МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДНІПРОВСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ АГРАРНО-ЕКОНОМІЧНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ

С.В. КРАВЧЕНКО, О.В. СІНЧУК

ПРАКТИКУМ З НЕОРГАНІЧНОЇ ТА АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ

Дніпро
2018

УДК 54(076.1)
ББК 24я7

Кравченко С.В. Практикум з неорганічної та аналітичної хімії / **С.В. Кравченко, О.В. Сінчук.** Дніпровський державний аграрно-економічний університет. – Дніпро: ВТК «Друкар» ДЗ «ДМА МОЗУ», 2018. – 186 с.

Практикум з неорганічної та аналітичної хімії схвалений та рекомендований до друку вченою радою Дніпровського державного аграрно-економічного університету (протокол № 2 від 30. 11. 2017 р.).

Рецензенти:

В.Г. Штамбург, доктор хімічних наук, професор
(ДВНЗ «Український державний хіміко-технологічний університет).
І.І. Ярчук, доктор сільськогосподарських наук, професор
(Дніпровський державний аграрно-економічний університет).
Груздєва О.В., кандидат хімічних наук, доцент
(ДВНЗ «Український державний хіміко-технологічний університет).

Практикум призначений для студентів денної і заочної форми навчання зі спеціальностей *204 «Технологія виробництва і переробки продукції тваринництва», 207 «Водні біоресурси та аквакультура».* До практикуму включено 15 лабораторних робіт, що містять понад 100 дослідів.

ISBN 978-617-7373-89-5

© Кравченко С.В.,
Сінчук О.В., 2018

ПЕРЕДМОВА

Найважливішою складовою частиною навчального процесу з курсу неорганічної та аналітичної хімії є лабораторні заняття.

Даний лабораторний практикум складено у відповідності з робочою програмою дисципліни «Неорганічна та аналітична хімія». Призначений для студентів денного та заочного відділення спеціальностей «*Технологія виробництва і переробки продукції тваринництва*» і *«Водні біоресурси та аквакультура»*.

Кожний розділ посібника включає теоретичний матеріал, приклади розв'язування задач, лабораторні досліди, запитання для самоконтролю. У таблицях додатків подано довідниковий матеріал, необхідний для розрахунків та відповідей при поясненні закономірностей протікання хімічних реакцій.

Виконання лабораторного практикуму сприятиме поглибленню та засвоєнню теоретичного матеріалу, формуванню експериментальних навичок самостійної роботи, умінню аналізувати та узагальнювати результати дослідів.

Автори сподіваються, що посібник допоможе студентам успішно опанувати навчальний матеріал і сформувати знання, уміння і навички, необхідні для успішного вивчення наступних професійних дисциплін.

МЕТА ТА ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ

Правильний підхід до постановки та проведення лабораторних робіт має важливе значення для глибокого засвоєння основ неорганічної та аналітичної хімії. На самому початку лабораторного практикуму студент, ознайомившись з правилами техніки безпеки роботи в хімічних лабораторіях, повинен у найкоротший термін засвоїти основні прийоми техніки проведення лабораторних робіт. Виконанню кожної лабораторної роботи передує всебічна самостійна теоретична підготовка, у процесі якої студент має осмислити той експеримент, проведення якого дасть змогу спостерігати за особливостями хімічного процесу, а також дослідити вплив на нього різних факторів.

З перших днів роботи в лабораторії студент має самостійно та ретельно ставитися до всіх стадій експерименту, що передбачає теоретичну та практичну підготовку, добір необхідних реактивів, розрахунок їх кількостей і, врешті-решт, проведення самого досліду, пильний нагляд за його протіканням та пояснення побаченого під час експерименту.

Разом з тим працювати треба чітко й вдумливо, але без поспіху, який часто призводить до спотворення самого досліду, одержання помилкових результатів, порушення правил техніки безпеки.

Глибокий аналіз та осмислення одержаних результатів сприяють швидкому та ефективному засвоєнню хімічних закономірностей.

Наведемо логічно-послідовний перелік загальних правил підготовки та проведення лабораторних робіт:

1) опрацювання конспекту лекцій та відповідного матеріалу підручника, який стосується теми лабораторної роботи;

2) ознайомлення зі змістом лабораторної роботи. Заповнення протоколу в робочому журналі має бути таким, щоб, керуючись ним, можна було точно виконати лабораторну роботу;

3) перевірка наявності необхідних для роботи реактивів, посуду, приладів;

4) виконання лабораторної роботи чи досліду в повній відповідності з інструкцією, без відхилень від умов, наведених в описі.

Умови проведення досліду можна змінювати тільки з дозволу викладача;

5) під час виконання лабораторної роботи суворе дотримування всіх правил техніки безпеки;

6) занесення після закінчення досліду, до робочого журналу результатів спостережень і змін, що відбулися з реагуючими речовинами, рівнянь відповідних реакцій, а також надання їм належних пояснень і формулювання висновків;

7) по завершенні роботи ретельне прибирання робочого місця, миття та повернення лаборанту отриманого для індивідуального користування хімічного посуду;

8) оформлення протоколу та подання його для контролю викладачеві. Тільки після цього робота вважається завершеною.

ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

1. Перед початком роботи в лабораторії студент повинен ознайомитися з правилами роботи для працюючих у такому приміщенні, з інструкціями, що розглядають техніку безпеки та охорони праці.

2. Заходити в лабораторію тільки з дозволу викладача (лаборанта).

3. У лабораторії дозволяється працювати неодмінно в білому халаті.

4. Під час виконання робіт обов’язково дотримуватися вказівок щодо використання всіх необхідних засобів захисту.

5. Робоче місце тримати в чистоті.

6. Розпочинати проведення лабораторних дослідів дозволяється лише після попередньої теоретичної підготовки, засвоєння матеріалу кожної теми з використанням відповідної літератури.

7. Потрібні для роботи реактиви, хімічний посуд мають знаходитися на лабораторних столах.

8. Куштувати реактиви на смак категорично забороняється!

9. У лабораторії забороняється їсти, пити воду з хімічного посуду, палити.

10. Використовувати реактиви і препарати потрібно після уважного вивчення написів на на етикетках.

11. Не проводити досліди у брудному посуді.

12. Не дозволяється нахилятися над посудом, що містить речовину, яка нагрівається. Не спрямовувати отвір цього посуду на себе чи на інших працюючих у лабораторії.

13. Суворо забороняється виконувати у лабораторії досліди, які не передбачені практикумом.

14. У лабораторії не можна працювати та залишатися наодинці.

15. У лабораторії працюють стоячи.

16. Нагріваючи рідину в пробірці, тримають її трохи нахиленою, прогрівають спочатку верхню її частину, поступово переміщуючи зону нагріву донизу.

17. Роботу з легкозаймистими рідинами та газами проводять якомога далі від відкритого полум’я.

18. Для визначення запаху потік повітря легким рухом долоні спрямувати до себе й обережно нюхають.

19. Усі електроприлади в лабораторії мають бути заземлені. Працювати тільки зі справною апаратурою!

20. Після закінчення роботи миють посуд, прибрають своє робоче місце, ретельно миють руки з милом.

21. Студенти, які не засвоїли правила роботи з окремими приладами, правила техніки безпеки або свідомо їх порушують, до роботи в лабораторії не допускаються.

ОФОРМЛЕННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

1. Номер лабораторної роботи. Тема.
2. Обладнання та реактиви.
3. Номер та назва досліду.
4. Хід роботи: обов’язково навести в описі досліду свої спостереження за ним; опис супроводжують рівняннями хімічних реакцій, що підтверджують хід експерименту, а також вказують умови, за яких ці реакції відбуваються.
5. За необхідності узагальнити дані в таблиці, надати рисунок устаткування або схему проведеного досліду.
6. Сформулювати і записати висновок за темою роботи.

Розділ 1. ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ:

1.1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

Хімія - наука про речовини, їх властивості і перетворення. Вона вивчає склад і будову речовин, залежність властивостей речовин від їх складу і будови, а також явища, які супроводжують ці перетворення.

Речовина - це однорідний вид матерії, кожна частинка якого має однакові властивості. Чиста речовина має постійні фізичні властивості. В хімії, в основному, вивчають чисті речовини.

Речовини складаються із молекул або із атомів чи заряджених часток (йонів).

Молекула - найменша подільна частка речовини, склад і хімічні властивості якої такі ж, як у даної речовини.

Атом з грецької означає „неподільний" (Демокрит 5000 р. до н. е.). Атом - це найменша хімічно неподільна частинка речовини. (Додаток 1).

Хімічний елемент - це визначений тип атомів, які мають однаковий заряд ядра, однаковий номер в періодичній таблиці Д. І. Менделєєва (з грецької «елемент» - складова частина).

На сьогодні відомо більше 116 елементів, приблизно 90 існують у природі, а інші отримані синтетичним шляхом. У 1999 р. синтезовано 114-й елемент, відносна атомна маса якого становить 289. Класифікацію хімічних елементів приведено в таблиці 1.

А.о.м. (атомна одиниця маси) - *це 1/12 маси атома Карбону* ^{12}C,

А.о.м. =1/12 · $2 \cdot 10^{-26}$ *кг* = $1{,}6605 \cdot 10^{-25}$ *кг*. (Додаток 2).

Відносна атомна маса (Ar) - це фізична величина, яка визначається відношенням маси атома елементу до 1/12 маси атома Карбону ^{12}C,

$$Ar(F) = \frac{3{,}15481 \cdot 10^{-23} г}{1{,}6605 \cdot 10^{-24} г} = 18{,}9984 \approx 19.$$

Відносна молекулярна маса речовини *(Mr)* - це фізична величина, яка дорівнює відношенню маси молекули речовини до 1/12 частки маси атома Карбону ^{12}C,

$$Mr = \Sigma Ar(елементів)$$

$Mr\ (CuSO_4) = Ar\ (Cu) + Ar\ (S) + 4Ar\ (O) = 64 + 32 + 4 \cdot 16 = 160.$

Моль — це кількість речовини, яка містить стільки часток цієї речовини (атомів, молекул, йонів), скільки атомів Карбону міститься в 12 *г* Карбону ^{12}C. Моль - одиниця кількості речовини. Один моль речовини містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ часток (атомів, молекул, йонів).

$N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ - стала Авогадро.

Молярна маса речовини - фізична величина, яка дорівнює відношенню маси речовини (m) до відповідної кількості речовини (ν),

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

Молярна маса має розмірності: *кг/моль, г/моль.*

Молярну масу речовини можна легко обчислити, знаючи масу молекули. Так, якщо маса молекули води становить $2{,}99 \cdot 10^{-26}$ *кг*, то молярна маса дорівнюватиме:

$$M(H_2O) = 2{,}99 \cdot 10^{-26}\ кг \cdot 6{,}02 \cdot 10^{-23}\ 1/моль = 0{,}018\ кг/моль;$$

$$M(H_2O) = 18\ г/моль.$$

У загальному випадку молярна маса, виражена в грамах на моль, чисельно дорівнює відносній атомній або відносній молекулярній масі цієї речовини.

Наприклад, відносні атомні і молекулярні маси *C, Fe, H, O,* H_2, O_2, H_2O відповідно становлять 12, 56, 1, 16, 2, 32, 18, а їх молярні маси - відповідно 12 *г/моль*, 56 *г/моль*, 1 *г/моль*, 16 *г/моль*, 2 *г/моль*, 32 *г/моль*, 18 *г/моль*. Молярну масу можна обчислити для речовин у молекулярному, атомарному та йонному станах.

Таблиця 1

Класифікація хімічних елементів

<table>
<tr><td rowspan="3">Хімічні елементи</td><td rowspan="2">За хімічними властивостями</td><td>Метали</td><td>Лужні: Li, Na, K та ін.
Лужноземельні: Ca, Mg, Ba та ін.
Лантаноїди: Ce, Pr, Pm та ін.
Актиноїди: Th, U, Np, Pu, Md та ін.</td></tr>
<tr><td>Неметали</td><td>Галогени: F, Cl, Br, I, At
Халькогени: O, S, Se, Te
Інертні гази: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn</td></tr>
<tr><td colspan="2">За будовою електронних рівнів</td><td>s-елементи: H, Li, Na, Mg та ін.
p-елементи: C, N, O, S, Cl та ін.
d-елементи: Cu, Mn, Mo, V та ін.
f-елементи: лантаноїди, актиноїди</td></tr>
</table>

1.1.1. Періодичний закон та періодична система елементів

Усі елементи поділяють на чотири типи (родини):

– *s*-елементи: заповнюється електронами *s*-підрівень зовнішнього енергетичного рівня. До них належать перші два елементи кожного періоду;

– *p*-елементи: заповнюється електронами *p*-підрівень зовнішнього рівня. Це останні 6 елементів кожного періоду, крім 1 та 7;

– *d*-елементи: заповнюється електронами d-підрівень другого ззовні рівня, а на зовнішньому рівні залишаються один або два електрони (у *Pd* – нуль). Вони розміщені у великих періодах між *s*- і *p*-елементами (перехідні);

– *f*-елементи: заповнюється електронами f-підрівень третього ззовні рівня, а на зовнішньому рівні залишаються два електрони. Це – лантаноїди і актиноїди.

До *p*-родини відносять елементи головних підгруп третьої - восьмої груп.

До *d*-родини - усі елементи побічних підгруп.

Елементи, що відносяться до лантаноїдів та актиноїдів (*f*-родина), мають характерну особливість: зі збільшенням заряду ядра заповнюється *f*-підрівень третього, рахуючи від кінця, рівня.

Слід підкреслити, що при забудові *d*-підрівня на зовнішньому енергетичному рівні атомів *d*-елементів залишаються 1–2 електрони. Усі ці елементи мають досить виражені металічні властивості. Звідси можна зробити висновок: по-перше, металічні властивості притаманні в більшості випадків елементам, що мають невелике число (1–3) електронів на зовнішньому рівні; по-друге, значно більше число металічних елементів, порівно з неметалічними, пояснюється великим числом *d*-елементів (а також *f*-елементів) відносно *p*-елементів.

Початок заповнення електронами нового енергетичного рівня відповідає початку нового періоду.

Періодом, ***у контексті теорії будови атома, називають низку хімічних елементів, атоми яких мають однакове число енергетичних рівнів і розташовані за зростанням зарядів ядер.***

Елементи, атоми яких повторюють електронну конфігурацію другого елемента через строго визначений інтервал, утворюють підгрупу періодичної системи.

Аналоги елементів малих періодів утворюють головні підгрупи системи. Їх інакше називають неперехідними елементами. Більша частина з решти елементів називається перехідними, і вони утворюють побічні підгрупи.

У періодичній системі 14 *s*-елементів, 30 *p*-елементів, 38 *d*-елементів, 28 *f*-елементів.

Елементи одного типу виявляють низку спільних хімічних властивостей.

Отже, періодична система Д.І. Менделєєва є природною класифікацією хімічних елементів за електронною структурою їх атомів.

Сьогоднішнє формулювання закону Д.І. Менделєєва базується на сучасних даних і не суперечить закону, сформульованому великим ученим:

Властивості елементів, а також форми і властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від величини заряду їх атомів.

Періодична зміна властивостей елементів пояснюється періодичною повторюваністю будови зовнішнього енергетичного рівня, а також числа електронів на ньому. У цьому полягає фізичний зміст періодичного закону.

Отже, у кожній підгрупі об'єднано елементи, атоми яких мають подібну будову зовнішнього енергетичного рівня. Номер періоду відповідає числу енергетичних рівнів атомів, що заповнюються електронами.

Групи поділяються на підгрупи тому, що по-різному заповнюються електронами енергетичні рівні. Причому атоми елементів головних підгруп містять на зовнішніх рівнях число електронів, яке дорівнює номеру групи. (Таблиця 2).

Таблиця 2

Будова зовнішніх електронних рівнів елементів

Періоди	Ряди	Група елементів							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1	$1s^1$							$1s^2$
2	2	$2s^1$	$2s^2$	$2p^1$	$2p^2$	$2p^3$	$2p^4$	$2p^5$	$2p^6$
3	3	$3s^1$	$3s^2$	$3p^1$	$3p^2$	$3p^3$	$3p^4$	$3p^5$	$3p^6$
4	4	$4s^1$	$4s^2$	$3d^1$	$3d^2$	$3d^3$	$3d^5$	$3d^5$	$3d^{6-8}$
	5	$3d^{10}$	$3d^{10}$	$4p^1$	$4p^2$	$4p^3$	$4p^4$	$4p^5$	$4p^6$
5	6	$5s^1$	$5s^2$	$4d^1$	$4d^2$	$4d^4$	$4d^5$	$4d^5$	$4d^{7-10}$
	7	$4d^{10}$	$4d^{10}$	$5p^1$	$5p^2$	$5p^3$	$5p^4$	$5p^5$	$5p^6$
6	8	$6s^1$	$6s^2$	$5d^1$	$5d^2$	$5d^3$	$5d^4$	$5d^5$	$5d^{6-9}$
	9	$5d^{10}$	$5d^{10}$	$6p^1$	$6p^2$	$6p^3$	$6p^4$	$6p^5$	$6p^6$
7	10	$7s^1$	$7s^2$	$6d^1$	$6d^2$	$6d^3$	$6d^4$	$6d^5$	$6d^{6-8}$

Номер групи, як правило, вказує на число електронів, які можуть брати участь в утворенні хімічних зв'язків. У цьому фізичний зміст номера групи.

До побічних підгруп належать елементи, атоми яких містять на зовнішньому рівні по два або по одному електрону.

Місце елемента в системі визначають за номером періоду і групи.

Будова атома зумовлює такі закономірності:

у періоді зліва направо послаблюються металічні і посилюються неметалічні властивості;

у підгрупі зі зростанням порядкового номера посилюються металічні властивості та послаблюються неметалічні;

кожний період закінчується інертним газом *(ns^2np^6)*;

найсильніший неметал – це Флуор *(F),* а найсильніший метал – Францій *(Fr).*

Під час хімічних реакцій ядро атома не змінюється. Змін зазнають зовнішні електронні оболонки атомів.

Задачі та вправи

1. Скільки нейтронів і протонів містить ядро атома елемента № 16?

Розв'язування. За періодичною системою визначаємо відносну атомну масу елемента № 16: Ar(S) = 32.

За формулою A = Z + N, де A – масове число; Z – кількість протонів, що визначається порядковим номером елемента, Z дорівнює 16. Отже, кількість нейтронів N у ядрі:

N = A - Z = 32 - 16 =16

Z = 16; N = 16.

2. Який склад атома ізотопу $^{52}_{24}Cr$?

Розв'язування. Кількість протонів у ядрі Z = 24. Оскільки атом електронейтральний, то кількість електронів дорівнює кількості протонів у ядрі, тобто $N_{(e^-)} = 24$.

Оскільки масове число *Cr* 52 дорівнює сумі кількості нейтронів й протонів, число нейтронів у ядрі: *N* = 52 - 24 = 28.

3. Що є спільного в ізотопів калію: $^{39}_{19}K$; $^{40}_{19}K$; $^{41}_{19}K$?

Розв'язування. Ізотопи – це різновиди атомів одного й того ж хімічного елемента, до складу ядра яких входить однакова кількість протонів ($^{1}_{+1}$p), а також така сама кількість електронів (e^-). Відрізняються ізотопи кількістю нейтронів ($^{1}_{0}$n) у ядрі:

$^{39}_{19}K$ $N = 39 - 19 = 20$; $^{39}_{19}K$ $(p = 19, n = 20, e^- = 19)$;

$^{40}_{19}K$ $N = 40 - 19 = 21$; $^{40}_{19}K$ $(p = 19, n = 21, e^- = 19)$;

$^{41}_{19}K$ $N=41 - 19 = 22$. $^{41}_{19}K$ $(p = 19, n = 22, e^- = 19)$.

4. Складіть електронні формули для йонів: Mg^{2+}, S^{2-}.

Розв'язування. Йон Mg^{2+} відрізняється від атома відсутністю двох електронів.

Тоді електронна формула Mg^{2+} буде такою: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Аніон $_{16}S^{2-}$ відрізняється від нейтрального атома $_{16}S$ додатковою кількістю двох електронів (атом Сульфуру прийняв два електрони на останній електронний рівень).

Тоді електронна формула S^{2-} може бути зображена в такий спосіб:

$_{16}S^{2-}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

5. Напишіть електронну формулу елемента, атом якого містить на *3d*-підрівні шість електронів. У яких періоді, групі й підгрупі він перебуває; як цей елемент називається?

Розв'язування. Відповідно до шкали енергії *3d*-підрівень заповнюється після заповнення підрівня $4s^2$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^6$.

Загальне число електронів в атомі – 26, воно визначає порядковий номер періодичної системи. Це Ферум ^{26}Fe, елемент перебуває у 4 періоді восьмої групи (вісім валентних електронів, елемент *d*-родини).

6. Поясніть причину періодичного повторення властивостей хімічних елементів на прикладі *Li* та *Na*.

Розв'язування. Причиною є періодичне повторення електронної структури атомів цих елементів:

$_{3}Li$ $1s^2 2s^1$;

$_{11}Na \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

На зовнішньому енергетичному рівні s^1 – по одному електрону.

7. Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 12. Зазначте розподіл електронів за орбіталями (квантовими комірками).

Розв'язування. таким елементом є $_{12}Mg$; його електронна формула має вигляд: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ (2+2+6+2=12).

Лабораторна робота № 1

БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА

Обладнання: *пінцет, фільтрувальний папір, скляна паличка, пробіркотримач, сірники, штатив з пробірками, пальник, піпетки, мірний циліндр.*

Реактиви: *металічні натрій, алюміній, цинк, плюмбум, мідь;*

Розчини – калій йодиду, калій броміду, бромної води, хлорної води, хлоридної та нітратної кислот; фенолфталеїн, дистильована вода.

Дослід 1. **Зміна металічних властивостей атомів елементів**

1) У дві порцелянові чашки з дистильованою водою помістіть шматочки (0,1 – 0,3 *г*) натрію і алюмінію. Спостерігайте хід реакцій без нагрівання, а також за нагрівання (у випадку алюмінію). Необхідно переконатися в тому, що в усіх випадках утворилися відповідні гідроксиди. Як це зробити? За поведінкою (активністю) взаємодії металів з водою зробіть висновок про зміну металічних властивостей у періоді.

2) У три пробірки (на 1/3 об'єму) налийте розчин нітратної кислоти. У першу пробірку занурте шматочок цинку, у другу – плюмбуму, а в третю – міді. Другу і третю пробірки підігрійте. Що сталося з металами, чи змінився колір розчину? Які ще спостерігаються ознаки хімічної реакції? Складіть рівняння реакції. Отримані дані експерименту занесіть до таблиці:

До реакції		*Після реакції*	
Хімічний знак атома металу	Електронна формула атома	Хімічний знак йона металу	Електронна формула йона
Zn *Pb* *Cu* ….			

Дослід 2. **Зміна неметалічних властивостей атомів елементів**

У дві пробірки налийте окремо по 1 *мл* розчину калій йодиду і калій броміду. У першу додайте 1 *мл* бромної води, а в другу пробірку з розчином калій броміду – 1 *мл* хлорної води. Чи спостерігається зміна забарвлення розчинів?

На прикладі елементів VIIA групи зробіть висновок про зміну неметалічних властивостей у групах зверху вниз.

Запитання для самоконтролю

1. Скільки нейтронів у ядрах атомів ізотопів Магнію: ^{24}Mg, ^{25}Mg, ^{26}Mg; Хлору: ^{35}Cl, ^{37}Cl; Гелію: ^{3}He, ^{4}He і Оксигену: ^{16}O, ^{17}O, ^{18}O?
2. Який склад ядер атомів Натрію, Алюмінію, Фосфору?
3. Укажіть елемент, ядро якого не містить нейтронів.
4. З'ясуйте порядковий номер елемента, масове число якого 31, а кількість нейтронів у атомі становить 16.
5. Електронна формула має закінчення $3d^5 4s^2$. Визначте порядковий номер цього елементу. У якому періоді, групі й підгрупі він перебуває, як називається і до якої родини належить?
6. Складіть електронні і електронно-графічні формули елементів: *Si, S, V, Zn, As.*
7. Назвіть елементи, атоми яких мають електронні конфігурації:
   а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;

б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$;

в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4s^2$.

До якої родини вони належать?

8. У якого з елементів радіус атома більший і чому?

   а) *Na* чи *K*; б) *K* чи *Ca*?

9. У ядрах атомів яких ізотопів міститься 20 нейтронів? Виберіть правильну відповідь: $^{30}_{13}P$; $^{32}_{16}S$; $^{40}_{20}Ca$; $^{51}_{23}V$; $^{65}_{30}Zn$, $^{80}_{35}Br$, $^{39}_{19}K$.

10. Купрум має два ізотопи: ^{63}Cu; ^{65}Cu. Молярні частки їх у природній міді складають відповідно 73 і 27 %. Визначте середню відносну атомну масу Купруму.

11. Виходячи з теорії будови атома, поясніть, чому властивості елементів змінюються періодично.

1.1.2. Хімічний зв'язок

Ковалентний зв'язок. Утворення молекул з атомів спричиняє викид енергії, оскільки за звичайних умов молекулярний стан стійкіший, ніж атомний. Учення про будову атомів пояснює механізм утворення молекул, а також природу хімічного зв'язку.

В атома на зовнішньому енергетичному рівні може міститися від одного до восьми електронів. Якщо число електронів на зовнішньому рівні атома, яке він може вмістити, є максимальним, то такий рівень називається *завершеним*. Завершені рівні характеризуються великою міцністю. Такими є зовнішні рівні атомів благородних газів: у Гелію на зовнішньому рівні два електрони (s^2), у решти – по вісім електронів (ns^2np^6). Зовнішні рівні атомів інших елементів є незавершеними, і в процесі хімічної взаємодії вони завершуються.

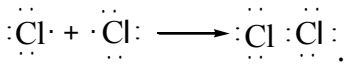
Хімічний зв'язок утворюється за рахунок валентних електронів, але здійснюється він по-різному. Розрізняють три основні типи хімічного зв'язку: ***ковалентний, йонний і металічний.***

Механізм утворення ковалентного зв'язку розглянемо на прикладі утворення молекули водню: $H + H = H_2$; $\Delta H = -436$ *кДж/моль*. Ядро вільного

атома Гідрогену оточене сферичною симетричною електронною хмарою, утвореною 1*s*-електроном. Під час зближення атомів до певної відстані відбувається часткове перекривання їх електронних хмар (орбіталей). У результаті між центрами обох ядер виникає молекулярна двоелектронна хмара, яка має максимальну електронну густину в просторі між ядрами. Збільшення густини негативного заряду сприяє швидкому зростанню сил притягання між ядрами та молекулярною хмарою. Отже, утворення ковалентного зв'язку є результатом перекривання електронних хмар атомів. У результаті виникнення хімічного зв'язку спільної пари електронів між двома атомами Гідрогену кожен з них досягає електронної конфігурації атома благородного газу гелію:

$$H \cdot + \cdot H \rightarrow H : H.$$

Ковалентний зв'язок у молекулі хлору також утворюється за допомогою спільних електронів або електронної пари:



Отже, кожен атом хлору має три *неподілені пари* і один *неспарений* електрон. Хімічний зв'язок виникає за рахунок неспарених електронів кожного атома. Неспарені електрони зв'язуються у спільну пару електронів, яка називається також поділеною парою.

Тобто, у молекулі хлору кожен його атом має завершений зовнішній рівень з *восьми електронів* (s^2p^6), причому два з них (*електронна пара*) однаковою мірою належать обом атомам.

Якщо між атомами виник один ковалентний зв'язок (одна спільна електронна пара), то він називається *одинарним*; якщо більше, то кратним: *подвійним* (дві спільні електронні пари), *потрійним* (три спільні електронні пари).

Одинарний зв'язок зображується однією рискою (штрихом), подвійний – двома, потрійний – трьома.

$F - F$ (одинарний зв'язок);

$O = O$ (подвійний зв'язок);

$N \equiv N$ (потрійний зв'язок).

Риска між двома атомами показує, що в них пара електронів узагальнена, унаслідок чого і утворився хімічний зв’язок. За допомогою таких рисок зображають структурні формули молекули. Утворення потрійного зв’язку між атомами Нітрогену супроводжується виділенням найбільшої кількості енергії.

Потрійний зв’язок міцніший, ніж подвійний і первинний (одинарний). Тому молекула азоту є міцнішою за молекулу кисню або водню, чим зумовлена значна інертність азоту у хімічних реакціях.

Таким чином, ковалентним *називається зв’язок, що здійснюється однією або декількома спільними електронними парами.*

Сполуки з ковалентним зв’язком називаються гомеополярними або атомними.

Можливий інший механізм утворення ковалентного зв’язку – ***донорно-акцепторний***. У цьому випадку хімічний зв’язок виникає за рахунок двоелектронної хмари одного атома і вільної орбіталі іншого атома.

Атом, що надає неподілену електронну пару, називається *донором*, а атом, що приймає її (тобто надає вільну орбіталі) – *акцептором*. Цей механізм утворення ковалентного зв’язку називається ***донорно-акцепторним***, або ***координаційним***.

Характерними властивостями ковалентного зв’язку вважають його *довжину, енергію, насичуваність і напрямленість.*

Довжина зв’язку – це між’ядерна відстань.

Хімічний зв’язок тим міцніший, чим меншою є його довжина. Вона вимірюється у нанометрах – *нм (10^{-9} м)*. Співвідношення між одиницями деяких фізичних величин наведені в *Додатку 3*.

Енергія зв’язку *визначається кількістю енергії, необхідної для розриву зв’язку. Вона вимірюється у кілоджоулях, віднесених до 1 моль речовини (кДж/моль).*

Зі збільшенням кратності зв'язку енергія зв'язку збільшується. Наприклад: енергія зв'язку *H–H* у молекулі H_2 становить *435 кДж/моль*, у молекулі F_2 – *159 кДж/моль,* у молекулі азоту – *940 кДж/моль* (енергія атомізації молекули). Отже, під час утворення одного моля H_2, F_2 і N_2 з ізольованих атомів виділяється *435 кДж/моль* для H_2, 159 *кДж/моль* для F_2 *і* 940 *кДж/моль* для N_2.

Під насичуваністю *розуміють здатність атомів утворювати обмежену кількість ковалентних зв'язків. Унаслідок насичуваності зв'язків молекули мають певний склад (H_2, H_2O, CH_4, Cl_2 тощо).*

Напрямленість *ковалентного зв'язку зумовлює просторову структуру молекул (їх геометрію, форму).*

Відомо, що ковалентний зв'язок виникає в напрямку максимального перекривання електронних орбіталей взаємодіючих атомів.

Залежно від способу перекривання орбіталей і симетрії електронної хмари, що утворюється, розрізняють σ (сигма) і π (пі) – зв'язки.

Йонний зв'язок. Особливості йонного зв'язку розглянемо на прикладі утворення молекули натрій хлориду *NaCl*. Атоми Натрію і Хлору, з яких утворилася ця сполука, значно відрізняються електронегативністю. З електронних формул *Na* $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ і *Cl* $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ зрозуміло, що це – атоми з незавершеними зовнішніми електронними рівнями. Для завершення зовнішнього рівня атому Натрію легше віддати 1 електрон, ніж приєднати 7, а атому Хлору легше приєднати 1 електрон, ніж віддати 7. Як свідчить досвід, під час хімічних реакцій атом Натрію віддає 1 електрон, а атом Хлору приєднує його. Схематично це можна записати так:

$Na - e^- = Na^+$;

$Cl + e^- = Cl^-$.

Електронна оболонка атома *Na* перетворилась на стійку оболонку атома благородного газу *Ne* – $1s^2 2s^2 2p^6$ (це натрій-йон Na^+), а оболонка атома *Cl* – на оболонку атома благородного газу *Ar* – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (це хлорид-йон Cl^-).

Між йонами Na^+ і Cl^- виникають сили електростатичного притягання, внаслідок чого утворюється сполука *NaCl*.

Хімічний зв'язок між йонами, спричинений електростатичними притяганнями, називається ***електровалентним****, або* ***йонним*** *зв'язком. Сполуки, які утворилися внаслідок притягання йонів, називаються* ***гетерополярними*** *або* ***йонними****.*

Йонний зв'язок, на відміну від ковалентного, характеризується *ненапрямленістю* у просторі (кожний йон здатний притягати йон протилежного знаку у будь-якому напрямку) і *ненасичуваністю*. Це сполуки, що складаються з йонів, тверді тіла з йонною кристалічною решіткою. Молекули у цьому випадку відсутні.

Йонні сполуки утворюють атоми елементів, які значно відрізняються за електронегативністю, наприклад атоми елементів головних підгруп I та II груп від атомів елементів головних підгруп VI та VII груп.

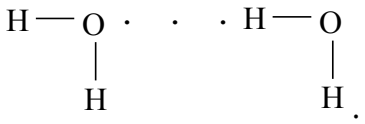
У наведеному прикладі молекулярна електронна хмара в *Na–Cl* (електронна пара) повністю зміщується до атома хлору. Це рівнозначно переходу електрона від атома Натрію до атома Хлору. Насправді ці зв'язки не бувають йонними на сто відсотків. Тому говорять про ступінь, або частку, йонності зв'язку.

Металічний зв'язок характерний для металів у твердому і рідкому станах. Однак у пароподібному стані атоми металів, як і всіх речовин, сполучаються між собою ковалентними зв'язками. Атоми більшості металів на зовнішньому енергетичному рівні містять невелике число електронів і надлишок валентних орбіталей. Під час зближення атомів унаслідок утворення кристалічної решітки валентні орбіталі сусідніх атомів перекриваються, електрони вільно переміщуються з однієї орбіталі на іншу, здійснюючи зв'язок між усіма атомами кристала металу. Такий тип хімічного зв'язку називається ***металічним зв'язком.***

Хімічний зв'язок у металах сильно делокалізований, тобто електрони, що здійснюють зв'язок, узагальнені *(«електронний газ»)* і переміщуються по

всьому шматку металу, який у цілому електронейтральний. Тому кристали з ковалентним зв'язком крихкі, а з металічним – пластичні.

Водневий зв'язок. Міжмолекулярний водневий Зв'язок виникає між молекулами, до складу яких входять Гідроген і сильно електронегативний елемент – Флуор, Оксиген, Нітроген, рідше – Хлор, Сульфур. Оскільки, в такій молекулі спільна електронна пара сильно зміщена від атома Гідрогену до атома електронегативного елемента, то протон Гідрогену взаємодіє з неподіленою електронною парою іншого атома або йона. У результаті утворюється слабкіший зв'язок, що називається ***водневим***. Водневий зв'язок позначають трьома крапками. Він набагато слабкіший від ковалентного зв'язку (у 15–20 разів). Наприклад, утворення димерів води:



Задачі та вправи

1. Укажіть тип гібридизації молекули метану CH_4.

Розв'язування. Центральний атом Карбону у збудженому стані ($_6C$*) має чотири валентних (неспарених) електрони: $1s^2 2s^1 2p^3$.

Під час утворення молекули метану в атома Карбону гібридизувались орбіталі одного *s*- і трьох *p*-електронів і утворилися чотири однакові гібридизовані орбіталі.

Така гібридизація називається sp^3-гібридизацією. Валентний кут становить $109^\circ 28'$.

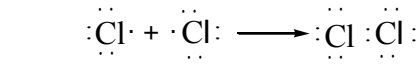
Унаслідок перекривання чотирьох гібридизованих sp^3-орбіталей центрального атома Карбону і s-орбіталей чотирьох атомів Гідрогену утворюється міцна молекула з чотирма однаковими зв'язками.

2. Укажіть тип хімічного зв'язку в молекулах H_2, Cl_2, HCl.

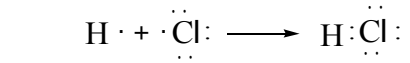
Розв'язування:

а) між атомами Гідрогену утворюється двоелектронний ковалентний зв'язок (неполярний) за схемою:

б) між атомами Хлору утворюється двоелектронний ковалентний зв'язок:



в) Утворення молекули HCl можна зобразити схемою:



3. укажіть типи хімічних зв’язків у молекулах таких речовин: H_2O, CO, HCl, BCl, $BrCl$, LiH, CH_4, Na, $NaCl$, CaF_2, Cl_2, O_2, N_2.

Розв’язування. BCl_3, $BrCl$, CH_4, H_2O, CO, HCl – ковалентний полярний зв’язок;

Cl_2, O_2, N_2 – ковалентний неполярний зв'язок;

LiH, CaF_2, $NaCl$ – йонний хімічний зв'язок;

Na – металічний зв'язок.

4. Визначте, як змінюється міцність сполук у ряду *HF*, *HCl*, *HBr*, *HI*.

Розв’язування. Міцність зв’язку залежить від довжини зв’язку. Оскільки радіус атома в процесі переходу від Флуору до Йоду зростає, то міцність сполук цих елементів зменшується.

Лабораторна робота № 2

ХІМІЧНИЙ ЗВ’ЯЗОК І ВЛАСТИВОСТІ РЕЧОВИН

Обладнання: *пінцет, універсальний індикаторний папір, скляна паличка, пробіркотримач, сірники, штатив з пробірками, пальник, піпетки, мірний циліндр.*

Реактиви: *порошкоподібні – натрій хлорид, натрій бромід, натрій йодид; концентрована сульфатна кислота; розчини – арґентум(I) нітрату (конц.), калій йодиду (2н), калій броміду (2н), калій хлориду (2н), калій флуориду (2н), хлоридної кислоти (0,1н), амоній гідроксиду (0,1н); дистильована вода.*

Дослід1. **Порівняння міцності ковалентних зв'язків у галогеноводнях**

У три пробірки внесіть небагато порошкоподібних натрій хлориду, натрій броміду, натрій йодиду, додайте в кожну 2–3 краплі концентрованої сульфатної кислоти. Що спостерігається при цьому? Ураховуючи, що *HCl, HBr, HI* – безбарвні гази, зробіть висновок, які галогеноводні легше окиснюються сульфатною кислотою, які з них міцніші?

Дослід 2. **Вплив характеру хімічного зв'язку на розчинність солей Аргентуму**

У чотири пробірки налийте по 1 *мл* розчину аргентум(I) нітрату, потім послідовно у кожну додайте 0,5 *мл* 2*н* розчинів калій йодиду, калій броміду, калій хлориду та калій флуориду. Зазначте, в яких пробірках утворилися осади та якого вони кольору. Найменш розчинним з утворених осадів є аргентум(I) йодид унаслідок більшої ковалентності хімічного зв'язку між атомами аргентуму і йоду, що пояснюється збільшенням радіуса атомів від Флуору до Йоду, а разом з цим і зростанням здатності до поляризації Йоду. Йонний зв'язок між атомами Аргентуму і Флуору в молекулі аргентум(I) флориду пояснює причину помітної розчинності цієї сполуки у воді. У звіті напишіть рівняння відповідних реакцій.

Дослід 3. **Взаємодія молекул з різним типом хімічного зв'язку**

У пробірку налийте 1 *мл* розчину хлоридної кислоти і додайте 1 *мл* розчину амоній гідроксиду. Напишіть рівняння реакції взаємодії речовин, дайте назву отриманої солі. Укажіть тип хімічного зв'язку в катіоні амонію. Яка речовина утворюється в результаті взаємодії газоподібних *HCl* і NH_3?

Запитання для самоконтролю

1. Укажіть усі можливі валентності для Нітрогену, Сульфуру, Хлору.
2. Електронна формула має закінчення $3d^5 4s^2$. Визначте порядковий номер цього елемента.
3. Складіть електронні схеми будови молекул N_2, H_2, *HCl.*

4. Що називають кратністю зв'язку? Чому вона дорівнює, якщо від двох взаємодіючих атомів в її утворенні брали участь:
   а) 2е; б) 4е; в) 6е? Наведіть відповідні приклади.
5. У якій сполуці найбільше виражена полярність зв'язку: H_2S, CH_4, PH_3, HCl, NH_3, H_2O? До якого з елементів у кожній сполуці зміщена загальна електронна пара?
6. Наведіть приклади, коли атоми одного й того самого елемента утворюють різні види хімічного зв'язку: йонний, ковалентний, полярний і ковалентний неполярний.
7. Напишіть електронно-йонні схеми реакцій сполучення:
   а) Кальцію з Гідрогеном; б) Магнію з Хлором; в) Алюмінію з Фосфором.
8. Які типи зв'язків є у таких молекулах: NaF, Li_2O, K_2CO_3, H_2O, Br_2?
9. У якій з наведених сполук зв'язок найбільш і найменш полярний: NaI, $NaBr$, CsI?
10. Наведіть електронну конфігурацію за допомогою електронних комірок: атома Калію, атома Купруму, йонів Ca^{2+}, Cl^-, P^{3+}.
11. Чому Кальцій не виявляє валентності 3, а Фосфор 6, Нітроген – 5?
12. Чому кут $H - O - H$ у молекулі води дорівнє 105°, а не 90°?
13. Зобразіть перекривання електронних орбіталей у молекулах:
    а) F_2; *б)* HF; *в)* H_2S; *г)* PH_2.

1.1.3. Класифікація неорганічних речовин

Найважливішими класами неорганічних сполук є оксиди, кислоти, основи, солі.

Оксидами називають сполуки елемента з Оксигеном. Розрізняють оксиди:

- несолетворні: NO, CO, N_2O;
- солетворні.

Солетворні оксиди поділяються на кислотні, основні та амфотерні.

До *кислотних оксидів* відносяться оксиди неметалів: N_2O_5, CO_2, SO_3, P_2O_5 та оксиди металів у найвищому ступені окиснення: CrO_3, Mn_2O_7, V_2O_5. Ці оксиди називають ангідридами відповідних кислот.

Основні оксиди – це виключно оксиди металів нижчої або основної валентності: Na_2O, MgO, FeO.

Амфотерні оксиди мають подвійний характер і, залежно від умов, виявляють кислотні або основні властивості: ZnO, Al_2O_3, Cr_2O_3.

