}$ розчину кислоти потрібен для нейтралізації розчину, який містить $0,32 \text{ г NaOH}$ в 40 см^3 ? *Відповідь:* $26,6 \text{ см}^3$.

14. На нейтралізацію 5 л розчину, який містить $5,6 \text{ г KOH}$, витрачено 200 см^3 розчину кислоти. Визначте нормальність розчину кислоти.

Відповідь: $0,5 \text{ н.}$

15. Яка маса HNO_3 міститься в розчині, якщо на його нейтралізацію знадобилось 35 см^3 $0,4 \text{ н.}$ розчину NaOH ? Який титр розчину NaOH ?

Відповідь: $0,882 \text{ г}, 0,016 \text{ г/см}^3$.

16. Яку масу KOH потрібно розчинити в 450 г води для приготування 10% -вого розчину?

Відповідь: 50 г.

17. Опишіть приготування 100 мл розчину хлоридної кислоти з 1 М HCl розбавленням останнього у співвідношенні $1:19$. Яка молярна концентрація розчину, що утворився?

18. Змішали 247 г 62% -вого и 145 г 18% -вого розчину сульфатної кислоти. Яка відсоткова концентрація сульфатної кислоти в розчині, що утворився?

Відповідь: $45,72\%$.

19. Опишіть приготування 100 мл розчину хлоридної кислоти з $0,1 \text{ М HCl}$ розбавленням останнього у співвідношенні $1:4$. Яка молярна концентрація хлоридної кислоти в розчині, що утворився?

20. Із 5 кг 20% -вого розчину при охолодженні виділилося 500 г солі. Чому дорівнює відсоткова концентрація солі охолодженого розчину?

Відповідь: $11,1\%$.

21. Із 700 г 60%-ої сульфатної кислоти випарюванням видалили 200 г води. Чому дорівнює відсоткова концентрація сульфатної кислоти в розчині, який залишився?

Відповідь: 84%.

22. Опишіть приготування 200 мл розчину лугу з 0,01М NaOH розбавленням останнього у співвідношенні 1:9. Яка молярна концентрація гідроксиду натрію в розчині, що утворився?

23. Змішали 500 г 15%-вого розчину і 300 г 30%-вого розчину NaOH. Чому дорівнює відсоткова концентрація гідроксиду натрію в отриманому розчині?

Відповідь: 20,6%.

24. Який об'єм розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 0,98 і густиною 1,84 г/см³ потрібен для приготування 2 л 0,1н розчину H₂SO₄?

Відповідь: 5,4 см³.

25. Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента 10%-вого розчину AlCl₃, густина якого 1,09 г/см³.

Відповідь: 2,45н.

26. До 100 см³ 96 %-вого розчину сульфатної кислоти з густиною 1,84 г/см³ додали 240 см³ води. Визначте масову частку і молярну концентрацію еквівалента сульфатної кислоти в отриманому розчині, якщо густина цього розчину дорівнює 1,321 г/см³. *Відповідь:* 41,7%; 11,2 н.

27. У природних водах залізо знаходиться переважно у вигляді Fe(HCO₃)₃. Для видалення заліза використовують вапнування (оброблення води гідроксидом кальцію). Скільки грамів заліза міститься в 1л води, якщо на його осадження у вигляді Fe(OH)₃ із 200 мл води знадобилось 4 мл 0,01н розчину Ca(OH)₂.

Відповідь: 3,73·10⁻³г.

28. Розчинність сульфату міді при 25°C дорівнює 25г в 100г води. Чи буде за цієї температури розчин з масовою часткою 18 % насиченим?

29. Визначте масову частку 0,2н розчину NaOH. Густина розчину дорівнює 1,06 г/л.

Відповідь: 0,75%

30. Із 0,4н розчину HCl розведенням 1:7 приготували 100 мл нового розчину. Опишіть приготування і визначте концентрацію хлоридної кислоти в отриманому розчині.

Властивості розбавлених водних розчинів

Деякі фізичні властивості розбавлених розчинів залежать від числа розчинених частинок в розчині, а не від їх хімічного складу. Оскільки такі властивості обумовлені колективним впливом розчинених частинок, їх прийнято називати колігативними - від латинського colligatus, що означає збирати. Колігативні властивості розчинів залежать лише від концентрації розчиненої речовини і природи розчинника, але не залежать від природи розчиненої речовини. Колігативні властивості можуть повною мірою виявлятися тільки в ідеальних розчинах. Ідеальними називають розчини, в яких не відбувається хімічних реакцій між компонентами, а сили міжмолекулярної взаємодії між усіма молекулами однакові. Утворення ідеальних розчинів не супроводжується тепловим ефектом і кожен компонент веде себе незалежно від інших компонентів. До ідеальних розчинів за своїми властивостями наближаються лише дуже розбавлені розчини неелектролітів.

До колігативних властивостей відносяться: зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином, зниження температури замерзання й підвищення температури кипіння розчинів, а також осмотичний тиск.

Температура кипіння розчину вища, ніж температура кипіння чистого розчинника. Різниця між температурами кипіння розчину T'_K і розчинника T''_K називається підвищенням температури кипіння розчину і позначається як ΔT_K :

$$\Delta T_K = T'_K - T''_K.$$

Температура замерзання (кристалізації) розчину нижча, ніж температура замерзання (кристалізації) чистого розчинника. Різниця між температурами замерзання розчинника T_3'' і розчину T_3' називається зниженням температури замерзання розчину і позначається як ΔT_3 :

$$\Delta T_3 = T_3'' - T_3'.$$

Залежність між підвищенням температури кипіння, пониженням температури замерзання і концентрацією розчиненої речовини визначають за законом Рауля, який математично виражається формулою:

$$\Delta T_3 = K \cdot b(X/Y), \quad \Delta T_K = E \cdot b(X/Y),$$

де E – ебуліоскопічна стала (для води $E = 0,52$),

K – криоскопічна стала (для води $K = 1,86$),

$b(X/Y)$ – моляльність розчиненої речовини в розчині.

Осмотичний тиск розчину визначають за законом Вант-Гоффа:

$$P_{\text{осм}} = c(X) \cdot R \cdot T \cdot 1000, \text{ Па},$$

де $c(X)$ – молярна концентрація речовини X , моль/л;

$R = 8,314$ Дж/(моль·К) – газова стала;

T – температура.

Для розведених розчинів електролітів необхідно користуватися формулами

$$\Delta T_K = iE \cdot b(X/Y), \quad \Delta T_3 = iK \cdot b(X/Y), \quad P_{\text{осм}} = ic(X) \cdot R \cdot T \cdot 1000 \text{ Па},$$

де i – ізотонічний коефіцієнт, який визначають за формулою

$$i = 1 + \alpha(k - 1),$$

де k – кількість іонів, яка утворюється при дисоціації однієї молекули електроліту;

α – ступінь дисоціації електроліту.

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Обчисліть температуру замерзання і кипіння 2%-вого водного розчину глюкози $C_6H_{12}O_6$.

Розв'язання. За законом Рауля зниження температури замерзання і підвищення температури кипіння розчину (ΔT) в порівнянні з температурами кристалізації і кипіння розчинника виражають рівнянням:

$$\Delta T_3 = K \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)}; \quad \Delta T_K = E \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)},$$

де K – криоскопічна, E – ебуліоскопічна константи; для води вони відповідно дорівнюють 1,86 і 0,52;

$m(X)$ і $M(X)$ – відповідно – маса розчиненої речовини і його мольна маса;

$m(Y)$ – маса розчинника.

Зниження температури кристалізації 2%-вого розчину $C_6H_{12}O_6$ знаходимо за формулою

$$\Delta T_3 = 1,86 \cdot \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,21$$

Вода кристалізується за температури 0°C , отже, температура кристалізації розчину $\Delta T_3 = 0 - 0,21 = -0,21^\circ\text{C}$.

Підвищення температури кипіння 2%-вого розчину:

$$\Delta T_K = 0,52 \cdot \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,06.$$

Вода кипить за температури $+100^\circ\text{C}$, отже, температура кипіння цього розчину дорівнює $+100,06^\circ\text{C}$.

Задача 2. Розчин, який містить 11,04 г гліцерину в 800 г води, кристалізується за температури $-0,279^\circ\text{C}$. Розрахуйте мольну масу гліцерину.

Розв'язання. Температура кристалізації води 0°C , тому зниження температури замерзання $\Delta T_3 = 0 - (-0,279) = 0,279^\circ$.

$$\Delta T_3 = K \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)};$$

$$M(X) = \frac{K \cdot m(X) \cdot 1000}{\Delta T_3 \cdot m(Y)};$$

$$M(X) = \frac{1,86 \cdot 11,04 \cdot 1000}{0,279 \cdot 800} = 92 \text{ г / моль.}$$

Задача 3. Обчисліть відсоткову концентрацію сечовини $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ у водному розчині, якщо температура кристалізації цього розчину дорівнює $-0,465^\circ\text{C}$.

Розв'язання. Температура кристалізації чистої води 0°C , отже, $\Delta T_3 = 0 - (-0,465) = 0,465^\circ\text{C}$. Мольна маса сечовини 60 г/моль .

$$\Delta T_3 = K \cdot b(X/Y), \quad b(X/Y) = \frac{\Delta T_3}{K} = \frac{0,465}{1,86} = 0,25, \text{ тобто в } 1000 \text{ г води міститься } 0,25$$

моль сечовини. У такому разі маса речовини $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ становить $m(X) = 0,25 \cdot 60 = 15\text{ г}$. Загальна маса розчину, що містить 15 г сечовини, становить $1000 + 15 = 1015\text{ г}$. Відсоткову концентрацію сечовини у цьому

розчині знаходимо із співвідношення: $\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\%$ $\omega = \frac{15}{1015} \cdot 100 = 1,48\%$.

Завдання для самостійного розв'язання

31. Розчин, що містить $0,512\text{ г}$ неелектроліту в 100 г бензолу, кристалізується при $+5,296^\circ\text{C}$. Температура кристалізації бензолу $+5,5^\circ\text{C}$. Кріоскопічна константа $5,1$. Визначте молярну масу розчиненої речовини.
Відповідь: 128 г/моль .

32. Розрахуйте відсоткову концентрацію цукру $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ у водному розчині, якщо температура кристалізації розчину дорівнює $-1,2^\circ\text{C}$. Кріоскопічна константа води $1,86$.
Відповідь: $17,9\%$.

33. Розрахуйте температуру кристалізації розчину сечовини $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, який містить 6 г сечовини в 200 г води. Кріоскопічна константа води $1,86$.
Відповідь: $-0,93^\circ\text{C}$.

34. Розчин, який містить $3,04\text{ г}$ камфори $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ в 100 г бензолу, кипить при $+80,714^\circ\text{C}$. Температура кипіння бензолу $+80,2^\circ\text{C}$. Розрахуйте ебуліоскопічну константу бензолу.
Відповідь: $2,57$.

35. Розрахуйте відсоткову концентрацію гліцерину $C_3H_5(OH)_3$ у водному розчині, якщо цей розчин кипить при $+100,39^\circ C$. Ебуліоскопічна константа води $0,52$.

Відповідь: $6,45\%$.

36. Розрахуйте значення ступеня дисоціації NH_4Cl у розчині, для приготування якого $1,07$ г солі розчинили в 200 мл води. Температура кипіння отриманого розчину $+100,09^\circ C$. Ебуліоскопічна константа води $0,52$.

Відповідь: 73% .

37. Розрахуйте температуру кипіння 5% -вого розчину нафталіну $C_{10}H_8$ в бензолі. Температура кипіння бензолу $+80,2^\circ C$. Ебуліоскопічна константа бензолу $2,57$.

Відповідь: $+81,25^\circ C$.

38. Розчин, який містить $25,65$ г деякого неелектроліту в 300 г води, кристалізується при $-0,465^\circ C$. Розрахуйте молярну масу розчиненої речовини. Кріоскопічна константа води $1,86$. *Відповідь:* 342 г/моль.

39. Розрахуйте кріоскопічну константу оцтової кислоти, за умов, що розчин, який містить $4,25$ г антрацену $C_{14}H_{10}$ в 100 г оцтової кислоти, кристалізується при $+15,718^\circ C$. Температура кристалізації оцтової кислоти $+16,65^\circ C$.

Відповідь: $3,9$.

40. При розчиненні $4,86$ г сірки в 60 г бензолу його температура кипіння підвищилася на $0,81^\circ$. Скільки атомів містить молекула сірки в цьому розчині? Ебуліоскопічна константа бензолу $2,57$.

Відповідь: 8 .

41. Температура кристалізації розчину, що містить $66,3$ г деякого неелектроліту в 500 г води, дорівнює $-0,558^\circ C$. Визначте молярну масу розчиненої речовини. Кріоскопічна константа води $1,86$.

Відповідь: 442 г/моль.

42. Яку масу аніліну $C_6H_5NH_2$ потрібно розчинити в 50 г етилового етеру, щоб температура кипіння розчину була вище температури кипіння етилового етеру на $0,53^\circ$. Ебуліоскопічна константа етилового етеру 2,12.

Відповідь: 1,16 г.

43. Розрахуйте температуру кристалізації 20%-вого розчину етилового спирту C_2H_5OH . Кріоскопічна константа води 1,86.

Відповідь: $-10,1^\circ C$.

44. Скільки грамів глюкози $C_6H_{12}O_6$ потрібно розчинити в 200 г води, щоб температура кристалізації знизилась на $0,5^\circ$? Кріоскопічна константа води 1,86.

Відповідь: 9,68 г.

45. Розрахуйте відсоткову концентрацію глюкози $C_6H_{12}O_6$ у водному розчині, якщо відомо, що цей розчин кипить при $+100,26^\circ C$. Ебуліоскопічна константа води 0,52.

Відповідь: 8,25%.

46. Скільки грамів фенолу C_6H_5OH потрібно розчинити в 125 г бензолу, щоб температура кристалізації розчину була нижчою за температуру кристалізації бензолу на $1,7^\circ$? Кріоскопічна константа бензолу 5,1.

Відповідь: 3,91 г.

47. Скільки грамів сечовини $(NH_2)_2CO$ потрібно розчинити в 500 г води, щоб температура кипіння підвищилася на $0,4^\circ$? Ебуліоскопічна константа води 0,52. *Відповідь:* 23,1 г.

48. При розчиненні 2,3 г деякого неелектроліту в 125 г води температура кристалізації знижується на $0,372^\circ$. Визначте молярну масу розчиненої речовини. Кріоскопічна константа води 1,86.

Відповідь: 92 г/моль.

49. Розрахуйте температуру кипіння 12%-вого водного розчину пропілового спирту C_3H_7OH . Ебуліоскопічна константа води 0,52.

Відповідь: $+101,18^\circ C$.

50. Розрахуйте відсоткову концентрацію метанолу CH_3OH у водному розчині, температура кристалізації якого становить $-3,2^\circ C$. Кріоскопічна константа води 1,86. *Відповідь:* 5,2%.

51. Розрахуйте температуру кристалізації 4%-вого розчину етилового спирту C_2H_5OH . Кріоскопічна константа води $K = 1,86$.

Відповідь: $-2,7^{\circ}C$.

52. Розрахуйте молярну масу неелектроліту, якщо водний розчин, в якому його масова частка складає 10%, кристалізується при $-1,15^{\circ}C$. Кріоскопічна константа води 1,86.

Відповідь: 180 г / моль.

53. Розрахуйте молярну масу неелектроліту, якщо розчин, що містить неелектроліт масою 0,1 г у воді об'ємом 10 мл, кристалізується при $-0,547^{\circ}C$. Кріоскопічна константа води 1,86.

Відповідь: 34 г / моль

54. При розчиненні гідроксиду натрію масою 12 г у воді масою 100 г температура кипіння підвищилася на $2,65^{\circ}C$. Розрахуйте ступінь дисоціації $NaOH$. Ебуліоскопічна константа води 0,52.

Відповідь: 70%

55. Розрахуйте молярність бінарного електроліту у водному розчині, який кристалізується при $-0,31^{\circ}C$, а ступінь дисоціації електроліту дорівнює 65,5%. Кріоскопічна константа води 1,86.

Відповідь: 0,1 моль / кг.

56. Розчин, що містить нітрат цинку кількістю речовини 0,0065 моль і воду масою 100 г, кристалізується при $-0,32^{\circ}C$. Яке значення ступеня дисоціації відповідає цим даним? Кріоскопічна константа води 1,86.

Відповідь: 82%.

57. Молекулярна маса неелектроліту дорівнює 123,11 г/моль. Яка маса неелектроліту має міститися в 1 л розчину, щоб його осмотичний тиск при $+20^{\circ}C$ дорівнював $4,56 \cdot 10^5$ Па?

Відповідь: 23,04г.

58. У 60 г бензолу розчинено 2,09 г деякої речовини. Розчин кристалізується при $+4,25^{\circ}\text{C}$. Розрахуйте молекулярну масу речовини. Чистий бензол кристалізується при $+5,5^{\circ}\text{C}$. Кріоскопічна константа бензолу 5,12.
Відповідь: 142,68 г/моль.

59. Розчин, що містить 0,162 г сірки в 20 г бензолу, кипить при температурі на $0,081^{\circ}\text{C}$ вище, ніж чистий бензол, а ебуліоскопічна константа бензолу 2,57. Розрахуйте молекулярну масу сірки в розчині. Скільки атомів міститься в одній молекулі сірки?

Відповідь: 257 г/моль, 8.

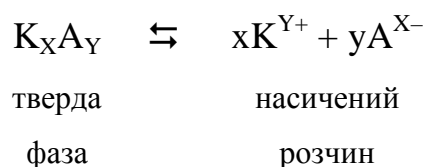
60. До 100 мл 0,5М водного розчину цукрози $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ добавили 300 мл води. Розрахуйте осмотичний тиск одержаного розчину за температури $+25^{\circ}\text{C}$?

Відповідь: 309,7 кПа.

Властивості розчинів електролітів. Електролітична дисоціація. Рівноважні процеси у водних розчинах: дисоціація слабких електролітів, сильні електроліти, важко розчинні речовини, добуток розчинності, умови утворення осадів, водневий показник, гідроліз солей.

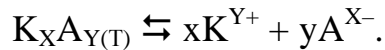
Добуток розчинності

Поняття «добуток розчинності» пов'язане з розчинами малорозчинних сильних електролітів. Більшість малорозчинних електролітів в дуже розведених розчинах дисоціюють повністю, тобто їх можна розглядати як сильні електроліти. Тому всі наведені нижче міркування відносяться не тільки до розчинів солей, але й до розчинів основ, таких як $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ і ін. При постійній температурі в насиченому розчині малорозчинного електроліту встановлюється рівновага між твердою фазою та іонами в розчині:





з урахуванням повної дисоціації електроліту:



Застосуємо до цієї рівноваги закон діючих мас та запишемо вираз для константи рівноваги:

$$K = \frac{[K^{Y+}]^x \cdot [A^{X-}]^y}{[K_X A_{Y(T)}]}.$$

Концентрація твердої фази $[K_X A_{Y(T)}] = \text{const}$, тому:

$$K \cdot [K_X A_{Y(T)}] = [K^{Y+}]^x \cdot [A^{X-}]^y = DP = \text{const}$$

При постійній температурі в насиченому розчині добуток концентрації (або активності) іонів, на які дисоціює електроліт, з урахуванням ступенів, відповідних стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні дисоціації, є незмінним. Його називають **добутком розчинності (DP)** малорозчинного електроліту.

Значення DP – довідникова величина, яка характеризує здібність електроліту розчинятися. Чим менше значення DP , тим гірше розчиняється сполука. При внесенні в розчин надлишку іонів K^{Y+} або A^{X-} випаде додаткова кількість осаду, зміняться концентрації іонів в розчині (зміщення рівноваги дисоціації вліво за принципом Ле-Шательє), але величина DP залишиться постійною при незмінній температурі.

Умовою утворення осаду є перевищення добутку концентрації утворених іонів над величиною добутку розчинності: $c(K^{Y+}) \cdot c(A^{X-}) > DP$. Коли у розчині $c(K^{Y+}) \cdot c(A^{X-}) < DP$, осад не утворюється, електроліт буде розчинятися до тих пір, поки добуток концентрації іонів не зрівняється зі значенням DP .

Розчинність S , що дорівнює молярній концентрації речовини в насиченому розчині, і добуток розчинності DP малорозчинного електроліту взаємопов'язані. Рівноважні молярні концентрації іонів насиченого розчину

пов'язані з розчинністю співвідношеннями: $[K^{Y+}] = x \cdot S$ моль/л;
 $[A^{X-}] = y \cdot S$ моль/л.

$$\text{Отже: } DP = (x \cdot S)^x \cdot (y \cdot S)^y .$$

Для того, щоб визначити розчинність солі в моль/л, треба написати рівняння дисоціації солі. Розглянемо дисоціацію карбонату аргентуму:



$$DP = [Ag^+]^2 \cdot [CO_3^{2-}] .$$

Якщо концентрація Ag_2CO_3 була S моль/л, то $[Ag^+] = 2 \cdot S$ моль/л, а $[CO_3^{2-}] = S$ моль/л, тоді

$$DP = (2 \cdot S)^2 \cdot S = 4 \cdot S^3; S = \sqrt[3]{\frac{DP}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,2 \cdot 10^{-12}}{4}} = 0,67 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

За умови, що $M(Ag_2CO_3) = 276$ г/моль, $S = 0,67 \cdot 10^{-4} \cdot 276 = 1,85 \cdot 10^{-2}$ г/л.

