

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

Факультет агротехнологій

Кафедра ґрунтознавства та агрохімії

ФІЗИЧНА І КОЛОЇДНА ХІМІЯ

Розділ «Фізична хімія»

Методичні рекомендації

до виконання лабораторних робіт
для здобувачів вищої освіти ступеня «бакалавр»
спеціальності 181 «Харчові технології»
денної форми навчання

Миколаїв
2020

УДК 544+544.77

Ф48

Друкується за рішенням науково-методичної комісії факультету агротехнологій Миколаївського національного аграрного університету від «23» квітня 2020, протокол № 8.

Укладач:

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

Рецензенти:

О. О. Венгер – канд. техн. наук, доцент, доцент кафедри хімії, екології та безпеки життєдіяльності, Херсонський національний технічний університет;

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

©Миколаївський національний
аграрний університет, 2020

ЗМІСТ

ВСТУП.....	4
ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ. ЛАБОРАТОРНИЙ ПОСУД ТА ДОПОМІЖНЕ ПРИЛАДДЯ.....	5
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1. Основи хімічної термодинаміки. Визначення теплової сталої калориметра і теплоти розчинення калій хлориду у воді.....	15
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2. Основи хімічної термодинаміки. Визначення теплоти нейтралізації сильної кислоти сильною основою у воді.....	23
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3. Основи хімічної термодинаміки. Визначення теплоти гідратуутворення купрум (II) сульфату.....	28
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4. Хімічна рівновага. Правило Ле Шательє.....	31
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5. Дослідження хімічної рівноваги оборотної хімічної реакції.....	37
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6. Визначення рефракції речовини.	41
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7. Рефрактометричне визначення сухих речовин у харчових об'єктах.....	46
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8. Потенціометричне визначення рН розчину.....	48
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9. Вивчення впливу температури на швидкість хімічної реакції.....	51
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10. Каталіз.....	60
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 11. Інгібітори.....	62
ЛІТЕРАТУРА.....	63
ДОДАТКИ.....	64

ВСТУП

Лабораторні роботи із фізичної і колоїдної хімії (розділ «Фізична хімія») є важливою складовою даної дисципліни, оскільки саме в ході виконання здобувачами вищої освіти лабораторних робіт формуються необхідні майбутньому спеціалісту уміння і навички.

В процесі виконання лабораторних робіт закріплюються теоретичні знання з дисципліни, студент оволодіває фізико-хімічним підходом до тих систем, які будуть в майбутньому складати предмет його роботи як харчового технолога, отримує навички оцінки властивостей систем в практичних умовах, навчається оцінювати результати досліджень, узагальнювати практичні дані і робити висновки, оволодіває основними методиками вимірювань показників фізико-хімічних характеристик систем, які досліджуються.

Лабораторні роботи мають дослідницький характер.

У методичних рекомендаціях до виконання лабораторних робіт з дисципліни «Фізична і колоїдна хімія» (розділ «Фізична хімія») завданням передують об'ємний теоретичний матеріал.

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

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

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

Лабораторний посуд

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Кристалізатори бувають різних діаметрів. Це плоскодонні скляні товстостінні чашки, які не можна нагрівати. У хімічних

лабораторіях великі чашки застосовують для збирання газу над водою, охолодження посудини водою, кристалізації, очищення речовин перекристалізацією.

Вимірювальний посуд

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

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

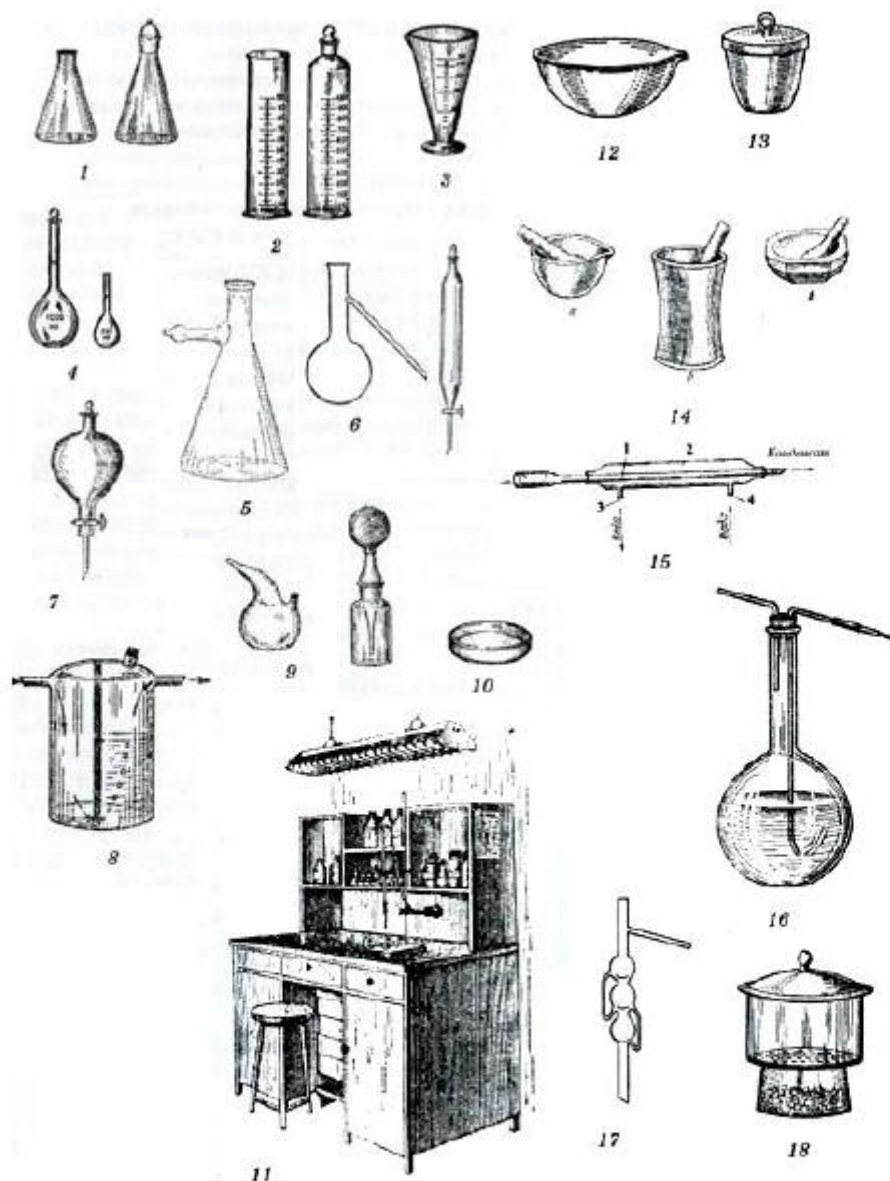
Мірні циліндри не призначені для точного вимірювання об'ємів. Їх використовують для приготування розчинів приблизної концентрації.

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

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

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

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



Мал. 1. Лабораторний скланий посуд:

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

Наповнення піпетки рідиною. Піпетку беруть великим і середнім пальцями і глибоко опускають її нижній кінець у рідину. Через верхній кінець втягують гумовою грушею рідину в піпетку так, щоб її рівень піднявся вище від позначки. Потім знімають грушу, швидко закривають вказівним пальцем верхній отвір піпетки, не даючи рідині витікати з неї. Виймають нижній кінець піпетки з рідини і витирають її зверху шматком фільтрувального паперу. Тримавши піпетку строго вертикально, встановлюють позначку на рівні очей, потім потроху послаблюють натискування пальцем на верхній отвір піпетки, щоб

рідини повільно витікала. Коли нижня частина меніска опущеної рідини торкнеться позначки, отвір знову закривають пальцем. Піпетку переносять у підготовлений посуд і, тримаючи її вертикально, дають рідині витекти. При цьому не можна опускати піпетку низько, кінчик її треба тримати біля верхнього краю посудини. Коли весь розчин з піпетки витече, слід зачекати кілька секунд, доторкуючись її кінчиком до стінки посудини і злегка повертаючи. ***Ні в якому разі не можна видувати з піпетки залишену краплю розчину!***

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

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

Мірні циліндри використовують для приготування розчинів приблизної концентрації.

Посуд спеціального призначення

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

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

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

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

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

Фаянсові тиглі використовують для прожарювання осаду. Найкращі з них – № 3 діаметром 25 мм і висотою 35 мм. Маса нового тигля при прожарюванні завжди зменшується, тому перед використанням тиглі прожарюють у муфельній печі декілька годин до

набуття ними постійної маси. Написи на тиглях роблять на дні із зовнішнього боку насиченим розчином хлориду заліза (III), а потім закріплюють написи прожарюванням протягом кількох хвилин. Порцелянові тиглі, які були у використанні, очищують гарячою розведеною (1:1) хлоридною кислотою, водою і знову прожарюють. Часто рештки деякого осаду повністю видалити не вдається, оскільки вони сплавилися з поверхнею порцеляни. Проте такі тиглі можна використовувати для подальшої роботи.

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

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

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

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

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

Нагрітий скляний посуд не можна класти відразу на холодну поверхню.

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

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

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

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

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

Перша допомога в разі нещасних випадків

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

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

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

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

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

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

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

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

Правила поведінки у хімічній лабораторії

1. Заходьте до лабораторії тільки з дозволу викладача.

2. Заходьте і виходьте з лабораторії спокійно, щоб випадково не перекинути хімічний посуд з приладами або склянки з реактивами, що стоять на столах.

3. Сидіть у лабораторії завжди за одним і тим самим робочим місцем і не переходьте на інше місце без дозволу викладача.

4. Підтримуйте чистоту й порядок на своєму робочому місці, не залишайте на столі сміття, збирайте його і викидайте в установлені місця (урни або спеціально поставлені на столах банки), після роботи мийте за собою посуд.

5. Не тримайте під час роботи на столі нічого зайвого; на ньому можуть бути підручник, задачник, довідник, робочий журнал та письмове приладдя.

6. Дбайливо ставтеся до обладнання лабораторії.

7. Виконуйте усі досліді самостійно, крім тих, які за вказівкою викладача виконуються групами з 2-4 студентів.

8. Перевірте, чи є все необхідне для дослідів, і продумайте послідовність виконання кожного з них.

9. Працюйте сидячи, швидко, але без зайвої квапливості, під час роботи додержуйтеся тиші.

10. Записуйте хід виконання досліду в робочий журнал і робіть запис усіх спостережень, рівнянь реакцій, висновків відразу ж після виконання досліду.

11. Дотримуйтеся правил користування водогоном, газом та електрикою, не відкривайте без потреби крани, не засмічуйте раковини, вмикайте електричні прилади за необхідності.

12. Знайте і дотримуйтеся правил нагрівання, поводження з розчинами кислот і лугів, вогненебезпечними, вибухонебезпечними та отруйними речовинами.

13. Знайте місцезнаходження в лабораторії протипожежних засобів, аптечки і вмійте ними користуватись у разі нещасного випадку.

Основні застережні заходи під час роботи в хімічній лабораторії

1. Працюйте обов'язково в халаті.

2. Будьте максимально обережні під час виконання практичних робіт, пам'ятаючи, що неохайність, неуважність, недостатня обізнаність із властивостями речовин, з якими проводиться робота, може спричинити нещасний випадок.

3. Виконуйте тільки ті хімічні досліди, які погоджені з викладачем, під його наглядом або наглядом лаборанта.

4. Уважно читайте етикетку на посудині з тією речовиною, яку берете для досліду. Відкривши посудину, пробку не кладіть на лабораторний стіл боком, а поставте її вертикально (мал. 2).

5. Беріть реактиви для дослідів тільки в тих кількостях, які зазначені в інструкції.

6. Якщо в інструкції не вказано, яку масу чи об'єм речовини треба взяти, то суху речовину беріть у такій кількості, щоб вона закрила лише дно пробірки, а розчину не більше ніж 1/л її об'єму.

7. Не зливайте надлишок реактиву назад у посудину, де він зберігався.

8. Під час наливання рідин беріть посудину з реактивом так, щоб етикетка спрямовувалась у бік долоні, знімайте краплю з краю шийки посудини, оскільки рідина, стікаючи по склу, псуватиме етикетку, може обпекти руку (мал. 3).



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



Мал. 3. Знімання краплі рідини з шийки посудини

9. Закрийте пробкою і поставте на місце посудину, з якої взяли реактив.

10. Користуйтеся пробіркотримачем під час нагрівання розчинів у пробірці. Уважно стежте за тим, щоб отвір пробірки був спрямований від вашого обличчя, бо рідина внаслідок перегрівання може виплеснутися з пробірки.

11. Під час нагрівання рідин стежте, щоб не перегрівалися стінки посудини над рідиною (особливо, коли рідини мало), тому що при потраплянні крапель рідини на перегріте скло посудина може тріснути.

