

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ІМЕНІ МИХАЙЛА ОСТРОГРАДСЬКОГО



МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ЩОДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
З НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ»
МОДУЛЬ 1. ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ
ДЛЯ СТУДЕНТІВ ДЕННОЇ ФОРМИ НАВЧАННЯ
ЗА НАПРЯМОМ 6.0514 – «БІОТЕХНОЛОГІЯ»
ЧАСТИНА 1. ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

КРЕМЕНЧУК 2013

Методичні вказівки щодо виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «ХІМІЯ», модуль 1. Загальна та неорганічна хімія для студентів денної форми навчання за напрямом 6.0514 – «Біотехнологія», частина 1. Загальна хімія.

Укладачі: к.х.н., доц. О.В. Новохатько

ст. викл. О.О. Никифорова

Рецензент к.х.н., доц. Т.Ф.Козловська

Кафедра природничих дисциплін

Затверджено методичною радою Кременчуцького національного університету імені Михайла Остроградського

Протокол № _____ від _____

Голова методичної ради _____ проф. В.В. Костін

ЗМІСТ

| | |
|---|---|
| Вступ | 4 |
| Перелік лабораторних робіт | 5 |
| Лабораторна робота № 1 Загальні правила роботи в хімічній лабораторії. Техніка лабораторних робіт. Визначення еквіваленту метала..... | 5 |
| Лабораторна робота № 2 Класи неорганічних сполук..... | 6 |
| Лабораторна робота № 3 Енергетика хімічних реакцій | |
| Лабораторна робота № 4 Швидкість хімічних реакцій і хімічна рівновага..... | |
| Лабораторна робота № 5 Розчини, концентрація розчинів, приготування розчинів..... | |
| Лабораторна робота № 6 Електролітична дисоціація | |
| Лабораторна робота № 7 Координаційні сполуки..... | |
| Лабораторна робота № 8 Окисно-відновні реакції..... | |
| Лабораторна робота № 9 Електрохімічні процеси..... | |
| Список літератури..... | |

ВСТУП

Методичні вказівки охоплюють найважливіші теоретичні розділи курсу. Під час підготовки до лабораторної роботи студент повинен вивчити теоретичний матеріал та хід виконання дослідів. У процесі виконання дослідів необхідно дотримуватись усіх заходів безпеки. Категорично забороняється відступати від умов виконання дослідів, описаних у методичних вказівках.

На лабораторних заняттях студенти поглиблюють теоретичні знання і набувають навички й техніку хімічного експерименту. Без умінь експериментувати навіть при досконалому оволодінні теорією не може бути повноцінного фахівця біотехнолога. Це вміння не є природним, а виробляється практикою.

Якщо вже у вузі студент засвоїть прийоми і навички експериментування, то в його практичній роботі швидко набувається раціональний підхід до виконання будь-якого завдання.

Щоб успішно проводити дослідів на лабораторних заняттях, треба ретельно до них готуватися. Для цього необхідно: 1) попередньо вивчити теоретичний матеріал даної теми за підручником; 2) ознайомитися з описом майбутньої роботи і відповісти на контрольні запитання; 3) не розпочинати дослідів, доки не стане ясною мета роботи, послідовність її виконання і не буде перевірено зібраний прилад; 4) опис усіх проведених дослідів, спостережень і висновки слід занести відразу до лабораторного зошита.

У процесі роботи потрібно уважно спостерігати за протіканням реакцій, за їх особливостями: випадання чи розчинення осадів, зміну забарвлення, теплові ефекти, показання приладів і т.д.

Результати кожної операції необхідно негайно записувати. Не можна відкладати записи, сподіваючись на свою пам'ять. Точний запис навіть

неправильно виконаної операції дає певну користь, оскільки допомагає знайти похибку, збагнути її причину і отже, уникнути її повторення.

У лабораторному зошиті слід коротко описувати досліди, замальовувати схеми апаратури, наводити формули і розрахунки, складати рівняння реакцій та висновки. До зошита слід заносити як допоміжні, так і остаточні цифрові записи та розрахунки. Робити обчислення на окремих аркушах паперу і записувати до зошита вже готові результати не слід, бо це нерідко спричиняє помилки. Правильне ведення лабораторного зошита дає цінний матеріал для підготовки до іспиту з курсу неорганічної хімії.

Можна рекомендувати таку схему запису:

1. Дата.
2. Назва лабораторної роботи та її номер.
3. Назва досліду і його номер.
4. Опис спостережень, рівняння реакцій, схема приладу, розрахунки, таблиці, графіки. з обов'язковими відповідями на питання
5. Висновки.

Лабораторний журнал треба заповнювати в ході практичних занять в міру виконання роботи.

ПЕРЕЛІК ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

Лабораторна робота № 1

Тема. Загальні правила роботи в хімічній лабораторії. Техніка лабораторних робіт. Визначення еквіваленту металу

Мета: виміряти об'єм водню, який витісняється із соляної кислоти деякою кількістю металічного цинку.

Короткі теоретичні відомості

Загальні правила роботи в хімічній лабораторії.

Техніка лабораторних робіт.

1. Для роботи в лабораторії відводиться стіл, який необхідно тримати в чистоті й порядку, не загроможувати сторонніми для даної роботи предметами.
2. Якщо на столі пролита рідина, розсипані реактиви, поверхня забруднена, його слід відразу витерти.
3. Хімічні реактиви зберігають у окремому для кожної речовини місці, в закритих банках, склянках та інших товстостінних посудинах. На кожній банці має бути наклеєна етикетка з точною назвою і формулою речовини, докладною характеристикою (концентрація, густина, чистота і т.п.). Забороняється зберігати склянки з реактивами без пробок, без етикеток або в несправній чи непридатній тарі.
4. Отруйні речовини зберігають в окремих шафках під замком, у суворій відповідності зі спеціальними правилами й інструкціями щодо їх зберігання.
5. При роботі з реактивами слід дотримуватися чистоти, виконувати такі правила:
 - а) склянки і банки з рідкими і сухими реактивами тримають завжди закритими; відкривати їх тільки при взятті і відразу ж закривати;
 - б) закривати склянки і банки треба їхніми ж пробками і кришками, ні в якому разі не можна закривати їх пробками або кришками від інших посудин, бо при цьому реактиви забруднюються і стають непридатними для використання;

- в) якщо взято більше реактиву, ніж потрібно, не можна висипати чи виливати надлишок знову до посудини, в якій він зберігається, бо таким чином можна забруднити весь запас реактиву;
- г) реактиви загального користування не слід забирати на свій робочий стіл; треба дотримуватися встановленого порядку в розташуванні посудин із реактивами як загального, так і індивідуального користування;
- д) залишки розчинів солей Аргентуму виливають у спеціальні банки, що знаходяться у витяжних шафах;
- е) при взятті реактиву склянку з рідиною тримають так, щоб етикетка завжди була зверху і рідина не потрапляла на неї;
- є) при взятті рідких реактивів пробку або кришку слід тримати в руці чи покласти на стіл так, щоб сторона пробки, яка входить у горло склянки, або внутрішня частина кришки не торкалися столу;
- ж) у всіх випадках (за винятком тих, коли вказана точна міра) брати мінімальну дозу реактивів (наприклад, розчину 1-2 краплі);
- з) категорично забороняється пробувати реактиви на смак, оскільки багато з них отруйні;
- і) розчини, що містять солі Меркурію, зливають у спеціальні банки; їх не можна виливати в раковину, бо солі Меркурію реагують із чавуном труб, виділяючи металеву ртуть, яка збирається в колінах комунікації; при ремонтних роботах вона виливається й отрує повітря парами ртуті;
- ї) не можна зберігати розчини лугів і концентрованих кислот у скляному тонкостінному посуді: скло роз'їдається і легко розбивається.
6. Папір, фільтри, битий посуд слід викидати до спеціального глиняного посуду чи відра.
7. Залишки міцних кислот виливають у спеціальні банки.
8. Гарячі предмети треба ставити на азбестову сітку, але не прямо на стіл.
9. У лабораторії необхідно дотримуватися тиші й дисципліни.
10. У випадку невдачі досліду слід продумати все спочатку, порадитися з викладачем і знову взятися за роботу.