Основами називаються сполуки металів з гідроксильними групами. У розчинах основи дисоціюють на йони металу та йони гідроксилу OH^-. Основи, розчинні у воді, називаються *лугами*. За кількістю гідроксильних груп, здатних заміщуватися на кислотні залишки, основи поділяються на одно-, дво- та багатокислотні: KOH, $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_3$.

Основи, які містять більше однієї гідроксильної групи, дисоціюють ступінчасто:

$Fe(OH)_3 \leftrightarrow Fe(OH)_2^{1+} + OH^-$;

$Fe(OH)_2^{1+} \leftrightarrow Fe(OH)^{2+} + OH^-$;

$Fe(OH)^{2+} \leftrightarrow Fe^{3+} + OH^-$.

Амфотерні гідроксиди виявляють кислотні і основні властивості. З кислотами вони реагують як основи, з основами – як кислоти. Амфотерні гідроксиди реагують тільки зі сильними кислотами і лугами. Формулу амфотерного гідроксиду можна записати по-різному: $Al(OH)_3$ – алюміній гідроксид, H_3AlO_3 – ортоалюмінатна кислота.

Кислотами називаються гідрати кислотних оксидів. Кислотами є речовини, які містять Гідроген, здатний заміщуватися металом з утворенням солі. За кількістю атомів Гідрогену кислоти поділяються на одно-, дво- та багатоосновні. У водних розчинах дисоціюють на йони Гідрогену та йони кислотних залишків:

$H_2SO_4 \leftrightarrow HSO_4^- + H^+$;

$HSO_4^- \leftrightarrow SO_4^{2-} + H^+$.

Солі – тверді, нелеткі кристалічні речовини, що є продуктами заміщення Гідрогену кислоти металом або гідроксильних груп основи кислотним залишком.

Солі поділяються на середні (нормальні), кислі, основні.

Середні солі – продукт повного заміщення Гідрогену кислоти металом або гідроксильних груп основи кислотним залишком*:* Na_2SO_4*;* $CuCl_2$*.*

Кислі солі – продукт неповного заміщення Гідрогену кислоти металом: Na_2HPO_4*,* $NaHSO_4$*.*

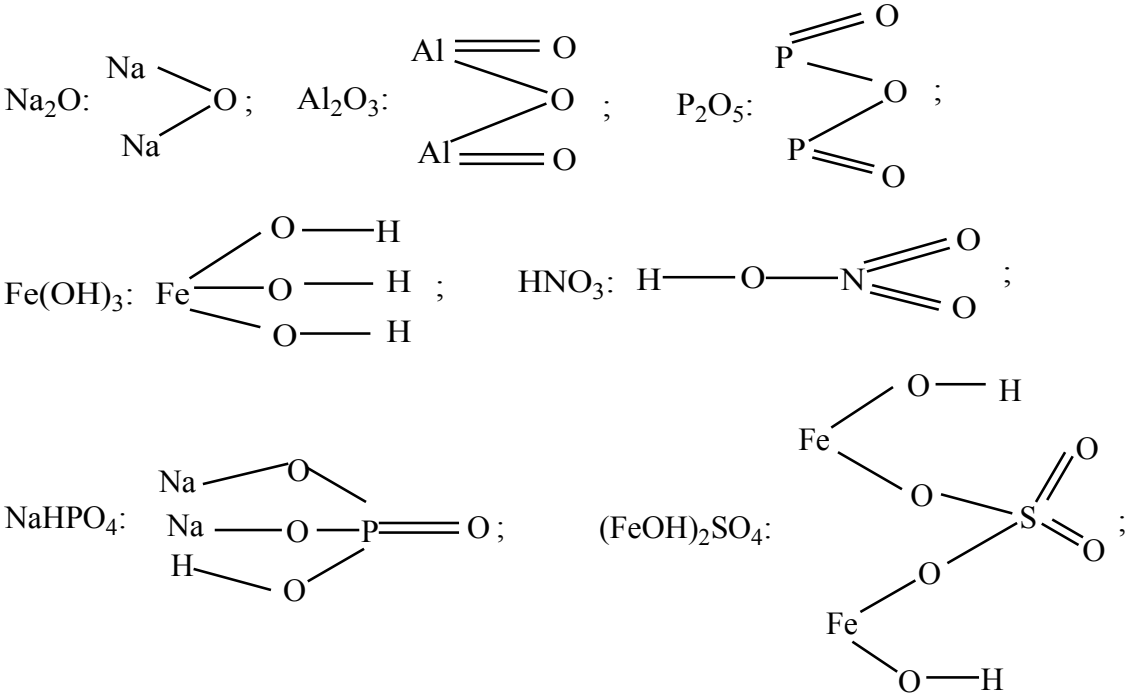
Основні солі – продукт неповного заміщення гідроксильних груп основ кислотним залишком: $Fe(OH)SO_4$*;* $(CuOH)_2SO_4$*;* $Al(OH)_2Cl$*;* $Ni(OH)NO_3$*;* $Al(OH)SO_4$*.* Назви найважливіших кислот та їх солей наведено в *Додатку 4.*

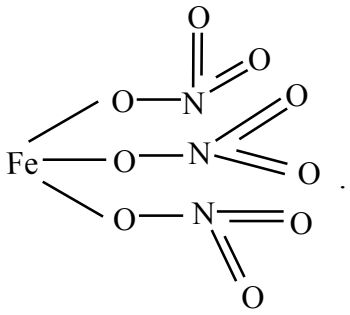
Задачі та вправи

1. Наведіть графічні формули сполук:

$Na_2O; Al_2O_3; P_2O_5; Fe(OH)_3; HNO_3; Fe(NO_3)_3; Na_2HPO_4; (FeOH)_2SO_4$.

Розв'язування:



$Fe(NO_3)_3$: 

2. Які з перелічених оксидів будуть взаємодіяти з водою: *CaO, Na_2O, SiO_2, CuO, P_2O_5, CrO_3 ?*

Розв'язування. З водою взаємодіють кислотні оксиди, за винятком SiO_2, оксиди лужних і лужноземельних металів:

- кислотний оксид + $H_2O \rightarrow$ кислота;
- оксид лужного або лужноземельного металу + $H_2O \rightarrow$ луг:

$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$;
$CuO + H_2O \neq$;
$SiO_2 + H_2O \neq$;
$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$;
$CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$;
$Na_2O + H_2O = 2NaOH$.

3. Які з перелічених основ будуть реагувати попарно: *LiOH, $Ba(OH)_2$, $Be(OH)_2$, $Cu(OH)_2$?*

Розв'язування. Відомо, що амфотерна основа + луг $\rightarrow$ сіль + H_2O:

$2LiOH + Be(OH)_2 = Li_2BeO_2 + 2H_2O$;
$Ba(OH)_2 + Be(OH)_2 = BaBeO_2 + H_2O$.

4. Як можна отримати такі кислоти: *HBr, H_3PO_4?*

Розв'язування. HBr – безоксигенова кислота, її отримують наступними способами:

$H_2 + Br_2 = 2HBr$;
$2NaBr + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HBr$.

H_3PO_4 – оксигеновмісна кислота, її отримують наступними способами:

$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$;
$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$.

5. До яких типів належать солі:

$Mn(NO_3)_2$, $CuSO_4$, $(ZnOH)_2SO_4$, $NaHSO_4$, $FeOHCl_2$, $MgOHCl$.

Розв'язування.

Середні солі: $Mn(NO_3)_2$, $CuSO_4$.

Основні солі: $(ZNOH)_2SO_4$, $FeOHCl_2$, $MgOHCl$.

Кислі солі: $NaHSO_4$, K_2HPO_4.

Лабораторна робота № 3

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Обладнання: *штатив з пробірками, металічна ложка, скляна паличка, пальник, піпетки.*

Реактиви: *шматочки цинку; кристали – сірки, кальцій оксиду, купрум(II) оксиду, цинк оксиду; дистильована вода, фенолфталеїн; розчини – барій хлориду, натрій сульфату, барій нітрату, аргентум нітрату, ферум (III) хлориду, ферум(III) сульфату, купрум(II) сульфату, магній сульфату, алюміній сульфату, натрій гідроксиду, сульфатної кислоти, хлоридної кислоти; концентрована хлоридна кислота.*

Дослід 1. **Відношення оксидів до води**

1) Помістіть у пробірку небагато кальцій оксиду та додайте декілька крапель дистильованої води. Що спостерігається? Потім знову долийте декілька крапель дистильованої води та додайте декілька крапель фенолфталеїну. Що відбувається? Напишіть рівняння реакції.

2) У пробірку внесіть декілька кристалів купрум(II) оксиду, долийте 3–4 краплі дистильованої води та все перемішайте скляною паличкою. Додайте до розчину 2–3 краплі фенолфталеїну. Що спостерігається? Чи відбувається реакція купрум(II) оксиду з водою?

Дослід 2. **Одержання розчинних у воді гідроксидів**

У пробірку внесіть декілька кристалів (на кінчику штапеля) барій оксиду чи кальцій оксиду, додайте воду, перемішайте. До отриманого розчину додайте декілька крапель фенолфталеїну або лакмусу. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 3. **Одержання гідроксидів у процесі взаємодії солі з лугом**

У три пробірки налийте по 3–4 краплі розчинів солей: у першу –

ферум(III) сульфат, у другу – купрум(II) сульфат, у третю – магній сульфат. Додайте в кожну пробірку 2–3 краплі розчину лугу. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 4. **Взаємодія кислот з металами**

У пробірку помістіть шматочок цинку та долийте 3–4 краплі розведеної сульфатної кислоти. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 5. **Взаємодія солі з металом**

У пробірку внесіть 3–4 краплі розчину купрум(II) сульфату, шматочок цинку та нагрійте розчин до кипіння. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 6. **Взаємодія розчинів солей**

У пробірку внесіть 3–4 краплі розчину барій хлориду та додайте такий самий об’єм розчину натрій сульфату. Повторіть дослід, використовуючи розчини барій нітрату та магній сульфату. Що спостерігається в обох випадках? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 7. **Взаємодія солі з кислотою**

У пробірку внесіть 4–5 крапель розведеної хлоридної кислоти та додайте 1–2 краплі аргентум нітрату. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 8. **Взаємодія солі з гідроксидом**

У пробірку внесіть 5–6 крапель розчину ферум(III) хлориду, додайте розчин натрій гідроксиду. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 9. **Одержання основної солі**

У пробірку внесіть 4–5 крапель розчину купрум(II) сульфату та додайте краплями розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Який колір має осад? Нагрійте одержаний осад. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції взаємодії купрум(II) сульфату з лугом. Яка сіль при цьому утворюється?

1.1.4. Основні стехіометричні закони

Закон збереження маси і енергії (М.В. Ломоносов, 1748 р.). ***Маса речовин, які вступили в хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, які утворилися в результаті реакції.***

Енергія ізольованої системи не змінюється, а лише переходить з однієї форми в іншу.

Взаємозв'язок маси (m) і енергії (E) виражає рівняння Енштейна:

$E = m \cdot c^2$,

c – швидкість світла в вакуумі ($c = 3 \cdot 10^8$ *м/с*).

Закон сталості складу речовини (Ж. Пруст, 1801 р.). ***Кожна хімічна сполука має досить визначений і постійний склад, незалежно від способу і умов її одержання.***

Сучасне формулювання закону: склад сполук молекулярної структури є сталим незалежно від способу одержання. Склад сполук з немолекулярною структурою залежить від умов одержання (наприклад, склад TiO_2 залежить від температури і тиску кисню, який застосовується під час синтезу).

Закон еквівалентів. Елементи сполучаються між собою в кількостях, пропорційних їх хімічним еквівалентам: $m_1 / m_2 = E_1 / E_2$.

Поняття «еквівалент» було введено в 1803 р. Дж. Дальтоном.

Еквівалент – це масова кількість елемента, яка з'єднується з однією масовою часткою Гідрогену (1 моль) або заміщує його в сполуках.

Еквівалентна маса – це маса 1 еквівалента речовини *(г-екв/ моль)*.

Між еквівалентом E, атомною масою елемента A і стехіометричною валентністю B існує залежність: $E = A / B$ – еквівалент елемента.

Наприклад, еквіваленти:

$$E_{Al} = \frac{A_{Al}}{B} = \frac{27}{3} = 9^{г \cdot екв}/_{моль};$$

$$E_{Na_2^{+1}O} = E_{Na} + E_O = 23 + 8 = 31^{г \cdot екв}/_{моль}$$ – оксиду;

$$E_{NaOH} = \frac{M_{NaOH}}{1} = \frac{23 + 16 + 1}{1} = 40^{г \cdot екв}/_{моль}$$ – гідроксиду;

$E_{H_2SO_4} = \frac{M_{H_2SO_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49\, г \cdot екв/моль$ – кислоти;

$E_{Al^{+3}Cl_3} = \frac{M_{AlCl_3}}{3 \cdot 1} = \frac{132{,}15}{3} = 44{,}03\, г \cdot екв/моль$ – солі.

Закон кратних відношень (Дж. Дальтон, 1803 р). ***Якщо два елементи утворюють між собою декілька сполук, то вагові кількості одного елемента, які сполучаються з однією і тією ж кількістю іншого, сполучаються між собою як невеликі цілі числа.***

Закон об'ємних відношень (Ж. Г. Гей-Люссак, 1808 р.) ***Об'єми газів, що вступили в реакцію, відносяться один до одного і до об'ємів отриманих газоподібних продуктів як невеликі цілі числа.***

Закон Авогадро (А. Авогадро, 1811 р.). ***В рівних об'ємах різних газів за однакових умов (Т, Р) міститься однакова кількість молекул.***

Наслідки із закону Авогадро

1. Один моль будь-якого газу за однакових умов має однаковий об'єм. Тобто за нормальних умов – н. у. (Р = 101325 Па; Т = 273 К) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л:

$V_m = 22{,}4\, л/моль$ – молярний об'єм газу.

$$\boxed{V_m = \frac{V}{\nu}} \qquad \boxed{V_m = \frac{V \cdot M}{\rho}}$$

V – об'єм газу, *л*;

M – молярна маса газу, *кг/моль*;

ν – кількість речовини, *моль*;

ρ – густина газу, $кг/м^3$.

2. Маса одного і того ж об'єму газу тим більша, чим більша маса його молеку:.

$D = \frac{M_1}{M_2}$; D – відносна густина газу.

$M = 2 \cdot D_{H_2}$; M – молярна маса газу дорівнює його подвійній густині за воднем.

$M = 29 \cdot D_{пов.}$; M – молярна маса газу за повітрям.

Задачі та вправи

1. Скільки атомів міститься у фосфорі кількістю речовини 0,25 моля?

Розв'язування. Кількість речовини визначається за формулою:

$$\nu = \frac{N}{N_A}; \quad N = N_A \cdot \nu;$$

$$N(P) = 6{,}02 \cdot 10^{23} моль \cdot 0{,}25 \ моль = 1{,}505 \cdot 10^{23} (атомів).$$

2. Яка кількість речовини міститься в 459 *г* барій оксиду (BaO)?

*Розв'язування.*Записуємо формулу, яка показує співвідношення між кількістю речовини та її масою,

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

Знаходимо молярну масу барій оксиду:

$$M(BaO) = 137 + 16 = 153 \ г/моль$$

Підставляємо значення у початкову формулу:

$$\nu(BaO) = \frac{459 г}{153 г/моль} = 3 \ моль$$

3. Визначте масу натрій карбонату кількістю речовини 2,25 моля, формула якого Na_2CO_3.

Розв'язування. Записуємо формулу, яка показує співвідношення між масою речовини та її кількістю, $m = \nu \cdot M$.

Знаходимо молярну масу натрій карбонату:

$$M(Na_2CO_3) = 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 = 106 \ г/моль$$

Підставляємо значення у початкову формулу:

$$m(Na_2CO_3) = 2{,}25 моль \cdot 106 г/моль = 238{,}5 \ г.$$

4. Яка кількість речовин міститься в 24,5 *г* сульфатної кислоти (H_2SO_4)?

Розв'язування. Записуємо формулу, яка показує співвідношення між кількістю речовини та її масою,

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

Знаходимо молярну масу сульфатної кислоти:

$M(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \ \ г/моль$

Підставляємо значення у початкову формулу:

$\nu(H_2SO_4) = \frac{24{,}4г}{98г/моль} = 0{,}25 \ \ моль$

5. Для виробництва чавуну використовують червоний залізняк, формула якого Fe_2O_3. Скільки молів становлять 240 *m* цієї речовини?

Розв'язування. Записуємо формулу, яка показує співвідношення між кількістю речовини та її масою,

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

Знаходимо молярну масу ферум(III) оксиду:

$M(Fe_2O_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160 \ \ г/моль = 0{,}16 \ \ кг/моль$

Підставляємо значення у початкову формулу:

$\nu(Fe_2O_3) = \frac{24000 \ \ кг}{0{,}16 \ \ кг/моль} = 1500000 \ \ моль$

6. Скільки атомів знаходиться у зразку силіцію масою 0,7 *кг*?

Розв'язування. Кількість речовини визначаємо за формулами:

$\nu = \frac{N}{N_A}; \ N = N_A \cdot \nu; \ \nu = \frac{m}{M};$

Знаходимо молярну масу силіцію:

$M(Si) = 28 \ \ г/моль = 0{,}028 \ \ кг/моль$

$\nu(Si) = \frac{0{,}7кг}{0{,}028 \ \ кг/моль} = 25 \ \ моль$

$N = 6{,}02 \cdot 10^{23} моль \cdot 25 \ \ моль = 150 \cdot 10^{23} = 1{,}5 \cdot 10^{25} (атомів).$

7. Де більше атомів: у залізі масою 16,8 *г* чи в силіцію масою 16,8 *г*? У скільки разів?

Розв'язування. Кількість атомів визначаємо за формулою:

$N = N_A \cdot \nu$.

Знаходимо співвідношення кількостей атомів заліза і силіцію:

$$\frac{N(Fe)}{N(Si)} = \frac{\nu(Fe)\cdot N_A}{\nu(Si)\cdot N_A}, або \frac{N(Fe)}{N(Si)} = \frac{\nu(Fe)}{\nu(Si)}.$$

Отже, щоб порівняти кількості атомів заліза і силіцію, потрібно порівняти кількості цих речовин:

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

$$M(Si) = 28 \ г/моль; M(Fe) = 56 \ г/моль;$$

$$\nu(Si) = \frac{16{,}8 \ г}{28 \ г/моль} = 0{,}6 \ моль; \quad \nu(Fe) = \frac{16{,}8 \ г}{56 \ г/моль} = 0{,}3 \ моль;$$

$$\frac{N(Si)}{N(Fe)} = \frac{0{,}6}{0{,}3} = 2.$$

У 16,8 *г* силіцію атомів у два рази більше, ніж у 16,8 *г* заліза.

8. Яку масу сірки потрібно взяти, щоб у ній було стільки ж атомів, скільки міститься в залізі масою 3,08 *г*?

Розв'язування. Кількість атомів визначаємо за формулою $N = N_A \cdot \nu$.

Якщо $N(S) = N(Fe)$, *то* $\nu(S) = \nu(Fe)$.

$$M(S) = 32 \ г/моль; M(Fe) = 56 \ г/моль;$$

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

$$\nu(Fe) = \frac{3{,}08 \ г}{56 г/моль} = 0{,}055 \ моль;$$

$$m = \nu \cdot M;$$

$$m(S) = 0{,}055 \ моль \cdot 32 \ г/моль = 1{,}76 \ г.$$

В 1,76 *г* сірки і в 3,08 *г* заліза міститься однакова кількість атомів.

9. Сірководень утворюється внаслідок гниття органічних сполук, особливо його багато утворюється під час гниття яєчного білка. Встановіть формулу сірководню, коли відомо, що масові частки Гідрогену і Сульфуру відповідно становлять: 5,88 та 94,12 %.

Розв'язування. З умови задачі зрозуміло, з яких атомів складається дана речовина, тому залишається встановити їх кількість.

У загальному вигляді формулу невідомої сполуки можна подати, умовно позначивши її як речовину А:

$A - H_x S_y$, де *x, y* – індекси.

Відповідно до закону сталості складу речовини співвідношення атомів у молекулі речовини таке саме, як і співвідношення кількостей речовини елементів у будь-якій довільній кількості речовини:

$x : y = \nu(H) : \nu(S).$

Нехай $(A) = 100$ *г*, тоді:

$m(H) = 5{,}88$ *г*, $m(S) = 94{,}12$ *г*.

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

$M(S) = 32$ *г / моль*; $M(H) = 1$ *г / моль*;

$$\nu(H) = \frac{5{,}88 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} = 5{,}88 \text{ моль}; \quad \nu(S) = \frac{94{,}12 \text{г}}{32 \text{ г/моль}} = 2{,}94 \text{ моль}$$

$x : y = 5{,}88 : 2{,}94 = 2 : 1.$

Формула сірководню – H_2S.

10. Масові частки Калію, Хрому і Оксигену у складі сполуки відповідно дорівнюють: 26,53, 35,37 і 38,1 %. Знайдіть формулу сполуки.