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

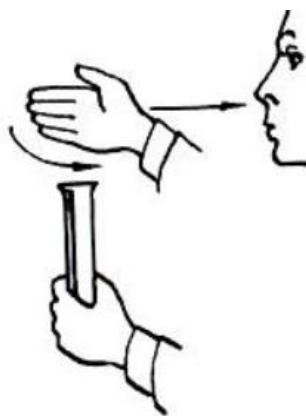
13. Не заглядайте в пробірку, в якій нагрівається рідина, і не нахиляйтеся над посудиною, в яку наливається будь-яка рідина (особливо їдка), щоб непомітні бризки не потрапили в очі (мал. 4).

14. Не пробуйте на смак речовини.

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



Мал. 4. Розбризування рідини під час наливання в посудину



Мал. 5. Так треба нюхати речовини

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

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

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

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

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

Уразі нещасного випадку негайно звертайтеся до викладача!

Контрольні питання

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

Лабораторна робота № 1

Основи хімічної термодинаміки. Визначення теплової сталої калориметра і теплоти розчинення калій хлориду у воді

Мета роботи – ознайомлення із принципом калориметричних вимірювань, набуття навичок користування калориметром, визначення теплоємності калориметра та теплоти розчинення калій хлориду.

Теоретична частина.

Хімічна термодинаміка вивчає зв'язок між теплотою й роботою, і властивостями речовин або систем. Вивчає макроскопічні властивості тіл і їхньої зміни при обміні тіл або систем енергією або речовиною. У свою чергу хімічна термодинаміка включає *термохімію*, у якій вивчаються теплові ефекти хімічних реакцій.

Стандартна теплота утворення речовини – це теплота реакції утворення речовини із простих речовин, стійких за даних умов.

Стандартна теплота згоряння – теплота, що виділяється при згорянні в атмосфері кисню 1 моля речовини при стандартних умовах до вищих оксидів. Причому, всі учасники реакції повинні бути в стійких агрегатних станах.

У хімічній термодинаміці найчастіше розглядаються ізобарні процеси ($p = \text{const}$), для яких $Q_P = \Delta H$.

Теплоємність – це кількість теплоти, необхідної для нагрівання речовини (системи) на 1 К. Теплоємність — величина екстенсивна, тому що залежить від розміру системи. *Теплоємність*, яка розрахована на 1 моль речовини, називається *мольною*, а на одиницю маси – *питомою*.

В залежності від умов розрізняють:

1. *Ізохорну* теплоємність (при нагріванні або охолодженні речовини при постійному об'ємі):

$$C_V = \frac{\delta Q_V}{dT} = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V. \quad (1.1)$$

2. *Ізобарну* теплоємність (при нагріванні або охолодженні речовини при постійному тиску):

$$C_P = \frac{\delta Q_P}{dT} = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P. \quad (1.2)$$

Теплоти розчинення і розведення.

Інтегральною теплотою розчинення $\Delta H_{\text{Т(розч)}}$ називають кількість теплоти, що виділяється чи поглинається при розчиненні 1 моля речовини у визначеному великому об'ємі розчинника з утворенням розчину концентрації C_m . Теплоти розчинення порівняно невеликі. Для твердих речовин з атомними чи молекулярними решітками вони близькі до теплоти плавлення.

Інтегральна теплота розчинення електролітів є алгебраїчною сумою двох величин:

1) теплоти, яка поглинається при руйнуванні кристалічних решіток і віддалення йонів на відстані, відповідно до об'єму розчину ($\Delta H_{\text{реш.}}$);

2) теплоти, яка виділяється при гідратації чи сольватації кожного йона молекулами розчинника ($\Delta H_{\text{гидр.}}$).

Обидві величини мають порядок сотень кДж/моль, але їх різниця невелика, не більш десятків кДж.

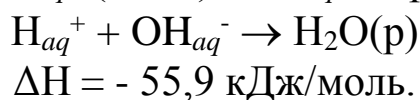
При великих концентраціях $\Delta H_{\text{розч.}}$ є функцією концентрації розчину. Для сильно розведених розчинів вона наближається до граничної величини $\Delta H_{\infty(\text{розч.})}$ у нескінченно розведеному розчині.

Інтегральна теплота розведення $\Delta H_{\text{розв.}}$ являє собою теплоту розведення розчину, що містить 1 моль речовини при концентрації C_m , до нескінченного розведення. Співвідношення між $\Delta H_{\text{розч.}}$ і $\Delta H_{\text{розв.}}$ виражається рівнянням:

$$\Delta H_{\infty(\text{розч.})} = \Delta H_{\text{тррозч.}} + \Delta H_{\text{розв.}} \quad (1.3)$$

Теплота нейтралізації.

Теплотою нейтралізації називається кількість теплоти, яка виділяється при реакції нейтралізації кислоти основою з утворенням одного моля води. Реакція нейтралізації 1 моля будь-якої сильної одноосновної кислоти будь яким лугом у досить розведеному розчині при 298 К супроводжується майже однаковим екзотермічним тепловим ефектом, що відповідає процесу утворення 1 моля рідкої води з гідратованих йонів H_{aq}^+ (H_3O^+) і OH_{aq}^- по рівнянню:



Крім того, при точних розрахунках теплоти нейтралізації потрібно враховувати, що при зливанні розчинів кислоти та основи

відбувається зміна їхніх об'ємів, тобто необхідно враховувати ще дві теплоти розведення.

При нейтралізації слабкої основи сильною кислотою чи навпаки протікають одночасно два процеси: дисоціація слабого електроліту з відповідним тепловим ефектом $\Delta H_{\text{дис.}}$ і процес нейтралізації. Тому $\Delta H_{\text{нейтр.}}$ у цих випадках більше чи менше $\Delta H_{\text{нейтр.}}$ сильної кислоти сильною основою в залежності від величини і знака $\Delta H_{\text{дис.}}$ слабого електроліту.

Теплота дисоціації, у свою чергу, складається з теплоти руйнування зв'язків у молекулі слабого електроліту, тобто теплоти розпаду молекули на йони (ендотермічний ефект) і теплоти сольватації (гідратації) йонів молекулами розчинника (екзотермічний ефект). Таким чином теплота дисоціації може бути як додатною, так і від'ємною.

Калориметр. Тепловий ефект реакції вимірюють у спеціальних приладах – калориметрах, спостерігаючи за зміною температури ΔT при протіканні реакції. Для роботи користуються калориметром, що дозволяє робити визначення теплових ефектів із відносною похибкою 2-5 % при зміні температури не менш 0,5 °C. Калориметр складається з калориметричної посудини й ізолюючої системи. Схему найпростішого калориметра наведено на рис. 1.1.

Калориметр являє собою металеву склянку чи посудину Дьюара. Ізолюючою системою служить повітряна оболонка, що утворюється іншою посудиною і кришкою із пластмаси. Калориметрична посудина встановлюється в іншу посудину на азбестових чи пластмасових підставках. У кришці є отвори для термометра, мішалки і введення випробуваної речовини.

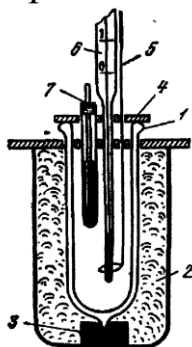


Рис. 1.1. Схема калориметру:

- 1 – металевий стакан, або посудина Дьюара; 2 – повітряна оболонка; 3 – підставка; 4 – кришка; 5 – мішалка;
6 – термометр Бекмана; 7 – ампула з досліджуваною речовиною.

Для зменшення втрат тепла в навколишнє середовище зміна температури при взаємодії речовин у калориметричній посудині не повинна перевищувати 2-3°C і реакція повинна протікати швидко.

Теплові ефекти розраховують за зміною температури ΔT при реакції в калориметрі.

Теплова стала калориметра C_k являє собою суму добутків теплоємностей тих частин приладу і розчину, що беруть участь у теплообміні, на їхню масу:

$$C_k = \sum m_i \cdot C_i \quad (1.4)$$

де m_i – маси окремих частин приладу і рідини;

C_i – питомі теплоємності окремих частин приладу і рідини.

Таким чином, величина C_k відповідає тій кількості теплоти, що необхідна для нагрівання калориметра на 1°C. Визначають C_k безпосереднім вимірюванням теплоємності, нагріваючи калориметр і вимірюючи зміну температури. Нагрівають електричним струмом, чи теплом одержуваним за рахунок хімічної реакції, наприклад, по відомій теплоті розчинення солі. Щоб нагріти систему на ΔT , необхідно надати їй кількість теплоти ΔH :

$$\Delta H = \frac{C_k \Delta T M}{g} \quad (1.5)$$

де ΔH – відома теплота розчинення солі, кДж/моль;

M – молекулярна маса солі; g – наважка солі.

Відповідно:

$$C_k = \frac{\Delta H \cdot g}{\Delta T \cdot M} \quad (1.6)$$

Визначення істинної зміни температури в калориметрі при термохімічному процесі.

Для визначення змін температури в калориметрії використовують метастатичний термометр Бекмана. Він дає змогу виміряти невеликі зміни температури (до 5-6°C) з точністю до 0,005 °C. Термометр складається з основного і додаткового резервуарів ртуті, сполучених між собою капіляром. Особливістю цього термометра є те, що за допомогою додаткового резервуара можна змінювати кількість ртуті в основному резервуарі і завдяки цьому використовувати термометр для вимірювань у широкому інтервалі температур. Шкалу термометра поділено на відрізки по 5°C,

а кожний градус – на десяті і соті частки. Тисячні частки можна приблизно відрахувати з використанням лупи.

Перед використанням необхідно перевірити настроювання термометра Бекмана. Для цього термометр занурюють у посудину з водою, яка має температуру рідини в калориметрі. Термометр підготовлений правильно для ендотермічного процесу, якщо ртуть у ньому міститься між позначками $4-5^{\circ}\text{C}$ (оскільки спостерігається зниження температури), і відповідно між позначками $0-2^{\circ}\text{C}$ для екзотермічного процесу (спостерігається підвищення температури).

Якщо термометр встановлено неправильно, його необхідно відрегулювати. Для цього потрібно сполучити ртуть основного і додаткового резервуарів, нагріваючи основний резервуар (рукою або на водяній бані). Для того щоб рівень ртуті містився у верхній частині шкали, слід додати ртуть із верхнього (додаткового резервуару). Для цього нижній (основний) резервуар термометра охолоджують, і ртуть із верхнього резервуару буде переходити в нижній.

Якщо необхідно, щоб рівень ртуті встановився в нижній частині шкали, основний резервуар слід помістити вище від додаткового і трохи підігрівати (рукою або на водяній бані) ртуть в основному резервуарі. При цьому ртуть буде перетікати з нижнього резервуару у верхній.

Для припинення надходження ртуті з одного резервуару в інший слід розірвати стовпчик ртуті. Для цього термометр становлять у вертикальне положення і різко вдаряють верхньою частиною термометра по долоні (обережно, щоб не розбити термометр). Після цього термометр знову занурюють у посудину з водою, що має температуру рідини в калориметрі. І перевіряють настроювання.

При роботі з калориметром спостерігаються часткові втрати тепла в навколишнє середовище, що викривляє вимірювану різницю температур початку і кінця процесу. Для визначення істинної зміни температури використовують графічний метод. Весь калориметричний процес поділяють на три періоди:

- 1) попередній період 5 хв;
- 2) головний період, що відповідає протіканню термохімічного дослідження (розчиненню солі чи реакції нейтралізації);
- 3) заключний період – 5 хв.

Перемішуючи воду в калориметрі, спостерігають кожні 0,5 хв. за температурою, що змінюється в результаті обміну теплом із навколишнім середовищем. Коли встановлюється рівномірний хід температури, тобто коли зміни температури кожні 0,5 хв. стануть однаковими, починають записувати температуру через кожні 0,5 хв. із точністю до $0,005^{\circ}\text{C}$ (попередній період). Виконують 10 відліків. На одинадцятому відліку починають розчинення солі чи іншу реакцію для вимірювання теплового ефекту, не виключаючи секундоміра і не перериваючи запису температури. Розмішують розчин, і продовжують запис температури (головний період). Якщо температура змінюється дуже швидко, відлік можна робити з точністю до $0,1^{\circ}\text{C}$. По закінченні головного періоду, коли хід температури знову стане рівномірним (заклучний період), роблять ще 10 відліків і дослід закінчують. Якщо відлік чергового показання термометра під час досліду не був зроблений, то слід підкреслити пропущений відлік і записати наступний на своє місце, під своїм порядковим номером. Інакше це скоротить плавний період і вплине на величини виправлення. Точне значення зміни температури в калориметрі під час проведення процесу визначається графічним методом, що дає змогу враховувати можливий теплообмін калориметра з навколишнім середовищем (рис. 1.2)

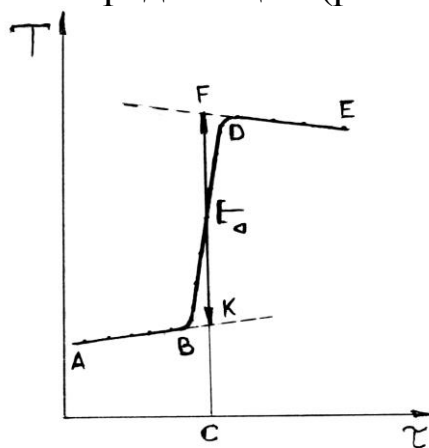


Рис.1.2. Графічний метод визначення істинної зміни температури в калориметрі при термохімічному процесі.