11. Роботи виконують індивідуально чи групою.
12. Для запису ходу лабораторних робіт кожен повинен мати зошит, на обкладинці якого треба вказати своє прізвище, факультет і номер групи.
13. По закінченні роботи слід вимити посуд і привести в порядок робоче місце. Тільки пересвідчившись, що все прибрано, пальники та електроприлади вимкнуті, можна йти з лабораторії.

Застережні заходи

При роботі в хімічній лабораторії потрібні особлива уважність, добросовісність і охайність при виконанні робіт. Найкращим застережним заходом є робота з малими кількостями реактивів. Уважна й охайна робота убереже від порізів рук склом, опіків гарячими предметами і концентрованими кислотами та лугами. При нагріванні не можна тримати пробірки і колби отворами до себе або до працюючого поруч, не можна нахилитися над отвором посудини, в якій протікає реакція.

Якщо на шкіру потрапила концентрована кислота або луг, то уражене місце слід негайно промити великою кількістю води, після чого у випадку попадання кислоти - 5%-ним розчином соди чи розбавленим розчином амоніаку; при попаданні лугу - розбавленим розчином оцтової кислоти.

При отриманні опіків від доторку до гарячої апаратури слід опечене місце покрити марлею, просякнутою 2%-ним розчином калій перманганату або 3%-ним розчином таніну.

При порізах рук склом слід змити кров 2%-ним розчином калій перманганату або спиртом і, змазавши рану йодною настоячкою, забинтувати. Необхідні медикаменти повинні бути в лабораторній аптечці.

Випробовувати газу на запах треба обережно: пробірку слід тримати у напіввтягнутій лівій руці так, щоб отвір знаходився нижче рівня носа, і правою рукою направляти до себе слабкий потік повітря. При отруєнні сірководнем, хлором, бромом необхідно вивести потерпілого на повітря. Дуже шкідливі пари ртуті. Тому пролиту ртуть треба ретельно зібрати пилососом і обов'язково повідомити викладачеві про те, що була пролита ртуть.

Вогнебезпечні речовини, такі як водень, світільний газ, бензин, етер тощо, треба тримати якнайдалі від вогню. Кожен студент повинен знати, де в лабораторії знаходяться найпростіші засоби гасіння вогню: вода, пісок, ковдра, вогнегасник, а також уміти ними користуватися.

Еквівалентом речовини називається така її кількість, що з'єднується з 1 молям атомів Гідрогену або заміщає ту саму кількість атомів Гідрогену в хімічних реакціях.

Еквівалентною масою називається маса 1 еквівалента речовини (г/моль).

Закон еквівалентів: маси (об'єми) взаємодіючих речовин прямо пропорційні їх еквівалентним масам (об'ємам).

Еквівалентна маса простої речовини розраховується за формулою

$$m_e = \frac{A}{B}, \quad (1)$$

де A – атомна маса речовини;

B – валентність.

Методи визначення еквівалентів

Експериментальне визначення еквівалентів може бути проведене різними методами.

Метод прямого визначення. Знаходять масову кількість елемента, яка сполучається з 1,006 г/моль Гідрогену або з 8 г/моль Оксигену.

Аналітичний метод. Еквівалент визначається за даними аналізу, коли відомий кількісний склад сполуки даного елемента з іншим елементом, еквівалент якого відомий.

Метод витіснення. Цей метод застосовується до металів, які розчиняються в кислотах або гідроксидах лужних металів із виділенням водню. В цьому випадку знаходять кількість металу, що витіснила 1 моль атомів Гідрогену або 11200 мл водню за нормальних умов.

Електрохімічний метод. Хімічні еквіваленти елементів визначаються на основі закону Фарадея, згідно з яким 96 500 Кл виділяють з електроліту

один еквівалент речовини.

Хід роботи

Дослід 1 Об'ємне визначення еквівалентної маси цинку

Налийте близько 25 мл розведеної соляної кислоти в круглодонну чи плоскодонну колбу місткістю 250 мл через лійку так, щоб не змочити внутрішньої поверхні горла колби.

Закріпіть колбу в штативі так, як показано на рис. 1, і перевірте прилад на герметичність. Для цього нагрійте колбу в руках. З трубки (опущеної у воду) повинні виділятися пухирці газу. Припиніть нагрівання. Вода після охолодження колби підніметься по скляній трубці. Якщо прилад негерметичний, зазначених явищ спостерігатися не буде. У такому випадку необхідно перевірити якість пробки, гумової трубки й ін.

Масу наважки цинку, зваженої з точністю до 0,01 мг, помістіть у горло колби.

Мірний циліндр місткістю 250 мл заповніть водою і закрийте скляною пластинкою так, щоб не було пухирців повітря. Опустіть циліндр отвором униз у ванну з водою і під водою зніміть скляну пластину.

Затисніть циліндр у штативі вертикально за допомогою великої лапки так, як це показано на рис. 1.

Щільно закрийте колбу пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої підведіть під циліндр. Переверніть колбу у вертикальне положення (рис. 2), цинк упаде в кислоту.

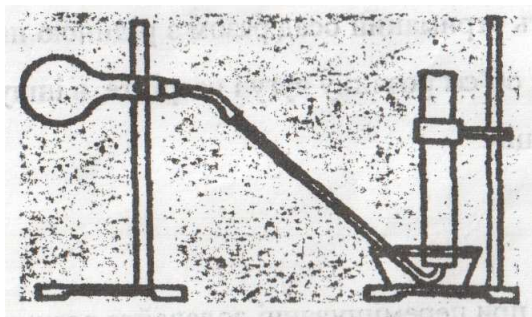


Рис. 1

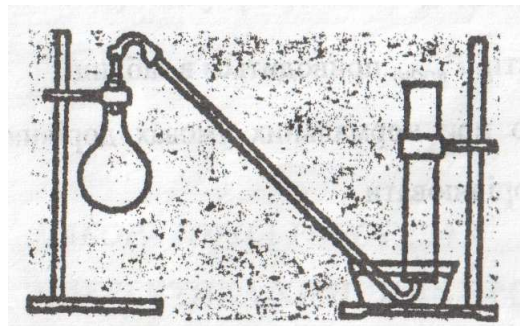


Рис. 2

Почнеться реакція, що супроводжується виділенням водню, який витисне в циліндр рівний об'єм повітря. Якщо рівень води в газовідвідній трубці через 1-2 хв не буде знижуватися і в циліндр не будуть надходити пухирці газу, то прилад не герметичний. У цьому випадку, усунувши несправність приладу, дослід потрібно повторити.

Реакцію між цинком і кислотою варто вважати закінченою, коли весь метал розчиниться і в циліндр перестануть надходити пухирці газу.

Умови досліду і результати вимірювань запишіть таким чином:

маса наважки металу $a =$, г;

об'єм водню $V_{вод} =$, мл;

висота стовпа води від поверхні води у ванні до поверхні води в циліндрі $h =$, мм;

температура $t =$, °C;

барометричний тиск $p_{бар} =$, мм.рт.ст.;

тиск парів води, що насичують простір при температурі досліду (див. табл. 1), $p_{води} =$, мм.рт.ст.;

тиск водню в циліндрі $p_{водню} =$, мм.рт.ст.

