

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДВНЗ «УЖГОРОДСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»
НАВЧАЛЬНО-НАУКОВИЙ ІНСТИТУТ ХІМІЇ ТА ЕКОЛОГІЇ
Кафедра фізичної та колоїдної хімії

ГОЛУБ Н.П., КОЗЬМА А.А.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до лабораторного практикуму

З КУРСУ «ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ»

для студентів ОС «Бакалавр»

**(спеціальність 102 Хімія та
спеціальність 014.06 Середня освіта. Хімія)**

ЧАСТИНА 1

Ужгород – 2023

УДК 544(076)

Г62

Голуб Н.П., Козьма А.А. Методичні вказівки до лабораторного практикуму з курсу «Фізичної хімії» (Частина 1) для студентів ОС «Бакалавр» (спеціальність 102 Хімія та спеціальність 014.06 Середня освіта. Хімія) Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет» – Ужгород: ПП Роман О.І.- 2023. – 108 с.

Автори:

Голуб Неля Петрівна – кандидат хімічних наук, доцент, завідувач кафедри фізичної та колоїдної хімії Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет»;

Козьма Антон Антонович – кандидат хімічних наук, доцент кафедри фізичної та колоїдної хімії Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет»

Рецензенти:

Дзямко Віталій Михайлович - кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри фізичної та колоїдної хімії Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет»;

Малінін Олександр Миколайович – доктор фізико-математичних наук, професор, професор кафедри квантової електроніки фізичного факультету ДВНЗ «Ужгородський національний університет».

Рекомендовано до друку Вченою радою Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет» (Протокол №2 від 27.10.2023 р.)

© Голуб Н.П., Козьма А.А., 2023

© ДВНЗ «Ужгородський національний університет», 2023

ПЕРЕДМОВА

Студенти Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет» зі спеціальності 102 Хімія та спеціальності 014.06 Середня освіта. Хімія (ОС «Бакалавр») розпочинають вивчати курс «Фізичної хімії» після вивчення неорганічної, аналітичної та органічної хімії. Якщо завданням попередніх курсів є ознайомлення з основними законами хімії, способами одержання різних речовин та вивчення їх властивостей, вивчення складу тієї чи іншої сполуки, то головним завданням «Фізичної хімії» є дослідити хімічні та фізичні явища в їх взаємозв'язку, встановити загальні закономірності протікання цих явищ та реакцій, використовуючи фізичні методи досліджень та математичний апарат. Тому вивчення «Фізичної хімії», в якій розглядаються загальні закономірності хімічних процесів і які є теоретичною основою хімічної науки, хімічної технології та процесів живої природи, має особливо велике значення для якісної підготовки майбутніх висококваліфікованих фахівців-хіміків та вчителів хімії й екології.

Методичні вказівки до лабораторного практикуму з «Фізичної хімії» (Частина 1) написані у повній відповідності до програми курсу «Фізична хімія». В них включені лабораторні роботи по Модулях 1 і 2 (6 семестр) навчальної дисципліни по наступних темах: «Агрегатний стан речовин», «Рідини», «Поверхневі явища», «Хімічна термодинаміка», «Розчини неелектролітів», «Фазові перетворення індивідуальних речовин», «Гетерогенні рівноваги». Загалом, для зазначених шести тем програмового матеріалу з «Фізичної хімії» (Частина 1) авторами методичних вказівок підготовлено і включено 17 лабораторних робіт. До кожної теми наведено від 1 до 5 методик виконання різних експериментальних робіт. Це дозволяє викладачу урізноманітнити вибір відповідних експериментальних робіт та на належному рівні організувати індивідуальну роботу кожного студента. А також здійснювати диференційований підхід щодо навчального процесу студентів та підібрати роботи, виходячи з наявності відведеної кількості годин, згідно навчального плану відповідної спеціальності. Матеріал викладено логічно та послідовно.

Дані методичні вказівки містять єдину систематизовану структуру. Зокрема, до кожної теми спочатку наведено перелік теоретичних питань, якими повинен оволодіти студент для належного засвоєння навчального матеріалу з курсу «Фізична хімія». Далі приведені відповідні лабораторні роботи, які передбачають обов'язкове виконання експериментальних досліджень та здійснення фізико-хімічних розрахунків. Оскільки робота в лабораторії вимагає усвідомлення теоретичних положень, на яких базуються досліди, тому кожна методика лабораторної роботи по кожній

темі даних методичних вказівок розпочинається з переліку необхідного обладнання, конкретної мети роботи, конкретних завдань, які ставляться перед студентом в ході її виконання. А також наведені відповідні теоретичні відомості, в яких висвітлені базові поняття, закони та розрахункові формули. Потім слідує опис ходу практичного виконання її експериментальної частини та здійснення розрахунків. В кінці методики роботи також наведено таблиці зі всіма необхідними довідниковими даними та зразок оформлення кінцевої таблиці із одержаними експериментальними даними та результатами розрахунків на їх основі.

Одиниці вимірювання величин в даних методичних вказівках приведені в одиницях Міжнародної системи СІ. Поряд з цим, частково застосовуються позасистемні одиниці, які поширені в сучасній фізико-хімічній літературі. Тому в тексті і додатку наведені відповідні формули та коефіцієнти для перерахунків.

Самостійна робота студента над предметом є особливо ефективною, якщо знайдена зручна форма самоконтролю за розумінням і засвоєнням матеріалу, який ним вивчається. Тому дані методичні вказівки дають змогу максимально здійснювати такий контроль у вигляді відповідних питань для самоконтролю студента, приведених вкінці кожної теми. Відповідно студент має можливість самостійно перевірити власний рівень набутих знань. Без вивчення, засвоєння і здачі у формі колоквиуму зазначеного навчального матеріалу студент не допускається до виконання експериментальної частини лабораторної роботи.

Всі одержані результати та графіки студент повинен оформити у повній відповідності до прийнятих вимог, які теж наведені на початку даних методичних вказівок. У висновках лабораторної роботи студент повинен аргументувати одержані експериментальні дані і пояснити їх суть.

Розроблені методичні вказівки з «Фізичної хімії» (Частина 1) сприятимуть покращенню навчальної підготовки студентів Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет» та будуть корисними для студентів, магістрів, аспірантів, наукових співробітників, викладачів як хімічного профілю, так і суміжних з ним інших природничих спеціальностей.

ОБРОБКА ТА ОФОРМЛЕННЯ РЕЗУЛЬТАТІВ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

Оформлення звіту

При оформленні протоколу результатів лабораторного дослідження студент зобов'язаний дотримуватись певних вимог запису.

Зокрема, звіт з кожної лабораторної роботи складається за такою схемою:

1. Дата лабораторного заняття.
2. Номер протоколу лабораторної роботи.
3. Тема лабораторного заняття.
4. Назва лабораторної роботи.
5. Перелік обладнання, необхідного для виконання лабораторної роботи.
6. Мета роботи.
7. Методика виконання (записують всю послідовність проведення досліду, креслять схему установки, зазначають виведення розрахункових формул).
8. Результати дослідів і їх обробка (подають у формі таблиць, відповідних розрахунків та графіків лабораторної роботи).
9. Висновок лабораторної роботи.

Вираження результатів вимірювань у формі таблиць і графіків

Для аналізу результатів досліджень експериментальні та розрахункові величини записують у вигляді таблиці та зображають у вигляді графіків. Як правило, дослідні дані зводять у таблиці, далі записують відповідні математичні рівняння та здійснюють на їх основі розрахунки. Потім будують графіки (якщо в цьому є потреба). Далі чітко формулюють висновок роботи.

Складання таблиць

Будь-які вимірювання мають щонайменше дві змінні величини, одну з яких задають (незалежна величина – *аргумент*), а інша або інші – залежна або залежні (*функції*).

В таблицях аргумент і функції треба розміщувати по одній горизонталі, кожен в своєму стовпчику. Кожному стовпчику потрібно дати заголовок і зазначити одиниці вимірювання.

Побудова графіків

При обробці експериментальних даних широко застосовуються графічні методи, які дають наочну ілюстрацію взаємозв'язку між досліджуваними величинами.

Для графічного зображення результатів вимірювання застосовують, як правило, систему прямокутних координат. Побудова графіків здійснюється шляхом використання міліметрового паперу (за необхідності, спеціальних видів координатного паперу, наприклад логарифмічного тощо). При можливості, результати експерименту можна оформити на комп'ютері, користуючись графічними програмами.

Вибір масштабу

1. Масштаб при побудові графіків вибирають так, щоб координати будь-якої точки було легко і швидко визначити. Найзручніше вибирати такий масштаб, щоб 1 см був прийнятий за 1, 10, 100... 10^n одиниць або за одну, дві чи п'ять одиниць.

2. Масштаб треба вибирати так, щоб крива на графіку займала практично все вільне поле між координатами (віссю абсцис (x) і віссю ординат (y)). Якщо кривих декілька, масштаб необхідно розраховувати таким чином, щоб всі вони розмістилися в полі координатної системи.

3. При нанесенні масштабу слід вказувати розмірність величин.

4. При виборі шкали не обов'язково розпочинати з нульового значення. Іноді шкала може розпочинатись такими округленими значеннями, щоб всі вимірювані величини знаходились в інтервалі між цими значеннями. Точки на графіках треба наносити ретельно і чітко, позначаючи їх хрестиками або обводячи їх кружечками, квадратиками, трикутниками тощо. Точки, які належать до однієї групи вимірювань (для однієї кривої), позначають однаково, точки різних груп – по-різному. Криву через зазначені точки слід проводити так, щоб вона була плавною і проходила якомога ближче до всіх точок, але не обов'язково, щоб перетинала всі точки.

Практичні поради

Виконання кожної роботи в лабораторії проходить такі *стадії*:

1. теоретична підготовка студента до експерименту (здача колоквіуму по теоретичних питаннях даної теми та самої методики виконання лабораторної роботи);
2. підготовка об'єкта досліджень і установки до досліду та виконання самого досліду (тобто експериментальної частини лабораторної роботи);

3. теоретична обробка результатів досліджу, побудова графіків, оцінка точності результатів досліджу, формулювання висновку лабораторної роботи.

При теоретичній підготовці до виконання експерименту, заздалегідь користуючись відповідними підручниками, конспектами лекцій, потрібно:

- а) засвоїти основні теоретичні положення даної лабораторної роботи;
- б) засвоїти закони, які лежать в основі досліджуваного явища, свідомо і безпомилково їх формулювати і вміти застосовувати;
- в) добре опрацювати математичні рівняння, що дають кількісну характеристику явищ і встановлюють певний математичний зв'язок між досліджуваними величинами;
- г) вивчити будову приладів та установок, на яких доведеться виконувати експериментальне дослідження; користуючись літературними джерелами, слід навести схеми цих приладів (принцип дії), ознайомитись з ними в лабораторії, знати назву та призначення кожної деталі;
- д) готуючись до виконання роботи в лабораторії, треба якнайкраще продумати методику досліджу;
- е) заздалегідь підготувати форми таблиць, куди записуватимуться результати вимірювань під час експерименту.

ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ З «ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ» ТА ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ

Успішне виконання лабораторного практикуму можливе лише при дотриманні правил роботи в лабораторії, вимог техніки безпеки та охорони праці.

1. При всіх роботах зберігати максимальну обережність, пам'ятаючи, що неакуратність, неухважність, недостатнє ознайомлення з приладами і властивостями речовин може викликати нещасний випадок.
2. Хімічні реакції проводити тільки з такими кількостями і концентраціями кислот, в такому посуді і при таких умовах, як це зазначено в методиці лабораторної роботи (інструкції).
3. Під час роботи дотримуйтесь чистоти, тиші, порядку і правил техніки безпеки. Не займайтесь сторонніми розмовами, працюйте вдумливо, будьте обережними. Категорично забороняється відвідування студентів, які працюють в лабораторії, сторонніми особами або відволікання сторонньою роботою. Після завершення роботи приведіть робоче місце в порядок і здайте черговому по лабораторії (або лаборанту).
4. Категорично забороняється виливати в раковину залишки концентрованих кислот, лугів, неприємних на запах і вогнебезпечних органічних рідин, викидати в раковини папір, вату, сірники, виливати осадки та інші тверді речовини. Використовуйте для цього спеціально призначений посуд.
5. При нагріванні і кип'ятінні рідин у пробірці отвір спрямовуйте в протилежний бік як від того, хто працює, так і від сусідів. При цьому не заглядайте в пробірку або колбу, тому що від можливого викидання нагрітої речовини можуть бути нещасні випадки. Категорично забороняється нагрівати закупореними будь-які посудини.
6. Нагрівання легкозаймистих рідин (естер, петролейний естер, бензин, ацетон, бензен, спирт та інші) проводьте тільки на водяній бані, а не на відкритому вогні. Не можна запалювати вогонь у безпосередній близькості від цих речовин. Категорично забороняється ставити склянки з горючими і легкозаймистими речовинами поблизу запаленого пальника.
7. При роботі з кислотами твердо пам'ятайте правила змішування сульфатної (сірчаної) кислоти з водою: **сульфатну (сірчану) кислоту вливайте у воду** невеликими порціями, а не навпаки (!). Концентровані кислоти і луги не можна засмоктувати піпетками. Для цього користуйтеся гумовими грушами. Слідкуйте за тим, щоб не облили ними обличчя та одяг.

8. Щоб уникнути вибуху, обрізки металічного натрію і калію категорично забороняється викидати в раковину. Їх необхідно збирати в спеціальні склянки з гасом.
9. При роботі з лужними металами, їдкими лугами, кислотами, вибуховими речовинами або їх сумішами, а також при всіх інших роботах, пов'язаних з небезпекою для очей, одягайте захисні окуляри.
10. Жодні речовини в лабораторії не пробуйте на смак. При визначенні запаху не можна вдихати пари, які виділяються. Нюхати слід обережно, не вдихаючи глибоко, а тільки спрямовуючи до себе пари або газу легким порухом руки.
11. Категорично забороняється працювати в лабораторії самому при відсутності лаборанта, інженера або викладача.

ЛІКВІДАЦІЯ НЕЩАСНИХ ВИПАДКІВ ТА НАДАННЯ ПЕРШОЇ ДОПОМОГИ

При виникненні пожежі негайно загасіть спиртівки, газові пальники, вимкніть електричні та електронагрівальні прилади, приберіть усі горючі речовини і склянки з горючими речовинами, швидко засипте піском або накрийте вовняною ковдрою осередок пожежі. Великі осередки пожежі гасіть вогнегасником. Водюю можна гасити лабораторні меблі (столи, полиці, табуретки, шафи і т.д.). Етер, бензин, бензен, металічний натрій залити водою категорично забороняється.

Якщо на працюючому загориться одяг, негайно на нього накиньте вовняну ковдру, пальто чи піджак, дуже добре поливайте водою.

У випадку термічного опіку до ураженого місця негайно прикладіть вату, змочену етиловим спиртом, 5%-ним розчином марганцевокислого калію або 5%-ним розчином таніну, потім накладіть мокру пов'язку з такого ж розчину. При дуже сильних опіках уражене місце після обробки спиртом покрийте ватою, змоченою льняним маслом або маззю від опіків.

При опіках кислотами або їдкими лугами спочатку добре промивають обпечене місце великою кількістю води з-під крану, потім, у випадку обпечення кислотою, промивають 3%-ним розчином бікарбонату натрію, а коли потрапляє на шкіру луг – 2%-ним розчином оцтової кислоти. При сильних опіках шкіри кислотами або лугами після промивання водою накладають пов'язку, змочену розчином марганцевокислого калію або таніну, чи змащують маззю від опіків або вазеліном.

При потраплянні кислоти в очі, їх промивають великою кількістю води, а потім 3%-ним розчином бікарбонату натрію. У випадку потрапляння лугу в очі, спочатку їх промивають великою кількістю води, а потім насиченим розчином борної кислоти, після чого закачують в очі краплю рицинової олії.

При опіках шкіри бромом необхідно негайно змити бром великою кількістю води або спирту і змастити обпечене місце маззю від опіків або обтерти гліцерином. Фенол зі шкіри змивають спиртом або бензеном.

При отруєнні хлором чи бромом необхідно вдихати пари спирту або аміаку, а потім вийти на свіже повітря.

При порізах склом обов'язково виймають залишки скла з рани, змащують поранене місце 3%-ним спиртовим розчином йоду і накладають пов'язку.

У всіх випадках поранення, опіків і отруєння, після надання першої допомоги, негайно направляють потерпілого в поліклініку чи лікарню.

ТЕМА І. «АГРЕГАТНИЙ СТАН РЕЧОВИН»

Теоретичні питання:

Агрегатний стан речовин. Властивості газів у стані плазми. Природа газоподібного стану. Ідеальні та реальні гази. Основні закони ідеальних газів. Рівняння стану ідеального газу. Універсальна газова стала, її фізичний зміст. Зв'язок універсальної газової сталої з теплоємностями. Реальні гази. Аналіз рівняння стану реального газу. Діаграми стиснення ідеальних та реальних газів.

Лабораторна робота №1.

ВИЗНАЧЕННЯ ГУСТИНИ ПАРИ ТА МОЛЯРНОГО ОБ'ЄМУ РЕЧОВИНИ В ПАРОПОДІБНОМУ СТАНІ

Для роботи необхідно: прилад для випаровування і вимірювання об'єму пари досліджуваної речовини; аналітичні терези; електрична плитка; капілярні ампули, які заповнюються досліджуваною речовиною; кімнатний термометр; барометр – анероїд.

Метод визначення густини пари і молярного об'єму речовини в пароподібному стані при нормальних умовах ґрунтується на застосуванні газових законів для твердих і рідких речовин, переведених у газоподібний стан.

Для знаходження густини пари, згідно даного методу, визначають об'єм відомої маси речовини, переведеної в газоподібний стан.

Знаючи масу пари, яка при температурі T і тиску P займає об'єм V , можна розрахувати густину речовини d_o . Для цього виміряний об'єм приводять до нормальних умов, користуючись рівнянням стану ідеального газу:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_o V_o}{T_o},$$

звідки

$$V_o = \frac{PVT_o}{PT_o}.$$

При нормальних умовах розраховують густину пари досліджуваної речовини:

$$d_o = \frac{g}{V_o},$$

де g – наважка речовини, г.

T, V, P – температура, об'єм і тиск пари речовини в умовах досліду.

Користуючись рівнянням Менделєєва – Клапейрона, можна розрахувати молярну масу досліджуваної речовини:

$$M = \frac{gRT}{PV}.$$

На основі молярної маси речовини і густини її пари при нормальних умовах, обчислюють молярний об'єм речовини в пароподібному стані, згідно формули:

$$V_m = \frac{M}{d_o}.$$

Точність даного методу не перевищує 1%, оскільки при розрахунках використовують газові закони, справедливі лише для ідеальних газів. Досліджувані пари речовини дещо відхиляються від цих законів при температурах, близьких до точок кипіння досліджуваних речовин.

Хід роботи

Точно зважену кількість досліджуваної речовини (не більше 0,1–0,2 г) випаровують в спеціальному приладі 1 (рис.1) на водяній бані при температурі, яка не менше, ніж на 20 градусів перевищує температуру кипіння досліджуваної речовини. Пари досліджуваної речовини витісняють з приладу в газовимірювальну бюретку еквівалентний об'єм повітря V , тобто рівний об'єму парів досліджуваної речовини. Даний об'єм знаходиться під тиском P і кімнатній температурі T .

Таким чином, експериментально визначають не об'єм пари досліджуваної речовини, а рівний йому об'єм повітря, витісненого цими парами з приладу, причому вимірювання об'єму проводять при кімнатній температурі і атмосферному тиску.

Загальний вигляд приладу для визначення молярної маси досліджуваної речовини схематично зображений на рис.1. Він являє собою циліндричну посудину 1, до якої припаяна трубка 2. До верхньої частини приладу припаяний боковий відросток. Верхній отвір трубки під час досліду закривають гумовим корком 6. Посудину 1 занурюють в металічну баню 3, заповнену водою в такій кількості, щоб її розширена частина була повністю занурена у воді. Далі воду в металічній бані 3 нагрівають на електричній плитці до кипіння для обігріву розширеної частини посудини 1.

Якщо точка кипіння досліджуваної речовини вища 80 °С, то воду замінюють висококип'ячою рідиною. Газовимірювальна бюретка 4 за допомогою гумової трубки з'єднується одним кінцем з приладом, а другим – із зрівнювальною склянкою 5.

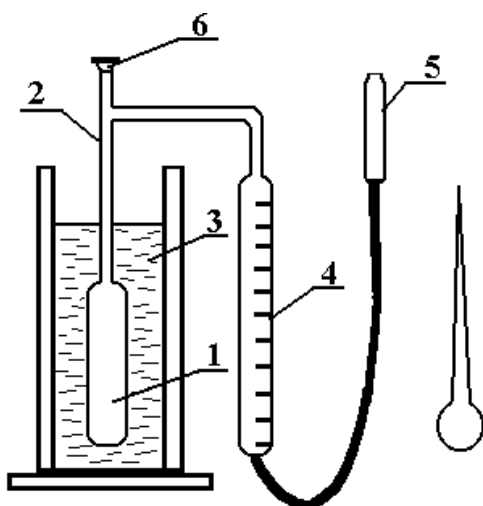


Рис. 1. Прилад для визначення молярної маси речовини.

Перед початком роботи включають електроплитку для нагрівання водяної бані.

Робота розпочинається з очищення посудини *1* від залишків і решток речовини, яку досліджували раніше, шляхом продування її повітрям.

Далі у чергового лаборанта чи інженера одержують три ампули, які зважують на аналітичних терезах з точністю до 0,0001 г, а далі їх повертають йому для заповнення ампул досліджуваною речовиною. Заповнені ампули знову зважують з попередньою точністю. Різниця у масі заповненої і порожньої ампули відповідає масі взятої для дослідження речовини.

Після інтенсивного кипіння води протягом певного часу, запаяну ампулу обережно поміщають в прилад для випаровування, попередньо встановивши за допомогою зрівнювальної склянки *5* рівень води в газовимірювальній бюретці на нульовій мітці.

Відламавши верхню частину капіляру, ампулу з досліджуваною рідиною розширеною частиною вниз вкидають через верхній отвір всередину приладу *1*, разом з відламанною частиною капіляру. Після цього швидко, старанно і герметично закривають верхній отвір приладу *1* гумовим корком *б*.

Речовина, яка містилася в ампулі, починає випаровуватись. Пара витісняє з посудини *1* у газовимірювальну бюретку *4* об'єм повітря, рівний об'єму утвореної пари досліджуваної речовини. В результаті рівень вимірювальної рідини в бюретці починає знижуватись. Коли об'єм повітря і рівень вимірювальної рідини в бюретці припиняє змінюватись, тоді це свідчить, що процес випаровування рідини повністю завершився. Тому далі для зрівноваження тиску парів рідини всередині бюретки із зовнішнім атмосферним тиском встановлюють рівні вимірювальної рідини в бюретці та у зрівнювальній склянці *5* між собою точно на одній і тій же висоті. Потім відраховують об'єм витісненого повітря, який відповідає об'єму досліджуваної рідини, переведеної в пару.

Далі визначають відповідну температуру в приміщенні за допомогою лабораторного термометра і атмосферний тиск за допомогою барометра, що знаходиться в цій же лабораторії.

Закінчивши перший дослід, приступають до аналогічного досліду з другою ампулою, а потім послідовно - до третьої. Перед кожним дослідом продувають прилад повітрям і очищають від уламків та залишків попередньої ампули, водночас не припиняючи нагрівання водяної бані на електричній плитці. Як зазначено вище, густина пари досліджуваної речовини при нормальних умовах дорівнює:

$$d_o = \frac{g}{V_o} = \frac{gP_oT}{PVT_o}. \quad (1)$$

Повітря, яке знаходиться в бюретці над водою, насичується парами води. Вимірюваний атмосферний тиск *H* зрівноважується сумою

парціального тиску P повітря, витісненого в бюретку, та пружності парів води, які насичують простір при температурі досліді:

$$H = P + h. \quad (2)$$

Також повітря, що міститься в приладі, це кімнатне повітря, відносна вологість якого в лабораторних умовах коливається в межах 50%. Для свого насичення воно потребує тільки половину максимальної кількості води, тому створений ним парціальний тиск буде дорівнювати $h/2$.

Таким чином, витіснене в бюретку напіввологе повітря, займаючи весь об'єм V при кімнатній температурі T , відповідає тиску

$$P = H - \frac{h}{2}, \quad (3)$$

де h необхідно взяти з таблиці 2, приведеної в кінці опису методики даної лабораторної роботи.

Підставляючи розраховане значення тиску P у вираз для густини пари, одержують розрахункову формулу:

$$d_o = \frac{gP_oT}{VT_o(H - h/2)} \text{ кг/м}^3. \quad (4)$$

З рівняння

$$M = \frac{gRT}{V(H - h/2)}, \quad (5)$$

де $R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$,

розраховують молярну масу досліджуваної речовини M . Знаючи d_o і молярну масу речовини, визначають молярний об'єм пари V_m досліджуваної речовини в газоподібному стані при нормальних умовах:

$$V_m = \frac{M}{d_o}. \quad (6)$$

Оскільки коефіцієнти при змінних величинах g і V

$$\frac{P_oT}{T_o(H - h/2)} \text{ і } \frac{RT}{H - h/2}$$

будуть однакові для всіх трьох вимірів, тому рекомендується, знаючи умови досліді, попередньо розрахувати значення цих коефіцієнтів і користуватися ними при розрахунках густини і молярної маси.

Після розрахунків величин M і V_m на основі одержаних експериментальних даних по всіх трьох досліді, далі знаходять середні значення відповідної молярної маси та молярного об'єму пари досліджуваної речовини.

Одержані результати експерименту та розрахункові дані записують у таблицю 1.

