

ЦЕНТРАЛЬНОУКРАЇНСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ

КАФЕДРА ЕКОЛОГІЇ ТА ОХОРОНИ НАВКОЛИШНЬОГО СЕРЕДОВИЩА

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ З ХІМІЇ

«МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ»



Кропивницький – 2021

Склянки лабораторні



низька зі
шкалою

висока зі
шкалою

для
зважування
(бюкс)

Мензурка



Мірний циліндр



Ложка для
спалювання
речовин

Скляна
паличка

Пробірки



Піпетки -
дозатори



Лійка



Крапельниця
Шустера



Лопатка
скляна



КОЛБИ



плоскодонна



круглодонна



конічні



мірні



Хімічний посуд для проведення дослідів, приготування та зберігання розчинів

ЦЕНТРАЛЬНОУКРАЇНСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ

КАФЕДРА ЕКОЛОГІЇ ТА ОХОРОНИ НАВКОЛИШНЬОГО СЕРЕДОВИЩА

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ З ХІМІЇ

«МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ»

Кропивницький – 2021

Лабораторний практикум з хімії. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт для студентів всіх технічних спеціальностей, які вивчають дисципліну «Хімія»

Укладачі:

Т.М.Тунік, к.т.н., доцент

О.В.Медведева, к.б.н., доцент

В.М.Кропівний, к.т.н., професор

Я.Б.Немировський, д.т.н., професор

С.А.Мартиненко, к.т.н., доцент

Т.Є.Кирнасовська, асистент

Зміст

Правила роботи і поведження в лабораторії.....	6
Лабораторна робота № 1 Класифікація неорганічних речовин	8
Лабораторна робота №2 Хімічні властивості солей.....	12
Лабораторна робота № 3 Визначення молярної маси еквіваленту цинку.....	15
Лабораторна робота № 4 Хімічна кінетика.....	19
Лабораторна робота № 5 Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації	22
Лабораторна робота № 6 Розчини. Концентрація розчинів	28
Лабораторна робота №7 Властивості індикаторів.....	31
Лабораторна робота №8 Розчини електролітів. Гідроліз солей.....	34
Лабораторна робота № 9 Аналітичне визначення іонів у розчинах ...	39
Лабораторна робота №10 Окислювально-відновні реакції.....	41
Лабораторна робота № 11 Гальванічні елементи.....	45
Лабораторна робота № 12 Корозія металів.....	51
Лабораторна робота № 13 Захист від корозії.....	56
Лабораторна робота № 14 Комплексні сполуки.....	59
Лабораторна робота № 15 Олово, свинець.....	62
Лабораторна робота № 16 Хром, молібден, вольфрам.....	64
Лабораторна робота № 17 Марганець	66
Лабораторна робота № 18 Залізо, кобальт, нікель.....	68

Правила роботи і поводження в лабораторії

Перед тим, як приступити до роботи в лабораторії, необхідно засвоїти такі правила:

1. Робоче місце необхідно тримати у зразковому порядку.
2. Не слід захаращувати робоче місце непотрібними на даний час речами (портфелі, посібники, реагенти).
3. При користуванні реагентами додержуватися чистоти та акуратності:
 - всі склянки із розчинами, банки із сухими реактивами тримати закритими, відкривати тільки під час використання;
 - закриваючи склянки, не брати іншу пробку, так як у цьому випадку реагенти забруднюються та стають непридатними для використання;
 - надлишки взятого реактиву не висипати і не виливати знову в склянку, звідки був взятий, щоб не забруднювати її вміст;
 - реактиви загального користування не виносити на робочі місця, додержувати порядок у їх розміщенні;
 - спрацьовані розчини слід зливати у спеціальний посуд;
 - склянки із розчинами при взятті з них розчину тримати так, щоб етикетка знаходилась завжди зверху і розчини не попадали на неї;
 - при переливанні розчину зі склянки (колби) пробку потрібно держати в руці або покласти на стіл так, щоб вхідна в горло склянки частина пробки не торкалась столу.
4. Всі досліди з розчинами аміаку, кислот та іншими шкідливими леткими речовинами проводити тільки у витяжній шафі.
5. Обережно поводитись із вогнєнебезпечними речовинами, концентрованими кислотами і лугами.
6. При нагріванні пробірку або колбу тримати спеціальним тримачем, направленим у бік від себе і товаришів, щоб запобігти опіку при розбризкуванні.
7. Нюхати газоподібні речовини на відстані, направляючи їх до носа рухом руки.
8. Для дослідів, за винятком спеціально вказаних, брати мінімальну кількість реагентів (наприклад, розчину – 1, 2 мл).
9. Починати дослід тільки після уважного ознайомлення із порядком його проведення, з'ясування всього незрозумілого і тільки із дозволу викладача.
10. У випадку невдало проведеного дослідів не розгублюватися, продумати все спочатку, порадитися з викладачем і знову приступити до роботи.
11. Категорично забороняється пробувати реактиви на смак, так як

- багато з них в тій чи іншій мірі отруйні.
12. Не залишати без нагляду робочі установки, запалені спиртівки, включені електроприлади.
 13. В лабораторії необхідно дотримуватися тиші.
 14. Папір, біті склянки викидати у спеціальний кошик.
 15. Для запису лабораторних робіт необхідно мати окремий зошит, на обкладинці якого вказати своє прізвище, факультет і номер групи.
 16. Перед виходом з лабораторії привести в порядок робоче місце. Тільки переконавшись, що все в порядку, можна залишати лабораторію з дозволу викладача.

Техніка лабораторних робіт

Головним завданням практики студента (майбутнього спеціаліста) в хімічній лабораторії є набуття елементарних навиків роботи з хімічними реагентами, посудом і приладами, а також закріплення вивченого теоретичного матеріалу.

Підготовка, виконання і захист лабораторної роботи

До кожної лабораторної роботи студент повинен:

- вивчити відповідний теоретичний матеріал по рекомендованому посібнику, конспекту лекцій;
- перевірити свої знання по даній темі шляхом виконання заданих вправ або розв'язування задач.

В процесі домашньої підготовки в лабораторний зошит записати: назву лабораторної роботи і дату її проведення; скласти короткий конспект теоретичного матеріалу по темі під заголовком "Теоретичні основи", а також виконати необхідні записи стосовно дослідів, які будуть проводитися на лабораторній роботі; виконати вправи до лабораторної роботи.

Звіт по лабораторній роботі виконується у довільній формі. За необхідності результати дослідів можуть записуватись у вигляді таблиці.

На початку заняття студент повинен подати заповнений лабораторний зошит викладачу, після чого він може задати питання, щоб вияснити незрозумілий йому при домашній підготовці матеріал. Потім студенту необхідно захистити викладачу теоретичну частину вивченого матеріалу.

Після цього виконуються заплановані досліді. Результати дослідів студент повинен записати в лабораторний зошит, зробити висновки і підготуватися до захисту лабораторної роботи. Захист полягає у правильних відповідях на задані викладачем питання по темі лабораторної роботи або у правильному розв'язуванні задач.

Робота вважається виконаною і зарахованою, якщо студент:

- виконав лабораторні дослідження;
- повністю оформив лабораторну роботу;
- одержав позитивну оцінку за захист звіту.

Підпис викладача у лабораторному зошиті свідчить, що робота зарахована.

Якщо студент з якої-небудь причини пропустив лабораторне заняття, він повинен відпрацювати його у лабораторії у вказаний час.

Якщо студент протягом заняття не встиг захистити лабораторну роботу або одержав негативну оцінку, то він повинен її захистити викладачу у призначену ним годину. Бажано заборгованість по лабораторній роботі ліквідувати до наступного заняття. За умови накопичення незарахованих (двох і більше) лабораторних робіт, студент не допускається до виконання наступної лабораторної роботи.

Лабораторна робота № 1

Класифікація неорганічних речовин

Теоретична частина

Усі речовини побудовані з хімічних елементів.

Хімічним елементом називається вид атомів, які мають один і той же заряд ядра. Наприклад: елемент хлор – це вид атомів з зарядом ядра 17, елемент мідь – вид атомів, заряд ядра яких дорівнює 29 (див. порядковий номер елемента в Періодичній системі елементів).

Речовини поділяються на прості та складні.

Прості речовини утворені з атомів одного елемента. Наприклад: проста речовина кисень (кисень) O_2 , утворена з атомів елемента кисню, проста речовина срібло, Ag – з атомів елемента аргентума (срібла).

Складні речовини – це ті, які утворені з атомів кількох різних елементів. Інакше вони звуться хімічними сполуками. Наприклад: діоксид карбону (вуглецю) CO_2 , утворений з атомів карбону та кисню, сульфурна кислота (сірчана), H_2SO_4 – з атомів гідрогену, сульфуру (сірки) та кисню.

Неорганічні сполуки поділяються на **оксиди, основи, кислоти та солі**.

Оксиди

Оксидами називаються складні речовини, які складаються з будь-якого елемента та кисню. Оксиди поділяються на несолеутворюючі та солеутворюючі.

Несолеутворюючі – це оксиди, які в процесі хімічних реакцій не утворюють солі. Наприклад: NO, CO, N₂O.

Солеутворюючі оксиди в процесі хімічних реакцій утворюють солі та поділяються на основні, кислотні і амфотерні.

Основні оксиди – це оксиди металів, яким відповідають основи. Наприклад: Na₂O, CaO, CuO, MnO; відповідно: NaOH, Ca(OH)₂, Cu(OH)₂, Mn(OH)₂.

Кислотні оксиди – це оксиди неметалів та деяких металів, що мають вищий ступінь окислення і яким відповідають кислоти. Наприклад: CO₂, SO₃, NO₂, CO₂, SO₃, NO₂, Cr₂O₃, Mn₂O₇ – відповідно: H₂CO₃, H₂SO₄, HNO₃, H₂CrO₄, HMnO₄.

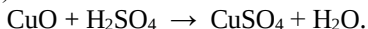
Амфотерні оксиди – це оксиди амфотерних металів, які проявляють подвійні властивості як основних, так і кислотних оксидів. Наприклад: ZnO, Al₂O₃.

Назви оксидів утворюються від назви металу і слова "оксид". В дужках зазначається валентність елемента у даному оксиді. Постійна валентність не вказується.

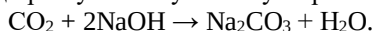
Fe ₂ O ₃	заліза (III) оксид феррума (III) оксид	допускається оксид заліза (III)
Mn ₂ O ₃	марганцю (III) оксид мангана (III) оксид	оксид марганцю (III)
NO ₂	нітрогену (IV) оксид	оксид азоту (IV)
ZnO	цинка оксид	оксид цинка
Na ₂ O	натрію оксид	оксид натрію
P ₂ O ₅	фосфору (V) оксид	оксид фосфору (V)

Хімічні властивості оксидів

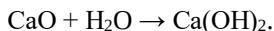
Усі основні оксиди взаємодіють з кислотами, утворюючи сіль та воду (реакція нейтралізації):



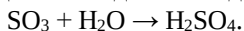
Усі кислотні оксиди реагують з лугами з утворенням солі та води:



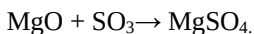
Основні оксиди активних металів реагують з водою з утворенням лугів:



Багато кислотних оксидів взаємодіють з водою з утворенням кислот:



Основні та кислотні оксиди взаємодіють між собою з утворенням солі:



Основи

Основами називаються сполуки, які утворені металом та однією чи кількома гідроксогрупами, (OH^-) . Основи, розчинні у воді називаються лугами.

За кількістю гідроксогруп визначаєть кислотність основ:

KOH – однокислотна основа;

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ – двукислотна основа;

$\text{Al}(\text{OH})_3$ – трикислотна основа.

Назви основ утворюються від назви металу та слова "гідроксид". В дужках вказується валентність металу, крім постійної.

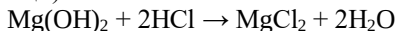
NaOH – натрію гідроксид, допускається гідроксид натрію;

$\text{Zn}(\text{OH})_2$ – цинку гідроксид, допускається гідроксид цинку;

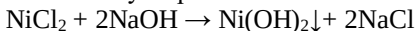
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – феррума (III) гідроксид, заліза (III) гідроксид, допускається гідроксид заліза (III).

Хімічні властивості основ

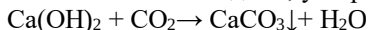
Усі основи взаємодіють з кислотами з утворенням солі та води (реакція нейтралізації):



Луги реагують з солями з утворенням нової основи та нової солі:



Луги взаємодіють з кислотними оксидами, утворюючи сіль та воду:



Кислоти

Кислоти – це сполуки, які складаються з гідрогену (водню), який має властивість заміщуватися металом, та кислотного залишку. За кількістю іонів гідрогену, визначається основність кислот:

$\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ - триосновна кислота;

$\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ - двоосновна кислота;

$\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ - одноосновна кислота.

Кислоти поділяються на такі, що містять в своєму складі кисень і ті, що не містять його. Наприклад, HCl , HBr , H_2S – не містять кисену.

Назви безкисневих кислот утворюються з назви елементу, який утворив цю кислоту, та слова "воднева":

HCl - хлорводнева кислота;

HI - йодводнева кислота;

H₂S - сірководнева кислота.

Назви кислот, що містять кисень утворюються за допомогою слова "кислота" та прикметника, який називає елемент, що утворив кислоту:

H₂SO₄ – сірчана кислота (сірка), сульфурна кислота;

HNO₃ – азотна кислота (азот), нітрогенна кислота;

H₃PO₄ – фосфорна кислота (фосфор);

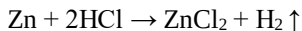
HMnO₄ – марганцева кислота (марганець);

H₂CO₃ – вуглецева кислота (вуглець);

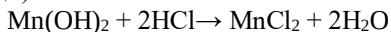
H₂CrO₄ – хромова кислота (хром).

Хімічні властивості кислот

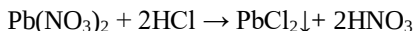
Кислоти у водних розчинах, взаємодіють з металами з утворенням солей:



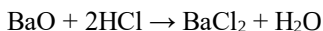
Усі кислоти взаємодіють з основами з утворенням солі та води (реакція нейтралізації):



Кислоти взаємодіють з солями з утворенням нової солі та нової кислоти:

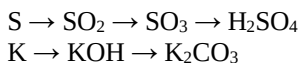


Кислоти реагують з основними оксидами з утворенням солі та води:



Вправи

1. Визначте класи неорганічних речовин, до яких відносяться вказані сполуки та дайте їм назви: HNO₃, H₂S, HNO₂, H₂SO₃, CO₂, MgO, Fe(OH)₃, TiO₂, SiO₂, Cd(OH)₂, Mo₂O₃, KOH, Li₂O, CaO, SO₂, Zn(OH)₂, NO, Al₂O₃, HMnO₄.
2. З яким з нижче вказаних сполук реагує сірчана кислота? Складіть рівняння реакцій та дайте назви одержаним сполукам. H₂S, Cu(OH)₂, FeO, CO₂, BaCl₂, Al(OH)₃, Ba(OH)₂.
3. З якими із вказаних сполук реагує гідроксид калію? Складіть рівняння реакцій та дайте назви одержаним сполукам. CoCl₂, SO₃, Fe(OH)₂, Cu(NO₃)₂, MgO, H₃BO₃, H₂SO₃.
4. Напишіть рівняння реакцій послідовного перетворення:
 $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3$.



Дослідна частина

Дослід 1. Одержання гідроксиду магнію

Невелику кількість порошку оксиду магнію (1-2 г) помістити у пробірку з дистильованою водою (2-5 мл). Додати 2-3 краплини фенолфталеїну. Відмітити як змінилось забарвлення? Пояснити чому це відбулось. Написати рівняння реакції взаємодії MgO з водою.

Дослід 2. Одержання нерозчинних основ

До однієї пробірки налити 1-2 мл розчину заліза (III) хлориду, до другої - 1-2 мл розчину міді (II) сульфату. До обох пробірок долити 1-2 мл розчину натрію гідроксиду. Вказати на забарвлення осадів, що утворилися в наслідок реакції. Написати рівняння реакції.

Дослід 3. Взаємодія основ з кислотами

До пробірок, в яких знаходяться осаді, що утворилися при проведенні дослідів 2 - заліза (III) гідроксиду та міді (II) гідроксиду долити соляної кислоти до повного розчинення. Складіть рівняння реакцій.

Дослід 4. Взаємодія кислоти з сіллю

До однієї пробірки налити 1-2 мл розчину барію хлориду, до другої – 1-2 мл розчину свинцю нітрату. До обох пробірок додати по 1-2 мл розчину сірчаної кислоти. Відзначити колір утворених осадів. Скласти рівняння реакцій.

Лабораторна робота №2

Хімічні властивості солей

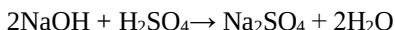
Теоретична частина

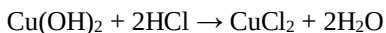
Солями називають сполуки, які утворені металами та кислотними залишками. Серед солей розрізняють середні (нормальні) солі, кислі та основні.

Середні (нормальні) солі складаються з металу та кислотного залишку.

Наприклад: Na_2SO_4 , K_3PO_4 , CuCl_2 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

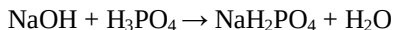
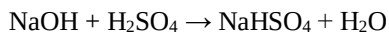
Середні солі утворюються в результаті повної взаємної нейтралізації кислот та основ:





Кислі солі містять гідроген, який ще може бути заміщений металом: NaHSO_4 , KH_2PO_4 .

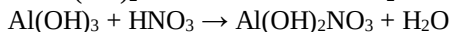
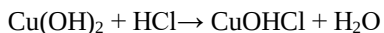
Вони утворюються при взаємодії багатоосновних кислот з основами за умови меншої кількості основи, ніж потрібно для повної нейтралізації кислоти:



Основні солі – це солі, які містять гідроксогрупи, не заміщені кислотними залишками в процесі реакції:



Вони утворюються при взаємодії багатоосновних основ з кислотою, за умови, коли в реакції менша кількість кислоти, ніж потрібно для повної нейтралізації основи:



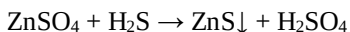
Назви нормальних солей утворюються з назв аніона солі та металу. Коли метал має змінну валентність, то вона також вказується. Наприклад: FeSO_4 - заліза (II) сульфат (сульфат заліза (II)).

До назв основних солей додається префікс "гідроксо", кислих - "гідро". Наприклад: основна сіль, ZnOHCl - хлорид гідроксоцинку (цинку гідроксохлорид); кисла сіль, KHS - гідросульфід калію (калію гідросульфід).