Щоб визначити, чи буде утворюватися осад карбонату аргентуму при концентраціях іонів, наприклад,

$c(Ag^+) = 5 \cdot 10^{-10}$ моль/л; $c(CO_3^{2-}) = 1 \cdot 10^{-3}$ моль/л, треба розрахувати

добуток концентрації іонів(ДК):

$$DK = 5 \cdot 10^{-10} \cdot 1 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-13} < DP - \text{осад не випадає.}$$

Приклади розв'язання задач

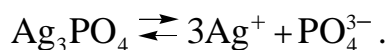
Задача 1. Розчинність Ag_3PO_4 у воді при $+20^\circ C$ становить 0,0065 г/л.

Розрахуйте добуток розчинності $DP_{Ag_3PO_4}$.

Розв'язання. $M(Ag_3PO_4) = 418,58$ г/моль. Розчинність (S) Ag_3PO_4

дорівнює:

$$S = \frac{6,5 \cdot 10^{-3}}{418,58} = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$



При дисоціації 1 моль Ag_3PO_4 утворюється 3 моль іонів Ag^+ і 1 моль іонів PO_4^{3-} , тому концентрація іонів PO_4^{3-} дорівнює розчинності Ag_3PO_4 (S), а концентрація іонів Ag^+ в 3 рази більше ($3S$), тобто: $[\text{PO}_4^{3-}] = 1,6 \cdot 10^{-5}$ моль/л; $[\text{Ag}^+] = 3 \cdot 1,6 \cdot 10^{-5} = 4,8 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

$$DP_{\text{Ag}_3\text{PO}_4} = [\text{Ag}^+]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}] = (4,8 \cdot 10^{-5})^3 \cdot 1,6 \cdot 10^{-5} = 1,77 \cdot 10^{-18}.$$

Задача 2. При $+25^\circ\text{C}$ $DP_{\text{BaSO}_4} = 1,08 \cdot 10^{-10}$. Визначте за цієї температури концентрацію іонів Ba^{2+} у насиченому розчині BaSO_4 , який містить Na_2SO_4 у кількості 0,01 моль/л. Ступінь дисоціації Na_2SO_4 $\alpha = 0,88$.

Розв'язання. Добуток розчинності – константа за даної температури, тому збільшення концентрації іонів SO_4^{2-} у насиченому розчині BaSO_4 за рахунок дисоціації Na_2SO_4 має привести до зменшення концентрації іонів Ba^{2+} .

За рахунок сульфату натрію в насичений розчин BaSO_4 потрапляють іони SO_4^{2-} у кількості $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot \alpha_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,01 \cdot 0,88 = 0,0088$ моль/л, рівновага дисоціації $\text{BaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ зміщується в бік кристалізації BaSO_4 і концентрації іонів Ba^{2+} і SO_4^{2-} стають іншими: $[\text{Ba}^{2+}] = X$ моль/л; $[\text{SO}_4^{2-}] = (X + 0,0088)$ моль/л.

$$DP_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = X \cdot (X + 0,0088) = 1,08 \cdot 10^{-10},$$

$$X^2 + 0,0088X = 1,08 \cdot 10^{-10}.$$

Значення X дуже мале, тому ним можна знехтувати. Тоді $0,0088X = 1,08 \cdot 10^{-10}$; $X = 0,12 \cdot 10^{-7}$ моль/л. Концентрація іонів Ba^{2+} становить $0,12 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

Задача 3. При 25°C $DP_{\text{MgS}} = 2,0 \cdot 10^{-15}$. Чи утвориться осад MgS при змішуванні рівних об'ємів 0,004 н $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ і 0,0006 н Na_2S ? Ступені дисоціації цих електролітів прийняти як такі, що дорівнюють одиниці.

Розв'язання. При змішуванні рівних об'ємів розчинів об'єм суміші став у 2 рази більше кожного із вихідних розчинів, тому концентрація речовин зменшилася вдвічі: $c(\frac{1}{Z} \text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = 0,002$ моль/л і $c(\frac{1}{Z} \text{Na}_2\text{S}) = 0,0003$ моль/л. Визначаємо молярну концентрацію солей: $c(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = 0,001$ моль/л; $c(\text{Na}_2\text{S}) = 0,00015$ моль/л. Добуток концентрації іонів $DK = c(\text{Mg}^{2+}) \cdot c(\text{S}^{2-}) = 1 \cdot 10^{-3} \cdot 1,5 \cdot 10^{-4} = 1,5 \cdot 10^{-7}$. Отримали $DK > DP$, тому осад MgS утворюється.

Завдання для самостійного розв'язання

61. Обчисліть розчинність AgCl , якщо добуток розчинності $DP = 1,8 \cdot 10^{-10}$.

Відповідь: $1,34 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

62. Обчисліть добуток розчинності $\text{Mg}(\text{OH})_2$, якщо його розчинність при $+20^\circ\text{C}$ дорівнює $14,5$ мг/л. *Відповідь:* $6,25 \cdot 10^{-11}$

63. З метою очистки стічних вод від іонів свинцю їх переводять в осад у вигляді PbCl_2 . Чи утвориться осад хлориду свинцю, якщо до 1 м^3 $0,01\text{M}$ розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ додати рівний об'єм $0,5\text{M}$ розчину NaCl ?

64. Визначте розчинність сульфату кальцію (моль/л, г/л), якщо $DP_{\text{CaSO}_4} = 1,30 \cdot 10^{-4}$ при $+25^\circ\text{C}$. Скільки грамів кальцію міститься у 8 л насиченого при 25°C розчину CaSO_4 ? *Відповідь:* $0,011$ моль/л; $1,55$ г/л; $12,4$ г.

65. Визначте розчинність фториду кальцію (CaF_2) у воді і в $0,05\text{M}$ розчині CaCl_2 . У скільки разів розчинність у другому випадку менша ніж у першому? *Відповідь:* $2,15 \cdot 10^{-4}$ моль/л; в $15,2$ разів.

66. Визначте мінімальну концентрацію гідроксид-іонів, яка необхідна для осадження гідроксиду заліза (III) із розчину FeCl_3 з концентрацією $0,1$ моль/л. *Відповідь:* $8,6 \cdot 10^{-14}$ моль/л.

67. Чи утвориться осад сульфату свинцю, якщо до 1 л $0,01\text{M}$ розчину сульфатної кислоти додати $0,02$ моль нітрату свинцю ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$)?

68. Визначте об'єм води, що необхідний для розчинення при $+25^{\circ}\text{C}$ 1г сульфату барію. Густину утвореного розчину вважати такою, що дорівнює 1 г/мл.

Відповідь: $0,409 \text{ м}^3$.

69. Чи утворюється осад сульфату кальцію, якщо змішати 100 мл розчину CaCl_2 і 400 мл $0,001\text{M}$ розчину Na_2SO_4 ?

70. Доломітові породи насичують води Донбасу карбонатом магнію. Визначте концентрацію MgCO_3 у воді (моль/л, г/л).

Відповідь: $4,58 \cdot 10^{-3}$ моль/л; 0,38 г/л.

71. У деяких випадках воду знезаражують іонами срібла. Концентрація іонів хлору в оброблюваній воді становить $0,0015$ моль/л. Чи утворюється осад AgCl , якщо до 10 м^3 води додати 20 г AgNO_3 ?

72. У скільки разів розчинність $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (моль/л) у воді більша за розчинність $\text{Fe}(\text{OH})_3$ при $+25^{\circ}\text{C}$? *Відповідь:* у $0,22 \cdot 10^5$ разів.

73. Визначте масу карбонату кальцію, яка міститься у 100 мл його насиченого розчину, якщо $DP_{\text{CaCO}_3} = 5,00 \cdot 10^{-9}$? *Відповідь:* $7,07 \cdot 10^{-4}$ г.

74. У 500 мл води при $+18^{\circ}\text{C}$ розчиняють 0,0166 г Ag_2CrO_4 . Чому дорівнює добуток розчинності цієї солі за даних умов? *Відповідь:* $4 \cdot 10^{-12}$.

75. Визначте і порівняйте розчинність карбонату кальцію (г/л) у чистій воді і в розчині соди (Na_2CO_3) з концентрацією 0,1 моль/л при $+25^{\circ}\text{C}$? У скільки разів розчинність CaCO_3 у воді більша за розчинність в розчині соди ?

Відповідь: $6,2 \cdot 10^{-3}$ г/л; $3,8 \cdot 10^{-6}$ г/л.

76. За якої концентрації хромат-іона (CrO_4^{2-}) починається утворення осаду PbCrO_4 із розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ з концентрацією 0,1 моль/л?

Відповідь: $1,8 \cdot 10^{-13}$ моль/л.

77. Чи утвориться осад сульфату кальцію, якщо змішати 100 мл $0,1\text{M}$ розчину CaCl_2 і 400 мл $0,001\text{M}$ розчину Na_2SO_4 ?

78. Добуток розчинності MgS при $25^{\circ}C$ дорівнює $2,0 \cdot 10^{-15}$. Чи буде утворюватися осад MgS при змішуванні рівних об'ємів $0,004N$ $Mg(NO_3)_2$ і $0,0006N$ Na_2S ? Ступені дисоціації цих електролітів прийняти такими, що дорівнюють одиниці.

79. При $+15^{\circ}C$ $DP_{PbI_2} = 8,7 \cdot 10^{-9}$. Визначте концентрацію іонів Pb^{2+} і I^- в насиченому розчині PbI_2 .

Відповідь: $1,295 \cdot 10^{-3}$; $2,59 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

80. $DP_{Ca_3(PO_4)_2} = 1 \cdot 10^{-25}$ при $+25^{\circ}C$. Розрахуйте концентрації іонів Ca^{2+} і PO_4^{3-} у насиченому розчині $Ca_3(PO_4)_2$ при даній температурі.

Відповідь: $1,18 \cdot 10^{-5}$; $0,78 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

81. Насичений при кімнатній температурі розчин $PbSO_4$ об'ємом 3 л містить 0,132 г солі. Визначте DP_{PbSO_4} .

Відповідь: $2,1 \cdot 10^{-8}$.

82. DP_{PbF_2} при $+18^{\circ}C$ становить $3,2 \cdot 10^{-8}$. Яка маса свинцю у вигляді іонів міститься в 5 л цього розчину?

Відповідь: $0,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

83. Насичений розчин $AgIO_3$ об'ємом 3 л містить у вигляді іонів 0,176 г срібла. Визначте DP_{AgIO_3} .

Відповідь: $3,03 \cdot 10^{-7}$.

84. $DP_{Ag_3PO_4}$ становить $1,8 \cdot 10^{-18}$. В якому об'ємі насиченого розчину міститься 0,050 г розчиненої солі?

85. Чи утвориться осад $Fe(OH)_3$, якщо до 1 л $0,006N$ $FeCl_3$ додати 0,125 л $0,0001M$ KOH ? $DP_{Fe(OH)_3} = 3,8 \cdot 10^{-38}$. Ступінь дисоціації вихідних електролітів прийняти такими, що дорівнюють одиниці.

86. Чи утвориться осад сульфату кальцію, якщо до 0,1 л $0,01M$ $Ca(NO_3)_2$ додати 0,04 л $0,001N$ H_2SO_4 ? Ступінь електролітичної дисоціації $Ca(NO_3)_2$ і H_2SO_4 дорівнює 95%; $DP_{CaSO_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$.

87. Яка має бути мінімальна концентрація KBr, щоб при додаванні до його розчину рівного об'єму 0,003 н розчину AgNO₃ утворився осад? Ступінь дисоціації цих електролітів прийняти такими, що дорівнюють одиниці.

Відповідь: $1,7 \cdot 10^{-10}$ моль/л.

88. DP_{CuCO_3} при +25⁰C дорівнює $2,36 \cdot 10^{-10}$. Визначте концентрацію іонів Cu²⁺ в насиченому розчині CuCO₃, який містить K₂CO₃ у кількості 0,001 моль/л; ступінь дисоціації K₂CO₃ становить 95%.

Відповідь: $2,48 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

89. Чи утвориться осад сульфату кальцію, якщо до 0,1 л 0,01 М Ca(NO₃)₂ додано 0,4 л 0,001 н H₂SO₄? Ступінь електролітичної дисоціації Ca(NO₃)₂ і H₂SO₄ дорівнює 95%.

90. Розчин містить іони Ba²⁺ і Sr²⁺ з концентрацією $5 \cdot 10^{-4}$ і $5 \cdot 10^{-1}$ моль/л відповідно. Який осад утвориться першим (хромат барію чи хромат стронцію) при повільному додаванні розчину K₂CrO₄?

Водневий показник

Добуток концентрації іонів гідрогену і гідроксид-іонів за сталої температури є сталою величиною, яку називають іонним добутком води.

При +25⁰C $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$. (K_w або K_{H_2O}).

У чистій воді $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

У кислому розчині $[H^+] > [OH^-]$ (тобто $[H^+] = 10^{-6}, 10^{-5}, \dots$ моль/л).

У лужному розчині $[H^+] < [OH^-]$ (тобто $[H^+] = 10^{-8}, 10^{-9}, \dots$ моль/л).

Проте записувати концентрацію іонів H⁺ або OH⁻ через від'ємний ступінь не зовсім зручно. Ось чому кислотні властивості розчинів датський біохімік С. Серенсен (1909 р.) запропонував характеризувати величиною *водневого показника* рН, який визначають за співвідношенням:

$$pH = -\lg[H^+];$$

аналогічно концентрацію гідроксид-іонів характеризують *гідроксидним показником*:

$$pOH = -\lg[OH^-];$$

$$pH + pOH = 14.$$

Відповідно у чистій воді $pH = pOH = 7$.

У кислому розчині $pH < 7$, а $pOH > 7$.

У лужному розчині $pH > 7$, а $pOH < 7$.

У разі розчинів сильних електролітів замість концентрації користуються активністю. Тому при необхідності більш точних розрахунків в таких розчинах слід визначати не pH , а $p\alpha(H^+)$:

$$p\alpha(H^+) = -\lg\alpha(H^+) = pH - \lg\gamma(H^+).$$

Виміряти pH можна потенціометричним методом за допомогою скляних електродів, потенціал яких змінюється в залежності від активності катіонів H^+ в розчині. Приблизне значення pH можна визначити за допомогою кислотно-основних індикаторів.

Кислотно-основні індикатори — це речовини, які змінюють забарвлення в залежності від pH розчину

Найчастіше такими речовинами є або слабкі кислоти або слабкі основи. Як індикатори використовують такі кислоти, забарвлення яких досить відрізняється від забарвлення відповідної їм основи. Процес переходу кислоти в основу рівноважний, тому, якщо додавати надлишок $[H^+]$ - іонів — забарвлення одне, а для надлишку $[OH^-]$ - іонів — інше.

Найчастіше використовувані індикатори:

1) тимоловий синій (червоний – жовтий):

– перша зміна при $pH = 1,2 \div 2,8$;

– друга зміна (жовтий – синій): $pH = 8 \div 9,6$;

2) метиловий оранжевий (червоний – жовтий): $pH = 3,2 \div 4,4$;

- 3) бромкрезоловий зелений (жовтий – синій); $pH = 3,8 \div 5,4$;
- 4) метиловий червоний (жовтий – червоний); $pH = 4,8 \div 6,0$;
- 5) бромтимоловий синій (жовтий-синій); $pH = 6,0 \div 7,6$;
- 6) тимоловий червоний (жовтий-червоний); $pH = 6,8 \div 8,4$;
- 7) фенолфталеїн (безбарвний-рожевий); $pH = 8,2 \div 10$.

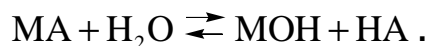
Індикатори змінюють забарвлення в дуже вузькому інтервалі pH , тому найчастіше використовують **універсальний індикатор** — це суміш індикаторів, яка дає поступову зміну забарвлення в широкому діапазоні pH . За забарвленням розчину можна приблизно визначити значення pH .

Гідроліз солей

Взаємодія речовини з водою, яка призводить до сполучення складових частин речовини зі складовими частинами води називається гідролізом (гідроліз у перекладі означає «розкладання водою»). Гідролізуватися можуть хімічні сполуки різних класів: солі, вуглеводи, білки, етери, жири тощо. В процесі водопідготовки доводиться стикатися з гідролізом солей. Важливу роль відіграє гідроліз у процесі знезалізнення води методом аерації. При насиченні води киснем гідрокарбонат заліза (II), який міститься в ній, окислюється до солі заліза (III), яка значно сильніше піддається гідролізу. У результаті відбувається повний гідроліз, і залізо відділяється у вигляді осаду гідроксиду заліза (III). На цьому ж ґрунтується застосування солей алюмінію в якості коагулянтів в процесах очистки води. Солі алюмінію, що додають у воду, в присутності гідрокарбонат-іонів повністю гідролізуються, і об'ємистий гідроксид алюмінію коагулює, захоплюючи із собою в осад різні домішки.

У водних розчинах відбувається реакція взаємодії між іонами солі й води. У результаті такої взаємодії один з іонів води (H^+ або OH^-) зв'язується іонами солі в слабо дисоційовану частинку або важко розчинну речовину, а другий іон води накопичується в розчині і надає йому кислу або лужну реакцію.

Процес обмінної взаємодії іонів солі й води, внаслідок чого рівновага електролітичної дисоціації води порушується (змінюється рН середовища), називається гідролізом. Наслідком гідролізу є утворення слабого електроліту. Гідроліз перебігає по-різному, в залежності від сили кислоти та основи, з яких утворилася сіль:



Процес гідролізу — це процес зворотній, тому для нього можна визначити константу рівноваги K або константу гідролізу солі K_r :

$$K = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA] \cdot [H_2O]} .$$

З того, що $[H_2O] = \text{const}$ для розведених розчинів, слід, що:

$$K \cdot [H_2O] = \text{const} = K_r, \quad K_r = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA]} .$$

Значення K_r солі характеризує здатність даної солі до гідролізу: чим більше K_r , тим у більшій мірі сіль підлягає гідролізу.

У залежності від сили вихідних кислоти і основи, солі можна розподілити на чотири типи:

1) солі, що утворені сильною основою і слабкою кислотою: $NaCN, CH_3COONa, Na_2CO_3, Na_2S$;

2) солі, що утворені слабкою основою і сильною кислотою: $NH_4Cl, Cu(NO_3)_2, ZnSO_4, FeCl_3$;

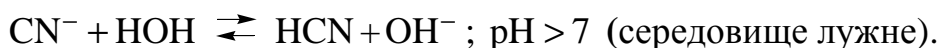
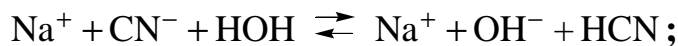
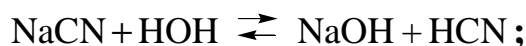
3) солі, що утворені слабкою основою і слабкою кислотою: $NH_4CN, CH_3COONH_4, (NH_4)_2S, Cu(NO_2)_2$;

4) солі, що утворені сильною основою і сильною кислотою: $NaCl, K_2SO_4, Ca(NO_3)_2, CsBr$.

Солі першого – третього типів піддаються гідролізу, солі четвертого типу — не піддаються гідролізу.

Розглянемо гідроліз солей кожного типу:

1) сіль, що утворена сильною основою і слабкою кислотою:



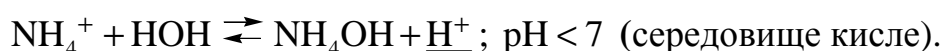
Гідроліз за аніоном (в реакцію з водою вступає тільки аніон):

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}^+]} \Rightarrow K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{к-ти}}},$$

де $K_{\text{к-ти}}$ – константа дисоціації слабкої кислоти HCN.

Чим більш слабкою буде кислота, тим сильніше її солі підлягають гідролізу.

2) сіль, що утворена слабкою основою і сильною кислотою:



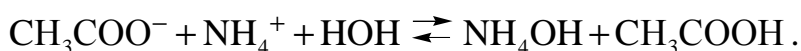
Гідроліз за катіоном (в реакцію з водою вступає тільки катіон):

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{осн}}},$$

де $K_{\text{осн}}$ – константа дисоціації слабкої основи NH₄OH.

Чим більш слабка основа, тим у більшій мірі підлягають гідролізу солі, що утворені нею.

3) сіль, що утворена слабкою основою і слабкою кислотою:



pH близько 7, тому немає надлишку ні іонів $[H^+]$, ні іонів $[OH^-]$ (основа і кислота, якими утворена сіль, близькі за силою).

Гідроліз за аніоном і катіоном (спільний гідроліз):

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{H_2O}}{K_{к-ти} \cdot K_{осн}},$$

де $K_{к-ти}$ – константа дисоціації слабкої кислоти CH_3COOH , $K_{осн}$ – константа дисоціації слабкої основи NH_4OH .

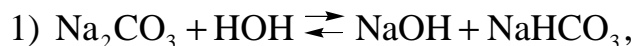
Чим більш слабкі кислота і основа, тим більше буде K_{Γ} і тим в більшій мірі сіль підлягає гідролізу.

4) сіль, що утворена сильною основою і сильною кислотою:



Процес гідролізу солей, що утворені сильною основою і сильною кислотою зведений до процесу дисоціації молекул води і вести розмову про гідроліз не варто. Таким чином, солі, що утворені сильною основою і сильною кислотою гідролізу не підлягають, тому що рівновага між недисоційованими молекулами і іонами води не порушується.