Тиск водню в циліндрі можна обчислити із співвідношення:

$$p_{бар} = p_{водню} + p_{води} + \frac{h}{13.6}. \quad (2)$$

Об'єм водню (мл), приведений до нормальних умов, обчислюється за формулою

$$V_0 = \frac{p_{водню} \cdot V_{водню} \cdot 273}{(273 + t) \cdot 760}. \quad (3)$$

Оскільки еквівалентний об'єм водню за нормальних умов дорівнює 11200 мл, еквівалентна маса цинку буде дорівнювати

$$m_{eZnnp} = \frac{a \cdot 11200}{V_0}.$$

Обчисліть відносну похибку (%) досліду:

$$\sum_{відн} = \pm \frac{m_{теор} - m_{exp}}{m_{теор}} \cdot 100. \quad (4)$$

Таблиця 1 – Тиск водяних парів, які насичують простір

| $t, ^\circ\text{C}$ | мм.рт.ст | $t, ^\circ\text{C}$ | мм.рт.ст |
|---------------------|----------|---------------------|----------|
| 10 | 9,2 | 21 | 18,6 |
| 11 | 9,8 | 22 | 19,8 |
| 12 | 10,5 | 23 | 21,1 |
| 13 | 11,2 | 24 | 22,4 |
| 14 | 12,0 | 25 | 23,8 |
| 15 | 12,8 | 26 | 25,2 |
| 16 | 13,6 | 27 | 26,7 |
| 17 | 14,5 | 28 | 28,3 |
| 18 | 15,5 | 29 | 30,0 |
| 19 | 16,5 | 30 | 31,8 |
| 20 | 17,5 | | |

Контрольні питання

1. При згорянні 5,00 г металу утвориться 9,44 г оксиду металу. Визначити еквівалентну масу металу.
2. На нейтралізацію 2,45 г кислоти йде 2,00 г гідроксиду натрію. Визначити еквівалентну масу кислоти.
3. Чому дорівнюють еквівалентні маси NaOH, K_2SO_4 , Al_2O_3 , H_3PO_4 , CaCl_2 ?

Література: [2, с. 29 – 31; 4, с. 37–39, 73–109].

Лабораторна робота № 2

Тема. Класи неорганічних сполук

Мета: вивчення класів неорганічних сполук.

Короткі теоретичні відомості

Оксиди – це складні речовини, що складаються з атомів двох елементів, одним з яких є кисень зі ступенем окиснення -2.

Основи – це складні сполуки, які внаслідок дисоціації у воді утворюють гідроксид-іони.

Кислоти – це складні речовини, які внаслідок дисоціації у воді утворюють іони Гідрогену.

До солей належать електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони металів (і іони амонію NH_4^+) та аніони кислотних залишків.

Хід роботи

Дослід 1 Нерозчинні у воді основи

До 2-3 мл солі Купруму долейте рівний об'єм розчину лугу. Складіть рівняння реакції.

До 2-3 мл солі Ніколу долейте рівний об'єм розчину лугу. Складіть рівняння реакції.

До 2-3 мл солі тривалентного Феруму долейте рівний об'єм розчину лугу. Складіть рівняння реакції.

Одержані основи використайте для досліду 2.

Дослід 2 Нормальні солі

Злийте рідину з основ, отриманих у досліді 1, і повільно при струшуванні додавайте кислоту до розчинення осадів. Складіть рівняння реакцій.

Дослід 3 Основні солі

Налийте у дві пробірки по 2-3 мл розчину купрум сульфату. В одну з них додайте рівний об'єм розчину лугу, а в інший луг доливайте краплями при перемішуванні тільки до появи осаду. Зверніть увагу на різне забарвлення отриманих осадів.

Обережно нагрійте осад разом з рідиною майже до кипіння. Поясніть, чому в одній із пробірок осад чорніє, а в іншій – ні. Складіть рівняння реакцій.

До розчину солі Кобальту краплями при перемішуванні додавайте розчин луку до утворення синього осаду. Розділіть отриманий осад разом з рідиною на дві пробірки. В одну з них долийте рівний об'єм розчину луку і нагрійте, в іншу додайте кислоти. Складіть рівняння реакцій.

Дослід 4 Амфотерні гідроксиди

До розчину солі Алюмінію краплями при перемішуванні додавайте розчин луку до утворення осаду. Осад разом з рідиною розділіть на дві частини. До однієї частини додайте кислоту, а до іншої – луг. Поясніть, чому осад розчиняються в кислоті й у лугові. Такий самий дослід проведіть, узявши розчин солі Цинку і Хрому. Складіть рівняння реакцій.

Контрольні питання

1. Наведіть формули основних, кислотних та амфотерних оксидів.
2. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких добувають важкорозчинні основи.
3. Напишіть формули хлорної, хлорнуватистої, хлорнуватої, хлористої, азотної та азотистої кислот.

Література: [2, с. 37–43; 3, с. 54 – 65].

Лабораторна робота № 3

Тема. Енергетика хімічних реакцій

Мета: навчитися визначати теплові ефекти хімічних процесів у лабораторних умовах за допомогою калориметра.

Короткі теоретичні відомості

Якщо внутрішня енергія системи зменшується ($U < 0$), то реакція протікає з виділенням енергії (екзотермічні реакції). Якщо ж внутрішня енергія системи зростає ($U > 0$), то процес супроводжується поглинанням енергії із зовнішнього середовища (ендотермічні реакції).

Усі досліди з визначення теплоти (ентальпії) хімічних реакцій проводять у калориметрах різноманітних конструкцій, які являють собою якомога краще ізольований від теплообміну з навколишнім середовищем пристрій з мішалкою та термометром.

Обчислення теплоти Q (Дж), що виділяється або поглинається у калориметрі, розраховується за формулою

$$Q = (m_p C_p + m_{cm} C_{cm}) \Delta t, \quad (5)$$

де $\Delta t = t_k - t_n$ – різниця кінцевої та початкової екстремальних температур у калориметрі ($^{\circ}\text{C}$);

m_p, m_{cm} – маса розчину та внутрішньої склянки, г;

C_p, C_{cm} – питомі теплоємності розчину і скла, кДж/кг·К.

$C_p = 4,2$ кДж/кг·К, а теплоємністю склянки, оскільки вона зроблена зі скла, можна знехтувати.

Хід роботи

Дослід 1 Визначення теплоти (ентальпії) реакції нейтралізації сильної основи сильною кислотою

Приготувати по 50 мл 1 н розчинів натрій гідроксиду і соляної кислоти. Виміряти температуру розчину соляної кислоти. У внутрішню склянку влити 100 мл 1 н розчину натрій гідроксиду. Помістити склянку в калориметр і визначити початкову температуру розчину лугу. Потім влити

в реакційну склянку через лійку 50 мл 1 н розчину кислоти і виміряти екстремальну температуру. За отриманими значеннями розрахувати кількість тепла, яка виділилася, за формулою (5). Ця кількість відноситься до нейтралізації 0,05 моль кислоти.

Розрахувати тепловий ефект нейтралізації на 1 моль у кДж/моль

$$Q_m = Q \frac{M}{m}, \quad (6)$$

де M – молярна маса кислоти, г/моль;

m – маса кислоти, г.

Обчислити відносну похибку експерименту (%):

$$P\% = \frac{Q_m - 57,22}{Q_m} \cdot 100, \quad (7)$$

де 57,22 – ентальпія нейтралізації при утворенні 1 моль H_2O , кДж.

Дослід 2 Визначення теплоти (ентальпії) гідратації купрум(II) сульфату

1. У реакційну склянку калориметра налити 100 мл дистильованої води і визначити її початкову температуру з точністю до 0,1 °С. Наважку купрум(II) сульфату 5-6 г розчинити в реакційній склянці. Виміряти екстремальну температуру розчину, розрахувати кількість теплоти, що виділилася при розчиненні наважки кристалічної солі, за формулою (5). Виразити теплоту розчинення купрум(II) сульфату



через ентальпію ΔH_1^0 , виходячи з того, що ентальпія розчинення 1 моля солі дорівнює

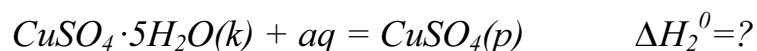
$$\Delta H^0 = Q \frac{M}{m}, \quad (8)$$

де M – молярна маса солі, г/моль;

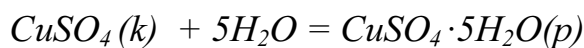
m – маса наважки солі, г.