Розв'язування. У загальному вигляді формулу невідомої сполуки можна подати, умовно позначивши її як речовину А:

$A - K_x Cr_y O_z$, де *x, y, z* – індекси.

$x : y : z = \nu(K) : \nu(Cr) : \nu(O).$

Припускаємо, що маса невідомої речовини 100 *г*, тоді:

$m(K) = 26{,}53$ *г*, $m(Cr) = 35{,}37$ *г*, $m(O) = 38{,}1$ *г*.

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

$M(K) = 39 \text{г/моль}$; $M(Cr) = 52 \text{г/моль}$; $M(O) = 16 \text{г/моль}$.

$$\nu(K) = \frac{26{,}53 \text{ г}}{39 \text{ г/моль}} = 0{,}68 \text{ моль};$$

$$\nu(Cr) = \frac{35{,}37 \text{ г}}{52 \text{ г/моль}} = 0{,}68 \text{ моль};$$

$$\nu(O) = \frac{38{,}1 \text{г}}{16 \text{ г/моль}} = 2{,}38 \text{ моль}.$$

Отже, підставляючи дані у попередню формулу, отримуємо таке співвідношення:

$x : y : z = 0{,}68 : 0{,}68 : 2{,}38.$

Поділивши кожне число на найменше, отримуємо: $1 : 1 : 3{,}5.$

Зрозуміло, що індекс повинен бути цілим числом, тому це співвідношення збільшуємо у два рази: $2 : 2 : 7.$

Підставляємо ці значення у формулу і отримуємо: $K_2Cr_2O_7$.

11. Який об'єм займе 0,5 моля водню?

Розв'язування. Об'єм водню визначаємо за формулою $\nu = \frac{V}{V_M};\ V = \nu \cdot V_M.$

Підставляємо значення у формулу, знаючи, що

V_M – молярний об'єм газів за нормальних умов приблизно дорівнює *22,4 л/моль*. Нормальні умови (н.у.) – це умови, коли система перебуває за температури *273 К*, або *0 °С*; тиск *101325 Па* тобто *101,325 кПа*.

$V(H_2) = 0{,}5\ \text{моль} \cdot 22{,}4\ \text{л/моль} = 11{,}2\ \text{л}.$

12. Скільки моль становить 2,8 *л* вуглекислого газу?

Розв'язування. Кількість речовини визначаємо за формулою:

$$\nu = \frac{V}{V_M};\ \nu(CO_2) = \frac{2{,}8\ \text{л}}{22{,}4\ \text{л/моль}} = 0{,}125\ \text{моль}$$

13. Скільки молів становлять 280 $м^3$ газу метану?

Розв'язування. Кількість речовини обчислюємо за формулою:

$$\nu = \frac{V}{V_M}.$$

$V_M = 22{,}4\ \text{л/моль} = 0{,}0224\ \text{м}^3/\text{моль};$

$$\nu(CH_4) = \frac{280\ \text{м}^3}{0{,}0224\ \text{м}^3/\text{моль}} = 12500\ \text{моль}$$

14. Який об'єм за нормальних умов займе 60 *кг* рідкого амоніаку (NH_3)?

Розв'язування. Об'єм газу становлюємо за формулою:

$$\nu = \frac{V}{V_M};\ V = \nu \cdot V_M.$$

Кількість речовини можна обчислити, виходячи з її залежності від маси,

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

Знаходимо молярну масу амоніаку, подавши її у кілограмах на моль (*кг/моль*):

$$M(NH_3) = 14 + 1 \cdot 3 = 17 \ \ г/моль = 0{,}017 \ \ кг/моль$$

$$\nu(NH_3) = \frac{68 \ \ кг}{0{,}017 \ \ кг/моль} = 4000 \ \ моль$$

Обчислюємо об'єм газу за нормальних умов:

$$V_M = 22{,}4 \ \ л/моль = 0{,}0224 \ \ м^3/моль;$$

$$V(NH_3) = 4000 \ \ моль \cdot 0{,}0224 \ \ м^3/моль = 89{,}6 \ \ м^3.$$

15. Газ, який займає об'єм 1,5 *л* за нормальних умов, має масу 4,29 *г*. Яка молярна маса цього газу?

Розв'язування. Молярну масу визначаємо за формулою $M = \frac{m}{\nu}$.

Кількість речовини газу обчислюємо за співвідношенням $\nu = \frac{V}{V_M}$.

Знаходимо кількість речовини газу і підставляємо це значення у початкову формулу:

$$\nu = \frac{1{,}5 \ \ л}{22{,}4 \ \ л/моль} = 0{,}067 \ \ моль;$$

$$M = \frac{4{,}29 \ \ г}{0{,}067 \ \ моль} = 64 \ \ г/моль$$

16. Яку густину за воднем і повітрям має газова суміш, що складається з азоту, водню, амоніаку, якщо об'ємні частки цих газів відповідно становлять 30, 10 і 60 %.

Розв'язування. Mr (суміші) = 28 · 0,3 + 2 · 0,1 + 17 · 0,6 = 18,8;

D_{H_2} (суміші) = 18,8/2 = 9,4; $D_{пов.}$ (суміші) = 18,8/29 = 0,65.

Запитання для самоконтролю

1. Складіть графічні формули таких оксидів: *ZnO; SO_3; P_2O_5; Cl_2O_7; Cr_2O_3; SiO_2; As_2O_5; SeO_3; Mn_2O_7.*

2. Напишіть рівняння реакцій розкладу гідроксидів: $AgOH$; $Cu(OH)_2$; $Fe(OH)_3$; $Cr(OH)_3$.
3. Напишіть рівняння реакцій, що характеризують амфотерні властивості сполук: SnO; Cr_2O_3; BeO; ZnO; Al_2O_3.
4. Здійсніть перетворення : а) $K \rightarrow K_2O \rightarrow KOH$; б) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow Cu(OH)_2$.
5. Складіть графічні формули таких кислот: нітратної, нітритної, сульфатної, сульфідної, сульфітної, ортофосфатної.
6. Запишіть молекулярні формули кислот, які відповідають таким оксидам: *а*) N_2O_3; б) CO_2; в) SO_3; г) Cl_2O_7.
7. Запишіть формули середніх солей, утворених кислотами і металами: а) сульфатною кислотою і калієм; б) карбонатною кислотою і барієм; в) нітратною кислотою і алюмінієм.
8. Назвіть та складіть графічні формули солей: $NaHSO_4$; $KHCO_3$; $Ca(HCO_3)_2$; NaH_2PO_4; $Al(OH)Cl_2$.
9. Напишіть рівняння реакцій неповної нейтралізації, у результаті якої утворюються кислі і основні солі: $NaHSO_4$; $KHCO_3$; $Ca(HCO_3)_2$; KH_2PO_4; $Cu(OH)Cl$; $Fe(OH)SO_4$; $Al(OH)_2Cl$.
10. Які кислоти можна отримати безпосередньою взаємодією простих речовин з воднем? Наведіть приклади, назвіть відповідні кислоти.
11. Дані такі речовини: барій оксид, ферум(II) сульфат, вода, сульфатна кислота, купрум(II) оксид. Як, використовуючи ці речовини, отримати: а) барій гідроксид; б) ферум(III) гідроксид; в) купрум(II) гідроксид? Напишіть рівняння відповідних реакцій.
12. Маючи вугілля, кальцій і кисень, отримайте кальцій карбонат. Напишіть рівняння відповідних реакцій.
13. Як отримати магній сульфат, виходячи з таких речовин: а) магнію; б) магній оксиду; в) магній гідроксиду; г) магній карбонату? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

15. Суміш купрум(II) оксиду з міддю обробили надлишком хлоридної кислоти і відфільтрували. Що залишилося на фільтрі, що перейшло у розчин? Напишіть рівняння можливих реакцій.
16. Як отримати цинк нітрат, якщо є розчини: цинк хлориду, натрій нітрату, калій нітрату, аргентум нітрату?

1.2. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА

Реакції, які перебігають з виділенням теплоти, називаються **екзотермічними**, з поглинанням теплоти − **ендотермічними**.

Хімічні рівняння, які супроводжуються вказівкою теплового ефекту реакції, називаються **термохімічними**. У таких рівняннях формули сполук і символи елементів відповідають молям речовини, тому коефіцієнти при них можуть бути дробовими числами.

Оскільки тепловий ефект реакції залежить від температури і тиску, то домовились його відносити до тиску *P = 101,325 кПа* і температури *T = 25 °C (298,15 K).* Складаючи рівняння, враховують стан речовин, які беруть участь у реакції: твердий (*т*), рідкий (*р*), газоподібний (*г*), кристалічний (*к*). Тепловий ефект прийнято позначати *ΔH,* виражати в кілоджоулях *(кДж)* і відносити до 1 моля речовини (продукту реакції).

Знаки теплових ефектів вважаються позитивними в ендотермічних процесах (теплота поглинається) і негативними в екзотермічних процесах (теплота виділяється).

Для виконання термодинамічних розрахунків у термохімії введені поняття теплоти або ентальпії утворення і теплоти або ентальпії згоряння речовин.

Кожна речовина має певну ентальпію. **Ентальпія** (позначається літерою *H*) − це властивість речовини − міра енергії, яка накопичується речовиною в процесі її утворення.

Тепловий ефект реакції *ΔH* являє собою різницю ентальпій кінцевих продуктів реакції та вихідних реагуючих речовин, тобто

$$\Delta H = \Sigma H_{кінц.} - \Sigma H_{вих.}$$

Перший закон термохімії ***сформулювали Лавуазьє і Лаплас у 1784 р.: тепловий ефект утворення даної сполуки дорівнює тепловому ефекту її розкладу, але має протилежний знак.***

Отже, під час утворення 1 моля кальцій оксиду (*CaO)* із простих речовин кальцію і кисню виділяється 635,1 *кДж* теплоти:

$Ca_{(к)} + \frac{1}{2} O_{2\,(г)} \rightarrow CaO_{(к)}$, $\Delta H = -635{,}1$ *кДж*.

Така сама кількість теплоти поглинається в разі розкладу 1 моля кальцій оксиду на кальцій і кисень:

$CaO_{(к)} \rightarrow Ca_{(к)} + \frac{1}{2} O_{2\,(г)}$, $\Delta H = -635{,}1$ *кДж*.

Другий закон термохімії ***(основний закон термохімії, закон Гесса, 1840 р.): тепловий ефект хімічних реакцій, які відбуваються за умов сталого об'єму чи сталого тиску, не залежить від числа проміжних стадій і визначається тільки початковим і кінцевим станом системи.***

Сутність закону Гесса проілюструємо на прикладі процесу окиснення графіту до карбон діоксиду CO_2. Цей процес можна або відразу здійснити

$C_{(графіт)} + O_{2\,(г)} \rightarrow CO_{2\,(г)}$, ΔH,

або через проміжну стадію утворення і згоряння карбон(II) оксиду:

$C_{(графіт)} + \frac{1}{2} O_{2\,(г)} \rightarrow CO_{(г)}$, ΔH_1;

$CO_{(г)} + \frac{1}{2} O_{2\,(г)} \rightarrow CO_{2\,(г)}$, ΔH_2.

Згідно зі законом Гесса, якщо вихідний і кінцевий тиск й температура $(P_{вих.}=P_{кінц.},\ T_{вих.}=T_{кінц.})$ однакові кожного процесу, то теплові ефекти прямого згоряння графіту в CO_2 або через проміжну стадію утворення CO є рівними:

$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$.

Закон Гесса дає змогу обчислювати тепловий ефект реакцій, оскільки його не завжди можна визначити експериментально. Так, під час згоряння графіту утворюється суміш CO і CO_2, а тому визначити тепловий ефект утворення CO практично не можна, але його легко обчислити з рівняння: $\Delta H_1 = \Delta H - \Delta H_2$. Підставляючи відомі й визначені дослідним шляхом значення $\Delta H = -396$ *кДж* і $\Delta H_2 = -285{,}5$ *кДж*, одержимо

$\Delta H_1 = -396 - (-285,5) = -110,5$ *кДж.*

Наслідки з закону Гесса:

1. Тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумою теплот утворення ($\Delta H_{утв.}$) продуктів реакції і сумою теплот утворення вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів. Так, для реакції:

$mA + nB \rightarrow pC + qD$

$\Delta H = (p\Delta H_{утв.C} + q\Delta H_{утв.D}) - (m\Delta H_{утв.A} + n\Delta H_{утв.B})$.

Теплотою утворення (ентальпією) називається тепловий ефект утворення 1 моля речовини з простих речовин, стійких за стандартних умов (25 °*C* і 101,325 *кПа*). Стандартні теплоти відомі приблизно для чотирьох тисяч речовин. Вони позначаються $\Delta H^{\circ}_{утв.298}$. Верхній індекс *(°)* означає стандартний стан. При цьому всі речовини мають бути в стійких агрегатних станах. Стандартні теплоти утворення (ентальпії) деяких речовин подані в *Додатку 5***.**

Теплоти утворення простих речовин, стійких за стандартних умов, дорівнюють нулю.

Скориставшись *Додатком 5*, обчислимо тепловий ефект реакції:

$CH_{4\,(г)} + 2Cl_{2\,(г)} \rightarrow CH_2Cl_{2\,(г)} + 2HCl_{\,(г)}$.

Стандартні теплоти утворення:

$\Delta H^{o}_{утв.(CH_4)} = -74,85$ *кДж/моль*,

$\Delta H^{o}_{утв.(HCl)} = -92,31$ *кДж/моль*,

$\Delta H^{o}_{утв.(CH_2Cl_2)} = -95,39$ *кДж/моль*.

У відповідності з першим наслідком із закону Гесса запишемо:

$$\Delta H^{o}_{утв.298} = \Delta H^{o}_{утв.CH_2Cl_2} + 2 \cdot \Delta H^{o}_{утв.HCl} - \Delta H^{o}_{утв.CH_4},$$

і, підставивши табличні дані, одержимо:

$\Delta H^{o}_{утв.298} = -95,39 + 2 \cdot (-92,31) - (-74,85) = -205,16$ *кДж.*

Термохімічними розрахунками можна визначити енергію хімічних зв'язків, кристалічних ґраток, теплові ефекти фазових перетворень, теплоти розчинення і гідратації тощо.

2. У розрахунках теплових ефектів замість теплот утворення речовин

$H_{утв.}$ може використовуватися теплота від згоряння. ***Тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумою теплот згоряння ($H_{згор.}$) вихідних речовин і сумою теплот згоряння продуктів реакції.*** Для реакції:

$$mA + nB \rightarrow pC + qD$$

$$\Delta H = \left(m\Delta H_{згор.A} + n\Delta H_{згор.B}\right) - \left(p\Delta H_{згор.C} + q\Delta H_{згор.D}\right).$$

Теплотою згоряння (зміною ентальпії під час згоряння) називається тепловий ефект реакції окиснення 1 моля речовини киснем з утворенням оксидів (окиснення органічних сполук відбувається до $CO_{2\ (г)}$ і $H_2O_{(р)}$).

За стандартними теплотами утворення можна розрахувати теплоти згоряння і, навпаки, за теплотами згоряння можна легко розрахувати теплоти утворення.

Енергія Гіббса і напрямленість хімічних процесів. Можливість довільного перебігу хімічного процесу визначається двома факторами: прямування системи до зниження внутрішньої енергії за рахунок екзотермічної реакції ($-\Delta H$) і прямування системи до збільшення невпорядкованості в розташуванні частинок за рахунок теплового руху, мірою котрого є функція стану, яка називається ***ентропією S.***

Якщо ΔH незначно залежить від температури, то ентропія з підвищенням температури сильно зростає. Вплив як ентальпійного, так і ентропійного факторів ураховують у рівнянні

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S.$$

Функцію G називають ***енергією Гіббса***, вона є мірою стійкості системи в умовах $T = const$ і $P = const$.

Стан системи за сталого об'єму описують функцією, котру називають ***енергією Гельмгольца***: $\Delta F = \Delta U - T \cdot \Delta S$. Таким чином, ΔG відрізняється від ΔF, як і ΔH від ΔU, на величину, що дорівнює роботі розширення $p\Delta V$.

Зміна енергії Гіббса ΔG визначає можливість або неможливість довільного перебігу процесу. Якщо $\Delta G < 0$, тобто під час реакції відбувається зменшення енергії Гіббса, то цей процес є термодинамічно можливим. Якщо

$\Delta G > 0$, то така реакція термодинамічно неможлива. Якщо $\Delta G = 0$, то реакційна система перебуває в стані рівноваги.

Задачі та вправи

1. Обчисліть тепловий ефект реакції

$$2CH_{4(г)} \rightarrow C_2H_{2\ (г)} + 3H_{2\ (г)},$$

за стандартних умов, використовуючи величини стандартних теплот згоряння:

$\Delta H^{o}_{згор(CH_4)} = -802{,}32$ *кДж/моль*,

$\Delta H^{o}_{згор(C_2H_2)} = -1299{,}63$ *кДж/моль*,

$\Delta H^{o}_{згор(H_2)} = -285{,}83$ *кДж/моль*.

Розв'язування. Згідно з другим наслідком із закону Гесса, тепловий ефект цієї реакції дорівнює:

$$\Delta H^{o} = 2 \cdot \Delta H^{o}_{згор.(CH_4)} - [\Delta H^{o}_{згор.(C_2H_2)} + 3 \cdot \Delta H^{o}_{згор.(H_2)}];$$

$$\Delta H^{o} = 2 \cdot (-802{,}32) - [-1299{,}63 + 3 \cdot (-285{,}83)] = 552{,}48 \text{ кДж.}$$

2. Виділення чи поглинання теплоти супроводжує термічне розкладання амоній хлориду?

Розв'язування. Реакція виражена рівнянням $NH_4Cl \rightarrow NH_3 + HCl$, тому для неї

$$\Delta H^{0}_{298} = \Delta H^{0}_{298}(NH_3) + \Delta H^{0}_{298}(HCl) - \Delta H^{0}_{298}(NH_4Cl) = (-46{,}2 - 92{,}2) - (-314{,}2) = +175{,}8 \text{ кДж/моль}$$

Таким чином, термічне розкладання NH_4Cl є реакцією ендотермічною.

3. Чи є можливим процес відновлення металічного заліза з оксиду Fe_2O_3 дією водню за стандартних умов: $Fe_2O_3(к) + 3H_2(г) \rightarrow 2Fe(к) + 3H_2O(р)$?

Розв'язування. ***І***з таблиць термодиначних величин (*Додаток 5*) виписуємо значення ΔH^{o}_{298} і ΔS^{o}_{298} для всіх речовин, які беруть участь у реакції. За законом Гесса обчислюють ΔH^{o}_{298} реакції:

$$\Delta H^{0}_{298} = 3 \cdot \Delta H^{0}_{298}(H_2O)(р) - \Delta H^{0}_{298}(Fe_2O_3)(к) = 3 \cdot (-285{,}8) - (-822{,}0) = -857{,}4 + 822{,}0 =$$
$$= -35{,}4 \text{ кДж/моль}.$$

Для даної реакції обчислюють ΔS^{o}_{298}:

$$\Delta S^{0}_{298} = 3 \cdot S^{0}_{298}(H_2O)(р) + 2 \cdot S^{0}_{298}(Fe)(к) - [S^{0}_{298}(Fe_2O_3)(к) + 3 \cdot S^{0}_{298}(H_2)(г)] =$$
$$= (3 \cdot 70{,}1 + 2 \cdot 27{,}15) - (-87{,}0 + 3 \cdot 130{,}5) = -213{,}9 \text{ Дж}/(К \cdot \text{моль}).$$

За знайденими даними визначаємо ΔG реакції:

$$\Delta G^0_{298} = \Delta H^0_{298} - T \cdot \Delta S^0_{298} = -35{,}4 + 213{,}8 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = 28{,}34 \ кДж/моль$$

Додатнє значення ΔG вказує на *неможливість відновлення* Fe_2O_3 воднем за стандартних умов.

4. Розрахувати зміну енергії Гіббса для реакції за відомими $\Delta H°_{298}$ і $\Delta S°_{298}$:

$$NO(г) + \frac{1}{2} O_2(г) \rightarrow NO_2(г), \ \Delta H^0_{298} = -57{,}3 \ кДж, \ \Delta S^0_{298} = -72{,}9 \ Дж/К .$$

а) Чи можлива ця реакція за температури 25 °С?

б) Який фактор – ентальпійний або ентропійний – визначає знак $\Delta G°_{298}$ цієї реакції?

Розв'язування: а) обчислюємо ΔG реакції $NO(г) + \frac{1}{2} O_2(г) \rightarrow NO_2(г)$:

$$\Delta G^0_{298} = \Delta H^0_{298} - T \cdot \Delta S^0_{298} = -57300 \ Дж - 298К \cdot (-72{,}9 \ Дж/К) = -35600 \ Дж = -35{,}6 \ кДж.$$

Отже, $\Delta G < 0$, тобто під час реакції відбувається зменшення енергії Гіббса, цей процес термодинамічно можливий; б) ентальпійний.