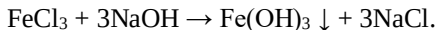
Кислота	Назва солей	Формула солі	Назва солі
H_2SO_4	сульфати	Na_2SO_4	сульфат натрію
HNO_3	нітрати	KNO_3	нітрат калію
H_3PO_4	фосфати	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	фосфат кальцію
H_2CO_3	карбонати	MgCO_3	карбонат магнію
H_2SO_3	сульфіти	Na_2SO_3	сульфіт натрію
HCl	хлориди	CrCl_3	хлорид хрому (III)
H_2S	сульфіди	ZnS	сульфід цинку

Хімічні властивості солей

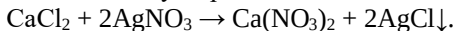
Солі взаємодіють з кислотами з утворенням нової солі та нової кислоти:



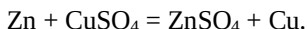
Солі взаємодіють з лугами з утворенням нової солі та нової основи:



Солі реагують між собою з утворенням двох нових солей:



Солі реагують з металами у тому разі, коли вільний метал активніший за метал самої солі. В результаті реакції утворюються новий метал та нова сіль:



Вправи

1. Напишіть рівняння реакцій взаємодії Zn з кислотами: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 . Дайте назви утвореним солям.
2. З переліку солей, формули яких наведені нище, оберіть окремо: а) основні солі; б) середні (нормальні) солі; в) кислі солі: NaHCO_3 , K_2SO_4 , CaCO_3 , ZnS , BaCl_2 , $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, KHS , Na_2HPO_4 .
3. Напишіть рівняння реакцій послідовного перетворення:
 $\text{Zn} \rightarrow x \rightarrow y \rightarrow \text{ZnCl}_2$
 $\text{CuCl}_2 \rightarrow x \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4$

Дослідна частина

Дослід 1. Взаємодія солей з металами (витіснення менш активного металу солі більш активним металом)

В пробірку налити 2-3 мл сульфату міді та додати 1-2 шматочка цинку. Протягом деякого часу (15-30 хв.) спостерігати за змінами в пробірці. Написати рівняння реакції.

Дослід 2. Взаємодія солей з кислотами

В пробірку налити 2-3 мл карбонату натрію та сюди ж поступово додати 2-3 мл соляної (хлоридної) кислоти. Вказати на зміни, які відбуваються в пробірці. Написати рівняння реакції.

Дослід 3. Взаємодія двох розчинних у воді солей

В пробірку налити 1-2 мл розчину хлориду барію сюди ж додати 1-2 мл розчину сульфату міді (II). Вказати на зміни, які відбулися в пробірці, написати рівняння реакції.

Дослід 4. Взаємодія солей з розчинними основами (лугами)

В пробірку налити 1-2 мл розчину хлориду кальцію та сюди ж додати 1-2 мл розчину гідроксиду натрію. Вказати на зміни, які відбулися в пробірці, написати рівняння реакції.

Лабораторна робота № 3

Визначення молярної маси еквіваленту цинку

Теоретична частина

Розрахунки свідчать, що у деяких реакціях приймають участь не цілі молекули-атоми, чи іони, а тільки їх частки (такі собі умовні частки), яким дали назву еквівалентів.

Таким чином **еквівалент** – це умовна частка, яка складає певну частину реальної частки та приймає участь у даній хімічній реакції.

Еквівалент складає $1 / Z^*$ частину реальної частки, де Z^* має назву числа еквівалентності речовини в хімічній реакції. Коли $Z^*=1$, то частка реагує цілком.

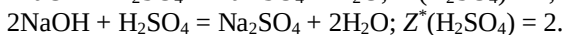
Число еквівалентності елементу дорівнює його ступеню окислення в даній сполуці.

Наприклад: $Z^*(S \text{ у } S^{+4}O_2^{-2}) = 4$; $Z^*(S \text{ у } S^{+6}O_3^{-2}) = 6$.

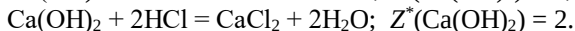
Число еквівалентності йону дорівнює його заряду.

Наприклад: $Z^*(Al^{+3}) = 3$; $Z^*(SO_4^{-2}) = 2$.

Число еквівалентності кислоти дорівнює її основності в даній реакції. Наприклад:



Число еквівалентності основи дорівнює її кислотності в даній реакції. Наприклад:



Число еквівалентності оксиду дорівнює добутку числа атомів елементу, який утворює оксид, та його ступеню окислення. Наприклад:

$$Z^*(Fe_2^{+3}O_3^{-2}) = 2 \cdot 3 = 6;$$

$$Z^*(P_2^{+5}O_5^{-2}) = 2 \cdot 5 = 10.$$

Число еквівалентності солі дорівнює добутку числа атомів металу та його ступеню окислення.

Наприклад, $Z^*(Na_2^{+1}SO_4^{-2}) = 2 \cdot 1 = 2$.

$$Z^*(Ca_3^{+1}(PO_4^{-2})) = 2 \cdot 5 = 10.$$

Еквівалент елементу має свою молярну масу. Вона позначається як $M(1/Z^*)$ (для елементу чи речовини "х") чи $\epsilon(x)$ та вимірюється у г/моль або у кг/моль.

Молярна маса еквіваленту елементу чи речовини дорівнює:

$$\varepsilon(x) = \frac{M(x)}{Z^*}$$

де $M(x)$ – це молярна маса елементу чи речовини "x".

Наприклад: треба визначити молярну масу: а) Cr у CrO_3 б) CO_3^{2-} в) HNO_3 ; г) $\text{Al}(\text{OH})_3$; д) TiO_2 ; е) CaCl_2 .

- а) $Z^*(\text{Cr у Cr}^{+6}\text{O}_3^{2-}) = 6$; $M(\text{Cr}) = 52$ г/моль,
 $\varepsilon(\text{Cr у CrO}_3) = 52/6 = 8,7$ г/моль
 б) $Z^*(\text{CO}_3^{2-}) = 2$; $M(\text{CO}_3^{2-}) = 60$ г/моль,
 $\varepsilon(\text{CO}_3^{2-}) = 60/2 = 30$ г/моль;
 в) $Z^*(\text{HNO}_3) = 1$; $M(\text{HNO}_3) = 63$ г/моль,
 $\varepsilon(\text{HNO}_3) = 63/1 = 63$ г/моль;
 г) $Z^*(\text{Al}(\text{OH})_3) = 3$; $M(\text{Al}(\text{OH})_3) = 78$ г/моль,
 $\varepsilon(\text{Al}(\text{OH})_3) = 78/3 = 26$ г/моль;
 д) $Z^*(\text{Ti}^{+4} \text{O}_2) = 1 \cdot 4 = 4$; $M(\text{TiO}_2) = 80$ г/моль,
 $\varepsilon(\text{TiO}_2) = 80/4 = 20$ г/моль;
 е) $Z^*(\text{Ca}^{+2} \text{Cl}_2) = 1 \cdot 2 = 2$; $M(\text{CaCl}_2) = 111$ г/моль,
 $\varepsilon(\text{CaCl}_2) = 111/2 = 55,5$ г/моль.

Хімічні речовини взаємодіють між собою в еквівалентних кількостях: один еквівалент однієї речовини взаємодіє з одним еквівалентом другої. Слово “еквівалентний” означає рівноцінний.

Це відображено у так званому “Законі еквівалентів” (один із основних законів хімії), який формулюється так:

Маси взаємодіючих між собою речовин пропорційні молярним масам їх еквівалентів:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\varepsilon_1}{\varepsilon_2}$$

де m_1, m_2 – маси реагуючих речовин;

$\varepsilon_1, \varepsilon_2$ – молярні маси їх еквівалентів.

Вправи

- Обчисліть молярні маси еквівалентів:
 а) Si в SiO_2 ; б) Fe в Fe_2O_3 ; в) C в CO_2 .
- Обчисліть молярні маси еквівалентів:
 а) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; б) HMnO_4 ; в) SO_2 ; г) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
- Скільки молей еквівалентів складають:

- а) 280 г CaO; б) 60 г Na_2CO_3 ; в) 120 г NaOH г) 17 г H_2S .
4. Обчисліть молярну масу еквіваленту хлориду заліза, коли відомо, що 5,42 г його взаємодіють без залишку з 4 г гідроксиду натрію.
5. 2 г невідомого металу з'єднується без залишку з 3,56 г сірки або з 17,78 г бром. Знайдіть молярні маси еквівалентів бром та металу.

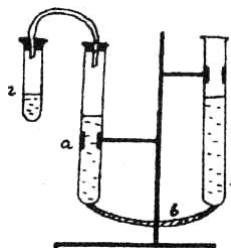


Рис.1

Дослідна частина

Молярна маса еквіваленту цинку визначається за допомогою приладу, зображеного на рисунку 1. Прилад складається з двох бюреток "а" та "б", з'єднаних гумовою трубкою "в". До однієї з бюреток приєднують пробірку (г).

Порядок проведення досліду

1. Спочатку треба перевірити прилад на герметичність. Для цього необхідно заповнити бюретки на дві третини водою та приєднати пусту пробірку. Підіймайте бюретку "б", якщо рівень води в ній не змінюється, то це означає, що прилад герметичний. Якщо рівень води спадає, то потрібно перевірити всі з'єднання у приладі на герметичність.

2. Зніміть пробірку, установіть рівень води у бюретці "а" на нульовій позначці (V_1). Відлік ведіть за нижнім краєм меніску. У пробірку налейте 3 мл 1Н розчину HCl та покладіть у неї отриману в лаборанта наважку цинку. Швидко закрийте пробірку, щоб увесь водень, витіснений цинком, зібрався у бюретці. Коли цинк розчиниться, опустіть бюретку "б" так, щоб в обох бюретках вода знаходилась на одному рівні. Запишіть рівень води в бюретці "а" (V_2). Різниця рівнів дорівнює об'єму водню, який виділився.

3. Запишіть у таблицю масу наважки металу, величини об'ємів, температуру досліду, показання барометру та тиск водяного пару для даної температури. Зробіть розрахунки.

Форма запису:

1.	Наважка металу	m_{zn}	г
2.	Рівень води у бюретці "а" до досліду	V_1	мл
3.	Рівень води у бюретці "а" після досліду	V_2	мл
4.	Температура досліду	T_d	К
5.	Атмосферний тиск	$P_{ст}$	мм. рт. ст.
6.	Тиск насиченого пару (дивитись нище приведену таблицю)	P_{H_2O}	мм. рт. ст.

Розрахунки:

- Знайти об'єм водню, який виділився:

$$V_{H_2} = V_2 - V_1$$

- Обчислити тиск водню:

$$P_{H_2} = P_{атм} - P_{H_2O} \text{ (насичена пара)}$$

- Обчислити масу водню за рівнянням Клайперона-Менделєєва:

$PV = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T;$	звідки $m_{H_2} = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} = \frac{P_{H_2} \cdot V_{H_2} \cdot M_{H_2}}{62364 \cdot T}$
-------------------------------------	--

R – універсальна газова постійна,

$$\begin{aligned}
 8,314472 \cdot \frac{1 Дж}{1 моль \cdot 1 К} &= 8,314472 \cdot \frac{1 кж \cdot 1 м}{1 моль \cdot 1 К} = 8,314472 \cdot \frac{\frac{1 кж}{1 м^2} \cdot 1 м^3}{1 моль \cdot 1 К} = \\
 &= 8,314472 \cdot \frac{1 Па \cdot 1 м^3}{1 моль \cdot 1 К} = 8,314472 \cdot \frac{0,00750062 торр \cdot 1000000 см^3}{1 моль \cdot 1 К} = \\
 &= 62363,69497264 \frac{1 торр \cdot 1 см^3}{1 моль \cdot 1 К} = 62364 \frac{1 торр \cdot 1 мл}{1 моль \cdot 1 К}
 \end{aligned}$$

мм.рт.ст/(моль·К)

- Знайти молярну масу еквівалентну цинку, використавши закон еквівалентів:

$$\frac{m_{H_2}}{m_{zn}} = \frac{\varepsilon_{H_2}}{\varepsilon_{zn}}; \quad \varepsilon_{zn} = \frac{m_{zn} \cdot 1}{m_{H_2}}$$

- Обчисліть відносну помилку досліду, %:

$$П = \frac{\left(\varepsilon_{Zn(теор.)} - \varepsilon_{Zn(практ.)} \right)}{\varepsilon_{Zn(теор.)}} \cdot 100\%,$$

де $\varepsilon_{Zn(теор.)} = \frac{M_{Zn}}{2}$;

$\varepsilon_{Zn(практ.)}$ - молярна маса еквіваленту цинку, знайдена за допомогою досліду.

Тиск насиченої водяної пари

Тем-ра °C	Тиск мм. рт. ст.	Тем-ра °C	Тиск мм. рт. ст.	Тем-ра °C	Тиск мм. рт. ст.
15	12,8	19	16,5	23	21,1
16	13,6	20	17,5	24	22,4
17	14,5	21	18,7	25	23,8
18	15,5	22	19,8	26	25,2

Лабораторна робота № 4

Хімічна кінетика

Теоретична частина

Хімічна кінетика вивчає швидкість та механізм проходження хімічних реакцій.

Швидкість хімічної реакції вимірюється зміною концентрацій реагуючих речовин в одиницю часу, моль/с.

$$V = \frac{dC}{d\tau}$$

Особливості механізму проходження реакції залежать від виду системи у якій вона відбувається.

Гомогенні реакції проходять у гомогенних системах (реагуючі речовини знаходяться в однаковому стані в усьому об'ємі системи).

Гетерогенні реакції проходять у гетерогенних багатофазних системах на поверхні розділу фаз.

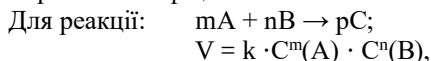
Швидкість гомогенних реакцій залежить від природи

реагуючих речовин, їх концентрації, тиску у газовій системі, температури та наявності каталізатора.

Швидкість гетерогенних реакцій залежить головним чином від величини поверхні розділу фаз (чим вона більша, тим процес іде швидше).

Залежність швидкості гомогенних реакцій від концентрації реагуючих речовин визначається **законом дії мас.**

При сталій температурі швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів.



де V - швидкість реакції;

k - константа швидкості;

$C^m(\text{A})$ та $C^n(\text{B})$ - молярні концентрації речовин А та В,

m та n - стехіометричні коефіцієнти.

Залежність швидкості реакції від температури визначається за правилом Вант-Гоффа, яке формулюється так: **підвищення температури системи на кожні 10°C збільшує швидкість реакції в 2-4 рази.**

$$V_{t_2}^{\circ} = V_{t_1}^{\circ} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

де $V_{t_2}^{\circ}$ - швидкість реакції за температурою t_2° ;

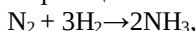
$V_{t_1}^{\circ}$ - швидкість реакції за температурою t_1° ;

γ - температурний коефіцієнт реакції;

t_2°, t_1° - кінцева та початкова температура реакції.

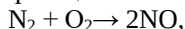
Вправи

1. Як зміниться швидкість реакції



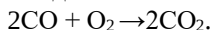
якщо концентрацію N_2 підвищити у 2 рази, а концентрацію H_2 зменшити у 2 рази?

2. Як зміниться швидкість реакції



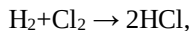
якщо тиск у системі збільшити у 3 рази?

3. Оксид вуглецю (II) взаємодіє з киснем:



Знайдіть початкову швидкість реакції, якщо $C(\text{CO}) = 0,4$ моль/л, $C(\text{O}_2) = 0,3$ моль/л. Константа швидкості реакції $K=0,6$.

4. Як зміниться швидкість реакції



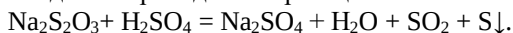
якщо об'єм системи збільшити у 4 рази?

5. Температурний коефіцієнт швидкості деякої реакції дорівнює 2,3. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції, якщо підвищити температуру на 50°C?

Дослідна частина

Дослід 1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин

Тіосульфат натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ взаємодіє з сірчаною кислотою з утворенням нерозчинної сірки у вигляді каламуті, що дає можливість спостерігати швидкість проходження реакції:



У три пробірки налейте:

у першу – 9 мл $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$,

у другу – 6 мл $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та 3 мл дистильованої води,

у третю – 3 мл $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та 6 мл дистильованої води.

Таким чином ви отримали три розчини різної концентрації. У першій пробірці приймемо концентрацію розчину за три умовних одиниці, у другій – за дві, у третій – за одну. У три інші пробірки налейте по 3 мл розчину H_2SO_4 . Приготуйте секундомір. На аркуш паперу у клітинку поставте маленьку склянку. Вилийте у склянку вміст першої пробірки з тіосульфатом і 3 мл H_2SO_4 . Зафіксуйте час. Спостерігайте, як з'являється у розчині каламуть. Визначте час кінця реакції, коли через розчин ви вже не побачите ліній на папері. Час реакції у секундах запишіть у таблицю. Зробіть те ж саме з іншими двома пробірками з тіосульфатом та сірчаною кислотою.

Номер пробірки	Об'єм розчину, мл		Концентрація розчину у відносних од.	Час τ , сек.	Відносна швидкість реакції, V
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O			
1	9	0	3		
2	6	3	2		
3	3	6	1		

Розрахуйте відносну швидкість реакції за формулою $V = 1/\tau$ з точністю до третього знаку та внесіть у таблицю.

Залежність швидкості реакції від концентрації зобразіть графічно, використовуючи обраний вами масштаб. Для цього на осі абсцис (x) відкладіть відносну концентрацію розчину, а на осі ординат (y) –

відносну швидкість реакції.

Дослід 2. Залежність швидкості реакції від температури

Для дослідів використовуємо: три пробірки, в які налейте по 3 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а ще в інші три – по 3 мл розчину H_2SO_4 .

Приготуйте секундомір, термометр та аркуш паперу у клітинку. У велику хімічну склянку налейте трохи води з крану, визначте її температуру та запишіть значення в таблицю. Далі опустіть до склянки одну пробірку з тіосульфатом та одну з сірчаною кислотою. Коли пробірки приймуть температуру води у склянці (через 1-2 хвилини), злийте їх до купи та трохи сколотіть. Визначте час реакції так само, як у досліді 1. Від моменту, коли ви злили розчини, до моменту, коли через каламуть ви вже не побачите ліній на папері. Час запишіть до таблиці.

Те ж саме зробіть з двома іншими парами пробірок з $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та H_2SO_4 , підвищуючи кожного разу температуру води у склянці на 10°C . (Можна склянку нагрівати чи доливати гарячої води).

Розрахуйте відносну швидкість реакції у кожному випадку з точністю до третього знаку, результат записати в таблицю.

Номер пробірки	Об'єм розчину, мл		Температура дослід, $^\circ\text{C}$	Час τ , сек.	Відносна швидкість реакції, V
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4			
1	3	3			
2	3	3			
3	3	3			

Залежність швидкості реакції від температури зобразіть графічно, для чого на осі абсцис (x) відкладіть температуру (масштаб довільний), на осі ординат (y) - відносну швидкість (масштаб: в 1 мм 0,001 значення швидкості).

Порівняйте значення, зробіть висновки.

Лабораторна робота № 5

Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації

Теоретична частина

Теплові ефекти хімічних реакцій вивчає Хімічна термодинаміка, крім того вона розглядає: фазову та хімічну рівновагу.

Хімічні реакції проходять у системі.

Термодинамічною системою називається комплекс взаємодіючих між собою фізичних тіл, умовно відокремлених від навколишнього середовища. Розрізняють ізольовані, замкнуті та незамкнуті системи.

