



Ткаченко С.В., Грузнова С.В., Замай Ж.В.

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ (Частина 1. Загальна хімія)

Навчально-методичний посібник
для самостійної та аудиторної роботи
здобувачів першого рівня вищої освіти
за спеціальністю 226 Фармація,
промислова фармація



Національний університет
«Чернігівський колегіум» імені Т.Г.Шевченка

Ткаченко С.В., Грузнова С.В., Замай Ж.В.

**ЗАГАЛЬНА ТА
НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ
(Частина 1. Загальна хімія)**

**Навчально-методичний посібник
для самостійної та аудиторної роботи
здобувачів першого рівня вищої освіти
за спеціальністю 226 Фармація,
промислова фармація**

Чернігів
2020

УДК 54 (075.8)

Т 48

Рецензенти:

Демченко Анатолій Михайлович – доктор фармацевтичних наук, професор кафедри хімії та фармації Ніжинського державного університету імені Миколи Гоголя

Купчик Олена Юріївна – кандидат хімічних наук, доцент кафедри хімії, технологій та фармації Національного університету «Чернігівський колегіум» імені Т.Г. Шевченка

Укладачі:

к. б. н., доцент кафедри хімії, технологій та фармації Національного університету «Чернігівський колегіум» імені Т.Г. Шевченка **С.В. Ткаченко**

к. х. н., доцент кафедри хімії, технологій та фармації Національного університету «Чернігівський колегіум» імені Т.Г. Шевченка **С.В. Грузнова**

к. т. н. доцент кафедри харчових технологій Національного університету «Чернігівська політехніка» **Ж.В. Замай**

Ткаченко С.В., Грузнова С.В., Замай Ж.В.

Т48 Загальна та неорганічна хімія (Частина 1. Загальна хімія): навчально-методичний посібник для самостійної та аудиторної роботи здобувачів першого рівня вищої освіти за спеціальністю 226 Фармація, промислова фармація / С.В. Ткаченко, С.В. Грузнова, Ж.В. Замай. – Чернігів: НУЧК, 2020. – 144 с.

УДК 54 (075.8)

Посібник складено для студентів університетів, які навчаються за освітньо-професійною програмою Фармація, промислова фармація. Посібник включає теоретичну та експериментальну частини основних розділів загальної хімії, приклади розв'язання типових завдань та завдання для самостійного розв'язування, в тому числі розрахункові задачі.

Навчально-методичний посібник підготовлено для вивчення студентами предмету Загальна та неорганічна хімія спеціальності 226 Фармація, промислова фармація, але також може бути використаний і студентами інших спеціальностей, для яких загальна хімія є базовою дисципліною (хімічні, біологічні, екологічні напрямки).

Затверджено вченою радою Національного університету
«Чернігівський колегіум» імені Т.Г. Шевченка
(Протокол № 1 від 31 серня 2020 р.)

© С.В. Ткаченко, С.В. Грузнова, Ж.В. Замай, 2020

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА.....	4
ЗНАЙОМСТВО З ХІМІЧНОЮ ЛАБОРАТОРІЄЮ ТА ХІМІЧНИМ ОБЛАДНАННЯМ	6
КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.....	13
ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ПОНЯТТЯ. КІЛЬКІСНІ ВІДНОШЕННЯ В ХІМІЇ. ОСНОВНІ ГАЗОВІ ЗАКОНИ.....	29
ЕКВІВАЛЕНТ, МОЛЯРНА МАСА ЕКВІВАЛЕНТА, ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ.....	38
ХІМІЧНІ РІВНЯННЯ, РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ РІВНЯННЯМИ.....	46
БУДОВА АТОМІВ ТА МОЛЕКУЛ. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.....	52
РОЗЧИНИ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ	65
ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ. РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.....	79
ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.....	109
ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ. ЕЛЕКТРОЛІЗ.....	118
КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ.....	123
СПИСОК ВИКОРИСТАНИХ ДЖЕРЕЛ.....	135
ДОДАТКИ.....	136

ПЕРЕДМОВА

Навчальний посібник «Загальна та неорганічна хімія» (частина 1. Загальна хімія) складено викладачами кафедри хімії, технологій та фармації Національного університету «Чернігівський колегіум» імені Т.Г. Шевченка і призначено для підготовки з хімії здобувачів вищої освіти спеціальності фармація, промислова фармація. Він охоплює всі розділи програми курсу загальна та неорганічна хімія у межах, необхідних для засвоєння професійно-орієнтованих та спеціальних дисциплін. В посібнику розглянуто основні розділи загальної хімії, зокрема «Класи неорганічних сполук», «Основні хімічні поняття. Кількісні відношення в хімії. Основні газові закони», «Еквівалент, молярна маса еквівалента, закон еквівалентів», «Будова атомів та молекул. Періодичний закон та періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва», «Розчини. Основні поняття», «Електролітична дисоціація. Реакції в розчинах електролітів», «Окисно-відновні реакції», «Основи електрохімії. Електроліз» та «Комплексні сполуки». Основна увага приділяється питанням, які необхідні майбутнім провізорам для глибокого розуміння перебігу хімічних реакцій та встановлення розуміння хімізму деяких біологічних процесів, що відбуваються в живому організмі. Окрім цього, враховано потребу конкретних хімічних знань у процесі наступного вивчення загальнотеоретичних і профільних дисциплін.

Посібник містить правила з техніки безпеки у хімічній лабораторії, включає теоретичну та експериментальну частини основних розділів загальної хімії, приклади розв'язання типових завдань та завдання для самостійного розв'язування, в тому числі розрахункові задачі.

На початку кожного розділу коротко викладено теоретичні відомості, що є дуже корисним для повторення та систематизації знань та є необхідним при розв'язанні завдань.

Для кращої підготовки студентів до заняття запропоновані приклади розв'язання типових задач та завдання для самостійного опрацювання, а також наведений список необхідної літератури. Це допоможе студентам краще засвоїти матеріал курсу, що винесено на самостійне опрацювання, а також за умов дистанційного навчання.

Практичні заняття включають розв'язування ситуаційних і розрахункових задач, виконання вправ та лабораторних дослідів. Експериментальна частина представлена таким чином, що елементи навчально-дослідної роботи органічно пов'язуються з матеріалом заняття. До опису дослідів включено проблемні ситуації, вирішення яких сприяє розвитку у студентів хімічного мислення та формуванню навичок експериментальної самостійної роботи.

Навчальний посібник також може бути використаний і студентами інших спеціальностей, для яких загальна хімія є базовою дисципліною (хімічні, біологічні, екологічні напрямки). Матеріали посібника допоможуть студентам краще оволодіти знаннями та вміннями, набути необхідних практичних навичок.

ЗНАЙОМСТВО З ХІМІЧНОЮ ЛАБОРАТОРІЄЮ ТА ХІМІЧНИМ ОБЛАДНАННЯМ

■ Правила техніки безпеки під час роботи в хімічній лабораторії та надання першої допомоги

1. Під час роботи в хімічній лабораторії необхідно підтримувати чистоту, тишу, порядок, в лабораторії не повинно бути зайвих речей, а також слід дотримуватись правил техніки безпеки.

2. В хімічній лабораторії студент повинен бути в халаті та шапочці (або волосся охайно забране назад).

3. Кожний студент повинен знати, де знаходяться в лабораторії засоби протипожежного захисту та аптечка.

4. Категорично забороняється в лабораторії курити, їсти, пити воду.

5. Не дозволяється приступати до роботи, доки студент не засвоїть всієї техніки її виконання.

6. Досліди потрібно проводити лише в чистому посуді. Після закінчення експерименту посуд слід вимити одразу ж.

7. В процесі роботи необхідно бути акуратним, слідкувати, щоб речовини не потрапили на шкіру обличчя і рук, а також в очі.

8. Ніяких речовин в лабораторії не перевіряти на смак. Нюхати речовини треба обережно направляючи на себе пар чи газ легким рухом руки.

9. На посуді, в якому зберігаються реактиви, повинні обов'язково бути етикетки з назвою речовини.

10. Під час нагрівання твердих та рідких речовин в пробірках і колбах не можна направляти їх отвір на себе чи сусіда; категорично забороняється заглядати зверху в посуд.

11. Після закінчення роботи необхідно вимкнути газ, воду, електроенергію.

12. Забороняється виливати в раковину концентровані розчини кислот, лугів.

13. Під час роботи з отруйними речовинами, концентрованими кислотами та лугами, фенолом та ін. Необхідно користуватися захисними окулярами, протигазами чи респіраторами.

14. Досліди з речовинами, що легко займаються (етер, бензин, ацетон, бензен, спирт тощо), проводять подалі від вогню та ввімкнених електроприладів.

15. Якщо виникла пожежа, негайно відключити газ, вимкнути електроприлади в лабораторії. Швидко забрати всі горючі речовини подалі від вогню, а полум'я гасити вогнегасником, піском чи використати протипожежну ковдру. Не можна заливати вогонь водою.

16. Якщо на комусь спалахне одяг, необхідно його повалити на підлогу і швидко накрити вовняною ковдрою, бігати по лабораторії забороняється, так як полум'я підсилиться.

17. Термічні опіки негайно обробляють спиртовим розчином таніну, етанолу або розведеним розчином калій перманганату.

18. Опіки кислотами необхідно відразу ж витерти сухою ганчіркою, потім промити проточною водою, а потім 5%-ним розчином натрій гідрогенкарбонатом і знову водою.

19. Опіки лугами відразу ж промивають проточною водою, потім 3%-ним розчином борної або ацетатної кислоти.

20. Якщо кислота або луг потрапили в очі потрібно швидко промити їх невеликим струменем води з-під крану на протязі 3-5 хв., потім розчином борної кислоти (у випадку лугу) або розчином натрій гідрокарбонату (у випадку кислоти). Після цього слід звернутись до лікаря.

21. Шкіру, уражену органічними речовинами (фенолом тощо) необхідно швидко промити великою кількістю спирту чи іншого нейтрального розчинника. Студента, що постраждав, обов'язково треба відправити до медпункту.

■ Правила виконання робіт та оформлення їх результатів

Під час проведення лабораторних робіт необхідно дотримуватися всіх заходів безпеки, наведених у спеціальній інструкції та методичних вказівках.

До початку занять необхідно ознайомитися з темою заняття за методичними вказівками, підручниками та конспектом лекцій.

Перед виконанням лабораторної роботи слід уважно прочитати її опис, з'ясувати незрозумілі питання у викладача, підготувати все необхідне для проведення практичних робіт, і тільки після цього приступати до їх виконання.

Під час виконання робіт у хімічній лабораторії необхідно використовувати спеціальний одяг – лабораторний халат. На робочому місці необхідно підтримувати чистоту та порядок, не дозволяється захаращувати його непотрібними предметами.

Для виконання кожної лабораторної роботи до її початку в лабораторному журналі записується її назва, дата виконання, опис експериментальної частини, наводяться малюнки та схеми необхідного обладнання. Під час виконання лабораторної роботи до цього додаються спостереження, відповідні рівняння реакцій, необхідні розрахунки і висновки. Лабораторна робота вважається виконаною тільки після її захисту перед викладачем в індивідуальному порядку.

Методичні вказівки, підручники та лабораторний журнал під час виконання роботи слід оберігати від попадання на них розчинів кислот, лугів, солей тощо. Забороняється ставити склянки з реактивами на книжки та журнали.

■ ■ ■ ➔ **Короткі теоретичні відомості**

1. Вивчення хімічного посуду та правил користування ним.

Весь хімічний посуд за призначенням поділяється на декілька груп:

– **загального користування** (використовується для виконання декількох хімічних операцій): пробірки, стакани, плоскодонні, конічні і круглодонні колби, колби Вюрца (круглодонні з газовідвідною трубкою), кристалізатори, лійки, годинникове скло, бюкси; мірний посуд: циліндри, мензурки, градуйовані піпетки, мірні колби;

– **посуд спеціального призначення**: склянки, апарат Кіппа, установка для фільтрування під вакуумом, що складається з колби Бунзена, лійки Бюхнера, склянки-уловлювача і водострумного насоса;

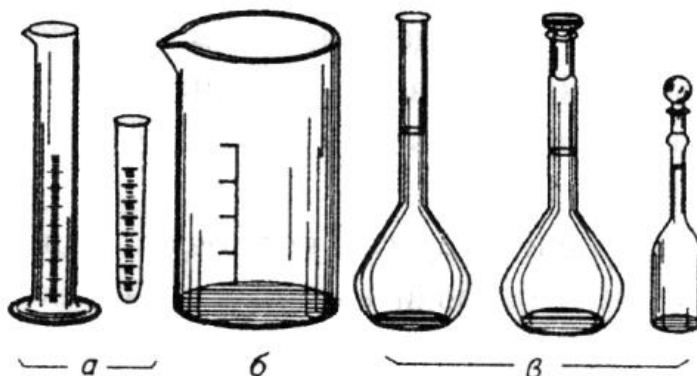
– **посуд із порцеляни та інших матеріалів**: шпатель, ступки, чашки для випарювання, тиглі та човники.

■► Експериментальна частина

Результати вивчення посуду записують та замальовують у таблицю, вказуючи малюнок посуду, назву посуду та використання.

2. Мірний посуд. Вимірювання об'ємів рідких реактивів.

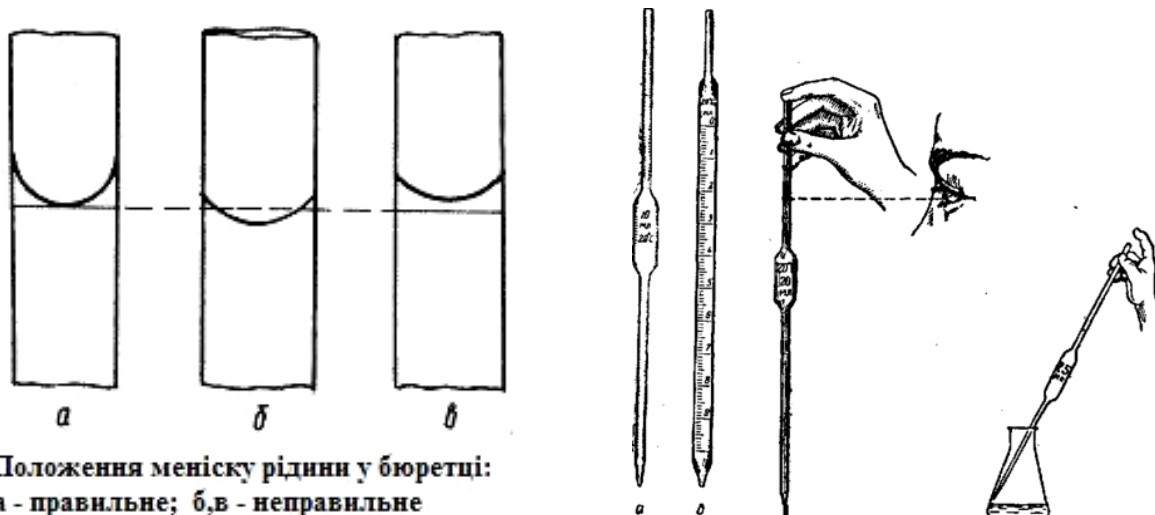
Циліндри, мензурки, мірні стакани (а, б) використовуються в тих випадках, коли необхідно порівняно грубо виміряти об'єм рідини.



Бюретки дозволяють точно вимірювати об'єм рідини, що витікає, або газу, що виділяється. Точність вимірювання обсягу становить 0,1%.

Мірні колби (в) застосовують для приготування розчинів об'ємних концентрацій або розбавлення розчинів у певну кількість разів. Точність вимірювання об'єму становить 0,12–0,20 %.

Для відбору точних об'ємів рідин користуються градуйованими і неградуйованими піпетками (піпетками Мора). Перед роботою мірний посуд тричі ополіскують тим розчином, об'єм якого будуть вимірювати. Рівень безбарвних рідин встановлюють по нижньому меніску, забарвлених – по верхньому:



Положення меніску рідини у бюретці:
а - правильне; б, в - неправильне

Мірні циліндри – не призначені для точного вимірювання об'ємів. Їх використовують для приготування розчинів приблизної концентрації. Щоб виміряти потрібний об'єм рідини, її наливають у мірний циліндр доти, доки нижній меніск не торкнеться рівня потрібної поділки.

Мірні колби. Мірні колби використовують для приготування розчинів певної концентра. Вони мають довге вузьке горло з однією або декількома мітками, які визначають межі об'єму, що вимірюють. Місткість мірних колб коливається від 5 мл до 2 л. На кожній колбі вказана місткість (в мл) і температура, при якій проводилось її калібрування, зазвичай це 20°C. Мірні колби можуть мати пришліфовані скляні пробки, а також гумові, фторопластові або поліетиленові пробки. Мірну колбу заповнити розчином за допомогою воронки. Помістити мітку колби на рівень ока і коли рівень рідини буде на 0,5 см нижче мітки, воронку вийняти і далі розчин додати піпеткою, доки нижня межа меніску не співпаде з міткою на колбі. Потім колбу закрити пробкою і ретельно перемішати розчин, повільно перегортаючи її 15-20 разів.

Заповнення **піпеток** проводять за допомогою спеціального дозатора, що працює за принципом шприца, приєднавши його до верхнього кінця піпетки. Застосовують і гумові груші. Розчин набрати трохи вище мітки і поступово випустити рідину з піпетки до тих пір, поки нижня межа меніску не досягне мітки. При цьому рівень нульової відмітки повинен знаходитися на рівні очей.

Бюретки. За допомогою бюретки вимірюють точний об'єм титрованого розчину, витраченого на титрування. Бюретку закріпити в штативі вертикально і заповнити розчином до нульової відмітки за допомогою скляної лійки. Звужений кінець бюретки повністю заповнити розчином, без бульбашок повітря. Рівень рідини встановити трохи вище нульової відмітки. Воронку вийняти з бюретки. Рівень нульової відмітки помістити на рівень очей і випустити титрований розчин, доки відповідна межа меніску.

■■■■► **Експериментальна частина**

Після ознайомлення з посудом для вимірювання об'ємів, одержати у викладача **завдання на вимірювання об'ємів розчинів речовин**. Результати вимірювання занести до лабораторного журналу, вказуючи заданий об'єм та посуд, що використовували.

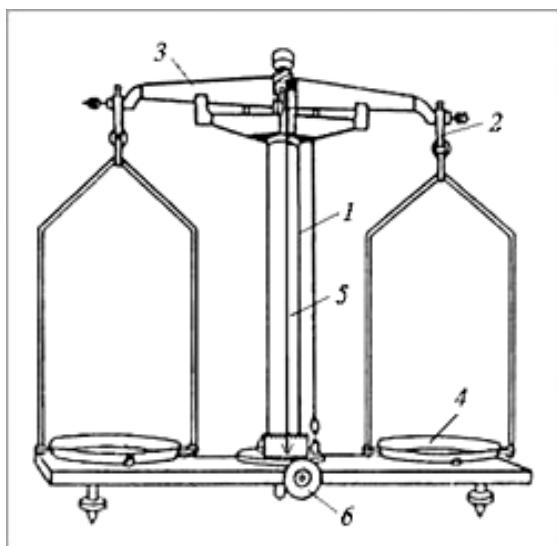
3. Терези та правила зважування

Зазвичай у хімічних лабораторіях застосовують технохімічні, аптечні (торсійні) і аналітичні терези.

Технохімічні та аптечні терези дозволяють визначити масу з точністю до 0,01 г, а аналітичні – до 0,00001 г. До терезів додається комплект гир у спеціальному футлярі. Гирі з футляра беруть пінцетом.

Під час зважування предмета його кладуть на ліву шальку терезів, а гирю – на праву.

Технохімічні терези (точність до 0,01 г) на відміну від вагів для грубого зважування, мають так званий **аретирний пристрій і гайки балансування**. За допомогою аретирного пристрою найважливіші частини вагів – призми коромисла і подушки – в неробочому положенні відділяються і не торкаються майданчиків. Це оберігає призму від зношення, а ваги – від втрати чутливості. При зважуванні поворотом ручки аретира ваги приводять в робоче положення.



1 – колонка, 2 – сиреця (+балансирні гвинти), 3 – коромисло, 4 – чашки ваг, 5 – вказівна стрілка, 6 – ручка аретира. Посередині до коромисла прикріплена стрілка 5, положення якої фіксується шкалою. На бокові призми коромисла підвішено по «сиреці». З «сирецки» вниз опущений кусок дроту, що утримує шальку 4.

До колонки на нитці прикріплено загострений знизу висок. Якщо цей висок збігається з гострим кінцем закріпленого під ним стріжня, це свідчить про вертикальне положення колонки 1.

Підставка вагів встановлюється на три ніжки, одна з яких закріплена посередині підставки ззаду (на малюнку не видно), а дві – спереду, з боків підставки. Кожна передня ніжка може загвинчуватися в гайку, закріплену до підставки знизу. Обертанням передніх ніжок встановлюють у вертикальне положення колонку 1.

Технохімічні ваги мають коромисло 3, яке своєю середньою призмю спирається на дві підставки, вмонтовані на вершечку циліндричного стержня, що міститься всередині поздовжнього каналу колонки 1.

Поворотом ручки циліндр повертається і піднімає стрижень; при цьому коромисло підвішується призмою і приходять в робочий стан; коли ж стрижень опускається, коромисло спирається на виступи колонки і приходять в неробочий стан. Щоб привести терези в робоче положення, потрібно опустити аретир. Знімати та класти предмети і гирі необхідно тільки при опущеному аретирі (неробочий стан). Зважування можна вважати закінченим, якщо відхилення стрілки терезів уліво і вправо від середньої риски стане однаковим. Після зважування необхідно відразу ж поставити гирі до футляра.

При зважуванні необхідно дотримуватись таких правил:

1. Не ставити на шальки терезів гарячі або мокрі предмети. Під час роботи з рідинами не допускати потрапляння рідини на терези і гирі.

2. Не класти речовину, яка зважується, прямо на шальку терезів, а тільки у спеціальний посуд або на фільтрувальний папір.

3. Брати гирі тільки пінцетом. Не користуватися гирями з іншого футляра.

4. Після зважування привести терези у неробочий стан і нічого не залишати на шальках терезів.

■► Експериментальна частина

Після ознайомлення з роботою терезів одержати у викладача завдання на зважування твердих речовин та предметів. Результати занести до лабораторного журналу.



Завдання для самоконтролю

1. Які дослідження необхідно проводити у витяжній шафі?
2. Чому при розведенні концентрованої сульфатної кислоти не можна вливати воду в кислоту?
3. Яким хімічним посудом необхідно користуватися при розведенні концентрованої сульфатної кислоти, при змішуванні речовин, які супроводжуються виділенням тепла?
4. Як зберігати великі кількості концентрованих кислот?
5. Чому, наливаючи кислоти в ємкості, необхідно тримати їх так, щоб етикетка була зверху?
6. Як зберігають реактиви, які змінюються при дії світла? Перерахуйте такі реактиви.

7. Чому реактиви не можна зберігати відкритими.
8. Який посуд використовують в лабораторії хімії?
9. Коли застосовують порцелянові чашки та тиглі?
10. Для яких операцій призначені ділильні лійки?
11. У яких випадках користуються бюретками?
12. Охарактеризувати мірний посуд. У яких випадках він застосовується?
13. Які правила користування мірним посудом.
14. Як зважуються летючі і хімічноактивні речовини?
15. Як влаштовані технохімічні терези? Які правила необхідно дотримувати при зважуванні?

КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

■ Короткі теоретичні відомості

■■► Оксиди

Оксидами називаються сполуки, які складаються з двох елементів, один з яких Оксиген, що виявляє ступінь окиснення – 2. Називаючи оксиди необхідно вказати ступінь окиснення елемента у формі катіону. Спочатку називають катіон, а потім подають назву аніону – оксид. Або за допомогою **числових префіксів** (1-моно, 2-ди, 3-три, 4-тетра, 5-пента, 6-гекса, 7-гепта, 8-окта, 9-нона, 10-дека, 11-ундека, 12-додека, 13-тридека, 14-тетрадека, 15-пентадека).

Fe_2O_3 – ферум(III) оксид, або диферум триоксид;

N_2O_5 – нітроген(V) оксид, або динітроген пентаоксид.

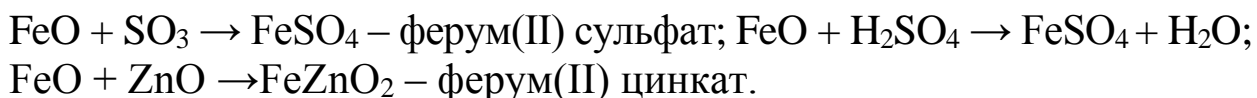
Якщо елемент утворює лише один оксид у звичайній валентності, то назва його може складатися лише з назви елемента та слова «оксид»:

BaO – барій оксид; Al_2O_3 – алюміній оксид.

За хімічними властивостями оксиди поділяються на солетворні і несолетворні (N_2O , NO , CO). Солетворні оксиди поділяються на оснóвні, кислотні та амфотерні.

Оснóвні оксиди – це оксиди, гідрати яких є основами (K_2O – KOH ; CaO – Ca(OH)_2 ; FeO – Fe(OH)_2). Оснóвні оксиди утворюють метали, які знаходяться у найменших ступенях окиснення, як

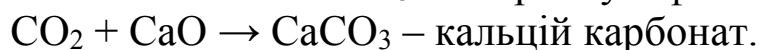
правило це +1 або +2 (Na₂O, CaO, MnO, FeO). Вони вступають у реакції з кислотними та амфотерними оксидами і кислотами, утворюючи солі:



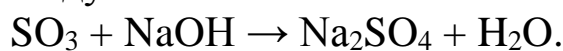
З водою реагують оксиди лужних та лужноземельних металів:
 $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2.$

Кислотні оксиди – це оксиди, які під час взаємодії з водою здатні утворювати кислоти. Кислотні оксиди утворюють неметали, а також ті метали, що знаходяться у найвищих ступенях окиснення (+5 і більше) (CO₂, NO₂, CrO₃).

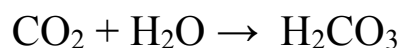
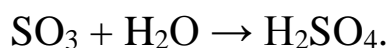
Кислотні оксиди взаємодіють з амфотерними та основними оксидами:



Кислотні оксиди енергійно взаємодіють з лугами, утворюючи сіль і воду:



Більшість кислотних оксидів реагує з водою, утворюючи кислоти:

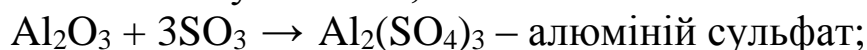


Кислотним оксидам відповідають кислоти:

CO₂ – H₂CO₃ – карбонатна кислота; P₂O₅ – H₃PO₄ – фосфатна кислота;

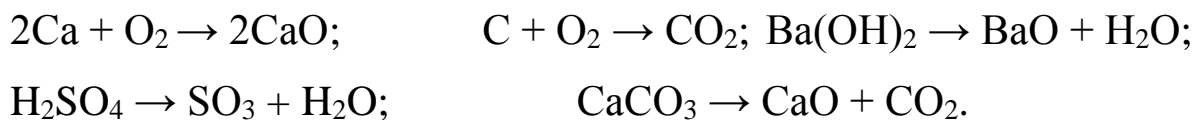
Mn₂O₇ – HMnO₄ – манганатна кислота; SO₃ – H₂SO₄ – сульфатна кислота.

Амфотерними називають **оксиди**, які залежно від умов перебігу реакцій можуть виявляти властивості як кислотних, так і основних оксидів. Це оксиди металів, які мають проміжний ступінь окиснення: Al₂O₃, BeO, ZnO, Cr₂O₃, MnO₂, тощо. Подвійність властивостей цих оксидів полягає в тому, що вони взаємодіють як з кислотними сполуками так, і з основними:



Способи добування оксидів

Добувають оксиди безпосереднім окисненням простих речовин (металів і неметалів) киснем або термічним розкладанням основ, кислот і солей, які містять Оксиген. Наприклад:



■ ■ ■ ➔ Основи

Основами називаються сполуки, до складу яких входять атом металу і гідроксильні групи. Назви основ утворюють з назви катіона і слова «гідроксид», вказуючи ступінь окиснення елементу:

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ – ферум(II) гідроксид, або ферум дигідроксид;

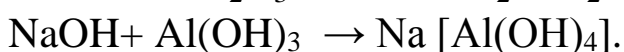
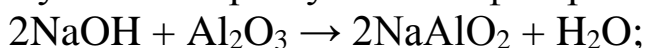
$\text{Ca}(\text{OH})_2$ – кальцій гідроксид.

Число гідроксильних груп у молекулі основи визначає кислотність основ (KOH – це однокислотна основа, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – двокислотна). Основи, які добре розчиняються у воді, називаються **лугами** (LiOH , KOH , NaOH , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$).

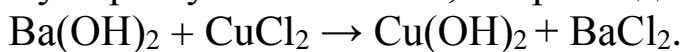
Для лугів характерна взаємодія із сполуками кислотної природи – кислотними оксидами і кислотами:



Луги також реагують з амфотерними оксидами і гідроксидами:



Луги реагують з солями, наприклад:



Як правило, при нагріванні основи розкладаються на відповідний оксид і воду: $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$.

Способи добування основ

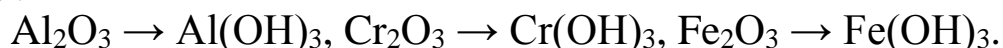
У промисловості луги добувають електролізом водних розчинів їхніх солей. У лабораторних умовах – взаємодією води з лужними і лужноземельними металами або їхніми оксидами:



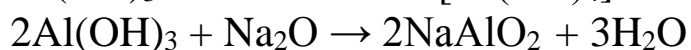
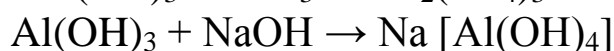
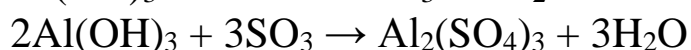
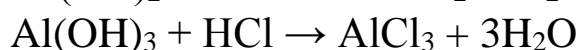
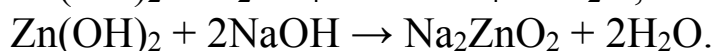
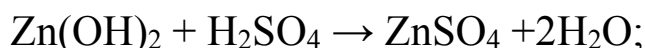
Нерозчинні основи добувають дією лугів на солі того металу, основу якого потрібно добути: $3\text{NaOH} + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$.

■► Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди – це гідроксиди відповідних амфотерних оксидів:

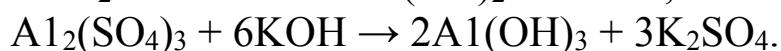
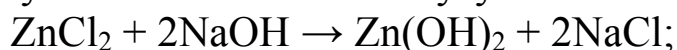


Амфотерні гідроксиди – нерозчинні у воді сполуки, які під час взаємодії з кислотами і кислотними оксидами виявляють властивості основ, а під час взаємодії з основами і основними оксидами – властивості кислот:



Під час нагрівання амфотерні гідроксиди розкладаються на амфотерний оксид і воду.

Амфотерні гідроксиди **добувають** взаємодією розчину солі металу з певною кількістю лугу:



■► Кислоти

Кислоти – це сполуки, молекули яких містять один чи кілька атомів Гідрогену, здатних під час хімічних реакцій заміщуватись на атоми металічного елемента.

Кислоти утворюються в результаті взаємодії кислотних оксидів з водою:



Кислоти мають назви двох типів – тривіальні (традиційні) і хімічні (систематичні, раціональні). Перші вживаються у промисловості, сільському господарстві, торгівельній мережі, в побуті (H_2SO_4 – сірчана кислота, HNO_3 – азотна кислота, H_3PO_4 – ортофосфорна кислота, HCl – соляна кислота), другі – здебільшого в науковій і навчальній літературі. Проте чіткого розподілу сфер їх вживання немає.

Назви кислот будують виходячи з назв аніонів, що входять до складу кислоти. Оскільки Гідроген-катіон вказує на належність сполуки до кислот, то назву складають, використовуючи назву аніона замість прикметника, додаючи до нього іменник «кислота». Якщо кислота містить елемент у найвищому ступені окиснення, то ступінь окиснення елемента можна не вказувати. Назва одноелементного аніона (тобто такого, що утворена лише одним елементом) походить від назви цього елемента з додаванням суфікса -ид (-ід) (Cl^- – хлорид, S^{2-} – сульфід). Назва багатоелементних аніонів походить від назви центрального атома з додаванням суфікса -ат, перед яким називають інші атоми (звичайно- це Оксиген), вказуючи їх кількість за допомогою множинних префіксів (SO_3^{2-} – триоксосульфат, SO_4^{2-} – тетраоксосульфат).

H_2SO_4 – сульфатна кислота, дигідроген сульфат, дигідроген тетраоксосульфат, сірчана кислота.

HMnO_4 – перманганатна кислота, гідроген перманганат, гідроген тетраоксоманганат.

H_2SO_3 – сульфітна кислота, сульфатна(IV) кислота, дигідроген триоксосульфат, сірчиста кислота.

Кислоти можна розділити на оксигеновмісні (HNO_3 , H_3PO_4) і безоксигенові (HCl , HI , H_2S); одноосновні (HNO_3 , HBr) і багатоосновні (H_2SO_4 , H_3PO_3). Залежно від здатності до дисоціації кислоти поділяються на сильні, які в розбавлених розчинах повністю дисоціюють на іони (HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4) і слабкі – ті, що дисоціюють незначною мірою (H_3PO_3 , H_2CO_3).

Частина молекули кислоти після відщеплення від неї іонів Гідрогену називається *кислотним залишком*. Його валентність дорівнює числу атомів Гідрогену в молекулі кислоти. Наприклад, для кислот HNO_3 , H_2CO_3 , H_3PO_4 кислотними залишками будуть відповідно: одновалентний нітрат-іон NO_3^- , двовалентний карбонат-іон CO_3^{2-} , тривалентний фосфат-іон PO_4^{3-} .

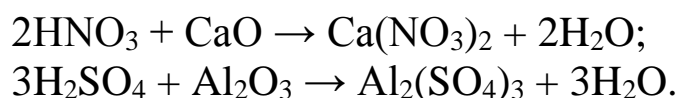
Кислотний залишок		Кислотний залишок	
Формула	Назва	Формула	Назва
NO_2^-	нітрит	ClO^-	гіпохлорит
NO_3^-	нітрат	ClO_2^-	хлорит
N^{3-}	нітрид	ClO_3^-	хлорат
SO_3^{2-}	сульфіт	ClO_4^-	перхлорат
SO_4^{2-}	сульфат	CrO_4^{2-}	хромат

Кислотний залишок		Кислотний залишок	
$S_2O_3^{2-}$	тіосульфат	$Cr_2O_7^{2-}$	дихромат
S^{2-}	сульфід	MnO_4^-	перманганат
PO_4^{3-}	фосфат (ортофосфат)	MnO_4^{2-}	манганат
PO_3^-	метафосфат	SCN^-	роданід
P^{3-}	фосфід	AlO_3^{3-}	алюмінат
CO_3^{2-}	карбонат	CN^-	цианід
C^{4-}	карбід	I^-	йодид
SiO_3^{2-}	силікат	IO_3^-	йодат
Cl^-	хлорид	F^-	флуорид

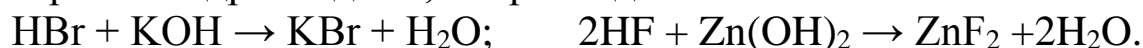
Хімічні властивості кислот

Здатні взаємодіяти з активними металами, тобто з тими, що в ряду активності стоять ліворуч від водню: $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$.

Кислоти реагують з основними і амфотерними оксидами, наприклад:



Кислоти вступають в реакцію нейтралізації з основами і амфотерними гідроксидами, наприклад:



Кислоти реагують з солями: $H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + 2HCl$.

Способи добування кислот

1. Більшість кислот утворюються під час взаємодії оксидів з водою: $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$.

2. Деякі кислоти добувають, діючи на відповідні солі більш сильними кислотами: $Ca(NO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + HNO_3$.

3. Безоксигенові кислоти, добувають з простих речовин і розчиненням одержаних сполук у воді: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$.

■→ Солі

Солями називають продукти заміщення атомів Гідрогену у кислоті на атоми металу. Солі бувають середні, кислі та основні.

Середні солі є продуктом повного заміщення атомів Гідрогену кислоти на атоми металу (або NH_4^+ – катіон амонію) $NaCl$, $ZnSO_4$, $Cu(NO_3)_2$.

Назва солі складається з назви катіону і аніону з використанням чисельних множників, або ступеня окиснення катіона.

$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ – меркурій (I) нітрат, димеркурій динітрат
 Na_3PO_4 – натрій фосфат, FeSO_4 – ферум(II) сульфат.

Кислі солі можна розглядати як продукт неповного заміщення атомів Гідрогену кислоти на атоми металу. Кислі солі, як правило, утворюються в разі надлишку кислоти.

Назви кислих солей походять від назв середніх солей з додаванням слова *гідроген-* або *дигідроген-*:

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ – кальцій гідрогенкарбонат
 NaH_2PO_4 – натрій дигідрогенфосфат
 KHCO_3 – калій гідрогенкарбонат;
 $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ – магній дигідрогенсульфат

Оснóвні солі – це продукти неповного заміщення гідроксильних груп на кислотні залишки в формулах основ або амфотерних гідроксидів.

Назва основних солей містить назву двох аніонів: гідроксиду і кислотного залишку, які перераховуються в алфавітному порядку:

$\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}$ – ферум(II) гідроксид хлорид
 $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – алюміній дигідроксид нітрат
 $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – ферум дигідроксид нітрат
 $\text{Cr}_2(\text{OH})_3\text{AsO}_4$ – дихром арсенат тригідроксид

Подвійними солями називають солі, утворені різними катіонами і одним і тим самим аніоном. $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – алюміній калій дисульфат;

$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ – діамоній ферум дисульфат.

Змішаними називаються солі, утворені одним і тим самим катіоном, але різними аніонами. $\text{Ba}(\text{Cl})\text{NO}_3$ – барій хлорид нітрат, $\text{CaCl}(\text{OCl})$ – кальцій хлорид гіпохлорит.

Кристалогідрати – до назви солі ще додається через риску слово вода і кількість її молекул на одну молекулу солі у вигляді дробу:

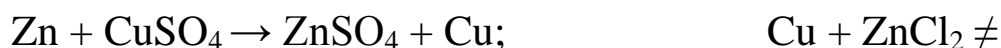
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – ферум сульфат – вода 1/7

Багатоелементні сполуки несольової природи. Їх назви складаються як і для солей: POCl_3 – фосфор оксид трихлорид.

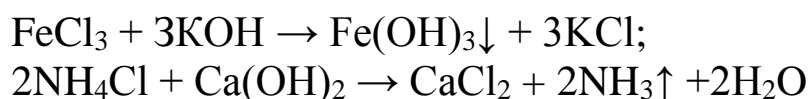
*** Під час визначення алфавітної послідовності чисельні множники не враховуються.**

Хімічні властивості солей

– з металами, згідно з рядом електрохімічних потенціалів металів



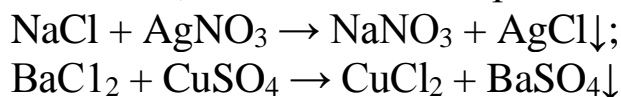
– з основами, якщо внаслідок реакції випадає осад або виділяється газ



– з кислотами, якщо внаслідок реакції випадає осад або виділяється газ

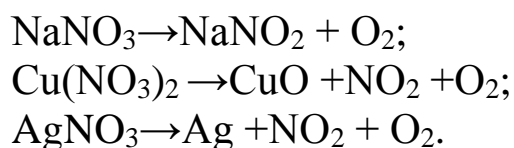


– з солями, якщо внаслідок реакції випадає осад

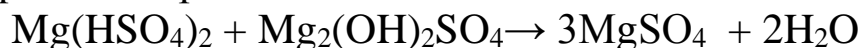


– термічний розклад солей визначається їх природою, зокрема карбонати, крім карбонатів лужних металів, розкладаються до відповідних оксидів: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$.