Таблиця 1

№ п/п	Вага порожньої ампули, 10^{-3} кг	Вага ампули з рідиною, 10^{-3} кг	Наважка рідини m , 10^{-3} кг	Об'єм V , 10^{-6} м ³	Температура T , К	Тиск по барометру H , $1,0133 \cdot 10^5$ Па	Пружність парів води h	Тиск P , $1,0133 \cdot 10^5$ Па	Густина d_0 , кг/м ³	Молярна маса M , кг/кмоль	Молярний об'єм V_m , м ³ /моль

Пружність парів води в залежності від температури наведено в таблиці 2.

Таблиця 2

Пружність парів води в залежності від температури

T, К	h	T, К	h
287,0	11,987	292,5	16,99
287,5	12,382	293,0	17,535
288,0	12,783	293,5	18,085
288,5	13,205	294,0	18,650
289,0	13,634	294,5	19,231
289,5	14,076	295,0	19,827
290,0	14,530	295,5	20,440
290,5	14,997	296,0	21,068
291,0	15,477	296,5	21,714
291,5	15,971	297,0	22,377
292,0	16,477	298,0	23,765

Лабораторна робота №2.

ДОСЛІДЖЕННЯ РІВНЯННЯ СТАНУ ІДЕАЛЬНОГО ГАЗУ

Для роботи необхідно: установка для вивчення газових законів; імерсійний термостат; лабораторний термометр.

Мета роботи: встановити взаємозв'язок між термодинамічними змінними стану газу (тиск, температура та об'єм) і визначити коефіцієнт термічного розширення та термічний коефіцієнт тиску.

Відомо, що для будь-якого газу існує взаємозв'язок між величинами тиску P , абсолютної температури T та об'ємом V у стані термодинамічної рівноваги. Функціональний зв'язок між трьома термодинамічними параметрами, або змінними стану задається рівнянням стану речовини:

$$f(P, T, V) = 0. \quad (1)$$

У випадку ідеального газу рівняння стану (рівняння Менделєєва-Клапейрона) має вигляд:

$$PV = nRT, \quad (2)$$

де n – кількість молів газу, $R = 8,31 \text{ Дж/К·моль}$ - універсальна газова стала. З рівняння (2) випливає, що при постійному тиску об'єм газу лінійно збільшується з температурою (закон Гей-Люссака), при сталому об'ємі тиск лінійно змінюється з температурою (закон Шарля-Амонтоса) та при сталій температурі тиск змінюється обернено пропорційно об'єму (закон Бойля-Маріотта).

Для реального газу аналогічні залежності між термодинамічними параметрами мають чинність лише за малих змін стану. Так при сталому тиску

$$V = V_0(1 + \alpha Q), \quad (3)$$

а при постійному об'ємі

$$P = P_0(1 + \beta Q), \quad (4)$$

де P_0 , V_0 відносяться до будь-якої реперної точки, а Q – різниця між поточною температурою газу (в $^{\circ}\text{C}$) та реперною температурою (найпростіше вважати реперною точкою умови початку експерименту).

Коефіцієнт

$$\alpha = \left(\frac{1}{V_0} \right) \cdot \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P \quad (5)$$

називають коефіцієнтом термічного розширення, а

$$\beta = \left(\frac{1}{P_0} \right) \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V \quad (6)$$

термічним коефіцієнтом тиску.

Зв'язок між зростанням тиску та відносною зміною об'єму при сталій температурі визначається ізотермічним модулем всебічної стискуванності K :

$$K(P_o) = -\left(\frac{1}{V}\right)\left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T \quad (7)$$

В формулах (4)-(6) індекси P, V та T у похідних вказують на незмінність цих параметрів при диференціюванні (часткові похідні).

Між величинами α , β та K існує зв'язок, який легко встановити, користуючись рівнянням стану. Припустимо, що ми розв'язали рівняння (1) відносно $V(P, T)$. Тоді при малих змінах стану

$$dV = \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P dT + \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T dP \quad (8)$$

або, підставляючи (5), (7)

$$dV = \left(\frac{1}{V_o}\right)(\alpha dT - K dP) \quad (9)$$

Коефіцієнт термічного тиску визначається при сталому об'ємі, тому з (9) витікає, що

$$KP_o = \alpha / \beta$$

Застосовуючи значення (5)-(7) до рівняння (2), можна впевнитись, що для ідеального газу

$$\alpha = \beta = 1/T_o, K = 1/P_o,$$

де, як і вище, T_o та P_o – абсолютна температура (в градусах Кельвіна) та тиск початку експерименту (реперні точки).

В даній лабораторній роботі слід експериментально переконатись в дієздатності законів ідеального газу для стовпчика повітря та визначити коефіцієнти: α , β та K .

Хід роботи

Установка складається з приладу для вивчення газових законів, імерсійного термостату та лабораторного термометра.

Прилад для вивчення законів (рис.1) складається з вимірювальної трубки 1, верхній кінець якої глухий, гнучкої U – подібної трубки 2 та резервуару 3, що разом з вимірювальною трубкою утворює сполучені посудини. Система заповнена ртуттю, навколо вимірювальної трубки циркулює термостатуюча рідина 4, температура якої підтримується на сталому рівні з допомогою термостату 5. Термостатуючою рідиною служить дистильована вода.

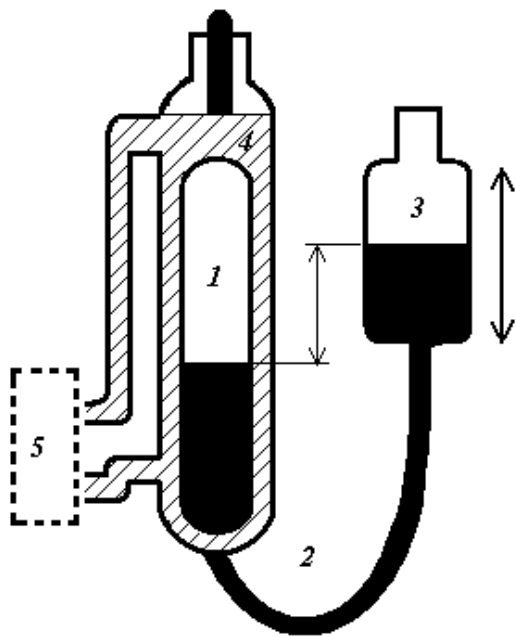


Рис. 1.

Газ, який досліджується (повітря), замикається ртуттю у вимірювальній трубці. Об'єм газу V легко розраховується за довжиною стовпчика 1, зважаючи на те, що площа поперечного перерізу трубки становить $A = 1,02 \text{ см}^2$. Резервуар може переміщуватись у вертикальному напрямку.

$$P = P_a + \Delta P$$

Зовнішній повітряний тиск вимірюють барометром. Тиск повітря в трубці вимірюють за різницею висот рівнів ртуті в трубці та резервуарі ΔP , до якої слід додати зовнішній повітряний тиск (атмосферний) P_a .

Для захисту від парів ртуті резервуар зі ртуттю закривають гумовим корком (до і після експерименту). Під час експерименту корок слід усунути, щоб уникнути похибки у визначенні зовнішнього тиску.

Перед початком роботи прочитайте методику її виконання до кінця (!).

Вимірювання повинні бути проведені не менше, ніж для десятих температур, розпочинаючи з кімнатної. Підвищення температури здійснюють за допомогою термостату. Перш, ніж ввімкнути термостат, впевніться, що нагрівач повністю занурений у воду.

Одержання даних для вивчення закону Бойля-Маріотта: для 3-4 значень температури (розпочинаючи з кімнатної температури через кожні приблизно 20 градусів) вимірюють об'єм при п'ятнадцяти значеннях зовнішнього тиску. Тиск та об'єм можна визначити з рівнів ртуті в двох колінах від верхнього кінця рейки.

Одержання даних для вивчення законів Гей-Люссака та Амонтоса (Шарля): для кожної температури знаходять значення об'єму при атмосферному тиску. Для вибраних 2-3 значень об'єму знаходять тиск.

Вивчення закону Бойля-Маріотта: аналіз здійснюють з кожним з 3-4 наборів даних. При сталій температурі залежність тиску від об'єму шукають у вигляді рівняння: $P(V) = B \cdot V^n$. Логарифмуючи обидві частини рівняння, одержують лінійну залежність: $y(x) = ax + b$, коефіцієнти якої

вивчаються за методом найменших квадратів. Зображають графіки залежності $P(V)$ та $\ln(P)$ від $\ln(V)$, знаючи показник n для кожної температури та його стандартну похибку.

Вивчення закону Гей-Люссака: будують залежність об'єму від температури при сталому (атмосферному) тиску. Залежність шукають у вигляді рівняння (3). Далі зображають графік та визначають коефіцієнт термічного розширення і його стандартну похибку за методом найменших квадратів.

Вивчення закону Шарля: для кількох значень об'єму будують залежність тиску від температури. Залежність шукають у вигляді рівняння (4). Зображають графік та визначають термічний коефіцієнт тиску і його стандартну похибку за методом найменших квадратів.

Для перевірки відповідності одержаних даних, підставляють знайдені значення термічних коефіцієнтів у формулу (9). Визначають точність вимірювання. Користуючись формулою (10), обчислюють термічні коефіцієнти ідеального газу для початкових значень температури і тиску, порівнюють зі знайденими. Чи можна вважати повітря в даному експерименті ідеальним газом (пояснити «чому»)?

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. В яких агрегатних станах може перебувати речовина? Охарактеризуйте їх, наведіть приклади.
2. Опишіть властивості газів у стані плазми.
3. Охарактеризуйте природу газоподібного стану речовини.
4. Що називається «ідеальним газом»? Які його ознаки?
5. Сформулюйте основні закони ідеальних газів, запишіть відповідні формули та зобразіть їх графічні залежності.
6. Сформулюйте основні закони ідеальних сумішей газів. Наведіть їх розрахункові формули.
7. Запишіть рівняння стану ідеального газу. Яке його практичне застосування?
8. Що таке «універсальна газова стала», який її фізичний зміст?
9. Який зв'язок універсальної газової сталої з теплоємностями речовини?
10. Що називається «реальним газом»? Які його ознаки?
11. Запишіть рівняння стану реального газу, проаналізуйте його. Що означають величини констант в ньому?
12. Зобразіть діаграми стиснення ідеальних та реальних газів та поясніть їх особливості.

ТЕМА II. «РІДИНИ»

Теоретичні питання:

Загальна характеристика рідкого стану. В'язкість і текучість рідин. Одиниці вимірювання в'язкості. Основні рівняння гідродинаміки потоку Ньютона і Пуазейля. Умови їх застосування. Фактори, що впливають на величину в'язкості. Причини відхилення від ламінарного потоку. Методи визначення в'язкості.

Лабораторна робота №3.

ВИЗНАЧЕННЯ В'ЯЗКОСТІ СИСТЕМИ ЕТИЛОВИЙ СПИРТ – ВОДА

Для роботи необхідно: суміші компонентів системи етиловий спирт – вода: 10%, 20%, 30%, 40%, 50%, 60%, 70%, 80%, 90%; індивідуальні компоненти: дист. вода (0%), етиловий спирт (100%); віскозиметр; піпетка на 5–10 мл; секундомір.

Даний метод визначення в'язкості ґрунтується на застосуванні формули, що виражає закон Пуазейля

$$Q = \frac{\pi r^4 P \cdot t}{8\eta \cdot l}, \text{ звідки } \eta = \frac{\pi r^4 P t}{8Ql},$$

де Q – об'єм рідини, що протікає за час t через капілярну трубку радіусом r і довжиною l ;

P – тиск, при якому витікає рідина;

η – коефіцієнт внутрішнього тертя (тобто в'язкість рідини).

Безпосереднє визначення абсолютного коефіцієнту внутрішнього тертя вимагає точного визначення всіх величин, які входять у формулу. Тому на практиці визначається не абсолютна величина η , а її відношення до η_{H_2O} для такого ж об'єму води, що протікає при аналогічних умовах за час t_{H_2O} . При витіканні різних рідин з одного і того ж капіляру тиск P буде величиною змінною, так як він в кожний момент рівний тиску стовпчика рідини, який ще не витік. Але закон зміни цього тиску з висотою для обох рідин буде один і той же.

Тому можна записати:

$$\frac{\eta}{\eta_{H_2O}} = \frac{\frac{\pi r^4}{8Q \cdot l} \cdot P \cdot t}{\frac{\pi r^4}{8Q \cdot l} \cdot P_{H_2O} \cdot t_{H_2O}},$$

де P , P_{H_2O} – тиск досліджуваної рідини, що витікає, і тиск стандартної рідини (дист. води) при їх однакових висотах в капілярі.

Оскільки тиски однакових стовпчиків двох рідин пропорційні їх густинам

$$\frac{P}{P_{H_2O}} = \frac{d}{d_{H_2O}},$$

тому можна записати:

$$\frac{\eta}{\eta_{H_2O}} = \frac{d \cdot t}{d_{H_2O} \cdot t_{H_2O}},$$

звідки

$$\eta = \eta_{H_2O} \cdot \frac{d \cdot t}{d_{H_2O} \cdot t_{H_2O}} \text{ Па} \cdot \text{с}.$$

Користуючись цією формулою і підставляючи значення в пуазах, можна визначити коефіцієнт в'язкості η досліджуваної рідини (або розчину). При 20 °С $\eta_{H_2O} = 0,01$ пуаз або в системі СІ $[\eta] = \text{Н} \cdot \text{с} / \text{м}^2$. Нехай умовно η_{H_2O} при кімнатних умовах дорівнює 1. Густина води також приймається рівною 1 г/см³. Значення густини суміші етиловий спирт–вода наведені в таблиці 2.

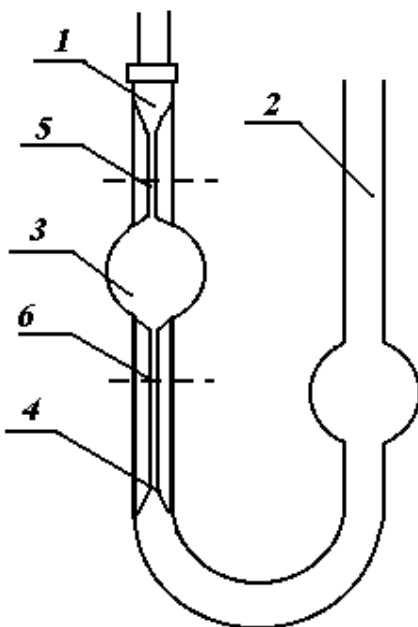


Рис.1. Віскозиметр.

Хід роботи

Практична частина роботи зводиться до визначення часу витікання спочатку дистильованої води (в якості стандартної рідини), а потім досліджуваної рідини (або розчинів).

Для визначення часу витікання рідини використовують віскозиметр, зображений на рисунку 1.

Він являє собою дві з'єднані скляні трубки 1 і 2. Трубка 1 має розширення 3, що переходить у капіляр 4. Вище і нижче розширення, тобто зверху і знизу, знаходяться мітки 5 і 6 відповідно.

Спочатку у віскозиметр через трубку 2 наливають піпеткою завжди один і той самий об'єм стандартної рідини (дистильованої води). За допомогою гумової трубки, з'єднаної з трубкою 1, втягують воду через капіляр вище мітки 5. Час, необхідний для зниження рівня води від мітки 5 до мітки 6, вимірюють секундоміром. Таке вимірювання повторюють тричі і беруть їх

середнє значення та позначають як t_{H_2O} . Далі аналогічно визначають по три рази час витікання першого досліджуваного розчину, а їх середнє значення позначають через t . (Наступні досліджувані розчини використовують в порядку збільшення їх концентрації). Одержане значення підставляють в розрахункову формулу (6) та знаходять величину в'язкості для відповідного досліджуваного розчину. Аналогічно визначають величини в'язкості для всіх інших досліджуваних розчинів.

Одержані результати дослідів записують у таблицю 1.

Далі будують графік залежності величини в'язкості від концентрації досліджуваних розчинів.

Таблиця 1

№ п/п	Назва суміші та індивідуальних компонентів	Густина, $d, \text{г/см}^3$	Час витікання $t, \text{с}$	Середнє значення часу витікання $t, \text{с}$	Значення в'язкості $\eta, \text{Н}\cdot\text{с/м}^2$

Таблиця 2

Значення густин суміші етиловий спирт - вода

Вміст етилового спирту, %	Густина $d, \text{г/см}^3$
0	1,0000
10	0,9896
20	0,9782
30	0,9655
40	0,9515
50	0,9343
60	0,9126
70	0,8871
80	0,8582
90	0,8260
100	0,7910
H ₂ O	1,0000

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Дайте загальну характеристику рідкого стану речовини та його відмінності від інших агрегатних станів.
2. Що називається «в'язкістю» та «текучістю» рідин?
3. Які одиниці вимірювання в'язкості і текучості рідин?
4. Сформулюйте основні закони гідродинаміки потоку Ньютона і Пуазейля та запишіть відповідні рівняння.
5. Охарактеризуйте умови застосування основних рівнянь гідродинаміки потоку Ньютона і Пуазейля?
6. Які фактори впливають на величину в'язкості? Поясніть їх та зобразіть відповідні графічні залежності.
7. Опишіть причини відхилення від ламінарного потоку. Наведіть приклади.
8. Які методи застосовують для визначення в'язкості? Опишіть їх, виведіть відповідні розрахункові формули.

ТЕМА ІІІ. «ПОВЕРХНЕВІ ЯВИЩА»

Теоретичні питання:

Поверхневий натяг як вільна поверхнева енергія на межі розділу двох фаз. Одиниці вимірювання поверхневого натягу. Фактори, що впливають на величину поверхневого натягу. Поверхнево-активні та поверхнево-інактивні речовини, приклади. Ізотерми поверхневого натягу. Правило Траубе – Дюкло. Рівняння Гіббса. Позитивна та негативна адсорбція. Методи визначення поверхневого натягу та закони, на яких ці методи ґрунтуються. Формула Бачинського. Парахор.

Лабораторна робота №4.

ВИЗНАЧЕННЯ ПОВЕРХНЕВОГО НАТЯГУ НА МЕЖІ РІДИНА-ПОВІТРЯ І ПАРАХОРУ ІНДИВІДУАЛЬНИХ РЕЧОВИН

Для роботи необхідні: сталагмометр; пікнометр; скляний стакан на 50 мл.

Вільна поверхнева енергія, тобто надлишок *вільної* енергії на одиницю площі поверхневого шару на межі розділу рідина – повітря, називається *поверхневим натягом*, а на межі розділу рідина – рідина – *граничним натягом* σ .

Одиницями вимірювання поверхневого натягу в сучасній Міжнародній системі одиниць СІ може бути H/m у випадку, коли його розглядають як надлишок вільної енергії поверхні розділу двох фаз, що накопичується на цій поверхні за рахунок некомпенсованих міжмолекулярних сил. А також і в $Дж/м^2$ у випадку, якщо розглядати його як роботу утворення нової одиниці площі поверхні.

Існує декілька методів визначення поверхневого натягу.

Найбільш розповсюдженим методом є сталагмометричний (метод відліку крапель).

В основі методу лежить експериментально встановлене положення, що вага краплі, яка повільно відривається під дією сили земного тяжіння від кінчика вертикальної трубки сталагмометра, буде тим більшою, чим більший поверхневий натяг рідини на межі з повітрям.

Вважається, що сила поверхневого натягу F , що діє вертикально по колу трубки, приблизно рівна $F = 2\pi r\sigma$. Вона підтримує краплю, зрівноважуючи її вагу P . У момент відриву краплі можна вважати ці сили рівними:

$$F = 2\pi r\sigma = P, (1)$$

$$P = mg, (2)$$

де F – сила поверхневого натягу; P – сила ваги краплі; σ – коефіцієнт пропорційності, який зв'язує силу поверхневого натягу з периметром (в даному випадку, з довжиною кола капіляру, з якого витікає рідина).

При $2\pi r = 0,01$ м коефіцієнт пропорційності рівний силі поверхневого натягу, тобто $F = \sigma$.

Визначення радіусу капіляру пов'язане з деякими труднощами і тому практично визначають поверхневий натяг відносно стандартної рідини з відомим поверхневим натягом. Стандартною рідиною може бути тільки така рідина, яка утворює краплі, близькі по об'єму до крапель досліджуваної рідини (або розчину).

При утворенні краплі сила поверхневого натягу досліджуваної речовини дорівнює $F = 2\pi r\sigma_o$ (якщо вимірювання проводиться в одному і тому ж сталагмометрі).

Силу поверхневого натягу визначити важко, тому при експериментальних дослідженнях визначають вагу краплі, яка в момент відриву приблизно дорівнює силі поверхневого натягу.

Сила ваги однієї краплі досліджуваної рідини становить

$$P = mg = \frac{V_p \rho g}{n}, (3)$$

де V_p – об'єм рідини, що витікає зі сталагмометра;

ρ – густина досліджуваної рідини;

n – число крапель досліджуваної рідини в об'ємі;

g – прискорення сили земного тяжіння.

Аналогічний вираз при однаковому об'ємі приладу можна записати і для стандартної рідини (наприклад, дист. H_2O)

$$P_o = \frac{V_o \rho_o g}{n_o}. (4)$$

Далі беруть співвідношення цих рівнянь

$$\frac{P}{P_o} = \frac{\frac{V_p \rho g}{n}}{\frac{V_o \rho_o g}{n_o}} = \frac{n_o \rho}{n \rho_o}. (5)$$

А так як

$$\frac{F}{F_o} = \frac{P}{P_o}, (6)$$

$$\text{тоді } \frac{\sigma}{\sigma_0} = \frac{n_0 \rho}{n \rho_0}. \quad (7)$$

Розв'язавши це рівняння відносно поверхневого натягу досліджуваної речовини, одержуємо розрахункову формулу:

$$\sigma = \sigma_0 \frac{n_0 \rho}{n \rho_0}, \quad (8)$$

де σ_0, ρ_0 – поверхневий натяг і густина стандартної рідини.

Якщо в якості стандартної рідини використовують дистильовану воду, то σ_0 при температурі досліду беруть з табл. 2, що знаходиться в кінці опису.

При дослідженні розведених розчинів (наприклад, розчини ізоамілового спирту) густину ρ також можна прийняти за 1.

Густину концентрованих розчинів хлориду натрію беруть з табл. 4, а густину дист. води в залежності від температури – з табл. 3.

При дослідженні індивідуальних (чистих) рідин їх густину необхідно визначити. Для цього n, n_0 – число крапель стандартної і досліджуваної рідини, теж визначають за допомогою сталагмометра.

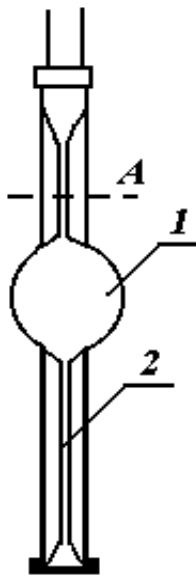


Рис. 1.

На рис.1 схематично зображений сталагмометр. Це склаєна піпетка, яка має розширену частину 1 та капіляр 2. Рідина, що витікає зі сталагмометра, набуває форми краплі, що звисає на нижньому, плоскому, добре відшліфованому кінці сталагмометра. Крапля відривається від поверхні диску в той момент, коли сила ваги її на незначну величину перевищує силу поверхневого натягу, що утримує краплю.

Визначення поверхневого натягу зводиться до відліку кількості крапель, що витікають з капіляру.

Через каучукову трубку, що знаходиться у верхній частині сталагмометра втягують рідину вище мітки А. Відлік крапель розпочинають тоді, коли нижній меніск рідини торкнеться мітки. Відраховують кількість крапель рідини від мітки до її останньої краплини.

Спочатку проводять виміри зі стандартною рідиною. Якщо це вода, то немає необхідності сушити сталагмометр при переході до водних розчинів. Після дистильованої води (як стандартної рідини), наступні визначення кількості крапель проводять, розпочинаючи з найбільш розбавлених розчинів, послідовно переходячи до більш концентрованих. Для кожного розчину визначення кількості крапель проводять не менше трьох разів і знаходять їх середню кількість крапель. На основі одержаних даних, згідно

рівняння (8), розраховують поверхневий натяг для розчинів поверхнево-активних і поверхнево-неактивних речовин. Далі будують ізотерму поверхневого натягу в координатах $\sigma = f(C)$.

Для розрахунку парахору індивідуальних рідин необхідно провести визначення їх густини і поверхневого натягу.

Густину визначають за допомогою пікнометра.

Спочатку порожній чистий і висушений пікнометр зважують, потім заповнюють його дистильованою водою до мітки і знову зважують.

На основі цих даних визначають об'єм пікнометра при температурі досліджуваної рідини:

$$V = \frac{P_1 - P_0}{d_0}$$

де P_0 – вага порожнього пікнометра в г; P_1 – вага пікнометра з водою; d_0 – густина води при даній температурі (береться з таблиці 3); V – об'єм пікнометра в $см^3$.

Після старанного промивання і висушування пікнометр заповнюють досліджуваною рідиною і зважують. Густина визначають за формулою

$$d = \frac{m}{V},$$

$$\text{де } m = P_2 - P_0$$

де P_2 – вага пікнометра, заповненого досліджуваною рідиною.

Парахор – це коефіцієнт пропорційності P в емпіричній формулі Бачинського, яка зв'язує поверхневий натяг чистої рідини σ_1 на поверхні розділу зі своєю парою і різницею густин рідини та її насиченої пари при даній температурі.

$$\sigma_1 = P_1(d_1 - d_2)^4$$

Розв'язавши це рівняння відносно парахору, віднесеного до 1 моля речовини, тобто молярного парахору одержуємо такий вираз:

$$P = P_1^{1/4} \cdot M = \frac{M \cdot \sigma^{1/4}}{d_1 - d_2}$$

де M – молярна маса досліджуваної рідини.

Таким чином, парахор – це величина, яка тісно зв'язана з молярними властивостями речовини в рідкому стані.

При температурах, далеких від критичних, густиною насиченої пари можна знехтувати і тоді парахор P рівний:

$$P = \frac{M \cdot \sigma^{1/4}}{d}$$

Цим рівнянням користуються при розрахунках молярного парахору за її експериментально визначеними величинами σ і d .

