

Міністерство освіти і науки України
Національний університет водного господарства та
природокористування

Навчально-науковий інститут агроекології та землеустрою
Кафедра хімії та фізики

05-06-170M

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни
«Органічна, фізична та колоїдна хімія» для здобувачів вищої
освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною
програмою «Біотехнології, біоробототехніка та біоенергетика»
спеціальності G21 «Біотехнології та біоінженерія» денної,
заочної та дистанційної форм навчання

IV СЕМЕСТР

Рекомендовано
науково-методичною радою
з якості ННІБАД
Протокол № 6 від 17.02.2026 р.

Рівне – 2026

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Органічна, фізична та колоїдна хімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою «Біотехнології, біоробототехніка та біоенергетика» спеціальності G21 «Біотехнології та біоінженерія» денної, заочної та дистанційної форм навчання, IV семестр. [Електронне видання] / Буденкова Н. М., Мисіна О. І. – Рівне : НУВГП, 2026. – 73 с.

Укладачі: Буденкова Н. М., к.х.н., доцентка кафедри хімії та фізики; Мисіна О. І., старша викладачка кафедри хімії та фізики.

Відповідальний за випуск: Мороз М. В., доктор хім. наук, професор, завідувач кафедри хімії та фізики.

Керівник групи забезпечення спеціальності G21 «Біотехнології та біоінженерія»

Бедункова О. О.

Попередня версія МВ: 05-06-124М

© Н. М. Буденкова,
О. І. Мисіна, 2026
© НУВГП, 2026

ЗМІСТ

	Стор.
ПЕРЕДМОВА	4
Лабораторна робота № 1. Дослідження залежності швидкості гомогенної хімічної реакції від концентрації реагентів.....	5
Лабораторна робота № 2. Дослідження зміщення рівноваги гомогенної хімічної реакції.....	9
Лабораторна робота № 3. Вивчення адсорбції ацетатної кислоти активованим вугіллям.....	11
Лабораторна робота № 4 Добування та вивчення властивостей колоїдних розчинів.....	16
Лабораторна робота № 5. Одержання ліофобних колоїдних розчинів	20
Лабораторна робота № 6. Одержання золю та драглів силікатної кислоти.....	23
Лабораторна робота № 7. Визначення порогу електролітичної коагуляції ферум(III) гідроксиду	28
Лабораторна робота № 8. Одержання емульсій та визначення їх типу.....	32
Лабораторна робота № 9. Добування пін та їх стабілізація....	36
Лабораторна робота № 10. Визначення ізоелектричної точки розчину желатини.....	38
Практична робота №1. Хімічна кінетика.....	41
Практична № 2. Хімічна рівновага.....	46
Практична робота №3. Міцелярна будова колоїдних розчинів. Стійкість колоїдних розчинів. Коагуляція.....	52
Практична робота №4. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних розчинів. Оптичні властивості дисперсних систем.....	57
Практична робота №5. Поверхневі явища.. Адсорбція.....	65
ЛІТЕРАТУРА	73

ПЕРЕДМОВА

Головна мета методичних вказівок до виконання лабораторних, практичних робіт та самостійної роботи з навчальної дисципліни „Органічна, фізична та колоїдна хімія” (розділ «Фізична та колоїдна хімія») – допомогти студентам засвоїти експериментальні методи дослідження кінетики та рівноваги хімічних реакцій, властивостей колоїдних розчинів, набути студентами навичок роботи з простими лабораторними приладами та хімічним посудом. Контент МВ максимально наближений до майбутньої спеціальності студентів, охоплює основні розділи фізичної та колоїдної хімії і спрямовані на більш поглиблене засвоєння знань.

В процесі виконання лабораторної роботи студенти повинні закріпити теоретичні знання з даного розділу програми, навчитися працювати з лабораторним посудом та приладами. Робота в лабораторії вимагає осмислення теоретичного матеріалу, з якими пов'язані досліди, тому студент повинен вивчити теоретичний матеріал з теми лабораторної роботи, який наведений у теоретичному вступі до кожної роботи. Обов'язкові знання студентів з правил техніки безпеки при роботі з приладами і відповідними реактивами, без чого не можна починати практичну частину роботи.

При захисті лабораторної роботи студент повинен вміти описати хід виконання дослідів, зробити висновки з їх результатів та пояснити їх, вміти написати рівняння відповідних реакцій, назвати реагенти та продукти реакцій.

Ця освітня компонента передуює вивченню студентами фахової освітньої компоненти «Біохімія».

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1.

Дослідження залежності швидкості гомогенної хімічної реакції від концентрації реагентів

Хімічна кінетика вивчає швидкість хімічних процесів та залежність такої швидкості від різних факторів.

Швидкістю хімічної реакції називається зміна концентрації будь-якої речовини, що бере участь у реакції, за одиницю часу. Швидкість реакції на даний момент дорівнює

$$v = \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta \tau} = \frac{\Delta C_M}{\Delta \tau} = \frac{dC_M}{d\tau}.$$

Ця похідна береться за знаком „-“, якщо C – концентрація вихідної речовини, і зі знаком „+“, якщо C – концентрація продукту реакції.

На швидкість реакції впливають: природа реагуючих речовин, їх концентрація, температура, наявність каталізатора.

За законом діючих мас швидкість реакції пропорційна до добутку концентрації реагентів, взятих в степенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам.

Для реакції $aA + bB = eE + fF$ швидкість прямої реакції дорівнює

$$V = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

де V – швидкість хімічної реакції; C_A і C_B – концентрації реагуючих речовин; a і b – їх стехіометричні коефіцієнти; k – константа швидкості реакції, яка залежить від природи реагуючих речовин, від температури і від присутності каталізаторів, але не залежить від концентрації речовин.

Рівняння для швидкості реакції називається **кінетичним рівнянням реакції**. Стала k називається **константою швидкості реакції**. Вона дорівнює швидкості реакції при концентраціях реагентів, що дорівнюють одиниці.

Розрізняють молекулярність і порядок реакції. **Молекулярність реакції** визначається кількістю частинок, які беруть участь у кожному елементарному акті реакції. Існують моно-, бімолекулярні реакції. Схематично їх можна подати рівняннями:

$A = B + C$ – мономолекулярна реакція;

$A + B = C + E$ або $2A = B + C$ – бімолекулярні реакції.

Порядком реакції називають суму показників ступенів при концентраціях компонентів у кінетичному рівнянні реакції.

Для наведеної реакції порядок дорівнює $a + b$. Порядок реакції може бути цілим, дробовим або нульовим. Молекулярність і порядок реакції часто не збігаються внаслідок того, що реакція, як правило, складається з низки послідовних стадій, які мають різну швидкість. При цьому швидкість реакції визначається швидкістю найповільнішої стадії.

Згідно з наближеним правилом Вант-Гоффа, підвищення температури на кожні 10 градусів збільшує швидкість реакції у 2-4 рази

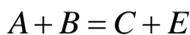
$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\left(\frac{t_2 - t_1}{10}\right)},$$

де γ – **температурний коефіцієнт швидкості реакції**, постійний у невеликому інтервалі температур.

У загальному випадку температурний коефіцієнт швидкості реакції можна розраховувати за швидкостями для двох будь-яких температур

$$\gamma = \frac{V_{t+10}}{V_t}.$$

Порядок однієї й тієї самої реакції може бути різним залежно від співвідношення концентрацій компонентів. Так, швидкість реакції



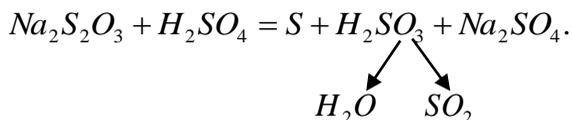
подається рівнянням $V = k \cdot C_A \cdot C_B$ (другий порядок).

Але якщо одну з речовин (наприклад, B) взяти у великому надлишку, то концентрація її практично не буде змінюватися, тому концентрацію C_B можна включити в константу, і тоді швидкість реакції $V = k \cdot C_A$ (перший порядок).

Прилади та реактиви. Сухі пробірки – 8 шт., секундомір, 2н розчин H_2SO_4 , розчин $Na_2S_2O_3$, дистильована вода.

Методика виконання роботи

Класичним прикладом гомогенної реакції є взаємодія між розчинами натрій тіосульфату і сульфатної кислоти, яка відбувається за рівнянням



Сірка утворює з водою колоїдний розчин – з'являється ледь помітна каламуть.

Для визначення швидкості реакції необхідно виміряти секундоміром час від моменту зливання розчинів до появи каламуті. Знаючи час перебігу реакції τ , легко визначити відносну швидкість реакції, яка є величиною, оберненою часу: $V = 1/\tau$.

На стінках восьми сухих пробірок проставте восковим олівцем номери: 1, 2, 3, 4, 1а, 2а, 3а, 4а. В перші чотири пробірки налийте з бюретки (відлік за нижнім меніском) по 6 мл 2н розчину сульфатної кислоти. В інші чотири пробірки налийте з бюретонок вказане в таблиці (див. табл. 1) число мілілітрів розчину натрій тіосульфату і води. Наведену таблицю переписіть в лабораторний журнал.

Влийте вміст пробірки 1а в пробірку 1 та в той же час увімкніть секундомір, перемішайте розчини в пробірці, затуливши отвір її великим пальцем і перевертаючи дном доверху і назад. Як тільки помітите слабку каламуть, вимкніть секундомір. Запишіть результат в таблицю.

Зробіть аналогічні досліди з розчинами в усіх інших пробірках. За одержаними даними побудуйте на міліметровому папері графік залежності між швидкістю реакції (вісь ординат) і концентрацією (вісь абсцис). Зручний масштаб: максимальна концентрація 9 см, максимальна швидкість 8 см. Графік вклейте

в журнал. Зробити висновок про залежність швидкості реакцій від концентрації реагентів.

Таблиця 1

№ про-бірки	Об'єм, мл		Відносна концен-трація $Na_2S_2O_3$ $\frac{a}{a+b}$	Час (за секун-доміром), τ	Швидкість реакції $\times 100$ $v = \frac{100}{\tau}$
	розчину $Na_2S_2O_3$ a	H_2O b			
1a	6	0	1		
2a	4	2	2/3		
3a	3	3	1/2		
4a	2	4	1/3		

Перелік питань вхідного контролю знань

1. Що вивчає хімічна кінетика і яке вона має теоретичне і практичне значення?

2. Від яких чинників залежить швидкість реакцій у гомогенних і гетерогенних системах?

3. Що таке кінетичне рівняння? Напишіть кінетичні рівняння таких реакцій:

- окиснення сульфур(IV) оксиду;
- синтезу амоніаку;
- взаємодії заліза з хлором.

4. Що таке порядок і молекулярність хімічних реакцій? Наведіть приклади реакцій, в яких порядок і молекулярність чисельно збігаються і в яких не збігаються.

5. Чому температура істотно впливає на швидкість хімічних реакцій і якими рівняннями описують цю залежність?

7. Що таке температурний коефіцієнт швидкості реакції і яке його чисельне значення?

8. Що таке каталіз? Яка роль каталізу в хімічній технології?

9. Які речовини називаються каталізаторами, інгібіторами? Наведіть приклади таких речовин.

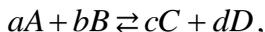
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2.

Дослідження зміщення рівноваги гомогенної хімічної реакції

Більшість хімічних реакцій відбуваються не до повного зникнення вихідних речовин, а до певного стану хімічної рівноваги, при якому в реакційній суміші присутні як продукти реакції так і вихідні речовини. У стані хімічної рівноваги концентрації всіх учасників реакції залишаються незмінними в часі за незмінних зовнішніх умов. Склад рівноважної суміші характеризується тим, що в ній концентрації вихідних речовин і концентрації кінцевих продуктів перебувають між собою в певному співвідношенні, яке визначається **константою рівноваги**.

Хімічні реакції, усі реагенти яких перебувають в одній фазі, називаються **гомогенними**. Прикладом гомогенних хімічних реакцій можуть бути реакції в розчинах.

Для хімічної реакції, записаної в загальному вигляді рівнянням



константа рівноваги задається рівнянням

$$K_C = \frac{C_C^c \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b},$$

де C – рівноважні концентрації учасників реакції.

Константа рівноваги для даної реакції залежить тільки від температури і не залежить від концентрації учасників реакції. Система перебуває в стані хімічної рівноваги при незмінних температурі, концентрації реагентів і тиску (якщо хоча б один з учасників реакції – газ). Якщо ж змінити хоча б одну з цих умов, швидкості прямої та зворотної реакцій змінюються неоднаково, рівновага порушиться. Через деякий час знову настане рівновага, але вже за інших умов, рівноважні концентрації її учасників вже будуть іншими.

Напрямок зміщення рівноваги визначається наступним чином: якщо на систему, що знаходиться в рівновазі, чинити

зовнішню дію, яка порушує рівновагу, в ній довільно відбуваються зміни, направлені на зменшення цієї дії.

У роботі зміщення рівноваги досліджується на прикладі рівноважної реакції:



Розчин ферум(III) тіоціанату, який утворюється, забарвлений в червоний колір. По зміні інтенсивності цього забарвлення можна робити висновок про зміщення рівноваги.

Мета роботи. Дослідження зміщення рівноваги гомогенної реакції обміну між ферум(III) хлоридом та амоній тіоціанатом, яка відбувається у водному розчині при зміні концентрацій реагентів та продуктів реакції.

Прилади і реактиви. Розведені розчини ферум(III) хлориду та амоній тіоціанату; концентровані розчини ферум(III) хлориду, амоній тіоціанату, амоній хлорид, дистильована вода. Стаканчик на 50 мл., пробірки, штатив для пробірок, скляні палички.

Методика виконання роботи

В стаканчик на 50 мл злити розведені розчини $FeCl_3$ і NH_4SCN , розбавити дистильованою водою до слабо червоного забарвлення. Розлити одержаний розчин в чотири пробірки та поставити їх в штатив. В одну з пробірок додати декілька мл концентрованого розчину $FeCl_3$, в другу – NH_4SCN , в третю – NH_4Cl , четверту залишити для порівняння забарвлення. Розчини перемішати скляними паличками. Відмітити зміну інтенсивності забарвлення у кожному випадку.

Написати вираз константи рівноваги даної реакції. В якому напрямку зміщується рівновага при додаванні: а) $FeCl_3$; б) NH_4SCN ; в) NH_4Cl ? Пояснити результати, виходячи з принципу Ле Шательє.

Перелік питань вхідного контролю знань

1. Що розуміють під поняттям „стан хімічної рівноваги“?

2. Назвіть критерії самочинного перебігу хімічних реакцій.
3. Наведіть математичний запис закону діючих мас.
4. Які чинники впливають на стан хімічної рівноваги?
5. На перебіг яких реакцій впливає тиск і як саме?
6. Поясніть вплив температури на стан хімічної рівноваги.
7. Як впливає зміна концентрації реагентів та продуктів реакції на хімічну рівновагу?
8. Написати вираз константи рівноваги реакції синтезу амоніаку.
9. Коли тиск не впливатиме на стан гомогенної хімічної реакції за участі газів?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3. **Вивчення адсорбції ацетатної кислоти активованим вугіллям**

Поверхня поділу фаз завжди є місцем виникнення силового поля внаслідок некомпенсованості молекулярних сил у міжфазному поверхневому шарі. Виникнення поверхні поділу між двома фазами супроводжується збільшенням вільної енергії (енергії Гіббса) на поверхні поділу.

Високодисперсні колоїдні системи через значну величину питомої поверхні, $S_{\text{плт}}$, мають значну поверхневу енергію Гіббса σ . Для сферичних часточок $S_{\text{плт}} = 6/d$, (d – діаметр частинки). Часто питому поверхню, $S_{\text{плт}}$, відносять до маси, m , дисперсної фази (дисперсійного середовища), тоді необхідно враховувати густину речовини, ρ . Для сферичних часточок $S_{\text{плт}} = 6/(d \cdot \rho)$.