Лабораторна робота № 4

ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОТИ НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ

Обладнання: *калориметрична установка; мірний циліндр; конічні колби.*

Реактиви – *1н розчини – хлоридної, нітратної, сульфатної, оцтової кислот, натрій гідроксиду, амоній гідроксиду.*

Згідно з теорією електролітичної дисоціації, реакція між розведеними розчинами сильної кислоти і сильної основи зводиться до утворення води із H^+ і OH^- - йонів незалежно від того, які сильні кислоти або сильні основи були взяті. Тому тепловий ефект утворення води завжди буде однаковий:

$H^+_{(р)} + OH^-_{(р)} \longrightarrow H_2O_{(р)}$, $\Delta H_{утв.} = -56{,}9 \ кДж/моль$.

Тепловий ефект зворотної реакції дорівнює теплоті нейтралізації, взятій із протилежним знаком $\Delta H_{дис.} = 56{,}9 \ кДж/моль$. Однак у разі змішування розчинів сильної кислоти і слабкої основи, або навпаки, слабкої кислоти і

сильної основи тепловий ефект нейтралізації супроводжується тепловим ефектом гідратації йонів. У таких випадках сумарний тепловий ефект може бути меншим чи більшим 56,9 *кДж/моль*.

Дослід 1. Визначення теплового ефекту реакцій нейтралізації 1н розчинами кислот *HCl, HNO_3, H_2SO_4, CH_3COOH* і основ *NaOH і NH_4OH*

Мірними циліндрами відмірте 20 *мл* розчину кислоти і 20 *мл* розчину лугу, вилийте їх у конічні колби на 50 *мл.* Через 5–7 хвилин точним термометром виміряйте температуру кожного розчину з точністю до 0,1 *°С*. Якщо температура не змінюється, то занесіть покази термометра до таблиці теплового ефекту реакції нейтралізації:

Кислота, *мл*				
Основа, *мл*				
Температура, *°С*:				
кислоти t_1				
основи t_2				
початкової суміші, $t_п$ $t_п = \frac{t_1 + t_2}{2}$				
кінцевої суміші, $t_к$				
Різниця температур Δt, *°С*				
Об'єм розчину, $м^3$				
Теплота, виділена під час реакції, *Дж*				
Кількість утвореної H_2O, *моль*				
$\Delta H_{нейтр.}$, *Дж/моль*				

Термометр помістіть у калориметр, одночасно швидко вилийте розчини кислоти і лугу, та, помішуючи мішалкою безперервно, стежіть за показами термометра. Зазначте, підвищується чи знижується температура. Максимальне значення температури ($t_к$) занесіть до таблиці.

Обчислення ведіть у такій послідовності:

а) величина зміни температури: $\Delta t = t_к - t_п$;

б) кількість теплоти Q за формулою

$$Q = C\,m\,(t_к - t_п),$$

зауваживши, що густина реакційної суміші дорівнює 10^3 *кг/м^3 (1 г/см^3);* а

C – питома теплоємність $4{,}184 \cdot 10^3$ *Дж/кг·град (1 кал/г·град);*

m – маса реакційної суміші, *кг;*

в) кількість молів води, що утворилася в результаті нейтралізації, з розрахуванням теплового ефекту нейтралізації на 1 моль.

Внесіть до таблиці дані вимірювань і розрахунків теплових ефектів шести виконаних реакцій. Проаналізуйте отримані результати і зробіть висновки.

Запитання для самоконтролю

1. Які реакції називають екзотермічними? Визначте екзотермічні процеси:

   $H_{2(г)} + 0{,}5O_{2\,(г)} = H_2O_{(р)}$; $\quad H_2O_{(р)} = H_2O_{(г)}$;

   $H_{2(г)} + 0{,}5O_{2\,(г)} = H_2O_{(г)}$; $\quad H_2O_{(г)} = H_2O_{(р)}$.
2. У процесі нейтралізації 0,5 моля *KOH* хлоридної кислоти виділилося 28,5 *кДж* теплоти. Визначте кількість молів води, що утворилася при цьому, і теплоту реакції нейтралізації. Запишіть термохімічне рівняння реакції.
3. Обчисліть тепловий ефект утворення амоніаку із простих речовин за стандартного тиску та 298 *K* за тепловими ефектами реакцій:

   $2H_{2(г)} + O_{2\,(г)} = H_2O_{(р)} + \Delta H_1^\circ$;

   $4NH_3 + 3O_2 = 6H_2O_{(р)} + 2N_2 + \Delta H_2^\circ$;

   $\Delta H_1^\circ = -571{,}68$ *кДж*; $\Delta H_2^\circ = -1530{,}28$ *кДж* .
4. Виділенням чи поглинанням теплоти супроводжується термічне розкладання амоній хлориду?
5. Чи можливий процес відновлення заліза з оксиду Fe_2O_3 дією водню за стандартних умов: $Fe_2O_{3(к)} + 3H_{2(г)} \longrightarrow 2Fe_{(к)} + 3H_2O_{(р)}$?
6. Визначте змінення ентропії і енергії Гіббса в системі, де перебігає реакція:

$Cu(OH)_{2(к)} = CuO_{(к)} + H_2O_{(г)}$.

7. Енергія Гіббса реакції $A + B = C$ дорівнює -425 *кДж/моль*. Чи можна стверджувати, що ця реакція перебігає самочинно?

8. Обчисліть ΔH, ΔS, ΔG для реакції окиснення 1 *моля* глюкози в стандартних умовах, використовуючи *Додаток 5*.

1.3. ХІМІЧНА КІНЕТИКА

Хімічна кінетика вивчає швидкість і механізм хімічних процесів, а також їхню залежність від різних чинників – природи речовин, їх концентрації, температури, наявності каталізаторів, середовища, в якому відбувається реакція, та інших параметрів.

Розрізняють хімічні реакції гомогенні й гетерогенні. До ***гомогенних*** належать реакції, під час яких вихідні речовини і продукти їхньої взаємодії знаходяться в одній фазі – газоподібній або рідкій. ***Гетерогенними*** називають реакції, за яких речовини, що реагують, знаходяться в різних фазах, а сам процес хімічної взаємодії відбувається на межі розподілу цих фаз.

Швидкість реакції залежить від зміни концентрації реагуючих речовин за одиницю часу. ***Середньою швидкістю реакції*** v називається відношення зменшення концентрації вихідної речовини або збільшення концентрації продукту реакції до інтервалу часу, протягом якого це зменшення або збільшення відбулося:

$$v = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm\frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Швидкість реакції завжди позитивна. Різниця $\Delta C = C_2 - C_1$ є позитивною величиною, якщо вимірювання ведеться за продуктом реакції; стає негативної, якщо швидкість реакції визначається за вихідною речовиною. Знак мінус у наведеному рівнянні враховує факт зменшення концентрації вихідної речовини.

На швидкість хімічних реакцій впливають наступні фактори: а) природа реагуючих речовин; б) їх концентрація; в) умови, за яких

перебігає реакція (температура, тиск, світло, наявність каталізатора). Вплив природи реагуючих речовин на швидкість реакції підтверджується різноманітними реакціями. Наприклад, фтор реагує з воднем з вибухом навіть у темряві; хлор же з воднем у темряві взаємодіє настільки повільно, що реакцію майже неможливо помітити.

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин визначається згідно зі законом діючих мас: ***швидкість реакції прямо пропорційна добутку концентрацій діючих мас реагуючих речовин у степенях, що дорівнюють їх стехіометричним коефіцієнтам***. Швидкість хімічної реакції

$$mA + nB \rightarrow pC + qD$$

можна виразити рівнянням

$$v = k[A]^m \cdot [B]^n,$$

яке називають кінетичним рівнянням реакції, де [А] і [В] – концентрації речовин, що реагують, у даний проміжок часу, (моль/л);

k – коефіцієнт пропорційності, який називають ***константою швидкості хімічної реакції.***

Величина константи швидкості залежить не від концентрації речовин, а від їхньої природи і температури. Чисельне значення константи швидкості реакції дорівнює кількості речовини, що прореагувала за одиницю часу за концентрацією вихідних речовин, що дорівнює одиниці. Константа швидкості хімічної реакції показує, яка кількість із загального числа молекул А і В здатна до хімічної взаємодії.

Швидкість хімічної реакції залежить від температури, збільшуючись з її підвищенням. Ця залежність наближено виражається правилом Вант-Гоффа: ***під час нагрівання на кожні 10 °С швидкість реакції збільшується у 2–4 рази,*** тобто:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10},$$

де ν_{t_2} – швидкість реакції за підвищеної температури t_2; ν_{t_1} – швидкість реакції за початкової температури t_1; γ – температурний коефіцієнт.

Дослідним шляхом встановлено, що не всі молекули, які зіштовхуються, хімічно взаємодіють між собою, а лише деякі, як правило, дуже незначна їх частина. Реакційноздатними є тільки ті молекули, що мають деякий надлишок внутрішньої енергії порівняно зі середньою для даної температури енергією. Цей надлишок енергії, необхідний для даної реакції у визначених умовах, називається ***енергією активації.*** Неактивні молекули можна зробити активними, якщо надати їм додаткову енергію. Цей процес називається ***активацією.***

Каталізом називають зміну швидкості хімічних реакцій у присутності речовин, які самі після реакції залишаються хімічно незміненими. Зазвичай, ***каталізаторами*** називають лише прискорювачі реакції, а ***інгібіторами*** – уповільнювачі.

Хімічні реакції, що відбуваються за участю каталізаторів, називаються каталітичними. Розрізняють ***гомогенний (однорідний) і гетерогенний (неоднорідний) каталіз.***

Якщо каталізатор і реагуючі речовини перебувають в одній фазі, то каталіз називають гомогенним, якщо в різних фазах – гетерогенним. Дія каталізаторів:

1) не змінює теплового ефекту реакції;

2) знижує енергію активації як прямої, так і зворотної реакції на одну й ту саму величину ΔE, тому й не порушує рівноваги;

3) збільшуючи однаковою мірою швидкість прямої і зворотної реакції, скорочує час досягнення рівноваги;

4) є вибірковою, що визначається природою каталізатора і умовами його застосування.

Використовуючи різні каталізатори, можна з однієї і тієї ж самої речовини добути різні продукти.

Хімічна рівнована. Розрізняють два типи хімічних реакцій – необоротні та оборотні. **Оборотними** називають такі реакції, які водночас проходять у двох протилежних напрямках. **Необоротними** називають реакції, що проходять практично до кінця в одному напрямку і завершуються повним перетворенням вихідних речовин. Якщо проходить оборотна реакція

$$mA + nB \leftrightarrow pC + qD,$$

згідно із законом діючих мас, швидкість прямої реакції можна виразити рівнянням

$$v_1 = k_1[A]^m \cdot [B]^n,$$

а швидкість зворотної реакції –

$$v_2 = k_2[C]^p \cdot [D]^q.$$

Згодом швидкість прямої реакції зменшується, а зворотної – збільшується і, в якийсь момент часу швидкості стають однаковими. Такий стан називається ***станом рухомої рівноваги.*** Отже,

$$v_1 = v_2; k_1[A]^m \cdot [B]^n = k_2[C]^p \cdot [D]^q,$$

звідки

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{C^p \cdot D^q}{A^m \cdot B^n}.$$

Якщо замінити відношення двох сталих величин k_1 / k_2 сталою величиною *К,* то одержимо рівняння:

$$K = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n},$$

де *К* – константа рівноваги; [A], [B], [C], [D] – концентрації речовин *A, B, C, D* в стані рівноваги, *моль/л.*

Це рівняння є рівнянням константи хімічної рівноваги. Воно свідчить про те, що для оборотних хімічних реакцій, які перебувають у динамічній рівновазі, відношення добутку концентрацій продуктів реакцій до добутку концентрацій вихідних речовин дорівнює сталій величині – **константі хімічної рівноваги.**

Поведінка рівноважної системи визначається за принципом Ле Шательє: ***якщо на систему, яка перебуває в стані рівноваги, подіяти зовнішнім фактором, змінюючи яку-небудь з умов (концентрація, температура, тиск), то рівновага зміщується в бік тієї реакції, яка зменшує цю дію***.

За підвищенням температури в системі посилюється ендотермічний процес. У разі зниження температури починають переважати екзотермічні процеси.

Задачі та вправи

1. Як зміниться швидкість реакції

$$4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O,$$

що відбувається в газовій фазі, якщо підвищити у три рази:

а) концентрацію кисню і концентрацію гідроген хлориду;

б) тиск?

Розв'язування. а) Позначимо концентрації HCl і O_2 відповідно через *a* і *b*, і вираз для швидкості реакції прийме вигляд:

$$v_1 = k[HCl]^4 \cdot [O_2] = k \cdot a^4 \cdot b.$$

Після збільшення концентрації утричі вони будуть дорівнювати *3a* для HCl та *3b* для O_2, тому швидкість реакції матиме вигляд:

$$v_2 = k(3a)^4 \cdot 3b = k3^5 \cdot a^4 \cdot b.$$

Збільшення швидкості реакції відносно початкової величини визначаємо відношенням:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k3^5 \cdot a^4 \cdot b}{ka^4 \cdot b} = 3^5 = 243.$$

$$\frac{v_2}{v_1} = 243.$$

б) Збільшення тиску приводить до зменшення об'єму, тобто в стільки ж разів збільшує концентрацію газоподібних реагуючих речовин, тому і в цьому випадку: $\frac{v_2}{v_1} = 243.$

2. На скільки градусів потрібно знизити температуру в реакційній суміші для зменшення швидкості реакції у 27 разів, якщо температурний коефіцієнт цієї реакції дорівнює 3?

Розв'язування. Відповідно до правила Вант-Гоффа

$$\frac{v_{t_1}}{v_{t_2}} = \gamma^{\frac{(t_1-t_2)}{10}} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}} = 27,$$

де v_{t_1} і v_{t_2} – швидкість реакції відповідно за температур t_1 і t_2; $\gamma = 3$ – температурний коефіцієнт; $\Delta t = t_1 - t_2$ – зниження температури реакційної суміші.

Тоді $3^{\frac{\Delta t}{10}} = 27 = 3^3$, за однакових основ ступенів – показники рівні, тобто $\frac{\Delta t}{10} = 3$, або $\Delta t = 30^0 C$. Знизити на 30 °*C*.

3. Як впливатимуть підвищення тиску на хімічну рівновагу в оборотній системі:

$$Fe_{(T)} + H_2O_{(Г)} \leftrightarrow FeO_{(T)} + H_{2(Г)}.$$

Розв'язування. Запишемо вирази для швидкостей прямої $(\vec{v})$ і зворотної $\overleftarrow{(v)}$ реакції:

$\vec{v} = \vec{k}[H_2O]$;

$\overleftarrow{v} = \overleftarrow{k}[H_2]$.

Швидкість прямої і зворотної реакцій не залежить від концентрацій твердих речовин. За підвищення тиску вдвічі в таке число разів збільшуються концентрації H_2O і H_2. Отже, швидкості прямої і зворотної реакцій збільшаться в однакове число разів, і рівновага в системі не зміститься.

4. У системі $2H_2 + O_2 \leftrightarrow 2H_2O_{(Г)}$; $\Delta H^0 \le 0$; усі речовини – гази. Як впливають на рівноважну концентрацію речовини $H_2O_{(Г)}$: а) підвищення тиску; б) збільшення концентрації кисню; в) підвищення температури?

Розв'язування: а) під час перебігу реакції загальне число молів газоподібних речовин зменшується з трьох до двох. Відповідно до принципу Ле Шательє підвищення тиску призведе до зміщення рівноваги в бік меншого

числа молів газоподібних речовин, тобто в бік утворення води. Отже, концентрація H_2O збільшиться;

б) збільшення концентрації кисню призведе до зміщення рівноваги в бік утворення H_2O, тобто її концентрація збільшиться.

в) оскільки $\Delta H \leq 0$, теплота виділяється, реакція – екзотермічна. Зворотна реакція буде ендотермічною. Підвищення температури завжди сприяє перебігу реакції з поглинанням теплоти в бік речовин H_2 та O_2, і концентрація води зменшиться.

5. Реакція за температури 60 °C відбувається за 2 *хв*. 33 *с*. Скільки знадобиться часу для перебігу цієї реакції за температи 80 °C, якщо в даному температурному інтервалі температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 3?

Розв'язування. Відповідно до правила Вант-Гоффа

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_2}} = \gamma^{\frac{(t_2-t_1)}{10}},$$

де v_{t_1} і v_{t_2} – швидкість реакції за даних температур, а $t_2 = 80^oC, t_1 = 60^oC$.

Маємо, що

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 3^{\frac{(t_1-t_2)}{10}} = 3^2 = 9,$$

тобто швидкість збільшується у 9 разів.

Швидкість реакції і час є обернено пропорційними залежностями:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \frac{\tau_{t_1}}{\tau_{t_2}},$$

де τ_{t_1} і τ_{t_2} – час перебігу реакції за температур відповідно t_1 і t_2.

тобто $\tau_{t_2} = \tau_{t_1} \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}}$.

Враховуючи, що τ_{t_1} = 153 *с* (2 *хв* 33 *с*), визначаємо час

$$\tau_{t_2} = 153\frac{1}{9} = 17 \ \ c.$$

Лабораторна робота № 5

ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Обладнання: *штатив з пробірками, секундомір, скляна паличка, пальник, піпетки.*

Реактиви: *0,1н розчини – натрій тіосульфату, сульфатної кислоти, гідроген пероксиду (3%-вий), купрум(II) сульфату (1%-вий), калій йодиду (0,001н), сульфатної кислоти (0,001н), ферум(III) хлориду (0,002М; 0,25М; 0,6М), амоній тіоціанату (0,002М; 0,25М; 0,6М), амоній хлориду, калій дихромату (10%-вий), натрій гіроксиду, сульфатної кислоти (1:3); концентрований розчин амоніаку, фенолфталеїн, дистильована вода.*

Дослід 1. **Вплив концентрації на швидкість реакції натрій тіосульфату зі сульфатною кислотою**

У три пробірки налийте 0,1*н* розчин натрій тіосульфату, *мл*: у першу – 5, у другу – 10, у третю – 15. Після цього в першу пробірку додайте 10, а в другу – 5 мл дистильованої води. Потім у три інші пробірки налийте по 5 *мл* 0,1*н* розчину сульфатної кислоти. Злийте попарно розчини, унаслідок чого відбудеться реакція: $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + SO_2 + H_2O + S$.

За допомогою секундоміра відзначте, через який проміжок часу з'являється сірка в кожній пробірці. Результати спостережень запишіть у таблицю взаємодії натрій тіосульфату зі сульфатною кислотою:

Номер пробірки	*Об'єм, мл*				*Час, с*
	розчину $Na_2S_2O_3$	*розчину* H_2SO_4	H_2O	*загальний*	
1	5	5	10	20	
2	10	5	5	20	
3	15	5	-	20	

Який висновок можна зробити з одержаних даних?

Дослід 2. **Каталітична дія йонів Купруму на швидкість окиснення калій йодиду гідроген пероксидом у кислому середовищі**

У дві пробірки налийте по 2 *мл* 0,001*н* розчину калій йодиду і по 0,2 *мл* 0,001*н* розчину сульфатної кислоти. В одну з них додайте 2 краплі розчину купрум(II) сульфату. Перемішайте ці розчини і додайте до них по 0,5 *мл* розчину гідроген пероксиду. Що при цьому відбувається? Напишіть рівняння реакцій і зробіть відповідні висновки.

Дослід 3. **Вплив концентрації реагуючих речовин на хімічну рівновагу**

Візьміть чотири пробірки і розлийте в них порівнянну суміш, виготовлену зливанням 2 *мл* 0,002*М* розчину ферум(III) хлориду і 2 *мл* 0,006*М* розчину амоній тіоціанату. У першу пробірку додайте декілька крапель 0,25*М* розчину ферум(III) хлориду, у другу – декілька крапель 0,6*М* розчину амоній тіоціанату, у третю – декілька крапель розчину амоній хлориду. Четверту пробірку для порівняння залиште без змін.

Спостерігайте за зміною забарвлення розчинів. Чим це зумовлено? Напишіть рівняння реакцій та поясніть явище, що спостерігається?

Дослід 4. **Оборотність зміщення хімічної рівноваги реакції перетворення хромат-йонів у дихромат-йони**

У розчині хроматів існує рівновага:

$$2CrO_4^{2-} + 2H^+ \leftrightarrow CrO_7^{2-} + H_2O,$$

стан якої залежить від концентрації йонів Гідрогену. У пробірку налийте 2 *мл* 10%-вого розчину калій дихромату і додайте до нього декілька крапель 10%-вого розчину натрій гіроксиду. Після зміни забарвлення розчину додайте до нього краплю за краплею розчин сульфатної кислоти (1:3). Що при цьому спостерігається?

Дослід 5. **Зміщення хімічної рівноваги в процесі утворення амоній гідроксиду**

У пробірку налийте 2 *мл* дистильованої води, додайте 1–2 краплі фенолфталеїну і кілька крапель концентрованого розчину амоніаку. Нагрійте

цю суміш і спостерігайте за зміною кольору. Охолодіть розчин. Що при цьому відбувається?

