

Східноєвропейський національний університет імені Лесі Українки
Хімічний факультет

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДО ВИВЧЕННЯ КУРСУ**

“ХІМІЯ”

галузі знань

0901, сільське господарство і лісництво

напрямок підготовки

6.090103, лісове і садово-паркове господарство

Частина 1

Навчально-методичне видання

УДК 54(072)
ББК 24я81
М 54

*Рекомендовано до друку методичною радою
Волинського національного університету імені Лесі Українки
(протокол № 1 від 22.09.2010 р.)*

Рецензенти:

В. В. Демчук – кандидат біологічних наук, професор Волинського національного університету імені Лесі Українки;

О. І. Гулай – кандидат технічних наук, доцент, завідувач кафедри Луцького національного технічного університету

М 54 Хімія: Метод. вказівки до вивчення курсу для студ. біол. ф-ту (напрямок підготовки: 6.090103 – “Лісове і садово-паркове господарство”). Ч. 1/
І. А. Іващенко, Л. В. Піскач, Л. П. Марушко.

Методичний посібник містить план лабораторного практикуму, методичні розробки лабораторних робіт, що виконуються в першому семестрі. Для самоконтролю при підготовці до модульних контрольних робіт та лабораторних занять подаються окремі теоретичні питання та ряд вправ для самостійного розв’язування.

Для студентів біологічного факультету (напрямок підготовки: 6.090103 – “Лісове і садово-паркове господарство”) денної форми навчання, викладачів та лаборантів, які проводять лабораторні й семінарські заняття.

УДК 54(072)
ББК 24я81

© Іващенко І. А., Піскач Л. В., Марушко Л. П., 2010
© Східноєвропейський національний університет
імені Лесі Українки, 2010

ПОЯСНЮВАЛЬНА ЗАПИСКА

Навчальна дисципліна “Хімія” для студентів біологічного факультету денної форми навчання (напрям підготовки: 6.090103 – “Лісове і садово-паркове господарство”) викладається на 1-му курсі (2-й семестр). Під час проходження лабораторного практикуму студенти повинні виконати лабораторні роботи по вивченню властивостей неорганічних речовин різних класів, мінеральних добрив. Ознайомитися з основними закономірностями хімічних процесів, навчитися готувати розчини різної концентрації, вести необхідні розрахунки за хімічними рівняннями. Крім того проводиться вступне заняття з техніки безпеки в лабораторії, ознайомлення з лабораторним посудом, семінар по будові атома, періодичному закону і хімічному зв’язку.

Як допуск до виконання лабораторної роботи на кожному занятті перевіряються знання студентами методики експерименту. Перед кожною лабораторною роботою наведені теоретичні дані, необхідні для кращого розуміння хімічних процесів, що вивчаються при виконанні лабораторної роботи.

Для підготовки до модульних контрольних робіт у цьому методичному посібнику наведені вправи та задачі для самопідготовки, які дозволяють студентам закріпити набуті теоретичні знання та виробити вміння застосовувати їх для вирішення практичних завдань.

Таким чином, протягом семестру студенти отримують певну кількість балів за такі види навчальної діяльності:

- модульні контрольні роботи;
- підготовку до виконання лабораторної роботи;
- виконання експерименту та правильність оформлення і пояснення отриманих результатів;
- виконання індивідуального завдання.

При вивченні цієї навчальної дисципліни запроваджена модульно-рейтингова система оцінювання знань студентів, основні положення якої відображені в робочій програмі.

Формою семестрового контролю є залік, який студенти отримують за умови виконання лабораторного практикуму та оволодіння достатніми теоретичними знаннями і практичними навичками.

ПЛАН ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ

№ п/п	Тема заняття	№ лаб. роб	Назва лабораторної роботи, семінару
Змістовий модуль 1			
1	Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття та закони хімії. Стехіометричні розрахунки		Правила поведінки і техніки безпеки під час роботи в хімічній лабораторії. Хімічний посуд, прилади, реактиви (2 год)
		1	Основні хімічні закони. Встановлення формули кристалогідрату купрум (II) сульфату (лаб. робота) (2 год)
2	Будова атомів, молекул та твердих тіл		Будова атома. Періодичний закон. Хімічний зв'язок (семінар). (2 год) Контрольна робота №1
Змістовий модуль 2			
3	Класифікація неорганічних сполук. Комплексні сполуки Закономірності перебігу хімічних реакцій	2	Класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки (лаб. робота) (2 год)
		3	Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага. Адсорбція. Каталіз (лаб. робота) (2 год)
4	Дисперсні системи	4	Приготування розчину певної концентрації. Колоїдні розчини (лаб. робота) (4 год)
5	Властивості розчинів електролітів	5	Гідроліз солей. Кислотно-основне титрування (лаб. робота) (4 год) Контрольна робота №2

Змістовий модуль 3

6	Огляд властивостей неметалів	6	Властивості р-елементів VII і VI груп періодичної системи (лаб.робота) (4 год)
7		7	Властивості р-елементів V і IV груп періодичної системи (лаб.робота) (4 год) Контрольна робота №3

Змістовий модуль 4

8	Огляд властивостей металів	8	Властивості металів I-III груп періодичної системи (лаб. робота) (2 год)
9		9	Властивості d-елементів періодичної системи (лаб. робота). Гальванічний елемент. Електроліз (2 год)
10	Мінеральні добрива	10	Визначення мінеральних добрив методами аналітичної хімії (лаб. робота) (6 год) Контрольна робота №4

ОСНОВНІ ВИМОГИ І ПРАВИЛА РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

1. Хімічні досліди необхідно проводити в тих умовах і порядку, з такими кількостями й концентраціями речовин і приладами, які зазначені в інструкції до проведення експерименту.
2. Хімічні реактиви для дослідів видає лаборант у кількостях, необхідних для даного експерименту.
3. Доступ студентів до місця зберігання хімічних реактивів повинен бути виключений.
4. Під час виконання дослідів залишати робоче місце не дозволяється.
5. Працювати з високотоксичними речовинами (бром, хлор, оксид карбону, галогенопохідні фосфору, синильна кислота та ін.), а також проводити досліди, які супроводжуються виділенням шкідливих газів і пари, треба лише у витяжній шафі зі справною діючою вентиляцією.
6. Категорично забороняється користуватися речовинами з посуду, що не має етикеток.
7. Визначаючи речовину за запахом, необхідно легким рухом долоні над горлом посудини спрямувати пару або газ до носа і вдихати обережно, не нахиляючись до посудини.
8. Не дозволяється брати реактиви незахищеними руками. Для цього слід використовувати ложки, шпатель або совочки.
9. Насипати або наливати реактиви необхідно на столі: сухі – над аркушем паперу, рідкі – над склянкою посудиною. Розсипаний або розлитий реактив не дозволяється зсипати або зливати назад у основну тару.
10. Закріплювати хімічний посуд (колби, стакани тощо) у тримачах штатива слід обережно, обертаючи його навколо осі, поки не відчутись невелике утруднення в обертанні.
11. Нагрівати хімічні реактиви для дослідів необхідно тільки у тонкостінному скляному або фарфоровому посуді. Під час нагрівання рідин не можна заглядати згори в посудину для запобігання травм внаслідок розбризкування нагрітої речовини. Всі досліди, пов'язані з застосуванням або використанням отруйних речовин, а також отруйних парів і газів, дозволяється проводити тільки у витяжній шафі, дверцята повинні бути опущені на $\frac{1}{3}$. У випадку зупинки вентилятора досліди у витяжній шафі повинні бути негайно припинені. При нагріванні і кип'ятінні розчинів у пробірці необхідно користуватися тримачами і слідкувати за тим, щоб отвір пробірки не був звернений у бік інших студентів.
12. Не можна нагрівати закоркованими ніякі посудини чи апарати, крім спеціально для цього призначених.
13. Нагрівання легких та горючих рідин (ефір, петролейний ефір, бензин, ацетон, бензен, спирт та ін.) слід проводити тільки на водяній бані, а не на відкритому полум'ї. Категорично забороняється ставити склянки з горючими та легкозаймистими рідинами поблизу відкритого полум'я.
14. Категорично забороняється виливати в раковину залишки концентрованих кислот, лугів, вогнебезпечні рідини та речовини з різким неприємним запахом, кидати в раковину папір, вату, сірники, осади та інші тверді речовини. Для цього потрібно використовувати спеціально призначені склянки.
15. Заборонено пробувати речовини на смак.
16. Заборонено проводити досліди в брудному посуді. Не дозволяється залишати речовини у посуді без етикеток або підписів. Заборонено використовувати реактиви з банок, які не мають етикеток. При невпевненості в підписі на етикетці слід звернутися до лаборанта або викладача.
17. При запалюванні пальника спочатку потрібно обмежити до мінімуму доступ повітря, потім запалити сірник, відкрити газовий кран і піднести сірник збоку до отвору пальника; поступово збільшуючи надходження повітря, одержати окисне полум'я (яке має блакитний колір); відрегулювати висоту полум'я до необхідної шляхом обмеження або збільшення подачі газу. При цьому потрібно враховувати, що значний надлишок повітря при запалюванні пальника і під час користування ним може привести до відриву полум'я від пальника.

Правила безпечної роботи з кислотами і лугами

1. Концентровані кислоти, а також аміак необхідно обережно наливати під витяжкою, щоб запобігти травмам.
2. Переносити або навіть підіймати склянки з агресивними реактивами за шийку посудини не дозволяється.
3. Для одержання розчинів із концентрованих кислот необхідно лити **кислоту у воду**, а не навпаки, постійно перемішуючи. Розчинення концентрованої кислоти у воді (особливо сульфатної) супроводжується сильним нагріванням і розбризкуванням рідини, що може призвести до опіків.

4. Для розбавлення концентрованих кислот, їх змішування, а також для змішування речовин, яке супроводжується виділенням теплоти, потрібно користуватися хімічним тонкостінним скляним або фарфоровим посудом.

5. Щоб уникнути опіків порожнини рота, а також отруєння, забороняється набирати розчини кислот, лугів та інших агресивних рідин у піпетку ротом. Для засмоктання цих речовин потрібно користуватися піпетками з різними пастками та гумовою грушею.

6. Розчиняти луги слід у фарфоровому посуді, повільно додаючи до води невеликі порції лугу при безперервному перемішуванні. Шматочки лугу можна брати тільки пінцетом або щипцями.

7. Під час проведення всіх операцій з концентрованими розчинами кислот і лугів треба обов'язково застосовувати засоби індивідуального захисту: халат та гумовий фартух, гумові рукавиці, захисні окуляри тощо.

8. Відпрацьовані кислоти і луги слід збирати в спеціально призначений посуд окремо і зливати в каналізацію тільки після нейтралізації.

9. Розлиті кислоти або луги необхідно негайно засипати піском, нейтралізувати і після цього прибрати.

Правила роботи зі скляним лабораторним посудом

1. Під час роботи на установці, виготовленій зі скла або з елементами зі скла, в умовах, коли є хоч невелика ймовірність аварії, необхідно обгородити всю установку захисним екраном із оргскла, а найнебезпечніші ділянки установки – металевою сіткою або металевим кожухом.

2. Під час монтажу скляних приладів застосовувати надмірні зусилля не дозволяється. При з'єднанні окремих частин зі скла необхідно захищати руки тканиною.

3. Щоб полегшити складання приладів, кінці скляних трубочок змочують водою, вазеліном або гліцерином.

4. Усі види механічної і термічної обробки скла потрібно виконувати з використанням захисних окулярів.

5. Щоб обрізати скляну трубку або паличку, необхідно зробити на ній надріз напилком або іншим інструментом, який ріже скло, після чого взяти трубку обома руками і легким натиском у напрямі, протилежному надрізу, зламати її. Після розлому гострі кінці слід оплавити або обробити шліф шкіркою.

Якщо хімічні реактиви знаходяться в ампулах, то для їх відкриття необхідно обережно зробити надріз, як у випадку зі скляною паличкою, відламати шийку ампули, тримаючи ампулу над лотком або іншою посудиною. Потім обережно пересипати або перелити вміст ампули у заздалегідь заготовлену склянку (наприклад, бром чи йод необхідно тримати в посудині, виготовленій із темного скла).

6. Для змішування або розбавлення речовин, що супроводжується виділенням теплоти, а також для нагрівання хімічних речовин слід використовувати фарфоровий або тонкостінний скляний посуд.

7. Пробірки, круглодонні колби, фарфорові чашки можна нагрівати на відкритому вогні, плоскодонні колби і склянки слід нагрівати тільки на металевому розсікачеві полум'я, азбестовій сітці.

8. Посудину з гарячою рідиною не можна закривати притертим корком доти, поки вона не охолоне.

9. Щоб відкрити корок, який заклинив, необхідно спочатку обережно постукати по обводу пробки знизу догори дерев'яним молоточком або брусом. Якщо це не допомагає, потрібно обережно підігріти шийку посудини так, щоб не нагрілася вся посудина. Нагрівати можна рушником, змоченим гарячою водою, обгорнувши ним шийку посудини або над полум'ям спиртового пальника, обертаючи посудину навколо осі, не торкаючи її до полум'я. Не можна нагрівати посудину над відкритим полум'ям, якщо в посудині містяться легкозаймисті, вибухонебезпечні або отруйні речовини.

10. Великі хімічні склянки слід піднімати обома руками так, щоб відігнуті краї (бортики) спиралися на вказівний та великий пальці.

11. Установку або окремі частини її, які перебувають під вакуумом, слід захищати дротяним екраном (сіткою); під час роботи з ними користуватися захисними окулярами.

12. Скляні посудини, призначені для роботи під вакуумом, заздалегідь випробовують на максимальне розрідження. Перед випробуванням посудину потрібно обгорнути рушником або натягнути на неї металеву сітку. Такі ж заходи безпеки застосовують під час проведення фільтрування під розрідженням. Застосовувати плоскодонний посуд (перегонну колбу, приймач) у вакуумних установках і приладах не дозволяється.

13. Тонкостінну посудину під час закривання гумовим корком (наприклад при виготовленні промивалки) тримають за верхню частину шийки, корок злегка повертають, руки при цьому захищають рушником.

14. Роботу з отруйними, вогне- і вибухонебезпечними речовинами, а також роботи, які проводяться під тиском або вакуумом, слід виконувати в приладах і посуді з високоякісного, термостійкого скла.

15. Нагріваючи рідину в пробірці або колбі, необхідно закріплювати їх так, щоб отвір пробірки або шийка колби були спрямовані в напрямі від себе і сусідів по роботі; при цьому посуд наповнюють рідиною не більше, ніж на третину об'єму. Протягом усього процесу нагрівання не дозволяється нахилитися над посудиною і заглядати в неї.

16. При нагріванні хімічних речовин у пробірці або колбі не дозволяється тримати їх руками, треба закріплювати в тримачі для пробірок або в лапці штатива (затискач повинен бути біля отвору пробірки).

17. Під час миття скляного посуду треба пам'ятати, що скло крихке, легко ламається і тріскається від ударів, різкої зміни температури. Для миття посуду щітками ("йоржками") дозволяється спрямовувати дно посудини тільки від себе або донизу.

Надання першої (долікарської) медичної допомоги потерпілим

Під час проведення лабораторних занять у хімічній лабораторії можливі нещасні випадки (отруєння, хімічні й термічні опіки, травмування осколками скла тощо). Слід пам'ятати, що чим швидше буде надано допомогу потерпілому, тим менше буде негативних наслідків. Кожен працюючий повинен знати, де в лабораторії знаходиться аптечка з медикаментами, уміти надати першу допомогу при різних травмах. У випадку необхідності потрібно негайно викликати швидку допомогу.

Перша допомога у випадку отруєнь

1. Отруєння карбон (II) оксидом

Ознаки отруєння: запаморочення, головний біль, слабкість, блювання, шум у вухах, судоми і втрата свідомості.

Перша допомога: негайно вивести потерпілого на свіже повітря, звільнити від одягу, який заважає диханню, давати вдихати кисень (чистий або з добавкою вуглекислоти (CO₂) з масовою часткою 5 %). Потерпілого потрібно тримати в теплі, зігрівати грілками або теплими компресами до рук і ніг. При потребі – робити штучне дихання до прибуття лікаря.

2. Отруєння сірководнем

Ознаки отруєння: запаморочення, головний біль, нудота, загальна слабкість. У деяких випадках може настати раптова смерть внаслідок ураження дихальних шляхів.

Перша допомога: треба забезпечити потерпілому доступ свіжого повітря, дати вдихати кисень із добавкою вуглекислоти з масовою часткою 5–7 %.

3. Отруєння оксидами нітрогену

Ознаки отруєння: оксиди нітрогену насамперед діють на слизову оболонку і дихальні шляхи, потім зумовлюють подразнення очей, сухість у горлі, кашель, іноді нудоту і блювання. Отруєння оксидами нітрогену особливо небезпечно для осіб, які страждають захворюваннями серця.

Перша допомога: потерпілому дати дихати чистим киснем. У зв'язку з можливим набряканням легень і порушенням кровообігу слід уникати навантажень, потрібен повний спокій. Не допускати охолодження тіла.

4. Отруєння хлором

Ознаки отруєння: подразнювання верхніх дихальних шляхів, за тривалої дії кашель посилюється і може завершитися спазмом окремих ділянок дихальних шляхів, може зупинитися дихання. Навіть за короткочасної дії хлору треба остерігатися гострого набрякання легень.

Перша допомога: негайно вивести потерпілого на свіже повітря, звільнити від одягу, що заважає диханню. Дати дихати киснем або вдихати з ватки нашатирний спирт з етанолом, можна дати випити суспензію магній оксиду (10 г на склянку води). Покласти до рук і ніг потерпілого теплі компреси.

5. Отруєння сірчистим газом

Ознаки отруєння: подразнення слизових оболонок, кашель і чхання.

Перша допомога: потерпілого вивести на свіже повітря, вдихати нашатирний спирт з етанолом, застосувати інгаляцію розчином питної соди з масовою часткою натрій гідрогенкарбонату 2 %.

6. Отруєння амоніаком

Ознаки отруєння: подразнення слизових оболонок, сльозотеча і запалення очей, сильний кашель, жар у горлі. Крім того, у потерпілого з'являються нудота і приступи задухи.

Перша допомога: при отруєнні через вживання рідини з амоніаком дати випити велику кількість води з додаванням до неї оцтової кислоти, викликати блювання, дати молока, яєчний білок. При отруєнні внаслідок вдихання амоніаку вивести потерпілого на свіже повітря, вдихати пари розведеної оцтової кислоти.

7. Отруєння органічними рідинами

У разі потрапляння в організм через рот отруйних органічних рідин: ацетон, формалін, метанол, анілін тощо – необхідно викликати блювання, а потім дати молока і яєчний білок.

В інших випадках необхідно:

при отруєнні сірковуглецем – потерпілого вивести на свіже повітря, давати вдихати нашатирний спирт, дати валідол, напоїти міцним солодким чаєм;

при отруєнні натрій фторидом – створити потерпілому повний спокій, поїти молоком з яєчним білком або дати вапняну воду;

при отруєнні сульфатною кислотою – дати проковтнути шматочок льоду і покласти лід на живіт, прополоскати рот розчином калій перманганату з масовою часткою 2 %. Давати молоко, яєчний білок, розчин крохмалю.

Перша допомога при опіках

Під час роботи в хімічній лабораторії найбільш імовірними є термічні та хімічні опіки.

1. При термічних опіках першого і другого ступенів уражене місце обробляють етиловим спиртом, після чого накладають суху стерильну пов'язку або чисту тканину і звертаються до дерматолога. Ні в якому разі не можна проколювати пухирі, змочувати місця опіків водою, припікати їх розчином калій перманганату, брильянтової зелені, розчином йоду, застосовувати “народні засоби”, різні олії, вазелін, бо вони тільки підсилюють опіки, сповільнюють загоєння ран. При важких опіках необхідно негайно відправити потерпілого до лікувального закладу.

2. У випадку хімічних опіків уражену ділянку шкіри промивають великою кількістю прохолодної води протягом 15–20 хв. (забороняється обробляти обпечені місця ватним тампоном), потім промивають розчином питної соди з масовою часткою натрій гідрогенкарбонату 2 % (при потрапленні кислоти) або розчином оцтової чи лимонної кислоти з масовими частками 1–2 % (при потрапленні лугу), промивають водою і накладають марлеву пов'язку з фурациліном.

При опіках під час роботи з металічним натрієм, а також фосфором необхідно ватним тампоном зняти з поверхні шкіри ці речовини, а потім промити великою кількістю води.

При опіках фенолом уражене місце від країв до центру обробляють етиловим спиртом.

При опіках бромом слід швидко змити бром за допомогою етанолу. Після цього ушкоджене місце змазують маззю від опіків. У випадку вдихання парів бромоводню слід змочити вату етиловим спиртом і глибоко вдихати пари спирту, а потім випити молока і вийти на свіже повітря.

Перша допомога при опіках очей

1. При потраплянні в око будь-якої хімічної речовини необхідно ретельно промити його великою кількістю води.

2. Опіки очей під час роботи в хімічній лабораторії найчастіше спричиняються кислотами і лугами. При опіках кислотою безпосередньо після опіку видно ділянку і важкість ураження. Спостерігається почервоніння, у важких випадках – омертвіння тканини і в подальшому – відторгнення омертвілої тканини.

3. При опіках лугом не завжди видно відразу важкість ураження. Спостерігається почервоніння кон'юнктиви, помутніння рогівки, хворі не завжди звертаються до лікаря. Проте через 1–2 дні стан погіршується, рогівка мутніє, і людина може втратити зір.

4. При потраплянні в око кислоти найкраще відразу промити його чистою проточною водою, а потім накласти ватний тампон, змочений розчином натрій гідрогенкарбонату з масовою часткою 3 %.

5. Промивати очі при потраплянні лугу слід водою, а після цього – розчином боратної кислоти з масовою часткою 2 % (1 чайна ложка боратної кислоти на склянку води). Після заключного промивання очей чистою водою під повіки вводять 2–3 краплі альбуміду з масовою часткою розчиненої речовини 30 %.

6. Промивати очі після опіку необхідно ретельно протягом 20–30 хв., а потім обов'язково звернутися до лікаря.

Перша допомога при пораненні

Той, хто подає допомогу при пораненні, повинен з милом помити руки, а якщо це неможливо – змазати пальці йодною настоянкою. Торкатися рани навіть вимитими руками не дозволяється. Не дозволяється обмивати рану водою.

При незначних порізах рану обробляють йодною настоянкою і накладають марлеву пов'язку, яка захищає організм від мікробів і сприяє швидкому зсіданню крові.