Нітрати розкладаються в залежності від активності металів до нітритів (до Mg включно), оксидів (після Mg до Cu включно) або чистих металів (після Cu):

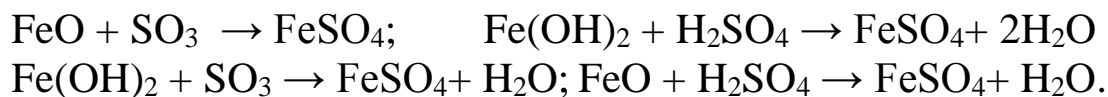


– у властивостях кислих і основних солей залишаються властивості кислот і основ, тому ці солі між собою реагують з утворенням середніх солей:



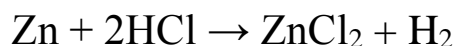
Способи добування солей

1. *Середні солі* можна одержати при взаємодії кислотних і основних оксидів між собою, кислот і основ, кислотного оксиду і основи, основного оксиду і кислоти:



– Взаємодія металів з неметалами: $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$;

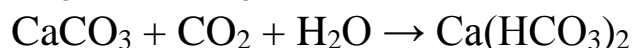
– Взаємодія відповідного металу і кислоти, але тут необхідно враховувати багато чинників, від яких залежить ця взаємодія



2. *Кислі солі* можна одержати за тих же умов, що і середні, але необхідний надлишок кислоти:



Є можливість перетворити середню сіль на кислу «підкислюючи» її кислотою:

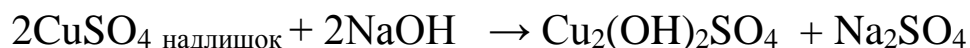


3. *Основні солі* можна одержати обмеженою кількістю способів

– взаємодія кислоти і основи в надлишку основи:



– взаємодія солі і основи в надлишку солі:



Завдання для самостійного розв'язування

I. За даною назвою складіть формули сполук

1. Оксиди

1.1 купрум оксид

1.2. динітроген тетраоксид

1.3. хром триоксид

2. Основи

2.1. кальцій гідроксид

2.2. хром (III) гідроксид

2.3.алюміній гідроксид

- 1.4. диферум триоксид
- 1.5. нітроген (V) оксид
- 1.6. пљумбум (IV) оксид

- 2.4. стронцій гідроксид
- 2.5. ферум(II) гідроксид
- 2.6. натрій гідроксид

3. Кислоти

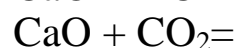
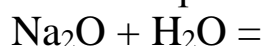
- | | |
|---|------------------------------------|
| 3.1. гідроген йодидна кислота | 3.8. дигідроген тетраоксосульфат |
| 3.2. дигідроген сульфід | 3.9. тригідроген тетраоксофосфат |
| 3.3. гідроген хлорид
гептаоксодифосфат | 3.10. тетрагідроген |
| 3.4. нітратна кислота | 3.11. тригідроген триоксоборат |
| 3.5. сульфитна кислота | 3.12. тригідроген триоксоалюмінат |
| 3.6. карбонатна кислота | 3.13. дигідроген триоксодисульфат |
| 3.7. силікатна кислота | 3.14. дигідроген гептаоксодихромат |

4. Солі

- | | |
|---------------------------------------|-------------------------------------|
| 4.1. натрій йодид | 4.7. динатрій сульфат |
| 4.2. динатрій сульфід | 4.8. трикалій ортофосфат |
| 4.3. кальцій дикарбід | 4.9. амоній триоксонітрат |
| 4.4. тринатрій нітрид | 4.10. купрум (II) нітрид |
| 4.5. трикальцій дифосфід | 4.11. магній диоксонітрат |
| 4.6. магній дигідрид | 4.12. диамоній карбонат |
| 4.13. натрій дигідрогенортофосфат | 4.17. кальцій гідроксид хлорид |
| 4.14. кальцій гідрогенфосфат | 4.18. дикупрум дигідроксид карбонат |
| 4.15. барій дигідрогентетраоксофосфат | 4.19. ферум дигідроксид нітрид |
| 4.16. калій гідрогенсульфід | 4.20. диферум гідроксид фосфат |

II. За наведеними формулами складіть систематичні назви сполук

1. Оксиди: Na_2O , SO_2 , CuO , CO_2 , CaO , SiO_2 , Al_2O_3 , N_2O_5 , WO_3 , FeO , PbO , SnO , V_2O_5 , Cl_2O_7 , K_2O , ZnO , CrO .
2. Гідроксиди(основи): NaOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, CuOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sc}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Nb}(\text{OH})_4$, $\text{W}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$.
3. Кислоти: H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , HMnO_4 , HNO_2 , HNO_3 , H_3BO_3 , HCl .
4. Середні солі: Na_2SO_4 , K_2SO_3 , AlPO_4 , $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$, $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$, NH_4NO_3 , NaBO_2 , KCl .
5. Оснóвні солі: $\text{Ca}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, Mg_2OHPO_4 , $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.
6. Кислі солі: KHCO_3 , NaH_2PO_4 , $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$, $\text{Al}(\text{HSO}_3)_3$.
7. Поясніть властивості оснóвних оксидів. Закінчіть рівняння можливих реакцій:



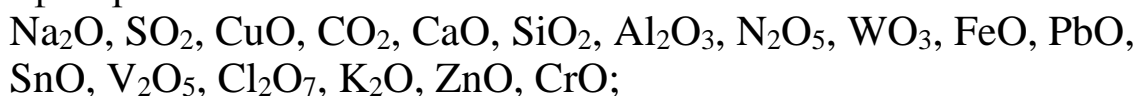
8. Поясніть властивості кислотних оксидів. Закінчіть рівняння реакцій:



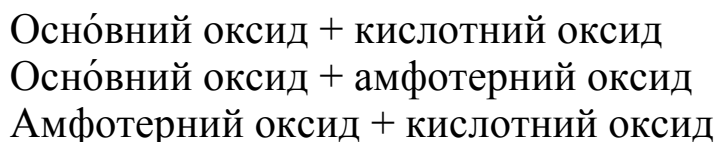
9. Поясніть властивості амфотерних оксидів. Закінчіть рівняння реакцій:



10. З наведених формул оксидів визначте основні, кислотні, амфотерні:



11. Напишіть рівняння реакції між представниками різних типів оксидів за схемою:



12. Як здійснити такі перетворення:



13. Наведіть класифікацію солей. Допишіть рівняння реакцій:



У якому випадку утворюється середня сіль, а в якому кисла сіль і чому?

14. Що таке кислі солі? Вкажіть їх характерні властивості. Закінчіть рівняння реакцій:

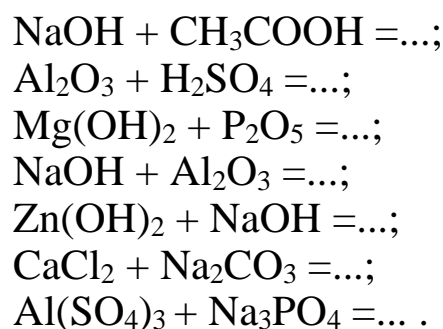
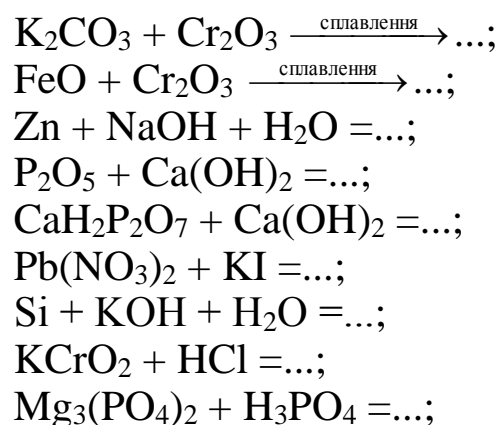
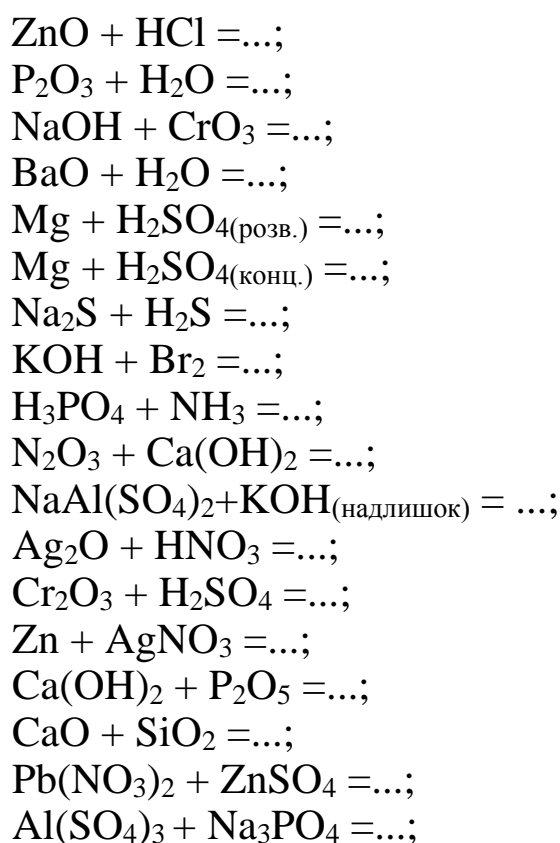


15. Які солі називаються основними? Які способи їх одержання і які їх характерні властивості? Закінчіть рівняння реакцій і поясніть їх перебіг:



16. Закінчіть рівняння реакцій і вкажіть до якого типу належить кожна з них:

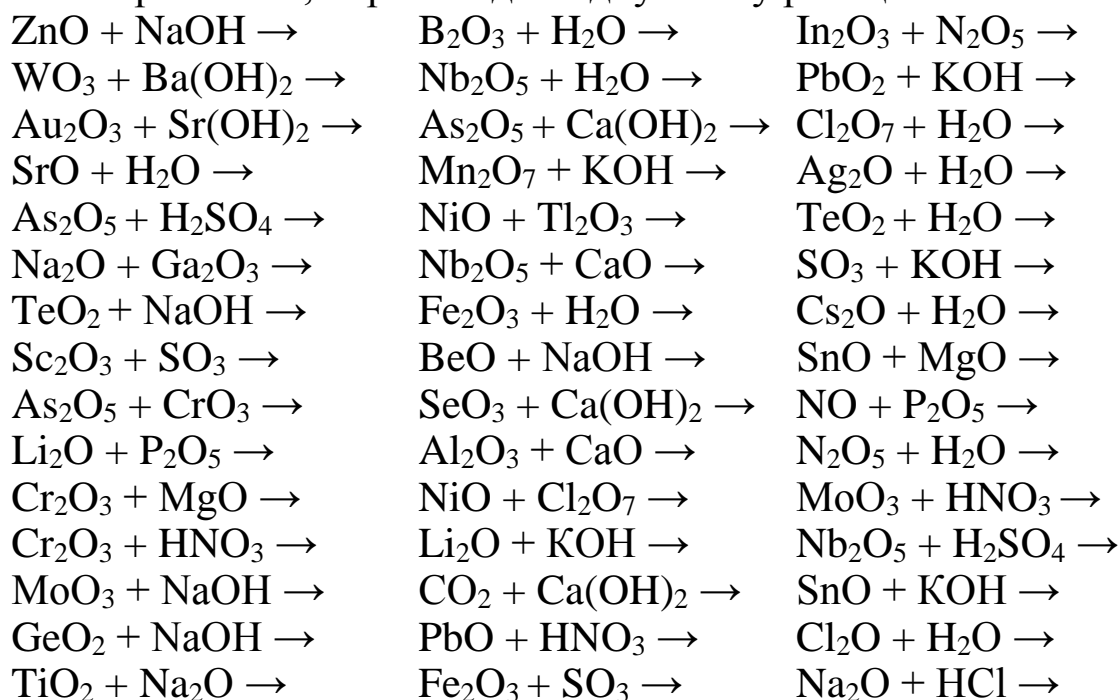




17. З якими з наведених речовин буде взаємодіяти CuO , напишіть рівняння реакцій: CO_2 , HNO_3 , K_2S , H_2O
18. З якими з наведених речовин буде взаємодіяти CO_2 , напишіть рівняння реакцій: Na_2O , HCl , AlCl_3 , H_2O
19. З якими з наведених речовин буде взаємодіяти HNO_3 , напишіть рівняння реакцій: SO_3 , NaOH , FeCl_3 , H_2O
20. З якими з наведених речовин буде взаємодіяти CuSO_4 , напишіть рівняння реакцій: P_2O_5 , NaOH , CuCl_2 , H_2O
21. З якими з наведених речовин буде взаємодіяти NaOH , напишіть рівняння реакцій: Na_2O , HCl , AlCl_3 , H_2O
22. З якими з наведених речовин буде взаємодіяти $\text{Al}(\text{OH})_3$, напишіть рівняння реакцій: SO_3 , NaOH , FeCl_3 , H_2O
23. Які з наведених речовин можуть взаємодіяти між собою?
 P_2O_5 , NaOH , CuCl_2 , H_2O
24. Які з наведених речовин можуть взаємодіяти між собою?
 Na_2O , HCl , AlCl_3 , H_2O
25. Які з наведених речовин можуть взаємодіяти між собою?
 CaO , HNO_3 , K_2S , H_2O
26. Які з наведених речовин можуть взаємодіяти між собою?
 K_2O , HCl , FeCl_3 , H_2O
27. Запропонуйте реакції утворення FeSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SiO_3 , K_3PO_4

28. Запропонуйте реакції утворення $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$
29. Запропонуйте реакції утворення $\text{Ca}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$
30. Складіть рівняння реакцій одержання середніх солей з кислих та основних:
- | | | |
|-------------------------------------|--------------------------------------|---------------------------------------|
| KHSO_4 , | $\text{Sn}(\text{OH})\text{Cl}$, | $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$, |
| KHS , | $\text{CaH}_2\text{P}_2\text{O}_7$, | $[\text{NiOH}]_2\text{SO}_4$, |
| NaHCO_3 , | $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$, | $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, |
| $\text{Sr}(\text{OH})\text{Cl}_2$, | $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, | $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$. |
31. Які солі можуть утворитися при взаємодії зазначених нижче кислот та гідроксидів:
- | | |
|--|--|
| $\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ | $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 =$ |
| $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} =$ | $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{MoO}_4 =$ |
| $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{HCl} =$ | $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ |
| $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ | $\text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 =$ |
32. Напишіть формули оксидів, які відповідають наведеним гідроксидам:
 NaOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, CuOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sc}(\text{OH})_3$,
 $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Nb}(\text{OH})_4$, $\text{W}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$
33. Напишіть рівняння реакцій наведених основ з кислотними оксидами і кислотами. Які з наведених основ є лугами і здатні взаємодіяти з розчинами солей? Скласти рівняння взаємодії наведених лугів з розчинами FeCl_2 і CuSO_4
34. Напишіть формули оксидів, які відповідають наведеним кислотам:
 H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , HMnO_4 , HNO_2 , HNO_3 , H_3BO_3 , HCl .
35. Напишіть рівняння реакцій кислот з основними оксидами і основами. Скласти рівняння взаємодії наведених кислот з розчинами солей BaCl_2 , Na_2CO_3 , K_2SiO_3 .
36. Напишіть формули оксидів, основ і кислот, які відповідають наведеним солям: Na_2SO_4 , K_2SO_3 , AlPO_4 , $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$, $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$, NH_4NO_3 , NaBO_2 , KCl
37. Напишіть рівняння реакцій солей з кислотами і основами. Скласти рівняння взаємодії наведених солей з розчинами солей BaCl_2 , Na_2CO_3 , K_2SiO_3 , в яких утворюються нові солі.
38. Запропонуйте способи утворення середніх солей: BaCl_2 , Na_2CO_3 , K_2SiO_3 , Na_2SO_4 , K_2SO_3 , AlPO_4 , $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$, $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$, NH_4NO_3 , FeSO_4 , KCl , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

39. Запропонуйте способи утворення кислих солей: KHCO_3 , NaH_2PO_4 , $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$, $\text{Al}(\text{HSO}_3)_3$
40. Запропонуйте способи утворення основних солей: $\text{Ca}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, Mg_2OHPO_4 , $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$
41. Визначити, чи можливі реакції, які наведені нижче, і скласти рівняння можливих реакцій. Виконуючи це завдання, насамперед треба визначити й записати, до якого класу сполук належить кожна речовина, обрати відповідну схему реакції:



42. Складіть рівняння хімічних реакцій за наведеними схемами, не змінюючи коефіцієнтів.

Варіант	Схема реакції	Схема реакції
1	$2\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
2	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$	$2\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
3	$2\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$3\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow$
4	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow$	$\text{KOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
5	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{HBr} \rightarrow$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$
6	$\text{Sn}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow$	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
7	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
8	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
9	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 2\text{HCl} \rightarrow$	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow$
10	$2\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$3\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
11	$\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{HI} \rightarrow$	$3\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow$
12	$2\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$
13	$2\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$

Варіант	Схема реакції	Схема реакції
14	$\text{Sb}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$	$2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
15	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow$	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
16	$2\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HMnO}_4 \rightarrow$
17	$\text{Co}(\text{OH})_2 + 2\text{HBr} \rightarrow$	$\text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
18	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow$
19	$\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$	$3\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{AsO}_3 \rightarrow$
20	$2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
21	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$	$\text{KOH} + \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$
22	$2\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
23	$\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
24	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
25	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HI} \rightarrow$	$\text{Sn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow$

■► Експериментальна частина

Одержання та властивості неорганічних сполук, які належать до різних класів

Дослід 1. Одержання та властивості оксидів.

1.1. *Одержання оксидів безпосередньою взаємодією елемента з киснем.*

Шматочок магнієвої стрічки зажати в пінцеті і внести в полум'я спиртівки. Спостерігати реакцію горіння магнію з виділенням великої кількості світла. Написати рівняння реакції, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

1.2. *Одержання оксидів в реакції розкладу солі.*

В суху пробірку помістити невелику кількість малахіту $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ і прожарити в полум'ї спиртівки до зміни забарвлення речовини в пробірці. Які спостереження ви бачите? Написати рівняння реакцій, назвати за систематичною номенклатурою сполуки. Тверду речовину, що утворилась зберігати для виконання дослідів 4.1.2.

1.3. *Властивості оксидів.*

Насипати в пробірки невелику кількість оксидів кальцію, цинку, феруму(III), хрому(III) і фосфору(V). Випробувати їх розчинення у воді, кислоті і в лузі. Записати спостереження, рівняння реакцій і зробити висновок про властивості цих оксидів.

Дослід 2. Одержання та властивості гідроксидів.

2.1. Взаємодія основного оксиду з водою.

До невеликої кількості сухого кальцій оксиду (негашене вапно) додати воду. Що відбувається? Напишіть рівняння реакції, назвіть за систематичною номенклатурою сполуки.

2.2. Одержання малорозчинних гідроксидів взаємодією солі з лугом і вивчення їх властивостей.

До розчинів солей Цинку, Феруму, Магнію і Хрому, взятих по 3-5 мл, додавати краплями розчину лугу до утворення осадів. Відмітити колір утворених осадів, розділити кожен з осадів на дві частини: до однієї частини розчину додати надлишок лугу, а до другої – сильної кислоти (HCl, H₂SO₄ чи HNO₃). Написати рівняння реакцій утворення і розчинення осадів, назвати за систематичною номенклатурою сполуки. Відмітити амфотерні гідроксиди.

Дослід 3. Одержання кислот.

3.1. Взаємодія кислотного оксиду з водою.

В суху пробірку помістити хром триоксид і додати воду до повного розчинення оксиду. Напишіть рівняння реакції, назвіть за систематичною номенклатурою сполуку.

3.2. Взаємодія солі з кислотою.

До розчинів динатрій силікату і аргентум нітрату додати розчин соляної кислоти. Що спостерігається? Визначте природу осадів. Напишіть рівняння реакцій, назвіть за систематичною номенклатурою сполуки.

Дослід 4. Одержання солей.

4.1. Середні солі.

4.1.1. Реакція між кислотою і основою.

До розчину соляної кислоти додати розчин натрій гідроксиду. Спостерігати підвищення температури рідини в пробірці. Скласти рівняння реакції, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

4.1.2. Реакція між основним оксидом і кислотою.

Купрум оксид, який утворився при розкладі малахіту, залити розчином сірчаної кислоти до повного його розчинення (для прискорення реакції можна підігріти). Спостерігати утворення блакитного розчину солі Купруму. Скласти рівняння реакції, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

4.1.3. Реакція між кислотним оксидом і основою.

До хром триоксиду додати розчин натрій гідроксиду до повного розчинення оксиду. Спостерігати утворення розчину солі. Скласти рівняння реакції, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

4.2. Основні солі.

4.2.1. Взаємодія солі з основами.

В одній пробірці до розчину купрум сульфату додати надлишок розчину лугу, а в другій пробірці – розчин аміаку. Спостерігати утворення зелено-блакитного осаду основної солі. Скласти рівняння реакцій, назвати речовини.

ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ПОНЯТТЯ. КІЛЬКІСНІ ВІДНОШЕННЯ В ХІМІЇ. ОСНОВНІ ГАЗОВІ ЗАКОНИ

■► Короткі теоретичні відомості

Атом – електронейтральна частинка, яка складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів, які рухаються навколо нього.

Хімічний елемент – вид атомів з однаковим зарядом ядра.

Всі існуючі хімічні елементи розташовані у Періодичній системі хімічних елементів у послідовності збільшення заряду ядра.

Кожний хімічний елемент періодичної системи розміщений у клітинці, де зазначено **символ елемента** (одна чи дві латинських літери), його **назва**, **порядковий номер** (рівний заряду ядра) і **відносна атомна маса** (A_r).

Відносна атомна маса елемента (A_r) показує, у скільки разів маса атома елемента $m_a(E)$ більше за $1/12$ маси атома Карбону ($m_a(C) = 1,994 \cdot 10^{-23}$ г).

$$A_r(E) = \frac{m_a(E)}{\frac{1}{12} m_a(C)} = \frac{m_a(E)}{1a.o.m.}$$

1/12 частину маси атома Карбону називають **атомна одиниця маси (а.о.м.)** або **карбонова одиниця**.

$$1 \text{ а.о.м.} = \frac{1}{12} m(\text{атома } ^{12}\text{C}) = \frac{1}{12} \cdot 19,92 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

3 атомів побудовано молекули.

Молекула – це найменша частинка речовини, що зберігає всі її хімічні і фізичні властивості. Будову молекул записують за допомогою хімічних формул.

Відносна молекулярна маса речовини (M_r) показує, у скільки разів маса молекули даної речовини більше за 1/12 маси атома Карбону. Дорівнює сумі відносних атомних мас хімічних елементів, що входять до її складу. Величина безрозмірна. $M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{Na}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 142$.

Масова частка елемента у сполуці (w) – це відношення маси елемента до маси відповідної сполуки.

$$w(E) = \frac{m(E)}{m(\text{сполуки})}; w(E) = \frac{m(E)}{m(\text{сполуки})} \cdot 100\%$$

Масова частка не має розмірності. Її часто виражають у відсотках:

Сума масових часток усіх елементів у сполуці становить 1 (або 100%). Масову частку елемента у сполуці також обчислюють, використовуючи хімічну формулу сполуки.

$$w(E) = \frac{n \cdot A_r(E)}{M_r},$$

де: $A_r(E)$ – відносна атомна маса елемента; n – кількість атомів у сполуці. M_r – відносна молекулярна маса речовини.

Кількість речовини (ν) – це фізична величина, що визначається числом частинок – структурних одиниць речовини: атомів, молекул, йонів тощо. **Одиницею кількості речовини є моль.**

Моль – це така кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць речовини, скільки атомів є в 12 г ізотопу Карбону ^{12}C .

Авогадро встановив, що в 1 молі будь-якої речовини міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць

$$\nu = \frac{N}{N_A},$$

де N – число атомів або молекул речовини

Молярна маса (M) – це маса 1 моля речовини і є відношенням маси речовини до її кількості (г/моль):

$$M = \frac{m}{\nu}$$

Чисельно молярна маса співпадає з відносною молекулярною масою.

Молярний об'єм (V_m) – це об'єм одного моля речовини і є відношенням об'єму речовини до її кількості (л/моль; м³/моль):

$$V_m = \frac{V}{\nu}$$

Молярний об'єм (V_m) ідеального газу за нормальних умов ($P_0 = 1,013 \cdot 10^5$ Па; 760 мм.рт.ст. = 1 атм; $T_0 = 273$ К або $t_0 = 0^\circ\text{C}$) дорівнює 0,0224 м³/моль (СИ) або 22,4 л/моль.

Кількість речовини можна визначити за формулами:

$$\nu = \frac{m}{M}$$

$$\nu = \frac{V}{V_m}$$

$$\nu = \frac{N}{N_A}$$

Відносна густина газів (D) – це відношення маси певного об'єму одного газу до маси такого ж об'єму іншого газу (взятих за однакових умов). Відносна густина дорівнює відношенню відносних молекулярних або молярних мас газів:

$$D = \frac{M_1}{M_2}$$

Здебільшого відносну густина визначають за воднем, повітрям або киснем:

$$D(\text{H}_2) = \frac{M_{\text{газу}}}{2}; \quad D(\text{пов.}) = \frac{M_{\text{газу}}}{29}; \quad D(\text{O}_2) = \frac{M_{\text{газу}}}{32}$$

Об'ємна частка компонента (газу) у газовій суміші (φ) – це відношення об'єму газу до об'єму суміші газів: $\varphi = \frac{V(\text{газу})}{V(\text{суміші})}$.

Мольна частка компонента у газоподібній суміші чисельно дорівнює його об'ємній частці.

Середня молярна маса газової суміші ($M_{\text{сер}}$) дорівнює суміші добутків молярної маси газу на його об'ємну (мольну) частку в складі газової суміші.

$$M_{\text{сер}} = M_1 \cdot \varphi_1 + M_2 \cdot \varphi_2 + \dots + M_n \cdot \varphi_n$$

M_1, M_2, M_n – молярні маси газів, що входять до складу суміші;
 $\varphi_1, \varphi_2, \varphi_n$ – об'ємні частки газів, що входять до складу суміші; n – число компонентів у газовій суміші.

Рівняння Менделєєва-Клапейрона: $pV = \nu RT$; R – універсальна газова стала ($R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$); p – тиск, Па; V – об'єм, м^3 ; T – температура, К.



Приклади розв'язання типових завдань

Приклад 1. В 480 г амоній нітрату NH_4NO_3 міститься 168 г Нітрогену. Обчислити масову частку Нітрогену в сполуці.

Розв'язання

$$w(\text{N}) = \frac{m(\text{N})}{m(\text{NH}_4\text{NO}_3)} = \frac{168}{480} = 0,35 \text{ або } 35\%$$

Відповідь: 35%

Приклад 2. Обчисліть масові частки елементів у кальцій фосфаті $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Розв'язання

$$w(\text{E}) = \frac{n \cdot A_r(\text{E})}{M_r}; \quad M_r[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] = 3 \cdot 40 + 3 \cdot 31 + 8 \cdot 16 = 310$$

$$w(\text{Ca}) = \frac{3 \cdot 40}{310} = \frac{120}{310} = 0,39; \text{ або } 39\%$$

$$w(\text{P}) = \frac{2 \cdot 31}{310} = \frac{62}{310} = 0,2; \text{ або } 20\%$$

$$w(\text{O}) = \frac{8 \cdot 16}{310} = \frac{128}{310} = 0,41; \text{ або } 41\%$$

Відповідь: 39%, 20%, 41%.

Приклад 3. Обчисліть кількість молекул води у формулі гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$, якщо масова частка Сульфур у становить 18,6%.

Розв'язання. $w(E) = \frac{n \cdot A_r(E)}{M_r}$; $w(E) \cdot M_r = n \cdot A_r$; $M_r = \frac{n \cdot A_r(S)}{w(S)}$

$$M_r(\text{CaSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}) = \frac{1 \cdot 32}{0,186} = 172$$

$$M_r(\text{CaSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 40 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 + x(2 \cdot 1 + 1 \cdot 6) = 136 + 18x;$$

$$136 + 18x = 172; \quad x = (172 - 136) : 18 = 2; \quad x = 2$$

Відповідь: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Приклад 4. Яка кількість речовини міститься у воді масою 0,009 кг? Яке число молекул міститься у воді масою 0,009 кг? Скільки атомів усіх елементів міститься у воді масою 0,009 кг?

Розв'язання. $N_A = \frac{N}{\nu}$, звідки $N = N_A \cdot \nu$, $M = \frac{m}{\nu}$, звідки $\nu = \frac{m}{M}$;

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль};$$

$$1) \quad \nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{M} = \frac{9}{18} = 0,5 \text{ (моль)};$$

$$2) \quad N(\text{H}_2\text{O}) = N_A \cdot \nu = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 0,5 = 3,01 \cdot 10^{23};$$

3) одна молекула води складається з трьох атомів (двох атомів Гідрогену та одного атома Оксигену); $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул води містять x атомів; $x = 3,01 \cdot 10^{23} \cdot 3 = 9,03 \cdot 10^{23}$ атомів.

Відповідь: 0,5 моль речовини води, $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул води, $9,03 \cdot 10^{23}$ атомів усіх елементів.

Приклад 5. У якій масі води міститься стільки молекул, скільки їх є в 34 г амоніаку NH_3 ?

Розв'язання. $\nu = \frac{m}{M}$, звідки $m = \nu \cdot M$; $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль};$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}.$$

1) розрахуємо $\nu(\text{NH}_3)$, що відповідає його масі 34 г;

$$\nu(\text{NH}_3) = \frac{34}{17} = 2 \text{ моль}.$$

2) виходячи з того, що однакові кількості різних речовин містять однакові кількості молекул, тобто $N(\text{NH}_3) = N(\text{H}_2\text{O})$, якщо $\nu(\text{NH}_3) = \nu(\text{H}_2\text{O})$, знаходимо $\nu(\text{H}_2\text{O})$: $\nu(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{NH}_3) = 2 \text{ моль};$

3) розрахуємо $m(\text{H}_2\text{O})$: $m(\text{H}_2\text{O}) = \nu \cdot M = 18 \cdot 2 = 36 \text{ (г)}.$

Відповідь: 34 г.

Приклад 6. Чому дорівнює маса водню, яка за нормальних умов (н.у.) займає об'єм 4 л? Який об'єм займатиме та сама кількість газу при 27°C та 150 кПа?

Розв'язання

Розраховуємо масу газу: $m = M \cdot \nu$; ($M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$); $\nu = V/V_m$.
 $M = 2 \cdot 4 / 22,4 = 0,357 \text{ г}$.

За рівнянням Менделєєва-Клапейрона обчислюємо об'єм газу при 27°C (300 К) та 150 кПа (150000 Па).

$PV = \nu RT$, $V = m \cdot R \cdot T / M \cdot p = 0,357 \cdot 8,314 \cdot 300 / 2 \cdot 150000 = 0,00297 \text{ м}^3 = 2,97 \text{ л}$.

Відповідь: 2,97 л.

Приклад 7. Відносна густина газу за воднем становить 17. Знайдіть масу 1 л (н.у.) цього газу. Яка його відносна густина за повітрям?

Розв'язання

Оскільки $D(\text{H}_2) = M(\text{газу}) : M(\text{H}_2)$, то $M(\text{газу}) = M(\text{H}_2) \cdot D(\text{H}_2) = 17 \cdot 2 = 34 \text{ (г/моль)}$; $m(\text{газу}) = M \cdot \nu = M \cdot V : V_m = 34 \cdot 1 : 22,4 = 1,52 \text{ (г)}$.

Густина газу за повітрям $D(\text{пов.}) = M(\text{газу}) : M(\text{пов.}) = 34 : 29 = 1,17$, де 29 – середня молярна маса повітря.

Відповідь: 1,17.

Приклад 8. Для спалювання 5 л невідомого газу витрачено 10 л кисню. Внаслідок цього утворюється 9 л вуглекислого газу і 5 л азоту. Встановити формулу газу, вважаючи, що всі об'єми виміряні за однакових умов.

Розв'язання

Співвідношення об'ємів газів дає стехіометричні коефіцієнти:

$V(\text{газу}) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) : V(\text{N}_2) = 5 : 10 : 10 : 5 = 1 : 2 : 2 : 1$.

Запишемо умовне рівняння, використовуючи одержані коефіцієнти: $1 \text{ Газ} + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 1\text{N}_2$

Аналізуючи співвідношення коефіцієнтів та склад усіх газів, можна дійти висновку, що невідомий газ містить по два атоми Карбону і Нітрогену, звідки: $\text{C}_2\text{N}_2 + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{N}_2$.

Приклад 9. Масова частка карбон діоксиду в газовій суміші з азотом становить 40%. Який об'єм (н.у.) займе 40 г цієї суміші?

Розв'язання

Масова частка речовини в суміші розраховується за формулою $w = m(\text{реч}) : m(\text{сум.})$, звідси $m(\text{реч}) = w \cdot m(\text{сум.})$,

$$m(\text{CO}_2) = 40 \cdot 0,4 = 16(\text{г}), \text{ а } m(\text{N}_2) = 40 - 16 = 24(\text{г}).$$

Щоб розрахувати об'єми газів спочатку знаходять їх кількість речовини:

$$v(\text{CO}_2) = m/M = 16:44 = 0,3636(\text{моль}), V(\text{CO}_2) = v \cdot V_m = 0,3636 \cdot 22,4 = 8,145(\text{л})$$

$$v(\text{N}_2) = m/M = 24:28 = 0,8571(\text{моль}), V(\text{N}_2) = v \cdot V_m = 0,8571 \cdot 22,4 = 19,2(\text{л})$$

$$V(\text{сум}) = 8,145 + 19,2 = 27,3(\text{л}).$$

Відповідь: 27,3 л.

Приклад 10. Газова суміш містить (відсотки за об'ємом): 30 % азоту, 10 % водню та 60 % амоніаку. Визначити середню молекулярну масу газової суміші.

Розв'язання

$$M_{\text{сер}} = M_1 \cdot \varphi_1 + M_2 \cdot \varphi_2 + M_3 \cdot \varphi_3;$$

$$M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}; M_r(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}; M_r(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{сер}} = 28 \cdot 0,3 + 2 \cdot 0,1 + 17 \cdot 0,6 = 18,8 \text{ г/моль}.$$

Відповідь: 18,8 г/моль.



Завдання для самостійного розв'язування

1. Визначте молярну масу газу за його густиною за повітрям, що дорівнює 1,17.
2. Визначте відносну густину водяної пари за киснем за нормальних умов.
3. Визначте масу 1 м³ SO₂ за н.у.
4. Визначте, який об'єм буде займати за н.у. 1 г NO, NH₃, H₂.
5. Маса 200 мл ацетилену (н.у.) дорівнює 0,232 г. Визначте його молярну масу.
6. Визначте масу 450 мл SO₂ при 80°C і 740 мм.рт.ст.
7. Балон ємкістю 10 л містить при 27°C 1 моль кисню. Визначте тиск в балоні.
8. Як необхідно змінити температуру від 0°C, щоб при незмінному тиску 1 м³ газу збільшив свій об'єм в 2 рази?
9. Яку температуру повинен мати азот, щоб при тиску 0,8 атм. 1 л його важив 1 г?
10. Визначте в г масу молекули HCl.
11. Скільки молекул міститься в 1 мл будь якого газу за умов: 23°C і 2,53 кПа?
12. Визначте кількість атомів елементів в 10 г HCl.
13. Визначте молярну масу газу, якщо відомо, що 312 мл його при 17°C і 1,04·10⁵ Па мають масу 0,78 г.

14. В якій масі азоту міститься $2 \cdot 10^{22}$ молекул?
15. Скільки молекул кисню приходить на 1 молекулу азоту в повітрі, якщо масові частки газів в повітрі відповідно дорівнюють 0,23 і 0,77?
16. Скільки молекул кисню і азоту міститься в 1 м^3 повітря за н.у., якщо об'ємні частки газів відповідно дорівнюють 0,21 і 0,79?
17. Визначте густину за повітрям газової суміші, яку утворили при змішуванні 4 л (н.у.) водню і 5 г азоту.
18. Густина за повітрям газової суміші ацетилену з киснем дорівнює 0,97. Визначте склад суміші за об'ємом.
19. Який об'єм кисню необхідний для спалювання 5 л (20°C і 97,5 кПа) метану?
20. Який об'єм повітря необхідний для спалювання 7 л (18°C і 1,07 атм) аміаку?
21. Визначити, за якої температури 5 метану важитимуть 2,937 г, якщо атмосферний тиск становить $1,047 \cdot 10^5$ Па.
22. Визначити густину за гелієм газової суміші, яка складається з 60 % азоту, 30 % кисню і 10 % вуглекислого газу.
23. В медицині для боротьби з грибковими інфекціями шкіри та слизових використовують буру. Обчисліть, скільки грамів бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ містять 0,3 г Бору?
24. В медицині і косметології застосовують алюміній та його сполуки. Зокрема, підраховано, що щоденно в організм повинно потрапляти як мінімум 1 мкг Алюмінію. Розрахуйте, яка маса Алюмінію міститься в 200 г сировини, якщо вміст Al_2O_3 у ній становить 50%. Виробничими втратами можна знехтувати.
25. У кістках тварин міститься 2,12 % Фосфору, 7,56 % Кальцію і 1,51 % Магнію. Знайти масову частку цих елементів у золі кісток, яка становить 27 % їх маси
26. Вміст Магнію у плазмі та клітинних елементах крові становить відповідно 1,330 і 2,125 ммоль/кг. Дана кров складається з 58 мас.% плазми і 42 мас.% клітин. Знайти вміст Магнію у цільній крові (у ммоль/кг).
27. Знайдіть середню молярну масу повітря, припустивши, що до його складу входять лише три гази: азот (об'ємна частка 78%), кисень (21%) та аргон, і врахувавши, що останній газ складається з атомів.
28. Обчисліть масу суміші, утвореної з 5,6 л кисню та 11,2 л (н.у.) дигідроген сульфїду.

29. Із 200 мл озонованого кисню після повного розкладу всього озону утворилось 216 мл газу. Визначте вміст озону в озонованому кисні.

30. Скільки озонованого кисню, вміст озону в якому становить 9% за об'ємом необхідно для спалювання 1 м³ етану?

31. Сполука містить 11,2% Гідрогену і 88,8% Карбону за масою. Густина сполуки за повітрям дорівнює 1,87. Встановіть істинну формулу сполуки.

32. Маса однієї молекули полісульфуру S_x за певних умов становить $4,26 \cdot 10^{-22}$ г. Знайти склад молекули полісульфуру.

33. Розрахуйте значення універсальної газової сталої для випадків різної системи одиниць тиску та об'єму.

34. Який об'єм кисню необхідний для спалювання 100 л суміші метану та чадного газу (н.у.), які взяті в суміші в співвідношенні 1:4?

35. Визначте тиск в сосуді, об'ємом 1,985 л при температурі 250°C, в якому міститься 0,05 моль фосгену, 10% якого продисоціювало за рівнянням $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$

36. Для повного спалювання об'єму суміші метану і водню необхідно витратити в 1,4 разів більший об'єм кисню. Визначити склад суміші газів.

37. Який об'єм кисню необхідний для спалювання 100 л суміші метану та чадного газу (н.у.), якщо на 1 молекулу метану припадає 5 молекул CO?

38. Густина за азотом газової суміші CO з NO₂ дорівнює 1,43. Визначте склад суміші за об'ємом та масою.

39. Суміш азоту, водню, чадного газу, об'ємом 50 мл підірвали з 20 мл кисню. Після приведення системи до вихідних умов об'єм становив 50 мл. Суміш пропустили крізь розчин їдкою калі, в результаті чого об'єм зменшився до 16 мл. Визначте склад вихідної суміші.

40. В балоні місткістю 5 л за 35°C знаходиться $8 \cdot 10^{26}$ молекул аміаку. Визначте тиск газу в балоні.

ЕКВІВАЛЕНТ, МОЛЯРНА МАСА ЕКВІВАЛЕНТА, ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ

■► Короткі теоретичні відомості

Еквівалент елемента (E) – така його кількість, яка з'єднується з 1 моль атомів Гідрогену або заміщує таку саму кількість атомів Гідрогену в хімічних реакціях. **Еквівалент елемента** – частка атома, що припадає на одиницю валентності. Еквівалент безрозмірна величина.

$E = 1/V$, де V – валентність елемента. $E(H) = 1$, $E(O) = 1/2$

Молярна маса еквівалентів (M_E, m_e) – маса одного еквівалента елемента (речовини), виражається в г/моль. $M_E = \frac{M(X)}{V}$; $M_E = M \cdot E$;
 $M_E = M \cdot f_E$.

Фактор еквівалентності (f_E) – це число, яке показує, яка частина речовини X еквівалента одному атому Гідрогену. Фактор еквівалентності обчислюється за формулою: $f_E = \frac{1}{z_e}$, де z_e – число еквівалентності, яке знаходять для кожного класу сполук:

а) z_e **для оксидів** – дорівнює добутку валентності хімічного елемента та кількості його атомів у сполуці.