Запитання для самоконтролю

1. Який фізичний зміст константи швидкості хімічної реакції?
2. Від чого залежить швидкість хімічної реакції?
3. Який фізичний зміст константи рівноваги?
4. Що таке зміщення хімічної рівноваги і як його досягти?
5. Укажіть, які з наведених систем є гомогенними, а які гетерогенними:

   $Na_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow NaHCO_3 + NaOH$;
   $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$;
   $CO + H_2O_{(пара)} \leftrightarrow CO_2 + H_2$;
   $MgCO_3 \leftrightarrow MgO + CO_2$;
   $Fe + 5CO \leftrightarrow Fe(CO)_5$.

6. В якому напрямку зміщується рівновага з підвищенням температури та тиску для таких оборотних реакцій:

   $2H_2 + O_2 \leftrightarrow 2H_2O - 572{,}8\ кДж/моль$;
   $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3 - 196{,}8\ кДж/моль$;
   $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO + 180{,}0\ кДж/моль$;
   $3O_2 \leftrightarrow 2O_3 + 284{,}7\ кДж/моль$.

7. Як зміниться швидкість реакції:

   $4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O$, що відбувається у газовій фазі, якщо збільшити у три рази:

   а) концентрацію кисню і концентрацію гідроген хлориду;

   б) тиск?

8. Якими способами в системі $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$; $\Delta H < 0$ можна зміщувати рівновагу в бік більшого виходу SO_3 за умови заданої концентрації SO_2?
9. Як впливатиме підвищення тиску на хімічну рівновагу в оборотній системі: $Fe_{(к)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow FeO_{(к)} + H_{2(г)}$?
10. На скільки градусів слід знизити температуру в реакційній суміші для зменшення швидкості реакцій у 27 разів? Температурний коефіцієнт

реакції дорівнює 3.

11. Реакція за температури 60 $^{\circ}C$ відбувається протягом 2 *хв*. 33 *с*. Скільки знадобиться часу для перебігу цієї реакції за температурі 80 $^{\circ}C$, якщо в даному температурному інтервалі температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 3?
12. Під час синтезу амоніаку $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ рівновага встановилася за таких концентрацій реагуючих речовин: [N_2] = 4 *моль/л;* [H_2] = = 2 *моль/л;* [NH_3] = 6 *моль/л*. Обчисліть константу рівноваги цієї реакції та початкові концентрації азоту і водню.
13. Реакція перебігає за рівнянням: $H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$. Визначте рівноважні концентрації реагуючих речовин, якщо початкові концентрації водню та брому відповідно дорівнюють 4 та 6 *моль/л*, а константа рівноваги – К = 1.

1.4. РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ

Розчин – це гомогенна (однорідна) система, яка складається з двох або більше компонентів (розчинника, розчиненої речовини) і продуктів їх взаємодії.

Для кількісної оцінки вмісту розчиненої речовини використовують такі ***способи вираження концентрації розчинів***: масова частка розчиненої речовини, молярна, нормальна і моляльна концентрації.

Масова частка розчиненої речовини (ω) – це фізична величина, що дорівнює відношенню маси розчиненої речовини ($m_{розч.реч.}$) до маси всього розчину ($m_{розч.}$). Її визначають у частках одиниці або у відсотках:

$$\omega = m_{розч.\ реч.} / m_{розч.}.$$

Молярна концентрація (C_M) розчиненої речовини – це фізична величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини до об'єму розчину,

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V},$$

де C_M – молярна концентрація речовини; V – об'єм розчину, *л*; m – маса речовини, *г*; M – молярна маса речовини, *г/моль*. Одиницею молярної концентрації є *моль/л*.

Розчин, в 1 *л* якого міститься 1 моль розчиненої речовини, називається *молярним*.

Якщо в 1 *л* розчину міститься 0,1 моля речовини, то він називається *децимолярним*; 0,01 моля речовини – *сантимолярним*; 0,001 моля речовини – *мілімолярним*.

Нормальна концентрація **(C_H)** – це фізична величина, що визначається числом моль-еквівалентів розчиненої речовини, яка міститься в 1 *л* розчину,

$$C_H = \frac{m}{E \cdot V},$$

де C_H – нормальна концентрація речовини; V – об'єм розчину, *л;*

E – еквівалентна маса розчиненої речовини. Одиниця вимірювання: *моль-екв./л.*

Моляльна концентрація **(C_m)** показує, яка кількість розчиненої речовини припадає на 1 *кг* розчинника в даному розчині. Одиниця вимірювання: *моль/кг*,

$$C_m = \frac{1000 \cdot \nu}{m_{p.}},$$

де C_m – моляльна концентрація розчину; ν – число молів розчиненої речовини; $m_{p.}$ – маса розчинника, *г*.

Титром (Т) називають масу розчиненої речовини, що міститься в 1 *мл* розчину. Одиниця вимірювання: *г/мл*.

Розчинність основ та солей у воді за температури 20 $^\circ C$ представлена в *Додатку 6.*

Задачі та вправи

1. Скільки грамів купрум(II) сульфату міститься в 15 *г* 5% -вого його розчину?

Розв'язування. В обчисленні маси речовини, яка міститься в розчині, доцільніше використовувати масову частку речовини, виражену в частках одиниці:

$$m_{(\text{реч.})} = \omega \cdot m_{(р-ну)};$$

$$m_{(CuSO_4)} = 0{,}05 \cdot 15 \ г = 0{,}75 \ г.$$

У 15 *г* 5%-вого розчину міститься 0,75 *г* купрум(II) сульфату.

2. Скільки грамів натрій гідроксиду міститься в 50 *мл* 10% -вого розчину, якщо його густина дорівнює 1,11 *г/мл*?

Розв'язування. Масу натрій гідроксиду розраховуємо, за формулами масової частки:

$$\omega = \frac{m_{(\text{реч.})}}{m_{(р-ну)}};$$

$$m_{(\text{NaOH.})} = \omega_{(NaOH)} \cdot m_{(р-ну)};$$

Масу розчину обчислюємо, виходячи з формули густини:

$$\rho = \frac{m}{V};$$

$$m_{(р-ну)} = \rho_{(р-ну)} \cdot V_{(р-ну)};$$

Підставляємо значення формули і виконуємо необхідні обчислення:

$$m_{(р-ну)} = 1{,}11 \ г/мл \cdot 50 \ мл = 55{,}5 \ г;$$

$$m_{(\text{NaOH.})} = 0{,}1 \cdot 55{,}5 \ г = 5{,}55 \ г.$$

50 *мл* 10%-вого розчину містять 5,55 *г* натрій гідроксиду.

3. Обчисліть масу води, потрібної для розведення 400 *г* 95%-вого розчину сульфатної кислоти, щоб отримати розчин з масовою часткою H_2SO_4 19 %.

Розв'язування. $\omega_2 = \frac{m_1 \cdot \omega_1(H_2SO_4)}{m_2}$.

За цією формулою знаходимо масу розчину:

$$m_2 = \frac{m_1 \cdot \omega_1(H_2SO_4)}{\omega_2} = \frac{400г \cdot 95\%}{19\%} = 2000г.$$

Визначаємо масу води, яку потрібно додати до вихідного розчину,

$m(H_2O) = m_2 - m_1;$

$m(H_2O) = 2000\ \ г - 400\ \ г = 1600\ \ г.$

Щоб отримати 19%-вий розчин сульфатної кислоти, до вихідного розчину необхідно додати 1600 *г* води.

4. Мідний купорос масою 25 *г* розчинили у воді масою 175 *г*. Визначте масову частку купрум(II) сульфату в добутому розчині.

Розв'язування. Для розв'язання цієї задачі використовуємо формулу обчислення масової частки добутого розчину внаслідок розведення розчину водою

$$\omega_1 = \frac{m \cdot \omega}{m_1}.$$

Знаходимо масову частку купрум(II) сульфату в мідному купоросі:

$M_r(CuSO_4) = 160;$

$M_r(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 250;$

$$\omega(CuSO_4) = \frac{160}{250} \cdot 100\% = 64\%.$$

Визначаємо масу розчину

$m_1 = m + m(H_2O);$

$m_1 = 25\ \ г + 175\ \ г = 200\ \ г.$

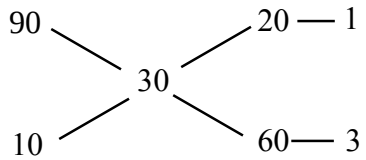
Підставляємо значення у вихідну формулу і розраховуємо масову частку добутого розчину

$$\omega_1 = \frac{25г \cdot 64\%}{200г} = 8\%.$$

Масова частка купрум(II) сульфату в добутому розчині дорівнює 8 %.

5. Визначте маси розчинів з масовою часткою кислоти 10 та 90 %, необхідні для приготування 160 *г* розчину з масовою часткою кислоти 30 %.

Розв'язування. За правилом діагоналей визначаємо масові співвідношення вихідних розчинів



Скільки частин становить маса розчину?

$1+3=4.$

Яка маса припадає на одну частину розчину?

$160г:4=40\ г.$

Знаходимо маси вихідних розчинів:

$40г\cdot 1=40\ г$ 90%-вого розчину;

$40г\cdot 3=120\ г$ 10%-вого розчину.

Для приготування 160 *г* 30%-вого розчину необхідно змішати 40 *г* 90%-вого розчину зі 120 *г* 10%-вого розчину.

6. У розчині об'ємом 200 *мл* міститься натрій гідроксид масою 8 *г*. Обчисліть молярну концентрацію цього розчину.

Розв'язування. Обчислюємо кількість речовини натрій гідроксиду, що перебуває в розчині:

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

$$M(NaOH)=40\ г/моль;$$

$$\nu(NaOH)=\frac{8\ г}{40\ г/моль}=0{,}2\ моль.$$

Обчислюємо молярну концентрацію розчину:

$$C_м=\frac{\nu}{V};$$

$$C(NaOH)=\frac{0{,}2\ моль}{0{,}2л}=1\ моль/л.$$

Молярна концентрація розчину натрій гідроксиду – *1 моль/л.*

Лабораторна робота № 6

ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНУ НАТРІЙ КАРБОНАТУ ЗАДАНОЇ ВІДСОТКОВОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ

Обладнання: *штатив з пробірками, мірний циліндр на 100 мл, ареометр, скляна паличка, пальник, піпетки.*

Реактиви: *сіль Na_2CO_3, дистильована вода.*

Дослід. **Приготування розчину натрій карбонату заданої відсоткової концентрації**

Необхідно приготувати визначений об'єм розчину натрій карбонату заданої концентрації (об'єм і концентрацію вказує викладач) з більш концентрованого розчину.

Концентрацію вихідного розчину знаходять за його густиною, яку визначають за допомогою ареометра.

Для визначення густини вихідний розчин необхідно перелити в мірний циліндр. Рівень рідини повинен бути нижче від верхнього краю циліндра на 3–4 *см*. Опускають ареометр у розчин і за нижнім краєм меніска рідини визначають густину розчину. Концентрацію розчину знаходять з інформації *Додатка 7*. Якщо в *Додатку* немає значення густини, яке точно відповідає показнику ареометра, то концентрацію знаходять інтерполяцією.

Наприклад, виміряна густина ρ розчину натрій карбонату дорівнює 1,070 г/см^3 у таблиці наведені значення:

Концентрація, % (мас.)	*Густина ρ, г/см^3*
6	1,0606
8	1,0816
Різниця	0,0210

Значення 1,070 *г/см^3* відрізняється від густини 6%-вого розчину на 1,070 - 1,0606 = 0,0094 *г/см^3* ; складаємо пропорцію:

0,0210 *г/см^3* – 2%;

0,0094 *г/см^3* – *x;* *x* = 0,90 %.

Таким чином, концентрація розчину натрій карбонату з густиною 1,070 *г/см^3* дорівнює 6 + 0,9 = 6,90 %.

Виконання роботи. У мірний циліндр налийте вихідний розчин натрій карбонату і за допомогою ареометра визначте його густину. За *Додатком 7* знайдіть концентрацію розчину. Обчисліть, скільки мілілітрів вихідного розчину і води потрібно для приготування вказаного об'єму заданого розчину. Налийте розраховані об'єми розчину солі та води в чистий мірний

циліндр, ретельно перемішайте скляною паличкою, виміряйте густину ареометром. визначте відсоткову концентрацію одержаного розчину. Порівняйте її зі заданою і обчисліть відсоток похибки.

Дослідні дані, одержані в процесі приготування розчину натрій карбонату заданої відсоткової концентрації, запишіть у таблицю:

Задана відсоткова концентрація	*Розраховані об'єми компонентів, мл*		*Густина експериментальна, г/см³*		*Експериментальна відсоткова концентрація заданого розчину*	*Відносна похибка, %*
	Na_2CO_3	H_2O	*Вихідного розчину*	*Заданого розчину*		

Запитання для самоконтролю

1. Що таке розчин?
2. Сформулюйте, що називається розчинником?
3. Як можна прискорити процес розчинення?
4. Поясніть, що таке кристалогідрати і кристалізаційна вода?
5. Що називається концентрацією розчину?
6. Визначте масову частку солі в розчині, якщо у воді масою 800 *г* розчинили калій хлорид масою 100 *г*.
7. Визначте масову частку кристалізаційної води в сполуках $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$.
8. Обчисліть молярну, нормальну, моляльну концентрації та титр розчину з масовою часткою манган(II) хлориду 8 % (ρ = 1,085 *г/мл*).
9. Визначте молярну концентрацію розчину з масовою часткою $BaCl_2$, що дорівнює 10 % (ρ =1,090 *г/мл*).
10. У воді розчинено 16,6 *г* калій йодиду. Об'єм розчину 200 *мл*. Обчислити молярну концентрацію розчину.
11. Визначте масу натрій нітрату $NaNO_3$, яка потрібна для приготування 2 *л* децимолярного розчину.

12. Обчисліть, скільки грамів сульфатної кислоти міститься у 100 *мл* 60 % розчину, густина якого становить 1,5 *г/мл*.

1.5. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

Електролітична дисоціація – процес розпаду речовин на йони під дією молекул розчинника.

Електроліти – речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Під час розчинення у воді або в розплавленому стані вони розпадаються на йони.

Неелектроліти – речовини, розчини або розплави яких не проводять електричний струм.

Кислотами називають електроліти, під час дисоціації яких утворюються катіони Гідрогену та відповідні кислотні залишки.

Наприклад:

$HCl \leftrightarrow H^+ + Cl^-$;

$CH_3COOH \leftrightarrow H^+ + CH_3COO^-$.

Основність кислоти визначають числом катіонів Гідрогену, які утворюються під час дисоціації.

Дво- та багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто (поступово).

Наприклад:

$H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^-$ (перший);

$H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$ (другий);

$HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$ (третій).

Дисоціація багатоосновної кислоти відбувається головним чином за першим ступенем, меншою мірою – за другим і лише незначною мірою – за третім.

Основами називають електроліти, під час дисоціації яких утворюються гідроксид-йони та катіони металу.

Наприклад:

$KOH \leftrightarrow K^+ + OH^-$;

$NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$.

Розчинні у воді основи називаються лугами. Це основи лужних і лужноземельних металів, а також *NH4OH*. Більшість основ у воді розчиняються погано.

Кислотність основи визначають числом її гідроксильних груп (гідроксигруп). Дво- і багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто.

Наприклад, ступінь:

$Ca(OH)_2 \leftrightarrow CaOH^+ + OH^-$ (перший);

$CaOH^+ \leftrightarrow Ca^{+2} + OH^-$ (другий).

Однак існують електроліти, які під час дисоціації одночасно утворюють катіони Гідрогену і гідроксид-йони. Ці електроліти називають амфотерними, або амфолітами. До них належать вода, гідроксиди цинку, алюмінію, хрому і низка інших речовин. Наприклад, вода в незначних кількостях дисоціює на йони *H*+ і *OH*-: $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$.

Дисоціацію амфотерного цинк гідроксиду *Zn(OH)2* можна виразити рівнянням:

$2OH^- + Zn^{2+} + 2H_2O \leftrightarrow Zn(OH)_2 + 2H_2O \leftrightarrow [Zn(OH)_4]^{2-} + 2H^+$.

Солями називають електроліти, під час дисоціації яких утворюються катіони металів (або катіон амонію NH_4^+) і аніони кислотних залишків.

Наприклад, середні солі дисоціюють:

$NH_4Cl \leftrightarrow NH_4^+ + Cl^-$.

Кислі і основні солі дисоціюють ступінчасто. Наприклад, кислі солі:

$NaHCO_3 \leftrightarrow Na^+ + HCO_3^-$;

$HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$.

Основні солі дисоціюють:

$Cu(OH)Cl \leftrightarrow Cu(OH)^+ + Cl^-$;

$Cu(OH)^+ \leftrightarrow Cu^{2+} + OH^-$.

Ступінь дисоціації – це відношення числа молекул *n*, що розпалися на йони, до загальної кількості молекул розчиненої речовини *N*:

$$\alpha = \frac{n}{N} \ .$$

Сильні електроліти – це електроліти, ступінь дисоціації яких у 0,1*M* водному розчині більше ніж 30 %.

Слабкі електроліти – це електроліти, ступінь дисоціації яких у 0,1*M* водному розчині менше ніж 3 %.

Середні електроліти – це електроліти, ступінь дисоціації яких у 0,1*M* водному розчині знаходиться в інтервалі 3–30%.

Електроліти		
Сильні	*Середні*	*Слабкі*
кислоти: H_2SO_4, HNO_3, HCl, HF, HBr, HJ, $HClO_4$ луги: $NaOH$, KOH, $Ca(OH)_2$; усі розчинні солі: $NaCl$, K_2CO_3	органічні кислоти: $HCOOH$, $C_2H_2O_4$; неорганічні кислоти: H_2SO_3, H_3PO_4, HNO_2; основи: $Mg(OH)_2$; солі: $CdCl_2$, $ZnCl_2$	органічні кислоти: CH_3COOH; неорганічні кислоти: H_2CO_3, H_3BO_3, HCN, H_2S; малорозчинні основи і амфотерні гідроксиди, вода: $Fe(OH)_3$, NH_4OH, H_2O

Ступінь дисоціації α залежить від концентрації електроліту і від температури. Зі зменшенням концентрації електроліту ступінь дисоціації завжди збільшується. Оскільки дисоціація – процес ендотермічний, з підвищенням температури зростає й ступінь дисоціації. Більш зручною характеристикою електроліту є константа дисоціації *K*, яка не залежить від концентрації розчину.

Якщо до слабких електролітів застосувати закон діючих мас, то

$CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$;

$\frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} = K$, де K – константа дисоціації.

К – характеризує здатність електроліту дисоціювати на йони і залежить від природи електроліту, природи розчинника і температури.

$K = c\alpha^2/1-\alpha$ - *закон Оствальда.*

Зі збільшенням загальної концентрації $\alpha \to 0$, а зі зменшенням $\alpha \to 1$.

$V = 1/c$ – розведення; $K = \alpha^2/(1-\alpha)V$.

Для слабкого електроліту за незначного розведення $1-\alpha = 1$.

Тоді $\alpha^2/V = K$;

$\alpha = \sqrt{K \cdot V}$ **.**

Закон розведення: ***ступінь дисоціації слабкого електроліту пропорційна кореню квадратному з розведення розчину.***

Ступінь дисоціації являє собою відношення кількості молекул, які продисоціювали, до загальної кількості молекул електроліту:

$$\alpha = \frac{n_{продис.}}{n_{загальне}} \qquad \alpha = 0 \div 100\%$$

Закон Оствальда набуде такого вигляду: $\alpha = \sqrt{\frac{K_Д}{C_M}}$

Дисоціація води:

$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$;

$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ *моль/л* (при t = 22 ºС)

$K_в = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$ ($K_в$ – йонний добуток води)

лужне середовище – 10^{-7} *моль/л* > $[H^+]$ > 10^{-7} *моль/л* – кисле середовище;

10^{-7} *моль/л* — нейтральне середовище;

pH – водневий показник – негативний логарифм концентрації йонів H^+:

$pH = - lg [H^+]$

кисле середовище – 7 > *pH* > 7 – лужне середовище (*pH* =7–14)

7

нейтральне середовище

Хімічні реакції між електролітами. Йонні рівняння

Хімічні реакції між електролітами у водних розчинах за своєю природою є йонними процесами. У таких реакціях взаємодіють один з одним або йони, або молекули слабких електролітів та йони.

Йонні рівняння складають за такими правилами:

- розчинні у воді сильні електроліти записують у вигляді окремих йонів;

- речовини практично нерозчинні і малодисоційовані (слабкі електроліти) записують у вигляді молекул (атомів);

- утворений осад записують у вигляді молекули;

- у вірно записаному йонному рівнянні алгебраїчна сума зарядів йонів правої і лівої частин хімічного рівняння повинна дорівнювати нулю.

- у скороченому йонному рівнянні записують хімічні формули лише тих часток (йонів, молекул), які беруть безпосередню участь у реакції.

