

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
МИКОЛАЇВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ АГРАРНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ**

Факультет агротехнологій

Кафедра ґрунтознавства та агрохімії

ФІЗИЧНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ

Розділ «Розчини. Хімічна кінетика»

Методичні рекомендації

для виконання лабораторних робіт

здобувачами першого (бакалаврського) рівня вищої освіти

ОПП «Біотехнології та біоінженерія»

спеціальності 162 «Біотехнології та біоінженерія»

денної форми здобуття вищої освіти

Миколаїв

2022

УДК 544+544.77

Ф48

Друкується за рішенням науково-методичної комісії факультету агротехнологій Миколаївського національного аграрного університету від «21» квітня 2022 р., протокол № 8.

Укладач:

Д. С. Качук – канд. техн. наук, доцент кафедри ґрунтознавства та агрохімії, Миколаївський національний аграрний університет.

Рецензенти:

О. Н. Речицький – канд. хім. наук, доцент, в.о. завідувача кафедри хімії та фармації, Херсонський державний університет;

Р. О. Трибрат – канд. с.-г. наук, доцент, доцент кафедри технології виробництва продукції тваринництва, Миколаївський національний аграрний університет.

©Миколаївський національний
аграрний університет, 2022

ЗМІСТ

ВСТУП.....	4
ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ. ЛАБОРАТОРНИЙ ПОСУД ТА ДОПОМІЖНЕ ПРИЛАДДЯ.....	5
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1. Приготування розчинів.....	16
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2. Розчини та їх властивості.....	21
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3. Перегонка бінарної суміші.....	27
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4. Кінетика хімічних реакцій.....	32
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5. Каталіз.....	39
ЛІТЕРАТУРА.....	41
ДОДАТКИ.....	42

ВСТУП

Лабораторні роботи з фізичної та колоїдної хімії розділу «Розчини. Хімічна кінетика» є важливою складовою даної дисципліни, оскільки саме в ході виконання здобувачами вищої освіти лабораторних робіт формуються необхідні майбутньому фахівцю уміння і навички. Методичні рекомендації містять теоретичні засади та завдання. Майбутній фахівець біотехнологічного профілю повинен мати чітке сучасне уявлення щодо широкого використання методів дослідження, які дають змогу розв'язувати низку важливих питань, зокрема щодо властивостей істинних та молекулярних розчинів неелектролітів, електролітів тощо. Через завдання узагальнено матеріал програми в доступній формі, по можливості не перевантажуючи його математичними викладками.

Зроблено акцент на практичному значенні та застосуванні законів і сполук у біотехнологічній практиці.

В процесі виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Фізична та колоїдна хімія» розділу «Розчини. Хімічна кінетика» закріплюються теоретичні знання щодо розчинів, їхніх термодинамічних властивостей. Це дозволяє сформувати науковий світогляд фахівців-біотехнологів.

Повному оволодінню матеріалом розділу фізичної і колоїдної хімії «Розчини. Хімічна кінетика» сприяє попереднє опитування здобувачів вищої освіти перед виконанням лабораторної роботи і участь всієї групи в обговоренні методик, конструкцій приладів, правил їх використання і особливостей виконання того чи іншого завдання. Особлива увага при цьому приділяється правилам техніки безпеки.

Допуск до виконання роботи здобувач вищої освіти отримує від викладача лише після опитування і тільки в тому випадку, якщо здобувач підготовлений. Звіт з роботи здобувач вищої освіти здає на наступному занятті.

ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ. ЛАБОРАТОРНИЙ ПОСУД ТА ДОПОМІЖНЕ ПРИЛАДДЯ

Лабораторний посуд

Під час роботи в лабораторії користуються пробірками, хімічними склянками, колбами, кристалізаторами тощо. *Пробірки* бувають різних розмірів. Є пробірки спеціального призначення: *центрифужні, градуйовані, для напівмікро- та мікроаналізу*. У клінічній лабораторії для деяких визначень користуються пробірками з тугоплавкого молібденового скла розміром 20x2 см.

Розчин у пробірці повинен займати не більше третини її об'єму, щоб рідину було легко розмішати. Не можна перемішувати вміст пробірки, закриваючи її отвір пальцем.

Хімічні склянки бувають різної ємності. їх виготовляють із тонкого скла. Такі склянки можна нагрівати, але не на відкритому вогні, а обов'язково на азбестовій сітці або на азбестовому картоні.

Склянки та інший тонкостінний скляний посуд не можна ставити після нагрівання на холодну поверхню. Переносити великі склянки з рідиною можна тільки обома руками.

Для розчинення і осадження взятих на хімічний аналіз речовини використовують склянки і колби ємністю 100, 200 або 400 мл. Миють склянки і колби хромовою сумішшю.

Колби є круглі і конічні (колби Ерленмейєра). Круглі колби бувають круглодонні і плоскодонні. Горло в таких колб може бути різної ширини і довжини. Для спеціальних визначень, особливо в органічному синтезі, застосовують колби, які мають два або три горла.

Круглодонні колби розміщують на спеціальних підставках або кільцях. Колби, особливо плоскодонні, як і тонкостінні склянки, слід нагрівати на азбестовій сітці.

Колби Ерленмейєра застосовують для титрування, оскільки з них легко видаляти вміст і розмішувати його без небезпеки розбризкати.

Для переливання рідини з посудини із широким горлом в посудину з вузьким горлом або для фільтрування застосовують скляні або фаянсові *лійки*.

Кристалізатори бувають різних діаметрів. Це плоскодонні скляні товстостінні чашки, які не можна нагрівати. У хімічних лабораторіях великі чашки застосовують для збирання газу над водою, охолодження посудини водою, кристалізації, очищення речовин перекристалізацією.

Вимірювальний посуд

До вимірювального посуду належать мензурки, мірні циліндри, мірні колби, піпетки, бюретки тощо (мал.1).

Мензурки – це конічні склянки з поділками для вимірювання об'ємів рідин. Мензурки нагрівати не можна.

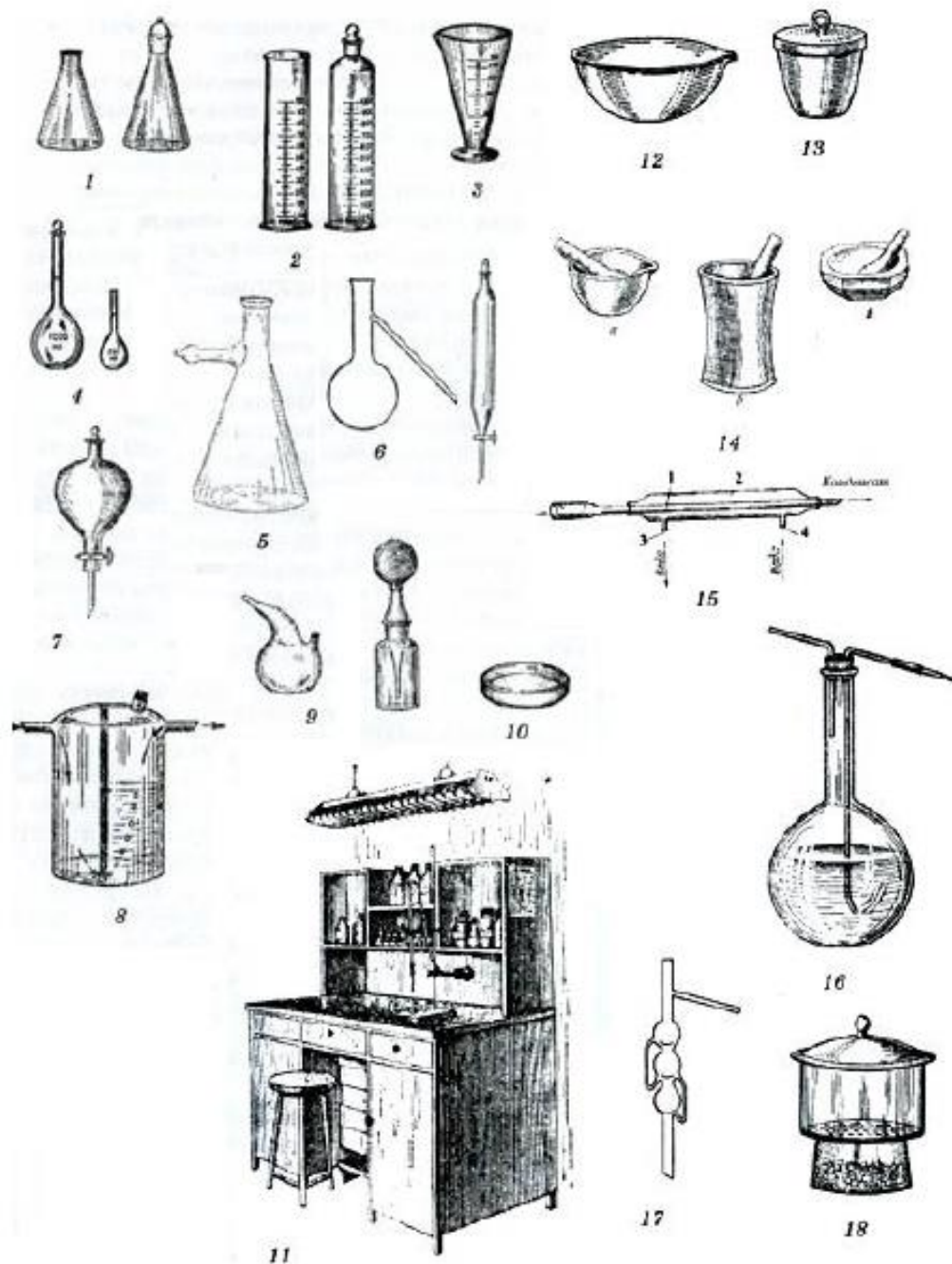
Мірні циліндри не призначені для точного вимірювання об'ємів. Їх використовують для приготування розчинів приблизної концентрації.

Мірні колби розраховані на вміст певного об'єму рідини – від 10 до 2000 мл. Це плоскодонні колби з вузькою і довгою шийкою, на яку нанесено кругову позначку. Якщо в колбу влити рідину до певної позначки, то об'єм рідини точно відповідатиме об'єму, вказаному на колбі.