Парахор є температурним інваріантом і має адитивні властивості, тобто парахор сполуки рівний сумі атомних парахорів і парахорів окремих її зв'язків.

Знаючи структурну формулу досліджуваної речовини та її молярну масу, можна теоретично розрахувати парахор досліджуваної речовини.

Вказані властивості парахору дають можливість застосувати його в деяких випадках для визначення структури органічних сполук. При розрахунках теоретичного парахору користуються таблицями, які знаходяться в кінці опису даної методики роботи.

Результати досліду і розрахункові дані записують в табл. 1.

Вага порожнього пікнометра $P_0 =$

Вага пікнометра з водою $P_1 =$

Вага пікнометра з рідиною $P_2 =$

Об'єм пікнометра $V =$

Молярна маса індивідуальної рідини $M =$

Структурна формула досліджуваної індивідуальної рідини –

Таблиця 1

Кількість крапель		Густина, кг/м ³	Поверхневий натяг, Н/м·10 ⁻²	Парахор
Дослід	Середнє значення			
1				
2				
3				

Таблиця 2

Поверхневий натяг води в залежності від температури

T, K	Поверхневий натяг води, Н/м·10 ⁻²
273	75,64
283	74,22
293	72,75
303	71,18
313	69,56
323	67,91
333	66,18

Таблиця 3

Густина води в залежності від температури

Т, К	Густина, кг/м ³	Т, К	Густина, кг/м ³	Т, К	Густина, кг/м ³
277	1000,00	286	999,40	295	997,80
278	999,99	287	999,30	296	997,65
279	999,97	288	999,13	297	997,32
280	999,93	289	998,97	298	997,07
281	999,88	290	998,80	299	996,81
282	999,81	291	998,62	300	996,54
283	999,73	292	998,43	301	996,26
284	999,63	293	998,23	302	995,97
285	999,52	294	998,02	303	995,67

Таблиця 4

Густина розчинів NaCl при 293 К

Конц. NaCl, н.	Густина, кг/м ³
0,1	994,7
0,25	1003,1
0,5	1018,5
1,0	1032,8

Таблиця 5

Парахори атомів і зв'язків

Атом		<i>P</i>	Зв'язок	<i>P</i>
Вуглець	C	4,8	Потрійний	46,6
Водень	H	17,1	Подвійний	23,2
Азот	N	12,5	Трьохчленне кільце	16,7
Кисень	O	20,0	Чотирьохчленне кільце	11,6
Кисень у складних ефірах і кислотах (обидва атома разом)		60,0	П'ятичленне кільце	8,5
Сірка	S	48,2	Шестичленне кільце	6,1
Бром	Br	68,0	Іонний зв'язок	-1,6
Хлор	Cl	54,3		
Йод	I	81,0		
Фосфор	P	37,7		
Кремній	Si	25,0		
Ртуть	Hg	69,0		

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Дати характеристику поверхневого натягу як вільної поверхневої енергії на межі розділу двох фаз. Поясніть причини виникнення поверхневого натягу.
2. Запишіть розрахункові формули для поверхневого натягу. Які одиниці його вимірювання?
3. Опишіть фактори, що впливають на величину поверхневого натягу.
4. Що називається «поверхнево-активною речовиною»? Які особливості будови її молекул? Наведіть приклади та зобразіть відповідні ізотерми поверхневого натягу.
5. Сформулюйте правило Траубе – Дюкло. Наведіть приклади та зобразіть відповідні графічні залежності
6. Що називається «поверхнево-інактивною речовиною»? Які особливості будови її молекул? Наведіть приклади та зобразіть відповідні ізотерми поверхневого натягу.
7. Сформулюйте основні поняття сорбції, її якісні та кількісні характеристики.
8. Запишіть рівняння Гіббса, поясніть його та охарактеризуйте практичне застосування.
9. Поясніть, що таке «позитивна адсорбція»?
10. В чому суть «негативної адсорбції»?
11. Які методи визначення поверхневого натягу? Опишіть їх суть.
12. На яких законах ці методи ґрунтуються? Запишіть відповідні розрахункові формули для визначення поверхневого натягу
13. Напишіть формулу Бачинського та поясніть відповідні величини в ньому.
14. Що таке «парахор»? Як визначити його величину теоретично та експериментальним шляхом?

ТЕМА IV. «ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА»

Теоретичні питання:

Термодинаміка, її зміст, основні поняття. Термодинамічна система. Параметри стану системи. Внутрішня енергія та ентальпія. Теплота та робота. Теплоємність речовин. I закон термодинаміки, висновки з нього. Оборотної та необоротні, рівноважні та нерівноважні процеси. Робота різних процесів. Теплові ефекти хімічних реакцій. Закон Гесса, висновки з нього. Залежність теплового ефекту хімічних реакцій від температури. Формули Кірхгофа. II закон термодинаміки, його формулювання та аналітичний вираз. Доведення існування ентропії за допомогою циклу Карно. Об'єднане начало термодинаміки. Статистичний характер II начала термодинаміки. Методи розрахунку ентропії. Постулат Планка. Абсолютне значення ентропії. III закон термодинаміки та існування природного начала відліку температур. Характеристичні функції та термодинамічні потенціали. Диференціальні рівняння для термодинамічних потенціалів та зв'язок їх частинних похідних з параметрами стану системи. Загальні умови рівноваги, їх вираження через характеристичні функції. Рівняння максимальної роботи Гіббса-Гельмгольца. Рівняння з калоричними коефіцієнтами.

Лабораторна робота №5.

ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОТИ ЗГОРАННЯ РЕЧОВИН ЗА ДОПОМОГОЮ КАЛОРИМЕТРА ЮНКЕРСА

Для роботи необхідно: калориметр Юнкерса; сухий спирт; контактний термометр; барометр; технічні терези; мірний циліндр на 1 – 2 л; секундомір.

Мета роботи – визначення теплотворної здатності твердих, рідких і газоподібних горючих речовин. Для цього застосовують калориметр системи Юнкерса, так званий ручний калориметр, який зображений на рис.1.

В ньому можуть згорати гази (метан, етан, пропан, бутан), рідкі речовини (спирти) та тверді речовини (цукор, сухий спирт тощо). В кожному випадку на вході калориметра робиться спеціальний пристрій, за допомогою якого спалюють речовину: чи то в газовій горілці (як показано на рисунку 1), або в спиртівці (рідкі речовини), або на спеціальній підставці спалюють тверді речовини (їх розміщують на металевій сіточці, вкритій азбестом). В залежності від агрегатного стану речовини, калорійність якої визначають, теплотворну здатність відносять або до

одиниці об'єму (газуваті речовини), або до одиниці маси (рідкі і тверді речовини). Кількість спаленого газу вимірюють за допомогою газового лічильника, тоді як кількість рідини чи твердої речовини, яка згоріла під час досліду, визначають по різниці маси на початку і кінці досліду. В останньому випадку спиртівку зважують до досліду і після досліду (разом зі спиртом) і знаходять різницю маси рідкого спирту, що випарувався і згорів. У випадку твердої речовини (сухий спирт) декілька кубиків речовини зважують перед дослідом, потім їх вміщують на підставку біля входу у калориметр і підпалюють. Через певний час гасять полум'я і після охолодження залишкової маси сухого спирту її зважують. По різниці маси визначають масу сухого спирту, який згорів під час досліду (саме в процесі нагрівання 1 кг води до певної температури).

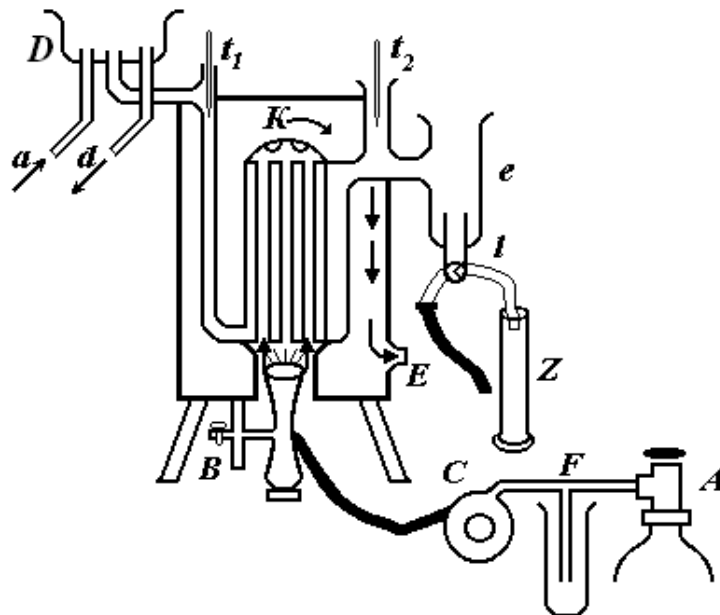


Рис.1. Калориметр Юнкерса.

Розрізняють вищу і нижчу теплотворну здатність палива. Вища теплотворна здатність – це та кількість тепла, яка виділяється при згоранні органічної речовини з утворенням рідкої води (тобто враховується і та теплота, яка виділяється при конденсації води).

Нижча теплотворна здатність речовини – це теплота згорання з утворенням пароподібної води (коли частина теплоти виноситься з продуктами горіння у вигляді водяної пари).

Метою даної роботи є визначення вищої теплотворної здатності речовини. Визначення теплотворної здатності твердих і рідких речовин проводять у калориметричній бомбі при сталому об'ємі, тоді як визначення теплотворної здатності газоподібних речовин проводять у калориметрі Юнкерса при сталому тиску. Але цей калориметр може бути використаний

і для вимірювання калорійності твердих і рідких речовин, якщо його трохи переобладнати.

Принцип роботи такої установки наступний: газ із балону поступає в прилад *C*, звідки проходить у пальник, закріплений у нижній частині калориметра *K*, де і згорає. У випадку твердих речовин замість горілки розміщують спеціальну підставку, на якій розташовують досліджувану речовину (сухий спирт). Протягом всього досліду через калориметр циркулює вода. Із крана через трубку *a* вода направляється в чашку *D*, звідки під деяким сталим тиском поступає в середину калориметра, виходить в чашку *e* і через кран *l* може відводитись у відлив або мірний циліндр. Надлишок води з чашки *D* відводиться за допомогою трубки *d* теж у відлив.

Продукти горіння піднімаються по трубках, які є в корпусі калориметра, і віддають тепло циркулюючій воді. Внаслідок цього температура води, яка проходить через калориметр, підвищується. Охоложені продукти горіння спускаються вниз і виходять через відвідну трубку *E*. Температура вхідної і вихідної води вимірюється з допомогою термометрів t_1 і t_2 .

Для правильної роботи установки важливо, щоб вона знаходилась у вертикальному положенні. Це контролюється за рівнем, який знаходиться на зовнішній стінці калориметра.

Масу речовини, яка спалюється, визначають по різниці початкової m_0 і кінцевої маси палива m_1 : $\Delta m = m_0 - m_1$.

Хід роботи

Відкриванням водопровідного крана пускають воду в калориметр. Користуючись міткою на крані *l*, повертають його так, щоб, виходячи із калориметра, вода попадала у відлив.

Підпалюють сухий спирт (незважений) і протягом 10–15 хвилин домагаються сталості температур вхідної і вихідної води, весь час спостерігаючи за горінням сухого спирту. Температуру вхідної і вихідної води спостерігають на обох термометрах і записують її покази через кожну хвилину (протягом 5 хвилин). З одержаних даних знаходять середні температури окремо вхідної та вихідної води. Після стабілізації температури холодної та нагрітої води під калориметром запалюють саме зважений сухий спирт. Потім швидко повертають головку крана так, щоб вода витікала в циліндр *Z* ємністю 1 літр. Коли в циліндр витече рівно 1 літр води, кран перекривають. По масі сухого спирту, що згорів при нагріванні саме 1 л води та по масі води, що була набрана в циліндр (1000 г), і різниці в показниках термометра розраховують теплотворну здатність речовини. Для розрахунків необхідно знати також і барометричний тиск, пружність парів води при заданій температурі та кімнатну температуру.

Кількість тепла (в Дж), яке було затрачено на нагрівання води при згоранні відповідної маси палива, розраховують по формулі

$$g = cm(T_2 - T_1),$$

де m – маса води, г; c – теплоємність води, Дж/г; T_1 – температура води на вході калориметра, К; T_2 – температура води на виході з калориметра, К.

Калорійність сухого спирту, розраховану на 1 кг палива, розраховують за формулою

$$Q = \frac{g}{\Delta m} 10^3.$$

Дослід проводять при різній швидкості протікання води і розраховують середнє значення теплотворної здатності сухого спирту. Режим роботи вказується керівником заняття. Одержані результати записують в табл.1:

$m =$

$g =$

$H =$

$h =$

$T, K =$

$Q =$

Таблиця 1

Початкова маса m_0 , г	Кінцева маса m_t , г	Δm , г	Температура води t , °C		Середня темпе- ратура води t , °C	
			яка заходить	яка виходить	яка заходить	яка виходить

Пружність парів води в залежності від температури наведена в табл. 2.

Таблиця 2

T, К	h, мм рт.ст.	T, К	h, мм рт.ст.
287,0	11,987	292,5	16,99
287,5	12,382	293,0	17,535
288,0	12,783	293,5	18,085
288,5	13,205	294,0	18,650
289,0	13,634	294,5	19,231
289,5	14,076	295,0	19,827
290,0	14,530	295,5	20,440

290,5	14,997	296,0	21,068
291,0	15,477	296,5	21,714
291,5	15,971	297,0	22,377
292,0	16,477	298,0	23,765

Лабораторна робота №6.
ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОТИ РОЗЧИНЕННЯ І ТЕПЛОТИ
ГІДРАТАЦІЇ СОЛІ

Для роботи необхідно: калориметр; термометр Бекмана; мішалка; пробірка для солі; дистильована вода; секундомір; сіль для розчинення; джерело струму; амперметр; вольтметр; електрообігрівач.

Мета роботи:

1. Визначення теплоємності калориметричної системи методом електрообігріву.
2. Визначення питомої теплоємності розчинення солі.
3. Визначення інтегральної теплоти розчинення, тобто теплового ефекту розчинення одного моля солі в такій кількості розчинника, коли Q буде постійним – $Q_{\text{інт}}$.
4. Визначення теплоти гідратації солі – питомої і віднесеної до одного моля солі.

Тепловий ефект розчинення солі в великій кількості води дорівнює двом тепловим ефектам: зміні теплоємності солі при руйнуванні кристалічної ґратки Q_1 , що зв'язано з поглинанням тепла і зміною теплоємності при розчиненні частинок у розчиннику, що зв'язано з виділенням тепла Q_2 :

$$Q = Q_1 + Q_2.$$

В залежності від співвідношення величин відповідних ефектів, тепловий ефект розчинення може мати додатне або від'ємне значення. Тепловий ефект розчинення солей у воді здебільшого ендотермічний, тобто процес розчинення супроводжується поглинанням тепла і температура розчину знижується. Дуже рідко спостерігається екзотермічний тепловий ефект. Теплота розчинення досліджуваної солі в заданому розчиннику може змінюватися, якщо змінювати кількість взятої солі і розчинника.

Визначивши теплоти розчинення солей, можна визначити і теплоту гідратації солі. **Теплотою гідратації** називають кількість тепла, яку система повинна одержати для утворення одного грам-моля твердого кристалогідрату з твердої безводної солі і відповідної кількості води. Якщо визначити послідовно тепловий ефект розчинення твердої безводної солі і тепловий ефект розчинення кристалогідрату, то з їх різниці можна знайти теплоту гідратації солі

$$Q_{\text{гдр.}} = Q_{\text{Б.}} - Q_{\text{К.}},$$

$Q_{\text{Б.}}$ – тепловий ефект розчинення безводної солі;

Q_k – тепловий ефект розчинення кристалогідрату з молекули води.

Для визначення теплоти розчинення користуються калориметром з електрообігрівачем. При визначенні теплоємності системи виходять з того, що системі надають певну кількість тепла електрообігрівом $Q_{теор}$ і відраховують відповідну зміну температури Δt .

Хід роботи

Для проведення експерименту складають прилад (калориметр) (рис.1). В стакан поміщають 300 г дистильованої води (тобто наливають 300 мл, враховуючи, що густина води при температурі досліду приблизно дорівнює 1). Стакан з мішалкою ставлять у калориметр і закривають кришкою. На кришці калориметру закріплена спіраль для обігріву. Зважують певну кількість солі (на технічних терезах), висипають її в суху пробірку і вставляють у калориметр через отвір на кришці, щоб сіль прийняла температуру калориметричної установки. (Сіль і наважка солі вказується керівником заняття). Коли калориметрична установка зібрана, починають налагоджувати термометр Бекмана. Термометр занурюють у воду через отвір на кришці і спостерігають за рівнем ртуті в капілярі. Рівень ртуті повинен знаходитись у нижній частині шкали. (Термометр не повинен торкатись спіралі, стінок стакану, пробірки і мішалки). Якщо рівень ртуті вищий одного градуса або весь капіляр заповнений ртуттю, то це означає, що її багато в нижньому резервуарі і надлишок її необхідно перелити у верхній резервуар.

Для цього термометр ставлять похило, щоб нижній резервуар знаходився вище верхнього, і трошки підігривають (торкнувшись рукою нижнього резервуару). Коли частина ртуті перейде у верхній резервуар, стовпчик ртуті розривають. Для цього затискають нижній кінець термометра в руці і легким постукуванням руки по столу розривають ртуть у капілярі. Переливання роблять до тих пір, поки при даних умовах ртуть не зупиниться в середині шкали термометра Бекмана. Якщо ртуть знаходиться нижче поділок шкали або зовсім не заповнює капіляр, це означає, що при даних умовах ртуті недостатньо і її потрібно перелити із верхнього в нижній резервуар. Тоді швидко

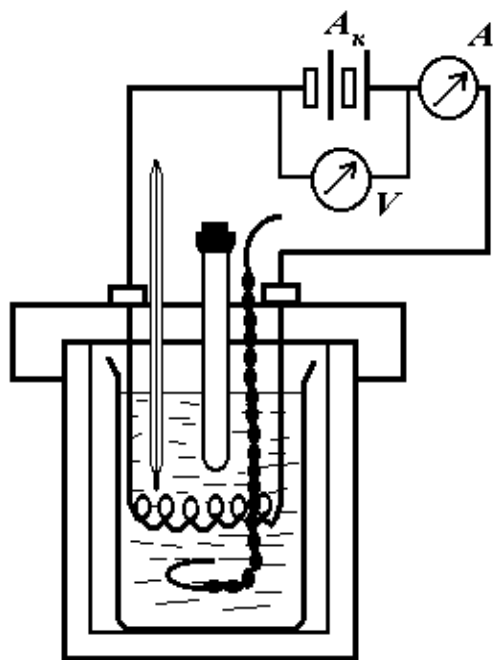


Рис.1.

перевертають термометр верхнім резервуаром вниз і з'єднують ртуть. Потім обережно перевертають термометр, тримаючи його похило так, щоб запасний резервуар знаходився вище основного. Коли необхідна кількість ртуті перейде з верхнього резервуару в нижній, стовпчик ртуті розривають, як вказано вище.

Налагоджений термометр вставляють у прилад і приступають до складання електричної схеми (рис. 1). Джерело струму включається тільки після перевірки електричної схеми керівником занять.

Після цього приступають до виконання експерименту. Перемішуючи рідину в калориметрі, включають секундомір та розпочинають відлік температури по термометру Бекмана. Температура змінюється внаслідок теплообміну із зовнішнім середовищем. Відлік ведуть кожні півхвилини протягом 5 хвилин – це *початковий період*. Записавши час і покази термометра останнього відліку початкового періоду, далі включають струм на 3 хвилини і продовжують відлік температури через кожні півхвилини. При цьому для рівномірного обігріву води в стакані проводять її перемішування. Розпочинаючи з моменту включення струму, проходить нерівномірною зміна температури - це *основний (головний) період*. Далі струм відключають і рівномірне падіння температури при цьому фіксують протягом наступних 5 хвилин (через кожні півхвилини) – це *кінцевий (заклучний) період*.

Вмикання і вимикання струму проводять три рази і кожного разу записують покази приладів. Після третього вимикання струму, продовжуючи відлік температури, швидко висипають сіль з пробірки в стакан з водою і енергійно перемішують. При цьому сіль буде швидко розчинятись. Для більш точного визначення Δt нагрівання і Δt розчинення, результати трьох періодів і чотирьох циклів безперервного відліку зміни

температури з часом (три цикли і один розчинення солі) наносяться на (рис. 2).

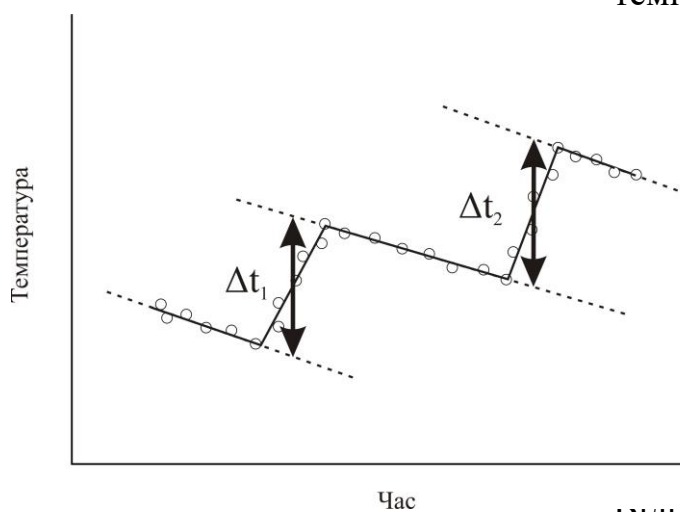


Рис. 2.

для всіх циклів дослідів.

По осі абсцис відкладають час, по осі ординат – температуру (тобто покази термометра Бекмана). Прямі початкового і кінцевого періодів екстрапольують, тобто продовжують до середини діаграми. Від кожного часу головного періоду ділять перпендикуляр і з цієї точки проводять пряму, перпендикулярну осі ординат до перетину з екстрапольованими прямими.

Відстань між двома точками перетину відповідає підвищенню температури Δt для даного циклу. Аналогічно знаходять Δt

Дійсну температуру $\Delta t_{\text{нагр.}}$ знаходять як середнє арифметичне

$$\Delta t = \frac{\Delta t_1 + \Delta t_2 + \Delta t_3}{3}.$$

Величину Δt розчинення солі визначають аналогічно. Якщо після нагрівання на шкалі термометра далі не можна заміряти зміну температури розчинення солі, то дослід після нагрівання зупиняють. Термометр налагоджують на відповідні поділки шкали і проводять цикл розчинення солі.

Знаючи Δt нагрівання, розраховують кількість тепла, яка одержана водою під час її нагрівання

$$Q_{\text{екс.}} = cm \cdot \Delta t_{\text{нагр.}},$$

де c – питома теплоємність води, яку приймають за одиницю;

m – маса води (яка відповідає її об'єму 300 мл), тобто 300 г.

Підставляючи ці значення, одержимо

$$Q_{\text{екс.}} = 300 \cdot \Delta t_{\text{нагр.}}.$$

Ця кількість тепла менша за $Q_{\text{теор.}}$, у зв'язку з поглинанням тепла системою. $Q_{\text{теор.}}$ можна розрахувати, виходячи із закону Джоуля – Ленца.

$$Q_{\text{теор.}} = I \cdot U \cdot t \text{ (Дж)}.$$

Вимірюючи силу струму I в амперах, напругу U – у вольтах, а час проходження струму t – в секундах, визначають кількість тепла в Джоулях.

Від розрахованої теоретичної кількості тепла віднімають кількість тепла, що одержана експериментально, і різницю перераховують на 1 К. Це і буде кількість тепла, яка поглинається всіма частинами калориметру – C_k .

Розраховують її, виходячи з пропорції

$$\Delta t_{\text{нагр.}} - (Q_{\text{теор.}} - Q_{\text{експ.}}),$$

$$1 \text{ К} - C_k,$$

$$C_k = \frac{Q_{\text{теор.}} - Q_{\text{експ.}}}{\Delta t_{\text{нагр.}}}.$$

Загальна теплоємність системи дорівнює:

$$C_{\text{сист.}} = C_{\text{рід.}} + C_k,$$

де $C_{\text{рід.}}$ – теплоємність калориметричної рідини, яка дорівнює:

$$C_{\text{рід.}} = cm \cdot 1 \text{ К},$$

C – питома теплоємність розчину, приблизно дорівнює одиниці.

Масу розчину приймають рівною об'єму 300 мл, тобто 300 г.

Тоді C_{pid} можна прийняти рівною 1293,6 Дж, отже

$$C_{сист.} = 1293,6 + C_{к.}$$

Визначивши по графіку $\Delta t_{розч.}$ і розрахувавши теплоємність калориметричної системи, знаходять тепловий ефект розчинення взятої наважки солі:

$$Q_{розч.} = C_{сист.} \cdot \Delta t_{розч.}$$

Тепловий ефект розчинення, віднесений до одного грама розчиненої речовини, відповідає питомій теплоті розчинення:

$$Q_{пит.} = Q_{розч.} / g,$$

де g – наважка солі, г.

Молярна теплота розчинення солі дорівнює:

$$Q_M = Q_{пит.} \cdot M,$$

де M – молярна маса солі, г/моль.

Для визначення молярної теплоти гідратації знаходять молярну теплоту розчинення безводної солі і кристалогідрату цієї солі. Різниця одержаних молярних теплот і буде теплою гідратації

$$Q_{гидр.} = Q_{мб.} - Q_{мк.}$$

Кристалогідрат розчиняють не в 0,3 кг води, а в кількості, меншій на величину, яка міститься в наважці самого кристалогідрату.

Правильність результатів роботи перевіряється керівником занять.