Ізольована система - це система, в якій відсутній масообмін і енергообмін з навколишнім середовищем.

В **замкнутих системах** можливий енергообмін, але немає масообміну.

В **незамкнутих системах** можливий як енергообмін, так і масообмін.

В лабораторних роботах розглядаються тільки замкнуті термодинамічні системи.

Стан системи визначається фізичними параметрами. Наприклад, для ідеального газу - це тиск P , об'єм V , температура T . Вони називаються термодинамічними параметрами.

Розрізняють чотири види процесів, що проходять в термодинамічній системі:

1. Адіабатичний процес - проходить в ізольованих системах, робота виконується за рахунок внутрішньої енергії.

2. Ізотермічний процес - проходить при постійній температурі:

$$T = \text{const.}$$

3. Ізохоричний процес - проходить при постійному об'ємі системи:

$$V = \text{const (в замкнутому реакторі)}.$$

4. Ізобарний процес - проходить при постійному тиску в системі:

$$P = \text{const (наприклад, у звичайних відкритих реакційних склянках)}.$$

У лабораторному практикумі розглядаються ізобарні процеси в замкнутих системах, як найбільш типові для лабораторних і промислових умов.

Властивості термодинамічних систем, які залежать від параметрів, називаються термодинамічними функціями. Найбільш важливі з них: внутрішня енергія U , ентальпія H , ентропія S , енергія Гібса G .

Під внутрішньою енергією системи U , слід розуміти всяку її енергію: обертового і поступального руху молекул; коливання атомів; електронів; внутрішню ядерну та іншу, крім кінетичної і потенціальної енергії системи в цілому (без врахування руху тіла в цілому і його ваги).

Ентальпія (H) – це термодинамічна функція, яка характеризує теплоту розширеної системи:

$$H = U + pV.$$

Стандартною ентальпією (H_{298}°) утворення сполук називається кількість теплоти, яка виділяється або поглинається при утворенні 1 моль сполуки з простих речовин за стандартних умов ($T = 298,15 \text{ K}$; $P = 101325 \text{ Па}$).

Ентропія (S) – термодинамічна функція, яка характеризує рівень

хаосу в системі, визначається рівнянням Больцмана.

$$S = k \cdot \ln \omega$$

де k – постійна Больцмана, ω – термодинамічна ймовірність.

Стандартною ентропією речовини (S_{298}°) називається ентропія, віднесена до 1 моль її в стандартних умовах, наприклад:

$$S_{298}^\circ \text{H}_2\text{O}(p) = 69,96 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

Ентальпію системи, яка показує її загальний енерговміст, можна виразити, як суму зв'язаної енергії на підтримку визначеного рівня хаосу в системі при даній температурі, та ентропії вільної енергії – енергії Гібса ΔG :

$$\Delta H = T \Delta S + \Delta G.$$

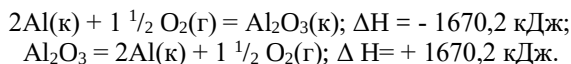
Стандартною енергією Гібса ΔG_{298}° називається енергія, віднесена до 1 моль сполуки в стандартних умовах, наприклад:

$$\Delta G_{298}^\circ \text{CO}_2(g) = -394,38 \text{ кДж/моль}.$$

Основні закони термохімії

Теплові ефекти реакцій вивчає термохімія. При написанні термохімічних рівнянь вказують фізичний стан реагуючих речовин: к – кристалічний (або т – твердий), г – газоподібний, р – рідкий.

Закон Лавуазьє-Лапласа. Тепловий ефект розкладу хімічної сполуки дорівнює тепловому ефекту її утворення, але з протилежним знаком. Це відповідає закону збереження енергії, наприклад:



Закон Геса. Тепловий ефект хімічної реакції залежить тільки від початкового і кінцевого стану системи реагуючих речовин і не залежить від шляху, по якому проходить реакція.

Зміна ентальпії системи кількісно дорівнює енергії, яка виділилась або поступила в систему, але має протилежний знак:

$$\Delta H = - Q.$$

Екзотермічними реакціями називаються реакції, при яких ентальпія системи зменшується за рахунок виділеної в процесі реакції енергії:

$$\text{H}_2 < \text{H}_1, \Delta H < 0.$$

Ендотермічними реакціями називаються реакції, при яких ентальпія системи збільшується за рахунок виділеної в процесі реакції енергії:

$$\text{H}_2 > \text{H}_1; \Delta H > 0.$$

Тепловий ефект хімічної реакції (зміна ентальпії системи) дорівнює

різниці добутків стандартних ентальпій утворення в ході реакції речовин (к.р. - кінцеві речовини), та речовин, які вступають у реакцію (п.р.-початкові речовини), з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:

$$\Delta H_{\text{реакції}} = \sum \Delta H_{298}^{\circ} \text{к.р.} - \sum \Delta H_{298}^{\circ} \text{п.р.}$$

Розрахунок змін ентропії системи:

$$\Delta S_{\text{реакції}} = \sum S_{298}^{\circ} \text{к.р.} - S_{298}^{\circ} \text{п.р.}$$

Зміна енергії Гібса в процесі хімічної реакції може бути розрахована двома способами:

1. За формулою, аналогічною застосованій при розрахунку реакції $\Delta H_{\text{реакції}}$:

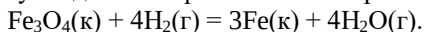
$$\Delta G_{\text{реакції}} = \sum G_{298}^{\circ} \text{к.р.} - \sum G_{298}^{\circ} \text{п.р.}$$

2. На основі ΔH і ΔS реакції при даній температурі $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$. В стані рівноваги $\Delta G = 0$. При цьому енергія Гібса системи мінімальна. Якщо $\Delta G = 0$, то $\Delta H = T \Delta S$, тоді $T = \Delta H / \Delta S$.

Використовуючи цю формулу, можна знайти температуру, при якій $\Delta G = 0$. Це температура рівноваги реакції (початок хімічного процесу).

Приклад: Чи можливий процес відновлення Fe_3O_4 воднем у стандартних умовах ($T = 298\text{K}$)? При якій температурі починається реакція?

Для розрахунку завдання потрібно написати рівняння реакції:



Щоб визначити, чи можливий процес, вирахуємо $\Delta G = 0$ реакції по формулі $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$.

Для проведення розрахунків значення стандартних ентальпій і ентропій всіх речовин системи занести в таблицю (їх значення шукати у довіднику).

речовина	ΔH_{298}° Дж/моль	ΔS_{298}° Дж/моль·К
$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к})$	-1117,71	151,46
$\text{H}_2(\text{г})$	0	130,6
$\text{Fe}(\text{к})$	0	27,15
$\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	-241,84	188,74

$$\Delta H_{\text{реакції}} = 4(-241,84) - (-1117,71) = 150,35 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta S_{\text{реакції}} = (3 \cdot 27,5 + 4 \cdot 188,74) - (151,46 + 4 \cdot 130,6) = 162,55 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} = 0,16255 \text{ кДж/моль} \cdot \text{К};$$

$$\Delta G_{\text{реакції}} = 150,35 - 298 \cdot 0,16255 = 101,91 \text{ кДж};$$

При визначенні ΔG слід знати, що ΔH вимірюється в кілоджоулях на моль, а ΔS – у джоулях на моль-кельвін. Тому, перед розрахунком необхідно виразити обидві величини в одних одиницях – кілоджоулях або в джоулях (1 кДж = 1000 Дж).

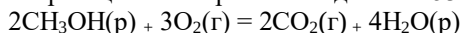
Так як $Q > 0$, то необхідно зробити висновок про те, що процес відновлення Fe_3O_4 воднем не йде за стандартних умов. За цих умов проходить зворотний процес (окислення заліза за участю води, тобто процес корозії).

Щоб визначити, при якій температурі почнеться реакція відновлення заліза, скористуємося формулою:

$$T = \Delta H / \Delta S; T = 150,35/0,16 = 939,69 \text{ К} \quad (T = \text{К} - 273 = 667^\circ\text{C}).$$

Вправи

1. Вирахувати стандартну ентальпію утворення метилового спирту, знаючи, що ΔH реакції його горіння складає – 1453 кДж/моль.

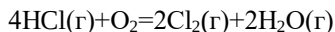


$$\Delta H_{298}^\circ \text{CO}_2(\text{r}) = -393,51 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H_{298}^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{p}) = -285,84 \text{ кДж/моль}.$$

Відповідь: $\Delta H_{\text{утв.}} = -238,7 \text{ кДж/моль}.$

2. Визначити який напрямок зворотної реакції буде екзотермічним і який ендотермічним?

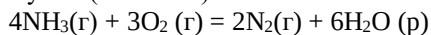


$$\Delta H_{298}^\circ \text{HCl}(\text{r}) = -92,3 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298}^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{p}) = -241,84 \text{ кДж/моль}.$$

Відповідь: $\Delta H_{\text{реакції}} = -114,42 \text{ кДж/моль}.$

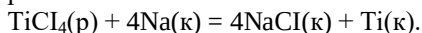
3. На основі стандартних ентропій та ентальпій утворення речовин системи вирахувати ΔG реакції та визначити, чи можлива ця реакція за стандартних умов ($T = 298 \text{ К}$)?



Речовина	ΔH_{298}° Дж/моль	ΔS_{298}° Дж/моль·К
$\text{NH}_3(\text{r})$	-46,19	192,5
$\text{O}_2(\text{r})$	0	205,3
$\text{N}_2(\text{r})$	0	191,5
$\text{H}_2\text{O}(\text{r})$	-285,84	69,96

Відповідь: $\Delta G_{\text{реакції}} = -1356,745 \text{ кДж}$.

4. Визначити температуру, при якій установиться рівновага в процесі відновлення титану з його тетрахлориду натрієм, якщо реакція проходить за рівнянням:



Чи іде пряма реакція при температурах нижче чи вище рівноважної?

речовина	ΔH_{298}° Дж/моль	ΔS_{298}° Дж/моль·К
TiCl ₄ (р)	-800,0	249,0
Na(К)	0	51,42
Ti(к)	0	30,66
NaCl(К)	-410,9	72,36

Відповідь: T=6268, 39 К

Дослідна частина

Дослід 1. Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації

Дослід проводиться в спрощеному калориметрі, схема якого зображена на рис.2. Внутрішня посудина закривається корком з отвором, в якому вставлені термометр і дротяна мішалка. В суху внутрішню посудину калориметра налейте 25 мл розчину гідроксиду натрію концентрацією Секв (NaOH) = 1моль/л, точно виміряного піпеткою або мірним циліндром.

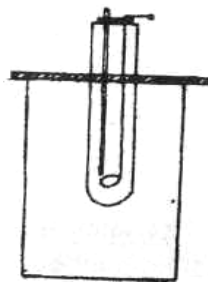


Рис. 2

Опустіть у розчин лугу термометр (не торкаючись дна посудини) і виміряйте температуру розчину з точністю до 0,1°С.

В невеликий стакан налейте 25 мл розчину соляної кислоти концентрацією Секв(HCl)=1моль/л, швидко влийте через скляну лійку у внутрішню посудину із лугом і, перемішуючи розчин мішалкою, спостерігайте за підвищенням температури по термометру. Визначте максимальну температуру розчину із точністю до 0,1°С. Дані записуємо так:

Початкова температура, $t_{\text{поч.}}$

Максимальна температура $t_{\text{макс.}}$

$$\Delta t = t_{\text{макс}} - t_{\text{поч.}}$$

За одержаними результатами виконайте наступні розрахунки:

1. Визначте кількість теплоти Q (Дж), виділеної при нейтралізації

розчину соляної кислоти лугом, прийнявши густину всіх розчинів рівною одиниці, а теплоємність рівною теплоємності води, тобто 4,184 Дж/моль·К:

$$Q = (m_l + m_k) \cdot \Delta t \cdot 4,184 \quad \text{Дж/моль} \cdot \text{К},$$

де m_l , m_k - відповідні маси лугу і кислоти (г), (числові значення рівні їх об'ємам в мілілітрах (мл), так як густина розчинів прийнята рівною 1 г/мл, то $m = \rho \cdot V$).

2. Складіть рівняння реакції нейтралізації та розрахуйте тепловий ефект нейтралізації 1 екв.кислоти (кДж), враховуючи, що 25 мл кислоти $C_{\text{екв}}(\text{HCl}) = 1$ моль/л вміщує 0,025 екв. кислоти.

$$\Delta H_{np} = \frac{-Q}{0,025 \cdot 1000}, \text{ кДж/екв.}$$

3. Визначити відносну похибку досліду (%), якщо теоретичне значення ΔH реакції нейтралізації 1 екв. HCl лугом дорівнює (- 57,3 кДж).

$$\text{Відн.пох} = \frac{-57,3 - \Delta H_{np}}{-57,3} \cdot 100\%$$

Лабораторна робота № 6

Розчини. Концентрація розчинів

Теоретична частина

Розчини – гомогенні системи, які складаються з двох або більше компонентів. За фізичним станом розчини бувають газові (газові суміші), рідкі і тверді. Зазвичай термін розчин відноситься до рідких систем.

Розчини це складні фізико-хімічні системи, практичне використання яких визначається багатьма факторами: фізичними властивостями, здатністю розчинятись, стабільністю при дії температури, світла, вологості, домішок, токсичністю, доступністю, пожежо- і вибухонебезпечними властивостями, економічними показниками.

Розчини широко розповсюджені в природі і мають важливе значення для промисловості і техніки. Багаточисельні процеси протікають в розчинах, тому їх використовують для розділення природних і промислових сумішей, одержання чистих речовин методами ректифікації, екстракції, кристалізації, абсорбції. Водні розчини кислот, солей, основ використовують в гідромеліорації, при вилученні кольорових металів із руди. Всі біологічні процеси

відбуваються в розчинах.

Відносний вміст компонентів в розчинах характеризується його концентрацією (С). З латинської (concentratio) означає зосередження, тобто відношення числа часток компонента системи, його кількості (молярна С) або маси (масова С) до об'єму системи. При цьому компонент якого більше називають розчинником, інші компоненти – розчиненими речовинами.

Схематично розчин як систему можна зобразити так:

$$m_{\text{розчинника}} + m_{\text{розч.речовини}} = m_{\text{розчину}}, \text{ або}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{розч.речовини}} = m_{\text{розчину}}, \text{ тоді}$$

$$\%C_{\text{розч.речовини}} = \frac{m_{\text{розч.речовини}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% = \frac{m_{\text{розч.речовини}}}{m_{\text{розч.речовини}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\%$$

Це масова концентрація. Визначається відношенням маси розчиненої речовини до маси розчину. В розрахунках приймати 1 мл H_2O = 1 г H_2O



5%NaCl

показує, що в 100 г розчину розчинено 5 г NaCl.



Концентрація може виражатися кількістю розчиненої речовини до об'єму розчину. Це молярна концентрація (См).

Вона позначається великою буквою М біля цифри, наприклад, 2М NaCl - показує кількість молів в 1 л розчину. Тоді маса розчиненої речовини в 1 л розчину визначається:

$$m_{\text{розч.речовини}} = \eta \cdot M = 2 \text{ моль} \cdot 58,5 \text{ г / моль} = 117 \text{ г}$$

де η - кількість молів;

М – маса одного моля NaCl (23+35,5=58,5), г.



Концентрація може виражатись кількістю г-екв розчиненої речовини в 1 л розчину. Це нормальна концентрація, позначається (Н або N).

1 Н KOH – показує кількість г-екв (1 г-екв KOH) в 1 л розчину.

Практично користуються і іншими видами концентрації (молярність, титр). Зокрема, титр (Т) показує масу розчиненої речовини в 1 мл розчину.

У практичних розрахунках користуються **законом еквівалентів**, згідно якого речовини реагують між собою в еквівалентних кількостях, тобто:

$$V_1 N_1 = V_2 N_2, \text{ або } V_1 T_1 = V_2 T_2$$

де V_1, V_2 – об'єми реагуючих розчинів;

N_1, N_2 – нормальна концентрація розчинів;

T_1, T_2 – титр розчинів.

Методом титрування визначають нормальну концентрацію або титр речовини з невизначеною (невідомою) концентрацією за речовиною з установленою (відомою) концентрацією.

Наприклад, визначення концентрації лугу ґрунтується на визначенні об'єму розчину лугу, витраченого на реакцію з певним об'ємом розчину кислоти відомої (молярної або нормальної) концентрації. Тут особливе значення має визначення моменту кінця реакції, для чого використовують спеціальні індикатори (фенолфталеїн, лакмус, метилоранж, інші).

Вправи

1. Скільки грамів H_2SO_4 міститься в 2 л 0,5 М розчину?
2. Знайти масу $NaNO_3$, необхідну для приготування 300 мл розчину з молярною концентрацією $C_M = 0,3$ моль/л.
3. На нейтралізацію 10 мл 0,1 Н кислоти потрібно 8 мл розчину $NaOH$. Визначити масу $NaOH$, яка міститься в 1 л цього розчину?
4. Визначити масу $NaOH$, необхідну для приготування 500 мл 2М $NaOH$.
5. Розрахувати масу KNO_3 і масу води, необхідну для приготування 2 л 10% розчину.

Дослідна частина

Дослід 1. Визначення нормальної концентрації і титру лугу

В бюретку налити 0,1 Н розчин HCl і встановити нижній меніск на нульовій мітці. Відібрати піпеткою зі склянки 10 мл розчину лугу $NaOH$ і вилити його в конічну колбу, додати 2-3 краплі індикатору метилоранжу і поставити під бюретку. Під дно колби покласти білий папір, (з бюретки розчин кислоти приливати невеликими порціями в розчин лугу (безперервно помішуючи) до зміни забарвлення

індикатора (до оранжевого кольору, не зникаючого при збовтуванні).

В бюретці зафіксувати об'єм розчину кислоти, витрачений на нейтралізацію лугу. Дослід повторити ще двічі, починаючи кожного разу з нульової мітки бюретки. Результати записати в таблицю.

Титрування	Об'єм розчину лугу	Об'єм розчину кислоти	Середнє значення об'єму кислоти
1-е визначення		V_1	$V_{\kappa} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}$
2-е визначення		V_2	
3-є визначення		V_3	

Розрахунок

1. Середнє значення об'єму кислоти $V_{\kappa} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}$.

2. Нормальна концентрація лугу:

$$V_{HCl} \cdot H_{HCl} = V_{NaOH} \cdot H_{NaOH}$$

$$H_{NaOH} = \frac{H_{HCl} \cdot V_{HCl}}{V_{NaOH}}$$

3. Титр лугу:

$$T_{NaOH} = \frac{m_{NaOH}}{1000} = \frac{H_{NaOH} \cdot M_{екв NaOH}}{1000}$$

де $M_{екв NaOH} = 40$ г

Лабораторна робота №7

Властивості індикаторів

Теоретична частина

Індикатори (з латинської indicator – вказівник) – хімічні речовини, які змінюють забарвлення, люмінісценцію або такі що утворюють осад при зміні концентрації якогось з компонентів в розчині. Індикатори вказують на відповідний стан системи або на момент досягнення цього стану.