2. Провести аналогічний дослід з розчинення кристалогідрату

купрум(II) сульфату $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Визначити ентальпію розчинення ΔH_2^0 :



Розрахувати за даними дослідів ентальпію гідратації купрум(II) сульфату ΔH_2^0 :



$$\Delta H_r^0 = \Delta H_1^0 - \Delta H_2^0$$

Контрольні питання

1. При сполученні 2,1 г заліза із сіркою виділилося 3,77 кДж. Розрахувати теплоту утворення ферум сульфїду.
2. Які енергетичні величини, крім ентальпії, характеризують будь-яку хїмічну систему?
3. Сформулювати закон Гесса та його наслідок.

Лїтература: [2, с. 158 – 163; 4, с. 50 – 55].

Лабораторна робота № 4

Тема. Швидкість хімічних реакцій та хімічна рівновага

Мета: встановити, від яких факторів залежить швидкість протікання хімічних реакцій .

Короткі теоретичні відомості

Швидкість хімічної реакції вимірюють кількістю речовини, що вступає в реакцію або утвориться в результаті реакції за одиницю часу в одиниці об'єму системи (для гомогенної реакції) чи одиницю площини поверхні розподілу фаз (для гетерогенної реакції).

Коли швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими, настає стан хімічної рівноваги і подальшої зміни концентрацій речовин, що беруть участь у реакції, не відбувається.

У випадку зворотної хімічної реакції



залежність швидкостей прямої ($v_{\text{пр}}$) і зворотної ($v_{\text{зв}}$) реакцій від концентрацій речовин, що реагують, виражається співвідношеннями:

$$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}}[A]^a[B]^b; \quad v_{\text{зв}} = k_{\text{зв}}[C]^c[D]^d$$

У стані хімічної рівноваги $v_{\text{пр}} = v_{\text{зв}}$. Звідси:

$$k_{\text{пр}} / k_{\text{зв}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K ,$$

де K – константа рівноваги реакції.

Хід роботи

Дослід 1 Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин

Необхідні прилади і реактиви

Пробірки. Склянки ємністю 50-100 мл (чи колбочки) – 3 шт. Мірний циліндр на 25 мл. Секундомір чи метроном. Сірчана кислота H_2SO_4 – розчин 1:200. Натрій тіосульфат $Na_2S_2O_3$ 0,3 н розчин.

У результаті реакції між сірчаною кислотою і натрій тіосульфатом утвориться сірка, що виділяється у вигляді каламуті. Рівняння реакції:



У три пробірки налити по 5 мл розчину сірчаної кислоти. У три склянки (чи колбочки) налити: у першу – 15 мл розчину натрій тіосульфату, у другу – 10 мл розчину натрій тіосульфату і 5 мл води, у третю – 5 мл розчину натрій тіосульфату і 10 мл води. У кожену склянку влити по 5 мл розчину сірчаної кислоти. Відмітити, скільки часу пройде від моменту змішання до появи каламуті. Обчислити відносну швидкість реакції $g = \frac{1}{t}$, де t – час, с.

Форма запису

| Номер склянки | Об'єм, мл | | | Відносна концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ | t | $g = \frac{1}{t}$ |
|---------------|-----------------------------------|----------------------|-------------------------|---|-----|-------------------|
| | $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ | H_2O | H_2SO_4 | | | |
| 1 | 15 | | 5 | 3 | | |
| 2 | 10 | 5 | 5 | 2 | | |
| 3 | 5 | 10 | 5 | 1 | | |

Зробити висновок про залежність швидкості реакції від концентрації натрій тіосульфату.

Результати спостережень зобразити у вигляді графіка. По осі абсцис відмітити три точки, що стоять від початку координат на відстані a , $2a$, $3a$ (a - довільно вибраний відрізок, що відповідає одиниці відносної концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). З кожної точки відновити перпендикуляр, довжина якого пропорційна величині швидкості реакції. Лінія, що з'єднує верхні кінці перпендикулярів, виражає графічну залежність швидкості реакції від концентрації.

Дослід 2 Залежність швидкості реакції від температури

Необхідні прилади і реактиви

Пробірки. Склянка ємністю 200 мл. Термометр. Мірний циліндр на 25 мл. Секундомір чи метроном. Водяна баня з гарячою водою. Сірчана кислота H_2SO_4 - розчин 1:200. Натрій тіосульфат $Na_2S_2O_3$ - 0,3 н розчин.

Налити в три пробірки по 5 мл натрій тіосульфату, у наступні три пробірки – по 5 мл розчину сірчаної кислоти (пробірки пронумерувати 1, 2, 3). Усі пробірки поставити в склянку з водою на 5-7 хв, щоб вміст набув температури води. Виміряти температуру води. Злити разом вміст пробірок під номером 1. Відмітити, через який час з'явиться каламуть. Нагріти воду на 10° вище температури попереднього досліду. Злити вміст пробірок 2. Виміряти час до появи каламуті. Підвищити температуру води ще на 10° . Злити вміст пробірок 3.

Результати спостережень зобразити у вигляді графіка, відкладаючи на осі ординат відносну швидкість реакції, а на осі абсцис – температуру. Зробити висновок про залежність швидкості реакції від температури.

Форма запису

| Номер досліду | Температура досліду | t | $g = \frac{1}{t}$ |
|---------------|---------------------|-----|-------------------|
| 1 | | | |
| 2 | | | |
| 3 | | | |

Дослід 3 Вплив каталізатора на швидкість реакції

Необхідні прилади і реактиви

Пробірки. Скіпка. Шпатель. Сірники. Гідроген пероксид H_2O_2 3%-ний розчин. Манган діоксин MnO_2 .

Гідроген пероксид при звичайній температурі розкладається повільно. Реакцію можна прискорити введенням каталізатора. У пробірку з 2-3 мл 3%-ного розчину гідроген пероксиду ввести на кінчику шпателя небагато

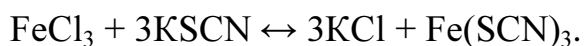
манган діоксиду. Газ, що виділяється, випробувати тліючою скіпою. Скласти рівняння реакції.

Дослід 4 Зміщення хімічної рівноваги внаслідок зміни концентрації реагуючих речовин

Необхідні прилади і реактиви

Склянка ємністю 100 мл. Пробірки. Ферум (III) хлорид FeCl_3 – насичений розчин і 0,02 н. калій роданід KSCN – насичений розчин і 0,02 н. калій хлорид KCl – кристалічний.

Реакція між хлорним залізом і роданідом калію виражається рівнянням



Написати рівняння константи рівноваги даної системи. У склянці змішати приблизно по 5 мл розбавлених розчинів ферум (III) хлориду і калій роданіду. Отримана суміш зафарбується в червоний колір унаслідок наявності в ній ферум (III) роданіду $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. За зміною інтенсивності цього забарвлення можна робити висновок про напрямок зміщення рівноваги при зміні концентрації однієї з реагуючих речовин. Отриманий розчин розлити порівну в чотири пробірки. У першу додати 2 – 3 краплі насиченого розчину ферум (III) хлориду, у другу – 2 – 3 краплі насиченого розчину амоній роданіду, у третю – трохи твердого калій хлориду і сильно струснути. Порівняти забарвлення розчинів у цих трьох пробірках із забарвленням вихідного розчину в четвертій пробірці.

Як змінилася концентрація ферум (III) роданіду в кожній із трьох пробірок? За зміною інтенсивності забарвлення визначити напрямок зміщення рівноваги. Зроблений висновок про напрямок зміщення рівноваги пояснити, використовуючи рівняння константи рівноваги.

Форма запису

| Номер пробірки | Що додавали | Зміна інтенсивності забарвлення | Напрямок зміщення рівноваги |
|----------------|-------------|---------------------------------|-----------------------------|
| 1 | | | |
| 2 | | | |
| 3 | | | |
| 4 | | | |

Контрольні питання

1. Стан хімічної рівноваги характеризується тим, що: а) склад реакційної суміші залишається незмінним за постійних умов; б) концентрація початкових речовин у два рази менша за початкову концентрацію; в) концентрація продуктів реакції дорівнює концентрації початкових реагентів.