Результати досліду записують у табл. 1 і 2:

Таблиця 1

Наважка б/в солі, 10^{-3} кг	Мол. маса б/в солі, кг/кмоль	Наважка кристалогідрату, 10^{-3} кг	Мол. маса кристалогідрату, кг/кмоль	Об'єм розчинника, 10^{-6} м ³	Сила струму, А	Напруга, В	Час, за який проходить струм, с	Q теоретичне, Дж	Зміна температури при нагріванні, К	Середнє значення зміни температури, К	Q практичне, Дж	Теплоємність калометр. сист., Дж
					$I_1=$ $I_2=$ $I_3=$ $I_{сер}=$	$U_1=$ $U_2=$ $U_3=$ $U_{сер}=$	$t_1=$ $t_2=$ $t_3=$		$\Delta t_1=$ $\Delta t_2=$ $\Delta t_3=$			

Таблиця 2

Зміна температури при розчиненні, К		Теплота розчинення, Дж						Теплота гідратації, Дж		
		б/в солі			кристалогідрату					
б/в солі	кристалогідрату	Q	Q_T	Q_M	Q	Q_T	Q_M	Q	Q_T	Q_M

Лабораторна робота №7. ВИЗНАЧЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ (НОРМАЛЬНОСТІ) СИЛЬНОЇ КИСЛОТИ ПРИ НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ ЇЇ СИЛЬНИМ ЛУГОМ

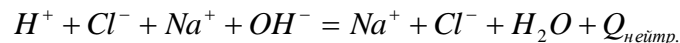
Для роботи необхідно: калориметр; термометр Бекмана; посудина для кислоти; мішалка; розчин кислоти 0,2N; розчин лугу 0,2N; дистильована вода; секундомір; розчини невідомої кислоти; стакан на 500 мл.

Мета роботи:

1. Ознайомлення з методами визначення теплоємності калориметричної системи
2. Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації кислоти лугом
3. Визначення теплового ефекту розведення
4. Обчислення концентрації кислоти по теплоті нейтралізації.

Відомо, що при нейтралізації одного грам-еквіваленту будь-якої сильної кислоти сильним лугом у розведених розчинах виділяється 137000 калорій тепла. Сталість теплот нейтралізації для вказаних кислот і лугів пояснюється тим, що в розведених розчинах реакція нейтралізації зводиться лише до утворення води з іонів H^+ , OH^- .

Наприклад:



або



Тобто, незалежно від природи аніона кислоти і катіона лугу, процес проходить з утворенням молекул води з іонів.

При нейтралізації слабої кислоти сильним лугом або навпаки, тепловий ефект реакції залежить від природи речовин, які вступають в реакцію. Ступінь дисоціації таких кислот і лугів незначна, тому процес нейтралізації супроводжується одноразово процесом дисоціації слабої кислоти або лугу на іони.

Так як тепловий ефект дисоціації може бути додатнім або від'ємним, тому сумарний ефект реакції буде більший або менший, ніж 13700 калорій.

Розпочинають роботу з визначення теплоємності калориметричної системи, яка залежить від теплоємності рідини, що знаходиться в калориметрі (кислота і луг) та від теплоємності складових частин калориметра (калориметр, мішалка, посудина для кислоти, термометр). Теплоємність калориметричної системи дорівнює:

$$C_{сист.} = AC_1 + C$$

де $C_{сист.}$ – теплоємність системи; A – вага калориметричної рідини; C_1 – питома теплоємність рідини; C – теплоємність калориметричної системи без рідини.

Тепловий ефект реакції нейтралізації, яку проводимо в даному калориметрі дорівнює:

$$Q = \Delta t \cdot C_{\text{сист.}}$$

де Δt - зміна температури калориметричної рідини під час досліду. У нашому випадку підвищення температури відбувається за рахунок теплоти, яка виділяється при нейтралізації. $C_{\text{сист.}}$ – кількість тепла, необхідна для нагрівання калориметричної системи на 1°C .

Отже, щоб знайти тепловий ефект реакції, потрібно визначити теплоємність системи і відповідне значення Δt .

Хід роботи

Практична частина роботи зводиться до визначення величини Δt . При визначенні теплоємності системи виходять з того, що до системи підводять певну кількість тепла (проводять реакцію нейтралізації і розведення $\text{HCl } 0,2 \text{ N}$, $\text{NaOH } 0,1 \text{ N}$) та фіксують зміну температури Δt , що відбулась при цьому.

Цей метод в умовах лабораторії є найбільш доцільним.

Тому, якщо для нейтралізації взяти певну кількість сильної кислоти точно визначеної концентрації і сильного лугу, то одержимо певний тепловий ефект. Даний тепловий ефект буде меншим за теоретично розрахований, в зв'язку з тим, що частина тепла, яка виділяється, йде на теплообмін із зовнішнім середовищем.

Різниця між кількістю теплоти, розрахованою теоретично та одержаною при проведенні досліду, виражає собою теплоту, поглинену системою при нагріванні її на величину Δt .

Щоб розрахувати теплоємність системи, необхідно одержану різницю теплот перерахувати на один градус Цельсія. Таким чином для визначення теплоємності системи потрібно зробити наступне:

- провести в калориметрі реакцію нейтралізації $150 \text{ мл } 0,1 \text{ N NaOH}$ і $75 \text{ мл } 0,2 \text{ N HCl}$;
- провести процес розведення кислоти розчином лугу;
- знайти по графіку $\Delta t_{\text{нейтр.}}$ і $\Delta t_{\text{розв.}}$.
- розрахувати кількість теплоти, яка виділяється під час реакції; вона дорівнює добутку $\Delta t_{\text{нейтр.}}$ на кількість мл рідини, яка приймає участь у нейтралізації

$$Q_{\text{нейтр.}} = V_{\text{рід.}} \cdot \Delta t_{\text{нейтр.}}$$

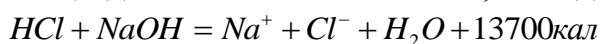
- розрахувати теплоту розведення кислоти розчином лугу; вона дорівнює $\Delta t_{\text{розв.}}$ помножене на кількість мл рідини, що приймає участь в реакції:

$$Q_{\text{розв.}} = V_{\text{рід.}} \cdot \Delta t_{\text{розв.}}$$

Питома теплоємність розчинів приймається за одиницю тому, що розчини концентрації

$$Q_{\text{експ.}} = Q_{\text{нейтр.}} - Q_{\text{розв.}} = V_{\text{рід.}} (\Delta t_{\text{нейтр.}} - \Delta t_{\text{розв.}})$$

- розрахувати кількість тепла, яка повинна виділитись при нейтралізації даної кількості кислоти, виходячи з рівняння:



$$Q_{\text{теор.}} = \frac{0,0365 \cdot 0,2 \cdot 75 \cdot 13700}{36,5} = 205,5 \text{ кал}$$

- від кількості теплоти, розрахованої теоретично, віднімають кількість тепла, одержану практично; ця різниця дає кількість тепла, що затрачається на теплообмін з навколишнім середовищем

$$Q_{\text{погл.}} = Q_{\text{теор.}} - Q_{\text{пр.}} = 205,5 \text{ кал} - Q_{\text{пр.}}$$

- різницю перераховують на 1°C для одержання теплоємності системи, крім теплоємності рідини

$$\Delta t - (Q_{\text{теор.}} - Q_{\text{пр.}}) \\ 1^\circ - C$$

тоді

$$C = \frac{Q_{\text{теор.}} - Q_{\text{пр.}}}{\Delta t}$$

де C – теплоємність калориметричної системи без рідини;

$C_{\text{сист.}}$ – теплоємність всіх частин системи, враховуючи і теплоємність рідини, яка дорівнює

$$C_{\text{сист.}} = V_{\text{рід.}} C_1 + C$$

Теплоємність калориметричної рідини приймається за величину, рівну об'єму рідини, оскільки питома теплоємність рідини вважається рівною одиниці.

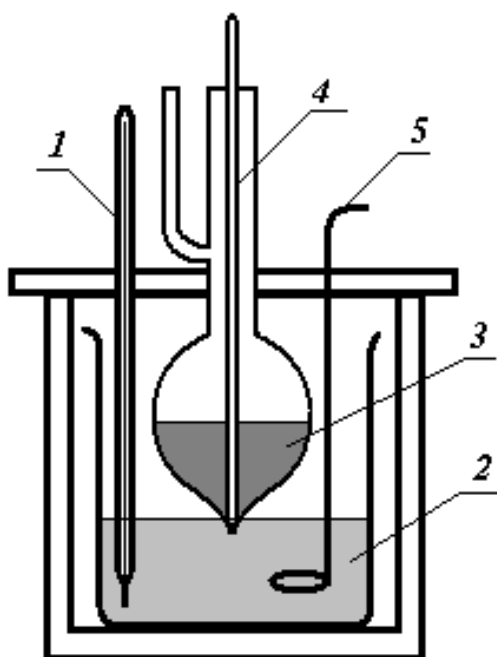


Рис. 1.

Хід роботи

Реакцію нейтралізації проводять наступним чином: у скляний стакан, який знаходиться в калориметрі, заливають потрібну кількість лугу, вставляють туди посудину з необхідною кількістю кислоти, мішалку і термометр Бекмана, як зображено на рис.1.

По лугу, який залитий в калориметр, встановлюють термометр Бекмана так, щоб ртуть знаходилась в нижній частині шкали, тому що при реакції нейтралізації слід чекати підвищення температури. Методику встановлення термометра Бекмана приведено в роботі «Визначення теплоти розчинення і теплоти гідратації солі».

Щоб термометр нагрівся до температури зовнішнього середовища, зібрану установку залишають на 5-10 хв. Тільки після цього розпочинають вести відлік температури по термометру, записуючи покази через кожні півхвилини. Щоб розрахувати теплообмін калориметра із зовнішнім середовищем і визначити дійсну зміну температури за час процесу, весь калориметричний дослід ділиться на три періоди:

1. *Початковий період*, який продовжується 5 хв (10 відліків постійного значення температури або рівномірної зміни її).
2. *Головний (основний) період*, тобто час проходження реакції нейтралізації в калориметрі.
3. *Заключний період*, який продовжується 5 хв (10 відліків постійного значення температури або рівномірної зміни її).

Коли в початковому періоді зроблено 10 відліків рівномірної зміни температури, проводимо реакцію нейтралізації. Для цього скляну паличку 4, яка служить затвором у посудині 3 для кислоти, виймають і дають витекти всій кислоті в стакан з лугом. Розчин енергійно перемішують. Як і в початковому періоді, продовжують запис показів термометра. За кінець головного і початок заключного періоду приймають перший відлік рівномірної зміни температури, яка знову встановлюється. В заключному періоді, як і в початковому, теж роблять 10 відліків температури (протягом 5 хв).

При вливанні розчину кислоти в розчин лугу, крім реакції нейтралізації, також одночасно проходить і процес розведення кислоти при вливанні її в розчин лугу і розведення лугу за рахунок кислоти. Так як об'єм лугу великий і мало змінюється при вливанні в нього кислоти, цей процес розведення лугу не враховується. Проте процес розведення кислоти лугом потрібно врахувати. Ефект, який при цьому одержуються, можна визначити, якщо вливати даний об'єм кислоти в об'єм чистої води (дист. H_2O), рівний об'єму розчину лугу. Практично це робиться так, як описано для реакції нейтралізації. При цьому ефект нейтралізації виключається і зміна температури характеризує тільки ефект розведення.

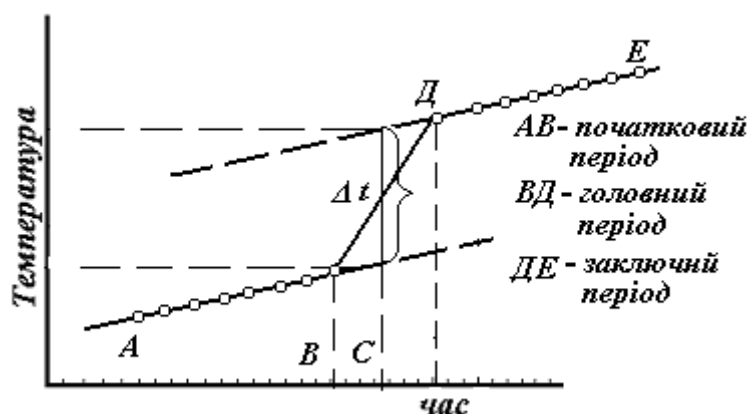


Рис. 2.

Для обчислення величини підвищення температури будують графік, де по осі ординат відкладають температуру, а по осі абсцис – час у хвилинах (рис.2).

Так як під час реакції відбувається постійний теплообмін між калориметром і зовнішнім середовищем, тому потрібно зробити поправку на одержану при реакції зміну температури. Для цього на діаграмі графічно екстраполюють прямі початкового і заключного періодів, тобто обидві прямі продовжують до середини діаграми. На діаграмі визначають точки В і Д, які вказують на кінець рівномірної зміни температури перед дослідом і момент початку нової рівномірної зміни температури після змішування.

Проміжок часу між цими періодами ділиться пополам (точка С) і через одержану точку С проводять пряму, паралельну осі ординат до перетину з обома екстрапольованими прямими. Відрізок Δt між двома точками перетину і є дійсне підвищення температури. Так знаходиться Δt для реакції нейтралізації та для процесу розведення.

Знаючи Δt , розраховують теплоємність системи $C_{\text{сист.}}$, як було вказано вище. Кількість кислоти, концентрація якої потрібно визначити, і кількість луку береться по вказівці керівника занять.

Кількість кислоти і луку беруть з таким розрахунком, щоб загальний об'єм калориметричної рідини дорівнював 225 мл. Коли нам відома теплоємність системи і $\Delta t_{\text{нейтр.}}$, $\Delta t_{\text{розв.}}$, ми можемо обчислити кількість тепла, що виділяється при реакції нейтралізації і процесі розведення за формулами:

$$Q_{\text{нейтр.}} = C_{\text{сист.}} \cdot \Delta t_{\text{нейтр.}}$$

$$q_{\text{розв.}} = C_{\text{сист.}} \cdot \Delta t_{\text{розв.}}$$

Знаючи Q та q , можна визначити нормальність досліджуваної кислоти за формулою:

$$N = \frac{(Q - q) \cdot 1000}{13700 \cdot V}$$

де N - нормальність кислоти; Q - теплота нейтралізації; q - теплота розведення; 13700 – тепловий ефект нейтралізації 1 грам-еквівалента; V – об'єм кислоти, взятої для нейтралізації.

Визначивши концентрацію досліджуваної кислоти, можна розрахувати наважку кислоти, яка бере участь у нейтралізації (a). Тепловий ефект нейтралізації кислоти, віднесений до 1 грам-еквіваленту обчислюють за формулою:

$$\Delta H = \frac{\Delta t_{\text{нейтр.}} \cdot C_{\text{сист.}} \cdot N_e}{a}$$

де N_e - грам-еквівалент кислоти; a - наважка кислоти.

Одержані результати дослідів та обчислені дані записують у таблицю 1.

Таблиця 1

$\Delta t_{нейтр}$	$\Delta t_{розв}$	Об'єм кислоти V	Теплота нейтралізації, Q	Теплота розведення, q	Теплоємність системи, $C_{сист.}$	Нормальність кислоти, N	Навантаж. кислоти, a	Тепловий ефект, ΔH

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Що вивчають «термодинаміка» та «хімічна термодинаміка»? Поясніть їх зміст, сформулюйте основні поняття.
2. Що називається «термодинамічною системою»? Які є види термодинамічних систем? Наведіть приклади.
3. Що називається «термодинамічною процесом»? Які є види термодинамічних процесів? Наведіть приклади.
4. Сформулюйте поняття «параметри стану системи», дайте їх класифікацію. Які властивості належать до них? Наведіть приклади.
5. Запишіть рівняння стану термодинамічної системи, поясніть його.
6. Що таке «внутрішня енергія» системи? Охарактеризуйте її.
7. Сформулюйте, що таке «ентальпія» термодинамічної системи? Опишіть її. Чим вона відрізняється від «внутрішньої енергії» системи?
8. Що називається «теплотою» термодинамічної системи, як вона позначається? Охарактеризуйте її види.
9. Сформулюйте, що таке «робота» системи, як позначається? Опишіть її види. Чим вона відрізняється від «теплоти» системи?
10. Що називається «теплоємністю речовин»? Які є види теплоємностей? Запишіть відповідні розрахункові формули для теплоємностей речовини.
11. Як називається I закон термодинаміки? Приведіть його основні формулювання. Запишіть математичний вираз I закону термодинаміки.
12. Сформулюйте висновки з I закону термодинаміки.

13. Дати визначення поняттям «оборотних», «необоротних», «рівноважних» та «нерівноважних» процесів. Пояснити їх, навести приклади.
14. Виведіть розрахункові формули для роботи та теплот різних видів процесів. Наведіть графічне зображення відповідних робіт термодинамічного процесу.
15. Що таке «термохімія», «тепловий ефект хімічної реакції» та «термохімічне рівняння»? Які є види теплових ефектів хімічних реакцій, наведіть. Запишіть формули для теоретичного розрахунку теплових ефектів хімічних реакцій.
16. Дайте визначення понять: «теплота утворення», «теплота згорання» «теплота розчинення» «інтегральна теплота розчинення», «теплота нейтралізації» та їх позначення в термохімії.
17. Сформулюйте закон Гесса та висновки з нього. Запишіть відповідні розрахункові формули.
18. Запишіть рівняння Коновалова. Поясніть його та практичне використання в термохімії.
19. Як виражається залежність теплового ефекту хімічних реакцій від температури?
20. Виведіть I та II рівняння Кірхгофа. Поясніть умови їх застосування.
21. Як називається II закон термодинаміки? Приведіть його основні формулювання. Запишіть математичний вираз II закону термодинаміки.
22. Доведіть існування ентропії за допомогою циклу Карно.
23. Виведіть об'єднане начало термодинаміки. Яке його практичне значення?
24. Поясніть статистичний характер II начала термодинаміки.
25. Виведіть формули для методів розрахунку ентропії різних видів термодинамічних процесів.
26. Сформулюйте постулат Планка. Запишіть відповідні розрахункові формули для знаходження абсолютної величини ентропії.
27. Як називається III закон термодинаміки? Приведіть основні формулювання III закону термодинаміки та існування природного начала відліку температур.
28. Що називається «характеристичними функціями»? Які величини належать до них?
29. Що називається «термодинамічними потенціалами»? Які величини належать до них та чому?
30. Виведіть диференціальні рівняння для термодинамічних потенціалів та зв'язок їх частинних похідних з параметрами стану системи.
31. Які загальні умови рівноваги та їх вираження через характеристичні функції?

32. Виведіть рівняння максимальної роботи Гіббса-Гельмгольца. Що воно виражає та яке його практичне значення?
33. Виведіть рівняння з калоричними коефіцієнтами та поясніть їх фізичний зміст.

ТЕМА V. «РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ»

Теоретичні питання:

Загальне поняття розчину. Фактори, що впливають на розчинність речовин. Концентрація розчину та методи її вираження. Основи термодинаміки розчинів. Хімічний потенціал. Рівняння Гіббса – Дюгема. Термодинамічні функції ідеальних та реальних розчинів. Закони Рауля. Відхилення від законів Рауля. Закони Коновалова. Розділення сумішей шляхом перегонки. Азеотропні суміші. Взаємна розчинність рідин. Нижня і верхня критичні температури. Ебуліоскопія. Кріоскопія. Ебуліоскопічна та кріоскопічна сталі, їх фізичний зміст. Вивід формули для обчислення молярної маси розчиненої речовини. Осмос. Осмотичний тиск розчинів. Біологічна роль осмосу.

Лабораторна робота №8.

ВИЗНАЧЕННЯ КРИТИЧНОЇ ТЕМПЕРАТУРИ ВЗАЄМНОГО РОЗЧИНЕННЯ РІДИН

Для роботи необхідно: прилад для визначення критичної температури; плитка електрична; технічні терези; піпетка, градуйована на 5–10 мл; штатив з пробірками; фенол; вода.

У випадку обмеження взаємної розчинності двох рідин у певній області концентрації завжди має місце рівновага між двома розчинами різного складу. Очевидно, при зміні температури ця рівновага буде змінюватися в ту чи іншу сторону. Всі ці співвідношення можуть бути зображені графічно на діаграмах «температура – склад».

Температура, вище або нижче якої рідини взаємно розчинні у всіх співвідношеннях, називається *критичною температурою взаємного розчинення рідин*. Розрізняють верхню і нижню критичні температури взаємного розчинення рідин.

Приклади діаграм «температура – склад» систем з верхньою і нижньою критичними температурами розчинення наведені на рис.1-3.

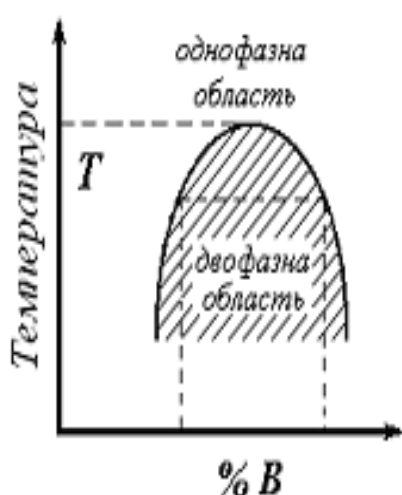


Рис.1. Система з верхньою критичною температурою розчинення (фенол – вода)

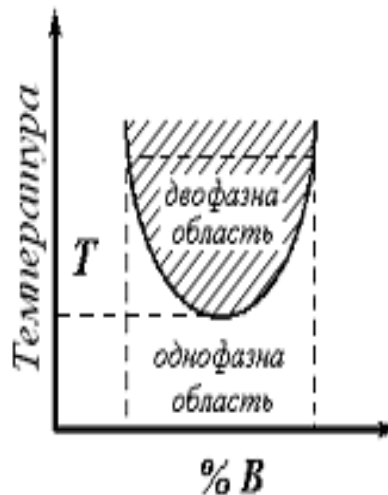


Рис.2. Система з нижньою критичною температурою розчинення(аліфамін-вода)

Криву взаємної розчинності двох рідин найпростіше знайти, визначаючи температуру зникнення або утворення другої фази. Для визначення цієї температури зручно використовувати прилад, зображений на рис. 4.

Колба 1 служить водяною або масляною банею, в пробірку 2 поміщають досліджувану суміш, в неї на коркові поміщають термометр 3 і мішалку 4.

Виходячи з загальної наважки і процентного вмісту, розраховують вагові кількості для одержання досліджуваних сумішей.

Якщо другим компонентом буде рідина, то її можна брати в об'ємних одиницях. Для цього необхідно знати густину цієї рідини. Густина води при температурі досліду приймається рівною одиниці.

Хід роботи

Для дослідження беруть дві речовини, які погано розчиняються одна в одній, наприклад система фенол – вода.

Готують декілька сумішей з різним процентним складом, який вказується керівником занять. Загальна маса суміші не повинна перевищувати 5–6 г.

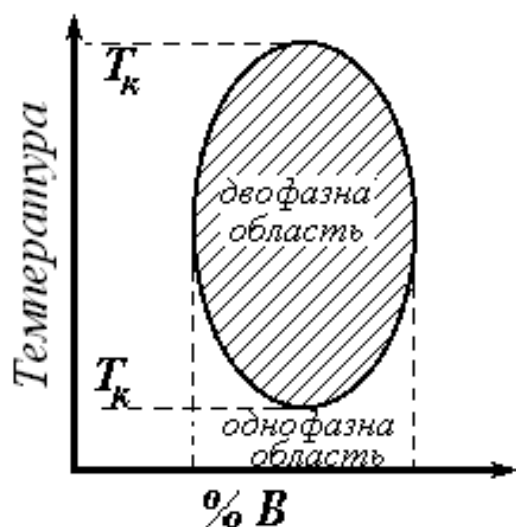


Рис. 3. Система з верхньою і нижньою критичними температурами розчинення (нікотин – вода).

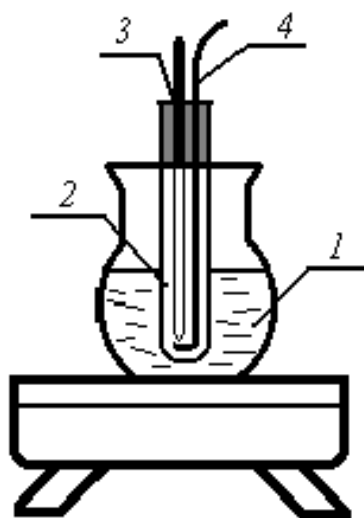


Рис. 4. Схема приладу для визначення критичної температури розчинення.

Спочатку зважують необхідну кількість фенолу, потім відмірюють необхідну кількість води для одержання суміші певного процентного складу.

Встановлюють пробірку в прилад для визначення критичної температури (рис.4) і відмічають дві температурні точки: температуру

гомогенізації (перехід системи в одну фазу) і температуру гетерогенізації (розділення системи на дві фази).

Для одержання точних даних потрібно змінювати температуру повільно, при безперервному перемішуванні суміші в пробірці з метою уникнення перегріву або переохолодження.

При роботі з фенолом потрібно слідкувати за тим, щоб він не потрапив на шкіру, так як фенол викликає опіки.

Далі на основі одержаних даних будують діаграму «температура – склад», по якій визначають критичну температуру взаємного розчинення рідин та проводять контрольне визначення процентного складу по температурі взаємного розчинення. Результати дослідів записують у таблицю 1:

Таблиця 1

Номери пробірок	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Масова частка фенолу, %												
Наважка фенолу, г												
Наважка води, г												
Температура гомогенізації, °С												
Температура гетерогенізації, °С												
Середня температура, °С												

Лабораторна робота №9. ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ КРІОСКОПІЧНИМ МЕТОДОМ

Для роботи необхідно: кріоскоп (рис.1); пробірка для розчину з мішалкою; термометр Бекмана; стаканчик фарфоровий; лід; сіль; речовина і розчини для дослідження.

Мета роботи: Визначити молярну масу невідомої розчиненої речовини за допомогою кріоскопічного методу та розрахувати її відповідні фізико-хімічні параметри.

В даній роботі студент повинен виконати наступні завдання:

1. Визначити молярну масу невідомої розчиненої речовини.
2. Визначити молярну концентрацію розчину неелектроліту.
3. Визначити «видимий» ступінь дисоціації електроліту.