Гідроліз солей, що утворені слабкою багатоосновною кислотою або слабкою багатокислотною основою, перебігає поступово, у декілька стадій:



$$K_{(I)\Gamma} = \frac{K_{H_2O}}{K_{(II)H_2CO_3}}.$$



$$K_{(\text{II})\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{(\text{I})\text{H}_2\text{CO}_3}},$$

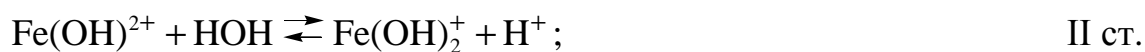
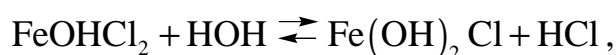
де $K_{(\text{I})\text{H}_2\text{CO}_3}$ і $K_{(\text{II})\text{H}_2\text{CO}_3}$ - константи дисоціації карбонатної кислоти за першим і другим ступенем.

$K_{(\text{I})\text{H}_2\text{CO}_3} > K_{(\text{II})\text{H}_2\text{CO}_3}$ відповідно $K_{(\text{I})\Gamma} > K_{(\text{II})\Gamma}$. Тому гідроліз за першим ступенем завжди перебігає в значно більшій мірі, ніж за другим. Гідроліз за третім ступенем — проблематичний.

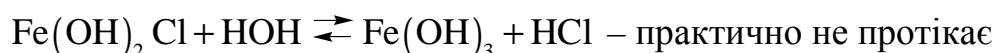
Треба пам'ятати, що стадій гідролізу завжди на одиницю менше, ніж заряд самого багатозарядного іона (виняток $\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{SO}_3$)



$$K_{(\text{I})\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{(\text{III})\text{Fe}(\text{OH})_3}}.$$



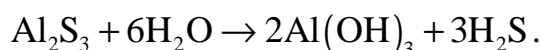
$$K_{(\text{II})\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{(\text{II})\text{Fe}(\text{OH})_3}}.$$



$$K_{(\text{III})\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{(\text{I})\text{Fe}(\text{OH})_3}}.$$

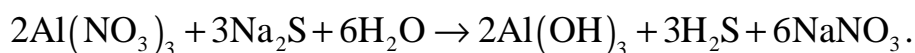
Повний гідроліз. Для повного протікання гідролізу потрібно, щоб сіль була утворена дуже слабкою кислотою і дуже слабкою основою. Крім того, бажано, щоб один з продуктів гідролізу йшов зі сфери реакції у вигляді газу. (Малорозчинні речовини, що залишаються в контактi з розчином, взагалі

кажучи, не йдуть зі сфери реакції, оскільки все одно в якійсь мірі розчиняються). Тому повному гідролізу піддаються зазвичай солі газоподібних або нестійких кислот: сульфідної, карбонатної, почасти – сульфідної. До них примикають речовини, які в звичайному розумінні вже не є солями: нітриди, фосфіди, карбіди, ацетиленіди, бориди. Повністю гідролізуються також алкоголяти. Якщо повернутися до звичайних солей, то солі, які повністю гідролізуються (карбонати, сульфідні алюмінію, хрому (III), заліза (III)) не можна отримати реакціями обміну у водних розчинах. Замість очікуваних продуктів у результаті реакції ми отримуємо продукти гідролізу. Гідроліз ускладнює перебіг багатьох інших реакцій обміну. Так, при взаємодії карбонату натрію з сульфатом міді в осад зазвичай випадає основний карбонат міді $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. У таблиці розчинності для солей, що повністю гідролізуються, стоїть риска. Прикладом такої солі є сульфід алюмінію:



Гідроліз перебігає в одну стадію і до кінця (повний гідроліз), тому що гідроліз катіона і аніона підсилюється один одним і рівновага зміщується в бік утворення кінцевих продуктів.

Важливим є процес посилення гідролізу в результаті реакції обміну між солями. Наприклад:



Мала б утворитися сіль — сульфід алюмінію, але гідроліз такої солі йде до кінця, тому в реакції обміну утворюються одразу продукти гідролізу солі. Для подібних солей, у таблиці розчинності стоїть риска.

Кількісно гідроліз оцінюють за ступенем і константою гідролізу. Ступінь гідролізу h виражає частку гідролізованих молекул і може бути виражена відношенням числа молів солі, що піддалися гідролізу, до загального числа молів солі, або відношенням концентрації солі, що піддалася гідролізу $c_{\text{г}}$, до

концентрації розчиненої солі c : $h = \frac{c_{\Gamma}}{c}$. Ступінь гідролізу залежить від природи солі, її концентрації і температури розчину. З розбавленням і підвищенням температури розчину ступінь гідролізу зростає. Повніше характеризує гідроліз *константа гідролізу* K_{Γ} .

Величина *константи гідролізу* K_{Γ} залежить від величини константи дисоціації відповідного електроліту і для :

$$1) \text{ гідролізу за аніоном: } K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{к-ти}}};$$

$$2) \text{ гідролізу за катіоном: } K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{осн}}};$$

$$3) \text{ гідролізу за катіоном і аніоном: } K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{к-ти}} \cdot K_{\text{осн}}}.$$

Якщо гідроліз солі відбувається у дві стадії, то константу гідролізу за першою стадією розраховують за відповідним рівнянням:

$$K_{(\text{I})\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{(\text{II})\text{к-ти}}} \text{ або } K_{(\text{I})\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{(\text{II})\text{осн}}},$$

а за другою стадією:

$$K_{(\text{II})\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{(\text{I})\text{к-ти}}} \text{ або } K_{(\text{II})\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{(\text{I})\text{осн}}},$$

де $K_{(\text{I})\text{к-ти}}$ і $K_{(\text{II})\text{к-ти}}$, $K_{(\text{I})\text{осн}}$ і $K_{(\text{II})\text{осн}}$ – константи дисоціації за першим і другим ступенем відповідно кислоти (у випадку гідролізу за аніоном) або основи (у випадку гідролізу за катіоном). Оскільки константи дисоціації кислот і основ за першим ступенем, як правило, значно більші ніж константи дисоціації за другим ступенем, то $K_{(\text{II})\Gamma} \ll K_{(\text{I})\Gamma}$. Тому в приблизних розрахунках, що пов'язані з гідролізом солей слабких багатоосновних кислот або слабких багатокислотних основ, можна брати до уваги тільки гідроліз за першою стадією.

Величини K_{Γ} і ступеня гідролізу h пов'язані між собою співвідношенням, що аналогічне до закону розбавлення Оствальда:

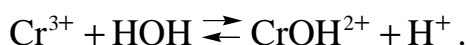
$$K_{\Gamma} = h^2 c / (1 - h), \text{ а при малих значеннях } h: K_{\Gamma} = h^2 c.$$

Тобто, ступінь гідролізу тим більша, чим нижча концентрація розчину. Гідроліз – процес ендотермічний, тому константа гідролізу і, відповідно, ступінь гідролізу з підвищенням температури збільшуються.

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Складіть рівняння реакції гідролізу $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, визначте рН розчину, напишіть вираз для константи гідролізу і визначте напрям зміщення рівноваги при а) розбавленні; б) додаванні до системи іонів Гідрогену; в) додаванні до системи гідроксид-іонів; г) нагріванні.

Розв'язання. Сіль утворена слабкою основою ($\text{Cr}(\text{OH})_3$) і сильною кислотою (HNO_3). Отже, гідроліз буде відбуватися за катіоном. Молекулярне й іонне рівняння мають вигляд:



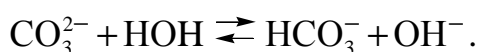
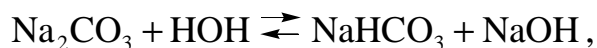
Вираз для константи гідролізу має вигляд:

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{CrOH}^{2+}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{Cr}^{3+}]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{(\text{III})\text{Cr}(\text{OH})_3}}.$$

Оскільки в процесі гідролізу утворюється надлишок іонів гідрогену, то реакція середовища буде кислою ($\text{pH} < 7$). Рівновага зміститься вправо при розбавленні, нагріванні й додаванні до системи гідроксид-іонів. При додаванні до системи іонів гідрогену рівновага зміститься вліво.

Задача 2. Розрахуйте значення рН 0,1 М розчину Na_2CO_3 .

Розв'язання. Сіль утворена сильною основою і слабкою кислотою. Отже, гідроліз буде відбуватися за аніоном, реакція середовища буде лужною ($\text{pH} > 7$):



Визначимо значення константи гідролізу за рівнянням

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{(\text{II})\text{H}_2\text{CO}_3}} = \frac{10^{-14}}{4,7 \cdot 10^{-11}} = 2,13 \cdot 10^{-4}.$$

Визначимо ступінь гідролізу:

$$h = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{c_{\text{солі}}}} = \sqrt{\frac{2,13 \cdot 10^{-4}}{0,1}} = \sqrt{2,13 \cdot 10^{-3}} = 4,6 \cdot 10^{-2}.$$

Тоді концентрація іонів OH^- становить $[\text{OH}^-] = h \cdot c = 4,6 \cdot 10^{-3}$, а концентрація іонів гідрогену $[\text{H}^+] = 10^{-14} / 4,6 \cdot 10^{-3} = 2,17 \cdot 10^{-12}$; $\text{pH} = 11,66$.

Задача 3. Розрахуйте pH 0,001М розчину $\text{Ca}(\text{OH})_2$ за умов повної дисоціації гідроксиду кальцію.



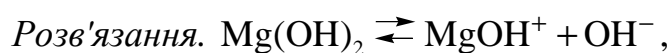
Із рівняння дисоціації гідроксиду кальцію випливає: при концентрації $\text{Ca}(\text{OH})_2$

0,001 моль/л концентрація гідроксид-іонів $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 0,001 = 0,002$ моль/л.

$$[\text{H}^+] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0,002} = 0,5 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(0,5 \cdot 10^{-11}) = 11,30.$$

Задача 4. Приймаючи до уваги тільки перший ступінь дисоціації $\text{Mg}(\text{OH})_2$, розрахуйте значення α і pH 0,01М розчину.



$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{(\text{I})\text{Mg}(\text{OH})_2}}{c}} = \sqrt{\frac{2,5 \cdot 10^{-3}}{0,01}} = 0,5; \alpha = 50\%.$$

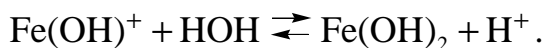
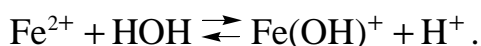
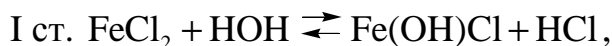
$$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot c = 0,5 \cdot 0,01 = 0,005 \text{ моль/л,}$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 0,005 = 2,3,$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,3 = 11,7.$$

Задача 5. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу хлориду заліза (II). Розрахуйте K_{Γ} , h за I ступенем і pH 0,01М розчину цієї солі. Укажіть умови, які необхідні для посилення гідролізу і для його послаблення.

Розв'язання. Сіль FeCl_2 гідролізується за катіоном:



$$K_{(I)\Gamma} = \frac{[\text{FeOH}^+] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{Fe}^{2+}]}; \quad K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{(\text{II})\text{Fe(OH)}_2}} = \frac{10^{-14}}{1,3 \cdot 10^{-4}} = 0,77 \cdot 10^{-10}.$$

$$K_{\Gamma} = c \cdot h^2; \quad h = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{c}} = \sqrt{\frac{0,77 \cdot 10^{-10}}{0,01}} = 0,88 \cdot 10^{-4}; \quad h = 0,0088\%.$$

$$[\text{H}^+] = h \cdot c = 0,88 \cdot 10^{-4} \cdot 0,01 = 0,88 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л};$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(0,88 \cdot 10^{-6}) = 6,05.$$

Для посилення гідролізу необхідно: підвищити температуру; розбавити розчин; зв'язати іони гідрогену, що утворилися за рахунок гідролізу (додати в розчин луг або сіль, яка утворює лужну реакцію середовища при гідролізі, наприклад, Na_2CO_3). Для послаблення гідролізу необхідно: знизити температуру; збільшити концентрацію солі в розчині; додати в розчин кислоту або сіль, яка гідролізується з утворенням кислої реакції середовища, наприклад, NH_4Cl .

Завдання для самостійного розв'язання

91. Водневий показник розчину сульфатної кислоти дорівнює 2. Визначте масу сульфатної кислоти в 200 мл цього розчину, враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 100%. *Відповідь:* 0,098 г.

92. Водневий показник розчину гідроксиду кальцію дорівнює 10. Визначте масу гідроксиду кальцію в 100 мл цього розчину, враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 100%. *Відповідь:* $2 \cdot 10^{-5}$ г.

93. Водневий показник розчину оцтової кислоти дорівнює 3. Визначте масу оцтової кислоти в 200 мл цього розчину, враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 0,013. *Відповідь:* 0,92 г.

94. Масова концентрація гідроксиду натрію 4 г/л. Визначте рН розчину, враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 100%. Визначте також рН розчинів, які будуть одержані при розведенні цього розчину в 10 і 100 разів.
Відповідь: 13; 12; 11.

95. Яку масу гідроксиду натрію необхідно взяти для приготування 300 мл розчину з молярною концентрацією $c(\text{NaOH})=0,01$ моль/л? У скільки разів необхідно розбавити цей розчин, щоб одержати розчин з рН = 11?
Відповідь: 0,12 г; у 10 разів.

96. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу карбонату натрію. Розрахуйте ступінь гідролізу і рН 0,1М розчину цієї солі за умови, що гідроліз відбувається тільки за першим ступенем. Яким чином можна посилити гідроліз цієї солі?

97. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу хлориду заліза (III). Розрахуйте ступінь гідролізу і рН 0,1М розчину цієї солі за умови, що гідроліз відбувається тільки за першим ступенем. Яким чином можна послабити гідроліз цієї солі?

98. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу Na_2SiO_3 . Розрахуйте константу гідролізу і рН 0,001М розчину цієї солі за умови, що гідроліз відбувається тільки за першим ступенем. Яким чином можна посилити гідроліз цієї солі?

99. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу хлориду алюмінію. Розрахуйте ступінь гідролізу і рН 0,1М розчину цієї солі за умови, що гідроліз відбувається тільки за першим ступенем. Як зміниться ступінь гідролізу, якщо до розчину додати кислоту?

100. Визначте рН промислових стоків, що утворюються при змішуванні добових стоків двох цехів. Скид одного з них становить $40 \text{ м}^3/\text{год}$ гідроксиду натрію з концентрацією 0,07 г/л. Скид іншого цеху – $10 \text{ м}^3/\text{год}$ при концентрації сульфатної кислоти 0,09 г/л.

Відповідь: 11,01

101. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу хлориду алюмінію. Розрахуйте вихідну концентрацію солі в розчині й рН розчину, якщо ступінь гідролізу за першою стадією дорівнює $2,68 \cdot 10^{-2}$.

102. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу хлориду хрому (III). Розрахуйте ступінь гідролізу і рН 0,1М розчину цієї солі за умови, що гідроліз відбувається тільки за першим ступенем. Яким чином можна послабити гідроліз цієї солі?

103. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу хлориду заліза (III) й хлориду алюмінію. Розрахуйте рН для 0,1М розчинів. Яка з двох солей найбільш агресивна по відношенню до металів?

104. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу сульфату натрію. Розрахуйте рН 0,001М розчину цієї солі за умови, що гідроліз відбувається тільки за першим ступенем. Як зміниться ступінь гідролізу при додаванні в розчин солі гідроксиду натрію?

105. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу KCN. Розрахуйте ступінь гідролізу і рН 0,1М розчину цієї солі. Укажіть умови зміщення рівноваги в бік утворення кінцевих продуктів.

106. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу солей CuCl_2 і NH_4NO_3 . Яка з двох солей має більший ступінь гідролізу? У скільки разів значення рН розчину однієї солі більше або менше значення рН розчину другої солі?

107. Чому розчин NaHCO_3 має слабо-лужну, а розчин NaHSO_3 – слабо-кислу реакцію? Відповідь ілюструйте рівняннями реакції гідролізу й дисоціації солей. Наведіть розрахунки рН в 0,01М розчинах відповідних солей.

108. Розчин NaH_2PO_4 має слабо-кислу, а розчин Na_3PO_4 – сильно-лужну реакцію. Поясніть цей факт за допомогою відповідних іонно-молекулярних рівнянь і розрахунку рН розчинів відповідних солей для концентрації 0,001 моль/л.

109. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу сульфиду натрію. Розрахуйте ступінь гідролізу і рН 0,001М розчину цієї солі за умови, що гідроліз відбувається тільки за першим ступенем.

110. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу нітриту калію. Розрахуйте ступінь гідролізу і рН в 0,1М і 0,001М розчинах цієї солі. Як впливає розбавлення на ступінь гідролізу?

111. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу NaClO . Розрахуйте ступінь гідролізу і рН 0,1М розчину цієї солі. Яким чином можна посилити гідроліз цієї солі?

112. Чому розчин NaHS має слабко-лужну, а розчин NaHSO_3 – слабко-кислу реакцію? Відповідь ілюструйте рівняннями реакції гідролізу й дисоціації солей. Наведіть розрахунки рН в 0,01М розчинах відповідних солей.

113. Як зміниться ступінь гідролізу і рН розчину Na_2CO_3 при його розбавленні від 0,1М до 0,001М? Наведіть рівняння гідролізу солі. Розрахунки представити для гідролізу за першим ступенем.

114. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакцій, що відбуваються при освітленні води, яка містить гідрокарбонат натрію, коагулянт FeCl_3 .

115. До розчину Na_2CO_3 додали наступні речовини: HCl , NaOH , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, K_2S . В яких випадках гідроліз карбонату натрію посилиться? Чому? Складіть відповідні рівняння реакцій.

116. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння реакції спільного гідролізу, який відбувається при змішуванні розчинів солей K_2S і CrCl_3 .

117. При змішуванні розчинів FeCl_3 і Na_2CO_3 кожна з узятих солей гідролізується необоротно до кінця з утворенням відповідних основи і кислоти. Напишіть молекулярні й іонно-молекулярні рівняння спільного гідролізу цих солей.

118. Яка з двох солей за рівних умов більшою мірою піддається гідролізу: NaCN чи NaClO ? Чому? Складіть іонно-молекулярні й молекулярні рівняння гідролізу цих солей.

119. Яка з двох солей за рівних умов більшою мірою піддається гідролізу: MgCl_2 чи ZnCl_2 ? Чому? Складіть іонно-молекулярні і молекулярні рівняння гідролізу цих солей.

120. Розрахувати рН стічної води після змішування добових лужних стоків з концентрацією гідроксиду калію 0,08 г/л при скиді 15 м³/год та кислих стоків з концентрацією сульфатної кислоти 0,025 г/л при скиді 8 м³/год.
Відповідь: 10,54

Тема 3. Дисперсні системи. Класифікація дисперсних систем. Способи одержання колоїдних систем. Будова міцел гідрозолів

Із класифікації колоїдних систем за розміром частинок впливає, що колоїдні розчини займають проміжне становище між молекулярними та грубодисперсними системами. Цим і визначають два можливі методи одержання колоїдних розчинів: метод конденсації та метод диспергування.

Метод конденсації полягає в укрупненні частинок у процесі агрегації молекул або іонів. Конденсація може відбуватися як фізичний, або хімічний процес. В обох цих випадках у гомогенному середовищі утворюється нова фаза, яка має колоїдну дисперсність. Спільною умовою утворення нової фази є стан пересичення розчину або пари. При виникненні місцевих пересичень у розчині утворюються агрегати із декількох молекул, які і стають зародками нової фази.

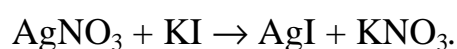
У випадку хімічної конденсації нова фаза виникає під час хімічної реакції, яка призводить до утворення нерозчинних у даному середовищі речовин. Це можуть бути реакції відновлення, окислення, обміну, гідролізу. При цьому колоїдний розчин може бути отриманий тільки за умови, що швидкість утворення зародків набагато більша швидкості їх росту.

Для різних хімічних реакцій, які використовують при одержанні золів, оптимальні умови утворення і росту зародків підбирають дослідним шляхом. Як правило, високодисперсні золі отримують внесенням до розведеного розчину одного із реактивів невеликої кількості концентрованого розчину іншого реактиву під час інтенсивного перемішування. За такою методикою утворені зародки твердої фази швидко зупиняють зростання через те, що кількість речовини у розбавленому розчині скоро вичерпується.

Відповідно до загальноприйнятої міцелярної теорії будови колоїдних розчинів золь складається з двох частин: міцел (дисперсної фази) та інтерміцелярної рідини (дисперсійного середовища).

Міцела – це структурна колоїдна одиниця, тобто частинка дисперсної фази, обгорнута подвійним електричним шаром (ПЕШ). *Інтерміцелярна рідина* – це дисперсійне середовище, яке розподіляє міцели, в якому розчинені електроліти, неелектроліти, ПАР, що стабілізують колоїдну систему.

Розглянемо будову міцели йодиду срібла, якщо золь утворюється за реакцією:



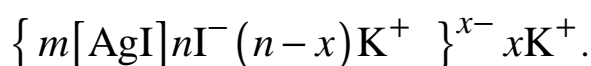
Основою колоїдної частинки є електронейтральний *агрегат*, що складається з декількох сотень або тисяч атомів, являє собою мікрокристали важкорозчинної сполуки (в нашому випадку m пар іонів Ag^+ і I^-). На рис. 3.1 схематично зображена міцела AgI .

Така система може існувати тільки в присутності стабілізатора, що здатний підтримувати початковий ступінь дисперсності. Стабілізатором може бути електроліт, в якому міститься іон, що спроможний до вибіркової адсорбції на поверхні даної твердої фази. Вибіркова адсорбція відбувається відповідно до *правила Панета-Фаянса*: це іони, які входять до складу кристалічної ґратки або ізоморфні їм. Отже, для утворення золю йодиду срібла стабілізатором може бути як AgNO_3 , так і KI .