При пораненні склом або іншим предметом рану промивають великою кількістю дистильованої води або тампоном, змоченим етиловим спиртом; виймають осколки скла і знову промивають рану спиртом. Якщо рана забруднена, бруд видаляється лише навкруги, але ні в якому разі не з глибинних шарів рани. Шкіру навколо рани обробляють йодною настоянкою або розчином брильянтової зелені, перев'язують і звертаються до медпункту.

МЕТОДИЧНІ РОЗРОБКИ ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1 АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ. БУДОВА АТОМІВ, МОЛЕКУЛ ТА ТВЕРДИХ ТІЛ

Лабораторна робота № 1

ТЕМА: ВСТАНОВЛЕННЯ ФОРМУЛИ КРИСТАЛОГІДРАТУ КУПРУМ (II) СУЛЬФАТУ

Процес розчинення речовин, як і хімічна взаємодія між ними, як правило, супроводиться виділенням або поглинанням тепла. На основі вивчення стану речовин в розчинах Д. І. Менделєєв прийшов до висновку, що під час розчинення речовини взаємодіють з розчинниками з утворенням сполук, які називають *сольватами*. Якщо розчинником є вода, то утворені сольвати називають *гідратами*, а процес утворення їх - *гідратацією*. Гідратна теорія Д. І. Менделєєва лежить в основі сучасного вчення про розчини.

Часто молекули води настільки міцно зв'язуються з часточками розчиненої речовини, що під час її кристалізації з розчину залишаються в складі утворених кристалів. Такі кристали називають *кристалогідратами*, а воду, що входить до їх складу - кристалізаційною водою. Зображуючи кристалогідрати формулами, спочатку записують формулу безводної солі, потім кількість молекул води. Наприклад: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ та ін.

Міцність зв'язку між речовиною і кристалізаційною водою залежить від природи та температури кристалогідрату і може змінюватись у широких межах для різних кристалогідратів, що відбивається на температурі їх зневоднення. Наприклад, кристалогідрат натрій сульфату $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ зневоднюється, якщо його зберігати на повітрі при кімнатній температурі, а кристалогідрат купрум (II) сульфату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - при температурі, вищій за 220°C .

Хід виконання роботи:

Дослід . Визначення кристалізаційної води в мідному купоросі

Фарфоровий тигель нагрійте на піщаній бані протягом 15-20 хв і перенесіть тигельними щипцями в ексикатор для охолодження. Після охолодження тигель зважте на технічних терезах. Потім у тигель насипте 1-1,5 г розтертого в фарфоровій ступці порошку мідного купоросу, зважте і нагрійте на піщаній бані до повного зневоднення солі. Коли сіль стане білою, тигель охолодіть в ексикаторі і зважте. Нагрівання й охолодження повторіть доти, доки не буде досягнуто сталої маси.

При перегріванні білий порошок купрум (II) сульфату стає сіруватим, тому що безводнена сіль при 630°C розкладається на CuO і CO_2 .

Дані досліду можна записати за такою формою: маса (в грамах) тигля q_1 маса тигля з сіллю q_2 , маса тигля з сіллю після першого нагрівання q_4 , маса тигля з сіллю, доведеного до сталої маси q_5 , маса солі до нагрівання $q_3 = q_2 - q_1$ і маса втраченої води $q_6 = q_2 - q_5$

На основі цих даних обраховують: а) процентний вміст безводного купрум (II) сульфату і води; б) кількість молів води, що припадає на один моль безводної солі; в) складають хімічну формулу кристалогідрату мідного купоросу.

Процентний вміст безводного купрум (II) сульфату A і води B обраховують за формулами:

$$\frac{q_3 - q_6}{q_3} \cdot 100\% = A\% = (100 - B)\%; \quad \frac{q_6}{q_3} \cdot 100\% = B\%,$$

де q_3 і q_6 – кількості кристалогідрату і води відповідно, визначені зважуванням під час проведення досліду. Кількість молів води n , що припадають на одну молекулу безводної солі кристалогідрату, обчислюють за даними досліду або за визначеним процентним складом солі. Якщо дослідом визначено, що води міститься q_6 грамів, а безводної солі $(q_3 - q_6)$ грамів, то кількості їх молів дорівнюватимуть: $\frac{q_6}{M_1}$ молів води і $\frac{q_3 - q_6}{M_2}$ молів безводної солі (M_1 - молекулярна маса води, дорівнює 18; M_2 - молекулярна маса безводної солі).

Розрахункова формула для обчислення кількості молекул води, що припадають на одну молекулу солі, має вигляд:

$$n = \frac{q_6}{18} : \frac{q_3 - q_6}{M_2} = \frac{q_6 M_2}{18(q_3 - q_6)}$$

Якщо вміст кристалізаційної води в кристалогідраті виражено в процентах $B\%$, то можна виразити відношення між молями води і молями безводної солі $\frac{100 - B}{M_2}$ аналогічною розрахунковою формулою:

$$\frac{B}{18} : \frac{100 - B}{M_2} = n$$

Слід зазначити, що здебільшого, хоч і не завжди, на одну молекулу безводної солі кристалогідрату припадає ціле число молекул води. Наприклад, формула кристалогідрату кадмій (II) сульфату $\text{CdSO}_4 \cdot \frac{8}{3} \text{H}_2\text{O}$. Трохи добутого безводного купрум (II) сульфату відсипають в суху пробірку і, тримаючи дно пробірки на долоні руки, додають до солі кілька крапель води. Роблять відповідні висновки про гідратацію і тепловий ефект.

Вправи та задачі:

1. В якому стані перебуває вода в кристалогідраті?
2. Обчислити процентний вміст кристалізаційної води в кристалогідратах: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
3. Встановити формулу кристалогідрату, що містить 14,3% натрію, 9,9% сульфуру, 19,9% кисню і 55,9% води.
4. 1,5 г кристалогідрату залізного купоросу збезводнили нагріванням і дістали 0,825 г безводної солі. Обчислити процентний вміст кристалізаційної води в молекулі кристалогідрату залізного купоросу та написати його формулу.
5. Яка кількість речовини (моль) H_2SO_4 міститься в 392 г кислоти.
6. Вказати масу (г) 5 моль сульфатної кислоти.
7. Скільки літрів водню прореагує з 3 літрами кисню при утворенні води (н.у.)?
8. Визначте вміст P_2O_5 (у %) в калій гідрогенфосфаті.
9. Вивести формулу ванадій оксиду, якщо відомо, що 2,73 г цього оксиду містить 1,53 г ванадію. Вказати число атомів у молекулі.
10. Змішали 7,3 г HCl з 4,0 г NH_3 . Скільки грамів NH_4Cl утвориться? Відповідь подати з точністю до десятих.
11. В закритій посудині об'ємом 0,6 м³ міститься при 0°C суміш 0,2 кг CO_2 і 0,15 кг CH_4 . Визначити загальний тиск суміші і парціальний тиск кожного з газів.
12. Тиск газу, який займає об'єм 2,5 л дорівнює 121,6 кПа. Чому дорівнюватиме тиск, якщо, не змінюючи температури, стиснути газ до об'єму 1 л? Відповідь подати з точністю до цілих.
13. Який об'єм H_2 (при 17°C і тиску 102,4 кПа) виділиться при розчиненні 1,5 кг цинку в хлоридній кислоті? Відповідь подати в літрах з точністю до цілих.
14. Бертолетова сіль при нагріванні розкладається з утворенням KCl і O_2 . Із 5 г цієї солі було одержано 0,7 л кисню, об'єм якого виміряно при 20°C і тиску 111900 Па. Визначити масову частку домішок в калій хлораті.
15. Під час обробки розчином натрій гідроксиду 3,90 г суміші алюмінію з його оксидом виділилось 840 мл газу, виміряного за нормальних умов. Визначити масову частку алюміній оксиду (у %) у вихідній суміші. Відповідь подати з точністю до десятих.

Семинар

ТЕМА: БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Питання для самопідготовки:

1. Розвиток уявлень про будову атома (Дж. Дальтон, В. Томсон, Е. Резерфорд, Н. Бор, Е. Шредінгер, Г. Мозлі).
2. Корпускулярно-хвильовий дуалізм, принцип невизначеності.
3. Хвильова функція, рівняння Шредінгера.
4. Квантові числа.
5. Енергії та конфігурації електронних орбіталей атома. Атомні орбіталі (АО).
6. Принцип мінімальної енергії; принцип Паулі.
7. Правила Хунда; правила Клечковського.
8. Способи запису електронних формул атомів.
9. Періодичний закон і будова атома.
10. Будова періодичної системи. Форма таблиць.
11. *s*-, *p*-, *d*-, *f*-елементи.
12. Атомні радіуси, потенціал іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність і періодичність зміни цих характеристик.
13. Загальні хімічні властивості елементів: металічність чи неметалічність, кислотно-основні властивості, окисно-відновні властивості; періодичність їх зміни.
14. Атомне ядро. Радіоактивність. Ядерні реакції.
15. Поширення елементів у природі, походження елементів.
16. Причини утворення хімічного зв'язку. Властивості атомів, які взаємодіють. Ефективні радіуси, ефективні заряди атомів у молекулі.
17. Типи та характеристики хімічного зв'язку (енергія, довжина, кратність, кут між зв'язками, полярність).
18. Метод валентних зв'язків. Переваги та недоліки методу валентних зв'язків. Механізм утворення ковалентного зв'язку.
19. Напрявленість ковалентного зв'язку. σ - та π -зв'язки.
20. Типи гібридизації атомних орбіталей та їх просторова конфігурація.
21. Полярність та неполярність ковалентного зв'язку. Типи ковалентних молекул. Дипольний момент.
22. Порівняння методів ВЗ та МО ЛКАО.
23. Основні положення методу МО. Зв'язуючі та розпушуючі орбіталі.
24. Енергетичні діаграми молекул та іонів елементів першого періоду.
25. Іонний зв'язок. Ненасиченість та ненапрявленість.
26. Металічний зв'язок.
27. Водневий зв'язок.

Аномальні властивості води. 28. Міжмолекулярна взаємодія (дисперсійна, орієнтаційна, індукційна). 29. Агрегатні стани речовини. 30. Кристалічний та аморфний стани твердої речовини.

Вправи та задачі:

- Скільки неспарених електронів у незбудженому стані мають атоми: Сульфуру, Силіцію, Хлору, Бору, Берилію?
- Що спільного в будові атомів елементів з порядковими номерами 12 і 20: а) заряд ядра; б) кількість електронів; в) кількість електронних рівнів; г) кількість електронів на зовнішньому рівні?
- Скільки повністю заповнених електронних рівнів мають атоми Берилію, Магнію, Кальцію, Стронцію і Барію?
- Вказати максимально можливий додатній ступінь окиснення у атомів Алюмінію, Силіцію, Фосфору, Сульфуру, Хлору.
- В яких випадках наведені нижче формули атомів відповідають атомам різних елементів, а в яких – атомам одного і того ж елемента, що знаходяться в різних (збудженому і незбудженому) станах:

а) $1s^2 2s^2 2p^3$ і $1s^2 2s^2 2p^4$;	в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ і $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$;
б) $1s^2 2s^2 2p^2$ і $1s^2 2s^1 2p^3$;	г) $1s^2 2s^2 2p^1$ і $1s^2 2s^1 2p^2$.
- Вищий оксид елемента має загальну формулу EO_2 . Елемент утворює летку водневу сполуку, густина якої за повітрям дорівнює 0,552. Назвати елемент. (Карбон)
- Серед наведених нижче електронних конфігурацій вкажіть неможливі: 1) $1p^3$, 2) $3p^6$, 3) $2s^2$, 4) $2d^5$, 5) $3f^{12}$, 6) $2p^4$, 7) $3p^7$. Відповідь подати у вигляді числа з цифр - варіантів відповідей. (1457)
- За вмістом у живих організмах макроелементами вважають О, Н, С, N, Ca, S, P, K, Si, Mg, Fe, Na, Cl. Назвати серед них *s*-, *p*- і *d*-елементи. Проаналізувати розподіл біогенних макроелементів по періодах і групах Періодичної системи.
- Які значення приймає орбітальне квантове число при значення головного квантового числа, рівного 4?
- Які значення мають всі квантові числа для останнього електрона атома Те?
- Масове число атома деякого елемента дорівнює 181, в електронній оболонці атома міститься 73 електрони. Вказати кількість протонів і нейтронів (дати суму) у ядрі атома і назву елемента. (181; Та)
- Вказати, які з наведених символів ^{40}Ar , ^{48}Ca , ^{39}K , ^{30}Si , ^{40}K , ^{32}S , ^{36}Ar , ^{40}Ca відповідають: а) ізотопам; б) ізобарам; в) ізотонам.
- Визначити відносну атомну масу елемента, який складається з трьох ізотопів з масовими числами 28, 29 і 30, масова частка яких відповідно рівна: 0,923; 0,047; 0,030. Результат подати з точністю до сотих. (28,11)
- На один моль атомів ізоотопу ^{13}C припадає 89 молів атомів ізоотопу ^{12}C . Розрахувати відносну атомну масу елемента Карбону з точністю до тисячних. (12,011)
- Написати рівняння ядерного розпаду: а) $^{152}_{62}\text{Sm}$ втрачає α -частинку; б) з $^{87}_{37}\text{Rb}$ відбувається β -розпад; в) $^{40}_{19}\text{K}$ піддається *K*-захопленню.
- В якій сполуці зв'язок елемент–Хлор має: а) ковалентну природу (SiCl_4 , AlCl_3 , AgCl , Hg_2Cl_2); б) йонну природу (CCl_4 , Cl_2O , MgCl_2 , HCl)?
- До якого елемента зміщені спільні електронні пари в сполуках: F_2O , Be_2C , SiF_4 , Mg_2Si , Ca_3P_2 ?
- Скільки валентних електронів і валентних АО мають атоми С та Si; N та P; O та S? Чому рівна максимальна ковалентність елементів 2-го та 3-го періодів?
- Пояснити механізм утворення молекули SiF_4 та іону SiF_6^{2-} . Чи може існувати іон CF_6^{2-} ?
- Чому атом Сульфуру здатний утворювати зв'язки з шістьма атомами Флуору, а атом Оксигену лише з двома атомами Флуору? Зобразити молекули цих сполук за методом валентних схем.
- Який характер мають зв'язки в молекулах NCl_3 , CS_2 , NF_3 , OF_2 , ClF , CO_2 ? Використовуючи таблицю відносних електронегативностей, обчисліть їх різницю для цих зв'язків. Вказати для кожної пари напрямок зміщення спільної електронної пари.
- Обчислити різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків Н–О та О–As. Який зі зв'язків більш полярний? До якого класу гідроксидів належить $\text{As}(\text{OH})_3$?

23. Користуючись даними таблиці відносних електронегативностей елементів, розрахувати, яка із сполук: а) NaOH; б) HClO; в) Al(OH)₃; г) Mg(OH)₂ буде дисоціювати найлегше у водних розчинах?
24. Які елементи 2-го періода можуть бути донорами і акцепторами електронних пар? Чим це визначається? Чи можлива донорна або акцепторна функція для центрального атома в молекулах: BeF₂, BF₃, CF₄, NH₃, H₂O, PCl₅?
25. Пояснити з позицій методу ВЗ електронну будову молекули BF₃ та іону BF₄⁻. Який атом або іон служить донором електронної пари при утворенні іону BF₄⁻?
26. Дипольний момент молекули CO₂ рівний нулю, молекули SO₂ – 5,4·10⁻³⁰ Кл·м. Як це пояснити?
27. Пояснити, чому молекула BF₃ є плоскою, а молекула NH₃ має форму піраміди.
28. Як і чому змінюється геометрична конфігурація частинок при переході від BF₃ до BF₄⁻ та від NH₃ до NH₄⁺?
29. Встановити відповідність сполуки типові гібридизації:
а) NH₄⁺, б) BeCl₂, в) CCl₄, г) BCl₃, д) CH₄;
1. sp; 2. sp²; 3. sp³.
30. Встановити відповідність сполуки геометричній будові:
а) N₂, б) PH₃, в) CO₂, г) H₂O, д) CH₄, е) NH₄;
1) лінійна; 2) трикутна; 3) пірамідальна; 4) тетраедрична.
31. Користуючись методом МО–ЛКАО пояснити, чому не може існувати молекула He₂ але можливе існування молекулярного іону He₂⁺?
32. Чому молекула O₂ парамагнітна в основному стані? Чи буде парамагнітним молекулярний іон O₂²⁺? Чи можна за допомогою методу валентних зв'язків пояснити парамагнітність молекули O₂?
33. Світло з довжиною хвилі 4,64·10⁻⁷ м викликає дисоціацію молекули HCl на атоми. Розрахувати енергію (Дж), необхідну для дисоціації на атоми: а) 1 молекули; б) 1 моль HCl.
34. Яка енергія (кДж) повинна бути затрачена на розклад HI масою 0,64 г, якщо E_{дис}(HI)=298,4 кДж/моль? Чи буде розкладатися HI дією УФ випромінювання (λ=2·10⁻⁷ м)?
35. Чому для молекул H₂S та HCl на відміну від H₂O та HF утворення водневих зв'язків не характерне?

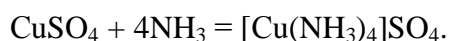
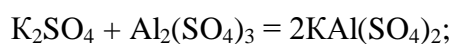
ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2

КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ. ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ. ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

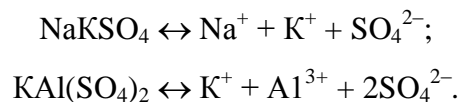
Лабораторна робота № 2

ТЕМА: КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Кожна з солей звичайного типу (NaCl, K₂SO₄, Fe₂(SO₄)₃ тощо) складається з катіонів якогось певного одного елемента й аніонів певної однієї кислоти. Відомі також солі, які складаються з декількох катіонів або аніонів. Наприклад: NaKSO₄, CuCl₂·2KCl, K₄[Fe(CN)₆], [Cu(NH₃)₄]SO₄ та ін. Такі солі називаються *складними*. Складні солі утворюються або при взаємодії солей звичайного типу, або при взаємодії солей з іншими сполуками (H₂O, NH₃ та ін.). Наприклад:



Складні солі, які під час розчинення дисоціюють тільки на ті іони, що входили до складу сполук, з яких утворено складну сіль, і при цьому ніяких інших іонів з новими властивостями не утворюють, називаються *подвійними солями*. Наприклад:

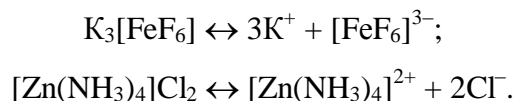


Складні іони, утворені з різних іонів або з іонів і молекул, які мають властивості, відмінні від властивостей своїх складових частин, називаються комплексними іонами. Солі, що складаються з комплексних іонів, називаються *комплексними солями*.

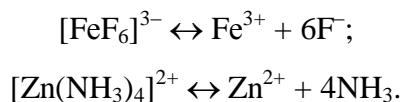
Серед зовнішніх ознак комплексоутворення можна назвати такі: 1) зміна кількості вільних іонів; 2) послаблення гідролізу; 3) зміна забарвлення; 4) зміна електролітної природи; 5) зміна розчинності компонентів системи.

Атом (іон) металу, який приєднує до себе протилежно заряджені іони або нейтральні молекули, утворюючи комплексний іон, називається *комплексоутворювачем* або *центральною атомом*, а іони або молекули, які безпосередньо з ним пов'язані - *адендами* або *лігандами*. Загальну кількість адендів, розташованих навколо комплексоутворювача, називають *координаційним числом*. Центральний атом комплексу і координовані групи утворюють так звану *внутрішню сферу*, а протиіони комплексу - *зовнішню сферу*.

Щоб відрізнити прості іони від комплексних, при написанні формул комплексів складні іони беруть у квадратні дужки. У водних розчинах комплексні сполуки практично повністю дисоціюють на прості та комплексні іони:



Це означає, що іони калію та хлору можна легко осаджувати реактивами, які утворюють з ними важкорозчинні солі. Осадити іони фтору і видалити молекули аміаку значно важче. Це пояснюється тим, що комплексні іони дисоціюють незначною мірою:



Їх дисоціація підлягає закону діючих мас і з кількісного боку характеризується *константою нестійкості*. Константа рівноваги реакції дисоціації комплексних іонів називається *константою нестійкості комплексу*:

$$K_{[\text{FeF}_6]^{3-}} = \frac{[\text{Fe}^{3+}][\text{F}^-]^6}{[\text{FeF}_6^{3-}]}; \quad K_{[\text{Zn(NH}_3)_4]^{2+}} = \frac{[\text{Zn}^{2+}][\text{NH}_3]^4}{[\text{Zn(NH}_3)_4]^{2+}}.$$

Константа нестійкості комплексу залежить від природи комплексу і від температури. При сталій температурі ця величина стала для даної сполуки і не залежить від її концентрації.

Чим більша величина константи нестійкості комплексу, тим більшою мірою цей комплекс розкладається на іони у водних розчинах.

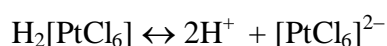
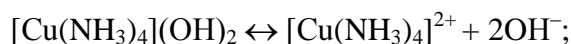
Іони Аргентуму (I), Купруму (II), Кадмію (II), Цинку (II), Ніколу (II), Кобальту (II), (III) при взаємодії з амоній гідроксидом утворюють досить стійкі комплекси. Якщо на важкорозчинні сполуки цих металів подіяти амоній гідроксидом, то вони переходять у розчин у вигляді аміакатів: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$.

Молекули амоніаку в комплексах можуть заміщуватись молекулами води з утворенням так званих гідратних комплексів. Для Хрому відомі такі комплексні сполуки: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_3$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Cl}_3$, ... , $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Остання сполука є звичайним кристалогідратом хлориду хрому $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Цей кристалогідрат по суті є комплексною сполукою, яка відщеплює в розчині іони $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$.

Утворення комплексних сполук пояснюють виходячи з *електростатичної теорії* і *теорії ковалентних зв'язків*. За першою теорією зв'язок між центральним атомом або іоном і адендами зумовлений електростатичним притяганням частинок і за своєю природою аналогічний іонному зв'язку. При поясненні комплексоутворення друга теорія виходить з уявлення про електронні пари, що зв'язують аденди з комплексоутворювачем так само, як і в звичайних атомних сполуках. Між іонами внутрішньої і зовнішньої сфер існує іонний зв'язок. Хімічний зв'язок між центральним атомом і адендами - ковалентний, утворений за обмінним і донорно-акцепторним механізмами.

Наприклад, зв'язок між зовнішньою і внутрішньою сферами в комплексній сполуці $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ іонний. Дві молекули амоніаку координуються іоном Ag^+ за рахунок двох σ -зв'язків, утворених за донорно-акцепторним механізмом (молекули NH_3 - донори, іон Ag^+ - акцептор). При утворенні σ -зв'язків відбувається *sp*-гібридизація атомних орбіталей. Координаційне число визначається числом σ -зв'язків, утворених центральним атомом з адендами за рахунок гібридних орбіталей.