За отриманими даними будують графік (рис. 1.2) на міліметровому папері, відкладаючи по осі абсцис час τ , а на осі ординат – температуру T . На графіку AB – попередній період, BD – головний період, а DE – заключний. Прямі AB і DE екстраполюють, і час періоду BD поділяють навпіл (точка C). З точки C опускають перпендикуляр до перетину з обома продовженими прямими.

Відрізок між точками K і F , виражений у градусах, покаже дійсну зміну температури ΔT , викликану процесом, з урахуванням виправлення на теплообмін.

Експериментальна частина

1. Ретельно розтерти у фарфоровій ступці 6 г калій хлориду.
2. Зважити з точністю до 0,001 г порожню пробірку із пробкою, насипати в неї близько 5 г солі і знову зважити. По різниці обчислити наважку.
3. Зважити в склянці 300 г дистильованої води (з точністю до 0,1 г) та перенести воду в посудину Дьюара. Зібрати калориметр, закрити його кришкою, де два отвори. В один отвір вставити пробірку так, щоб нижня частина її була покрита водою. В другий отвір установити термометр Бекмана. Перед початком роботи перевірити настройку термометра, опустивши його у воду у калориметрі. Кінець стовпчика ртуті повинен установитися на середині шкали.
4. Записувати показання термометра кожную хвилину до встановлення постійної температури, потім швидко висипати сіль у розчин, перемішати та продовжувати фіксувати зміни температури до постійної. При розчиненні солі температура падає, потім починає рівномірно зростати.
5. Результати вимірювань записати в табл. 1.1 за формою:

Таблиця 1.1

Зміна температури під час досліду

Час, хв.								
Показання термометра, °C								

Розрахунки

1. Визначити графічно ΔT .
2. Обчислити теплову сталу C_k за рівнянням (1.6). Інтегральна теплота розчинення калій хлориду $\Delta H = 17,55$ кДж/моль.
3. Молярну теплоту розчинення KCl $\Delta H_{\text{пит.}}$, що відповідає теплоті розчинення 1 моля солі, обчислити за рівнянням (1.5) і співставити з табличними даними.
4. Зробіть висновки.

Контрольні питання і задачі

1. Дайте визначення поняттю "термодинамічна система".
2. Яка термодинамічна система називається відкритою, закритою, ізольованою, гомогенною, гетерогенною?
3. Дайте визначення понять "внутрішня енергія", "ентальпія", "теплота" і "робота".
4. Що таке теплоти утворення, нейтралізації, розчинення, розведення?
5. Опишіть методи визначення теплової сталої калориметра і істинної зміни температури в ньому. Чому треба записувати хід температури, а не тільки початкове і кінцеве значення її?
6. Які експериментальні величини потрібні для визначення теплового ефекту за калориметричним методом?
7. Молярна теплота плавлення нікелю дорівнює 18 кДж/моль, а його температура плавлення становить 1453°C. Визначити зміну ентропії при плавленні 293 г нікелю.
8. Молярна теплота плавлення льоду становить 6,012 кДж/моль. Визначити, скільки грамів льоду було розплавлено, якщо зміна ентропії при цьому становила 244,6 Дж/(моль·К).

Лабораторна робота № 2

Основи хімічної термодинаміки. Визначення теплоти нейтралізації сильної кислоти сильною основою у воді

Мета роботи – ознайомлення з колориметричним методом визначення ентальпії та термодинамічними розрахунками, пов'язаними з енергетикою хімічних реакцій.

Теоретична частина.

Для будь-якого процесу виконується закон збереження енергії: теплота Q , яка підводиться до системи, витрачається на збільшення її внутрішньої енергії U , на здійснення роботи A над зовнішнім середовищем (перший закон термодинаміки).

$$Q = A + \Delta U$$

На відміну від внутрішньої енергії, теплота та робота не являються функціями стану, оскільки вони слугують формами передачі енергії і пов'язані з процесом, а не зі станом системи. Вони залежать від шляху процесу.

Якщо хімічний процес протікає при постійному об'ємі (T , $V = \text{const}$) і єдиним видом роботи є робота розширення ($A = p \cdot \Delta V$) то тепловий ефект цієї реакції буде дорівнювати приросту внутрішньої енергії системи:

$$Q_{v,T} = \Delta U$$

Якщо хімічний процес протікає при постійному тиску (T , $p = \text{const}$) і єдиним видом роботи є робота розширення ($A = p \cdot \Delta V$), то тепловий ефект цієї реакції дорівнює зміні ентальпії системи:

$$Q_{v,T} = \Delta U + p \cdot \Delta V = \Delta H,$$

де $H = U + p \cdot V$.

Величину H називають ентальпією. Таким чином, теплота ізобарно-ізотермічного процесу набуває властивості функції стану і не залежить від шляху, за яким протікає процес.

Реакції, які супроводжуються виділенням теплоти, називаються екзотермічними ($\Delta H < 0$), а реакції, які супроводжуються поглинанням теплоти називаються ендотермічними ($\Delta H > 0$).

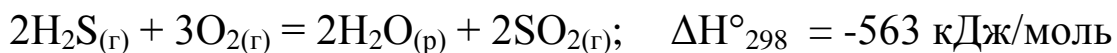
Енергетичний ефект хімічної реакції виражають в кілокалоріях або кілоджоулях і називають тепловим ефектом. Оскільки більшість хімічних реакцій ізобарні, то їх тепловий ефект оцінюється зміною величини ентальпії системи.

Встановлено, що *тепловий ефект хімічних реакцій залежить тільки від виду і стану вихідних речовин і кінцевих продуктів, але не залежить від числа і характеру стадій реакції* (закон Гесса Г.І., 1841р.).

Для спрощення операцій з розрахунками теплових ефектів були введені уявлення про стандартний стан речовин і їх стандартні ентальпії. Стандартний стан речовин – це такий стан, коли речовина знаходиться у чистому вигляді при $T = 298 \text{ K}$, $p = 101,325 \text{ кПа}$ в стійкій для цих умов формі. Стандартному стану речовини відповідає його стандартна ентальпія утворення $\Delta H^\circ_{298} \text{ кДж/моль}$, тобто тепловий ефект реакції утворення 1 моля складної речовини із простих речовин за стандартних умов. Стандартні ентальпії утворення простих речовин умовно приймають рівними нулю. Стандартні ентальпії утворення наведено в довідкових таблицях.

Рівняння хімічних реакцій з показуванням теплових ефектів (ΔH°_{298}) називають термохімічними. В цих рівняннях також показують стан речовини.

Наприклад:



За порівняно невеликим числом H°_{298} можна розрахувати теплові ефекти багатьох хімічних реакцій, при цьому користуються наслідком із закону Гесса: *тепловий ефект хімічної реакції дорівнює сумі стандартних ентальпій утворення продуктів реакції за вирахуванням суми стандартних ентальпій утворення вихідних речовин, з урахуванням коефіцієнтів, які стоять перед формулами цих речовин в рівнянні реакції*

$$\Delta H^\circ_{298} = \sum n \Delta H^\circ_{298} - \sum n \Delta H^\circ_{298}$$

Експериментальна частина

Визначення теплових ефектів хімічних реакцій проводять в калориметрах (рис. 2.1)

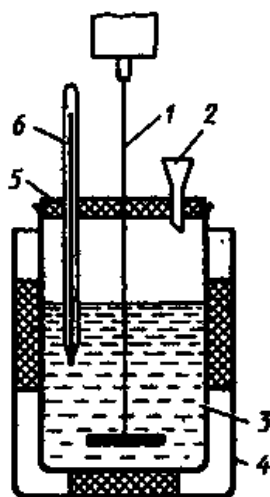


Рис. 2.1. Калориметрична установка:

1 – мішалка; 2 – лійка; 3 – калориметричний стакан; 4 – зовнішній стакан; 5 – кришка; 6 – термометр.

Зважити внутрішню склянку калориметра.

1. Мірним циліндром відміряти 50 мл 1н. розчину сильної кислоти HCl і заміряти його температуру ($t^\circ_{\text{к}}$) з точністю до $0,1^\circ\text{C}$.

2. В склянку 3 через лійку 2 внести відміряний іншим мірним циліндром 50мл 0,1н. розчину сильної основи NaOH і термометром, прополоснувши його дистильованою водою, заміряти температуру лугу ($t^\circ_{\text{л}}$) з точністю до $0,1^\circ\text{C}$. Початкова температура суміші лугу і кислоти t°_1 – середнє арифметичне від $t^\circ_{\text{к}}$ і $t^\circ_{\text{л}}$.

3. Розчин кислоти через лійку 2 внести до розчину лугу і прослідкувати за зміною температури. Записати найвищу температуру суміші t°_2 .

4. Провести дослід, що описаний вище, зі слабкою оцтовою кислотою та амоній гідроксидом (концентрації та об'єм взяти ті ж).

5. Дані досліду записати в табл. 2.1.

Таблиця 2.1

Маса склянки $m_{\text{склянки}}, \text{Г}$	Об'єм V , мл		Сумарний об'єм розчину V , мл	Температура, $t^\circ\text{C}$			
	Кислоти	лугу		Кислоти $t^\circ_{\text{к}}$	Лугу $t^\circ_{\text{л}}$	початков. суміші, t°_1	кінцев. суміші, t°_2

Розрахунки

1. Визначити різницю температур $\Delta t = t_2^\circ - t_1^\circ$ і масу розчину (m_p) в калориметричній склянці, враховуючи, що густина розчину

дорівнює одиниці $m_p = V\rho$.

2. Теплота, що виділялась чи поглиналась в калориметрі, розраховується за формулою:

$$Q = (m_p C_p + m_{\text{склянки}} \cdot C_{\text{скла}}) \cdot \Delta t,$$

де m_p і $m_{\text{склянки}}$ – маси рідини і склянки

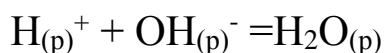
C_p – питома теплоємність розчину, дорівнює теплоємності води, тобто 4,184 Дж/г°C

$C_{\text{скла}}$ – питома теплоємність скла, дорівнює 0,753 Дж/г°C.

3. Розрахувати тепловий ефект реакції нейтралізації одного моля сильної кислоти (лугу) ($\Delta H^0_{298\text{екс}}$).

4. Визначити кількість молів нейтралізованої кислоти (лугу), враховуючи дану молярну концентрацію і об'єм розчину.

5. Згідно теорії електролітичної дисоціації нейтралізація сильної кислоти сильною основою у розведеному стані відповідає рівнянню:



Вирахувати теоретичне значення теплового ефекту за стандартними величинами ентальпії утворення :

$$\Delta H^0_{298}(H_2O) = -286,0 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{298}(OH^-) = -230,2 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{298}(H^+) = 0$$

6. Визначити відносну похибку досліду:

$$\delta_a \% = \pm \frac{\Delta H^0_{298\text{теор.}} - \Delta H^0_{298\text{експ.}}}{\Delta H^0_{298\text{теор.}}} \cdot 100$$

7. Провести аналогічний дослід нейтралізації розчину слабкої основи слабкою кислотою, визначити тепловий ефект в цьому випадку і порівнявши результати з попередніми, зробити висновки.