Більшість явищ, які вивчаються в колоїдній хімії (капілярні явища, адсорбція, змочування, розтікання), є наслідком існування надлишкової поверхневої енергії. Відповідно до другого закону термодинаміки самовільно відбуваються процеси, спрямовані в напрямку зменшення величини G^S (G^S – надлишкова вільна енергія поверхні в ізобарно-ізотермічних умовах).

Адсорбцією називають самовільну зміну концентрації компонента в поверхневому шарі в порівнянні з об'ємною фазою, віднесена до одиниці площі поверхні (на латині *sorbeo* означає „поглинаю”, а *ad* означає „на”). Звичайно адсорбцію виражають у моль/м². Термін „адсорбція” об'єднує широке коло таких різних явищ, як адсорбція газів на твердій поверхні силікагелю або активованого вугілля (зокрема, це явище використовується у протигазках), адсорбція барвників на волокні (фарбування тканин) тощо. У деяких випадках адсорбція може викривляти результати досліджень, що проводяться без її врахування (через адсорбцію речовин на стінках посуду, на поверхні осадів тощо).

Розчинену речовину або газ, що адсорбується, називають **адсорбтивом**, речовину, що їх адсорбує – **адсорбентом**, а адсорбовану речовину – **адсорбатом**. Про **позитивну адсорбцію** компонента говорять, якщо його концентрація в поверхневому шарі більша, ніж в об'ємній фазі, якщо ж концентрація цього ж компонента в поверхневому шарі менша, мова йде про **негативну адсорбцію**.

Процес, що є зворотним до адсорбції, називається **десорбцією**. В однокомпонентній системі можлива автоадсорбція. Можна дати ще одне визначення: **адсорбція** – це згущення розчиненої або газоподібної речовини на поверхні твердого тіла або рідини. Розрізняють **фізичну** (молекулярну, ван-дер-ваальсову) адсорбцію і **хімічну** (хемосорбцію). Іонний обмін є ще одним різновидом адсорбції. **Фізична адсорбція** завжди оборотна і вона відбувається самовільно. Рушійною силою фізичної адсорбції є спрямування системи до зменшення надлишкової поверхневої енергії шляхом зниження поверхневого натягу σ .

Хемосорбція необоротна. Іноді відбувається навіть зростання G^S , але для процесу утворення адсорбату в цілому: $\Delta G < 0$. Фактично мова йде про хімічну реакцію на поверхні. Отже, хемосорбція – це двовимірна хімічна реакція, що не виходить за межі поверхневого шару. Наприклад, внаслідок хемосорбції кисню на поверхні заліза продукти взаємодії (оксиди) утворюють плівку, непроникну для агресивних газів.

Завдяки явищу адсорбції можливе прискорення хімічних реакцій (гетерогенний каталіз). Адсорбент, згущуючи та орієнтуючи на своїй поверхні молекули одного або декількох учасників реакції, сприяє перебігу реакції, але сам до неї не вступає.

Величина адсорбції залежить від поверхні адсорбенту, природи адсорбтиву і його концентрації (тиску у випадку газів), температури тощо. Адсорбат прагне зайняти всю поверхню адсорбенту. Але цьому перешкоджає зворотний процес – десорбція, викликана прагненням до рівномірного розподілу речовини. Для кожної концентрації адсорбтиву в середовищі, що оточує адсорбент, існує стан **адсорбційної рівноваги**.

Однією з особливостей адсорбції є **селективність (вибірковість)**, яка полягає в неоднаковій здатності компонентів розчину до адсорбції на поверхні. Кількісно це явище характеризується **коефіцієнтом розділення** – відношенням коефіцієнтів розподілу компонентів, що адсорбуються, який показує, у скільки разів відношення величин адсорбції компонентів, що розділяються, більше відношення їх рівноважних концентрацій в об'ємі розчину. Але коефіцієнти розподілу і розділення не залежать від співвідношення між кількостями адсорбенту (його поверхні) й розчину і тому не можуть характеризувати розподіл маси речовини між цими двома фазами.

Розподіл маси речовини характеризується **ступенем витягання і ступенем розділення**. **Ступінь витягання** – це відношення кількості речовини в одній з рівноважних фаз (в об'ємі розчину або в поверхневому шарі) до загальної її кількості; виражається в частках і процентах. **Ступінь розділення** визначається відношенням ступенів витягання компонентів, що розділяються.

Найбільш істотним чинником, який впливає на селективність адсорбції, є спорідненість компонентів до поверхні адсорбенту і до розчинника. Для прогнозування адсорбції речовин широко використовується правило зрівнювання полярності, запропоноване П. О. Ребіндером, згідно з яким речовина може адсорбуватися на поверхні поділу

фаз, якщо внаслідок її адсорбції буде зрівнюватися полярність цих фаз. Інакше кажучи, адсорбція речовини *C* на межі поділу фаз, утворених речовинами *A* і *B*, буде відбуватися, якщо полярність речовини *C* лежить між значеннями полярності речовин *A* і *B*.

Саме на цьому засноване практичне застосування полярних адсорбентів (силікагель) для адсорбції поверхнево-активних речовин з неполярних середовищ, а неполярних адсорбентів (вугілля) – для адсорбції з полярних середовищ. Як приклад можна навести адсорбцію масляної кислоти з її розчину в бензені на силікагелі та адсорбцію масляної кислоти на вугіллі з її водного розчину. Причому діелектрична проникність цих речовин зменшується в ряду: силікагель > вода > масляна кислота > бензен > вугілля, а адсорбція відбувається відповідно до рядів: вода > масляна кислота > вугілля; силікагель > масляна кислота > бензен.

Мета роботи. Вивчення адсорбційної рівноваги на межі поділу твердий адсорбент-розчин.

Прилади та реактиви. Мірна колби на 100 мл, конічні колби на 250 мл, лійки, фільтрувальний папір, механічна мішалка, бюретки. 0,1 н розчин *NaOH*, фенолфталеїн, 0,5 н розчин ацетатної кислоти, активоване вугілля.

Методика виконання роботи

Для вивчення адсорбції ацетатної кислоти на активованому вугіллі з вихідного розчину CH_3COOH методом послідовного розведення готують шість розчинів кислоти по 100 мл (концентрації вказує викладач). Активоване вугілля ретельно розтирають у ступці, а потім зважують шість порцій по 1,0 г.

До 100 мл кожного з приготованих розчинів ацетатної кислоти додають по 1,0 г вугілля, після чого закриті колби з вмістом збовтують на механічній мішалці протягом 30 хв. Потім розчини відфільтровують, а в отриманому фільтраті визначають концентрації кислоти після адсорбції.

Концентрацію вихідного розчину ацетатної кислоти і розчинів після адсорбції та фільтрації визначають титруванням розчином $NaOH$ з відомою концентрацією в присутності фенолфталеїну до появи стійкого слабо-рожевого забарвлення розчину, що досліджується. Концентрацію кислоти розраховують за співвідношенням

$$C_K V_K = C_L V_L,$$

де C_K і C_L – концентрації розчинів ацетатної кислоти і $NaOH$ (моль/л); V_K – об'єм кислоти, що був взятий для титрування; V_L – об'єм луку, що пішов на титрування. Для титрування беруть три порції розчину, що аналізується. Концентрацію розраховують як середнє арифметичне результатів титрування трьох порцій.

Величина адсорбції A визначається за різницею концентрацій розчину ацетатної кислоти до (C_0) і після (C) адсорбції

$$A = \frac{C_0 - C}{m} \cdot V,$$

де m – маса вугілля; V – об'єм розчину кислоти, що був взятий для досліджу.

Перелік питань вхідного контролю знань

1. Дати визначення процесу адсорбції. Що таке адсорбтив, адсорбент, адсорбат?
2. Як класифікують речовини за їх впливом на поверхневий натяг розчинів? Чому молекули ПАР у водних розчинах адсорбуються на межі поділу фаз?
3. Процес фізичної адсорбції оборотний. Для яких видів адсорбції він може бути необоротним?
4. Від яких чинників залежить адсорбція на межі поділу тверде тіло-розчин?
5. Від яких чинників залежить сорбція газу на твердій поверхні?
6. Найважливіші адсорбенти.
7. Що таке катіоніти і аніоніти та як їх класифікують?

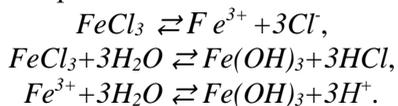
8. Як за допомогою йоннообмінної адсорбції одержати знесолену воду?

9. Які фізико-хімічні принципи покладені в основу хроматографії?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4. Добування та вивчення властивостей колоїдних розчинів

Гетерогенними дисперсними системами називаються системи, які складаються з дисперсної фази та дисперсійного середовища, які є взаємно розчинними. **Колоїдними розчинами** або **золями** називають гетерогенні дисперсні системи, де діаметр частинок дисперсної фази знаходиться в межах $10^{-9} < d < 10^{-7}$ м. **Колоїди** поділяють на **ліофобні** та **ліофільні**. Характерною особливістю ліофобних колоїдів є те, що між часточками дисперсної фази і дисперсійним середовищем немає взаємодії (Ag_2S , $AgCl$, колоїдна сірка), тоді як ліофільні колоїди характеризуються взаємодією, наприклад, розчин крохмалю, білки. Добувають колоїдні розчини методом диспергування, конденсації та в результаті гідролізу солей багатозарядних залишків слабких електролітів, таких, як $FeCl_3$, $Al_2(SO_4)_3$, в результаті реакції обміну між солями.

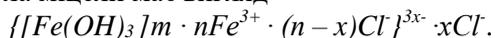
Внаслідок електролітичної дисоціації реагентів і гідролізу солі в розчині спостерігається наявність таких йонів



Всередині міцели утворюється агрегат, який складається з m молекул $Fe(OH)_3$. Згідно з правилом Панета-Фаянса, n йонів Fe^{3+} адсорбуються на поверхні агрегату, утворюючи шар потенціал утворюючих йонів, які, в свою чергу наближують (притягують) до себе частину протийонів $x \cdot Cl^-$. Агрегат разом з адсорбованими на ньому потенціал-йонами називається **ядром міцели**. Ядро і адсорбований шар протийонів складають колоїдну часточку або гранулу. Колоїдна часточка має величину

заряду, який складається з суми потенціалоутворюючих йонів і протийонів адсорбційного шару. Знак заряду колоїдної часточки завжди такий самий, який має потенціал-йон. Заряд гранули компенсується зарядами йонів протилежного знаку дифузного шару, тому в цілому міцела є електронейтральною часточкою. Отже, у міцели розрізняють агрегат, ядро, адсорбційний шар, колоїдну часточку і дифузний шар протийонів.

Формула міцели має вигляд



На межі різнойменно заряджених адсорбційного і дифузного шарів міцели виникає подвійний електричний шар, потенціал якого називається **електрокінетичним** або **дзета (ζ -) потенціалом**.

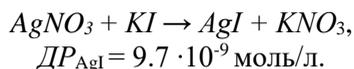
Мета роботи. Вивчення способів добування колоїдних розчинів, визначення знаку заряду одержаних золів.

Прилади та реактиви. Конічна колба на 100 мл, мірні циліндри, фільтрувальний папір, стакани, 0,05 н KI , 0,05 н $AgNO_3$, 2% $FeCl_3$, розчин $K_4[Fe(CN)_6]$.

Методика виконання роботи

1. Одержання золів аргентум йодиду.

Щоб приготувати колоїдний розчин аргентум йодиду необхідно змішати малокоцентровані розчини аргентум нітрату і калій йодиду. При цьому утворюється аргентум йодид за рівнянням



При змішуванні відносно концентрованих розчинів калій йодиду і аргентум нітрату випадає осад аргентум йодиду. При змішуванні мало концентрованих розчинів утворюються кристали аргентум йодиду колоїдного ступеня дисперсності.

Залежно від того, надлишок якого реагенту буде взято – аргентум нітрату чи калій йодиду, колоїдні часточки аргентум йодиду набувають позитивного або негативного заряду. При надлишку аргентум нітрату в розчині після реакції зберігається певна частина йонів Ag^+ , які адсорбуються кристалами AgI . В

цьому випадку часточки AgI набувають позитивного заряду. Якщо буде надлишок калій йодиду то в розчині після реакції з аргентум нітратом залишиться певна кількість йонів I^- , які адсорбуються часточками AgI . Відповідно часточки набувають негативного заряду.

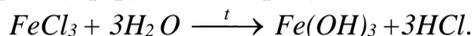
В пробірку піпеткою наливають 20 мл 0,05 н розчину калій йодиду і дають з бюретки, енергійно перемішуючи або збовтуючи, 16 мл 0,05 н розчин аргентум нітрату.

Видозмінюють дослід: в іншу пробірку наливають 20 мл 0,05 н розчину аргентум нітрату і додають 16 мл 0,05 н розчину KI . Визначають заряд часточок у кожному розчині (див. розділ 4 Капілярний аналіз).

Скласти формули міцел у I і II випадку.

2. Приготування золю ферум(III) гідроксиду.

В конічну колбу ($V = 100$) наливають 50 мл дистильованої води і нагрівають до кипіння. В киплячу воду по краплях приливають 15 мл 2%-го розчину ферум(III) хлориду. Через декілька хвилин утворюється вишнево-червоний золь ферум(III) гідроксиду. Золь ферум(III) гідроксиду утворюється внаслідок швидкого гідролізу ферум(III) хлориду



Ступінь гідролізу тим вищий, чим вища температура і менша концентрація солі. При кипінні, в результаті інтенсивного перемішування розчину, ферум(III) хлорид з швидкістю, яка перевищує швидкість гідролізу, рівномірно розподіляється по всьому об'єму води. Це виключає можливість місцевого утворення відносно великих концентрацій ферум(III) гідроксиду і відповідно утворення кристалів, які за величиною перевищують колоїдні часточки. Скласти формулу міцели золю $Fe(OH)_3$.

3. Приготування золю берлінської блакиті.

До 40 мл розбавленого розчину калій гексаціаноферату(II) $K_4[Fe(CN)_6]$ по краплях додають 1-2 мл 2%-го розчину ферум(III) хлориду.

Для порівняння готують 40 мл концентрованого розчину калій гексаціаноферату(II) концентрації 20 г/л і добавляють 10-20 мл 2%-го розчину ферум(III) хлориду. Скласти формулу міцели золю берлінської блакиті.

4. Капілярний аналіз.

Знак електричного заряду колоїдних часточок або макромолекул можна визначити за допомогою капілярного аналізу. Для цього використовують фільтрувальний папір, в якому пори мають достатню ширину.

При зануренні паперу у воду целюлозні стінки капілярів, внаслідок вибіркової адсорбції йонів OH , набувають негативного заряду, вода відповідно заряджується позитивно.

Якщо смужку паперу не повністю занурити, то вода під дією капілярних сил (поверхневого натягу) підніматиметься по капілярах паперу. Негативно заряджені колоїдні часточки підніматимуться разом з водою, не піддаючись силам притягання. Позитивно заряджені часточки притягуються до негативно заряджених стінок капілярів, тому висота підйому їх значно менша. Істотну різницю у висоті підйому золів можна використовувати для визначення знака заряду або для розділення забарвлених золів.

Методика виконання капілярного аналізу

Розчини двох золів аргентум йодиду, ферум(III) гідроксиду і берлінської блакиті наливають у маленькі стакани на однакову висоту і занурюють у них однаково вузькі смужки фільтрованого паперу. Верхні краї смужок паперу приклеюють до планки, яку закріплюють у горизонтальному положенні в штативі. Через 20-30 хв. вимірюють висоту підйому і роблять висновок про знак заряду золю.

Перелік питань вхідного контролю знань

1. Які розчини називаються колоїдними, як їх класифікують?
2. Що таке ліофільні золі?
3. Що таке ліофобні золі?

4. Які є методи одержання колоїдних розчинів?
5. З чого складається міцела?
6. Що визначає знак колоїдної часточки?
7. Що таке коагуляція? Які фактори впливають на процес коагуляції?
8. Скласти формулу міцели золю аргентум хлориду, який одержують при взаємодії аргентум нітрату та калій хлориду.
9. Чим відрізняється адсорбційний шар від дифузного шару?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5.