2. Через якийсь час після початку реакції $3A + B \leftrightarrow 2C + D$ концентрації речовин склали: $[A] = 0,03$ моль/л; $[B] = 0,01$ моль/л; $[C] = 0,008$ моль/л. Які вихідні концентрації речовин А й В?

3. Реакція між речовинами А і В виражається рівнянням: $A + 2B \leftrightarrow C$. Початкові концентрації складають: $[A]_0 = 0,03$ моль/л, $[B]_0 = 0,05$ моль/л. Константа швидкості реакції дорівнює 0,4. Знайти початкову швидкість реакції і швидкість реакції після закінчення деякого часу, коли концентрація речовини А зменшиться на 0,01 моль/л.

Література: [1, с. 22 – 28; 2, с. 163 – 170].

Лабораторна робота № 5

Тема. Загальні властивості розчинів

Мета: вивчення основних засобів вираження концентрацій.

Короткі теоретичні відомості

Процентна концентрація (С%) – кількість розчиненої речовини, яка міститься в 100 г розчину.

Молярна концентрація (C_M) – кількість розчиненої речовини в молях, яка міститься в 1 л розчину.

Моляльна концентрація або моляльність (C_m) – кількість розчиненої речовини в молях, яка міститься в 1000 г розчинника.

Еквівалентна концентрація або нормальність (C_N) – кількість розчиненої речовини в г-еквівалентах, яка міститься в 1л розчину.

Хід роботи

Дослід 1 Визначення концентрації розчинів за їх відносною густиною

У скляний циліндр з розчином сульфатної кислоти плавно опускають ареометр так, щоб він не торкався стінок посудини. Роблять підрахунок густини. За таблицею 5.1 знаходять процентну концентрацію розчину. Якщо знайдена густина знаходиться між двома значеннями в таблиці, то процентну концентрацію знаходять інтерполяцією за формулою:

$$C = C' + \frac{(c'' - c')(\rho - \rho')}{\rho'' - \rho'}$$

де ρ – густина;

ρ' – найближче значення густини з недостачею у таблиці;

ρS – найближче значення густини з надлишком у таблиці;

c' – процентна концентрація розчину, що відповідає густині ρ' ;

$c S$ – процентна концентрація розчину, що відповідає густині ρS .

Дослід 2 Приготування 0,1м і 0,1н розчину H_2SO_4 з більш концентрованого розчину

Використовуючи дані досліду 1, знаходять масу H_2SO_4 для приготування 100 мл 0,1 м розчину за формулою:

$$C_M = \frac{m' \cdot 1000}{MV}$$

Знаючи процентний вміст і відносну густина розчину, розраховують потрібний об'єм кислоти, використавши нижче наведену формулу

$$C\% = \frac{m'}{V\rho} \cdot 100 .$$

Після цього в мірну колбу на 100 мл переносять мірним циліндром відміряний об'єм концентрованої сульфатної кислоти. Споліскують циліндр кілька разів дистильованою водою, зливаючи воду в мірну колбу. Доливають колбу дистильованою водою до нульової поділки, закривають пробкою і ретельно перемішують шляхом перевертання. Аналогічно роблять розрахунок і готують 0,1 н розчин H_2SO_4 .

Дослід 3 Визначення концентрації розчину кислоти титруванням

Для роботи беруть бюретку і споліскують її розчином лугу. Закріплюють бюретку в штативі та заповнюють її розчином лугу точно відомої концентрації (0,1н), встановивши нижній меніск рідини на нульовій поділці. У конічну колбу місткістю 100 мл відміряють піпеткою 10 мл сульфатної кислоти невідомої концентрації. Вводять туди дві краплі фенолфталеїну. Підставляють колбу під бюретку на аркуш білого паперу і повільно доливають розчин лугу в кислоту, безперервно помішуючи коловим рухом колбу рукою в горизонтальній площині. Наприкінці титрування розчин лугу доливають з бюретки по краплях і титрують до появи однієї краплі слабо-рожевого забарвлення, не зникаючого протягом хвилини. Титрування повторюють ще два рази, починаючи щоразу від нульової поділки бюретки і споліскуючи попередньо колбу дистильованою водою. З отриманих даних виводять середнє значення для розрахунків.

Результати титрування записують у наступному порядку:

| № пор. | V, мл, H_2SO_4 | V, мл, $NaOH$ | Середня витрата розчину $NaOH$ | C_H | T |
|--------|---------------------|------------------|-----------------------------------|-------|---|
| 1 | 10 | | | | |
| 2 | 10 | | | | |
| 3 | 10 | | | | |

Обчислюють масу кислоти в 100 мл розчину:

$$C_{H_1}V_1 = C_{H_2}V_2, \quad T = \frac{m}{V}.$$

Контрольні питання

1. Скільки грамів Na_2SO_3 буде потрібно для приготування 5 л 8 % -ного (за масою) розчину ($\rho = 1,075$ г/мл)?
2. Який об'єм води треба додати до 100 мл 20 % -ного (за масою) розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,14$ г/мл), щоб одержати 5 % -ний розчин?
3. Знайти масу NaNO_3 , необхідну для приготування 300 мл 0,2 М розчину.

Література: [2, с. 206 – 208].

Таблиця 5.1 – Густина і концентрація розчинів H₂SO₄

| Густина при 20°C | Процентна концентрація, % |
|------------------|---------------------------|
| 1,020 | 3,242 |
| 1,040 | 6,237 |
| 1,050 | 7,704 |
| 1,060 | 9,121 |
| 1,080 | 11,96 |
| 1,100 | 14,73 |
| 1,120 | 17,43 |
| 1,140 | 20,08 |
| 1,150 | 21,38 |
| 1,190 | 26,47 |
| 1,200 | 27,72 |
| 1,250 | 33,82 |
| 1,300 | 39,68 |
| 1,350 | 45,26 |
| 1,400 | 50,50 |
| 1,420 | 52,51 |
| 1,450 | 55,45 |
| 1,500 | 60,17 |
| 1,550 | 64,71 |
| 1,600 | 69,09 |
| 1,650 | 73,37 |
| 1,700 | 77,63 |
| 1,836 | 95,75 |

Лабораторна робота № 6

Тема. Електролітична дисоціація

Мета: вивчити властивості слабких та сильних електролітів.

Короткі теоретичні відомості

При розчиненні у воді або інших розчинниках, що складаються з полярних молекул, електроліти піддаються електролітичній дисоціації, тобто більшою або меншою мірою розпадаються на позитивно і негативно заряджені іони – катіони й аніони. Електроліти, що дисоціюють у розчинах не повністю, називаються слабкими електролітами.

Електроліти, які практично повністю дисоціюють у водних розчинах, називають сильними електролітами. До сильних електролітів належать: більшість солей, що вже в кристалічному стані побудовані з іонів, гідроксиди лужних і лужноземельних металів, деякі кислоти (HCl , HBr , HI , HClO_4 , HNO_3).

Хід роботи

Дослід 1 Електропровідність розчинів

У чотири склянки ємністю 50-100 мл опустити вугільні електроди, з'єднані з джерелом струму. У склянки налити: дистильована вода, розчини цукру, їдкою натру, кухонної солі. У ланцюг послідовно увімкнути електричну лампочку чи дзвоник. Замкнути ланцюг. Зробити висновок про електропровідність узятих розчинів. Дати пояснення.

Дослід 2 Визначення реакції середовища за допомогою індикаторів

Наливають у три пробірки небагато розбавленого розчину якої-небудь кислоти, в інші три – дистильованої води і ще в три – розбавлені розчини лугу. Пробірки розподіляють на три серії та додають у кожну по декілька крапель розчину індикаторів: у першу серію – лакмусу, у другу – метилового оранжевого й у третю – фенолфталеїну. Забарвлення індикаторів, що спостерігається, записують у вигляді табл. 1.