E або f_E (CaO) = $1/(2 \cdot 1) = 1/2$; f_E (P₂O₅) = $1/(2 \cdot 5) = 1/10$;

б) z_e **для кислот** – це їх основність (кількість атомів Гідрогену, що беруть участь в реакціях); f_E (H₃PO₄) = $1/3 = 1/3$;

в) z_e **для основ** – це їх кислотність (кількість груп OH⁻).

f_E (Ca(OH)₂) = $1/2 = 1/2$.

г) z_e **для солей** – добуток валентності металу на кількість атомів металу. f_E (Al₂(SO₄)₃) = $1/(3 \cdot 2) = 1/6$.

д) z_e для окисно-відновних реакцій – це число електронів, яке віддає відновник або приймає окисник: для реакції $Fe^{+2} - 1 e \rightarrow Fe^{+3}$, f_e (Fe⁺²) = $1/1=1$; для реакції $Mn^{+7} + 5 e \rightarrow Mn^{+2}$. f_E (Mn⁺⁷) = $1/5$.

Молярну масу еквівалента складної речовини (M_E) можна розрахувати, як суму молярних еквівалентних мас йонів або за формулою $M_E = M \cdot f_E$.

M_E (окси́ду) = M_E (ел.) + 8, де M_E (ел.) – молярна маса еквівалента елемента; M_E (О) = 8 г/моль;

M_E (кислоти) = 1 + M_E (к.з.), де M_E (к.з.) – молярна маса еквівалента кислотного залишку; M_E (H⁺) = 1 г/моль;

M_E (основи) = M_E (Ме) + 17, де M_E (Ме) – молярна маса еквівалента металу; M_E (ОН⁻) = 17 г/моль;

M_E (солі) = M_E (Ме) + M_E (к.з.).

Еквівалент речовини можна розрахувати з виразу $E = M_E/M$, а число еквівалентів в одному моль – з виразу $\nu_E = m/M_E$.

Еквівалентним об'ємом називається об'єм, який займає за даних умов один еквівалент газоподібної речовини: $V_E = V_m/(B \cdot n)$, де V_m – молярний об'єм газу, 22,4 л/моль; B – валентність елемента, який складає газоподібну просту речовину, або неметалу, в складі газоподібного кислотного оксиду, n – число атомів елемента у простій речовині або неметалу у складі кислотного оксиду. Наприклад: $V_e(\text{H}_2) = 22,4/(2 \cdot 1) = 11,2$ л/моль; $V_e(\text{O}_2) = 22,4/(2 \cdot 2) = 5,6$ л/моль; $V_e(\text{N}_2\text{O}) = 22,4/(1 \cdot 2) = 11,2$ л/моль.

Еквівалент речовин в окисно-відновних реакціях визначається кількістю речовини, яка взаємодіє з 1 моль електронів, що відповідає 96500 Кл електрики. $M_e = M/n$, де n – кількість електронів, що взаємодіє з 1 моль речовини.

Закон еквівалентів. Хімічні елементи і речовини реагують між собою у масових кількостях, пропорційних їхнім молярним масам еквівалентів. $m(A)/M_E(A) = m(B)/M_E(B)$; $\nu_E(A) = \nu_E(B)$; $m(A)/m(B) = M_E(A)/M_E(B)$, де $m(A)$ і $m(B)$ – маси елементів А і В, або речовин А і В (г), а $M_E(A)$ і $M_E(B)$ – їх молярні маси еквівалентів (г/моль).



Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Розрахуйте фактор еквівалентності (еквівалент) Нітрогену в сполуках а) NH₃, б) NO₂, в) N₂O₅, г) N₂O та молярні маси еквівалентів Нітрогену.

Розв'язання.

З урахуванням валентності Нітрогену в кожній сполуці обчислимо фактори еквівалентності ($f_E = 1/B$) та молярні маси еквівалентів $M_E = M \cdot f_E$.

- а) NH_3 : $f_E(\text{N}) = 1/3$, $M_E = 14/3 = 4,3$ г/моль;
 б) NO_2 : $f_E(\text{N}) = 1/4$, $M_E = 14/4 = 3,5$ г/моль;
 в) N_2O_5 : $f_E(\text{N}) = 1/5$, $M_E = 14/5 = 2,8$ г/моль;
 г) N_2O : $f_E(\text{N}) = 1$, $M_E = 14/1 = 14$ г/моль.

Приклад.2. Розрахуйте фактор еквівалентності та молярні маси еквівалентів речовин: Cr_2O_3 , H_2SO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Розв'язання.

Для розрахунку f_E та M_E складної речовини використовують формули:

1) **Оксид** Cr_2O_3 : $f_E(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 1/2 \cdot 3 = 1/6$,

$M_E(\text{Cr}_2\text{O}_3) = M(\text{Cr}_2\text{O}_3) / 3 \cdot 2 = 152/6 = 25,3$ г/моль

або: $M_E(\text{Cr}_2\text{O}_3) = M_E(\text{Cr}^{3+}) + M_E(\text{O}^{2-}) = 52/3 + 8 = 25,3$ г/моль.

2) **Основа** $\text{Al}(\text{OH})_3$: $f_E(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/3$; $M_E(\text{Al}(\text{OH})_3) =$

$= M(\text{Al}(\text{OH})_3) / 3 = 78 / 3 = 26,0$ г/моль

або $M_E(\text{Al}(\text{OH})_3) = M_E(\text{Al}^{3+}) + M_E(\text{OH}^-) = 27/3 + 17 = 26,0$ г/моль.

3) **Кислота** H_2SO_4 : $f_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$;

$M_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) / 2 = 98/2 = 49,0$ г/моль

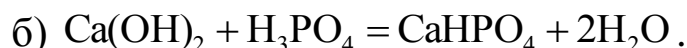
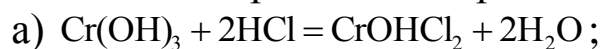
або $M_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = M_E(\text{H}^+) + M_E(\text{SO}_4^{2-}) = 1/1 + 96/2 = 49,0$ г/моль.

4) **Сіль** $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$: $f_E(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1 / 2 \cdot 3 = 1/6$;

$M_E(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) / (2 \cdot 3) = 342/6 = 57,0$ г/моль

або $M_E(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = M_E(\text{Al}^{3+}) + M_E(\text{SO}_4^{2-}) = 27/3 + 98/2 = 57,0$ г/моль.

Приклад 3. Розрахуйте фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів реагентів за рівнянням реакції:



Розв'язання

а) в обмінній реакції еквівалент реагенту визначають за стехіометричним співвідношенням речовин. 1 моль $\text{Cr}(\text{OH})_3$ взаємодіє з 2 молями катіонів Гідрогену одноосновної кислоти HCl . Отже, на один моль катіонів H^+ припадає $1/2$ моля амфотерного гідроксиду $\text{Cr}(\text{OH})_3$, тому фактор еквівалентності $\text{Cr}(\text{OH})_3$ в цій реакції дорівнює $1/2$, а $\text{HCl} - 1$. Розраховуємо молярну масу еквівалентів реагентів:

$M_E(\text{HCl}) = M(\text{HCl}) \cdot f_E = 36,5 \cdot 1 = 36,5$ г/моль;

$M_E(\text{Cr}(\text{OH})_3) = M(\text{Cr}(\text{OH})_3) \cdot f_E = 103 \cdot 1/2 = 51,5$ г/моль;

б) на 1 моль двокислотної основи $\text{Ca}(\text{OH})_2$ витрачається 2 молі катіонів Гідрогену. Отже, на 1 моль H^+ припадає $1/2$ моль $\text{Ca}(\text{OH})_2$. З іншого боку, в 1 молі фосфатної кислоти відбувається заміщення 2 молів катіона Гідрогену, тобто на 1 моль H^+ припадає $1/2$ моль H_3PO_4 , що вступає в реакцію. Тому фактори еквіваленти $\text{Ca}(\text{OH})_2$ та H_3PO_4 в цій реакції однакові і становлять $1/2$. Розраховуємо молярну масу еквівалентів реагуючих речовин:

$$M_E(\text{Ca}(\text{OH})_2) = M(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot f_E = 74,0 \cdot \frac{1}{2} = 37,0 \text{ г/моль};$$

$$M_E(\text{H}_3\text{PO}_4) = M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot f_E = 98 \cdot \frac{1}{2} = 49,0 \text{ г/моль}.$$

Приклад 4. При взаємодії 1,215 г невідомого металу з сульфатною кислотою виділяється 1,12 л водню (н. у.). Розрахуйте молярну масу еквівалента металу і визначте метал.

Розв'язання

За законом еквівалентів розраховуємо молярну масу еквівалента металу:

$$\frac{m(\text{Me})}{M_E(\text{Me})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_E(\text{H}_2)}$$

$$M_E(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_E(\text{H}_2)}{V(\text{H}_2)} = \frac{1,215 \text{ г} \cdot 11,2 \text{ л/моль}}{1,12 \text{ л}} = 12,15 \text{ г/моль}.$$

За формулою $M(\text{Me}) = M_E(\text{Me}) \cdot z_e(\text{Me})$ розраховуємо молярну масу металу, підставляючи можливі значення його валентності. Припустимо, що валентність металу дорівнює I, тоді $M(\text{Me}) = 12,15 \text{ г/моль} \cdot 1 = 12,15 \text{ г/моль}$. Оскільки числове значення молярної маси збігається із значенням відносної атомної маси, шукаємо у періодичній системі хімічних елементів одновалентний метал зі значенням $A_r = 12$. Такий метал не існує. Припустимо, що валентність металу дорівнює II, тоді $M(\text{Me}) = 12,15 \text{ г/моль} \cdot 2 = 24,3 \text{ г/моль}$. Отже, шукаємо у періодичній системі хімічних елементів двохвалентний метал зі значенням $A_r = 24,3$. Таким металом є магній Mg.

Зауважимо, що під час розв'язування подібних задач, необхідно послідовно підставляти можливі значення валентності елементу (від I до VIII) доки не буде визначено хімічний елемент.

Відповідь: 12,15 моль/л; Магній

Приклад 5. Внаслідок взаємодії карбонату двовалентного металу масою 3,00 г з надлишком сульфатної (сірчаної) кислоти утворилось 4,08 г сульфату цього металу. Визначити метал. Який об'єм газу виділився?

Розв'язання.

Запишемо умовне рівняння реакції:



За законом еквівалентів маємо:

$$\frac{m(\text{CO}_3^{2-})}{M_E(\text{CO}_3^{2-})} = \frac{m(\text{SO}_4^{2-})}{M_E(\text{SO}_4^{2-})}$$

З іншого боку молярна маса еквівалентів складної сполуки дорівнює сумі еквівалентних мас складових частин:

$$M_{E,\text{карбонату}} = M_E(\text{Me}) + M_E(\text{CO}_3^{2-}),$$

$$M_{E,\text{сульфату}} = M_E(\text{Me}) + M_E(\text{SO}_4^{2-}),$$

$$M_E(\text{CO}_3^{2-}) = M_{\text{CO}_3} \cdot f_E = 60 / 2 = 30 \text{ г/моль},$$

$$M_E(\text{SO}_4^{2-}) = 96 / 2 = 48 \text{ г/моль}.$$

Підставляємо відповідні значення у вираз закону еквівалентів:

$$\frac{3,00}{M_E(\text{Me}) + 30} = \frac{4,08}{M_E(\text{Me}) + 48}$$

Розв'язуючи це рівняння відносно $M_E(\text{Me})$, одержуємо

$$M_E(\text{Me}) = 20 \text{ г/моль}.$$

Оскільки метал двохвалентний, то його молярна маса дорівнює $M(\text{Me}) = M_E(\text{Me}) \cdot \nu = 20 \cdot 2 = 40 \text{ г/моль}$.

Тоді відносна атомна маса $A_r(\text{Me}) = 40$ а.о.м. Знаходимо метал за значенням A_r в періодичній системі елементів. Цей метал – кальцій.

Для розрахунків об'єму CO_2 , що виділився внаслідок реакції, використовуємо закон еквівалентів у вигляді

$$\frac{m(\text{CO}_3^{2-})}{M_E(\text{CO}_3^{2-})} = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_E(\text{CO}_2)}$$

Молярна маса еквіваленту CaCO_3 і еквівалентний об'єм CO_2 розрахуємо за відповідними формулами:

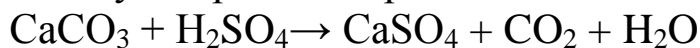
$$M_E(\text{CaCO}_3) = M / 2 = 100 / 2 = 50,00 \text{ г/моль},$$

$$V_E(\text{CO}_2) = V_m / 4 = 22,4 / 4 = 5,6 \text{ л/моль}.$$

Підставляємо дані у вираз закону еквівалентів:

$$\frac{3,00}{50,00} = \frac{V(\text{CO}_2)}{5,6}; \quad \text{звідки } V(\text{CO}_2) = 3,36 \text{ л.}$$

Записуємо рівняння реакції:



Відповідь: 3,36 л.

Приклад 6. З оксиду металу масою 0,54 г можна одержати нітрат цього металу масою 1,26 г. Розрахуйте молярну масу еквівалента металу і визначте метал.

Розв'язання

За законом еквівалентів:
$$\frac{m(\text{Me}_x\text{O}_y)}{M_E(\text{Me}_x\text{O}_y)} = \frac{m(\text{Me}_x(\text{NO}_3)_y)}{M_E(\text{Me}_x(\text{NO}_3)_y)}$$

Молярну масу еквівалента оксиду металу та його нітрату подаємо так:

$$M_E(\text{Me}_x\text{O}_y) = M_E(\text{Me}) + M_E(\text{O}) = x + 8;$$

$$M_E(\text{Me}_x(\text{NO}_3)_y) = M_E(\text{Me}) + M_E(\text{NO}_3^-) = x + 62.$$

Підставляючи подані значення молярних мас еквівалентів оксиду та нітрату металу у перше рівняння, отримуємо $\frac{0,54}{x+8} = \frac{1,26}{x+62}$; $x=32,5$ г/моль.

Послідовно підставляючи можливі значення валентності металу, знаходимо, що коли $V=2$, де V – валентність металу, то

$$M(\text{Me}) = 32,5 \cdot 2 = 65 \text{ г/моль.}$$

Оскільки числове значення молярної маси збігається із значенням відносної атомної маси, то $A_r(\text{Me}) = 65$. У періодичній системі хімічних елементів знаходимо метал із таким значенням відносної атомної маси. Цей метал – цинк Zn.

Відповідь: 32,5 моль/л; Цинк.



Завдання для самостійного розв'язування

1. Розрахуйте фактор еквівалентності (еквівалент) та молярну масу еквівалентів Ванадію в ванадій(V) оксиді.
2. Розрахуйте фактор еквівалентності (еквівалент) та молярну масу еквівалентів Арсену в арсен(V) хлориді.
3. Розрахуйте фактор еквівалентності (еквівалент) Фосфору в сполуках PH_3 та P_2O_5 , та молярні маси еквівалентів Фосфору.
4. Розрахуйте фактор еквівалентності (еквівалент) та молярну масу еквівалентів Феруму в залізо (III) оксиді.
5. Розрахуйте фактор еквівалентності та молярні маси еквівалентів речовин:
 SO_3 , P_2O_5 , SO_2 , CaO , N_2O_5 , Cr_2O_3 , Cl_2O , NO_2 , MoO_3 , Fe_2O_3 ;
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$,
 LiOH ;
 H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3 , HClO , HClO_3 , HNO_2 ; CaS , FeCl_3 ,
 CrO_2Cl_2 , CaSO_3 , K_2SO_4 , NaH_2PO_4 , NaNO_3 , KClO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$.
6. Чому дорівнює кількість молів еквівалента, яка міститься у 100 г кожної з наведених речовин: Al_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$, $\text{AlOH}(\text{ClO}_4)$.
7. Чому дорівнюють молярні об'єми еквівалентів H_2 , N_2 та H_2S за нормальних умов
8. В сполуці Сульфуру з Оксигеном масова частка Сульфуру становить 50%. Визначити формулу сполуки, молярну масу еквівалентів Сульфуру та його оксиду.
9. В оксиді Мангану його масова частка становить 69,7%. Визначити формулу сполуки, молярну масу еквівалентів Мангану та його оксиду.
10. Визначити молярну масу еквівалентів кислоти, якщо 1,125 г її нейтралізує 1 г їдкового натру.
11. Визначити молярну масу еквівалентів кислоти, якщо 1,63 г її нейтралізує 2,8 г калій гідроксиду.
12. Визначити молярну масу еквівалентів лугу, якщо 1,63 г його нейтралізує 1,06 г хлоридної кислоти.
13. При згорянні 2 г металу утворилось 3,315 г оксиду. Визначте фактор еквівалентності та молярну масу еквівалентів метал та його оксиду.

14. Сполука металу з галогеном містить 64,5% галогену, оксид цього ж металу містить 15,4% Оксигену. Визначте молярну масу еквівалентів галогену.

15. 13,07 г двовалентного елемента витісняють 4,48 л (н.у.) водню. Визначте елемент.

16. При розкладі 0,4638 г оксиду деякого металу одержано 0,4316 г металу. Визначте молярну масу еквівалентів металу.

17. Скільки л водню (н.у.) необхідно для відновлення 112 г оксиду металу, що містить 71,43% металу?

18. При термічному розкладі 20 г карбонату деякого металу утворилось 11,2 г його оксиду. Визначте молярну масу еквівалентів металу.

19. Для розчинення 4,8 г оксиду металу витрачено 60 мл 2 М розчину соляної кислоти. Визначте еквівалентну масу металу.

20. При обробці 2,22 г хлориду металу утворилось 2,72 г його безводного сульфату. Визначте молярну масу еквівалентів металу і метал.

21. Однакова маса металу сполучається з 1,2 г Оксигену і з 9,3 г кислотного залишку певної кислоти. Визначити, яка це кислота та її молярну масу еквівалентів.

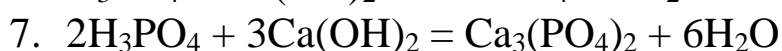
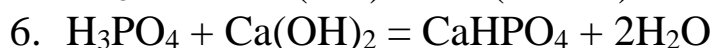
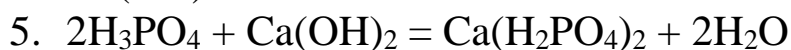
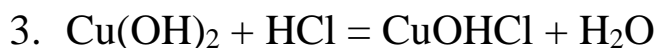
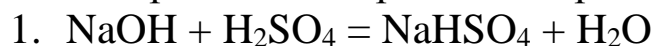
22. При термічному розкладі 6,8 г нітрату металу утворилось 5,52 г його нітриту. Визначте, який це метал, та його молярну масу еквівалентів.

23. При згорянні 2,5 г алюмінію утворюється 4,72 г його оксиду. Обчислити фактор еквіваленті алюмінію.

24. Із 2 г карбонату тривалентного металу утворилось 3,42 г його нітрату. Обчислити атомну масу металу.

25. При пропусканні сірководню крізь розчин, що містить 1,35 г хлориду деякого металу, утворюється 0,96 г його сульфіді. Обчислити молярну масу еквівалентів металу.

26. Розрахуйте фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів реагентів за рівнянням реакції:



8. $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 = (\text{CaOH})_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
9. $2\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 + 6\text{NH}_4\text{OH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
10. $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 + 4\text{NH}_4\text{OH} = \text{KOH} + \text{Fe}(\text{OH})_3 + 2(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
11. $2\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{NH}_4\text{OH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{FeOHSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
12. $2\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 + 4\text{NH}_4\text{OH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + [\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 + 2(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

27. Розрахуйте фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів реагентів за рівнянням реакції:

1. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Cl}_2 + 16\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{KCl} + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
2. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{Zn} + 7\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{ZnSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH}$
4. $2\text{KMnO}_4 + \text{KJ} + 2\text{NaOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KJO} + \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
5. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
6. $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

ХІМІЧНІ РІВНЯННЯ, РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ РІВНЯННЯМИ

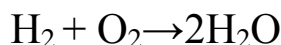
■► Короткі теоретичні відомості

Хімічні властивості речовини залежать від її складу та внутрішньої будови і описуються *хімічними рівняннями*. *Хімічне рівняння* – це умовний запис хімічної реакції за допомогою формул реагентів і продуктів реакції, а також коефіцієнтів. Хімічне рівняння складають на основі закону збереження маси речовин, згідно з яким маса речовин, що вступають у реакцію дорівнює масі речовин, що утворюються внаслідок реакції.

Розставляти коефіцієнти в рівнянні реакції треба так, щоб кількість атомів кожного елемента в лівій і правій частинах була однаковою.

Схема реакції утворення води з водню та кисню: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

1. Для того, щоб у правій частині було 2 атоми **Оксигену** (як і у лівій), треба поставити перед формулою води коефіцієнт 2:

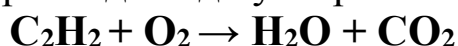


2. Тепер праворуч атомів **Гідрогену** стало 4. Щоб така сама кількість атомів **Гідрогену** була і в лівій частині, ставимо перед формулою водню коефіцієнт 2.

3. Кількість атомів **Гідрогену** і **Оксигену** в правій і лівій частинах стала однаковою, і між частинами можна ставити знак рівності.

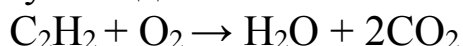
Зі схеми одержали **хімічне рівняння**: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$

Схема реакції горіння (взаємодії з киснем) ацетилену (C_2H_2), що призводить до утворення води і вуглекислого газу:



1. В молекулі C_2H_2 два атоми **Карбону**, а в молекулі CO_2 – один. Отже, з кожної молекули ацетилену утворюється дві молекули вуглекислого газу.

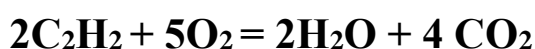
2. В молекулі ацетилену два атоми **Гідрогену** і в молекулі води теж два, тобто з однієї молекули ацетилену утворюється одна молекула води:



3. Підрахувавши кількість атомів **Оксигену** в правій частині схеми реакції, одержуємо 5 атомів ($2 \cdot 2 + 1$), що становить 2,5 його молекули (O_2): $\text{C}_2\text{H}_2 + 2,5\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_2$.

Але дробових коефіцієнтів у хімічних рівняннях, як правило, не пишуть.

4. Тому помножимо всі коефіцієнти на 2 і дістанемо таке **хімічне рівняння реакції**:



За хімічним рівнянням можна робити різні розрахунки – обчислювати кількість речовини, масу, об'єм вихідних речовин або продуктів реакції. Для розрахунків важливо обирати такі одиниці вимірювання маси, об'єму та кількості речовини, які відповідають єдиній системі одиниць або одна одній:

Маса	Кількість речовини	Об'єм	Молярна маса	Молярний об'єм
г	моль	л	г/моль	л/моль
кг (10^3 г)	кмоль	м ³	кг/кмоль	м ³ /кмоль
мг (10^{-3} г)	ммоль	мл (см ³)	мг/ммоль	мл/ммоль

Алгоритм розв'язування задач за хімічними рівняннями:

- 1) Записати рівняння хімічної реакції з коефіцієнтами.
- 2) Підкреслити відому за умовою задачі речовину однією рискою, невідому – двома.
- 3) Обчислити кількість відомої речовини.
- 4) За рівнянням реакції обчислити кількість невідомої речовини (складання пропорції).
- 5) Обчислити масу або об'єм невідомої речовини.



Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Яку масу гашеного вапна $\text{Ca}(\text{OH})_2$ можна добути внаслідок взаємодії з водою кальцій оксиду масою 280 г?

Розв'язання

Записуємо рівняння реакції: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$.

Знаходимо кількість речовини кальцій оксиду:

$$\nu(\text{CaO}) = \frac{m}{M} = \frac{280}{56} = 5 \text{ моль.}$$

Згідно з коефіцієнтами в рівнянні реакції кількість $\text{Ca}(\text{OH})_2$, що утворився, дорівнює кількості CaO , що прореагував:

$$\nu(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \nu(\text{CaO}) = 5 \text{ моль.}$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \nu \cdot M = 5 \text{ моль} \cdot 74 \text{ г/моль} = 370 \text{ г.}$$

Відповідь: 370 г.

Приклад 2. Яка кількість речовини нітроген(V) оксиду прореагувала з водою, якщо утворилася нітратна кислота HNO_3 кількістю речовини 10 моль?

Розв'язання

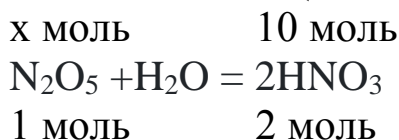
І спосіб. Записуємо рівняння реакції: $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$.

Згідно з коефіцієнтами в рівнянні реакції кількість речовини нітроген(V) оксиду, що прореагував в 2 рази менше, ніж кількість HNO_3 , що утворилась.

$$\nu(N_2O_5) = \frac{1}{2} \nu(HNO_3) = \frac{1}{2} \cdot 10 = 5 \text{ моль.}$$

Відповідь: прореагувало 5 моль нітроген(V) оксиду.

II спосіб. Записуємо рівняння реакції. Під формулами речовин, які зазначені в умові задачі, підписують кількість речовини (в молях) згідно з коефіцієнтами; над формулами речовин надписують кількість речовини (в молях), які відповідають умові задачі та ті, які необхідно визначити (їх позначають за x):



з 1 моля N_2O_5 утворюється 2 моль HNO_3

з x моль N_2O_5 $\qquad \qquad 10$ моль HNO_3

$$\frac{1}{x} = \frac{2}{10} \qquad x = \frac{1 \cdot 10}{2} = \frac{10}{2} = 5 \text{ моль.}$$

Відповідь: прореагувало 5 моль нітроген(V) оксиду.

При наявності даних за обома реагентами необхідно визначити, який з них буде в надлишку, розрахунок вести за речовиною в недолішку.

Приклад 3. Обчисліть масу осаду, який утвориться внаслідок взаємодії розчинів, які містять купрум (II) сульфат масою 8 г та натрій гідроксид масою 10 г. (Обчислення за хімічними рівняннями, якщо одна з речовин у надлишку).

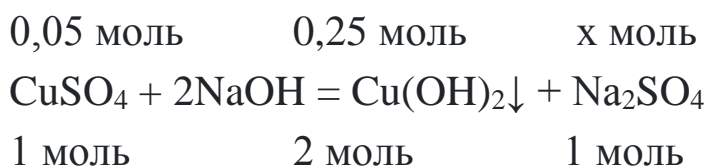
Розв'язання

Визначимо кількості вихідних речовин: $\nu = \frac{m}{M}$

$$\nu(CuSO_4) = \frac{8g}{160g / \text{моль}} = 0,05 \text{ моль};$$

$$\nu(NaOH) = \frac{10g}{40g / \text{моль}} = 0,25 \text{ моль.}$$

Визначимо, яка речовина реагує повністю:



$\frac{0,05}{1} < \frac{0,25}{2}$ розрахунок проводимо за кількістю речовини, яка в недолишку (прорегувала повністю). Отже, розрахунок за CuSO_4 .

$$\nu(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \nu(\text{CuSO}_4) = 0,05 \text{ моль};$$

$$m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \nu \cdot M = 0,05 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 4,9 \text{ г}$$

Відповідь: 4,9 г.

Приклад 4. Визначити масу кислій солі, яка утвориться при взаємодії розчину натрій гідроксиду масою 10 г з розчином сульфатної кислоти масою 19,6 г.

Розв'язання

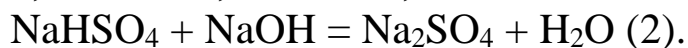
Визначаємо кількість речовини NaOH та H_2SO_4 у розчині за формулою: $\nu = m/M$, звідки $\nu(\text{NaOH}) = 10 \text{ г} : 40 \text{ г/моль} = 0,25 \text{ моль}$; $\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 19,6 \text{ г} : 98 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль}$.

Записуємо рівняння реакції нейтралізації (по стадіях), враховуючи надлишок лугу у розчині, і вказуємо кількість моль реагуючих речовин:

$$0,2 \text{ моль} \quad 0,2 \text{ моль} \quad 0,2 \text{ моль}$$



$$0,05 \text{ моль} \quad 0,05 \text{ моль} \quad 0,05 \text{ моль}$$



Знаходимо надлишок лугу ν_1 , що не вступив у реакцію (1):

$$\nu_1(\text{NaOH}) = 0,25 - 0,2 = 0,05 \text{ моль}.$$

Отже, 0,05 моль кислій солі перетвориться на середню за реакцією (2).

Тому кислій солі утвориться $0,2 - 0,05 = 0,15$ моль, що становить 18 г, оскільки $m = \nu M = 0,15 \text{ моль} \cdot 120 \text{ г/моль} = 18 \text{ г}$

Відповідь: $m(\text{NaHSO}_4) = 18 \text{ г}$.



Завдання для самостійного розв'язування

1. У виробництві гуми як наповнювач використовують сажу (являє собою майже чистий вуглець), яку добувають неповним спалюванням природного газу метану CH_4 за рівнянням $\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{C} + 2\text{H}_2\text{O}$. Обчислити масу метану, необхідного для добування сажі масою 1000 т.

2. Унаслідок взаємодії магнію кількістю речовини 0,1 моль з киснем утворюється магній оксид масою (а) 1 г; (б) 2 г; (в) 3 г; (г) 4 г.

3. Якщо в кисні спалити 4 г кальцію, то при цьому утвориться кальцій оксид масою (а) 112 г; (б) 11,2 г; (в) 5,6 г; (г) 2,8 г.

4. Об'єм вуглекислого газу (н. у.), що утворюється внаслідок повного згоряння вуглецю кількістю речовини 0,3 моль, становить (а) 3,36 л; (б) 6,72 л; (в) 13,44 л; (г) 22,2 л.

5. Зубні пасти – це складні суміші, найчастіше містять кальцій карбонат (крейду). Природну крейду використовувати для виготовлення зубної пасти не можна: вона утворилася з донних відкладень доісторичних морів і містить дуже тверді включення – панцири і раковини морських молюсків. «Штучну крейду» для зубної пасти одержують хімічним осадженням кальцій карбонату з розчину кальцій гідроксиду: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 + 2\text{NaOH}$. Обчисліть масу кальцій гідроксиду для отримання 85 кг кальцій карбонату цим способом.

6. Обчисли маси ртуті й кисню, необхідні для добування меркурій(II) оксиду кількістю речовини 0,1 моль.

7. В якому випадку витратиться більший об'єм кисню (н. у.) – у разі спалювання літію кількістю речовини 1 моль чи спалювання такої ж кількості речовини кальцію? Відповідь підтвердь розрахунком.

8. Барій спалили в кисні об'ємом 5,6 л (н. у.). Яку масу барій гідроксиду $\text{Ba}(\text{OH})_2$ можна добути з утвореного оксиду?

9. Скільки мілілітрів (н.у.) сірководню необхідно пропустити через розчини плюмбум(II) нітрату, щоб отримати 4,78 г осаду?

10. Який об'єм хлороводню у літрах (н.у.) необхідний для нейтралізації розчину, що містить 280 г калій гідроксиду?

11. Вапняк містить 90,0% кальцій карбонату. Скільки кілограмів гашеного вапна (кальцій гідроксид) можна отримати з 1 т такого вапняку?

12. При дії надлишку соляної кислоти на суміш прошків міді та цинку масою 6 г виділилося 2 л водню (н.у.). Визначте масову частку у відсотках міді у суміші.

13. До розчину, що містить 49 г фосфатної кислоти, додали розчин, що містить 4,4 г натрій гідроксиду. Визначити склад утворених солей.

14. Визначити склад солей утворених внаслідок пропускання 3,14 дм³ (н.у.) карбон(IV) оксиду крізь розчин, що містить 6,4 г натрій гідроксиду.

15. Обчисліть масу кальцій хлориду, що можна добути реакцією кальцію масою 40 г із хлором масою 142 г.

БУДОВА АТОМІВ ТА МОЛЕКУЛ. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

■► Короткі теоретичні відомості

Згідно з сучасними поглядами, *атоми* – частинки діаметром близько кількох ангстрем: (1 А = 1×10^{-10} м; 1 нм = 1×10^{-9} м). Маса атомів m коливається від 10^{-27} до 10^{-25} кг.

Атоми складаються з *ядра* і *електронів*, що рухаються на деяких відстанях від ядра. Діаметр ядра $\sim 10^{-15} - 10^{-14}$ м. Тобто ядро у $10^{-10}/10^{-15} = 10^5$ разів менше, ніж атом.

Ядро атома складається із *протонів* і *нейтронів* (загальна назва – *нуклони*).

Протон (p) – це елементарна частинка з масою

$m_p = 1,672 \times 10^{-27}$ кг, або 1,0073 а.о.м., і позитивним зарядом $q = 1,602 \times 10^{-19}$ Кл (який приймають за одну відносну одиницю заряду + 1).

Нейтрон (n) – незаряджена частинка з масою

$m_n = 1,674 \times 10^{-27}$ кг, тобто 1,0087 а.о.м.

Сума числа протонів (Z , порядковий номер елемента) і числа нейтронів (N) називається *нуклонним числом* (масовим числом, A): $A=Z+N$.

Нуклід – вид атомів хімічного елемента з однаковим значенням нуклонного числа.

Ізотопи – це різновид атомів одного й того ж елемента з однаковим зарядом ядра або порядковим номером, але з різними масовими числами ($^{35}_{17}\text{Cl}$ і $^{37}_{17}\text{Cl}$; ^1_1H (протій), ^2_1H (дейтерій), ^3_1H (третій)).

Ізобари – різновид атомів з однаковими масовими числами, але з різним порядковим номером або зарядом ядра ($^{40}_{18}\text{Ar}$, $^{40}_{19}\text{K}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$).

Ізотони – це різновидність атомів з однаковим числом нейтронів ($^{136}_{54}\text{Xe}$, $^{138}_{56}\text{Ba}$, $^{139}_{57}\text{La}$).

Найважливішою часткою в хімії є **електрон (e)**. За допомогою **валентних електронів** утворюються хімічні зв'язки. А суттю хімічних реакцій є руйнування одних та утворення інших хімічних зв'язків. Електрон це частинка з масою покою $9,110 \cdot 10^{-31}$ кг (що складає $1/1836$ маси протона) і негативним зарядом, абсолютне значення якого дорівнює $1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл. Електрон має **двоїсту природу** – властивості частки та хвилі. Електрон в атомі спрощено уявляють як **хмару** з певною густиною негативного електричного заряду в певному об'ємі простору навколо ядра (**електронна орбіталь**).

Для визначення електронних конфігурацій атомів слід використовувати такі правила.

Принцип Паулі: в атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел.

Правило Гунда сумарний спін електронів не повністю заповненого підрівня має бути максимальним.

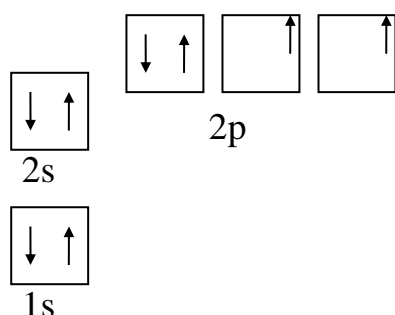
Правило Клєчковського: електрони заповнюють енергетичні підрівні в порядку зростання енергії, яка характеризується сумою $(n+l)$, якщо ця сума однакова, спочатку заповнюється підрівень з меншим n .

Послідовність заповнення електронами підрівнів: $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p$.

Важливе значення мають **валентні електрони**, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків. Як правило, це електрони або тільки зовнішнього рівня (s, p), що заповнюється, або електрони зовнішнього (s) і передзовнішнього рівнів (d), якщо передзовнішній рівень не заповнений повністю

Електронна конфігурація атома визначає хімічні властивості елементів.

Для визначення кількості неспарених електронів використовують **електронно-графічні формули**, які показують розміщення електронів на атомних орбіталях, що зображуються за допомогою комірок. Наприклад, електронно-графічна формула атома Оксигену:



Сучасне формулювання **періодичного закону: властивості простих речовин, а також форми та властивості сполук хімічних елементів перебувають в періодичній залежності від заряду ядра атома елемента.**

Періодична система – це графічне відображення періодичного закону.

Періодична система – віддзеркалює електронну будову атома. Періодична система складається з семи періодів і восьми груп. **Група** – це вертикальний стовпчик, що містить елементи, властивості яких подібні. Кожна група складається з двох **підгруп: головної (A) та побічної (B).**

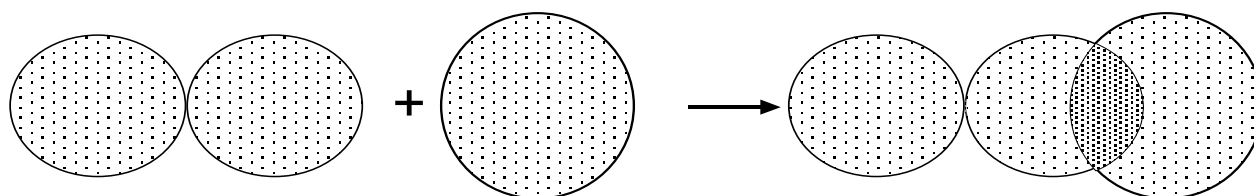
Для кількісного порівняння властивостей атомів елементів використовують такі поняття: енергія іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність.

Енергія іонізації – мінімальна енергія, що потрібна для відриву електрона від атома. Вона є кількісною характеристикою металічних властивостей елемента. Типові метали мають низкі енергії іонізації (легко віддають електрон). В періоді зліва на право, а в групі знизу до гори енергія іонізації збільшується (зменшуються металічні властивості).

Спорідненість до електрона – енергія, що виділяється або поглинається під час приєднання електрона до атома. Вона є кількісною характеристикою неметалічних властивостей елемента (неметали мають великі спорідненості до електрона). В періоді зліва вправо, а в групі знизу догори спорідненість до електрона збільшується (збільшуються неметалічні властивості).

Електронегативність – визначається сумою енергії іонізації та спорідненості до електрона. Чим більша електронегативність атома, тим сильніше він притягує спільну електронну пару. Неметали мають велику електронегативність, метали – малу. В періоді зліва вправо, а в групі знизу догори електронегативність збільшується (збільшуються неметалічні властивості). Так найбільш електронегативним елементом є Флуор.

Ковалентний зв'язок утворюється за допомогою спільних електронних пар. Механізми утворення: електронно-обмінний (звичайний) та донорно-акцепторний. За електронно-обмінним механізмом спільна електронна пара утворюється при перекритті одноелектронних атомних орбіталей, що містять по одному електрону з антипаралельними спінами:

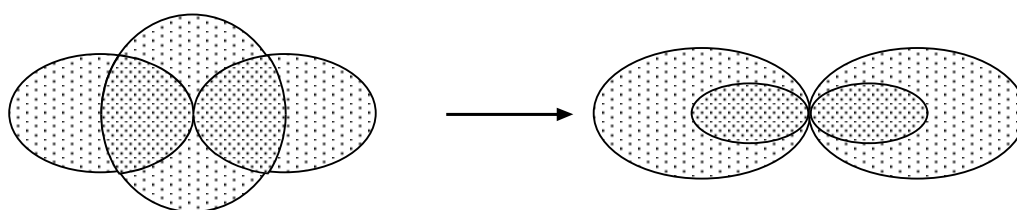


Утворення ковалентного зв'язку під час перекривання s і p -орбіталей.

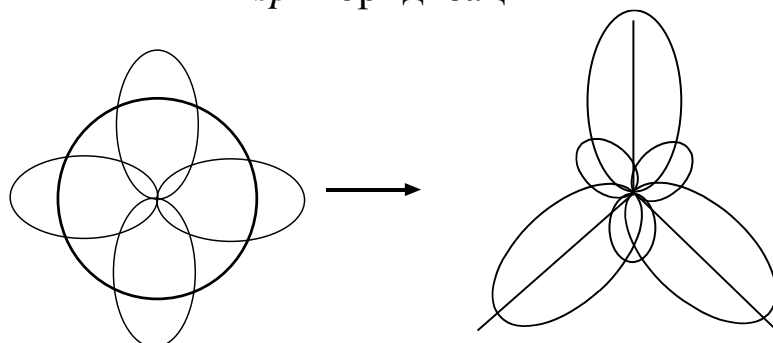
За **донорно-акцепторним** механізмом спільна електронна пара утворюється при перекриванні електронної орбіталі, що містить неподілну електронну пару з вільною (вакантною) орбіталлю іншого атома.