Одержання ліофобних колоїдних розчинів

Методи одержання колоїдів, засновані на подрібненні, одержали назву методів **диспергування**. Методи, пов'язані з агрегацією молекул або йонів в більш крупні частинки, називаються **конденсаційними**. Речовини, які обумовлюють стійкість колоїдних розчинів, називаються **стабілізаторами**.

Одержання колоїдних розчинів (золів) шляхом диспергування здійснюється механічним подрібненням речовини в ступці або за допомогою колоїдного млина в присутності стабілізатора, а також **пептизацією**. Пептизацією називається процес одержання золів із драглів або пухких осадів при дії на них деяких речовин, здатних добре адсорбуватися на поверхні колоїдних частинок і таким чином надавати здатність переходити в золь. При пептизації відбувається не зміна ступеня дисперсності частинок, які утворюють гель або осад, а тільки їх роз'єднання.

Пептизація поділяється на *безпосередню* і *посередню* в залежності від того, що адсорбується на поверхні частинок перед їх розділенням: додана речовина (стабілізатор) або продукт її взаємодії з речовиною частинок.

Прикладом посередньої пептизації є одержання золю $Fe(OH)_3$ при дії розведеної хлоридної кислоти на драглистий осад ферум(III) гідроксиду. При цьому частина розташованих на

поверхні молекул $Fe(OH)_3$ взаємодіє з HCl і утворює молекули $FeOCl$, які пептизують осад.

До конденсаційних методів одержання колоїдних систем відносять:

- а) конденсація парів речовини в дрібні часточки;
- б) зміна середовища, при якій речовина із розчинної стає малорозчинною (заміна розчинника);
- в) хімічні реакції в розчині, які супроводжуються утворенням малорозчинних сполук.

Мета роботи. Одержання ліофобних колоїдних розчинів (золів) різними методами.

1. Одержання ліофобних золів конденсаційним методом шляхом заміни розчинника.

Прилади та реактиви. Конічна колба на 100 мл; насичений розчин сірки в етанолі; 2% спиртовий розчин каніфолі; дистильована вода.

Методика виконання досліду

1. Насичений розчин сірки в етанолі додають по краплях в дистильовану воду при збовтуванні. Одержують молочно-білий золь, який опалесціє.

2. 5-10 мл 2-% спиртового розчину каніфолі додають при енергійному збовтуванні до 100 мл дистильованої води. Утворюється молочно-білий стійкий золь.

1.1. Одержання золю срібла реакцією відновлення.

Прилади та реактиви. Конічна колба на 100мл; 0,1 н розчин $AgNO_3$, 1% розчин K_2CO_3 , 1% розчин таніну.

Методика виконання досліду

В колбу зі 100 мл дистильованої води додають 1 мл 0,1 н розчину аргентум нітрату, 1-2 краплі 1% розчину калію карбонату і 2-3 краплі свіжоприготовленого розчину таніну. Розчин набуває жовто-коричневого забарвлення, яке при слабкому нагріванні стає більш інтенсивним.

1.2. Метод диспергування. Одержання золів алюміній гідроксиду та станум(IV) гідроксиду пептизацією лугом або кислотою.

Прилади та реактиви. Стакани на 300 мл, триножник, азбестова сітка, газова горілка, пробірки в штативі, скляні палички; 1% розчин $AlCl_3$, водний розчин амоніаку, 0,1 н розчин $AgNO_3$, 0,1 н розчин HCl , 1 н розчин $SnCl_4$, 1 н розчин $NaOH$.

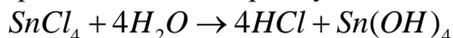
1.2. Одержання золю алюміній гідроксиду.

Методика виконання досліду

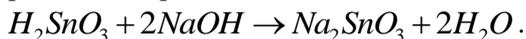
Для одержання золю алюмінію гідроксиду до 1% розчину $AlCl_3$ додають розчин амоніаку. Одержаний осад промивають дистильованою водою спочатку декантацією, потім на фільтрі. В кінці промивання, коли осад стає в'язким і фільтрування гальмується, його переносять в інший стакан, додають 200 мл дистильованої води і нагрівають до кипіння. Час від часу додають в киплячу рідину по декілька крапель 0,1 н розчину HCl . Через годину осад переходить в колоїдний розчин.

1.3. Одержання золю станум(IV) гідроксиду.

У водних розчинах $SnCl_4$ гідролізує:

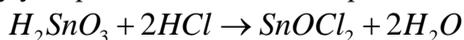


Осад H_2SnO_3 під впливом лугів або кислот (пептизаторів) здатний переходити в колоїдний розчин. При додаванні лугу до H_2SnO_3 утворюється натрію станіт

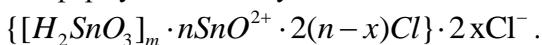


В розчині натрій станіт дисоціює, утворюючи SnO_3^{2-} , який адсорбується та надає агрегату H_2SnO_3 негативного заряду – утворюються міцели і осад переходить в золь.

Пептизація H_2SnO_3 може відбуватися і під дією кислот. В цьому випадку утворюється позитивно заряджений золь



Загальна формула міцели буде мати вигляд



Методика виконання досліду

До 200 мл киплячої води додають краплями розчин $SnCl_4$. Утворюється осад. Осад промивають декантацією гарячою дистильованою водою до зникнення реакції на йон Cl^- , що перевіряють реакцією з розчином аргентум нітрату. До промитого осаду додають декілька крапель $NaOH$ або HCl . Сильно розбавляють водою і збовтують; утворюється золь H_2SnO_3 .

Перелік питань вхідного контролю

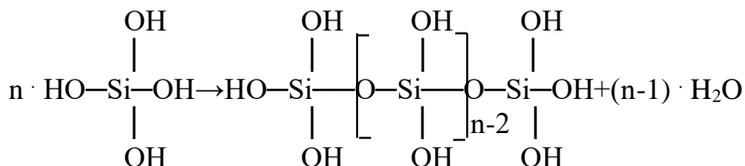
1. Які існують методи одержання золів.
2. Що таке пептизація? Приклади одержання колоїдів цим методом.
3. Роль розчинника при одержанні золів.
4. Написати будову міцели алюмінію гідроксиду, одержаного при дії на розчин $AlCl_3$ розчину амоніаку.
5. Наведіть приклади золів, отриманих методом конденсації.
6. Наведіть приклади золів, отриманих методом диспергування.
7. Дати визначення ліофобних золів.
8. Написати будову міцели станум(IV) гідроксиду.
9. Які речовини називаються стабілізаторами золів.
10. Що таке стійкість золів.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6.

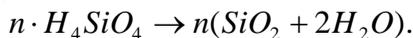
Одержання золю та драглів силікатної кислоти

Силікатні кислоти добувають з їх солей. Загальна формула силікатних кислот $nSiO_2 \cdot mH_2O$, де n і m набувають різних значень. Якщо $n=m=1$, кислоті відповідає формула H_2SiO_3 (метасилікатна кислота). При інших значеннях n і m

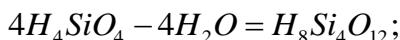
утворюються ізополікислоти (похідні ортосилікатної кислоти H_4SiO_4 , $H_6Si_2O_7$, $H_8Si_3O_9$, $H_{12}Si_4O_{12}$, $H_{12}Si_6O_{18}$ (ди-, три-, тетра- і гексаметасилікатні кислоти)



або в загальному вигляді



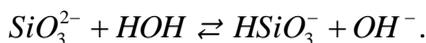
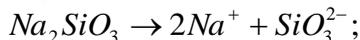
Вважається, що ізополікислоти відповідають ступеням полімеризаційного зневоднення ортосилікатної кислоти



Разом з тим більшість природних силікатів можна розглядати як солі поліметасилікатної кислоти $(H_2SiO_3)_n$.

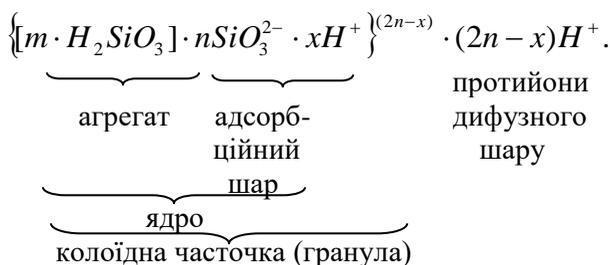
В розчині тверді частинки силікатних кислот шляхом агрегації укрупнюються до колоїдних розмірів (1-100 нм). Окремі колоїдні частинки мають складну будову і називаються міцелами.

Внаслідок електролітичної дисоціації реагентів і гідролізу солі в розчині спостерігається наявність таких йонів

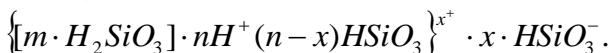


В середині міцели утворюється агрегат, який складається з m молекул H_2SiO_3 . Згідно з правилом Панета-Фаянса, n йонів SiO_3^{2-} – адсорбуються на поверхні агрегату, утворюючи шар потенціаловизначальних йонів, які, в свою чергу, притягують

до себе частину протийонів xH^+ . Агрегат разом з адсорбованими на ньому потенціаловизначальними йонами називається ядром міцели. Ядро і адсорбований шар протийонів складають колоїдну часточку або гранулу. Колоїдна часточка має величину заряду, який складається з суми зарядів потенціаловизначальних йонів і протийонів адсорбційного шару. Знак заряду колоїдної часточки завжди такий самий, який має потенціаловизначальний йон. Заряд гранули компенсується зарядами йонів протилежного знаку дифузійного шару, тому в цілому міцела є електронейтральною часточкою. Отже, у міцели розрізняють агрегат, ядро, адсорбційний шар, колоїдну часточку і дифузійний шар протийонів:



За певних умов (надлишкова концентрація H^+) формула міцели може бути такою



Мета роботи. Дослідити експериментально колоїдні властивості силікатної кислоти.

Прилади та реактиви. Пробірки, стакани на 100, 200 мл. Розчин натрій силікату ($\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$, 15%-ий); розчин CH_3COOH (50%-ий); хлоридна кислота ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$); розчин $Pb(CH_3COO)_2$ (насич.); Zn – металічний (паличка); кристали солей $FeCl_3$, $CuCl_2$, $ZnCl_2$, $NiCl_2$, $CoCl_2$. Силікагель і алюміній оксид. 0,1%-ні розчини созину та метиленової сині, розведені розчини $FeCl_3$, $CuSO_4$; концентрований розчин KOH ; кристалічний натрій фторид.

Методика виконання роботи

1. Одержання золю силікатної кислоти. До розчину розведеної (1:5) хлоридної кислоти (1/3 пробірки) додати при перемішуванні 8-10 крапель розчину натрій силікату ($\rho = 1,16$ г/мл). Написати молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції. Скласти схему будови міцели, визначити заряд колоїдної часточки.

2. Одержання гелю силікатної кислоти. В пробірку налити 2-4 мл концентрованого розчину натрій силікату і по краплям додавати розчин хлоридної кислоти, струшуючи пробірку до утворення драглистого осаду силікатної кислоти. Скласти рівняння реакції. Чим відрізняються гелі від золів?

3. Дослідження швидкості поширення кристалізації в драглях. До 10-20 мл 15%-го розчину натрій силікату додавати 50%-ий розчин ацетатної кислоти до кислої реакції розчину, потім додати 10 мл насиченого розчину плюмбум(II) ацетату. Через деякий час розчин твердіє. В одержаний драглів вставити цинкову паличку. В другу пробірку налити насичений розчин плюмбум(II) ацетату і також вставити цинкову паличку. Спостерігати утворення в драглях голок і кристалів свинцю, тоді як у розчині солі свинець виділяється у вигляді губки. Причиною цього є те, що в драглях швидкість утворення зародків невелика. Тому окремі зародки ростуть до великих кристалів. Замалювати їх.

4. Дослідження явища осмосу при утворенні силікатів металів. В стакан ємністю 200 мл наливають розчин натрій силікату ($\rho = 1,16-1,17$ г/см³) і кидають в нього кристали ферум(III), купрум(II), цинк, нікол(II), кобальт(II) хлоридів. Через деякий час кристали починають рости.

Суть явища, що відбувається полягає у наступному. При взаємодії кристалу солі з натрій силікатом утворюється плівка з нерозчинного силікату у вигляді комірки. Ця комірка має властивості мембрани. Через неї відбувається дифузія молекул води із зовнішнього, більш розведеного розчину, в комірку, яка містить більш концентрований розчин солі. Внаслідок цього комірка розширюється і плівка, не втримуючи осмотичного тиску, лопається. На місці розриву утворюється нова плівка і

процес проникнення води крізь плівку повторюється. Знову відбувається розрив плівки і т.д. таким чином відбувається ріст деревоподібних утворень. Подібні осмотичні процеси відбуваються в рослинних клітинах, ґрунті, при затворенні в'яжучих матеріалів, тому їх вивчення має велике практичне значення.

5. Залежність адсорбції від хімічної природи адсорбенту. Гетерополярні адсорбенти кислотного характеру добре адсорбують з розчинів основні фарбники і, навпаки, основні адсорбенти добре адсорбують кислотні фарбники.

Прикладом адсорбенту кислотного характеру є силікагель, а основного – алюміній оксид.

В дві пробірки насипають по 0,5-1,0 г силікагелю, а в інші дві – таку саму кількість алюміній оксиду. В першу пробірку з силікагелем наливають 10 мл 0,1%-го розчину созину, а в другу – такий самий об'єм 0,1%-го розчину метиленової сині. Такі ж розчини фарбників додають до алюміній оксиду. Після збовтування пробірок порівняти кольори адсорбентів. Записати спостереження на висновки.

6. Гідроліз солі силікатної кислоти. В пробірку налити 1-2 мл розчину натрій силікату, додати 1-2 краплі фенолфталеїну. Що спостерігається? Скласти йонно-молекулярне рівняння реакції.

7. Спільний гідроліз солей. В дві окремі пробірки налити по 2-4 мл розчинів ферум(III) хлориду і купрум(II) сульфату, а потім в кожен пробірку додати таку ж кількість теплового розчину натрій силікату. Записати спостереження. Написати йонно-молекулярні рівняння реакцій.

Перелік питань вхідного контролю знань

1. Що таке осмос і осмотичний тиск?
2. Сформулюйте закон Вант-Гоффа і напишіть його математичний вираз для розведених розчинів неелектролітів.
3. Дайте визначення поняття золь, гель, тиксотропія.
4. Якими методами одержують золі?
5. Якими методами одержують гелі?

6. Які речовини є стабілізаторами золів та який механізм їх дії?
7. Яка будова колоїдних часточок? Назвіть складові частини міцели.
8. Сформулюйте правило Панета-Фаянса.
9. Наведіть приклад золю, який одержано за допомогою реакції обміну. Напишіть формулу його міцели.
10. Охарактеризуйте селікагель як адсорбент.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7.

Визначення порогу електролітичної дисоціації золю ферум (III) гідроксиду.

Маючи величезну поверхню поділу фаз, велику вільну поверхневу енергію, колоїдні системи принципово термодинамічно нестійкі і тому в таких системах підвищується ймовірність зворотнього процесу зчеплення часточок в агрегати коагуляції.

Коагуляція – процес укрупнення колоїдної системи за рахунок зчеплення, виникає внаслідок агрегативної стійкості систем.

Коагуляція відбувається під впливом різних факторів: введення електролітів, неелектролітів, заморожування, кипіння, довготривалого перемішування, дії сонячного світла, введення сторонньої твердої фази.

Мінімальна концентрація електроліту, що зумовлює повну коагуляцію золю, називається **порогом коагуляції (Пк)** і виражається в ммоль/л.

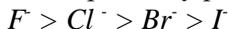
За правилом Шульце-Гарді коагулюючу дію має йон протилежного знаку по відношенню до заряду поверхні колоїдних часточок.

Пороги коагуляції електролітів з однозарядними коагулюючими йонами в 50-80 разів більші порівняно з двозарядними, і в 500-800 разів більші порівняно з тризарядними.

Пороги коагуляції солей лужних металів по відношенню до негативно заряджених золів, як правило, збільшуються в ліотропному ряду



Однозарядні аніони за їх впливом на позитивно заряджені золі також розміщуються в ліотропному ряду



за порядком зменшення порогів коагуляції.