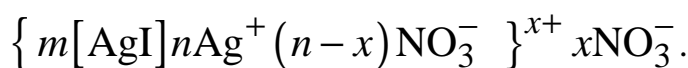
Якщо реакція відбуватиметься в надлишку KI , то на поверхні агрегата будуть адсорбуватися іони I^- , їх кількість n . Іони йодиду є потенціалвизначальними (ПВІ), визначають потенціал і заряд поверхні. Агрегат разом з ПВІ називають *ядром* колоїдної частинки. Під дією електростатичних сил до ядра притягується n іонів протилежного знака – протиіони, які компенсують заряд ядра. У даному випадку цю роль виконують іони K^+ . Частина протиіонів ($n - x$), які найближче розташовані до ядра, перебувають у шарі рідини і створюють адсорбційний шар або шар Штерна. На ці іони діють не тільки електростатичні, а й ван-дер-ваальсові сили ядра. Ядро разом з адсорбційним шаром протиіонів називають *гранулою* (або колоїдною

частинкою). Решта x протионів, які нейтралізують заряд поверхні та які слабкіше зв'язані з ядром (тільки електростатичними силами), розташовуються під впливом теплового руху в рідкій фазі дифузно. Тому цей шар називають дифузним. Гранула разом з дифузною частиною ПЕШ і називається *міцелюю*. Числа m , n та x можуть змінюватися в широких межах і залежно від умов одержання та очистки золів. Зазвичай $m \gg n$. Міцели золів завжди електронейтральні.

Структуру міцели можна зобразити схематично або записати формулою



Якщо золь AgI одержано в умовах надлишку AgNO_3 , то формула міцели набуває вигляду:



←-----→ агрегат

←-----→ ядро

←-----→ частинка (гранула)

←-----→ міцела

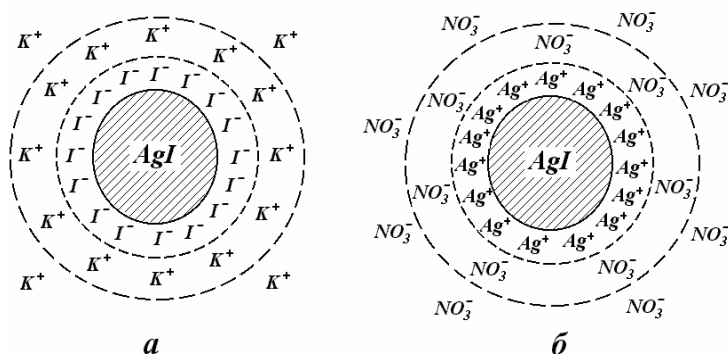
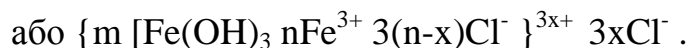


Рис. 3.1 – Схема будови колоїдної міцели золю йодиду срібла:

а) при надлишку KI; б) при надлишку AgNO_3 .

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Напишіть формулу міцели гідроксиду заліза, за умови, що гідрозоль одержаний гідролізом FeCl_3 .



Задача 2. Золь хлориду срібла був одержаний додаванням 15 мл водного розчину хлориду калію з концентрацією 0,025 моль/л до 85 мл водного розчину нітрату срібла з концентрацією 0,005 моль/л. Напишіть формулу міцели.

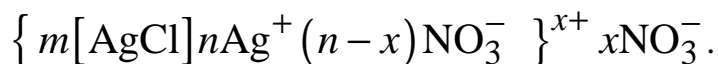
Розв'язання. Визначаємо реагент, що знаходиться в надлишку:

$$n(\text{KCl}) = c(\text{KCl}) \cdot V = 0,025 \cdot 0,015 = 3,75 \cdot 10^{-4} \text{ моль,}$$

$$n(\text{AgNO}_3) = c(\text{AgNO}_3) \cdot V = 0,005 \cdot 0,085 = 4,25 \cdot 10^{-3} \text{ моль,}$$

$$n(\text{AgNO}_3) > n(\text{KCl}).$$

У розчині є надлишок нітрату срібла, тому потенціалвизначальними іонами будуть іони Ag^+ . Формула міцели має вигляд:



←-----→ агрегат

←-----→ ядро

←-----→ частинка (гранула)

←-----→ міцела

Частинка, або гранула, заряджена позитивно.

Завдання для самостійного розв'язання

121. Золь сульфату кальцію був отриманий при змішуванні $5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ розчину CaCl_2 з молярною концентрацією еквівалента 0,05 кмоль/м³ з 2% -вим розчином H_2SO_4 об'ємом $1 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ і густиною 1012 кг/м³. Напишіть формулу міцели. Як будуть переміщуватися заряджені частинки в електричному полі?

122. Який об'єм 2%-вого розчину гідроксиду натрію ($\rho = 1021 \text{ кг/м}^3$) необхідно додати до $2 \cdot 10^{-5} \text{ м}^3$ розчину FeCl_3 , молярна концентрація еквівалента якого дорівнює 0.1 кмоль/м^3 , щоб отримати негативно заряджені частинки? Напишіть формулу міцели.

123. Золь отримали при змішуванні розчинів BaCl_2 ($V=1 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$; $c = 0,0001 \text{ кмоль/м}^3$) і H_2SO_4 ($V = 1 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$; $c = 0,001 \text{ кмоль/м}^3$). Напишіть формулу міцели.

124. Який об'єм $5 \cdot 10^{-3} \text{ кмоль/м}^3$ розчину AgNO_3 необхідно додати до $2 \cdot 10^{-5} \text{ м}^3$ розчину KJ , концентрація якого становить $0,015 \text{ кмоль/м}^3$, щоб отримати золь з позитивно зарядженими частинками? Напишіть формулу міцели.

125. Який об'єм розчину FeCl_3 , молярна концентрація якого $0,001 \text{ моль/л}$, необхідно додати до $3 \cdot 10^{-5} \text{ м}^3$ розчину AgNO_3 концентрації $2 \cdot 10^{-3} \text{ кмоль/м}^3$, щоб частинки золю в електричному полі рухались до аноду? Напишіть формулу міцели.

126. Напишіть формулу міцели золю, який отримали при змішуванні $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ м}^3$ розчину KJ молярної концентрації $0,0025 \text{ кмоль/м}^3$ і $3,5 \cdot 10^{-5} \text{ м}^3$ розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ молярної концентрації $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ кмоль/м}^3$.

127. Золь берлінської лазури був отриманий при додаванні до 100 мл $0,005 \text{ моль/л}$ розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $0,5 \text{ мл}$ $0,1 \text{ моль/л}$ розчину хлориду феруму (III). Напишіть формулу міцели. Який заряд мають частинки золю? Яким методом можна визначити цей заряд?

128. Золь хлориду срібла був отриманий змішуванням рівних об'ємів розчинів хлориду калію з концентрацією $0,0095 \text{ моль/л}$ і нітрату срібла з концентрацією $0,012 \text{ моль/л}$. Напишіть формулу міцели. Який заряд мають частинки золю?

129. Запишіть формулу міцели золю, який був отриманий при додаванні $1,5 \text{ мл}$ $0,05 \text{ моль/л}$ розчину нітрату кобальту (II) до 25 мл $0,003 \text{ моль/л}$ розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

130. Який об'єм розчину нітрату срібла з концентрацією 0,005 моль/л потрібно додати до 25 мл розчину броміду натрію з концентрацією 0,016 моль/л, щоб одержати золь з негативно зарядженими частинками? Напишіть формулу міцели золю.

131. Золь сульфідру арсену добувають як результат взаємодії As_2O_3 і H_2S . Який метод одержання колоїдних розчинів демонструє цей дослід? Запишіть можливі формули міцели золю.

132. Золь сульфату барію отриманий змішуванням рівних об'ємів розчинів нітрату барію і сульфатної кислоти. Напишіть формулу міцели. Чи однакові вихідні концентрації електrolітів, якщо в електричному полі гранула рухається до аноду?

133. Однією з причин помутніння сірководневої води при стоянні на повітрі є утворення гідрозолу сірки. Запишіть рівняння хімічної реакції, що відбувається в цих умовах, а також найбільш ймовірну формулу міцели. До якого методу відноситься утворення цього золю?

134. Золь AgI отриманий при додаванні 8 мл водного розчину KI концентрації 0,05 моль/л до 10 мл водного розчину AgNO_3 концентрації 0,02 моль/л. Напишіть формулу міцели золю, що утворився. Який заряд мають частинки золю?

135. Золь гідроксиду заліза (III) отримано при додаванні до 85 мл кип'ячої дистильованої води 15 мл 2%-вого розчину хлориду заліза (III). Напишіть формулу міцели золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$, враховуючи, що при утворенні частинок гідроксиду заліза (III) в розчині присутні такі іони: Fe^{+3} , Cl^- . Як заряджені частинки золю?

136. Напишіть формулу міцели золю, що утворився при взаємодії хлориду барію з деяким надлишком сульфату натрію. До якого електроду повинні рухатися частинки сульфату барію?

Тема 4. Природні води. Природні води як багатокомпонентні дисперсні системи. Неорганічні та органічні домішки природних вод. Класифікація природних вод і їх домішок. Основні показники якості води. Методи очищення природних і стічних вод

Твердість води і методи її усунення

Поняття твердості води переважно визначають вмістом катіонів кальцію (Ca^{2+}) і магнію (Mg^{2+}), хоча всі двовалентні катіони тією чи іншою мірою впливають на твердість води. Оскільки їх «внесок» у твердість мізерний, Стандарт подає таке поняття: твердістю води називають сукупність властивостей, що зумовлені концентрацією в ній лужно – земельних елементів, переважно іонів кальцію (Ca^{2+}) і магнію (Mg^{2+}).

Розрізняють карбонатну, некарбонатну, кальцієву, магнієву та загальну твердість.

Карбонатна твердість (T_K) зумовлена наявністю у воді гідрокарбонатів кальцію $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, магнію $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, заліза $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$. Її ще називають тимчасовою, тому що карбонатної твердості води можна позбутися способом кип'ятіння.

Некарбонатна твердість (T_{HK}) зумовлена наявністю кальцієвих та магнієвих солей сильних кислот (CaCl_2 , MgCl_2 , CaSO_4 , MgSO_4). Її ще називають постійною твердістю.

Кальцієва твердість (T_{Ca}) зумовлена наявністю солей кальцію.

Магнієва твердість (T_{Mg}) зумовлена наявністю солей магнію.

Загальна твердість ($T_{заг}$) - це сума кальцієвої і магнієвої твердості:

$$T_{заг} = T_{Ca} + T_{Mg}, \quad \text{або} \quad T_{заг} = T_K + T_{HK}$$

Кількісно твердість води визначають сумою молярних концентрацій еквівалентів іонів кальцію і магнію. Одиниця виміру твердості води – мілімоль на літр (ммоль/л):

$$T = \left[\frac{n \left(\frac{1}{z} \cdot \text{Ca}^{2+} \right)}{V(\text{H}_2\text{O})} + \frac{n \left(\frac{1}{z} \cdot \text{Mg}^{2+} \right)}{V(\text{H}_2\text{O})} \right] \cdot 1000 \text{ (ммоль/л)},$$

або

$$T = \left[\frac{m(\text{X})}{M \left(\frac{1}{z} \text{X} \right) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} \right] \cdot 1000 \text{ (ммоль/л)},$$

де $n \left(\frac{1}{z} \cdot \text{Ca}^{2+} \right)$, $n \left(\frac{1}{z} \cdot \text{Mg}^{2+} \right)$ – кількість речовини еквівалента іонів кальцію або магнію (або їх солей), моль;

$m(\text{X})$ – маса іонів кальцію або магнію (або їх солей), г;

$M \left(\frac{1}{z} \text{X} \right)$ – молярна маса еквівалента іонів кальцію або магнію (або їх солей), г/моль;

$V(\text{H}_2\text{O})$ – об'єм води, л.

Для пом'якшення води використовують різні методи, основними з яких є термічний, реагентний і іонообмінний.

Термічне пом'якшення засноване на нагріванні води, її дистиляції або виморожуванні.

Реагентне пом'якшення води об'єднує методи, суть яких полягає у зв'язуванні іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} реагентами у нерозчинні речовини, що легко видаляються із води.

Іонний обмін заснований на фільтруванні води крізь спеціальні матеріали (іоніти), які обмінюють іони Na^+ і H^+ , що входять до їх складу, на іони Ca^{2+} і Mg^{2+} , які містяться у воді.

Твердість води виражають сумою міліеквівалентів іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} , що містяться в 1 л води (мекв/л). Один міліеквівалент твердості відповідає змісту 20,04 мг/л Ca^{2+} або 12,16 мг/л Mg^{2+} .

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Обчисліть твердість води, якщо 500 л її містять 202,5 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

$$\text{Розв'язання. } T = \left[\frac{m(\text{X})}{M\left(\frac{1}{z}\text{X}\right) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} \right] \cdot 1000 \text{ (ммоль/л)},$$

$$m(\text{X}) = m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 202,5 \text{ г},$$

$$M\left(\frac{1}{z}\text{X}\right) = M\left(\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2\right) = \frac{1}{2} \cdot 162 = 81 \text{ г/моль}, \quad V(\text{H}_2\text{O}) = 500 \text{ л},$$

$$T = \frac{202,5}{81 \cdot 500} \cdot 1000 = 5 \text{ ммоль/л}.$$

Задача 2. Скільки грамів CaSO_4 міститься в 1 м³ води, якщо твердість, яка зумовлена присутністю цієї солі, дорівнює 4 ммоль/л?

$$\text{Розв'язання. } T = \left[\frac{m(\text{X})}{M\left(\frac{1}{z}\text{X}\right) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} \right] \cdot 1000 \text{ (ммоль/л)};$$

$$m(\text{CaSO}_4) = \frac{T \cdot M\left(\frac{1}{z}\text{CaSO}_4\right) \cdot V(\text{H}_2\text{O})}{1000} = \frac{4 \cdot \left(136,14 \cdot \frac{1}{2}\right) \cdot 1000}{1000} = 272,28 \text{ г}.$$

Задача 3. Яку масу соди треба додати до 500 л води, щоб усунути її твердість, яка дорівнює 5 ммоль/л ?

Розв'язання. У 500 л води міститься $500 \cdot 5 = 2500$ ммоль солей, що обумовлюють твердість води. Для усунення твердості слід додати таку ж кількість ммоль еквівалентів соди.

$$M\left(\frac{1}{z}\text{Na}_2\text{CO}_3\right) = \frac{1}{2} \cdot 106 = 53 \text{ г/моль}, \quad m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2500 \cdot 53 = 132500 \text{ мг} = 132,5 \text{ г}.$$

Задача 4. Обчисліть карбонатну твердість води, якщо на титрування 100 см³ цієї води, що містить гідрокарбонат кальцію, знадобилося 6,25 см³ 0,08 н. розчину HCl .

$$\text{Розв'язання. } T = \frac{n\left(\frac{1}{z}\text{X}\right)}{V(\text{H}_2\text{O})} \cdot 1000 \text{ ммоль/л},$$

де $n\left(\frac{1}{z}X\right)$ – кількість речовини еквівалента солі (моль), яка обумовлює твердість води. У даному прикладі кількість еквівалентів гідрокарбонату кальцію дорівнює кількості еквівалентів HCl, яка знадобилася на титрування води: $n\left(\frac{1}{2}\cdot\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2\right) = c(\text{HCl})\cdot V(\text{HCl})$ (моль). Тому

$$T = \frac{c(\text{HCl})\cdot V(\text{HCl})}{V(\text{H}_2\text{O})} \cdot 1000 \text{ ммоль/л},$$

$$T = \frac{0,08 \cdot 6,25}{100} \cdot 1000 = 5 \text{ ммоль/л}.$$

Завдання для самостійного розв'язання

137. Яку масу Na_3PO_4 необхідно додати до 100 л води, щоб усунути її карбонатну твердість, яка дорівнює 4,5 ммоль/л? *Відповідь:* 24,6 г.

138. Які солі обумовлюють твердість природної води? Яку твердість називають карбонатною, некарбонатною? Як можна усунути карбонатну, некарбонатну твердість? Напишіть рівняння відповідних реакцій. Чому дорівнює твердість води, в 50 л якої міститься 8,325 г гідрокарбонату кальцію? *Відповідь:* 3 ммоль/л.

139. Обчисліть карбонатну твердість води, якщо для реакції з гідрокарбонатом кальцію, що містяться в 200 см³ води, потрібно 13 см³ 0,1 н розчину HCl.

Відповідь: 6,5 ммоль/л.

140. В 1 л води міститься 36,47 мг іонів магнію й 50,1 мг іонів кальцію. Чому дорівнює твердість цієї води?

Відповідь: 5,5 мекв/л.

141. Яку масу карбонату натрію необхідно додати до 500 л води, щоб усунути її карбонатну твердість, яка дорівнює 4 ммоль/л?

Відповідь: 106 г.

142. Вода, яка містить тільки сульфат магнію, має твердість 7 ммоль/л. Яка маса сульфату магнію міститься в 300 л цієї води?

Відповідь: 126,3 г.

143. Розрахуйте твердість води, за умови, що в 500 л її міститься 73 г сульфату магнію і 62,7 г гідрокарбонату кальцію.

Відповідь: 3,9 мекв/л.

144. В 300 л води міститься 15 г хлориду магнію. Чому дорівнює твердість цієї води?

Відповідь : 1,05 ммоль/л.

145. Твердість води, що містить тільки гідрокарбонат кальцію, дорівнює 5 ммоль/л. Який об'єм 0,1 н розчину HCl потрібен для реакції з гідрокарбонатом кальцію, який міститься в 50 см³ цієї води?

Відповідь: 2,5 см³.

146. В 1 м³ води міститься 120 г сульфату магнію і 162 г гідрокарбонату кальцію. Чому дорівнює твердість цієї води? *Відповідь:* 4 ммоль/л.

147. Вода, яка містить тільки гідрокарбонат магнію, має твердість 3,5 ммоль/л. Яка маса гідрокарбонату магнію міститься в 200 л цієї води?

Відповідь: 51,1 г.

148. До 1 м³ жорсткої води додали 132,5 г карбонату натрію. Наскільки знизилася твердість?

Відповідь: на 2 ммоль/л.

149. Чому дорівнює твердість води, якщо для її усунення до 100 л води знадобилося додати 40,8 г карбонату натрію?

Відповідь: 7,7 ммоль/л.

150. Яка маса CaCl₂ міститься в 500 л води, якщо твердість, що обумовлена цією сіллю, дорівнює 6 ммоль/л?

Відповідь: 166,5 г.

151. Вода, яка містить тільки гідрокарбонат кальцію, має твердість 9 ммоль/л. Яка маса гідрокарбонату кальцію міститься в 500 л води?

Відповідь: 364,5 г.

152. Яку масу Ca(OH)₂ необхідно додати до 5 л води, щоб усунути її твердість, яка дорівнює 6 ммоль/л?

Відповідь: 1,11 г.

153. Яку масу карбонату натрію необхідно додати до $0,1 \text{ м}^3$ води, щоб усунути твердість, яка дорівнює 4 ммоль/л ?

Відповідь: 21,2 г.

154. До 10 л жорсткої води додали 1,5 г гідроксиду кальцію. Наскільки знизилася карбонатна твердість?

Відповідь: на 4 ммоль/л .

155. Чому дорівнює карбонатна твердість води, якщо в 1 л її міститься $0,292 \text{ г}$ гідрокарбонату магнію і $0,2025 \text{ г}$ гідрокарбонату кальцію?

Відповідь: $6,5 \text{ ммоль/л}$.

156. Яку масу гідроксиду кальцію необхідно додати до 200 л води, щоб усунути твердість, яка дорівнює $4,5 \text{ ммоль/л}$?

Відповідь: 33,3 г.

157. На титрування 100 мл природної води витрачено 8 мл $0,1 \text{ н}$ розчину трилону Б і 3 мл $0,1 \text{ н}$ розчину HCl . Розрахуйте загальну й тимчасову твердість води. Який реагент і в якій кількості (за масою) необхідно додати до 100 л даної води для усунення її карбонатної твердості?

Відповідь: 8 ммоль/л ; 3 ммоль/л ; 11,1 г.

158. При термічній обробці 5 л води утворився осад карбонату кальцію масою 2г. Визначте тимчасову твердість води і розрахуйте масу вапна, яка потрібна для її усунення. Напишіть рівняння реакцій, що полягають в основі термічного і вапняного методів пом'якшення води. *Відповідь:* 8 ммоль/л ; 1,48 г.

159. Визначте кількість 70% вапна, яке необхідне для пом'якшення 10 л води з тимчасовою твердістю $6,3 \text{ ммоль/л}$. Наведіть рівняння відповідних хімічних реакцій.

Відповідь: 3,3 г.

160. Скільки кальцію (г) міститься в 5 л води, якщо її твердість по кальцію дорівнює $5,2 \text{ ммоль/л}$? Розрахуйте кількість соди, що необхідна для пом'якшення води. Напишіть відповідні рівняння хімічних реакцій.

Відповідь: 1,71 г; 1,38 г.

161. Визначте загальну твердість води, якщо для пом'якшення 4 м^3 її витрачено $1,378 \text{ кг}$ товарної соди з вмістом Na_2CO_3 95% . Залишкова твердість води дорівнює $0,5 \text{ ммоль/л}$. Напишіть рівняння хімічних реакцій, які полягають в основі пом'якшення води содою.