Щоб правильно виміряти об'єм рідини в мірній колбі, необхідно, щоб око спостерігача було в одній площині з позначкою на шийці колби. При цьому нижня частина меніска рідини повинна торкатися позначки на шийці колби. У мірних колбах не можна нагрівати і зберігати розчини.

Піпетки використовують для перенесення певного об'єму рідини з однієї посудини в іншу. Піпетки бувають двох видів: розраховані на певний об'єм (піпетки Мора) і градуйовані.

Перед початком роботи піпетку добре миють і декілька разів ополіскують дистильованою водою з промивалки. Після цього її промивають і витирають зверху фільтрувальним папером, а залишену всередині воду видувають грушею. Перед тим як узяти піпеткою який-небудь розчин, її 1-2 рази ополіскують невеликою кількістю цього розчину: тримають горизонтально, повертають і нахиляють її то в один, то в інший бік, щоб розчин омив усі стінки піпетки. Після цього розчин з піпетки виливають у раковину.



Мал. 1. Лабораторний скляний посуд:

1 – Колби Ерленмейера; 2 – мірні циліндри; 3 – мензурка конічна; 4 – мірні колби; 5 – колба Бунзена; 6 – колба Вюрца; 7 – ділильні лійки; 8 – склянка Тищенко; 9 – крапельниці; 10 – чашка Петрі; 11 – лабораторний стіл; 12 – фаянсова чашка; 13 – фаянсовий тигель; 14 – ступки (а – фаянсова; б – мідна; в – агатова); 15 – холодильник Лібіха (1 – внутрішня трубка; 2 – зовнішня трубка; 3 – вихід; 4 – вхід); 16 – промивалка; 17 – дефлегматор; 18 – ексикатор.

Наповнення піпетки рідиною. Піпетку беруть великим і середнім пальцями і глибоко опускають її нижній кінець у рідину. Через верхній кінець втягують гумовою грушею рідину в піпетку так, щоб її рівень піднявся вище від позначки. Потім знімають грушу, швидко закривають вказівним пальцем верхній отвір піпетки, не даючи рідині витікати з неї. Виймають нижній кінець піпетки з рідини і витирають її зверху шматком фільтрувального паперу. Тримавши піпетку строго вертикально, встановлюють позначку на рівні очей, потім потроху послаблюють натискування пальцем на верхній отвір піпетки, щоб рідина повільно витікала. Коли нижня частина меніска опущеної рідини торкнеться позначки, отвір знову закривають пальцем. Піпетку переносять у підготовлений посуд і, тримавши її вертикально, дають рідині витікати. При цьому не можна опускати піпетку низько, кінчик її треба тримати біля верхнього краю посудини. Коли весь розчин з піпетки витече, слід зачекати кілька секунд, доторкуючись її кінчиком до стінки посудини і злегка повертаючи. ***Ні в якому разі не можна видувати з піпетки залишену краплю розчину!***

Бюретки призначені для вимірювання об'єму рідини. Найчастіше використовують бюретки місткістю 25 і 50 мл. Бюретки бувають з краном і без крана. Поділки на бюретці відповідають мілілітрам і десятим часткам мілілітра. Точність відліку по бюретці становить 0,03 мл (25 мл) або 0,05 мл (50 мл) залежно від вмісту бюретки.

Перед початком роботи бюретку добре миють і ополіскують кілька разів дистильованою водою. Під час роботи вона повинна бути у вертикальному положенні. Наповнюють бюретку за допомогою лійки.

Мірні циліндри використовують для приготування розчинів приблизної концентрації.

Посуд спеціального призначення

Годинникове скло використовують для зважування сипких речовин. Більшим годинниковим склом накривають склянки і колби.

Лійки застосовують для відфільтровування і промивання осаду. У макроаналізі часто користуються лійками діаметром 7-9 см.

Промивалки використовують для змиву осаду зі стінок склянки, фільтра, годинникового скла, бюкса.

Скляними паличками перемішують рідини, переносять рідини під час фільтрування. Найбільш зручні скляні палички з гумовим наконечником для збирання частинок осаду зі стінок склянки.

Бюкси – це маленькі скляночки з пришліфованою скляною покриттям. Вони призначені для зважування твердих та рідких речовин.

Фаянсові тиглі використовують для прожарювання осаду. Найкращі з них – № 3 діаметром 25 мм і висотою 35 мм. Маса нового тигля при прожарюванні завжди зменшується, тому перед використанням тиглі прожарюють у муфельній печі декілька годин до набуття ними постійної маси. Написи на тиглях роблять на дні із зовнішнього боку насиченим розчином хлориду заліза (III), а потім закріплюють написи прожарюванням протягом кількох хвилин. Порцелянові тиглі, які були у використанні, очищують гарячою розведеною (1:1) хлоридною кислотою, водою і знову прожарюють. Часто рештки деякого осаду повністю видалити не вдається, оскільки вони сплавилися з поверхнею порцеляни. Проте такі тиглі можна використовувати для подальшої роботи.

Ексикатори виготовляють з грубого скла з пришліфованою, щільно прилягаючою покриттям. Між верхньою і нижньою частинами ексикатора кладуть порцелянову пластину з отворами, на які ставлять тиглі, бюкси тощо. На дно ексикатора кладуть осушувальні речовини: найчастіше прожарений CaCl_2 , рідше – P_2O_5 або концентровану H_2SO_4 . Притерті поверхні ексикатора та покриття змащують вазеліном. Тиглі і бюкс після прожарювання або висушування витримують в ексикаторі для охолодження до кімнатної температури перед зважуванням на аналітичних терезах. В ексикаторах зберігають осади і речовини, які можуть вбирати вологу з повітря.

Більшість дослідів проводять у скляному посуді: у пробірках різної місткості та хімічних склянках, колбах плоскодонних, круглodonних, колбах Ерленмейера, Вюрца.

У процесі роботи використовують скляні лійки для фільтрування, ділильні лійки, крапельні лійки. Для випарювання – порцелянові чашки, для спалювання і прожарювання – фаянсові тиглі. Для розмішування рідин і твердих речовин застосовують різні скляні палички, для виведення газів з приладів – скляні трубки, для відмірювання невеликої кількості рідини – різні піпетки.

Для промивання осадів на фільтрі, під час титрування та з іншою метою використовують *промивалки*.

Посуд під час роботи закріплюють за допомогою штативів Бунзена з кільцями та затискачами. Для пробірок використовують штативи. Для того щоб плоскодонний скляний посуд не тріскався при нагріванні, під нього підставляють азбестові сітки відповідних розмірів.

Нагрітий скляний посуд не можна класти відразу на холодну поверхню.

Для збирання газів використовують такий скляний посуд: циліндри, кристалізатори. Цей посуд нагрівати не можна.

Для подрібнення речовин застосовують фаянсові *ступки* з фаянсовим товкачиком. Вони повинні бути чистими і добре висушеними. Подрібнювати в них можна речовини не більш ніж на $1/3$ об'єму ступки. У ступці речовини можна тільки розтирати, але не товкти.

Кислоти краще закривати скляними притертими пробками, а концентровані кислоти – ще й притертими ковпачками. Склянки з лугами не можна закупорювати скляними пробками, оскільки внутрішня поверхня горла склянки піддається дії вуглекислого газу з повітря, і через це в просторі між пробкою і горлом склянки утворюються кристали вуглекислих солей. Унаслідок цього пробка "заїдає" і її важко вийняти. Тому склянки з лугами закривають гумовими пробками або пластмасовими закрутками, які інколи для ізоляції лугу від навколишнього середовища парафінують. Пробку потрібно підбирати до того, як у склянку налито речовину. Гумова пробка повинна тісно входити в посудину, при цьому не менше ніж третина її має виступати з посудини. Якщо через пробку потрібно пропустити скляну трубку, а отвору в пробці для цього немає, то його треба просвердлити, підбираючи діаметр свердла відповідно до діаметра трубки.

Для спалювання речовин у кисні застосовують *залізні ложечки*. Спалювання проводять у циліндрі або склянці, на дно яких треба насипати шар піску, щоб вони не тріснули, коли на дно впаде частинка розжареної речовини.

Під час роботи напівмікрометодом реактиви використовують у дуже малих кількостях – краплями і крупинками. Усі необхідні для роботи реактиви повинні знаходитись у крапельницях, розміщених на спеціальному штативі-гірці. Розчини з них відбирають крапельними піпетками, а сухі речовини – мікрошпателем.

Перша допомога в разі нещасних випадків

1. У всіх нещасних випадках (глибокому порізі, отруєнні, опіках тощо) необхідно негайно звернутися до лікаря. За можливості потерпілому треба надати першу допомогу.

2. При порізах склом слід видалити уламки скла з рани, змазати уражене місце 3 % спиртовим розчином йоду і перев'язати бинтом, щоб припинити кровотечу.

3. При отруєнні шкідливими газами негайно припинити дослід і відкрити вікна та двері. Потерпілого винести на свіже повітря, розстебнути одяг, дати понюхати вату, змочену нашатирним спиртом. Коли потерпілий опритомніє, дати йому міцного чаю. При неглибокому отруєнні хлором або паром бромом дати понюхати суміш етилового і нашатирного спиртів.

4. При отруєнні йодом потерпілому дати випити крохмаль з водою, молоко, міцний чай або розчин соди.

5. У разі отруєння лугами (їдким натром) необхідно випити молока або 2 % розчину оцтової або лимонної кислоти. Не давати блювотних засобів.

6. При отруєнні кислотами (соляною, сульфатною) дати потерпілому води з розтертою крейдою, попелом, 1 % розчин натрію гідрогенкарбонату, вапняну воду. Не давати блювотних засобів і не промивати шлунок.

7. У разі опіків рану обробити 2 % розчином перманганату калію, таніну або маззю від опіків.

8. Якщо на шкіру потрапили бризки кислоти або лугу, то уражене місце слід промити великою кількістю води, а потім відповідно 3 % розчином соди або 2 % розчином оцтової кислоти.