Критеріями стійкості для двох граничних випадків коагуляції є нейтралізаційна і концентраційна коагуляція.

Концентраційна коагуляція характерна для сильно заряджених золів і суспензій. Дерягін і Ландау встановили критерій стійкості сильно заряджених золів при концентраційній коагуляції

$$П_K = C \frac{\varepsilon(kT)^5}{A^6 e^6 z^6},$$

де $П_K$ – поріг концентраційної коагуляції електроліту; C – константа, яка залежить від заряду катіона і аніона; ε – діелектрична проникність; A – константа сил притягання; e – заряд електрона; z – заряд йона-коагулятора.

Поріг нейтралізаційної коагуляції ($П_H$) обернено пропорційний квадрату величини заряду йона-коагулятора (правило Ейлера-Кофа)

$$П_H = \frac{k}{z^2},$$

де k – константа швидкості коагуляції.

Теоретичним обґрунтуванням правила Шульце-Гарді для концентраційної коагуляції є закон шостого степеня – z^6 –Дерягіна

$$П_H = kz^{-6},$$

де z – заряд йона, що зумовлює коагуляцію, тобто протийона.

В реальних системах концентраційний і нейтралізаційний механізми коагуляції діють спільно.

Коагуляція колоїдних систем відбувається з різною швидкістю. **Швидкістю коагуляції** V називається зменшення чисельної концентрації ν часточок системи за одиницю часу τ

$$V = - \frac{d\nu}{d\tau}$$

(повинні наближатися часточки, щоб відбулося злипання).

Поріг швидкої коагуляції визначають за пороговим об'ємом електроліту (V_K), при якому оптична густина золю досягає максимального значення і при подальшому додаванні електроліту не змінюється. Значення C_K обчислюються за формулою

$$C_K = \frac{C_{EL} V_K}{V(\text{золю})},$$

де C_{EL} – концентрація введеного електроліту, ммоль екв/л, V – об'єм золю, мл.

Мета роботи. Дослідження процесу коагуляції золю ферум (III) гідроксиду; експериментальним шляхом визначення порогу коагуляції.

Прилади та реактиви. Колба на 250 мл, 6 пробірок, ФЕК, розчин ферум(III) хлориду (2 %), розчин натрій ацетату, розчин натрій сульфату.

Методика виконання роботи

1. Приготування золю ферум(III) гідроксиду.

В колбу на 250 мл наливаємо 200 мл дистильованої води і нагріваємо до кипіння. В киплячу воду додаємо 10 мл розчину ферум(III) хлориду до одержання золю $Fe(OH)_3$, який забарвлюється в червоно-коричневий колір. Розчин охолоджується до кімнатної температури.

2. Коагуляція золю $Fe(OH)_3$ розчином CH_3COONa .

В 6 пробірок відміряємо по 10 мл золю, а потім в кожен пробірочку додають відповідний об'єм води і розчину CH_3COONa , згідно таблиці 2.

Таблиця 2

Номер пробірки	1	2	3	4	5	6
Об'єм золю, мл	10	10	10	10	10	10
Об'єм води, мл	10	9	8	7	6	5
Об'єм електроліту, мл	0	1	2	3	4	5
<i>D</i>						

Для кожного розчину вимірюють значення оптичної густини (D), використовуючи ФЕК, при довжині хвилі $\lambda = 480$ і товщині кювети $\ell = 50$ мм. Значення оптичної густини записують в таблицю 2.

3. Коагуляція золю $Fe(OH)_3$ розчином Na_2SO_4 .

В 6 пробірок наливають по 10 мл золю додають відповідний об'єм води і розчину електроліту згідно таблиці 3 і вимірюють оптичну густину кожного розчину, записуючи значення в таблицю 3.

Таблиця 3

Номер пробірки	1	2	3	4	5	6
Об'єм золю, мл	10	10	10	10	10	10
Об'єм води, мл	10	9	8	7	6	5
Об'єм електроліту, мл	0	1	2	3	4	5
<i>D</i>						

За одержаними даними будують графіки залежності $D = f(V \text{ електроліту})$, за якими знаходять порогові об'єми електроліту (V_K), які викликають швидку коагуляцію золю. За формулою визначають значення C_K кожного електроліту. Порівняти знайдені значення C_K для обох електролітів і пояснити їх відповідності з правилом Шульце-Гарді.

Перелік питань вхідного контролю знань

1. Що таке процес коагуляції?
2. Що впливає на процес коагуляції?
3. Що таке поріг коагуляції?

4. Які з розчинників електролітів будуть посилювати процес коагуляції золю $Fe(OH)_3$: а) $Na_2 SO_4$; б) $Na_3 PO_4$; в) $Na_2 CO_3$; г) $NaCl$.

5. Що таке швидкість коагуляції? Які фактори впливають на швидкість коагуляції?

6. Які речовини називають коагулянтами?

7. За якими рівняннями визначається поріг коагуляції, записати математичний вираз цього рівняння.

8. Що таке поріг нейтралізації? Чим він відрізняється від порогу коагуляції?

9. Що таке пороговий об'єм електроліту?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8.

Одержання емульсій та визначення їх типу

Емульсіями називаються дисперсії рідин в рідких дисперсійних середовищах, які взаємно нерозчинні. У зв'язку з цим часточки дисперсної фази і дисперсійного середовища повинні різко відрізнятися за полярністю. Тому особливістю емульсій є можливість утворення емульсій двох типів: прямої і зворотної. Більш полярною рідиною звичайно є вода (B), малополярну рідину прийнято називати „масло” (M). В зв'язку з цим пряму емульсію позначають M/B (емульсії I роду), а обернену – B/M (емульсії II роду). Можливі також так звані „множинні емульсії”, в яких дисперсійне середовище частково дисперговане в краплинах дисперсної фази.

Емульсії за концентрацією дисперсної фази поділяють на три групи: 1) розведені (з концентрацією дисперсної фази не вище 0,1% об'єму емульсії); 2) концентровані (з концентрацією дисперсної фази 0,1-70% об'єму); 3) висококонцентровані (з вмістом дисперсної фази вище 70% об'єму емульсії).

Щоб визначити тип емульсії застосовують різні методи. Так, додавання до емульсії фарби, яка розчиняється тільки в одній з рідин (водорозчинної або маслорозчинної) відповідне забарвлення має можливість визначити тип емульсій. Інколи застосовують метод розбавлення. Якщо емульсія легко

розбавляється водою, то вода є дисперсійним середовищем, тобто це емульсія типу M/B і навпаки емульсія типу B/M легко розбавляється „маслом”.

Тип емульсії можна встановити також кондуктометричним методом. Якщо дисперсійним середовищем є вода, електропровідність якої висока, то це емульсія типу M/B . В той же час електрична провідність емульсій типу B/M дуже низька.

Під дією ультрафіолетового випромінювання в темряві емульсії B/M флуоресціюють на відміну емульсій типу M/B , які забарвлення звичайно не набувають.

Легко встановити тип емульсії нанесенням краплини емульсії на фільтрувальний папір. Якщо пляма швидко розпливається, а в центрі залишається невелика краплинка („масло”), то це емульсія типу M/B .

Мета роботи.

Добування прямої емульсії, визначення її типу, стабільності; добування зворотної емульсії.

Прилади і реактиви. Стакан на 250 мл, пробірки, циліндри, 0,5 М розчин $MgCl_2$, олія, 15 % розчин $Na_2 CO_3$, 20 % розчин $CaCl_2$, метиленовий синій, судан I.

Методика виконання роботи

1. Добування емульсії M/B і визначення її стабільності.

Готують розчини ПАР об'ємом 40 мл шляхом розбавлення вихідного розчину (0,1 М розчин натрій олеату) згідно з даними таблиці 4.

Таблиця 4

Номерп колби	1	2	3	4
Об'єм розчину ПАР	10	20	30	40
Об'єм води	30	20	10	-

Потім добувають емульсію за допомогою мішалки. Для цього в стакан ємністю 250 мл наливають 12,5 мл розчину ПАР і при перемішуванні додають з бюретки 37,5 мл вазелінового

масла протягом 10 хв. Після введення масла продовжують перемішування ще 10 хв. Таким же чином готують емульсії з іншими розчинами ПАР.

Після добування емульсії 10 мл її переливають з циліндра у пробірку і визначають час її розшарування на дві макрофаги.

Решту частину емульсії переносять у стакан і визначають її тип таким чином:

1. Краплину емульсії і краплину води розмішують на предметному склі і скло нахилиють так, щоб краплини злилися. Якщо краплини зіллються, то дисперсною фазою є вода, а якщо ні – масло.

2. На фільтруваний папір наносять краплину емульсії. Якщо середовищем є вода, то краплина відразу всмоктується папером, на якому залишається жирна пляма. Краплина емульсії типу *В/М* не всмоктується.

3. Емульсію розливають на дві пробірки. В першу пробірку додають декілька краплин барвника метиленового синього, розчиненого у воді, а в другу декілька краплин судану I, розчиненого у маслі. Емульсія *М/В* забарвлюється у синій колір (судан I в ній не розчиняється). Емульсія *В/М* забарвлюється у червоний колір (метиленовий синій в ній не розчиняється).

Отримані дані заносять у таблицю 5.

Таблиця 5

Експериментальні дані визначення емульсії та її типу

Концентрація ПАР, моль/л	Концентрація емульсії, % об	Час розшарування, хв	Тип емульсії

2. Добування емульсії зворотного типу.

До 30 мл емульсії добутої у досліді I при перемішуванні додають 5 мл 0,5 М розчину магній хлориду і продовжують перемішувати ще 5 хв. Переносять 10 мл емульсії у пробірку і визначають час розшарування її на дві фази. Решту емульсії використовують для визначення її типу. Отримані дані записують у таблицю 6.

3. Добування і дослідження емульсії типу *B/M* і *M/B*.

Під час струшування води з соняшниковою олією залежно від характеру емульгатора утворюється емульсія типу *B/M* (емульгатор – кальцієві солі жирних кислот) або *M/B* (емульгатор – олеті і стеарати натрію).

В три пробірки наливають по 3 мл соняшникової олії і дистильованої води. Потім у пробірку №2 наливають 1 мл 15%-го розчину натрій карбонату, а у пробірку №3 – 1 мл 20%-го розчину кальцій хлориду. Всі три пробірки енергійно струшують і спостерігають за утворенням нестійкої емульсії (пробірка 1), стійкої емульсії олії у воді білого кольору (пробірка №2) та емульсії води у олії жовтуватого кольору (пробірка №3).

Одночасно тип емульсії визначають методом забарвлення. Для цього на предметне скло наносять краплю емульсії, насипають кілька кристаликів барвника метиленового синього і перемішують емульсію за допомогою піпетки.

Перелік питань вхідного контролю знань

1. Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом.
2. Класифікація дисперсних систем за розміром частинок дисперсної фази.
3. Класифікація дисперсних систем за ступенем взаємодії між частинками дисперсної фази та дисперсійного середовища.
4. У чому полягає відмінність вільнодисперсних систем від зв'язанодисперсних?
5. Які дисперсні системи називаються емульсіями?
6. Методи одержання емульсій.
7. Що таке прямі і зворотні емульсії?
8. Як можна експериментально визначити тип емульсії?
9. Як можна порушити стійкість емульсії?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9. Добування пін та їх стабілізація

Піна – дисперсія газу або повітря в рідкому або твердому середовищі. Тому існують як рідкі так і тверді піни. Піни це типові ліофобні системи. Розрізняють розбавлені дисперсії газу в рідині, які називаються газовими емульсіями. Такі піни містять більше 70% газової фази в об'ємі піни. У концентрованих пінах газоподібна фаза є основною (до 99% об'єму) частиною системи. Піни поділяються на розбавлені і концентровані.

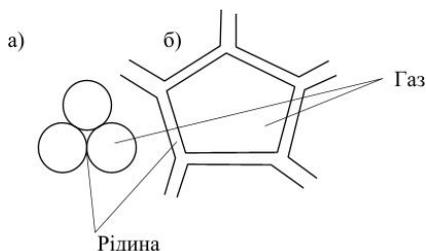


Рис. 1. Схеми будови комірок пін: а – сферичної; б – п'ятикутної

В пінах комірки, які заповнені газовою фазою (повітрям) розділені тонкими плівками дисперсійного середовища (рис1). Комірки можуть мати правильну сферичну форму (рис. 1 а), а при стикуванні комірок вони набувають форму багатогранників (рис. 1 б). Характерною коміркою пін є пентагональний додекаедр. Це дванадцятигранник з п'ятикутними гранями, що має 30 ребер і 20 вершин (рис. 2).

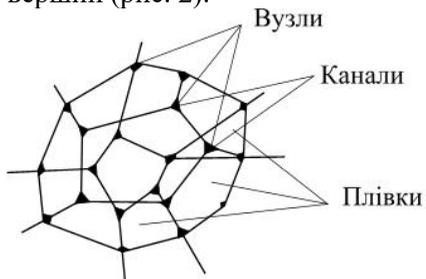


Рис. 2. Комірка пентагонального додекаедру

Як і всі дисперсні системи, які володіють надлишковою поверхневою вільною енергією, піни є термодинамічно нестійкими. Тому газові бульбашки в рідині швидко коалесціюють або лопаються і піна руйнується.

Утворення стійких пін можливе тільки при наявності стабілізаторів-піноутворювачів. Піноутворювачами є ПАР, які поділяють на два типи: 1) першого роду – зменшують величину поверхневого натягу (нижчі спирти і кислоти); 2) другого роду – на поверхні розподілу утворюють міцні адсорбційні драглеподібні плівки (мила, алкалоїди, таніни, деякі барвники, білки, карбометилцелюлоза тощо).

Піни, що утворюються за допомогою піноутворювачів, мають велику механічну міцність структурованих адсорбційних шарів. Стінки комірок таких пін можна розглядати як такі, що утворені двома двомірними конденсованими (твердими) плівками. Рідини, які здатні тверднути, утворюють тверді піни (пемза, пінопласт, пінополістирол тощо).

Мета роботи.

Добути піну і вивчити вплив ПАР і електролітів на її стійкість.

Прилади і реактиви. Розчин желатини 8г/л., 0,5М розчин NaI

Методика виконання роботи

Добування пін та дослідження їх стійкості.

У шість циліндрів на 100 мл наливають по 30 мл водного розчину желатини концентрацією 8 г/л. Один з розчинів залишають без змін, в інші розчини додають 30% розчин натрій йодиду, щоб концентрація його була 0,5 М, розчини натрій сульфату, щоб концентрації їх складали відповідно 0,5 М, 0,75 М, 1,0 М, 1,5 М. Циліндри струшують, спостерігають стійкість пін, відмічаючи висоту стовпа піни в кожному циліндрі через 2, 3, 5, 10, 20, 30 хв.

Результати досліджень стійкості піни заносять в таблицю 6.

За отриманими даними будують графік залежності ступеня стійкості піни від концентрації.

Таблиця 6

Результати дослідів (розчин желатини концентрацією 8 г/л)						
Концентрація добавки в досліджуваному розчині	Висота піни (см) через певні проміжки часу, хв					
	2	3	5	10	20	30
Без добавки						
0,5 М NaI						
0,5 М Na ₂ SO ₄						
0,75 М Na ₂ SO ₄						
1,0 М Na ₂ SO ₄						
1,5 М Na ₂ SO ₄						

Перелік питань вхідного контролю знань

1. У чому полягає відмінність вільнодисперсних систем від зв'язанодисперсних?
2. Що таке прями і зворотні емульсії?
3. Що являють собою піни? Поясніть їх будову.
4. Що таке кратність піни?
5. Наведіть приклади застосування пін.
6. Поясніть дію піноутворювачів і піногасників. Наведіть приклади.
7. Що є основним фактором піноутворення?
8. Що використовують для стабілізації пін?
9. Які є види пін?
10. Які є типи пін?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10.