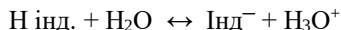
Індикатори використовують найчастіше для встановлення кінця хімічної реакції, головним чином кінцевої точки титрування (к.т.т.). Для титриметричних методів розрізняють такі індикатори:

- кислотно-основні;

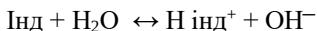
- адсорбційні;
- окислювально-відновні;
- комплексонометричні.

Кислотно-основні індикатори – це розчинні органічні сполуки, які змінюють своє забарвлення або люмінесценцію в залежності від концентрації іонів H^+ (рН середовища). Використовуються для встановлення кінця реакції між кислотами і основами (в тому числі при кислотно-основному титруванні) або інших реакцій, якщо вони відбуваються за участі іонів H^+ , а також для колориметричного визначення рН водних розчинів. Зміну кольору індикаторів пояснюють тим, що їх молекули приєднують або віддають протони, що в свою чергу пояснюється заміною одних хромофорних груп іншими або утворенням нових хромофорних груп.

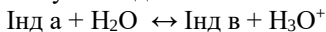
Якщо індикатор слабка кислота, то у водному розчині має місце рівновага:



В разі слабкої основи:



В загальному вигляді:



де Інд_a , $\text{Інд}_в$ – кисла і основна форми індикатора, які по різному забарвлені.

Індикатор	Інтервал переходу	Забарвлення	
		в кислому середовищі	в лужному середовищі
Малахітовий зелений	0,0-2,0 11,5-14,0	жовте синє	зелене безбарвне
Метилловий фіолетовий	0,15-3,2	жовте	фіолетове
Метаніловий жовтий	1,2-2,3	червоне	жовте
Диметилловий жовтий	2,9-4,0	червоне	жовте
Метилловий оранжевий	3,1-4,4	червоне	жовте
Метилловий червоний	4,4-6,2	червоне	жовте
Лакмус	5,0-8,0	червоне	синє
Фенолфталеїн	8,2-9,8	безбарвне	пурпурне
Тимолфталеїн	9,3-10,5	безбарвне	синє
Тимоловий синій	1,2-2,8 8,0-9,6	червоне жовте	жовте синє

В окрему групу виділяють **паперові індикатори** (реактивний індикаторний папір) це папір, який містить закріплені на ньому хромогенні реагенти, що змінюють забарвлення при взаємодії з відповідними речовинами. Внаслідок взаємодії на індикаторному папері з'являються забарвлені реакційні зони.

Для проведення якісного і кількісного аналізу забарвлення реактивних зон порівнюють візуально зі стандартними кольоровими шкалами, або замірюють коефіцієнт відбивання зон за допомогою спеціальних пристроїв.

Реактивний індикаторний папір використовують для якісного і кількісного експрес-аналізу природних вод, технологічних розчинів, стічних вод, мінералів, рідин з живих організмів (експрес діагностика), при контролі процесу корозії тощо.

Крім індикаторного паперу існують інші види індикаторів на носіях, наприклад, індикаторні трубки.

Перша інформація про індикатори з'явилась в 1664 році, її повідомив англійський фізик і хімік Р.Бойль.

Вправи

1. Користуючись таблицею, порекомендуйте індикатор для кислотно-лужного титрування, якщо рН розчину орієнтовно знаходиться в інтервалі 8,0-8,5.
2. Яке забарвлення матиме розчин з рН 4,3, якщо використали індикатор метиловий оранжевий.
3. Назвіть декілька індикаторів, які можна застосовувати для розчинів з рН в інтервалі 8,0-11,5
4. Розчин з рН 4,5 має червоне забарвлення. Який індикатор був використаний.
5. Внаслідок реакції двох речовин розчин забарвився в жовтий колір. Назвіть який індикатор був використаний.

Дослідна частина

Дослід 1. Визначення реакційного середовища за допомогою фенолфталеїну

В три пробірки налити по 1-2 мл таких речовин: розбавлену HCl , розбавлений NaOH , дистильовану воду. В кожную з них додати по кілька крапель індикатору фенолфталеїн. Спостерігати за змінами, які відбуваються, зробити висновок.

Дослід 2. Визначення реакційного середовища за допомогою метилоранжу

В пробірку налити 1-2 мл розбавленої HCl, додати кілька крапель метилового оранжевого, відмітити колір розчину, після чого в цю ж пробірку долити 1-2 мл NaOH, спостерігати за зміною, що відбувається, записати рівняння реакції, зробити висновок.

Дослід 3. Визначення забарвлення реакційного середовища

В пробірках під номерами 1 і 2 знаходяться розчини гідроксида натрія і сірчаної кислоти. За допомогою індикатора (фенолфталеїна, лакмуса або метилового оранжевого) визначить ці речовини, запишіть результати.

Дослід 4. Визначення кінця титрування

В хімічний стакан з 2-3 мл HCl (H₂SO₄) додати 1-2 краплі фенолфталеїна або лакмусу. За допомогою установки для титрування по краплі додавати гідроксид натрію до зміни забарвлення, запишіть результати, зробіть висновки.

Лабораторна робота №8

Розчини електролітів. Гідроліз солей

Теоретична частина

Електролітами називаються речовини, які в водних розчинах (або в розчинах з іншим розчинником) розкладаються на іони. До них відносяться сполуки з іонним або сильно полярним ковалентним зв'язком. Це солі, кислоти та луги.

Процес розпаду електроліту на іони під дією полярних молекул, розчинника називається **електролітичною дисоціацією**. Дисоціація являється зворотним процесом, який в стані рівноваги характеризується ступенем електролітичної дисоціації.

Відношення кількості молекул, які розпалися на іони, до загальної кількості молекул електроліту в розчині характеризують **ступенем електролітичної дисоціації і позначають α** .

$$\alpha = \frac{\text{кількість молекул, які розпалися на іони}}{\text{кількість молекул розчиненої речовини}}$$

Значення α подається як десятковий дріб або у відсотках.

За значенням ступеня дисоціації всі електроліти умовно діляться на сильні та слабкі:

1. Сильні, розчинені у воді повністю розкладаються на іони (HNO_3 , H_2SO_4 , NaOH , KOH та ін., майже всі розчинні у воді солі), ступінь дисоціації для них наближається до 1.

2. Слабкі частково дисоціюють в водному розчині (H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S , HCN , H_2SiO_3 , NH_4OH , H_2O та ін. малорозчинні основи, солі), їх ступінь дисоціації менше.

Реакції в розчинах електролітів відбуваються за рахунок взаємодії іонів, їх записують іонними рівняннями, в яких малорозчинні сполуки газоподібні та нерозчинні, записують у молекулярній формі. Для складання рівнянь необхідно користуватися таблицею розчинності речовин.

Розчинність кислот, солей і основ у воді при температурі 20°C

Іони	H^+	NH_4^+	K^+	Na^+	Ag^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Hg_2^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}	Cr^{3+}
OH^-		Р	Р	Р	—	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	Н
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р
F^-	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	М	Р	Р	М	Р	—	М	М	Н	М	М
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Р	Р	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	—	Н	Н	Р	—	Р	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	—	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	М	М	М	Н	М	Н	—	Н	—	—	—	М	—	—	—
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—	Н	Р	—	—	—
SiO_3^{2-}	Н	—	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	—	—	—	Н	—	—	—
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р

Умовні позначення таблиці розчинності:

Р – сполука добре розчинна у воді;

М – сполука мало розчинна у воді;

Н – сполука нерозчинна (майже нерозчинна) у воді;

-- сполука не існує.

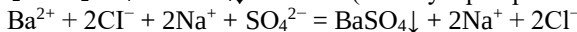
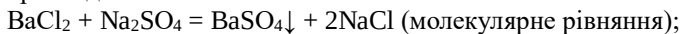
Порядок складання іонних рівнянь

1. Рівняння реакції записати у молекулярній формі.

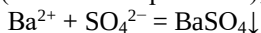
2. Молекули розчинних речовин, які є сильними електролітами, написати в іонному вигляді, а молекули нерозчинних речовин (осади, гази) та малорозчинні сполуки (слабкі електроліти) – у молекулярному вигляді (повне іонне рівняння).

3. Іони, які є у лівій та правій частинах рівняння в рівних кількостях виключаються. Після чого записують іонне рівняння в кінцевому вигляді (скорочене іонне рівняння).

Наприклад:



(повне іонне рівняння);



(скорочене іонне рівняння)

При складанні іонних рівнянь реакцій треба використовувати таблицю розчинності кислот, основ та солей у воді, а для розрахунків також і таблицю ступеня дисоціації водних розчинів електролітів.

Встановлено, що реакції в розчинах електролітів завжди направлені в бік зменшення концентрацій іонів. Це відбувається в тих випадках, коли в результаті реакції утворюються малорозчинні або малодисоційовані сполуки, а також, коли сполуки виділяються із реакції у вигляді газоподібних речовин.

Одним з видів реакцій в розчинах електролітів є реакції гідролізу солей.

Гідролізом солі називається зворотна взаємодія іонів солі з іонами води, внаслідок чого змінюється реакція середовища.

Кожну сіль можна розглядати як продукт, який утворений в результаті взаємодії основи та кислоти.

Наприклад: NaCl – хлорид натрію, утворений сильною кислотою HCl та сильною основою NaOH .

Na_2CO_3 – карбонат натрію, утворений сильною основою NaOH та слабкою кислотою H_2CO_3 .

$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ – нітрат алюмінію, утворений слабкою основою $\text{Al}(\text{OH})_3$ та сильною кислотою HNO_3 .

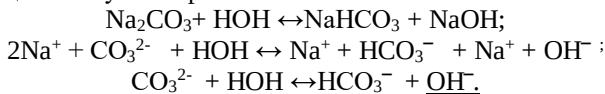
Гідроліз відбувається тоді, коли в результаті реакції взаємодії іонів солі з іонами води утворюються малодисоційовані або нерозчинні сполуки. Такий процес може протікати тільки в тому випадку, коли іон (катіон або аніон), який входить до складу солі, є складовою частиною слабого електроліту (основи або кислоти), які в розчині малодисоційовані.

Якщо ж іони, які входять до складу солі, є складовою частиною сильного електроліту, то взаємодія з водою (гідроліз) не йде, тому що сильні електроліти в розчині знаходяться у вигляді іонів (солі, утворені сильними основами та сильними кислотами, гідролізу не піддаються). В розчині таких солей середовище залишається нейтральним, $\text{pH} \approx 7$.

Приклади гідролізу солей

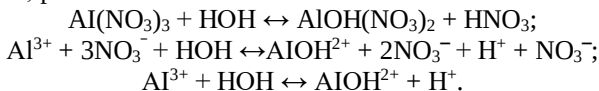
1. Солі, утворені сильними основами та слабкими кислотами – Na_2CO_3 , K_2S та інші. В результаті гідролізу таких солей з водою

взаємодіє аніон слабкої кислоти, який знаходиться в солі, цей аніон зв'язує катіон водню з води. В надлишку залишаються іони OH^- . Середовище стає лужним $\text{pH} > 7$.



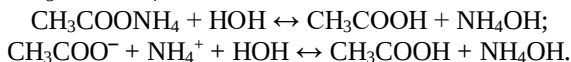
При гідролізі солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами та сильними основами, продуктами гідролізу є кисла сіль та луг.

2. Солі, утворені слабкими основами та сильними кислотами – FeCl_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ та ін. В результаті гідролізу таких солей з водою взаємодіє катіон слабкої основи, який знаходиться в солі. Цей катіон зв'язує аніон OH^- з води. В надлишку залишаються іони H^+ . Середовище стає кислим, $\text{pH} < 7$.



В результаті гідролізу солей, утворених слабкими багатоосновними основами та сильними кислотами, продуктами гідролізу є основна сіль та кислота.

3. Солі, утворені слабкими основами та слабкими кислотами – $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ та ін.

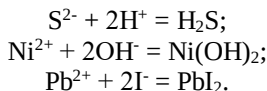


З рівняння видно, що в результаті реакції гідролізу утворюється слабка кислота та слабка основа, таким чином реакція гідролізу йде до кінця. Реакція розчину залишається практично нейтральною, якщо константи дисоціації основи та кислоти близькі між собою. Коли ж вони відмінні на декілька порядків, то середовище може бути слабокислим або слабоосновним.

Вправи

1. Складіть молекулярні та іонні рівняння реакцій, які протікають між речовинами: BaCl_2 та Na_2SO_4 ; CaCO_3 та HNO_3 ; H_3PO_4 та $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

2. Складіть молекулярні рівняння реакцій, які записані іонними рівняннями:



3. Визначте реакцію середовища водних розчинів наступних солей, складіть молекулярні та іонні рівняння гідролізу:



4. Складіть іонні та молекулярні рівняння гідролізу солей CrCl_3 , K_2SO_4 , CH_3COOK .

Яке значення рН (більше чи менше 7) мають розчини цих солей?

5. Складіть молекулярні та іонні рівняння гідролізу, який протікає при змішуванні розчинів $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ та Na_2S (одержується $\text{Cr}(\text{OH})_3$ та H_2S).

Дослідна частина

Під час виконання дослідів дотримуйтесь таких правил:

1. **Будьте обережні, працюючи з кислотами, лугами. Вони руйнують шкіру, тканини та спричиняють сильні опіки.**

2. **Нюхайте речовини, підводячи долонею повітря до носа від отвору пробірки.**

Дослід 1. Іонні реакції з утворенням осаду

Використовуючи розчини гідроксиду натрію, карбонату натрію, сульфату міді, хлориду барію отримайте осад: сульфату барію, гідроксиду міді, карбонату барію. Визначте колір осаду. Складіть рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді (повне та скорочене). Осади зберейте для наступних дослідів.

Дослід 2. Іонні реакції з утворенням газу

До осаду карбонату барію (див. дослід 1) прилийте трохи соляної кислоти, збовтайте. Складіть рівняння в молекулярному та іонному вигляді (повне та скорочене).

Дослід 3. Іонні реакції з утворенням слабкого електроліту

До осаду гідроксиду міді (див. дослід 1) прилийте трохи азотної кислоти, збовтайте.

У пробірку додайте декілька кристаликів ацетату натрію і прилийте трохи розчину сірчаної кислоти, обережно понюхайте. Якщо запаху немає, нагрійте трохи пробірку на спиртівці. Складіть рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді (повне та скорочене).

Дослід 4. Реакція розчинів солей при гідролізі

В 4 пробірки налийте по 2-3 мл дистильованої води і насипте в одну з них трохи кристалічної Na_2CO_3 , в другу – $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ та третю – Na_2SO_4 . Четверту пробірку залишіть для порівняння.

В кожную пробірку прилийте по декілька крапель метилоранжу. Поясніть зміну забарвлення індикатора. Напишіть рівняння реакції гідролізу солей в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 5. Повний гідроліз солі

До 1-2 мл розчину солі алюмінію прилийте рівний об'єм розчину карбонату натрію. Складіть рівняння реакцій утворення карбонату алюмінію, його гідролізу, а потім підсумкове рівняння взаємодії взятих розчинів солей.

Після виконання дослідів, розчини з пробірок злийте в спеціальну склянку. Пробірки вимийте, стіл витріть.

Лабораторна робота № 9

Аналітичне визначення іонів у розчинах

Теоретична частина

Аналітична хімія – наука про визначення хімічного складу речовин, в деякій мірі хімічної будови сполук.

Аналітична хімія розвиває та розробляє: загальні теоретичні основи хімічного аналізу; методи визначення компонентів у зразках, що досліджуються; вирішує конкретні задачі щодо відповідних об'єктів.

Головна мета аналітичної хімії – це забезпечення, в залежності від поставленої задачі, високої чутливості, експресності і вибіркової аналізу.

В залежності від мети розрізняють якісний та кількісний аналіз.

Якісний аналіз використовують для виявлення і ідентифікації компонентів зразків що досліджують, **кількісний аналіз** для визначення їх концентрацій і мас.

Теорія аналітичної хімії включає також знання щодо відбору проб, їх підготовки, складання схеми аналізу і вибору методів, принципів і шляхів автоматизації аналізу, використання комп'ютерної техніки, а також використання результатів хімічного аналізу для економіки країни.

Особливістю аналітичної хімії є вивчення не загальних, а індивідуальних специфічних властивостей і характеристик об'єктів, що і забезпечує вибірковість багатьох аналітичних методів.

Практично в аналітичній хімії розрізняють методи розділення і визначення, а також гібридні, які поєднують їх.

Теорія метода ґрунтується на основних типах хімічних реакцій, які використовуються в аналізі: кислотно-основних, окислювально-відновних, комплексоутворення, а також процесах (осадоутворення, розчинення, екстракції).



Засновником наукової аналітичної хімії вважають Р.Бойля, який ввів поняття «хімічний аналіз». В кінці 19 століття склалась теорія аналітичної хімії, в основі якої вчення про хімічну рівновагу за участю іонів. На цей час в аналітичній хімії провідне місце зайняли методи аналізу іонів у водних розчинах.

Хімічний аналіз використовують для контролю практично всіх технологічних процесів, якості продукції, навколишнього середовища (води, повітря, ґрунту). Досягнення аналітичної хімії використовується в різних галузях науки і техніки, атомній енергетиці, криміналістиці, археології, космічних дослідженнях.

Вправи

1. Користуючись таблицею розчинності вкажіть катіони Me^{2+} , які утворюють в лужному середовищі осад.
2. В розчині присутні іони Ba^{2+} , запропонуйте реактив за допомогою якого можна визначити Додавання якого розчину (іону) допоможе практично його виявити.
3. При додаванні гідроксиду калію до розчину хлориду заліза (III) утворюється осад бурого кольору. Запишіть рівняння реакції, а також її іонну форму.
4. В трьох пробірках присутні іони Cl^- , Br^- , I^- (один вид іонів в одній пробірці). Запропонуйте реактив за допомогою якого можна визначити кожний з них. Запишіть рівняння реакції.
5. Запишіть рівняння реакцій між карбонатом натрію та соляною кислотою. Прокоментуйте результат.

Дослідна частина

Дослід 1. Визначення Al^{3+}

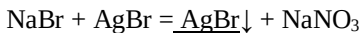
В пробірку з 2-3 мл хлориду алюмінію додати по краплям розчин гідроксиду натрію. Спостерігайте за реакцією утворення осаду. Продовжуйте доливати гідроксид натрію до повного розчинення осаду. Напишіть рівняння реакції, поясніть результат.

Дослід 2. Визначення Fe^{3+}

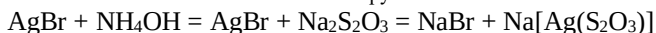
В пробірку до 2-3 мл хлорида заліза (III) додайте по краплям роданістий калій або роданістий амоній. Спостерігайте утворення $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ інтенсивно червоного кольору. Запишіть рівняння реакції.

Дослід 3. Визначення Br^-

В пробірку з 2 мл бромистого натрію додайте по краплям 1 мл азотнокислого срібла. Спостерігайте утворення осаду жовтуватого кольору. Осад розділіть на дві пробірки. В одну долийте розчин аміаку, в іншу тіосульфат (гіпосульфит) натрію. Спостерігайте за реакцією в обох пробірках, зафіксуйте зміни, що відбулися. Запишіть рівняння реакцій.