Контрольні питання і задачі

1. Які хімічні реакції називаються ендо- і екзотермічними?
2. Чим відрізняються термохімічні рівняння від хімічних?
3. Який стан речовини називається стандартним?
4. Що таке стандартна ентальпія утворення речовини?
5. Закон Гесса і наслідки з нього.
6. Які експериментальні величини потрібні для визначення теплового ефекту по калориметричному методу?
7. Розрахуйте масу метану, при повному згорянні якої (з

утворенням рідкої води) виділяється теплота достатня для нагрівання 100 г води від 20° до 30°C. Мольна теплоємність води дорівнює 75,3 Дж/моль·К.

$$\Delta H^0_{298}(\text{CH}_4(\text{г})) = -74,9 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0_{298}(\text{CO}_2(\text{г})) = -393,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0_{298}(\text{H}_2\text{O}(\text{р})) = -285,8 \text{ кДж/моль}$$

8. При взаємодії газоподібних гідрогенсульфіду (сірководню) і карбон (IV) оксиду утворюються H_2O (г) і карбондисульфід (сірковуглець) CS_2 (г). Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції і розрахуйте її тепловий ефект.

$$\Delta H^0_{298}(\text{H}_2\text{S}) = -20,15 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0_{298}(\text{CS}_2) = +115,28 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0_{298}(\text{H}_2\text{O}) = -241,83 \text{ кДж/моль}$$

Лабораторна робота № 3

Основи хімічної термодинаміки. Визначення теплоти гідратуутворення купрум (II) сульфату

Мета роботи – визначення теплоти гідратуутворення купрум (II) сульфату.

Теоретична частина.

В 1836 році російським академіком Г. И. Гессом встановлено досвідченим шляхом, *що тепловий ефект хімічної реакції при $p = const$ або $V = const$ не залежить від шляху її протікання, а визначається лише початковим і кінцевим станом системи.*

Закон Гесса дає можливість розрахувати теплові ефекти процесів у тих випадках, коли їх важко виміряти в певних умовах або коли в цих умовах не можна здійснити цей процес.

Тепловий ефект реакції – максимальна кількість теплоти, що виділяється в необоротному процесі при $p = const$ або $V = const$, якщо всі речовини мають однакову температуру й відсутні інші види робіт, крім роботи розширення.

Наслідки із закону Гесса:

Наслідок 1. Тепловий ефект реакції дорівнює різниці алгебраїчної суми теплот утворення продуктів реакції і алгебраїчної суми теплот утворення вихідних речовин при стандартних умовах.

Стандартна теплота утворення речовини – це теплота реакції утворення речовини із простих речовин, стійких за даних умов.

Наслідок 2. Тепловий ефект хімічної реакції при стандартних умовах дорівнює різниці між алгебраїчною сумою теплот згоряння вихідних речовин та алгебраїчною сумою теплот згоряння продуктів реакції.

Теплоти розчинення і розведення.

Інтегральною теплотою розчинення $\Delta H_{\text{т(розч)}}$ називають кількість теплоти, що виділяється чи поглинається при розчиненні 1 моля речовини у визначеному великому об'ємі розчинника з утворенням розчину концентрації C_m . Теплоти розчинення порівняно невеликі. Для твердих речовин з атомними чи молекулярними решітками вони близькі до теплоти плавлення.

Інтегральна теплота розчинення електролітів є алгебраїчною сумою двох величин:

1) теплоти, яка поглинається при руйнуванні кристалічних решіток і віддалення йонів на відстані, відповідно до об'єму розчину ($\Delta H_{\text{реш.}}$);

2) теплоти, яка виділяється при гідратації чи сольватації кожного йона молекулами розчинника ($\Delta H_{\text{гідр.}}$).

Обидві величини мають порядок сотень кДж/моль, але їх різниця невелика, не більш десятків кДж.

При великих концентраціях $\Delta H_{\text{розч.}}$ є функцією концентрації розчину. Для сильно розведених розчинів вона наближається до граничної величини $\Delta H_{\infty(\text{розч.})}$ у нескінченно розведеному розчині.

Інтегральна теплота розведення $\Delta H_{\text{розв.}}$ являє собою теплоту розведення розчину, що містить 1 моль речовини при концентрації C_m , до нескінченного розведення. Співвідношення між $\Delta H_{\text{розч.}}$ і $\Delta H_{\text{розв.}}$ виражається рівнянням:

$$\Delta H_{\infty(\text{розч.})} = \Delta H_{\text{мрозч.}} + \Delta H_{\text{розв.}} \quad (3.1)$$

Теплота гідратоутворення $\Delta H_{\text{гідр.}}$ — теплота, яку система виділяє, приєднуючи до 1 моля твердої безводної солі відповідну кількість кристалізаційної води. Безпосередньо визначити $\Delta H_{\text{гідр.}}$ важко. Її визначають згідно із законом Гесса як різницю інтегральних теплот розчинення безводної солі і кристалогідрату в таких кількостях води, щоб отриманий розчин в обох випадках мав однакову концентрацію і був би досить розведеним.

Визначивши експериментально теплоту розчинення безводної солі ΔH_1 і теплоту розчинення кристалогідрату ΔH_2 , розраховують теплоту гідратоутворення $\Delta H_{\text{гідр.}}$:

$$\Delta H_{\text{гідрат}} = \Delta H_1 - \Delta H_2 \quad (3.2)$$

Експериментальна частина

1. Теплову сталу калориметра розрахувати, як зазначено в роботі 1.

2. Зібрати прилад (див. рис. 1.1).

3. Мідний купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ подрібнити у фарфоровій ступці. Близько 7,5 г його зважити з точністю до 0,1г і помістити в зважену пробірку. Пробірку із сіллю зважити з точністю до 0,001 г. По різниці з порожньою пробіркою обчислити наважку.

4. В склянку відважити 297 г води з точністю до 0,01г.

5. Вимірювання і запис результатів аналогічні роботі 1. Реакція йде з поглинанням тепла.

6. Близько 10 г мідного купоросу роздрібнити в фарфоровій чашці і нагріти, помішуючи, поки не утвориться біла безводна сіль.

7. Отриману сіль негайно пересипати в пробірку і закрити гумовою пробкою. Після охолодження солі взяти наважку 4,5 г безводної солі і провести вимірювання аналогічно першому. Наважки безводної солі і кристалогідрату добирають так, щоб концентрації розчинів, що утворюються, були однаковими.

Розрахунки

1. За експериментальними даними для обох калориметричних дослідів будують графіки зміни температури з часом і графічно визначають ΔT .

2. Інтегральну теплоту розчинення безводної солі і кристалогідрату розраховують за формулою 1.5.

3. Теплоту гідратоутворення розраховують за формулою 3.2.

Контрольні питання і задачі

1. Дайте визначення поняття "функція стану системи".

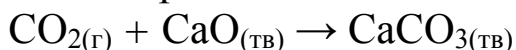
2. Що називається тепловим ефектом хімічної реакції?

3. Згідно з першим законом термодинаміки теплота є функція процесу. Закон Гесса стверджує, що тепловий ефект хімічної реакції не залежить від шляху процесу. Дайте пояснення цій суперечності.

4. Доведіть, що закон Гесса – окремий випадок першого закону термодинаміки.

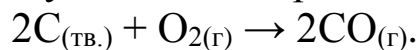
5. Як обчислити тепловий ефект реакції, який неможливо визначити експериментально?

6. Тепловий ефект такої реакції:



становить – 177,39 кДж/моль. Визначити за цих умов теплоту утворення карбонату кальцію.

7. Розрахувати кількість теплоти, що виділиться при згорянні 72 г вуглецю, що супроводжується такою реакцією:



Лабораторна робота № 4

Хімічна рівновага. Правило Ле Шательє

Мета роботи – дослідити оборотність хімічних реакцій та встановлення рівноваги.

Теоретична частина

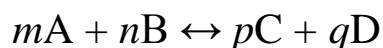
Хімічні реакції можуть бути необоротними та оборотними. Необоротні відбуваються до повної витрати хоча б однієї з речовин, що вступили в реакцію. В таких реакціях ні за яких умов продукти не можуть перетворитися на вихідні речовини.

Реакції, що відбуваються в двох взаємно протилежних напрямках, називаються оборотними. Вихідні речовини реагують до утворення рівноважної суміші, що складається з вихідних речовин та продуктів реакції. У свою чергу, продукти реакції реагують між собою, утворюючи вихідні речовини знов-таки до виникнення рівноважної суміші.

В більшості випадків хімічні реакції протікають не до кінця, а до певного стану, що називається хімічною рівновагою, тобто такого стану, коли швидкості прямої та зворотної реакцій зрівнюються. Так, якщо взяти реакційну суміш, що складається з водню та йоду, а йодоводень відсутній (початковий момент процесу), швидкість прямої реакції має максимальне значення, яке визначається вихідними концентраціями водню і йоду. Швидкість зворотної реакції дорівнює нулю, тому що $C(\text{HI}) = 0$. Але при перебігу реакції концентрації водню і йоду поступово спадають, а концентрація йодоводню – зростає, тому швидкість прямої реакції з часом зменшується, а зворотної – збільшується. Коли швидкості прямої і зворотної реакцій зрівнюються, тобто $v_1 = v_2$, у системі встановлюється рівновага і концентрації речовин набувають сталих значень.

Такі концентрації називаються рівноважними і позначаються квадратними дужками. Рівновагу, яка встановилась, називають динамічною, тобто нові порції продуктів реакції не утворюються, в системі продовжують перебігати і пряма, і зворотна реакції, але з однаковими швидкостями.

У основі вчення про хімічну рівновагу реакцій лежить закон діючих мас. Застосовуючи його для хімічних реакцій загального вигляду:



можна написати:

$$K_c = \frac{c^p(C) * c^q(D)}{c^m(A) * c^n(B)}$$

Величина K_c називають константою хімічної рівноваги, а рівняння – рівнянням хімічної рівноваги або математичним виразом закону діючих мас застосовно до зворотних реакцій. У такому вигляді вираз константи рівноваги застосовується, як правило, до ідеальних систем.

Якщо у реакцій приймають участь газоподібні речовини, то діючі маси виражають крізь парціальні тиски газів. Константи рівноваги у цьому випадку позначають K_p , а рівняння хімічної рівноваги приймає вигляд:

$$K_p = \frac{p^p(C) * p^q(D)}{p^m(A) * p^n(B)}$$

де $p(A)$, $p(B)$, $p(C)$, $p(D)$ – парціальні тиски газів при рівновазі.

На хімічну рівновагу можна впливати і зміщати її у потрібну сторону, а саме змінювати вихід продуктів реакції.

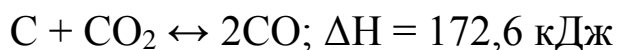
Вивчення явищ хімічної рівноваги дозволило сформулювати принцип зміщення хімічної рівноваги: якщо змінити одну з умов, при яких система знаходиться у стані хімічної рівноваги, то рівновага зміститься у напрямку тієї реакції, яка протидіє зміні (принцип Ле-Шательє).

Зсування хімічної рівноваги в основному визначається:

- 1) концентрацією реагуючих речовин;
- 2) тиском, якщо реагуючі речовини знаходяться у газоподібному чи пароподібному стані;
- 3) температурою, при якій відбувається хімічний процес.

Причиною зміщення хімічної рівноваги при зміні концентрації, тиску і температури реагуючих речовин є порушення рівності швидкості прямої та зворотної реакцій. І це зміщення хімічної рівноваги продовжується до тих пір, доки швидкості цих реакцій знову не зрівняються. Якщо зміна умов реакції призводить до однакової зміни прямої і зворотної реакції, то ніякого зміщення хімічної рівноваги відбуватися не буде.

Принцип Ле-Шательє з декількома допущеннями має застосування і до гетерогенних систем. Роздивимося реакцію, що йде у домнах і газогенераторах:



Ця система гетерогенна, так як вуглець являє собою тверду фазу, а CO_2 і CO – газоподібну. Константа рівноваги буде визначатися відношенням концентрацій і парціальних тисків тільки газоподібних речовин. Кількість вуглецю не впливає на константу рівноваги, так як реакція йде тільки на поверхні вуглецю:

$$K_c = \frac{c^2(\text{CO})}{c(\text{CO}_2)} \quad \text{і} \quad K_p = \frac{p^2(\text{CO})}{p(\text{CO}_2)}$$

Для реакції, що відбувається при прожарюванні вапняку:



Експериментальна частина

Дослід 1. Реакція між оцтовою кислотою і натрій гідроксидом

Матеріали і обладнання

0,01 н. розчин натрій гідроксиду	Стакани
0,01 н. розчин оцтової кислоти	Бюретки
0,1 %-ний розчин фенолфталеїну	Скляні палички
0,1 %-ний розчин лакмусу або універсального індикатора	

В и к о н а н н я. а) У два стакани наливають по 5 мл розчину натрій гідроксиду. В один стакан додають 5 мл розчину оцтової кислоти, у другий – 5 мл дистильованої води. Перемішують скляними паличками, потім у кожний стакан додають по 1 краплі розчину фенолфталеїну. Порівнюють інтенсивність забарвлення розчинів. Показують, що реакція нейтралізації оцтової кислоти до кінця не відбулася. Реакція оборотна. У розчині встановилась рівновага:



б) У два стакани наливають по 5 мл розчину оцтової кислоти, у третій – 5 мл розчину натрій гідроксиду і в четвертий – 10 мл дистильованої води. В один із стаканів з оцтовою кислотою додають 5 мл розчину натрій гідроксиду; в решту стаканів – по 5 мл дистильованої води. Після перемішування доливають по 1 краплі розчину універсального індикатора або по 0,1 мл розчину лакмусу. Порівнюють колір в усіх стаканах, показують, що в стакані із

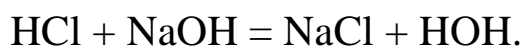
сумішшю оцтової кислоти і натрій гідроксиду забарвлення не відповідає нейтральній реакції (стакан з водою), а є проміжним між забарвленням розчинів у решті стаканів, оскільки реакція оборотна (встановилась рівновага).