При утворенні ковалентного зв'язку можуть брати участь електрони різних орбіталей (s , p , d), що мають різноманітну форму та орієнтацію в просторі. В багатьох сполуках при перекритті орбіталей різної форми утворюються рівноцінні зв'язки. Для пояснення цього явища запроваджено поняття «гібридизація».

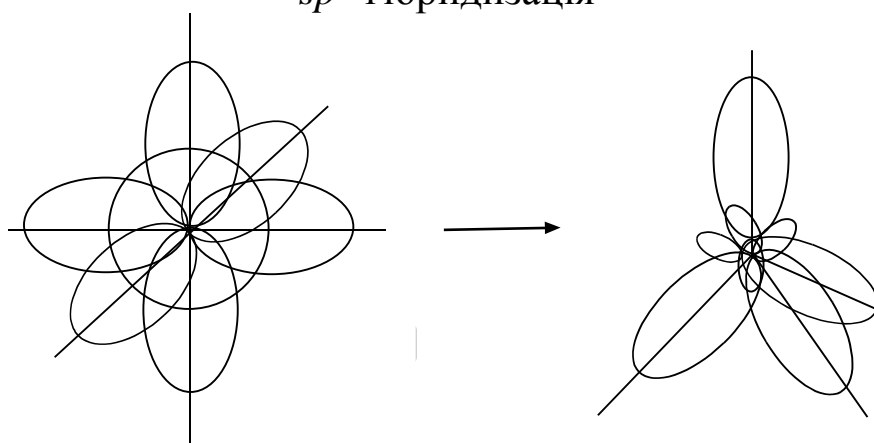
Гібридизація – це процес змішування та вирівнювання орбіталей за формою та енергією. Основні типи гібридизації – sp , sp^2 та sp^3 . Схеми їх утворення:



sp -гібридизація



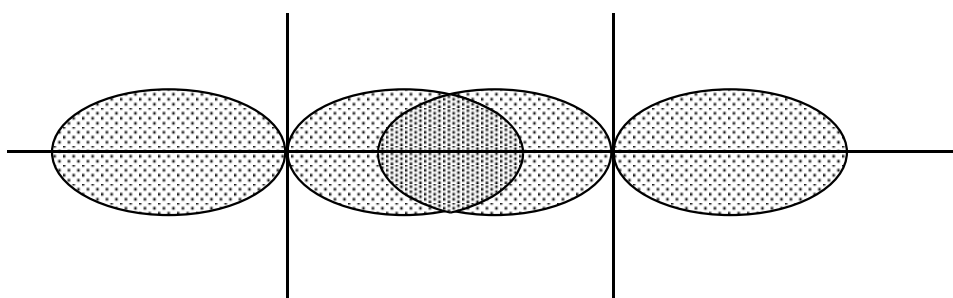
sp^2 -гібридизація



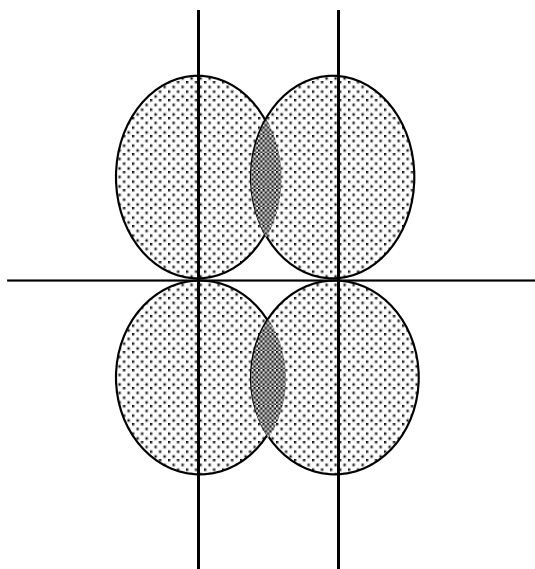
sp^3 -гібридизація

Основні характеристики ковалентного зв'язку: напрямленість, кратність, насиченість, полярність, довжина та енергія.

Напрямленість обумовлена тим, що атомні орбіталі мають свою форму та орієнтацію у просторі, а їх взаємодія відбувається в напрямку максимального перекриття. В залежності від напрямку перекривання розрізняють σ і π зв'язки. **σ -зв'язок** утворюється, коли атомні орбіталі перекриваються вздовж осі, що з'єднує ядра атомів:



π -зв'язок утворюється, коли області перекривання розташовані по різні сторони від осі, що з'єднує ядра атомів:



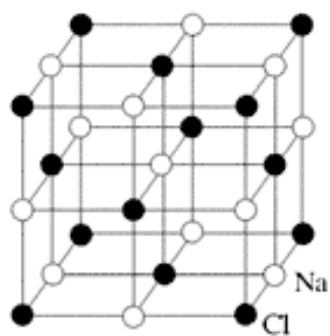
Насиченість ковалентного зв'язку обумовлена тим, що кожний атом має визначену кількість атомних орбіталей, які можуть приймати участь в утворенні хімічного зв'язку.

Полярність зв'язку виникає, коли центри позитивного і негативного зарядів в молекулі не співпадають. При цьому виникає диполь. Полярний зв'язок утворюється тоді, коли молекулу утворюють різні атоми. В випадку однакових атомів утворюється ковалентний неполярний зв'язок

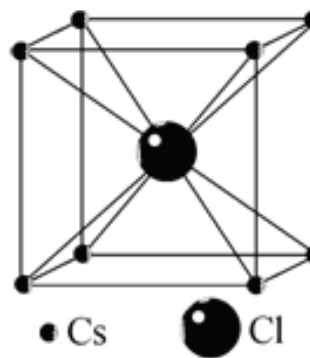
Енергія зв'язку це енергія, яка потрібна для розриву цього зв'язку.

Кратність зв'язку визначається кількістю хімічних зв'язків, що з'єднують два атома. Бувають ординарний, подвійний та потрійний зв'язки. В хімії широко застосовується поняття – валентність. Валентність атома – це його здатність утворювати певне число хімічних зв'язків з іншими атомами.

Йонний зв'язок – утворюється за рахунок електростатичного тяжіння йонів. Його можна розглядати як граничний випадок ковалентного полярного зв'язку, який утворюється в разі великої різниці в електронегативностях атомів, що утворюють зв'язок. Типовими йонними сполуками є галогеніди та оксиди лужних металів. Всі йонні сполуки у твердому стані є кристалічними речовинами – у вузлах кристалічних решіток (граток) знаходяться позитивно і негативно заряджені йони (а, б):



a



б

Кристалічні решітки NaCl (a) та (CsCl)

Металічний зв'язок – утворюється за допомогою електронів, спільних для всіх позитивно заряджених йонів, що утворюють кристалічну ґратку. Валентні електрони в металах є усупільненими і належать всьому кристалу, тобто утворюють електронний газ. При накладанні електричного поля ці електрони дуже легко пересуваються. Це пояснює високу електропровідність більшості металів.

Міжмолекулярні зв'язки – це зв'язки між електронейтральними молекулами, які мають електричну природу. Енергія міжмолекулярної взаємодії значно менша ніж енергія звичайного хімічного зв'язку.

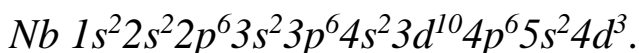
Водневий зв'язок виникає між молекулами, до складу яких входять атоми Гідрогену та іншого елемента з високою електронегативністю (F, O, Cl, N). Найбільш сильний водневий зв'язок виникає між молекулами HF. Графічно він позначається (...). Наприклад: H–F ... H–F. Він має велике значення як у неорганічній, так і у органічній хімії. Впливає на фізичні та хімічні властивості органічних сполук, полімерів, білків і нуклеїнових кислот. За властивості білка чи нуклеїнової кислоти відповідає просторова конфігурація молекул, яку фіксують водневі зв'язки. Постійні розриви і відновлення водневих зв'язків в організмі – важлива частина процесу обміну речовин.



Приклади розв'язання типових завдань

Приклад 1. Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 41. Скільки неспарених електронів має атом цього елемента?

Розв'язання



Усі підрівні, крім $4d$, заповнені повністю, тому неспарені електрони можуть бути тільки на $4d$ підрівні. Розміщення електронів в межах підрівня здійснюється згідно з правилом Гунда, тобто всього в атомі Nb 3 неспарених електрони.

Приклад 2. Скласти електронні та формули атома Сульфуру і іонів Сульфуру зі ступенями окиснення 0, -2, +4, +6. Зазначити розподіл електронів зовнішнього енергетичного рівня за орбіталями.

Розв'язання

Сульфур – елемент з порядковим номером 16. Електронна формула атома Сульфуру, що відповідає ступеню окиснення 0, має такий вигляд: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

Розподіл електронів зовнішнього енергетичного рівня за орбіталями:



У ступені окиснення – 2 атом Сульфуру має на 2 електрони більше. Ці електрони розміщуються на $3p$ -підрівні $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.



Переходячи в ступінь окиснення +4, атом сульфуру віддає чотири електрони з $3p$ -підрівня: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^0$,



а в ступінь окиснення +6 – шість електронів з $3s$ - і $3p$ -підрівнів: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0$.

Приклад 3. Користуючись правилами Клечковського та періодичною системою укажіть, нейтральним атомам яких елементів відповідають електронні формули валентних електронів: $3d^1 4s^2$ та $4s^2 4p^2$. Наведіть електронні формули цих іонів E^{3+} та E^{2+} .

Розв'язання

Значення головного квантового числа зовнішнього електронного рівня атома вказує, що елементи знаходяться в четвертому

періоді. Причому один із них d-, а другий p-елемент, а число валентних електронів $3d^14s^2$ та $4s^24p^2$ підтверджують, що це елементи відповідно третьої побічної (1+3) та четвертої (2+2) головної підгрупи. Отже, ці елементи – Скандій та Германій. Для одержання катіону Sc^{3+} з атома треба видалити два s- та один d-електрон ($3d^04s^0$). Для одержання катіону Ge^{2+} потрібно видалити з нейтрального атома два p-електрона ($4s^24p^0$).

Приклад 4. Кислота має формулу H_2EO_3 . Кислотоутворюючий елемент має вищий ступінь окиснення. Елемент розташований у четвертому періоді й належить до p-елементів. Назвіть кислоту, складіть формулу оксиду, що відповідає наведеній кислоті.

Розв'язання

Визначимо валентність кислотоутворювального елемента:



Отже, це елемент IV групи. Тепер про елемент відомо, що він розташований у четвертому періоді, IV групі, головній підгрупі. Таке положення в періодичній системі займає Германій. Оксид – GeO_2 .

Приклад 5. Який з кожної пари елементів виявляє більші неметалічні властивості? (C - N; O - S; Cl - Ar).

Розв'язання

Неметалічні властивості в періодичній системі зростають у періодах зліва-вправо, в групах знизу-догори. Тому Нітроген і Оксиген в перших парах елементів мають більші неметалічні властивості. В третьому випадку Хлор виявляє більші неметалічні властивості, тому що аргон – інертний (благородний) газ, який не здатний до приймання електрона.

Приклад 6. Визначити тип хімічного зв'язку в молекулах KCl, N_2 , SiO_2 .

Відповідь обґрунтувати.

Розв'язання

KCl – іонний тип зв'язку, оскільки він утворюється між двома атомами, що дуже відрізняються між собою за значеннями електронегативності (метал і неметал);

N_2 – молекула утворена між атомами одного й того ж елемента, таким чином, зв'язок ковалентний неполярний;

SiO_2 – зв'язок утворений між атомами однакової природи (неметали), а тому має місце ковалентний полярний зв'язок. Електронегативність Оксигену більша за електронегативність Силіцію.

Приклад 7. Оксид хімічного елемента третьої групи періодичної системи має відносну молекулярну масу 70. Назвати хімічний елемент, скласти формулу його гідроксиду.

Розв'язання

Нехай $A_r(E) = x$, оскільки елемент знаходиться в III групі, то формула цього оксиду E_2O_3 , тоді $M_r(E_2O_3) = 2x + 3 \cdot 16$; $70 = 2x + 48$;
 $x = 22/2 = 11$,

$A_r(E) = 11$. Отже, шуканий елемент – Бор, його гідроксид – боратна кислота (H_3BO_3).

Приклад 8. Як змінюється полярність зв'язку в ряду: HF, HCl, HBr, HI?

Розв'язання

Оцінимо полярність зв'язку в кожній молекулі, обчисливши різницю електронегативностей атомів, що утворюють зв'язок:

	H - F,	H - Cl,	H - Br,	H - I
EN	2,1 4,0;	2,1 3,0	2,1 2,9	2,1 2,6
ΔEN	1,9	0,9	0,8	0,5

Різниця EN у ряду зменшується, отже, полярність зв'язку в ряду HF, HCl, HBr, HI також зменшується.



Завдання для самостійного розв'язування

1. Якій набір квантових чисел відповідає головним квантовим числам: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8?

2. Яку кількість електронів можна розмістити на: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8 рівнях?

3. Яку кількість електронів можна розмістити на: s, p, d, f підрівнях?

4. Яку електронну конфігурацію мають атоми елементів з порядковими номерами: 3, 12, 16, 21, 24, 28, 30, 34, 45, 55, 62. Для атомів елементів зобразіть валентні електрони, їх графічну формулу. Розрахуйте кількість протонів і нейтронів, для деяких запропонуйте ізотопи. Скільки енергетичних рівнів і підрівнів містять атоми елементів та до яких родин за електронною забудовою належать елементи.

5. Назвіть елементи, які мають по 1, 2, 3 електрони на підрівні 3d, 4p ?

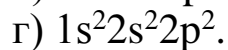
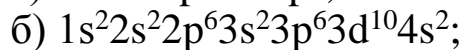
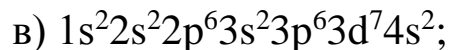
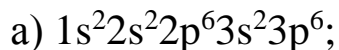
6. Назвіть елементи, які мають по 5, 4, 6 електронів на підрівні 5d, 2p ?

7. Скільки вільних p-орбіталей мають атоми елементів III-A, IV-A групи?

8. Скільки вільних d-орбіталей мають атоми елементів IV-B, III-B групи?

9. Назвіть елементи IV періоду, атоми яких матимуть найбільшу кількість неспарених p- і d-електронів?

10. Укажіть елементи за наведеними електронними формулами їх атомів:



11. Серед наведених нижче електронних конфігурацій укажіть неможливі та доведіть свою відповідь: а) $1p^3$; б) $3p^6$; в) $3s^2$; г) $2d^1$; д) $5f^4$; е) $2p^1$; є) $3p^8$; ж) $4d^{12}$; з) $5f^{12}$.

12. Напишіть електронні формули таких іонів: Fe^{2+} ; Se^{2-} ; Cl^- ; Al^{3+} ; Mn^{2+} .

13. Укажіть, які з наведених іонів мають структуру, ізоелектронну (подібну) атому Аргону: K^+ ; Zn^{2+} ; S^{2-} ; Fe^{3+} ; Cl^- .

14. З'ясуйте, скільки неспарених електронів містять незбуджені атоми В; S; As; Cr; Hg; Eu. Відповідь доведіть.

15. Назвати елемент за такими даними: знаходиться в I групі, відносна молекулярна маса гідроксиду дорівнює 40.

16. Елемент четвертого періоду побічної підгрупи має вищий оксид EO_3 . Визначте цей елемент, напишіть електронну конфігурацію його атома. З'ясуйте, чи утворює він газоподібну сполуку з Гідрогеном.

17. Визначте молекулярну формулу гідроксиду. Відомо, що відносна молекулярна маса цієї сполуки становить 121, а елемент,

що входить до його складу, належить до III групи періодичної системи.

18. Вищий оксид елемента має загальну формулу EO_3 . Елемент утворює летку водневу сполуку, густина якої за повітрям дорівнює 2,793. Визначте елемент, напишіть електронну конфігурацію його атома.

19. Вищий оксид елемента, який знаходиться в V групі періодичної системи елементів, має відносну молекулярну масу 142. Визначте невідомий елемент, напишіть електронно-графічну конфігурацію його атома, укажіть можливі ступені окиснення, складіть формули оксидів та гідроксидів та опишіть кислотно-основні властивості.

20. Яка формула валентних електронів буде для елемента з таким «місцем» в ПС: IIIпер IVA, Vпер IIIB, VIпер VA, IVпер IIIB, IVпер IIA, IVпер IIIB, IVпер VIIIA, VIпер VIIB,

21. Знайдіть в ПС елемент, атом якого має таку формулу валентних електронів: $2s^2 2p^6$, $4s^1 3d^{10}$, $2s^2 2p^1$, $4s^2 3d^8$, $5s^2 5p^3$, $6s^2 5d^3$, $3s^2 3p^5$, $5s^2 4d^{10}$, $4s^2 4p^2$, $4s^2 3d^3$.

22. Виходячи зі значень електронегативностей елементів визначте, який зі зв'язків H—I , I—Cl , Br—F найбільш полярний.

23. Визначте, в якій сполуці найбільш полярний зв'язок: K_2S , H_2S , SBr_4 , CS_2 . В який бік зміщена в молекулах електронна густина?

24. Визначте, в якій сполуці найменш полярний зв'язок: HCl , HBr , HF , HI .

25. Визначте тип хімічного зв'язку у речовинах: AlCl_3 , FeBr_2 , H_2O , Na_2O_2 , CaO , MgI_2 , H_3N , N_2O_5 , SO_3 . Для відповіді залучить значення електронегативності елементів.

26. Зобразіть графічну формулу валентних електронів атомів II і III періодів. Як можуть змінюватись ці формули при збудженні? Намалюйте всі можливі варіанти.

27. Як змінюється характер хімічного зв'язку в ряді оксидів: Li_2O , BeO , B_2O_3 , CO_2 , N_2O_5 , Cl_2O_7 ?

28. В яких з наданих сполук хлору зв'язок буде мати йонний характер: Cl_2O , CCl_4 , MgCl_2 , HCl , NaCl , FeCl_2 , SCl_6 ?

29. Поясніть утворення ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом. Визначте, як утворилися зв'язки в іонах NH^+ та BF^- .

30. Поясніть утворення молекул N_2 , O_2 , H_2 , NH_3 , H_2O , HCl , CH_4 за механізмом спарювання. Визначте σ - і π - зв'язки.

31. Теорія гібридизації атомних орбіталей. Геометрія часток, в залежності від типу гібридизації центрального атома. Визначте тип

гібридизації центрального атома в сполуках, запропонуйте геометрію часток: CH_4 , CO_2 , C_2H_2 , C_2H_4 , BeH_2 , BCl_3 , NH_3 , H_2O , H_3O^+ , SO_4^{2-} , $[\text{CrF}_6]^{3-}$, H_2Te , $[\text{AlF}_6]^{3-}$, SO_2 , SnF_4 , SrJ_2 , CH_3Cl , CH_2Cl_2 , PCl_6^- , ClO_4^- , SOCl_2 , $[\text{SiF}_6]^{2-}$, CF_4 .

32. Визначте поняття «йонний хімічний зв'язок». Які властивості має йонний хімічний зв'язок.

33. Поясніть високу температуру плавлення та кипіння речовин з йонним типом зв'язку.

34. Як змінюється поляризуюча дія і поляризуємість в ряді іонів: P^{3-} , S^{2-} , O^{2-} ; K^+ , Ca^{2+} , Ga^{3+} , O^{2-} , S^{2-} , Se^{2-} ; Cu^+ , Ag^+ , Au^+ ; K^+ , Ca^{2+} .

35. Використовуючи сучасний погляд на йонний зв'язок, охарактеризуйте як повинні змінюватись властивості речовин в ряді:



36. Типи кристалічних ґраток речовин.

37. Металічний зв'язок. Властивості речовин з металічним зв'язком.

38. Водневий зв'язок. Вплив водневого зв'язку на властивості речовин.

39. Які з наведених речовин мають проявлення водневого зв'язку: H_2O , HCN , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, HF , H_2S , NH_3 .

40. Скільки спільних електронних пар утворюють зв'язки в молекулі Be_2C ; AlN ; Fe_3O_4 ; XeF_4 ; Ca_3N_2 ; B_2O_3 .

41. Скільки і яких зв'язків спостерігаємо в молекулі: KHCO_3 ; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_3$.

42. Розташуйте елементи у порядку збільшення енергії іонізації атома:



43. Розташуйте елементи у порядку зростання металічності:



44. Розташуйте оксиди в порядку зростання кислотних властивостей:



45. Розмістіть наведені нижче атоми в порядку зростання їх електронегативностей: а) F, Sn, O, Te, K, N; б) Pb, Br, I, F, S, P.

РОЗЧИНИ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ

■➔ Короткі теоретичні відомості

Розчинами називаються термодинамічно стійкі однорідні (гомогенні) системи змінного складу, які містять декілька компонентів: розчинник, розчинену речовину (одну чи декілька) та продукти їх взаємодії.

Розчинником вважається компонент, який не змінює агрегатний стан при розчиненні або вміст якого переважає вміст інших компонентів.

Відмінними ознаками розчинів є відсутність поверхні поділу між компонентами, що зумовлює прозорість і високу стійкість розчинів, тому вони самочинно не розділяються на складові частини протягом тривалого часу.

Найважливіші фізіологічні рідини (кров, лімфа, шлунковий сік і т.п.) являють собою розчини.

Розчинність. Здатність різних речовин розчинятися в розчиннику за даних умов називається розчинністю. Кількісно розчинність визначається концентрацією її насиченого розчину при даній температурі. Розчинність рідин та твердих речовин виражається масою речовини, яка розчиняється у 100 г води при даній температурі (до утворення насиченого розчину). Цю величину називають коефіцієнтом розчинності (s).

Кількісний склад розчину визначається концентрацією.

Концентрація розчинів – це величина, що характеризує кількісний склад розчину і визначає відносну кількість розчиненої речовини, яка міститься у певній кількості розчину або припадає на певну кількість розчинника.

Існують різні способи виразу концентрації розчинів.

1. Масова частка розчиненої речовини, яку виражають у частках від одиниці або у відсотках. Масова частка розчиненої речовини (w) – це відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$w = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}},$$

де $m_{\text{р.р.}}$ – маса розчиненої речовини, $m_{\text{р-ну}}$ – маса розчину.

Маса розчину дорівнює сумі мас розчиненої речовини і розчинника (води): $m_{\text{р-ну}} = m_{\text{р.р.}} + m(\text{H}_2\text{O})$.

Масова частка у відсотках показує скільки грамів розчиненої речовини міститься в 100 г розчину. Якщо 5 г солі розчинено у 95 г води, то маса розчину становить 100 г (95+5), а масова частка $w = \frac{5}{100} = 0,05$. Якщо помножити одержаний результат на 100%, то

одержимо 5%, що означає, що в 100 г розчину міститься 5 г солі.

При розрахунках концентрації розчинів часто використовують значення густини води: $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ кг/м}^3 = 1000 \text{ г/л} = 1 \text{ г/мл}$

Об'єм води у мілілітрах чисельно співпадає з масою води у грамах (вода об'ємом 300 мл має масу 300 г:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 300 \text{ г}$$

2. Молярна концентрація, або молярність: C_M визначається числом моль розчиненої речовини, яка міститься в одному літрі розчину.

$$C_M = \frac{v_{\text{р.р.}}}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m_{\text{р.р.}}}{M_{\text{р.р.}} \cdot V_{\text{р.р.}}}$$

Молярність розчину виражається у [моль/л], але замість цієї розмірності дозволено позначати її великою літерою M , наприклад, записи 2 моль/л H_2SO_4 і 2M H_2SO_4 є рівноцінними. Вони вказують на розчин сульфатної кислоти, в одному літрі якого міститься 2 моль H_2SO_4 .

Розчин, в 1 л якого міститься 0,1 моль розчиненої речовини називається децимолярний розчин, якщо кількість розчиненої речовини складає 0,01 моль речовини, то це сантимольярний розчин.

3. Молярна концентрація еквівалента або нормальна концентрація (нормальність) C_N – це величина, що визначається відношенням кількості еквівалентів (v_E) розчиненої речовини до об'єму розчину ($V_{\text{розч}}$), виміряному в літрах:

$$C_N = \frac{v_E}{V_{\text{розчину}}}; \quad C_N = \frac{m_{\text{р.р}}}{M_E \cdot V_{\text{розчину}}}$$

Молярна концентрація еквівалента, або нормальна концентрація, виражається у [моль-екв/л], чи просто [моль/л].

Нормальність C_N показує, яка кількість еквівалентів розчиненої речовини $m_{\text{реч}}$ (моль-екв) міститься у кожному літрі розчину. За аналогією з молярною концентрацією нормальність позначають буквою N (рідше – Н), наприклад, запис 0,25 N (0,25 Н) тотожний запису 0,25 моль-екв/л.

Розчин називають децинормальний розчин, якщо він містить 0,1 моль еквівалентів розчиненої речовини в одному літрі, і сантинормальний розчин, якщо розчиненої речовини в одному літрі міститься 0,01 моль еквівалентів.

Між масовою часткою розчиненої речовини та молярною концентрацією (молярною концентрацією еквівалентів) існує залежність:

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot w}{M_{\text{р.р}}} \quad C_N = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot w}{M_E}$$

4. Моляльна концентрація, або моляльність C_m – це величина, яка визначається відношенням кількості розчиненої речовини ($v_{\text{р.р}}$) до маси розчинника ($m_{\text{розч-ка}}$), виміряної у кілограмах. Моляльність C_m показує число молів розчиненої речовини, що приходить на 1 кг (1000 г) розчинника, тому вона виражається у [моль/кг].

$$C_m = \frac{v \cdot 1000}{m_{\text{розч-ка}}}$$

5. Титр розчину показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в одному мілілітрі розчину: T, г/мл

$$T = \frac{m_{\text{р.р}}}{V}$$



Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Яку масу магній сульфату необхідно розчинити в 200 г води, щоб одержати 8% розчин.

Розв'язання

Позначимо масу MgSO_4 через x , тоді маса розчину дорівнює $m_{\text{р-ну}} = m_{\text{р.р}} + m(\text{H}_2\text{O}) = x + 200$. Складемо рівняння за формулою

масової частки розчину: $w = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}}$; $0,08 = \frac{x}{x + 200}$, звідки $x = 17,4$.

Відповідь: 17,4 г

Приклад 2. Розрахувати наважку для приготування 5 л фізіологічного розчину ($\rho = 1,03$ г/мл.).

Розв'язання

Фізіологічний розчин – це 0,9% (0,009) розчин натрій хлориду NaCl . Для розрахунку використовуємо формулу масової частки

$w = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}}$. Знаходимо масу розчину, перевівши об'єм розчину у мл:

$m_{\text{р-ну}} = V \rho = 5000 \text{ мл} \cdot 1,03 \text{ г/мл} = 5150 \text{ (г)}$.

Розраховуємо масу розчиненої речовини:

$m_{\text{р.р.}} = m_{\text{р-ну}} \cdot w = 5150 \cdot 0,009 = 46,35 \text{ г}$.

Відповідь: 46,35 г NaCl необхідно взяти і додати воду до 5 л.

Приклад 3. Обчислити масу води та мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, які необхідні для приготування 500 мл розчину з мовою часткою безводної солі CuSO_4 8% та густиною 1,084 г/мл.

Розв'язання

Знаходять масу одержаного розчину:

$m_{\text{р-ну}} = V \rho = 500 \cdot 1,084 = 542 \text{ г}$.

Маса CuSO_4 у цьому розчині $m_{\text{р.р.}} = m_{\text{р-ну}} \cdot w = 542 \cdot 0,08 = 43,36 \text{ г}$.

Розрахуємо масу кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, яка містить розраховану масу CuSO_4 . Виходячи з молярних мас солі CuSO_4 (160 г/моль) та її кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ (250 г/моль), складаємо та розв'язуємо пропорцію:

В 250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ міститься 160 г CuSO_4 ,

В x г $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ міститься 43,36 г CuSO_4 .

$x = 250 \cdot 43,36 / 160 = 67,8 \text{ г}$.

Маса води, яка необхідна для приготування розчину, дорівнює $m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 542 - 67,8 = 474,2 \text{ г}$.

Відповідь: 474,2 г води; 67,8 г мідного купоросу.

Приклад 4. Обчисліть масу натрій хлориду та об'єм води, які треба взяти, щоб приготувати 300 г розчину натрій хлориду з масовою часткою солі 5%.

Розв'язання

Із формули $w = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}}$ знаходимо масу розчиненої речовини

$$m_{\text{р.р.}}(\text{NaCl}) = m_{\text{р-ну}} \cdot w(\text{NaCl}) = 300 \cdot 0,05 = 15 \text{ (г)}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{NaCl}) = 300 - 15 = 285 \text{ (г)}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})}; \quad V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{285}{1} = 285 \text{ (мл)}$$

Відповідь: 15 г; 285 мл.

Приклад 5. Визначте об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 60% ($\rho = 1,5 \text{ г/мл}$) і розчину з масовою часткою 30% ($\rho = 1,2 \text{ г/мл}$), які потрібно взяти для приготування розчину сульфатної кислоти масою 240 г з масовою часткою кислоти 50%.

Розв'язання

У хімічній та фармацевтичній практиці інколи необхідно із розчинів з більшої та меншої масовими частками (або води) готувати розчини з проміжною концентрацією. Подібну задачу можна розв'язати двома способами.

Перший спосіб

Маси вихідних розчинів з масовими частками H_2SO_4 60% і 30% позначимо через $m_{1\text{р-ну}}$ та $m_{2\text{р-ну}}$ відповідно.

$$\text{При цьому } m_{1\text{р-ну}} + m_{2\text{р-ну}} = m_{3\text{р-ну}} = 240.$$

$$\text{Нехай } m_{1\text{р-ну}} = x \text{ г, тоді } m_{2\text{р-ну}} = (240 - x) \text{ г.}$$

Маси розчиненої речовини в них будуть дорівнювати $m_{1\text{р.р.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,6x$ і $m_{2\text{р.р.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,3(240 - x)$.

Треба приготувати розчин масою 240 г, тобто

$$m_{3(\text{р-ну})} = m_1 + m_2; \quad m_3 = x + y; \quad x + y = 240.$$

Масова частка розчиненої речовини в третьому розчині становить 50%,

$$m_{3\text{р.р.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = m_{3\text{р-ну}} \cdot w_3;$$

$$m_{3\text{р.р.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 240 \cdot 0,5 = 120 \text{ г.}$$

Можемо скласти рівняння: $m_{3\text{ р.р}} = m_{1\text{ р.р}} + m_{2\text{ р.р}}$;

$$120 = 0,6x + 0,3(240-x), x = 160.$$

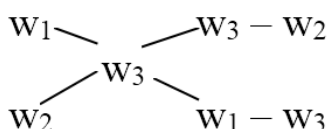
Тоді $m_{1\text{ р.р}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 160$ г, $m_{2\text{ р.р}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 240 - 160 = 80$ г.

Об'єми розчинів знаходимо за формулою $V_{\text{р-ну}} = \frac{m_{\text{р-ну}}}{\rho}$

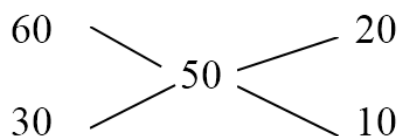
$$V_{1\text{ р-ну}} = \frac{160\text{г}}{1,5\text{ г/мл}} = 106,67\text{ мл} \quad V_{2\text{ р-ну}} = \frac{80\text{г}}{1,2\text{ г/мл}} = 66,67\text{ мл}$$

Другий спосіб.

При розведенні розчинів або їх змішуванні користуються «правилом змішування», яке ще називають «правилом хреста» або «діагональною схемою». Зліва запишемо одну під одну масові частки вихідних розчинів, а справа між ними – масову частку розчину, який потрібно приготувати. Від більшої масової частки віднімемо задану і запишемо результат справа вниз; від заданої частки віднімемо меншу і запишемо результат справа вгору:



загальний вигляд схеми



в наведеному прикладі

Отримані числа 20 і 10 показують, у якому масовому співвідношенні треба взяти вихідні розчини 60% і 30%. Якщо візьмемо 20 г 60%-го розчину, то отримаємо (20 + 10) г 50%-го. Для того щоб отримати 240 г 50%-го розчину, треба взяти x г 60%-го. Складемо пропорцію:

$$\begin{array}{rcl} 20\text{ г} & - & 30\text{ г} \\ x\text{ г} & - & 240\text{ г} \end{array}$$

звідки $x = 160$ г (m_1), $m_2 = 240$ г – 160 г = 80 г. Об'єми розчинів знайдемо, як і за першим способом.

Відповідь: об'єми розчинів 106,67 та 66,67 мл.

Приклад 6. Обчисліть масу натрій карбонату, яка необхідна для приготування 250 мл 0,1 М розчину. Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента (нормальність) одержаного розчину.

Розв'язання

Обчислюють кількість речовини Na_2CO_3 за формулою

$$C_M = \frac{v_{p.p.}}{V_{p-ну}}, \quad v_{p.p.} = C_M \cdot V_{p-ну},$$

$$v_{p.p.} = 0,1 \text{ моль} \cdot 0,250 \text{ л} = 0,0250 \text{ моль}.$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = v \cdot M = 0,0250 \cdot 106 = 2,65 \text{ г}.$$

$$C_N = \frac{v_E}{V_{\text{розчину}}}; \quad v_E = M/M_E, \quad M_E = M \cdot f_E.,$$

$$f_E(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2}, \quad M_E = 106 \cdot \frac{1}{2} = 53 \text{ г/моль},$$

$$v_E = 2,65/53 = 0,05 \text{ (моль)}, \quad C_N = 0,05/0,250 = 0,2 \text{ моль/л}.$$

Отже, якщо $f_E = \frac{1}{2}$, то $C_N = 2 \cdot C_M$.

Відповідь: 2,65 г, 0,2 моль/л.

Приклад 7. Обчисліть молярну, нормальну, моляльну концентрації та титр розчину з масовою часткою манган(II) хлориду 8% та густиною 1,085 г/мл.

Розв'язання

Обчислюють масу даного розчину об'ємом 1 л (1000 мл) та масу розчиненої речовини: $m_{p-ну} = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,085 = 1085 \text{ г}$.

$$m_{p.p.} = m_{p-ну} \cdot w = 1085 \cdot 0,08 = 86,80 \text{ г}.$$

Молярну концентрацію знаходимо за формулою:

$$C_M = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.} \cdot V_{p-ну}} = \frac{86,60}{126 \cdot 1} = 0,69 \text{ моль/л}.$$

$$f_E(\text{MnCl}_2) = \frac{1}{2}, \text{ то } C_N = 2 \cdot C_M = 2 \cdot 0,69 = 1,38 \text{ моль/л}.$$

Для розрахунку моляльної концентрації розчину знаходять масу води в 1 л розчину: $m(\text{H}_2\text{O}) = m_{p-ну} - m_{p.p.} = 1085 - 86,80 = 998,20 \text{ г}$ та $v_{p.p.}(\text{MnCl}_2) = m/M = 86,80/126 = 0,69 \text{ моль}$. За формулою

$$C_m = \frac{v \cdot 1000}{m_{\text{розч-ка}}} \text{ знаходим } C_m = \frac{0,69 \cdot 1000}{998,20} = 0,691 \text{ моль/кг}.$$
 Обчислюємо

$$\text{титр даного розчину } T = \frac{m}{V}, \quad T = \frac{86,80}{1000} = 0,0868 \text{ г/мл}.$$

Відповідь: 0,69 моль/л; 1,38 моль/л; 0,691 моль/кг; 0,0868 г/мл.

Приклад 8. Хворому необхідно ввести 100 мг бемеґриду. Скільки мл 0,5%-го розчину його треба взяти?

Розв'язання

Знаходимо масу розчину $m_{p-ny} = \frac{m_{p-p}}{w} = \frac{0,1\text{г}}{0,005} = 20\text{г}$. Знаходимо об'єм розчину бемеґриду (розчин розведений, тому його густина дорівнює густині води 1 г/мл). $V_{p-ny} = \frac{m_{p-ny}}{\rho} = 20/1 = 20\text{мл}$.

Відповідь: 20 мл.

Приклад 9. Визначте масову частку хлоридної кислоти в розчині, що утворюється наслідок розчинення гідроген хлориду об'ємом 179,2 л (н.у.) у воді об'ємом 708 мл.

Розв'язання

Масова частка розчиненої HCl: $w = \frac{m(\text{HCl})}{m(\text{HCl}) + m(\text{H}_2\text{O})}$

$$m(\text{HCl}) = v \cdot M = \frac{V}{V_m} \cdot M = \frac{179,2}{22,4} \cdot 36,5 = 292 \text{ г.}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 708 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 708 \text{ г.}$$

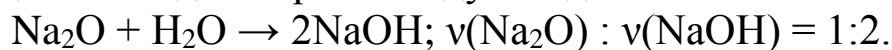
$$w = \frac{292}{292 + 708} = 0,292 \cdot 100\% = 29,2\%.$$

Відповідь: 29,2 %.

Приклад 10. Визначте масу води, у якій потрібно розчинити натрій оксид масою 93 г, щоб отримати розчин луґу з масовою часткою розчиненої речовини 20%.

Розв'язання

Від попередніх ця задача відрізняється тим, що під час розчинення речовина взаємодіє з розчинником. Запишемо рівняння реакції взаємодії натрій оксиду з водою:



$$v(\text{Na}_2\text{O}) = m/M = 93/62 = 1,5 \text{ моль};$$

$$v(\text{NaOH}) = 2 \cdot 1,5 = 3 \text{ моль.}$$

$$m(\text{NaOH}) = v(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 3 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 120 \text{ г.}$$

$$\text{Знайдемо масу розчину луґу } m_{p-ny} = \frac{m_{p-p}}{w} = 120/0,2 = 600 \text{ г.}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{p-ny} - m(\text{Na}_2\text{O}) = 600 - 93 = 507 \text{ г.}$$

Відповідь: 507 г.



Завдання для самостійного розв'язування

1. Розрахуйте масову частку розчину, утвореного при розчиненні 50 г натрій хлориду в 200 г води.
2. Яку масу калій нітрату необхідно розчинити в 200 г води, щоб одержати 8% розчин.
3. Яку масу води необхідно взяти для розчинення 50 г натрій гідроксиду, щоб одержати 30% розчин?
4. Яку масу гіркої солі $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, що використовується як послаблюючий засіб, потрібно розчинити у 150 мл води, щоб одержати 10 % розчин магній сульфату ?
5. Яку масову частку матиме розчин купрум сульфату, якщо 50 г кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ розчинити в 540 г води.
6. В якій масі води необхідно розчинити 55 г кристалогідрату $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, щоб утворився розчин речовини $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ з масовою часткою 0,3.
7. Обчисліть масу бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ та води, які необхідні для приготування 2 кг розчину з масовою часткою $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ 10 %.
8. Скільки ммоль натрій хлориду міститься в 100 мл фізіологічного 0,9 % розчину ($\rho = 1$ г/мл)?
9. При 25°C розчинність NaCl дорівнює 36,0 г у 100 г води. Обчисліть масову частку речовини в насиченому розчині.
10. Який об'єм газу HCl (н.у.) пропустили через 400 г води, щоб одержати розчин з масовою часткою 0,12.
11. Яку масову частку буде мати одержаний розчин, якщо до 100 г води додати 40 мл розчину CuSO_4 , з масовою часткою 0,25 і густиною 1,20.
12. Який об'єм газу H_2S (23°C і 102 кПа) пропустили через 500 г води, щоб одержати розчин з масовою часткою 0,05 і густиною 1,03.
13. Який об'єм газу NH_3 (20°C і 100 кПа) пропустили через 200 г води, щоб одержати розчин з масовою часткою 0,25 і густиною 0,903.
14. Скільки мл розчину KOH з масовою часткою 0,24, густиною 1,24 необхідно додати до 300 г води, щоб одержати розчин з масовою часткою 0,14.
15. Скільки грамів 40% розчину купрум сульфату необхідно додати до 170 г води, щоб одержати 12% розчин?

16. Яку масову частку має розчин Na_3PO_4 , якщо при змішуванні цього розчину масою 50 г з розчином цієї ж речовини масою 100 г і масовою часткою 0,2, утворюється розчин з масовою часткою 0,15.

17. Визначте масову частку розчину NH_4OH , густиною 0,97, який утворений з 45 мл розчину NH_4OH , густиною 0,90, з масовою часткою 0,24 і із 155 мл розчину NH_4OH , густиною 0,987, з масовою часткою 0,02.

18. В якому масовому співвідношенні необхідно взяти розчини азотної кислоти, масовими частками 0,15 і 0,68, щоб утворити 700 мл розчину з масовою часткою 0,35 і густиною 1,26.