осад жовтого
кольору



Лабораторна робота №10

Окислювально-відновні реакції

Теоретична частина

Окислювально-відновними називаються такі реакції, в процесі яких відбувається зміна ступеня окислення елементів в результаті повного або часткового переходу електронів від одних до других.

Процес втрати електронів називається **окисленням**, а елементи, які їх віддають називаються **відновниками**.

Процес приєднання електронів називається відновленням, а елементи, які їх приєднують – **окислювачами**.

Окислювач в процесі реакції відновлюється, а відновник окислюється. Таким чином, процеси окислення та відновлення взаємно зв'язані між собою.

При складанні рівняння окислювально-відновної реакції необхідно:

1) визначити ступінь окислення усіх атомів та іонів, які приймають участь в реакції;

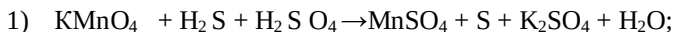
2) знайти атоми та іони, які змінили ступінь окислення в процесі реакції;

3) скласти схему електронного балансу рівняння, для чого зрівняти кількість втрачених та приєднаних електронів;

4) розставити отримані коефіцієнти біля окислювача та його відновної форми, а також біля відновника та його окисленої форми;

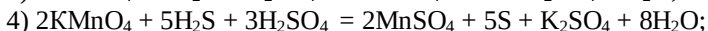
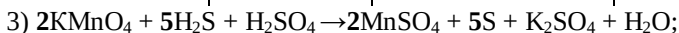
5) всі основні атоми та іони, молекули, які не ввійшли до схеми електронного балансу урівнюються в наступному порядку: метали (неметали), кислотні залишки, водень (гідроген), в останню чергу перевіряється вірність коефіцієнтів по кисню (оксигену).

Як приклад складання окислювально-відновних реакцій розглянемо окислення сірководню перманганатом калію в кислому середовищі:



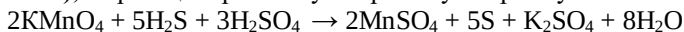
2)

Електронні коефіцієнти	Загальне найменше кратне	$\text{Mn}^{+7} + 5\text{e} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$	окислювач, процес відновлення;
2	10		відновник,
5	(баланс електронів)	$\text{S}^{-2} - 2\text{e} \rightarrow \text{S}^0$	процес окислення

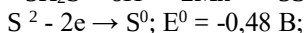
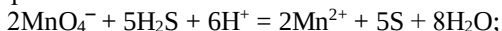


Для визначення напрямку протікання окислювально-відновної реакції використовують таблиці нормальних електродних потенціалів, в яких потенціали характеризують відносну (в порівнянні з воднем) здатність даного окислювача приєднувати електрони, а відновника – їх віддавати.

Знаючи значення нормальних потенціалів (E^0), ми можемо знайти ЕРС (електрорушійна сила) реакції як різницю між потенціалами окислювача і відновника, і якщо ця різниця має позитивне значення ($\text{ЕРС} > 0$), то реакція протікає у вибраному напрямку:



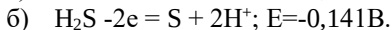
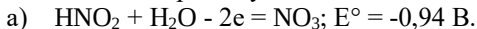
в іонній формі:



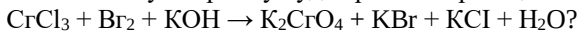
ЕРС реакції $E^0_{\text{ок}} - E^0_{\text{в}} = 1,52 - (-0,48) = 2,0 \text{ В}$. Це означає, що реакція окислення сірководню перманганатом калію в кислому середовищі буде протікати зліва направо.

Вправи

1. Чи можливо використати KMnO_4 як окислювач в наступних процесах в стандартних умовах:



2. В якому напрямку буде протікати реакція:

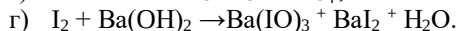
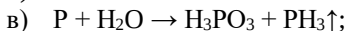
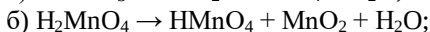
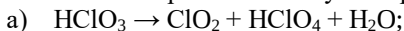


3. Чи можлива реакція між KClO_3 та MnO_2 в кислому середовищі?

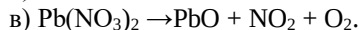
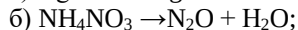
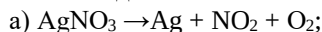
4. Який з окислювачів: MnO_2 , PbO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ буде найбільш ефективним по відношенню до HCl з метою одержати Cl_2 ?

5. Чи можна окислити в лужному середовищі Fe^{2+} в Fe^{3+} за допомогою хромату калію, якщо $E^\circ \text{CrO}_4^{2-} / \text{CrO}_2^{2-} = -0,21 \text{ В}$.

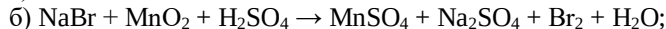
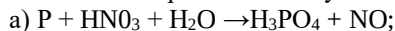
6. Скласти рівняння наступних реакцій:



7. Скласти рівняння реакцій внутрішньомолекулярного окислення-відновлення:



8. Скласти рівняння наступних окислювально-відновних реакцій:



9. Чи може іон Fe^{3+} окислити іони Cl , Br , I ?

Дослідна частина

Під час виконання дослідів дотримуйтесь таких правил:

3. Будьте обережні, працюючи з кислотами, лугами. Вони руйнують шкіру, тканини та спричиняють сильні опіки.

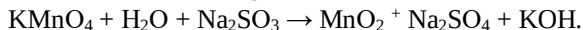
4. Нюхайте речовини, підводячи долонею повітря до носа від отвору пробірки.

Дослід 1. Окислювальна здатність перманганату калію в різних середовищах

В три пробірки налийте по 3-4 мл розчину перманганату калію, додайте до першої 2-3 мл сірчаної кислоти, в другу - 2-3 мл розчину гідроксиду натрію та у третю - 2-3 мл води.

В кожну пробірку налийте по 3-4 мл сульфату натрію до зміни

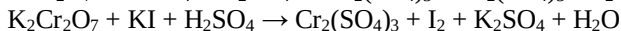
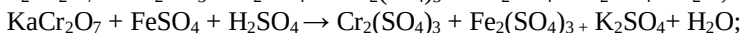
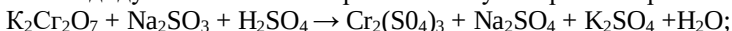
забарвлення розчину:



Розставте коефіцієнти та визначте напрямок реакцій.

Дослід 2. Окислювальна здатність сполук хрому

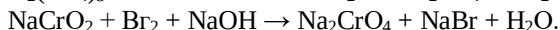
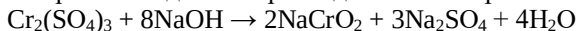
В три пробірки налейте по 3-4 мл біхромату калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, долейте по 2-3 мл сірчаної кислоти, а потім в першу додайте 3-4 мл розчину сульфиту натрію Na_2SO_3 , в другу – сульфату заліза (II) FeSO_4 , а в третю – розчин йодиду калію KI . Спостерігайте зміну забарвлення розчинів.



Розставте коефіцієнти та визначте напрямок реакцій.

Дослід 3. Відновна здатність сполук хрому

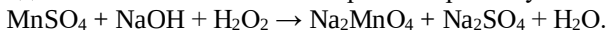
В пробірці готують розчин метакроміту натрію NaCrO_2 наливаючи надлишок гідроксиду натрію NaOH до 3-4 мл сульфату хрому (III). Додайте 3-4 мл бромної води та нагрійте до зміни забарвлення розчину.



Розставте коефіцієнти та визначте напрямок реакцій.

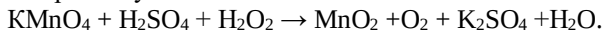
Дослід 4. Окислювально-відновна здатність перекису водню

1. Налийте в пробірку 3-4 мл розчину солі сульфату марганцю (II), додайте 2-3 мл гідроксиду натрію та 3-4 краплі 3%-ного розчину перекису водню H_2O_2 . Як зміниться забарвлення розчину?



Розставте коефіцієнти та визначте напрямок реакції

2. Налийте в пробірку 3-4 мл розчину перманганату калію, додайте 2-3 мл сірчаної кислоти та 2-3 краплі перекису водню. Як зміниться забарвлення розчину?



Розставте коефіцієнти та визначте напрямок реакції. З'ясуйте роль перекису водню в обох реакціях.

Після виконання дослідів, розчини з пробірок злийте в спеціальну склянку. Пробірки вимийте, стіл витріть.

Лабораторна робота № 11

Гальванічні елементи

Теоретична частина

Гальванічними елементами називаються прилади, які застосовують для безпосереднього перетворення енергії хімічної реакції в електричну енергію, їх називають хімічними джерелами електричної енергії.

В основі дії любого гальванічного елементу лежить протікання в ньому окислювально-відновної реакції. Для роботи гальванічного елементу потрібно скласти електрохімічну систему і замкнути електричне поле

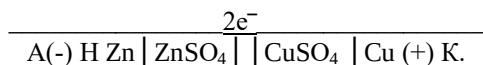
Електрохімічна система складається з 2-х електродів (ними можуть бути різні метали), одного або двох електролитів (розчини солей, кислот, лугів).

Наприклад, елемент Якобі-Данієля складається з мідної пластинки, зануреної в розчин сульфату міді (мідний електрод) і цинковий електрод).

В замкнутому колі процес окислення проходить на електроді, який називається анодом і має знак (-) (в даному прикладі – цинк), процес відновлення протікає на катоді і має знак (+) (в даному випадку – мідь). В окислювально-відновному процесі бере участь електроліт.

Кожна така напівреакція називається електродним процесом.

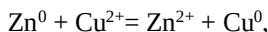
Схему гальванічного елементу для даного прикладу можна записати так:



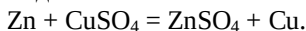
На аноді відбувається окислення цинку і перехід його іонів в розчин $\text{Zn}^0 - 2e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$.

На катоді відбувається відновлення іонів міді з утворенням атомів міді, які осідають на мідний електрод: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}^0$.

Вся реакція в мідно-цинковому елементі в скороченій іонній формі записується так:



а в молекулярному вигляді:



Електрорушійна сила (ЕРС) елементу визначається різницею потенціалів електродів при замкнутому зовнішньому колі:

$$\text{ЕРС} = E_K - E_A.$$

Електродний потенціал електроду ($E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$) Можна розрахувати за

$$\text{формулою Нернста: } E^0 \text{Me}^{n+}/\text{Me} = E^0 \text{Me}^{n+}/\text{Me} + \frac{2,3RT}{nF} \lg |\text{Me}|$$

де $E^0 \text{Me}^{n+}/\text{Me}$ – стандартний електродний потенціал;

R – газова константа;

T – температура в К;

F – число Фарадея (96485,3365(21) Кл/моль);

n – число електронів, що приймають участь в процесі, для стандартних умов, при температурі 298 К, електродний потенціал електроду можна розрахувати за формулою.

$$E^0 \text{Me}^{n+}/\text{Me} = E^0 \text{Me}^{n+}/\text{Me} + \frac{0,059RT}{n} \lg |\text{Me}|$$

$$R = 8,314472 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

Дослідна частина

Дослід. Гальванічні елементи з різних металів

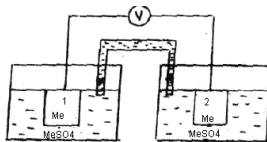
1. Зібрати прилад за схемою, зображеною на рисунку:

а) наповнити склянки розчинами солей металів, підібрати відповідні електроди за вказаним в таблиці варіантом;

б) з'єднати розчини склянок електrolітним містком, наповненим насиченим розчином хлориду калію і закритими ватою отворами;

в) опустити в розчин солі кожного металу відповідний електрод;

г) з'єднати провідниками електроди з вольтметром.



2. Провести експеримент, записати значення ЕРС отриманого гальванічного елемента.

3. Написати, схему отриманого гальванічного елемента, використавши значення стандартних електродних потенціалів і визначити відхилення одержаного значення від теоретичного.

Таблиця варіантів гальванічних елементів

№№ елек.	Електрод	Варіанти гальванічних елементів			
		№ вар.	№ елек.	№ вар.	№ елек.
1.	Cu CuSO ₄	1	1,2	8	2,5
2.	Zn Zn SO ₄	2	1,3	9	2,6
3.	Al Al ₂ (SO ₄) ₃	3	1,4	10	3,4
4.	Pb Pb(NO ₃) ₂	4	1,5	11	3,5
		5	1,6	12	3,6

5.	Fe	FeSO ₄	6	2,3	13	4,5
6.	Ni	NiSO ₄	7	2,4	14	4,6
					15	5,6

Лабораторна робота № 11

Електроліз розчинів

Теоретична частина

При пропущенні постійного електричного струму через розчин (або розплав) електроліту іони цього електроліту отримують направлений рух: катіони рухаються до катоду (-), аніони – до аноду (+). Окислювально-відновний процес, який відбувається під дією постійного струму на електродах, називається електролізом.

На катоді проходить процес відновлення (приєднання електронів), на аноді – процес окислення (віддача електронів).

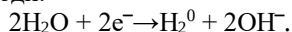
При цьому іони або повністю гублять заряд (розріджуються), виділяючись у вигляді нейтральних атомів або молекул, або змінюють заряд, утворюючи нові сполуки.

Розряд іонів на електродах стає можливим тільки при досягненні певної напруги електричного струму, яка називається потенціалом розкладання і залежить від стандартного електродного потенціалу та концентрації іонів у розчині.

Послідовність розряду іонів при їх сумісній присутності визначається їх потенціалом розкладання. При електролізі водних розчинів в електродних процесах приймає участь вода.

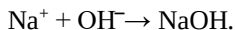
Послідовність розряду катіонів з водних розчинів

1. Першими при сумісній присутності відновлюються катіони малоактивних металів з позитивним значенням електродного потенціалу (від Au до водню(гідрогену)).
2. Другими відновлюються катіони металів середньої активності зі значеннями нормального електродного потенціалу більше, ніж мінус один вольт (від водню до Mn^{2+} включно). Водночас із ними відновлюється водень у тих чи інших кількостях.
3. Найбільш активні метали, які мають значення нормального електродного потенціалу менше -1 В ($E_{298}^0 < -1$ В), з водних розчинів не відновлюється зовсім. Замість відновлення металу відбувається відновлення водню з води:



При цьому іони металів з гідроксигрупами води утворюють

гідроксиди. Наприклад:

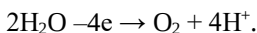


Продукти, які утворюються при електролізі на аноді, залежать не тільки від аніонів розчину, а й від матеріалу анода. Розрізняють нерозчинні й розчинні аноди.

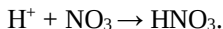
Розчинні аноди – це аноди металічні: нікелеві, залізні, мідні, цинкові тощо.

На нерозчинних анодах з водних розчинів відбувається окислення тільки аніонів безкисневих кислот: S^{2-} (H_2S), Br^- (HBr), Cl^- (HCl) тощо.

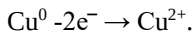
Якщо ж у склад сполуки, входять аніони, які мають кисень: SO_4^{2-} (H_2SO_4), NO_3^- (NO_3), CO_3^{2-} (H_2CO_3), то окислюються гідроксогрупи води з виділенням кисню:



При цьому аніони кислотних залишків взаємодіють з катіонами водню, утворюючи кислоти:

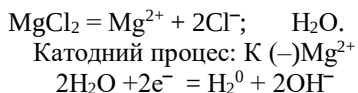


На розчинних анодах окислення іонів із розчину не відбувається, окислюється метал аноду. Наприклад, на мідному аноді відбувається окислення міді:

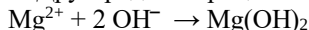


Розглянемо кілька прикладів електролізу водних розчинів солей.

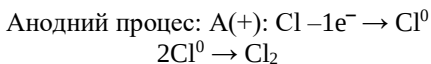
Приклад 1.



Другорядний процес:

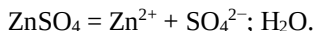


До катоду підходить іон Mg^{2+} , але $E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2,38 \text{ В}$, це менше мінус одиниці, тому іон Mg^{2+} не відновлюється. Відновлюється водень.

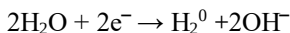
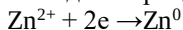


Іон хлору – це безкисневий аніон, відбувається його окислення.

Приклад 2.



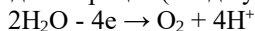
Катодний процес $\text{K}(-)$:



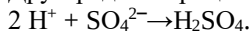
$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ В}$ - це менше мінус одиниці, тому на катоді відбувається

відновлення цинку водночас із воднем.

Анодний процес (анод вуглецевий): $A(+): SO_4^{2-}$

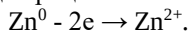


Другорядний процес:

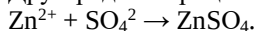


Сульфат-іон не окислюється, відбувається окислення води.

Якщо в цьому процесі буде розчинний анод, виконаний з цинку, то під час процесу окислення цинку:



Другорядний процес:



Маса речовини, яка виділяється при електролізі, вираховується за формулою Фарадея:

$$m = \frac{M \left(\left(\frac{1}{Z^*} \right)_x \right) \cdot I \cdot t}{F}$$

де $M \left(\left(\frac{1}{Z^*} \right)_x \right)$ – молярна маса еквіваленту речовини, яка виділяється на даному електроді,

I – сила струму;

t – час електролізу, сек.;

$F = 96500$ Кл (число Фарадея) – кількість електрики, необхідної для виділення однієї молярної маси еквіваленту речовини. В зв'язку з тим, що частка сили струму затрачується на побічні процеси введено поняття виходу за струмом:

$$B_c = \frac{m_{np.}}{m_{теор.}} \cdot 100\%$$

де $m_{np.}$ – маса речовини, яка реально виділилася при електролізі, г;

$m_{теор.}$ – маса речовини, розрахована за формулою Фарадея за тих же умов.

Вправи

1. Скласти схеми електролізу водних розчинів K_2SO_4 , $AgNO_3$, $NiCl_2$ з нерозчинними анодами.
2. Скласти схеми процесів, які відбуваються при електролізі водних розчинів $LiCl$, $CuSO_4$, $Al_2(SO_4)_3$ з нерозчинними анодами.
3. Скласти схеми процесів, які відбуваються при електролізі водних розчинів $SnSO_4$, $NiSO_4$, $CuCl_2$ з розчинними анодами (Sn, Ni, Cu).
4. Струм силою 20 А пропускали через розчин $Pb(NO_3)_2$. Визначити маси речовин, які виділяються під час електролізу (умови нормальні), тривалість електролізу – 30 хвилин.

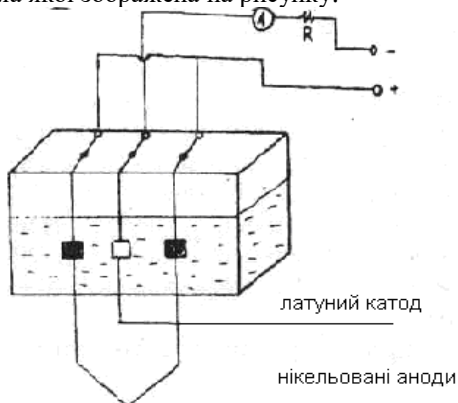
5. Визначити масу нікелю, який виділяється під час електролізу NiSO_4 з виходом за струмом 85% (сила струму - 20 А, час - 20 хв.).