Визначення ізоелектричної точки розчину желатини

В водних розчинах желатини проявляються властивості, які характерні для амфотерних поліелектролітів, тобто відбувається йонізація кислотних і основних груп

- $COOH \rightleftharpoons -COO^- + H^+$
- $NH_2 + H^+ \rightleftharpoons -NH_3^+$

Отже, знак зарядів амфотерних молекул білка залежить від реакції у розчині. Тому поступовою зміною концентрації водневих йонів можна зрушити рівновагу дисоціації молекул білка як у бік утворення позитивно заряджених катіонів, так і в бік утворення негативно заряджених аніонів. При певній концентрації йонів гідрогену молекули білка перебувають в ізоелектричному стані. Значення рН, при якому білок набирає ізоелектричного стану, називається **ізоелектричною точкою білка**. В електронейтральному стані білкові молекули можуть бути не лише внаслідок утворення недисоційованих груп /- NH_3OH і - $COOH$ /, а також і за рахунок внутрішньої нейтралізації основних і карбоксильних груп з переходом в амфолітичний стан, тобто коли молекули електроліту внаслідок електролітичної дисоціації одночасно утворюють катіони і аніони



Під час переходу в ізоелектричний стан відбувається зміна гідратації білків, яка проходить або як гідратація груп, які мають не йоногенний характер /- CO ,- NH ,- $COOH$,- NH_3O тощо або як гідратація йонів - NH_3^+ і COO^- , що виникають під час дисоціації білків у кислому середовищі. Гідратація може відбуватися у середовищах з рН більшим або меншим від ізоелектричної точки. Відхилення реакції розчину білка від ізоелектричної точки приводить до переходу його з амфійонного стону в йонний. Внаслідок йонізації разом із збільшенням ξ -потенціалу зростає товща дифузійного шару і йонна гідратація молекул. Для кожного білка йонна гідратація набирає максимального значення при певних значеннях рН, які знаходяться у вузькому інтервалі від ізоелектричної точки. При цих значеннях рН білки мають максимальну стійкість. В цьому інтервалі рН також спостерігається максимальне світлорозсіювання і набухання, найбільший осмотичний тиск,

найменша в'язкість їх розчинів. Тому знання ізоелектричної точки має важливе значення для вивчення властивостей білків. В роботі ізоелектричну точку визначають шляхом вимірювань значень оптичної густини розчинів желатини.

Мета роботи. Експериментальним шляхом визначити ізоелектричну точку розчину желатини.

Прилади та реактиви. рН-метр. Розчин желатини, розчин HCl, KOH, колби, мірні пробірки.

Методика виконання роботи

В пронумеровані колби (1-9) вносять по 10 мл відфільтрованого розчину желатини і потім додають розчин Що таке біполярний йон?

Таблиця 7

Номер колби	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Об'єм (HCl), мл	10	4	1	0,5	-	-	-	-	-
Об'єм р-ну KOH, мл	-	-	-	-	-	1	3	6	10
Об'єм води, мл	-	6	9	9,5	10	9	7	4	-

Виміряють *pH* приготовлених розчинів, як вказано в варіанті I роботи. Потім визначають оптичну густину *D* розчинів за допомогою приладу ФЕК-56М з світوفільтром F2 ($\lambda=364\text{nm}$). Розчини з кювет після вимірювань виливають знову у колби. Після того, як закінчили вимірювання, збільшують кислотність в колбах 1 і 2, для чого в колбу 1 додають одну краплю концентрованої HCl, а в 2 – дві краплі кислоти і знову вимірюють значення *pH* і *D* цих розчинів.

Результати значень *pH* і оптичних густин розчину желатини для визначення ізоелектричної точки заносимо в таблицю 8.

Таблиця 8

Номер колби №	<i>pH</i> розчину	Оптична густина <i>D</i>

Перелік питань вхідного контролю знань

1. Які сполуки називають амфолітами?
2. Чому білки та амінокислоти проявляють амфолітні властивості?
3. Що таке ізоелектричний стан?
4. Що таке ізоелектрична точка, які властивості проявляє амфоліт в цій точці?
5. Як змінюється значення pH розчину желатини в ізоелектричній точці?
6. Як змінюється значення оптичної густини в ізоелектричній точці?
7. Для яких сполук характерний ізоелектричний стан?
8. Підтвердити амфотерність аміноацетатної кислоти.
9. Що відбувається з амфолітом при переході в ізоелектричний стан?

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 1.

Хімічна кінетика

Хімічна кінетика – вчення про швидкість і механізм хімічних реакцій.

Під **швидкістю реакції** розуміють зміну концентрації реагуючих речовин або продуктів реакції за одиницю часу.

Швидкістю гомогенної реакції називають кількість речовини, що вступила в реакцію або утворилася в результаті реакції за одиницю часу в одиниці об'єму системи

$$v = \frac{\Delta n}{V\Delta\tau} = \frac{\Delta C_M}{\Delta\tau},$$

де C_M – молярна концентрація, V – об'єм, τ – час.

Швидкістю гетерогенної реакції називають кількість речовини, що вступила в реакцію або утворилася в результаті реакції за одиницю часу на одиниці площі поверхні фази системи

$$V = \frac{\Delta n}{S\Delta\tau},$$

де S – площа поверхні фаз.

Закон діючих мас: при сталій температурі швидкість хімічної гомогенної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, взятих в степенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам в рівнянні реакції.

Для емпіричного рівняння $aA + bB = cC + dD$ швидкість прямої реакції можна записати

$$V = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

де v – швидкість хімічної реакції; C_A і C_B – концентрації реагуючих речовин; a і b – їх стехіометричні коефіцієнти; k – константа швидкості реакції, яка залежить від природи реагуючих речовин, від температури і від присутності каталізаторів, але не залежить від концентрації речовин.

Кількісна залежність швидкості реакції від температури виражається правилом **Вант-Гоффа:** при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість гомогенних реакцій зростає у 2-4 рази

$$V_{t_2} = V_{t_1} \gamma^{\left(\frac{t_2 - t_1}{10}\right)},$$

де V_1 і V_2 – швидкість реакції за температури t_1 і t_2 ; γ – **температурний коефіцієнт швидкості реакції** ($\gamma = 2 \div 4$). Температурний коефіцієнт можна знайти за виразом

$$\gamma = \frac{v_{t+10}}{v_t} = \frac{k_{t+10}}{k_t}.$$

Вплив температури і енергії активації (E) на швидкість хімічних реакцій можна виразити **рівнянням Арреніуса** в експоненціальному вигляді

$$k = k_0 e^{-E/(RT)},$$

де k_0 – передекспоненціальний множник, пропорційний числу зіткнень молекул.

Якщо концентрації реагуючих речовин дорівнюють 1 моль/л, то рівняння Арреніуса дає змогу виразити залежність швидкості реакції від температури

$$v = k_0 e^{-E/(RT)}.$$

Знаючи константу швидкості при двох значеннях температури, можна розрахувати енергію активації

$$E = 2,303R \frac{T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \lg \frac{k_2}{k_1}.$$

Приклади розв'язку задач

Задача 1.

Як зміниться швидкість прямої хімічної реакції $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$, що проходить у закритій посудині, якщо збільшити тиск у 4 рази? У скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури від 150°C до 200°C , якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3?

Розв'язок.

За законом діючих мас швидкість прямої реакції до зміни тиску можна записати

$$V_{np} = k_{np} [NO]^2 [O_2].$$

Після збільшення тиску у 4 рази концентрації реагуючих речовин збільшиться у 4 рази, тому швидкість прямої реакції

$$V_{np}' = k_{np} (4[NO])^2 (4[O_2]) = 64k_{np} [NO]^2 [O_2] = 64V_{np}.$$

Отже, швидкість прямої реакції зросте у 64 рази.

За правилом Вант-Гоффа

$$\frac{V_{t+\Delta t}}{V_t} = \frac{k_{t+\Delta t}}{k_t} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}},$$

де γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції; Δt – різниця температур.

Стосовно задачі запишемо

$$\frac{V_{(200^\circ\text{C})}}{V_{(150^\circ\text{C})}} = \gamma^{\frac{200-150}{10}} = \gamma^{\frac{50}{10}} = \gamma^5 = 3^5 = 243.$$

Отже, швидкість зросте у 243 рази.

Задача 2.

Реакція між речовинами A і B виражається рівнянням $2A + B \rightarrow C$. Початкова концентрація речовини A дорівнює 3,2 моль/л, а речовини B – 1,6 моль/л. Константа швидкості реакції дорівнює 0,75. Яка швидкість реакції в початковий момент і через певний час, коли концентрація речовини A зменшилась на 0,5 моль/л.

Розв'язок.

За законом діючих мас швидкість реакції можна записати

$$V = k [A]_0^2 [B]_0.$$

В початковий момент швидкість реакції

$$V_0 = k [A]_0^2 [B]_0 = 0,75(3,2)^2 \cdot 1,6 = 12,29.$$

Через деякий час, коли концентрація речовини A зменшиться на 0,5 моль/л, то згідно з рівнянням реакції концентрація речовини B зменшиться на 0,25 моль/л, тобто

$$[A]' = 3,2 - 0,5 = 2,7 \text{ моль/л}; [B]' = 1,6 - 0,25 = 1,35 \text{ моль/л}.$$

Тоді швидкість реакції стане

$$V' = k ([A]')^2 [B]' = 0,75 \cdot (2,7)^2 \cdot 1,35 = 7,38.$$

Контрольні завдання

1. Знайти значення константи швидкості реакції $2A + B \rightarrow AB$, якщо при концентраціях речовин A і B рівних відповідно 0,05 і 0,01 моль/л швидкість реакції дорівнює $5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л·хв).

2. Температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції дорівнює 4. У скільки разів зросте швидкість цієї реакції, якщо температуру підвищити на 30°C ?

3. В системі $CO + Cl_2 \rightarrow COCl_2$ концентрацію CO збільшили від 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацію Cl_2 – від 0,02 до 0,06 моль/л. У скільки разів збільшилась швидкість реакції?

4. У скільки разів зросте швидкість реакції $2A + B \rightarrow 2C$, якщо концентрація реагентів збільшується вдвічі?

5. Як зміниться швидкість прямої реакції $H_2S(g) + 2O_2 \square SO_3(g) + H_2O(g)$ при збільшенні концентрації реагентів у 3 рази?

6. Як зміниться швидкість зворотної реакції $H_2S(g) + 2O_2 \square SO_3(g) + H_2O(g)$ при зменшенні концентрації реагентів у 3 рази?

7. Як зміниться швидкість прямої реакції $2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$ при зменшенні тиску у системі у 2 рази?

8. Написати рівняння швидкості прямої реакції $2NO(g) + Br_2(g) \leftrightarrow 2NOBr(g)$ та визначити, як зміниться швидкість цієї реакції при: а) збільшенні тиску в системі у 4 рази; б) зменшенні концентрації броду у 2 рази.

9. Як зміниться швидкість прямої реакції $PCl_5(g) \square PCl_3(g) + Cl_2(g)$ при зменшенні тиску у 2 рази?

10. Як зміниться швидкість зворотної реакції $2SO_2(g) + O_2(g) \square 2SO_3(g)$ при збільшенні об'єму системи у 4 рази?

11. Як змінюється швидкість прямої та зворотної реакції $4HCl(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(пара) + 2Cl_2(g)$ при збільшенні тиску в 2 рази?

12. В скільки разів збільшиться швидкість прямої реакції $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$, коли тиск збільшується в 5 разів?

13. У скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури на 60 градусів, якщо $\gamma = 2$?

14. Розрахувати на скільки градусів необхідно підвищити температуру, щоб швидкість реакції зростає в 50 разів, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3.

15. Написати рівняння швидкості прямої реакції $2NO(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2NOBr(g)$ та визначити, як зміниться швидкість цієї реакції при: а) збільшенні тиску в системі у 3 рази; б) зменшенні концентрації броду у 4 рази.

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 2. Хімічна рівновага

Реакції, які в залежності від умов можуть відбуватися у двох протилежних напрямках, називаються **оборотними**. Реакція, яка в рівнянні реакції записана зліва направо, називається **прямою**. Реакція в протилежному напрямку називається **зворотною**.

Для емпіричного рівняння



швидкості прямої і зворотної реакцій можна записати

$$V_1 = k_1 \cdot C_A^a \cdot C_B^b; V_2 = k_2 \cdot C_C^c \cdot C_D^d.$$

Через деякий час в системі встановлюється рівновага, тобто стан, в якому $V_1 = V_2$. Тоді

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{C_C^c \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b} = K - \text{константа рівноваги,}$$

яка залежить від температури та природи реагентів, але не залежить від їх вихідних концентрацій.

Залежність константи рівноваги від температури описується рівняннями ізохори та ізобари Вант-Гоффа. Рівняння ізохори і ізобари показують співвідношення константи рівноваги, температури і теплового ефекту хімічної реакції за сталих об'ємів (ізохора) і тиску (ізобара).

Для реакцій у газовому стані (коли можна застосувати закони ідеальних газів), а також для реакцій в розбавлених розчинах константу рівноваги K_C виражають через концентрації речовин (моль/м³ і в кмоль/м³), що беруть участь у реакції:

$$K_C = \frac{C_C^c \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b}.$$

В цьому разі рівняння ізохори реакції матиме такий вигляд

$$\left(\frac{d \ln K_C}{dT} \right)_V = \frac{Q_V}{RT^2},$$

де Q_V – тепловий ефект реакції, яка відбувається при сталому об’ємі, Дж; T – абсолютна температура, К; R – універсальна газова стала, що дорівнює 8,314 Дж/(моль · К).

Константа рівноваги може бути визначена в парціальних тисках (Па, кПа/м²) і її позначають K_P

$$K_P = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}.$$

Між цими константами існує взаємозв’язок, який виражається такими залежностями

$$K_P = K_C (RT)^{\Delta n},$$

$$K_P = K_C P^{\Delta n},$$

де P – загальний тиск газової суміші; Δn – приріст числа молей газів внаслідок перебігу реакції.

Рівняння ізобари

$$\frac{d \ln K_P}{dT} = \frac{Q_P}{RT^2}$$

можна застосувати для визначення невідомої константи рівноваги K_{P_2} (при температурі T_2) за відомою K_{P_1} (за T_1) і відомим тепловим ефектом реакції за сталим тиском Q_P у вигляді рівняння

$$\ln \frac{K_{P_2}}{K_{P_1}} = \frac{Q_{P_1}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right).$$

Для ідеальної газової суміші K_P не залежить від тиску.

Стан хімічної рівноваги залежить від концентрації реагуючих речовин, температури і тиску. Зміщення рівноваги визначається за принципом **Ле Шательє**:

При зміні умов, за яких система перебуває у рівновазі, рівновага зсувається в напрямку того процесу, що протидіє цій зміні.

Відповідно до принципу зміщення рівноваги:

1. При збільшенні концентрації рівновага зсувається в напрямку процесу, в ході якого ця речовина витрачається.

2. Збільшення тиску зсуває рівновагу в бік реакції, яка відбувається із зменшенням загального числа молекул газів, зменшення тиску – в сторону більшого числа молекул газів.

3. Підвищення температури – в сторону ендотермічної реакції, а пониження – в бік екзотермічної.

Приклади розв'язку задач

Задача 1.

При певній температурі константа рівноваги гомогенної системи $3H_2(г) + N_2(г) \rightleftharpoons 2NH_3(г)$, $K = 0,25$. Розрахуйте рівноважні концентрації всіх речовин, якщо початкові концентрації азоту і водню дорівнюють 0,2 і 1,5 моль/л.

Розв'язок.

Для даної системи константа рівноваги

$$K = \frac{[NH_3]_p^2}{[H_2]_p^3 \cdot [N_2]_p} = 0,25.$$

Позначимо рівноважну концентрацію амоніаку $[NH_3]_p = x$ моль/л. Згідно з рівнянням реакції для одержання x моль/л амоніаку витрачається $\frac{x}{2}$ моль/л азоту і $\frac{3}{2}x$ моль/л водню.

Звідси рівноважні концентрації:

азоту $[N_2]_p = [N_2]_0 - [N_2]_{вип} = (0,2 - 0,5x)$ моль/л,

водню $[H_2]_p = [H_2]_0 - [H_2]_{вип} = (1,5 - \frac{3}{2}x) = (1,5 - 1,5x)$ моль/л.