Перебіг йонних реакцій, які проходять до кінця, спрямований у бік зменшення концентрації йонів у розчині. Це характерно для певних реакцій.

1. Реакції з утворенням практично нерозчинної речовини (осаду):

молекулярне рівняння $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$;

йонне $Ag^+ + NO_3^- + Na^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow + Na^+ + NO_3^-$;

скорочене йонне $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$.

2. Реакції з утворенням газоподібних речовин:

$FeS + H_2SO_4 \rightarrow H_2S\uparrow + FeSO_4$;

$FeS + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow H_2S\uparrow + Fe^{2+} + SO_4^{2-}$;

$FeS + 2H^+ \rightarrow H_2S\uparrow + Fe^{2+}$.

3. Реакції з утворенням слабких електролітів:

$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$;

$2Na^+ + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O$;

$2H^+ + 2OH^- \rightarrow 2H_2O$;

$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$.

Таблиця розчинності основ, кислот і солей у воді наведена в *Додатку 8.*

Задачі та вправи

1. Напишіть молекулярні та скорочені йонні рівняння реакцій взаємодії розчинів: а) натрій сульфіду з хлоридною кислотою; б) плюмбум(II) нітрату з натрій сульфідом.

Розв'язування. Молекулярні рівняння реакції мають вигляд:

$а) Na_2S + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2S\uparrow;$

$б) Pb(NO_3)_2 + Na_2S \rightarrow PbS\downarrow + 2NaNO_3.$

В йонних рівняннях реакцій речовини нерозчинні у воді PbS, газоподібні H_2S і слабкі електроліти H_2O записують як молекули, а сильні електроліти – у вигляді йонів. Тоді повні йонні рівняння реакції мають вигляд:

$а) 2Na^+ + S^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow 2Na^+ + 2Cl^- + H_2S;$

$б) Pb^{2+} + 2NO_3^- + 2Na^+ + S^{2-} \rightarrow PbS + 2Na^+ + 2NO_3^-.$

Віднімаючи з обох частин рівняння однакові йони, які не беруть участі в реакції, отримуємо скорочене йонне рівняння:

$а) 2H^+ + S^{2-} \rightarrow H_2S;$

$б) Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS.$

2. Складіть молекулярні рівняння реакцій для наведених йонних:

$а) Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4;$

$б) CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow CO_2 + H_2O.$

Розв'язування. У лівій частині даних йонних рівнянь реакцій указані вільні йони, тому за складання молекулярних рівнянь реакцій потрібно враховувати те, що йони належать до складу сильних електролітів. Наприклад:

$а) BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2NaCl;$

$б) Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow CO_2 + H_2O + 2NaCl.$

3. Чому дорівнює значення *pH* розчинів *HCl* і *NaOH* з концентраціями 0,1 *моль/л*?

Розв'язування. Сильні кислоти і основи у водних розчинах дисоціюють повністю, тому:

а) $[H^+] = C(HCl) = 10^{-1}$ *моль/л*, отже $pH = 1$;

б) $[OH^-] = C(NaOH) = 10^{-1}$ *моль/л*, звідки $pOH = 1$.

Оскільки $[H^+] = K_в / [OH^-] = 10^{-14}/10^{-1} = 10^{-13}$ *моль/л*, то $pH = 13$, або $pH = 14 - pOH = 14 - 1 = 13$.

Лабораторна робота № 7

РЕАКЦІЇ ОБМІНУ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Обладнання: *штатив з пробірками, пробіркотримач, скляна паличка, пальник, піпетки.*

Реактиви: *металічний цинк; розчини – плюмбум нітрату, натрій карбонату, купрум сульфату, купрум(II) гідроксиду, амоній сільфіду, кальцій хлориду, натрій гідроксиду, магній хлориду, натрій ацетату, калій хлорату, аргентум нітрату; розведена сульфатна, хлоридна та оцтова кислоти.*

Дослід 1. **Сильні та слабкі електроліти**

У три пробірки з розчинами оцтової, хлоридної та сульфатної кислот відповідно внесіть по шматочку цинку. Яка кислота активніше взаємодіє з цинком? Чому? Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.

Дослід 2. **Якісні реакції йонів**

У чотири пробірки піпеткою внесіть 4–5 крапель відповідного розчину: хлоридної кислоти, магній хлориду, кальцій хлориду, калій хлорату. У кожну пробірку додайте по декілька крапель розчину аргентум нітрату. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції в молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

Дослід 3. **Реакції, що відбуваються з утворенням важкорозчинних речовин**

1) Одержіть осади: плюмбум сульфіду, кальцій карбонату, купрум(II) гідроксиду із необхідних реактивів. Напишіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.

2) Використовуючи розчини необхідних реактивів, проведіть реакції, які відповідають таким йонно-молекулярним рівнянням:

$Pb^{2+} + 2I^- \rightarrow PbI_2$;

$Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3$.

Напишіть молекулярні рівняння реакцій.

Дослід 4. **Реакції, що відбуваються з утворенням слабкодисоціюючих речовин**

а) У пробірку піпеткою внесіть 4–5 крапель розчину натрій ацетату і 4–5 крапель хлоридної кислоти. Визначте за запахом утворення оцтової кислоти. Напишіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції.

б) Використовуючи одержаний у *досліді 3* осад купрум(II) гідроксиду, проведіть реакцію, що виражається йонно-молекулярним рівнянням,

$Cu(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2H_2O$.

Напишіть молекулярне рівняння реакції.

Запитання для самоконтролю

1. Напишіть рівняння ступінчастої дисоціації карбонатної кислоти та вираз для констант дисоціації.
2. Складіть молекулярні та скорочені йонні рівняння реакцій взаємодії розчинів: а) амоній гідроксиду з оцтовою кислотою; б) вуглекислого газу з кальцій гідроксидом; в) купруму(II) сульфату з натрій сульфідом.
3. Уміст хлоридної кислоти в шлунковому соку людини становить 0,5 %. Установіть *pH* шлункового соку, якщо його густина дорівнює 1 *г/мл*.
4. Обчисліть *pH* та *pOH* мілімолярного розчину барій гідроксиду.

5. Напишіть рівняння реакцій в молекулярній формі:

   а) $Ag^+ + I^- = AgI\downarrow$;

   б) $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$;

   в) $Co^{2+} + 2OH^- = Co(OH)_2\downarrow$.

6. Допишіть рівняння тих реакцій, які перебігають практично до кінця, запишіть в йонному вигляді:

   а) $CuCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ д) $CaCl_2 + HNO_3 \rightarrow$

   б) $Cu(NO_3)_2 + KOH \rightarrow$ е) $CaCl_2 + AgNO_3 \rightarrow$

   в) $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ ж) $Ba(OH)_2 + Na_2SO_4 \rightarrow$

   г) $CuSO_4 + H_2S \rightarrow$ з) $Ba(OH)_2 + NaCl \rightarrow$

7. Напишіть рівняння реакцій в молекулярній і скороченій йонних формах, за допомогою яких можливо здійснити такі перетворення:

   а) $CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca^{2+} \rightarrow CaSO_4$; б) $Cl_2 \rightarrow Cl^- \rightarrow AgCl$.

8. Складіть рівняння реакцій в йонній та скороченій йонній формах:

   а) $(NH_4)_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$;

   б) $CO_2 + 2KOH = K_2CO_3 + H_2O$;

   в) $AlCl_3 + 3AgNO_3 = 3AgCl\downarrow + Al(NO_3)_3$.

9. До розчинів $NaOH$, Na_2S, $AgNO_3$, KNO_3 додайте хлоридну кислоту. В яких випадках реакція відбулася? Напишіть молекулярні та йонні рівняння.

10. Складіть молекулярні рівняння реакцій для наведених йонних:

    а) $NH_4^+ + OH^- \rightarrow$; б) $CH_3COO^- + H^+ \rightarrow$; в) $Ba^{2+} + PO_4^{3-} \rightarrow$

1.6. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Гідроліз солей — це хімічна взаємодія солей з водою, що призводить до утворення слабкого електроліту.

Гідроліз середніх солей

Якщо розглядати солі як продукти взаємодії кислот з основами, то, залежно від сили даних сполук, розрізняють чотири типи солей:

а) сіль, утворена сильною кислотою і сильною основою: *NaCl*, гідролізу не підлягає; $pH = 7$ – нейтральне середовище;

б) сіль, утворена слабкою кислотою і сильною основою: *NaCN*, гідроліз відбувається за аніоном:

$CN^- + HOH \leftrightarrow HCN + OH^-$ – скорочене йонне рівняння;

$Na^+ + CN^- + HOH \leftrightarrow HCN + Na^+ + OH^-$ – повне йонне рівняння;

$NaCN + HOH \leftrightarrow HCN + NaOH$ – молекулярне рівняння;

$pH > 7$ – лужне середовище;

в) сіль, утворена сильною кислотою і слабкою основою: NH_4Cl,

гідроліз відбувається за катіоном:

$NH_4^+ + HOH \leftrightarrow NH_4OH + H^+$ – скорочене йонне рівняння;

$NH_4^+ + Cl^- + HOH \leftrightarrow NH_4OH + H^+ + Cl^-$ – повне йонне рівняння;

$NH_4Cl + HOH \leftrightarrow NH_4OH + HCl$ – молекулярне рівняння;

$pH < 7$ – кисле середовище;

г) сіль, утворена слабкою кислотою і слабкою основою: NH_4CN.

повний гідроліз:

$NH_4^+ + CN^- + HOH \leftrightarrow NH_4OH + HCN$ – йонне рівняння;

$NH_4CN + HOH \leftrightarrow NH_4OH + HCN$ – молекулярне рівняння;

$pH \approx 7$ – середовище близьке до нейтрального.

Гідроліз солей багатоосновних кислот або багатокислотих основ перебігає ступінчасто. Наприклад, за взаємодії натрій сульфіду з водою відбуваються такі процеси:

$Na_2S + H_2O \leftrightarrow NaHS + NaOH$;

$S^{2-} + H_2O \leftrightarrow HS^- + OH^-$;

$NaHS + H_2O \leftrightarrow H_2S + NaOH$;

$HS^- + H_2O \leftrightarrow H_2S + OH^-$.

Константа гідролізу $K_г = \frac{K_в}{K_к}$,

де $K_к$ — константа дисоціації слабкої кислоти, утвореної в результаті гідролізу солі;

$K_в$ – йонний добуток води; $K_в = [H^+]\cdot[OH^-]$.

Задачі та вправи

1. Складіть рівняння гідролізу солей: $Na_3PO_4, Cu(NO_3)_2, NaCl.$

Розв'язування. 1) Гідроліз Na_3PO_4 відбувається за трьома ступенями, причому в основному за першим.

Перший ступінь:

а) рівняння гідролізу в скороченій йонній формі

$PO_4^{3-} + H_2O \leftrightarrow HPO_4^{2-} + OH^-$;

б) рівняння гідролізу в йонній форм

$3Na^+ + PO_4^{3-} + H_2O \leftrightarrow 2Na^+ + HPO_4^{2-} + Na^+ + OH^-$;

в) рівняння гідролізу в молекулярній формі

$Na_3PO_4 + H_2O \leftrightarrow Na_2HPO_4 + NaOH.$

Другий ступінь:

а) $HPO_4^{2-} + H_2O \leftrightarrow H_2PO_4^- + OH^-$;

б) $2Na^+ + HPO_4^{2-} + H_2O \leftrightarrow Na^+ + H_2PO_4^- + Na^+ + OH^-$;

в) $Na_2HPO_4 + H_2O \leftrightarrow NaH_2PO_4 + NaOH.$

Третій ступінь:

а) $H_2PO_4^- + H_2O \leftrightarrow H_3PO_4 + OH^-$;

б) $Na^+ + H_2PO_4^- + H_2O \leftrightarrow H_3PO_4 + Na^+ + OH^-$;

в) $NaH_2PO_4 + H_2O \leftrightarrow H_3PO_4 + NaOH.$

Унаслідок гідролізу Na_3PO_4 за першим і другим ступенями утворюються кислі солі, а розчин має pH > 7.

2) Гідроліз $Cu(NO_3)_2$ відбувається ступінчасто і в основному за першим і другим ступенями, причому утворюється основна сіль.

Перший ступінь:

а) $Cu^{2+} + H_2O \leftrightarrow Cu(OH)^+ + H^+$;

б) $Cu^{2+} + 2NO_3^- + H_2O \leftrightarrow Cu(OH)^+ + NO_3^- + H^+ + NO_3^-$;

в) $Cu(NO_3)_2 + H_2O \leftrightarrow Cu(OH)NO_3 + HNO_3$.

Другий ступінь:

а) $Cu(OH)^+ + H_2O \leftrightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + H^+$;

б) $Cu(OH)^+ + NO_3^- + H_2O \leftrightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + H^+ + NO_3^-$;

в) $Cu(OH)NO_3 + H_2O \leftrightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + HNO_3$.

Унаслідок гідролізу концентрація йонів Гідрогену H^+ перевищує концентрацію гідроксид-йонів OH^-; отже, $pH < 7$.

3) Сіль $NaCl$, утворена сильною кислотою і сильною основою, гідролізу не піддається; $pH = 7$.

2. Пробірку з розчином $ZnCl_2$ нагріли і розмістили в неї попередньо очищений шматок цинку. Який газ виділяється при цьому? Напишіть рівняння реакцій.

Розв'язування. Нагрівання зумовлює зміщення рівноваги у розчині в бік продуктів гідролізу:

$ZnCl_2 + H_2O \leftrightarrow Zn(OH)Cl + HCl$;

$Zn^{2+} + H_2O \leftrightarrow Zn(OH)^+ + H^+$.

Йони Гідрогену, що утворюються, взаємодіють із металічним цинком:

$Zn + 2HCl \leftrightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$;

$Zn + 2H^+ \leftrightarrow Zn^{2+} + H_2 \uparrow$.

Збільшення концентрації йонів Zn^{2+} зумовлює зміщення рівноваги реакції в бік утвореня вихідної солі, тобто гідроліз її у водному розчині уповільнюється.

Лабораторна робота № 8

ВИЗНАЧЕННЯ ХАРАКТЕРУ СЕРЕДОВИЩА В РОЗЧИНАХ СОЛЕЙ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Обладнання: *штатив з пробірками, пробіркотримач, скляна паличка, пальник, піпетки.*

Реактиви: *розчини – лакмусу, метилового оранжевого, фенолфталеїну, амоніаку, алюміній сульфату, натрій карбонату, натрій гідроксиду; розведені оцтова, хлоридна кислоти; універсальний індикатор; кристали натрій карбонату, цинк хлориду, натрій нітрату; дистильована вода.*

Дослід 1. **Забарвлення індикаторів у різних середовищах**

Налийте в шість пробірок по 2–3 *мл* дистильованої води і додайте у дві з них розчин нейтрального лакмусу, у дві інші – метилового оранжевого, в останні дві – фенолфталеїн (по 1–2 краплі). Запишіть забарвлення індикаторів у нейтральному середовищі. Додайте у три пробірки по декілька крапель розчину лугу і відмітьте забарвлення індикаторів у лужному середовищі, а в інші три – по декілька крапель розчину хлоридної кислоти і відмітьте забарвлення індикаторів у кислому середовищі.

Дослідні дані, отримані під час забарвлення індикаторів у різних середовищах, запишіть у вигляді таблиці:

Індикатор	*Середовище*		
	Кисле	Нейтральне	Лужне
Лакмус			
Фенолфталеїн			
Метиловий оранжевий			

Дослід 2. **Визначення *pH* за допомогою універсального індикатору**

У три пробірки налийте по 2–3 *мл* розчинів: в одну – хлоридної кислоти, у другу – оцтової кислоти, у третю – амоніаку, а в четверту – дистильованої води. До розчинів, які досліджуються, додайте по 1–2 краплі універсального індикатору; одержане забарвлення порівняйте зі забарвленням еталонних

розчинів. Результати досліду, отримані при визначенні *pH* за допомогою універсального індикатору, запишіть у вигляді таблиці:

Розчин, що досліджують	*Колір індикатору*	*pH*
Хлоридна кислота		
Оцтова кислота		
Амоній гідроксид		
Дистильована вода		

Дослід 3. **Гідроліз солей**

У чотири пробірки налийте по 1 *мл* дистильованої води і додайте по 1–2 краплі фіолетового розчину лакмусу. У три пробірки внесіть по 1–2 кристалу натрій карбонату Na_2CO_3, цинк хлориду $ZnCl_2$ і натрій нітрату $NaNO_3$; четверта пробірка – для порівняння забарвлень.

Які зі солей, що досліджуються, підлягають гідролізу? Складіть рівняння гідролізу.

Дослід 4. **Взаємне посилення гідролізу солі слабкої основи сіллю слабкої кислоти**

До 5–6 крапель розчину алюміній сульфату додайте такий самий об'єм розчину натрій карбонату. Утворення осаду алюміній гідроксиду $Al(OH)_3$ є результатом зміщення рівноваги гідролізу даних солей. У розчині алюміній сульфату спостерігається така рівновага:

$$Al^{3+} + H_2O \leftrightarrow AlOH^{2+} + H^+,$$

в розчині натрій карбонату –

$$CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-.$$

Під час зливання розчинів солей йони H^+ взаємодіють з йонами HCO_3^-

$$H^+ + HCO_3^- \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow;$$

а йони OH^- – з йонами $AlOH^{2+}$:

$$OH^- + AlOH^{2+} \rightarrow Al(OH)_2^+;$$

$$AlOH^{2+} + 2OH^- \rightarrow Al(OH)_3\downarrow.$$

Перевірте, чи знаходиться в осаді який-небудь з карбонатів. Для цього декантацією відділіть осад, промийте водою та подійте на нього хлоридною кислотою. Чи виділяється при цьому CO_2?

Дослід 5. **Вплив температури на ступінь гідролізу**

У дві пробірки налийте по 1 *мл* розчину натрій ацетату та додайте по одній краплі розчину фенолфталеїну. Чи зміниться колір індикатору і чому? Підігрійте одну з цих пробірок, а іншу – залиште для порівняння. Як змінюється інтенсивність забарвлення індикатору під час нагрівання розчину солі?

Охолодіть пробірку. В якому напрямку зміщується рівновага реакції гідролізу під час охолодження розчину солі?

Запитання для самоконтролю

1. Складіть молекулярні та йонні рівняння гідролізу солей K_2SO_4, Al_2S_3, CH_3COONa. Укажіть реакцію середовища. Напишіть вираз для констант гідролізу солей.
2. Які зі солей підлягають гідролізу: K_2S, $MgSO_4$, $Cr(NO_3)_3$, KCl. Складіть рівняння гідролізу солей у молекулярній та йонній формах. Укажіть реакцію середовища.
3. Наведіть реакцію середовища розчинів солей KCN, $NaCl$, $Cu(NO_3)_2$. Напишіть молекулярні та йонні рівняння гідролізу цих солей.
4. Яку реакцію мають розчини солей $Zn(NO_3)_2$, KNO_3, $NaCN$? Відповідь підтвердіть молекулярними та йонними рівняннями гідролізу.
5. До наведених скорочених йонних рівнянь складіть рівняння в молекулярній формі:

   а) $Fe^{3+} + 2H_2O \leftrightarrow Fe(OH)_2^+ + 2H^+$;

   б) $CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$;

   в) $NH_3^+ + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + H^+$;

   г) $Al^{3+} + 2H_2O \leftrightarrow Al(OH)_2^+ + 2H^+$.
6. Які з наведених солей підлягають гідролізу: $CrCl_3$; $Pb(NO_3)_2$; $LiCl$?

Складіть молекулярні та йонні рівняння гідролізу. Напишіть вираз для константи гідролізу.

7. Чому розчини солей Na_2CO_3, KCN мають лужну реакцію, а NH_4NO_3 і NH_4Cl – кислу? Складіть рівняння реакцій.
8. Напишіть йонні й молекулярні рівняння всіх ступенів гідролізу солей:

   а) натрій сульфіту;

   б) алюміній хлориду;

   в) ферум(III) сульфату.

   Як можна підсилити гідроліз кожної з цих солей і як послабити його? Чому ступінь гідролізу зменшується з кожною наступною стадією?
9. Напишіть йонні рівняння першого ступеня гідролізу калій карбонату, натрій фосфату і амоній сульфату. В якому випадку ступінь гідролізу найвищий, в якому – найнижчий?
10. Дайти порівняльну характеристику сульфатів, сульфітів і сульфідів лужних металів за здатністю до гідролізу.

1.7. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

Усі хімічні реакції можна розділити на два типи. До першого належать реакції, які відбуваються без зміни ступеня окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин. Другий тип включає реакції, які перебігають зі зміною ступеня окиснення атомів реагуючих речовин.

Реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення атомів, які входять до складу реагуючих речовин, називаються ***окисно-відновними.***

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в сполуках, розрахований із припущення, що всі зв’язки в сполуці є чисто йонними, а сама сполука складається з йонів.

Оскільки чисто йонних зв’язків не існує, дійсні заряди атомів у сполуках відрізняються від ступенів окиснення.