Правила поведінки у хімічній лабораторії

1. Заходьте до лабораторії тільки з дозволу викладача.
2. Заходьте і виходьте з лабораторії спокійно, щоб випадково не перекинути хімічний посуд з приладами або склянки з реактивами, що стоять на столах.
3. Сидіть у лабораторії завжди за одним і тим самим робочим місцем і не переходьте на інше місце без дозволу викладача.
4. Підтримуйте чистоту й порядок на своєму робочому місці, не залишайте на столі сміття, збирайте його і викидайте в установлені місця (урни або спеціально поставлені на столах банки), після роботи мийте за собою посуд.
5. Не тримайте під час роботи на столі нічого зайвого; на ньому можуть бути підручник, задачник, довідник, робочий журнал та письмове приладдя.
6. Дбайливо ставтеся до обладнання лабораторії.
7. Виконуйте усі досліди самостійно, крім тих, які за вказівкою викладача виконуються групами з 2-4 студентів.
8. Перевірте, чи є все необхідне для дослідів, і продумайте послідовність виконання кожного з них.
9. Працюйте сидячи, швидко, але без зайвої квапливості, під час роботи додержуйте тиші.
10. Записуйте хід виконання досліду в робочий журнал і робіть запис усіх спостережень, рівнянь реакцій, висновків відразу ж після виконання досліду.
11. Дотримуйтеся правил користування водогоном, газом та електрикою, не відкривайте без потреби крани, не засмічуйте раковини, вмикайте електричні прилади за необхідності.
12. Знайте і дотримуйтеся правил нагрівання, поводження з розчинами кислот і лугів, вогнебезпечними, вибухонебезпечними та отруйними речовинами.
13. Знайте місцезнаходження в лабораторії протипожежних засобів, аптечки і вмійте ними користуватись у разі нещасного випадку.

Основні застережні заходи під час роботи в хімічній лабораторії

1. Працюйте обов'язково в халаті.
2. Будьте максимально обережні під час виконання практичних робіт, пам'ятаючи, що неохайність, неуважність, недостатня обізнаність із властивостями речовин, з якими проводиться робота, може спричинити нещасний випадок.
3. Виконуйте тільки ті хімічні досліди, які погоджені з викладачем, під його наглядом або наглядом лаборанта.
4. Уважно читайте етикетку на посудині з тією речовиною, яку берете для досліду. Відкривши посудину, пробку не кладіть на лабораторний стіл боком, а поставте її вертикально (мал. 2).
5. Беріть реактиви для дослідів тільки в тих кількостях, які зазначені в інструкції.
6. Якщо в інструкції не вказано, яку масу чи об'єм речовини треба взяти, то суху речовину беріть у такій кількості, щоб вона закрила лише дно пробірки, а розчину не більше ніж $1/л$ її об'єму.
7. Не зливайте надлишок реактиву назад у посудину, де він зберігався.
8. Під час наливання рідин беріть посудину з реактивом так, щоб етикетка спрямовувалась у бік долоні, знімайте краплю з краю шийки посудини, оскільки рідина, стікаючи по склу, псуватиме етикетку, може обпекти руку (мал. 3).



Мал. 2. Так треба ставити пробку, відкривши посудину з реактивом



Мал. 3. Знімання краплі рідини з шийки посудини

9. Закрийте пробкою і поставте на місце посудину, з якої взяли реактив.
10. Користуйтеся пробіркотримачем під час нагрівання розчинів у пробірці. Уважно стежте за тим, щоб отвір пробірки був спрямований від вашого обличчя, бо рідина внаслідок перегрівання може виплеснутися з пробірки.
11. Під час нагрівання рідин стежте, щоб не перегрівалися стінки посудини над рідиною (особливо, коли рідини мало), тому

що при потраплянні крапель рідини на перегріте скло посудина може тріснути.

12. Не нагрівайте пробірку лише знизу, а прогрівайте її всю, весь її вміст, щоб уникнути перегрівання.

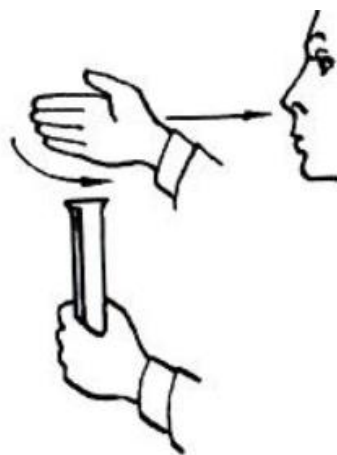
13. Не заглядайте в пробірку, в якій нагрівається рідина, і не нахиляйтеся над посудиною, в яку наливається будь-яка рідина (особливо їдка), щоб непомітні бризки не потрапили в очі (мал. 4).

14. Не пробуйте на смак речовини.

15. Нюхайте будь-які речовини з обережністю, не нахиляйтеся над посудиною і не вдихайте глибоко, а спрямовуйте до себе пару чи газ рухами руки (мал. 5).



Мал. 4. Розбризування рідини під час наливання в посудину



Мал. 5. Так треба нюхати речовини

16. Дотримуйтеся особливої обережності під час роботи з нагрівальними приладами.

17. Ставте гарячі предмети на керамічну плитку або спеціальну підставку.

18. Відпрацьовані реактиви зливайте в раковину (після їх нейтралізації), а цінні реактиви – у спеціальні посудини.

19. Приберіть своє робоче місце після закінчення роботи, перекрийте воду, вимкніть електронагрівальні прилади і ретельно вит мийте руки.

20. Не кладіть свої сніданки на лабораторні столи і ніколи не споживайте їжу в лабораторії.

Уразі нещасного випадку негайно звертайтеся до викладача!

Контрольні запитання

1. Для чого призначені лабораторії?
2. Основні вимоги до приміщення лабораторії та її оснащення.

3. Вимоги до робочого місця лаборанта.
4. Роль правильного ведення документації в роботі кожного лаборанта.
5. Основні правила безпеки та особистої гігієни під час роботи в лабораторіях із шкідливими й токсичними речовинами.
6. Правила поведінки в лабораторії.
7. Перерахуйте види спецодягу для роботи в лабораторії.
8. Які засоби протипожежної безпеки повинні бути в лабораторії?
9. У яких випадках не можна застосовувати воду для гасіння пожежі?
10. Як здійснюється вентиляція лабораторного приміщення?
11. Які заходи першої медичної допомоги застосовують у разі опіків кислотами і лугами?
12. У чому особливості безпеки під час роботи в медичних лабораторіях?
13. Які види вимірювального посуду вам відомі?
14. Яке призначення кожного виду посуду?
15. Яким посудом – мірним циліндром чи піпеткою – можна точніше відміряти рідину?

Лабораторна робота № 1

Приготування розчинів

Мета роботи – набуття навичок приготування розчинів із сухої речовини або з більш концентрованого розчину і засвоєння теоретичного матеріалу з концентрації розчинів.

Теоретична частина.

Розчин готується із зваженої речовини і розбавленням концентрованих розчинів. Для приготування розчину треба знати, скільки його потрібно та якої концентрації. Ці величини лежать в основі розрахунків.

Концентрацією називають відношення кількості (моль) чи маси (г) речовини, яка міститься в розчині, до об'єму чи маси розчину або розчинника. Найбільш розповсюдженні наступні види концентрації розчинів.

Молярна концентрація C_M – це відношення кількості речовини до об'єму розчину, або кількість молів розчиненої речовини в одному літрі розчину. Її можна розрахувати за формулою:

$$C_M = \frac{m_{p.p.} \cdot 1000}{M_{p.p.} \cdot V}, \quad \text{моль/л}$$

Молярна концентрація C_m — це відношення кількості речовини до маси розчинника, або кількості молів розчиненої речовини в 1000 г (1 кг) розчинника:

$$C_m = \frac{m_{p.p.} \cdot 1000}{M_{p.p.} \cdot m_{\text{розчинника}}}, \quad \text{моль/кг}$$

Молярна концентрація еквівалентів (нормальна концентрація) C_H – це відношення числа молів еквівалентів до об'єму розчину, або число молів еквівалентів в 1л розчину:

$$C_H = \frac{m_{p.p.} \cdot 1000}{M_e \cdot V}, \quad \text{моль/л}$$

Масова частка ω розчиненої речовини складає процент від маси розчину – відношення маси розчиненої речовини до маси розчину в процентах. Масова частка показує скільки грамів даної речовини міститься в 100г розчину:

$$\omega\% = \frac{m_{p.p.}}{m_{розчину}} \times 100, \quad \% \text{ по масі}$$

Об'ємна частка φ – те ж саме, що і масова, тільки замість мас записуються об'єми:

$$\varphi\% = \frac{V_{p.p.}}{V_{розчину}} \times 100, \quad \% \text{ по об'єму}$$

Молярна частка N – це відношення кількості речовини розчиненої в розчині до суми кількості розчиненої речовини та розчинника:

$$N = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

Титр T – маса розчиненої речовини в 1 см^3 (1 мл) розчину:

$$T = \frac{C_H \cdot M_e}{1000}, \quad \text{г/мл}$$

Для переводу маси розчину в об'єм використовується відносна густина (ρ). Густина розчину можна визначити експериментально відносно води за допомогою ареометра.

Приклад 1 Визначте молярну концентрацію еквівалентів (нормальну концентрацію) 59,24 %-ного розчину сульфатної кислоти, густина якої дорівнює 1,49 г/мл.

Розв'язання:

За формулою: $\omega\% = \frac{m_{p.p.}}{m_{розчину}} \times 100$, де $m_{розчину} = V \cdot \rho$,

визначимо масу 1л 59,24%-ного розчину сульфатної кислоти:

$$m_{p.p.} = \frac{\varphi\% \cdot V_{розчину}}{100} = \frac{59,24 \cdot 1000 \cdot 1,49}{100} = 882,67 \text{ г}$$

Нормальна концентрація розраховується за формулою:

$$C_H = \frac{m_{p.p.} \cdot 1000}{M_e \cdot V}$$

де M_e – молярна маса еквівалентів сульфатної кислоти, дорівнює:

$$M_e(H_2SO_4) = \frac{M(H_2SO_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

$$C_H = \frac{882,67 \cdot 1000}{49 \cdot 1000} = 18 \text{ моль/л}$$

Таким чином, $C_H = 18 \text{ н}$.

Приклад 2 Який об'єм 96%-ної (по масі) сульфатної кислоти ($\rho = 1,10$ г/мл) і яку масу води необхідно взяти для приготування 100 мл 15 %-ного (по масі) розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,10$ г/мл).