Підставивши значення у вираз для константи рівноваги одержуємо рівняння:

$$\frac{x^2}{(0,2 - 0,5x)(1,5 - 1,5x)} = 0,25.$$

Розв'язуючи це рівняння отримаємо $x = 0,183$ моль/л.

Тоді $[NH_3]_p = 0,183$ моль/л.

$[H_2]_p = 0,2 - 0,5 \cdot 0,183 = 0,109$ моль/л

$[N_2]_p = 1,5 - 1,5 \cdot 0,183 = 1,225$ моль/л.

Задача 2.

При певній температурі константа дисоціації гідроген йодиду на прості речовини дорівнює $K = 6,25 \cdot 10^{-2}$. Який відсоток HI дисоціює при цій температурі?

Розв'язок.

Рівняння реакції дисоціації HI : $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$.

Позначимо початкову концентрацію HI через c моль/л. Якщо до моменту рівноваги з кожних c моль/л HI дисоціює x моль, то при цьому згідно рівняння утворилось $\frac{x}{2}$ моль H_2 і $\frac{x}{2}$ I_2 . Тоді рівноважні концентрації речовин будуть: $[HI]_p = (c - x)$ моль/л.

$$[H_2]_p = [I_2]_p = \frac{x}{2} \text{ моль/л.}$$

Константа рівноваги реакції:

$$K = \frac{[H_2]_p [I_2]_p}{[HI]_p^2}.$$

Підставивши значення отримаємо:

$$6,25 \cdot 10^{-2} = \frac{0,5x \cdot 0,5x}{(c - x)^2}.$$

Розв'язуючи рівняння отримуємо: $0,25 = 0,5x/(c - x)$, звідси $x = 0,333 c$.

Отже, до моменту рівноваги дисоційовано 33,33%-відсотка початкової кількості HI .

Контрольні завдання

1. Константа рівноваги реакції $FeO(\kappa) + CO(\zeta) \rightleftharpoons Fe(\kappa) + CO_2(\zeta)$ при певній температурі дорівнює 0,5. Знайти рівноважні концентрації CO і CO_2 , якщо початкові концентрації цих речовин складала: $[CO]_0 = 0,005$ моль/л, $[CO_2]_0 = 0,001$ моль/л.

2. Рівновага в системі $H_2(\zeta) + I_2(\zeta) \rightleftharpoons 2HI(\zeta)$ встановилась при таких концентраціях речовин (моль/л): $[H_2]_p = 0,025$;

$[I_2]_p = 0,005$; $[HI]_p = 0,009$. Знайти константу рівноваги реакції та початкові концентрації H_2 та I_2 .

3. Вихідні концентрації речовин в реакції $4HCl(z) + O_2(z) \rightleftharpoons 2H_2O(z) + 2Cl_2(z)$ були (моль/л): $[HCl]_0 = 1$; $[O_2]_0 = 1$. Реакція відбувається у закритому просторі. Обчисліть, які стали концентрації вихідних і отриманих речовин, коли концентрація HCl стала рівною 0,6 моль/л.

4. Знайти константу рівноваги реакції $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$, якщо початкова концентрація N_2O_4 дорівнює 0,08 моль/л, а до моменту рівноваги продисоціювало 50%-відсотків N_2O_4 .

5. При певній температурі рівновага в системі $2NO_2 \rightleftharpoons 2NO + O_2$ встановилась при таких концентраціях речовин (моль/л): $[NO_2]_p = 0,006$; $[NO]_p = 0,024$; $[O_2]_p = 0,012$. Знайти константу рівноваги реакції та початкову концентрацію NO_2 .

6. Вирахувати константу рівноваги K_p реакції $2HBr \rightleftharpoons H_2 + Br_2$, якщо початкова маса гідроген броміду була рівною 0,809 г, а до моменту рівноваги прореагувало 5%-відсотків вихідної речовини.

7. Хімічна рівновага реакції $COCl_2 \rightleftharpoons CO + Cl_2$ встановилася при концентраціях реагуючих речовин (моль/дм³): $[COCl_2]_p = 10$, $[CO]_p = 2$, $[Cl_2]_p = 4$. У рівноважну систему додали Cl_2 у кількості 4 моль/дм³. Визначити нові рівноважні концентрації реагуючих речовин після зміщення рівноваги.

8. В якому напрямку зміститься рівновага реакції $2CO(z) + O_2(z) \rightleftharpoons 2CO_2(z)$; $\Delta H = -566 \text{ кДж}$ при поніженні температури?

9. При певній температурі константа рівноваги термічної дисоціації $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$; $K_C = 0,26$. Рівноважна концентрація NO_2 дорівнює 0,28 моль/дм³. Вирахувати рівноважну концентрацію N_2O_4 . Який відсоток цієї речовини продисоціює до моменту встановлення рівноваги?

10. Константа рівноваги реакції утворення ацетатно-етилового естеру $C_2H_5OH + CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$ дорівнює 4. Який буде рівноважний склад суміші, якщо ввести 1 моль естеру і 3 моль води?

11. В системі $A(z) + 2B(z) \rightleftharpoons C(z)$ рівноважні концентрації речовин складають $[A]_p = 0,06$ моль/л. Знайти константу рівноваги реакції $[B]_p = 0,03$ моль/л; $[C]_p = 0,02$ моль/л та початкові концентрації A і B .

12. Рівновага в системі $3H_2(z) + N_2(z) \rightleftharpoons 2NH_3(z)$ встановилась при таких концентраціях речовин: $[N_2]_p = 0,01$ моль/л; $[H_2]_p = 2$ моль/л; $[NH_3]_p = 0,4$ моль/л. Обчисліть початкові концентрації азоту і водню та константу рівноваги реакції.

9. В якому напрямку зміститься рівновага реакції $N_2(z) + O_2(z) \rightleftharpoons 2NO(z); \Delta H = 180 \text{ кДж}$: а) при підвищенні температури; б) при підвищенні тиску?

10. Утворення водяного газу відбувається за реакцією $CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$. Константа рівноваги реакції дорівнює 1. Визначити рівноважний склад суміші, якщо змішали 1 моль CO_2 і 5 моль H_2 .

11. У стані хімічної рівноваги системи $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ концентрації речовин дорівнюють (моль/дм³): $[N_2]_p = 3$; $[NH_3]_p = 4$. Визначити константу рівноваги, вихідні концентрації азоту і водню. У якому напрямку зміститься рівновага при зменшенні об'єму реакційної суміші?

12. В якому напрямку зміститься рівновага реакції $C(\text{графіт}) + CO_2(z) \rightleftharpoons 2CO(z)$ при підвищенні тиску?

13. Вирахувати рівноважну концентрацію водню в реакції $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$, якщо вихідна концентрація HI складає 0,55 моль/дм³, а константа рівноваги $K_c = 0,12$.

14. Реакція відбувається за рівнянням $A + B \rightleftharpoons C + D$. Константа рівноваги при деякій температурі дорівнює $3 \cdot 10^{-2}$. Визначити рівноважну концентрацію речовини B , якщо рівноважні концентрації інших речовин дорівнюють (моль/л): $C_A = 0,5$; $C_C = 0,2$; $C_D = 0,1$.

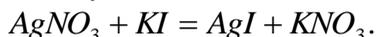
15. В якому напрямку зміститься рівновага реакції $PCl_5(z) \rightleftharpoons PCl_3(z) + Cl_2(z); \Delta H = 130 \text{ кДж}$ при підвищенні температури?

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 3.

Міцелярна будова колоїдних розчинів. Стійкість колоїдних розчинів. Коагуляція

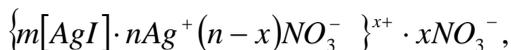
Колоїдна частинка – це сукупність великої кількості молекул або атомів даної речовини, що утворюють ядро частинки, яке має, як правило, кристалічну будову. Ядро частинки оточене подвійним електричним шаром йонів, що складається з адсорбційної і дифузної частини. Ядро разом із оточуючим його подвійним електричним шаром складає колоїдну частинку, яку називають **міцелою**. На поверхні кристалічного ядра адсорбуються переважно ті йони, які можуть добувати кристалічні ґрати ядра.

Так, золь аргентум йодиду одержують конденсаційним методом реакцією обміну

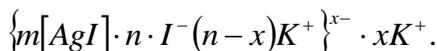


Якщо ввести в реакцію еквівалентні кількості $AgNO_3$ і KI , то отриманий золь AgI виявляється нестійким і швидко коагулює. Стійкий золь AgI можна отримати в тому випадку, якщо взяти для реакції надлишок однієї з реагуючих речовин - $AgNO_3$ або KI . Експериментальні дослідження показали, що у випадку надлишку $AgNO_3$ одержують позитивний золь AgI , а при надлишку KI , частинки золю заряджені негативно:

а) будова міцели AgI з позитивним зарядом колоїдної частинки



б) будова міцели AgI з негативним зарядом колоїдної частинки



Седиментаційна стійкість високодисперсних колоїдних систем пов'язана з дифузиею та броунівським рухом, а **агрегативна** – зі зміною ступеня дисперсності.

Процес сполучення частинок дисперсної фази в агрегати, який спостерігається в колоїдних системах називається **коагуляцією**.

Мінімальна концентрація, що викликає явну і швидку коагуляцію, називається **порогом коагуляції** (ммоль/л, кмоль/м³ золю).

Згідно з правилом Шульце-Гарді (правило валентності), коагулююча дія йона-коагулятора зростає зі зростанням заряду йона. Зі збільшенням валентності протилежно заряджених йонів поріг коагуляції зменшується (закон шостого степеня Дерягіна)

$$P_K = \alpha \frac{1}{z^6},$$

де P_K – критична концентрація електроліту (поріг коагуляції); z – заряд коагулюючого йона; α – стала величина.

Величину, обернену до порогу коагуляції, називають **коагулюючою здатністю** і позначають V_K

$$V_K = \frac{1}{C_K}.$$

Захисне число – це кількість міліграмів сухої захисної речовини, яку треба додати до 10,0 см відповідного золю, щоб захистити його від коагуляції додаванням 1,0 см³ розчину з масовою часткою натрій хлориду 10,0%-відсотковий.

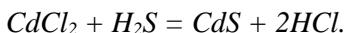
Приклади розв'язку задач

Задача 1.

При отриманні золю CdS змішали 5 мл 0,03н. розчину $CdCl_2$ з 30 мл 0,01н. розчину H_2S . Напишіть формулу міцели отриманого золю та вкажіть заряд колоїдної частинки.

Розв'язок.

При змішуванні речовини прореагують між собою за рівнянням



Агрегатом міцели буде важкорозчинна сполука CdS . Будова міцели і заряд колоїдної частинки залежать від того, який з реагентів буде у надлишку. Розрахуємо кількість моль кожного реагенту за рівнянням

$$n_i = \frac{C_i \cdot V_i}{1000},$$

де C_i – молярна концентрація еквівалентів, моль/л; V_i – об'єм розчину, мл.

$$n_{CdCl_2} = \frac{0,03 \cdot 5}{1000} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль};$$

$$n_{H_2S} = \frac{0,01 \cdot 30}{1000} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ моль}.$$

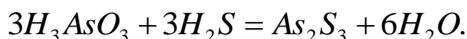
Так як $n_{H_2S} > n_{CdCl_2}$, то у надлишку знаходиться реагент H_2S , який і буде виконувати роль стабілізатора. Припустимо, що H_2S дисоціює на йони за наступною схемою: $H_2S = 2H^+ + S^{2-}$. За цих умов формула міцели буде мати вигляд

$$\{[m CdS] n S^{2-} \cdot 2(n-x) H^+\} \cdot 2x H^+.$$

Колоїдна частинка матиме негативний заряд, так як потенціаловизначаючими йонами в даному випадку будуть йони S^{2-} .

Задача 2.

Визначте, до якого електроду повинні переміщуватися частинки золю, отриманого з реакції при невеликому надлишку H_2S



Розв'язок.

Потенціаловизначальними йонами в даному випадку можуть бути йони HS^- , оскільки до складу агрегату входять сульфід-йони. До складу адсорбційного шару можуть входити йони H^+ . Йони H^+ утворюють дифузний шар. Таким чином, схематична будова міцели золю можна виразити наступною формулою

$$\{m[As_2S_3]_n \cdot HS^-(n-x)H^+\}^{x-} \cdot xH^+.$$

Колоїдна частинка має негативний заряд, відповідно електрофоретичний рух направлений до аноду.

Задача 3.

У три колби було налито по 100 см³ золю $Fe(OH)_3$. Щоб викликати коагуляцію золю потрібно додати в першу колбу 10,5 см³ 1н. розчину калій хлориду; у другу – 62,5 см³ 0,01н. розчину

натрій сульфату; в третю – 37,0 см³ 0,001н. розчину натрій фосфату. Обчисліть поріг коагуляції кожного електроліту і визначте знак заряду частинок золю.

Розв'язок.

Визначимо скільки ммоль-екв KCl міститься в 10,5 см³ 1н. розчину KCl : $10,5 \cdot 1 = 10,5$ ммоль-екв KCl .

Загальний об'єм розчину (золь+розчин електроліту дорівнює: $100 + 10,5 = 110,5$ см³).

Обчислимо поріг коагуляції (ммоль-екв) для KCl

$$C_{KCl} = \frac{10,5}{110,5} \cdot 1000 = 95 \text{ ммоль-екв/л.}$$

Аналогічно розраховуємо пороги коагуляції для інших електролітів

$$C_{Na_2SO_4} = \frac{62,5 \cdot 0,01}{162,5} \cdot 1000 = 3,8 \text{ ммоль-екв/л;}$$

$$C_{Na_2PO_4} = \frac{37 \cdot 0,001}{137} \cdot 1000 = 0,27 \text{ ммоль-екв/л.}$$

Електроліти KCl , Na_2SO_4 , Na_3PO_4 мають катіони однакового заряду, а аніони – різного заряду. Чим заряд аніона вищий, тим поріг коагуляції менший. Найменший поріг коагуляції і найвища коагуляційна здатність у йонів PO_4^{3-} . Отже, частинки $Fe(OH)_3$ заряджені позитивно.

Задача 4.

Золь аргентум йодиду, отримано за реакцією $KI + AgNO_3 \rightarrow AgI + KNO_3$. При певному залишку KI коагулюють розчинами калій сульфату та кальцій ацетату. Коагулююча дія якого електроліту є сильнішою?

Розв'язок.

Будова міцели золю така

$$\left\{ m[AgI] \cdot nI^- (n-x)K^+ \right\}^{x-} \cdot xK^+.$$

Йонами, які створюють дифузний шар, тобто протийонами, є катіони K^+ . Тому, при порівнянні коагулюючої дії необхідно порівнювати заряди катіонів введеного

електроліту. Оскільки заряд йону Ca^{2+} вищий за заряд K^+ , то відповідно до правила Шульце-Гарді коагулююча дія $Ca(CH_3COO)_2$ сильніша.

Контрольні завдання

1. Який об'єм 0,01н. розчину KBr треба додати до 10 мл 0,25н. розчину $AgNO_3$, щоб колоїдні частинки золю $AgBr$ мали позитивний заряд? Напишіть формулу міцели цього золю.

2. Який об'єм 0,2н. $CaCl_2$ треба додати до 25 мл 0,1н. розчину Na_2SiO_3 , щоб отримати золь з негативно зарядженими частинками. Напишіть формулу міцели для цього золю.

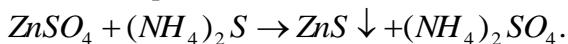
3. Для отримання гідрозолю аргентум хлориду змішали 10 мл 0,02н. розчину KCl з 100 мл 0,005н. розчину $AgNO_3$. Напишіть формулу міцели золю та вкажіть, до якого електроду будуть рухатись ці колоїдні частинки в електричному полі.

5. Напишіть формули міцел зелей, що утворюються в результаті реакції між $Fe_2(SO_4)_3$ і $NaOH$, коли в реакційній суміші у надлишку буде розчин: а) $Fe_2(SO_4)_3$; б) $NaOH$. Вкажіть заряди колоїдних частинок.