Комплексні сполуки також можуть бути основами і кислотами. Це переважно сильні електроліти. Наприклад:



Хід виконання роботи:

Дослід 1 (демонстраційний). Добування фосфатної кислоти

В залізну ложечку покладіть невелику кількість червоного фосфору, підпаліть і внесіть у колбу з 1–2 мл дистильованої води. Фосфор, згоряючи, утворює білий дим (фосфорний ангідрид). Після закінчення реакції колбу закрийте корком і енергійно струсніть.

При цьому білий дим розчиняється у воді. Випробуйте реакцію середовища одержаного розчин універсальним індикаторним папером.

Запишіть спостереження та рівняння трьох можливих реакцій взаємодії фосфорного ангідриду з водою.

Дослід 2. Добування та властивості купрум (II) гідроксиду

Внесіть у пробірку 2 мл розчину купрум (II) сульфату і стільки ж 2 н. розчину лугу. Відзначіть колір осаду, що утворився. Спостерігаючи за кольором осаду, пробірку обережно нагрійте на полум'ї пальника до зміни забарвлення.

До якого класу сполук належить чорний осад, що утворився? Напишіть рівняння реакцій утворення купрум (II) гідроксиду та його розкладу.

Дослід 3. Дослідження амфотерності гідроксидів

Налийте в окремі пробірки по 2-3 мл розчинів солей $AlCl_3$ і $ZnSO_4$, до кожного з розчинів додайте по одній краплі розчину $NaOH$ до утворення осаду. Вміст кожної пробірки розлийте ще у дві. В одну пробірку долийте хлоридної кислоти, а в іншу розчину натрій гідроксиду. Після розчинення осадів зробіть висновок про амфотерність одержаних гідроксидів. Запишіть рівняння реакцій.

Дослід 4. Одержання і властивості основних солей

До 1-2 мл солі кобальту додайте краплями луг до утворення синього осаду основної солі. Одержаний осад розділіть у дві пробірки. В одну додайте луг, а в іншу – кислоту. Опишіть зміни, які відбуваються в пробірках, запишіть відповідні рівняння реакцій.

Дослід 5. Виявлення іонів, що входять до складу подвійної солі $NH_4Fe(SO_4)_2$

Налийте у пробірку 1-2 мл розчину $NH_4Fe(SO_4)_2$, стільки ж розчину $NaOH$ і нагрійте. Не торкаючись стінок пробірки, в її отвір внесіть змочений водою червоний лакмусовий папірець. Посиніння лакмусу свідчить про наявність амоніаку, а отже, і про наявність іонів NH_4^+ в розчині. Утворення нерозчинного осаду $Fe(OH)_3$ свідчить про наявність у розчині іонів Fe^{3+} . Для підтвердження наявності в розчині іонів Fe^{3+} налийте в пробірку близько 2 мл розчину $NH_4Fe(SO_4)_2$ і додайте розчин калій роданіду $KCNS$, іони якого утворюють з іонами Fe^{3+} комплекс кров'яно-червоного кольору. Для встановлення наявності іонів SO_4^{2-} до 1-2 мл розчину $NH_4Fe(SO_4)_2$ додайте розчин $BaCl_2$. Внаслідок реакції утворюється білий осад, який не розчиняється в розведеній HNO_3 . Запишіть відповідні рівняння реакцій.

Дослід 6. Добування і дослідження тетраамінкупрум (II) сульфату

У дві пробірки внесіть по декілька крапель розчину купрум (II) сульфату і додайте в одну з них 2 краплі розчину барій хлориду. На присутність якого іона вказує осад, який утворився? В другу пробірку вкиньте шматочок гранульованого цинку і спостерігайте виділення на його поверхні червонуватого нальоту міді.

Отримайте комплексну сполуку купрум(II) сульфату, для чого помістіть у пробірку декілька крапель розчину мідного купоросу і краплями додайте 25%-ний розчин амоніаку. Спостерігайте розчинення осаду основного купрум(II) сульфату, що утворився спочатку, і зміну забарвлення розчину при утворенні комплексного тетраамінокупрум(II) сульфату. Отриманий розчин розділіть у дві пробірки і проведіть ті ж два досліди, що були проведені з розчином мідного купоросу. Чи випадає осад при додаванні барій хлориду? Чи виділяється мідь на гранулі цинку?

Напишіть рівняння всіх проведених реакцій. Чи є різниця у поведінці купрум(II) сульфату і комплексної солі по щодо кожного доданого реактиву?

Дослід 7. Катіонний комплекс ніколу(II)

Отримайте осад нікол(II) гідроксиду шляхом змішування розчинів нікол(II) нітрату та натрій гідроксиду. Дочекайтеся його повного осадження, і після цього обережно злийте рідку фазу. До осаду додайте декілька крапель 25%-ного розчину амоніаку. Що відбувається? Порівняйте забарвлення іонів Ni^{2+} в розчині нікол(II) нітрату з забарвленням отриманого розчину. Присутністю яких іонів зумовлене забарвлення розчину?

Напишіть рівняння реакцій: утворення нікол(II) гідроксиду, взаємодії нікол(II) гідроксиду з амоніаком і рівняння електrolітичної дисоціації утвореної комплексної основи (координаційне число Ніколу вважати рівним шести).

Дослід 8. Міцність комплексних іонів.

В пробірку налити 1-2 мл розчину $AgNO_3$ і таку ж кількість розчину $NaCl$. До утвореного осаду прилийте розчин амоніаку до розчинення осаду. Розчин $[Ag(NH_3)_2]Cl$, що утворився, розлийте у дві пробірки. В одну пробірку з розчином $[Ag(NH_3)_2]Cl$ прилийте розведену HNO_3 до випадання осаду $AgCl$. Поясніть спостереження, запишіть відповідні рівняння реакцій.

У другу пробірку з розчином $[Ag(NH_3)_2]Cl$ прилийте розчин KI . Запишіть спостереження, рівняння дисоціації комплексного іона $[Ag(NH_3)_2]^+$ і його константу нестійкості. Поясніть дослід, користуючись рівнянням дисоціації іона та правилом добутку розчинності.

Вправи та задачі:

1. До якого класу хімічних сполук відноситься H_2S , HNO_3 , H_2SO_4 , $LiOH$, $CsOH$, $Zn(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $NaNO_3$, $KHSO_4$, $KAl(SO_4)_2$, $NaCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$?

2. Яка взаємодія характерна для алюміній оксиду Al_2O_3 ?

Відповіді: 1) з кислотою; 2) з лугом.

Написати відповідні рівняння реакцій.

3. З перелічених сполук вибрати та назвати: а) кислоти, б) основи, в) солі:

- | | |
|-----------------|---------------------|
| 1) KOH ; | 7) $HMnO_4$; |
| 2) HNO_3 ; | 8) H_3PO_4 ; |
| 3) $Fe(OH)_3$; | 9) $(CuOH)_2CO_3$; |
| 4) $Ba(OH)_2$; | 10) HCl ; |

5) KHCO_3 ;
6) HClO ;

11) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$;
12) LiNaSO_4 .

Назвати їх.

5. Які з перелічених сполук належать до пероксидів:

1) K_2O ;
2) K_2O_2 ;
3) CaO_2 ;
4) Na_2O ;
5) CuO ;
6) CrO_3 ;

7) H_2O_2 ;
8) P_2O_5 ;
9) SO_3 ;
10) MnO_2 ;
11) ZnO ;
12) CO_2 .

Назвати їх.

6. Яка сіль утвориться, якщо змішувати однакові об'єми амоніаку і сірководню? Вказати її відносну молекулярну масу.

7. Яка основність кислоти H_3PO_3 , якщо на нейтралізацію 0,1 моль її витрачається 0,2 моль NaOH ?

8. Скільки моль $\text{Ca}(\text{OH})_2$ треба витратити на нейтралізацію 0,3 моль нітратної кислоти.

9. Вказати молярну масу солі, що утвориться при взаємодії розчину, який містить 9,8 г ортофосфатної кислоти з 4 г натрій гідроксиду.

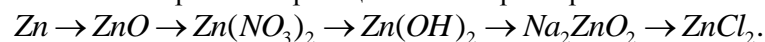
10. Записати рівняння реакцій таких перетворень:



12. Записати рівняння реакцій таких перетворень:



13. Записати рівняння реакцій таких перетворень:



14. Написати назви комплексних сполук $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$. Визначити ступінь окиснення та координаційне число комплексоутворювача.

15. Написати формули комплексних сполук: диакватетраамінікель (II) нітрату, гідроген гептахлоровольфрамату(VI). Вказати заряд комплексного іона.

16. Написати формулу комплексної сполуки: калій діамінтетратіоціанатохромат (III). Відповідь подати кількістю усіх атомів в комплексі.

17. Координаційне число комплексоутворювача – платини (II) дорівнює чотирьом. Написати координаційну формули сполуки $\text{PtCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$.

18. Написати рівняння дисоціації за першим та другим ступенем для комплексної сполуки $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_3(\text{NO}_2)_3]$. Привести вирази константи нестійкості для комплексного іону.

19. Написати рівняння дисоціації за першим та другим ступенем для комплексної сполуки $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$. Привести вирази константи нестійкості для комплексного іону.

20. Розрахувати концентрацію іонів аргентуму в 0,1 М розчині $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$.

Лабораторна робота № 3

ТЕМА: ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА. АДСОРБЦІЯ. КАТАЛІЗ

Хід виконання роботи:

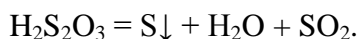
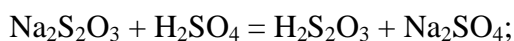
Дослід 1. Вплив концентрації на швидкість реакції

Наповніть за допомогою лійки окремо три бюретки 0,5 н. розчином натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,5 н. розчином сульфатної кислоти і дистильованою водою трохи вище від нульової поділки. Якщо при цьому в кінчику бюретки залишились бульбашки повітря, то їх треба видалити. Для цього відгинають кінчик вгору і, натискаючи на скляну бусинку всередині гумової трубки, повільно виливають рідину в підставлений стакан. Після цього установіть рівень розчину на нульовій поділці (нижній край меніска має торкатися нульової поділки бюретки). Якщо на кінчику бюретки залишилася краплина розчину, її слід зняти дотиком кінчика бюретки до стінки стакана.

Налийте в три пробірки 0,5 н. розчину натрій тіосульфату, відмірявши його точно за допомогою бюретки; в першу – 5 мл, в другу – 10 мл і в третю – 15 мл. Додайте в першу пробірку 10 мл (відміряних бюреткою), а в другу – 5 мл дистильованої води. У кожній пробірці тепер буде по 15 мл розчину натрій тіосульфату, співвідношення концентрацій якого дорівнюватиме:

$$\frac{1}{3} : \frac{2}{3} : \frac{3}{3}, \text{ або } 1 : 2 : 3.$$

Налийте за допомогою бюретки в іншу пробірку 10 мл 0,5 н. розчину сульфатної кислоти. Вилийте відміряну кількість кислоти в першу пробірку з розчином натрій тіосульфату і одночасно включіть секундомір. Злегка похитуйте пробірку, щоб рівномірно перемішався розчин. Внаслідок взаємодії між речовинами утворюється елементарна сірка, яка виділяється з розчину у вигляді каламуті:



За показами секундоміра (або годинника) точно зафіксуйте, через скільки секунд з'явиться каламуть. Проробіть те саме з розчинами натрій тіосульфату в другій і третій пробірках. Результати досліду запишіть за такою формою:

Номер пробірки	Об'єм розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Об'єм H_2O , мл	Об'єм розчину H_2SO_4 , мл	Співвідношення концентрацій розчинів $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Час з'явлення каламуті, с	Відносна швидкість реакції $\frac{1}{t}$
1.						
2.						
3.						

Відносну швидкість реакції визначають звичайно як величину, обернено пропорційну до часу: $v = \frac{1}{t}$. Щоб дістати v в цілих числах, треба розділити $\frac{1}{t}$ до другого знаку після коми і результат помножити на 100. Залежність швидкості реакції від концентрації розчину зобразіть графічно.

Дослід 2. Вплив температури на швидкість реакції.

Налийте в пробірку 10 мл 0,5 н. розчину натрій тіосульфату і долийте такий самий об'єм 0,5 н. розчину сульфатної кислоти. Об'єми розчинів точно відміряйте за допомогою бюретки. За показами секундоміра зафіксуйте час (сек.), за який з'явиться каламуть в розчині. Запишіть температуру у приміщенні.

Проробіть те саме при температурах, які на 10°C і 30°C вищі за температуру в приміщенні. Для цього пробірки з приготовленими розчинами помістіть у стакан з водою і

нагрійте до потрібної температури, а потім злийте їх. Результати досліду запишіть за такою формою:

Номер пробірки	Об'єм розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Об'єм розчину H_2SO_4 , мл	Температура досліду, $^{\circ}\text{C}$	Час з'явлення каламуті, с	Відносна швидкість реакції $\frac{1}{t}$
1.					
2.					
3.					

На основі даних експерименту побудуйте графік залежності швидкості реакції від температури. На осі абсцис відкладіть температуру, а на осі ординат – відносну швидкість реакції $\frac{1}{t}$, обчислену за тим самим способом, що і в попередньому досліді. За результатами

досліду обчисліть температурний коефіцієнт реакції: $\gamma = \frac{V_{t+10}}{V_t}$.

Дослід 3.. Вплив каталізатора на швидкість реакції.

Налийте в дві пробірки по 3 мл розчину шавлевої кислоти або її солі й підкисліть розбавленою сульфатною кислотою. Долийте в одну з них порціями по 0,5 мл розбавленого розчину калій перманганату. Кожну наступну порцію добавляйте після знебарвлення попередньої. Зафіксуйте час, за який знебарвлюється кожна нова порція розчину KMnO_4 . Зверніть увагу на те, що перша порція знебарвлюється дуже повільно, а наступні – дедалі скоріше. Прискорення реакції з часом її перебігу зумовлюється каталітичною дією іонів Mn^{2+} , які утворюються під час реакції.

Щоб перевірити це, у другу пробірку добавте 0,5-1 мл розчину манган (II) сульфату, а після цього окремими порціями – розчину калій перманганату. Що при цьому спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Вправи та задачі:

1. При взаємодії 2,1 г заліза із сіркою виділилося 3,77 кДж тепла. Визначте теплоту утворення ферум (II) сульфід.
2. Визначте з рівняння стандартну ентальпію утворення PH_3 :
 $2 \text{PH}_3(\text{r}) + 4 \text{O}_2(\text{r}) = \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{р}); \Delta \text{H} = -2360 \text{ кДж}$.
3. Визначте $\Delta \text{H}_{298}^{\circ}$ утворення етилену, використовуючи дані:
 $\text{C}_2\text{H}_4(\text{r}) + 3\text{O}_2(\text{r}) = \text{CO}_2(\text{r}) + \text{H}_2\text{O}(\text{р}),$ якщо $\Delta \text{H}^{\circ} = -1323 \text{ кДж}$,
 $\text{C}(\text{графіт}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{CO}_2(\text{r}),$ $\Delta \text{H}^{\circ} = -393,5 \text{ кДж}$,
 $\text{H}_2(\text{r}) + 1/2\text{O}_2(\text{r}) = \text{H}_2\text{O}(\text{r}),$ $\Delta \text{H}^{\circ} = -241,8 \text{ кДж}$. (52,4 кДж)
4. Обчислити значення $\Delta \text{G}_{298}^{\circ}$ реакцій і встановити, в якому напрямі вони можуть протікати самочинно в стандартних умовах:

- а) $\text{NiO} (\kappa) + \text{Pb} (\kappa) = \text{Ni} (\kappa) + \text{PbO} (\kappa)$;
 б) $\text{Pb} (\kappa) + \text{CuO} (\kappa) = \text{PbO} (\kappa) + \text{Cu} (\kappa)$;
 в) $8\text{Al} (\kappa) + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 (\kappa) = 9\text{Fe} (\kappa) + 4\text{Al}_2\text{O}_3 (\kappa)$
5. Не проводячи обрахунків, встановіть, де можливо, знак ΔS слідуєчих реакцій:
 а) $2\text{H}_2 (\text{r}) + \text{O}_2 (\text{r}) = 2\text{H}_2\text{O} (\text{r})$;
 б) $\text{CH}_4 (\text{r}) + 2\text{O}_2 (\text{r}) = 2\text{H}_2\text{O} (\text{r}) + \text{CO}_2 (\text{r})$;
 в) $2\text{NH}_3 (\text{r}) = \text{N}_2 (\text{r}) + 3\text{H}_2 (\text{r})$;
 г) $\text{AgNO}_3 (\text{p}) + \text{NaCl} (\text{p}) = \text{AgCl} (\kappa) + \text{NaNO}_3 (\text{p})$
6. Використовуючи таблицю стандартних ентропій, розрахуйте ΔS° для реакцій:
 а) $\text{CH}_4 (\text{r}) + 2\text{O}_2 (\text{r}) = 2\text{H}_2\text{O} (\text{p}) + \text{CO}_2 (\text{r})$;
 б) $\text{CaCO}_3 (\kappa) = \text{CaO} (\kappa) + \text{CO}_2 (\text{r})$;
7. В системі $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ концентрацію CO збільшили від 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацію хлору – від 0,02 до 0,06 моль/л. У скільки разів зросла швидкість прямої реакції?
8. Як зміниться швидкість реакції $2\text{NO}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = 2\text{NO}_2(\text{r})$, якщо: а) збільшити тиск у системі в 3 рази; б) збільшити об'єм системи в 3 рази; в) підвищити концентрацію NO в 3 рази ?
9. У скільки разів збільшиться швидкість фіксації молекулярного азоту мікроорганізмами *Azotobacter*, що здійснюється в результаті дії фермента нітрогенази, при підвищенні температури від 22 до 30°C, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює $\gamma=2$?
10. При 150°C деяка реакція закінчується за 16 хв. Приймаючи температурний коефіцієнт швидкості реакції за 2,5, розрахувати, через який час закінчиться ця реакція, якщо проводити її: а) при 200°C; б) при 80°C.
11. Чому дорівнює енергія активації реакції, якщо при підвищенні температури від 290 до 300 К швидкість її збільшується в два рази?
12. За деякої температури склад рівноважної суміші в об'ємі 40 л був такий: $\text{CO} - 56$ г; $\text{Cl}_2 - 142$ г; $\text{COCl}_2 - 198$ г. Визначте константу рівноваги реакції $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ за даних умов.
13. Константа рівноваги реакції $\text{FeO}(\kappa) + \text{CO}(\text{r}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\kappa) + \text{CO}_2(\text{r})$ при деякій температурі – 0,5. Знайдіть рівноважні концентрації CO і CO_2 , якщо початкові концентрації цих речовин становили: $[\text{CO}]_0 = 0,05$ моль/л, $[\text{CO}_2]_0 = 0,01$ моль/л.
14. При деякій температурі рівновага в системі $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$ встановилася за таких концентрацій: $[\text{NO}_2] = 0,006$ моль/л; $[\text{NO}] = 0,024$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,012$ моль/л. Знайдіть константу рівноваги реакції і початкову концентрацію NO_2 .
15. В якому напрямку зміститься рівновага в слідуєчих системах при: а) підвищенні температури; б) зменшення тиску; в) одночасне зниження тиску і температури? Чому?
 а) $\text{C} (\kappa) + \text{H}_2\text{O} (\text{r}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{r}) + \text{H}_2 (\text{r})$, $\Delta H = 117,2$ кДж;
 б) $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, $\Delta H = 57,4$ кДж;
 в) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$, $\Delta H = 180,9$ кДж;
 г) $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$, $\Delta H = -569,4$ кДж.

Лабораторна робота № 4

ТЕМА: ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНУ ПЕВНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ. КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ.

Розчином називається багатокомпонентна гомогена система. *Концентрація розчину* – відносний вміст даного компонента в системі. Найбільш поширеними способами виразу концентрації є: масова доля, молярність, моляльність і титр розчину.

Масова доля – відношення маси розчиненої речовини (m_i) до маси розчину (m):

$$w = m_i / m$$

Масова доля, виражена в процентах, називається *процентною концентрацією* і відповідає числу грамів розчиненої речовини в 100 г розчину:

$$w(\%) = (m_i / m) \cdot 100$$

Молярність, молярна концентрація C – відношення кількості розчиненої речовини ν_i (моль) до об'єму розчину V (л) або кількість речовини в 1 л розчину:

$$C = \nu_i / V$$

Молярність, молярна концентрація C_m – відношення кількості розчиненої речовини ν_i (моль) до маси m (кг) розчинника або кількість речовини в 1 кг розчинника:

$$C_m = \nu_i / m$$

Титр розчину T – відношення маси розчиненої речовини (г) до об'єму розчину (мл), або маса розчиненої речовини в 1 см³ (мл) розчину:

$$T = m_i / V$$

Систему, утворену з часточок подрібненої речовини, називають дисперсною системою. Існують системи, в яких подрібнені (дисперговані) речовини і середовище, в якому вони містяться, утворюють гетерогенну суміш. Дисперговані речовини таких систем називають дисперсною фазою, а середовище, в якому вони містяться, - дисперсійним середовищем.

Колоїдні системи характеризуються розміром часточок дисперсної фази в межах від 1 до 100 *мкм*. Ці системи ще називають золями, а для рідких середовищ - колоїдними розчинами. Залежно від середовища розрізняють: гідрозолі, аерозолі та ін.

За міцністю зв'язку дисперсної фази з середовищем колоїдні системи поділяють на два класи: ліофільні (колоїдні часточки помітно взаємодіють з середовищем) і ліофобні (колоїдні часточки практично не взаємодіють з середовищем). Коли середовищем є вода, ліофільні системи називаються гідрофільними, а ліофобні – гідрофобними.

Колоїдна система може утворюватись сполученням (агрегацією) окремих молекул, атомів чи іонів або диспергуванням речовини до досягнення розміру колоїдних часточок. Добувають колоїди як хімічними, так і фізичними методами: окиснювально-відновні реакції, гідроліз, механічне та електричне подрібнення та ін. Для утворення колоїдної системи потрібно не тільки досягти певної межі подрібнення речовини, а й забезпечити умови для збереження цієї подрібненості за допомогою стабілізатора. Стабілізаторами можуть бути електроліти, дисперсійне середовище та інші фактори.

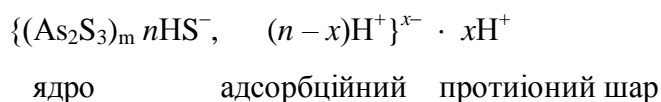
Колоїдні часточки перебувають у постійному броунівському русі, що забезпечує рівномірність їх розподілу в об'ємі колоїдного розчину.