Розв'язання:

Визначаємо масу сульфатної кислоти яка міститься в 100 мл 15 %-ного розчину H_2SO_4 :

$$\omega \% = \frac{m_{p.p.}}{m_{\text{розчину}}} \times 100, \quad \text{де} \quad m_{\text{розчину}} = V \cdot \rho,$$

$$m_{p.p.} = \frac{\varphi \% \cdot V_{\text{розчину}}}{100} = \frac{15 \cdot 100 \cdot 1,10}{100} = 16,5 \text{ г}$$

Обчислимо об'єм 96%-ного розчину, який містить 16,5 г H_2SO_4 . 1 мл розчину з масою 1,84 г містить $1,84 \cdot 0,96 = 1,77$ (г) H_2SO_4 . Отже, об'єм вихідного розчину H_2SO_4 буде дорівнювати $16,5 \text{ г} : 1,77 \text{ г/мл} = 9,32 \text{ мл}$.

Таким чином, для приготування 100 мл 15 %-ного розчину сульфатної кислоти необхідно 9,32 мл 96 %-ного розчину H_2SO_4 і $100 - 16,5 = 93,5$ г води.

Експериментальна частина

1. Визначення густини розчину ареометром.

Між густиною розчину і концентрацією розчиненої речовини існує безпосередня залежність. Для кислот, розчинених основ і солей, які найбільш часто застосовуються, ця залежність установлена і дається в довідниках у вигляді таблиці (Додатки 1, 2). Внаслідок чого визначення концентрації розчиненої речовини в межах точності 0,5 % може бути проведено шляхом експериментального вимірювання густини розчину, а потім знаходження концентрації речовини в таблиці.

Густину розчину визначають частіше всього за допомогою ареометра. Для цього розчин, який досліджується, наливають в скляний циліндр. Обережно занурюють в нього по черзі ареометри, підбирають такий з них, при котрому рівень рідини знаходиться в межах його шкали. При цьому ареометр не повинен торкатися стінок циліндра (рис. 1.1). Показання шкали ареометра на рівні поверхні рідини відповідає густині цієї рідини.

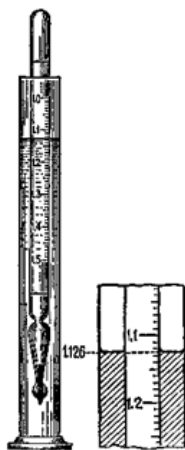


Рис. 1.1. Ареометр для визначення густини розчину.

2. Приготування розчину із твердої речовини та рідкого розчинника H_2O .

Приготуйте 250 мл 5%-ного розчину CuSO_4 із кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Зробіть розрахунок маси купрум (II) сульфату, що повинна бути в розчині. Потім, враховуючи, що вихідною речовиною є кристалогідрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, розрахуйте його масу.

Зважте розраховану масу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, висипте в склянку з водою ($\sim 100\text{-}150$ мл), перемішуючи скляною паличкою до повного розчинення. Якщо потрібно, підігрійте, а потім знову охолодіть до кімнатної температури і перенесіть розчин в циліндр, мензурку чи мірну колбу. Потім долийте воду до об'єму 250 мл і знову розчин перемішайте.

Визначте відносну густину розчину ареометром і порівняйте її з даними по довіднику.

3. Приготування розчину певної концентрації методом розбавлення.

Приготуйте 100 мл 0,1 н розчину сульфатної кислоти із більш концентрованого розчину. Роботу виконуйте в такій послідовності:

1. За допомогою ареометра визначте густину вихідного розчину кислоти.

2. За табл. (Додатки 1, 2), враховуючи густину та температуру, знайдіть масову частку цього розчину.

3. Розрахуйте, який об'єм цієї кислоти необхідно взяти для приготування 100 мл 0,1 н розчину сульфатної кислоти.

4. Відміряти об'єм розрахованого розчину циліндром,

ємністю 10-15 мл.

5. В мірну чисту колбу на 100 мл внесіть частину (≈ 25 мл) дистильованої води, а потім поступово через лійку перелийте відміряний об'єм H_2SO_4 при постійному розмішуванні рідини рухом колби. Циліндр промийте 3 рази дистильованою водою, яку вилийте в колбу. Якщо розчин дуже нагрівається за рахунок гідратації кислоти, то його слід охолоджувати на повітрі або холодною водою до кімнатної температури. Далі доведіть об'єм одержаного розчину до мітки по нижньому меніску. Останні порції води додайте по краплям піпеткою. Колбу закрийте пробкою і обережно перемішайте, перевертаючи колбу дном угору. Зробіть етикетку з назвою розчину речовини, розчин зберігайте для подальшої роботи.

Контрольні питання

1. Напишіть види вираження концентрації розчинів.
2. Визначте маси натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та води, які необхідні для приготування 300 г 5 %-ного розчину натрій тіосульфату.
3. Визначте масову частку (%) оцтової кислоти в розчині, який утвориться при змішуванні 120 г 10 %-ного та 40 г 90 %-ного її розчинів.
4. Визначте молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалентів 36 %-ного розчину натрій гідроксиду, густина якого дорівнює $1,39 \text{ г/см}^3$.
5. Який об'єм концентрованої хлоридної кислоти ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$), яка містить 38 % (по масі) HCl , необхідно взяти для виготовлення 500 мл 2 н розчину?

Лабораторна робота № 2

Розчини та їх властивості

Мета роботи – дослідження властивостей розчинів, зокрема підвищення температури кипіння розчину.

Теоретична частина.

Загальні, або колігативні властивості розчинів – це такі, що залежать лише від їх концентрації та природи розчинника і не залежать від складу розчинених речовин.

Колігативні властивості можуть повною мірою виявлятися тільки в ідеальних розчинах.

Ідеальний розчин – це розчин, в якому не відбувається хімічної реакції між компонентами, а сили міжмолекулярної взаємодії між усіма молекулами однакові.

Утворення ідеальних розчинів не супроводжується тепловим ефектом ($\Delta H = 0$) і кожний компонент поводить себе незалежно від інших компонентів. До ідеальних розчинів за своїми властивостями наближаються лише дуже розведені розчини неелектролітів.

Закони Рауля. Будь-яка рідина, що знаходиться у відкритій посудині, поступово зменшує свій об'єм завдяки випаровуванню: молекули рідини переходять у газову фазу і віддаляються від поверхні. Однак, якщо рідина перебуває в закритій посудині (рис. 2.1а), то внаслідок випаровування молекули накопичуються над поверхнею, а частина з них – піддається зворотному процесу – конденсації і повертається в рідину (рис. 2.1б). У деякий момент встановлюється динамічна рівновага між процесами випаровування і конденсації – отже, пара стає насиченою (рис. 2.1в).

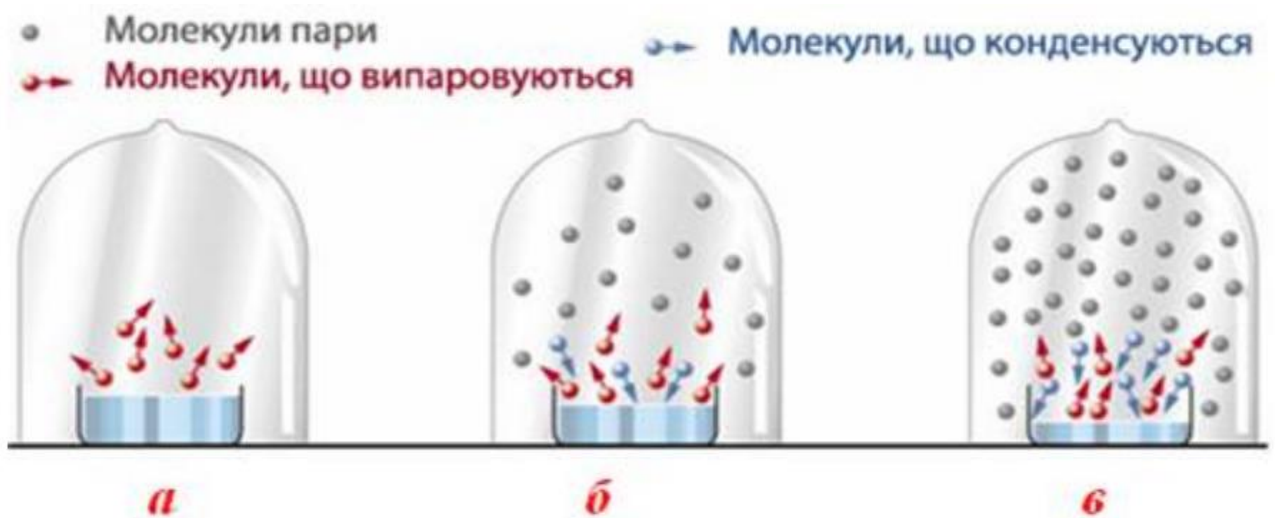


Рис. 2.1. Утворення насиченої пари

При сталій температурі тиск насиченої пари чистої рідини (розчинника) – величина постійна. Але при розчиненні у цій рідині якоїсь іншої речовини тиск насиченої пари завжди знижується. Це пояснюється тим, що молекули розчиненої нелеткої речовини перешкоджають випаровуванню з розчину молекул розчинника (рис. 2.2), оскільки, по-перше, зв'язують певну кількість молекул розчинника на утворення сольватів і, по-друге, займають частину поверхні, зменшуючи площу випаровування.



Рис. 2.2. Випаровування молекул розчинника у посудині з чистим розчинником та розчином

Отже, за умов сталої температури тиск насиченої пари розчинника над розчином менший, ніж над чистим розчинником. При цьому зниження тиску насиченої пари розчинника над

розчином тим помітніше, чим вища концентрація розчину. Цю залежність виражає **перший (тонометричний) закон Рауля**:

зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином пропорційне мольній частці нелеткої розчиненої речовини

$$P_A^0 - P_A = \Delta P_A = P_A^0 \chi_B,$$

де P_A^0 і P_A – тиск насиченої пари розчинника А відповідно над чистим розчинником і над розчином;

ΔP_A – зниження тиску насиченої пари;

χ_B – мольна частка розчиненої речовини В.

Враховуючи, що мольна частка розчиненої речовини $\chi_B = v_B / (v_A + v_B)$, рівняння можна переписати у вигляді:

$$P_A^0 - P_A = P_A^0 v_B / (v_A + v_B), \text{ або } (P_A^0 - P_A) / P_A^0 = v_B / (v_A + v_B) = \chi_B,$$

звідки видно, що *відносне зниження тиску*, яке позначається виразом $(P_A^0 - P_A) / P_A^0$, дорівнює мольній частці розчиненої речовини.