6. Золь магній сульфату отримали шляхом змішування 10 мл 0,5н. розчину $MgCl_2$ і 30 мл 1н. розчину H_2SO_4 . Напишіть формулу міцели золю та вкажіть, до якого електроду будуть рухатись колоїдні частинки в електричному полі.

7. Напишіть схему будови міцели барій сульфату, одержаного змішуванням 0,2 л 0,0001н. розчину $BaCl_2$ з таким же об'ємом 0,001н. розчину Na_2SO_4 .

8. Написати схему будови міцел цинк сульфід, що утворюється при одержанні золю: а) у надлишку $ZnSO_4$; б) у надлишку $(NH_4)_2S$ за реакцією



9. Для коагуляції 10 мл золю $Al(OH)_3$ потрібно 1,2 мл 1М розчину K_2SO_4 . Вирахувати поріг коагуляції в ммоль/л.

10. Який об'єм 0,001 н розчину $BaCl_2$ потрібно додати до 30 мл 0,002 н. розчину $Al_2(SO_4)_3$, щоб одержати позитивно заряджені частинки золю барій сульфату?

12. Для отримання золю аргентум хлориду змішали 15 мл 0,025 н. розчину калій хлориду з 85 мл 0,005 н. розчину аргентум нітрату. Який заряд одержаних гранул?

13. Обчислити поріг коагуляції, якщо на коагуляцію колоїдних частинок, що містяться в 250,0 мл стічних вод, витрачено 5,0 мл 0,2 М розчину $Al_2(SO_4)_3$.

14. Поріг коагуляції калій хлориду для золю аргентум йодиду становить 256 ммоль/л. Розрахувати коагулюючу здатність електроліту.

15. Який об'єм 1М розчину $NaCl$ необхідно додати до 300 мл золю $Fe(OH)_3$, щоб викликати коагуляцію, якщо поріг коагуляції складає 208 ммоль/л?

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 4.

Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних розчинів.

Оптичні властивості дисперсних систем.

Дисперсність системи характеризується питомою поверхнею S_{num} , під якого розуміють відношення загальної поверхні S дисперсної фази до загального її об'єму V

$$S_{num} = \frac{S}{V}.$$

Згідно рівняння Ейнштейна квадрат середнього зміщення дисперсної частинки $\bar{\Delta}$ за час τ пропорційний коефіцієнту дифузії (D)

$$\bar{\Delta} = \sqrt{2D\tau}.$$

Коефіцієнт дифузії буде чисельно дорівнювати кількості речовини (в молях), що дифундує за одиницю часу через одиницю площі при градієнті концентрації, що дорівнює одиниці. За рівнянням Ейнштейна

$$D = \frac{RT}{N_A 6\pi\eta r},$$

де η – в'язкість середовища ($\frac{H \cdot c}{M^2}$), r – радіус дифундуючих часток (м), що представлений у вигляді кульок. а $\eta = 10^{-3} \text{ Па} \cdot \text{с}$.

Інтенсивність (яскравість) світла, розсіяного в результаті дифракції при проходженні крізь колоїдну систему, залежить від кількості і розмірів колоїдних частинок, а також від довжини хвилі падаючого світла.

Ця залежність виражається **рівнянням Релея**

$$I = I_0 K \frac{vV^2}{\lambda^4},$$

де I – інтенсивність розсіяного світла; I_0 – інтенсивність падаючого світла; K – величина стала для даної колоїдної системи і вона залежить від показників заломлення дисперсної фази і дисперсійного середовища; v – кількість частинок в одиниці об'єму; V – об'єм частинки; λ – довжина хвилі падаючого світла.

Нефелометри визначають інтенсивність світла, розсіяного досліджуваним колоїдним розчином, відносно світла, розсіяного стандартним колоїдним розчином.

Для золю з меншою концентрацією висота освітленого стовпа h_1 повинна бути більшою, ніж для золю з більшою концентрацією h_2

$$\frac{h_1}{h_2} = \frac{c_2}{c_1},$$

якщо потрібно визначити невідомий розмір колоїдних частинок в досліджуваному золі, то за умови рівності концентрацій стандартного і досліджуваного золів знаходять невідомий об'єм частинки (V_2) досліджуваного золю з співвідношення

$$V_2 = V_1 \frac{h_1}{h_2},$$

де V_1 – об'єм частинки в стандартному золі.

Більшість дисперсних систем яскраво забарвлені і подібно до всіх забарвлених середовищ здатні поглинати світло.

У розчинах з прозорим безбарвним розчинником світло поглинається тільки розчиненою речовиною. Для них справедливим є рівняння Ламберта-Бера

$$D = \lg \frac{I_0}{I} = \varepsilon \cdot C \cdot d,$$

де D – оптична густина системи; I – інтенсивність світла, яке пройшло крізь розчин; I_0 – інтенсивність падаючого світла; ε – коефіцієнт світлопоглинання на одиницю концентрації; C – концентрація розчиненої речовини в шарі; d – товщина шару розчину.

Якщо мають справу з так званими „білими” золями (золі AgCl , латексу), в яких частинки не забарвлені і світлопоглинання відсутнє, то оптична густина зумовлена тільки світлорозсіянням і тоді справедливим є **рівняння Геллера**:

$$D = \frac{K}{\lambda^\alpha},$$

де K – константа рівняння; α – показник дисперсності (чим вища дисперсність, тим більша λ).

Логарифмуючи рівняння отримуємо

$$\lg D = \lg K - \alpha \lg \lambda.$$

За графіком $\lg D = f(\lg \lambda)$ знаходять α .

Експериментально крива Геллера для білих золів показує залежність α від радіуса частинок r .

Приклади розв’язку задач

Задача 1.

Знайдіть питому поверхню тіла подрібненого палива, якщо відомо що вугільний пил проходить через отвір в $7,5 \cdot 10^{-2}$ мм (питома вага ρ дорівнює $1,8 \text{ г/см}^3$).

Розв’язок.

Під величиною питомої поверхні $S_{\text{пит}}$ системи з кулястими часточками розуміють відношення загальної поверхні роздрібненої речовини до одиниці об’єму. Поверхню кулястої

часточки визначають за формулою $S = 4\pi r^2 N$, де N – кількість часточок в одиниці об'єму.

Маса кулястих часток

$$m = \frac{4}{3} \pi r^2 N \rho,$$

$$S_{num} = \frac{S_k N}{mN} = \frac{4\pi r^2 N}{\frac{4}{3} \pi r^3 \rho N} = \frac{3}{r \rho} \text{ см}^2/\text{г},$$

$$r = \frac{d}{2} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3}}{2} \text{ см},$$

$$S_{num} = \frac{3}{r \rho} = \frac{3 \cdot 2}{7,5 \cdot 10^{-3} \cdot 1,8} = 440 \text{ см}^2/\text{г}.$$

Відповідь: 440 см²/г.

Задача 2.

Визначити коефіцієнт дифузії і середньоквадратичний зсув $\bar{\Delta}$ частинки гідрозолію за час $\tau = 10$ с, якщо радіус частинки $r = 50$ нм, температура досліду 293К, в'язкість середовища $\eta = 10^{-3}$ Па·с.

Розв'язок.

Середньоквадратичний зсув частинки $\bar{\Delta}$ за проміжок часу τ визначається за законом Ейнштейна-Смолуховського

$$\bar{\Delta} = \sqrt{2D\tau}.$$

Коефіцієнт дифузії D вираховуємо за рівнянням Ейнштейна

$$D = \frac{RT}{6\pi\eta r N_A}.$$

$$D = \frac{1,38 \cdot 10^{-23} \cdot 293}{6 \cdot 3,14 \cdot 10^{-3} \cdot 50 \cdot 10^{-9}} = 4,29 \cdot 10^{-12} \text{ м}^2/\text{с}.$$

Тоді середньоквадратичний зсув частинки складає

$$\bar{\Delta} = \sqrt{2D\tau} = \sqrt{2 \cdot 4,29 \cdot 10^{-12} \cdot 10} = 9,26 \cdot 10^{-6} \text{ м} = 9,26 \text{ мкм.}$$

Задача 3.

Використовуючи дані про оптичну густину полістирольного латексу (гідрозолу полістирену) при різноманітних довжинах хвиль, обчисліть середній радіус частинок латексу в ангстремах.

D	0,125	0,127	0,099	0,048
λ , мкм	415	485	527	685

Калібрувальну криву Геллера $\alpha = f(r)$ побудуємо за наступними даними:

d -діаметр частинок, A^0	770	880	950	1067	1100
α -показник дисперсності	3,82	3,64	3,54	3,30	3,23
d -діаметр частинок, A^0	1190	1320	1390	1430	1580
α -показник дисперсності	3,04	2,82	2,72	2,66	2,45

Розв'язок.

Для білих золів справедливим є рівняння Геллера

$$\lg D = \lg K - \lambda \lg \alpha.$$

Будуємо графік залежностей $\lg D = a(\lg \lambda)$. Для цього знайдемо потрібні величини

$\lg D$	0,7100	0,8960	1,0040	1,3200
$\lg \lambda$	2,618	2,688	2,725	2,835

За графіком знаходимо $\text{tg} \varphi = -2,5$.

Якщо $\text{tg} \varphi = -\alpha$, то $\alpha = 2,5$.

За кривою $\alpha = f(d)$ знаходимо значення d , що відповідає $\alpha = 2,5$; $d = 1500 A^0$; $r = 750 A^0 = 75 \text{ мкм}$.

Відповідь: $r = 750 A^0 = 75 \text{ мкм}$.

Задача 4

При проходженні світла крізь золь з концентрацією C_0 при товщині шару $l = 5$ см, світлопропускання ($\frac{I_n}{I_0}$) дорівнює 0,5.

Через 25 с після введення розчину коагулятора величина $\frac{I_n}{I_0}$ стає рівною 0,3. Розрахуйте час половинної коагуляції колоїдного розчину, враховуючи, що внаслідок розведення при додаванні розчину коагулятора концентрація даного золю зменшується до 0,8 від первинної концентрації C_0 .
показник дисперсності (чим вища дисперсність, тим більша λ).

Логарифмуючи рівняння отримуємо

$$\lg D = \lg K - \alpha \lg \lambda.$$

За графіком $\lg D = f(\lg \lambda)$ знаходять α .

Експериментально крива Геллера для білих золів показує залежність α від радіуса частинок r .

$$\frac{\tau_0'}{\tau_0} = \frac{0,8 \cdot C_0}{C_0},$$

звідси $\tau_0' = 0,8 \cdot \tau_0 = 0,8 \cdot 13,86 = 11,09 \text{ м}^{-1}$, а мутність золю через 25 с після початку коагуляції

$$\tau_0 = -\frac{\ln 0,3}{0,05} = 24,08 \text{ м}^{-1}.$$

Відомо, що мутність у коагуючому розчині зростає пропорційно часу коагуляції t і для полідисперсних систем може бути розрахована за співвідношенням

$$\tau = \tau_0' (1 + 2t/\theta),$$

де θ – час половинної коагуляції.

Звідки

$$\theta = \frac{2t}{\frac{\tau}{\tau_0'} - 1} = \frac{2 \cdot 2,25}{24,08/11,09 - 1} = 43 \text{ с.}$$

Контрольні завдання

1. Суспензія кварцу має сферичні частинки, причому 30%-відсотків маси мають частинки з радіусом $1 \cdot 10^{-5}$ м, а решта маси – це частинки з радіусом $5 \cdot 10^{-5}$ м. Яка питома поверхня кварцу?

Відповідь: $5,1 \cdot 10^{-4}$ (1/м).

2. Визначити сумарну поверхню частинок, якщо при подрібненні 1 г сірки отримали частинки кулькоподібної форми з поперечником $2 \cdot 10^{-6}$ см. Густина сірки становить $2,07$ г/см³.

Відповідь: 145 м².

3. Визначте коефіцієнт дифузії барвника конго-червоного у водному розчині, якщо при градієнті концентрації $0,5$ кг/м³ за 2 год. через $25 \cdot 10^{-4}$ м² проходить $4,9 \cdot 10^{-7}$ г речовини.

Відповідь: $5,4 \cdot 10^{-8}$ м²/с.

4. Визначити середньоквадратичний зсув $\bar{\Delta}$ частинки гідрозолу за час $\tau = 10$ с, якщо радіус частинки $r = 50$ нм, температура досліду 293К, в'язкість середовища $\eta = 10^{-3}$ Па · с.

Відповідь: $9,26$ мкм.

5. Знайти питому поверхню (м²/кг) порошку, якщо радіус його сферичної частинки дорівнює $11,23$ мкм, густина порошку $1,57$ г/см³.

Відповідь: $1,7 \cdot 10^5$.

6. Визначте коефіцієнт дифузії D гідрозолу за час $\tau = 10$ с, якщо радіус частинки $r = 50$ нм, температура досліду 293К, в'язкість середовища $\eta = 10^{-3}$ Па · с.

Відповідь: $4,29 \cdot 10^{-12}$ м²/с.

7. Визначити середньоквадратичний зсув частинки гідрозолу за час 10 с, якщо коефіцієнт дифузії дорівнює $4,29 \cdot 10^{-12}$ м² / с.

Відповідь: $29,3 \cdot 10^{-6}$ м.

8. За допомогою нефелометра було визначено, що еталонний розчин сірки №1 з концентрацією $c_1 = 1,5$ г/дм³ має однаковий ступінь світлорозсіювання із золю сірки №2; висоти освітлених шарів відповідно $h_1 = 20,5$ мм і $h_2 = 30,7$ мм. Обчислити концентрацію золю сірки №2.

Відповідь: $1,0$ г/дм³.

9. За допомогою нефелометра вивчено світлорозсіювання стандартного і досліджуваного гідрозолей мастики з однаковими об'ємними частками дисперсної фази. Виявлено, що інтенсивності розсіяних світлових потоків однакові при висоті освітленої частини в досліджуваному золі $h = 5$ мм і в стандартному золі $h = 21$ мм. Середній радіус частинок стандартного золю 120 нм. Розрахуйте радіус частинок досліджуваного золю.

Відповідь: 194 нм.

10. Використовуючи рівняння Релея, порівняйте інтенсивність світла I_p , що розсіюється емульсіями бензену та н-пентану у воді за умови, що розміри їх часточок і концентрації однакові. Показники заломлення води, бензену та н-пентану відповідно дорівнюють: $n_0 = 1,333$, $n_1 = 1,501$, $n_3 = 1,357$.

Відповідь: для емульсії бензен-вода I_p в 47 разів більше.

11. Час половинної коагуляції золю становить 40 с. У скільки разів збільшиться мутність розчину через 30с після початку досліджу?

Відповідь: в 2,5 рази.

12. Обчислити час половинної коагуляції за результатами вимірювання оптичної густини D в кюветі довжиною 5 см, якщо внаслідок коагуляції через 12 с після початку досліджу D збільшилася в 1,5 рази.

Відповідь: 48 с.

9. Мутність колоїдного розчину з концентрацією C_0 (моль/м³) при товщині шару l становить $17,8 \text{ м}^{-1}$, а через 15 с після введення розчину коагулятора мутність досягала $25,5 \text{ м}^{-1}$ при тій же товщині шару. Розрахуйте час половинної коагуляції колоїдного розчину, враховуючи, що внаслідок розведення при додаванні розчину коагулятора концентрація золю зменшиться до 0,75 від первинної концентрації.

Відповідь: 33 с.

13. При ультрамікроскопічному дослідженні гідрозолу срібла в кюветі площею $5,4 \cdot 10^{-12} \text{ м}^2$; товщині поглинаючого світлошару $2,5 \cdot 10^{-4} \text{ м}$ нараховано 2 частинки. Розрахуйте середню довжину ребра частинок, приймаючи їх форму за кубічну. Концентрація золю $0,2 \text{ кг/м}^3$, густина срібла $10,5 \text{ г/см}^3$.

Відповідь: $2,3 \cdot 10^{-7}$ м.