Дослід 2. Реакція між хлоридною кислотою і натрій гідроксидом

Матеріали і обладнання

0,01 н. розчин натрій гідроксиду	Стакани
0,01 н. розчин хлоридної кислоти	Бюретки
0,1 %-ний розчин фенолфталеїну	Скляні палички
0,1 %-ний розчин лакмусу або універсального індикатора	

В и к о н а н н я. *а)* У два стакани наливають по 5 мл розчину натрій гідроксиду. В один стакан добавляють 5 мл розчину хлоридної кислоти, у другий – 5 мл дистильованої води. Перемішують скляними паличками, потім у кожний стакан добавляють по 1 краплі розчину фенолфталеїну. Порівнюють інтенсивність забарвлення розчинів. За зміною кольору показують, що реакція нейтралізації хлоридної кислоти необоротна (відбулася до кінця):



б) У два стакани наливають по 5 мл розчину хлоридної кислоти, у третій – 5 мл розчину натрій гідроксиду і в четвертий – 10 мл дистильованої води. В один із стаканів з хлоридною кислотою добавляють 5 мл розчину натрій гідроксиду; в решту стаканів – по 5 мл дистильованої води. Після перемішування доливають по 1 краплі розчину універсального індикатора або по 0,1 мл розчину лакмусу. Порівнюють колір в усіх стаканах, показують, що в стакані із сумішшю хлоридної кислоти і натрій гідроксиду забарвлення відповідає нейтральній реакції (стакан з водою), оскільки реакція необоротна.

Дослід 3. Взаємодія натрій карбонату з натрій гідрогенсульфатом

Матеріали і обладнання

0,1 М розчин натрій карбонату	Стакани
0,2 М розчин натрій гідрогенсульфату	Бюретки
0,1 %-ний розчин універсального індикатора	Скляні палички
	Мірні пальчики

В и к о н а н н я. У два стакани наливають по 5 мл розчину натрій карбонату, в третій – 5 мл розчину натрій гідроген сульфату і в четвертий – 10 мл води. У перший і третій стакани доливають по 5 мл води; в усі стакани – по 0,1 мл розчину індикатора. Потім у другий стакан поступово, помішуючи, доливають 5 мл розчину натрій гідрогенсульфату. Демонструють перехід фіолетового забарвлення індикатора в жовте, що відповідає нейтральному середовищі.

Контрольні питання і задачі

1. Які реакції називають зворотними?
2. Що таке стан хімічної рівноваги? Як можна визначити, що у системі настала рівновага?
3. Що визначає константа хімічної рівноваги? Від яких факторів вона залежить?
4. Сформулюйте принцип зсуву хімічної рівноваги Ле-Шательє.
5. Як зміщується хімічна рівновага при зміні температури, концентрації та тиску?
6. Рівноважні концентрації речовин у реакції $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ дорівнюють: $[\text{Cl}_2]=0,3$ моль/л, $[\text{CO}]=0,2$ моль/л, $[\text{COCl}_2]=1,2$ моль/л. Визначити константу рівноваги.
7. При синтезі гідроген йодиду із водню та пари йоду $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ початкові концентрації водню та йоду дорівнювали 0,2 моль/л. Рівноважна концентрація гідроген йодиду виявилась рівною 0,3 моль/л. Визначити рівноважні концентрації водню та йоду.
8. Визначити вихідні концентрації CO та H_2O , коли відомо, що рівноважні концентрації карбон (II) оксиду з парою води $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$ дорівнюють: $[\text{CO}]_p = 0,4$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}]_p = 0,3$ моль/л, $[\text{CO}_2]_p = 1,2$ моль/л.
- 9

9. Константа рівноваги для реакції $A + B \rightleftharpoons C + D$ дорівнює 1. Вихідна концентрація речовини А дорівнює 2 моль/л, речовини В – 4 моль/л. Скільки при цьому прореагувало речовини В?

Лабораторна робота № 5

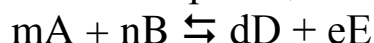
Дослідження хімічної рівноваги оборотної хімічної реакції

Мета роботи – вивчення впливу різних факторів на хімічну рівновагу.

Теоретична частина.

Реакції бувають необоротні і оборотні. Необоротні реакції відбуваються до повного використання хоча б одного з реагентів. Оборотні реакції протікають одночасно в протилежних напрямках.

Якщо протікає оборотна хімічна реакція



то згідно закону діючих мас швидкості прямої і зворотної реакції можна записати рівняннями:

$$v_1 = k_1 C_A^m \cdot C_B^n$$

$$v_2 = k_2 C_D^d \cdot C_E^e$$

З часом швидкість прямої реакції зменшується, а зворотної – збільшується від нуля до певної величини до того моменту, коли значення цих двох швидкостей зрівнюються. Починаючи з цього моменту, пряма та зворотна реакції йдуть з однаковою швидкістю, і настає хімічна рівновага. При цьому

$$\vec{v}_1 = \vec{v}_2$$

$$k_1 C_A^m \cdot C_B^n = k_2 C_D^d \cdot C_E^e$$

Звідси:

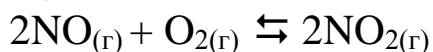
$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{C_A^m \cdot C_B^n}{C_D^d \cdot C_E^e}, \quad (5.1)$$

де K – константа рівноваги;

C_D, C_E, C_A, C_B – концентрація речовин в стані рівноваги, моль/л.

Константа рівноваги залежить лише від природи реагентів і температури. Наприклад:

а) для гомогенної реакції:



Вираз для константи рівноваги має вигляд:

$$K = \frac{C_{\text{NO}_2}^2}{C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}}$$

б) для гетерогенної реакції:



Вираз для константи рівноваги має вигляд:

$$K = C_{\text{CO}_2}$$

В стані рівноваги концентрації кожної речовини не змінюються в часі; такий стан динамічної рівноваги може зберігатися доти, доки лишаються незмінними умови існування системи.

Константа рівноваги пов'язана зі стандартною енергією Гіббса (для реакцій, які протікають при постійній температурі і незмінному тиску) наступним відношенням:

$$\Delta G^\circ = - RT \ln K,$$

де R – універсальна газова стала 8,31 Дж/(моль·К);

T – абсолютна температура, К;

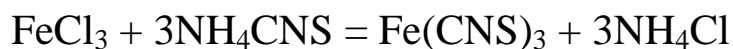
K – константа рівноваги.

Із виразу випливає, що при великому негативному значенні енергії Гіббса ($\Delta G^\circ \ll 0$) $K \gg 1$, тобто можливе самодовільне здійснення хімічного процесу. Стан рівноваги характеризує ту межу, до якої в даних умовах реакція відбувається самодовільно, тобто без витрати роботи із зовні $\Delta G < 0$. Коли в системі наступив стан рівноваги, подальшої зміни енергії Гіббса відбуватися вже не буде: $\Delta G = 0$.

Стан рівноваги залежить від умов існування системи. При зміні останніх (концентрацій, температури, тиску та ін.) швидкості прямої та зворотної реакції змінюються різною мірою, і стан хімічної рівноваги порушується. Проте через деякий час система переходить у новий стан рівноваги, у якому концентрації усіх речовин будуть відрізнятися від попередніх рівноважних, але співвідношення між ними буде відповідати рівнянню (5.1). Таке явище називається зміщенням стану рівноваги і визначається принципом Ле Шательє: *якщо на систему, що знаходиться в рівновазі, вплинути шляхом зміни умов, які визначають стан рівноваги, то рівновага зміщується в тому напрямку, в якому цей вплив зменшиться.*

Експериментальна частина

Дослід 1. Вплив концентрації реагентів на хімічну рівновагу



Із речовин цієї системи яскраво забарвлений тільки $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, а тому зміна його концентрації поведе за собою зміну інтенсивності забарвлення розчину. Це дасть змогу спостерігати напрямок зміщення рівноваги.

У скляний стаканчик налейте 20 мл дистильованої води і додайте 1,5 мл 0.1н розчину ферум (III) хлориду і 1,5 мл 0,1н розчину амоній роданіду, струсніть стаканчик. Колір розчину повинен бути світло-червоним. Забарвлений розчин розлийте у 4 пробірки. Першу пробірку залишіть як еталон для порівняння, в другу додайте 1-2 краплі насиченого розчину ферум (III) хлориду, в третю – 1-2 краплі насиченого розчину амоній роданіду, в четверту – декілька кристаликів амоній хлориду. Порівняйте інтенсивність забарвлення одержаних розчинів з еталоном.

Заповніть табл. 5.1, користуючись спостереженням

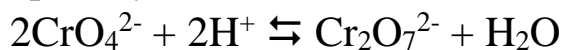
Таблиця 5.1

Додана речовина	Зміна інтенсивності забарвлення (посилення чи послаблення)	Напрямок зміщення рівноваги (вправо, вліво)
FeCl ₃		
NH ₄ CNS		
NH ₄ Cl		

Напишіть вираз для константи рівноваги типу (5.1).

Дослід 2. Зворотність зміщення хімічної рівноваги реакції перетворення хромат – йонів у дихромат – йони

У розчині хроматів існує рівновага, стан котрої залежить від концентрації йонів Гідрогену.



В пробірку налейте 0,5 мл 10%-ного розчину калій дихромату і додайте до нього декілька крапель 10%-ного розчину натрій гідроксиду. Що при цьому відбувається? Після зміни забарвлення розчину додайте до нього декілька крапель розчину сульфатної кислоти (1:3). До чого це призводить? Дайте пояснення явищам, які спостерігались. Запишіть молекулярні та іонні рівняння реакцій переходу дихромату в хромат та хромату в дихромат.

Контрольні питання і задачі

1. Які реакції називаються оборотними і необоротними?

2. В яких випадках оборотні хімічні реакції можуть стати практично необоротними?

3. Сформулювати принцип Ле Шательє.

4. Рівноважні концентрації речовин у реакції:



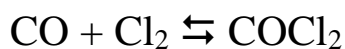
дорівнюють: $C(\text{N}_2) = 3 \text{ моль/л}$; $C(\text{H}_2) = 9 \text{ моль/л}$; $C(\text{NH}_3) = 4 \text{ моль/л}$.

Визначте: а) Початкові концентрації H_2 і N_2 .

б) В якому напрямку зміститься рівновага з підвищенням температури?

в) В якому напрямку зміститься рівновага якщо зменшити об'єм реакційної посудини?

5. Рівноважні концентрації речовин у реакції:



дорівнюють: $C(\text{CO}) = 0,2 \text{ моль/л}$; $C(\text{Cl}_2) = 0,3 \text{ моль/л}$; $C(\text{COCl}_2) = 1,2 \text{ моль/л}$.

Визначте константу рівноваги.

6. Використовуючи принцип Ле Шательє, вкажіть, в якому напрямку зміститься стан рівноваги в реакціях:



а) при підвищенні температури?

б) при зниженні тиску?

Лабораторна робота № 6

Визначення рефракції речовини

Мета роботи – визначення рефракції розчиненої речовини за рефракцією розчина і розчинника.

Теоретична частина

Рефрактометричні методи дослідження (рефрактометрія) ґрунтуються на визначенні показника заломлення світла. Рефрактометричним методом визначають вміст вуглеводів, жиру, хлориду натрію у продуктах.

Всі молекули можуть бути розділені на два типи: неполярні і полярні (з несиметричним і симетричним розподіленням зарядів). Полярну молекулу називають також дипольною або диполем. У двоатомного диполя на одному з атомів утворюється надлишок негативних, на іншому – такий же надлишок позитивних зарядів. У багатоатомних молекул існують деякі області з надлишком позитивних і негативних зарядів. Проте тут також можна уявити два центри зарядів.

Дипольним моментом $\vec{\mu}$ називають добуток заряду на відстань між зарядами:

$$\vec{\mu} = q\vec{l} \quad (6.1)$$

Дипольний момент слід розглядати, як вектор, направлений від негативного заряду до позитивного.