Відповідь: $6,7 \text{ ммоль/л}$.

162. Аналізом встановлено, що в 250 мл досліджуваної води міститься 20 мг іонів кальцію, 12 мг іонів магнію, 5 мг іонів натрію і $86,47 \text{ мг}$ гідрокарбонат-іонів. Визначте загальну і тимчасову твердість, розрахуйте масу вапна, яка потрібна для пом'якшення 5 м^3 води.

Відповідь: 8 ммоль/л ; $5,7 \text{ ммоль/л}$; $1,054 \text{ кг}$.

163. Розчинність CaSO_4 у воді за звичайних умов становить $0,202 \text{ г}$ на 100 г розчинника. Густина насиченого розчину сульфату кальцію 1 г/см^3 . Визначте твердість насиченого водного розчину CaSO_4 . *Відповідь:* $29,7 \text{ ммоль/л}$.

164. В 1 м^3 води міститься хлорид кальцію, хлорид магнію і гідрокарбонат магнію в кількостях 111 г ; $71,25 \text{ г}$; 146 г відповідно. Розрахуйте загальну, тимчасову і постійну твердість води.

Відповідь: $5,5 \text{ ммоль/л}$; 2 ммоль/л ; $3,5 \text{ ммоль/л}$.

165. Твердість деякого зразка води обумовлюється тільки гідрокарбонатом заліза. При кип'ятінні $0,25 \text{ л}$ води в осад випадає 4 мг FeCO_3 . Чому дорівнює твердість води?

Відповідь: $0,28 \text{ ммоль/л}$.

166. На титрування $0,05 \text{ л}$ зразка води витрачено $4,8 \cdot 10^{-3} \text{ л}$ $0,1 \text{ н}$ HCl . Чому дорівнює карбонатна твердість води?

Відповідь: $9,6 \text{ ммоль/л}$.

Тема 5. Адсорбція в очищенні води.

Хімічні та фізико-хімічні процеси. Поверхневі явища. Поверхневий натяг. Поверхнево-активні речовини (ПАР). Адсорбція в очищенні води: молекулярна адсорбція, основні поняття та визначення; адсорбенти; ізотерма адсорбції. Адсорбція на твердих адсорбентах – як метод очищення води від розчинених органічних домішок

Термін *адсорбція* було введено для позначення поглинання речовини поверхнею (по лат. sorbeo – “поглинаю”, ad – “на”).

Адсорбцією називають зміну концентрації компонента в поверхневому шарі в порівнянні з об'ємною фазою, яка віднесена до одиниці площі поверхні. Або адсорбція – це самодовільний процес перерозподілу компонентів системи між поверхневим шаром та об'ємною фазою. Це процес концентрування або накопичення газуватої чи розчиненої речовини на межі розділу фаз. При перерозподілі компонентів в поверхневий шар переважно переходить той компонент, який сильніше зменшує поверхневий або міжфазний натяг (σ).

У загальному випадку адсорбція може проходити не тільки завдяки прагненню поверхневої енергії до зменшення. Вона може бути результатом хімічної взаємодії компонента з поверхнею речовини (хемосорбція) і тоді поверхнева енергія може навіть зростати на фоні зменшення енергії всієї системи.

Термін "адсорбція" об'єднує дуже широке коло явищ, що мають місце при наявності поверхні розподілу між фазами. Найбільш практичне значення має адсорбція поверхнево - активних речовин і адсорбція домішок з газу або рідини спеціальними високоефективними адсорбентами. В якості адсорбентів можуть бути використані різноманітні матеріали з високою питомою поверхнею: пористий вуглець (найбільш поширена форма – активоване вугілля), силікагелі, цеоліти, а також деякі інші групи природних мінералів і

синтетичних речовин. Адсорбція є одним з методів фізико-хімічного очищення стічних вод від домішок забруднюючих речовин.

Сорбційні методи полягають у виділенні органічних і неорганічних забруднень на природних або синтетичних сорбентах, а також у використанні іонселективних матеріалів.

Речовину, на поверхні якої проходить адсорбція, називають *адсорбентом*. Адсорбент може бути твердим або рідким.

Речовину, що адсорбується на поверхні твердого або рідкого тіла, називають *адсорбтивом*, адсорбовану речовину - *адсорбатом*.

Таким чином, адсорбтив адсорбується на поверхні адсорбенту, утворюючи адсорбат.

Якщо концентрація компонента в поверхневому шарі збільшується в порівнянні з об'ємною фазою, то говорять про його позитивну адсорбцію (поверхневоактивні речовини–ПАР), якщо ж концентрація компонента в поверхневому шарі зменшується в порівнянні з об'ємною фазою, то мова йде про негативну адсорбцію (поверхневоінактивні речовини – ПІР).

Зворотний процес переходу речовини з поверхневого шару в об'ємну фазу називають *десорбцією*.

У залежності від агрегатного стану суміжних фаз розрізняють :

- адсорбцію газів на твердих адсорбентах;
- адсорбцію розчинних речовин на межах "тверде тіло – рідина" і "рідина – рідина";
- адсорбцію на межі "рідина – газ".

Кількісно адсорбція може бути визначена за допомогою таких величин:

1) адсорбція „*a*” – це кількість адсорбату в об'ємі адсорбційного шару, віднесена до одиниці маси адсорбенту, (моль/г);

2) адсорбція „ a ” – це кількість адсорбованої речовини на одиниці поверхні адсорбенту, (моль/м²);

3) адсорбція Гіббса “ Γ ” – це надлишок кількості молів адсорбату в об’ємі поверхневого шару площею 1м² порівняно з кількістю його молів у тому самому об’ємі за умов, що біля міжфазної межі не відбувалося зміни концентрації (моль/м²).

Так як поверхня твердого адсорбенту пориста і величина площі поверхні, як правило, не відома, адсорбцію на твердих адсорбентах зазвичай відносять не до одиниці площі, а до одиниці маси адсорбенту (моль/г).

Відповідно до II закону термодинаміки компонент буде адсорбуватися на межі фаз, якщо результатом адсорбції буде зменшення вільної поверхневої енергії Гіббса ($G_s = \sigma \cdot s$), тобто, якщо буде зменшуватися поверхневий натяг (при незмінній площі поверхні розділу фаз).

Кількісна залежність між величиною адсорбції Γ , концентрації речовини в розчині C і зменшенням поверхневого натягу виражається рівнянням Гіббса:

$$\Gamma = - \frac{c}{RT} \cdot \frac{d\sigma}{dc}.$$

Величину $\frac{d\sigma}{dc}$ називають поверхневою активністю речовини, що адсорбується; вона характеризує здатність цієї речовини до адсорбції. Це рівняння використовують при вивченні адсорбції на межі "рідина-газ" і "рідина – рідина", тому що у цих випадках поверхневий натяг можна визначити експериментально. При поглинанні розчинених речовин твердими адсорбентами, адсорбція не може бути розрахована за рівнянням Гіббса, так як не має прийнятих методів вимірювання поверхневого натягу на межі розділу "тверда речовина – рідина".

Графічну залежність величини адсорбції від рівноважної концентрації при сталій температурі називають ізотермою адсорбції (Рис. 5.1).

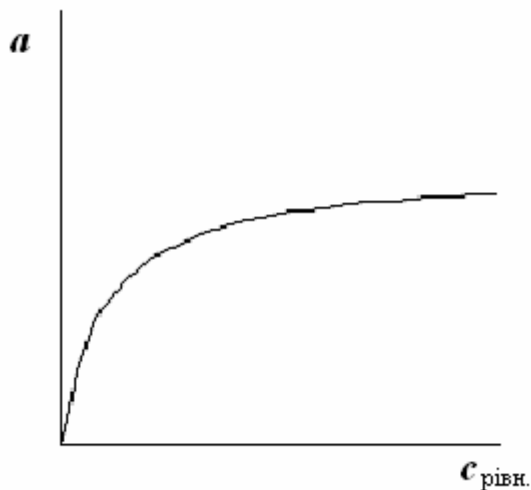


Рис. 5.1– Ізотерма моношарової адсорбції

Адсорбційну рівновагу в системі "твердий адсорбент – розчин" можна охарактеризувати за допомогою емпіричного рівняння Фрейндліха, який показав, що при постійній температурі число молей адсорбованого газу, або розчиненої речовини, що припадає на одиницю маси адсорбенту (так звана питома адсорбція $\frac{x}{m}$), пропорційно рівноважному тиску (для газу), або рівноважній концентрації (для речовин, що адсорбуються з розчину) адсорбату, що зведений в деяку ступінь, яка завжди менше одиниці:

$$a = \frac{x}{m} = kp^{1/n}, \quad a = \frac{x}{m} = kc^{1/n},$$

де a – величина адсорбції (моль/г);

x - кількість адсорбованої речовини (моль);

m – маса адсорбенту (г);

p – рівноважний тиск речовини (Па);

c – рівноважна концентрація речовини в розчині (моль/л);

k і n – сталі величини.

Фізичний сенс константи рівноваги k полягає в тому, що вона дорівнює величині адсорбції при рівноважній концентрації адсорбату рівній одиниці. Константа рівноваги залежить від природи адсорбенту і адсорбату. Значення

адсорбційного показника $\frac{1}{n}$ знаходиться в межах $0,1 \div 1$ і залежить від температури і природи адсорбата.

З метою знаходження констант рівняння Фрейндліха (k і n), його приводять до вигляду прямої логарифмуванням:

$$\lg a = \lg k + \frac{1}{n} \lg c.$$

Графік, що побудований у координатах $\lg a - \lg c$, є прямою лінією, яка відтинає на ординаті відрізок, що дорівнює $\lg k$, а тангенс кута нахилу прямої до осі абсцис дорівнює за величиною показнику ступеня при тиску або концентрації $\frac{1}{n}$ (Рис. 5.2).

Побудувавши лінійну залежність $\lg a$ від $\lg c$ визначають параметри n і k .

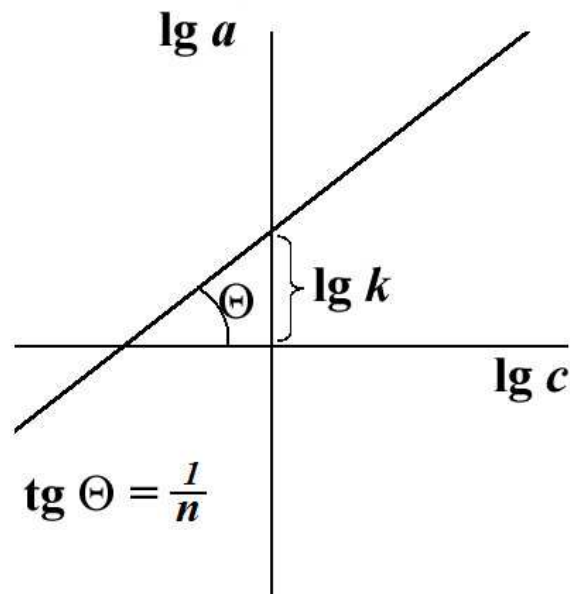


Рис. 5.2 – Графічний метод визначення параметрів рівняння Фрейндліха

Це рівняння є емпіричним і придатне головним чином для середніх концентрацій.

В 1917 році Ленгмюром було виведено рівняння для опису адсорбції з розчину або газової фази на твердій поверхні. Воно служить досить хорошим наближенням, якщо граничній адсорбції відповідає монослой адсорбованих молекул, які не взаємодіють між собою, і якщо між адсорбцією і десорбцією

встигає встановитися рівновага. Для опису адсорбції з розчину, рівняння Ленгмюра має вигляд:

$$a = a_{\infty} \frac{Kc}{1 + Kc}.$$

Так як концентрація газів і парів практично пропорційна тиску, то для них ізотерма адсорбції Ленгмюра має вигляд:

$$a = a_{\infty} \frac{K_p P}{1 + K_p P}.$$

Для знаходження a_{∞} і K рівняння ізотерми приводять до наступного вигляду:

$$\frac{1}{a} = \frac{1}{a_{\infty}} + \frac{1}{a_{\infty} \cdot K \cdot c}.$$

Зображуючи експериментальні дані a і c в координатах $1/a$ від $1/c$, знаходять a_{∞} і K (Рис. 5.3).

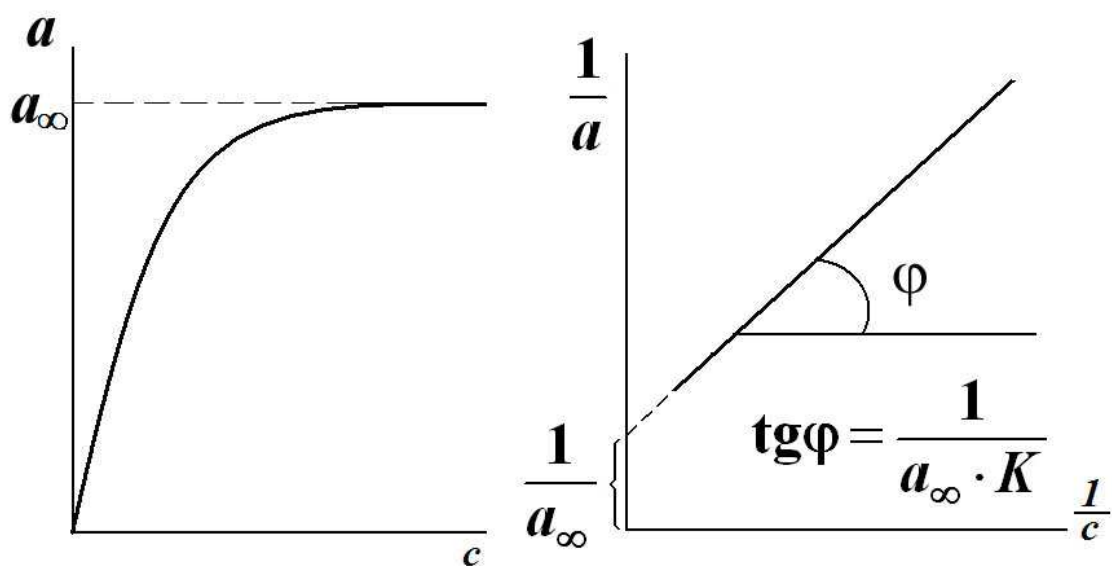


Рис. 5.3 – Ізотерма адсорбції Ленгмюра

Адсорбція на межі "тверде тіло – рідина".

Молекулярна адсорбція із розчинів на твердій поверхні

При розгляді адсорбції газів і парів на твердих адсорбентах припускалось, що до адсорбції поверхня адсорбенту вільна від молекул адсорбтива і вона поступово заповнюється адсорбтивом з ростом тиску відповідно ізотермі адсорбції.

При адсорбції з рідких розчинів поверхня адсорбенту завжди повністю зайнята молекулами розчинника і розчиненої речовини.

Розчинена речовина може адсорбуватися тільки витісняючи з поверхневого шару молекули розчинника, тобто проходить обмінна молекулярна адсорбція.

При розгляді адсорбції із розчину на твердому тілі прийнято розрізняти два випадки: адсорбцію неелектролітів, коли адсорбуються молекули адсорбтивна і адсорбцію електролітів, коли адсорбується вибірково один із іонів електроліту.

У випадку адсорбції із розчинів час встановлення рівноваги зазвичай значно більший, оскільки він визначається дифузією.

Кількість адсорбованої речовини на одиницю маси адсорбенту виражає формула:

$$a = \frac{(c_0 - c_{\text{рівн}}) \cdot V}{m} \text{ моль/г,}$$

де c_0 – вихідна,

$c_{\text{рівн}}$ - рівноважна молярні концентрації (моль/л);

V – об'єм розчину (л);

m – маса адсорбенту (г).

Залежність молекулярної адсорбції із розчину на твердому тілі від концентрації характеризується звичайною ізотермою адсорбції, і для досить розбавлених розчинів добре описується рівняннями Фрейндліха і Ленгмюра. Дійсно для описування адсорбції із розчину на твердому тілі використовують і рівняння Гіббса, але на жаль, складність визначення σ на межі "тверде тіло – рідина" не дозволяє безпосередньо використовувати його в цьому випадку.

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Розрахуйте адсорбцію гептанолу на основі концентраційної залежності поверхневого натягу його водних розчинів при 293 К:

c , моль/л	0	0,040	0,100	0,200	0,316	0,500	0,794	1,000;
σ , мДж/м ²	72,7	71,4	70,9	70,0	69,2	68,2	67,2	66,8.

Визначте константу рівняння Ленгмюра, площу, яку займає одна молекула в насиченому адсорбційному шарі, й товщину адсорбційного шару. Густина гептанолу при даній температурі дорівнює $0,824 \text{ г/см}^3$.

Розв'язання. Використовуючи рівняння Гіббса $\Gamma = -\frac{c}{RT} \cdot \frac{d\sigma}{dc}$, можна знайти

величину адсорбції Γ для будь-якого заданого значення c з тангенсу кута нахилу дотичної до експериментальної ізотерми σ – c в точці, яка відповідає заданій концентрації. Для цього необхідно побудувати графік залежності величини σ від концентрації c , провести дотичні до отриманої кривої в точках, що відповідають значенням концентрацій (рис. 5.4); з цих же точок опустити перпендикуляри на вісь ординат. На графіку визначте довжину відрізка Z_i , що відсікається на осі ординат дотичною й перпендикуляром (для кожної експериментальної точки з концентрацією розчину ПАР c_i). З рисунка видно, що $Z_i = -c_i \cdot \left(\frac{d\sigma}{dc}\right)_i$. Після

підставлення величини Z_i у рівняння Гіббса можна розрахувати величини адсорбції за співвідношенням: $\Gamma_i = Z_i / (RT)$. Гіббсівська адсорбція завжди виражається в молях на одиницю площі. Якщо σ виражена в Дж/м², то необхідно прийняти газову сталу $R = 8,3144 \text{ Дж}\cdot\text{моль}^{-1}\cdot\text{К}^{-1}$, щоб привести всі одиниці вимірювань у відповідність.

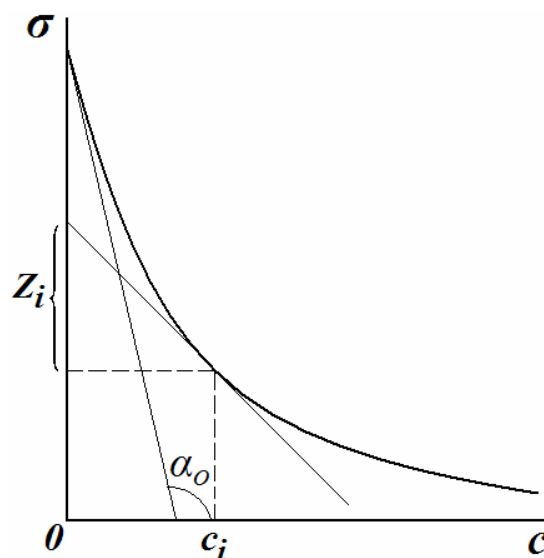


Рис. 5.4 – Ізотерма поверхневого натягу ПАР $\sigma = f(c)$

Для розрахунку a_∞ використовують рівняння Ленгмюра в лінійній формі:

$$\frac{1}{\Gamma} = \frac{1}{\Gamma_\infty} + \frac{1}{\Gamma_\infty Kc}, \text{ або } \frac{1}{a} = \frac{1}{a_\infty} + \frac{1}{a_\infty Kc}.$$

Будують графік залежності $1/a$ від $1/c$. Відрізок, який відсікають на вісі ординат при екстраполяції величини $1/a$ на нульову концентрацію, буде дорівнювати величині $1/a_\infty = 0,74 \cdot 10^6$, $a_\infty = 1,35 \cdot 10^{-6}$. Усі розрахунки зводять до таблиці:

c	$Z \cdot 10^3$	$a \cdot 10^7$	$1/a \cdot 10^{-6}$	$1/c$
0,05	0,8	3,28	3,045	20
0,1	1,1	4,51	2,22	10
0,2	1,5	6,15	1,62	5
0,3	2,0	8,21	1,22	3,3
0,4	2,8	10,0	1,0	2,5.

Тангенс кута нахилу прямої дорівнюватиме $\text{tg}\alpha = \frac{1}{a_\infty K}$. Звідси знаходять

величину K :

$$K = \frac{1}{a_\infty \text{tg}\alpha} = \frac{1}{1,35 \cdot 10^{-6} \cdot 1,45 \cdot 10^5} = 5,1 \text{ л/моль.}$$

Площу, яку займає молекула ПАР у насиченому поверхневому шарі, розраховують за формулою

$$S_0 = \frac{1}{a_\infty N_A} = \frac{0,74 \cdot 10^6}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,23 \cdot 10^{-18} \text{ м}^2.$$

Товщину адсорбційного шару розраховують за формулою

$$\delta = \Gamma_\infty M/\rho = \frac{1,35 \cdot 10^{-6} \cdot 116 \cdot 10^{-3}}{0,824 \cdot 10^3} = 1,9 \cdot 10^{-10} \text{ м.}$$

Задача 2. Розрахуйте граничну адсорбцію валеріанової кислоти на поверхні розділу "водний розчин – повітря" при 350К і концентрації розчину 0,001 моль/л, якщо залежність поверхневого натягу розчину від концентрації виражають рівнянням: $\sigma = \sigma_0 - 17,7 \cdot 10^{-3} \ln(1 + 19,72c)$.