Виходячи з сучасної теорії розведених розчинів, встановлена залежність зниження температури замерзання ΔT розчинника від концентрації розчиненої в ньому речовини:

$$\Delta T = \frac{K_{kp} \cdot g}{g_o \cdot M},$$

де K_{kp} – кріоскопічна стала; g – маса розчиненої речовини, кг; g_o – маса розчинника, кг; M – молярна маса розчиненої речовини. Це рівняння справедливе для розведених розчинів, які не дисоціюють на іони, а також неасоційованих.

Розв'язавши це рівняння відносно молярної маси M , експериментально визначаючи величини, що входять до нього, можна розрахувати молярну масу розчиненої речовини-неелектроліту:

$$M = \frac{K_{kp} \cdot g}{g_o \cdot \Delta T},$$

де g_o – маса розчинника, кг (її можна брати і в об'ємних одиницях, знаючи густину розчинника). Для води густина приблизно дорівнює 1.

Визначаючи експериментально зниження температури замерзання розчину неелектроліту, можна розрахувати його молярність, виходячи з того, що кріоскопічна стала K_{kp} – молярне зниження температури замерзання розчинника, тобто таке зниження температури, яке спостерігається, коли в 1 кг розчинника розчинено 1 моль речовини.

Молярну концентрацію розчину неелектроліту визначають за формулою:

$$m = \frac{\Delta T}{K_{kp}}.$$

Значення кріоскопічної сталої залежить від властивостей розчинника і виражається рівнянням:

$$K_{kp} = \frac{R \cdot T_{зам}^2 \cdot M_o}{\lambda_{зам}} = \frac{R \cdot T_{зам}^2}{l_{зам}},$$

де R – універсальна газова стала; T – абсолютна температура замерзання чистого розчинника; M_o – молярна маса розчинника; $\lambda_{зам}$ – молярна теплота замерзання розчинника; $l_{зам}$ – питома теплота замерзання розчинника.

Температури замерзання деяких розчинників, а також кріоскопічні сталі приведені в табл. 2, що знаходиться в кінці опису.

У випадку електролітів число молекул і іонів у i разів більше числа початково взятих молекул:

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

де i – коефіцієнт Вант-Гоффа; α – ступінь дисоціації; n – число іонів, які утворюються з однієї молекули електроліту. Тому рівняння для зниження температури замерзання розчину у випадку електролітів можна записати в такому вигляді:

$$\Delta T = \frac{K_{kp} \cdot g}{g_o \cdot M} \cdot i.$$

Для електролітів, молярна маса яких невідома, розв'язуючи це рівняння, одержимо:

$$M = \frac{K_{kp} \cdot g}{g_o \cdot \Delta T} \cdot i.$$

У випадку електролітів, при відомій молярній масі, можна розрахувати коефіцієнт Вант-Гоффа (тобто ізотонічний коефіцієнт):

$$i = \frac{g_o \cdot \Delta t \cdot M}{g \cdot K_{kp}}.$$

Знаючи величину i , далі розраховують «видимий» ступінь дисоціації електроліту:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}.$$

Хід роботи

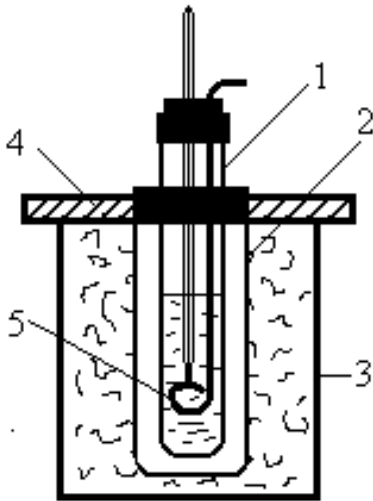


Рис. 1.

Прилад для кріоскопічних вимірювань, зображений на рис. 1. Він складається з таких частин: пробірки 1, яка закріплена на корковій в металевому посуді 2, що відіграє роль повітряної сорочки. Стакан 3, в який поміщають охолоджуючу суміш, та який закривається кришкою 4 з двома отворами, в один з яких вставляють корок для пробірки 1, а в другий – мішалку 5.

Перш ніж приступити до роботи, необхідно ознайомитися з термометром Бекмана (рис. 2).

Особливістю цього термометра є велика довжина шкали (приблизно 5 см на 1°C) і наявність у верхній частині термометра

запасного резервуара з ртуттю, який дає можливість змінювати кількість ртуті в робочій частині термометра. Велика довжина шкали дозволяє робити відліки з необхідною для вимірів точністю, а запасний резервуар дає можливість встановлювати термометр на різні температурні інтервали.

Шкала термометра розділена на 5°C , кожен градус ділиться на десять частки, а кожна десята частка в свою чергу ділиться на соті частки; тисячні частки можуть бути приблизно розраховані за допомогою лупи.

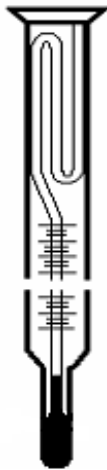


Рис. 2.
Термометр
Бекмана

Термометр для кріоскопічних вимірів налагоджується так, щоб при температурі замерзання рівень ртуті знаходився між третім і п'ятим градусами. Перед налаштуванням термометра перевіряють його покази при умовах, необхідних для роботи. Якщо рівень ртуті в капілярі не буде встановлюватися між 3°C і 5°C , термометр необхідно налаштувати. Це слід зробити наступним чином: затискають рукою нижній резервуар ртуті, тобто нагрівають його і з'єднують зі стовпчиком ртуті у верхньому резервуарі. Якщо в нижньому резервуарі був надлишок ртуті, тобто ртуть піднімалась у попередньому досліді вище п'ятого градусу, то після з'єднання обох резервуарів необхідно частину ртуті перевести в верхній резервуар. Для цього термометр повертають верхнім резервуаром вниз. Якщо ртуть у попередньому досліді опускалась нижче нуля, тобто

в нижньому резервуарі ртуті недостатньо, то частину ртуті необхідно перелити з верхнього в нижній резервуар.

Для цього з'єднують верхній і нижній резервуар, далі нижній резервуар охолоджують в суміші льоду і води. Після того, як ртуть перейде

в деякій кількості в потрібному напрямку, розривають стовпчик ртуті в капілярі. Нижній резервуар затискають у долоні і легким постукуванням однієї руки по другій (або рукою по столу) розривають стовпчик ртуті. У випадку, коли ртуть не зупиняється в потрібному інтервалі температур, налаштування повторюють.

Налаштований термометр залишають у стакані з льодом і приступають до наступної дії.

Розчинник наливають у пробірку в такій кількості, щоб після занурення в нього термометра Бекмана рівень рідини був на 2–3 см вищій верхньої частини нижнього резервуару, а нижня частина резервуару не повинна доходити до дна на 1–2 см. У більшості випадків заливають 25–40 мл розчинника.

Потім готують охолоджуючу суміш із води, льоду і солі з температурою на 3–4°C нижче температури замерзання чистого розчинника. Заповнюють охолоджуючою сумішшю стакан 3, проводять наближене визначення t_0 замерзання розчинника. Для цього пробірку з розчинником і вставленим в неї термометром поміщають безпосередньо в охолоджуючу суміш. Перемішуючи рідину, спостерігають за показами термометра Бекмана. Внаслідок переохолодження температура опускається нижче температури замерзання рідини. В момент, коли розпочинається кристалізація рідини у тверду фазу, внаслідок виділення теплоти кристалізації, температура починає підвищуватися. По термометру визначають максимальну температуру, яка й приймається за наближену температуру замерзання. Наближеною вона вважається тому, що дослід проводиться в умовах, які не виключають нерівномірностей охолодження.

Після наближеного визначення температури замерзання чистого розчинника пробірку виймають з охолоджуючої суміші і розплавляють утворені кристали, опускаючи пробірку у воду кімнатної температури. Потім ставлять пробірку у повітряну сорочку 2 приладу. Для прискорення процесу охолодження рідину в пробірці 1 перемішують мішалкою 5. Коли встановиться температура приблизно на 0,5°C вище попередньо знайденої наближеної температури кристалізації, перемішування припиняють і переохолоджують рідину на 0,2–0,5°C нижче наближеної температури. Перемішуючи переохолоджений розчинник, зумовлюють його кристалізацію. Процес кристалізації супроводжується виділенням прихованої теплоти плавлення, яка, в свою чергу, веде до збільшення температури. Максимальну температуру, яка спостерігалась при кристалізації, відмічають, користуючись лупою з точністю до 0,002°C і записують як температуру замерзання розчинника.

Вимірювання температури замерзання для чистого розчинника повторюють декілька разів. Після кожного визначення пробірку 1 виймають з приладу, утворені кристали розплавляють, як було вказано вище.

Середнє арифметичне з окремих вимірів приймають за дійсне значення температури замерзання розчинника. Графічна похибка не повинна перевищувати 0,005 °С.

Далі аналогічно визначають температури замерзання досліджуваних розчинів неелектролітів та електролітів. При цьому для визначення молярної маси досліджуваної речовини беруть наважку g (0,2–0,3 г) з точністю зважування до 0,0001 г та розчиняють її в даному розчиннику.

Наближену температуру кристалізації визначають так, як і для розчинника. Визначення проводять 3 рази для кожного досліджуваного розчину. Середнє значення трьох вимірів беруть за дійсне.

Результати експерименту та одержаних розрахункових даних записують в наступній формі:

Об'єм розчинника $V =$

Маса розчинника $g_o =$

Маса розчиненої речовини $g =$

Електроліт для визначення «видимого» ступеня дисоціації –

Об'єм, взятий для дослідження молярної концентрації $V_k =$

Маса розчинника $g_o =$

Маса розчиненої речовини $g =$

Експериментальні дані та розраховані на їх основі записують в табл.1.

Таблиця 1

	Температура кристалізації, °С	Середня температура кристалізації, °С	Зниження температури кристалізації, °С	Результати
1.Чистий розчинник				
2.Розчин для визначення молярної маси				
3.Розчин для визначення молярної концентрації				
4.Розчин для визначення «видимого» ступеня дисоціації електроліту				

Таблиця 2

Розчинник	T_{зам.}, К	Розрахована K_{кр}	Експери- ментально визначена K_{кр}
Вода	273,2	1,862	1,86
Нітробензол	278,8	6,83	6,90
Бензен	278,9	5,12	5,10
Фенол	313,2	7,80	7,80
Камфора	451,2	48,20	49,00

Лабораторна робота №10. ЕБУЛІОСКОПІЧНИЙ МЕТОД ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ ПО СИВОЛОБОВУ

Для роботи необхідно: ебуліоскоп (рис.1); пробірка для розчину, мішалка; термометр; розчинник; досліджувана розчинена речовина, досліджувані.

Мета роботи: Визначити молярну масу невідомої розчиненої речовини-неелектроліта ебуліоскопічним методом по Сиволобову та розрахувати її відповідні фізико-хімічні параметри.

В даній роботі студент повинен виконати наступні завдання:

1. Необхідно привести температури кипіння до нормальних умов.

Перерахунок проводиться за рівнянням:

$$t_K = 0,00012(760 - P)(273 + t_o)$$

де t_K і t_o - температури кипіння при заданому і нормальному тисках;
 P - атмосферний тиск в момент проведення досліду.

2. Розрахувати ебуліоскопічну константу

$$K_e = \frac{RT_K^2}{1000 \cdot l}$$

де l - прихована питома теплота випаровування розчинника; T_K - температура кипіння розчинника.

3. Розрахувати молярну масу розчиненої речовини-неелектроліта

$$M = \frac{1000 \cdot K_e \cdot g}{g_o \cdot \Delta T_K}$$

де M - молярна маса розчиненої речовини-неелектроліта;
 g - маса розчиненої речовини;
 g_o - маса розчинника.

4. Розрахувати приховану теплоту випаровування досліджуваної рідини, застосовуючи рівняння Трутона:

$$\frac{\Delta H}{T_{H.T.K.}} = 21,2$$

або більш точне рівняння Кістяківського

$$\frac{\Delta H}{T_{H.T.K.}} = R \cdot \ln(82,07 \cdot T_{H.T.K.})$$

5. На основі одержаних розрахувати для одного кіломоля досліджуваної речовини наступні величини: ΔH , ΔU , ΔS , ΔF , ΔG випаровування при температурі кипіння.

Хід роботи

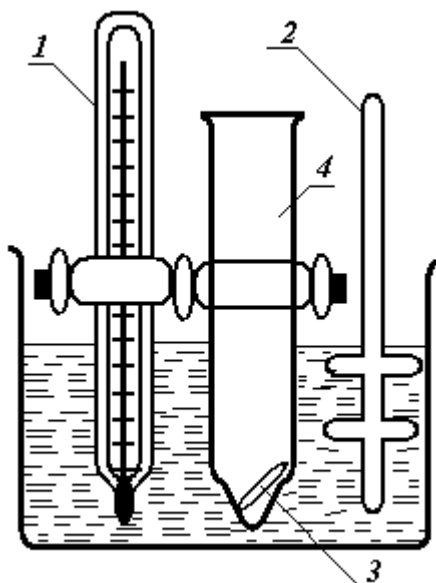


Рис.1. Схема установки для визначення температури кипіння по Сиволобову.

Схема приладу зображена на рис.1. В трубку 4 налити близько 0,5 мл досліджуваної рідини і ввести в неї дуже тонкий капіляр 3 із запаяним кінцем догори. Пробірку 4 закріпити за допомогою каучукового кільця на термометрі 1 таким чином, щоб досліджувана рідина знаходилась на рівні ртутної кульки. Термометр з пробіркою занурити в гліцеринову баню з мішалкою 2, закріплену на штативі на азбестовій сітці і рівномірно нагрівати до тих пір, поки з капіляру 3 почнуть рівномірно і неперервно виділятися бульбашки. Ця температура відповідає температурі кипіння досліджуваної рідини.

Дослід провести два рази і взяти середнє значення температури кипіння (розходження паралельних дослідів не повинно перевищувати 0,5°C).

Дослідні дані записують у табл.1.

Таблиця 1

Параметри	Чистий розчинник	Дослідж. розчин	Похибка дослідження
1.Температура кипіння (в К) при даному тиску ртутного стовпчика (в Па) 2.Середнє значення температур 3.Розрахункове значення K_e 4.Довідникове значення K_e 5.Концентрація або молярна маса досліджуваної речовини			

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Що називається «розчином»? Як називаються компоненти розчину, сформулюйте їх поняття?
2. Які види класифікації розчинів? Наведіть приклади.
3. Назвіть та поясніть вплив різних факторів на розчинність речовин.
4. Сформулюйте закон Генрі, запишіть його математичний вираз та зобразіть відповідну графічну залежність.
5. Що описує рівняння Сеченова? Запишіть його та поясніть відповідні величини.
6. Сформулюйте способи вираження концентрації розчину, зазначте відповідні формули та одиниці вимірювання.
7. Поясніть суть основ термодинаміки розчинів. Запишіть відповідні параметри.
8. Що таке «хімічний потенціал», який його фізичний зміст?
9. Виведіть рівняння Гіббса – Дюгема. Що воно виражає?
10. Зазначте термодинамічні функції ідеальних та реальних розчинів.
11. Сформулюйте I та II закони Рауля. Запишіть їх математичні вирази.
12. Охарактеризуйте відхилення від законів Рауля? Назвіть їх відповідні ознаки та зобразіть графічні залежності.
13. Сформулюйте I та II закони Коновалова. Запишіть їх математичні вирази та зобразіть відповідні графічні залежності.
14. Поясніть суть теорії розділення сумішей шляхом перегонки.
15. Що називається «азеотропними сумішами»? Наведіть приклади.
16. Охарактеризуйте види взаємної розчинності рідин, та їх приклади.
17. Зазначте відповідні графічні залежності обмеженої розчинності рідин та наведіть приклади.
18. Сформулюйте поняття «нижньої» і «верхньої критичних температур взаємного розчинення рідин.
19. Що називається «ебуліоскопією»? Поясніть її суть, зобразіть графічну залежність та запишіть відповідні розрахункові формули.
20. Які властивості називаються колігативними? Навести приклади.
21. Сформулюйте поняття «ізотонічного коефіцієнта», що він виражає та для яких речовин вводиться? Запишіть формулу для теоретичного розрахунку його величини.
22. Що таке «ебуліоскопічна стала», який її фізичний зміст?
23. Що називається «кріоскопією»? Поясніть її суть, зобразіть графічну залежність та запишіть відповідні розрахункові формули.
24. Що таке «кріоскопічна стала», який її фізичний зміст?
25. Виведіть формули для обчислення молярної маси речовини методом ебуліоскопії та кріоскопії.
26. Сформулюйте поняття «осмосу». Що називається «осмотичним тиском» розчинів та які методи його визначення?

27. Сформулюйте закон Вант-Гоффа для осмотичного тиску розчинів. Запишіть відповідні математичні рівняння для розчинів неелектролітів та електролітів.
28. Яка біологічна роль осмосу та його практичне застосування?
29. Які розчини називаються ізотонічними, гіпер- та гіпотонічними?

ТЕМА VI. ФАЗОВІ ПЕРЕТВОРЕННЯ ІНДИВІДУАЛЬНИХ РЕЧОВИН

Теоретичні питання:

Загальне поняття про рівноваги. Загальні ознаки фізичних та хімічних рівноваг. Якісна характеристика рівноваг. Принцип Ле Шательє – Брауна. Фактори, які впливають на зміщення рівноваг. Кількісна характеристика рівноваг. Закон діючих мас Гульдберга – Вааге, його виведення застосування. Фазові переходи індивідуальних речовин I та II роду. Термодинаміка фазових переходів. Вивід рівняння Клапейрона – Клаузіуса. Застосування рівняння Клапейрона – Клаузіуса до процесів плавлення. Застосування рівняння Клапейрона – Клаузіуса до процесів випаровування. Правила Трутона, Кістяківського, Антуана. Залежність тиску насиченої пари рідин та твердих тіл від температури.

Лабораторна робота №11.

ВИЗНАЧЕННЯ ТИСКУ НАСИЧЕНОЇ ПАРИ РІДИНИ І МОЛЯРНОЇ ПРИХОВАНОЇ ТЕПЛОТИ ПАРООУТВОРЕННЯ

Для роботи необхідно: прилад (рис.1); барометр; годинник; вакуумний насос для відкачування повітря.

Мета роботи:

1. Вивчення температури кипіння рідин при різних тисках.
2. Визначення тиску насиченої пари в залежності від температури для знаходження молекулярної теплоти пароутворення.

Пружність насиченої пари рідини при даній температурі – це той тиск, при якому рідина кипить.

$$P_{\text{парі}} = P_{\text{бар.}} - h$$

де h - показ манометра (розрідження, створене в системі). Зв'язок між тиском насиченої пари P і абсолютною температурою кипіння T виражається рівнянням Клапейрона-Клаузіуса:

$$\frac{d \ln P}{dT} = \frac{\lambda}{RT^2} \quad (1)$$

де λ - теплота пароутворення в Дж/моль;

R - універсальна газова стала, яка дорівнює 8,31 Дж/моль·град.

Користуючись цим рівнянням, можна визначити величину λ :

Величини P і T визначають експериментально.

$$\lambda = RT^2 \frac{d \ln P}{dT} \quad (2)$$

$$\lambda = \frac{RT^2}{P} \cdot \frac{dP}{dT}. \quad (3)$$

Для знаходження похідної $\frac{dP}{dT}$ користуються рівнянням, що виражає функціональну залежність P від T

$$\lg P = A - \frac{B}{T} \quad (4)$$

де A і B – сталі, характерні для даної речовини.

З експериментальних даних знаходять значення A і B . Для двох дослідів, проведених при різних P і T (в невеликому інтервалі температур) рівняння (4) можна записати для кожного дослідів:

$$\lg P_1 = A - \frac{B}{T_1}; \lg P_2 = A - \frac{B}{T_2}$$

Розв'язавши ці рівняння відносно A і B , одержуємо

$$A = \lg P_1 + \frac{B}{T_1}; B = \frac{T_2 \cdot T_1}{T_2 - T_1} \lg \frac{P_2}{P_1}, P_2 > P_1, T_2 > T_1$$

Записуючи рівняння (4) у вигляді:

$$P = 10^{A - \frac{B}{T}}$$

диференціюємо його по T :

$$\frac{dP}{dT} = 10^{A - \frac{B}{T}} \cdot \frac{B}{T^2} \ln 10$$

Після логарифмування одержуємо:

$$\lg \frac{dP}{dT} = A - \frac{B}{T} + \lg B - \lg T^2 + 2,303 \lg 10 \quad (5)$$

Беруть антилогарифми і значення $\frac{dP}{dT}$ підставляють в рівняння:

$$\lambda = \frac{RT^2 dP}{PdT}$$

Розраховують молярну теплоту пароутворення при будь-якому значенні P і T .

Для наближення розрахунків замість $\frac{dP}{dT}$ можна користуватись $\frac{\Delta P}{\Delta T}$.

В більшості випадків λ залишається сталим в невеликому інтервалі температур ($\lambda = const$), тому після інтегрування (1) одержуємо:

$$\ln P = -\frac{\lambda}{R} \cdot \frac{1}{T} + const \quad (6)$$

Дане рівняння дає змогу за допомогою графічного методу визначити величину молярну приховану теплоту пароутворення досліджуваної рідини. Зокрема, рівняння (6) являє собою пряму типу

$$y = A + Bx \quad (7), \text{ де } x = 1/T, y = \ln P, B = -\lambda/R, A = const.$$

Якщо графічно зобразити залежність логарифму тиску насиченої пари $\ln P$ як функцію від $1/T$, то тангенс нахилу прямої відповідатиме величині

$B = -\lambda/R$. Далі перемноживши одержану графічно величину B на $-R$, одержуємо значення молярної прихованої теплоти пароутворення досліджуваної рідини:

$$\lambda = B \cdot R \quad (7).$$

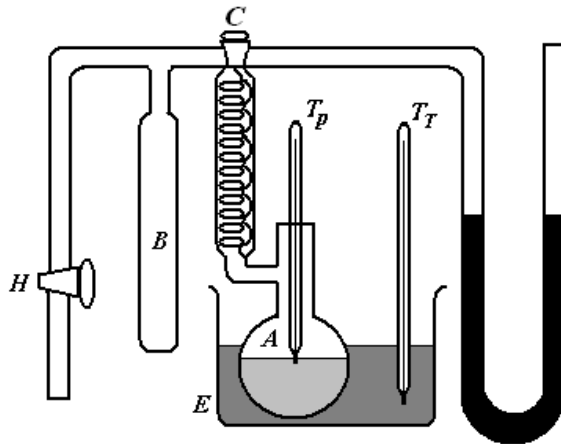


Рис.1.

Хід роботи

У відкритій посудині рідина закипає тоді, коли тиск її насиченої пари стає рівною атмосферному тиску над рідиною. При зменшенні тиску всередині посудини спостерігається зниження і температури кипіння рідини до такого рівня, при якому пружність насиченої пари стає рівною тиску повітря, який створюється в приладі. На цьому принципі ґрунтується один з методів

визначення тиску насиченої пари при даній температурі. При цьому експериментально спостерігають за температурою кипіння рідини при даних тисках, що дає можливість побудувати криву залежності тиску насиченої пари від температури.

Схема установки приведена на рис.1. В ебуліоскоп A наливають досліджувану рідину, вставляють термометр так, щоб він ледве торкався досліджуваної рідини. Занурюють ебуліоскоп у воду термостата E . Рівень води в термостаті повинен бути трохи вищий, ніж рівень досліджуваної рідини в ебуліоскопі. Температура в термостаті й ебуліоскопі повинна бути приблизно однаковою. Склянку B (буфер) з'єднують з вакуумним насосом, відкриваючи кран H , та з манометром за допомогою крана C . Відкачуючи повітря за допомогою вакуумного насосу, домагаються потрібного максимального розрідження, після чого кран H закривають і протягом 10 хв контролюють прилад на герметичність. Якщо прилад герметичний, то нагрівають воду в термостаті приблизно до очікуваної температури кипіння рідини, яку спостерігають на термометрі T_T .

Потім починають нагрівання досліджуваної рідини в ебуліоскопі. На обігрівач дають силу струму приблизно 2 Ампер, а потім знижують її до мінімальної, при якій досліджувана рідина кипить при заданому тиску. Як тільки рідина закипить, зазначають температуру її кипіння, дають їй протягом 3-5 хв встановитись, після чого починають вести відліки температури по термометру T_P через кожні півхвилини протягом 2-3 хвилин. Якщо зміна температури не перевищує $0,1^\circ\text{C}$ (тобто $0,1\text{ K}$), то температура кипіння при заданій пружності пари вважається як середнє значення із 3-4 вимірів.

Потім поворотом крана H запускають деяку кількість повітря (до певного показу на манометрі) і при цьому новому тиску всередині посудини знову знаходять, як описано вище, температуру кипіння досліджуваної рідини. Такі операції збільшення тиску всередині системи і визначення температури кипіння при заданому тиску проводять 4-5 разів. Умови досліду задаються керівником занять.

На основі одержаних даних будують графік залежності температури від тиску, розраховують молярну теплоту пароутворення за рівнянням (2).

Для визначення молярної теплоти пароутворення досліджуваної рідини графічним методом будують графічну залежність $\ln P$ як функцію від $1/T$, тобто $\ln P = f(1/T)$. Далі визначають тангенс нахилу одержаної прямої та розраховують молярну теплоту пароутворення за рівнянням (7).

Результати експерименту та одержаних розрахункових даних записують в наступній формі:

Барометричний тиск (визначається по кімнатному барометру) $P_{бар.} =$

Константа $A =$

Константа $B =$

Молярна прихована теплота випаровування $\lambda_{пар.} =$ Дж/моль.