Для вивчення колоїдних систем велике значення має явище електрофорезу. Суть цього явища полягає в тому, що при пропусканні постійного електричного струму між електродами, зануреними в колоїдний розчин, колоїдні часточки переміщуються до одного з електродів – позитивного або негативного.

В центрі колоїдної часточки розташоване ядро, яке складається з міцно зв'язаних між собою молекул або іонів речовини дисперсної фази. Поверхня ядра вкрита адсорбційним

шаром, в якому розміщені адсорбовані іони в надлишку якогось одного заряду. Ядро разом з адсорбційним шаром називають гранулою. Навколо гранули в дисперсійному середовищі можна виділити дифузійний шар, в якому розташовані гідратовані протиіони до іонів адсорбційного шару. Гранулу з навколишнім дифузійним шаром називають міцелою.

Будову міцели ліюфобного колоїду можна записати схематичною формулою. Наприклад, для колоїду сульфїду миш'яку As_2S_3 схематичну формулу міцели записують так:



Для цієї системи стабілізатором є іони HS^- .

Ліюфобні колоїдні системи виявляють тенденцію до взаємодії часточок з утворенням більш складних часточок. Процес укрупнення часточок дисперсної фази золю називають коагуляцією. Коагуляція може відбуватися від дії різних факторів. Якщо під час коагуляції розмір часточок, які утворюються, перевищує граничний розмір колоїдних міцел, то колоїдна система руйнується і замість неї утворюється грубодисперсна система. Особливо чутливі колоїдні системи до коагуляції, якщо на них діяти електролітами.

Важливою ознакою колоїдного стану є ефект Тіндалля – розсіювання світла міцелами колоїду. Внаслідок розсіювання світла колоїдні часточки при спостереженні в ультрамікроскоп мають вигляд точок, що світяться і перебувають у безперервному хаотичному русі.

Хід виконання роботи:

Дослід 1. Очищення натрій хлориду упарюванням. Приготування 5%-го розчину натрій хлориду.

Розчиніть у хімічному стакані в 100 мл гарячої дистильованої води 25–30 г натрій хлориду, забрудненого піском. Розчин нагрійте до розчинення солі і профільтруйте на лійці для гарячого фільтрування, а потім у фарфоровій чашці на азбестовій сітці упарте до 1/3 початкового об'єму. Утворені кристали хлориду натрію відфільтруйте на лійці Бюхнера під зменшеним тиском і висушіть спочатку віджиманням між аркушами фільтрувального паперу, а потім на повітрі. Висушені кристали зважте і обчисліть вихід у процентах. Розрахуйте необхідну кількість натрій хлориду та води для приготування 60 г 5%-го розчину солі. Навести всі розрахунки, пояснити спостережувані явища. Приготований розчин здати лаборанту.

Дослід 2. Визначення густини рідини ареометром.

Для наближеного, але швидкого визначення густини рідин або розчинів застосовують ареометр (рис. 1). Він являє собою порожнистий скляний поплавок, у верхній частині якого є

шкала з поділками, що відповідають величинам густин, а в нижній – тягарець (звичайно дріб). Густини рідин або розчинів змінюються залежно від концентрації. Тому за густиною можна визначити концентрацію розчиненої речовини. Для цього використовують довідкові таблиці, в яких проти густини наводиться концентрація, що відповідає їй. Якщо величини, яку показує ареометр, немає у довідковій таблиці, а наведені величини близькі до неї, то концентрацію знаходять методом інтерполяції, приймаючи наближено, що у певному невеликому інтервалі густина прямо пропорційна процентній концентрації. Густина змінюється залежно від температури, тому густину розчину визначають при тій самій температурі, що й в довідковій таблиці. В довідниках символ d_4^{20} означає, що густину визначено зважуванням при 20°C і віднесено до маси води при температурі 4°C (коли вода має найбільшу густину).

Налийте у високий вузький циліндр 250–300 мл заздалегідь нагрітої до температури, зазначеної в таблиці густин, рідини (сірчаної або соляної кислоти), опустіть у рідину ареометр, щоб він не торкався стінок циліндра, і запишіть покази ареометра. За густиною кислоти знайдіть у довідковій таблиці її концентрацію. Вийміть ареометр і промийте його водою. Якій концентрації кислоти (у %) відповідає ця густина? Отримані дані використовуйте для досліду 3.

Дослід 3. Приготування розчинів сульфатної кислоти.

Під час приготування розчинів сульфатної кислоти слід **кислоту вливати в воду і ні в якому разі не навпаки**. Густина концентрованої сульфатної кислоти майже в два рази більша за густину води. Тому при вливанні сульфатної кислоти в воду вона проходить крізь весь шар води, що спричиняє рівномірний розігрів усього об'єму розчину. Якщо ж воду доливати до концентрованої сульфатної кислоти, то сильне місцеве нагрівання практично обмежується верхніми шарами розчину: вода перетворюється в пару, яка, енергійно виділяючись з розчину, викликає його сильне розбризкування, що може призвести до нещасних випадків.

Виміряйте ареометром густину концентрованої кислоти.



Рис. 1

Обчисліть кількість концентрованої кислоти (HCl, H₂SO₄, на вибір викладача), потрібної для приготування 100 мл 0.1 н розчину. Мірну колбу на 100 мл наповніть приблизно на 1/2 дистильованою водою. Розрахований об'єм концентрованого розчину кислоти відбирають піпеткою на 10 або 20 мл. Для цього піпетку слід брати пальцями правої руки за верхню подовжену частину і, опустивши її нижнім кінцем у розчин, втягнути його обережно грушею або дозатором до об'єму дещо вище мітки, після чого швидко і щільно закрити верхній отвір вказівним пальцем. Злегка послабивши натиск і тримаючи піпетку так,

щоб мітка знаходилася на рівні очей, дати стекти надлишкові розчину, доводячи нижній край меніска до мітки. Рекомендується потренуватися проводити такий дослід з водою.

Піпетку перенесіть в мірну колбу на 100 мл і дайте розчину повільно і рівномірно витекти з піпетки в колбу. В піпетці звичайно залишається 1–2 краплі розчину, які також треба злити, злегка торкнувшись нижнім кінцем піпетки до внутрішньої стінки шийки мірної колби, але ні в якому разі не можна видувати їх. Зачекайте 1–2 хв, доки колба охолоне до кімнатної температури і доведіть рівень води в мірній колбі до позначки на шийці (нижній край меніска). Щільно закрийте колбу корком та перемішайте декілька разів отриманий розчин, перевертаючи колбу догори дном.

Вилийте приготований розчин у спеціальну ємність і промийте мірну колбу дистильованою водою 3 рази. Запишіть у робочий зошит всі розрахунки.

Дослід 4. Добування золю $Fe(OH)_3$ гідролітичним способом.

Налийте в стакан 150–200 мл дистильованої води і нагрійте до кипіння. У киплячу воду при інтенсивному перемішуванні скляною паличкою додайте невеличкими порціями близько 20 мл 0,5 %-ного розчину ферум (III) хлориду. Після добавляння останньої порції кип'ятіть розчин ще кілька хвилин. Зверніть увагу на поступовий перехід жовтого забарвлення розчину в інтенсивне коричнево-червоне, що зумовлюється утворенням золю тригідроксиду заліза.

Напишіть рівняння реакції. Добутий розчин залишіть для наступних дослідів.

Дослід 5. Добування і коагуляція золю яєчного білка.

Налийте в стакан 60 мл дистильованої води, в якій розчиніть білок курячого яйця при інтенсивному перемішуванні розчину скляною паличкою. Дайте розчину відстоятися протягом 1–2 год, а потім відфільтруйте волокнисті домішки під зменшеним тиском.

Налийте в пробірку 5 мл розчину і занурте в стакан з киплячою водою. Спостерігайте за утворенням осаду – гелю яєчного білка. Осад залишіть для наступних дослідів.

Дослід 6. Коагуляція золю $Fe(OH)_3$ електролітами.

Налийте в три колби по 10 мл колоїдного розчину ферум тригідроксиду і додайте краплями децимолярні розчини: у першу – натрій гідрофосфату, у другу – натрій сульфату, у третю – натрій хлориду. Після добавляння кожної краплини збовтуйте вміст пробірки і стежте за появою каламуті. Запишіть кількість витраченого розчину кожної солі. Поясніть, чому коагуляція найлегше відбувається при добавлянні фосфат-іонів і найважче – при добавлянні хлорид-іонів.

Дослід 7. Висолювання золю яєчного білка.

У пробірку вміщують близько 1 мл розчину білка і додають краплями при перемішуванні насичений розчин $MgSO_4$ до утворення пластівців білка. При додаванні певної кількості води утворені пластівці розчиняються, що свідчить про оборотність

коагуляції і розчинення для ліофільних колоїдів. Для ліофобних колоїдів ці процеси необоротні.

Дослід 8. Захисна дія гідрофільного колоїду при коагуляції золю $Fe(OH)_3$ електролітом.

Налийте в дві пробірки по 5 мл колоїдного розчину ферум тригідроксиду і додайте в одну з них 3 мл дистильованої води, а в другу – 3 мл 0,5 %-ного розчину желатину і добре збовтайте. Після цього додайте в обидві пробірки по 3 мл натрію гідрофосфату і знову добре збовтайте. Зафіксуйте час появи каламуті в обох пробірках і поясніть, чому коагуляція золю при наявності розчину желатину відбувається значно повільніше.

Дослід 9. Пептизація осаду $AgCl$ при промиванні.

Налийте в пробірку 4–5 мл 0,1 н. розчину аргентум нітрату, додайте такий самий об'єм 0,1 н. розчину натрій хлориду і добре збовтайте. Розділіть добутий розчин з осадом у дві пробірки і профільтруйте кожний окремо.

Промийте осади на фільтрі: один – дистильованою водою, другий – 0,5 н. розчином амоній нітрату. Фільтрати зберіть в окремі чисті пробірки або колбочки. Зверніть увагу, що перші порції фільтрату при промиванні дистильованою водою цілком прозорі, а при наступному промиванні з'являється каламуть. Другий фільтрат залишається прозорим. Поясніть причину цього явища.

Дослід 10. Добування колоїдів реакціями подвійного обміну.

Відміряють у пробірку 5 мл 0,01 н. розчину $AgNO_3$ і додають краплинами при перемішуванні 3 мл 0,01 н. розчину KI . Аналогічно до 5 мл 0,01 н. розчину KI додають 3 мл 0,01 н. розчину $AgNO_3$.

Для кожного золю встановлюють "знак заряду, записують схематичні формули міцел.

Потім золі, що утворилися, змішують і спостерігають взаємну коагуляцію їх. Пояснюють причину коагуляції.

Вправи та задачі:

1. Розрахувати масову частку (у %) розчину натрій гідроксиду, одержаному розчиненням 40 г $NaOH$ у 600 мл H_2O .
2. Розрахувати молярність і мольну частку розчиненої речовини в 67%-ному розчині сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$.
3. Визначити масову частку $NaCl$ (у %) в розчині, отриманого змішуванням 300 г 25 %-го та 400 г 40 %-го (за масою) розчинів цієї речовини. Відповідь подати з точністю до десятих.
4. Знайти масу $NaNO_3$ (в г), необхідну для приготування 300 мл 0,2 М розчину.
5. Розрахувати молярність 20 %-го (за масою) розчину H_2SO_4 . Відповідь подати з точністю до десятих.
6. До 100 мл 96%-ного розчину сульфатної кислоти (густина 1,84 г/мл) прилили 400 мл води. Визначити нормальність розчину.
7. Розрахувати осмотичний тиск розчину (в кПа), що містить 16 г сахарози в 350 г води при 20°C. Густина розчину прийняти рівною одиниці. Відповідь подати з точністю до десятих.

8. При 293 К тиск насиченої пари над водою дорівнює 2,34 кПа. Скільки грамів гліцерину потрібно розчинити в 180 г води, щоб понизити тиск пари на 133,3 Па?
9. При якій температурі (в °С) буде кристалізуватись 40 %-ий водний розчин етилового спирту? Відповідь подати з точністю до цілих.
10. Розчинність кальцій карбонату при 35⁰С дорівнює $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Обчислити добуток розчинності солі при вказаній температурі.
11. Золь AgI отриманий додаванням 0.05 моль/л до 10 мл водного розчину AgNO₃ концентрацією 0.02 моль/л. Запишіть формулу міцели утвореного золю. Підберіть 3 іони коагулятори та розмістіть їх в порядку зростання коагулюючої здатності.
12. Які зміни відбуваються із золем AgI отриманим під час взаємодії розчинів NaI; AgNO₃ та зарядженим негативно під час коагуляції його розчином FeCl₃. Записати формули початкового золю, осаду в ІЕТ та золю після перезарядки.
13. Записати формулу міцели золю отриманого при додаванні до розбавленого розчину Ba(NO₃)₂ розбавленого розчину K₂SO₄. Розставити електроліти CaCl₂, KNO₃, Al₂(SO₄)₃ та K₃PO₄ в порядку зростання коагулюючої здатності.
14. В якому порядку слід зливати розчини: а) Na₂SiO₃ та HCl; б) SnCl₂ та KOH, щоб отримати систему з негативно зарядженими гранулами? Запишіть формули міцел та назвіть їх складові частини.
15. Записати формулу міцели золю отриманого додаванням до розчину Ba(NO₃)₂ концентрованого розчину K₂SO₄. Підібрати два електроліти об'єм яких якнайменше затратиться під час коагуляції даного золю.
16. За якими ознаками дисперсної фази і дисперсійного середовища колоїдні система поділяють на ліофільні і ліофобні та гідрофільні і гідрофобні?
17. У чому полягають дисперсійні і конденсаційні методи добування колоїдів?
18. Для чого в колоїдній системі потрібний стабілізатор? Які бувають стабілізатори?
19. Що таке електрофорез і електроосмос?
20. Що таке ефект Тіндала? Який вигляд має міцела ліофобного колоїду, яку спостерігають в ультрамікроскопі?
21. Накреслити схему і записати схематичну формулу міцели йодиду срібла з позитивним і негативним зарядом та зазначити умови, коли заряд буде позитивним і коли негативним.
22. Чим можна пояснити коагулюючу дію електролітів на ліофобні золі, і як вона пов'язана з валентністю коагулюючого іона?
23. Які фактори впливають на пептизацію? Пояснити на прикладах дію пептизаторів на осад.
24. Чому розчини ліофільних полімерів захищають ліофобні колоїди від коагуляції?
25. Золь ферум (III) гідроксиду одержаний додаванням до киплячої води насиченого розчину ферум (III) хлориду. Запишіть формулу міцели, підберіть 4 іони коагулятори. Розставте їх в порядку зростання порогів коагуляції.

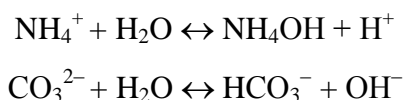
Лабораторна робота № 5

ТЕМА: ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ. КИСЛОТНО-ОСНОВНЕ ТИТРУВАННЯ.

У розчинах іони солі і полярні молекули води взаємодіють з утворенням іонно-дипольного зв'язку. Цей процес називають *гідратацією*. При гідратації молекули води деформуються – збільшується відстань і послаблюється електростатичний зв'язок між іонами в молекулах води – їх диполі видовжуються. Одночасно поляризовані диполі води послабляють зовнішнє електричне поле іона.

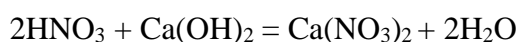
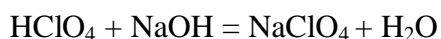
Міра поляризації гідратованих молекул води залежить від напруги електричного поля, в якому вони розміщуються навколо іона. Сила зв'язку катіонів Na⁺, K⁺ тощо високоактивних металів з іонами OH⁻ та аніонів NO₃⁻, Cl⁻, Γ тощо сильних кислот з іонами H⁺ менша від сили зв'язку H⁺ і OH⁻ в молекулах води. Тому гідратація такими іонами солі обмежується тільки

деформацією диполів молекул води без розщеплення на іони H^+ і OH^- . Катіони NH_4^+ , Al^{3+} , Bi^{3+} тощо слабких основ і аніони CO_3^{2-} , CN^- , S^{2-} тощо слабких кислот, які утворюють розчинні солі, можуть розщеплювати молекули гідратованої води. При цьому відбувається хімічна реакція – катіони зв'язують іони OH^- води і виштовхують іони H^+ в розчин, а аніони – навпаки. Наприклад:



Хімічну реакцію між іонами солі і молекулами води називають *реакцією гідролізу*, або *гідролізом*.

В обмінних реакціях, що протікають у розчинах електролітів, поряд з недисоційованими молекулами слабких електролітів, твердими речовинами і газами, беруть участь також іони, що знаходяться в розчині. Тому сутність протікаючих процесів найбільш повно виражається при записі їх у формі іонно-молекулярних рівнянь. У таких рівняннях слабкі електроліти, малорозчинні сполуки і газу записуються у молекулярній формі, а ті, що знаходяться в розчині сильні електроліти у вигляді складової їх іонів. Наприклад, рівняння реакцій нейтралізації сильних кислот сильними основами.

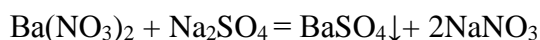
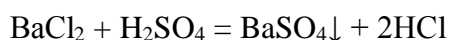


виражаються одним і тим же іонно-молекулярним рівнянням

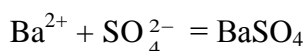


з якого випливає, що сутність всіх процесів зводиться до утворення з іонів водню до гідроксид-іонів малодисоційованого електроліту води.

Аналогічно рівняння реакцій:



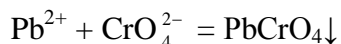
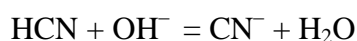
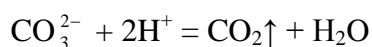
виражають один і той же процес утворення з іонів Ba^{2+} і SO_4^{2-} осаду малорозчинного електроліту – барій сульфату:



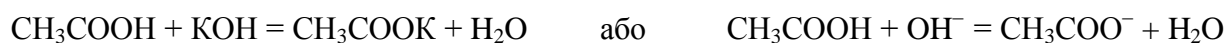
Розглянуті приклади показують, що *обмінні реакції в розчинах електролітів протікають у напрямку зв'язування іонів, що приводить до утворення малорозчинних речовин (осаду або газів) або молекул слабких електролітів*.

Приклад 1. Записати в іонно-молекулярній формі рівняння реакції між наступними речовинами: CH_3COONa і H_2SO_4 ; Na_2CO_3 і HNO_3 ; HCN і $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і K_2CrO_4 .

Оскільки CH_3COOH , HCN і H_2O – слабкі електроліти, а CO_2 і PbCrO_4 – малорозчинні у воді речовини, шукані рівняння будуть мати наступний вигляд:



У тих випадках, коли малорозчинні речовини (або слабкі електроліти) існують як серед вихідних речовин, так і серед продуктів реакції, рівновага зміщується в бік утворення найменш дисоційованих речовин. Наприклад, при нейтралізації слабкої кислоти сильною основою



в реакції беруть участь два слабких електроліта – слабка кислота (CH_3COOH) і вода. При цьому рівновага виявляється сильно зміщена у бік утворення більш слабого електроліту – води, константа дисоціації якої ($1,8 \cdot 10^{-16}$) значно менше константи дисоціації оцтової кислоти ($1,8 \cdot 10^{-5}$). Проте до кінця така реакція протікати не буде: в розчині залишиться невелика кількість недисоційованих молекул CH_3COOH і іонів OH^- , так що реакція розчину буде не нейтральною (як при нейтралізації сильної кислоти сильною основою), а слаболужною.

Аналогічно при нейтралізації слабкої основи сильною кислотою

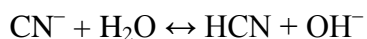


рівновага буде сильно зміщена вправо – в сторону утворення більш слабого електроліту (води), але при досягненні рівноваги в розчині залишиться невелика кількість недисоційованих молекул основ та іонів H^+ реакція розчину буде слабкислою.

Таким чином, реакції нейтралізації, в яких беруть участь слабкі кислоти або основи, – оборотні, тобто можуть протікати не тільки в прямому, але й у зворотному напрямку. Це означає, що при розчиненні у воді солі, до складу якої входить аніон слабкої кислоти або катіон слабкої основи, протікає процес *гідролізу* – обмінна взаємодія солі з водою, в результаті якої утворюється слабка кислота або слабка основа.

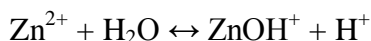
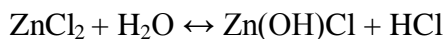
Якщо сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою, то в результаті гідролізу в розчині утворюються гідроксид-іони і він набуває лужну реакцію, наприклад:



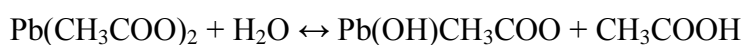


Як видно, в подібних випадках гідролізу піддається аніон солі.

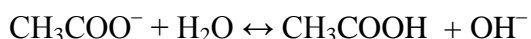
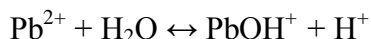
При гідролізі солі, утвореної сильною кислотою і слабкою основою, гідролізу піддається катіон солі; при цьому в розчині зростає концентрація іонів водню, і він набуває кислую реакцію, наприклад:



При взаємодії з водою солі, утвореної слабкою кислотою і слабкою основою, гідролізу піддаються як катіон, так і аніон солі; наприклад, при гідролізі плюмбум ацетату



паралельно протікають два процеси:



У цьому випадку реакція розчину залежить від відносної сили кислоти і основи, що утворюють сіль. Якщо $K_{\text{кисл}} \approx K_{\text{осн}}$, то катіон і аніон гідролізуються в рівній мірі, і реакція розчину буде нейтральною; якщо $K_{\text{кисл}} > K_{\text{осн}}$, то катіон солі гідролізується більшою мірою, ніж аніон, так що концентрація іонів H^+ у розчині буде більше концентрації гідроксид-іонів, і реакція розчину буде слабкою кислотою; нарешті, якщо $K_{\text{кисл}} < K_{\text{осн}}$, то гідролізу піддається переважно аніон солі і реакція розчину буде слабкою основою.

Солі, утворені сильною кислотою і сильною основою, не гідролізуються, тому що в цьому випадку зворотна реакція до гідролізу, реакція нейтралізації практично необоротна, тобто протікає до кінця.

Гідроліз солі, утвореної слабкою кислотою HA і сильною основою, характеризується константою гідролізу K_{Γ} :

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{HA}]}{[\text{A}^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{дис}}}$$

Тут $K_{\text{H}_2\text{O}}$ – іонний добуток води.

Останнє співвідношення показує, що чим слабша кислота, тобто чим менше константа її дисоціації, тим більше константа гідролізу утвореної нею солі.