Розв'язання. Залежність поверхневого натягу від концентрації ПАР виражають рівнянням Шишковського:

$$\sigma = \sigma_0 - B \ln(1 + Ac).$$

Рівняння Шишковського можна отримати в результаті спільного розв'язання адсорбційного рівняння Гіббса з рівнянням Ленгмюра. При цьому $B = a_{\infty}RT$ і $A = K$. Тоді маємо:

$$\sigma = \sigma_0 - a_{\infty}RT \ln(1 + Kc).$$

$$a_{\infty}RT = 17,7 \cdot 10^{-3}.$$

$$a_{\infty} = \frac{17,7 \cdot 10^{-3}}{8,314 \cdot 350} = 6,08 \cdot 10^{-6} \text{ моль/м}^2.$$

Завдання для самостійного розв'язання

167. Розрахуйте за рівнянням Шишковського ($B = 17,7 \cdot 10^{-3}$; $A = 19,72$) поверхневий натяг водних розчинів валеріанової кислоти наступних концентрацій (кмоль/м³): 0,005; 0,020; 0,040; 0,100 при 353К. Поверхневий натяг води при 353К дорівнює $62,6 \cdot 10^{-3}$ Дж/м². Побудуйте ізотерму поверхневого натягу $\sigma = f(c)$.

168. Розрахуйте адсорбцію октанолу на межі водний розчин – повітря при 293К і $c = 0,25$ моль/ м³ за такими даними:

c , моль/м ³	0	0,04	0,10	0,16	0,40	1,00;
$\sigma \cdot 10^3$, Н/м	72,75	70,60	69,00	67,80	64,2	60,60.

169. Знайдіть площу, яку займає одна молекула аніліну в насиченому адсорбційному шарі на поверхні його водного розчину з повітрям, якщо гранична адсорбція аніліну становить $6 \cdot 10^{-6}$ моль/ м³. *Відповідь:* $28 \cdot 10^{-20}$ м².

170. Розрахуйте адсорбцію розчину масляної кислоти з концентрацією 0,1 кмоль/м³ на межі "водний розчин – повітря" при 283К, якщо залежність поверхневого натягу від концентрації виражена рівнянням Шишковського:

$$\sigma = \sigma_0 - 16,7 \cdot 10^{-3} \ln(1 + 21,5c). \text{ Відповідь: } 4,8 \cdot 10^{-6} \text{ моль/м}^2.$$

171. Розрахуйте адсорбцію масляної кислоти на межі "водний розчин - повітря" при 293К і $c = 0,104$ кмоль/м³ за даними:

c , кмоль/м ³	0,06	0,021	0,50	0,104	0,246;
$\sigma \cdot 10^3$, Дж/м ²	72,53	68,12	63,53	58,60	50,30.

172. Розрахуйте адсорбцію пропіонової кислоти на межі "водний розчин - повітря" при 273 К і $c = 0,5$ кмоль/м³, якщо константи рівняння Шишковського дорівнюють: $B=12,5 \cdot 10^{-3}$; $A=7,73$.

Відповідь: $3 \cdot 10^{-9}$ кмоль/м²

173. Визначте поверхневу активність валеріанової кислоти на межі "водний розчин – повітря" при 373К і $c = 0,01$ кмоль/м³ за константами Шишковського: $B = 9,3 \cdot 10^{-3}$; $A = 18,32$.

Відповідь: 17,04 Дж.м /кмоль.

174. Розрахуйте граничну адсорбцію a_{∞} , довжину молекули δ і площу S , яку займає одна молекула валеріанової кислоти C_4H_9COOH у насиченому адсорбційному шарі на поверхні його водного розчину з повітрям при $T = 350K$ і концентрації розчину $0,001$ кмоль/м³, якщо константи рівняння Шишковського становлять $B = 17,7 \cdot 10^{-3}$, $A = 19,72$, а густина валеріанової кислоти $\rho = 0,942 \cdot 10^{-3}$ кг/м³.

Відповідь: $6,08 \cdot 10^{-9}$ кмоль/м²; $27 \cdot 10^{-20}$ м²; $6,6 \cdot 10^{-10}$ м.

175. Розрахуйте за рівнянням Ленгмюра адсорбцію пропіонової кислоти з розчину з концентрацією 0,5 моль/л на поверхні розділу "розчин – повітря" при 298К, якщо поверхневий натяг цього розчину $55,6$ мДж/м², поверхневий натяг води $71,96$ мДж/м² та константа рівняння Ленгмюра $K = 7,73$ л/моль.

Відповідь: $3,31 \cdot 10^{-6}$ моль/ м².

176. Розрахуйте адсорбцію валеріанової кислоти на межі "водний розчин – повітря" при 293К і $c = 0,0206$ кмоль/ м³ за даними:

c , кмоль/м ³	0	0,0103	0,0206	0,0683	0,2049;
$\sigma \cdot 10^3$, Н/м	72,55	65,45	59,78	49,31	35,20.

177. Площа, яку займає одна молекула 1,4 – бутандіолу у насиченому адсорбційному моношарі на поверхні його водного розчину, становить $4,69 \cdot 10^{-19} \text{ м}^2$. Розрахуйте величину граничної адсорбції 1,4 – бутандіолу на межі розділу рідина – повітря.

Відповідь: $3,54 \cdot 10^{-6} \text{ моль/ м}^2$.

178. Розрахуйте адсорбцію аніліну з водного розчину з концентрацією 0,25 моль/л, якщо при $+15^\circ\text{C}$ гранична адсорбція становить $6 \cdot 10^{-6} \text{ моль/м}^2$, поверхневий натяг розчину й води відповідно дорівнюють 61,5 і 73,48 мДж/м².

Відповідь: $3,39 \cdot 10^{-6} \text{ моль/ м}^2$.

179. Розрахуйте константу K рівняння Ленгмюра, що описує адсорбцію аніліну з водного розчину з концентрацією 0,25 моль/л, якщо при 288К гранична адсорбція становить $6 \cdot 10^{-6} \text{ моль/ м}^2$, поверхневий натяг розчину й води відповідно дорівнюють 61,5 і 73,48 мДж/м².

Відповідь: $K = 5,2 \text{ л/моль}$.

180. Розрахуйте адсорбцію гептанолу на основі концентраційної залежності поверхневого натягу його водних розчинів при 293К:

$c, \text{ моль/л}$	0	0,040	0,100	0,200	0,316	0,500	0,794	1,000;
$\sigma \cdot 10^3, \text{ мДж/м}^2$	72,7	71,4	70,9	70,0	69,2	68,2	67,2	66,8.

Визначте константу рівняння Ленгмюра.

Відповідь: $K = 4 \text{ л/моль}$.

181. Використовуючи дані попередньої задачі, визначте площу, яку займає одна молекула гептанолу у насиченому адсорбційному шарі.

Відповідь: $S_0 = 1,2 \cdot 10^{-18} \text{ м}^2$.

182. За даними про адсорбцію пари води на макропористому силікагелі при кімнатній температурі:

$p \cdot 10^{-2}, \text{ Па}$	3,04	4,68	7,72	11,69	14,03	17,77;
$a, \text{ моль/кг}$	3,44	6,28	9,22	11,67	13,22	14,89.

Визначте граничну ємність силікагелю, користуючись рівнянням Ленгмюра.

Відповідь: 31 моль/ кг.

183. При дослідженні адсорбції газоподібного азоту на активованому вугіллі при 194,4К було отримано наступні дані:

$p \cdot 10^{-3}$, Па	1,86	6,12	17,96	33,65	68,89;
$a \cdot 10^3$, м ³ /кг	5,06	14,27	23,61	32,56	40,83.

Розрахуйте константи рівняння Ленгмюра та питому поверхню активованого вугілля, приймаючи, що густина газоподібного азоту дорівнює 1,25 кг/м³, а площа, яку займає одна молекула азоту на поверхні адсорбенту - 0,16 нм².

Відповідь: $S_{\text{пит.}} = 2,14 \cdot 10^5$ м²/кг; $a_{\infty} = 0,05$ м³/кг; $K = 6 \cdot 10^5$ Па⁻¹.

184. Розрахуйте за рівнянням Ленгмюра адсорбцію ізоамілового спирту з розчину з концентрацією 0,1 кмоль/м³ на поверхні розділу розчин – повітря при 292К, якщо гранична адсорбція становить $8,7 \cdot 10^{-9}$ кмоль/м², а коефіцієнт рівняння Шишковського $A = 42$.

Відповідь: $7 \cdot 10^{-9}$ кмоль/м².

185. Залежність поверхневого натягу від концентрації водних розчинів валеріанової кислоти при 353К описується рівнянням Шишковського

$\sigma = 62,6 \cdot 10^{-3} - 17,7 \cdot 10^{-3} \ln(1 + 19,72c)$. Розрахуйте величину адсорбції валеріанової кислоти з водного розчину, концентрація якого дорівнює 0,03 кмоль/м³.

Відповідь: $2,24 \cdot 10^{-6}$ моль/м².

186. Розрахуйте поверхневий натяг розчинів масляної кислоти при 273К для таких концентрацій (кмоль/м³): 0,007; 0,021; 0,050; 0,104. Побудуйте ізотерму поверхневого натягу $\sigma = f(c)$.

187. Розрахуйте адсорбцію гептанової кислоти на межі "водний розчин - повітря" при 293К і $c = 0,20$ моль/м³ за такими даними:

c , моль/м ³	0	0,01	0,1	0,251	0,398	0,631;
$\sigma \cdot 10^3$, Н/м	72,75	72,40	71,20	67,00	63,60	60,10.

188. Питома поверхня непористої сажі дорівнює $73,7 \cdot 10^3 \text{ м}^2/\text{кг}$. Розрахуйте площу, яку займає молекула бензолу в щільному моношарі, виходячи з даних про адсорбцію бензолу на цьому адсорбенті при 293К:

$p, \text{ Па}$	1,03	1,29	1,74	2,50	6,67;
$a, \text{ моль/кг}$	1,57	1,94	2,55	3,51	7,58.

Припускається, що ізотерма адсорбції описується рівнянням Ленгмюра.
Відповідь: $0,46 \text{ нм}^2$.

189. Розрахуйте адсорбцію гексанолу на межі "водний розчин – повітря" при 293 К і $c = 2,5 \text{ моль/м}^3$ за такими даними:

$c, \text{ моль/м}^3$	0	0,20	0,63	1,26	3,98	6,31;
$\sigma \cdot 10^3, \text{ Н/м}$	72,75	70,80	69,40	76,90	60,50	55,40.

190. Розрахуйте поверхневий натяг розчину валеріанової кислоти з концентрацією $0,005 \text{ кмоль/м}^3$ при 353К. Коефіцієнти в рівнянні Шишковського: $B = 17,7 \cdot 10^{-3}$; $A = 19,72$. Поверхневий натяг води при 353К дорівнює $62,6 \cdot 10^{-3} \text{ Дж/м}^2$.

Відповідь: $60,9 \cdot 10^{-3} \text{ Дж/м}^2$.

191. Активна поверхня активованого деревного вугілля досягає 1000 м^2 на 1г вугілля. Розрахуйте, яку кількість фосгену (COCl_2) в мг може поглинути поверхня 10 м^2 вугілля, якщо 1 г вугілля адсорбує 440 см^3 газу (за нормальних умов).

Відповідь: 19,44 мг.

192. У процесі адсорбції стеаринової кислоти з розчину в бензолі на колоїдному нікелі одержано наступні дані:

$\Gamma \cdot 10^5, \text{ моль/г}$	2,0	3,6	4,0	4,3	4,4	4,7;
$c \cdot 10^3, \text{ моль/л}$	0,2	2,0	3,8	5,0	5,2	8,1.

Розрахуйте константи рівняння Ленгмюра a_∞ і K , використовуючи графічний метод. Визначте питому поверхню адсорбенту, якщо площа, яку займає одна молекула стеаринової кислоти у насиченому адсорбційному шарі $S_0 = 25 \cdot 10^{-20} \text{ м}^2$.

193. Активна поверхня 1 г силікагелю становить 465 м^2 . Розрахуйте, яка кількість молекул бромиду поглинається 1 см^2 поверхні адсорбенту у процесі адсорбції на 10 г силікагелю 5 мг бромиду.

Відповідь: $4 \cdot 10^{11}$ молекул.

194. На поверхню води було нанесено 0,0061 г розчину олеїнової кислоти $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ у бензолі. Після випаровування бензолу олеїнова кислота рівномірно розподілилася по поверхні води. Площина мономолекулярного шару кислоти становить 361 см^2 . Визначте поперечний перетин молекули олеїнової кислоти.

Відповідь: $2,97 \cdot 10^{-9} \text{ см}$.

195. За якої концентрації поверхневий натяг водного розчину валеріанової кислоти буде дорівнювати $52,2 \cdot 10^{-3} \text{ н/м}$, якщо поверхневий натяг води при 273 К дорівнює $75,49 \cdot 10^{-3} \text{ н/м}$? Константи рівняння Шишковського для водного розчину валеріанової кислоти при 273 К: $B = 14,72 \cdot 10^{-3}$; $A = 10,4$.

Відповідь: $0,37 \text{ кмоль/м}^3$.

Тема 6. Іонний обмін в очищенні води.

Іонообмінна адсорбція. Іоніти, їх класифікація, способи отримання, основні фізико-хімічні показники. Обмінна ємність іонітів. Регенерація іонітів. Використання іонообмінного методу для пом'якшення і демінералізації води

Іонообмінна адсорбція дуже поширена у природі, а також у різних галузях промисловості: очистка питної води, технічних вод промислового призначення, пом'якшення та демінералізація води, очистка харчових продуктів від радіонуклідів, іонів важких металів, інших шкідливих домішок і та ін.

Речовини, які проявляють здатність до іонного обміну і використовуються для адсорбції іонів, одержали назву *іонообмінників* або *іонітів*.

Іоніти мають структуру у вигляді каркасу, який “зшитий” звичайними ковалентними зв'язками. Каркас (матриця) має позитивний або негативний

заряд, який скомпенсований протиіонами, що знаходяться в адсорбційному і дифузному шарах ПЕШ.

Іоніти класифікують за походженням – на природні і синтетичні; за складом – на неорганічні і органічні; за знаком заряду іонів, які обмінюються – на катіоніти, аніоніти і амфоліти (можуть обмінюватися в залежності від умов, як катіонами, так і аніонами).

До природних неорганічних іонітів відносяться силікати типу цеолітів – шабазіт, глауконіт ($\text{Me}_{2n}\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ (Me–катіон лужного або лужноземельного металу). Їх каркас представляє собою правильну сітчасту структуру алюмосилікату, в порах якого розміщуються іони лужних і лужно-земельних металів, які виступають у ролі протиіонів. Деякі мінерали, наприклад, апатит, здібні до обміну аніонів.

Природними іонітами органічного походження являються, наприклад, гумусові речовини, целюлоза, деревина, торф. Природні іоніти не знайшли широкого технічного використання, тому що вони хімічно нестійкі, не мають достатньої механічної міцності.

Першими синтетичними іонітами були плавлені і гелеподібні пермутити - алюмосилікати, подібні цеолітам ($\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Гелеподібні пермутити порівняно довго використовували для пом'якшення води. До них відносяться: силікагель, Al_2O_3 , сульфовугілля.

З неорганічних синтетичних аніонітів, які мають практичне значення, можна назвати гідроксиди заліза і алюмінію. Для спеціальних цілей використовують гідроксиди цирконію, хрому, олова, свинцю і та ін. Усі неорганічні іоніти руйнуються кислотами і лугами.

Широкого розповсюдження набули синтетичні іоніти (іонообмінні смоли). Ці речовини складаються з жорсткої високомолекулярної матриці (каркаса, сітки, скелета), яка включає фіксовані іони одного знаку і рухомі протиіони, які компенсують своїми зарядами заряд каркаса і стехіометрично обмінюються на іони розчину.

Іонообмінні смоли – синтетичні органічні іоніти. Це тверді, нерозчинні, обмежено набухаючі в розчинах електролітів і органічних розчинниках, зшиті полімери, здібні до електролітичної дисоціації.

Матриця іонообмінної смоли – сітчастий полімер, в якому закріплені іоногенні групи (SO_3H , COOH , PO_3H_2 , $\text{N}^+(\text{CH}_3)_2$, $\text{C}_2\text{H}_4\text{OH}$, N^+R_3 , NH_2), що несуть електричний заряд, який урівноважується протилежним по знаку зарядом **рухомих** іонів (протиіонів). Іонообмінні смоли одержують двома методами: поліконденсацією або полімерізацією. В обох методах процес синтезу складається з трьох стадій: 1) одержання лінійних полімерів; 2) утворення сітчастої структури з окремих лінійних полімерів за допомогою місткоутворювачів; 3) введення в макромолекули активних (іоногенних) груп. На рис. 6.1 зображена матриця іонообмінної смоли.

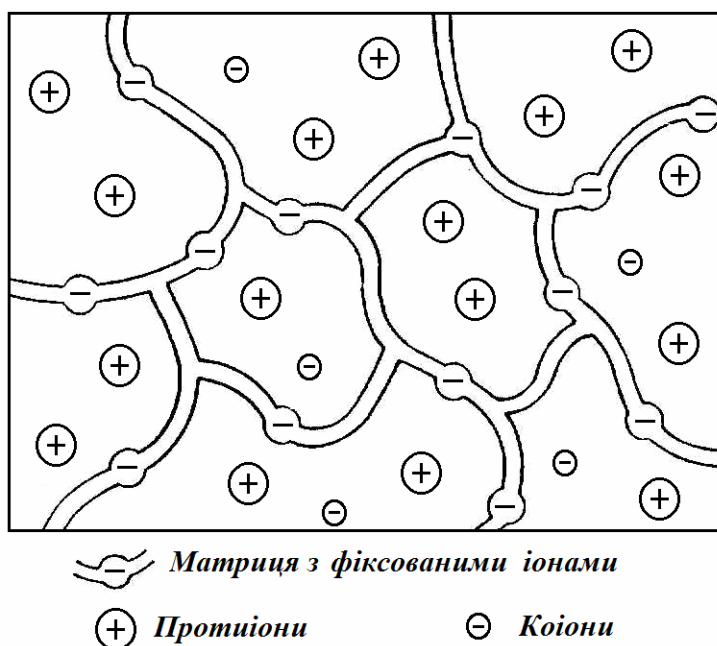


Рис. 6.1. – Модель матриці поліелектроліту (катионіта) з фіксованими аніонами та рухомими катіонами

У процесі контакту сульфокатионіта в H^+ - формі з розчином NaCl перебігає реакція обміну іонів Гідрогену на іони Натрію:



де R – матриця;

$\text{SO}_3^- \text{H}^+$ – іоногенна група;

H^+ – **рухливий** іон (протиіон іоніту), здатний до іонного обміну;

Cl^- – коіони.

Основними властивостями іонітів, які визначають їх якість як сорбентів, являються: ємність, кислотно-основні властивості, селективність, набухання, хімічна стійкість, механічна міцність.

Під ємністю розуміють здібність іоніту обмінювати протиіони. Ємність визначають числом іоногенних груп в іоніті і тому теоретично являється сталою величиною. Але на практиці ємність іоніту залежить від умов проведення адсорбції, а також від властивостей і розмірів адсорбованих іонів.

Обмінну ємність іонітів визначають в молях або мілімолях іонів, які витягнуті з розчину, в розрахунку на одиницю маси сухого іоніту. Розрізняють статичну (СОЄ) і динамічну (ДОЄ) обмінні ємності.

Статична – повна ємність, характеризується загальним числом іоногенних груп в молях на одиницю маси сухої сировини або на одиницю об'єму набухлого іоніту.

Динамічна обмінна ємність, або робоча обмінна ємність, відноситься тільки до тієї частини іоногенних груп, яку використовують в технологічних умовах, наприклад, в іонообмінній колонці при відносному русі іоніту і розчину. Вона залежить від швидкості руху, розмірів колонки та інших факторів і завжди менша статичної обмінної ємності.

Для визначення статичної обмінної ємності іонітів застосовують різні методи. Їх зазвичай стандартизують. Всі ці методи зводяться до насичення іоніту яким-небудь іоном, потім витісненням його іншим іоном і аналізом першого в розчині. Наприклад, катіоніти зручно повністю перевести в H^+ -форму, а потім промити його розчином хлориду натрію. Отриманий кислий розчин титрують розчином лугу. Ємність у цьому випадку дорівнює відношенню кількості кислоти в розчині до наважки іоніту:

$$COE = \frac{c_{\text{лугу}} \cdot V_{\text{лугу}}}{m} \text{ (ммоль/Г)},$$

де $c_{\text{лугу}}$ – молярна концентрація лугу, моль/л;

$V_{\text{лугу}}$ – об'єм розчину лугу, мл;

m – маса іоніту.

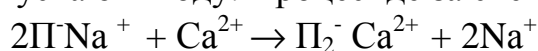
Проводять і пряме титрування іонів. Отримують криві титрування сильних і слабких кислот.

Швидкість іонного обміну в значній мірі визначається швидкістю процесу дифузії іона до поверхні іоніта. Характерною властивістю іонітів є набухання при контакті сухого іоніту з розчином, особливо дуже набухають синтетичні іонообмінні смоли. Важливою характеристикою іонітів являється їх хімічна стійкість і механічна міцність. Хімічна стійкість – стійкість по відношенню до кислот, лугів, окиснювачів, під дією яких може руйнуватися структура іоніту. Хімічна стійкість оцінюється в утраті обмінної ємності.

Пом'якшення та демінералізація води

Важною сферою використання іонітів являється пом'якшення і опріснення води.