Таблиця 1

Розрідження в установці. покази манометра			Температура кипіння досліджуваної рідини		Тиск насиченої пари досл. рідини
Верхнє коліно	Нижнє коліно	Загальна висота h	Покази термометра T, K	Середнє значення T, K	$P_{бар.} - h = P_i$

Лабораторна робота №12.
РІВНОВАГА РЕАКЦІЇ ДИСОЦІАЦІЇ $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$ ТА
ЇЇ ЗАЛЕЖНІСТЬ ВІД ТЕМПЕРАТУРИ

Для роботи необхідно: установка (рис.1), піч для нагрівання або термостат, термометр або термопара, вакуумний насос.

Реакція термічної дисоціації азотистого ангідриду протікає зі зміною загальної кількості молекул. Ця обставина дозволяє визначити ступінь термічної дисоціації і константу рівноваги при різних температурах шляхом зміни тиску і об'єму реакційної суміші.

Нехай ступінь дисоціації N_2O_4 при даній температурі дорівнює α , тоді з кожного вихідного моля N_2O_4 залишається $(1-\alpha)$ молей N_2O_4 і утворюється 2α молей NO_2 . Загальна кількість молей буде рівна $(1+\alpha)$. Позначивши загальний тиск через P при встановленій рівновазі, одержимо:

$$P_{N_2O_4} = \frac{1-\alpha}{1+\alpha} \cdot P; P_{NO_2} = \frac{2\alpha}{1+\alpha} \cdot P \quad (1)$$

Підставляючи в рівняння константи рівноваги реакції $K_p = P_{NO_2}^2 / P_{N_2O_4}$ значення парціальних тисків реагуючих речовин, виражені через ступінь дисоціації і загальний тиск, одержимо:

$$K_p = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot P$$

Якщо взята наважка $m(N_2O_4)$ в z (молярна маса $M(N_2O_4)$) кількісно відповідає $Mr(N_2O_4)$, то дійсна кількість молей n газової суміші, яка знаходиться в приладі, де відбувається дисоціація, буде рівна

$$n = n_{N_2O_4} + n_{NO_2} = n_o(1-\alpha) + 2n_o\alpha = n_o(1+\alpha) = \frac{m}{M_{N_2O_4}}(1+\alpha)$$

де $n_o = \frac{m}{M_{N_2O_4}}$ - число молей N_2O_4 у вихідній наважці.

Об'єм, температура і тиск газової суміші в приладі зв'язані рівнянням Клапейрона-Менделєєва:

$$PV = nRT = n_o(1+\alpha)RT = \frac{m}{M_{N_2O_4}}(1+\alpha)RT$$

З цього рівняння можна знайти α .

Так як розщеплення N_2O_4 відбувається з поглинанням тепла ($\Delta H > 0$), то з підвищенням температури рівновага зміщується в бік утворення диоксиду азоту. Ступінь термічної дисоціації швидко зростає з температурою. Вже при $T=373K$ та $P = 1 \text{ атм}$ N_2O_4 розщеплюється приблизно на 88%. Так як газоподібний NO_2 при температурах, вищих $473K$ помітно розкладається на оксид азоту і кисень, а рідкий NO_2 кипить при $294,2 K$ (при $P=1 \text{ атм}$), тому доцільно працювати в температурному інтервалі $323-443 K$.

З рівняння (1) видно, що визначення $\alpha_{N_2O_4}$ при різних температурах зводиться до вимірювання будь-яким манометром тиску системи, об'єм якої постійний і відомий та в якій міститься відома кількість речовини.

Проте можна визначити її при різних температурах, навіть не знаючи ні об'єму системи, ні кількості N_2O_4 . Якщо певна (нехай відома) кількість N_2O_4 поміщена в сталий об'єм, то для двох температур T_1 і T_2 загальні тиски в рівноважній системі (як P_1 , так і P_2) зв'язані наступним співвідношенням:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{(1 + \alpha_1) \cdot T_1}{(1 + \alpha_2) \cdot T_2}$$

Якщо температура T_2 настільки висока (вище 433-453 K), що N_2O_4 повністю продисоціював ($\alpha^2 = 1$), а дисоціація NO_2 ще непомітна, то з рівняння:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{(1 + \alpha_1) \cdot T_1}{2T_2}$$

можна визначити при будь-якій температурі T_1 . Для цього необхідно тільки виміряти відповідні тиски P_1 і P_2 при температурах T_1 й T_2 . Цей же розрахунок можна здійснити графічно, зобразивши P як функцію від температури T . На такому графіку повинні бути відображені дві прямі: $P_{NO_2}^o$ - тиск газу, при якому дисоціація відбулася повністю ($\alpha = 1$), що досить точно відповідає дійсності вище 433 – 453 K; і $P_{N_2O_4}^o$ - тиск цього ж газу, в якому дисоціація відсутня ($\alpha = 0$), що справедливо при $t < 50^\circ C (T < 323K)$. В проміжковій області температур тиск має проміжні значення між $P_{NO_2}^o$ і $P_{N_2O_4}^o$. Очевидно, при будь-якій температурі $P_{NO_2}^o = 2 P_{N_2O_4}^o$ (умова правильного проведення двох прямих).

Графічне визначення ступеня дисоціації в проміжковій області експериментальної кривої $P = f(T)$ ґрунтується на тому ж рівнянні (1). При температурі T дослідний тиск приладу дорівнює P :

$$P_1 V = (P_{N_2O_4}^o + \Delta P) \cdot V = n_o (1 + \alpha) RT_1 \quad (1)$$

Якщо б дисоціація була відсутня, то

$$P_{N_2O_4}^o \cdot V = n_o RT_1 \quad (2)$$

Поділивши вираз (1) на (2), отримуємо

$$\frac{P_{N_2O_4}^o + \Delta P}{P_{NO_2}^o} = 1 + \alpha \quad \text{і} \quad \alpha = \frac{\Delta P}{P_{N_2O_4}^o}$$

Якщо б дисоціація була повною, то

$$P_{NO_2}^o \cdot V = 2n_o RT_1 \quad (3)$$

і, розділивши вираз (1) на (3):

$$\frac{P_{N_2O_4}^o + \Delta P}{P_{NO_2}^o} = \frac{1/2 P_{NO_2}^o + \Delta P}{P_{NO_2}^o} = \frac{1 + \alpha}{2}; \quad \alpha = \frac{2\Delta P}{P_{NO_2}^o}$$

При $\alpha = 1$ (тобто при високій температурі) одержимо:

$$P_2 = P_{NO_2}^o = 2P_{N_2O_4}^o \quad \text{і} \quad \Delta P_2 = P_{N_2O_4}^o = 1/2P_{NO_2}^o$$
$$P_1 = P_{N_2O_4} + P_{NO_2} = P_{N_2O_4}^o (1 + \alpha) + \alpha \cdot P_{NO_2}^o$$
$$-P = -\alpha \cdot P_{N_2O_4}^o + \alpha \cdot P_{NO_2}^o = \alpha \cdot (P_{NO_2}^o - P_{N_2O_4}^o) = \alpha \cdot P_{N_2O_4}^o$$

тобто

$$\alpha = \frac{\Delta P_1}{P_{N_2O_4}^o}$$

Вимірявши для різних температур загальний тиск, по графіку неважко знайти α , а значить і величину константи рівноваги K_P для температур T_1 і T_2 . За рівнянням:

$$\lg K_{P_1} - \lg K_{P_2} = \frac{\Delta H(T_2 - T_1)}{4,575 \cdot T_1 \cdot T_2}$$

слід розрахувати теплоту дисоціації N_2O_4 до NO_2 , оскільки в невеликому інтервалі температур величину ΔH можна вважати сталою.

Хід роботи

Схема експериментальної установки зображена на рис.1. Досліджувана речовина N_2O_4 знаходиться в кварцовій посудині *A* з вмістом реакційного об'єму 200-250 мл в електричній печі *B* (замість неї можна використовувати термостат з рідиною, яку можна нагрівати до 473 *K*). У верхній частині кварцева посудина переходить в мембранний манометр *ММ*, який служить як нуль-інструмент і відрегульований таким чином, що дає показ нуля при рівновазі тисків по обидві сторони мембрани. Інша частина установки складається з балону *Д* (служить буфером), та звичайного ртутного манометра *РМ*, тиск якого може змінюватись.

Кварцевий реактор з мембранним манометром через шліф приєднується до лівої частини установки.

Вся установка може евакуюватись через кран *I* при закритому крані *2*. Кран *КК* – кварцевий і служить для відокремлення мембранного манометра від іншої частини установки.

Мембранний манометр встановлюється в своє нульове положення або усуненням частини повітря (відкачується через кран *КК* і *I*) або, навпаки, впускається повітря (через кран *2* при відкритому крані *КК*). Спостереження за стрілкою мембранного манометра проводиться за допомогою зорової трубки.

При роботі з мембранним манометром слід зберігати обережність, оскільки велика різниця між тисками газу по обидва боки мембрани веде до пошкодження мембрани, а відповідно і манометра. Манометр завжди повинен знаходитись в нульовому положенні. Температура посудини з сумішшю N_2O_4 - NO_2 вимірюється термометром або термопарою *T*,

встановленої в спеціальну кишеню K . Неможна також перегрівати термостат або піч вище 473 K .

Заповнення приладу сумішшю $N_2O_4 - NO_2$ проводиться лаборантом. На початку проведення експерименту прилад вже повинен бути заповненим і запаяним, причому кран KK повинен бути закритим.

Перед тим як прилад заповнити сумішшю $N_2O_4 - NO_2$ слід перевірити, чи досить чутливо впаяна в нього кварцева мембрана. Для цього в приладі закривають кран KK і, закривши один з відростків a' або a'' дують в інший. Якщо мембрана чутлива, то стрілка манометра при продуванні відхилиться зі свого нульового положення. Якщо мембрана досить чутлива, то починають заповнювати прилад. Для цього тензиметр через кран KK приєднують до установки (рис.1), причому піч (або термостат) повинні бути опущені вниз, а кран 2 приладу і кран KK встановлені в таке положення, щоб установка знаходилась при атмосферному тиску. Після цього один з відростків приладу приєднують через кран (на каучуковій трубці) до джерела сухого NO_2 . Диоксид азоту одержують розкладом $Pb(NO_3)_2$ в спеціальній колбі при нагріванні. Для звільнення NO_2 від вологи між колбою з $Pb(NO_3)_2$ і реакційним середовищем (посудиною), який слід заповнити, ставлять осушувальні колонки з P_2O_5 . До другого відростка посудини a'' за допомогою каучукової трубки приєднують ще одну колонку з P_2O_5 , а потім порожню буферну посудину (для уникнення затягування повітря з атмосфери). З буферної посудини здійснюється відведення в тягу.

Коли все це готове, нагрівають колбу з $Pb(NO_3)_2$ і тривалий час (15-20 хв) промивають оксидами азоту кварцеву посудину. Після цього приєднують посудину Дьюара з рідким азотом (або твердим CO_2), і продовжуючи отримувати оксиди азоту, конденсуючи їх в реакційній посудині A . Коли в посудині A збереться кілька $мл$ рідких оксидів азоту, посудину Дьюара з охолоджуючою сумішшю знімають, припиняють нагрівання $Pb(NO_3)_2$, і зачекавши кілька хвилин (для охолодження колби), закривають кран, який з'єднує відросток a' з приладом для одержання NO_2 .

Відросток a' перепаюють на газовій горілці недалеко від реакційної посудини A . Потім на реактор встановлюють піч і поступово нагрівають її до $453-473\text{ K}$. Оскільки другий відросток a'' через колонку з P_2O_5 і буфер залишається з'єднаним з атмосферою, то в результаті випаровування і розщеплення N_2O_4 в кварцевій посудині тиск оксидів азоту залишається рівним одній атмосфері. Кран KK весь час тримають відкритим на атмосферу.

Продовжуючи тримати температуру печі біля 473 K , перепаюють відросток a'' . Після цього нагрівання печі припиняють і по мірі охолодження посудини через кран KK , закривши кран 2, відкачують повітря із зовнішньої сторони мембранного манометра так, щоб манометр

весь час знаходився в нульовому положенні. Коли піч охолоне практично до кімнатної температури, закривають кран *КК*, відсувають піч і перепаюють відростки *a'* і *a''* вже в безпосередній близькості до колби (як вказано на рис. 1). Прилад готовий до вимірювань і при обережній роботі може служити дуже довго.

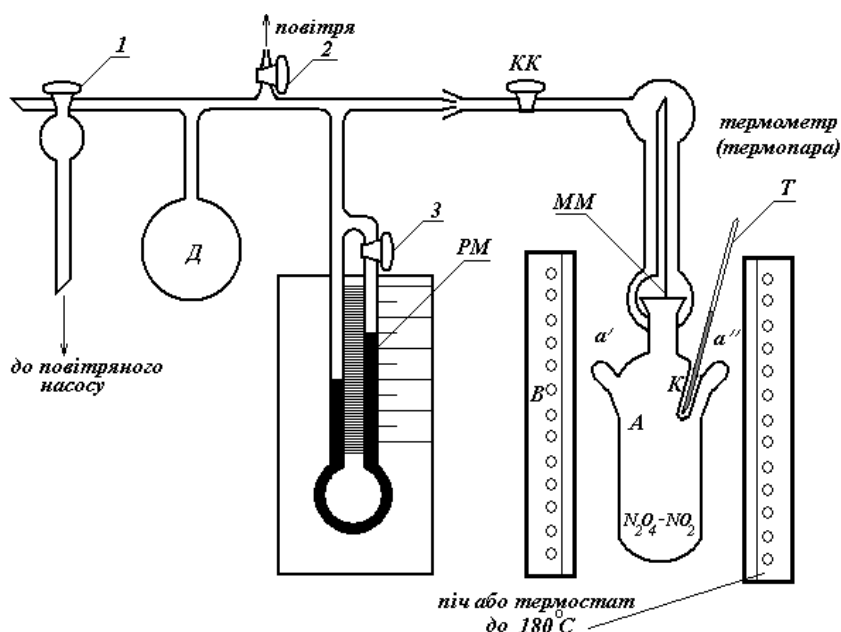


Рис. 1. Схема установки.

Перед початком вимірювань необхідно перевірити нульове положення мембранного манометра! Для цього на реакційну посудину насувають посудину Дьюара з рідким азотом і повільним відкриванням крану *КК* і *1* здійснюється евакуування реакційної посудини із зовнішнього боку мембрани відносно досліджуваної речовини. Якщо при заповненні оксидами азоту в реакційній посудині не залишилось повітря, то через конденсацію оксидів азоту (тиск пари N_2O_4 при температурі рідкого азоту або твердого CO_2 дуже малий), стрілка мембранного манометра повинна займати нульове положення. (Якщо стрілка манометра при цьому не встановлюється на нулеві, то манометр зіпсований!).

Після перевірки повільно знімають посудину Дьюара і, залишивши кран *КК* відкритим, обережно впускають повітря через кран *2*, весь час підтримуючи манометр в нульовому положенні. В цей час реакційна посудина нагрівається до кімнатної температури.

Після підготовки установки приступають до вимірювання залежності тиску газів в реакційній посудині від температури. Якщо стрілка мембранного манометра знаходиться в нульовому положенні, то тиск газів

в реакційній посудині буде дорівнювати тиску в буферній посудині D , який показує ртутний манометр PM .

Насувають на посудину A ненагріту електропіч B . Для зручності вимірювань при повільному нагріванні печі дають невеликий надлишок тиску ззовні мембрани (впускають повітря через кран 2), очікують поки мембрана прийде при поступовому нагріванні печі в нульове положення. Тоді швидко вимірюють температуру реактору, а потім тиск на ртутному манометрі. Далі знову додаванням повітря через кран 2 виводять манометр з нульового положення і знову очікують, поки мембрана досягне нульового положення, тоді вимірюють температуру печі і тиск рівноважної суміші газів, що відповідає їй.

Продовжують нагрівання печі до температури 453-463 K , здійснюючи вимірювання через кожні 10-15 K , починаючи від температури 313-323 K .

Потім повторюють вимірювання тисків системи при повільному охолодженні печі, регулюючи тиск із зовнішньої сторони мембрани поступовим евакууванням повітря з буфера D через кран 1. Знову спочатку виводять манометр MM з нульового положення, тепер вже в буфері менший тиск, ніж в системі $N_2O_4 - NO_2$ і чекають, коли мембранний манометр при охолодженні печі прийде в нульове положення. В цей момент фіксують спочатку температуру печі, а потім тиск за манометром.

Продовжуючи вимірювання, охолоджують піч до 313-323 K , після чого відсувають піч, закривають кран KK і в такому стані (під частковим розрядженням!) залишають установку.

Результати вимірювань записують у таблицю.

Таблиця 1

Нагрівання		Охолодження	
$T_{печи}$	Рівноважний тиск системи, P_T	$T_{печи}$	Рівноважний тиск системи, P_T
$T_1 =$	$P_1 =$	$T_1 =$	$P_1 =$
$T_2 =$	$P_2 =$	$T_2 =$	$P_2 =$
і т.д.	і т.д.	і т.д.	і т.д.

Далі одержані дані підставляють в розрахункові формули, приведені вище. Потім:

- 1) Будують графік $P_T = f(T)$ і розраховують α_T і K_P для кожної температури досліду, використовуючи згладжені значення величин P при температурах досліду.
- 2) Будують графік $\lg K_P$ у вигляді функції від $1/T$ та графічно знаходять коефіцієнт рівняння

$$\lg K_p = \frac{A}{T} + B$$

- 3) Знаходять ΔH - тепловий ефект дисоціації 1 моля N_2O_4 до NO_2 , користуючись співвідношенням $\Delta H = -A \cdot 4,575$.
- 4) За рівнянням $\Delta G = -RT \ln K_p = -4,575 \cdot T \lg K_p$ знаходять ΔG дисоціації моля N_2O_4 при 298 K.
- 5) Вважаючи, що знайдена ΔH дисоціації N_2O_4 в невеликому інтервалі температур стала, за рівнянням:

$$\Delta S = \frac{\Delta H - \Delta G}{T}$$
 знаходять ΔS реакції дисоціації для 298 K.
- 6) Порівнюють одержані значення ΔS , ΔH , ΔG для 298 K реакції дисоціації N_2O_4 з табличними даними.

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Охарактеризуйте загальне поняття про рівноваги.
2. Назвіть загальні ознаки фізичних та хімічних рівноваг.
3. Що є якісною характеристикою рівноваг?
4. Сформулюйте принцип Ле Шательє – Брауна.
5. Які фактори впливають на зміщення рівноваг? Поясніть їх суть та наведіть приклади.
6. Що є кількісною характеристикою рівноваг?
7. Сформулюйте закон діючих мас Гульдберга – Вааге та умови його застосування.
8. Доведіть закон діючих мас Гульдберга – Вааге.
9. Що називається фазовими переходами індивідуальних речовин I та II роду? Наведіть приклади.
10. Опишіть термодинаміку фазових переходів I роду.
11. Виведіть рівняння Клапейрона – Клаузіуса для фазових переходів I роду.
12. Поясніть застосування рівняння Клапейрона – Клаузіуса до процесів плавлення.
13. Поясніть застосування рівняння Клапейрона – Клаузіуса до процесів випаровування.
14. Сформулюйте правило Трутона, запишіть його математичний вираз.
15. Напишіть рівняння Кістяківського та Антуана. Охарактеризуйте відповідні величини та умови їх застосування.
16. Виведіть залежність тиску насиченої пари рідин та твердих тіл від температури.
17. Побудуйте графічну залежність тиску насиченої пари рідин та твердих тіл від температури, поясніть її.

ТЕМА VII. «ГЕТЕРОГЕННІ РІВНОВАГИ»

Теоретичні питання:

Загальні умови рівноваги в гетерогенних системах. Поняття «фаза», «компонент», «ступінь вільності». Правило фаз Гіббса, його виведення. Однокомпонентні системи. Двокомпонентні системи. Діаграми стану двокомпонентних систем. Бінарні сплави, евтектика. Хімічні сполуки в бінарних сплавах з конгруентною та інконгруентною точками плавлення. Основи фізико-хімічного аналізу. Термічний аналіз. Принцип побудови діаграм стану склад – властивості. Загальна характеристика трикомпонентних систем. Метод трикутника.

Лабораторна робота №13. ГРАДУЮВАННЯ ТЕРМОМЕТРА ОПОРУ

Для роботи необхідно: акумулятор A_k ; ключ вмикання струму K ; магазин опорів R_M ; гальванометр Γ ; термометр опору R_T ; електрична плитка; посудина для нагріву; пробірка для досліджуваної речовини; провідники - 9 шт.; досліджувана речовина.

Мета роботи:

Користуючись калібровочною кривою по величині опору термометра опору визначити температуру фазового переходу для досліджуваної рідини.

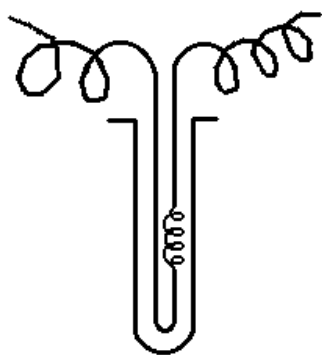


Рис. 1.

Термометр опору, зображений на рис.1. Він є більш чутливим, ніж термоелемент. У більшості випадків ці термометри виготовляють з платинової дротини. Проте для низьких температур можна користуватись дротиною з інших металів, якщо вона захищена від дії хімічних реагентів. З природних металів для цього використовують ті метали, опір яких можна вивести і змінювати при зміні температури і для яких можна знайти залежність опору від температури.

Залежність опору чистої платини від температури в інтервалі від 273 K до 873 K виражається формулою:

$$R_t = R_o(1 + \alpha t + \beta t^2) \quad (1)$$

Приблизне значення констант: $\alpha = 3,965 \cdot 10^{-3}$, $\beta = 5,868 \cdot 10^{-7}$.

При калібруванні термометра опору по точках 273 K , 373 K і якійсь не вищій за вказані температури, визначають точні значення констант, які включають індивідуальні константи установки.

Для обчислення температур в інтервалі від 233 K до 673 K можна користуватись формулою:

$$t = 100 \frac{R_t - R_o}{R_{373} - R_t} + \delta \left[\left(\frac{t}{373} \right)^2 - \frac{t}{373} \right] \quad (2)$$

де δ дорівнює 1,50.

Хід роботи

Для градування термометра опору користуються електричною схемою (рис.2). У цій приведеній компенсаційній схемі відбувається компенсація опору дротини термометра в залежності від температури процесу.

Опір термометра опору при заданій температурі визначають, використовуючи співвідношення:

$$\frac{R_1}{R_2} = \frac{R_M}{R_T} \quad (3)$$

Звідки

$$R_T = R_M \cdot \frac{R_2}{R_1}; \quad (4)$$

$$R_T = R_M \cdot \frac{CB}{AC} \quad (5)$$

де R_M - опір на магазині опорів (береться постійним);

R_1 - опір на реохорді, відповідає довжині AC;

R_2 - опір на реохорді, відповідає довжині CB;

R_T - опір термометра.

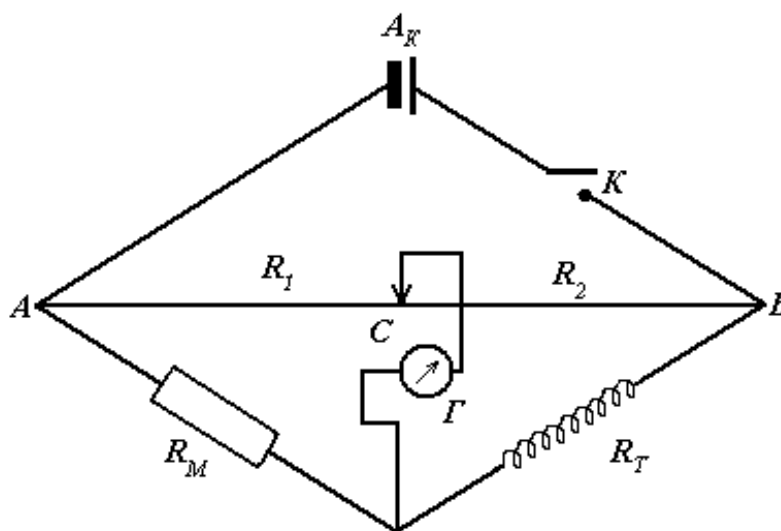


Рис. 2.

За вказівкою керівника заняття беруть речовини з відомими температурами кипіння, плавлення і замерзання. Поміщають термометр опору в досліджувану речовину і, нагріваючи або охолоджуючи, здійснюють фазовий перехід цієї речовини. Коли речовина закипить, розплавиться або замерзне, витримують термометр опору при цій температурі приблизно 5 хв і тільки після цього приступають до вимірювання величини опору термометра опору. Для цього на магазині опорів підбирають такий опір, щоб за допомогою реохорда можна було встановити стрілку гальванометра в нульове положення. Повзунок реохорда повинен знаходитись в межах від 25 см до 30 см. За формулою (5) розраховують величину відповідного опору термометра опору та будують калібрувальний графік в координатах «опір термометра опору – температура фазового переходу». Користуючись калібрувальною прямою, можна по величині опору термометра опору визначити температуру фазового переходу для досліджуваної рідини, якщо вона знаходиться в межах температур, взятих для градуювання термометра опору. Речовина, температура фазового переходу якої повинна бути визначена, зазначається керівником заняття.

Результати досліду та розрахунків записують в таблицю 1.

Таблиця 1

№ п/п	R_M	R_I	R_2	R_T	T, K
1.					
2.					
3.					

Лабораторна робота №14. КАЛІБРУВАННЯ ТЕРМОПАРИ

Для роботи необхідно: електронагрівача піч; штатив для кріплення термометра; термопара; барометр; секундомір; досліджувані метали; контрольна речовина.

Для вимірювання дуже високих температур, коли не можна застосовувати ртутні термометри, користуються термопарами.

Хід роботи



Рис. 1. Термопара.

Термопара складається з двох дротин різних металів (*a* і *b*). Кінці дротин з одного кінця спаюють, що являє собою гарячий спай термопари (*c*). На кожну дротину одягають скляні капіляри (*e*). Далі термопару поміщають у скляний чохол. Довжина термопари повинна становити приблизно 20 см. Спай не повинен торкатися дна і бокових стінок чохла. Роль другого, холодного спаю виконують вільні кінці дротин, температура яких змінюється при зміні умов досліду. Тому термопара повинна бути проградуйована для умов досліду навіть в тому випадку, коли на шкалі приладу нанесені градуси.