При переміщенні неполярної молекули в електричне поле відбувається зміщення зарядів один відносно одного, що створює індукований (наведений) дипольний момент. Внаслідок існування власного дипольного моменту полярна молекула прагне орієнтуватися вздовж напрямку поля, в ній, як і в неполярній, виникає наведений момент. У цьому і полягає поляризація молекули. Кількісну характеристику властивості молекули поляризуватися називають поляризуємістю.

Зміщення електронів, атомів, орієнтацію молекули в електричному полі називають поляризацією.

Поляризація молекули P складається з електронної $P_{\text{ел}}$, атомної $P_{\text{ат}}$, і орієнтаційної $P_{\text{ор}}$.

$$P = P_{\text{ел}} + P_{\text{ат}} + P_{\text{ор}} \quad (6.2)$$

Електронна та атомна поляризація не залежать від температури, орієнтаційна – обернено пропорційна абсолютній температурі, тому що хаотичний тепловий рух молекул порушує орієнтацію.

Поляризацію діелектрика в постійному електричному полі розраховують за рівнянням:

$$P = \frac{\varepsilon - 1}{\varepsilon + 2} \cdot \frac{M}{\rho}, \quad (6.3)$$

де ε – відносна діелектрична проникність,

M – молярная масса, г

ρ – густина речовини, г/см³

$\frac{M}{\rho}$ – молярний об'єм.

При частотах видимого світла порядку 10¹⁵ Гц ($\lambda = 450-750$ нм) проявляється тільки електронна поляризація $P_{\text{ел}}$, яку називають молярною рефракцією R , см³/моль:

$$R = \frac{n^2 - 1}{n^2 + 2} \cdot \frac{M}{\rho}, \quad (6.4)$$

де n – показник заломлення для променів видимого світла.

Для наближених визначень рефракції достатньо користуватися показником заломлення променів видимого світла. За стандарт обрано жовту лінію натрію (позначають символом D , довжина хвилі $\lambda_D = 589,3$ нм).

Експериментально встановлено, що рефракція молекули наближено є сумою рефракції окремих іонів, атомів або зв'язків, що входять до неї. Цю властивість рефракції (адитивність) можна пояснити тим, що зміщення електронів в молекулі мало залежить від того в які молекули входять такі угруповання. Тому адитивність рефракції дозволяє за допомогою рефракцій окремих атомів, іонів, або зв'язків при наближенні обчислювати рефракцію молекул і вирішувати питання про можливу їх будову.

Крім того, зсув електронів незначно змінюється з температурою і агрегатним станом речовини. У речовин з однаковою емпіричної формулою, але різною будовою, рефракції різні. Наявність у сполуках кратних зв'язків і напружених циклів, які утворюють за рахунок π -зв'язків з легко рухомими електронами, збільшує їх молекулярну рефракцію:

$$R = \sum m \cdot R_{\text{ат}} + \sum m \cdot R_{\text{кр.св.}} + \sum m \cdot R_{\text{циклов}} \quad (6.5)$$

де m – число атомів, кратних зв'язків, циклів.

Адитивність рефракції дозволяє встановити структуру молекули шляхом добору такої структурної формули, для якої обчислена молекулярна рефракція за наведеним рівнянням дорівнює експериментально отриманому значенню. Експериментальне визначення рефракції речовини зводиться до вимірювання показника заломлення і густини.

Речовину розіщають між двома призми (кілька крапель досліджуваної речовини наносять на нижню призму). Світло, пропущене через призму, заломлюється або відбивається від межі поділу (розділу) середовищ і освітлює тільки частину шкали, що приводить до виникнення різкої межі світла та тіні. Положення цієї межі на шкалі залежить від кута повного внутрішнього відбиття досліджуваної речовини. На шкалі приладу наведено показники заломлення, які відповідають різним значенням кута повного внутрішнього відбиття. Світло, що вийшло з нижньої призми, розглядається в полі зору окуляра. Три штриха в полі зору окуляра поєднують з межею темного і світлого полів поворотом рукоятки, показник заломлення рахують по лівій шкалі. Межа світла – тіні попередньо ахроматується обертанням маховичка компенсатора на рукоятці окуляра.

Правильність показання рефрактометрів перевіряють за допомогою дистильованої води, показник заломлення якої при 20°C рівний 1,3329.

Показник заломлення визначають за допомогою рефрактометра, вимірюючи граничний кут заломлення між рідиною і склом. Відомо, що швидкість світла залежить від густини речовини: чим чим більше густина середовища, тим менше швидкість поширення світла в ній. При падінні променя на поверхню розділу двох середовищ з різною густиною швидкість світла змінюється.

Густину рідини визначають за допомогою пікнометра, для цього попередньо зважений сухий пікнометр об'ємом 5 мл заповнюють за допомогою спеціальної лійки дистильованою водою до мітки. Якщо рівень виявиться вище мітки, кількість рідини видаляють фільтрувальним папером. Потім пікнометр зважують. Аналогічно проводять заповнення і зважування пікнометра з досліджуваними розчинами.

Густину рідини розраховують за рівнянням:

$$\rho = \frac{g_2 - g_0}{g_1 - g_0} \cdot \rho_{\text{H}_2\text{O}}, \quad (6.6)$$

де g_0, g_1, g_2 – маси порожнього пікнометра, пікнометра з водою та з розчином;

$\rho_{\text{H}_2\text{O}}$ – густина води при температурі дослідів, г/см³.

Рефракцію кристалічної речовини можна визначити з рефракції її розчину. Рефракція суміші дорівнює сумі рефракцій компонентів, віднесених до їх часток у суміші.

Доцільне в цьому випадку застосування питомої рефракції r (рефракції, віднесеної до 1г речовини):

$$r = \frac{n^2 - 1}{n^2 + 2} \cdot \frac{1}{\rho}, \quad (6.7)$$

Для розчину речовини А в розчиннику В можна записати:

$$r_{A,B} = r_A w + r_B (1 - w), \quad (6.8)$$

де $r_{A,B}$ – питома рефракція розчину;

r_A – питома рефракція речовини А;

r_B – питома рефракція розчинника В;

w – масова частка речовини А в розчині.

Підставивши в рівняння (6.8) $w = a/100$, де a – масова частка А в розчині отримаємо:

$$r_A = \frac{100 \cdot r - (100 - a) \cdot r_B}{a} \quad (6.9)$$

Загальне рівняння для обчислення питомої рефракції розчиненої речовини:

$$r_A = \left(\frac{n_{A,B}^2 - 1}{n_{A,B}^2 + 2} \cdot \frac{100}{\rho_{A,B}} - \frac{n_B^2 - 1}{n_B^2 + 2} \cdot \frac{100 - a}{\rho_B} \right) \cdot \frac{1}{a} \quad (6.10)$$

Експериментальна частина

1. Приготувати три розчини досліджуваної речовини з концентрацією 2 %, 4 %, 6 % (за вказівкою викладача).

2. Визначити показник заломлення розчинника і приготованих розчинів.

3. Визначити густину розчинника і приготованих розчинів.

4. Розрахувати питомі рефракції розчиненої речовини (за рівнянням 6.10) для трьох заданих розчинів і, взявши середнє значення, визначити молярну рефракцію розчиненої речовини.

5. Порівняти значення молярної рефракції, отримані експериментальним і розрахунковим способами. Обчисліть похибку експеримента. Результати дослідів занести в таблицю 6.1.

Таблиця 6.1

№ досліду	Маса пікнометра	Маса пікнометра з водою	Маса пікнометра з розчином	Густина розчину	Показник заломлення	n розчина	n розчинника	n розчиненої речовини
1								
2								
3								

Контрольні питання

1. Які існують види поляризації молекул? Охарактеризуйте їх, які з них залежать від температури?

2. Як зв'язана полярність молекул з їх складом і структурою? Наведіть приклади полярних і неполярних газоподібних речовин і поясніть, чим відрізняється їх поведінка в електричному полі.

3. Що таке молярна рефракція? Як її розрахувати?

4. Що таке дипольний момент молекули? Яка різниця між індукційним та постійним диполем?

5. У якому співвідношенні знаходяться значення енергії, що потрібна для збудження електронного, коливального та обертового рухів молекул?

Лабораторна робота № 7

Рефрактометричне визначення сухих речовин у харчових об'єктах

Мета роботи – визначення вмісту розчиненої речовини за рефракцією розчину і розчинника.

Теоретична частина

Графічно залежність показника заломлення від концентрації речовини виражається прямою, яка проходить через початок координат. Тому для визначення концентрації розчину застосовується метод калібрувального графіка, який будують для серії стандартних розчинів.

Експериментальна частина

1. Побудова калібрувальних графіків

Для розчинів речовини (натрій хлориду, сахарози) різної концентрації C_i визначте показники заломлення n_i . Побудуйте графік залежності (калібрувальний графік) показник заломлення – концентрація.

2. Визначення вмісту натрій хлориду в розчинах

Досліджуваний розчин (розсіл) нанесіть на нижню призму рефрактометра і заміряйте показник заломлення. Вимірювання повторіть три рази і знайдіть середньоарифметичну величину. За калібрувальним графіком для розчину хлориду натрію, який був побудований у попередньому досліді, визначте вміст солі в розсолі (у відсотках). Зробіть висновок про вміст натрій хлориду у досліджуваному об'єкті.

2. Визначення сухих речовин в томатних і яблучних продуктах (соках і пюре).

До сухих речовин у цих продуктах належать сахароза, глюкоза, фруктоза, білок, клітковина та інші. Але основною складовою частиною є сахароза. Тому вміст сухих речовин можна виражати в масових відсотках сахарози.

Зважте 10 г досліджуваного продукту. Розділіть наважку приблизно на три однакові порції і перенесіть їх в три центрифужні пробірки. Проведіть центрифугування при 5000 об/хв протягом двох хвилин. Після зупинення центрифуги обережно піпеткою відберіть 2-

З краплі центрифугату, перенесіть на нижню призму рефрактометра і заміряйте показник заломлення. Проведіть три паралельні заміри, знайдіть середньоарифметичну величину. За калібрувальним графіком для сахарози, який був побудований у першому досліді, визначте вміст сухих речовин у досліджуваних об'єктах (у відсотках). Зробіть висновок про вміст сухих речовин у досліджуваних об'єктах. Після закінчення роботи промийте призми дистильованою водою та просушіть фільтрувальним папером.

Контрольні питання

1. Охарактеризуйте рефрактометричний метод дослідження.
2. Як можна визначити рефрактометричним методом концентрацію розчиненої речовини?

Лабораторна робота № 8

Потенціометричне визначення рН розчину

Мета роботи – визначити водневий показник питних продуктів харчування за допомогою рН-метра (потенціометрією); проаналізувати їх придатність до вживання.

Теоретична частина

рН (водневий показник) – величина, що показує міру активності іонів гідрогену (H^+) в розчині, тобто ступінь кислотності або лужності цього розчину. Для розведених розчинів можна користуватись терміном «концентрація» замість «активність» у цьому визначенні.

рН обчислюється як від'ємний десятковий логарифм активності іонів H^+ (або, точніше, для водних розчинів – іонів гідроксонію H_3O^+) і є безрозмірною величиною:

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

За аналогією з ним було введено і **гідроксильний показник рОН:**

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

Для води і розведених водних розчинів за умов постійної температури добуток концентрацій йонів гідрогену і гідроксид-іонів є величиною сталою:

$$K_{H_2O} = [H^+] \times [OH^-] = 10^{-14} (22^\circ C),$$

де K_{H_2O} – йонний добуток води.

Таке саме значення K_{H_2O} при $22^\circ C$ мають і розведені водні розчини кислот і основ.

При стандартних умовах значення рН лежить в межах від 0 до 14. Максимально можливе значення рН визначається як сума рН і рОН і дорівнює 14.

Із значення рН можна розрахувати рОН:

$$pOH = 14 - pH.$$

рН розчинів визначають за допомогою рН-метра. рН-метр – це електронний вимірювальний прилад. рН метр побудований із:

- 1) стандартного електроду (електрод порівняння) зі сталим значенням електродного потенціалу;
- 2) електроду визначення (індикаторний), потенціал якого залежить від концентрації (активності) йонів гідрогену;
- 3) безпосередньо вимірювального приладу, до якого приєднуються електроди.

Найбільшого поширення у вимірюванні рН як електрод порівняння набув хлоросрібний, а як індикаторний – скляний електрод з водневою функцією.

Скляний електрод складається зі скляного корпусу, який має мембрану кулястої форми, виготовлену зі спеціального електродного скла (натрієвого або літієвого). У корпусі електрода міститься розчин HCl з певною концентрацією іонів H_3O^+ , у який занурений допоміжний хлоросрібний електрод.