19. Дитині, яка народилася в асфіксії, вводять етимізол з розрахунку 1 мг етимізолу на 1 кг маси тіла дитини. Скільки мл 1,5%-го розчину цього препарату необхідно для дитини масою 2800 г?

20. Розрахувати наважку NaCl для приготування 4 л гіпертонічного розчину із масовою часткою 10%.

21. Скільки мл 30%-го розчину H_2O_2 ($\rho = 1,11$) необхідно взяти для приготування 2 л фармакопейного препарату із $w(\text{H}_2\text{O}_2) = 3\%$ ($\rho = 1,007$ г/мл)?

22. Дітям вводять но-шпу із розрахунку 2 мг/кг маси тіла. Скільки мл 2%-го розчину цього препарату ($\rho = 1,04$ г/мл) необхідно ввести дитині масою 25 кг?

23. Відомо, що одна одиниця інсуліну сприяє засвоєнню в організмі 5 г глюкози. Скільки одиниць інсуліну необхідно додати до 500 мл 5 %-го розчину глюкози?

24. Хворому масою 76 кг необхідно ввести розчин NaHCO_3 із розрахунку 0,66 ммоль/кг маси тіла. Скільки мл 4,2 %-го розчину його треба взяти?

25. Визначте молярну концентрацію розчину, який містить 11,2 г калій гідроксиду в 250 мл розчину.

26. Обчисліть масу натрій карбонату, яка необхідна для приготування 500 мл 0,1N (0,1 N) розчину.

27. Якій молярній концентрації відповідає розчин соляної кислоти шлункового соку, якщо масова частка HCl в ньому становить 0,5%?

28. Який об'єм 38 %-го розчину ($\rho = 1,19$ г/мл) потрібно взяти для приготування 400 мл штучного шлункового соку, який являє собою 0,125 M розчин HCl з пепсином?

29. Який об'єм 2,5 M розчину натрій гідроксиду потрібно використати для приготування 0,3M розчину лугу об'ємом 100 мл?

30. Яку масу 30 % і 5 % розчинів глюкози потрібно взяти для приготування 50 г 10 % розчину з густиною 1,1 г/мл. Яка молярна та мілімолярна концентрація одержаного розчину ?

31. Скільки мл 37%-го розчину HCl ($\rho = 1,18$) необхідно взяти для приготування 2 л фармакопейного препарату HCl із масовою часткою 8,2% ($\rho = 1,04$).

32. Який об'єм 0,1 М розчину ортофосфатної кислоти можна приготувати із 75 мл 0,75 М розчин.

33. Вміст соляної кислоти в шлунковому соці складає 0,4-0,5 %. Обчисліть мілімолярну концентрацію кислоти, прийнявши густину соку рівною 1 г/мл.

34. Обчисліть масу води, яку необхідно додати до 3 кг розчину гідроген пероксиду з масовою часткою 30 %, щоб одержати розчин з масовою часткою 3 %.

35. Обчисліть молярну концентрацію розчину хлоридної кислоти з масовою часткою 25 %, якщо його густина складає 1,2 г/мл.

36. Скільки грамів кристалічної соди $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ потрібно взяти для приготування 250 мл 0,1 N розчину натрій карбонату?

37. Скільки мл розчину H_2SO_4 густиною 1,84 г/мл з масовою часткою речовини 96 % необхідно взяти для виготовлення 1 л 0,25 N розчину?

38. Із 400 г розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 50% випаровуванням видалили 100 г води. Чому дорівнює масова частка отриманого розчину ?

39. При випарюванні 700 г розчину з масовою часткою натрій хлориду 60% втратили 200 г води. Обчисліть масову частку одержаного розчину.

40. Обчисліть молярну, нормальну, моляльну концентрації та титр розчину з масовою часткою алюміній сульфату 10% та густиною 1,105 г/мл.

41. Визначте масову частку і молярну концентрацію розчину KOH , густина якого 1,28 г/мл, утвореного з двох розчинів KOH , об'ємом 80 мл, густиною 1,4 г/мл з масовою часткою 0,4 і 120 мл з молярною концентрацією 2 моль/л і густиною 1,12 г/мл.

42. Під час часткового випаровування 800 г розчину калій хлориду з масовою часткою солі 30% виділили 200 мл води. Визначте масову частку солі в одержаному розчині.

43. Визначте молярну концентрацію розчину, який одержали змішуванням 400 мл розчину сульфатної кислоти з молярною

концентрацією 9 моль/л і густиною 1.49 г/мл та 600 мл розчину цієї кислоти з концентрацією 2 моль/л і густиною 1.12 г/мл, якщо густина одержаного розчину 1,24 г/мл.

44. Порівняйте молярні концентрації речовин в таких розчинах:

а) 500 г розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 50 % ($\rho=1,525$ г/мл);

б) 600 г розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 60 % ($\rho=1,498$ г/мл). У якого з них більша молярна концентрація?

45. З 2,5 г Na_2CO_3 приготували 500 мл розчину. Розрахувати для цього розчину масову частку, молярну, нормальну, моляльну концентрації та титр.

46. Визначте масову частку розчину утвореного з 400 г сульфур(IV) оксид та 1000 г води.

47. Скільки г натрій оксиду необхідно розчинити в 120 г води, щоб утворився розчин лугу з масовою часткою 0,25.

48. Скільки г металічного натрію необхідно додати до 180 г 10%-ного розчину NaOH , щоб збільшити концентрацію лугу до 25%.

49. Визначте масову частку сульфатної кислоти у розчині, одержаному розчиненням 33,6 л сульфур триоксиду у 245,25 г води.

50. Який об'єм газу SO_3 (45 °C і 80 кПа) необхідно пропустити через 500 г 2%-го розчину H_2SO_4 густиною 1,04, щоб збільшити концентрацію кислоти на 18 відсотків.

■► Експериментальна частина

Дослід 1. Приготування розчинів із заданою масовою часткою

Приготуйте розчин, який містить 15 г натрій хлориду та 150 г води. На технічних терезах зважте на годинниковому склі 15 г натрій хлориду. Відмірте циліндром 150 мл води. Перенесіть сіль у стакан на 200 – 250 мл, залишки вмісту годинникового скла змийте водою із циліндра та влийте у стакан воду, яка залишилась. Розмішайте розчин скляною паличкою та вилийте його у мірний циліндр на 100 мл до $\frac{4}{5}$ об'єму. Визначте густину розчину ареометром. Обчисліть масову частку натрій хлориду в приготованому розчині та порівняйте її з даними довідкової таблиці (додаток). Обчисліть відносну похибку дослідів. Для приготованого розчину обчисліть молярну, моляльну концентрації та титр.

Дослід 2. Приготування розчину із заданою масовою часткою змішуванням двох розчинів

Додаванням розчину з масовою часткою натрій хлориду 20% до 100 мл розчину з масовою часткою натрій хлориду 3% одержить розчин з масовою часткою від 7% до 12 % (на вибір). Визначте густину приготованого розчину ареометром та порівняйте її з даними довідкової таблиці.

Дослід 3. Приготування 0,1 М або 0,1 N розчину купрум сульфату розчиненням кристалогідрату

Обчисліть масу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, яка необхідна для приготування 50 мл 0,1 М або 0,1 N розчину купрум сульфату. Перевірте обчислення у викладача.

Зважте обчислену масу солі на аналітичних терезах на годинниковому склі. У мірну колбу на 50 мл вставте лійку, перенесіть до неї наважку та обмийте годинникове скло дистильованою водою. Розчин у мірній колбі перемішайте, додаючи невеликими порціями воду до повного розчинення солі. Потім рівень розчину в мірній колбі доведіть до мітки таким чином, щоб нижній рівень меніску рідини торкався мітки. Закрийте колбу пробкою та старанно перемішайте розчин.

Дослід 4. Приготування 0,1 М або 0,1 N розчину сірчаної кислоти розведенням більш концентрованого розчину

Налийте у циліндр об'ємом 100 мл розчин сірчаної кислоти з масовою часткою близько 10%. Виміряйте густину розчину ареометром та за її значенням знайдіть у довіднику масову частку. Обчисліть об'єм кислоти, необхідний для приготування 100 мл, 1 М або 0,1 N розчину. Перевірте обчислення у викладача.

Відміряйте обчислений об'єм сірчаної кислоти піпеткою (мірним циліндром). У мірну колбу на 100 мл налейте дистильованої води приблизно до половини її об'єму. Краплями доливайте відміряний об'єм кислоти через лійку та обмийте лійку водою. Доведіть рівень рідини до мітки, додаючи воду краплями. Закрийте колбу пробкою та перемішайте розчин. Перевірте густину приготованого розчину кислоти ареометром та за довідником визначте її масову частку. Обчисліть молярну або нормальну концентрації та відносну похибку досліду.

Дослід 5. Приготування фізіологічного розчину натрій хлориду

Ізотонічний розчин NaCl – це розчин натрій хлориду з масовою часткою 0,9 %. Для виготовлення 500 мл такого розчину треба відважити $0,9 \cdot 5 = 4,5$ г NaCl, кількісно перенести наважку в мірну колбу на 500 мл і долити дистильованою водою до мітки. Це є масо-об'ємний метод, за допомогою якого готуються всі рідкі лікарські форми в аптеках.

Визначення густини розчинів ареометром

Визначати відносну густину рідин можна за допомогою різних приладів: ареометрів, спиртометрів, цукрометрів, лактометрів, урометрів, пікнометрів (рис.).

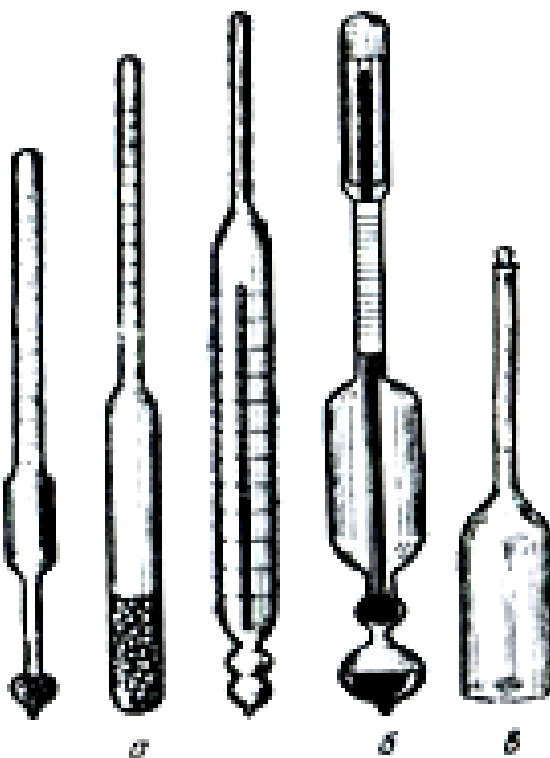


Рис. Прилади для визначення густини розчинів:
а) ареометри; б) лактометр; в) пікнометр

Ареометри – це скляні трубки з розширенням донизу у вигляді кулі, заповненої сипучою або спеціальною масою (іноді ртуттю). У вузькій верхній частині ареометра є шкала з поділками. Найменше значення густини нанесене на шкалі вгорі, а найбільше – внизу,

оскільки глибина занурення ареометра залежить від густини рідини. Існують спеціальні набори ареометрів, які призначені для рідин з відносною густиною меншою від одиниці і більшою за одиницю. У проміжках між цифрами є дрібніші поділки, які дають змогу обчислити відносну густину з точністю до третього десяткового значення. Такі набори ареометрів дуже зручні, тому що є можливість визначати відносну густину в широких інтервалах. Зручні для роботи ареометри з вмонтованими в них термометрами, оскільки одночасно з визначенням густини можна вимірювати і її температуру. Для визначення відносної густини досліджувану рідину наливають у скляний циліндр без носика і бажано без поділок місткістю 250–500 мл. Розмір циліндра повинен збігатися з розміром ареометра. Рідину не можна наливати в циліндр до країв, щоб вона не переливалась під час занурювання ареометра. Занурювати ареометр у досліджувану рідину слід обережно, не торкаючись стінок циліндра. Ареометр не випускають із рук доти, доки не стане очевидним, що він плаває. При визначенні відносної густини ареометр має знаходитись у центрі циліндра і не повинен торкатися дна. Відлік ареометра беруть по верхньому меніску рідини. Після закінчення роботи ареометр промивають у воді і, витерши його насухо, закривають у спеціальний футляр або ящик.

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ. РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

■► Короткі теоретичні відомості

1. Теорія електролітична дисоціація

Речовини, які не проводять електричний струм ні у розплавленому, ні у розчиненому стані, називаються **неелектроліти** (сахароза, бензен, етанол). **Електроліти** – це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Електроліти при розчиненні або розплавленні утворюють іони, рух яких і зумовлює їх електропровідність.

Електролітична дисоціація – це розпад молекул речовини на іони. Внаслідок чого утворюються позитивно заряджені частинки – **катіони (Кт)** та негативно заряджені частки – **аніони (А)**.

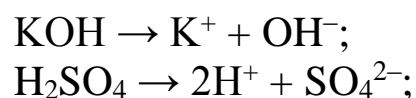
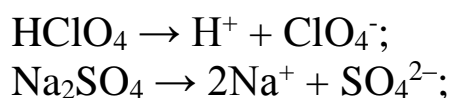
Ступінь дисоціації (α) – це відношення концентрації електроліту, що розпався на іони, до його загальної концентрації у розчині: $\alpha = C_{\text{дис}}/C_{\text{заг}}$, де $C_{\text{дис}}$ і $C_{\text{заг}}$ – відповідно молярна концентрація продисоційованого електроліту і загальна концентрація, моль/л. Зважаючи на те, що молярна концентрація визначається відношенням кількості речовини ν до об'єму розчину ($C = \nu/V$), то за умов постійного об'єму рівняння $\alpha = \nu_{\text{дис}}/\nu_{\text{заг}}$.

Сильні електроліти ($\alpha > 30\%$). До сильних електролітів належать: більшість солей; сильні кислоти (H_2SO_4 , HClO_4 , HNO_3 , HMnO_4 , HCl , HBr тощо); гідроксиди лужних (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH) і лужноземельних металів (Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2); деякі комплексні основи ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$).

Електроліти середньої сили ($3\% < \alpha < 30\%$). Представниками цієї групи електролітів є: кислоти H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4 , HCOOH , деякі солі та основи, наприклад, гідроксид Ca(OH)_2 , який в дуже розведених розчинах поводить себе як сильний електроліт, а при збільшенні концентрації – як електроліт середньої сили.

Слабкі електроліти, які навіть у розведених розчинах дисоціюють дуже незначною мірою ($\alpha < 3\%$). До них належать більшість органічних кислот і основ, слабкі неорганічні кислоти (H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , H_3AsO_3 , HCN , HF , HClO); основа Be(OH)_2 , Mg(OH)_2 , Fe(OH)_3 , Al(OH)_3 , NH_4OH ; нерозчинні та малорозчинні солі (Ag_2S , CaCO_3 , BaSO_4 , Hg_2Cl_2 , HgCl_2 , а також значна кількість комплексних іонів ($[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{HgI}_4]^{2-}$ та інші).

Процес електролітичної дисоціації електролітів відображають рівняння дисоціації. У випадку сильних електролітів у рівняння вказують одну стрілочку « \rightarrow » або « $=$ » – майже повний розклад електроліту на іони.

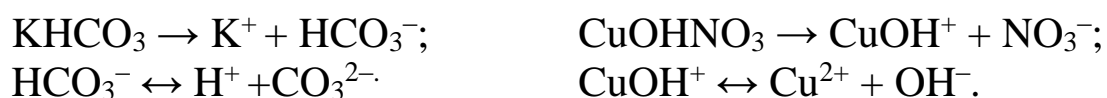


У випадку слабого електроліту вказують дві стрілочки « \leftrightarrow » – частковий розклад електроліту на іони.



Слабкі основи, що містять декілька гідроксильних груп, або слабкі кислоти, що містять декілька іонів Гідрогену, дисоціюють (розкладаються) в декілька стадій. Кількість стадій визначається кількістю іоні H^+ або OH^- у молекулі електроліту. Наприклад:
 I стадія $H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$; I стадія $Ni(OH)_2 \leftrightarrow NiOH^+ + OH^-$;
 II стадія $HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$. II стадія $NiOH^+ \leftrightarrow Ni^{2+} + OH^-$.

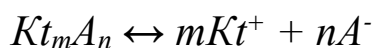
За дисоціації кислих і основних солей крім катіонів металів й аніонів кислотних залишків у розчинах утворюються ще, відповідно, протони H^+ та іони OH^- .



В усіх рівняннях електролітичної дисоціації сума зарядів іонів у продуктах дорівнює сумі зарядів у вихідних речовинах.

Оскільки електролітична дисоціація є процесом оборотним, то як і будь-який оборотний процес характеризується константою рівноваги, яка називається константою дисоціації ($K_{disc}; K_d$).

Константа дисоціації – це відношення добутку молярних концентрацій іонів в ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, до початкової молярної концентрації електроліту при постійній температурі:



$$K_{disc} = \frac{[Kt^+]^m \cdot [A^-]^n}{[Kt_m A_n]}$$

де $[Kt^+]$ і $[A^-]$ – молярні концентрації відповідно катіонів і аніонів, а $[Kt_m A_n]$ – молярна концентрація недисоційованих молекул.

Для сильних електролітів константи дисоціації не існує, тому що вони дисоціюють практично повністю.

Константа дисоціації K_{disc} характеризує здатність речовини розпадатися у розчині на іони. Чим менше значення K_{disc} , тим слабкішим є електроліт, і навпаки, велике значення K_{disc} свідчить про його високу здатність до дисоціації.

Важливішою ознакою константи дисоціації є те, що вона *не залежить від концентрації розчину*, а залежить лише від природи

розчиненої речовини і розчинника та від температури. Значення констант дисоціації різних електролітів приводяться в довідниках.

Для електролітів, що дисоціюють у декілька стадій, кожному ступеню дисоціації відповідає своє значення константи дисоціації. Наприклад, для ортофосфорної кислоти:



Важливо, що $K_1 \gg K_2 \gg K_3$.

$$K_{\text{заг}} = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 = 7,1 \cdot 10^{-3} \cdot 6,2 \cdot 10^{-8} \cdot 5,0 \cdot 10^{-13} = 2,2 \cdot 10^{-22}.$$

Закон розведення Оствальда. Зв'язок між ступенем дисоціації, концентрацією розчину і константою електролітичної дисоціації встановлює *закон розведення Оствальда*. Математично виражений закон розведення Оствальда:

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{Kt}^+] \cdot [\text{An}^-]}{[\text{KtAn}]} = \frac{\alpha C \cdot \alpha C}{C(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha}$$

У тому випадку, коли електроліт дуже слабкий, ступінь дисоціації має невелике значення ($\alpha \rightarrow 0$), яким можна знехтувати, тоді знаменник у рівнянні прирівнюється до одиниці ($1 - \alpha \sim 1$), а закон розведення набуває вигляду:

$$K_{\text{дис}} = \alpha^2 C_{\text{м}}, \text{ звідки ступінь дисоціації } \alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C_{\text{м}}}}.$$

Закон розведення Оствальда: у міру розведення розчину (тобто зменшення концентрації електроліту) ступінь його електролітичної дисоціації підвищується.

2. Електролітична дисоціація води і іонний добуток води

Вода є амфотерним слабким електролітом. Константа дисоціації води (K_{disc} , K_w) має вигляд:

$$K_{disc} = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Одержаний вираз називається іонним добутком води:

При 22°C добуток молярних концентрацій іонів $[H^+]$ і $[OH^-]$ є сталою величиною, яка складає 10^{-14} . $K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$.

Всілякий водяний розчин кислоти, основи, солі містить іони H^+ і OH^- , тільки співвідношення їх різне. У воді $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$, якщо у воду додати кислоту, то $[H^+]$ збільшується, тобто стане $> 10^{-7}$ моль/л (10^{-6} моль/л, 10^{-5} моль/л), тобто якщо $[H^+] > 10^{-7}$ – це кисле середовище. Якщо в розчин додати основу, то збільшується $[OH^-]$, а $[H^+]$ зменшується, тобто $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л (це може бути 10^{-8} моль/л, 10^{-9} моль/л і т.ін.). Отже, якщо $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л – то це лужне середовище.

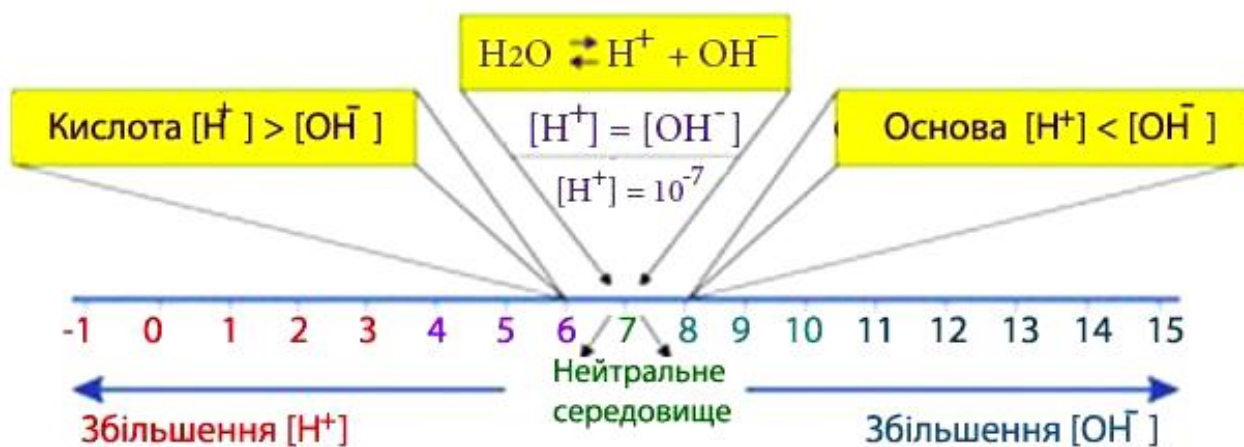
Щоб не писати числа з показником ступеня, кислотність розчину виражають через *негативний десятковий логарифм концентрації іонів гідрогену*, називаючи цю величину водневим показником і позначаючи *pH*:

$$pH = -\lg [H^+]; \quad pOH = -\lg [OH^-]; \quad pH + pOH = 14$$

Величина *pH* уперше була введена датським хіміком С. Серенсоном. Буква «р» – початкова від датського слова *potenz* (ступінь), «Н» – символ Гідрогену.

$pH < 7$ – кисле середовище, $pH = 7$ – нейтральне середовище, $pH > 7$ – лужне середовище.

Зв'язок між концентрацією іонів Гідрогену й водневим показником можна проілюструвати наступною схемою:



Кислотність є важливою характеристикою середовища багатьох біологічних рідин. Норма рН сироватки крові становить $7,36 \pm 0,04$; рН слини – 5,6–7,9; рН шлункового соку = 0,9–1,5. Відхилення від норми кислотності шлункового соку, особливо крові, соку підшлункової залози, яка в нормі може змінюватись тільки у вузькому інтервалі рН, пов'язане з виникненням патологічних станів організму, оскільки іони Гідрогену та Гідроксид-іони визначають структуру і біологічні функції білків, нуклеїнових кислот та інших компонентів організму.

Індикатори – речовини, за допомогою яких якісно визначають характер середовище розчину, в залежності від зміни їх забарвлення.



Приклади розв'язання типових завдань

Приклад 1. Написати рівняння дисоціації основ: калій гідроксиду і ферум(II) гідроксиду, скласти вираз константи дисоціації.

Розв'язання

Калій гідроксид – луг, належить до сильних електролітів і піддається у розчинах повній дисоціації: $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$. Оскільки KOH є сильним електролітом, він не підкоряється закону діючих мас і константа дисоціації для нього не записується.

Ферум(II) гідроксид, навпаки, належить до слабких електролітів, тому дисоціює по двом ступеням, кожному з яких відповідає свій вираз константи дисоціації:

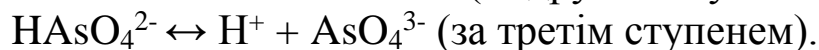
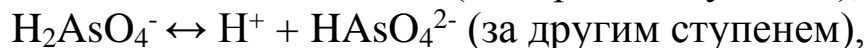
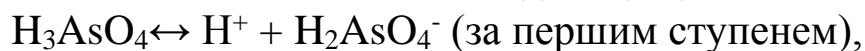


Приклад 2. Скласти рівняння електролітичної дисоціації для таких речовин: а) хлоридна кислота; б) ортоарсенатна кислота; в) купрум(II) гідроксид; г) ферум(III) сульфат; д) кальцій дигідрогенортофосфат; е) купрум(II) гідроксид хлорид.

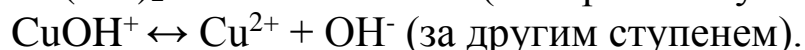
Розв'язання

а) Хлоридна (соляна) кислота – сильний електроліт, тому в водних розчинах практично повністю дисоціює: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$;

б) Ортоарсенатна кислота – слабкий електроліт, триосновна кислота, тому дисоціація відбувається частково, у три стадії, причому ступені дисоціації для окремих стадій перебувають в залежності $\alpha_1 > \alpha_2 > \alpha_3$. Рівняння дисоціації:



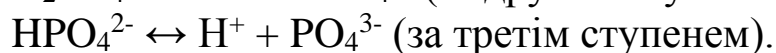
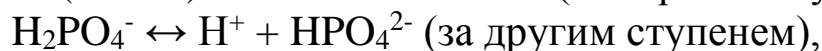
в) Купрум(II) гідроксид – слабкий електроліт, піддається частковій дисоціації по двом ступеням:



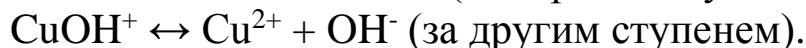
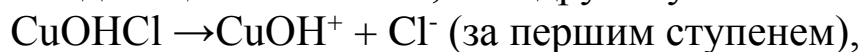
г) Ферум(III) сульфат – сильний електроліт, добре розчинна сіль, тому дисоціює повністю, в одну стадію:



д) Кальцій дигідрогенортофосфат – кисла сіль, яка по першому ступеню дисоціює повністю як сильний електроліт, а по другому і третьому – тільки частково, як слабкий електроліт:



е) Купрум(II) гідроксид хлорид – основна сіль, по першому ступеню дисоціює повністю, а по другому – частково:



Приклад 3. Молярна концентрація H^+ -іонів у розчині ацетатної кислоти концентрацією 0,1 моль/л становить $1,3 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Обчислити константу і ступінь дисоціації кислоти.

Розв'язання



$$\alpha = C_{\text{дис}}/C_{\text{заг}} = [\text{CH}_3\text{COOH}_{\text{дис}}] / [\text{CH}_3\text{COOH}_{\text{заг}}]$$

У стані рівноваги $[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COOH}_{\text{дис}}]$

$$\alpha = 1,3 \cdot 10^{-3} / 0,1 = 0,013$$

Для розрахунку константи дисоціації користуємося математичним виразом закону розведення Оствальда

$$K_{\text{дис}} = \alpha^2 C_{\text{м}}, K_{\text{дис}} = 0,013^2 \cdot 0,1 = 1,7 \cdot 10^{-5}.$$

Відповідь: $K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,7 \cdot 10^{-5}$; $\alpha = 0,013$

Приклад 4. Обчисліть концентрацію іонів H^+ та OH^- у 0,001 М розчині мурашиної кислоти ($K_{\text{дис}} = 1,8 \cdot 10^{-4}$).

Розв'язання

Записуємо рівняння електролітичної дисоціації мурашиної кислоти $\text{НСООН} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{НСОО}^-$.

Підставляючи значення константи дисоціації кислоти та її молярну концентрацію одержують

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{дис}} \cdot C_{\text{м}}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 0,001} = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Записують вираз іонного добутку води $K_{\text{w}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$. Обчислюють концентрацію гідроксид-іонів у розчині

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{w}}}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{4,2 \cdot 10^{-4}} = 2,4 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Відповідь: $4,2 \cdot 10^{-4}$ моль/л; $2,4 \cdot 10^{-11}$ моль/л.

Приклад 5. Скільки грамів KNO_3 розпалося на іони в 500 мл розчину концентрації 0,8М, якщо ступінь дисоціації становить 70%?

Розв'язання

Калій нітрат належить до сильних електролітів, тому практично повністю розкладається на іони: $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_3^-$.

Знайдемо загальну кількість речовини калій нітрату

$$\nu(\text{KNO}_3)_{\text{заг}} = C_M \cdot V_{\text{р-ну}} = 0,8 \cdot 0,5 = 0,4 \text{ моль.}$$

Ступінь дисоціації ($\alpha = 70\%$) показує, скільки відсотків загальної кількості піддається дисоціації, або в частках одиниці: $\alpha = 0,7$.

Обчислимо кількість речовини і масу солі KNO_3 , що розпалася на іони, які позначимо відповідно $\nu(\text{KNO}_3)_{\text{дис}}$ і $m(\text{KNO}_3)_{\text{дис}}$:

$$\nu(\text{KNO}_3)_{\text{дис}} = \alpha \cdot \nu(\text{KNO}_3)_{\text{заг}} = 0,7 \cdot 0,4 = 0,28 \text{ моль.}$$

$$m(\text{KNO}_3)_{\text{дис.}} = \nu(\text{KNO}_3)_{\text{дис}} \cdot M(\text{KNO}_3) = 0,28 \cdot 101 = 28,3 \text{ г.}$$

$$\text{Відповідь: } m(\text{KNO}_3)_{\text{дис.}} = 28,3 \text{ г}$$

Приклад 6. У скільки разів збільшиться ступінь дисоціації амоній гідроксиду, якщо до 200 мл 0,1М розчину NH_4OH додати 800 мл води?

Розв'язання

Амоній гідроксид – слабка основа, тому піддається лише частковій дисоціації: $\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$.

Кількість речовини у вихідному розчині: $\nu(\text{NH}_4\text{OH})_{\text{вих}} = C_M \cdot V_{\text{розч}} = 0,2 \cdot 0,1 = 0,02$ моль.

Величину константи дисоціації основи NH_4OH візьмемо з довідника. Ступінь дисоціації обчислимо за законом розведення Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C_M}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 0,013 \text{ (або 1,3\%).}$$

Після додавання до вихідного розчину 800 мл води, об'єм одержаного розчину складає:

$$V_{\text{р-н1}} = V_{\text{вих.р-ну}} + V(\text{H}_2\text{O}) = 200 + 800 = 1000 \text{ мл} = 1 \text{ л,}$$

а концентрація основи в одержаному розчині:

$$C_{M(1)} = \nu(\text{NH}_4\text{OH})_{\text{вих}} / V_{\text{р-н1}} = 0,02 / 1 = 0,02 \text{ моль/л.}$$

Після розведення розчину ступінь дисоціації становить:

$$\alpha_1 = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C_M}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,02}} = 0,09 \text{ (або 9\%)}$$

Внаслідок додавання до вихідного розчину води ступінь дисоціації збільшився у $\alpha_1/\alpha = 9,0/1,3 \approx 7$ разів.

Відповідь: $\alpha_1/\alpha = 7$ разів.

Приклад 7. Обчислити рН в розчині НСІ з молярною концентрацією кислоти 0,08 моль/л.

Розв'язання

$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$. Оскільки НСІ сильний електроліт, то $[\text{H}^+] = C_{\text{м}} (\text{кислоти}) = 0,08$ моль/л, $\text{pH} = -\lg 0,08 = 1,09$.

Відповідь: $\text{pH} = 1,09$

Приклад 8. Обчислити рН в розчині H_2SO_4 з масовою часткою 6% і густиною розчину 1,038 г/мл.

Розв'язання

Для розрахунку рН використовується молярна концентрація електроліту $C_{\text{м}} = (\rho \cdot w \cdot 1000) / M$

$$C_{\text{м}} = (1,038 \cdot 0,06 \cdot 1000) / 98 = 0,636 \text{ моль/л.}$$

H_2SO_4 – сильна кислота, при визначеній концентрації повністю дисоційована, то $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ Тоді $[\text{H}^+] = 2C_{\text{м}} = 1,27$ моль/л; $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$; $\text{pH} = -\lg 1,27 = -0,1$

Відповідь: $\text{pH} = -0,1$.

Приклад 9. Обчислити рН в розчині NaOH для приготування якого взяли 0,7 г твердого луку і утворили 250 мл розчину.

Розв'язання

Для розрахунку рН використовується молярна концентрація електроліту $C_{\text{м}} = v/V$; $v(\text{NaOH}) = m/M$;

$$v(\text{NaOH}) = 0,7/40 = 0,0175 \text{ моль}; C_{\text{м}} = 0,0175/0,25 = 0,07 \text{ моль/л};$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}; \text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-];$$

Для NaOH – сильного електроліту відбувається повна дисоціація, тому:

$$\text{Тому: } [\text{OH}^-] = C_{\text{м}}(\text{NaOH}) = 0,07 \text{ моль/л}; \text{pH} = 14 - 1,15 = 12,85.$$

Відповідь: $\text{pH} = 12,85$

Приклад 10. Водневий показник розчину хлоридної кислоти дорівнює 2,1. Визначте концентрацію хлоридної кислоти в розчині.

Розв'язання

Позначимо концентрацію іонів гідрогену в розчині x .

$$\text{Тоді } -\lg x = 2,1 \text{ або } \lg x = -2,1.$$

Знаходимо через функцію 10^x значення антилогарифму, і відповідно значення $x = [\text{H}^+] = 0,008$ моль/л

У розчині сильна хлоридна кислота повністю дисоціює на іони: $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. 1 моль іонів H^+ утворюється з 1 моль HCl , а 0,008 моль іонів H^+ утворюються з 0,008 моль HCl .

Відповідь: $C_M(\text{HCl}) = 0,008$ моль/л.

Приклад 11. Обчисліть рН в розчині ацетатної кислоти з молярною концентрацією 0,05 моль/л³. $K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язання



$$K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C_M(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_M};$$

$$\text{звідки } [\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{дис}} \cdot C_M} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,05} = 9,35 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л};$$

$$\text{pH} = -\lg 9,35 \cdot 10^{-4} = 3$$

Відповідь: рН = 3

Приклад 12. Визначити рН розчину, одержаного після змішування однакових об'ємів розчинів HCl із $C_N = 0,3$ моль/л та NaOH із $C_N = 0,1$ моль/л

Розв'язання

1) Під час змішування розчинів кислота та луг реагують за рівнянням: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;

З рівняння видно, що кислота та луг реагують у співвідношенні 1 : 1. Так як кислоти було взято 0,3 моль, а 0,1 моль вступає в реакцію, то після реакції в розчині залишилося кислоти: $0,3 - 0,1 = 0,2$ моль. Оскільки об'єм суміші збільшився в 2 рази, то концентрація кислоти в розчині: $0,2 / 2 = 0,1$ моль/л;

Знаходимо рН розчину, що утворився:

$$[\text{H}^+] = [\text{кислоти}] = 0,1 = 10^{-1}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 10^{-1} = 1$$

Відповідь: рН = 1.

Приклад 13. Як зміниться рН у розчині амоній гідроксиду з $C_M(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ 1,0 моль/л після додавання до 500 мл цього розчину 300 мл води.

Розв'язання

Визначення рОН розчину: $\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$;

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{дис}} \cdot C_M} = \sqrt{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 1} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

$pOH = -\lg 4,20 \cdot 10^{-3} = 2,3$, тоді pH розчину:

$pH = 14 - pOH = 14 - 2,38 = 11,62$; $pH_1 = 11,62$.

Визначення молярної концентрації гідроксид-іонів у розчині після додавання води:

Нова $C_M(NH_3 \cdot H_2O) = v/V_{\text{новий}}$; $v(NH_3 \cdot H_2O) = 1 \cdot 0,5 = 0,5$ моль/л;

$V_{\text{новий}} = 0,5 + 0,3 = 0,8$ л

$C_M(NH_3 \cdot H_2O) = 0,5/0,8 = 0,625$ моль/л;

$[OH^-] = \sqrt{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 0,625} = 0,033$ моль/л $= 3,3 \cdot 10^{-3}$ моль/л

$pOH = -\lg 3,3 \cdot 10^{-3} = 2,48$, тоді $pH = 14 - pOH = 14 - 2,48 = 11,52$;

$pH_2 = 11,52$, $\Delta pH = 11,62 - 11,52 = 0,1$

Відповідь: $\Delta pH = 0,1$



Завдання для самостійного розв'язування

1. Визначити серед електролітів сильні та слабкі: H_2SiO_3 , $NaOH$, $Ca(NO_3)_2$, H_2S , CH_3COOH , $Al(OH)_3$, KH_2PO_4 , $CuOHCl$, Na_2SO_4 , NH_4OH .

2. Скласти рівняння електролітичної дисоціації для таких речовин: $CaCl$, H_2SO_4 , H_3PO_4 , HF , $Cr_2(SO_4)_3$, $Ca(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $KHCO_3$, Na_2HPO_4 , $CuOHCl$, $Fe(OH)_2Br$, $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, HCN , H_2S , NH_4OH . Скласти вираз константи дисоціації речовин.

3. Обчисліть константу дисоціації оцтової кислоти, якщо ступінь її дисоціації в 0,1 М розчині дорівнює 1,32 %.

4. Визначте ступінь дисоціації 0,05 М розчину нітритної кислоти, якщо константа дисоціації її становить $5 \cdot 10^{-4}$.

5. Для якої концентрації розчин ціанідної кислоти (константа дисоціації становить $7,9 \cdot 10^{-10}$) дорівнює 0,002?

6. Ступінь дисоціації CH_3COOH в 0,1 М розчині дорівнює $1,32 \cdot 10^{-2}$. Знайти константу дисоціації кислоти.

7. Скільки грамів $NaNO_3$ розпалося на іони в 600 мл розчину концентрації 0,75М, якщо $\alpha = 75\%$?

8. Який об'єм води необхідно додати до 200 мл розчину нітратної кислоти, молярна концентрація якої $5 \cdot 10^{-2}$, щоб ступінь дисоціації збільшити в 2 рази.

9. Як зміниться ступінь дисоціації кислоти C_3H_7COOH , якщо до 300 мл її розчину з концентрацією $5 \cdot 10^{-3}$ додати 300 мл води ($K_{\text{дис}} = 1,5 \cdot 10^{-5}$).

10. В якому із розчинів концентрація іонів Гідрогену вище: 0,001 М розчин HNO_3 , 1 М розчин CH_3COOH ?

11. Концентрація Гідроксид-іонів артеріальної крові становить $2,5 \cdot 10^{-7}$ моль/л. Чому дорівнює концентрація протонів?

12. Кислотність шлункового соку зумовлена в основному наявністю HCl , концентрація якої становить приблизно 1,0 %. Розрахувати концентрацію іонів Гідрогену.

13. Концентрація протонів в сечі становить $3,16 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Чому дорівнює pOH ?

14. Розрахувати pH розчину HCl з молярною концентрацією 0,002 моль/л.

15. Визначте pH розчину, одержаного при розчиненні 1,12 л HCl в 500 мл води за нормальних умов.

16. Розрахувати pH розчину H_2SO_4 з молярною концентрацією 0,005 моль/л.

17. Розрахувати pH розчину KOH з молярною концентрацією 0,001 моль/л.

18. Розрахувати pH розчину хлоридної кислоти, 600 мл якого містить 12 г HCl .

19. Розрахувати pH розчину натрій гідроксиду, 400 мл якого містить 1,6 г NaOH .

20. Визначте pH та pOH розчинів, у яких концентрації Гідроген-катіонів (моль/л) дорівнює: а) 10^{-5} ; б) $2 \cdot 10^{-7}$; в) $7,7 \cdot 10^{-3}$.

21. Визначте pH розчинів слабких електролітів: а) 0,02 М амоній гідроксиду; б) 0,1 М ціанідної кислоти; в) 0,05 М мурашиної кислоти; г) 0,01 М оцтової кислоти.

22. Обчислити pH шлункового соку, якщо кислотність його зумовлена вмістом соляної кислоти з масовою часткою 1,5 % і $\rho \approx 1$ г/мл.

23. Водневий показник pH артеріальної крові дорівнює 7,36. Обчислити молярну концентрацію йонів Гідрогену в крові.

24. Вміст хлоридної кислоти в шлунковому соці людини з пониженою кислотністю становить 0,4 %. Обчислити pH шлункового соку, якщо його густина дорівнює 1 г/см³.