Аналогічно для солі слабкої основи MOH і сильної кислоти:

$$K_{\Gamma} = \frac{[H^+] \cdot [MOH]}{[M^+]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{іні}}}$$

Звідси випливає, що K_{Γ} тим більше, чим менше $K_{\text{іні}}$, тобто чим слабша основа MOH.

Ступенем гідролізу h називається частка електроліту, що зазнала гідроліз. Вона пов'язана з константою гідролізу K_{Γ} рівнянням, аналогічним закону розведення Оствальда для дисоціації слабого електроліту:

$$K_{\Gamma} = h^2 C_M / (1 - h)$$

Найчастіше гідролізовані частини солі дуже малі, а концентрація продуктів гідролізу незначна. У подібних випадках $h \ll 1$, і в знаменнику останньої формули цією величиною можна знехтувати. Тоді зв'язок між K_{Γ} і h виразиться більш простими співвідношеннями:

$$K_{\Gamma} = h^2 C_M \quad \text{або} \quad h = \sqrt{K_{\Gamma} / C_M}$$

З останнього рівняння випливає, що ступінь гідролізу даної солі тим більше, чим менше її концентрація; інакше кажучи, *при розведенні розчину солі ступінь її гідролізу зростає*.

Приклад 2. Обчислити ступінь гідролізу калій ацетату в 0,1 М розчині електроліту.

Рівняння реакції гідролізу:



Для обчислення ступеня гідролізу знайдемо перш за все константу гідролізу. Для цього скористаємося значенням константи дисоціації оцтової кислоти ($1,8 \cdot 10^{-5}$), наведеним у табл. 7 додатка:

$$K_{\Gamma} = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_{\text{кисл}} = 10^{-14} / (1,8 \cdot 10^{-5}) = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Тепер знайдемо ступінь гідролізу:

$$h = \sqrt{K_{\Gamma} / C_M} = \sqrt{5,56 \cdot 10^{-10} / 0,1} = 7,5 \cdot 10^{-5}$$

Для обчислення рН слід взяти до уваги, що в результаті гідролізу кожного аніону CH_3COO^- , утворюється один гідроксид-іон. Якщо вихідна концентрація гідролізованих аніонів C_M моль / л, а гідролізу піддалася частка h цих аніонів, то при цьому утворилося hC_M моль / л іонів OH^- . Таким чином

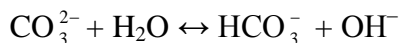
$$[\text{OH}^-] = hC_M = 7,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ моль / л}$$

Отже

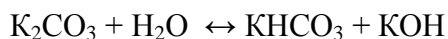
$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg (7,5 \cdot 10^{-6}) = 5,12$$

Звідси: $pH = 14 - pOH = 14 - 5,12 = 8,88$.

Гідроліз солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами, протікає ступінчасто, причому продуктами перших стадій гідролізу є кислі солі. Так, при гідролізі калій карбонату іон CO_3^{2-} приєднує один іон гідрогену, утворюючи гідрокарбонат-іон HCO_3^-



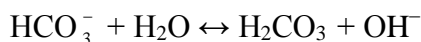
або в молекулярній формі:



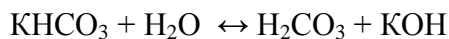
Це – перший ступінь гідролізу. Відповідна константа гідролізу визначається значенням константи дисоціації утвореної при гідролізі кислоти (HCO_3^-), тобто другою константою дисоціації карбонатної кислоти H_2CO_3 (табл.7). Таким чином:

$$K_{r1} = K_{H_2O} / K_{кисл2} = 10^{-14} / (4,7 \cdot 10^{-11}) = 2,1 \cdot 10^{-4}$$

Накопичення в розчині іонів OH^- перешкоджає подальшому протіканню гідролізу. Однак, якщо зв'язувати утворювані гідроксид-іони (наприклад, додаючи до розчину кислоту), то аніон HCO_3^- у свою чергу підлягає гідролізу (другий ступінь гідролізу)



або в молекулярній формі:

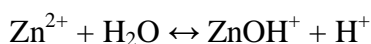
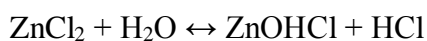


Константа гідролізу по другому ступеню визначається значенням першої константи дисоціації карбонатної кислоти (табл.7):

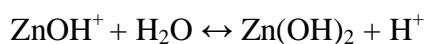
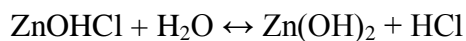
$$K_{r2} = K_{H_2O} / K_{кисл1} = 10^{-14} / (4,5 \cdot 10^{-7}) = 2,2 \cdot 10^{-8}$$

Як видно, $K_{r2} \ll K_{r1}$. Це пов'язано з тим, що константа дисоціації кислоти по першому ступеню, як правило, значно більше константи дисоціації по другому ступеню. Тому при наближених розрахунках, пов'язаних з гідролізом солей слабких багатоосновних кислот, можна брати до уваги тільки гідроліз по першому ступеню.

Також ступінчасто протікає гідроліз солей, утворених слабкими основами багатовалентних металів. У результаті гідролізу по першому ступеню утворюється основна сіль, наприклад:



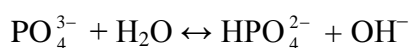
Другий ступінь гідролізу представляє собою взаємодію з водою основної солі (точніше гідроксокатіону, що утворився):



У подібних випадках K_{r1} значно перевищує K_{r2} , і якщо не пов'язувати утворювані іони H^+ , то гідроліз за другим ступенем практично не протікає.

Приклад 3. Визначити рН 0,1 М розчину калій ортофосфату.

Будемо вважати, що гідроліз практично протікає тільки по першому ступеню:



Константа гідролізу по цьому ступеню визначається константою дисоціації слабкої кислоти HPO_4^{2-} , що утворилася, тобто третьою константою дисоціації ортофосфатної кислоти (табл.7):

$$K_{r1} = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_3 = 10^{-14} / (1,3 \cdot 10^{-12}) = 7,7 \cdot 10^{-3}$$

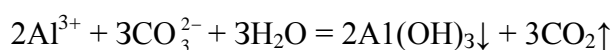
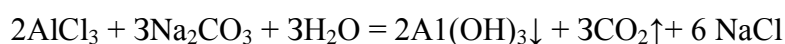
Знаходимо ступінь гідролізу:

$$h = \sqrt{K_{r1}/C_M} = \sqrt{7,7 \cdot 10^{-3} / 0,1} = 2,8 \cdot 10^{-2}$$

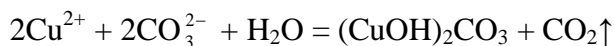
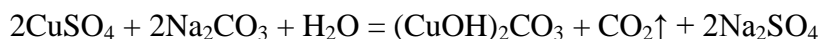
Концентрація гідроксид-іонів, що утворилися дорівнює hC_M , тобто $[\text{OH}^-] = 2,8 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 2,8 \cdot 10^{-3}$, звідки $\text{pOH} = -\lg(2,8 \cdot 10^{-3}) = 2,55$.

Остаточо отримуємо: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11,45$.

Якщо в розчин солі, що гідролізує, ввести зв'язуючий реактив, що зв'язує при гідролізі іони H^+ або OH^- , то відповідно до принципу Ле-Шательє, рівновага зміщується у бік посилення гідролізу; в результаті гідроліз може протікати повністю – до утворення кінцевих продуктів. При цьому іони H^+ (або OH^-) можна зв'язати в молекулу води, вводячи в розчин не тільки луг (або кислоту), а й іншу сіль, гідроліз якої приводить до накопичення у розчині іонів OH^- (або H^+); іони H^+ та OH^- будуть нейтралізувати один одного, що викличе взаємне посилення гідролізу обох солей і в результаті – утворення кінцевих продуктів гідролізу. Наприклад, при змішуванні розчинів Na_2CO_3 і AlCl_3 , в яких відповідно є надлишок іонів OH^- і H^+ , взаємне посилення гідролізу призводить до виділення CO_2 і утворенню осаду Al(OH)_3 :



В осад, у подібних випадках, випадає найменш розчинний з можливих продуктів гідролізу. Так, розчинність карбонату гідроксомеді $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ менше, ніж купрум (II) гідроксиду $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Тому при зливання розчинів CuSO_4 і Na_2CO_3 кінцевим продуктом гідролізу є саме $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$:



Рівновага гідролізу може бути зміщена також зміною температури. Оскільки зворотний гідролізу процес – реакція нейтралізації – протікає з виділенням теплоти, то реакція гідролізу представляє собою ендотермічний процес. Тому підвищення температури веде до посилення гідролізу, а зниження температури – до його послаблення.

Хід виконання роботи:

Дослід 1. Реакція середовища при гідролізі солей.

Розчиніть у дистильованій воді в окремих пробірках по кілька кристалів таких солей: у першій – калій нітрату, в другій – алюміній сульфату, в третій – натрій карбонату і в четвертій – амоній ацетату. Розлийте кожний розчин у дві пробірки і додайте в одну з них кілька краплин розчину синього лакмусу, а в другу – червоного лакмусу. Поясніть, чому забарвлення лакмусу в деяких розчинах змінюється, а в деяких залишається тим самим. Напишіть рівняння реакцій гідролізу.

Дослід 2. Вплив температури на гідроліз солей.

Налийте в дві пробірки по 3 мл 2 н. розчину натрій ацетату. Додайте в кожную з них по 2-3 краплини розчину фенолфталеїну. Залишіть одну пробірку для порівняння, а другу повільно нагрійте і спостерігайте за зміною забарвлення розчину. Зверніть увагу, що розчин при охолодженні знебарвлюється. Напишіть рівняння реакції гідролізу натрій ацетату.

Дослід 3. Вплив розбавлення розчину на гідроліз солей.

Налийте в пробірку 2–3 мл розчину стибій трихлориду і додайте краплинами воду до утворення осаду. Залишіть утворений розчин з осадом для наступного досліді. Напишіть рівняння реакцій, вважаючи, що внаслідок гідролізу утворюється стибій дигідроксохлорид, який втрачає воду і перетворюється на стибій оксохлорид.

Дослід 4. Оборотно́ість процесу гідролізу солей.

До розчину стибій трихлориду з осадом, добутим у попередньому досліді, додайте краплинами соляну кислоту до розчинення осаду, потім воду і т. д. Напишіть рівняння реакцій і поясніть спостережувані явища на основі іонної рівноваги.

Дослід 5. Повний гідроліз.

Налийте в пробірку 3 мл розчину алюміній хлориду і додайте такий самий об'єм розчину натрій сульфід. Спостерігайте за утворенням білого аморфного осаду. Зверніть увагу на запах сірководню, що виділяється з розчину.

Щоб довести, що осад є алюміній гідроксидом, а не алюміній сульфідом, відфільтруйте осад, промийте його на фільтрі кілька разів водою і розділіть у дві пробірки. Додайте в одну з них розчин натрій гідроксиду, а в другу – розбавлену соляну кислоту. Спостерігайте за розчиненням осадів в обох пробірках. Зверніть увагу, що при розчиненні осаду запаху сірководню не чути. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 6. Розчинення металу в продуктах гідролізу солей.

Помістіть у пробірку кусочок цинку, додайте 2–3 мл концентрованого розчину алюміній хлориду і нагрійте. Спостерігайте за розчиненням цинку і виділенням бульбашок водню. Напишіть рівняння реакцій

Речовини в розчинах взаємодіють між собою в еквівалентних кількостях. Тому для обчислення кількостей реагуючих речовин зручніше користуватися нормальностями їхніх розчинів. Якщо нормальність речовини в одному розчині N_1 , то кількість її в 1 мл дорівнюватиме $N_1 : 1000$, а в об'ємі V_1 мл $(N_1 : 1000) V_1$. Для розчину іншої концентрації речовини нормальністю N_2 і об'ємом V_2 кількість грам-еквівалентів буде виражена аналогічною формулою $(N_2 : 1000) V_2$. Ці розчини прореагують між собою в еквівалентних кількостях: $(N_1 : 1000) V_1 = (N_2 : 1000) V_2$, або $V_1 N_1 = V_2 N_2$. З цього рівняння видно, що для обчислення одного із значень треба знати три інші значення, які входять до складу формули. Наприклад, на нейтралізацію 25 мл 0,2 н. розчину лугу КОН витрачено 20 мл розчину соляної кислоти HCl. Обчислити нормальність N_1 розчину кислоти.

Підставивши у виведену формулу дані прикладу, обчислюють:

$$N_1 = 25 \cdot 0,2 / 20 = 0,25 \text{ н.}$$

Для точного встановлення моменту еквівалентності реагуючих речовин користуються різними методами, вибір яких залежить від властивостей реагуючих речовин і продуктів реакції. Для реакції нейтралізації момент еквівалентності переважно встановлюють за допомогою певних індикаторів.

Процес приливання порціями з мірного посуду розчину одної речовини до певної порції розчину другої речовини до моменту еквівалентності називають *титруванням*.

Дослід 6. Визначення концентрації лугу титруванням.

Піпеткою відміряють і зливають у конічну колбу 10 мл розчину лугу невідомої концентрації, додають 1-2 краплі розчину метилоранжу. Заповнюють бюретку розчином

кислоти відомої концентрації (нормальності). Рівень розчину в бюретці встановлюють на нуль. Колбу ставлять під бюретку на аркуш білого паперу (рис. 2).

При безперервному перемішуванні розчину в колбі, з бюретки маленькими порціями приливають розчин кислоти, до появи стійкого рожевого забарвлення. Записують об'єм витраченої кислоти, доливають кислоту в бюретку до нульового рівня і титрують таку ж нову порцію лугу.

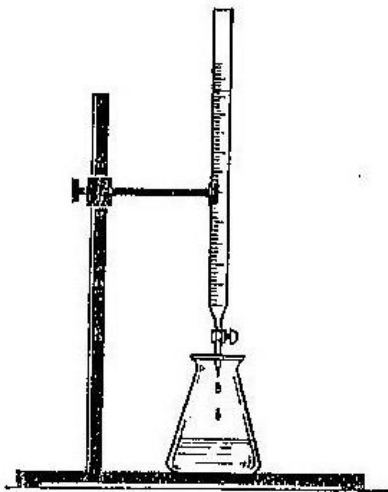


Рис. 2

Для цього до розчину лугу відразу приливають об'єм кислоти на 1-2 мл менший від визначеного при першому титруванні, а потім кислоту добавляють краплями до помітного переходу жовтого забарвлення в рожеве. Повторюють титрування доти, доки різниця між останнім і попереднім титруваннями не перевищуватиме 0,05 мл. Знаючи витрачений об'єм кислоти, обчислюють нормальність лугу.

Дослід 7. Визначення концентрації розчину кислоти. Налийте у конічну колбу 10 мл розчину кислоти невідомої концентрації і добавте 1-2 краплі фенолфталеїну. Кислоту титрують розчином лугу відомої концентрації (нормальності) до появи стійкого світло-рожевого забарвлення. Титрування повторюють кілька разів до досягнення потрібної узгоджуваності між значеннями останнього і передостаннього титрувань. Обчислюють нормальність досліджуваного розчину кислоти за поданим прикладом.

Вправи та задачі:

1. Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій, які приводять до утворення малорозчинних осадів чи газів: а) $Pb(NO_3)_2 + KI$; б) $NiCl_2 + H_2S$; в) $K_2CO_3 + HCl$; г) $CuSO_4 + NaOH$; д) $CaCO_3 + HCl$; е) $Na_2SO_3 + H_2SO_4$; ж) $AlBr_3 + AgNO_3$.
2. Скласти в молекулярній формі рівняння реакцій, які виражаються наступними іонно-молекулярними рівняннями: а) $NO_2^- + H^+ = HNO_2$; б) $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$; в) $Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2 \downarrow$.
3. Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій взаємодії між водними розчинами наступних речовин: а) $NaHCO_3$ і HCl ; б) $FeCl_3$ і KOH ; в) $Pb(CH_3COO)_2$ і Na_2S ; г) KHS і H_2SO_4 ; д) $Zn(NO_3)_2 + KOH$ (надлишок); е) $Ca(OH)_2 + CO_2$; ж) $Ca(OH)_2 + CO_2$ (надлишок). Для кожного випадку вказати причину зміщення рівноваги в бік прямої реакції.
4. У якому напрямку буде зміщена у водному розчині рівновага реакції: $CH_3COONa + CH_2ClCOOH \leftrightarrow CH_3COOH + CH_2ClCOONa$: а) у напрямку прямої реакції; б) у напрямку зворотної реакції?
5. Навести два приклади гідролізу солей, реакція розчину яких буде: а) кисла; б) лужна; в) нейтральна. Для кожного прикладу написати рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах.
6. Написати рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах за стадіями гідролізу таких солей: Na_2CO_3 , $ZnSO_4$, $Al_2(SO_4)_3$, $Al(CH_3COO)_3$.

7. Чим пояснити відмінність ступеня гідролізу в розчинах солей: AlCl_3 і $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$; CH_3COONa і $\text{CH}_3\text{COONH}_4$?
8. Виходячи з принципу ле Шательє, пояснити вплив соляної кислоти на рівновагу реакції гідролізу хлориду цинку ZnCl_2 .
9. Розчин NaH_2PO_4 має слабокислу, а розчин Na_3PO_4 – сильнолужну реакцію. Пояснити ці факти і мотивувати їх відповідними іонно-молекулярними рівняннями.
10. Чому розчин NaHCO_3 має слаболужне, а розчин NaHSO_3 – слабокислу реакцію?
11. Які з перерахованих нижче солей, піддаються частковому гідролізу, утворюють основні солі: а) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; б) Na_2CO_3 ; в) AgNO_3 ; г) AlCl_3 ?
12. При зливання водних розчинів $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ і Na_2S утворюється осад хром (III) гідроксиду і виділяється газ. Скласти молекулярне та іонно-молекулярне рівняння реакції, що відбувається.
13. Які з перерахованих нижче солей, піддаються частковому гідролізу, утворюють основні солі: а) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; б) Na_2CO_3 ; в) AgNO_3 ; г) AlCl_3 ?
14. Обчислити нормальність 10%-го розчину їдкого натру, якщо густина цього розчину дорівнює 1,1.
15. Для нейтралізації 25 мл розчину лугу витрачено 20 мл 0,01 н. розчину кислоти. Обчислити нормальність розчину лугу.
16. Обчислити вміст їдкого калі в 200 мл його розчину, якщо на нейтралізацію 10 мл цього розчину витрачено 25 мл 0,5 н. розчину кислоти.
17. Обчислити еквівалент кислоти, якщо на нейтралізацію 2,25 г її розчину витрачено 25 мл 0,25 н. розчину лугу.
18. Скільки грамів CaCO_3 випаде в осад, якщо до 200 мл 1н. розчину CaCl_2 додати надлишок розчину Na_2CO_3 ?
19. Скільки мілілітрів 0,1 н. розчину лугу потрібно для осадження заліза у вигляді $\text{Fe}(\text{OH})_3$, яке міститься в 100 мл 0,2 н. розчину FeCl_3 ?
20. Визначити нормальність розчину, у 100 мл якого міститься 1,20 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 3. ОГЛЯД ВЛАСТИВОСТЕЙ НЕМЕТАЛІВ

Лабораторна робота № 6

ТЕМА: ВЛАСТИВОСТІ p-ЕЛЕМЕНТІВ VII ТА VI ГРУП ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ.

Хід виконання роботи:

Дослід 1(демонстраційний). Добування і горіння водню

Помістіть у пробірку декілька шматочків цинку і долийте 5–7 мл розведеної (1:1) хлоридної кислоти. Пробірку щільно закрийте корком з капіляром і закріпіть в лапці штатива. Відзначте бурхливе протікання реакції. Через 20–30 сек. після початку реакції можна перевірити водень, який виділяється, на чистоту. Для цього надіньте на капіляр суху пробірку, перевернуту догори дном. Через 30 сек. пробірку зніміть з капіляра і закрийте її отвір пальцем. Потім піднесіть пробірку до пальника, відкрийте отвір і підпаліть водень. Якщо в пробірці чистий водень, то він запалюється і горить блідо-блакитним полум'ям. Якщо ж у пробірці ще є кисень повітря, то відбувається легкий вибух, що супроводжується різким свистом.

Напишіть рівняння реакції одержання і горіння водню. Що є окисником в цьому процесі? Чому пробірку для збирання водню слід тримати догори дном? Чи можна одержати водень із хлоридної кислоти при заміні цинку на інший метал?

Дослід 2. Відновлення калій перманганату гідроген пероксидом

Внесіть у пробірку декілька крапель розчину гідроген пероксиду, підкисліть його декількома краплями розчину сульфатної кислоти і додайте краплями розчин калій перманганату. Відзначте знебарвлення розчину. Напишіть рівняння реакції, враховуючи, що утворюється сіль мангану (II) і вільний кисень.

Дослід 3 (демонстраційний). Добування хлору і хлорної води (під тягою)

В колбу місткістю 200–250 мл, що закріплена в штативі, внесіть 8–10 г калій перманганату. Колбу закрийте корком з газовідвідною трубкою і ділильною лійкою, в яку налейте концентровану хлоридну кислоту. Відкрийте кран ділильної лійки і спостерігайте бурхливий початок реакції. Кінець газовідвідної трубки опустіть на дно підставленої сухої пробірки і спостерігайте її заповнення жовто-зеленим газом.

Напишіть рівняння реакції, враховуючи, що калій перманганат переходить у манган (II) хлорид. Вкажіть окисник і відновник.

Кінець газовідвідної трубки опустіть на дно циліндра об'ємом 100 мл, заповненого дистильованою водою, і пропускайте хлор, що виділяється, протягом 8–10 хвилин. Відзначте зміну забарвлення води.

Дослід 4. Характерні реакції на іони галогенів

Утворення осадів AgCl , AgBr і AgI є характерною реакцією на іони галогенів. Отримайте вказані речовини за допомогою реакції обміну. Необхідні розчини солей беріть в кількості 4–5 крапель. До отриманих осадів додайте розчину аміаку. Чи спостерігається їх розчинення?

Напишіть в молекулярній та іонній формі рівняння реакцій, відзначте кольори добутих осадів і результат дії на них нітратної кислоти.

Дослід 5 (показовий). Добування кисню

Наповніть пробірку кристалічним калій перманганатом на $1/5$ її об'єму, закріпіть похило в штативі і закрийте ватою і пробкою з газовідвідною трубкою. Приготуйте невелику колбу зі щільним корком. Відкритий кінець газовідвідної трубки введіть в колбу; підігрійте пробірку з калій перманганатом. Перевірте наявність кисню тліючою скіпкою. Запишіть рівняння реакції одержання кисню.