У цьому методі іонообмінну смолу (катионіти), яку випускають в промисловості у вигляді зерен, переводять у натрієву форму, заповнюють колонку, через яку пропускають воду. Процес іде за схемою:

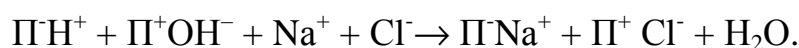
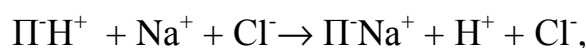


П - іоногенна група поглиначка.

Іони Ca^{2+} і Mg^{2+} замінюються на іони Na^+ . Аналогічно звільнюються від різних аніонів, замінюючи їх на хлорид – іон методом попускання води через аніоніт, який переведений в Cl^- -форму.

Дуже важливою є задача часткового або повного опріснення води (видалення солей).

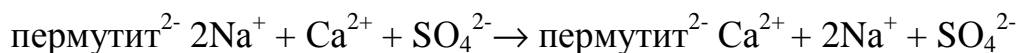
Для цього воду послідовно пропускають через катионіт у H^+ -формі, а потім – через аніоніт у OH^- -формі:



Іоніти після використання їх ємності можуть бути легко регенеровані обробкою кислотою або лугом.

Промислові іони володіють високою механічною і хімічною стійкістю і витримують практично сотні регенеруючих циклів.

Для пом'якшення (але не демінералізації) води може бути використаний алюмосилікат пермутит – синтетичний неорганічний іонообмінник:



Замість пермутиту можливе використання глауконіта – більш дешевого природного мінералу.

Подібні схеми використовуються для рішення однієї з важливіших проблем сучасності – очистки заводських стічних вод, в яких більшість шкідливих речовин містяться в іонних формах (іони важких металів, органічні основи і таке інше).

Необхідно також нагадати про використання іонного обміну в сучасній медицині: при захворюваннях, які характеризуються порушенням іонного балансу в органах і тканинах. Введенням високодиспергованих порошків з іонообмінних смол вдається зсувати в потрібний бік і так підтримувати необхідний іонний баланс організму.

До використання іонного обміну відносяться іонообмінна хроматографія, а також іонообмінні електроди, які складаються з іоніту і розчину. Потенціал на межі розподілу фаз виникає за рахунок іонообмінного процесу, в результаті якого поверхня іоніту і розчину отримують електричні заряди протилежного знаку.

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Розрахуйте обмінну ємність катіоніту марки КУ-2, якщо через адсорбційну колонку, яка містить 100 г цього іоніту, пропустили 25 л води із загальною твердістю 13,6 ммоль/л.

Розв'язання. Повну обмінну ємність катіоніту (ПОЄ) визначають максимальною кількістю іонів (в ммоль/г або ммоль/л), що поглинаються 1 г катіоніту в процесі іонного обміну:

$$\text{ПОЄ} = \frac{TV}{t}, \text{ ммоль/г,}$$

де T – твердість води, ммоль/л;

V – об'єм води, мл;

m – маса іоніту, г.

$$ПОЄ = \frac{13,6 \cdot 25}{100} = 3,4 \text{ ммоль/л.}$$

Задача 2. Повна обмінна ємність аніоніту АВ-17-8 у Cl^- - формі дорівнює 4,2 моль/кг. Визначте гранично можливу кількість (в г) іонів золота (III), яка може бути сорбована 1 кг іоніту з розчинів хлоридної кислоти, якщо у розчині вказаний елемент знаходиться у вигляді комплексного аніону $[\text{AuCl}_4]^-$.

Розв'язання. 1 кг іоніту може сорбувати 4,2 моль Au^{3+} . Звідси $m(\text{Au}^{3+}) = \nu \cdot A_r = 4,2 \cdot 196,96 = 827,23$ г.

Завдання для самостійного розв'язання

197. До 200 мл 0,12М розчину NaOH додали 5г повітряно-сухого сильнокислотного катіону в H^+ - формі. Після встановлення рівноваги відфільтрували 100 мл розчину, для нейтралізації якого було витрачено 20 мл 0,12М розчину HCl . Визначте повну обмінну ємність катіоніту.

Відповідь: 3,84 моль/кг.

198. До 150 мл розчину H_2SO_4 з концентрацією 0,11 моль/л ввели 3 г сильноосновного аніоніту в OH^- - формі. Після встановлення рівноваги іонного обміну відібрали 50 мл розчину, для нейтралізації якого було витрачено 22 мл розчину KOH з концентрацією 0,05моль/л. Розрахуйте повну обмінну ємність аніоніту.

Відповідь: 9,9 моль/кг.

199. Повна обмінна ємність сухого сульфокатіоніту КУ-2-8 у Na^+ - формі дорівнює 4,8 моль/кг. Визначте максимальну кількість (в г) іонів кобальту (II) і барію (II), яка може бути сорбована з відповідних розчинів 1кг іоніту.

Відповідь: $m(\text{Co}^{2+}) = 141,4$ г; $m(\text{Ba}^{2+}) = 329,6$ г.

200. Повна обмінна ємність сухого сульфокатіоніту в Na^+ -формі дорівнює 5,2 моль/кг. Визначте максимальну кількість (в г) іонів барію (II), яка може бути сорбована з відповідного розчину одним кілограмом іоніту.

Відповідь: $m(\text{Ba}^{2+}) = 357 \text{ г}$.

201. Повна обмінна ємність аніоніту АВ-17-8 у Cl^- -формі дорівнює 4,2 моль/кг. Визначте гранично можливу кількість (в г) іонів кобальту (II), яка може бути сорбована 1 кг іоніту з розчинів хлороводневої кислоти, якщо у розчині вказаний елемент знаходиться у вигляді комплексного аніону $[\text{CoCl}_4]^{2-}$.

Відповідь: $m(\text{Co}^{2+}) = 123.76 \text{ г}$.

202. Розрахуйте кількість сульфокатіоніту у H^+ -формі і аніоніту в OH^- -формі, що необхідні для очищення 1000 м^3 природної води (без регенерації), яка містить 0,025 г/л NaCl , 0,04 г/л MgSO_4 та 0,12 г/л $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Повна обмінна ємність катіоніту – 4,2 моль/кг, аніоніту – 3,5 моль/кг.

Відповідь: 613 кг катіоніту; 735 кг аніоніту.

203. Повна обмінна ємність сухого сульфокатіоніту в Na^+ -формі дорівнює 5,0 моль/кг. Визначте гранично можливу кількість (в г) заліза (III), яка може бути сорбована 1 кг іоніту з відповідного розчину.

Відповідь: $m(\text{Fe}^{3+}) = 93.07 \text{ г}$.

204. Розрахуйте кількість катіоніту КУ-2, що необхідна для пом'якшення 2 м^3 води, яка містить $5,6 \cdot 10^{-3}$ моль/м³ солей твердості. Повна обмінна ємність катіоніту дорівнює 3,8 моль/кг.

Відповідь: 0,0029 кг.

205. Розрахуйте повну обмінну ємність іоніту, якщо після збовтування 0,5 г іоніту з насиченим розчином NaCl на титрування цього розчину було витрачено 20 мл розчину NaOH концентрації 0,1 моль/л.

Відповідь: 4 моль/кг.

206. Розрахуйте повну обмінну ємність катіоніту, який використовують для пом'якшення 10 л води, твердість якої становить 3,8 ммоль/л. Об'єм катіоніту в набухлому стані дорівнює 76 мл.

Відповідь: 0.5 моль/л.

207. Розрахуйте твердість води, яка обумовлена присутністю солей магнію, якщо на помя'кшення 3 л води використано 3 г катіоніту, повна обмінна ємність якого становить 3,2 ммоль/г.

Відповідь: 3,2 ммоль/л.

208. Твердість води обумовлена наявністю солей кальцію. Розрахуйте кількість кальцію (мг) в 1 л води, якщо для пом'якшення 10 л води потрібно 50 г сухого катіоніту, обмінна ємність якого становить 4 ммоль/г.

Відповідь: 400 мг.

209. Розрахуйте обмінну ємність іоніту, якщо крізь адсорбційну колонку, яка містить 50 г іоніту, пропущено 11,35 л води, загальна твердість якої дорівнює 8,5 ммоль/л.

Відповідь: 1,93 моль/кг.

210. Визначте, яку кількість морської води (в кг) можна знесолити без регенерації за допомогою хроматографічних колонок, які містять 1 кг катіоніту і 1 кг аніоніту, якщо динамічна обмінна ємність кожного іоніту дорівнює 3,5 моль/кг. Концентрація солей, що знаходяться у переважаючій кількості у воді, становить (в мас.%): NaCl – 2,74; MgCl₂ – 1,33; MgSO₄ – 0,23.

Відповідь: 6,08 кг.

211. Обмінна ємність каолінової глини становить 13,5 ммоль/л. Який об'єм води із загальною твердістю 3,5 ммоль/л можна профільтрувати крізь 150 г глини для повного вилучення катіонів Ca²⁺ і Mg²⁺?

Відповідь: 578,6 л.

212. Обмінна ємність катіоніта - пермутиту Na₂O·Al₂O₃·nH₂O дорівнює 7,2 ммоль/л. Яке значення має усунена твердість води, якщо через 200 г цього катіоніта пропущено 50 л води?

Відповідь: 28,8 ммоль/л.

Тема 7. Коагуляція в процесах очищення води та водопідготовки. Електрокінетичні властивості колоїдних систем. Будова подвійного електричного шару. Коагуляція, фактори, що її спричиняють. Теорія стійкості і коагуляції колоїдних систем. Умови коагуляції ліофобних колоїдних систем. Коагуляція домішок у природній воді. Коагулянти. Доза коагулянту для обробки природної води при її освітленні

Стійкість ліофобних дисперсних систем

Під стійкістю дисперсних систем розуміють сталість у часі її стану та основних властивостей: дисперсності, рівномірного розподілу частинок дисперсної фази в об'ємі дисперсійного середовища та характеру взаємодії між частинками.

Питання стійкості дисперсних систем займають центральне місце в колоїдній хімії, оскільки ліофобні дисперсні системи (золі, суспензії, емульсії), які мають велику поверхню розподілу фаз, агрегативно нестійкі.

Песков М. П. ввів поняття про два види стійкості дисперсних систем: седиментаційну (кінетичну) та агрегативну.

Седиментаційна стійкість дозволяє системі зберегти рівномірний розподіл частинок в об'ємі, тобто протистояти дії сили тяжіння і процесам осідання та спливання частинок.

Агрегативна стійкість дисперсних систем – це здатність протистояти агрегації частинок.

За цими ознаками дисперсні системи поділяють на два класи:

1) термодинамічно стійкі (або ліофільні колоїди), які самочинно диспергуються та існують без додаткової стабілізації (міцелярні розчини ПАВ, розчини ВМС та ін). При утворенні цих систем зміна енергії Гіббса негативна ($\Delta G < 0$).

2) термодинамічно нестійкі (або ліофобні) системи (золі, суспензії, емульсії, піни). Для них $\Delta G > 0$.

Типовими ліофобними колоїдами являються золі металів, сульфідів, галогенідів, оксидів та ін., а також золі неметалів: Au, Ag, ZnS, As₂S₃, AgI, SiO₂, TiO₂, Al(OH)₃, Fe(OH)₃, S, Se та інші.

Агрегативна стійкість характеризує здатність колоїдних систем зберігати ступінь дисперсності внаслідок наявності у частинок електричного заряду. Цей заряд перешкоджає злипанню колоїдних частинок та сприяє утворенню сольватної оболонки в розчинах навколо частинок.

Агрегативна стійкість дисперсних систем досить різна. Одні системи можуть існувати секунди після їх утворення, інші – дуже довгочасні.

Найбільш нестійкими за своєю природою являються ліофобні колоїдні системи, для яких характерна слабка взаємодія між частинками дисперсної фази та дисперсійного середовища. Для надання стабільності ліофобним системам необхідна присутність тих чи інших факторів стійкості, які підрозділяють на термодинамічні та кінетичні.

Агрегативна та седиментаційна стійкості високодисперсних систем тісно пов'язані між собою.

Утрата агрегативної стійкості виражається в укрупненні частинок шляхом *коагуляції*, тобто злипанні частинок між собою з утворенням більш крупних агрегатів. Coagulatio (лат.) – згортання, згущення. При цьому питома площа поверхні, а разом з нею і надлишкова поверхнева енергія знижуються.

Якщо дисперсна фаза складається з крапельок рідини або бульбочок, то процес їх злиття називають коалесценцією (coalesco – зростаюсь, об'єднуюсь).

При коагуляції змінюються фізико-хімічні властивості систем: з'являється мутність, випадає осад, знижується осмотичний тиск, змінюється електропровідність і та ін.

Коагуляція золів може бути викликана різними факторами: зміною температури, механічною дією (інтенсивне перемішування, струшування, перекачування по трубах), дією світла та різного роду випромінювань, дією електричних розрядів та ін.

Однак найбільш важливий фактор, що викликає коагуляцію, – це дія електролітів. Експериментально встановлені закономірності при коагуляції електролітами відомі під назвою *правил коагуляції*:

1. Коагуляцію викликають будь-які електроліти, але з помітною швидкістю вона починається лише при досяганні певної концентрації; мінімальна концентрація електроліту, при перевищенні якої спостерігається коагуляція, називається *порогом коагуляції* (γ). Його виражають в ммоль/л.

Поріг коагуляції залежить як від природи електроліту, так і від валентності коагулюючого іона. Поріг коагуляції обчислюють за формулою

$$\gamma = \frac{c_{\text{ел}} \cdot V_{\text{ел}}}{V_{\text{золю}} + V_{\text{ел}}} \cdot 1000 \text{ ммоль/л,}$$

де $c_{\text{ел}}$ - молярна концентрація електроліту, моль/л;

$V_{\text{золю}}$ – об'єм золю, мл;

$V_{\text{ел}}$ - найменший об'єм розчину електроліту, що достатній для коагуляції золю, мл.

2. Коагулююча дія властива тому іону електроліту, заряд якого протилежний заряду колоїдної частинки (гранули), причому його коагулююча дія тим сильніша, чим вище його заряд; цю закономірність називають правилом Шульце-Гарді (правило значності).

З правила Шульце-Гарді випливає, що пороги коагуляції одно-, двох- і трьохзарядними іонами $\gamma^I, \gamma^{II}, \gamma^{III}$ незалежно від природи частинок дисперсних фаз пов'язані як: $\gamma^I : \gamma^{II} : \gamma^{III} = 730 : 11 : 1$.

3. В ряду неорганічних іонів з однаковим зарядом коагулююча дія (γ^{-1}) зростає з підвищенням радіусу іона (зменшується здібність до гідратації, а тому зменшується радіус гідратованого іона). Коагулююча дія іона тим сильніша, чим слабкіше він гідратований.

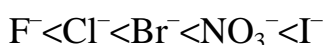
Наприклад, для золів з негативно зарядженою гранулою:

—————→ зростання коагулюючої дії



←———— зростання гідратації

а для золів з позитивно зарядженими гранулами:



Подібні ряди (ліотропні ряди, ряди Гофмейстера) уже наводились в іонообмінній адсорбції.

4. У ряду органічних іонів коагулююча дія (γ^1) зростає з підвищенням адсорбційної здатності.

5. В осадах, які одержують при електролітній коагуляції, завжди присутні іони, які її викликають.

Необхідно мати на увазі, що величина порога коагуляції залежить від ряду умов, які необхідно вказувати при його визначенні: від моменту фіксування ознак коагуляції після внесення електроліту; методу спостереження; від концентрації золю, що досліджується та ін.

Співвідношення порогів концентраційної коагуляції для іонів різних зарядів теоретично було знайдено Б. В. Дерягіним і Л. Д. Ландау і названо *законом шостого ступеня* або *правилом Дерягіна – Ландау*:

$$\gamma = \frac{const}{z^6}.$$

Це означає, що пороги коагуляції одно-, двох- і трьохзарядними іонами $\gamma^I, \gamma^{II}, \gamma^{III}$ незалежно від природи частинок дисперсних фаз пов'язані як:

$$\gamma^I : \gamma^{II} : \gamma^{III} = 730 : 11 : 1.$$

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Пороги коагуляції золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ для електролітів йодиду калію та біхромату калію відповідно дорівнюють 10,0 і 0,195 ммоль/л золю. У скільки разів коагулююча здатність біхромату калію більша, ніж для йодиду калію?

Розв'язання. Коагулююча здатність електролітів – це величина, обернена їх порогам коагуляції. Розрахуємо ці величини:

$$\gamma_{\text{KI}}^{-1} = \frac{1}{10} = 0,1, \quad \gamma_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}^{-1} = \frac{1}{0,195} = 5,1;$$

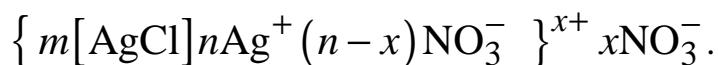
$$\gamma_{\text{KI}}^{-1} : \gamma_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}^{-1} = 0,1 : 5,1 = 1 : 51.$$

Для золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ коагулююча здатність біхромату калію більша, ніж для йодиду калію в 51 раз.

Задача 2. Золь хлориду аргентуму одержаний змішуванням рівних об'ємів 0,0095 М розчину хлориду калію та 0,012 М розчину нітрату аргентуму.

Який з електролітів: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, MgSO_4 матиме найбільший поріг коагуляції для даного золю?

Розв'язання. За умовою задачі в надлишку нітрат аргентуму і тоді формула міцели золю матиме вигляд:



Згідно з правилами коагуляції для даного золю, іонами-коагуляторами будуть аніони і найбільший поріг коагуляції матиме сульфат магнію, бо заряд сульфат-іону найменший.

Задача 3. Золь йодиду срібла одержаний змішуванням рівних об'ємів розчинів йодиду калію і нітрату аргентуму. Пороги коагуляції для різних електролітів для даного золю мають наступні значення: $\Upsilon_{\text{Na}_3\text{PO}_4} = 0,6$; $\Upsilon_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 20$; $\Upsilon_{\text{AlCl}_3} = 330$. Який з електролітів: KI або AgNO_3 взято в більшій концентрації для приготування золю?

Розв'язання. Згідно з правилами коагуляції для даного золю іонами коагуляторами будуть аніони, бо пороги коагуляції зменшуються з ростом заряду аніону. Тому гранула буде заряджена позитивно. А це буде лише тоді, коли AgNO_3 було взято в більшій концентрації.

Завдання для самостійного розв'язання

213. Для гідрозолю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ коагулюючими іонами є аніони. Пороги коагуляції солей з однозарядними аніонами близькі між собою і складають у середньому 10,69 ммоль/л. Солі двозарядних аніонів мають також близькі між собою пороги коагуляції 0,200 ммоль/л золю. У скільки разів коагулююча здатність двозарядних аніонів більша, ніж однозарядних?

Відповідь: У 53,7 разів більше.

214. Значення порогів коагуляції деякого гідрозолу різними електролітами становлять: LiCl – 58 ммоль/л, K_2SO_4 – 33 ммоль/л, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – 0,0425 ммоль/л. Який знак заряду гранули? Відповідь підтвердити розрахунками.

Відповідь: негативний.

215. Золь йодиду срібла був отриманий змішуванням рівних об'ємів розчинів йодиду калію та нітрату срібла. Значення порогів коагуляції для даного гідрозолу різними електролітами становлять в (ммоль/л): NaCl – 300, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ – 315, MgCl_2 – 320, Na_3PO_4 – 0,6, Na_2SO_4 – 20, AlCl_3 – 330. Який з електролітів KI чи AgNO_3 взято з більшою концентрацією для приготування золю? Відповідь підтвердити розрахунками.

Відповідь: AgNO_3 .

216. Коагуляція золю As_2S_3 викликається катіонами. Пороги коагуляції для електролітів KNO_3 , MgCl_2 і AlCl_3 відповідно дорівнюють: 50,0; 0,72; 0,093 ммоль/л золю. Як відносяться між собою коагулюючі здібності катіонів різного заряду?

Відповідь: 1:69,5:537,5.

217. При дослідженні коагуляції колоїдного розчину йодиду Аргентуму одержані такі величини порогів коагуляції:

електроліт	KNO_3	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$;
поріг коагуляції, моль/м ³	260,0	6,0	0,07.

Визначте знак заряду часток золю.

218. На коагуляцію $1,5 \cdot 10^{-5} \text{ м}^3$ золю витратили $3 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ розчину Na_2SO_4 з молярною концентрацією еквівалента 0,1 кмоль/м³. Розрахуйте поріг коагуляції золю по Na_2SO_4 .

Відповідь: $1,67 \cdot 10^{-2}$ кмоль/м³.

219. Який об'єм 0,0002 М $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ потрібен для коагуляції $2,5 \cdot 10^{-5} \text{ м}^3$ золю, якщо поріг коагуляції $c_{\text{Fe}(\text{NO}_3)_3} = 0,067 \text{ моль/м}^3$.

Відповідь: $3 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$.

220. На коагуляцію $1 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$ золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ витрачено:

електроліт	NH_4Cl	Na_2SO_4	Na_3PO_4 ;
об'єм, м^3	$1 \cdot 10^{-5}$	$6,3 \cdot 10^{-5}$	$3,7 \cdot 10^{-5}$;
молярна концентрація еквівалента, кмоль/м^3	1	0,01	0,037.

Розрахуйте поріг коагуляції для кожного електроліту і визначте знак заряду частинок золю.

Відповідь: 80,9; 3,86; 0,27 кмоль/м^3 .

221. Золь гідроксиду Купруму отримали при взаємодії $1 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$ розчину NaOH з молярною концентрацією $0,05 \text{ кмоль/м}^3$ з $2,5 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$ розчину $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ із молярною концентрацією еквівалента $1 \cdot 10^{-6} \text{ кмоль/м}^3$. Для якого з електролітів – KBr , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, K_2CrO_4 , MgSO_4 , AlCl_3 поріг коагуляції буде найменшим?