25. У скільки разів концентрація йонів Гідрогену в крові ($\text{pH} = 7,63$) більша, ніж в спинномозковій рідині ($\text{pH} = 7,53$)?

26. Яка концентрація іонів H^+ та OH^- в розчині, якщо pH його дорівнює: а) 3,0; б) 5,5; в) 9,2

27. Обчисліть масу натрій гідроксиду, що міститься у 5 л розчину з $\text{pH} = 11$, вважаючи дисоціацію основи повною.

28. Визначте концентрації H^+ та OH^- у розчині, рН якого дорівнює 6,2.

29. Як зміниться рН розчину HNO_3 , якщо до 40мл 0,1М розчину її додати 20мл води?

30. Як зміниться рН розчину NH_4OH , якщо до 50 мл 0,1 М розчину його додати 30 мл води? ($K_{\text{дис}} = 1,85 \cdot 10^{-5}$).

31. Обчислити концентрацію іонів Гідрогену у крові, якщо рН становить 7,36.

Змішали рівні об'єми сильних кислот з рН= 2 і рН=3. Визначте рН утвореного розчину.

32. Змішали рівні об'єми сильних лугів з рН=12 і рН=11. Визначте рН утвореного розчину.

33. Змішали рівні об'єми сильного лугу з рН= 12 і сильної кислоти з рН= 2 Визначте рН утвореного розчину.

34. Змішали 140 мл сильного лугу з рН= 12 і 60 мл сильної кислоти з рН= 2 Визначте рН утвореного розчину.

35. Змішали 40 мл сильного лугу з рН= 10 і 160 мл сильної кислоти з рН= 4 Визначте рН утвореного розчину.

■■■■► Експериментальна частина

Дослід 1. Електропровідність розчинів речовин.

За допомогою приладу, визначте можливість запропонованих речовин проводити електричний струм: а) дистильована вода; б) водопровідна вода; в) розчин цукру; г) розчин HCl ; д) розчин NaOH ; е) розчин солі.

Для речовин, що проводять електричний струм складіть рівняння дисоціації.

Дослід 2. Залежність електропровідності, або ступеню дисоціації від концентрації.

В стаканчик приладу налити льодяну оцтову кислоту і запевнитися в неможливості проходження електричного струму. Не виключаючи приладу з мережі, обережно долити в стакан невелику кількість дистильованої води. Що спостерігається? Долити ще води до максимального накалу електричної лампочки, зробити висновки відносно залежності ступеню дисоціації від концентрації:

Дослід 3. Вплив концентрації катіонів Гідрогену на забарвлення індикаторів.

В дев'ять пронумерованих пробірок налити по 1,5-2 мл дистильованої води. Розділити пробірки на 3 серії. В пробірки першої серії додати по 1 краплині фенолфталеїнового, в пробірки другої серії додати по 3 краплини метилового оранжевого, в пробірки третьої серії додати по 5 краплин лакмусу. В кожну першу пробірку серії додати по 1 краплині розчину лугу, в кожну другу пробірку – по 1 краплині розчину HCl, треті пробірки показують забарвлення індикаторів в нейтральному середовищі. Записати свої спостереження в таблицю:

Індикатор	pH = 7 нейтральне	pH > 7 лужне	pH < 7 кислотне
фенолфталеїн			
метиловий оранжевий			
лакмус			

Дослід 4. Визначення pH середовища за допомогою універсального індикаторного папірця

На листочок індикаторного паперу нанести крапельку розчину солі, лугу, кислоти з реактивів, що є в штативі. Негайно піднести вологий папірець до шкали і визначити значення pH. У пробірку внести 1 мл модельної сироватки крові і визначити її pH за допомогою універсального індикаторного папірця. Записати спостереження в зошит.

Дослід 5. Рівновага в розчинах електrolітів.

В пробірку налити 3 мл дистильованої води і додати 2 краплі розчину оцтової кислоти, 2 краплі метилоранжу. Яке забарвлення має розчин? Розділити цей розчин на дві пробірки і до однієї додати кристали натрій ацетату. Ретельно перемішати паличкою і відзначити зміну забарвлення розчину. Написати рівняння дисоціації речовин і пояснити спостереження.

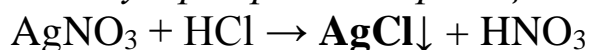
Іонообмінні реакції

Хімічні реакції в розчинах електролітів відбуваються між іонами називаються **іонообмінними**. Рівняння таких реакцій записують в молекулярній, іонно-молекулярній і короткій іонно-молекулярній формах. *При складанні рівнянь реакцій в іонно-молекулярній формах формули малорозчинних сполук, газів, слабких електролітів і комплексних сполук пишуть без змін.*

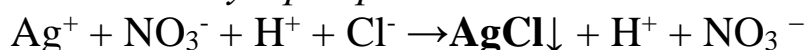
Іонообмінні реакції являються необоротними, ідуть зліва направо, до кінця, якщо внаслідок взаємодії між іонами:

1) Утворюється осад малорозчинної сполуки:

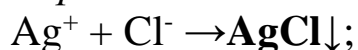
Молекулярне рівняння реакції:



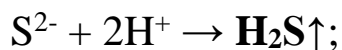
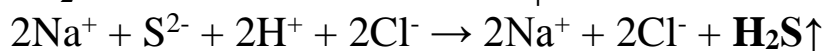
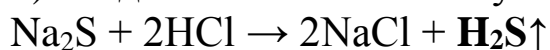
Іонно-молекулярне рівняння:



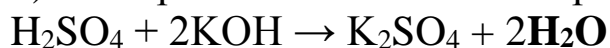
Коротке іонно-молекулярне рівняння:



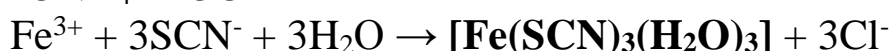
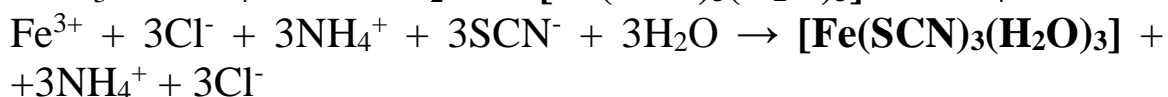
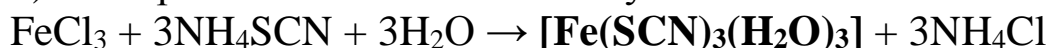
2) Виділяється летка сполука:



3) Утворюється слабкий електроліт:



4) Утворюється комплексна сполука.





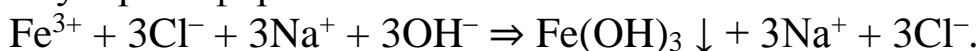
Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Написати рівняння реакцій між розчинами ферум(III) хлориду і натрій гідроксиду в молекулярній та іонній формах.

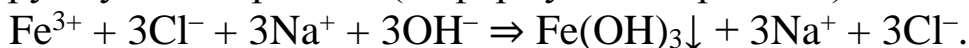
Розв'язання

Запишемо рівняння реакції в молекулярній формі, відмітивши випадіння осаду: $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \Rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$

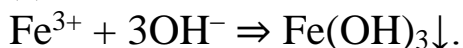
Складемо розгорнуте іонне рівняння, записуючи формули сильних електролітів у вигляді іонів, а малодисоційованих сполук – у молекулярній формі:



Скоротимо з обох частин іонного рівняння однакові іони, які не беруть участі в реакції (їх формули підкреслені):



Запишемо скорочене іонне рівняння реакції в остаточному вигляді:



Як видно з цього рівняння, суть реакції зводиться до взаємодії між іонами Fe^{3+} і OH^- , внаслідок чого утворюється осад $\text{Fe}(\text{OH})_3$. При цьому зовсім не має значення, до складу яких електролітів входили ці іони до їх взаємодії.

Приклад 2. Які з вказаних пар іонів можуть одночасно знаходитися в розчині: а) Na^+ і PO_4^{3-} ; б) Na^+ і OH^- ; в) Ag^+ і Cl^- ; г) Cu^{2+} і S^{2-} ?

Розв'язання

Одночасно знаходитися в розчині можуть лише такі іони, що разом утворюють сильні електроліти: сильні основи та кислоти, розчинні у воді солі.

а) пара іонів Na^+ і PO_4^{3-} є складовими розчинної у воді солі (Na_3PO_4), яка є сильним електролітом і повністю розпадається на іони; отже ці іони можуть одночасно знаходитися в розчині;

б) іони Na^+ і OH^- відповідають сильній основі, отже вони також можуть одночасно існувати в розчині;

в) іони Ag^+ і Cl^- не можуть одночасно знаходитися у розчині, тому що разом вони утворюють нерозчинну сіль згідно із схемою: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}\downarrow$;

г) іони Cu^{2+} і S^{2-} теж не можуть одночасно знаходитися у розчині, тому що разом вони утворюють нерозчинний у воді осад – сіль купрум(II) сульфід: $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS}\downarrow$.

Приклад 3. Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій (для тих випадків, коли вони відбуваються) при зливанні розчинів таких речовин: а) калій сульфід і хлоридної кислоти; б) аргентум нітрату і калій ортофосфату; в) купрум(II) гідроксиду і нітратної кислоти; г) натрій гідрогенкарбонату і сульфатної кислоти; д) барій гідроксиду і натрій гідроксиду.

Розв'язання

При виконанні подібних завдань необхідно підтримуватися наступного алгоритму:

1. Спрогнозувати склад очікуваних продуктів реакції обміну з урахуванням перебігу необоротної взаємодії між вихідними реагентами (випадіння осаду, виділення газу чи утворення малодисоційованої сполуки) і зробити висновок про можливість або неможливість протікання хімічної реакції.

2. При принциповій можливості протікання реакції записати молекулярне рівняння, розставити необхідні коефіцієнти.

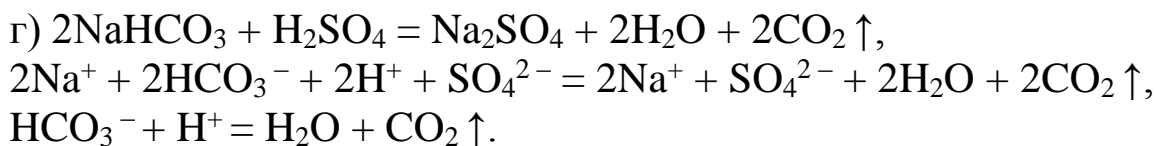
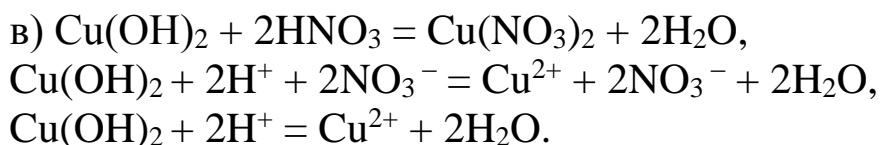
3. На основі молекулярного рівняння скласти повне іонне рівняння реакції, в якому формули сильних електролітів записувати у вигляді іонів, а неелектролітів, осаду і газу – в молекулярному.

4. Записати скорочене іонне рівняння, попередньо скоротивши зліва і справа формули одних і тих самих іонів і залишивши тільки формули тих іонів і молекул, які брали участь у хімічній взаємодії.

а) $\text{K}_2\text{S} + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ молекулярне рівняння),
 $2\text{K}^+ + \text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = 2\text{K}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ (повне іонне рівняння),

$2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S}\uparrow$ (скорочене іонне рівняння).

б) $3\text{AgNO}_3 + \text{K}_3\text{PO}_4 = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{KNO}_3$,
 $3\text{Ag}^+ + 3\text{NO}_3^- + 3\text{K}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{K}^+ + 3\text{NO}_3^-$,
 $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$.



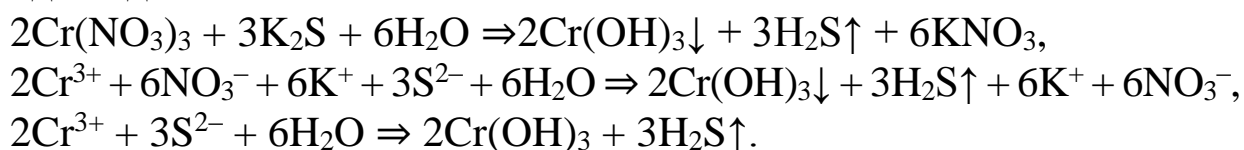
д) якщо уявити можливість перебігу реакції між двома сильними електролітами BaCl_2 і NaOH , то її продуктами були б речовини Ba(OH)_2 і NaCl . Але вони теж є сильними електролітами, тобто перебувають у розчині у вигляді іонів. Отже, не виконується умова необоротності, тому взаємодія між BaCl_2 і NaOH не відбувається.

Приклад 4. Скласти молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій, що протікають при змішуванні розведених розчинів (попарно): $\text{Cr(NO}_3)_3$, K_2S , KOH , HCl .

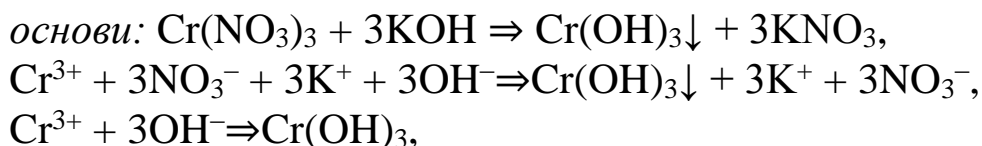
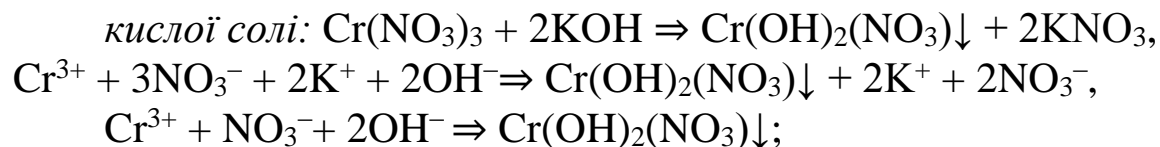
Розв'язання

Спочатку розглянемо, які процеси будуть відбуватися, якщо до розчину, що містить $\text{Cr(NO}_3)_3$, додавати по черзі речовини розчинів.

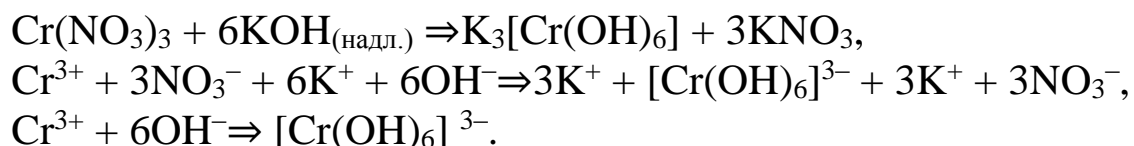
а) змішування водних розчинів $\text{Cr(NO}_3)_3$ і K_2S призведе до протікання необоротного сумісного гідролізу, оскільки зазначені солі гідролізуються за протилежними типами, посилюючи гідроліз одна одної:



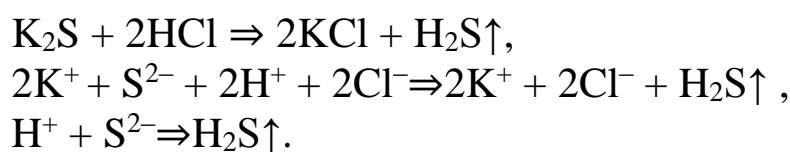
б) при змішуванні розчинів $\text{Cr(NO}_3)_3$ та KOH залежно від стехіометричного співвідношення реагентів можуть відбуватися реакції з утворенням різних продуктів, наприклад,



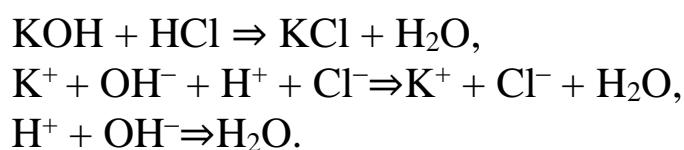
комплексної солі:



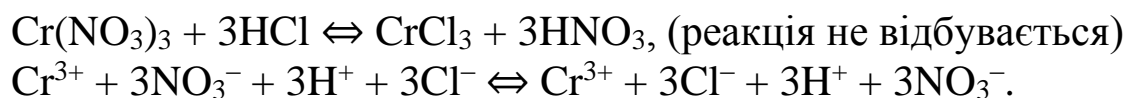
в) При додаванні до розчину K_2S розчину лугу KOH реакція не відбувається, а при дії на цю сіль розчином хлоридної кислоти HCl утворюється слабка сульфідна кислота чи, більш імовірно, виділяється сірководень:



г) При змішуванні розчинів лугу і кислоти відбувається реакція нейтралізації:



д) Між сполуками $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ і HCl при змішуванні їх розчинів взаємодії не відбувається, оскільки обидві речовини належать до сильних електролітів, як і ті сполуки, що могли б утворитися, якщо б реакція була можливою:



З наведеної схеми видно, що взаємодія між розчинами $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ та HCl не відбувається, тому що у розчині містяться тільки іони (Cr^{3+} , NO_3^- , H^+ , Cl^-), протікання реакції між якими неможливе, оскільки не забезпечується умова необоротності.



Завдання для самостійного розв'язування

1. Складіть молекулярне рівняння реакції між речовинами, які у водних розчинах взаємодіють за такою схемою:

1. $\text{Fe}^0 + \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^0$
2. $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{BaSO}_4$
3. $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
4. $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{MgCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
7. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
8. $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{AgCl}$
9. $3\text{Mg}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} \rightleftharpoons \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
10. $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{PbS}$

2. Які іони можуть одночасно знаходитися в розчинах:

- 1) Fe^{+3} , Cl^- 2) Ba^{2+} , SO_4^{2-} 3) Fe^{2+} , OH^- 4) Fe^{3+} , OH^-
Відповідь обґрунтуйте.

3. Які рівняння серед запропонованих пройдуть до кінця?

- 1) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$; 3) $\text{SiCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
2) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$; 4) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$

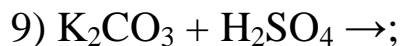
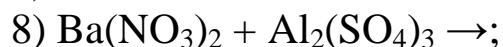
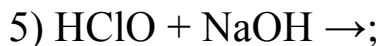
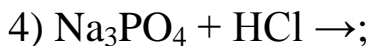
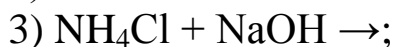
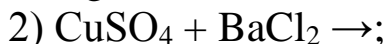
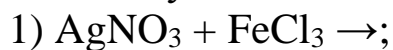
4. Скласти молекулярні рівняння реакцій для запропонованих скорочених схем:

- а) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ б) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$.

5. Написати молекулярні та молекулярно-іонні рівняння наступних обмінних реакцій. Визначити чи є ці реакції необоротними чи зворотними:

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{KOH} \rightarrow$ | 11) $\text{ZnS} + \text{HCl} \rightarrow$ |
| 2) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow$ | 12) $\text{K}_2\text{Se} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{розв}) \rightarrow$ |
| 3) $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ | 13) $\text{PbF}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ |
| 4) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$ | 14) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ |
| 5) $\text{NiSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ | 15) $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| 6) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ | 16) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| 7) $\text{CuSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$ | 17) $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow$ |
| 8) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ | 18) $\text{KCN} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{розв}) \rightarrow$ |
| 9) $\text{SnCl}_2 + \text{KI} \rightarrow$ | 19) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ |
| 10) $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$ | 20) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{MgCl}_2 \rightarrow$ |

6. Напишіть рівняння реакцій у молекулярно-іонній формі для реакцій обміну:



■■■➔ Експериментальна частина

Дослід 1. Реакції на сульфат-йон.

У три пробірки налити по 1 мл розчинів сульфату натрію, сульфату мангану та сульфатної кислоти. В кожну пробірку долити однакові об'єми розчину хлориду барію. Спостерігати за утворенням білого кристалічного осаду сульфату барію. Записати молекулярні та йонні рівняння реакцій. Яким скороченим йонним рівнянням можна записати всі три реакції?

Дослід 2. Реакції на гідроксид-йон.

У дві пробірки налити по 1 мл розчинів гідроксиду натрію та гідроксиду амонію. В кожну пробірку долити однакові об'єми розчину хлориду феруму (III). Спостерігати за утворенням червоно-бурого осаду гідроксиду феруму (III). Записати молекулярні та йонні рівняння реакцій.

Дослід 3. Реакції на хлорид-йон.

У дві пробірки налити по 1 мл розчинів хлориду натрію та хлоридної кислоти. В кожну пробірку додати по 2–3 краплі розчину нітрату аргентуму. Спостерігати за утворенням білого сирнистого осаду хлориду аргентуму. Записати молекулярні та йонні рівняння реакцій. Яким скороченим йонним рівнянням можна записати обидві реакції?

Дослід 4. Реакції іонного обміну між розчинами електролітів, які йдуть з утворенням осаду, газу та малодисоційованих речовин.

Користуючись таблицею розчинності речовин у воді підібрати з присутніх розчинів солей, кислот та основ такі речовини, які при взаємодії між собою привели б до отримання осаду (3 рівняння), газу (2 рівняння) та малодисоційованої речовини (2 рівняння). Зазначити кольор осади. Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

1. Гідроліз солей

Гідроліз солей – реакція обмінного розкладу солей водою, в результаті чого з іонів розчиненої солі та Гідроген - іону чи Гідроксид-іону води утворюють молекули слабких електролітів і змінюється водневий показник середовища розчину.

Солі утворені катіонами сильних основ та аніонами сильних кислот не гідролізуються. **Гідроліз завжди проходить за іоном слабого електроліту.**

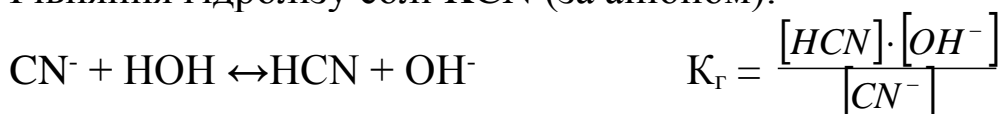
Кількісно гідроліз оцінюють за допомогою ступеня гідролізу h .

Ступінь гідролізу – відношення числа прогідролізованих молекул до загального їх числа у розчині: $h = C_{\text{гідрол}} / C_{\text{заг}}$

Процес гідролізу є рівноважним, тому його можна кількісно охарактеризувати за допомогою константи рівноваги, яка в цьому випадку називається **константою гідролізу (K_r)**.

$[\text{НОН}] \gg$ концентрації інших учасників, тому в вираз K_r не входить. Вираз K_r записується, враховуючи іонне рівняння гідролізу і загальних положень запису константи рівноваги:

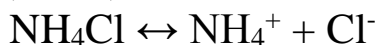
Рівняння гідролізу солі KCN (за аніоном):



У вираз константи гідролізу концентрацію води не записують тому що вона є середовищем.

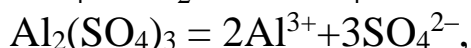
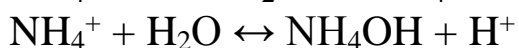
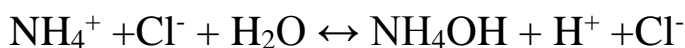
Підлягають гідролізу:

1. Солі утворені **катіонами слабких основ і аніонами сильних кислот**. Гідроліз відбувається за **катіоном**, $\text{pH} < 7$, середовище кисле.



NH_4^+ – катіон слабкої основи NH_4OH ;

Cl^- – аніон сильної кислоти HCl .



Al^{3+} – катіон слабкої основи $\text{Al}(\text{OH})_3$;

SO_4^{2-} – аніон сильної кислоти H_2SO_4 .

I стадія $\text{Al}^{3+} + \text{НОН} \leftrightarrow \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$, середовище кисле ($\text{pH} < 7$)

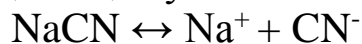
II стадія $\text{AlOH}^{2+} + \text{НОН} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$;

III стадія $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{НОН} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$;

Сильніше гідролізує сіль більш слабкої основи. Щоб визначити яка основа є більш слабким електролітом порівнюємо ДР основ. Чим менше ДР, тим слабшим електролітом є основа, тим сильніше йде процес гідролізу відповідної солі. Сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою, гідролізується за катіоном, при цьому утворюється слабка основа (чи основна сіль), а розчин набуває кислої реакції середовища, $\text{pH} < 7$. Вираз константи гідролізу ($K_{\text{Г}}$) показує: чим слабкішою є основа (або чим менше значення $K_{\text{дис.осн}}$; $K_{\text{б}}$), тим більша константа гідролізу і тим сильніше гідролізується сіль

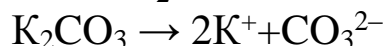
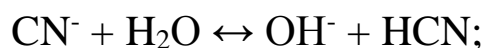
$$K_{\text{Г}} = K_{\text{w}} / K_{\text{б}}$$

2. Солі утворені **катіонами сильних основ та аніонами слабких кислот**. Гідроліз відбувається за аніоном, $\text{pH} > 7$, середовище лужне.



Na^+ – катіон сильної основи NaOH ;

CN^- – аніон слабкої кислоти HCN



K^+ – катіон сильної основи NaOH ;

CO_3^{2-} аніон слабкої кислоти H_2CO_3 .

I стадія $\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$, лужне середовище ($\text{pH} > 7$)

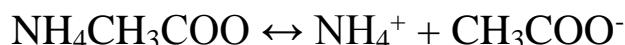
II стадія $\text{HCO}_3^- + \text{HON} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$;

Зазвичай друга стадія та всі наступні стадії гідролізу проходять лише за наявності додаткових чинників. Сильніше гідролізує сіль більш слабкої кислоти. Чим менше $K_{\text{дис}}$ кислоти, тим слабшим електролітом є ця речовина і тим сильніше гідролізує відповідна сіль.

Сіль, утворена сильною основою і слабкою кислотою, гідролізується за аніоном, при цьому утворюється слабка кислота (чи кисла сіль), а розчин набуває лужної реакції середовища ($\text{pH} > 7$). Вираз константи гідролізу доводить: чим менше значення константи дисоціації кислоти ($K_{\text{дис}}$, $K_{\text{а}}$) (тобто чим слабкіша кислота), тим більша величина $K_{\text{Г}}$ і тим сильніше гідролізується сіль.

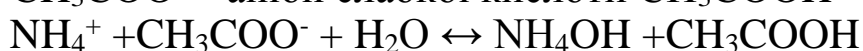
$$K_{\text{Г}} = K_{\text{w}} / K_{\text{а}}$$

3. Солі, утворені **катіонами слабких основ та аніонами слабких кислот**. Розчин такої солі практично нейтральний, $\text{pH} \approx 7$.



NH_4^+ – катіон слабкої основи NH_4OH ;

CH_3COO^- – аніон слабкої кислоти CH_3COOH



Реакція середовища у розчині може бути:

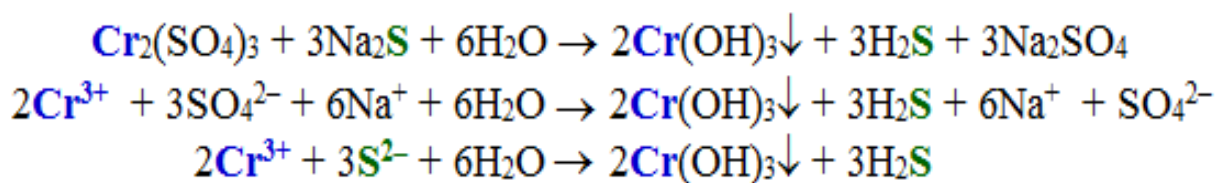
1) нейтральною ($\text{pH} = 7$), якщо слабкі основа і кислота мають близькі значення констант дисоціації ($K_{\text{дис. кислоти}} \approx K_{\text{дис. основи}}$);

2) слабкокислою ($\text{pH} \leq 7$), якщо основа є слабкішим електролітом у порівнянні з кислотою ($K_{\text{дис. кислоти}} > K_{\text{дис. основи}}$);

3) слабколужною ($\text{pH} \geq 7$), якщо кислота є слабкішим електролітом, ніж основа ($K_{\text{дис. кислоти}} < K_{\text{дис. основи}}$). Константа гідролізу визначається константами дисоціації як слабкої кислоти, так і слабкої основи: $K_{\text{Г}} = K_{\text{w}} / K_{\text{a}} \cdot K_{\text{b}}$

Якщо у таблиці розчинності біля певної солі стоїть прочерк, це найчастіше означає, що таку сіль ми не можемо отримати у розчині, тому що вона підлягає миттєвому гідролізу. Продуктами такої реакції будуть відповідні основа та кислота, від яких мала б утворитися ця сіль.

А при зливанні розчинів двох солей, які гідролізуються за різними типами (тобто гідроліз однієї солі сприяє накопиченню надлишку іонів H^+ , а гідроліз другої – надлишку іонів OH^- , відбувається взаємне посилення гідролізу. Зміщення гідролітичної рівноваги вправо, у бік прямої реакції, особливо помітно в достатньо розведених розчинах – в цьому випадку відбувається **сумісний необоротний гідроліз**, який, як правило, не обмежується першою стадією, а відбувається повністю, до утворенні кінцевих продуктів. Наприклад, при змішуванні розведеного розчину хром (III) сульфату $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, який гідролізується за катіоном (Cr^{3+}), і натрій сульфідом Na_2S , гідроліз якого відбувається за аніоном (S^{2-}), починається сумісний необоротний гідроліз обох солей, причому і катіон, і аніон гідролізуються до кінця, тому в рівнянні реакції сумісного необоротного гідролізу ставлять стрілку (\rightarrow):



Як видно з рівнянь гідролізу, іони H^+ і OH^- сполучаються у міцні недисоційовані сполуки (осад $\text{Cr}(\text{OH})_3$ і летка речовина H_2S), тому реакція середовища нейтральна і $\text{pH} = 7$.



Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Складіть рівняння гідролізу для запропонованих солей: NH_4Cl , NaNO_2 , NH_4NO_2 . Обґрунтуйте характер середовища в розчинах наведених солей.

Розв'язання

NH_4Cl – сіль слабкої основи та сильної кислоти, гідроліз йде за катіоном: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$; кисле середовище;

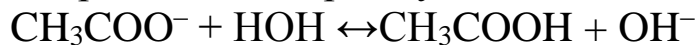
NaNO_2 – сіль слабкої кислоти та сильної основи, гідроліз йде за аніоном: $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$; лужне середовище

NH_4NO_2 – сіль слабкої основи та слабкої кислоти, гідроліз йде як за катіоном, так і по аніону: $\text{NH}_4^+ + \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HNO}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$; нейтральне середовище

Приклад 2. Обчисліть K_r та pH у водному розчині натрій ацетату з молярною концентрацією CH_3COONa 0,01 моль/л за температури 25°C .

Розв'язання

Натрій ацетат гідролізується за аніоном:



Визначають константу гідролізу ацетат-іона:

$$K_r = K_w / K_{\text{дис}} = 1 \cdot 10^{-14} / 1,74 \cdot 10^{-5} = 5,7 \cdot 10^{-10}$$

З іншого боку $K_r = [\text{OH}^-]^2 / C_M(\text{CH}_3\text{COONa})$;

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_r \cdot C_M(\text{CH}_3\text{COONa})} = \sqrt{5,7 \cdot 10^{-10} \cdot 0,01} = 2,4 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

Визначають молярну концентрацію H^+ -іонів у розчині:

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-14} / [\text{OH}^-] = 4,2 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л}$$

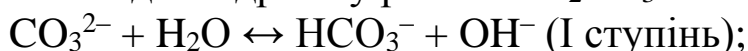
Визначають pH розчину: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 4,2 \cdot 10^{-9} = 8,38$.

Відповідь: $K_r = 5,7 \cdot 10^{-10}$; $\text{pH} = 8,38$.

Приклад 3. Розрахувати ступінь гідролізу і pH в 0,1 М розчині Na_2CO_3 . ($K_{\text{дис}1}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,27 \cdot 10^{-7}$; $K_{\text{дис}2}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,64 \cdot 10^{-11}$).

Розв'язання

Внаслідок гідролізу розчин Na_2CO_3 має лужну реакцію:



$$K_{\text{дис}1}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,27 \cdot 10^{-7};$$



$$K_{\text{дис}2}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,64 \cdot 10^{-11}.$$

Концентрацією іонів $[\text{OH}^-]$, які одержуються за другим ступенем гідролізу, можна знехтувати, так як гідроліз тут майже не проходить.

Згідно рівняння гідролізу $[\text{HCO}_3^-] = [\text{OH}^-]$;

$$[\text{CO}_3^{2-}] = C(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ моль/л.}$$

$$K_{\Gamma} = [\text{OH}^-]^2 / C_{\text{M}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = K_{\text{w}} / K_{\text{дис}2} = 1 \cdot 10^{-14} / 4,64 \cdot 10^{-11} = 2,15 \cdot 10^{-4}.$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\Gamma} \cdot C_{\text{M}}(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = \sqrt{2,15 \cdot 10^{-4} \cdot 0,01} = 1,46 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.};$$

$$\text{pOH} = -\lg 1,46 \cdot 10^{-3} = 2,84; \text{pH} = 14 - 2,84 = 11,2$$

Ступінь гідролізу (h) дорівнює відношенню концентрації гідролізованої соди (рівної $[\text{OH}^-]$) до загальної концентрації $C_{\text{M}}(\text{Na}_2\text{CO}_3)$: $h = 1,46 \cdot 10^{-3} / 0,01 = 0,146$.

Відповідь: $h = 0,146$; $\text{pH} = 11,2$.



Завдання для самостійного розв'язування

1.3 наведених солей вибрати ті, що підлягають гідролізу і скласти рівняння реакцій: калій цианід, літій фосфат, хрому(III) карбонат, калій нітрат, купрум(II) хлорид, кальцій хлорид, калій сульфід, феруму(II) сульфат, алюміній сульфід, амоній ацетат, феруму(III)хлорид, амоній сульфід. Вказати рН середовища і пояснити як можна змістити рівновагу гідролізу.

2. Скласти рівняння гідролізу для запропонованих солей, вказати реакцію середовища. KCH_3COO , NaCl , Na_2CO_3 , KNO_3 , NH_4Cl , CuCl_2 , CaCl_2 , FeSO_4 , NH_4CN , NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, NaCN , K_2S , Na_3PO_4 , NH_4Br , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, $\text{Fe}(\text{CN})_2$, NH_4F , NH_4I , CrCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

3. Обчислити рН розчину, константу та ступінь гідролізу сульфиду натрію в 0,1 М розчині ($K_{\text{дис}} = 6,2 \cdot 10^{-8}$).

4. Обчисліть ступінь гідролізу 0,1 М та 0,001 М розчинів калій цианіду. Зробіть висновок про вплив концентрації солі на ступінь гідролізу.

5. рН 0,1 М розчину калієвої солі слабкої одноосновної кислоти дорівнює 9,07. Визначте константу і ступінь гідролізу цієї солі.

■► Експериментальна частина

Дослід 1. Вплив природи солі на реакцію середовища

За допомогою індикаторного паперу визначить рН в розчинах солей Na_2CO_3 , ZnSO_4 , NaCl і $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Написати рівняння гідролізу і величину рН середовища.

Дослід 2. Визначення рН в розчинах кислих і середніх солей.

За допомогою індикаторного паперу визначить рН в розчинах солей Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 , які мають однакову молярну концентрацію. Написати рівняння гідролізу і значення рН середовища. Розрахуйте константи гідролізу відповідних солей, використовуючи констант дисоціації фосфорної кислоти ($K_1=7,1 \cdot 10^{-3}$, $K_2=6,2 \cdot 10^{-8}$, $K_3=5,0 \cdot 10^{-13}$), та за їх допомогою пояснити відміну значень рН у всіх випадках.

Дослід 3. Сумісний гідроліз.

В пробірку з розчином алюміній хлориду додати розчин натрій карбонату, спостерігати утворення осаду і виділення газу. Аналогічний дослід зробити з розчинами солі Хрому і натрій сульфіді. Написати рівняння сумісного необоротного гідролізу.

Добуток розчинності

Добуток концентрацій іонів, на які дисоціює електроліт в насиченому розчині речовини за сталих температури й тиску, є сталою величиною. Цю величину називають **добутком розчинності (ДР)**. Для насиченого розчину AgCl добуток розчинності має вигляд: $\text{ДР}_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$.

Осад випадає за умови, що добуток концентрацій іонів перевищує їх добуток розчинності: $\text{ДК} > \text{ДР}$

Значення ДР залежить від природи електроліту та температури (додаток). Концентрація важкорозчинних речовин у насиченому розчині може бути виражена в моль/л або г/л.



Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Добуток розчинності барій сульфата дорівнює $1,1 \cdot 10^{-10}$. Обчисліть розчинність цієї солі в моль/л та г/л.

Розв'язання

Записують рівняння електролітичної дисоціації барій сульфату $\text{BaSO}_4 \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ та вираз добутку розчинності $\text{ДР}(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$. Для важкорозчинних речовин розчинність у воді вимірюється молярною концентрацією його насиченого розчину. Якщо розчинилось x моль BaSO_4 , то і продисоціювало x моль BaSO_4 , тобто утворилось x моль Ba^{2+} і x моль SO_4^{2-} .

$\text{ДР}(\text{BaSO}_4) = x^2$; $x = C_m$ насиченого розчину – це:

$$\sqrt{\text{ДР}(\text{BaSO}_4)} = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-10}} = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Перемножаючи розчинність солі на її молярну масу, обчислюють розчинність барій хромату в г/л: $x = 1,05 \cdot 10^{-5} \cdot 233 = 2,4 \cdot 10^{-3}$ г/л.

Відповідь: $1,05 \cdot 10^{-5}$ моль/л; $2,4 \cdot 10^{-3}$ г/л.

Приклад 2. Розчинність кальцій фториду при 25°C дорівнює 0,0016 г на 100 г води. Обчислити ДР кальцій фториду.

Розв'язання

Обчислюють молярну концентрацію CaF_2 за формулою

$$C_m = \frac{m_{\text{р.р}}}{M_{\text{р.р}} \cdot V_{\text{р-ну}}}$$

$$C_m = \frac{0,0016}{78 \cdot 0,1} = 2,05 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Записують рівняння дисоціації кальцій фториду та вираз його добутку розчинності $\text{CaF}_2 \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^-$; $\text{ДР}(\text{CaF}_2) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2$.

Позначають рівноважну концентрацію іонів у розчині через x , тоді $\text{ДР}(\text{CaF}_2) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = x \cdot (2x)^2 = 4x^3$. Підставляють значення та визначають ДР: $\text{ДР}(\text{CaF}_2) = 2,05 \cdot 10^{-4} \cdot (2 \cdot 2,05 \cdot 10^{-4})^2 = 3,45 \cdot 10^{-11}$.

Відповідь: $3,45 \cdot 10^{-11}$.

Приклад 3. Обчислити, у скільки разів розчинність (моль/л) барій сульфату в насиченому водному розчині більша, ніж у водному розчині натрій сульфату з концентрацією Na_2SO_4 0,05 моль/л?

Розв'язання

У насиченому водному розчині BaSO_4 молярна концентрація солі $1,05 \cdot 10^{-5}$ моль/л (см. попередню задачу). Якщо цю сіль розчиняти

у розчині, який містить однойменний йон SO_4^{2-} , то концентрація йонів Ba^{2+} і SO_4^{2-} неоднакова, а саме:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = C_{\text{M}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,05 \text{ моль/л.}$$

$$D_{\text{P}}(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}];$$

$$1,1 \cdot 10^{-10} = x \cdot 0,05; \quad x = 1,1 \cdot 10^{-10} / 0,05 = 2,2 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л.}$$

Далі визначається, у скільки разів молярна концентрація барій сульфату у насиченому водному розчині більша, ніж у водному розчині натрій сульфату з $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,05 \text{ моль/дм}^3$

$$C_{\text{M}}(\text{BaSO}_4) / C_{\text{M}}(\text{BaSO}_4)_{\text{ у розч. Na}_2\text{SO}_4} = 1,05 \cdot 10^{-5} / 2,2 \cdot 10^{-9} = 4772 \text{ рази.}$$

$$\text{Відповідь: } C_{\text{M}}(\text{BaSO}_4) / C_{\text{M}}(\text{BaSO}_4)_{\text{ у розч. Na}_2\text{SO}_4} = 4772 \text{ рази.}$$



Завдання для самостійного розв'язування

1. Напішіть вираз добутку розчинності алюміній гідроксиду, кальцій фториду, барій сульфату.