Для дуже розведених розчинів, коли $v_B \ll v_A$, рівняння спрощується:

$$\text{якщо } C_B \rightarrow 0, \text{ то } \Delta P_A = P_A^0 v_B / v_A.$$

З розглянутих рівнянь випливає, що *зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином не залежить від природи розчиненої речовини, а зумовлюється лише її концентрацією*.

Тиск насиченої пари розчинника над розчином впливає на температури кипіння і замерзання (кристалізації) розчинів (рис. 2.3). Зменшення цього тиску спричиняє підвищення температури кипіння або зниження температури кристалізації розчину порівняно з відповідними температурами для чистого розчинника.

Аналогічно і зниження температури замерзання (кристалізації, твердіння) зумовлюється нижчим тиском насиченої пари розчинника над розчином, ніж над чистим розчинником. Цю залежність встановлює **другий закон Рауля**:

підвищення температури кипіння або зниження температури замерзання розчину прямопропорційне молярній концентрації розчиненої речовини:

$\Delta t_{\text{кип.}} = K_{\text{еб.}} \times C,$
де $K_{\text{еб.}}$ – ебуліоскопічна константа (підвищення температури кипіння розчину при розчиненні 1 моль речовини в 1000г розчинника);

$$\Delta t_{\text{кип.}} = \frac{K_{\text{еб.}} \cdot m(\text{речовини}) \cdot 1000}{m(\text{розчинника}) \cdot \mu(\text{речовини})}$$

$$K_{\text{еб.}}(\text{H}_2\text{O}) = 0,52$$

Метод визначення молекулярної маси розчиненої речовини за допомогою вимірювання підвищення температури кипіння розчину називається ебуліоскопією.

$\Delta t_{\text{зам.}} = K_{\text{кр.}} \times C,$
де $K_{\text{кр.}}$ – кріоскопічна константа (зниження температури замерзання викликане розчиненням 1 моль речовини в 1000г розчинника);

$$\Delta t_{\text{зам.}} = \frac{K_{\text{кр.}} \cdot m(\text{речовини}) \cdot 1000}{m(\text{розчинника}) \cdot \mu(\text{речовини})}$$

$$K_{\text{кр.}}(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$$

Метод визначення молекулярної маси розчиненої речовини за допомогою вимірювання температури замерзання розчину називається кріоскопією.

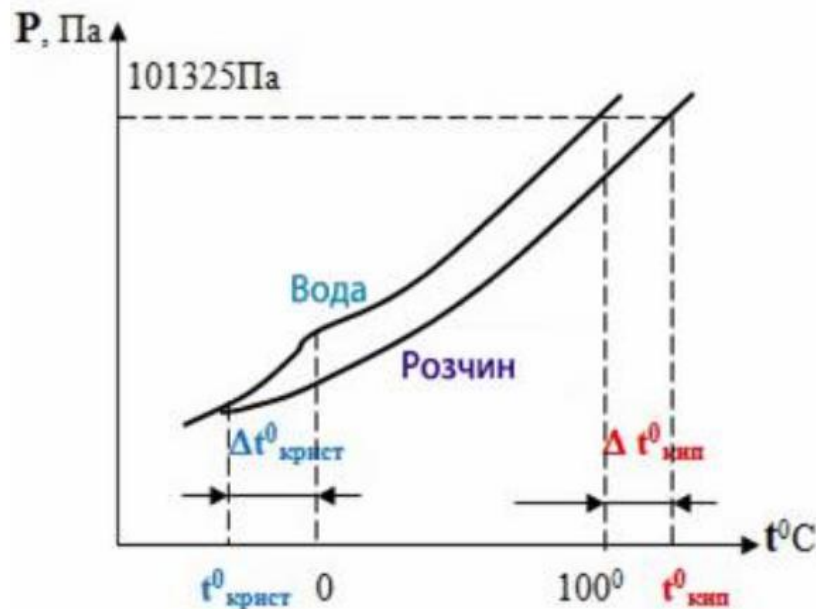


Рис. 2.3. Криві залежності тиску насиченої пари над чистою водою і над водним розчином

Ебуліоскопія і кріоскопія використовуються для встановлення складу сполук, визначення ступеня дисоціації електролітів, вивчення процесів полімеризації у розчинах. Здатність розчинів замерзати при нижній температурі, ніж чистий розчинник, застосовується для приготування різних охолоджувальних сумішей

і розчинів з низькою температурою замерзання – антифризів. Наприклад, 66,7 % водний розчин етиленгліколю замерзає лише при температурі – 75 °С.

Дослідження значень температури кипіння та замерзання розчинів електролітів свідчать, що вони не підлягають законам Рауля. Було помічено, що отримані значення величин $\Delta t_{\text{зам}}$, $\Delta t_{\text{кип}}$ стосовно розчинів електролітів завжди перевищували розраховані за формулами Рауля. Причиною цього є зростання загальної кількості частинок у розчині внаслідок електролітичної дисоціації молекул солей, основ та кислот.

Властивості розчинів електролітів (значення осмотичного тиску, температури кипіння та замерзання) залежать тільки від кількості частинок розчиненої в них речовини і не зумовлені їх природою. Наприклад, у розбавленому розчині NaCl кожна молекула дисоціює на два іони, тобто



Отже, число частинок у цьому розчині удвічі перевищує число розчинених там молекул. Для того, щоб закони Рауля можливо було використовувати для розрахунку характеристик розбавлених розчинів електролітів, значення концентрації розчиненої речовини потрібно помножити на коефіцієнт i . Він має назву **ізотонічного** або **коефіцієнта Вант-Гоффа**.

У цьому випадку формули для обчислення показників розчинів електролітів будуть мати такий вигляд:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = iK_{\text{еб.}} \times C, \quad \Delta t_{\text{зам.}} = iK_{\text{кр.}} \times C.$$

Для розчинів неелектролітів ізотонічний коефіцієнт $i = 1$.

Експериментальна частина

Підвищення температури кипіння розчину. У колбі або хімічному стакані нагрійте до кипіння 50 мл дистильованої води. Виміряйте температуру води, що кипить. Внесіть до неї 2 г кристалічного натрій хлориду та виміряйте температуру кипіння розчину, що утворився. Ще раз додайте таку ж порцію натрій хлориду. Як та чому змінюється температура кипіння розчину?

Розрахунки

Обчисліть молярну концентрацію отриманих розчинів і відповідний ізотонічний коефіцієнт. Ебуліоскопічна константа для

води $E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52$ град/(моль·К).

Контрольні питання

1. Наведіть формулювання першого закону Рауля та його математичний вираз.

2. Як можна пояснити той факт, що тиск пари над розчином менше, ніж над чистим розчинником?

3. Наведіть формулювання та математичний вираз другого закону Рауля. Наведіть графік, що ілюструє цей закон.

4. При якій температурі почне замерзати розчин 500 мл гліцерину ($\rho = 1,26$ г/см³) в 4 л води? Кріоскопічна константа для води складає 1,86 град/(моль·К).

5. Розрахуйте температуру кипіння і температуру замерзання 30%-ного розчину пероксиду водню H_2O_2 у воді. Кріоскопічна константа для води складає 1,86 град/(моль·К), ебуліоскопічна – 0,52 град/(моль·К).

6. Яка маса метилового спирту розчинена у 800 г води, якщо розчин почав замерзати при температурі мінус 9 °С?

7. Поясніть, чи відрізняються температури кристалізації розчинів, які містять у 2000 г води:

а) 0,5 моль цукру $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ та 0,5 моль глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$;

б) 68 г цукру та 36 г глюкози;

в) 100 г цукру та 100 г глюкози.

Лабораторна робота № 3

Перегонка бінарної суміші

Мета роботи – дослідження рівноваги між рідиною і парою та побудова діаграми склад – температура кипіння бінарної суміші.

Теоретична частина

Рівновага рідкий розчин – насичена пара в різних рідких сумішах. Рідини, які необмежено змішуються.

Рівновага рідина – пара зображується у вигляді залежності загального тиску від складу рідини і складу пари чи температури кипіння від складу рідини і пари.

Склад пари та рідини. Закони Коновалова.

Загальний тиск над ідеальним розчином змінюється лінійно разом зі зміною складу рідини. Склад пари відрізняється від складу рівноважної з ним рідини. Із закону Дальтона випливає, що парціальний тиск компонентів газової суміші дорівнює:

$$P_i = P_{\text{заг}} \cdot X_i^{\text{пар}}, \text{ таким чином: } X_i^{\text{пар}} = \frac{P_i}{P_{\text{заг}}}, \text{ в цей час як } X_i^{\text{р}} = \frac{P_i}{P_i^0}.$$

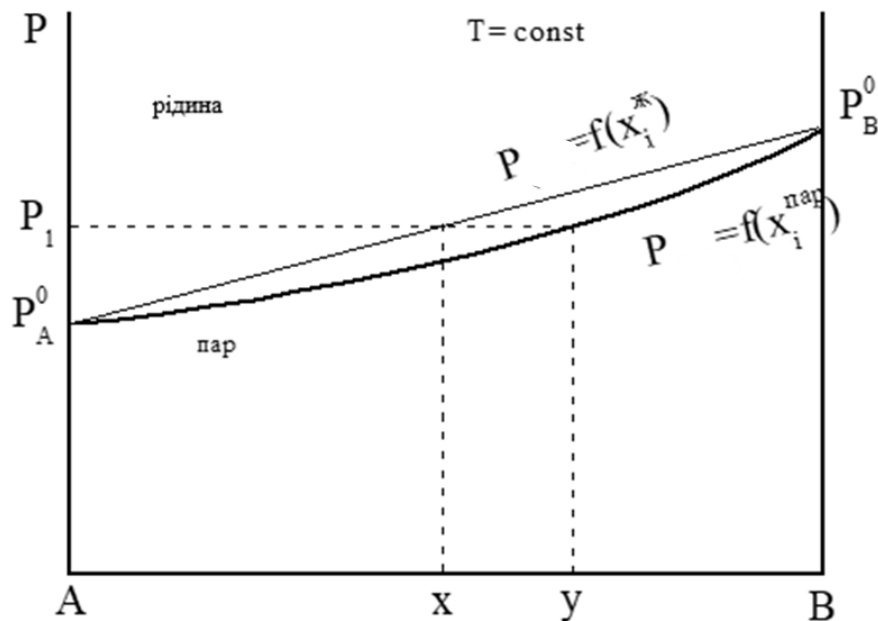


Рис. 3.1. Залежність загального тиску від складу рідини і пари.