14. Обчислити оптичну густину колоїдного розчину безбарвної речовини з показником заломлення $n_1 = 1,6$ у середовищі з показником заломлення $n_0 = 1,5$ при радіусі частинок $1 \cdot 10^{-8}$ м, концентрації $\nu = 10^{22}$ частинок у 1 м^3 і довжині хвилі $\lambda = 500$ нм. Товщина шару розчину $l = 5 \cdot 10^{-2}$ м.

15. Який принцип лежить в основі обладнання ультрамікроскопу? Як визначити середній радіус частинок золю за допомогою ультрамікроскопу?

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 5. Поверхневі явища, адсорбція

Адсорбція – це процес самочинної зміни концентрації одного з компонентів гетерогенної системи на поверхні поділу фаз.

Тверді адсорбенти повинні мати велику питому поверхню

$$S_{\text{num.}} = \frac{S}{m},$$

де $S_{\text{num.}}$ – це поверхня 1 г адсорбенту, $\text{м}^2/\text{г}$; S – сумарна поверхня даної маси (m) адсорбенту, м^2 .

Питома поверхня твердого адсорбенту, який адсорбує газ, може бути розрахована за рівнянням

$$S_{\text{num.}} = \frac{V_m \cdot N_A \cdot S_0}{22,4 \cdot 10^{-3} \cdot m},$$

де V_m – об'єм газу, який повністю заповнює поверхню 1 г адсорбенту, м^3 ; N_A – число Авогадро, яке дорівнює $6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$; m – маса адсорбенту, г; $22,4 \cdot 10^{-3}$ – об'єм 1 моль газу, м^3 ; S_0 – площа, яку займає 1 молекула адсорбтиву, м^2 .

$$S_0 = \frac{1}{\Gamma_{\infty} N_A},$$

де Γ_{∞} – гранична адсорбція, моль/ м^2 .

Кількісна залежність величини адсорбції від тиску (P) або концентрації (C) газу виражається ізотермою адсорбції Ленгмюра

$$\Gamma = \Gamma_{\infty} \frac{KP}{1 + KP}$$

або $\Gamma = \Gamma_{\infty} \frac{KC}{1 + KC}$,

де Γ – величина адсорбції, що показує кількість речовини, адсорбованої одиницею поверхні адсорбенту або одиницею маси адсорбенту, кмоль/м³ (кмоль/г); Γ_{∞} – величина граничної адсорбції, що показує кількість речовини, адсорбованої одиницею поверхні або одиницею маси адсорбенту, яка відповідає повному заповненню усіх активних центрів, кмоль/м² (кмоль/г); P – рівноважний парціальний тиск адсорбтиву, Па; C – рівноважна концентрація адсорбтиву, кмоль/м³; K – константа адсорбційної рівноваги, м³·Па/кмоль.

Математичною обробкою рівняння Ленгмюра можна перетворити у форму

$$\frac{1}{\Gamma} = \frac{1}{\Gamma_{\infty}} + \frac{1}{\Gamma_{\infty}K} \cdot \frac{1}{P},$$

що є рівнянням прямої в координатах $\frac{1}{\Gamma} = f\left(\frac{1}{P}\right)$. Отримане рівняння дозволяє визначити граничну адсорбцію і константу адсорбційної рівноваги за допомогою графіка (рис. 1).

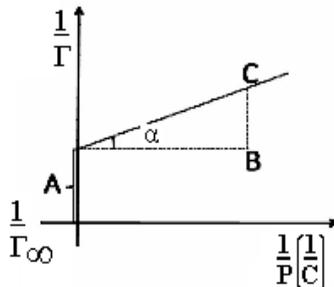


Рис. 1. Ізотерма адсорбції в координатах лінійної форми рівняння Ленгмюра

Відрізок, який відсікає пряма на вісі ординат, $\frac{1}{\Gamma_{\infty}}$ дозволяє визначити граничну адсорбцію, а кутовий коефіцієнт прямої $\frac{1}{\Gamma_{\infty}K} = \operatorname{tg}\alpha$ – константу адсорбційної рівноваги ($\operatorname{tg}\alpha = \frac{BC}{AB}$).

Залежність величини адсорбції від тиску виражає рівняння Фрейндліха

$$\Gamma = K \cdot p^n,$$

де K і n – сталі величини для даного адсорбенту і адсорбтива при даній температурі.

Кількість речовини, адсорбованої з розчину 1 г адсорбенту, визначається за формулою

$$\Gamma = \frac{(C_0 - C) \cdot V}{m \cdot 1000},$$

де C_0 – початкова концентрація розчину, кмоль/м³; C – концентрація розчину після встановлення адсорбційної рівноваги, кмоль/м³; V – об'єм розчину, з якого відбувається адсорбція, дм³; m – маса адсорбенту, г.

Зв'язок між надлишком адсорбтиву в поверхневому шарі (Γ), концентрацією речовини (C) у розчині та його поверхневим натягом (σ) на межі поділу газ – розчин при сталій температурі дається рівнянням Гіббса

$$\Gamma = -\frac{C}{RT} \cdot \frac{d\sigma}{dC},$$

де $\frac{d\sigma}{dC}$ – поверхнева активність речовини, Дж м/кмоль.

При введенні у розчин поверхнево-активних речовин (ПАР) поверхневий натяг рідини зменшується. При незначних

концентраціях ПАВ поверхневий натяг розчину зменшується прямо пропорційно до концентрації

$$\Delta\sigma = \sigma_0 - \sigma = K \cdot C,$$

де $\Delta\sigma$ – зменшення поверхневого натягу розчину, Дж/м²; σ_0 і σ – відповідно поверхневий натяг чистого розчинника і розчину, Дж/м²; C – концентрація поверхнево-активної речовини, кмоль/м³; K – константа, Джм/кмоль.

При відносно великих концентраціях ПАВ зниження поверхневого натягу розчину з ростом концентрації описує емпіричне рівняння Шишковського

$$\sigma = \sigma_0 - A \ln(1 + BC),$$

де A – константа, яка слабко залежить від природи поверхнево-активної речовини (однакова для даного гомологічного ряду), Дж/м²; B – питома капілярна стала, що характерна для кожної ПАВ, м³/кмоль.

Приклади розв'язку задач

Задача 1.

Який об'єм амоніаку адсорбується на поверхні 45 г активованого вугілля при 273К і $1,013 \cdot 10^5$ Па, якщо при цьому уся поверхня вугілля повністю покривається NH_3 . Поверхня 1 г активованого вугілля дорівнює 1000 м². Діаметр молекули NH_3 дорівнює $3 \cdot 10^{-10}$ м. Молекули газу торкаються одна одної в площині так, що центри чотирьох сусідніх сфер розташовуються в кутах квадрата.

Розв'язок.

Об'єм адсорбованого газу розраховуємо за формулою

$$V_m = \frac{S_{num.} \cdot m \cdot 22,4}{N_A \cdot S_0},$$

де $S_{num.}$ – питома поверхня твердого адсорбенту, м²/г; m – маса адсорбенту, г; 22,4 л – об'єм 1 моль газу за нормальних умов; N_A – число Авогадро, дорівнює $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹; S_0 – площа, яку займає 1 молекула, м².

Визначимо площу, яку займає 1 молекула, за рівнянням

$$S_0 = d^2 = (3 \cdot 10^{-10})^2 = 9 \cdot 10^{-20} \text{ м}^2.$$

Підставимо числові значення у формулу та отримаємо об'єм адсорбованого газу

$$V_m = \frac{1000 \cdot 45 \cdot 22,4}{6,02 \cdot 10^{23} \cdot 9 \cdot 10^{-20}} = 18,6 \text{ л.}$$

Таким чином, для повного покриття поверхні вугілля потрібно 18,6 л амоніаку.

Задача 2.

При тисках 31 900, 130 500 і 290 000 Па величина адсорбції аргону коксовим вугіллям при 195К становить 5,0; 15,4 та 24,0 мг/г. Визначте величину граничної адсорбції аргону та константу адсорбційної рівноваги в рівнянні Ленгмюра.

Розв'язок.

Визначимо сталі величини рівняння Ленгмюра графічним методом за допомогою рівняння

$$\frac{1}{\Gamma} = \frac{1}{\Gamma_\infty} + \frac{1}{K\Gamma_\infty} \cdot \frac{1}{P},$$

що є рівнянням прямої в координатах $\frac{1}{\Gamma} = f\left(\frac{1}{P}\right)$.

Для побудови графіка $\frac{1}{\Gamma} = f\left(\frac{1}{P}\right)$ розрахуємо величини

$$\frac{1}{\Gamma} \text{ та } \frac{1}{P}.$$

$\frac{1}{\Gamma}$, г/мг	0,2	0,06	0,04
$\frac{1}{P} \cdot 10^5$, 1/Па	3	0,7	0,3

За отриманими даними будуюмо графік $\frac{1}{\Gamma} = f\left(\frac{1}{P}\right)$ (рис.

2).

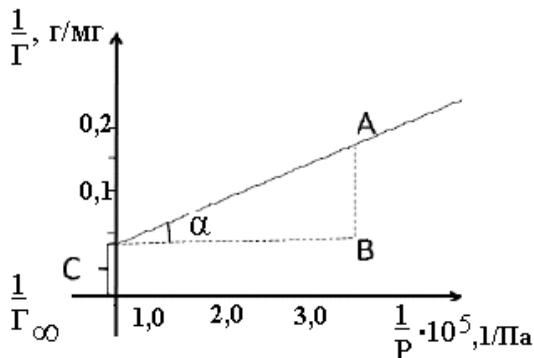


Рис. 2. Ізотерма адсорбції

Відрізок, який відсікає пряма на вісі ординат, $\frac{1}{\Gamma_{\infty}}$

дозволяє визначити величину граничної адсорбції: $\frac{1}{\Gamma_{\infty}} = 0,012$

г/мг, тоді $\Gamma_{\infty} = \frac{1}{0,012} = 83,8$ мг/г.

Кутовий коефіцієнт прямої $\frac{1}{\Gamma_{\infty} K} = \operatorname{tg} \alpha$ дозволяє визначити константу адсорбційної рівноваги. Розрахуємо тангенс кута нахилу прямої $\operatorname{tg} \alpha = \frac{av}{bc} = \frac{0,14}{2,3 \cdot 10^{-5}} = 6086$.

Таким чином $\frac{1}{\Gamma_{\infty} K} = 6086$, звідки

$$K = \frac{1}{83,3 \cdot 6086} = 1,97 \cdot 10^{-6} \text{ Па}^{-1}.$$

Контрольні завдання

1. Розрахувати площу, яку займає 1 молекула адсорбенту, якщо гранична адсорбція дорівнює $1,1 \cdot 10^{-8}$ моль/м².

Відповідь: $1,5 \cdot 10^{-16}$ м².

2. Знайти поверхневу активність органічної кислоти на межі її водного розчину з повітрям при $C = 0,01$ моль/л. Значення констант в рівнянні Шишковського $A = 19,72$; $B = 17,7$.

3. Константи рівняння Шишковського для водного розчину валеріанової кислоти при 273К $A = 14,72 \cdot 10^{-3}$ Дж/м²; $B = 10,4$ м³/кмоль. Концентрація розчину становить $0,4$ кмоль/м³. Визначте поверхневий натяг розчину, якщо поверхневий натяг води за цих умов дорівнює $75,5 \cdot 10^{-3}$ Дж/м².

4. 25 см^3 $0,3\text{н.}$ розчину ацетатної кислоти змішали з 3 г активованого вугілля. Після досягнення адсорбційної рівноваги на титрування 5 см^3 розчину кислоти витратилось 10 см^3 $0,05\text{н.}$ розчину *NaOH*. Визначте величину адсорбції ацетатної кислоти на поверхні 1 г вугілля.

5. Розрахуйте площу, яку займає 1 молекула аніліну на поверхні поділу водний розчин-повітря, якщо гранична адсорбція аніліну дорівнює $6 \cdot 10^{-9}$ кмоль/м².

6. Розрахуйте площу, яку займає 1 молекула ізомасляної кислоти на поверхні поділу водний розчин-повітря, якщо гранична адсорбція кислоти становить $5,48 \cdot 10^{-6}$ моль/м².

7. Концентрація водного розчину ізомасляної кислоти при 291К дорівнює $0,5$ кмоль/м³. Поверхневий натяг розчину складає $17,43 \cdot 10^{-3}$ Дж/м², а води $72,5 \cdot 10^{-3}$ Дж/м². Визначте константу A в рівнянні Шишковського, якщо $B = 19,6$ м³/кмоль.

8. Концентрація водного розчину валеріанової кислоти дорівнює $0,5$ кмоль/м³. Поверхневий натяг розчину складає $50,3 \cdot 10^{-3}$ Дж/м², а води $75,5 \cdot 10^{-3}$ Дж/м². Розрахуйте константу B у рівнянні Шишковського, якщо константа A дорівнює $13,52 \cdot 10^{-3}$ Дж/м² при 273К.

9. Константи рівняння Шишковського для водного розчину ізомасляної кислоти при 291К дорівнюють $A = 23 \cdot 10^{-3}$ Дж/м²; $B = 19,6$ м³/кмоль. Поверхневий натяг води за цих умов становить $72,5 \cdot 10^{-3}$ Дж/м². Визначте, при якій

концентрації поверхневий натяг розчину дорівнюватиме $60 \cdot 10^{-3}$ Дж/м².

10. 50 см³ 0,2н. розчину ацетатної кислоти змішали з 5 г активованого вугілля. Після досягнення адсорбційної рівноваги на титрування 10 см³ розчину кислоти пішло 15 см³ 0,1н. розчину *NaOH*. Визначте величину адсорбції кислоти 1 г активованого вугілля.

11. Об'єм азоту при 273К і $1,013 \cdot 10^5$ Па, необхідний для покриття 1 г силікагелю мономолекулярним шаром, дорівнює 129 мл. Розрахуйте питому площу силікагелю, якщо молекула азоту займає площу $16,2 \cdot 10^{-20}$ м².

12. Визначити сумарну поверхню частинок, якщо в результаті подрібнення 1 г сірки одержали частинки кубічної форми (довжина ребра становить $0,1 \cdot 10^{-5}$ см). Густина сірки – 2,07 г/см³.

13. Визначити сумарну поверхню частинок, якщо в результаті подрібнення 1 г сірки одержали частинки кулястої форми з поперечником, що дорівнює $20 \cdot 10^{-5}$ см. Густина сірки – 2,07 г/см³.

14. Знайти адсорбцію (в моль/м²) пеларгонової кислоти *C₈H₁₇COOH* при 10⁰С для концентрації розчину, який дорівнює 50 мг/л. Поверхневий натяг води при даній температурі $72,5 \cdot 10^{-3}$ Дж/м³, а розчину вказаної концентрації – $57,0 \cdot 10^{-3}$ Дж/м³.

15. Розрахуйте площу, яку займає 1 молекула ізомасяної кислоти на поверхні поділу водний розчин-повітря, якщо гранична адсорбція кислоти становить $5,48 \cdot 10^{-6}$ моль/м².

ЛІТЕРАТУРА:

1. Яцков М. В., Буденкова Н.М., Мисіна О.І. Фізична та колоїдна хімія : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2016. 164 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/5047> (дата звернення 20.11.2019).
2. Турчин П. Ф. Фізична та колоїдна хімія : інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення. Рівне : НУВГП, 2008. 269 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/2280> (дата звернення 20.11.2019).
3. Фізична та колоїдна хімія : навч. посібник / Костржицький А. І., Калінков О. Ю., Тіщенко В. М., Берегова О. М.. Київ : Центр навчальної літератури, 2008. 496 с.
4. Гомонай В. І. Фізична та колоїдна хімія : підручник. Вінниця : Нова книга, 2007. 494 с.
6. Буденкова Н. М., Яцков М. В. Фізична хімія та хімія силікатів : навч. посібник. Рівне : НУВГП, 2015. 188 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/14364> (дата звернення 9.12.2019).
5. Буденкова, Н. М. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Органічна та фізична хімія» для студентів спеціальності 192 «Будівництво та цивільна інженерія», спеціалізації «Технологія будівельних конструкцій, виробів і матеріалів». Рівне : НУВГП, 2017 05-06-77. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/6163>