Дослід 6. Відновні властивості сірководню

В дві пробірки внесіть такі розчини: в першу – 5 крапель калій перманганату і 2 краплі 2 н. сульфатної кислоти, в іншу – стільки ж калій біхромату і тієї ж кислоти. В кожену

з пробірок додайте краплями сірководневу воду до зміни забарвлення кожного розчину і його помутніння внаслідок виділення вільної сірки.

Запишіть рівняння відповідних реакцій, враховуючи, що MnO_4^- – іон переходить в іон Mn^{2+} , а $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – в іон Cr^{3+} .

Дослід 7. Дія сульфатної кислоти на метали

У дві пробірки внесіть по 5–8 крапель розчину розведеної сульфатної кислоти і по 2–3 гранули металів: у першу – цинку, в другу – міді. Якщо реакція проходить повільно, то слід підігріти пробірки на невеликому полум'ї пальника.

В якому випадку реакція не відбувається? Чому? Напишіть рівняння реакцій, що протікають. Який елемент у цих реакціях є відновником?

У дві пробірки внесіть по 2–3 мл концентрованої сульфатної кислоти і додайте в одну з них 2–3 шматочки міді, а в іншу – 2-3 гранули цинку. Пробірки трохи підігрійте на невеликому полум'ї пальника. Спостерігайте виділення газів в обох пробірках. До отворів пробірок, по черзі, піднесіть вологий синій лакмусовий папірець і папірець, змочений розчином плюмбум (II) ацетату.

Запишіть спостереження. Чи той самий газ виділяється? Чому? Напишіть рівняння реакцій, що проходять, і вкажіть, який елемент у молекулі сульфатної кислоти є окисником. Напишіть можливі рівняння реакцій взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з цинком із утворенням: а) сірчистого газу; б) сірки; в) сірководню?

Вправи та задачі:

- 10 г суміші магнію і магній оксиду обробили надлишком хлоридної кислоти. В результаті цього виділилося 4,48 л газу (н.у.). Визначте процентний склад суміші (за масою).
- Скільки грамів 20%-ної хлоридної кислоти було використано для добування водню, яким було відновлено 7,95 г купрум(II) оксиду? При обчисленнях врахувати, що водню для цього витрачено вдвічі більше, ніж потрібно теоретично.
- Скільки літрів водню виділиться, якщо подіяти на 229 г суміші мідних, магнієвих і алюмінієвих ошурок, якщо масове співвідношення металів у суміші дорівнює 1:1:2?
- В якій ступені окиснення галогени можуть проявляти: а) лише окислювальні властивості; б) тільки відновлювальні; в) окислювальні і відновлювальні? Написати відповідні електронні формули для іонів.
- Скільки мл розчину аргентум(I) нітрату потрібно для реакції обміну з 1 мл 10%-ного розчину HBr (густина=1,06 г/мл)?
- Після взаємодії суміші 5 л водню і 4,48 л хлору (н.у.) продукт реакції розчинили в 85,4 мл води. Обчисліть масову частку речовини в одержаному розчині.
- Обчисліть нормальність розчину HCl , якщо 40 мл його після додавання надлишку AgNO_3 утворили 0,574 г AgCl .
- Скільки грамів йоду виділиться в сірчаноокислому розчині при взаємодії надлишку розчину KI із 150 мл 6%-ного розчину KMnO_4 (густина=1,04 г/мл)?
- В якому ступені окиснення Сульфур може бути: а) тільки окисником; б) тільки відновником? Написати відповідні електронні формули. За яких ступенів окиснення Сульфур та його сполуки можуть проявляти властивості як окислювачів, так і відновників?
- Яка маса калій перманганату, що містить 3% домішок, потрібна для одержання 33,6 л (у.н.) кисню?

11. Знайдіть об'ємну частку (%) озону в повітрі, якщо при пропусканні 100 мл повітря через розчин КJ виділилось 0,267 г іоду.
12. Обчисліть молярну концентрацію сульфатної кислоти в розчині масою 150 г з масовою часткою H_2SO_4 20%, з густиною 1,139 г/мл.
13. Який об'єм (н.у.) сірководню потрібно розчинити в 2 л води, щоб одержати 0,01 Н розчин?
14. При горінні сірководню виділився газ, з якого при подальшому окисленні одержали 2 л 0,5 М розчину сульфатної кислоти. Який об'єм (у.н.) сірководню згорів?
15. При розчиненні в 50 мл 25%-ного NaOH ($\rho=1,28$ г/мл) всього сульфуру диоксиду, отриманого при спалюванні 8,96 л сірководню, одержано розчин солі. Який її склад та масова частка в розчині?

Лабораторна робота № 7

ТЕМА: ВЛАСТИВОСТІ p-ЕЛЕМЕНТІВ V ТА IV ГРУП ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ.

Хід виконання роботи:

Дослід 1 (демонстраційний). Добування NO і NO₂

У пробірку помістіть мідні ошурки і долийте розведеної (1:3) нітратної кислоти так, щоб вона покрила ошурки повністю. Пробірку похило закріпіть у штативі, закрийте пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої підведіть під отвір іншої пробірки, заповненої водою і зануреної отвором у воду в кристалізаторі. Якщо реакція іде недостатньо енергійно – злегка підігрійте реакційну суміш на полум'ї пальника. Заповніть пробірку газом, що виділяється, приблизно на 3/4 її об'єму (в пробірці повинна залишатися вода), закрийте її під водою пальцем, вийміть з води і переверніть вниз дном. Відкрийте на 1–2 сек. отвір пробірки і спостерігайте побуріння безбарвного газу (пробірку тримати на білому фоні). Закрийте пробірку пальцем, струсніть її декілька разів до повного поглинання водою отриманого бурого газу. Знову відкрийте пробірку і спостерігайте побуріння вдруге і розчинення газу в воді при струшуванні. Отриманий розчин перевірте лакмусовим або універсальним індикаторним папірцем. Відзначте зміну забарвлення і зробіть висновок про реакцію середовища в розчині. Запишіть рівняння реакцій.

Дослід 2. Одержання кальцій гідрофосфату

Внесіть в пробірку по 1–2 мл розчинів кальцій хлориду і натрій гідрофосфату. Відзначте колір осаду, що утворився. Запишіть рівняння реакції в молекулярній та іонній формах.

Дослід 3. Осадження ферум (III) і алюміній фосфатів

У дві пробірки внесіть по 3–4 краплі розчинів солей: у першу – ферум (III) хлориду, в другу – алюміній сульфату. Додайте в кожную з пробірок по 2–3 краплі розчинів натрій ацетату і натрій гідрофосфату. Відмітьте кольори осадів, що утворилися. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах.

Дослід 4. Відновні властивості сполук стибію (III) та бісмуту (III)

У дві пробірки налейте по 2–3 краплі калій перманганату і 2 н. розчину хлоридної кислоти. В одну з пробірок додайте 3–5 крапель розчину стибій (III) хлориду, в іншу – стільки ж розчину бісмут (III) нітрату. Відзначте знебарвлення розчину в першій пробірці. Чи проходить така ж реакція в іншому випадку?

Напишіть рівняння реакції окиснення стибій (III) хлориду до $\text{H}[\text{SbCl}_6]$. Відзначте різну відновну здатність іонів Sb^{3+} і Bi^{3+} . З таблиці електродних потенціалів выпишіть відповідні числові значення. Чи підтверджують ці дані практичні спостереження?

Дослід 5 (демонстраційний). Добування і властивості вуглекислого газу

Приготуйте пробірку з нейтральним розчином лакмусу (5–6 крапель). Добудьте вуглекислий газ у пробірці з газовідвідною трубкою через взаємодію мармуру з розведеною (1:3) хлоридною кислотою. Кінець трубки занурте в пробірку з нейтральним розчином лакмусу і пропускайте газ протягом 2–3 хв.

Відзначте зміну забарвлення лакмусу. Запишіть схему рівноваги, що існує у водному розчині карбон діоксиду. Як зміститься ця рівновага при додаванні в розчин лугу, кислоти? Вкажіть причину зміщення рівноваги в кожному випадку.

Дослід 6 (демонстраційний). Одержання кальцій карбонату і гідрокарбонату

Наповніть пробірку на 1/2 її об'єму вапняною водою і пропускайте крізь неї карбон діоксид. Відзначте появу осаду кальцій карбонату. Продовжуйте пропускати карбон діоксид до розчинення осаду.

Напишіть рівняння реакцій: утворення кальцій карбонату і його подальшого розчинення під дією карбон діоксиду і води.

Дослід 7. Добування і властивості карбонатів лужноземельних металів

У двох пробірках добудьте кальцій і барій карбонати взаємодією 3–4 крапель солі відповідного металу з 3–4 краплями розчину натрій карбонату. Дайте розчинам відстоятись і, зливши більшу частину рідини, додайте до осадів по одній краплі розчину ацетатної кислоти. Що спостерігається?

Відзначте випадання осадів, їх забарвлення і розчинення в ацетатній кислоті, що супроводжується виділенням газу. Напишіть рівняння всіх реакцій.

Дослід 8. Отримання гелю силікатної кислоти

В одну пробірку внесіть 4–5 краплі натрій силікату і додайте 6–7 крапель 2 н. розчину хлоридної кислоти. Закрийте пробірку пальцем і струсніть її. Спостерігайте утворення гелю силікатної кислоти. Запишіть спостереження і рівняння реакцій.

Дослід 9. Добування важкорозчинних солей двовалентного плюмбуму

В чотири пробірки окремо внесіть по 2–4 краплі 2 н. розчинів сульфатної та хлоридної кислот, розчину калій іодиду і калій хромату. В кожную пробірку додайте по 2–3 краплі розчину солі плюмбуму. Відзначте випадіння осадів та їх кольори. Осад плюмбум хлориду

дослідіть на розчинність при нагріванні до кипіння і при охолодженні холодною водою. Осад плумбум іодиду відокремте від розчину, додайте 5–6 мл розчину ацетатної кислоти, нагрійте до кипіння і охолодіть. Струсіть пробірку, стежте за рухом кристаликів, що при цьому утворюються.

Запишіть спостереження і рівняння всіх реакцій, які проходять.

Вправи та задачі:

1. Пояснити різницю між ступенем окиснення і валентністю сполук: NH_3 , N_2 , N_2O , NO , NO_2 , HNO_3 .
2. Показати за допомогою реакцій, що сполуки арсену(III) мають амфотерні властивості.
3. Який об'єм (н.у.) нітроген диоксиду потрібно розчинити в 1 л води в присутності кисню, щоб одержати 15%-ний розчин нітратної кислоти?
4. Скільки літрів аміаку (у.н.) треба розчинити в 100 г 20%-ної ортофосфорної кислоти, щоб одержати амоній гідрофосфат?
5. Змішали 210 г 52%-ного і 115 г 22%-ного розчинів фосфорної кислоти. Яка процентна концентрація розчину, що утворився?
6. В результаті обробки 10 г суміші міді з купрум(II) оксидом нітратною кислотою виділилось 2,24 л нітроген(IV) оксиду (н.у.). Який процентний склад суміші?
7. При обробці мідних ошурок концентрованим розчином нітратної кислоти виділилось 11,2 л газу (н.у.). Отриманий розчин випарили досуха. Після часткового термічного розкладу утворилося 33,5 г твердої речовини. Обчисліть ступінь розкладу солі (яка частина солі розклася).
8. Розчинність вуглекислого газу у воді при 20°C становить 0,88 об'єму на 1 об'єм води. Знайдіть максимально можливу масову частку отриманої карбонатної кислоти, вважаючи взаємодію повною. Яке рН матиме отриманий розчин?
9. Суміш газів з карбон монооксиду, карбон диоксиду, метану і ацетилену пропустили послідовно крізь розчини бромної води та їдконого натру. Написати рівняння реакцій, що при цьому проходять. Який склад газової суміші, що залишилася?
10. При 60°C розчинність натрій карбонату становить 31,6 г, а при 0°C – 6,75 г на 100 г розчину. Скільки кристалічної соди виділиться при охолодженні 500 г насиченого розчину від 60 до 0°C?
11. Обчисліть тиск у посудині об'ємом 1,985 л при 500°C, в якій міститься 1,98 г фосгену, враховуючи, що фосген дисоціює на 55% за рівнянням: $\text{COCl}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{Cl}_2$.
12. 11,44 г кристалічного натрій карбонату утворюють 4,24 г безводної солі. Обчисліть кількість молекул води в кристалічній солі.
13. Скільки кристалічної соди $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ потрібно для нейтралізації 35 мл 2 н. сульфатної кислоти (густина 1,05 г/мл)?
14. Обчисліть кількість силіцію, якщо при дії на нього лугу добуто 5,6 л водню, виміряного за нормальних умов.
15. При взаємодії 72,8 г суміші невідомого металу(II) і його карбонату з хлоридною кислотою виділилось 8,96 л газів (у.н.). Після спалювання суміші газів та конденсації водяних парів об'єм газів зменшився до 6,72 л. Обчисліть процентний вміст металу в суміші.

**ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 4.
ОГЛЯД ВЛАСТИВОСТЕЙ МЕТАЛІВ.
МІНЕРАЛЬНІ ДОБРИВА.**

Лабораторна робота № 8

ТЕМА: ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ I-III ГРУП ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

Хід виконання роботи:

Дослід 1. Взаємодія магнію з водою

Внесіть у пробірку невелику кількість магнієвого порошку і додайте 1–2 мл дистильованої води. Відзначте відсутність реакції при кімнатній температурі. Нагрійте пробірку на невеликому полум'ї пальника. Що спостерігається? Додайте до отриманого розчину краплю фенолфталеїну. На утворення яких іонів вказує поява забарвлення фенолфталеїну? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 2. Взаємодія магнію з кислотами

У дві пробірки помістіть невелику кількість магнієвого порошку. В одну пробірку додайте декілька крапель 2 н. розчину хлоридної кислоти, а в іншу – таку ж кількість 2 н. розчину нітратної кислоти. Чи той самий газ виділяється? Чому? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 3. Добування магній гідроксиду та його властивості

У дві пробірки внесіть по 1 мл розчину солі магнію і в кожен з них додати по 2 мл розчину їдкого натру. В одну з пробірок додайте розчин хлоридної кислоти до повного розчинення осаду. У другій пробірці розчиніть осад у 2 н. розчині амоній хлориду. У якому випадку для розчинення осаду була потрібна більша кількість реактиву?

Напишіть рівняння реакцій: одержання магній гідроксиду і його розчинення в кислоті і в розчині солі амонію. Використовуючи добуток розчинності, поясніть розчинення магній гідроксиду в амоній хлориді і хлоридній кислоті. У якому реактиві розчинення відбувається легше? Чому? Чи розчиняється магній гідроксид при додаванні амоній сульфату, калій хлориду?

Дослід 4. Добування магній гідроксикарбонату

У пробірку до 2–3 крапель розчину солі магнію додайте розчин соди до утворення осаду магній гідроксикарбонату. Відмітьте виділення газу. Випробуйте відношення осаду основної солі магнію до хлоридної кислоти. Напишіть рівняння реакцій добування магній гідроксикарбонату і його розчинення в кислоті.

Дослід 5. Добування і властивості карбонатів лужноземельних металів

Отримайте осади кальцій, стронцію і барій карбонатів через взаємодію розчинів відповідних солей з розчином соди. Випробуйте відношення одержаних карбонатів до

хлоридної кислоти (кислоту додавати краплями). Напишіть рівняння відповідних реакцій. Відзначте розчинення карбонатів у кислоті.

Дослід 6. Порівняльна розчинність кальцій сульфату і карбонату

Отримайте кальцій сульфат, додавши до 3–4 крапель розчину кальцій хлориду 5–6 крапель розчину натрій сульфату. Дайте розчинові відстоятись і обережно злийте рідину над осадом у чисту пробірку. Переконайтесь у повноті осадження, додавши ще одну краплю розчину натрій сульфату. До отриманого прозорого розчину додайте декілька крапель розчину соди. Що спостерігається?

Користуючись правилом добутку розчинності і таблицею величин ДР, пояснити, чому розчин, після того, як з нього випав осад CaSO_4 , знову утворює осад при додаванні розчину соди?

Дослід 7. Взаємодія натрій пероксиду з водою

У пробірку внесіть шпателем невелику кількість порошку натрій пероксиду, додайте 8–10 крапель дистильованої води і розмішайте. Доведіть наявність лугу в отриманому розчині, додавши до нього одну краплю фенолфталеїну. Напишіть рівняння реакції взаємодії натрій пероксиду з водою.

Дослід 8. Відновні властивості натрій пероксиду

Внесіть у пробірку 4–5 крапель розчину калій перманганату, додайте невелику кількість натрій пероксиду і перемішайте. Відзначте виділення газу і появу бурого осаду. Напишіть рівняння реакції.

Дослід 9. Реакція середовища у розчинах натрій карбонату і гідрокарбонату

Внесіть у три пробірки по 6–7 крапель дистильованої води. У кожену з них додайте таку ж кількість нейтрального розчину лакмусу. В одну пробірку внесіть декілька кристаликів натрій карбонату, в другу – натрій гідрокарбонату. Третю пробірку залиште для порівняння. Перемішайте розчини. Порівняйте забарвлення лакмусу в розчинах солей із його забарвленням у третій пробірці.

Яка реакція середовища в розчинах і чому? Напишіть іонні та молекулярні рівняння реакцій гідролізу. Чому відтінок забарвлення лакмусу в розчинах цих солей різний? Відповідь обґрунтуйте.

Вправи та задачі:

1. При прожарюванні 30 г кристалогідрату кальцій сульфату виділяється 6,28 г води. Яка формула кристалогідрату?
2. При розчиненні в кислоті 5,00 г CaO , що містить домішки CaCO_3 , виділилося 140 мл газу, об'єм якого було виміряно за нормальних умов. Скільки процентів CaCO_3 (за масою) міститься у вихідній наважці?
3. Закінчити рівняння реакцій:
а) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \dots$; з) $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{розв.}) = \dots$;
б) $\text{Be} + \text{NaOH} = \dots$; д) $\text{BaO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$



4. Скільки грамів 1 М розчину їдкого калію треба взяти, щоб 200 г купрум(II) сульфату перетворити в купрум(II) гідроксид?
5. Попіл соломи гречки містить 35% калій оксиду. Якій кількості чистого калій хлориду відповідає 50 кг попелу?
6. Скільки літрів водню виділиться внаслідок взаємодії 1,5 моль натрію з водою?
7. Обчисліть, скільки грамів їдкого натру можна добути в результаті взаємодії 21,2 г натрій карбонату з відповідною кількістю кальцій гідроксиду?
8. До розчину, в якому міститься 20 г сірчаної кислоти, додали 18 г розчину їдкого натру. Яку реакцію має добутий розчин?
9. Розчинність калій біхромату у воді становить 12,3 г (20°C) та 73,0 г (80°C) на 100 г води. Скільки осаду випаде при охолодженні 300 г насиченого розчину цієї солі від 80 до 20°C?
10. При взаємодії хлоридної кислоти з сумішшю магнію і магній карбонату виділилося 11,2 л газу (у.н.). Після спалювання газу і конденсації водяних парів об'єм газу зменшився до 4,48 л (у.н.). Визначте масову частку магній карбонату в суміші.
11. При кип'ятінні розчину калій гідрокарбонату (втратами води знехтувати) отримали розчин калій карбонату з масовою часткою 3,49%. Якою була початкова концентрація калій гідрокарбонату?
12. Скільки кілограмів 30%-ного розчину калій хлориду слід узяти, щоб добути за допомогою електролізу 50 кг їдкого калію?
13. Маса чистих натрій хлориду та іодиду дорівнює 0,4 г. Розчин цієї суміші з розчином аргентум(I) нітрату дає осад, маса якого 0,8981 г. Знайдіть початковий склад суміші.
14. При прожарюванні 51,8 г безводної солі невідомого металу (II) виділилася вода і карбон(IV) оксид. Після пропускання оксиду над розжареним вугіллям об'єм газу збільшився на 4,48 л. Визначте невідомий метал.
15. Напишіть рівняння хімічних реакцій:

а) $\text{Al} + \text{C} =$	з) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} =$
б) $\text{Al} + \text{HCl} =$	д) $\text{Al} + \text{S} =$
в) $\text{Al} + \text{NaOH} =$	е) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{C} + \text{Cl}_2 =$
16. Які мінерали алюмінію найбільш широко розповсюджені в природі? Які з них використовуються для одержання алюмінію?
17. Які координаційні числа характерні для алюмінію в його сполуках? Наведіть конкретні приклади.
18. Визначте скільки грамів металічного алюмінію, що містить 2% неметалічних добавок, необхідно взяти для отримання 1000 л водню (н. у.).
19. Визначте, яка кількість алюмокалієвих галунів виділиться із 1000 г насиченого розчину при охолодженні його від 90 до 0°C, якщо розчинність алюмокалієвих галунів при цих температурах рівна відповідно 51.5 г і 3.1 г в перерахунку на безводну сіль.
20. З якими кислотами взаємодіє алюміній? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

Лабораторна робота № 9

ТЕМА: ВЛАСТИВОСТІ d-ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ.

ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ. ЕЛЕКТРОЛІЗ.

Хід виконання роботи:

Дослід 1. Дія на солі феруму (III) калій роданіду

Помістіть в пробірку 5–6 крапель розчину ферум (III) хлориду і додайте одну краплю розчину калій роданіду. Відзначте зміну кольору розчину. Перенесіть 1 краплю одержаного розчину в іншу пробірку і додайте 8–10 крапель води.

Запишіть рівняння реакції з утворенням $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. Чим пояснюється світліше забарвлення при розведенні?

Дослід 2. Дія на солі ферум (III) калій гексаціаноферрату (II)

Внесіть в пробірку 2–3 краплі розчину ферум (III) хлориду і додайте 1 краплю розчину калій гексаціаноферрату (II) (жовтої кров'яної солі $K_4[Fe(CN)_6]$). Що спостерігається? Відзначте колір осаду, що утворився (берлінська лазур). Вкажіть хімічну назву і формулу одержаної речовини.

Дослід 3. Окисні властивості феруму (III)

В дві пробірки окремо внесіть по 3–4 краплі розчину ферум (III) хлориду і додайте в одну з них 1–2 краплі розчину калій іодиду, а в іншу – декілька кристаликів натрій сульфїту. В який колір і чому забарвлюється розчин у першій пробірці? В другій пробірці спочатку з'являється буро-червоне забарвлення, внаслідок утворення малостійкого ферум (III) сульфїту, яке зникає при нагріванні. Переконайтесь у відновленні феруму до ступеня окиснення +2 за допомогою якісної реакції з калій гексаціаноферратом(III) (червоною кров'яною сіллю) $K_3[Fe(CN)_6]$. Відзначте колір осаду, що утворився (турнбулева синь). Вкажіть хімічну назву і формулу одержаної речовини.