Лінія рідини та лінія пари поділяють площину діаграми на три фазових поля. Верхнє поле – рідка фаза, нижнє – пара, між цими полями – гетерогенна площа рідини і пари, що знаходяться в

рівновазі. Наприклад, при загальному тиску P_1 знаходяться в рівновазі дві фази: рідина складу X та пара складу Y.

В ідеальних системах пара, порівняно з рівноважною рідиною, завжди збагачена компонентом, додавання якого до системи підвищує загальний тиск пари.

Більш загальна залежність складу пари від складу рідини дається першим законом Д.П. Коновалова, що описує процес фракційної перегонки:

насичений пар у порівнянні з рівноважним розчином збагачений компонентом, додавання якого до системи підвищує загальний тиск пари.

Для систем з екстремумами на кривих $P = f(X, P)$ встановлено другий закон Д. П. Коновалова: екстремуми на кривих загального тиску пари відповідають такому стану рівноваги розчину і насиченої пари, при якому склад обох фаз однаковий. За другим законом Коновалова крива пари та крива рідини, які мають екстремуми, повинні дотикатися в точці екстремума.

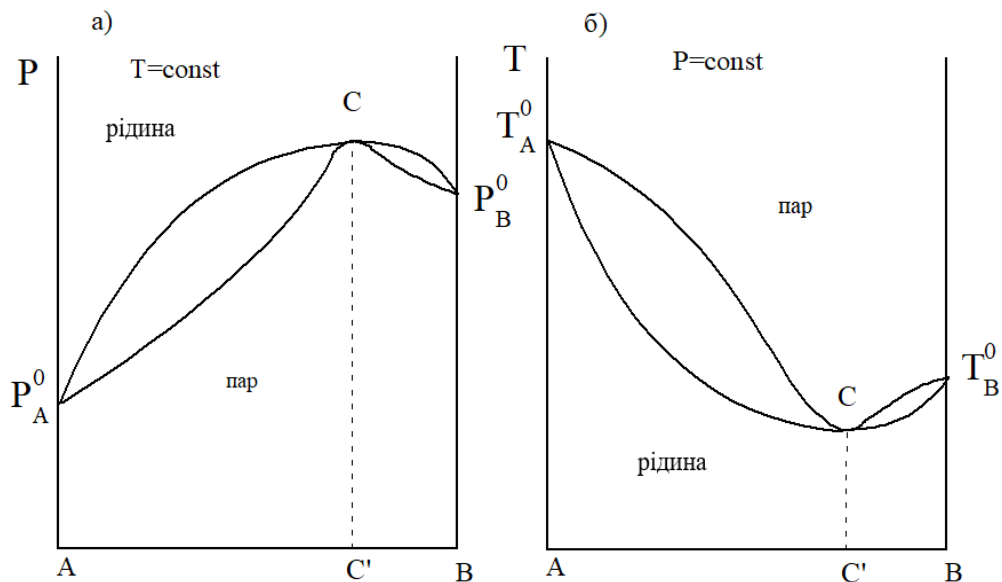


Рис. 3.2. Діаграма загальний тиск – склад і температура кипіння – склад для систем з екстремумом.

На рис. 3.2 зображено діаграми в координатах: а) тиск від складу і б) температура від складу для однієї системи.

Суміші, у яких склад рідини та рівноважної з нею пари співпадають, називаються «азеотропними розчинами». Вони починають кипіти при постійній температурі.

Поділ бінарних сумішей шляхом перегонки.

Відмінності в складі рідкої суміші та її насиченої пари дозволяють поділити ці суміші перегонкою. Розглянемо принципову схему поділу суміші складу «а».

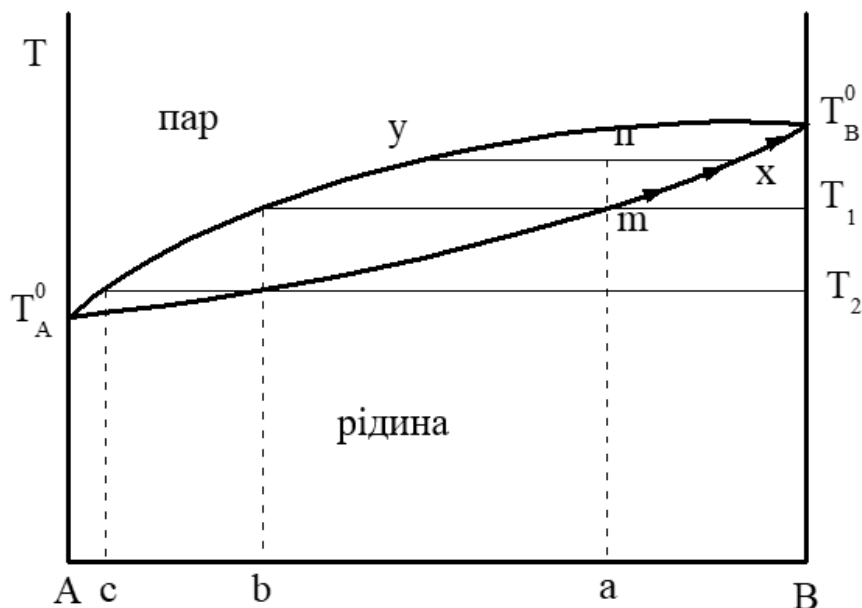


Рис. 3.3. Залежність складу рідини і пари від температури.

Суміш починає кипіти при температурі T_1 , та дає насичену пару складу b , збагачену в порівнянні з вихідною рідиною компонентом А. Якщо сконденсувати отриману насичену пару, ми отримає рідину складу b . Ця рідина починає кипіти при температурі T_2 та дає насичену пару складу c , ще більш збагачену компонентом А. Повторюючи ці операції, можна отримати компоненти суміші в індивідуальному стані, з парової фази компонент А, а компонент В з вихідної суміші, склад якої при кипінні збагачується менш летким компонентом, досягаючи в кінці складу В.

Експериментальна частина

1. Зберіть установку для перегонки бінарної суміші.

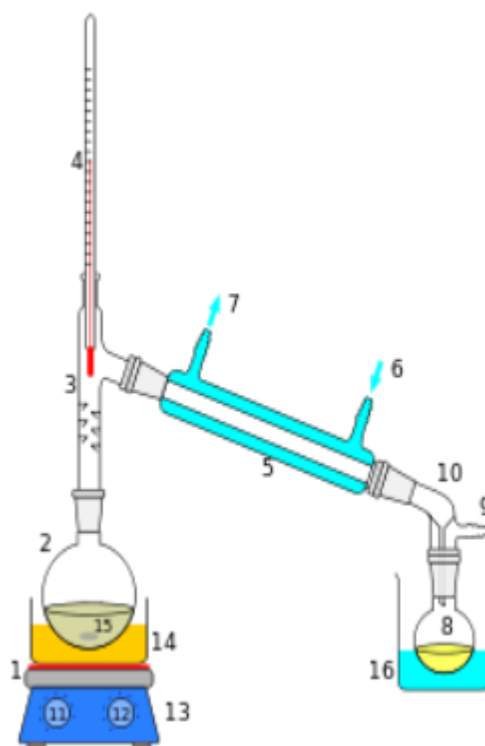


Рис. 3.4. Прилад для перегонки:

1 – нагрівальний елемент; 2 – перегонний резервуар; 3 – перегонна трубка (цільнопаяний дефлегматор з насадкою Вюрца); 4 – термометр; 5 – конденсатор (прямий (холодильник Лібіха)); 6 – подача холодної води; 7 – відвід холодної води; 8 – резервуар для дистиляту (приймач); 9 – газовідвідна труба; 10 – алонж; 11 – регулятор температури; 12 – регулятор швидкості перемішування; 13 – нагрівальна установка; 14 – нагрівальна баня; 15 – магнітний або механічний перемішувач; 16 – охолоджувальна баня.

2. Знявши пробку з термометром із колби для перегонки, залийте 1/3 її об'єму кислотою (розчин № 1). Вставте пробку та почніть нагрівання, проведіть дослід (перегонку).

3. Зберіть близько 5 мл дистиляту, зливши перші 0,5–1 мл.

4. Визначте:

1) склад вихідного розчину;

2) склад дистиляту методом об'ємного титрування.

Для цього візьміть 1 мл досліджуваного розчину, внесіть в колбу для титрування і додайте 2–3 краплі фенолфталеїну. Потім додайте із бюретки 0,5н розчин NaOH до переходу забарвлення розчину в біло-рожевий. Розрахунок ведіть за рівнянням $N_1 V_1 = N_2 V_2$, де індекси 1 і 2 відносяться до кислоти та лугу відповідно.

N_1, N_2 – нормальність;

V_1, V_2 – об'єми, які взяті для титрування та ті, які пішли на титрування до точки еквівалентності.

5. Операції 2, 3, 4 проведіть з кожним із розчинів (№ 2, № 3).

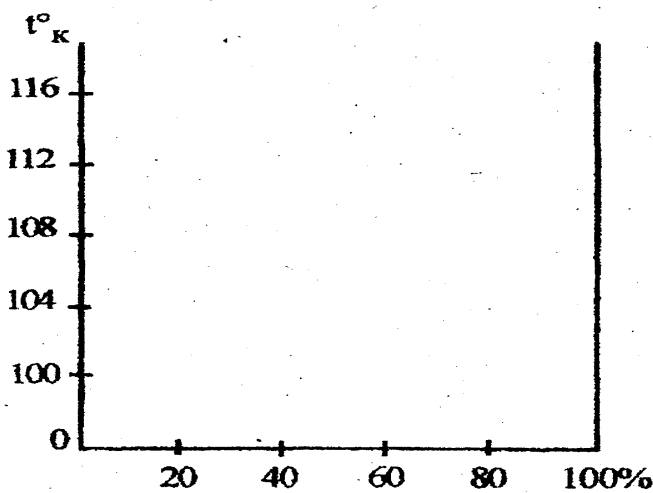
Розрахунки

1. Дані про температуру кипіння, склад вихідних розчинів і дистилату занесіть до таблиці:

Таблиця 3.1

№ з/п	Найменування рідин	Температура кипіння	Склад	
			до перегонки, %	після перегонки, %
1.	H ₂ O	100°C		
2.	розчин № 1			
3.	розчин № 2			
4.	розчин № 3			
5.	CH ₃ COOH	118°C		

2. За даними таблиці побудуйте діаграму температура кипіння–склад для системи оцтова кислота–вода.