6. Під час електролізу розчину AgNO_3 за 50 хв. при силі струму 3 А на катоді виділилося 9,6 г. срібла. Визначити вихід за струмом срібла.

Дослідна частина

Дослід. Електролітичне нікелювання

Електроліз сульфату нікелю з нікельованими анодами виконують на установці, схема якої зображена на рисунку.



Латунну або мідну пластину перед нікелюванням необхідно підготувати: обезжирити содою, протравити, в 5%-ному розчині HNO_3 , (час травлення - 2...3 сек.), промити у воді, просушити фільтрувальним папером. Вирахувати розмір поверхні в квадратних дециметрах. Підготовлену пластинку зважити на вагах. Потім закріпити в середній клемі кришки електролізера на одному рівні з анодами й опустити в електроліт. Нікелювання проводять 20-30 хвилин при густині струму 1-2 А/дм^2 . По закінченню процесу електролізу промити пластинку водою, просушити фільтрувальним папером, зважити.

Форма запису

1. Маса пластинки до покриття m_1 , (г).
2. Маса пластинки після покриття m_2 , (г).
3. Зміна маси: $m_2 - m_1$, (г).
4. Маса теоретична:
$$m = \frac{M \left(\left(\frac{1}{Z^*} \right) \times \right) \cdot I \cdot t}{F}$$

5. Вихід за струмом: $B_c = \frac{m_2 - m_1}{m} \cdot 100\%$.

Стандартні електродні потенціали металів

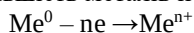
Реакція	Електродний потенціал, В	Реакція	Електродний потенціал, В
$K^+ + e^- \leftrightarrow K$	-2,925	$Co^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Co$	-0,277
$Ba^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ba$	-2,900	$Ni^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ni$	-0,250
$Ca^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ca$	-2,870	$Mo^{4+} + 4e^- \leftrightarrow Mo$	-0,200
$Na^+ + e^- \leftrightarrow Na$	-2,714	$Sn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Sn$	-0,136
$Mg^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Mg$	-2,370	$Pb^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Pb$	-0,126
$Be^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Be$	-1,850	$Fe^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Fe$	-0,037
$Al^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Al$	-1,660	$H^+ + e^- \leftrightarrow H$	0,000
$Ti^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ti$	-1,603	$Sn^{4+} + 4e^- \leftrightarrow Sn$	+0,007
$Ti^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Ti$	-1,210	$Bi^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Bi$	+0,215
$Mn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Mn$	-1,180	$Sb^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Sb$	+0,240
$Zr^{4+} + 4e^- \leftrightarrow Zr$	-1,580	$Cu^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cu$	+0,387
$V^{2+} + 2e^- \leftrightarrow V$	-1,18	$Co^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Co$	+0,418
$Cr^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Cr$	-0,913	$Cu^+ + e^- \leftrightarrow Cu$	+0,521
$Zn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Zn$	-0,762	$Ag^+ + e^- \leftrightarrow Ag$	+0,799
$Cr^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Cr$	-0,740	$Hg^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Hg$	+0,854
$Fe^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Fe$	-0,440	$Pd^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Pd$	+0,987
$Cd^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cd$	-0,402	$Pt^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Pt$	+1,190
$Ti^+ + e^- \leftrightarrow Ti$	-0,335	$Au^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Au$	+1,500
$Mn^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Mn$	-0,283	$Au^+ + e^- \leftrightarrow Au$	+1,680

Лабораторна робота № 12

Корозія металів

Теоретична частина

Корозія – це спонтанний процес руйнування металів внаслідок їх фізико-хімічної взаємодії з навколишнім середовищем (атмосферною вологою, морською водою, розчинами кислот, лугів, різними газами, тощо). В процесі корозії більшість металів переходить в окислений стан:



При цьому вони втрачають міцність, пластичність, міняють розміри. Процес корозії проходить самовільно, це пояснюється тим, що однією з характеристик цього процесу є термодинамічна величина (енергія

Гібса), яка має від'ємні значення. Металевий стан для більшості технічних металів є термодинамічно нестабільним.

Стандартні зміни енергії Гібса різних сполук

Речовина	ΔG , кДж
$Al(OH)_3$	-1138,6
CaO	-603,3
$Fe(OH)_3$	-438,2
ZnO	-318,1

Чим менше значення енергії Гібса речовини, тим сильніше даний метал піддається корозії. Проте термодинамічна нестабільність металів залежить від ряду факторів: виду корозійного середовища, присутності на його поверхні оксидних плівок, кристалохімічної структури, стану поверхні тощо. Таким чином, реальна швидкість корозійного процесу в загальному випадку визначається співвідношенням двох протилежних факторів – рушійної сили ($\Delta G < 0$) і гальмуванням процесу (захисні покриття, плівки, структура, інгібітори корозії тощо).

За механізмом процесів руйнування металів і сплавів розрізняють хімічну і електрохімічну корозію.

Хімічна корозія – це самовільне руйнування металів в умовах високих температур, без найменших слідів вологи, а також у неводному органічному середовищі. Механізм її зводиться до дифузії атомів або іонів металу крізь плівку продуктів корозії, яка поступово товстішає та зустрічної дифузії агента, що піддається корозії.

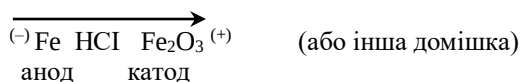
На практиці частіше всього зустрічається газова корозія – взаємодія металів з різними газами при високих температурах. Прикладами газової корозії є утворення окалини в процесі прокату сталі, гартуванні та відпуску її, руйнування лопаток газових турбін, сопел реактивних двигунів тощо.

Електрохімічна корозія – це руйнування металів при взаємодії з розчинами електролітів, яка супроводжується виникненням і роботою корозійних гальванічних пар.

Різниця потенціалів виникає за рахунок неоднорідності окремих ділянок поверхні, які відрізняються фізичними та хімічними властивостями: різні домішки (включення), оксидні плівки, цементит (Fe_3C), різна аерація металевих поверхонь і таке інше.

В гальванічній корозійній парі метал являється розчинною складовою частиною (анодом), а домішки – катодом.

Наприклад, корозія заліза в кислому середовищі проходить за такою схемою:

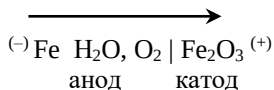


Анодний процес: $\text{Fe}^0 - 2\text{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$.

Катодний процес: $2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2^0 \uparrow$.

(воднева диполяризація).

У нейтральному середовищі окислювачем являються молекули кисню, розчиненого у воді:

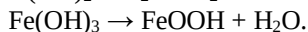
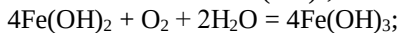
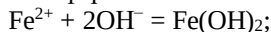


Анодний процес: $\text{Fe}^0 - 2\text{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$.

Катодний процес: $\text{O}_2^0 + 4\text{e} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{OH}^-$,

(киснева диполяризація).

Далі в розчині або в атмосфері:



В разі контакту 2-х металів анодом стає метал, електродний потенціал якого більш негативний.

Оскільки електрохімічна корозія зумовлена діяльністю гальванічних елементів, можливо зробити загальний висновок, що всі фактори, які сприяють діяльності гальванічних елементів, посилюють корозію. Такими факторами є: значна ЕРС гальванопари, невелика поляризація і малий внутрішній опір корозійних гальванічних елементів.

Вправи

1. Як проходить атмосферна корозія заліза, покритого шаром нікелю, якщо покриття пошкоджене? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів.
2. Як проходить у кислому середовищі корозія заліза, покритого міддю (при пошкодженні цільності покриття)? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів.
3. В розчинах яких солей буде проходити корозія нікелю: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , AgNO_3 ? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів.
4. Мідь вкрита оловом. При пошкодженні олов'яного покриття працює

гальванічний елемент: $(-) \text{Sn} | \text{HCl} | \text{Cu} (+)$, який дає струм силою 7,5 А. Скільки грамів олова розчиняється?

5. При пошкодженні поверхневого шару цинкового покриття на залізі проходить процес корозії внаслідок роботи гальванопари $(-) \text{Zn} | \text{H}_2\text{SO}_4 | \text{Fe} (+)$ За 48 сек. роботи цієї гальванопари через зовнішнє коло, пройшло 550 кулонів електрики. Скільки літрів водню виділилося на залізному катоді?

Дослідна частина

Дослід 1. Корозія, яка виникає при контакті двох різних металів

В пробірку наливають 2-х процентний розчин H_2SO_4 і кидають шматочок гранульованого цинку. Спостерігають виділення водню від хімічного розчинення цинку.

Далі в розчин опускають мідний дріт, не доводячи його до контакту з цинком. Чи спостерігається виділення водню на міді? Опустить мідний дріт до контакту з цинком і відмітьте "виділення гідрогену на ній за схемою дії гальванічного елементу:



Дослід 2. Утворення мікрогальванопар

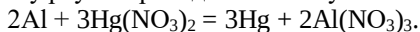
У дві пробірки наливають по 5-6 мл розчину H_2SO_4 , в кожную кидають шматочки гранульованого цинку та спостерігають виділення гідрогену при хімічному розчиненні цинку. Напишіть рівняння реакції.

В одну з пробірок додають 3-4 мл мідного купоросу та спостерігають за зміною швидкості виділення гідрогену внаслідок роботи мікрогальванопар: $\text{Zn} | \text{H}_2\text{SO}_4 | \text{Cu}$.

Спостерігайте утворення мікрогальванопар й запишіть рівняння реакції, яка має місце при її роботі.

Дослід 3. Значення захисних плівок в процесі корозії

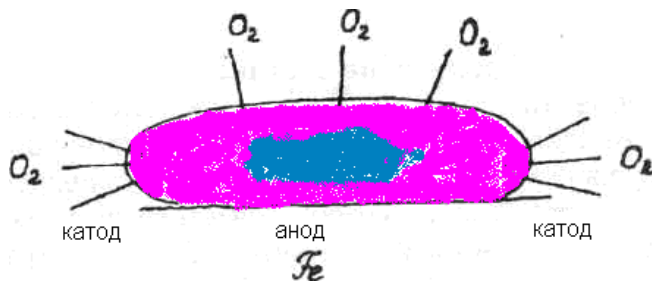
Опустить алюмінієвий дріт у розчин луку для розчинення амфотерної плівки оксиду алюмінію. Промийте водою й опустіть очищений дріт в розчин нітрату ртуті. Проходить амальгування алюмінію:



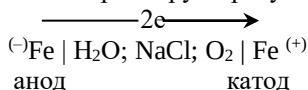
Замініть ртуть фільтрувальним папером і подержіть дріт деякий час на повітрі. Що спостерігаєте? Складіть рівняння реакції.

Дослід 4. Корозія внаслідок різного доступу кисню

Очистити сталю пластинку наждачним папером, після чого протерти фільтрувальним папером. На чисту поверхню нанести краплю спеціального розчину, який містить 3%-ний розчин хлориду натрію, $K_3[Fe(CN)_6]$ і фенолфталеїн (2-3 краплі фенолфталеїну на 10 мл розчину).



Схематично корозія металу під краплею води представлена рисунком. Спостерігаємо появу синього забарвлення в центрі краплі і рожевого – по її периметру за рахунок дії гальванопари різної аерації:



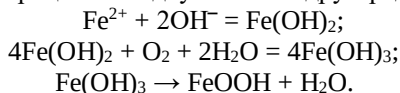
Анодний процес: $Fe^0 - 2e^- \rightarrow Fe^{2+}$

$3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ «Турбулева синь»
(синє забарвлення).

Катодний процес: $O_2^0 + 4e^- + 2H_2O \rightarrow 4OH^-$.

Забарвлення фенолфталеїну в лужному середовищі – рожеве.

Поряд з цими процесами відбуваються і другорядні:



Дослід 5. Активуюча дія іонів

У дві пробірки помістити по шматочку алюмінієвого дроту і прилити в пробірку розчин сульфату міді, підкислений сірчаною кислотою. Далі в одну з пробірок додати кілька краплин розчину хлориду натрію. В якому випадку процес корозії алюмінію проходить швидше? Спостерігайте за результатом дослідів, складіть схему дії гальванопари Al H_2SO_4 Cu, яка утворюється.

Лабораторна робота № 13

Захист від корозії

Теоретична частина

Для попередження корозії металів використовують різні методи: *Найбільш важливі з них: нанесення захисного покриття, легування металів, електрохімічний захист, обробка корозійного середовища та інші.*

Легування металів широко використовується для захисту від хімічної корозії і полягає в тому, що в метал вводять спеціальні легуючі компоненти, які підвищують його стійкість і механічні властивості. Залізо часто легують хромом, нікелем, кобальтом, вольфрамом та іншими металами, в залежності від характеру корозійного середовища і температури. Так сталь, яка містить 12% хрому, відноситься до групи жаростійких; а та, яка містить 18% хрому і 8% нікелю до нержавіючих.

Захист від електрохімічної корозії здійснюється іншими методами, зокрема, при електрохімічному захисті метал з'єднують чи з мінусом зовнішнього джерела струму (електрозахист) або з матеріалом який має більш негативний електрохімічний потенціал (протекторний захист). Принцип дії в обох випадках однаковий, метал який захищають, отримуючи електрони від зовнішнього джерела чи більш активного протектора стає катодом і не піддається корозії. Використовувати електрохімічний захист можна тільки в добре провідному середовищі, наприклад, в розчинах електролітів, в ґрунті, морській воді, але не в атмосферних умовах.

Захист від атмосферної корозії здійснюється головним чином захисними покриттями, які умовно можна розділити на такі групи: *металічні, неметалічні, хімічні.*

Металічні покриття наносять за допомогою електролізу. Металічну деталь, яку захищають (катод), з'єднують з негативним полюсом джерела струму, позитивний полюс джерела постійного струму підключають до електроду, матеріал, якого залежить від виду покриття і складу електроліту.

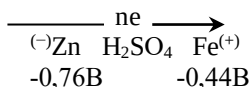
Окислювально-відновний процес, який проходить під дією постійного електричного струму на електродах (електроліз), відбувається так: на катоді проходить процес відновлення (приєднання електронів), на аноді – окислення (віддача електронів). Цей метод широко використовують для захисту заліза та його сплавів з цинком, хромом, нікелем, оловом та іншими металами.

Висока якість захисту визначається відсутністю пор у покритті, надійно захищає метал від навколишнього середовища. Якщо поверхня

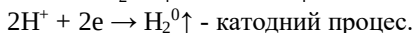
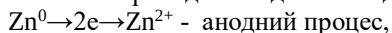
захисного шару зруйнована, з'являються пори, тріщини, виникають умови, які сприяють електрохімічній корозії. При цьому процес руйнування буде протікати в залежності від відносного положення обох металів в ряду напруг.

Якщо покриття має більш негативний електродний потенціал, ніж метал, який захищають, воно називається анодним і піддається корозії в першу чергу. Якщо покриття є менш активним, в порівнянні з металом, його називають катодним, тоді буде руйнуватися метал, який захищають.

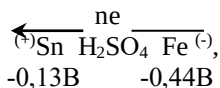
Приклад анодного покриття – залізо, покрите цинком. В цій гальванопарі:



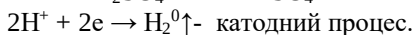
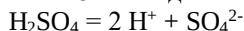
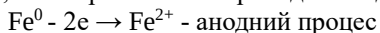
окислюється цинк, а на залізі проходить виділення водню.



Приклад катодного покриття – залізо, покрите оловом. В гальванопарі, яка утворилася:



окислюється залізо, на покритті якого проходить виділення кисню.



При використанні анодного покриття допускається наявність в ньому пор, тріщин, тоді як катодне покриття повинне бути суцільним, в противному разі воно буде сприяти руйнуванню металу.

До неметалічних відносять покриття металів лаками, фарбами, резиною, бакелітом, емаллю, бетоном. Неметалічні покриття захищають метал при повній відсутності пор.

Хімічні покриття – це штучно одержані оксидні або фосфатні плівки на металах (пасивація металу), які забезпечують захист металу разом з другим методами обробки (фарбування).

Обробка корозійного середовища проводиться спеціальними речовинами, які носять назву **інгібіторів корозії (уповільнювачі)**. Вони широко використовуються при травленні металів, в резервуарах для перевезки нафтопродуктів, в багатьох видах промислових процесів тощо.

Корозію сталі у воді уповільнюють солі лужних металів (хромат

натрію, нітрит натрію, фосфат натрію). Наявність цих солей у воді приводить до появи плівки на поверхні виробів, яка захищає метал від окислення. Ці речовини отримали назву **пасиваторів**.

Вправи

1. Залізний предмет покритий золотом. Яке це покриття – анодне чи катодне? Який метал буде піддаватись корозії при порушенні цілісності покриття в умовах вологої атмосфери. Написати електронні рівняння катодного та анодного процесів.

2. Поясніть зміст протекторного захисту металу від корозії. Наведіть приклад і складіть електронні рівняння катодного та анодного процесів у лужному середовищі.

3. Поясніть зміст катодного захисту металів від корозії. Наведіть приклад і складіть електронне рівняння катодного та анодного процесів у кислому середовищі.

4. Алюміній покрили міддю. Яке це покриття - анодне чи катодне? Який метал буде піддаватись корозії при порушенні цілісності покриття в кислому середовищі? Написати електронне рівняння катодного та анодного процесів.

Дослідна частина

Дослід 1. Електрохімічний захист

В стакан з розбавленою оцтовою кислотою (0,2 - 0,4Н), до якої добавили кілька крапель розчину KI, помістити цинкову і свинцеву пластини в контакті одна з другою. Іншу пластину свинцю для порівняння опускають в пробірку з тим же розчином. Де скоріше з'явиться жовте забарвлення (жовто-золотистий PbI_2)? Пояснити результат дослідів і скласти електронне рівняння анодного і катодного процесів при роботі гальванопари в стакані:



Дослід 2. Анодне і катодне покриття

В дві пробірки налити розбавлену сірчану кислоту та опустити залізний дріт в контакт з Zn, другий залізний дріт в контакт з оловом (або міддю).

В обох пробірках починають працювати гальванічні елементи: $Fe | H_2SO_4 | Zn$ і $Fe | H_2SO_4 | Sn$. Записати реакції, які проходять під час роботи цих елементів, і визначити, який метал буде анодним, а який катодним покриттям для заліза.

Підтвердити свій висновок доливанням у відповідну пробірку реактиву на іон Fe^{2+} - $K_3[Fe(CN)_6]$ (повинне бути синє забарвлення).

Дослід 3. Оксидування сталі

Зачистити наждачним папером дві сталіні пластини. Одну з них нагріти на полум'ї спиртівки до появи окисних плівок, забарвлених у різні кольори в зв'язку з різною товщиною.