Таблиця 1

| Індикатор | Забарвлення | | | |
|--|----------------------|---------------------------|----------------------|--------------|
| | У кислому середовищі | У нейтральному середовищі | У лужному середовищі | Інтервали рН |
| Лакмус Метилловий оранжевий Фенолфталеїн | | | | |

Дослід 3 Визначення рН розчину:

а) універсальним індикатором. У три пробірки наливають по 2-3 мл 0,1 н розчинів HCl , CH_3COOH , NH_4OH , у четверту – H_2O . У кожен пробірку опускають аркуші універсального індикатора, за еталонною шкалою визначають рН досліджуваних розчинів, результати записують до табл. 2;

б) за допомогою рН-метра. Перш ніж приступити до вимірювань, ознайомлюються з інструкцією роботи на рН-метрі рН-340. Потім під наглядом лаборанта вимірюють рН запропонованих розчинів і складають табл. 3.

Таблиця 2

| Досліджуваний розчин | Колір індикатора | рН |
|---|------------------|----|
| Соляна кислота Оцтова кислота Аміак | | |

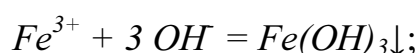
Таблиця 3

| Досліджуваний розчин | pH |
|----------------------|----|
| | |

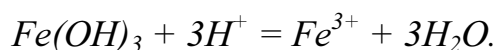
Дослід 4 Реакції, що протікають з утворенням важкорозчинних і слабо дисоціюючих речовин:

а) у три пробірки налити по 2-3 мл розчинів Na_2SO_4 , ZnSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. У кожен з пробірок додати 2-3 мл розчину барій хлориду BaCl_2 . Написати молекулярні рівняння реакцій і одне загальне іонне рівняння;

б) користуючись виставленими на столі реактивами, здійснити реакцію, що виражається наступним рівнянням:



в) користуючись отриманим у досліді 4(б) осадом ферум (III) гідроксиду, провести реакцію, що виражається наступним рівнянням:



Написати молекулярне рівняння реакції;

г) до розчину карбонату натрію додають соляну кислоту. Чим пояснюється виділення газу? Складіть рівняння реакцій у молекулярному й іонному вигляді.

Дослід 5 Гідроліз солей:

а) солі сильної основи і сильної кислоти. Наливають у дві пробірки розчини натрій хлориду, калій сульфату. Розчини випробовують нейтральним лакмусом. Чи спостерігається зміна кольору лакмусу? Чому?

б) солі сильної основи і слабкої кислоти. У дві пробірки наливають розчини натрій ацетату, калій карбонату. Розчини випробовують червоним

лакмусовим папірцем. На що вказує зміна кольору лакмусу? Напишіть рівняння реакцій гідролізу солей в іонній формі;

в) солі слабкої основи і сильної кислоти. У пробірку наливають розчин цинк хлориду і випробовують нейтральним лакмусом. Які результати? Складіть рівняння реакції гідролізу в іонній формі;

г) солі слабкої основи і слабкої кислоти. У пробірку наливають розчин амоній ацетату. Опускають у нього послідовно синій і червоний лакмусові папірці. Чим пояснюється майже нейтральна реакція розчину в даному випадку? Складіть рівняння реакції гідролізу.

Результати експерименту записати у вигляді табл. 4.

Таблиця 4

| Формула солі | Колір лакмусу | Реакція середовища | pH розчину (pH>7, pH<7) | Чи піддається сіль гідролізу |
|--------------|---------------|--------------------|-------------------------|------------------------------|
| | | | | |

Контрольні питання

1. Водневий показник розчину – це негативний десятковий логарифм:
а) концентрації іонів водню в розчині; б) константи дисоціації розчиненого електроліту; в) концентрації гідроксильних іонів.

2. Знайти ступінь дисоціації хлорноватистої кислоти HOCl у 0,2 н розчині.

3. Які з перерахованих нижче солей піддаються гідролізу: NaCN , KNO_3 , KOC1 , NaNO_2 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, CaCl_2 , NaClO_4 , HCOOK , KBr ? Для кожної із солей, що гідролізуються, написати рівняння гідролізу в іонно-молекулярній формі та зазначити реакцію її водного розчину.

Література: [1, с. 34 – 36; 2, с. 223 – 234].

Лабораторна робота № 7

Тема. Комплексні сполуки та їх властивості

Мета: вивчення основних властивостей комплексних сполук.

Короткі теоретичні відомості

Комплексними сполуками називають молекулярні сполуки, які утворені поєднанням окремих компонентів та являють собою складні іони або молекули, які можуть існувати як у кристалі, так і в розчині.

Комплексна сполука складається з центрального атома в тому чи іншому ступені окислення, біля якого скоординовані нейтральні молекули, атоми чи іони, які називаються лігандами. Центральний атом та ліганди утворюють внутрішню сферу комплексної сполуки. Кількість лігандів визначається координаційним числом центрального атома – комплексоутворювача.

Хід роботи

Дослід 1 Одержання калій тетраїодобісмутату (III)

У пробірку до 3-4 крапель розчину вісмут нітрату додавати по краплях розчин калій йодиду до випадання темно-бурого осаду бісмут йодиду. Розчинити цей осад у надлишку розчину калій йодиду.

Запис даних дослідів. Який колір одержаного розчину? Чи може забарвлення зумовлюватись наявністю іонів K^+ , I^- , Bi^{+3} ? Який із цих іонів може бути комплексоутворювачем? З якими лігандами він може утворювати в даному розчині складний іон? Відповідь мотивувати.

Дослід 2 Одержання та вивчення тетраамінкупруму (II) сульфату

Помістити у дві пробірки по 10 крапель 1н. розчину купрум сульфату та додати в одну із них 2 краплі барій хлориду. На наявність якого іона вказує осад, що випав? У другу пробірку внести шматочок гранульованого олова і спостерігати виділення на його поверхні червонуватого нальоту міді.

Отримати комплексну сполуку Купруму, для чого помістити у пробірку 15-20 крапель розчину купрум сульфату та по краплях додавати 25% -ний розчин аміаку. Спостерігати розчинення осаду лужного купрум сульфату, що випав спочатку, і зміну кольору розчину при утворенні комплексної сполуки Купруму. Одержаний розчин розділити на дві пробірки і провести ті самі два

досліди, які були пророблені з розчином купрум сульфату. Чи випаде мідь на гранулі олова?

Запис дослідних даних. Написати рівняння всіх проведених реакцій. Чи є різниця в поведінці купрум сульфату та комплексної солі по відношенню до кожного доданого реактиву? Враховуючи, що дані щодо мольної електропровідності розчину комплексної сполуки вказують на дисоціацію її на два іони, написати його координаційну формулу і рівняння електролітичної дисоціації.

Дослід 3 Гідроксокомплекси

У три пробірки помістити окремо розчини солей Цинку, Хрому (III) та Алюмінію і в кожен з них додавати по краплях розчин лугу. Спостерігати спочатку випадання осадів, а потім їх розчинення в надлишку лугу.

Запис дослідних даних. Написати рівняння всіх проведених реакцій, враховуючи, що утворюються розчинні гідроксокомплекси. Знаючи, що гідроксокомплекси Цинку, Хрому й Алюмінію розчинюються також у кислотах, вказати, до якого типу вони належать.

Дослід 4 Обмінні реакції з участю комплексних сполук

У пробірку до 4-5 крапель розчину купрум сульфату додати 4-5 крапель розчину комплексної солі $K_4[Fe(CN)_6]$. Відмітити колір утвореного осаду гексанціаноферату купрума. Написати молекулярне й іонне рівняння реакції.

Контрольні питання

1. Що називається координаційним числом центрального атома та від яких факторів залежить його значення?

2. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації наведених сполук. Запишіть вирази констант нестійкості для комплексних іонів: $[Co(NH_3)_6]SO_4$, $H_2[HgCl_4]$.

3. Визначте ступінь окислення центрального атома, внутрішньої та зовнішньої сфери та дайте назву сполукам: $Na[Ag(CN)_2]$, $[Zn(NH_3)_4](OH)_2$, $(NH_4)_3[FeF_6]$.