2. Добуток розчинності плумбум(II) йодиду при 20°C дорівнює $8 \cdot 10^{-9}$. Розрахуйте розчинність солі (в моль/л і в г/л) при вказаній температурі.

3. Добуток розчинності кальцій фториду при 25°C дорівнює $4,0 \cdot 10^{-11}$. Обчисліть розчинність CaF_2 в моль/л та г/л.

4. Визначте розчинність в моль/л і г/л купрум карбонату CuCO_3 , якщо добуток розчинності цієї речовини дорівнює $1,4 \cdot 10^{-10}$.

5. У 6 л насиченого розчину плумбум(II) сульфату міститься 0,186 г Pb^{2+} -іонів. Визначте добуток розчинності PbSO_4 .

6. Обчисліть концентрації іонів Ca^{2+} та PO_4^{3-} у насиченому розчині кальцій фосфату, якщо $D_{\text{P}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)$ за 25°C дорівнює $1 \cdot 10^{-25}$.

7. Визначте розчинність (в моль/л і г/л) ZnS у воді і в розчині $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, з молярною концентрацією 0,1 моль/л. Добуток розчинності ZnS становить $1,6 \cdot 10^{-24}$.

8. Визначте розчинність AgCl (моль/л і г/л) в воді і в розчині KCl з молярною 0,2 моль/л. Добуток розчинності AgCl дорівнює $1,8 \cdot 10^{-10}$.

9. Чи утвориться осад барій хромату при зливанні 0,02 М розчину барій хлориду та 0,01 М розчину калій хромату однакового об'єму? Добуток розчинності барій хромату дорівнює $2,4 \cdot 10^{-10}$.

10. Чи випаде осад кальцій сульфату ($D_{\text{P}} = 6,1 \cdot 10^{-5}$) при змішуванні 100 мл 0,005 М розчину кальцій хлориду та 200 мл 0,002 М Na_2SO_4 .

■► Експериментальна частина

Дослід 1. Реакції з утворенням осаду.

В одну пробірку налейте 3-4 см³ розчину купрум(II) сульфату, у другу – стільки ж розчину кальцій хлориду, у третю – алюміній сульфату. В першу пробірку додати розчину натрій гідроксиду, у другу – натрій ортофосфату, а у третю – барій нітрату. Відмітити колір осадів та скласти рівняння реакцій, для осадів напишіть вираз добутку розчинності.

Дослід 2. Утворення і розчинення осадів.

В три пробірки налити по 2 мл розчинів хлоридів барію, кальцію і стронцію. У всі пробірки додати розчин натрій сульфату. Спостерігати утворення осадів, порівняти осадів у всіх пробірках. Висновки зробити на основі добутків розчинності відповідних осадів. $DP(\text{BaSO}_4)=1 \cdot 10^{-10}$, $DP(\text{CaSO}_4)=2,5 \cdot 10^{-5}$, $DP(\text{SrSO}_4)=3,2 \cdot 10^{-7}$.

Дослід 3. Розчинність важкорозчинних речовин.

Під тягою одержати сульфідів Заліза (II) і Купруму, використовуючи розчинні солі Заліза (II) і Купруму і сірководневу кислоту. Утворені осадів обробити розчином соляної кислоти. Пояснити, чому в одному випадку (якому?) осад розчиняється, а в другому – ні. Пояснення зробити на основі аналізу добутків розчинності сульфідів і констант дисоціації кислоти H₂S.

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

■► Короткі теоретичні відомості

Окисно-відновні реакції (ОВР) – це хімічні процеси, які супроводжуються передачею електронів, при цьому відбуваються зміна ступенів окиснення у атомів одного чи декількох елементів.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в молекулі, який визначається, виходячи з припущення, що молекула складається з іонів.

Ступінь окиснення записується арабськими цифрами угорі над символом хімічного елемента з попереднім знаком «+» або «-», наприклад, Cu⁺².

Для знаходження ступенів окиснення атомів елементів у сполуці спираються на певні **правила визначення ступенів окиснення**.

1. Атоми елементів у простій речовині мають ступінь окиснення, що дорівнює нулю O_2^0, Fe^0 ,

2. Ступінь окиснення атомів Оксигену в більшості складних речовин дорівнює -2 , (але в H_2O_2 ступінь окиснення Оксигену дорівнює -1)

3. Атоми Гідрогену у складних сполуках мають ступінь окиснення $+1$, крім гідридів активних металів.

4. Атоми Флуору F як найбільш електронегативного елемента в складних сполуках завжди виявляють ступінь окиснення -1 .

5. Ступінь окиснення атомів лужних металів у складних сполуках дорівнює $+1$, а лужноземельних $+2$.

6. У нейтральних молекулах та кристалах алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює нулю, а у будь-якому іоні – заряду іона .

7. **Вищий (максимальний) ступінь окиснення** для атомів більшості елементів, за невеликим винятком (елементи VIII групи, F, O, Br) визначається за номером групи періодичної системи. Однак цьому правилу не підкоряється частина d-елементів, а також деякі р-елементи.

8. **Нижчий (мінімальний) ступінь окиснення** для атомів елементів IVA-VIIA-підгруп розраховується із співвідношення: $\min.ст.ок. = (\text{№ групи} - 8)$.

Процес віддачі електронів, що супроводжується підвищенням ступеня окиснення елемента, називається **окисненням**. Частинка, що віддає електрони і підвищує свій ступінь окиснення, називається **відновник**. $Fe^{2+} - 1e^- \rightarrow Fe^{3+}; H_2^0 - 2e^- \rightarrow 2H^+$.

Процес приєднання електронів, що супроводжується зниженням ступеня окиснення елемента, називається **відновлення**. Частинка, який приєднує електрони і зменшує свій ступінь окиснення, називається **окисник**. $Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag^0, Br_2^0 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$.

Для урівнювання ОВР застосовують метод електронного балансу, тобто, кількість електронів, які віддає відновник має дорівнювати кількості електронів, які приймає окисник.

Розрахунок можливості перебігу окисно-відновних реакцій за стандартних умов. Кількісною характеристикою окисної та відновної сили речовин є окисно-відновний потенціал E^0_{298} (ϕ^0_{298}), який визначено за стандартних умов та вимірюється у вольтах

(додаток). В таблиці для кожної напівреакції наведені значення та знак стандартного окисно-відновного потенціалу:

1. Чим більшою є величина E^0_{298} , тим сильніші окисні властивості частинки, що бере участь у процесі.

2. Чим меншим є значення E^0_{298} , тим сильніші відновні властивості частинки, яка бере участь у процесі.

3. Усі речовини, іони і атоми, які мають більші значення E^0_{298} є окисниками відносно тих, що мають менші значення E^0_{298} .

4. Можна визначити напрямок і можливість перебігу будь-якої ОВР. Умовою перебігу ОВР є додатне (позитивне) значення різниці ΔE (ЕРС): $\Delta E = E^0_{298}(\text{окисник}) - E^0_{298}(\text{відновник}) > 0$



Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. На основі обчислень ступенів окиснення Сульфуру у сполуках H_2SO_4 , H_2S , SO_2 встановити, яка з наведених сполук може бути тільки окисником, яка – тільки відновником, а яка здатна до диспропорціонування.

Розв'язання

В зазначених сполуках Сульфуру ступені окиснення інших елементів дорівнюють: H^{+1} , O^{-2} . Тоді з урахуванням того, що сума ступенів окиснення атомів усіх елементів у нейтральній сполуці повинна дорівнювати нулю, ступені окиснення Сульфуру будуть такими: +6; -2; +4.

Сульфур знаходиться в головній підгрупі шостої групи періодичної системи, тому для нього мінімальним є ступінь окиснення – 2, а максимальним – +6.

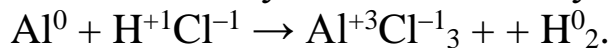
У максимальному ступені окиснення (S^{+6}) атоми елемента можуть бути тільки окисниками, тобто лише приєднувати електрони. У мінімальному ступені окиснення (S^{-2}), навпаки, атоми елемента можуть бути тільки відновниками – лише віддавати електрони і окислюватися.

У проміжному ступені окиснення (S^{+4}) атоми елемента можуть бути залежно від умов реакції як окисниками, так і відновниками, та можуть піддаватися реакції диспропорціонування, тобто або окислюватися або відновлюватися.

Приклад 2. Підібрати коефіцієнти у схемі окисно-відновної реакції $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$ методом електронного балансу. Вкажіть окисник, відновник; процес відновлення та окиснення.

Розв'язання

Визначимо ступені окиснення усіх елементів:

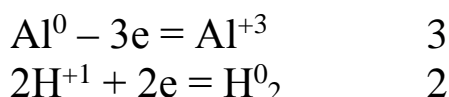


Ступені окиснення змінюють атоми елементів Al і H. Під час реакції відбуваються два процеси: 1. окиснення $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{+3}$; 2. відновлення $\text{H}^{+1} \rightarrow \text{H}^0$. Отже, Al є відновником, а HCl – окисником.

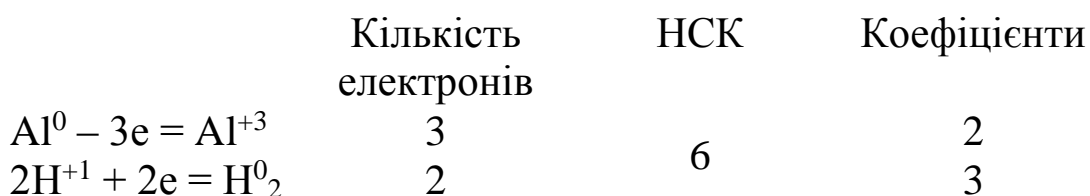
Атом Al^0 окиснюється в Al^{+3} віддаючи при цьому три електрони: $\text{Al}^0 - 3e = \text{Al}^{+3}$.

Атом H^{+1} відновлюється до H^0 приймаючи один електрон: $\text{H}^{+1} + e = \text{H}^0$, але оскільки проста речовина водень – двоатомна молекула H_2 , то для її утворення повинні відновитись два атоми Гідрогену, використовуючи для цього два електрони: $2\text{H}^{+1} + 2e = \text{H}^0_2$.

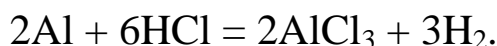
Складемо схему електронного балансу, вказавши справа від неї кількість відданих та приєднаних електронів:



Найменше спільне кратне (НСК) для 3 і 2 є 6. Коефіцієнти у рівнянні реакції одержуємо діленням НСК на кількість електронів, які беруть участь в процесі відновлення чи окиснення:



Отже, перед атомом Al слід поставити коефіцієнт 2, відповідно перед молекулою AlCl_3 теж 2, перед H_2 – 3 і перед HCl – 6. Остаточну одержуємо:

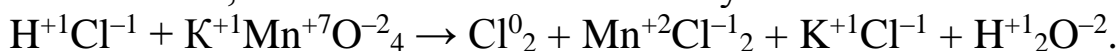


Перевіривши кількість усіх атомів до і після реакції, переконуємось, що рівняння складене правильно.

Приклад 3. Підібрати коефіцієнти у схемі окисно-відновної реакції $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ методом електронного балансу. Вкажіть окисник, відновник; процес відновлення та окиснення.

Розв'язання

Визначаємо, які елементи змінюють ступені окиснення:



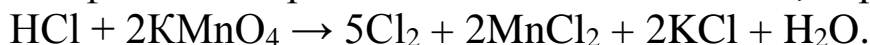
Ступені окиснення змінюють $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ і $\text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{Cl}^0$.

Окисником є Mn^{+7} (KMnO_4), відновником – Cl^{-1} (HCl).

Складаємо електронні рівняння:

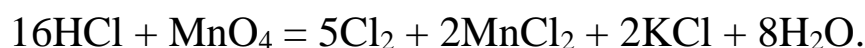
	Кількість електронів	НСК	Коефіцієнти
$\text{Mn}^{+7} + 5e = \text{Mn}^{+2}$	5		2
$2\text{Cl}^{-1} - 2e = \text{Cl}^0_2$	2	10	5

Коефіцієнти перед KMnO_4 , MnCl_2 і KCl – 2, перед Cl_2 – 5:



Коефіцієнт перед HCl знаходимо, виходячи з того, що у правій частині рівняння міститься $10 + 4 + 2 = 16$ атомів Cl , а у правій – лише один. Тому перед HCl слід поставити коефіцієнт 16.

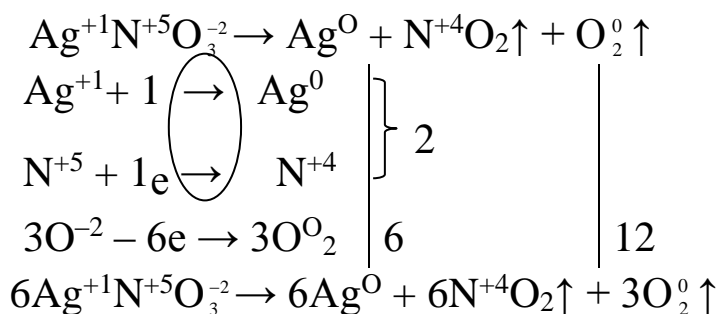
Кількість атомів H до реакції 16 (у складі HCl), а після – 2, тому коефіцієнт перед H_2O – 8. Остаточо одержуємо:



Перевіряємо кількість усіх атомів до і після реакції, щоб переконатись, що рівняння складене правильно.

Приклад 4. Методом електронного балансу проставити коефіцієнти в окисно-відновній реакції: $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

Розв'язання



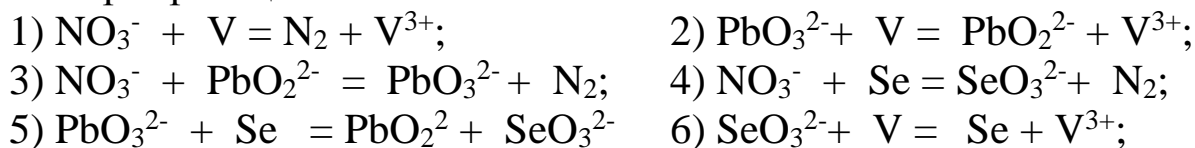
Скорочуємо на «3»: $2\text{Ag}^{+1}\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2} \rightarrow 2\text{Ag}^0 + 2\text{N}^{+4}\text{O}_2 \uparrow + 3\text{O}_2^0 \uparrow$

Приклад 4. За наведеними електродними потенціалами пар визначте найсильніший окисник (відновник), складіть імовірні реакції між парами, підтвердіть розрахунками можливість протікання цих реакцій: $\varphi^0\text{NO}_3^-/\text{N}_2 = 0,72 \text{ В}$, $\varphi^0\text{PbO}_3^{2-}/\text{PbO}_2^{2-} = 0,2 \text{ В}$, $\varphi^0\text{SeO}_3^{2-}/\text{Se} = -0,366 \text{ В}$, $\varphi^0\text{V}^{3+}/\text{V} = -0,87 \text{ В}$.

Розв'язання

В парі V^{3+}/V найменший потенціал, тобто в цій парі найсильніший відновник V. В парі NO_3^-/N_2 – найбільший потенціал, тобто в цій парі найсильніший окисник NO_3^- .

Імовірні реакції:



$$\text{EPC}_1 = 0,72 - (-0,87) = 1,59 \text{ В};$$

$$\text{EPC}_2 = 0,2 - (-0,87) = 1,07 \text{ В};$$

$$\text{EPC}_3 = 0,72 - 0,2 = 0,52 \text{ В};$$

$$\text{EPC}_4 = 0,72 - (-0,366) = 1,086 \text{ В};$$

$$\text{EPC}_5 = 0,2 - (-0,366) = 0,566 \text{ В};$$

$$\text{EPC}_6 = -0,366 - (-0,87) = 0,504 \text{ В};$$

$\text{EPC} > 0$ для всіх реакцій, що свідчить про можливість перебігу реакцій за стандартних умов.

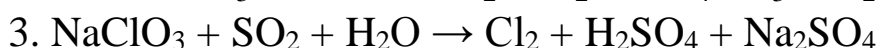
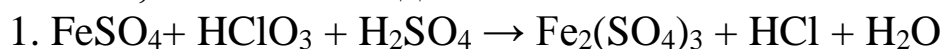


Завдання для самостійного розв'язування

1. Визначити величину ступіня окиснення в елементах слідуєчих сполук: KCl , KClO_3 , Ca(ClO)_2 , FeS , Fe_3O_4 , CaH_2 , AsH_3 , $\text{Fe(CrO}_2)_2$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KH_2PO_4 , KNO_3 , KNO_2 , NH_4NO_3 , H_2O_2 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

2. Які з вказаних нижче речовин та іонів можуть проявляти:
а) тільки функцію окислювача; б) тільки функцію відновника;
в) подвійну функцію: KMnO_4 , MnO_2 , KI , PbO_2 , NH_3 , HNO_3 , Na_2SO_3 , HNO_2 , NaAsO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, PH_3 , Cu^{2+} , Sn^{2+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , O_2^{2-} .

3. Методом електронного балансу проставити коефіцієнти в окисно-відновних реакціях, вказати процеси окиснення та відновлення, окисник та відновник:



5. $\text{BiCl}_3 + \text{K}_2\text{SnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Bi} + \text{K}_2\text{SnO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{CoSO}_4 + \text{NaOCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Co}_2\text{O}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
7. $\text{AsH}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
9. $\text{NaClO} + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{NaCl} + \text{NaOH}$
10. $\text{KBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2$
11. $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
12. $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
13. $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{SbCl}_5 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
14. $\text{CrCl}_3 + \text{NaBiO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Bi} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
15. $\text{MnSO}_4 + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$
16. $\text{KCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$
17. $\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
18. $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH}$
19. $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
20. $\text{Na}_3\text{CrO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
21. $\text{P}_2\text{H}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KH}_2\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
22. $\text{AgO} + \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
23. $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
24. $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
25. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$
26. $\text{KJ} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{J}_2 + \text{KOH}$
27. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{AgJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{AgJO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
28. $\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
29. $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{CrO}_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
30. $\text{NH}_4\text{VO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{V}_4\text{O}_9 + \text{S} + \text{NH}_4\text{OH}$
31. $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
32. $\text{KCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
33. $\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
34. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HJO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HJ}$
35. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
36. $\text{SeO}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Se} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{NaOH}$
37. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
38. $\text{MnO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
39. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{AsO}_4$
40. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
41. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KOH} + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
42. $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{NaNO}_3$

43. $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
44. $\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
45. $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2 + \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KFeO}_2 + \text{S} + \text{KOH} + \text{NH}_4\text{OH}$
46. $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{HCl}$
47. $\text{MnSO}_4 + \text{CaOCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
48. $\text{Ag} + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
49. $\text{Na}_2\text{S}_4 + \text{KClO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{S}$
50. $\text{P} + \text{KJO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{O}$
51. $\text{NaJO}_4 + \text{J}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaJO}_3 + \text{HJO}_3$
52. $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
53. $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBiO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
54. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
55. $\text{K}_2\text{S}_2 + \text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
56. $\text{As} + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
57. $\text{FeCl}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
58. $\text{H}_3\text{SbO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{SbO}_4 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
59. $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HCl}$
60. $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
61. $\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
62. $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
63. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
64. $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{SbO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
65. $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3$.

4. За наведеними електродними потенціалами пар визначте найсильніший окисник (відновник), складіть імовірні реакції між парами, підтвердіть розрахунками можливість протікання цих реакцій.

- 1) $\varphi^0\text{Ag}^{2+}/\text{Ag}^+ = 2\text{В}$, $\varphi^0\text{BrO}_3^-/\text{BrO}^- = 0,54\text{В}$, $\varphi^0\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}^0 = -0,23\text{В}$
- 2) $\varphi^0\text{O}_3/\text{O}_2 = 1,24\text{В}$, $\varphi^0\text{NO}_3^-/\text{NO} = -0,14\text{В}$, $\varphi^0\text{ClO}_4^-/\text{ClO}_3^- = 1,19\text{В}$
- 3) $\varphi^0\text{CrO}_2^-/\text{Cr} = -1,2\text{В}$, $\varphi^0\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}_2^{2+} = 0,907\text{В}$, $\varphi^0\text{J}_2/2\text{J}^- = 0,62\text{В}$
- 4) $\varphi^0\text{NO}_3^-/\text{N}_2 = 0,72\text{В}$, $\varphi^0\text{PbO}_3^{2-}/\text{PbO}_2^{2-} = 0,2\text{В}$, $\varphi^0\text{SeO}_3^{2-}/\text{Se} = -0,366\text{В}$,
- 5) $\varphi^0\text{HfO}^{2+}/\text{Hf} = -1,7\text{В}$, $\varphi^0\text{ClO}_4^-/\text{Cl}^- = 1,38\text{В}$, $\varphi^0\text{JO}^-/\text{J}^- = 0,49\text{В}$,
 $\varphi^0\text{PO}_4^{3-}/\text{HPO}_3^{2-} = -1,12\text{В}$.
- 6) $\varphi^0\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1,51\text{В}$, $\varphi^0\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,47\text{В}$, $\varphi^0\text{N}_2/2\text{NH}_4^+ = 0,26\text{В}$,
 $\varphi^0\text{Cl}_2/2\text{Cl}^- = 1,36\text{В}$.

5. Який об'єм сірководню та сульфур(IV) оксиду за нормальних умов повинні прореагувати, щоб маса утвореної сірки була 500 г?

6. Які об'єми хлору ($t = 37^{\circ}\text{C}$, $p = 110 \text{ кПа}$) та розчину калій броміду ($\omega = 20\%$, $\rho = 1,2 \text{ г/мл}$) потрібні для утворення 1,5 кг бромиду.

7. Визначити об'єм нітроген(II) оксиду (20°C , 100 кПа), що утвориться за взаємодії міді з 5 л розчину 20%-вої нітратної кислоти ($1,25 \text{ г/мл}$).

8. 670 мл сірководню за нормальних умов відновили 500 г розчину калій дих-ромату. Яка масова частка цього розчину?

9. Який об'єм газу (7°C , 93 кПа) виділиться за взаємодії концентрованої соляної кислоти з 10 кг манган(IV) оксиду.

10. Вчислити масу іонів заліза(II), що міститься в одній таблетці «Фероплексу», якщо для його окислення затрачено 12,5 мл $0,025 \text{ N}$ розчину KMnO_4 .

■► Експериментальне вивчення окисно-відновних реакцій

Дослід 1. Відновлення іонів купрум(II) залізом

В пробірку з розчином купрум(II) сульфату занурити залізний цвях, який попередньо зачищений наждачним папером. Через кілька хвилин спостерігати виділену мідь на поверхні цвяху. Що при цьому відбувається? Скласти рівняння реакцій.

Дослід 2. Відновні властивості сірководню.

До 1–2 мл сірководневої води додають краплями бромну воду. Спостерігають знебарвлення і помутніння розчину. Скласти рівняння реакції.

Дослід 3. Відновні властивості сполук хрому (III)

До 2–3 мл солі хрому (III) додають надлишок розчину лугу і краплями бромну воду. Як змінюється колір розчину? Скласти рівняння реакції.

Дослід 4. Окисні властивості перманганату калію у кислому, нейтральному та лужному середовищі

У три пробірки вносять по 1–2 мл розведеного розчину калій перманганату, додають таку ж саму кількість: в першу пробірку – сірчаної кислоти, у другу – води, у третю – лугу, а потім до кожної пробірки краплями доливають розчин натрій сульфату. Спостерігають зміну кольору розчинів. Написати рівняння реакцій.

Дослід 5. Окисні властивості пероксиду водню.

До 2-3 мл калій йодиду додають 2-3 мл сірчаної кислоти і краплями розчин пероксиду водню. Спостерігають зміну забарвлення розчину. Скласти рівняння реакції.

Дослід 6. Відновні властивості пероксиду водню.

До 1-2 мл калій перманганату додають 1 мл сірчаної кислоти і краплями розчин пероксиду водню. Спостерігають зміну забарвлення розчину. Скласти рівняння реакції.

ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ. ЕЛЕКТРОЛІЗ

Електрохімічними процесами називають окисно-відновні реакції, які відбуваються в розчинах або розплавах електролітів на поверхні електродів і супроводжуються або появою в системі електричного струму, або відбуваються при підведенні струму від зовнішнього джерела.

Електрод – це пластинка з металу, графіту або іншого матеріалу, який має електричну провідність і опущена в розчин або розплав електроліта.

Різниця потенціалів на межі розділу метал-розчин електроліту називаються **електродним потенціалом** (φ , E). Електродному потенціалу прийнято приписувати той знак, який виникає на поверхні металу в подвійному електричному шарі.

Електродний потенціал металу залежить від наступних факторів:

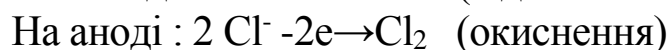
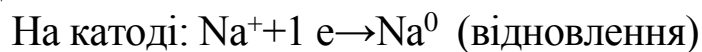
- 1) природи металу, яка визначається величиною його стандартного електродного матеріалу $\varphi^0_{Me/Me^{n+}}$;
 - 2) температури T ; 3) заряду іона металу n ;
 - 4) від молярної концентрації іонів електроліта в розчині.
- Ця залежність виражається рівнянням Нернста:

$$\varphi_{Me/Me^{n+}} = \varphi^0_{Me/Me^{n+}} + \frac{RT}{nF} \ln C_{Me^{n+}}$$

Якщо всі метали розташувати в послідовності зростання їх електродного потенціалу, то утворюють так званий **електрохімічний ряд напруг металів**, або ряд активностей: Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, La, Mg, Th, Be, Al, U, Pu, Np, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Tl, Co, Ni, Sn, Pb, [H], Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.

Електролізом називають окисно-відновні процеси, які відбуваються на електродах під дією зовнішнього джерела постійного електричного струму. На катоді відбувається процес передачі електронів катіонам з розчину або розплаву, тому катод є відновником. На аноді відбувається віддача електронів аніонами, тому анод є окисником.

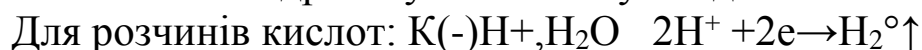
У розплавленому натрій хлориді на електродах відбуваються такі процеси:



При електролізі розчинів може протікати велика кількість конкуруючих реакцій, тому при електролізі розчинів електролітів з інертним електродом дотримуються таких правил.

Процеси, які відбуваються при електролізі солей у водних розчинах:

Катодні(відновні)процеси. На катоді відбувається відновлення катіонів металів і Гідрогену або молекул води.



Для розчинів солей або лугів: $\text{K}(-) \text{Me}^{n+}, \text{H}_2\text{O}$. Характер відновного процесу залежить від значення стандартного електродного потенціалу металу.

Li, Cs, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al	Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Pb	Bi, Cu, Ag, Hg, Pt, Au
Катіони цих металів не відновлюються, а відновлюються молекули води: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^{-}$	Катіони цих металів відновлюються одночасно з молекулами води, а тому на катоді виділяється і H_2 , і метал. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^{-};$ $\text{Me}^{n+} + \text{ne} \rightarrow \text{Me}^0.$	Катіони цих металів легко і повністю відновлюються на катоді $\text{Me}^{n+} + \text{ne} \rightarrow \text{Me}^0.$

Анодні(окисні)процеси. При електролізі розчинів використовують розчинні та нерозчинні аноди. Нерозчинні аноди виготовляють з вуглецю та платини, а розчинні – з цинку, міді, нікелю та інших металів.

На нерозчинному аноді відбувається окиснення аніонів або молекул води.

$\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{S}^{2-}, \text{CN}^-$	$\text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_2^-, \text{NO}_3^-, \text{PO}_4^{2-}$
Аніони кислот, що не містять атоми Оксигену (за винятком F-), легко окиснюються: $2\text{Cl}^- - 2e \rightarrow \text{Cl}_2 \uparrow$	Аніони кислот, що містять атоми Оксисену, не окислюються, а окислюється вода: $2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow \text{O}_2 \uparrow + 4\text{H}^+$ $4\text{OH}^- - 4e \rightarrow \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

Кількісно процеси електролізу описуються **законами Фарадея**: маса речовини, що утворюється на одному із електродів, прямо пропорційна кількості електрики, що пройшла через розчин або розплав електроліту.

$m = \frac{M}{z \cdot F} Q = \frac{M}{z \cdot F} \cdot I \cdot \tau$, де M – молярна маса речовини, г/моль;
 z – число електронів; Q – кількість електрики, Кл; I – струм, А;
 τ – час електролізу, с; F – число Фарадея, $1F=96500$ (А·с/моль).



Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Водний розчин містить суміш катіонів Ca^{2+} , Ag^+ , Fe^{2+} , Cr^{3+} . Укажіть в якій послідовності будуть відновлюватися наведені іони на катоді в разі електролізу.

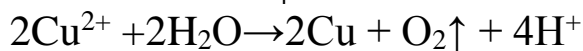
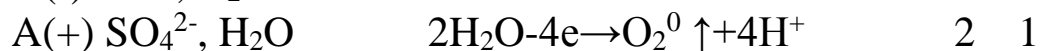
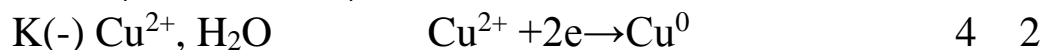
Розв'язання

На катоді в першу чергу відновлюватимуться іони того металу, якому відповідає більш додаткове значення електродного потенціалу. Катіони лужних, лужноземельних металів та алюмінію не відновлюються на катоді із водних розчинів. У цьому випадку на катоді відновлюються молекули води до вільного водню. Катіони лужноземельного металу кальцію з водного розчину не відновлюється.

З розчину наведеної суміші при достатній напрузі першими будуть відновлюватися іони Ag^+ ($\varphi^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,799$ В), потім Fe^{2+} ($\varphi^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,440$ В) та останнім Cr^{3+} ($\varphi^0_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} = -0,744$ В).

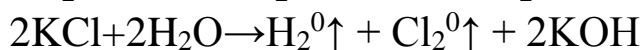
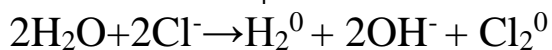
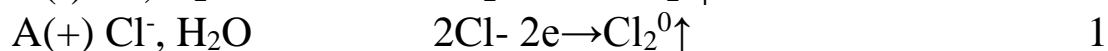
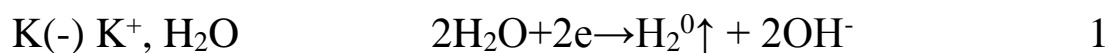
Приклад 2. Скласти схему електролізу розчину CuSO_4 .

Розв'язання



Приклад 3. Скласти схему електролізу розчину розчину KCl .

Розв'язання



Приклад 4. Скласти схему електролізу купрум сульфату на інертному катоді та аноді з міді.

Розв'язання



Приклад 5. Обчисліть масу срібла, яка виділяється на катоді при пропусканні струму силою 6 А через розчин аргентум нітрату протягом 30 хвилин.

Розв'язання

Масу утвореного срібла обчислюють за рівнянням Фарадея:

$$m = \frac{M}{z \cdot F} \cdot I \cdot \tau.$$

Відновлення срібла на катоді: $\text{Ag}^+ + \text{e} \rightarrow \text{Ag}^0$.

$$m(\text{Ag}) = \frac{108}{1 \cdot 96500} \cdot 6 \cdot 1800 = 12,09 \text{ (г)}.$$

Відповідь: 12,09 г.



Завдання для самостійного розв'язування

1. Скласти рівняння реакцій на електродах при електролізі розчинів речовин: Na_2SO_4 , CrCl_3 , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, MgBr_2 , CoSO_4 , AgNO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, CdBr_2 , NaOH , Rb_2SO_4 , CoCl_2 , CsCO_3 , BiCl_3 , Na_2SO_4 , CrCl_3 , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, MgBr_2 , CoSO_4 , AgNO_3 .

2. Скласти рівняння електролізу на інертному катоді і активному аноді:

1) з кадмієвим анодом в розчині H_2SO_4 .

2) з залізним анодом в розчині HCl .

3) з золотим анодом в розчині Na_2SO_4

4) з мідним анодом в розчині CuSO_4

5) з цинковим анодом в розчині CuCl_2

3. Визначте масу срібла, що утворюється на катоді при електролізі розчину аргентум нітрату при силі струму 5 А і протягом 3 годин при виході за струмом 98 %. (59.2 г)

4. Який об'єм хлору виділився при електролізі розчину натрій хлориду при пропусканні струму протягом 10 годин і силою 5 А?

5. Скільки міді виділиться на катоді при проходженні струму силою 3 А протягом 4 годин при виході за струмом 97 відсотків.

6. Якої сили струм необхідно пропустити через 40 мл 0,12 М розчину бісмут (III) нітрату, щоб за 30 хвилин виділити весь метал? Визначте об'єм газу (25°C і 745 мм.рт.ст.), що утворився на аноді.

7. При електролітичному осадженні всього заліза з 300 мл розчину залізо (II) сульфату на нерозчинному аноді виділилось 1,344 л (25°C і 95 кПа.), газу. Визначте молярну концентрацію солі FeSO_4 в розчині.

8. Струм силою 3 А протягом 7 с виділяє з розчину 3,77 мг металу. Визначте метал.

■■■➔ Експериментальна частина

Дослід 1. Електроліз розчину натрій сульфату.

В електролізер налити розчин натрій сульфату, в білякатодний простір додати краплю фенолфталеїну, а в біляанодний – метилоранжу. Підключити електролізер до джерела постійного струму і спостерігати виділення на аноді і катоді газів і зміну забарвлення індикаторів. Скласти схеми процесу електролізу розчину Na_2SO_4 .

Дослід 2. Електроліз розчину калій йодиду.

В електролізер налити розчин калій йодиду, в біякатодний простір додати краплю фенолфталеїну. Підключити електролізер до джерела постійного струму і спостерігати виділення на аноді йоду, а на катоді газу і зміну забарвлення індикатору. Скласти схеми процесу електролізу розчину KJ

Дослід 3. Електроліз розчину купрум сульфату

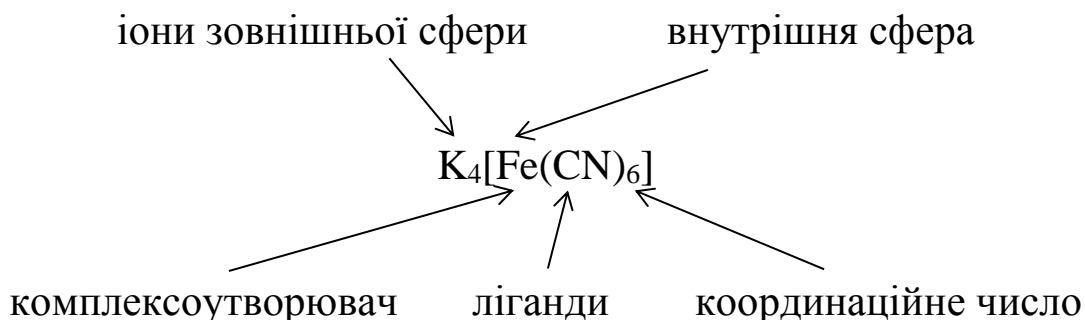
В електролізер налити розчин купрум сульфату. Підключити електролізер до джерела постійного струму і спостерігати виділення на аноді газу, а на катоді міді. Скласти схеми процесу електролізу розчину CuSO_4 .

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Комплексні сполуки складають найбільш поширена група хімічних речовин, які набули важливого значення у фармації, прикладній хімії, хімічній технології.

Комплексні сполуки – це речовини, у вузлах кристалічних решіток яких містяться складні іони, побудовані за рахунок координації певних частинок навколо центрального атома (чи простого іона) та здатні до самостійного існування після переведення речовини у розчинений або розплавлений стан.

Складові частини комплексної сполуки на прикладі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$



Координаційні числа, які характерні для комплексоутворювачів наведені в таблиці:

Координаційне число	2	4	6	8
Комплексоутворювачі	$\text{Cu}^+, \text{Ag}^+, \text{Au}^+$	$\text{Cu}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Au}^{3+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Pt}^{2+}, \text{Pd}^{2+}, \text{Sn}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Pt}^{4+}, \text{Pb}^{4+}, \text{Sn}^{4+}$	$\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$

За знаком заряду внутрішньої сфери розрізняють такі комплексні сполуки:

– **катіонні комплекси**, які містять позитивно заряджену внутрішню сферу: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$;

– **аніонні комплекси** з негативно зарядженою внутрішньою сферою: $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$;

– **нейтральні комплекси**, які зовсім позбавлені зовнішньої сфери: $[\text{Ni}(\text{CO})_4]^0$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})_3]^0$;

– **бікомплексні сполуки**, що складаються з двох комплексних іонів: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} \cdot [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

Згідно з сучасною українською хімічною орфографією в назвах складних сполук спочатку подається назва катіона, а потім – аніона:

Порядок переліку іонів. У назві **аніонної** комплексної сполуки після назви катіона у називному відмінку окремим словом подається перелік лігандів і зазначається корінь латинської назви комплексоутворювача з додаванням закінчення **-ат** та його ступеня окиснення (римською цифрою у дужках), наприклад:

$\text{K}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$ – калій тетрагідроксопл);

$\text{Na}_2[\text{HgI}_4]$ – натрій тетраїодомеркурат (II),

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – калій гексаціаноферат (III).

При називанні **катіонної** комплексної сполуки спочатку окремим словом перелічують ліганди, додаючи назву комплексоутворювача в називному відмінку та його ступінь окиснення, далі окремо наводять назву аніона, наприклад:

$[\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_4](\text{NO}_3)_2$ – тетрааквапльомбум(II) нітрат,

$[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ – тетраамінмеркурій(II) хлорид,

$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]_2(\text{SO}_4)_3$ – гексаакваферум (III) сульфат.

У назві **нейтрального** комплексу, яка записується одним словом, після переліку лігандів подають назву комплексоутворювача в називному відмінку та його ступінь окиснення:

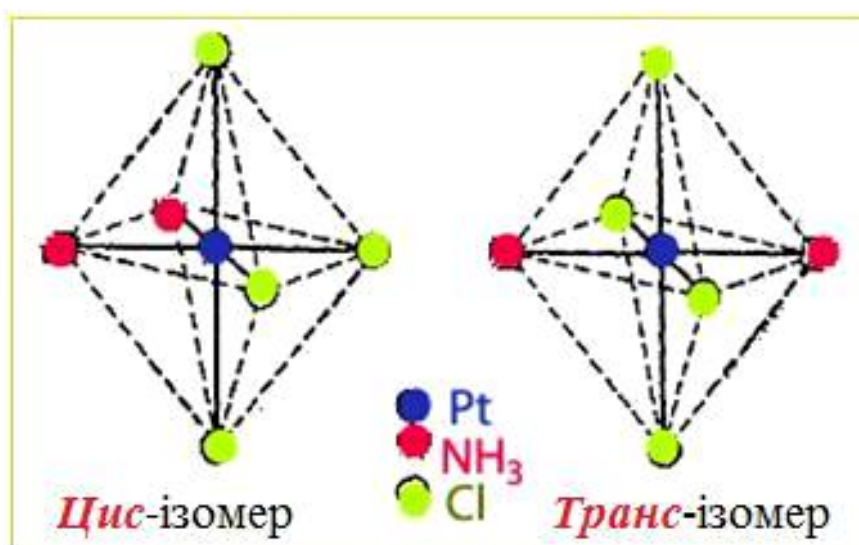
[Co(NH₃)₃Cl₃] – трихлоротриамінкобальт(III),
[Fe(CO)₅] – пентакарбонілферум,
[Pt(NH₃)₂Cl₂] – дихлородіамінплатина(II).

Перелік лігандів та їх назви. Назви аніонних лігандів утворюються шляхом додавання до назв аніонів закінчення «-о». Якщо назва аніона закінчується на «-ід (-ид)», «-ат», «-іт (-ит)», то після додавання закінчення «-о» утворюється відповідно: «-ідо (-идо)», «-ато», «-іто (-идо)». Назви лігандів перелічують в алфавітному порядку. Нейтральні ліганди називають так: аква H₂O, амін NH₃, карбоніл CO, нітро NO₂. Щодо катіонних лігандів, то для них застосовують такі назви: N₂H₅⁺ – гідразиній, NO₂⁺ – нітроїлій, NO⁺ – нітрозилій, H⁺ – гідридо.