Налити краплю розчину сульфату міді на пластинку з утвореними оксидами та іншу. Оцінити захисні якості плівки за швидкістю появи на виробках темних плям.

Дослід 4. Використання інгібіторів

У три пробірки налити 1/3 об'єму соляної кислоти і помістити в кожен по кусочку цинку, залізної стружки і кусочок алюмінію при необхідності нагріти пробірки для інтенсивного виділення водню. В кожен пробірку додати трохи уротропіну. Який спостерігається ефект? Чи в усіх випадках уротропін є ефективним інгібітором?

Лабораторна робота № 14

Комплексні сполуки

Теоретична частина

Комплексними називаються сполуки, в вузлах кристалічної решітки яких містяться комплекси, здатні до самостійного існування в розчині, в утворенні яких приймає участь донорно-акцепторний зв'язок.

Згідно координаційної теорії в центрі комплексу знаходиться іон чи атом, який називають комплексоутворювачем. З ним зв'язані всі інші іони і молекули, які входять до складу комплексу. Найбільшу здатність до комплексоутворення мають d-елементи: Cu^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Pt^{4+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} та інші. Наприклад, в комплексній сполуці $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ комплексоутворювачем виступає іон Hg^{2+} .

Частинки, які безпосередньо зв'язані з комплексоутворювачем отримали назву лігандів. Ними можуть бути негативно заряджені іони (Cl^- , I^- , OH^- , CN^-), полярні і нейтральні молекули, які легко поляризуються (NH_3 , H_2O , CO , NO та інші). На прикладі $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ – це іон йоду (I).

Комплексоутворювач разом з лігандами утворює внутрішню сферу комплексу чи комплексний іон, який прийнято позначати в квадратних дужках. Наприклад, $[\text{HgI}_4]^{2-}$. Зовнішню координаційну сферу комплексу складають іони, які нейтралізують заряд комплексного іону. В нашому випадку – це іон калію.

В просторі внутрішньої координаційної сфери є визначене для кожного комплексоутворювача, число місць, які можуть зайняти ліганди. Число атомів, які безпосередньо зв'язані з комплексоутворювачем,

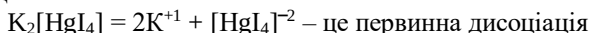
складає координаційне число. Найбільш поширеними координаційними числами являються 2, 4, 6. На прикладі $K_2[HgI_4]$ координаційне число ртуті дорівнює "4", у внутрішній координаційній сфері знаходиться чотири ліганди – чотири іони йоду.

Ступінь окислення комплексоутворювача (с. о. к.) рівна сумі ступенів окислення всіх іонів в зовнішній і внутрішній сфері комплексної сполуки з протилежним знаком. Наприклад: в комплексній сполуці $K_2[HgI_4]$ ступінь окислення калію дорівнює "+1", а йоду "-1" ($K_2^{+1}[HgI_4^{-1}]$), тоді ступінь окислення комплексоутворювача (X). ($K_2^{+1}[HgI_4^{-1}]$) знаходиться наступним чином (приймаючи заряд всієї молекули сполуки за "0"):

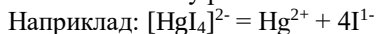
$$(+1) \cdot 2 + X + 4 \cdot (-1) = 0, \text{ тоді } X = +2, Hg^{+2}.$$

Заряд комплексного іону чисельно дорівнює заряду зовнішнього іону, взятому з протилежним знаком. Оскільки в нашому прикладі заряд двох іонів калію, які знаходяться в зовнішній сфері дорівнює $(+1) \cdot 2 = +2$, то заряд комплексного іону $[HgI_4]$ дорівнює "-2". Його також можна визначити з рівняння $(+2) + ((+4) \cdot (-1)) = -2$.

Комплексні сполуки це солі, кислоти або луги. Як електроліти вони дисоціюють на іони в водних розчинах. Процес дисоціації комплексної сполуки здійснюється по лінії іонного зв'язку. Проходить розпад молекули на комплексний іон і іон зовнішньої координаційної сфери. Наприклад:



Поряд з первинною дисоціацією комплексних сполук відбувається і вторинна дисоціація комплексного іону на іони комплексоутворювача та ліганди. Цей процес характеризується константою вторинної дисоціації. По її величині роблять висновок про стійкість комплексного іону в розчині. Ця константа отримала назву константи нестійкості комплексного іону (Кн). Вона являє собою частку від ділення добутку концентрації іонів комплексоутворювача та лігандів на концентрацію комплексних іонів у розчині.

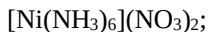


$$K = \frac{[Hg^{2+}] \cdot [I^{1-}]^4}{([HgI_4]^{2-})}$$

Чим більша величина константи нестійкості, тим менша стійкість комплексного іону.

Вправи

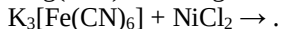
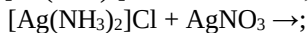
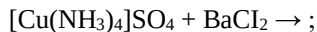
1. а) Визначити ступінь окислення комплексоутворювача і заряд комплексного іона в приведених комплексних сполуках: $K_2[PtCl_6]$, $K_2[Cd(CN)_4]$, $[Co(NH_3)_5 \cdot H_2O]Cl_3$, $K_3[Co(NO_2)_6]$,



б) визначити заряд комплексних іонів цих сполук;

в) скласти рівняння дисоціації цих комплексних сполук.

2. Скласти рівняння реакції взаємодії наступних сполук в молекулярному та іонному вигляді:



Дослідна частина

Дослід 1. Утворення комплексних катіонів.

1. Утворення аміакатів міді. Налити в пробірку 1-2 мл розчину сульфату міді і додати небагато розчину їдкого натру (NaOH). Скласти рівняння реакції і відмітити колір осаду. Потім трохи додавати в пробірку концентрований розчин аміаку (NH_4OH), спостерігати розчинення осаду і зміну кольору розчину в результаті утворення аміакату міді $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Скласти рівняння реакції. Розчин зберігати для дослідів 5.

2. Утворення аміакату срібла. Налити в пробірку 0,5-1 мл нітрату срібла (AgNO_3) і додати кілька крапель розчину хлориду натрію (NaCl) до утворення осаду. Прилити до осаду концентрований розчин аміаку до його розчинення. Скласти рівняння реакції. Розчин зберігати для дослідів.

Дослід 2. Утворення комплексного аніону.

Налити в пробірку 1-2 мл розчину $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ і додати в неї декілька крапель KI . Осад, який утворився, розчиняється в надлишку KI , в результаті утворення іонів $[\text{HgI}_4]^{2-}$. Записати рівняння реакції.

Дослід 3. Утворення нерозчинних комплексних сполук

В одну пробірку налити 1-2 мл розчину хлориду заліза (III) (FeCl_3) і кілька крапель жовтої кров'яної солі ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$), в другу – стільки ж сульфату заліза (II) (FeSO_4) і червоної кров'яної солі ($\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Випадають сині осадки берлінської лазури та турбулевої сині (відповідно). Записати рівняння реакції обміну в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 4. Вплив концентрації розчину на комплексоутворення

В пробірку налити 2-3 мл хлориду кобальту (II) (CoCl_2) і додати кілька кристалів NH_4CNS чи KCNS . Спостерігати зміну кольору розчину (синій) в результаті утворення в ньому комплексної солі $\text{K}_2[\text{Co}(\text{CNS})_4]$. Записати рівняння реакції. Розбавити одержаний розчин

водою. Спостерігати зміну кольору (з синього на рожевий), що свідчить про наявність іону Co^{2+} . Який вплив концентрації розчину на комплексоутворення?

Дослід 5. Зміщення іонної рівноваги при комплексоутворенні

1. В пробірку з розчином $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, отриманим в досліді 1, додайте по краплях азотну кислоту (3-5 крапель). Запишіть рівняння реакції і поясніть утворення осаду. Для цього запишіть рівняння дисоціації комплексної солі і комплексного іону, а також азотної кислоти.
2. В пробірку з розчином $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, отриманим в досліді 1, додайте по краплях розчин сульфиду натрію Na_2S . Записати рівняння реакції і пояснити утворення чорного осаду, для чого запишіть рівняння дисоціації комплексної солі і комплексного іону, а також сульфиду натрію.

Лабораторна робота № 15

Олово, свинець

Теоретична частина

Олово і свинець – метали головної підгрупи IV групи Періодичної системи елементів являються р-елементами. На зовнішньому електронному рівні вони мають 4 валентних електрони, два s-електрони і два p-електрони. Характерними ступенями окислення для олова і свинцю являється +2, +4. З киснем утворюють оксиди (II) SnO і PbO , оксиди (IV) SnO_2 і PbO_2 . Гідроксиди цих оксидів $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$ мають амфотерні властивості. Розчиняючись в надлишках лугів, гідроксиди олова і свинцю утворюють солі-станніти Na_2SnO_2 і плюмбіти Na_2PbO_2 , станнати Na_2SnO_3 , плюмбати Na_2PbO_3 . Для олова стійкі ступені окислення +4. У свинцю найбільш стійкі сполуки, в яких він двовалентний і проявляє ступінь окислення +2.

Сполуки даних елементів із ступенем окислення +2 являються відновниками, а сполуки із ступенем окислення +4 – окисниками. З соляною кислотою, а також розбавленими сірчаною та азотною кислотами олово реагує подібно іншим металам середньої активності. Концентрована H_2SO_4 розчиняє олово з утворенням сульфату олова (IV). Концентрована HNO_3 окислює Sn до - β -олов'яної кислоти:

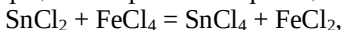


В розбавлених HCl і H_2SO_4 свинець майже не розчиняється, що пояснюється утворенням пасивуючої плівки, яка захищає метал від подальшого розчинення. Добре розчиняється свинець в HNO_3 . З лугами олово і свинець взаємодіють з виділенням водню та утворенням

станнітів і плюмбїтів.

Вправи

1. Поставте коефіцієнти в рівняннях реакцій:



2. Які з вказаних реакцій можливі, які неможливі і чому?



Дослідна частина

Дослід 1. Взаємодія олова і свинцю з концентрованою азотною кислотою

Дослід виконувати під тягою у витяжній шафі.

В одну пробірку помістіть шматочок олова, в другу – шматочок свинцю і в кожну (під тягою) долийте по 1-2 мл концентрованої азотної кислоти. Пробірку з оловом підігрійте до утворення осаду β-олов'яної кислоти. Осад розділити на 2 частини. До одної частини прилити концентровану сірчану кислоту, до другої – концентрований розчин луку. В чому розчиняється β-олов'яна кислота? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 2. Одержання гідроксидів олова і свинцю та вивчення їх властивостей

1. В пробірку налейте 2-4 мл розчину луку і поступово по краплях додавайте розчин солі олова (II) до утворення осаду. Одержаний осад розділити на 2 частини. До однієї прилити 2-4 мл розчину NaOH, в другу – 2-4 мл розчину соляної кислоти. Що відбувається з осадом в обох пробірках? Якою властивістю гідроксиду олова (II) пояснюється явище, що відбувається в пробірці? Напишіть рівняння реакцій.

2. В одну пробірку влийте 2-4 мл розчину луку і поступово по краплях приливайте розчин солі свинцю (II) до утворення осаду. Одержаний осад розділити на 2 частини. До однієї прилити 2-4 мл розчину NaOH, в другу – 2-4 мл розчину азотної кислоти. Що ми спостерігаємо в обох пробірках? Якою властивістю гідроксиду свинцю (II) пояснюється явище, що відбувається в пробірці? Напишіть рівняння реакцій.

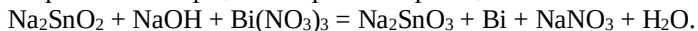
Дослід 3. Одержання малорозчинних солей свинцю (II)

В три пробірки внесіть по 3-4 мл розчину солей: NaCl, K₂CrO₄ і KI. В кожну пробірку прилийте по 2-3 мл розчину солі свинцю (II). Спостерігайте появу осаду. Напишіть рівняння реакцій. З осаду PbI₂ злийте рідину, додайте 3-4 мл розчину оцтової кислоти і підігрійте до кипіння, потім охолоджуйте і спостерігайте за утворенням «золотистих» кристалів PbI₂, які мають назву "золотий дощ".

Дослід 4. Відновні властивості сполук олова (II)

В пробірку внесіть 3-5 мл солі олова (II) і прилийте такий же об'єм розчину лугу до повного розчинення осаду. До одержаного розчину станніту додайте трохи розчину нітрату вісмуту (III). Спостерігайте за утворенням чорного осаду, який складається з дрібних часточок металевого вісмуту.

Поставте коефіцієнти в рівнянні реакції:



Лабораторна робота № 16

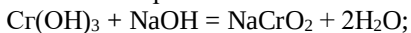
Хром, молібден, вольфрам

Теоретична частина

Хром, молібден і вольфрам – d-елементи, які утворюють побічну підгрупу VI групи Періодичної системи елементів. Зовнішній електронний рівень їх атомів має один, або два електрона, що пояснює властивості цих елементів як металів. Разом з тим їх максимальний ступінь окислення дорівнює +6, тому що окрім зовнішніх електронів в утворенні зв'язків може брати участь ще відповідне число електронів з d-підрівня. Формула валентних електронів:



Окислювальне число елементів підгрупи хрому змінюється від +2 до +6. Для хрому стабільними являються сполуки Cr (III) і Cr (VI), для молібдену і вольфраму - переважно сполуки зі ступенем окислення +6. Оксид хрому (III) Cr₂O₃ та його гідроксид мають яскраво виражений амфотерний характер. При розчиненні їх у лугах утворюються солі хромистої кислоти HCrO₂ – хроміти.



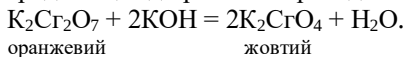
Оксид хрому (VI) CrO₃ має кислотний характер, йому відповідають дві кислоти: хромово – H₂CrO₄ та двуххромово H₂Cr₂O₇. Солі першої

називають хроматами, другої – діхроматами

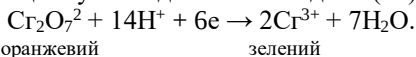
У кислому середовищі хромати переходять у діхромати:



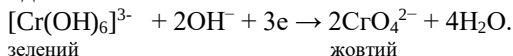
У лужному середовищі - діхромати переходять у хромати:



Для сполук хрому характерні окислювально-відновні властивості. Хром (VI) являється окислювачем й виявляє свої властивості у кислому середовищі. При цьому він відновлюється до Cr(III).



Хром (III) виявляє відновні властивості у лужному середовищі, окислюючись до Cr⁶⁺.

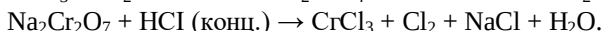
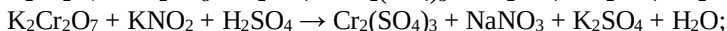
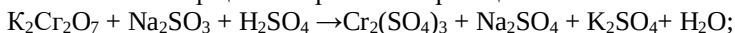


Оксиди молібдену й вольфраму – MoO₃ та WO₃ також являються кислотними. Вони погано розчиняються у воді, але у луках розчинюються легко, утворюючи солі молібденової H₂MoO₄ та вольфрамової H₂WO₄ кислот – молібдати й вольфрамати. Окислювальні властивості для сполук молібдену та вольфраму зі ступенем окислення +6 мало характерні.

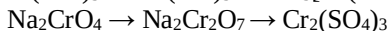
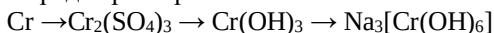
Вправи

1. Напишіть рівняння реакцій, які показують хімічні властивості оксидів: Cr₂O₃, MoO₃, WO₃.

2. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій:



3. Здійснити ряд перетворень:



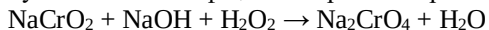
Дослідна частина

Дослід 1. Одержання гідроксиду хрому (III)

Одержіть у 2-х пробірках гідроксид хрому (III) взаємодією сульфату хрому (III) (2-4 мл) з розчином луку (1-2 мл). Спостерігайте за реакцією при додаванні надлишку луку та надлишку кислоти HCl. Запишіть рівняння реакції. Зробіть висновок про хімічний характер тригідроксиду хрому. Розчин хроміту збережіть для дослідів 2.

Дослід 2. Окислення сполук Cr^{3+}

До розчину хроміту, одержаного в досліді 1, додайте 1-2 мл лугу й 1-2 мл 3%-вого розчину пероксиду водню. Нагрійте суміш до переходу зеленого забарвлення у жовте, що вказує на утворення в розчині хромату. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції.



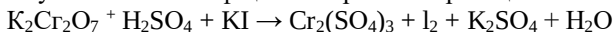
Дослід 3. Перехід хроматів у діхромати

До розчину хромату калію 2-3 мл додайте по краплях розчин сірчаної кислоти. Відзначте колір взятого і одержаного розчинів, укажіть, якими іонами він зумовлений. Запишіть рівняння реакції.

До розчину діхромату калію (3-4 мл) додайте по краплях розчин лугу до зміни забарвлення. Напишіть рівняння реакції.

Дослід 4. Окислювальні властивості сполук Cr^{6+}

До розчину діхромату калію (2-3 мл) додайте 1-2 мл розчину H_2SO_4 , а потім 2-3 мл йодиду калію. Відмітьте зміну забарвлення. Спостерігайте за виділенням вільного йоду за допомогою крохмального клейстеру, для чого в пробірку з 5-6 краплями крохмального клейстеру внесіть одну краплю одержаного в досліді розчину. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції.



Дослід 5. Одержання малорозчинних солей молібденової кислоти

У дві пробірки з насиченим розчином молібдату аммонію $(\text{NH})_4\text{MoO}_4$ (2-3 мл) внести таку ж кількість розчинів: в одну – солі кальцію, у другу – солі свинцю. Написати в молекулярній та іонній формі рівняння реакції.

Лабораторна робота № 17

Марганець

Теоретична частина

Марганець – метал побічної підгрупи сьомої групи Періодичної системи елементів, являється d-елементом.

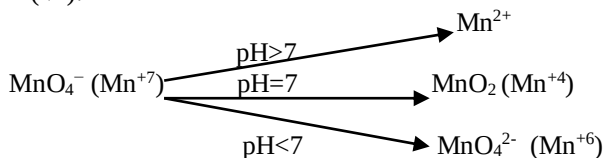
Марганець має сім валентних електронів: два s-електрони на зовнішньому енергетичному рівні і 5 d-електронів на перед-зовнішньому рівні. Характерними окисними числами для марганцю являються +2, +3, +4, +6, +7. Збільшення ступеня окислення марганцю супроводжується збільшенням кислотних і зменшенням основних

властивостей оксидів. Марганець утворює ряд оксидів: оксид марганцю (II) MnO , оксид марганцю (III) Mn_2O_3 – основні оксиди. Оксид марганцю (IV) MnO_2 – найбільш стійкий при звичайних умовах, має амфотерні властивості, оксид марганцю (VII) Mn_2O_7 – кислотні.