Напишіть рівняння реакцій, враховуючи, що при окисненні натрій сульфїту ферум (III) хлоридом у реакції бере участь вода.

Дослід 4. Одержання і властивості хром (III) гідроксиду

Отримайте у двох пробірках малорозчинний хром (III) гідроксид через взаємодію 3–4 крапель розчину солі хрому (III) з двома краплями 2 н. розчину лугу. Випробуйте відношення хром гідроксиду до кислоти і до надлишку лугу, для чого додайте в одну пробірку краплями 2 н. розчин сульфатної кислоти, а в другу – 2 н. розчин лугу до розчинення осаду.

Напишіть рівняння реакцій: а) отримання хром (III) гідроксиду; б) взаємодії хром (III) гідроксиду з кислотою та з лугом, враховуючи, що в другому випадку утворюється комплексний аніон $[Cr(OH)_6]^{3-}$. Як називається відповідна калієва сіль? При підкисненні розчину відбувається поступове заміщення гідроксидних лігандів у гідроксокомплексі хрому(III) на молекули води з утворенням аквакомплексу. При цьому координаційне число комплексоутворювача не змінюється. Зробити висновок про кислотно-основний характер хром (III) гідроксиду.

Дослід 5. Паралельний гідроліз хром (III) сульфату і натрій карбонату

До 2–3 крапель розчину хром (III) сульфату додайте краплями розчин натрій карбонату до утворення осаду $Cr(OH)_3$. Зафіксуйте виділення газу.

Чому не утворюється хром (III) карбонат? Який газ виділяється? Напишіть молекулярне та іонне рівняння реакції. Яка форма гідролізу хром (III) сульфату мала місце в цій реакції?

Дослід 6. Перехід калій хромату в біхромат

До 3–4 крапель розчину калій хромату додавати 2 н. розчин сульфатної кислоти. Відзначте забарвлення взятого і отриманого розчинів і вкажіть, якими іонами ці забарвлення зумовлені. Напишіть рівняння реакції.

Дослід 7. Перехід калій біхромату в хромат

До 3–4 крапель розчину калій біхромату додайте краплями розчин лугу до зміни забарвлення. Напишіть рівняння реакції. Поясніть зміщення рівноваги системи $2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \Leftrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ при додаванні: а) кислоти; б) лугу. Який іон – хромат чи біхромат – існує у кислому середовищі, а який – у лужному?

Дослід 8. Одержання малорозчинних хроматів

У три пробірки з розчином калій хромату додайте по 2–3 краплі розчинів: в першу – барій хлориду, в другу – плюмбум (II) ацетату, в третю – аргентум (I) нітрату. Відзначте кольори осадів, що утворилися.

Напишіть в молекулярній та іонній формах рівняння реакцій.

Дослід 9. Гідратна ізомерія аквакомплексів хрому (III)

Хром хлорид $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ утворює ізомери різного кольору: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – синьо-фіолетовий, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ – темно-зелений, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ – світло-зелений. У розчині всі три ізомери перебувають у рівновазі, стан якої залежить від різних факторів, зокрема від температури.

У дві пробірки помістіть по декілька кристаликів шестиводного хром (III) хлориду і розчиніть їх у 0,5 мл води. Одну пробірку залиште в якості контрольної, іншу – нагрійте на водяній бані і спостерігайте за зміною забарвлення.

Який ізомер аквакомплексу хрому (III) переважно стійкий при кімнатній температурі? При високій температурі? Дайте назви усім ізомерам за раціональною номенклатурою.

Дослід 10. Гальванічний елемент з металевими електродами.

Складіть прилад, як показано на рис. 3. В один стакан налейте 1 М розчин цинк

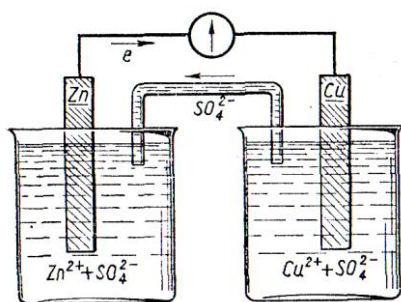


Рис. 3

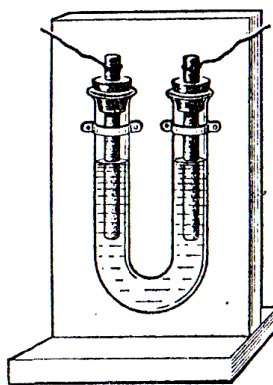


Рис. 4

сульфату, а в другий – 1 М розчин купрум (II) сульфату. Занурте в перший розчин цинковий електрод, а в другий – мідний, під'єднайте обидва електроди припаяними до них мідними дротиками до клем вольтметра: цинковий

електрод – до негативного полюса, мідний – до позитивного. З'єднайте обидва розчини електролітичним містком (зігнутою скляною трубкою, наповненою 1 н. розчином калій хлориду). Спостерігайте за відхиленням стрілки вольтметра. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах. За нормальними потенціалами обчисліть е.р.с. елемента. Порівняйте її з показами вольтметра. Поясніть, чому знайдена е.р.с. елемента менша від обчисленої?

Дослід 11. Електроліз розчину калій йодиду.

До 0,1 н. розчину калій йодиду додайте по кілька краплин розчинів крохмалю і фенолфталеїну. Добути розчином наповніть до половини прилад для проведення електролізу (рис. 4). За приладом поставте екран з білого паперу. В обидва отвори приладу вставте закріплені в гумових пробках з прорізами для виходу газів вугляні електроди так, щоб вони були занурені в розчин на 2–3 см. Під'єднайте електроди до джерела постійного струму (4–6 В). Спостерігайте за появою малинового забарвлення біля катода і синього – біля анода. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах, і поясніть, чому забарвлення, яке з'являється біля електродів, різне.

Вправи та задачі:

1. Написати електронні формули атомів Хрому і Молібдену. Пояснити, чому в основному стані Хром і Молібден мають електронні конфігурації $(n-1)d^3ns^1$, а не $(n-1)d^4ns^2$.
2. Визначте ступінь окиснення Хрому, Молібдену і Вольфраму в таких сполуках:
 - а) Cr_2O_3 , $VaCrO_4$, $CaCr_2O_7$;
 - б) $Cr_2(SO_4)_3$, $Fe(CrO_2)_2$, $Na_2W_4O_{13}$;
 - в) WS_2 , WO_3 , MoS_2 , $PbMoO_4$.
3. Написати в молекулярній та іонній формах рівняння реакцій взаємодії хром(III) гідроксиду: а) з розчином сульфатної кислоти; б) з розчином ідкого калію.
4. За значеннями стандартних електродних потенціалів виявити, чи можливе окиснення в кислому середовищі калій біхроматом: а) плюмбум (II) нітрату; б) плюмбум(II) сульфату.
5. При повному відновленні воднем 14,4 г металу(II) оксиду утворилось 11,2 г цього металу. Оксид якого металу піддали відновленню?
6. Обчисліть кількість молів ферум(II) хлориду, який утворився внаслідок взаємодії 28 г заліза з надлишком хлоридної кислоти, якщо масова частка практичного виходу солі становить 95%.
7. Який об'єм 0,2 М розчину калій біхромату потрібно для окиснення в сірчанокислому розчині 50 мл 4%-ного розчину H_2SO_3 (густина 1,02 г/мл)?
8. Який процентний склад суміші із заліза і магнію, якщо 4 г цієї суміші витискають із хлоридної кислоти 2,24 л водню?
9. Який об'єм кисню потрібен, щоб 3,6 г ферум(II) гідроксиду окислити в ферум(III) гідроксид?
10. Зразок залізного сплаву масою 5 г розчинили в надлишку хлоридної кислоти. Нерозчинний залишок (вуглець) становив 0,2 г. Якого типу залізுவуглецевий сплав: сталь чи чавун?
11. Скільки процентів вуглецю міститься в сталі, якщо внаслідок спалювання в струмені кисню її зразка масою 4 г утворилось 0,22 г карбон(IV) оксиду?
12. Залізну пластинку масою 10 г занурили в розчин, що містить 4 г мідного купоросу. Обчисліть, яку масу матиме пластинка після того, як залізо витіснить всю мідь.
13. Для відновлення 152 г хром(II) оксиду алюмотермічним способом взяли 50 г алюмінію. Обчисліть, скільки утворилося хрому. Яку з речовин взято в надлишку?
14. При відпалі 100 г піриту одержали газ, котрий спочатку ретельно очистили від домішок, а потім використали для повної нейтралізації 400 мл 25%-ного розчину натрій гідроксиду (густина 1,28 г/мл). Визначте процентний вміст домішок у піриті.

15. При відпалі 80 г технічного піриту виділився оксид сірки, при взаємодії якого з надлишком сірководню утворилося 96 г сірки. Визначте процентний вміст домішок.

Лабораторна робота № 10

ТЕМА: ВИЗНАЧЕННЯ МІНЕРАЛЬНИХ ДОБРИВ МЕТОДАМИ АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ

Хід виконання роботи:

Дослід 1. Визначення мінеральних добрив методами аналітичної хімії

Визначення катіонно-аніонного складу добрива зробіть за схемою визначника (цифра - так, 0- ні):

1	Добриво у воді повністю або майже повністю розчиняються	2
0	Добриво у воді не розчиняється або мало розчиняється	12
2	Розчин добрива під час нагрівання з лугом виділяє аміак	3
0	Аміак із розчину добрива після додавання розчину луку не виділяється	6
3	Розчин добрива з розчином нітрату аргентуму (I) утворює осад, нерозчинний у слабкій нітратній кислоті	4
0	Розчин добрива з розчином нітрату аргентуму (I) осад не утворює, хоча може спостерігатись невелике каламучення	5
4	Осад білого кольору. Сухе добриво білого або жовтуватого кольору	Амоній хлорид
0	Осад жовтий	Амофос І діамофос
5	Розчин добрива з розчином хлориду барію утворює білий осад. Сухе добриво на розжареному вугіллі пахне аміаком, не плавиться, не спалахує	Амоній сульфат
0	Розчин добрива з розчином хлориду барію осаду не утворює, хоча може утворюватись каламуть, на розжареному вугіллі плавиться, кипить, відчувається запах аміаку	Аміачна селітра
6	Розчин добрива з розчином аргентум (I) нітрату утворює білий сирнистий осад, нерозчинний у слабкій нітратній кислоті	7
0	Розчин добрива осаду не утворює, хоча може давати каламуть	8
7	Добриво сухе; кристали дрібні білого або оранжевого кольору	Калій хлорид
0	Кристали білого або рожевого кольору	Калійна сіль
0	Добриво - суміш білих, рожевих і синіх кристалів; містить інші домішки	Сильвініт
8	Розчин добрива з розчином оксалату амонію утворює білий осад	Кальцієва

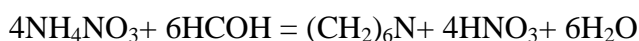
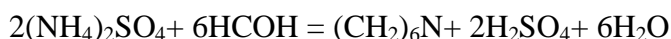
		селітра
0	Розчин добрива осаду не утворює, але може давати каламуть	9
9	Сухе добриво на розжареному вугіллі виділяє аміак	Карбамід, сечовина
0	Сухе добриво під час нагрівання аміаку не виділяє	10
10	Розчин добрива з розчином хлориду барію утворює білий осад, нерозчинний в оцтовій або слабкій хлоридній кислоті	Калій сульфат
0	Розчин добрива осаду не утворює	11
11	Кристали добрива дрібні, сухі ; на розжареному вугіллі спалахують і з шипінням згорають, колір полум'я фіолетовий	Калійна селітра
0	Кристали добрива вологі, під час горіння на розжареному вугіллі колір полум'я жовтий	Натрієва селітра
12	У разі добавляння до сухого добрива (в пробірці) хлоридної або оцтової кислоти вміст пробірки спінюється і "скипає"	13
0	Вміст пробірки не скипає і не піниться, або скипає і трохи піниться	14
13	Добриво має вигляд білого або бруднуватого порошку	Вапняк або мергель
14	Колір сухого добрива білий	15
0	Добриво іншого кольору	16
15	У разі добавляння до розчину аргентум (I) нітрату верхній шар осаду жовтіє	Преципітат
0	Верхній шар осаду не жовтіє	Гіпс
16	Добриво блідо-сірого або сірого кольору, порошоквате або гранульоване, має кислу реакцію (проба на лакмус)	Суперфосфат
0	Добриво має вигляд сіро-коричневого землистого порошку	Фосфористе борошно

Результати якісного аналізу добрив (властивості, склад, реакції тощо) запишіть у таблицю:

№ пробірки	Колір	Вологість	Розчинність у воді	Наявність аміаку	Наявність Cl ⁻	Наявність SO ₄ ²⁻	Наявність Ca ²⁺	Наявність CO ₃ ²⁻	Інші реакції	Склад, формула	Назва добрива

Дослід 2. Визначення вмісту Нітрогену в азотних добривах формаліновим методом

Визначення Нітрогену базується на кількісному зв'язуванні аміаку формаліном в органічну сполуку гексаметилентетрамін $(\text{CH}_2)_6\text{N}$. Аміачні добрива під час взаємодії з формаліном у нейтральному водному розчині гексаметилентетрамін і мінеральну кислоту в кількості, еквівалентній вмісту аміаку в розчині добрива :



Утворену кислоту титрують лугом. За кількістю утвореної і відтитрованої кислоти визначають вміст Нітрогену в добриві.

Виготовлення розчину добрива для аналізу.

1. Наважку подрібненого добрива (аміачної селітри 2 г, амоній сульфату 5 г) помістіть у стакан місткістю 200-250 мл і розчиніть у 50 мл дистильованої води. Розчин відфільтруйте в мірну колбу на 250 мл. Стакан кілька разів ополосніть дистильованою водою, зливаючи промивні води через фільтр у ту саму колбу. Об'єм розчину в мірній колбі доведіть дистильованою водою до мітки і добре перемішайте.

2. Фільтрат об'ємом 12,5 мл помістіть у конічну колбу місткістю 200-250 мл і нейтралізуйте за наявності двох крапель метилового червоного 0,1 н. розчином NaOH до переходу рожевого забарвлення в золотисто-червоне.

3. Додайте 10 мл 25%-го розчину формаліну в іншу колбу. Додайте до нього 2 краплі метилового червоного і теж нейтралізуйте 0,1 н. розчином NaOH, не допускаючи його надлишку.

4. Після цього розчин формаліну влийте в нейтралізований розчин добрива, що аналізується, і добре перемішайте. Чому розчин порожів?

5. До добутого розчину додайте дві краплі фенолфталеїну і відтитруйте кислоту, що утворилась, 0,1 н. розчином NaOH. У зв'язку з тим, що в розчині є два індикатори, під час титрування забарвлення спочатку переходить в блідо-жовте (при зміні кольору індикатору метилового червоного за $\text{pH} = 6,2$), а потім стає блідо-рожевим (за фенолфталеїном при $\text{pH} = 8,2$). Поява блідо-рожевого забарвлення свідчить про кінець титрування.

Обчислення результатів аналізу.

За кількістю лугу, витраченого на титрування досліджуваної порції розчину (12,5 мл) добрива, обчислюють вміст Нітрогену:

$$X = (A \cdot 0,0014 \cdot 20 \cdot 100) / N,$$

де X – вміст Нітрогену в добриві, %; A – кількість мілілітрів 0,1 н розчину NaOH, витраченого на титрування; N – наважка добрива, г; 0,0014 – кількість Нітрогену в грамах,

що відповідає 1 мл 0,1 н розчину NaOH; 20 – коефіцієнт для перерахунку результатів на всю наважку добрива; 100 – коефіцієнт для вираження результату у відсотках.

При аналізі аміачної селітри результат (вміст Нітрогену у відсотках) потрібно помножити на 2, оскільки визначили лише Нітроген амонію; Нітроген кислотної групи (NO_3^-) формаліновим методом не враховувався.

Результати роботи запишіть у таблицю:

Назва добрива	Наважка, г	Об'єм 0,1 н розчину NaOH, витраченого на титрування	Вміст Нітрогену, %
---------------	------------	---	--------------------

Дослід 3. Визначення вмісту Калію в добривах титруванням

Метод базується на взаємодії натрій гідрогентартрату з калійним добривом з утворенням малорозчинного калій гідрогентартрату. Залишок натрій гідрогентартрату, що залишився невикористаним для зв'язування Калію, встановлюється титруванням, а звідси й вміст самого Калію в добриві.

1. Розчиніть 10 г подрібненого калійного добрива в 80 мл дистильованої води, перемішуючи вміст стакана скляною паличкою.

2. Розчин відфільтруйте в мірну колбу місткістю 100 мл, доведіть його об'єм дистильованою водою до мітки і ретельно перемішайте.

3. Перенесіть 2 мл фільтрату піпеткою в хімічний стакан на 100 мл, додайте 20 мл 0,33 н. розчину натрій гідрогентартрату. Вміст стакана перемішайте скляною паличкою протягом 15 - 20 хв.

4. Осад калій гідрогентартрату, що утворився, відфільтруйте.

5. 5 мл фільтрату перенесіть у колбу і титруйте 0,1 н. розчином гідроксиду натрію до появи блідо-рожевого забарвлення.

Обчислення результатів аналізу. Результати аналізу обчислюють за формулою:

$$X = ((A_1 - A_2 \cdot 4,4) \cdot 0,1 \cdot 0,005 \cdot 100) / N,$$

де X – вміст Калію (K_2O) в добриві, %; A_1 – кількість мілілітрів розчину натрій гідрогентартрату, прилитих до 2 мл розчину добрива, в перерахунку на 0,1 н розчин ($20 \cdot 3,3 = 66$), тобто 20 мл 0,33 н розчину натрій гідрогентартрату відповідають 66 мл 0,1 н його розчину; A_2 – кількість мілілітрів розчину натрій гідроксиду, витраченого на титрування надлишку натрій гідрогентартрату; 4,4 – коефіцієнт для перерахунку результатів титрування на весь об'єм розчину (2 мл добрива + 20 мл 0,33 н. розчину натрій гідрогентартрату = 22 мл; для титрування взято 5 мл фільтрату; $22 \text{ мл} : 5 \text{ мл} = 4,4$); N – наважка добрива, г; 0,1 – еквівалентна концентрація лугу; 0,005 – коефіцієнт для перерахунку на K_2O ; 100 – коефіцієнт для перерахунку на вміст у відсотках.

Результати запишіть у таблицю :

Добриво	Наважка, г	Об'єм NaOH , витраченого на титрування, мл	Вміст K ₂ O,%
---------	------------	--	--------------------------

Вправи та задачі:

1. Що таке добрива?
2. У чому полягає умовність поділу на добрива прямодіючі і опосередкованої дії?
3. Як класифікують мінеральні добрива?
4. У чому перевага гранульованих добрив перед порошковатими?
5. Виходячи з хімічних формул нітрату натрію, фосфату кальцію і хлориду калію, обчисліть у них масову частку діючої речовини (у відсотках).
6. Назвіть основні групи азотних добрив. Наведіть приклади добрив, що належать до кожної з груп.
7. Стисло схарактеризуйте властивості та особливості застосування аміачної селітри і сечовини.
8. Складіть рівняння реакцій добування нітрату та сульфату амонію нейтралізацією відповідної кислоти аміаком.
9. На які групи поділяють фосфатні добрива за їх розчинністю? Наведіть приклади добрив кожної групи.
10. Що є сировиною для виробництва фосфатних добрив?
11. У чому перевага подвійного суперфосфату перед простим?
12. За яких умов використання фосфоритного борошна як безпосереднього добрива найефективніше?
13. Які основні умови ефективного використання фосфатних добрив?
14. Назвіть мінерали, з яких виробляють калійні добрива.
15. Які ви знаєте сульфатні форми калійних добрив? Під які культури їх слід вносити?
16. Які умови враховують під час обчислення потреби внесення калійних добрив?
17. Що таке комплексні добрива, на які групи їх поділяють і в чому, на вашу думку, їх переваги перед простими добривами?
18. Які вимоги висуваються до добрив, що змішуються? Чому деякі добрива не можна змішувати?
19. Які ви знаєте складні добрива, який вміст у них поживних речовин і які особливості їх застосування?
20. Обчисліть вміст елементів живлення в метафосфаті калію KPO₃ і в поліфосфаті амонію (NH₄)₄P₂O₇.