Експериментальна частина

1. Дістають іонселективний електрод з розчину, в якому він зберігається, ретельно промивають дистильованою водою, вставляють у штатив.

2. Калібрують рН-метр за допомогою буферних розчинів. Для цього наливають у стакан відповідний буферний (стандартний) розчин, опускають у нього електроди і фіксують значення рН. Якщо необхідно, коригують його за допомогою спеціального налаштування. Похибка вимірювання не повинна перевищувати 0,05 одиниць рН.

Перед кожним зануренням у стандартний розчин електроди ретельно промивають дистильованою водою і обережно забирають залишок води з їх поверхні фільтрувальним папером.

3. Занурюють вимірювальний електрод у досліджуваний розчин, натискають кнопку Enter на значенні рН, чекають 1 хв. На екрані з'явиться виміряне значення рН розчину.

4. Ретельно промивають електрод дистильованою водою, витирають фільтрувальним папером.

5. Проводять дослідження наступного розчину.

6. Отримані результати занести до таблиці, обчисливши значення концентрацій іонів H^+ і OH^- :

№ з/п	Вид продукту	рН _{експ}	рН якісних продуктів	рОН	[H^+], моль/дм ³	[OH^-], моль/дм ³
1	Молоко		6,3-6,7			
2	Кефір		4,85-4,65			
3	Йогурти		4,0-4,3			

7. Враховуючи отримані дані зробити висновок щодо придатності до вживання питних продуктів харчування.

Контрольні питання

1. Дати визначення поняттю «йонний добуток води». Як його обчислюють?
2. Дати визначення поняттям «водневий» і «гідроксильний показники»? Як вони пов'язані між собою?

Лабораторна робота № 9

Вивчення впливу температури на швидкість хімічної реакції

Мета роботи – вивчити вплив температури на швидкість реакції, визначити енергію активації, температурний (декадний) коефіцієнт швидкості реакції та сталу рівняння Арреніуса.

Теоретична частина

У загальному випадку швидкість хімічної реакції з підвищенням температури збільшується. Відомо, що при підвищенні температури на 10 К швидкість реакції зростає в 2-4 рази (правило Вант-Гоффа). Для характеристики залежності швидкості хімічної реакції від температури був виведений температурний коефіцієнт швидкості реакції:

$$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T} \cong 2 \div 4.$$

Якщо відомі константи швидкості за температур, що відрізняються не на 10 К, то коефіцієнт Вант-Гоффа може бути визначений з рівняння:

$$\frac{k_2}{k_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

де k_2 і k_1 – константи швидкості при температурах T_2 і T_1 .

Більш строгу залежність константи швидкості від температури дає рівняння:

$$\frac{d \ln k}{dT} = \frac{E}{RT^2}, \quad (9.1)$$

яке отримало назву рівняння Ареніуса. Величина E має розмірність енергії і носить назву енергії активації. Енергія активації залежить від природи реагуючих речовин та наявності каталізатору і не залежить від температури, концентрації і тиску.

Енергію активації можна визначити як той надлишок енергії в порівнянні з середньою енергією молекул при даній температурі, яким повинні володіти молекули, щоб вони могли легко вступити в хімічну реакцію. Оскільки $E > 0$, то похідна $(\ln k)' > 0$ отже, $\ln k$ і k будуть завжди зростати із зростанням T .

Зв'язок енергії активації з тепловим ефектом можна проілюструвати за допомогою уявлення про енергетичний бар'єр (рисунок 9.1). Хімічну реакцію можна представити як перехід системи з енергетичного стану 1 в стан 2, що супроводиться тепловим

ефектом ΔH (при $P = \text{const}$). З рисунка 9.1 видно, що перехід із стану 1 в стан 2 можливий при витраті енергії E , а зворотний перехід можливий при витраті енергії E' . Оскільки $E' > E$, то енергетичний бар'єр зворотної реакції буде більший, ніж прямої. Отже швидкість зворотної реакції буде менше швидкості прямої.

У завдання хімічної кінетики входить пошук способів зменшення енергетичного бар'єру, енергії активації, для збільшення швидкості. Одним з таких способів є застосування каталізатора.

При здійсненні реакції в прямому напрямі виділяється кількість енергії $\Delta H = E - E'$, а у зворотному напрямі витрачається така ж кількість енергії, що виділяється в прямому.

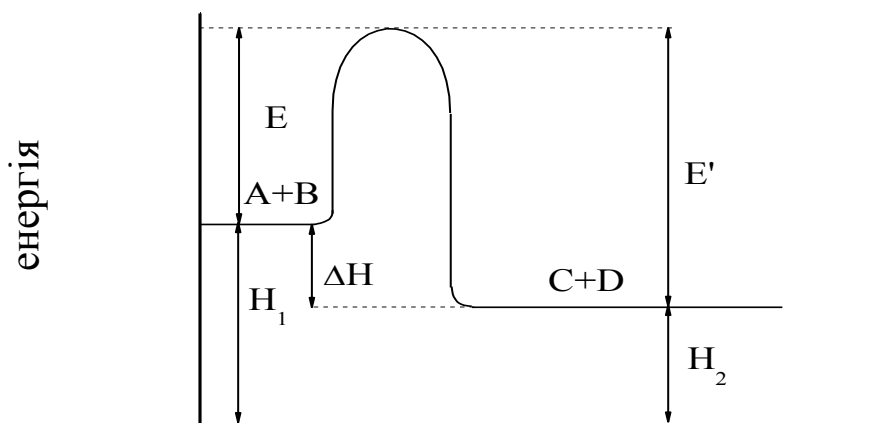
Рівняння (9.1) легко проінтегрувати:

$$\ln k = -\frac{E}{RT} + \ln A, \quad (9.2)$$

де $\ln A$ – константа інтеграції.

$$k = Ae^{-\frac{E}{RT}}.$$

Звідси видно, що величинами, які характеризують реакцію, є передекспоненціальний множник A і енергія активації E .



шлях реакції

Рис. 9.1. Діаграма, що ілюструє зв'язок E і ΔH .

Оскільки для вступу до хімічної реакції молекули повинні володіти деякою надлишковою енергією (E) в порівнянні з середньою величиною (рисунок 9.1), то і вплив підвищення температури на зростання швидкості реакції можна пояснити збільшенням числа частинок, що володіють цим надлишком енергії.

Звернемося до рисунка 9.2, де зображено залежність величини $\frac{dN}{N_0 d\varepsilon}$ від енергії, так звана крива розподілу молекул по енергіях. dN – число молекул, що володіють енергіями ε до $\varepsilon + d\varepsilon$; N_0 – загальне

число молекул. Нехай ε_1 – енергія, що перевищує середню на енергію активації.

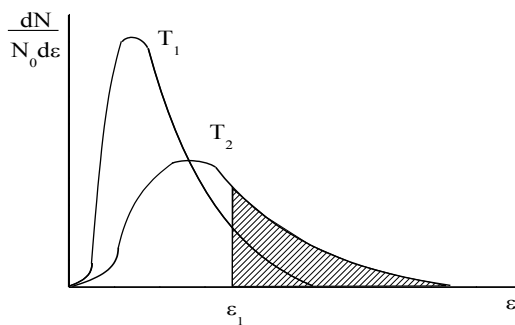


Рис. 9.2. Крива розподілу молекул по енергіях.

Площа під кривою T_1 , правіша за абсцису ε_1 , обмежена кривою і віссю абсцис, визначає собою частину молекул, що володіють енергією, яка перевищує ε_1 . З підвищенням температури ($T_2 > T_1$) крива зрушується управо, і ця частина молекул швидко зростає.

Величину енергії активації можна визначити двома методами. Перший метод – графічний, з використанням рівняння Ареніуса у вигляді:

$$\ln k = -\frac{E}{R} \cdot \frac{1}{T} + \ln A.$$

Якщо побудувати графік залежності експериментальних величин $\ln k$ від $1/T$, то отримаємо пряму. По осі ординат відсікається відрізок, рівний $\ln A$. Тангенс кута нахилу дорівнює $-\frac{E}{R} \Rightarrow E = -R \tan \alpha$

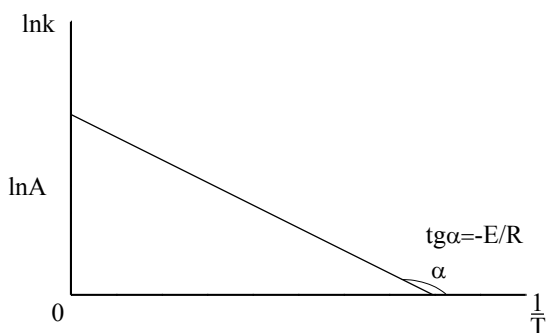


Рис. 9.3. Залежність логарифма константи швидкості хімічної реакції від зворотної температури.

Другий метод заснований на вимірюванні швидкості хімічної реакції при двох температурах. Для цього з рівняння отримаємо:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{E}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right),$$

$$E = \frac{RT_1 T_2}{T_2 - T_1} \ln \frac{k_2}{k_1}.$$

Постійною енергія активації може бути тільки в простих реакціях. Для складних реакцій величина E є змінною і не має такого фізичного сенсу, як у разі простих реакцій. Проте, і в цьому випадку, прийнято величину E називати енергією активації, але визначають її з диференціального рівняння Ареніуса $E = \left(\frac{d \ln k}{dT} \right) RT^2$, використовуючи залежність $k = f(T)$ і $\ln k = f(T)$.

Для складних реакцій не буде лінійної залежності $\ln k = f\left(\frac{1}{T}\right)$.

Константа швидкості реакції є функція від температури; підвищення температури, як правило, збільшує константу швидкості. Перша спроба врахувати вплив температури була зроблена Вант-Гоффом, що сформулював наступне емпіричне правило:

При підвищенні температури на кожні 10 градусів константа швидкості елементарної хімічної реакції збільшується в 2-4 рази.

Величина, що показує, у скільки разів збільшується константа швидкості при підвищенні температури на 10 градусів, є температурний коефіцієнт константи швидкості реакції γ . Математично правило Вант-Гоффа можна записати наступним чином:

$$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T}$$

$$k_{T_2} = k_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

Однак правило Вант-Гоффа можна використовувати лише у вузькому температурному інтервалі, оскільки температурний коефіцієнт швидкості реакції γ сам є функцією від температури; при дуже високих і дуже низьких температурах γ стає рівним одиниці (тобто швидкість хімічної реакції перестає залежати від температури).

Рівняння Арреніуса

Очевидно, що взаємодія частинок здійснюється при їх зіткненнях; проте число зіткнень молекул дуже велике і, якби кожне зіткнення призводило до хімічної взаємодії частинок, всі реакції протікали б практично миттєво. Арреніус постулював, що зіткнення молекул будуть ефективні (тобто будуть приводити до реакції) тільки в тому випадку, якщо молекули, що зіштовхуються, володіють деяким запасом енергії – енергією активації.

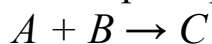
Енергія активації є мінімальна енергія, якою повинні володіти молекули, щоб їх зіткнення могли призвести до хімічної взаємодії.

Значне збільшення швидкості реакції із збільшенням температури можна пояснити зіткненням активних частинок з великим запасом енергії. До них відносяться:

1. Швидкі молекули, кінетична енергія яких $E_K \geq 9,70$ кДж/моль.
2. Збуджені молекули.

Неактивні молекули можна активізувати підвищенням температури, впливом світла, УФ, ІЧ-випромінюванням.

Розглянемо шлях деякої елементарної реакції



Оскільки хімічну взаємодію частинок пов'язано з розривом старих хімічних зв'язків і утворенням нових, вважається, що будь-яка елементарна реакція проходить через утворення деякого нестійкої проміжної сполуки, що називається активованим комплексом.

Утворення активованого комплексу завжди вимагає витрати деякої кількості енергії, що викликано, по-перше, відштовхуванням електронних оболонок і атомних ядер при зближенні частинок і, по-друге, необхідністю побудови певної просторової конфігурації атомів в активованому комплексі та перерозподілу електронної густини. Таким чином, по шляху з початкового стану в кінцевий система повинна подолати свого роду енергетичний бар'єр. Енергія активації реакції наближено дорівнює перевищенню середньої енергії активованого комплексу над середнім рівнем енергії реагентів. Очевидно, що якщо пряма реакція є екзотермічною, то енергія активації зворотної реакції E'_A вище, ніж енергія активації прямої реакції E_A . Енергії активації прямої і зворотної реакції пов'язані одна з одною через зміну внутрішньої енергії в ході реакції.

Рівняння Арреніуса буде мати вигляд:

$$K = A \cdot e^{-E_a/RT},$$

де K – константа швидкості реакції;

A – постійна величина або загальне число зіткнень;

e – основа натурального логарифма;

R – газова постійна;

T – температура;

E_a – енергія активації.