Робота термопари ґрунтується на тому, що при нагріванні в місці спаю виникає електрорушійна сила (термоелектрорушійна сила); для даної пари металів вона пропорційна різниці температур гарячого і холодного кінців.

Електрорушійну силу термопари вимірюють за допомогою мілівольтметра або відповідного гальванометра. Також в лабораторії для градуювання термопари можна користуватися приладом, на шкалі якого нанесені градуси Цельсія – пірометром. Але так як умови градуювання приладу різні внаслідок відмінності температур холодного спаю, то перш ніж користуватись вказаним приладом, необхідно теж проградувати його в інтервалах температур досліду. Градуювання термопари потрібно проводити в умовах найбільш близьких до умов досліду, де використовується дана термопара.

Градуювання термопари проводять по точках плавлення чистих металів або їх евтектичних сумішей. Це робиться наступним чином. Метал поміщають в фарфоровий тигель, посипають його порошком вугілля, щоб запобігти окисненню і поміщають в тигельну піч для розплавлення. Чохол закріплюють таким чином, щоб він не торкався дна і стінок тигля. Метал перегрівують на 80-100°C вище температури плавлення чистих металів. Далі

виключають піч і починають записувати покази приладу через кожні 30 секунд.

Після того як розплав затвердів, проводять ще 10 вимірів і відлік припиняють (під час затвердівання протягом деякого часу температура залишається сталою або швидкість охолодження суттєво сповільнюється). З кожним металом дослід проводять 2-3 рази. Коли дослід закінчився, термопару виймають, а скляний чохол залишають заплавленим у металі.

Щоб побудувати калібрувальний графік достатньо розплавити 3 метали. Для побудови кривих охолодження по осі абсцис відкладають час у секундах, а по осі ординат – покази приладу.

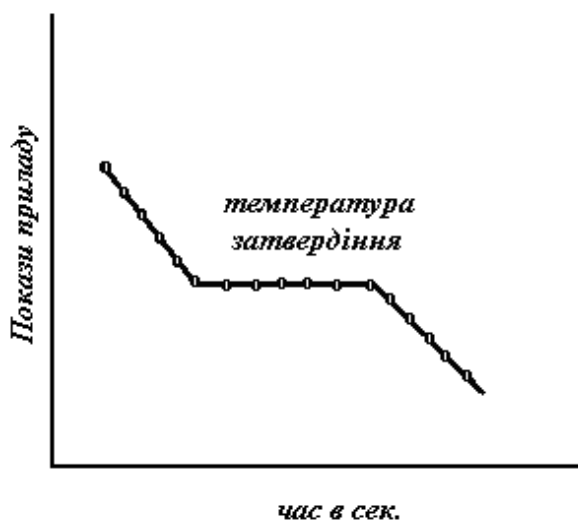


Рис. 2. Крива охолодження.

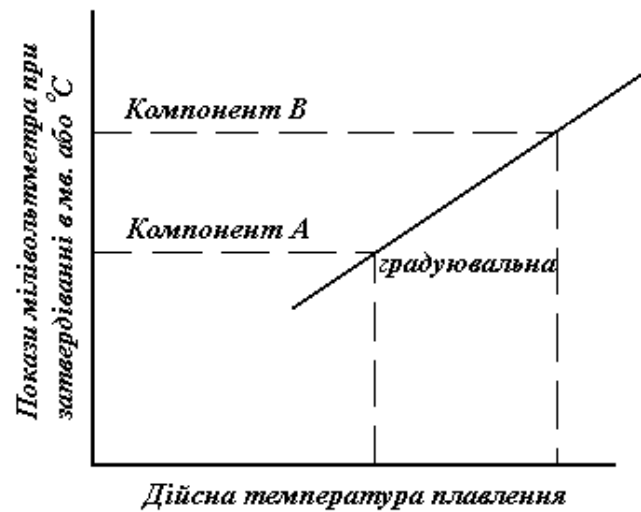


Рис. 3. Калібрувальний графік.

З кривої охолодження видно, що температура затвердівання на деякому відрізку з часом не змінюється. Це і є експериментальна температура плавлення досліджуваного металу.

Для кожного досліджуваного металу з кривих охолодження знаходять температури плавлення по показах приладу.

З одержаних даних і дійсної температури плавлення будують калібрувальний графік. По осі абсцис відкладають дійсні температури плавлення досліджуваних металів, а по осі ординат – їх експериментальні температури (в $^{\circ}\text{C}$), знайдені з кривих охолодження (або покази мілівольметра чи гальванометра при їх використанні, в мВ). По одержаному калібрувальному графіку можна знайти дійсну температуру плавлення, знаючи експериментальну температуру плавлення металу по показах приладу. Покази приладу в широкому інтервалі температур змінюються в залежності від різниці температур холодного і гарячого спаїв не прямо пропорційно. Однак при роботі, яка не вимагає великої точності і невеликих межах температур, можна проводити калібрування, виходячи з прямої пропорційності.

При калібруванні термопари по температурах плавлення солей необхідно проробити ті ж операції. Речовини, по яких проводиться калібрування термопари, вказуються керівником занять.

Результати дослідів записують у таблицю 1.

Таблиця 1

№п/п	Назва речовини для калібрування термопари	Назва контрольної речовини	Покази приладу, які відповідають експерим. температурі плавлення речовини, мВ (або °С)	Дійсні температури плавлення речовини, °С
	Покази приладу, мВ (або °С)	Покази приладу, мВ (або °С)		
1.				
2.				
3.				

Лабораторна робота №15. ТЕРМІЧНИЙ АНАЛІЗ ДВОХКОМПОНЕНТНОЇ СИСТЕМИ

Для роботи необхідно: пробірки (або пронумеровані тиглів з чистими (індивідуальними) речовинами та з їх відповідними сумішами, термометр (або термопара), електрична плитка (або електронагрівача піч).

Мета роботи:

1. Визначення температури кристалізації суміші двох речовин різного складу і побудова на основі дослідних даних кривих охолодження та діаграм плавлення двохкомпонентних систем.
2. На основі діаграми плавлення визначити процентний вміст компонентів в евтектичній суміші.

У практиці відомі два методи дослідження і визначення властивостей різних об'єктів. Один з них препаративний, який ґрунтується на виділенні чистого компоненту і перевірці констант. Другий метод – це ефективний метод фізико-хімічного аналізу, який ґрунтується на вивченні залежностей властивостей від складу системи. Ця залежність може бути виражена графічно у вигляді діаграми «властивість – склад». За допомогою цього методу по діаграмах «властивість – склад» можна судити про властивості системи, про характер взаємодії її компонентів, про наявність різних сполук і їх відносну стійкість, не розділяючи системи на її складові частини. Особливе значення має розділ фізико-хімічного аналізу, в якому вивчають температуру плавлення і затвердіння з допомогою методу термічного аналізу. Цей метод базується на вивченні зміни температури системи при її нагріванні або охолодженні.

Результати вимірювань використовують для побудови графічної залежності температури охолодження системи від часу. Криві, які при цьому одержуються – це криві охолодження. На основі цих кривих будують діаграму плавлення досліджуваної системи. Діаграма плавлення двокомпонентної системи – це сукупність точок, що відображають у координатах тиск – температура, склад, області і межі існування твердих і рідких фаз. Причому допускають, що один з параметрів сталий і будують двохвимірну діаграму. Наприклад, часто користуються кривими «температура-склад» при постійному тиску.

Температура плавлення чистої (тобто індивідуальної) речовини або сплаву при зміні тиску навіть на декілька десятків атмосфер незначна. Наприклад, зміна температури плавлення при зміні тиску на одну атмосферу рівна $0,0074\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Хід роботи

Для одержання діаграми стану досліджуваної пари речовин попередньо будують криві охолодження їх сплавів.

Вид кривих охолодження чистих компонентів і сплавів різного складу приведений на прикладі діаграми стану бінарного сплаву, який складається з речовин, повністю розчинних у рідкому і зовсім нерозчинних у твердому стані (рис.1).

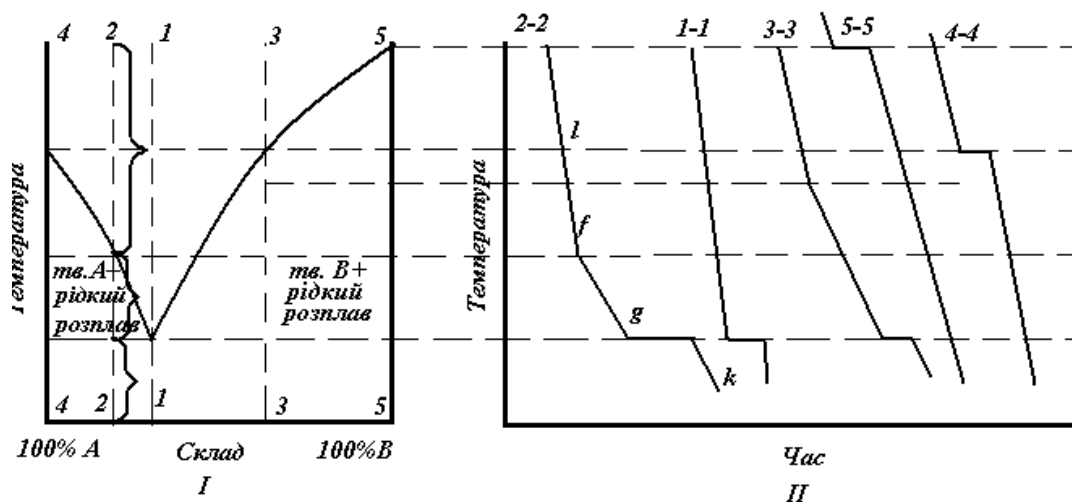


Рис. 1.

Компоненти, які необхідні для побудови діаграми стану і їх склад вказуються керівником занять. Даним методом досліджують суміші металів, неорганічних солей і легкоплавких сполук. Для солей та органічних сполук беруть загальну наважку 4-5 г. Суміші компонентів беруть у масових співвідношеннях, зазначених нижче в табл.1.

Для побудови кривих охолодження сплавів і неорганічних солей вимірювання температури проводять за допомогою термопар, попередньо прокаліброваної по чистих (індивідуальних) компонентах досліджуваної системи. На діаграмі «температура-склад» наносять значення відповідних температур. Нагрівання і охолодження сплавів для експериментального визначення температур затвердіння (плавлення) проводять аналогічно, як і для чистих компонентів (див. вище методику лабораторної роботи «Калібрування термопарі»).

Вимірювання температури легкоплавких систем проводять за допомогою термометра. Для цього готують пробірки з чистими речовинами та з відповідними їх сумішами. Далі закривають їх пробками і послідовно проводять з кожною дослід. Для розплавлення органічних речовин пробірки поміщають в обігрівачу рідину

(наприклад, водяну баню). Нагрівання рідини проводять на електричній плитці.

Таблиця 1

№ пробірки		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
Компонент №1	%	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
	Наважка											
Компонент №2	%	100	90	80	70	60	50	40	30	20	10	0
	Наважка											

Лабораторна робота №16.
ПОБУДОВА ДІАГРАМИ ПЛАВЛЕННЯ
ДВОХКОМПОНЕНТНОЇ СИСТЕМИ KNO_3 - $NaNO_3$

Для роботи необхідно: 6 пронумерованих тиглів, 5 пробірок, предметне скло (5 штук), нагрівач, термопари, гальванометр, мікроскоп, досліджувані солі.

Мета роботи: В даній роботі необхідно побудувати діаграму плавлення двохкомпонентної системи KNO_3 - $NaNO_3$ за даними термічного аналізу. Термічний аналіз досліджуваної системи KNO_3 - $NaNO_3$ здійснюється з допомогою термопари і гальванометра.

Хід роботи

Підготувати шість пронумерованих тиглів, п'ять пробірок і предметне скло (5 штук). Тиглі наповнити сумішшю таких складів (табл.1):

Таблиця 1

№п/п	KNO_3 , мас.%	$NaNO_3$, мас.%	№п/п	KNO_3 , мас.%	$NaNO_3$, мас.%
1.	100	-	4.	75	25
2.	-	100	5.	65	35
3.	50	50	6.	пісок	пісок

Ці суміші необхідно одержати в ступці перемішуванням компонентів. Тиглі щільно заповнити солями. В тиглі №6 – пісок, у якому в процесі охолодження в інтервалі температур від 400°C до кімнатної температури не відбувається ніяких термічних перетворень, тому цей тигель являється контрольним.

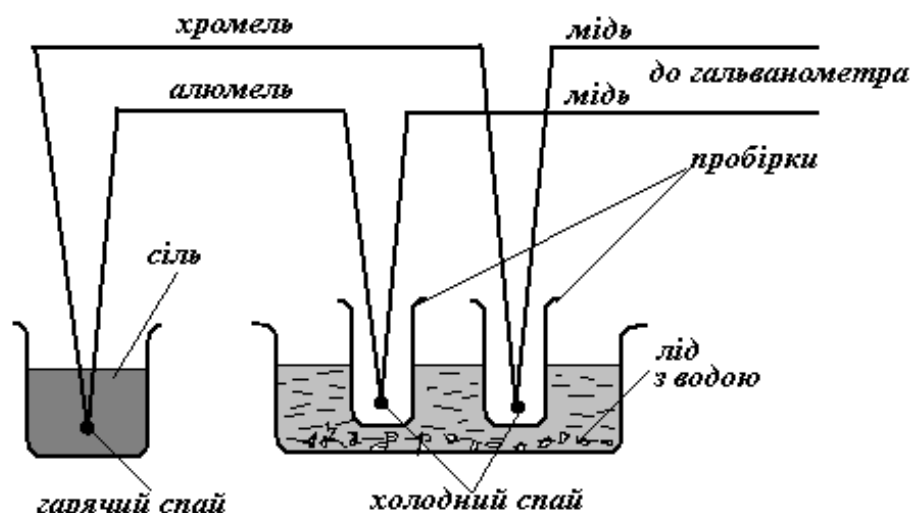


Рис. 1. Схема підключення термопар до потенціометра.

Перед тим, як тиглі поставити в нагрівач, з кожного необхідно відсипати в пробірку невелику кількість суміші для їх мікроскопічного вивчення. Тиглі поставити в нагрівач і занурити в суміш тигля термопар, користуючись схемою, приведеною на рис.1.

До одного гальванометра можна підключати декілька термопар, згідно нижче наведеної схеми (рис.2).

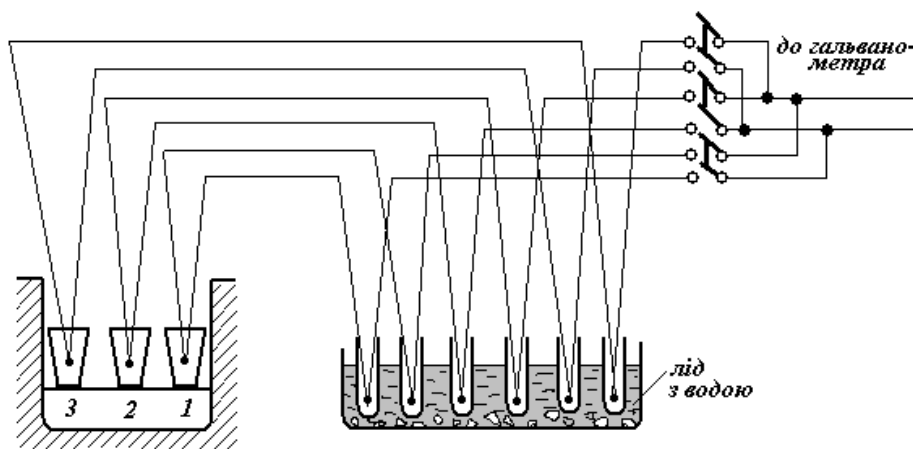


Рис. 2.Схема підключення трьох термопар до потенціометра.

Після того, як тиглі помістили в нагрівач, необхідно закрити їх кришками і включити електричний струм. Не перегрівати суміш у тиглі – це може вивести з ладу гальванометр! Після виключення нагрівача сплави повільно охолоджуються і на екрані дисплею викреслюються криві охолодження, які мають вигляд, зображений на рис.3.

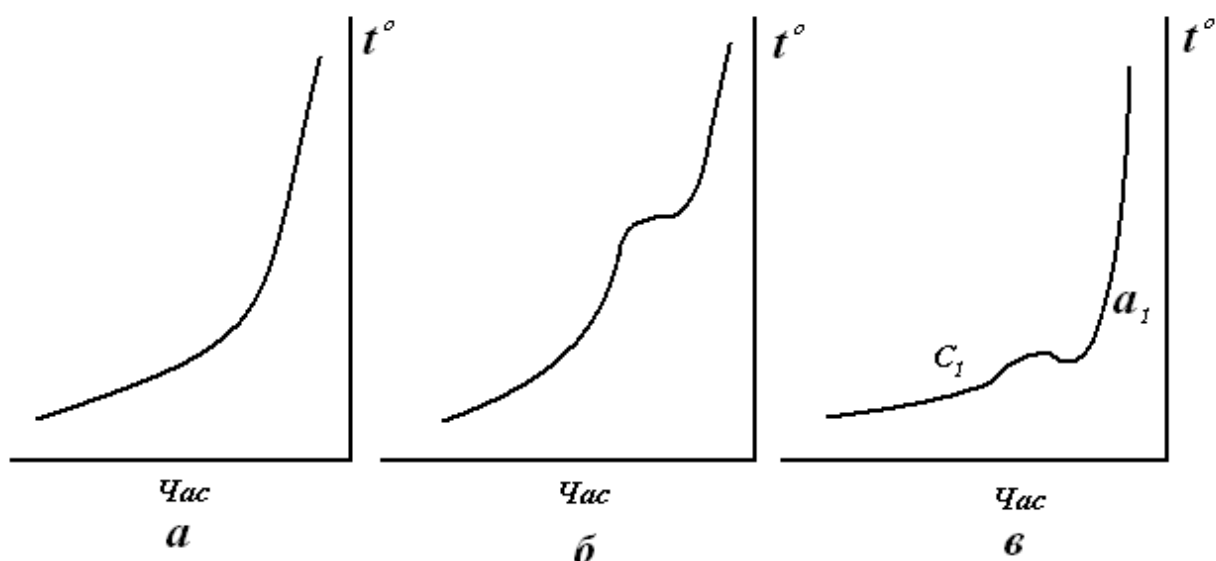


Рис.3. Криві охолодження:
a – піску; *б* – чистої речовини; *в* - суміші речовин.

Поки відбувається охолодження, необхідно розчинити суміш у пробірці (розведений розчин), краплю розчину взяти на предметне скло і роздивитися в мікроскоп. Картину під мікроскопом описати і замалювати.

Після закінчення процесу охолодження будують калібрувальний графік залежності «температура плавлення – дійсна температура плавлення (за довідником)» Температуру плавлення речовини визначають по плато на кривій її охолодження. Коли обидва спаї термопари мають однакову температуру (тобто при 0°C), то ніякої терморушійної сили не виникає. Це рівносильне тому, що гальванометр коротко замкнутий.

Евтектичне плато на кривих охолодження найкраще визначити по нижньому вигину кривої (по точці *C*). Ця точка відповідає моменту, коли в суміші закінчились фазові перетворення (тобто система викристалізувалась), що зв'язане з виділенням тепла. При цьому крива охолодження суміші подібна до кривої охолодження піску.

Одержані дані записують в табл.2.

Таблиця 2

№ п/п	Склад суміші		№ пробірки	Показ термопари	Температура		Вигляд під мікроскопом
	мас. %	мол. %			початку кристалізації	кінця кристалізації	

За одержаними даними будуть діаграму плавлення двокомпонентної системи KNO_3-NaNO_3 :

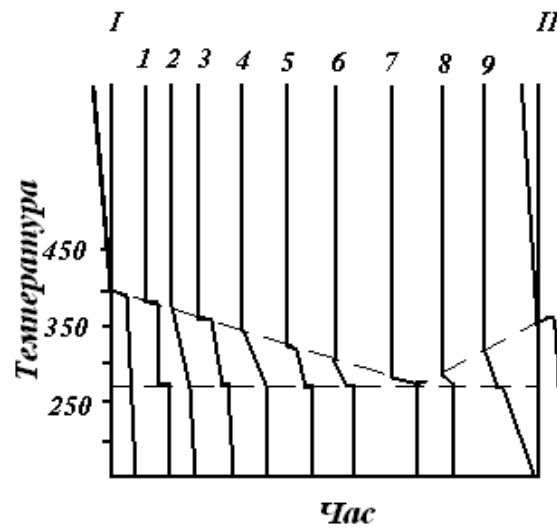


Рис. 4.

Аналогічним чином можна побудувати діаграму плавлення двокомпонентної системи метал-метал.

**Лабораторна робота №17.
ВИЗНАЧЕННЯ ВЗАЄМНОЇ РОЗЧИННОСТІ В
ТРИКОМПОНЕНТНІЙ СИСТЕМІ**

Для роботи необхідно: 8 конічних колб з притертими пробками (по 25 мл), 3 бюретки, три речовини А, В і С (вказує викладач заняття).

Якщо з трьох компонентів два (*B* і *C*) розчинні один в одному, а третій компонент *A* розчиняється в них необмежено, то додавання його збільшує взаємну розчинність перших двох компонентів (*B* і *C*) аж до утворення гомогенної системи. Взаємна розчинність може бути наближено визначена по правилу Тарасенкова. Згідно цього правила, лінії, що з'єднують склади двох рівноважних шарів (конноди) a_1b_1 ; a_2b_2 ; a_3b_3 ; a_4b_4 і т.д. при їх продовженні перетинаються в одній точці, що виражається рівнянням:

$$\frac{a_2'c_1 - a_1'c_2}{a_2 - a_1} = K,$$

де a_1 , a_2 – концентрація речовини *A* в розчині *B* в *C* і в розчині *C* в *B* відповідно;

c_1 – концентрація речовини *B* в *C*;

c_2 – концентрація речовини *C* в *B*;

K – абсциса точки перетину коннод.

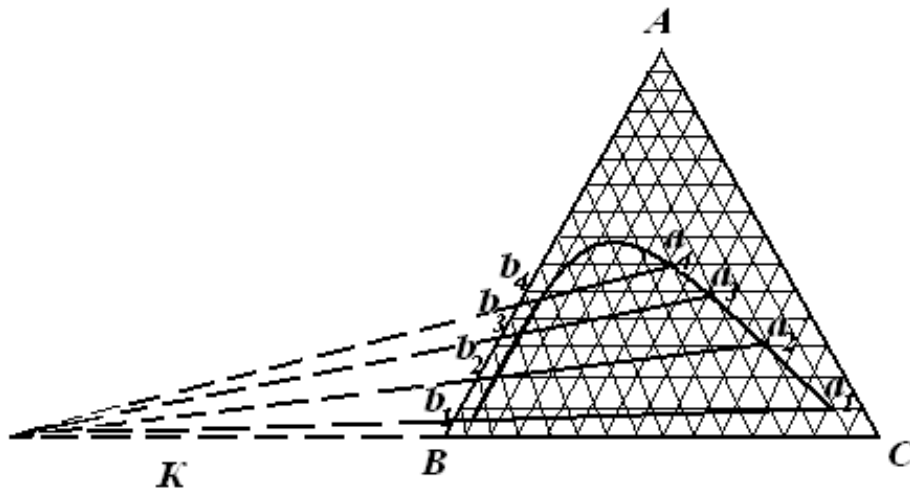


Рис. 1. Залежність розчинності від складу в трьохкомпонентних системах.

Три рідини, що злиті разом, можуть дати три основні типи взаємного розчинення один в одному:

1. речовини А, В і С дають три пари рідин, що змішуються одна в одній;

2. з трьох речовин А, В і С маємо тільки дві частково розчинні пари;
3. три речовини А, В і С дають одну пару рідин, що змішуються одна в одній частково (наприклад, В в С), а інші дві пари (А в В і А в С) повністю розчинні в будь-яких співвідношеннях.

Прикладом можуть бути наступні речовини (табл. 1):

Таблиця 1

А	В	С
Ацетон, метиловий спирт, етиловий спирт, оцтова кислота	Бензен, толуен, хлороформ, ксилен, чотирихлористий вуглець	Вода

Хід роботи

Приготувати вісім 25 мл конічних колб з притертими пробками. Заповнити одну бюретку речовиною А, іншу – речовиною В (які саме речовини - вказує викладач) і приступити до складання двохкомпонентних сумішей А і В в такому об'ємному складі (табл.2):

Таблиця 2

№п/п	Вміст компонентів, об'ємні %		Вихідні компоненти, мл			Вміст компоненту С в суміші А+В+С, об'ємні %
	А	В	А	В	С	
1.	30	70				
2.	45	55				
3.	60	40				
4.	70	30				
5.	80	20				
6.	85	15				
7.	90	10				
8.	95	5				

Кількість мілілітрів А і В в кожній колбі в суміші повинно бути 5 мл. Далі послідовно суміш кожної колбочки відтитрувати водою до утворення мути. Для перших двох колбочок достатньо 1-2 крапель, тому титрувати необхідно із мікробюретки. Після кожної приливої краплі колбу струшують, спостерігаючи появу помутніння. Якщо муть зникає при стоянні, а потім знову з'являється при повторних струшуваннях, значить титрування закінчено.

Кількість витраченої води записують в таблицю 2 (це відповідає компоненту С, мл). Для того, щоб побудувати графік і виділити гетерогенну зону (частково нерозчинну), що розшаровується при стоянні,

потрібно перерахувати мілілітри води на об'ємні проценти, віднесені до трикомпонентної системи за рівнянням:

$$\text{Об.}\% = \frac{X_{\text{млС}} \cdot 100}{5_{\text{мл}}(A + B) + X_{\text{млС}}}$$

Перераховувати в об'ємні проценти кількостей А і В необхідності немає.