3. Зробіть висновок.

Контрольні питання

1. Закон Дальтона.

2. Перший і другий закони Коновалова.

3. Залежність складу рідини і пари від температури при перегонці бінарної суміші.

Лабораторна робота № 4

Кінетика хімічних реакцій

Мета роботи – ознайомлення з основними поняттями і теоретичними положеннями кінетики хімічних реакцій. Дослідження швидкості хімічної реакції і її залежності від різних факторів.

Теоретична частина.

Хімічна кінетика вивчає швидкість та механізм гомогенних та гетерогенних хімічних реакцій.

Хімічні реакції можуть бути гомогенними та гетерогенними.

Гомогенні реакції протікають в об'ємі даної фази, в однорідному середовищі (наприклад, у газовій суміші або в рідкому розчині).

Гетерогенні реакції відбуваються на границі розділу фаз між речовинами, які знаходяться у різних фазах (наприклад, на границі газ – тверда речовина або газ-рідина).

Швидкість хімічної реакції визначається кількістю актів перетворення за одиницю часу в одиниці об'єму (для гомогенних реакцій) або на одиниці поверхні розподілу фаз (для гетерогенних реакцій). Тому швидкість гомогенної хімічної реакції при постійному об'ємі системи вимірюється зміною концентрації реагентів за одиницю часу:

$$v = \pm \frac{dc}{dt},$$

де c – концентрація будь-якого реагенту, моль/л;

t – час, с;

v – швидкість хімічної реакції, моль/л · с.

Швидкість реакції визначається природою реагуючих речовин і залежить від умов протікання процесу (концентрації реагуючих речовин, температури, наявності каталізатору та інші).

Залежність швидкості реакції від концентрації виражається законом діючих мас: *при постійній температурі швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрації реагуючих речовин взятих в ступенях, рівних стехіометричним показникам.*

У загальному випадку для реакції:



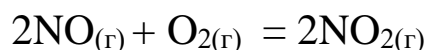
швидкість реакції записується так:

$$v = kC_A^m \cdot C_B^n, \quad (4.1)$$

де k – константа швидкості, тобто швидкість при концентраціях реагуючих величин, які дорівнюють одиниці.

m, n – стехіометричні коефіцієнти речовин А, В.

Наприклад:



$$v = kC_{NO}^2 \cdot C_{O_2}$$

Хімічні реакції, що проходять у гетерогенних системах, де мають місце дві і більше фаз, значно складніші. Особливості гетерогенних реакцій полягають в тому, що в них велику роль відіграють:

а) процеси переносу реагуючих речовин із об'єму до межі твердої фази і в оборотному напрямі;

б) величина поверхні зіткнення фаз, на якій проходить реакція;

в) хімічна активність цієї поверхні.

Швидкість реакції між розчином (рідким чи газовим) і поверхнею твердого тіла без врахування процесу переносу виразиться таким чином:

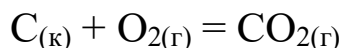
$$v = kSC_1 \cdot C_2 \dots, \quad (4.2)$$

де k – константа швидкості;

S – величина активної поверхні твердого тіла;

$C_1 \cdot C_2 \dots$ – концентрації реагентів рідкої чи газової фази.

Наприклад:



$$v = kS \cdot C_{O_2}$$

Залежність швидкості реакції від температури характеризується температурним коефіцієнтом γ , який показує відношення констант швидкості при температурах $(t^0 + 10)$ і t^0 , тобто, у скільки разів швидкість збільшується при нагріванні на кожні 10^0C . Згідно емпіричного правила Вант-Гоффа: *при підвищенні температури на кожні 10^0 швидкість реакції зростає*

приблизно у 2-4 рази. Математично це правило відображається формулою:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad (4.3)$$

де $\gamma = 2-4$ – температурний коефіцієнт реакції;

v_{T_1} і v_{T_2} – значення швидкості реакції при температурі T_1 і T_2 .

Хімічна взаємодія відбувається не при кожному зіткненні реагуючих частинок. Частинки, які стикаються, повинні мати енергію, яка достатня для подолання сил відштовхування між їх електронними оболонками. Частинки з таким запасом енергії називають активними, а енергія, яку повинна одержати частинка, щоб перейти в активний стан, називається енергією активації E_a . Угруповання активних частинок, які знаходяться в процесі взаємодії, називаються активованим комплексом.

Енергія, яка необхідна для переводу реагуючих речовин у стан активованого комплексу називається енергією активації.

Залежність константи швидкості реакції k від температури виражається рівнянням Арреніуса:

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

де E_a – енергія активації;

A – число зіткнень в с;

e – основа натуральних логарифмів;

R – універсальна газова постійна;

T – абсолютна температура.

З рівняння видно, що константа швидкості дуже чутлива до змін температури та енергії активації, чим більша енергія активації, тим чутливіша дана реакція до впливу температури. Константа швидкості реакції тим більша, чим менша енергія активації.

Одним з методів прискорення хімічних реакцій є каталіз, який здійснюється за допомогою речовин-каталізаторів. Каталізатор бере участь у проміжній хімічній взаємодії з компонентами реакційної системи, але не входить до складу продуктів реакції.

Механізм дії каталізатора пов'язаний із зменшенням величини енергії активації, що приводить до збільшення швидкості каталітичної реакції.

Залежно від агрегатного стану каталізатора і реагуючих речовин розрізняють каталіз гомогенний (наприклад, окиснення СО

у газовій фазі в присутності пари води або окиснення сульфур (IV) оксиду киснем в присутності нітроген оксиду у газовій фазі) та гетерогенний, коли реагенти і каталізатор знаходяться у різних фазах (наприклад, окиснення сульфур (IV) оксиду киснем на платиновому або ванадієвому каталізаторі, синтез амоніаку з водню і азоту на залізному каталізаторі).

Експериментальна частина

Дослід 1. Вплив природи реагуючих речовин на швидкість реакції.

Внесіть в дві пробірки по шматочку цинку і додайте в одну з них розчин оцтової кислоти (1 моль/л), а в другу такий же об'єм розчину хлоридної кислоти (1 моль/л).

Напишіть рівняння реакції і вираз типу (4.2) для швидкості реакції.

Поясніть, чому відрізняється швидкість реакції в обох пробірках.

Дослід 2. Вплив поверхні реагуючих речовин на швидкість гетерогенної реакції.

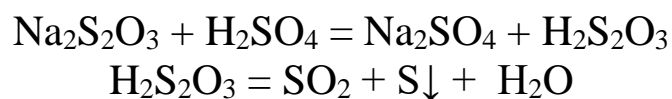
Візьміть два однакові шматочки крейди завбільшки з горошину. Один з них розтріть на порошок на фільтрувальному папері. У дві пробірки внесіть однаковий об'єм (по 10 – 15 крапель) хлоридної кислоти і одночасно додайте в одну пробірку шматочок крейди, а в другу – розтерту крейду. Визначте час, необхідний для повного “розчинення” крейди в обох випадках.

Напишіть рівняння реакції і вираз типу (4.2) для швидкості реакції.

Поясніть, чому відрізняються одне від одного значення швидкості “розчинення” крейди в цих випадках.

Дослід 3. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість гомогенної хімічної реакції.

Реакція натрій тіосульфату з сульфатною кислотою протікає за рівнянням:



Початком реакції слід вважати момент змішування розчинів, а кінцем – момент помутніння розчину внаслідок утворення нерозчинної у воді сірки.

У три сухі пробірки внесіть 1н розчин натрій тіосульфату і дистильовану воду в об'ємах, які вказані в табл. 4.1.

У три інші сухі пробірки внесіть по 3 мл 1н розчину сульфатної кислоти.

Почергово зливайте розчини натрій тіосульфату з водою та кислоти. Змішані розчини слід перемішати, щоб реакція проходила по всьому об'єму. За допомогою секундоміру виміряйте час від моменту змішування розчинів до помітного помутніння розчину.

Дані дослідження занесіть у табл. 4.1.

Таблиця 4.1

№ пробірки	Об'єм, мл			Концентр. $\frac{a}{a+b+v}$	Тривалість реакції t, с	Відносна швидкість реакції $\frac{1}{t}$
	Na ₂ S ₂ O ₃ (a)	H ₂ O (б)	H ₂ SO ₄ (в)			
1	9	0	3			
2	6	3	3			
3	3	6	3			

Напишіть вираз для швидкості реакції типу (4.1). Чому дорівнює швидкість, якщо концентрація натрій тіосульфату дорівнює нулю?

Накресліть графік залежності швидкості реакції від концентрації натрій тіосульфату. На осі абсцис відкладіть у певному масштабі відносні концентрації натрій тіосульфату, на осі ординат – відповідні значення швидкості реакції в умовних одиницях.

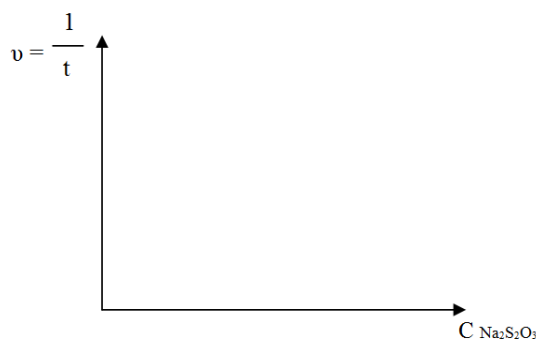
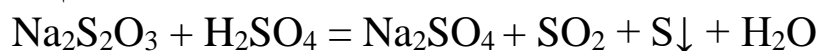


Рис.4.1. Графік залежності швидкості реакції від концентрації натрій тіосульфату.

Дослід 4. Вплив температури на швидкість реакції.

Залежність швидкості реакції від температури вивчають на прикладі реакції:



В чотири пронумеровані пробірки додайте по 3 мл розчину натрій тіосульфату, а в чотири інші (не пронумеровані) – по 3 мл розчину сульфатної кислоти.