Не кожне зіткнення є ефективним. Ймовірність ефективних зіткнень можна охарактеризувати з урахуванням ентропії активації S_a .

$$A = e^{-\frac{E_a}{RT}} \cdot e^{\frac{\Delta S_a}{R}}$$

Таким чином, на можливість протікання реакції впливають такі чинники: ΔH ; E_a ; ΔS_a .

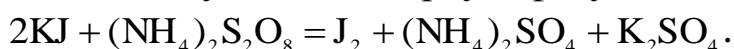
Всі попередні міркування відносяться до простих реакцій, що йдуть в одну стадію.

У разі складних реакцій: паралельних, послідовних, про швидкість реакції судять по повільній стадії цієї реакції.

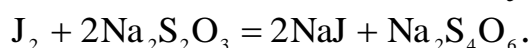
До складних реакцій відносяться ланцюгові реакції. Токсичні речовини діють по ланцюговому механізму. Антиоксиданти – це речовини, які «обрубують» розгалужений ланцюг окислення. Прикладом є вітамін Е, який запобігає окисненню ліпідів і не дає зруйнуватись біологічним мембранам.

Ланцюгові реакції відіграють важливу роль у ряді біологічних біопроеесів: канцерогенезі, опромінюваннях.

У даній роботі вивчається вплив температури на швидкість реакції окиснення йонів йоду йонами персульфату.



Визначити кінець цієї реакції важко. Тому до реагуючої суміші додають натрій тіосульфат та крохмаль. Доки в системі залишається натрій тіосульфат, він відновлює йод до йонів йоду за реакцією



Коли весь натрій тіосульфат прореагує (реакція йде дуже швидко), йод, що виділяється у ході реакції, утворює з крохмалем речовину, забарвлену у синій колір. Тому швидкість реакції визначають за зміною концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Експериментальна частина

У широку пробірку налити за допомогою бюреток 10см^3 розчину КІ і 20см^3 розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. У вузьку пробірку налити 10см^3 розчину $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ і 20см^3 розчину H_2SO_4 . Помістити пробірки у термостат і за допомогою контактного термометра задати певну температуру (приблизно $20 - 25^\circ\text{C}$, або $293 - 298\text{K}$). Коли температура в термостаті досягне потрібної величини, вилити вміст вузької пробірки у широку і одночасно увімкнути секундомір. В момент забарвлення суміші у синій колір зупинити секундомір, помітити час протікання реакції і температуру (з точністю до $0,1$ градуса).

Повторити дослід 5-6 разів зберігаючи об'єми реагуючих речовин сталими, але кожного разу підвищуючи температуру в

термостаті на 2-3 градуси. Отримані експериментальні дані занести до табл. 9.1.

Таблиця 9.1

Вплив температури на швидкість реакції

№ досліджу	t°,C	T,K	$\frac{1}{T}$	τ ,с	V	lg V	γ
1							
...							
6							

Розрахунки

1. Визначити концентрацію натрій тіосульфату у реакційній суміші за рівнянням

$$C_o \cdot V_o = C_{cm} \cdot V_{cm},$$

де C_o – початкова концентрація розчину $Na_2S_2O_3$, моль/дм³;

V_o – об'єм $Na_2S_2O_3$, що взятий для досліджу, см³;

C_{cm} – концентрація $Na_2S_2O_3$ у суміші, моль/дм³;

V_{cm} – об'єм реакційної суміші, см³.

2. Визначити швидкість реакції при кожній температурі за рівнянням

$$V = \frac{C_{cm, Na_2S_2O_3}}{\tau},$$

де V – швидкість реакції, моль/дм³·с;

τ – час протікання реакції (від початку до появи синього кольору), с.

Одержані результати занести до табл. 9.1.

3. Побудувати графік у координатах $\lg V = f(1/T)$ (рис. 9.4). Відповідно до рівняння Арреніуса, на графіку спостерігається прямолінійна залежність, з якої можна знайти енергію активації і сталу Арреніуса.

З рівняння Арреніуса, якщо використати десяткові логарифми, будемо мати

$$\lg V = \lg B - \frac{E}{2,3 \cdot R} \cdot \frac{1}{T},$$

$$E = 2,3 \cdot R \cdot \operatorname{tg} \alpha \text{ (Дж/моль),}$$

де α – кут нахилу прямої на графіку.

$$\operatorname{tg} \alpha = \frac{AB}{AC} = \frac{\lg V_2 - \lg V_1}{\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}}.$$

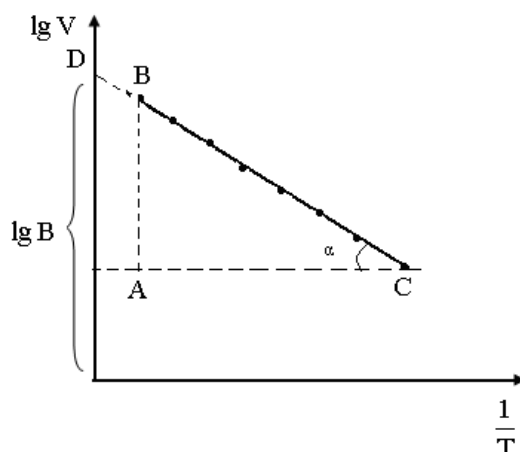


Рис. 9.4. Залежність логарифма швидкості реакції від зворотної температури

Точка перетину прямої з віссю ординат (D) дає відрізок, що дорівнює логарифму сталої Арреніуса $\lg B$.

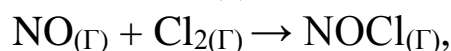
4. Визначити температурний коефіцієнт швидкості реакції за рівнянням

$$\lg \gamma = \frac{10(\lg V_2 - \lg V_1)}{T_2 - T_1} = F; \quad \gamma = \operatorname{anti} \lg F,$$

де V_1 і V_2 – швидкості реакції за температур T_1 і T_2 відповідно.

Контрольні питання і задачі

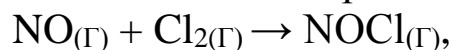
1. У скільки разів зміниться швидкість хімічної реакції



якщо концентрацію NO збільшити в 2 рази?

2. Як зміниться швидкість реакції $\text{A} + \text{B}_2 \rightarrow \text{AB}$, яка проходить у закритій посудині, якщо тиск у системі збільшити в 5 раз?

3. У скільки разів зміниться швидкість реакції



якщо тиск у системі зменшити в 4 рази?

4. Константа швидкості реакції $\text{C} + 2\text{D} \rightarrow \text{K}$ складає $0,4 \text{ л}^2/\text{моль} \cdot \text{сек}$. Концентрація речовини C дорівнює 3 моль/л, а речовини D – 4 моль/л. Вирахувати швидкість прямої реакції.

5. У скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температуру підвищити на 30°C ($\gamma = 3$)?

6. При збільшенні температури на 20°C швидкість реакції збільшилась в 16 разів. Вирахувати температурний коефіцієнт реакції.

7. У скільки разів зміниться швидкість реакції, якщо температура в ході реакції змінилась із 18°C до 38°C , а температурний коефіцієнт дорівнює 3?

Лабораторна робота № 10

Каталіз

Мета роботи – вивчити дію різних каталізаторів на швидкість хімічної реакції.

Експериментальна частина

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

Матеріали і обладнання

0,001 н розчин калій йодиду	Пробірки
0,001 н розчин сульфатної кислоти	Піпетки
0,1 %-ний розчин купрум сульфату	Скляна паличка
0,1 %-ний розчин крохмалю	Мірні пальчики
розчин гідроген пероксиду	Секундомір

В и к о н а н н я. У пробірки наливають по 10 мл 0,001н розчину калію йодиду і додають декілька крапель 0,001 н сульфатної кислоти. В одну з пробірок додають кілька крапель 1%-ного розчину купрум сульфату та перемішують розчин скляною паличкою. Потім у пробірки вносять 0,2 мл 1%-ного розчину крохмалю і 1 мл розчину гідроген пероксиду. Відмітити час появи забарвлення в першій та другій пробірці.

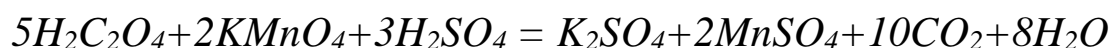
Дослід 2. Автокаталітичне окиснення щавлевої кислоти калій перманганатом

0,2 н розчин щавлевої кислоти	Колби
вода	Мірний циліндр
2 н розчин сульфатної кислоти	Водяна баня
манган сульфат кристалічний	Ваги
0,2 н розчин калій перманганату	Шпатель
	Секундомір
	Мірні пальчики
	Секундомір

В и к о н а н н я. У 2 колби наливають по 10 мл 0,2 н розчину щавлевої кислоти, доливають 70 мл води, нагрітої до 70-80 °С, потім добавляють по 10 мл 2 н розчину сульфатної кислоти. Ретельно перемішують, струшуючи колби. В одну колбу додають щіпку (1,5 г) кристалічного манган сульфату, знову перемішують до розчинення кристалів.

В обидві колби доливають по 2 мл 0,2 н розчину калій перманганату, перемішують. Відмічають швидкість знебарвлення KMnO_4 в обох колбах. MnSO_4 – каталізатор.

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



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

Контрольні питання

1. Що таке каталіз? Що таке каталізатор?
2. Які існують каталізатори? Види каталізу.
3. В чому полягає сутність каталітичних процесів?
4. В чому особливості гомогенного каталізу, гетерогенного каталізу, ферментативного каталізу?

Лабораторна робота № 11

Інгібітори

Мета роботи – вивчити дію інгібіторів на швидкість хімічної реакції.

Експериментальна частина

Дослід 1. Гальмівна дія інгібіторів на каталітичну дію окиснювальних ферментів яблука

Матеріали і обладнання

яблуко
калій (або натрій) хлорид
калій (або натрій) йодид
калій хлорат

Ніж
Шпателі

В и к о н а н н я. Розрізати яблуко на 4 частини. Посипають зріз однієї частини порошкоподібним калій (або натрій) хлоридом, другої частини порошкоподібним калій (або натрій) йодидом, третю – порошкоподібним калій хлоратом, а четверту – залишають для контролю. Через 15-20 хв зрізи трьох частинок під впливом окиснювальних ферментів яблука темніють, а однієї лишається світлим. Чому? Пояснити у висновку.

Контрольні питання

1. Що таке каталіз? Що таке ігнібітор?
2. Які існують каталізатори? Види каталізу.
3. В чому полягає сутність каталітичних процесів?
4. В чому особливості гомогенного каталізу, гетерогенного каталізу, ферментативного каталізу?

ЛІТЕРАТУРА

1. Гомонай В. І. Фізична та колоїдна хімія : підручник для студ. вищ. навч. заклад. Вид. 3-тє. Вінниця : Нова Книга, 2014. 496 с.
2. Дмитрів А. М., Стецьків А. О., Сав'як О. Л. Фізична хімія : навч. посіб. Івано-Франківськ : Видавництво Івано-Франківського національного медичного університету, 2012. 162 с.
3. Кононський О. І. Фізична і колоїдна хімія. Київ : Центр учбової літератури, 2009. 312 с.
4. Фізична та колоїдна хімія. Навчальний посібник. Костржицький А. І., Калінков О. Ю. Тіщенко В. М., Берегова О. М. Київ : Центр учбової літератури, 2008. 496 с.
5. Буденкова Н. М., Яцков М. В. Фізична хімія та хімія силікатів : навч. посібник. НУВГП, 2015. 188 с.

ДОДАТКИ

Додаток 1

Термодинамічні параметри для деяких речовин

Формула речовини	Стан речовини	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/(моль·К)
CO ₂	Газоподібний	–393,51	213,6
CO	Газоподібний	–110,5	197,4
H ₂	Газоподібний	0	130,6
O ₂	Газоподібний	0	205,03
N ₂	Газоподібний	0	191,5
NH ₃	Газоподібний	46,19	192,50
H ₂ O	Газоподібний	–241,84	188,74
	Рідкий	–285,84	69,96
CaO	Твердий	–635,1	39,7
Fe	Твердий	0	27,15
4Fe ₂ O ₃	Твердий	–821,32	89,96
MgO	Твердий	–601,24	26,94
CH ₄	Газоподібний	–74,847	186,19

Навчально-методичне видання

ФІЗИЧНА І КОЛОЇДНА ХІМІЯ

РОЗДІЛ «ФІЗИЧНА ХІМІЯ»

Методичні рекомендації

Укладач: **Качук Дар'я Сергіївна**

Формат 60x84 1/16. Ум. друк. арк. 4,0.
Тираж 15 прим. Зам. № ____

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

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