Література: [1, с. 92 – 113; 2, с. 563 – 584].

Лабораторна робота № 8

Тема. Дисперсні системи

Мета: вивчити будову та властивості дисперсних систем.

Короткі теоретичні відомості

Система, у якій одна речовина у вигляді дуже дрібних частинок рівномірно розподілена в об'ємі іншої, називається дисперсною.

До грубодисперсних систем належать суспензії (дисперсна фаза – тверда речовина, дисперсійне середовище – рідина) та емульсії (дисперсна фаза та дисперсійне середовище – рідини).

Тонкодисперсні системи називають колоїдними розчинами (золі).

Хід роботи

Прилади і реактиви.

Тигель. Фарфоровий трикутник. Сітка азбестова. Пінцет. Фільтрувальний папір. Скляні палички. Пробірки циліндричні. Ступка фарфорова. Мікропіпетки. Їдкий натр (сухий). Магній — порошок. Силікагель прожарений. Кварцовий пісок. Розчини: гідроген хлориду (4н., 2н., густина $1,19 \text{ г/см}^3$), натрій силікату (2н., насичений), натрій гідроксиду (2н.), кальцій хлориду (0,5н.), кобальт нітрату (0,5н.), плюмбум нітрату (0,5н.), купрум сульфату (0,5н.), амоній хлориду (0,5н.), аміаку (25%-ний).

Приготування силікагелю: змішати в фарфоровій чашці рівні об'єми (по 50 мл) рідкого скла і гідроген хлориду 37%-ної концентрації (густина $1,19 \text{ г/см}^3$). Суміш залишити стояти на добу. Гель, що утворився, розрізати на шматки і промити в склянці декантацією до повного видалення іонів Хлору (проба на AgNO_3). Злити воду і промитий гель сушити при температурі 40—50°C протягом 24 год, потім при 50—100°C протягом 10—12 год.

Дослід 1 Одержання магній силіциду, силану і кремнію

Покласти на папір 3 мікрошпателі силіцій діоксиду (кварцовий пісок чи силікагель) і 4 – 5 мікрошпателів порошку Магнію, ретельно перемішати скляною паличкою і перенести суміш у циліндричну пробірку. Закріпити пробірку в штативі та нагріти спочатку всю пробірку, а потім лише ту її частину, де знаходиться суміш. Помітивши сильне розігрівання суміші, пальник відставити. Після охолодження пробірку помістити в фарфорову ступку, розбити і вийняти спечену масу. Приготувати тигель з 10 – 15 краплями 4н. розчину гідроген хлориду і кидати в нього невеликі шматочки отриманої маси, що складається з кремнію, магній оксиду і магній силіциду. Відмітити самозаймання силану – SiH_4 , що виділяється під час реакції, утворення білого диму — SiO_2 і колір порошку кремнію, що залишився на дні тигля. У чому його можна розчинити? Написати відповідне рівняння.

Запис даних досліду. Написати рівняння реакцій: а) відновлення силіцій діоксиду магнієм з утворенням магній силіциду, б) взаємодія магній силіциду з гідроген хлоридом, в) горіння силану.

Дослід 2 Одержання гелю і золю кремнієвої кислоти

У дві пробірки внести по 4—5 крапель: в одну — натрій силікату, в іншу – концентрованго гідроген хлориду (густина $1,19 \text{ г/см}^3$). Додати в першу пробірку 6 – 7 крапель 2н. розчину гідроген хлориду і в другу — 1–2 краплі насиченого розчину натрій силікату.

Закрити пробірки пальцем і струснути їх. Спостерігати утворення гелю кремнієвої кислоти в першій пробірці та золю в другій. Отриманий золь кремнієвої кислоти нагріти маленьким полум'ям пальника до перетворення на гель. Як називається процес переходу золю в гель? Яке значення має нагрівання?

Запис даних досліду. Описати пророблену роботу. Написати рівняння реакції одержання кремнієвої кислоти H_2SiO_3 (дана формула є умовною, справжній склад кремнієвих кислот більш складний і може бути виражений загальною формулою $\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$).

Дослід 3 Солі кремнієвої кислоти:

а) одержання натрій силікату (розчинного скла). Поставити тигель на фарфоровий трикутник, покласти в нього пінцетом шматочок їдкою натру завбільшки з горошину. Нагріти тигель до повного розплавлення лугу. У розплавлену масу внести один мікрошпатель прожареного силікагелю і знову нагріти масу до повного розплавлення. Щоб переконатися в одержанні солі кремнієвої кислоти, провести наступний дослід. Тигель остудити, додати в нього 5 – 8 крапель дистильованої води і ретельно перемішати скляною паличкою. Декілька крапель розчину перенести піпеткою в циліндричну пробірку. У розчин додати рівний об'єм 2н. розчину гідроген хлориду і нагріти на маленькому полум'ї пальника. Відмітити утворення гелю кремнієвої кислоти. Написати рівняння реакцій одержання натрій силікату і кремнієвої кислоти умовної формули H_2SiO_3 ;

б) одержання малорозчинних солей кремнієвої кислоти. У 4 пробірки внести по 3 – 5 крапель розчинів солей: у першу – кальцій хлориду, у другу – кобальт нітрату, у третю – плюмбум нітрату й у четверту – купрум сульфату. Додати в кожную пробірку по 2-3 краплі розчину натрій силікату. Відмітити колір осадів.

Написати рівняння відповідних реакцій.

Контрольні питання

1. Наведіть класифікацію дисперсних систем.
2. Охарактеризуйте сутність процесу коагуляції.
3. Методи добування неорганічних гідрозолей.

Література: [2, с. 293 – 325].

Лабораторна робота № 9

Тема. Окисно-відновні реакції

Мета: вивчити метод електронного балансу.

Короткі теоретичні відомості

Окисно-відновними називаються реакції, що супроводжуються зміною ступеня окислювання атомів, які входять до складу реагуючих речовин. Ступінь окислення – це той умовний заряд, якого набув би атом елемента, якщо припустити, що він прийняв чи віддав те або інше число електронів.

Хід роботи

Дослід 1 Сполуки Сульфуру (+4) в окислювально-відновних реакціях

У першу пробірку з розчином калій дихромату $K_2Cr_2O_7$ і у другу з розчином натрій сульфіді Na_2S внести по декілька крапель 2н сульфатної кислоти і по 2 – 3 мікрошпателі натрій сульфїту Na_2SO_3 .

Як змінилося забарвлення в першій пробірці? Чому помутнішав розчин у другій пробірці? Окислювачем чи відновником може бути в хімічних реакціях $K_2Cr_2O_7$, Na_2S ? Окислювальні чи відновлювальні властивості виявляє Na_2SO_3 ? Написати рівняння проведених реакцій.

Дослід 2 Окислювальні та відновлювальні властивості гідроген пероксиду

У пробірку наливають трішки розчину калій йодиту та підкислюють його сульфатною кислотою. Додають 3% розчин гідроген пероксиду. Чим пояснюється поява коричневого забарвлення? Напишіть рівняння реакції.

У розчин калій перманганату вливають сульфатну кислоту і гідроген пероксид. Що відбувається? Які властивості виявляє гідроген пероксид у цьому випадку? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 3 Вплив середовища на проходження окислювально-відновних процесів

У три пробірки внести по 3 - 4 краплі розчину калій перманганату. В одну пробірку додати 2 - 3 краплі 2н розчину сульфатної кислоти, у другу – стільки ж води, у третю – таку саму кількість розчину лугу.

У всі три пробірки внести по два мікрошпателі кристалічного натрій сульфїту та перемішати розчини до повного розчинення кристалів.

Через 3-4 хвилини відмітити зміну забарвлення розчину у всіх трьох пробірках.

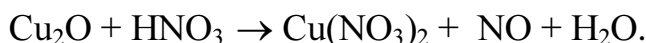
До якого ступеня окислення відновлюється калій перманганат у розчинах, які мають $pH > 7$, $pH = 7$, $pH < 7$? Напишіть рівняння проведених реакцій.