Пробірки помістіть в склянку з водою і термометром. Через 3-5 хвилин запишіть температуру і проведіть реакцію між однією парою розчинів. За допомогою секундоміру виміряйте час від моменту змішування розчинів до помітного помутніння розчину.

Нагріванням склянки з водою або ж доливанням гарячої води підвищіть температуру на 10° і знову проведіть реакцію. Таким чином виконайте дослід при чотирьох температурах з інтервалом в 10°C .

Одержані дані занесіть в табл. 4.2.

Таблиця 4.2

№ досліду	Температура досліду, $^{\circ}\text{C}$	Тривалість реакції t, с	Відносна швидкість реакції $\frac{1}{t}$
1			
2			
3			

Накресліть графік залежності швидкості реакції від температури. На осі абсцис відкладіть у певному масштабі температуру досліду, на осі ординат – відповідні значення швидкості реакції.

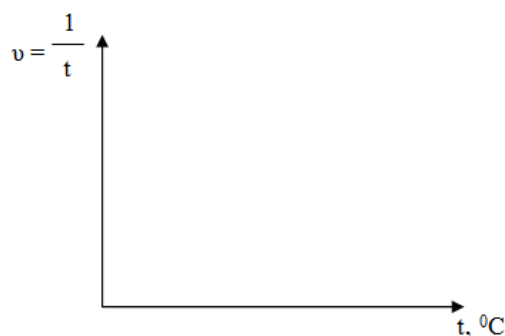


Рис.4.2. Графік залежності швидкості реакції від температури.

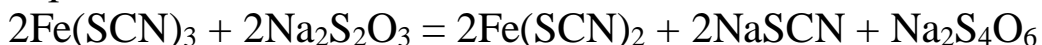
Напишіть формулу Вант-Гоффа (4.3) і розрахуйте значення температурного коефіцієнта виходячи з даних досліду.

Зробіть висновки про залежність швидкості реакції від температури.

Дослід 5. Вплив каталізатора на швидкість реакції.

а) В ступці змішайте декілька кристалів плюмбум (II) нітрату з кристалами калій іодиду, не розтираючи їх. Чи проходить реакція? Розітріть суміш товкачиком. Зміна кольору свідчить про початок реакції. Додайте краплину води. Як пояснити дію води на швидкість реакції?

б) До 3 мл розчину ферум (III) роданіду долийте 3 мл 1н розчину натрій тіосульфату і запишіть час, за який зникне колір в результаті реакції:



Проведіть таку ж реакцію в присутності п'яти, а потім 10 крапель розчину CuSO_4 . Як впливає кількість каталізатора на швидкість реакції?

в) В пробірку внесіть 10 – 15 крапель 5%-ного розчину гідроген пероксиду. Слід відмітити, що у звичайних умовах помітного розкладу його не спостерігається.

До розчину гідроген пероксиду додайте декілька кристаликів MnO_2 . Що спостерігається? Піднесіть до отвору пробірки жевріючу скіпку. Що спостерігається при цьому? Який газ виділяється?

Напишіть реакцію розкладу гідроген пероксиду і свої спостереження.

Контрольні питання і задачі

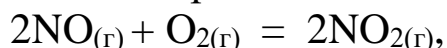
1. Вкажіть фактори, які впливають на швидкість хімічних реакцій.

2. Дайте формулювання закону діючих мас.

3. Що показує температурний коефіцієнт реакції?

4. Чому дорівнює швидкість реакції $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$, якщо концентрація речовин А і В дорівнює 2 моль/л, а $k = 1,5 \text{ л}/(\text{моль} \cdot \text{с})$?

5. Як зміниться швидкість реакції



якщо: а) збільшити тиск у системі в 3 рази;

б) зменшити об'єм системи в 3 рази;

в) збільшити концентрацію NO в 3 рази?

6. На скільки градусів треба підвищити температуру реакційного середовища, щоб швидкість реакції, що в ній перебігає, зросла у 125 разів. Температурний коефіцієнт реакції $\gamma = 3$.

Лабораторна робота № 5

Каталіз

Мета роботи – вивчення дії різних каталізаторів на швидкість хімічної реакції.

Експериментальна частина

Дослід 1. Каталітична дія іонів Купруму на швидкість реакції окиснення калій йодиду гідроген пероксидом.

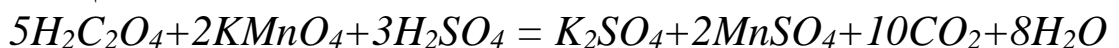
У пробірки додати по 10 мл 0,001н розчину калію йодиду і декілька крапель 0,001 н сульфатної кислоти. В одну з пробірок додати кілька крапель 1%-ного розчину купрум сульфату та перемішати розчин скляною паличкою. Потім у пробірки внести 0,2 мл 1%-ного розчину крохмалю і 1 мл розчину гідроген пероксиду. Відмітити час появи забарвлення в першій та другій пробірці.

Дослід 2. Автокаталітичне окиснення щавлевої кислоти калій перманганатом.

У 2 колби додати по 10 мл 0,2 н розчину щавлевої кислоти, долити 70 мл води, нагрітої до 70-80 °С, потім додати по 10 мл 2 н розчину сульфатної кислоти. Ретельно перемішати, струшуючи колби. В одну колбу додати щіпку (1,5 г) кристалічного манган сульфату, знову перемішати до розчинення кристалів.

В обидві колби долити по 2 мл 0,2 н розчину калій перманганату, перемішати. Відмітити швидкість знебарвлення KMnO_4 в обох колбах. MnSO_4 – каталізатор.

Оскільки манган сульфат є одним з продуктів реакції між KMnO_4 і щавлевою кислотою



то в колбі, де не додано манган сульфату, швидкість реакції зростає в міру її проходження (нагромадження каталізатора). Для підтвердження цього, в колбу без MnSO_4 додати ще 2 мл 0,2 н розчину KMnO_4 і відмітити час проходження реакції. Через деякий час дослід з додаванням калій перманганату повторити.

Контрольні питання

1. Що таке каталіз? Що таке каталізатор?
2. Які існують каталізатори? Види каталізу.

3. В чому полягає сутність каталітичних процесів?

4. В чому особливості гомогенного каталізу, гетерогенного каталізу, ферментативного каталізу?

ЛІТЕРАТУРА

1. Фізична і колоїдна хімія / за ред. В. І.Кабачного. Харків : Прапор, 2018. 368 с.
2. Буденкова Н. М., Яцков М. В. Фізична хімія та хімія силікатів : навч. посібник. Рівне : НУВГП, 2015. 188 с.
3. Самойленко С. О., Отрошко Н. О., Аксьонова О. Ф., Добровольська В. О. Фізична та колоїдна хімія. Харків : Світ Книг, 2018. 340 с.
4. Чумак В. Л., Іванов С. В., Максимюк М. Р. Колоїдна хімія : підручник. Київ : НАУ, 2017. 455 с.
5. Волошинець В. А. Фізична та колоїдна хімія : фізико-хімія дисперсних систем та полімерів. Львів : Видавництво Львівської політехніки, 2017. 200 с.

ДОДАТКИ

Додаток 1

Відносні густини та масова частка (w) розчиненого NaCl при 20°C

ρ , г/см ³	w, %	ρ , г/см ³	w, %	ρ , г/см ³	w, %
1,005	1	1,071	10	1,140	19
1,013	2	1,078	11	1,148	20
1,020	3	1,086	12	1,156	21
1,027	4	1,093	13	1,164	22
1,034	5	1,101	14	1,172	23
1,041	6	1,109	15	1,180	24
1,049	7	1,116	16	1,189	25
1,056	8	1,124	17		
1,063	9	1,132	18		

Додаток 2

Відносні густини розчинів сульфатної кислоти

ρ , г/см ³	Мас. частка H ₂ SO ₄ , %	ρ , г/см ³	Мас. частка H ₂ SO ₄ , %	ρ , г/см ³	Мас. частка H ₂ SO ₄ , %	ρ , г/см ³	Мас. частка H ₂ SO ₄ , %
1,000	0,09	1,220	29,84	1,450	55,03	1,670	74,66
1,010	1,57	1,230	31,11	1,460	55,97	1,680	75,50
1,020	3,06	1,240	32,28	1,470	56,90	1,690	76,38
1,030	4,49	1,250	33,43	1,480	57,83	1,700	77,17
1,040	5,96	1,260	34,57	1,490	58,74	1,710	78,04
1,056	7,37	1,270	35,71	1,500	59,70	1,720	78,92
1,060	8,77	1,280	36,87	1,510	60,65	1,730	79,80
1,070	10,19	1,300	39,19	1,520	61,59	1,740	80,68
1,080	11,60	1,310	40,35	1,530	62,53	1,750	81,56
1,090	12,99	1,320	41,50	1,540	63,43	1,760	82,44
1,100	14,35	1,330	42,66	1,550	64,26	1,770	83,51
1,110	15,71	1,340	43,74	1,560	65,20	1,780	84,50
1,120	17,01	1,350	44,82	1,570	66,09	1,790	85,7
1,130	18,31	1,360	45,88	1,580	66,95	1,800	86,92
1,140	19,61	1,370	46,94	1,590	67,83	1,810	88,30
1,150	20,91	1,380	48,00	1,600	68,70	1,820	90,05
1,160	22,19	1,390	49,06	1,610	69,56	1,830	92,10
1,170	23,47	1,400	50,11	1,620	70,42	1,840	95,60
,180	24,76	,410	51,15	1,630	71,27	1,8415	97,35
1,190	26,04	,420	52,15	1,640	72,12	1,840	98,72
1,200	27,32	1,430	53,11	1,650	72,96	1,839	99,12
1,210	28,58	1,440	54,07	1,660	73,81		

Навчально-методичне видання

ФІЗИЧНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ
РОЗДІЛ «РОЗЧИНИ. ХІМІЧНА КІНЕТИКА»

Методичні рекомендації

Укладач: **Качук** Дар'я Сергіївна

Формат 60x84 1/16. Ум. друк. арк. 3,0.

Тираж 16 прим. Зам. № ____

Надруковано у видавничому відділі
Миколаївського національного аграрного університету
54020, м. Миколаїв, вул. Г. Гонгадзе, 9.

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4490 від 20.02.2013 р.