Оксидам MnO , MnO_2 , MnO_3 , Mn_2O_7 відповідають наступні гідроксиди і солі: $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$, H_4MnO_4 марганцеватиста кислота і солі манганіти, марганцевиста кислота H_2MnO_4 і солі манганати, марганцева кислота HMnO_4 і солі перманганати.

Для сполук марганцю характерні окислювально-відновні властивості. Сполуки марганцю (II) – відновники. Сполуки марганцю (IV) являються як окисниками, так і відновниками, сполуки марганцю (VI, VII) – сильні окисники.

Сполуки марганцю (VII) в кислому середовищі відновлюються до Mn (II), в нейтральному – до Mn (IV) і в сильно основному середовищі – до Mn (VI):



Вправи

- Проставте коефіцієнти в рівняннях реакцій:
 $\text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} = \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
- Зробіть ряд перетворень:
 $\text{Mn} \rightarrow \text{MnO} \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnO}_2$.

Дослідна частина

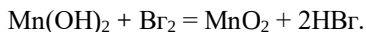
Дослід 1. Одержання і властивості гідроксиду марганцю (II)

До 2-3 мл розчину MnSO_4 прилийте 2-3 мл розчину NaOH , Утворений осад разом з розчином перемішайте скляною паличкою і розділіть на три пробірки. В одну з пробірок додайте трохи соляної кислоти, в другу – розчин луку, а третю поставте в штатив і спостерігайте поступову зміну кольору розчину, що вказує на утворення марганцевистої кислоти H_2MnO_3 внаслідок дії атмосферного кисню. Складіть рівняння реакцій.

Дослід 2. Окислення солей марганцю

- До 2-3 мл розчину MnSO_4 долийте 2-3 мл розчину NaOH . До

одержаного осаду гідроксиду марганцю (II) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ додайте 5-6 мл бромної води (Br_2). Спостерігайте за зміною кольору внаслідок утворення сполуки марганцю (IV). Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції:



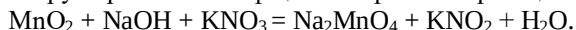
2. В пробірку помістити небагато (на кінчику шпателя) діоксиду свинцю PbO_2 , долити 2-3 мл розчину азотної кислоти HNO_3 і 1-2 мл розчину солі MnSO_4 . Вміст пробірки обережно прокип'ятити, потім дати розчину відстоятись. Який колір одержаного розчину? Напишіть рівняння реакції, в якій утворилась марганцева кислота HMnO_4 і сіль двовалентного свинцю.

Дослід 3. Окислювально-відновні властивості діоксиду марганцю

Дослід проводити під тягою у витяжній шафі

1. В пробірку помістити трохи (на кінчику шпателя) діоксиду марганцю MnO_2 , долити 2-3 мл концентрованої HCl . Спостерігайте виділення газоподібної речовини, по кольору визначте, який газ виділяється. Напишіть рівняння реакції.

2. В пробірку помістити небагато (на кінчику шпателя) оксиду марганцю (IV) MnO_2 , прилийте 2-3 мл розчину лугу NaOH і 3-4 мл розчину нітрату калію KNO_3 . Пробірку обережно підігрійте до появи зеленого кольору. Проставте коефіцієнти в рівнянні реакції:



Дослід 4. Вплив реакції середовища (pH) на окислювальні властивості перманганату калію

В три пробірки налейте по 3-4 мл розчину KMnO_4 , в одну з них додайте таку ж кількість розчину H_2SO_4 , в другу H_2O і в третю – 2-3 мл концентрованого розчину NaOH . Потім у всі пробірки прибавте по 3-4 мл свіжоприготовленого розчину Na_2SO_3 . Спостерігайте за зміною забарвлення в кожній із пробірок. Напишіть рівняння реакції і розставте коефіцієнти.

Лабораторна робота № 18

Залізо, кобальт, нікель

Теоретична частина

Залізо, кобальт, нікель утворюють першу тріаду VIII групи Періодичної системи елементів або «родину» заліза. Всі вони мають однакову кількість електронних оболонок в своїх атомах і однакову будову зовнішнього електронного рівня – $4s^2$. В утворенні хімічних

зв'язків частково можуть приймати участь d-електрони передзовнішнього рівня:

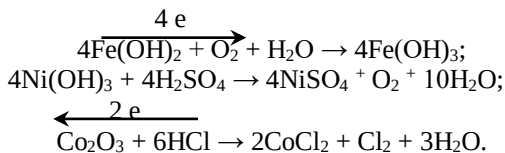


Найвищий ступінь окислення: Fe^{+6} , Co^{+3} , Ni^{+3} .

Для всіх елементів характерні ступені окислення +2, +3, в яких вони утворюють два ряди сполук – оксидів, гідроксидів, солей. Оксиди і гідроксиди мають основний характер (за виключенням слабо амфотерного $\text{Fe}(\text{OH})_3$).

Стійкими на повітрі являються сполуки: $\text{Fe}(\text{III})$, $\text{Co}(\text{II})$, $\text{Ni}(\text{II})$.

Сполуки $\text{Fe}(\text{II})$ мають відновні властивості, $\text{Co}(\text{III})$, $\text{Ni}(\text{III})$ – окислювальні:



Залізо, кобальт і нікель - добрі комплексоутворювачі з координаційними числами 4 і 6. Наприклад:

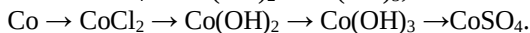
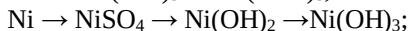
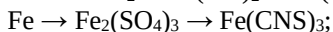
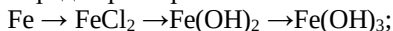
$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексаціаноферрат (III) калію;

$(\text{NH}_4)_2\text{Co}(\text{CNS})_4$ – тетрароданокобальтат (II) амонію;

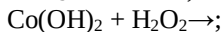
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ – гексамінонікеля (III) хлорид.

Вправи

- Здійснити ряд перетворень:



- Скласти рівняння реакцій:



Дослідна частина

Дослід 1. Одержання гідроксидів заліза (II), кобальту (II), нікелю (II)

В три пробірки з 1-2 мл солей заліза (II), кобальту (II), нікелю (II) влити розчин лугу до випадіння осадків дигідроксидів. Відмити їх колір. Дигідроксид заліза (II) вилити на листок фільтрувального паперу. Поясніть що відбувається? Записати рівняння реакцій.

Дослід 2. Одержання гідроксидів заліза (III), кобальту (III), нікелю (III)

В пробірку налити 2-3 мл солі заліза (III) й додати 1-2 мл розчину лугу. До осадів $\text{Co}(\text{OH})_2$ і $\text{Ni}(\text{OH})_2$, одержаних в попередньому досліді, додати кілька крапель бромної води. Пояснити чому змінився колір осадів. Записати рівняння реакцій.

Дослід 3. Окислювальні властивості сполук Fe (III), Co (III), Ni (III)

1. В пробірку з 3-4 мл розчину хлориду заліза (III) додати 1-2 мл розчину йодиду калію, сюди ж влити розчин крохмалю. В який колір і чому забарвлюється розчин? Записати рівняння реакції.

2. В пробірку, в якій в попередньому досліді одержано $\text{Ni}(\text{OH})_3$ додали кілька крапель HCl . Пояснити чому змінився колір? Записати рівняння реакції.

Дослід 4. Відновні властивості сполук Fe (II)

1. В пробірку помістити трохи (на кінчику шпателя) FeSO_4 або солі Мора $[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}]$ і розчинити її в 4-5 мл дистильованої води. Чому розчин солі Fe (II) повинен бути свіжоприготовлений?

В другу пробірку налити 4-5 мл розчину перманганату калію і 2 мл розчину сірчаної кислоти. Додати свіжоприготовлений розчин солі Fe (II). Що спостерігається? Записати рівняння реакції.

2. Налити в пробірку 3-4 мл розчину діхромату калію, 1-2 мл сірчаної кислоти та додати трохи (на кінчику шпателя) FeSO_4 . Спостерігайте за зміною кольору розчину. Запишіть рівняння реакції.

Дослід 5. Комплексні сполуки заліза, кобальту й нікелю.

Деякі реакції комплексних сполук заліза, кобальту й нікелю служать для виявлення їх іонів, тобто являються якісними реакціями на ці іони.

1. Виявлення іонів заліза (II). До 2-3 крапель свіжоприготовленого FeSO_4 додати 1-2 мл солі $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Відмітити колір осаду, що утворився (турнбулева синь). Скласти рівняння реакції.

2. Виявлення іонів заліза (III). В дві пробірки налити по 2-3 мл розчину FeCl_3 . В одну пробірку прилити 1-2 мл NH_4CNS , в другу – $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Пояснить як змінився колір розчинів? Складіть рівняння реакції.

3. Виявлення іонів Co^{2+} . В пробірку насипати трохи (на кінчику шпателя) NH_4CNS і додати 1-2 мл CoCl_2 . Відмітити колір комплексної сполуки $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{CNS})_4]$, яка утворилася. Скласти рівняння реакції.

4. Виявлення іонів Ni^{2+} . До 1-2 мл розчину NiSO_4 додати трохи спиртового розчину диметилглюксиму. Відмітити колір осаду, який утворюється при реакції.

Склянки для реактивів з
пластиковою кришкою



Спиртівка



Чаша Петрі



Ступка фарфорова з
товкачиком



Тиглі фарфорові



Годинникове скло



Стакан фарфоровий



Чаша для
випарювання



Шпатель фарфоровий



Ексикатор



Штатив для пробірок



Тримач для
пробірок

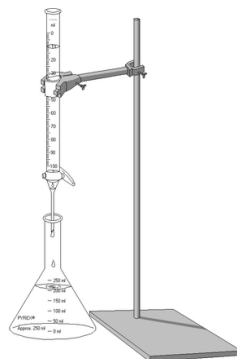


Штатив лабораторний

Бюретки

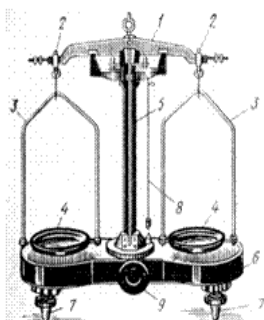


Титрувальна установка



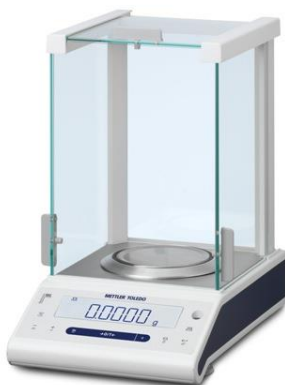
Титрування: в бюретці титрант, в колбі — проба визначасмої речовини

Лабораторні ваги Т-20



1 – коромисло, 2 – сережки,
3 – дужки, 4 – чаші,
5 – стрілка, 6 – дошка-підставка,
7 – ножки гвинтові, 8 – висок,
9 – арретир (для регулювання)

Аналітичні ваги ML-204



ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

ПЕРІОДИ	ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ																								
	A	I	В	A	II	В	A	III	В	A	IV	В	A	V	В	A	VI	В	A	VII	В	A	VIII		В
1	H Гідроген 1.00794																		He Гелій 4.002602				Символ Атомна маса Порядковий номер Ar Аргон 39.948 Назва елемента систематична		
2	Li Літій 6.941		Be Берилій 9.0122		B Бор 10.811		C Карбон 12.011		N Нітроген 14.007		O Оксиген 15.999		F Флуор 18.998		Ne Неон 20.179										
3	Na Натрій 22.99		Mg Магній 24.305		Al Алюміній 26.9815		Si Силіцій 28.086		P Фосфор 30.974		S Сульфур 32.066		Cl Хлор 35.453		Ar Аргон 39.948										
4	K Калій 39.098		Ca Кальцій 40.08		Sc Скандій 44.956		Ti Титан 47.90		V Ванадій 50.941		Cr Хром 51.996		Mn Манган 54.938		Fe Ферум 55.847		Co Кобальт 58.933		Ni Нікел 58.70						
5	Cu Купрум 63.546		Zn Цинк 65.39		Ga Галій 69.72		Ge Германій 72.59		As Арсен 74.992		Se Селен 78.96		Br Бром 79.904		Kr Криптон 83.80										
6	Rb Рубідій 85.468		Sr Стронцій 87.62		Y Ітрій 88.906		Zr Цирконій 91.22		Nb Ніобій 92.906		Mo Молибден 95.94		Tc Технецій 97.91		Ru Рутеній 101.07		Rh Родій 102.906		Pd Паладій 106.4						
7	Ag Аргентум 107.868		Cd Кадмій 112.41		In Індій 114.82		Sn Станум 118.71		Sb Стибій 121.75		Te Телур 127.6		I Іод 126.905		Xe Ксенон 131.29										
8	Cs Цезій 132.905		Ba Барій 137.33		La* Лантан 138.9055		Hf Гафній 178.49		Ta Тантал 180.9479		W Вольфрам 183.85		Re Реній 186.207		Os Осміє 190.2		Ir Іридій 192.22		Pt Платина 195.08						
9	Au Аурум 196.967		Hg Меркурій 200.59		Tl Талій 204.38		Pb Плومбум 207.19		Bi Бісмут 208.980		Po Полоній 209.98		At Астат 209.99		Rn Радон [222]										
10	Fr Францій [223]		Ra Радій [226]		Ac** Актиній [227]		Rf Резерфордій [261]		Db Дубній [262]		Sg Сибборґій [263]		Bh Борій [265]		Hs Гасій [265]		Mt Майтнерій [266]		Uun Унунній [269]						
Висні оксиди		R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄									
Леткі водневі сполуки						RH ₄		RH ₃		RH ₂		RH													
*	Ce Церій 140.12	Pr Празеодим 140.908	Nd Неодим 144.24	Pm Прометій 144.91	Sm Самарій 150.36	Eu Європій 151.96	Gd Гадоліній 157.25	Tb Тербій 158.926	Dy Диспрозій 162.50	Ho Гольмій 164.930	Er Ербій 167.26	Tm Тулій 168.934	Yb Ітербій 173.04	Lu Лютецій 174.967											
**	Th Торій 232.038	Pa Пратактиній 231.04	U Уран 238.03	Np Нептуній 237.05	Pu Плутоній 244.06	Am Америцій 243.06	Cm Кюріум 247.07	Bk Берклій 247.07	Cf Каліфорній 251.08	Es Ейнштейній 252.08	Fm Фермій 257.10	Md Менделєєв 258.10	No Нобелій 259.10	Lr Лауренсій 260.10											

Символ	Атомна вага	Порядковий номер
Ar	39.948	18
Назва елемента систематична		

Хронологія найважливіших відкриттів та подій в хімії

18 р.н.е – Страбон описав отримання кухонної солі з соляних джерел

64 – Dioscorid описав хлорид і ацетат свинцю, оксид цинку, мідний купорос, вапняну воду, індиго; розповів про різні методи отримання олій (касторової, міндальної, терпентинової); повідомив про отримання соди та її використання у виробництві скла

100 – Герон Олександрійський описав «чотири основні властивості тіл»: розширення, непроникність, пористість і розділення та розповів про будову «мікроскопа»

105 – Цай Лунь з Китаю винайшов спосіб отримання паперу з деревної кори, конопель

Середина V століття – в грецьких писемних джерелах з'явився термін «хімія»

Кінець VIII-початок IX – Джабир ібн Хайян використав кристалізацію та фільтрування для очищення хімічних речовин; описав одержання сірчаної, азотної кислот і «царської водки» (вказав на її властивість розчиняти золото); виготовив нітрат срібла, сулему, нашатир та мишьяковисту кислоту

Початок X століття – Абу-ар-Разі у «Книзі таємниць» описав різноманітні хімічні апарати та процеси; вперше класифікував всі речовини на землісті (мінеральні), рослинні та тваринні; далі провів класифікацію речовин, що належать до цих груп; описав кальцинацію (випалювання) металів та інших речовин, розчинення, сублімацію, плавлення, фільтрування, дистиляцію, згущення тощо

Середина XII століття – Альберт Великий опублікував «П'ять книг про метали та мінерали» та «Книгу алхімії»

1270 – Р. Луллій отримав карбонат амонію перегонкою сечі

Початок XIV століття – монаху Бертольду Шварцу приписують винахід пороху (Європа)

Початок XVI століття – Парацельс сформулював найважливіші уявлення «ятрохімії», назваючи себе ятрохіміком і вважав, що найважливіша задача хімії – служити медицині виготовленням лікарських засобів

1540 – В.Бірінгуччо опублікував твір «Піротехнія», присвячений головним чином опису способів виготовлення металів та їх сплавів, а також руд і мінералів, що містять різні метали

1592 – Галілей винайшов термометр

1615 – Ф.Бартолетті виділив із молока молочний цукор

1624 – П.Гассенді ввів поняття «молекула»

1649 – І.Глаубер одержав бензол при перегонці кам'яновугільної смоли

1654 – Р.Бойль ввів термін «аналі» стосовно хімічних досліджень

1661 – Р.Бойль в книзі «Хімік – скептик» сформулював головну задачу хімії «дослідження складу різних тіл, пошук нових елементів», сформулював уявлення про поняття «хімічний елемент» і підкреслив важливість експериментальних методів в хімії

1672 – П.Сегнетт приготував K-Na сіль винної кислоти (сегнетова сіль)

1741 – М.В.Ломоносов дав визначення елемента (атома), корпускули (молекули), простих і складних речовин і почав розробку корпускулярної теорії

1744 – М.В.Ломоносов сформулював основні положення молекулярно-кінетичної теорії теплоти

1747 – А. Маргграф одержав кристалічний цукор з буряка

1750-1843 – різними вченими були відкриті: нікель (1751), водень (1766), азот (1772), марганець і барій (1774), кисень (1775), молібден (1778), вольфрам (1781), тітур (1782), стронцій (1787), цирконій і уран (1789), хром (1797), берилій (1798), ніобій (1801), тантал (1802), родій, осмій, іридій (1804), бор (1808), йод (1811), кадмій, літій, селен (1817), бром (1826), торій (1827), стільбен, рутеній (1843)

1869-1871 – Д.І.Менделєєв розробив основні положення вчення про періодичність, дав визначення періодичного закону і запропонував коротку форму періодичної системи елементів

1871 – закінчився друк першого видання фундаментальної праці Менделєєва «Основи хімії»

1872 – Ж.Фавр і К.Вальсон сформулювали ідею, що розчинна дія води приводить до диссоціації солей на складові частини

А.Кекуле запропонував будову молекули бензола з трьома подвійними зв'язками

1875 – П.Лекок де Буабодран відкрив галій (передбачений Д.І.Менделєєвим, як екоалюміній)

1877 – Я. Вант-Гофф дав термодинамічне пояснення закону діючих мас

1879 – відкриті різними вченими: скандій, гольмій, тулій, самарій

1875-1900 – багаточисельні відкриття сполук та законів в органічній хімії, зокрема, в хімії органічного синтезу

1890 – С.Арреніус доповнив теорію гідролізу солей і вивів формулу для констант гідролізу солей, які утворені основами і кислотами різної сили

31890 по сучасний період різними вченими зроблено багато відкриттів в хімічній галузі та науці. Більше 120 вчених з різних країн отримали за свою працю Нобелівську премію.