Дослід 4 Внутрішньомолекулярні окислювально-відновні процеси

До 1л розчину натрій тіосульфату приливають рівний об'єм сульфатної кислоти тієї самої концентрації. Розчин мутнішає. Складіть рівняння реакції. Вкажіть окислювач та відновник.

Контрольні питання

1. На основі електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що йде за схемою



2. Виходячи зі ступеня окислювання Нітрогену, Сульфуру і Мангану в сполуках NH_3 , HNO_2 , HNO_3 , H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , MnO_2 , KMnO_4 , визначити, які з них можуть бути тільки відновниками, тільки окисниками, і які виявляють як окисні, так і відновні властивості.

3. Чи можуть відбуватися окислювально-відновлювальні реакції між наступними речовинами: а) H_2S і HI ; б) H_2S і H_2SO_3 ; в) H_2SO_3 і HClO_4 ?

Література: [1, с. 113 – 145; 2, с. 255 – 290].

Лабораторна робота № 10

Тема. Електрохімічні процеси

Мета: навчитися складати гальванічні елементи та вивчити процеси електролізу.

Короткі теоретичні відомості

Розташовуючи метали в ряду зростання їх стандартних електродних потенціалів (E°), був одержаний так названий ряд напруг.

Положення того чи іншого металу в ряді напруг характеризує його відновну здатність, а також окисні властивості його іонів у водних розчинах за стандартних умов. Чим менше значення E° , тим більшими відновними

властивостями володіє даний метал у вигляді простої речовини і тим менші окисні властивості виявляють його іони, і навпаки. Електродні потенціали вимірюють у приладах, що одержали назву гальванічних елементів. Окисно-відновна реакція, що характеризує роботу гальванічного елемента, протікає в напрямку, у якому ЕРС елемента має позитивне значення.

Хід роботи

Дослід 1 Складання гальванічних елементів

Одну із мікроскляночок заповнити 1М розчином цинк сульфату, другу – 1М розчином купрум сульфату. З'єднати скляночки електrolітним містком, заповненим насиченим розчином калій хлориду в суміші з агар–агаром. Опустити у розчин цинк сульфату вузьку цинкову пластинку, а в розчин купрум сульфату – мідну. З'єднати електричним проводом опущені пластинки з гальванометром. Спостерігати відхилення стрілки гальванометра, що вказує на виникнення електричного струму внаслідок різних значень електродних потенціалів систем Cu^{2+}/Cu та Zn^{2+}/Zn .

Запис дослідних даних. Зобразити схему гальванічного елемента. Написати рівняння хімічних реакцій, що протікають на електродах гальванічного елемента, і сумарне рівняння хімічної реакції, у результаті якої з'являється електричний струм у даному елементі. У якому напрямку переміщуються електрони в зовнішньому ланцюзі. Виписати з таблиці числові значення стандартних електродних потенціалів систем систем Cu^{2+}/Cu та Zn^{2+}/Zn та обчислити е.р.с. мідно-цинкового елемента. Які іони і в якому напрямку переміщуються в розчині?

Дослід 2 Взаємодія цинку із сульфатною кислотою за відсутності та наявності Купруму

У дві пробірки внести 5 – 6 крапель 2н сульфатної кислоти. В одну із пробірок додати краплю розчину купрум сульфату, в обидві пробірки опустити по шматочку чистого цинку (без домішок). Спостерігати різну інтенсивність виділення водню у пробірках, що з'явилося на поверхні цинку. Яка роль солі Купруму, за наявності якої водень виділяється інтенсивніше?

Дослід 3 Корозія оцинкованого та підлудженого заліза

У дві пробірки налити S їх об'єму дистильованої води та додати по 2 - 3 краплі розчину 2н сульфатної кислоти і гексаціаноферату (III) калію $K_3[Fe(CN)_6]$. Останній є чутливим реактивом на іони Fe^{+2} , з яким дає синє забарвлення. Розчини перемішати скляною паличкою.

Два залізні дроти почистити наждачним папером. Одним дротом щільно обмотати шматочок цинку, другим – шматочок олова й опустити їх у приготовлені розчини. Спостерігати через декілька хвилин посиніння розчину, у який занурений залізний дріт у контакті з оловом. Пояснити появу іонів Fe^{+2} в розчині. Чому в розчині з парою залізо – цинк синє забарвлення не з'являється ?

Запис дослідних даних. Описати явища, що спостерігаються, і відповісти на поставлені запитання. Дати схему переходу електронів при корозії оцинкованого і лудженого заліза та вказати, у якому випадку при місцевому руйнуванні захисного покриття буде проходити іржавіння заліза під рештою захисного шару.

Дослід 4 Електроліз водних розчинів з інертними електродами

У конічній колбі змішати приблизно S об'єму колби розчину натрій сульфату з j об'єму колби нейтрального розчину лакмусу і вилити одержаний розчин у електролізер. Пропустити через розчин електричний струм і відмітити зміну забарвлення в обох колінах електролізера. Написати рівняння катодного та анодного процесів, що протікають при електролізі натрій сульфату. Які речовини виділяються на катоді та на аноді. Пояснить зміну забарвлення лакмусу в катодному й анодному просторах електролізера.

Дослід 5 Електроліз водних розчинів з розчинними електродами

Налити в електролізер 0,5 н розчину купрум сульфату, опустити в нього графітові електроди та пропустити через розчин електричний струм. Через декілька хвилин припинити електроліз і відмітити на катоді червоний наліт міді. Написати рівняння катодного й анодного процесів. Який газ у невеликих кількостях виділяється на аноді?

Не відключаючи електролізер від батарейки, поміняти місцями електроди в колінах електролізера, унаслідок чого електрод, що був покритий міддю, виявиться анодом. Знову пропустіть електричний струм. Що відбувається з міддю на аноді? Яка речовина виділяється на катоді? Написати рівняння катодного й анодного процесів, що протікають при електролізі купрум сульфату з мідним анодом.

Контрольні питання

1. Збільшиться, зменшиться чи залишиться без зміни маса цинкової пластинки при взаємодії її з розчинами: а) CuSO_4 ; б) MgSO_4 ; в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Чому? Складіть електронні та молекулярні рівняння відповідних реакцій.

2. При якій концентрації іонів Zn^{2+} (у моль/л) потенціал цинкового електрода буде на 0,015 В меншим за його стандартний електродний потенціал?

3. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС мідно-кадмієвого гальванічного елемента, у якому $[\text{Cd}^{2+}] = 0,1$ моль/л, а $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01$ моль/л.

Література: [1, с. 113 – 145; 2, с. 255 – 290].

СПИСОК ЛИТЕРАТУРИ

1. Гольдбрайх З.В. Практикум по неорганической химии. – М.: Высш. школа, 1986. – 350 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Химия, 1984. – 600 с .
3. Васильева З.В., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Л.: Химия, 1986. – 286 с.
4. Семишин В.И. Лабораторные работы по общей химии. Учебн. Пособие для вузов. – М.: Высшая школа, 1971. – 272 с.
5. Левант Г.Е., Райцин Г.А. Практикум по общей химии. – М.: Высшая школа, 1981. – 338с.

Методичні вказівки щодо виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни “Хімія” Модуль 1. Загальна та неорганічна хімія для студентів денної форми навчання за напрямом 6.0514 – «Біотехнологія», Частина 1. Загальна хімія

Укладачі: к.х.н., доц. О.В. Новохатько
ст. викл. О.О. Никифорова

Відповідальний за випуск
зав. кафедри природничих дисциплін В.В. Никифоров

Підп. до др. _____. Формат 60x84 1/16. Папір тип. Друк ризографія.
Ум. друк. арк. _____. Наклад 15 прим. Зам. № _____. Безкоштовно.

Видавничий відділ КДПУ
імені Михайла Остроградського
39600, м. Кременчук, вул. Першотравнева, 20