222. Золь сульфїду Кадмію був отриманий змішуванням рівних об'ємів розчинів Na_2S і $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$. Пороги коагуляції для різних електролітів мають значення (кмоль/м^3): $c_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 265$; $c_{\text{NaCl}} = 250$; $c_{\text{MgCl}_2} = 290$; $c_{\text{Na}_3\text{PO}_4} = 0,4$; $c_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 15$; $c_{\text{AlCl}_3} = 300$, який з електролітів Na_2S чи $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ було взято у надлишку?

223. Поріг коагуляції розчином AlCl_3 для золю оксиду Арсену дорівнює $0,093 \text{ моль/м}^3$, яка концентрація має бути у розчині AlCl_3 , щоб $8 \cdot 10^{-7} \text{ м}^3$ його було достатньо для коагуляції $1,25 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$ золю?

Відповідь: $0,014 \text{ кмоль/м}^3$.

224. Яким з наведених електролітів NH_4Cl чи $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ більш економно коагулювати золь гідроксиду Алюмінію: $\{m[\text{Al}(\text{OH})_3]_n\text{Al}^{3+} 3(n-x)\text{Cl}^-\} 3x\text{Cl}^-$.

Розрахуйте поріг коагуляції за NH_4Cl , якщо на коагуляцію часток з 30 м^3 цього золю витрачають $0,33 \text{ м}^3$ 20%-вого розчину NH_4Cl (густина $\rho = 1060 \text{ кг/м}^3$).

Відповідь: $43,6 \text{ моль/м}^3$.

225. На 100 м^3 стічної води для коагуляції золю As_2S_3 витрачають 1 м^3 25%-вого розчину NaCl ($\rho = 1190 \text{ кг/ м}^3$). Розрахуйте поріг коагуляції цього золю по NaCl .

Відповідь: $50,4 \text{ моль/ м}^3$.

226. Відпрацьовані розчини виробництва фотоматеріалів містять колоїдне срібло у вигляді галогенідів. Розрахуйте витрати $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ на 100 м^3 стічної води, припускаючи, що знак електричних зарядів колоїдних частинок позитивний. Поріг коагуляції (моль/м^3) для одновалентних іонів дорівнює 142; для двовалентних – 2,43; для тривалентних – 0,068.

Відповідь: 27,7 кг.

227. Поріг коагуляції розчину KNO_3 для золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$, з позитивно зарядженими частинками дорівнює $60,0 \text{ моль/м}^3$. За допомогою правил Шульце - Гарді і Дерюгіна – Ландау розрахуйте поріг коагуляції $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_4]$ для цього золю.

Відповідь: $0,082 \text{ моль/м}^3$.

228. Золь гідроксиду заліза(III), що одержаний неповним гідролізом хлорного заліза, коагулюють розчинами сульфїду натрію, хлориду натрію і хлориду барію. Який з електролітів окаже найбільш значну коагулюючу дію?

229. Поріг коагуляції гідрозолю As_2S_3 з негативно зарядженими частинками за KCl дорівнює $4,9 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$. За допомогою правил Шульце - Гарді і Дерягіна - Ландау для цього золю розрахуйте пороги коагуляції, що спричинена такими електролітами: K_2SO_4 , MgCl_2 , MgSO_4 , AlCl_3 и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

230. Поріг коагуляції гідрозолю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ з позитивно зарядженими частинками за NaCl дорівнює $9,25 \text{ ммоль/л}$. За допомогою правил Шульце - Гарді і Дерягіна - Ландау для цього золю розрахуйте пороги коагуляції, що спричинена наступними електролітами: KNO_3 , BaCl_2 , K_2SO_4 , MgSO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

231. Поріг коагуляції гідрозолю металевого золота, яку викликав NaCl , дорівнює 24 ммоль/л , а K_2SO_4 - $11,5 \text{ ммоль/л}$. Використовуючи правила Шульце - Гарді і Дерягіна - Ландау, визначте знак заряду частинок і розрахуйте поріг

коагуляції для, наступних електролітів: CaCl_2 , MgSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, AlCl_3 , $\text{Th}(\text{NO}_3)_4$.

232. При досить повільному введенні речовини В у розбавлений розчин речовини А можливе утворення гідрозолу речовини С (Табл.7.1). Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних частинок цього золю. Яка із запропонованих речовин є найбільш економічним коагулянтom цього золю?

Таблиця 7.1.

В-г	А	В	С	Коагулянт
1	2	3	4	5
1	MgCl_2	NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	KCl , $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, AlCl_3
2	NH_4CNS	AgNO_3	AgCNS	KNO_3 , CH_3COONa , Na_2SO_4
3	CaCl_2	H_2SO_4	CaSO_4	ZnCl_2 , AlCl_3 , CH_3COONa
4	BeCl_2	NH_4OH	$\text{Be}(\text{OH})_2$	Na_2SO_4 , ZnCl_2 , KNO_3
5	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	AgNO_3	Ag_2S	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, CH_3COOK , Na_2SO_4
6	AlCl_3	NaOH	$\text{Al}(\text{OH})_3$	Na_2SO_4 , KNO_3 , CaCl_2
7	ZnCl_2	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	ZnS	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NaCl , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
8	K_2SO_4	$\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	BaSO_4	NH_4Cl , AlCl_3 , $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
9	CoCl_2	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	CoS	NaCl , K_2SO_4 , CaCl_2
10	FeCl_3	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$	K_2SO_4 , NH_4NO_3 , AlCl_3
11	SnCl_2	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	SnS	Na_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, KCl
12	$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$	H_2SO_4	Hg_2SO_4	KNO_3 , NH_4NO_3 , Na_2SO_4
13	K_2CrO_4	AgNO_3	Ag_2CrO_4	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, NH_4NO_3 , CH_3COONa

Продовження табл. 7.1

1	2	3	4	5
14	AgNO_3	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{NH}_4\text{NO}_3, \text{NaCl}, \text{K}_2\text{SO}_4$
15	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	H_2S	HgS	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2, \text{CH}_3\text{COONH}_4,$ $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
16	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$	$\text{NaCl}, \text{K}_2\text{SO}_4, \text{NH}_4\text{NO}_3$
17	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	PbS	$\text{NaNO}_3, \text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2,$ $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
18	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	AgNO_3	$\text{Ag}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$\text{NH}_4\text{NO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{CaCl}_2$
19	FeSO_4	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$	$\text{KNO}_3, \text{NH}_4\text{NO}_3, \text{NaCl}$
20	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	AgNO_3	$\text{Ag}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$\text{KNO}_3, (\text{NH}_4)_2\text{S},$ CH_3COONa
21	Na_2SiO_3	AgNO_3	Ag_2SiO_3	$\text{CH}_3\text{COOH}, \text{NH}_4\text{Cl}, \text{KNO}_3$
22	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	KJ	HgJ_2	$\text{KNO}_2, \text{NH}_4\text{NO}_3,$ CH_3COONa
23	Na_2S	NiSO_4	NiS	$\text{NH}_4\text{Cl}, \text{Na}_2\text{SO}_4, \text{SrCl}_2$
24	$\text{Be}(\text{NO}_3)_2$	NaOH	$\text{Bi}(\text{OH})_3$	$\text{NaNO}_3, \text{NH}_4\text{NO}_3,$ CH_3COONa
25	Na_3AsO_4	AgNO_3	Ag_3AsO_4	$\text{Na}_2\text{SO}_4, \text{NH}_4\text{NO}_3, \text{CuCl}_2$
26	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	KJ	PbJ_2	$\text{Ca}(\text{OH})_2, \text{NH}_4\text{NO}_3, \text{AlBr}_3$
27	CrCl_3	NH_4OH	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$\text{Na}_2\text{SO}_4, \text{KCl}, \text{BaCl}_2$
28	MnCl_2	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	MnS	$\text{BaBr}_2, \text{K}_2\text{SO}_4, \text{NaCl}$
29	Na_2SiO_3	HCl	H_2SiO_3	$\text{Na}_2\text{SO}_4, \text{Al}(\text{NO}_3)_3, \text{NH}_4\text{Cl}$
30	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	PbS	$\text{CaCl}_2, \text{NaNO}_3, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Рекомендовані джерела

1. Таубе П.Р. Химия и микробиология воды [Текст] / П. Р. Таубе, А.Г. Баранова. – М.: Высш.шк., 1983. – 280с.
2. Ивчатов А.Л. Химия воды и микробиология [Текст]: учебник / А.Л. Ивчатов, В.И. Малов. – Москва ИНФРА-М, 2009. – 217с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия [Текст] / Н.Л. Глинка. – Л.: Химия, 1987. – 704с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія [Текст]: підручник для студентів вищ. навч. закладів / Н.В. Романова. – Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. – 480с.
5. Основи колоїдної хімії: фізико-хімія поверхневих явищ і дисперсних систем [Текст]: підручник / За ред. докт. хім. наук, проф. М.О.Мчедлова-Петросяна. – Х.: НУ ім. В.Н.Каразіна, 2004. – 300с.
6. Методичні вказівки до самостійної роботи з колоїдної хімії (для студентів спец. 7.092601– „Водопостачання та водовідведення”) [Текст] / Харк. нац. акад. міськ. госп-ва; уклад.: Т.Д. Панайотова, І.С. Зайцева, І.І. Ігнатов – Х.: ХНАМГ, 2006. – 40 с.
7. Любимова Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии [Текст]: учеб. пособие для нехим. спец. вузов / Н.Б. Любимова. – М.: Высш.шк., 1990. – 351с.
8. Гороновский И.Т. Краткий справочник по химии [Текст] / И.Т. Гороновский, Ю.И. Назаренко, Е.Ф. Некряч. – Киев. Наук. Думка, 1987. – 829с.

Додаток 1

Символ элемента	Атомный номер	Ar
Al	13	26,98
Sb	51	121,76
As	33	74,92
Ba	56	137,33
Br	35	79,90
Cd	48	112,41
Ca	20	40,08
C	6	12,01
Cl	17	35,45
Cr	24	52,00
Co	27	58,93
Cu	29	63,55
F	9	19,00
Au	79	196,97
H	1	1,01
I	53	126,90
Fe	26	55,85
Li	3	6,94
Mg	12	24,30
Mn	25	54,94
Hg	80	200,59
Mo	42	95,94
Ni	28	58,69
N	7	14,01
O	8	16,00
P	15	30,97
K	19	39,10
Sc	21	44,96
Se	34	78,96
Si	14	28,09
Ag	47	107,87
Na	11	22,99
Sr	38	87,62
S	16	32,07
Sn	50	118,71
Zn	30	65,39

Таблиця 1.1. Добуток розчинності електролітів за 25⁰ С [8]

Електроліт	ДР
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$
CuCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Fe(OH) ₂	$8 \cdot 10^{-16}$
Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-39}$
MgCO ₃	$2,1 \cdot 10^{-5}$
Mg(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-12}$
MgS	$2,0 \cdot 10^{-15}$
PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
PbF ₂	$2,7 \cdot 10^{-8}$
PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$

Таблиця 1.2. Константи дисоціації електролітів за 25⁰ С [8]

Формула кислоти	K _д	Формула основи	K _д
H ₂ CO ₃	$K_I = 4,45 \cdot 10^{-7}, K_{II} = 4,45 \cdot 10^{-11}$	Al(OH) ₃	$K_{III} = 1,38 \cdot 10^{-9}$
HClO	$2,95 \cdot 10^{-8}$	Cr(OH) ₃	$K_{III} = 1,02 \cdot 10^{-10}$
HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	Cu(OH) ₂	$K_{II} = 3,4 \cdot 10^{-7}$
HNO ₂	$6,9 \cdot 10^{-4}$	Fe(OH) ₂	$K_{II} = 1,3 \cdot 10^{-4}$
H ₃ PO ₄	$K_I = 7,1 \cdot 10^{-3}, K_{II} = 6,2 \cdot 10^{-8}, K_{III} = 5,0 \cdot 10^{-13}$	Fe(OH) ₃	$K_{III} = 1,35 \cdot 10^{-12}$
H ₂ S	$K_I = 1,0 \cdot 10^{-7}, K_{II} = 1,0 \cdot 10^{-14}$	NH ₄ OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$
H ₂ SO ₃	$K_I = 1,4 \cdot 10^{-2}, K_{II} = 6,2 \cdot 10^{-8}$	Zn(OH) ₂	$K_{II} = 4 \cdot 10^{-5}$
H ₂ SiO ₃ (18 ⁰ С)	$K_I = 2,2 \cdot 10^{-10}, K_{II} = 1,6 \cdot 10^{-12}$		

Додаток 2

№ вар-та	Номери завдань даного варіанта								
	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1.	1	31	61	91	121	137	167	197	213, 232(1)
2.	2	32	62	92	122	138	168	198	214, 232(2)
3.	3	33	63	93	123	139	169	199	215, 232(3)
4.	4	34	64	94	124	140	170	200	216, 232(4)
5.	5	35	65	95	125	141	171	201	217, 232(5)
6.	6	36	66	96	126	142	172	202	218, 232(6)
7.	7	37	67	97	127	143	173	203	219, 232(7)
8.	8	38	68	98	128	144	174	204	220, 232(8)
9.	9	39	69	99	129	145	175	205	221, 232(9)
10.	10	40	70	100	130	146	176	206	222, 232(10)
11.	11	41	71	101	131	147	177	207	223, 232(11)
12.	12	42	72	102	132	148	178	208	224, 232(12)
13.	13	43	73	103	133	149	179	209	225, 232(13)
14.	14	44	74	104	134	150	180	210	226, 232(14)
15.	15	45	75	105	135	151	181	211	227, 232(15)
16.	16	46	76	106	136	152	182	212	228, 232(16)
17.	17	47	77	107	121	153	183	197	229, 232(17)
18.	18	48	78	108	122	154	184	198	230, 232(18)
19.	19	49	79	109	123	155	185	199	231, 232(19)
20.	20	50	80	110	124	156	186	200	213, 232(20)

Продовження додатку 2

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
21.	21	51	81	111	125	157	187	201	214, 232(21)
22.	22	52	82	112	126	158	188	202	215, 232(22)
23.	23	53	83	113	127	159	189	203	216, 232(23)
24.	24	54	84	114	128	160	190	204	217, 232(24)
25.	25	55	85	115	129	161	191	205	218, 232(25)
26.	26	56	86	116	130	162	192	206	219, 232(26)
27.	27	57	87	117	131	163	193	207	220, 232(27)
28.	28	58	88	118	132	164	194	208	221, 232(28)
29.	29	59	89	119	133	165	195	209	222, 232(29)
30.	30	60	90	120	134	166	196	210	223, 232(30)
31.	1	31	61	91	135	137	167	211	224, 232(1)
32.	2	32	62	92	136	138	168	212	225, 232(2)
33.	3	33	63	93	121	139	169	197	226, 232(3)
34.	4	34	64	94	122	140	170	198	227, 232(4)
35.	5	35	65	95	123	141	171	199	228, 232(5)
36.	6	36	66	96	124	142	172	200	229, 232(6)
37.	7	37	67	97	125	143	173	201	230, 232(7)
38.	8	38	68	98	126	144	174	202	231, 232(8)
39.	9	39	69	99	127	145	175	203	213, 232(9)
40.	10	40	70	100	128	146	176	204	214, 232(10)
41.	11	41	71	101	129	147	177	205	215, 232(11)

Продовження додатку 2

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
42.	12	42	72	102	130	148	178	206	216, 232(12)
43.	13	43	73	103	131	149	179	207	217, 232(13)
44.	14	44	74	104	132	150	180	208	218, 232(14)
45.	15	45	75	105	133	151	181	209	219, 232(15)
46.	16	46	76	106	134	152	182	210	220, 232(16)
47.	17	47	77	107	135	153	183	211	221, 232(17)
48.	18	48	78	108	136	154	184	212	222, 232(18)
49.	19	49	79	109	121	155	185	197	223, 232(19)
50.	20	50	80	110	122	156	186	198	224, 232(20)
51.	21	51	81	111	123	157	187	199	225, 232(21)
52.	22	52	82	112	124	158	188	200	226, 232(22)
53.	23	53	83	113	125	159	189	201	227, 232(23)
54.	24	54	84	114	126	160	190	202	228, 232(24)
55.	25	55	85	115	127	161	191	203	229, 232(25)
56.	26	56	86	116	128	162	192	204	230, 232(26)
57.	27	57	87	117	129	163	193	205	231, 232(27)
58.	28	58	88	118	130	164	194	206	213, 232(28)
59.	29	59	89	119	131	165	195	207	214, 232(29)
60.	30	60	90	120	132	166	196	208	215, 232(30)
61.	1	31	61	91	133	137	167	209	216, 232(1)
62.	2	32	62	92	134	138	168	210	217, 232(2)

Продовження додатку 2

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
63.	3	33	63	93	135	139	169	211	218, 232(3)
64.	4	34	64	94	136	140	170	212	219, 232(4)
65.	5	35	65	95	121	141	171	197	220, 232(5)
66.	6	36	66	96	122	142	172	198	221, 232(6)
67.	7	37	67	97	123	143	173	199	222, 232(7)
68.	8	38	68	98	124	144	174	200	223, 232(8)
69.	9	39	69	99	125	145	175	201	224, 232(9)
70.	10	40	70	100	126	146	176	202	225, 232(10)
71.	11	41	71	101	127	147	177	203	226, 232(11)
72.	12	42	72	102	128	148	178	204	227, 232(12)
73.	13	43	73	103	129	149	179	205	228, 232(13)
74.	14	44	74	104	130	150	180	206	229, 232(14)
75.	15	45	75	105	131	151	181	207	230, 232(15)
76.	16	46	76	106	132	152	182	208	231, 232(16)
77.	17	47	77	107	133	153	183	209	213, 232(17)
78.	18	48	78	108	134	154	184	210	214, 232(18)
79.	19	49	79	109	135	155	185	211	215, 232(19)
80.	20	50	80	110	136	156	186	212	216, 232(20)
81.	21	51	81	111	121	157	187	197	217, 232(21)
82.	22	52	82	112	122	158	188	198	218, 232(22)
83.	23	53	83	113	123	159	189	199	219, 232(23)

Продовження додатку 2

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
84.	24	54	84	114	124	160	190	200	220, 232(24)
85.	25	55	85	115	125	161	191	201	221, 232(25)
86.	26	56	86	116	126	162	192	202	222, 232(26)
87.	27	57	87	117	127	163	193	203	223, 232(27)
88.	28	58	88	118	128	164	194	204	224, 232(28)
89.	29	59	89	119	129	165	195	205	225, 232(29)
90.	30	60	90	120	130	166	196	206	226, 232(30)
91.	1	31	61	91	131	137	167	207	227, 232(1)
92.	2	32	62	92	132	138	168	208	228, 232(2)
93.	3	33	63	93	133	139	169	209	229, 232(3)
94.	4	34	64	94	134	140	170	210	230, 232(4)
95.	5	35	65	95	135	141	171	211	231, 232(5)
96.	6	36	66	96	136	142	172	212	213, 232(6)
97.	7	37	67	97	121	143	173	197	214, 232(7)
98.	8	38	68	98	122	144	174	198	215, 232(8)
99.	9	39	69	99	123	145	175	199	216, 232(9)
100.	10	40	70	100	124	146	176	200	217, 232(10)

Зміст

	Стор.
Вступ.....	3
Тема 1. Властивості води. Склад води і її будова. Діаграма стану води. Фізичні властивості води і особливості їх змін. Хімічні властивості води.....	4
Тема 2. Розчини. Загальна характеристика і класифікація розчинів, способи вираження складу розчинів. Властивості розбавлених водних розчинів: тиск насиченої пари розчинника над розчином, температура кипіння і замерзання водних розчинів, осмотичний тиск.....	4
Тема 3. Дисперсні системи. Класифікація дисперсних систем. Способи одержання колоїдних систем. Будова міцел гідрозолів.....	42
Тема 4. Природні води. Природні води як багатокомпонентні дисперсні системи. Неорганічні та органічні домішки природних вод. Класифікація природних вод і їх домішок. Основні показники якості води. Методи очищення природних і стічних вод.....	48
Тема 5. Адсорбція в очищенні води.....	55
Тема 6. Іонний обмін в очищенні води.....	69
Тема 7. Коагуляція в процесах очищення води та водопідготовки.....	78
Рекомендовані джерела.....	88
Додатки.....	89

НАВЧАЛЬНЕ ВИДАННЯ

Методичні вказівки

до виконання самостійної та контрольної роботи

з дисципліни

"ХІМІЯ ВОДИ"

(для студентів 3 курсу денної та заочної форм навчання за напрямом підготовки 6.060103 "Гідротехніка (водні ресурси)" та слухачів другої вищої освіти спеціальності 7.092601, 7.06010108 "Водопостачання та водовідведення")

Укладачі: ПАНАЙОТОВА Тетяна Дмитрівна,
ЗАЙЦЕВА Інна Сергіївна.

Редактор Д. Ф. Курильченко

Комп'ютерне верстання І. В. Волосожарова

План 2011, поз. 134 М

Підп. до друку 16.11.2011

Формат 60 x 84/16

Друк на ризографі

Ум. друк. арк. 4,4

Зам. №

Тираж 50 пр.

Видавець і виготовлювач:

Харківська національна академія міського господарства,
вул. Революції, 12, Харків, 61002

Електронна адреса: rectorat@ksame.kharkov.ua

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:

ДК № 4064 від 12.05.2011р.