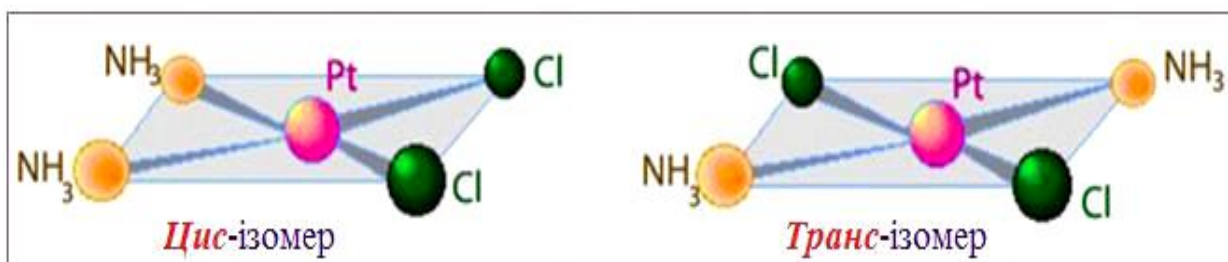
Префікси для позначення кількості лігандів. Для лігандів з простою назвою використовують префікси, що походять від грецьких числівників: *ди-*, *три-*, *тетра-*, *пента-*, *гекса-* тощо.

У хімії комплексних сполук поширене явище *ізомерії*, при якому речовини одного складу мають різну молекулярну будову і різні властивості. Розрізняють декілька видів ізомерії.

Просторова (або геометрична) ізомерія, що спостерігається лише у тому випадку, коли комплексний іон містить неоднорідні ліганди, які можуть займати різні положення навколо комплексоутворювача. У *цис*-ізомерах однакові ліганди розміщуються один біля одного, а в *транс*-ізомерах – один напроти одного. *Цис-транс*-ізомерія характерна для октаедричних та квадратних комплексів: [PtCl₄(NH₃)₂] (октаедрична будова)



Кількість ізомерів, що розрізняються розміщенням лігандів, залежить від будови комплексу і кількості неоднакових лігандів. Наприклад, існує два просторових ізомери $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$ з різними властивостями: *цис*-ізомер утворює оранжеві кристали, достатньо розчинні у воді, а *транс*-ізомер – жовті малорозчинні кристали. Геометричні ізомери комплексу $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$, що має квадратну будову.



Сольватна ізомерія зумовлюється неоднаковим розподілом молекул розчинника між внутрішньою і зовнішньою сферами комплексної сполуки. Якщо розчинником є вода, сольватну ізомерію називають *гідратною*. Наприклад, комплексна сполука загального складу $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ має такі ізомери:

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$
фіолетовий

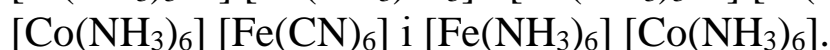
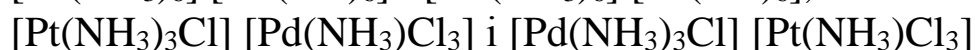
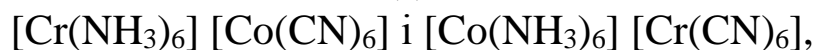
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
блідо-зелений

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
темно-зелений

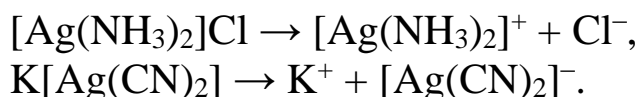
Оскільки ці комплекси відрізняються за структурою, їм притаманні різні властивості: спектри поглинання, забарвлення кристалів, кількість хлору, що осаджується із їх розчинів.

Іонізаційна ізомерія зумовлюється різним розподілом аніонів між внутрішньою та зовнішньою сферами. Комплексна сполука загального складу $\text{CoBrSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$ має два іонізаційних ізомери: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ червоно-фіолетового кольору і $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$ червоного кольору.

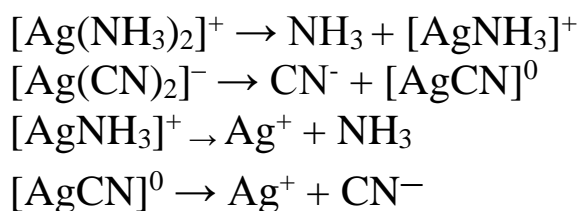
Координаційна ізомерія, яка виявляється тільки у багатоядерних комплексах, коли різні комплексоутворювачі обмінюються своїми лігандами без зміни загального складу:



Розчинні аніонні та катіонні комплексні сполуки у розведених водних розчинах найчастіше виявляють себе як сильні електроліти і піддаються *електролітичній дисоціації*, при якій внутрішня та зовнішня сфери існують у вигляді самостійних іонів. Такий процес називається *первинна дисоціація*, яка у більшості випадків проходить повністю. При цьому комплексний іон, що утворюється, поводить себе як єдине ціле.



Поряд з первинною дисоціацією дуже незначною мірою відбувається *вторинна дисоціація* – розщеплення ступінчасто внутрішньої сфери комплексу на складові частинки:



Оскільки комплексний іон виявляє себе як надзвичайно слабкий електроліт, вторинна дисоціація підлягає закону діючих мас. Тому можна записати вираз константи рівноваги, яка для комплексних іонів називається *константа нестійкості*:

$$K_{\text{нест}} [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+]^2} = 6,0 \cdot 10^{-8}$$

Константа нестійкості є мірою міцності внутрішньої сфери: *чим меншу величину $K_{\text{нест}}$ має комплекс, тим він міцніший*. З двох наведених вище прикладів більшу стійкість виявляє комплексний іон $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, тому що саме йому відповідає менше значення константи нестійкості.

Використання комплексних сполук в фармації. Застосування комплексних сполук в медицині пов'язано з рядом обмежень, обумовлених фармакопейними вимогами до лікарських препаратів. Перш за все ця сполука повинна бути стійкою: при потрапленні в організм людини, вона не повинна зазнавати швидких хімічних перетворень, інакше вона буде діяти на організм людини як проста сіль металу. Але разом з тим комплексна сполука має бути певною

мірою хімічно активною, щоб подіяти на організм в певному місці і в певний час. Тому для таких речовин дуже важливими параметрами є її розчинність, гідрофобно-гідрофільні властивості, що зумовлює можливість транспортування сполуки в організмі та проникнення її через мембрани клітини.

Серед таких комплексних сполук, які використовуються в медицині є *цис*-[PtCl₂(NH₃)₂], що відома як препарат цисплатин, що застосовується в хіміотерапії онкозахворювань. Коли *цис*-[PtCl₂(NH₃)₂] потрапляє в злоякісну пухлину, то ліганди NH₃ внаслідок *транс* впливу Cl⁻-іонів, заміщуються в пухлині на залишки азотистих основ, які містяться в ланцюжках ДНК злоякісних клітин. Таким чином цисплатин ніби зшиває між собою спіралі ДНК тим самим перешкоджає подальшому розвитку злоякісної пухлини. Цианокобаламін (вітамін B₁₂) є комплексною сполукою кобальту.

Говорячи про застосування комплексних сполук в медицині треба згадати і про токсичну дію важких металів та протиотрути до них. Як наприклад можна вивести токсичну дію ртуті? Як протиотрута до ртуті є унітіол, який зв'язує іони ртуті в організмі у розчинний комплекс, що виводиться з організму через сечу. При лікуванні унітіол вводять як у шлунок, так і в кров хворого.

Варто відмітити, що і сама природа у своєму розвитку використала принцип комплексоутворення. Зокрема, гемоглобін людини та тварин є комплексом іона Fe²⁺ з тетраазопохідними порфірину, та хлорофіл – комплекс іона Mg²⁺ з тетраазопохідними порфірину.



Приклади виконання типових завдань

Приклад 1. Визначте заряди комплексних іонів, які утворює Хром(III) та Кобальт(III): а) [Cr(H₂O)₄Cl₂]; б) [Co(NH₃)₅Cl].

Розв'язання

Заряди іонів Хрому(III) та Кобальту(III) приймаємо рівними +3, заряди молекул води та аміаку дорівнюють нулю, а заряди хлорид-іонів становлять – 1. Тоді заряди комплексних іонів відповідно дорівнюють: а) (+3) + 2(-1) = +1; б) (+3) + (-1) = +2.

Відповідь. Заряди комплексних іонів становлять: а) +1; б) +2.

Приклад 2. Назвіть такі координаційні сполуки: а) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$; б) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{ClO}_4$; в) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

Відповідь: а) трихлоротриамінкобальт; б) діамінаргентум(I) перхлорат; в) натрій гексанітрокобальтат (III).

Приклад 3. Складіть формулу сполуки за назвою: дигідроксоакватриамінплатина(IV) хлорид.

Розв'язання

Як впливає з назви сполуки, комплексоутворювачем в ній є йон Pt^{+4} , а лігандами – дві гідроксильні групи OH^- (про що свідчить частина слова «гідроксо», перед якою є префікс «ди»), одна нейтральна молекула H_2O (аква) і три молекули амоніаку NH_3 (триамін). З урахуванням усіх перелічених частинок одержуємо формулу комплексного йона $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})(\text{OH})_2]^x$, а його заряд визначаємо як алгебраїчну суму зарядів всіх складових: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})(\text{OH})_2]^{2+}$. Координаційне число комплексоутворювача дорівнює загальній кількості всіх лігандів ($3+1+2=6$). Зовнішня сфера комплексної сполуки – протийон – повинна мати такий же за величиною, але протилежний за знаком заряд (-2), що забезпечується двома йонами Cl^- . Остаточна формула дигідроксоакватриамінплатина(IV) хлориду має вигляд: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})(\text{OH})_2]\text{Cl}_2$.

Приклад 4. Складіть координаційну формулу комплексної сполуки, що містить частинки Cu^{2+} , CN^- , Sr^{2+} .

Розв'язання

Спочатку необхідно визначити центральний атом, або комплексоутворювач. Це може бути Cu^{2+} чи Sr^{2+} . Однак зважаючи на те, що найчастіше у ролі комплексоутворювача можуть бути йони d-елементів, вважаємо, що центральним атомом буде йон Cu^{2+} . Координаційне число, як правило, вдвічі більше за ступінь його окиснення, тому для Cu^{2+} воно дорівнюватиме 4. Лігандами можуть бути електронейтральні молекули, що містять атоми з неподіленими електронними парами, або негативно заряджені йони, до яких належать частинки CN^- . Таким чином, одержуємо формулу $\text{Sr}[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ – стронцій тетраціанокупрат(II).

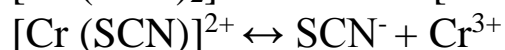
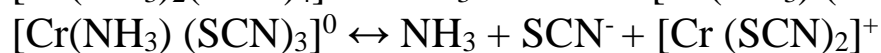
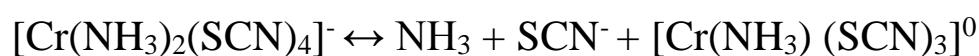
Приклад 5 Складіть рівняння первинної і вторинної дисоціації та вираз константи нестійкості комплексного йону для комплексної сполуки $\text{Ba}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_4]_2$.

Розв'язання

Первинна дисоціація – практично необоротний розпад електроліту на комплексний йон та йони зовнішньої сфери:



Вторинна дисоціація – оборотний розпад комплексного йона на комплексоутворювач та ліганди:



Загальне рівняння: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_4]^- \leftrightarrow \text{Cr}^{3+} + 2\text{NH}_3 + 4\text{SCN}^-$.

Вираз константи нестійкості комплексного йона:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Cr}^{3+}][\text{NH}_3]^2[\text{SCN}^-]^4}{[[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_4]^-]}$$

Приклад 6. Виходячи з частинок K^+ , Cr^{3+} , OH^- , H_2O , складіть сім координаційних формул комплексних сполук і назвіть їх. Вкажіть комплексний неелектроліт. Для однієї з них зазначте тип за природою лігандів і за зарядом внутрішньої сфери.

Розв'язання

Серед наведених частинок найімовірніше комплексоутворювачем може бути Cr^{3+} , який належить до d-металів, найбільшою мірою схильних до комплексоутворення. Ступінь окиснення +3 зумовлює координаційне число 6, тому навколо Cr^{3+} повинно скупчуватися шість лігандів – негативно заряджених йонів чи нейтральних молекул. Такими є OH^- і H_2O . Тоді зовнішньою сферою для аніонних комплексів може бути K^+ , а для катіонних – OH^- . При цьому слід дотримуватися рівності за величиною, але протилежності за знаком зарядів внутрішньої та зовнішньої сфер,

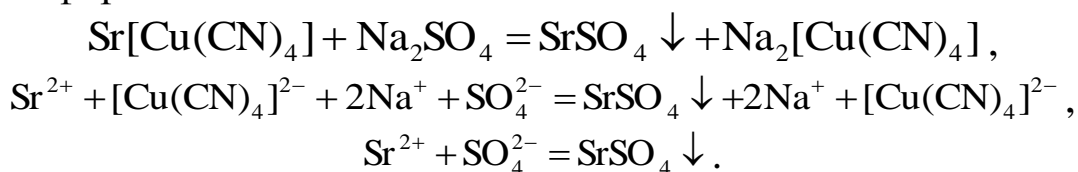
регулюючи кількість частинок у зовнішній сфері. Дотримуючись перелічених умов, складаємо координаційні формули:

- 1) $K_3[Cr(OH)_6]$ – калій гексагідроксохромат(III);
- 2) $K_2[Cr(OH)_5(H_2O)]$ – калій аквапентагідроксохромат(III);
- 3) $K[Cr(OH)_4(H_2O)_2]$ – калій диакватетрагідроксохромат(III);
- 4) $[Cr(OH)_3(H_2O)_3]$ – триакватригідроксохром(III), комплексний неелектроліт;
- 5) $[Cr(OH)_2(H_2O)_4]OH$ – тетраквадигідроксохром(III) гідроксид;
- 6) $[Cr(OH)(H_2O)_5](OH)_2$ – пентаквагідроксохром(III) гідроксид;
- 7) $[Cr(H_2O)_6](OH)_3$ – гексаквахром(III) гідроксид, за зарядом належить до аніонних комплексів, за природою лігандів – до гідроксокомплексів.

Приклад 7. Написати рівняння реакції обміну комплексної сполуки $Sr[Cu(CN)_4]$ з розчином солі Na_2SO_4 .

Розв'язання

Реакція обміну проходить згідно з рівнянням у молекулярній та йонній формах:



Приклад 8. Розрахувати концентрацію іонів Кадмію в 0,1М розчині $K_2[Cd(CN)_4]$, який містить, крім того 6,5 г/л KCN.

Розв'язання

Знаходимо в таблиці константу нестійкості комплексного іона $[Cd(CN)_4]^{2-}$:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[Cd^{2+}] \cdot [CN^-]^4}{[[Cd(CN)_4]^{2-}]} = 7,8 \cdot 10^{-18}.$$

Вторинна дисоціація комплексного іона відбувається за рівнянням (загальне): $[Cd(CN)_4]^{2-} \leftrightarrow Cd^{2+} + 4CN^-$.

За наявності надлишку іонів CN^- , що утворюються при дисоціації KCN (яку можна вважати повною), ця рівновага зміщена вліво настільки, що кількістю іонів CN^- , які утворились при дисоціації комплексного йона, можна знехтувати. Тоді

концентрація іонів CN^- дорівнює концентрації KCN .

$$\nu(\text{KCN}) = \frac{m}{M} = \frac{6,5}{65} = 0,1 \text{ моль. } C_M(\text{KCN}) = \frac{\nu}{V} = \frac{0,1}{1} = 0,1 \text{ моль/л.}$$

З такої ж причини рівноважна концентрація йона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ може бути прирівняна до загальної концентрації комплексної солі (0,1 моль/л³).

Виходячи з виразу $K_{\text{нест}}$ знаходимо концентрацію іонів Cd^{2+} :

$$[\text{Cd}^{2+}] = \frac{K_{\text{нест}} \cdot [\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}}{[\text{CN}^-]^4} = \frac{7,8 \cdot 10^{-18} \cdot 0,1}{(0,1)^4} = 7,8 \cdot 10^{-15} \text{ моль/л}$$

Відповідь: концентрація іонів Cd^{2+} дорівнює $7,8 \cdot 10^{-15}$ моль/л.



Завдання для самостійного розв'язування

1. Визначте заряд комплексного іона, якщо ступінь окиснення комплексоутворювача +4: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$.

2. Визначте заряд комплексного іона, якщо ступінь окиснення комплексоутворювача +2: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$

3. У наведених комплексних сполуках $\text{K}_2[\text{PtBr}_4]$, $\text{Ba}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{NCS})_4]_2$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{NH}_3)(\text{CN})_5]$, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $\text{NiCN}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2$ укажіть зовнішню та внутрішню сфери, заряд комплексоутворювача, ліганди, заряд внутрішньої сфери.

4. Координаційні числа паладія(II) і платини (II) дорівнюють чотири. Складіть координаційні формули комплексів заданими емпіричними формулами: $\text{PtCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot \text{NH}_3$; $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{KCl}$; $\text{PdCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{Pd}(\text{NO}_2)_2 \cdot 2\text{NH}_3$.

5. Назвіть види ізомерії в комплексних сполуках. Наведіть усі можливі ізомери для сполук $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $[\text{CuCl}_2(\text{NH}_3)_2]$, $\text{K}[\text{IrBr}_4]$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Br}]\text{SO}_4$. Дайте їм назви.

6. Написати рівняння дисоціації в розчинах комплексних іонів таких сполук і навести вирази $K_{\text{нест}}$: $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $\text{H}[\text{AuCl}_4]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$, $\text{K}[\text{IrBr}_4]$, $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{SCN})_6]$, $\text{K}[\text{AuCl}_4]$, $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.

7. Назвати за номенклатурою наступні комплексні сполуки: $[\text{CoF}_3(\text{H}_2\text{O})_3]$, $[\text{PtCl}_3(\text{NH}_3)_3]$, $(\text{NH}_4)_3[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NH}_3]$, $[\text{Cu}(\text{SCN})_2(\text{NH}_3)_2]$, $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{SCN})_6]$, $[\text{PtSO}_4(\text{NH}_3)_4]\text{Br}_2$, $\text{PdCl}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_3\text{Cl}$, $[\text{RhI}_3(\text{NH}_3)_3]$,

$K_2[PtCl_3NO_2]$, $[CoJ_3(NH_3)_3]$, $[NiCN(H_2O)(NH_3)_4]Br_2$, $[Cr(NO_3)(H_2O)_5]Cl$, $[CrPO_4(NH_3)_3]$, $[Os(NO_3)_3(NH_3)_3]$, $K[IrBr_4]$, $Na_3[Co(NO_2)_6]$.

8. Складіть формули названих координаційних сполук: калій тетраїодомеркуріат(II), тетраамінкупрум(II)гідроксид, пентааквохлорохром(III) хлорид, амінпентааквокобальт(III) нітрат, калій гексанітроферат(II), бромопентаамінкобальт(III) сульфат, барій роданотриамінкупрат, дихлородіамінплатина, пентаамінсульфаткобальт(III) гідрогенсульфат, натрій аквопентахлорорутенат(III), калій гексайодоплатінат(IV), натрій гексахлороалюмінат, тетрааквонікол(II) сульфат, пентааміннітрокобальт(III) хлорид.

9. Визначте концентрації всіх іонів в розчині $[Cd(NH_3)_6]SO_4$ коцентрацією 0,02 моль/л. ($K_{нест} = 7,3 \cdot 10^{-6}$).

10. Константи нестійкості йонів $[Cd(CN)_4]^{2-} = 1,4 \cdot 10^{-17}$, $[Ni(CN)_4]^{2-} = 3,0 \cdot 10^{-16}$, $[Hg(CN)_4]^{2-} = 4,0 \cdot 10^{-14}$. У розчині якого комплексного йона буде міститись більше йонів CN^- при однаковій молярній концентрації комплексних

11. Константа нестійкості йона $[Ag(CN)_2]^-$ дорівнює $1 \cdot 10^{-21}$. Розрахувати концентрацію іонів Аргентуму в 0,05 М розчині $K[Ag(CN)_2]$, який містить, крім того, 0,01 моль/л KCN .

12. Якою повинна бути концентрація йонів CO_3^{2-} в розчині, щоб почалось випадіння осаду $CoCO_3$ із 0,05 М розчину $[Co(NH_3)_6]Cl_2$ ($K_{нест} = 7,75 \cdot 10^{-6}$), $DP(CoCO_3) = 1 \cdot 10^{-10}$.

■► Експериментальне вивчення комплексних сполук

Дослід 1. Одержання сполук з комплексним катіоном.

1.1. В пробірку з розчином аргентум нітрату додати розчин натрій хлориду до утворення осаду. До нього додати розчин амоніаку до розчинення аргентум хлориду. (Вміст пробірки зберігати для досліда 4). Написати рівняння реакцій.

1.2. В пробірку з розчином купрум сульфату додати розчин амоніаку до утворення осаду та продовжувати додавати розчин амоніаку до розчинення осаду. Відмітити колір утвореного комплексу. Присутністю яких йонів зумовлене забарвлення розчину? Написати рівняння реакцій.

Дослід 2. Одержання сполук з комплексним аніоном.

2.1. У дві пробірки внести по 2-3 мл розчину нітрату меркурію (II). В одну додати розчин калій йодиду до повного

розчинення оранжевого осаду ртуті(II) йодиду, а другу залишити для контролю. Дослідити наявність іонів Hg^{2+} в обох пробірках, додаючи в кожен з них по краплі розчину гідроксиду натрію. З якого розчину випав жовтий осад оксиду ртуті(II)? Чому в другій пробірці не випадає осад під дією лугу? Написати рівняння реакцій, що характеризують хімізм описаних дослідів.

2.2. В пробірку з розчином бісмут(III) нітрату додати розчин калій йодиду до утворення осаду. До нього додати надлишок того ж калій йодиду до розчинення осаду. Написати рівняння реакцій, що характеризують хімізм описаних дослідів.

Дослід 3. Дисоціація комплексних сполук.

3.1. В пробірку з розчином ферум(III) хлориду додати розчин калій роданіду. Спостерігати утворення характерного забарвлення розчину. Написати рівняння реакції.

3.2. В пробірку з розчином трикалій гексацианоферату додати розчин калій роданіду. Чи спостерігається утворення характерного забарвлення розчину? Написати рівняння дисоціації трикалій гексацианоферату. Пояснити результати дослідів.

Дослід 4. Руїнування комплексних сполук.

4.1. До комплексної сполуки аргентуму з дослідів 1. додати гранулу цинку. Пояснити дослід використовуючи константи нестійкості комплексів. $K_{\text{нест}}([Ag(NH_3)_2]^+) = 9,3 \cdot 10^{-8}$, $K_{\text{нест}}([Zn(NH_3)_4]^{2+}) = 3,0 \cdot 10^{-10}$.

4.2. До комплексної сполуки аргентуму з дослідів 1. додати розчин калій йодиду. Пояснити дослід використовуючи константи нестійкості комплексів. $K_{\text{нест}}([AgI_4]^{3-}) = 1,8 \cdot 10^{-14}$.

4.3. До комплексної сполуки аргентуму з дослідів 1. розчин натрій гідроксиду. Пояснити дослід використовуючи константу нестійкості комплексу та добуток розчинності аргентум оксиду. $DP(Ag_2O) = 1,93 \cdot 10^{-8}$.

СПИСОК ВИКОРИСТАНИХ ДЖЕРЕЛ

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Москва: Высшая школа, 1998. 640 с.
2. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. Москва: Высшая школа, 1988. 304 с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. Ленинград: Химия, 1983. 702 с.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Ленинград: Химия. 1984. 263 с.
5. Голуб А.М. Загальна та неорганічна хімія. : В 2 ч. : Київ: Вища школа, 1971. Ч1. 441с.; Ч. 2. 416 с.
6. Гольбрайх З.Е. Сборник задач и упражнений по химии. Москва: Высшая Школа, 1984. 224 с.
7. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Загальна хімія. Київ: Вища школа, 1991. 431 с.
8. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. Москва: Химия, 1981. 632 с.
9. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Ключова Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. Вінниця: Нова книга, 2003. 464 с.
10. Медична хімія / В.О. Калібабчук та ін. Київ: Інтермед, 2006, 460 с.
11. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. Київ: Каравела, 2008. 159 с.
12. Недилько С.А., Попель П.П. Общая и неорганическая химия сборник задач. Киев: Вища школа, 1988. 256 с.
13. Практикум з загальної та неорганічної хімії: Посібник / Є.Я. Левітін, Р.Г. Ключова, А.М. Бризицька та ін. Харків: Основа, 1998. 119 с.
14. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Київ: Вища школа, 1988. 432 с.
15. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Важнейшие классы неорганических соединений. Киев: Вища шк. Изд-во Киевск. ун-та, 1983. 151 с.
16. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. У двох частинах. Київ: Педагогічна преса, 2002. Ч.1. 518 с.;Ч.2. 770 с.

Інформаційні ресурси

<http://www.xumuk.ru/encyklopedia/2/4767.html>

<http://www.chem.msu.su/rus/teaching/safonof/welcome.html>

<http://www.krelib.com/?cat=96&file=3657>

<http://nglib-free.ru/catalog.jsp?rubric=1>

ДОДАТКИ

Додаток 1

Деякі найважливіші фізичні сталі

Заряд електрону	$e = 1,6021892 \cdot 10^{-19}$ Кл
Маса спокою електрону	$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ кг
Атомна одиниця маси	1 а.о.м. = $1,6605653 \cdot 10^{-27}$ кг
Стала Планка	$h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж/Гц
Абсолютний ноль температури	- 273 °С
Стала Авогадро	$N_A = 6,022045 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Стала Фарадея	$F = 96480$ Кл/моль (26,8 А·год/моль)
Молярна газова стала	$R = 8,31441$ Дж/(моль К)
Об'єм ідеального газу за нормальних умов	$V_0 = 22,41383$ л/моль

Додаток 2

Співвідношення між деякими одиницями різноманітних систем

$$1 \text{ г/мл} = 1 \text{ г/см}^3 = 1000 \text{ кг/м}^3 = 1000 \text{ г/л} = 1 \text{ кг/л}$$

$$1 \text{ А}^0 = 10^{-10} \text{ м}, 1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м.}$$

$$1 \text{ л} = 10^{-3} \text{ м}^3 = 10^3 \text{ см}^3 = 10^3 \text{ мл.}$$

$$1 \text{ а.о.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 9,31 \cdot 10^8 \text{ еВ.}$$

$$1 \text{ Па} = 1 \text{ Н/м}^2 = 7,50 \cdot 10^{-3} \text{ мм рт.ст.} = 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ атм.}$$

$$1 \text{ мм рт. ст.} = 133,3 \text{ Па}$$

$$1 \text{ атм} = 101324 \text{ Па} = 760 \text{ мм рт.ст.}$$

$$1 \text{ градус Цельсія } ^\circ\text{С} = T = t + 273,15 \text{ К}$$

Десяткові префікси до назв одиниць

Множник	Префікс	Позначення	Множник	Префікс	Позначення
10 ⁻¹	деци	д	10	дека	да
10 ⁻²	санти	с	10 ²	гекто	г
10 ⁻³	мілі	м	10 ³	кіло	к
10 ⁻⁶	мікро	мк	10 ⁶	мега	М
10 ⁻⁹	нано	н	10 ⁹	гіга	Г
10 ⁻¹²	піко	п	10 ¹²	тетра	Т

Періодична система хімічних елементів
Д.І. Менделєєва

період	ряд	ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ								
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	1	H 1,0079 ¹ Водень Гідроген							He 4,0028 ² Гелій	Порядковий номер Символ Назва елемента Систематична назва
2	2	Li 6,941 ³ Літій	Be 9,01218 ⁴ Берилій	B 10,811 ⁵ Бор	C 12,01 ⁶ Вуглець Карбон	N 14,007 ⁷ Азот Нітроген	O 15,999 ⁸ Кисень Окисген	F 18,998 ⁹ Фтор Флуор	Ne 20,179 ¹⁰ Неон	Fe 55,847 ²⁶ Ферум
3	3	Na 22,990 ¹¹ Натрій	Mg 24,305 ¹² Магній	Al 26,982 ¹³ Алюміній	Si 28,085 ¹⁴ Кремій Силіцій	P 30,974 ¹⁵ Фосфор	S 32,066 ¹⁶ Сірка Сульфур	Cl 35,453 ¹⁷ Хлор	Ar 39,948 ¹⁸ Аргон	Ni 58,69 ²⁸ Нікель Нікол
4	4	K 39,098 ¹⁹ Калій	Ca 40,078 ²⁰ Кальцій	Sc 44,956 ²¹ Скандій	Ti 47,88 ²² Титан	V 50,942 ²³ Ванадій	Cr 51,996 ²⁴ Хром	Mn 54,938 ²⁵ Марганець Манган	Fe 55,847 ²⁶ Залізо Ферум	Co 58,933 ²⁷ Кобальт
	5	Cu 63,546 ²⁹ Мідь Купрум	Zn 65,38 ³⁰ Цинк	Ga 69,723 ³¹ Галій	Ge 72,59 ³² Германій	As 74,922 ³³ Миш'як Арсен	Se 78,96 ³⁴ Селен	Br 79,904 ³⁵ Бром	Kr 83,80 ³⁶ Криптон	
5	6	Rb 85,468 ³⁷ Рубідій	Sr 87,62 ³⁸ Стронцій	Y 88,906 ³⁹ Ітрій	Zr 91,224 ⁴⁰ Цирконій	Nb 92,906 ⁴¹ Ніобій	Mo 95,94 ⁴² Молібден	Tc 98,906 ⁴³ Технецій	Ru 101,07 ⁴⁴ Рутеній	Rh 102,91 ⁴⁵ Родій
	7	Ag 107,87 ⁴⁷ Срібло Аргентум	Cd 112,41 ⁴⁸ Кадмій	In 114,82 ⁴⁹ Індій	Sn 118,71 ⁵⁰ Олово, цина Станум	Sb 121,75 ⁵¹ Сурма Стібій	Te 127,60 ⁵² Телур	I 126,90 ⁵³ Йод Іод	Xe 131,29 ⁵⁴ Ксенон	
6	8	Cs 132,91 ⁵⁵ Цезій	Ba 137,33 ⁵⁶ Барій	La 138,91 ⁵⁷ Лантан	Hf 178,49 ⁷² Гафній	Ta 180,95 ⁷³ Тантал	W 183,85 ⁷⁴ Вольфрам	Re 186,21 ⁷⁵ Реній	Os 190,2 ⁷⁶ Осмій	Ir 192,22 ⁷⁷ Ірідій
	9	Au 196,97 ⁷⁹ Золото Аурум	Hg 200,59 ⁸⁰ Ртуть Меркурій	Tl 204,38 ⁸¹ Талій	Pb 207,2 ⁸² Свинець, олово Плюмбум	Bi 208,98 ⁸³ Вісмут Бісмут	Po 209 ⁸⁴ Полоній	At 210 ⁸⁵ Астат	Rn 222 ⁸⁶ Радон	
7	10	Fr (223) ⁸⁷ Францій	Ra 226,02 ⁸⁸ Радій	Ac 227,03 ⁸⁹ Актиній	Rf (261) ¹⁰⁴ Резерфордій	Db (262) ¹⁰⁵ Дубній	Sg (263) ¹⁰⁶ Сиборгій	Bh (262) ¹⁰⁷ Борій	Hs (265) ¹⁰⁸ Гасій	Mt (272) ¹⁰⁹ Майтнерій
		RO	RO	RO₂	RO₂	RO₂	RO₂	RO₂	RO₂	RO₂
					RH₄	RH₃	HR	HR		
*		Ce 140,12 ⁵⁸ Церій	Pr 140,91 ⁵⁹ Прометій	Nd 144,24 ⁶⁰ Неодім	Pm (147) ⁶¹ Прометій	Sm 150,36 ⁶² Самарій	Eu 151,96 ⁶³ Європій	Gd 157,25 ⁶⁴ Гадоліній	Tb 158,93 ⁶⁵ Тербій	Dy 162,5 ⁶⁶ Диспродій
**		Th 232,04 ⁹⁰ Торій	Pa (231) ⁹¹ Протактиній	U 238,03 ⁹² Уран	Np (237) ⁹³ Нептуній	Pu (244) ⁹⁴ Плутоній	Am (243) ⁹⁵ Амерцій	Cm (247) ⁹⁶ Кюріум	Bk (247) ⁹⁷ Беркелій	Cf (251) ⁹⁸ Каліфорній
		Er 167,26 ⁶⁸ Ербій	Tm 168,93 ⁶⁹ Тулій	Yb 173,04 ⁷⁰ Йттербій	Lu 174,97 ⁷¹ Лютецій					
		Fm (257) ¹⁰⁰ Фермій	Md (258) ¹⁰¹ Менделєвій	No (259) ¹⁰² Нобелій	Lr (260) ¹⁰³ Лоренсцій					

**Відносна електронегативність
деяких атомів**

H						
2,2						
Li	Be	B	C	N	O	F
1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
0,8	1,0	1,6	2,0	2,0	2,4	2,9
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
0,8	1,0	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5

Розчинність деяких неорганічних солей

Іони	Br	CO_3^{2-}	Cl^-	F^-	I^-	NO_3^-	OH^-	PO_4^{3-}	S^{2-}	SO_4^{2-}
Ag^+	Н	Н	Н	Р	Н	Р	–	Н	Н	М
Al^{3+}	Р	–	Р	М	Р	Р	Н	Н	–	Р
Ba^{2+}	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н
Ca^{2+}	Р	Н	Р	Н	Р	Р	М	Н	Р	М
Cr^{3+}	Р	–	Р	М	Н	Р	Н	Н	–	Р
Cu^{2+}	Р	–	Р	Р	–	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{2+}	Р	–	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{3+}	Р	–	Р	Н	–	Р	Н	Н	–	Р
Hg^{2+}	М	–	Р	–	Н	Р	–	Н	Н	–
K^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Li^+	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	М	Р	Р
Mg^{2+}	Р	М	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Mn^{2+}	Р	–	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р
NH_4^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Na^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Pb^{2+}	М	–	М	М	М	Р	Н	Н	Н	Н
Zn^{2+}	Р	–	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р

Умовні позначення:

- «р» – розчинні сполуки (> 1 г на 100 мл води);
- «м» – малорозчинні сполуки (0,1-1 г на 100 мл води);
- «н» – нерозчинні сполуки (0,001-0,1 г на 100 мл води);
- «–» – сполуки не існують або розкладаються водою.

**Густина водних розчинів натрій хлориду
у воді за 200°C, г/см³**

Концентрація, мас.%	1	2	3	4	5	6	7
Густина, г/см ³	1,0053	1,0125	1,0196	1,0268	1,0340	1,0413	1,0486
Концентрація, мас.%	8	9	10	11	12	13	14
Густина, г/см ³	1,0559	1,0636	1,0707	1,0782	1,0857	1,0933	1,1009
Концентрація, мас.%	16	18	20	22	24		
Густина, г/см ³	1,116	1,132	1,148	1,164	1,180		

**Константи дисоціації деяких речовин у водному
середовищі при 25°C**

Речовина	K _{дис.1}	K _{дис.2}	K _{дис.3}
HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$	-	-
H ₂ S	$9,1 \cdot 10^{-8}$	$1,3 \cdot 10^{-13}$	-
H ₂ Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-11}$	-
HClO ₂	$1,1 \cdot 10^{-2}$	-	-
HClO	$5 \cdot 10^{-8}$	-	-
HBrO	$2,5 \cdot 10^{-9}$	-	-
HIО	$2,3 \cdot 10^{-11}$	-	-
HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$	-	-
HNO ₂	$5,1 \cdot 10^{-4}$	-	-
H ₂ C ₂ O ₄	$6,5 \cdot 10^{-2}$	$6,1 \cdot 10^{-5}$	-
H ₂ CO ₃	$4,4 \cdot 10^{-7}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$	-
H ₂ SiO ₃	$1 \cdot 10^{-10}$	$2 \cdot 10^{-12}$	-
H ₂ SO ₃	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	-
H ₂ SeO ₃	$2,4 \cdot 10^{-3}$	$4,8 \cdot 10^{-9}$	-
H ₂ CrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-1}$	$3,2 \cdot 10^{-7}$	-
H ₃ PO ₄	$7,6 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,4 \cdot 10^{-13}$
H ₃ AsO ₄	$5,6 \cdot 10^{-3}$	$1,7 \cdot 10^{-7}$	$2,95 \cdot 10^{-12}$
H ₃ BO ₃	$5,8 \cdot 10^{-10}$	$1,8 \cdot 10^{-13}$	$1,6 \cdot 10^{-14}$
HCOOH	$2,1 \cdot 10^{-4}$	-	-
CH ₃ COOH	$1,86 \cdot 10^{-5}$	-	-
NH ₄ OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$	-	-

**Добуток розчинності важкорозчинних електролітів
за 25°C**

Електроліт	ДР	Електроліт	ДР
AgBr	$6 \cdot 10^{-13}$	Fe(OH) ₃	$3,7 \cdot 10^{-40}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	FePO ₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$
Ag ₂ CrO ₄	$4 \cdot 10^{-12}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
AgI	$1,1 \cdot 10^{-16}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
Ag ₂ S	$6 \cdot 10^{-50}$	MgCO ₃	$2,1 \cdot 10^{-5}$
Ag ₂ SO ₄	$2 \cdot 10^{-5}$	Mg(OH) ₂	$1,3 \cdot 10^{-11}$
BaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaCrO ₄	$1,6 \cdot 10^{-10}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$2 \cdot 10^{-5}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6 \cdot 10^{-39}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
CaC ₂ O ₄	$2 \cdot 10^{-9}$	PbI ₂	$8,0 \cdot 10^{-9}$
CaF ₂	$4 \cdot 10^{-11}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CaSO ₄	$6,3 \cdot 10^{-5}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-29}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$

Стандартні електродні потенціали

Електрод		E°, В	Електрод		E°, В
Окиснена форма	Відновлена форма		Окиснена форма	Відновлена форма	
Li ⁺	Li	-3,05	Fe ²⁺	Fe	-0,44
K ⁺	K	-2,93	Cd ²⁺	Cd	-0,40
Rb ⁺	Rb	-2,93	Co ²⁺	Co	-0,28
Cs ⁺	Cs	-2,92	Ni ²⁺	Ni	-0,25
Ba ²⁺	Ba	-2,91	Sn ²⁺	Sn	-0,14
Ca ²⁺	Ca	-2,87	Pb ²⁺	Pb	-0,13
Na ⁺	Na	-2,71	2H ⁺	H ₂	0
Mg ²⁺	Mg	-2,36	Cu ²⁺	Cu	0,34
Al ³⁺	Al	-1,66	Hg ₂ ²⁺	2Hg	0,79
Mn ²⁺	Mn	-1,18	Ag ⁺	Ag	0,80
Zn ²⁺	Zn	-0,76	Pt ²⁺	Pt	1,20
Cr ³⁺	Cr	-0,74	Au ³⁺	Au	1,50

Константи нестійкості деяких комплексних іонів

Комплексний йон	Константа нестійкості	Комплексний йон	Константа нестійкості
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,00 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$6,03 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$5,9 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3,02 \cdot 10^{-42}$
$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$1,00 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$1,29 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$7,66 \cdot 10^{-18}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,38 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7,5 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,00 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$5,50 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$9,77 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$4,07 \cdot 10^{-5}$	$[\text{PbI}_4]^{2-}$	$9 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	$1,00 \cdot 10^{-24}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,00 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$	$5,13 \cdot 10^{-31}$	$[\text{Zn}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$5,00 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$9,3 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,00 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,00 \cdot 10^{-37}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,08 \cdot 10^{-16}$

Навчально-методичне видання

Ткаченко С.В., Грузнова С.В., Замай Ж.В.

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

(Частина 1. Загальна хімія)

Навчально-методичний посібник

для самостійної та аудиторної роботи
здобувачів першого рівня вищої освіти
за спеціальністю 226 Фармація,
промислова фармація

Технічний редактор

О. Клімова

Комп'ютерна верстка
та макетування

О. Клімова

*Свідоцтво про державну реєстрацію
друкованого засобу масової інформації
серія KB № 23743-13583 ПР від 06.02.2019 р.*

Підписано до друку 04.09.2020 р. Формат 60 x 84 1/16.
Папір офсетний. Друк на різнографі.
Ум. друк. арк. 8,37. Обл.-вид. арк. 5,99.
Наклад 50 прим. Зам. № 912.

*Редакційно-видавничий відділ НУЧК імені Т.Г. Шевченка.
14013, вул. Гетьмана Полуботка, 53, к. 208.
Тел. 65-17-99.
nuchk.tipograf@gmail.com*