Для нанесення даних на графік потрібно кожне значення на лінії АВ (що відповідає суміші А і В різного процентного складу) з'єднати з вершинами трикутника С. На цих лініях слід відкладати дані останнього стовпчика таблиці (об'ємні проценти компонента С, тобто Н₂О). Слід пам'ятати, що на лінії АВ маємо кількість С рівну 0% і кожна наступна горизонтальна лінія, над стороною АВ відповідає приросту води на 5%. З'єднавши точки на графіку, одержують криву лінію, що йде від В до С і направлену опуклістю до А. Область, яка лежить у правій частині трикутника і обмежена лінією, що утворена точками, відповідаючи ми концентраціям початку утворення помутніння, є гетерогенною областю, тобто тією областю, де кількості, наприклад, ацетону недостатньо, щоб він, розчинивши в собі бензол і воду, міг утворювати однофазову прозору ріdkу фазу.

Область, яка лежить зліва і прилягає до точки А, є однофазовою областю, тобто областю повної розчинності всіх трьох компонентів один в одному. Слід зазначити, що завдяки різній розчинності А в В і С, крива може бути несиметричною і критична точка змішування не завжди буде співпадати з максимумом кривої.

ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ:

1. Охарактеризуйте загальні умови рівноваги в гетерогенних системах.
2. Дайте визначення понять: «фаза», «компонент», «ступінь вільності».
3. Сформулюйте правило фаз Гіббса, запишіть його математичні вирази.
4. Охарактеризуйте однокомпонентні системи.
5. Зобразіть неповну та повну діаграми стану води, поясніть їх.
6. Зобразіть діаграми стану сірки та фосфору, поясніть їх.
7. Охарактеризуйте двокомпонентні системи.
8. Зобразіть діаграми стану двокомпонентних систем різних типів, опишіть їх особливості.
9. Що таке «бінарні сплави» та «евтектика»?
10. Охарактеризуйте хімічні сполуки в бінарних сплавах з конгруентною та інконгруентною точками плавлення.
11. Опишіть загальну характеристику основ фізико-хімічного аналізу гетерогенних систем.
12. В чому суть термічного аналізу гетерогенних систем?
13. Поясніть принцип побудови діаграм стану «склад – властивості».

14. Дайте загальну характеристику трикомпонентних систем.
15. Зобразіть діаграму стану трикомпонентних систем, поясніть її.
16. В чому суть методу трикутника Розебома та принцип його побудови?
17. Поясніть суть методу трикутника Гіббса та принцип його побудови.

**ПЕРЕЛІК ПИТАНЬ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО КОЛОКВІУМІВ
З КУРСУ «ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ»
ОС «Бакалавр»
(спеціальність 102 Хімія та
спеціальність 014.06 Середня освіта. Хімія)
(3 курс, 6 семестр)**

МОДУЛЬ 1

Тема I. «АГРЕГАТНИЙ СТАН РЕЧОВИН»

Агрегатний стан речовин. Властивості газів у стані плазми. Природа газоподібного стану. Ідеальні та реальні гази. Основні закони ідеальних газів. Рівняння стану ідеального газу. Універсальна газова стала, її фізичний зміст. Зв'язок універсальної газової сталої з теплоємностями. Реальні гази. Аналіз рівняння стану реального газу. Діаграми стиснення ідеальних та реальних газів. Експериментальна частина.

Лабораторна робота 1. Визначення густини пари і молярного об'єму речовин в пароподібному стані.

Лабораторна робота 2. Дослідження рівняння стану ідеального газу.

Тема II. РІДИНИ

Загальна характеристика рідкого стану. В'язкість і текучість рідин. Одиниці вимірювання в'язкості. Основні рівняння гідродинаміки потоку Ньютона і Пуазейля. Умови їх застосування. Фактори, що впливають на величину в'язкості. Причини відхилення від ламінарного потоку. Методи визначення в'язкості. Експериментальна частина.

Лабораторна робота 3. Визначення в'язкості системи етиловий спирт – вода.

Тема III. ПОВЕРХНЕВІ ЯВИЩА

Поверхневий натяг як вільна поверхнева енергія на межі розділу двох фаз. Одиниці вимірювання поверхневого натягу. Фактори, що впливають на величину поверхневого натягу. Поверхнево-активні та поверхнево-інактивні речовини, приклади. Ізотерми поверхневого натягу. Правило Траубе – Дюкло. Рівняння Гіббса. Позитивна та негативна адсорбція. Методи визначення поверхневого натягу та закони, на яких ці

методи ґрунтуються. Формула Бачинського. Парахор. Експериментальна частина.

Лабораторна робота 4. Визначення поверхневого натягу на межі рідина – повітря і парахору індивідуальних речовин.

Тема IV.ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА

Термодинаміка, її зміст, основні поняття. Термодинамічна система. Параметри стану системи. Внутрішня енергія та ентальпія. Теплота та робота. Теплоємність речовин. I закон термодинаміки, висновки з нього. Оборотної та необоротні, рівноважні та нерівноважні процеси. Робота різних процесів. Теплові ефекти хімічних реакцій. Закон Гесса, висновки з нього. Експериментальна частина.

Лабораторна робота 5. Визначення теплоти згорання речовин за допомогою калориметра Юнкерса.

Залежність теплового ефекту хімічних реакцій від температури. Формула Кірхгофа. II закон термодинаміки, його формулювання та аналітичний вираз. Доведення існування ентропії за допомогою циклу Карно. Об'єднане рівняння термодинаміки. Статистичний характер II начала термодинаміки. Методи розрахунку ентропії. Постулат Планка. Абсолютне значення ентропії. Експериментальна частина.

Лабораторна робота 6. Визначення теплоти розчинення і теплоти гідратації солі.

III закон термодинаміки та існування природного начала відліку температур. Характеристичні функції та термодинамічні потенціали. Диференціальні рівняння для термодинамічних потенціалів та зв'язок їх частинних похідних з параметрами стану системи. Загальні умови рівноваги, їх вираження через характеристичні функції. Рівняння максимальної роботи Гіббса-Гельмгольца. Рівняння з калоричними коефіцієнтами. Експериментальна частина.

Лабораторна робота 7. Визначення концентрації (нормальності) сильної кислоти при нейтралізації її сильним лугом.

МОДУЛЬ 2

Тема V. РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ

Загальне поняття розчину. Концентрація розчину та методи її вираження. Фактори, що впливають на розчинність речовин. Основи термодинаміки розчинів. Хімічний потенціал. Рівняння Гіббса – Дюгема. Термодинамічні функції ідеальних та реальних розчинів. Закони Рауля. Відхилення від законів Рауля. Закони Коновалова. Розділення сумішей шляхом перегонки. Азеотропні суміші. Взаємна розчинність рідин. Нижня і верхня критичні температури. Експериментальна частина.

Лабораторна робота 8. Визначення критичної температури взаємного розчинення рідин.

Ебуліоскопія. Кріоскопія. Ебуліоскопічна та кріоскопічна сталі, їх фізичний зміст. Вивід формули для обчислення молярної маси розчиненої речовини. Осмотичний тиск розчинів. Експериментальна частина.

Лабораторна робота 9. Визначення молярної маси розчиненої речовини кріоскопічним методом.

Лабораторна робота 10. Ебуліоскопічний метод визначення молярної маси розчиненої речовини по Сиволобову.

Тема VI. ФАЗОВІ ПЕРЕТВОРЕННЯ ІНДИВІДУАЛЬНИХ РЕЧОВИН

Загальне поняття про рівноваги. Загальні ознаки фізичних та хімічних рівноваг. Якісна характеристика рівноваг. Принцип Ле Шательє – Брауна. Фактори, що впливають на зміщення рівноваг. Кількісна характеристика рівноваг. Закон діючих мас Гульдберга – Вааге, його виведення та застосування. Фазові переходи індивідуальних речовин I та II роду. Термодинаміка фазових переходів. Вивід рівняння Клапейрона – Клаузіуса. Застосування рівняння Клапейрона – Клаузіуса до процесів плавлення. Застосування рівняння Клапейрона – Клаузіуса до процесів випаровування. Правила Трутона, Кістяківського, Антуана. Залежність тиску насиченої пари рідин та твердих тіл від температури. Експериментальна частина.

Лабораторна робота 11. Визначення тиску насиченої пари рідин і молярної прихованої теплоти пароутворення.

Лабораторна робота 12. Рівновага реакції дисоціації $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$ та її залежність від температури.

Тема VII. ГЕТЕРОГЕННІ РІВНОВАГИ

Загальні умови рівноваги в гетерогенних системах. Поняття «фаза», «компонент», «ступінь вільності». Правило фаз Гіббса, його виведення. Однокомпонентні системи. Експериментальна частина.

Лабораторна робота 13. Градування термометра опору.

Лабораторна робота 14. Калібрування термопари.

Двокомпонентні системи. Діаграми стану двохкомпонентних систем. Бінарні сплави, евтектика. Хімічні сполуки в бінарних сплавах з конгруентною та інконгруентною точками плавлення. Основи фізико-хімічного аналізу. Термічний аналіз. Принцип побудови діаграм стану склад – властивості. Загальна характеристика трикомпонентних систем. Метод трикутника. Експериментальна частина.

Лабораторна робота 15. Термічний аналіз двохкомпонентних систем.

Лабораторна робота 16. Побудова діаграми плавлення двохкомпонентної системи $\text{KNO}_3\text{-NaNO}_3$.

Лабораторна робота 17. Визначення взаємної розчинності в трикомпонентній системі.

ФОРМИ КОНТРОЛЮ

Кількість балів, яку набрав студент з курсу «Фізичної хімії», визначається як середнє арифметичне кількості балів з відповідних модулів дисципліни. Загальна кількість балів складає 100%. Переведення кількості набраних балів в оцінку здійснюється згідно схеми:

Оцінка (%)	Екзаменаційна оцінка	ECTS	
		Оцінка	Характеристика
85-100	Відмінно	A	Відмінно
76-84	Добре	B	Дуже добре
65-75		C	Добре
55-64	Задовільно	D	Задовільно
50-54		E	Достатньо
30-49	Незадовільно	FX	Незадовільно з можливістю перескладання
0-29		F	Незадовільно з обов'язковим повторним начанням

За результатами контролю знань студентів, дозволяється виставлення екзаменаційної оцінки (без екзаменів) – «відмінно», «добре», та «задовільно» (D). Студент має право підвищити оцінку, складаючи екзамен.

Залік виставляється (без складання) у випадку набору кількості балів, що відповідає мінімальній оцінці «задовільно» (D). Оцінки FX, F («2») виставляються студентам, яким не зараховано хоча б один модуль з дисципліни після завершення її вивчення.

Студенту з оцінкою FX дозволяється скласти підсумковий модульний контроль. У випадку повторного одержання ним незадовільної оцінки, студент має право на повторне складання підсумкового модульного контролю (заліку або екзамену) не більше 2-х разів, згідно затвердженого графіка.

Студенти, які одержали оцінку F по завершенню вивчення дисципліни (не виконали навчальну програму хоча б з одного модуля або не набрали за поточну навчальну діяльність з модуля мінімальну кількість балів), повинні пройти повторне навчання за індивідуальним навчальним планом.

ПЕРЕЛІК ПИТАНЬ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ЕКЗАМЕНУ (ЗАЛІКУ)

1. Предмет фізичної хімії.
2. Основні розділи фізичної хімії.
3. Методи дослідження фізичної хімії.
4. Історичний огляд розвитку фізичної хімії.
5. Агрегатний стан речовин.
6. Властивості газів у стані плазми.
7. Природа газоподібного стану. Ідеальні та реальні гази.
8. Основні закони ідеальних газів.
9. Рівняння стану ідеального газу.
10. Універсальна газова стала, її фізичний зміст. Зв'язок універсальної газової сталої з теплоємностями.
11. Реальні гази. Аналіз рівняння стану реального газу.
12. Діаграми стиснення ідеальних та реальних газів.
13. Загальна характеристика рідкого стану.
14. В'язкість і текучість рідин. Одиниці вимірювання в'язкості.
15. Основні рівняння гідродинаміки потоку Ньютона і Пуазейля. Умови їх застосування.
16. Фактори, що впливають на величину в'язкості.
17. Причини відхилення від ламінарного потоку.
18. Методи визначення в'язкості.
19. Поверхневий натяг як вільна поверхнева енергія на межі розділу двох фаз. Одиниці вимірювання поверхневого натягу.
20. Фактори, що впливають на величину поверхневого натягу.
21. Поверхнево-активні та поверхнево-інактивні речовини, приклади.
22. Ізотерми поверхневого натягу. Правило Траубе – Дюкло.
23. Рівняння Гіббса. Позитивна та негативна адсорбція.
24. Методи визначення поверхневого натягу та закони, на яких ці методи ґрунтуються.
25. Формула Бачинського. Парахор.
26. Термодинаміка, її зміст, основні поняття.
27. Термодинамічна система. Параметри стану системи.
28. Внутрішня енергія та ентальпія.
29. Теплота та робота.
30. Теплоємність речовин.
31. I закон термодинаміки, висновки з нього.
32. Оборотні та необоротні, рівноважні та нерівноважні процеси.
33. Робота різних процесів.
34. Теплові ефекти хімічних реакцій.
35. Закон Гесса, висновки з нього.

36. Залежність теплового ефекту хімічних реакцій від температури. Формула Кірхгофа.
37. II закон термодинаміки, його формулювання та аналітичний вираз.
38. Доведення існування ентропії за допомогою циклу Карно.
39. Об'єднане рівняння термодинаміки.
40. Статистичний характер II начала термодинаміки.
41. Методи розрахунку ентропії.
42. Постулат Планка. Абсолютне значення ентропії.
43. III закон термодинаміки та існування природного начала відліку температур.
44. Характеристичні функції та термодинамічні потенціали.
45. Диференціальні рівняння для термодинамічних потенціалів та зв'язок їх частинних похідних з параметрами стану системи.
46. Загальні умови рівноваги, їх вираження через характеристичні функції.
47. Рівняння максимальної роботи Гіббса-Гельмгольца.
48. Рівняння з калоричними коефіцієнтами.
49. Загальне поняття розчину.
50. Концентрація розчину та методи її вираження.
51. Фактори, що впливають на розчинність речовин.
52. Основи термодинаміки розчинів.
53. Хімічний потенціал. Рівняння Гіббса – Дюгема.
54. Термодинамічні функції ідеальних та реальних розчинів.
55. Закон Рауля. Відхилення від закону Рауля.
56. Закони Коновалова.
57. Розділення сумішей шляхом перегонки. Азеотропні суміші.
58. Взаємна розчинність рідин. Нижня і верхня критичні температури.
59. Ебуліоскопія.
60. Кріоскопія.
61. Ебуліоскопічна та кріоскопічна сталі, їх фізичний зміст.
62. Вивід формули для обчислення молярної маси розчиненої речовини.
63. Осмос. Осмотичний тиск розчинів. Біологічна роль.
64. Загальне поняття про рівноваги.
65. Загальні ознаки фізичних та хімічних рівноваг.
66. Якісна характеристика рівноваг. Принцип Ле Шательє – Брауна.
67. Кількісна характеристика рівноваг. Закон діючих мас Гульдберга – Вааге, його застосування.
68. Вивід закону діючих мас кінетичним методом.
69. Вивід закону діючих мас термодинамічним методом.
70. Фазові переходи індивідуальних речовин I та II роду.
71. Термодинаміка фазових переходів. Вивід рівняння Клапейрона – Клаузіуса.
72. Застосування рівняння Клапейрона – Клаузіуса до процесів плавлення.

73. Застосування рівняння Клапейрона–Клаузіуса до процесів випаровування.
74. Правила Трутона, Кістяківського, Антуана.
75. Залежність тиску насиченої пари рідин та твердих тіл від температури.
76. Загальні умови рівноваги в гетерогенних системах.
77. Поняття фаза, компонент, ступінь вільності.
78. Правило фаз Гіббса, його виведення.
79. Однокомпонентні системи.
80. Двокомпонентні системи. Діаграми стану двокомпонентних систем.
81. Бінарні сплави, евтектика.
82. Хімічні сполуки в бінарних сплавах з конгруентною та інконгруентною точками плавлення.
83. Основи фізико-хімічного аналізу.
84. Термічний аналіз. Принцип побудови діаграм стану склад – властивості.
85. Загальна характеристика трикомпонентних систем.
86. Метод трикутника.
87. Рівняння ізотерми хімічної реакції (рівняння максимальної корисної роботи Вант-Гоффа).
88. Рівняння ізобари та ізохори хімічної реакції.
89. Хімічна спорідненість речовин. Принцип Бертло та його спрощення.
90. Методи розрахунку хімічної спорідненості.
91. Основи статистичної термодинаміки.
92. Елементи термодинаміки необоротних процесів.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Гомонай В.І., Гомонай О.В. Фізична хімія. - Ужгород: ВАТ «Патент», 2004.- 712 с.
2. Гомонай В.І., Гомонай О.В. Фізична хімія. Частина I. Хімічна термодинаміка.- Ужгород: Мистецька лінія, 2000.- 292 с.
3. Гомонай В.І. Фізична та колоїдна хімія: підручник для студ. вищ. навч. заклад. (Затверджено Міністерством освіти і науки, молоді та спорту України як підручник для студентів вищих навчальних закладів). – Вид. 3-тє.- Вінниця: Нова Книга. – 2014. – 496 с.

ДОДАТКИ

Додаток 1

Позначення та одиниці виміру у системі СІ

Назва величини	Символ	Одиниця виміру
Абсолютна швидкість йонів	<i>u</i>	$m^2/V \cdot c$
Атомна маса	<i>a</i>	кг/кг-атом
Вага	<i>g</i>	кг
Внутрішня енергія	<i>U</i>	Дж/кмоль
В'язкість	η	Па·с
Густина	<i>d</i>	кг/м ³
Діелектрична проникність	<i>D</i>	-
Довжина	<i>l</i>	м
Довжина хвилі	λ	м
Ебуліоскопічна константа	<i>K_{еб}</i>	$K \cdot 10^3$ кг/кмоль
Еквівалентна електропровідність	λ	$Om^{-1} \cdot m^2/kg$ -екв
Електродний потенціал	φ	В
Електрорушійна сила	<i>E</i>	В
Енергія	<i>E</i>	Дж
Енергія зв'язку	ε	Дж/кмоль
Ентальпія	<i>H</i>	Дж/кмоль
Ентропія	<i>S</i>	Дж/кмоль·К
Ізобарно-ізотермічний потенціал	<i>G</i>	Дж/кмоль
Ізохорно-ізотермічний потенціал	<i>F</i>	Дж/кмоль
Іонізаційний потенціал	<i>I</i>	Дж/кмоль
Кількість молекул	<i>N</i>	-
Кількість молів	<i>n</i>	-
Кінцева зміна властивостей	Δ	-
Коефіцієнт активності	γ	-
Коефіцієнт розподілу	<i>K</i>	-
Константа Ван-дер-Ваальса	<i>a</i>	$(m^3)^2 \cdot кмоль^{-2} \cdot Н/м^2$
Константа хімічної рівноваги	<i>K</i>	-
Константа швидкості реакції	<i>k</i>	-

Кріоскопічна константа	$K_{кр}$	$K \cdot 10^3 \text{ кг/кмоль}$
Маса	m	кг
Молярна маса	M	кг/кмоль
Моляльність, моляльна концентрація	m	кмоль/кг
Молярна рефракція	R	$\text{м}^3/\text{кмоль}$
Молярність, мольна концентрація	c	кмоль/м^3
Момент інерції обертання	I	$\text{кг} \cdot \text{м}^2$
Мольна частка	N	-
Обертальне квантове число	j	-
Об'єм	V	м^3
Осмотичний тиск	π	Па
Парціальний тиск	p	Па
Питома електропровідність	χ	$\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$
Питомий опір	ρ	$\text{Ом} \cdot \text{м}$
Поверхневий натяг	σ	Н/м
Робота, виконана системою	A	Дж/кмоль
Сила	F	Н
Ступінь дисоціації	α	-
Температура абсолютна	T	К
Теплоємність	C	$\text{Дж/кмоль} \cdot \text{К}$
Теплота	Q, q	Дж
Тиск	P	Па
Хвильове число	ω	м^{-1}
Хімічний потенціал	μ	-
Час	τ	с
Частота	ν	с^{-1}
Частота коливань	ν	Гц
Число зіткнень	Z	-
Число переносу	t	-

Деякі фізичні константи

Число Авогадро	$N = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Стала Планка	$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$
Універсальна газова стала	$R = 8314,3 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$
Стала Больцмана	$k = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К}$
Число Фарадея	$F = 9,65 \cdot 10^7 \text{ Кл/кг-екв}$
Тиск атмосферний (н.у.)	$P = 101324,6 \text{ Па}$
Маса електрона	$m_e = 0,911 \cdot 10^{-30} \text{ кг}$
Елементарний заряд	$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
Маса протона	$m_p = 1,672 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Швидкість світла	$c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ м/с}$

Густина деяких речовин

Речовина	$\rho, \text{ кг/м}^3$	Речовина	$\rho, \text{ кг/м}^3$
Алюміній	2700	Натрій	970
Вольфрам	19100	Нікол	8900
Графіт	1600	Олово	7400
Залізо (сталь)	7800	Платина	2150
Бензен	880	Свинець	11300
Вода	1000	Срібло	10500
Гліцерин	1260	Титан	4500
Золото	19300	Уран	19000
Кадмій	8650	Цинк	7000
Кобальт	9800	Ртуть	13600
Лід	916	Спирт етиловий	790
Мідь	8900	Діетиловий етер	720
Молибден	10200		

Додаток 4

Густина деяких газів (н.у.)

Газ	$\rho, \text{кг/м}^3$	Газ	$\rho, \text{кг/м}^3$
Азот	1,25	Кисень	1,43
Аміак	0,77	Метан	0,72
Водень	0,09	Повітря	1,293
Карбон (IV) оксид	1,98	Хлор	3,21

Додаток 5

Співвідношення
між позасистемними одиницями

Величина	Одиниця		
	Позначення	Назва	Еквівалент СІ
Довжина	мк	мікрон	10^{-6} м
Маса	<i>m</i>	тонна	10^3 кг
	<i>г</i>	грам	10^{-3} кг
	<i>а.о.</i>	атомна одиниця	10^{-27} кг
Об'єм	<i>л</i>	літр	10^{-3} м^3
	<i>мл</i>	мілілітр	10^{-6} м^3
Температура	$^{\circ}\text{C}$	градус Цельсія	$T = t + 273,15$
Тиск	<i>атм</i>	атмосфера	$1,0133 \cdot 10^5 \text{ Па}$
Час	<i>год</i>	година	3600 с
	<i>хв</i>	хвилина	60 с

ЗМІСТ

Передмова	3
Обробка та оформлення результатів лабораторних робіт	5
Правила роботи в лабораторії з «Фізичної хімії» і техніка безпеки	8
Ліквідація нещасних випадків та надання першої допомоги	10
Тема I. Агрегатний стан речовин	11
<i>Лабораторна робота 1.</i> Визначення густини пари та молярного об'єму речовини в пароподібному стані	11
<i>Лабораторна робота 2.</i> Дослідження рівняння стану ідеального газу	16
Питання для самоконтролю	19
Тема II. Рідини	20
<i>Лабораторна робота 3.</i> Визначення в'язкості системи етиловий спирт-вода	20
Питання для самоконтролю	23
Тема III. Поверхневі явища	24
<i>Лабораторна робота 4.</i> Визначення поверхневого натягу на межі рідина – повітря і парахору індивідуальних речовин.	24
Питання для самоконтролю	30
Тема IV. Хімічна термодинаміка	31
<i>Лабораторна робота 5.</i> Визначення теплоти згорання речовин за допомогою калориметра Юнкера.	31
<i>Лабораторна робота 6.</i> Визначення теплоти розчинення і теплоти гідратації солі.	36
<i>Лабораторна робота 7.</i> Визначення концентрації (нормальності) сильної кислоти при нейтралізації її сильним лугом.	42
Питання для самоконтролю	47
Тема V. Розчини неелектролітів	50
<i>Лабораторна робота 8.</i> Визначення критичної температури взаємного розчинення рідин.	50
<i>Лабораторна робота 9.</i> Визначення молярної маси розчиненої речовини криоскопічним методом.	53
<i>Лабораторна робота 10.</i> Ебуліоскопічний метод визначення молярної маси розчиненої речовини по Сиволобову.	59
Питання для самоконтролю	61
Тема VI. Фазові перетворення індивідуальних речовин	63
<i>Лабораторна робота 11.</i> Визначення тиску насиченої пари рідин і молярної прихованої теплоти пароутворення.	63
<i>Лабораторна робота 12.</i> Рівновага реакції дисоціації $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$ та її залежність від температури.	67
Питання для самоконтролю	73
Тема VII. Гетерогенні рівноваги	74

<i>Лабораторна робота 13.</i> Градування термометра опору.	74
<i>Лабораторна робота 14.</i> Калібрування термопари.	77
<i>Лабораторна робота 15.</i> Термічний аналіз двохкомпонентних систем.	80
<i>Лабораторна робота 16.</i> Побудова діаграми плавлення двохкомпонентної системи $\text{KNO}_3\text{-NaNO}_3$.	83
<i>Лабораторна робота 17.</i> Визначення взаємної розчинності в трикомпонентній системі.	87
Питання для самоконтролю	89
Перелік питань для підготовки до колоквіумів з курсу «Фізичної хімії» (ОС «бакалавр»)	91
Форми контролю	95
Перелік питань для підготовки до екзамену	96
Список рекомендованої літератури	99
Додатки	100
Зміст	104

ДЛЯ ПОТАТОК

ДЛЯ ПОДАТОК

Підписано до друку 28.11.2023 р. Формат 60x90/16
Папір друкарський. Друк різнографічний.
Наклад 100 прим.

Розтиражовано з готових оригінал-макетів
ПП Роман О.І.
м. Ужгород, пл. Ш.Петефі, 34/1
Тел.: 050 977 16 56