ЗМІСТ

Пояснювальна записка	3
План лабораторного практикуму	4
Основні вимоги і правила роботи в лабораторії	6
Змістовий модуль 1.	
Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття та закони хімії. Стехіометричні розрахунки. Будова атомів, молекул та твердих тіл	11
Лабораторна робота № 1. Основні хімічні закони. Встановлення формули кристалогідрату купрум (II) сульфату	11
Семинар. Будова атома. Періодичний закон. Хімічний зв'язок	13
Змістовий модуль 2.	
Класифікація неорганічних сполук. Закономірності перебігу хімічних реакцій. Дисперсні системи. Властивості розчинів електrolітів.	15
Лабораторна робота № 2. Класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки	15
Лабораторна робота № 3. Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага. Адсорбція. Каталіз.	20
Лабораторна робота № 4. Приготування розчину певної концентрації. Колоїдні розчини.	23
Лабораторна робота № 5. Гідроліз солей. Кислотно-основне титрування.	29
Змістовий модуль 3	
Огляд властивостей неметалів.	39
Лабораторна робота № 6. Властивості р-елементів VII і VI груп періодичної системи	39
Лабораторна робота № 7. Властивості р-елементів V і IV груп періодичної системи	42
Змістовий модуль 4	
Огляд властивостей металів.	
Мінеральні добрива	45
Лабораторна робота № 8. Властивості металів I-III груп періодичної системи	45
Лабораторна робота № 9. Властивості d-елементів періодичної системи. Гальванічний елемент. Електроліз.	47
Лабораторна робота № 10. Визначення мінеральних добрив методами аналітичної хімії	51

Періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва

Періоди	Ряди	Групи									
		a I б	a II б	a III б	a IV б	a V б	a VI б	a VII б	a VIII б	VIII б	
1	1	(H)						1 H Гідроген	2 He Гелій		
2	2	3 Li Літій	4 Be Берилій	5 B Бор	6 C Карбон	7 N Нітроген	8 O Оксиген	9 F Флуор	10 Ne Неон		
3	3	11 Na Натрій	12 Mg Магній	13 Al Алюміній	14 Si Силіцій	15 P Фосфор	16 S Сулфур	17 Cl Хлор	18 Ar Аргон		
4	4	19 K Калій	20 Ca Кальцій	21 Sc Скандій	22 Ti Титан	23 V Ванадій	24 Cr Хром	25 Mn Манган	26 Fe Ферум	27 Co Кобальт	28 Ni Нікол
	5	29 Cu Купрум	30 Zn Цинк	31 Ga Галій	32 Ge Германій	33 As Арсен	34 Se Селен	35 Br Бром	36 Kr Криптон		
5	6	37 Rb Рубідій	38 Sr Стронцій	39 Y Ітрій	40 Zr Цирконій	41 Nb Ніобій	42 Mo Молибден	43 Tc Технецій	44 Ru Рутеній	45 Rh Родій	46 Pd Паладій
	7	47 Ag Аргентум	48 Cd Кадмій	49 In Індій	50 Sn Станум	51 Sb Стибій	52 Te Телур	53 I Іод	54 Xe Ксенон		
6	8	55 Cs Цезій	56 Ba Барій	57 La * Лантан	72 Hf Гафній	73 Ta Тантал	74 W Вольфрам	75 Re Реній	76 Os Осмій	77 Ir Іридій	78 Pt Платина
	9	79 Au Аурум	80 Hg Меркурій	81 Tl Талій	82 Pb Плюмбум	83 Bi Бісмут	84 Po [209] Полоній	85 At [210] Астат	86 Rn [222] Радон		
7	10	87 Fr [223] Францій	88 Ra 226 Радій	89 [227] Ac ** Актиній	104 [261] Rf Резерфордій	105 [262] Db Дубній	106 [263] Sg Сіборгій	107 [262] Bh Борій	108 [265] Hs Гасій	109 [266] Mt Майтнерій	110 [272] Uun Унуннілій
Вищі 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			



* Лантаноїди

58 140 Ce Церій	59 141 Pr Празеодим	60 144 Ce Неодим	61 [145] Pm Прометій	62 150 Sm Самарій	63 152 Eu Європій	64 157 Gd Гадоліній	65 159 Te Тербій	66 163 Dy Диспрозій	67 165 Ho Гольмій	68 167 Er Ербій	69 169 Tm Тулій	70 173 Yb Ітербій	71 175 Lu Лютецій
-----------------------	---------------------------	------------------------	----------------------------	-------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------	---------------------------	-------------------------	-----------------------	-----------------------	-------------------------	-------------------------

** Актиноїди

90 232 Th Торій	91 [231] Pa Протактиній	92 238 U Уран	93 [237] Np Нептуній	94 [244] Pu Плутоній	95 [243] Am Америцій	96 [247] Cm Кюрій	97 [247] Bk Берклій	98 [251] Cf Каліфорній	99 [252] Es Ейнштейній	100 [257] Fm Фермій	101 [258] Md Менделєвій	102 [259] No Нобелій	103 [260] Lr Лоуренсій
-----------------------	-------------------------------	---------------------	----------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------	-------------------------------	----------------------------	------------------------------

Розчинність основ, кислот і солей у воді (при температурі 20-25°C)

Катіони	Аніони													
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻	CN ⁻
H ⁺		P	P	P	P	P	P	∞	∞	P	M	H	∞	∞
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	-	P	P
Na ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K ⁺	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	-	P	P
Mg ²⁺	M	H	P	P	P	P	H	P	P	H	H	H	P	P
Ca ²⁺	M	H	P	P	P	M	H	M	P	H	H	H	P	P
Ba ²⁺	P	M	P	P	P	P	-	H	P	H	H	H	P	P
Al ³⁺	H	M	P	P	P	-	-	P	P	H	-	H	P	-
Cr ³⁺	H	H	P	P	P	-	H	P	P	H	-	H	P	H
Zn ²⁺	H	M	P	P	P	H	H	P	P	H	-	H	P	P
Mn ²⁺	H	M	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P	P
Co ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P	H
Ni ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P	P
Fe ²⁺	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P	P
Fe ³⁺	H	H	P	P	P	-	-	P	P	H	H	H	-	H
Cd ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P	M
Hg ²⁺	-	-	P	M	H	H	H	M	P	H	H	-	M	P
Cu ²⁺	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P	P
Ag ⁺	-	P	H	H	H	H	H	M	P	H	H	H	M	H
Sn ²⁺	H	P	P	P	P	H	-	P	-	H	-	-	P	P
Pb ²⁺	H	H	M	M	H	H	H	H	P	H	H	H	P	M

P – розчинна речовина; M – малорозчинна; H – нерозчинна; - – речовина не існує; ∞ – необмежено розчинна

Відносні електронегативності деяких елементів

Елемент	F	O	N	Cl	Br	S	I	C	Se	P	H	Te	As	B	Ge	Si	Sb	Ga	Sn	Al	Be	In	g	Ca	Sr	Li	Na	K	Rb
Відносна електронегативність	4	3,5	3,1	3,0	2,8	2,6	2,6	2,6	2,5	2,2	2,15	2,1	2,1	2,0	2,0	1,9	1,8	1,8	1,7	1,6	1,5	1,5	1,2	1,04	0,99	0,98	0,93	0,91	0,89

Електрохімічний ряд напруг металів

Метал	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Hg	Ag	Au
Стандартний електродний потенціал	-3,2	-2,92	-2,84	-2,71	-2,38	-1,66	-0,81	-0,76	-0,71	-0,44	-0,4	-0,23	-0,14	-0,13	0,00	+0,34	+0,51	+0,78	+1,5

Деякі одиниці міжнародної системи (СІ)

<i>Величина</i>	<i>Одиниця</i>	
	<i>Назва</i>	<i>Позначення</i>
<i>Основні одиниці</i>		
Довжина	Метр	м
Маса	Кілограм	кг
Час	Секунда	с
Сила струму	Ампер	А
Температура	Кельвін	К
Кількість речовини	Моль	моль
<i>Похідні одиниці</i>		
Об'єм	Метр кубічний	м ³
Густина	Кілограм на метр кубічний	кг/м ³
Сила, вага	Ньютон	Н
Тиск	Паскаль	Па
Енергія	Джоуль	Дж
Робота		
Кількість теплоти		
Потужність	Ватт	Вт
Кількість електрики	Кулон	Кл
Електрична напруга	Вольт	В
Електричний потенціал		
Електрорушійна сила		

Співвідношення між деякими несистематичними одиницями і одиницями СІ

<i>Величина</i>	<i>Одиниця</i>	<i>Еквівалент в СІ</i>
Довжина	Мікрон чи мікрометр (мкм)	10 ⁻⁶ м
	Ангстрем (А)	10 ⁻¹⁰ м
Маса	Карат (кар)	2·10 ⁻⁴ кг
	Грам (г)	10 ⁻³ кг
	Тонна (т)	10 ³ кг
Тиск	Атмосфера фізична (атм)	1,01325·10 ³ Па
	Міліметр ртутного стовпчика (мм.рт.ст.)	133,322 Па
Температура	Градуси Цельсія (0° С)	273 К
Об'єм	Літр (л) = Дециметр кубічний (дм ³)	10 ⁻³ м ³
Енергія, робота, кількість теплоти	Електронвольт (еВ)	1,60219·10 ⁻¹⁹ Дж
	Калорія (кал)	4,1868 Дж
	Кілокалорія (ккал)	4186,8 Дж
Дипольний момент	Дебай (D)	3,34·10 ⁻³⁰ Кл·м

Значення деяких фундаментальних фізичних сталих

<i>Стала</i>	<i>Позначення</i>	<i>Числове значення</i>
Швидкість світла у вакуумі	<i>c</i>	$2,9979246 \cdot 10^8$ м/с
Стала Планка	<i>h</i>	$6,62618 \cdot 10^{-31}$ Дж·с
Елементарний електричний заряд	<i>e</i>	$1,602189 \cdot 10^{-19}$ Кл
Стала Авогадро	<i>N</i>	$6,022045 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Стала Фарадея	<i>F</i>	96 484,6 Кл/моль 26,8 А·год/моль
Універсальна газова стала	<i>R</i>	8,3144 Дж/(моль·К) 0,0821 л·атм/(моль·К) 62 360 мм.рт.ст.·мл/(моль·К)
Нормальні умови	<i>н.у.: T₀, P₀</i>	273 К, 101 325 Па
Молярний об'єм газу при н. у.	<i>V₀</i>	22,4 л
Атомна одиниця маси	<i>а.о.м.</i>	$1,66054 \cdot 10^{-27}$ кг
Маса спокою електрона	<i>m_e</i>	$9,10939 \cdot 10^{-31}$ кг
Маса спокою протона	<i>m_p</i>	$1,67262 \cdot 10^{-27}$ кг
Маса спокою нейтрона	<i>m_n</i>	$1,67493 \cdot 10^{-27}$ кг

Назви найважливіших кислот

<i>Формули кислот</i>	<i>Назви</i>	
	<i>кислоти</i>	<i>аніонів їх солей</i>
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
AlO ₂	метаалюмінієва кислота	метаалюмінат
AsO ₂	метаарсенітна	метаарсеніт
H ₃ AsO ₃	ортоарсенітна	ортоарсеніт
AsO ₃	метаарсенатна	метаарсенат
H ₃ AsO ₄	ортоарсенатна	ортоарсенат
BVO ₂	метаборна	метаборат
H ₃ BO ₃	ортоборна	ортоборат
H ₂ B ₄ O ₇	тетраборна	тетраборат
HBr	бромідна	бромід
HBrO	гіпобромідна	гіпобромідна
HBrO ₃	броматна	броматна
НСООН	мурашина (етанова)	форміат
СН ₃ СООН	оцтова	ацетат
HCN	ціанідна (синильна)	ціаніди
H ₂ СО ₃	карбонатна	карбонат
H ₂ С ₂ О ₄	оксалатна (щавелева)	оксалат
HCl	хлоридна	хлорид
НСіО	гіпохлоритна	гіпохлорит
НСіО ₂	хлоритна	хлорит
НСіО ₃	хлоратна кислота	хлорат
НСіО ₄	перхлоратна	перхлорат
НСrО ₂	метакромітна	метакроміт

продовження таблиці 4

1	2	3
H ₂ CrO ₄	хроматна	хромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	дихроматна	дихромат
HI	йодидна	йодид
HIО	гіпойодитна	гіпойодит
HIО ₃	йодатна	йодат
HIО ₄	перйодатна	перйодати
HMnO ₄	перманганатна	перманганат
H ₂ MnO ₄	манганатна	манганати
H ₂ MoO ₄	молібдатна	молібдати
HN ₃	азидна (гідроген азид)	азид
HNO ₂	нітритна	нітрит
HNO ₃	нітратна	нітрат
HPO ₃	метафосфорна	метафосфат
H ₃ PO ₄	ортофосфатна	ортофосфат
H ₂ P ₂ O ₇	дифосфатна (пірофосфатна)	дифосфат (пірофосфат)
H ₃ PO ₃	фосфітна	фосфіт
H ₃ PO ₂	гіпофосфітна	гіпофосфіт
H ₂ S	сульфідна	сульфід
HSCN	тіоціанатна	роданід
H ₂ SO ₃	сульфітна	сульфіт
H ₂ SO ₄	сульфатна	сульфат
H ₂ S ₂ O ₃	тіосульфатна	тіосульфат
H ₂ S ₂ O ₇	дисульфатна (піросульфатна)	дисульфат (піросульфат)
H ₂ S ₂ O ₈	надсульфатна (пероксосульфатна)	надсульфат (пероксосульфат)
H ₂ Se	селенідна	селенід
H ₂ SeO ₃	селенітна	селеніт
H ₂ SeO ₄	селенатна	селенат
H ₂ SiO ₃	силікатна	силікат
H ₂ VO ₃	ванадатна	ванадат
H ₂ WO ₄	вольфраматна	вольфрамат

Таблиця 5

Термодинамічні константи деяких речовин при 298 К (25 °С)
(стандартні ентальпії ΔH_{298}° , абсолютні ентропії S_{298}° і енергії Гіббса ΔG_{298}°)

Речовина	ΔH_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , Дж/(К·моль)	ΔG_{298}° , кДж/моль
1	2	3	4
Al ₂ O ₃	-1676,0	50,9	-1582,0
C (графіт)	0	5,7	0
CCl ₄ (г)	-135,4	214,4	-64,6
CH ₄ (г)	-74,9	186,2	-50,3
C ₂ H ₂ (г)	226,8	200,8	209,2
C ₂ H ₄ (г)	52,3	219,4	68,1
C ₂ H ₆ (г)	-89,7	229,5	-32,9
C ₆ H ₆ (р)	82,9	269,2	129,7
C ₂ H ₅ OH (р)	-277,6	160,7	-174,8

продовження таблиці 5			
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>
C ₆ H ₁₂ O ₆ (глюкоза)	-1273,0	–	-919,5
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO ₂ (г)	-393,5	213,7	-394,4
COCl ₂ (г)	-223,0	289,2	-309,2
CaCO ₃ (т)	-1207,0	88,7	-1127,7
CaF ₂ (т)	-1214,6	68,9	-1161,9
CaN ₂ (т)	-431,8	105	-368,6
CaO (т)	-635,5	39,7	-604,2
Ca(OH) ₂ (т)	-986,6	76,1	-896,8
Cl ₂ (г)	0	222,9	0
Cl ₂ O (г)	76,6	266,2	94,2
ClO ₂ (г)	105,0	257,0	122,3
Cl ₂ O ₇ (р)	251,0	–	–
Cr ₂ O ₃ (т)	-1440,6	81,2	-1050,0
CuO (т)	-162,0	42,6	-129,9
FeO (т)	-264,8	60,8	-244,3
Fe ₂ O ₃ (т)	-822,2	87,4	-740,3
Fe ₃ O ₄ (т)	-1117,1	146,2	-1014,2
H ₂ (г)	0	130,5	0
HBr (р)	-36,3	198,6	-53,3
HCN (г)	135,0	113,1	125,5
HCl (г)	-92,3	186,8	-95,2
HF (г)	-270,7	178,7	-272,8
HI (г)	26,6	206,5	1,8
HN ₃ (г)	294,0	328,0	238,8
H ₂ O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H ₂ O (р)	-285,8	70,1	-237,3
H ₂ S (г)	-21,0	205,7	-33,8
KCl (т)	-435,9	82,6	-405,0
KClO ₃ (т)	-391,2	143,0	-289,9
MgCl ₂ (т)	-641,1	89,9	-591,6
Mg ₃ N ₂ (т)	-461,1	87,9	-400,9
MgO (т)	-601,8	26,9	-569,6
N ₂ (г)	0	191,5	0
NH ₃ (г)	-46,2	192,6	-16,7
NH ₄ NO ₂ (т)	-256	–	–
NH ₄ NO ₃ (т)	-365,4	151	-183,8
N ₂ O (г)	82,0	219,9	104,1
NO (г)	90,3	210,6	86,6
N ₂ O ₃ (г)	83,3	307,0	140,5
NO ₂ (г)	33,5	240,2	51,5
N ₂ O ₄ (г)	9,6	303,8	98,4
N ₂ O ₅ (г)	-42,7	178	114,1
NiO (т)	-239,7	38,0	-211,6
O ₂ (г)	0	205,0	0
OF ₂ (г)	25,1	247,0	42,5

продовження таблиці 5			
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>
P ₂ O ₃ (т)	-820	173,5	-
P ₂ O ₅ (т)	-1492	114,5	-1348,8
PbO (т)	-219,3	66,1	-189,1
PbO ₂ (т)	-276,6	74,9	-218,3
SO ₂ (г)	-296,9	248,1	-300,2
SO ₃ (г)	-395,8	256,7	-371,2
SiCl ₄ (р)	-687,8	239,7	-
SiH ₄ (г)	34,7	204,6	57,2
SiO ₂ (кварц)	-910,9	41,8	-856,7
SnO (т)	-286,0	56,5	-256,9
SnO ₂ (т)	-580,8	52,3	-519,3
Ti (т)	0	30,6	0
TiCl ₄ (р)	-804,2	252,4	-737,4
TiO ₂ (т)	-943,9	50,3	-888,6
WO ₃ (т)	-842,7	75,9	-763,9
ZnO (т)	-350,6	43,6	-320,7

Таблиця 6

Константи нестійкості деяких комплексних іонів у водних розчинах при 25 °С

<i>Схема дисоціації комплексного іона</i>	<i>Константа нестійкості</i>
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$9,3 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NO}_2^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,1 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$5,9 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$2,8 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$7,8 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \leftrightarrow \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$4,0 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} \leftrightarrow \text{Co}^{3+} + 6\text{NH}_3$	$3,1 \cdot 10^{-33}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} \leftrightarrow \text{Cu}^+ + 4\text{CN}^-$	$5,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Fe}(\text{NCS})_4]^- \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + 4\text{NCS}^-$	$1,4 \cdot 10^{-4}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$1,9 \cdot 10^{-9}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[\text{HgBr}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$7,1 \cdot 10^{-16}$

Таблиця 7

Константи дисоціації деяких слабких електролітів у водних розчинах при 298 К

<i>Електроліт</i>	<i>K</i>		
	<i>K₁</i>	<i>K₂</i>	<i>K₃</i>
Гідрогеназид HN_3	$2,6 \cdot 10^{-5}$		
Нітритна кислота HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$		
Амоній гідроксид NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
Ортоборна кислота HBO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$		
Гіпобромідна кислота HBrO	$2,1 \cdot 10^{-9}$		
Гідроген пероксид H_2O_2	$2,6 \cdot 10^{-12}$		
Силікатна кислота H_2SiO_3	$2,2 \cdot 10^{-10}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	
Мурашина (метанова) кислота HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$		
Селенітна кислота H_2SeO_3	$3,5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-8}$	
Селенідна кислота H_2Se	$1,7 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-11}$	
Сульфатна кислота H_2SO_4		$1,2 \cdot 10^{-2}$	
Сульфітна кислота H_2SO_3	$1,6 \cdot 10^{-2}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	
Сульфідна кислота H_2S	$1,1 \cdot 10^{-7}$	$1,2 \cdot 10^{-18}$	
Телуритна кислота H_2TeO_3	$3 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-8}$	
Телурідна кислота H_2Te	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-11}$	
Карбонатна кислота H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,7 \cdot 10^{-11}$	
Оцтова (етанова) кислота CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
Гіпохлоритна кислота HClO	$5,0 \cdot 10^{-8}$		
Хлороцтова (хлоретанова) кислота CH_2ClCOOH	$1,4 \cdot 10^{-3}$		
Ортофосфатна кислота H_3PO_4	$7,6 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$
Фторидна кислота HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$		
Ціанідна (синильна) кислота HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$		
Щавелева (оксалатна) кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,4 \cdot 10^{-2}$	$5,4 \cdot 10^{-5}$	

Таблиця 8

Добутки розчинності деяких малорозчинних електролітів при 298 К

<i>Електроліт</i>	<i>ДР</i>	<i>Електроліт</i>	<i>ДР</i>
AgBr	$6 \cdot 10^{-13}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$2,2 \cdot 10^{-20}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	CuS	$6 \cdot 10^{-36}$
Ag_2CrO_4	$4 \cdot 10^{-12}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$1 \cdot 10^{-15}$
AgI	$1,1 \cdot 10^{-16}$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$3,8 \cdot 10^{-38}$
Ag_2S	$6 \cdot 10^{-50}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
Ag_2SO_4	$2 \cdot 10^{-5}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$5,7 \cdot 10^{-32}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaCO_3	$5 \cdot 10^{-9}$	PbBr_2	$9,1 \cdot 10^{-8}$
BaCrO_4	$1,6 \cdot 10^{-10}$	PbCl_2	$2 \cdot 10^{-5}$
BaSO_4	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbCrO_4	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaCO_3	$5 \cdot 10^{-9}$	PbI_2	$8,0 \cdot 10^{-9}$
CaC_2O_4	$2 \cdot 10^{-9}$	PbS	$1 \cdot 10^{-27}$
CaF_2	$4 \cdot 10^{-11}$	PbSO_4	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaSO_4	$1,3 \cdot 10^{-4}$	SrSO_4	$3,2 \cdot 10^{-7}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$1 \cdot 10^{-29}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1 \cdot 10^{-17}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$2 \cdot 10^{-14}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	Zn CO_3	$1,5 \cdot 10^{-11}$

Стандартні електродні потенціали φ° у водних розчинах при 25 °С

Елемент	Електродний процес	φ° , В
1	2	3
Ag	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,29
	$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$	0,80
Al	$\text{AlO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Al}^{3+} + 4\text{OH}^-$	-2,35
	$\text{Al}^{3+} + 3e^- = \text{Al}$	-1,66
Au	$[\text{Au}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Au}^{3+} + 2\text{CN}^-$	-0,61
	$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	1,50
	$\text{Au}^+ + e^- = \text{Au}$	1,69
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e^- = \text{Ba}$	-2,90
Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3e^- = \text{Bi}$	0,21
Br	$\text{Br}_2(\text{p}) + 2e^- = 2\text{Br}^-$	1,07
	$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2e^- = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,34
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e^- = \text{Ca}$	-2,84
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$	-0,40
Cl	$\text{Cl}_2 + 2e^- = 2\text{Cl}^-$	1,96
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2e^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,49
Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	-0,28
	$\text{Co}^{3+} + 3e^- = \text{Co}$	1,81
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- = \text{Cr}$	-0,74
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- = \text{Cr}^{3+} + 7\text{OH}^-$	1,33
	$\text{Cr}^{3+} + e^- = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
Cu	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Cu}^{2+} + 2\text{CN}^-$	-0,43
	$\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+$	0,15
	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	0,34
	$\text{Cu}^+ + e^- = \text{Cu}$	0,52
F	$\text{F}^{2+} + 2e^- = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + 3e^- = \text{Fe}$	-0,04
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^- + e^- = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	0,36
	$\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+}$	0,77
H	$\text{H}_2 + 2e^- = 2\text{H}^-$	-2,25
	$2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$	0,000
Hg	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- = 2\text{Hg}$	0,79
	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}$	0,85
	$2\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}_2^{2+}$	0,92
I	$\text{I}_2(\text{r}) + 2e^- = 2\text{I}^-$	0,54
	$\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{I}_2(\text{r}) + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{I}_2(\text{r}) + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
K	$\text{K}^+ + e^- = \text{K}$	-2,92
Li	$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$	-3,04
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	-2,36
Mn	$\text{MnO}_4^- + e^- = \text{MnO}_4^{2-}$	0,56
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51

продовження таблиці 9		
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
Na	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,24
Ni	$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$	-2,71
O	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}$	-0,25
	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
P	$2\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,78
Pb	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}$	-0,13
Pt	$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}^{2+}$	1,69
S	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pt}$	1,19
	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{S}$	0,17
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- = 4\text{SO}_4^{2-}$	2,01
	$\text{SO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$	0,45
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+_{(\text{кОНН.})} + 2\text{e}^- = \text{SO}_{2(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}$	0,16
Se	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{OH}^-$	-0,93
Sn	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}$	-0,14
Te	$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}^{2+}$	0,15
Zn	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{Te}$	-0,72
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$	-0,76

ДЛЯ НОТАТОК