Для розрахунку ступенів окиснення використовують такі правила:

- атоми в молекулах простих речовин мають нульовий ступінь окиснення;

- ступені окиснення катіонів металів дорівнюють: для лужних металів +1, для лужноземельних металів +2, для алюмінію +3;

- Гідроген у всіх своїх сполуках, крім гідридів лужних і лужноземельних металів, має ступінь окиснення +1. У гідридах лужних і лужноземельних металів ступінь окиснення Гідрогену дорівнює –1;

- Оксиген завжди має ступінь окиснення –2. Виняток становлять пероксиди, надпероксиди, озоніди, оксиген флуориди;

- Флуор у всіх сполуках має ступінь окиснення –1;

- сума ступенів окиснення всіх атомів, що входять до складу електронейтральної сполуки або молекули, дорівнює нулю;

- сума ступенів окиснення всіх атомів, які входять до складу багатоатомного або комплексного йону, дорівнює заряду цього йону.

Якщо в результаті реакції ступінь окиснення атома підвищується, то прийнято визнавати, що він окиснюється:

$Fe^{2+} - e^- \rightarrow Fe^{3+};$

$2I^- - 2e^- \rightarrow I_2^o;$

$Mn^{2+} + 4H_2O - 5e^- \rightarrow MnO_4^- + 8H^+.$

І навпаки, зниження ступеня окиснення атома свідчить про його відновлення:

$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+};$

$I_2^o + 2e^- \rightarrow 2I^-;$

$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O.$

Із наведених прикладів видно, що окиснення пов’язано з відщепленням – втратою електронів; відновлення пов’язано з приєднанням електронів атомом, який відновлює.

Таким чином, атоми, молекули або йони, що віддають електрони, називаються ***відновниками***. Під час реакції вони окиснюються.

Атоми, молекули або йони, що приєднують електрони, називаються ***окисниками.*** Під час реакції вони відновлюються.

Метод електронного балансу

Для складання рівнянь методом електронного балансу:

- записують схему реакції;
- складають електронні рівняння процесів окиснення та відновлення;
- урівнюють число приєднаних і втрачених електронів введенням множників, виходячи з найменшого кратного для коефіцієнтів у процесах окиснення й відновлення;
- переносять множники з електронних рівнянь у молекулярні;
- перевіряють виконання закону збереження маси (число атомів у лівій частині повинно дорівнювати числу атомів у правій), за необхідності вводять нові або змінюють отримані коефіцієнти.

Складаючи електронні рівняння, враховують число атомів у молекулах:

- простих речовин (Cl_2, I_2, H_2, O_2, N_2);
- бінарних сполук: оксидів, карбідів, гідридів, фосфідів;
- органічних речовин.

Таблиця 3

Найважливіші відновники й окисники

Відновники	*Окисники*
Метали, водень, вугілля	Галогени
CO, H_2S, SO_2, H_2SO_3, HI, HBr, HCl, $SnCl_2$, $FeSO_4$, $MnSO_4$, $Cr_2(SO_4)_3$, HNO_2, NH_3, N_2H_4, NO, H_3PO_3.	*$KMnO_4$, K_2MnO_4, MnO_2, $K_2Cr_2O_7$, K_2CrO_4, HNO_3, O_2, O_3, H_2O_2, H_2SO_4, H_2SeO_4, CuO, Ag_2O, PbO_2, $FeCl_3$.*
Альдегіди, спирти, мурашина і оксалатна кислоти, глюкоза.	Гіпохлорити, хлорати і перхлорати.

На відміну від простих речовин – металів, що виконують роль відновників, прості речовини – неметали виявляють себе і як окисники, і як відновники.

Окисні або відновні властивості складних речовин залежать від ступеня окиснення атома даного елемента. Наприклад, Mn^{+7} може бути тільки окисником, Mn^{+2} – тільки відновником, а Mn^{+4} – і окисником, і відновником; все залежить від умов перебігу реакції і речовин, з якими взаємодіятиме MnO_2. (табл. 3).

Вплив середовища на хід окисно-відновних реакцій

Реакції окиснення–відновлення можуть відбуватися в різних середовищах: у кислому (надлишок H^+-йонів), нейтральному (H_2O) і лужному (надлишок гідроксид-йонів OH^-). Залежно від середовища може змінюватись і характер перебігу реакції між одними й тими самими речовинами. Середовище впливає на зміну ступенів окиснення атомів. Для створення в розчині кислого середовища використовують H_2SO_4, HNO_3 і HCl. Для створення лужного середовища застосовують розчини KOH і $NaOH$:

$$MnO_4^- \xrightarrow{H^+} Mn^{2+},\ \textit{безбарвний розчин солі}$$
$$MnO_4^- \xrightarrow{H_2O} MnO_2,\ \textit{бурий осад}$$
$$MnO_4^- \xrightarrow{OH^-} MnO_4^{2-},\ \textit{розчин солі зеленого кольору}.$$

У кислому середовищі –

$5Na_2SO_3 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 5Na_2SO_4 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$;

у нейтральному середовищі –

$3Na_2SO_3 + 2KMnO_4 + H_2O = 3Na_2SO_4 + 2MnO_2\downarrow + 2KOH$;

у лужному середовищі –

$Na_2SO_3+2KMnO_4+2KOH=Na_2SO_4+2K_2MnO_4+H_2O$.

Гідроген пероксид залежно від реакції середовища відновлюється згідно зі схемою:

$$H_2O_2 \xrightarrow{H^+} H_2O$$
$$H_2O_2 \xrightarrow{H_2O\ \text{і}\ OH^-} OH^-$$

$2FeSO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2H_2O$;

$2KI + H_2O_2 \rightarrow I_2 + 2KOH.$

Вступаючи в реакцію з дуже сильним окисником, таким, як $KMnO_4$, гідроген пероксид (H_2O_2) є відновником:

$5H_2O_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 5O_2 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O.$

Задачі та вправи

1. Допишіть схему реакції, дібравши коефіцієнти методом електронного балансу,

$Cu + H_2SO_{4(\text{конц.})} \rightarrow ...$

Розв'язування. Написати продукти окисно-відновних реакцій можна, якщо знати конкретні властивості речовин і найбільш характерні ступені окиснення елементів. Так, для купруму в сполуках найхарактерніший ступінь окиснення +2; отже, в присутності SO_4^{2-}-йонів утвориться сульфат купруму(II) $CuSO_4$. Сульфур у ступені окиснення +6 відновлюється слабкими відновниками (тут – купрум) до ступення окиснення +4, при цьому утворюється оксид сульфуру(IV) SO_2. Йони Гідрогену з кислоти під час окисно-відновних реакцій зазвичай входять до складу води. Таким чином, схема реакції має такий вигляд:

$Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O.$

Добираючи коефіцінти методом електронного балансу, остаточно отримуємо, що

$Cu + 2H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O.$

2. Складіть рівняння окисно-відновної реакції:

$KI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow ...$

Розв'язування. Манган у калій перманганаті $KMnO_4$ перебуває у вищому ступені окиснення +7; отже, $KMnO_4$ – окисник. У цьому прикладі реакція відбувається в кислому середовищі; отже, продукт відновлення калій

перманганату – Mn^{2+} ($MnSO_4$). Відновником буде йодид-йон, який окиснеться до молекулярного йоду I_2. Крім того, катіони калію зі сульфат-йонами утворюють калій сульфат K_2SO_4, а йони гідрогену із кислоти утворюють воду з атомами оксигену з $KMnO_4$. Остаточний вигляд схеми реакції такий:

$$KI^{-1} + KMn^{+7}O_4 + H_2SO_4 \rightarrow Mn^{+2}SO_4 + I_2^0 + K_2SO_4 + H_2O.$$

Складаємо електронні рівняння і знаходимо коефіцієнти перед відновником і окисником:

$$\begin{array}{l|l} 2I^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow I_2^0 & 5 \\ Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2} & 2 \end{array}$$

Підставляємо коефіцієнти в схему реакції:

$$10KI + 2KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5I_2 + K_2SO_4 + H_2O.$$

Добираємо інші коефіцієнти в такій послідовності: сіль, кислота, вода. Остаточно отримаємо:

$$10KI + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5I_2 + 6K_2SO_4 + 8H_2O.$$

3. Доберіть коефіцієнти у схемі окисно-відновної реакції:

$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O.$

Розв'язування.

$$\begin{array}{l|l|l|l} H^o_2 - 2e \rightarrow 2H^+ & 2 & 2 & 2H^o_2 - 4e \rightarrow 4H^+ \\ O^o_2 + 2\cdot 2e \rightarrow 2O^{-2} & 4 & 1 & O^o_2 + 4e \rightarrow 2O^{-2} \end{array} .$$

Після переносу коефіцієнтів з електронного рівняння в молекулярне отримуємо, що: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O.$

4. Складіть рівняння окисно-відновної реакції:

$As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow ...$

Розв'язування. У тому випадку, коли в реакції змінюють свій ступінь окиснення більше двох елементів, встановлюють загальну кількість електронів, яку віддає відновник, та загальну кількість електронів, що приймає окисник:

$$3\ As_2S_3 + 28\ HNO_3 + 4\ H_2O \rightarrow 6\ H_3AsO_4 + 9\ H_2SO_4 + 28\ NO\,.$$

$$
\begin{array}{l|c|l}
2As^{+3} - 2\bar{e} \rightarrow 2As^{+5} & 28\bar{e} & 3 \\
3S^{-2} - 8\bar{e} \rightarrow 3S^{+6} & & \\
N^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow N^{+2} & & 28
\end{array}.
$$

Лабораторна робота № 9

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Обладнання: *штатив з пробірками, пробіркотримач, скляна паличка, пальник, піпетки.*

Реактиви: *залізний цвях, алюмінієві ошурки, мідний дріт, вата, червоний лакмусовий папір; розчини – купрум(II) сульфату, калій дихромату, натрій оксалату, калій перманганату, натрій нітрату, натрій сульфіту, калій гідроксиду, натрій гідроксиду, гідроген пероксиду, манган нітрату; розведені сульфатна, нітратна кислоти; концентрована нітратна кислота; кристали – плюмбум(II) нітрату, йоду, амоній дихромату.*

Дослід 1. **Відновлення йонів Купруму металевим залізом**

У пробірку налийте 5–10 крапель розчину купрум(II) сульфату й помістіть у неї залізний цвях, поверхня якого зачищена наждачним папером. Що відбувається?

Дослід 2. **Окиснення гідроген пероксиду калій перманганатом**

У пробірку налийте 1–2 краплі розчину калій перманганату, 1–2 краплі розчину H_2SO_4 і краплями додайте гідроген пероксид до знебарвлення розчину. Спостерігайте виділення пухирців газу.

Дослід 3. **Окисні властивості перманганат-йона в різних середовищах**

1) У пробірку налийте 1–2 краплі розчину калій перманганату, 1–2 краплі концентрованого розчину *KOH* і краплями свіжоприготовлений розчин натрій сульфіту Na_2SO_3 до переходу малинового забарвлення в зелене.

2) У пробірку налийте 1–2 краплі розчину калій перманганату, 2–3 краплі води і краплями розчин натрій сульфіту до утворення темно-коричневого осаду.

3) У пробірку налийте 1–2 краплі розчину калій перманганату, 2–3 краплі розчину сульфатної кислоти і краплями до знебарвлення розчин натрій сульфіту.

Дослід 4. **Окиснення і відновлення гідроген пероксидом**

1) У пробірку налийте 1–2 краплі розчину манган нітрату, 1–2 краплі розчину *KOH* і 1–2 краплі гідроген пероксиду. Нагрійте. Що відбувається? Складіть рівняння реакції в молекулярній та йонно-електронній формах.

2) Помістіть в іншу пробірку одержаний осад MnO_2. Додайте краплями 2н розчин HNO_3 до кислої реакції і краплями гідроген пероксиду до розчинення осаду.

Дослід 5. **Відновлення алюмінієм йону NO_3^- до амоніаку**

Помістіть на дно пробірки небагато алюмінієвих ошурок, залийте їх 2–3 *мл* розчину натрій нітрату $NaNO_3$, додайте 20–30 крапель розчину натрій гідроксиду. Пробірку помістіть у штатив, закрийте шматочком вати, на яку покладіть змочений водою червоний лакмусовий папір. Спостерігайте, як через кілька хвилин змінюється забарвлення паперу.

Дослід 6. **Відновлення концентрованої нітратної кислоти до нітроген (IV) оксиду міддю. (Виконувати під тягою!)**

У пробірку опустіть невеликий шматок мідного дроту і додайте 3–5 краплі нітратної кислоти, підігрійте. При цьому утвориться бурий газ – нітроген(IV) оксид NO_2.

Дослід 7. **Утворення оксиду при розкладанні плюмбум (II) нітрату. (Виконувати під тягою!)**

У пробірку помістіть кілька кристалів плюмбум(II) нітрату $Pb(NO_3)_2$, нагрійте. Спостерігайте процес внутрішньо-молекулярного окиснення–відновлення з утворенням бурого газу NO_2.

Дослід 8. **Відновлення калій дихромату $K_2Cr_2O_7$ йонами щавлевої кислоти**

У пробірку помістіть 2–3 краплі калій дихромату, додайте 2–3 краплі 2*н* сульфатної кислоти і 3–5 крапель $Na_2C_2O_4$ до зміни жовтогарячого забарвлення в синьо-зелене. Продуктом окиснення оксалат-йона $C_2O_4^{2-}$ є CO_2.

Дослід 9. **Самоокиснення – самовідновлення йоду**

У пробірку помістіть маленький кристал йоду. Додайте краплями 2*н* розчин лугу $NaOH$ і за слабкого нагрівання розчиніть кристал. Допишіть рівняння реакції:

$I_2 + NaOH \rightarrow NaIO + \ldots...$

Якщо отриманий розчин підкислити 2*н* сульфатною кислотою, то реакція піде в зворотному напрямку. Допишіть рівняння реакції:

$NaIO + Na + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + \ldots...$

Дослід 10. **Внутрішньомолекулярне окиснення і відновлення амоній дихромату $(NH_4)_2Cr_2O_7$**

Кілька маленьких кристалів амоній дихромату помістіть у суху пробірку і нагрійте до початку реакції розкладання.

Запитання для самоконтролю

1. Визначте еквівалентну масу сульфатної кислоти в реакціях:

   $HI + H_2SO_4 \rightarrow J_2 + H_2S + H_2O$;

   $HBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + SO_2 + H_2O$.
2. Як розрахувати еквівалентну масу окисника або відновника? Визначте еквівалентну масу $KClO_4$, якщо він відновлюється до:

   а) хлорид-йона; б) Cl_2.
3. Укажіть, в яких із наведених реакцій виникає окиснення Нітрогену, а в яких відновлення. Як змінюється ступінь окиснення Нітрогену?

   а) $(NH_4)^+ \rightarrow N_2$; в) $(NO_3)^- \rightarrow NO$;

   б) $(NO_2)^- \rightarrow (NO_3)^-$; г) $NO \rightarrow (NO_2)^-$.

4. Обчисліть ступені окиснення підкреслених атомів у таких сполуках: $H\underline{N}O_3$; $K_2\underline{Cr}O_4$; $\underline{Fe}Cl_3$; $\underline{S}O_3$; $K\underline{N}O_2$; $K\underline{Cr}O_2$; $Na_2\underline{S}$; $K\underline{J}$; $Fe\underline{S}O_4$. Яку роль (окисника чи відновника) можуть виконувати ці речовини в реакціях?
5. У наведених рівняннях окисно-відновних реакцій розставте коефіцієнти:

   а) $Cl_2 + NaOH \rightarrow NaClO_3 + NaCl + H_2O$;

   б) $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$;

   в) $NaBrO_3 + NaBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + Na_2SO_4 + H_2O$.
6. Укажіть кількість електронів, відданих чи приєднаних атомами згідно зі схемами: $(MnO_4)^- \rightarrow Mn^{2+}$; $(MnO_4)^{2-} \rightarrow MnO_4^-$; $(NO_3)^- \rightarrow NH_4^+$.
7. Нітрифікацію, що здійснюється в природі мікробами, можна зобразити такою схемою: $NH_3 \rightarrow NH_2OH \rightarrow (NO)^- \rightarrow (NO_2)^- \rightarrow (NO_3)^-$.

   Який процес (окиснення чи відновлення) перебігає на кожній стадії?
8. Укажіть періодичність зміни окисно-відновних властивостей елементів періодичної системи Д.І. Менделєєва та поясніть, чому одні з них мають окисні, а інші – відновні властивості?

1.8. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Багато солей, кислот і основ, а також деяких неелектролітів належить до великого класу складних комплексних сполук, будова і властивості яких уперше були описані в *координаційній теорії А. Вернера (1893 р.).* Такі сполуки містять центральний атом – ***комплексоутворювач***. Зазвичай, це позитивно заряджений йон металу, що координує навколо себе певне число протилежно заряджених йонів або полярних молекул (NH_3, H_2O тощо), які називаються ***лігандами (L).*** Таким чином, виникає ***внутрішня сфера*** комплексної сполуки, або ***комплексний йон,*** заряд якого визначається алгебраїчною сумою зарядів комплексоутворювача і пов'язаних з ним лігандів. Такий сумарний заряд може бути позитивним (катіонний комплекс), негативним (аніонний комплекс) і дорівнювати нулю (нейтральний

комплекс-неелектроліт). Число лігандів за умови, що кожен із них пов'язаний з центральним атомом лише одним зв'язком, називається ***координаційним числом комплексоутворювача.*** Найбільш розповсюдженими є координаційні числа 2, 4 і 6, причому часто вони бувають удвічі більшими за числове значення заряду центрального атома. Усе, що в молекулі комплексної сполуки перебуває за межами комплексного йону, становить його ***зовнішню сферу*** зі зарядом, який дорівнює заряду комплексного йона, але має протилежний знак. **(**рис. 1).

Хімічні формули, в яких комплексний йон відокремлений квадратними дужками, називають ***координаційними.***

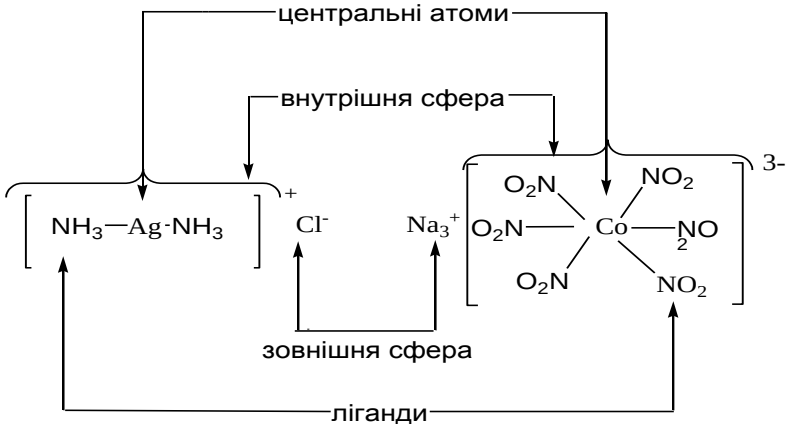


Рис. 1. *Схема комплексних сполук*

Заряд комплексного йона визначає класифікацію комплексних сполук:

- катіонні $[Cu(NH_3)_4]SO_4$;

- аніонні $K_2[PtCl_4]$;

- нейтральні $[Pt(NH_3)_4]$.

За характером лігандів комплексні сполуки поділяють на аквакомплекси, амінокомплекси, амідокомплекси, гідроксокомплекси, ацидокомплекси та змішані комплекси.

Координаційне число центрального атома визначає число σ-зв'язків, які він утворює з лігандами і, відповідно, число координаційних місць, які вони можуть займати у внутрішній сфері. Ліганди, що займають одне координаційне місце, називаються *монодентатними*. Ті ліганди, які здатні

займати більше число координаційних місць, у загальному випадку називаються *полідентатними*.

Максимальне число координаційних місць, які здатен займати ліганд, називають його *координаційною ємністю* або дентатністю.

Номенклатура комплексних сполук. Назву комплексів починають з лігандів, потім називають центральний атом. Наприклад: $[Ag(NH_3)_2]Cl$ – діамінаргентум(I) хлорид, $[Co(NH_3)_6]Br_3$ – гексаамінкобальт(III) бромід.

Назви аніонних комплексів мають закінчення – *ат.* Наприклад: $K^+[Al(OH)_4]^-$ – калій тетрагідроксоалюмінат.

Назви лігандів:

а) катіонні та нейтральні не відрізняються від назв катіонів і молекул;

б) аніонні – до назв аніонів додають закінчення - *о*.

Якщо назва аніона закінчується на - *ід,* - *ид,* - *ат* (у деяких випадках - *ит,* - *ут*), то після додавання літери –о, утворюються *–ідо, -идо, -ато, (-ито, -ито*). Наприклад, SO_4^{2-} – сульфат-сульфато; NO_3^- – нітрат-нітрато; Cl^- – хлорид-хлоро; OH^- – гідроксид-гідроксо; ліганди-молекули – NH_3 – амін; H_2O – аква; CO – карбоніл.

Число лігандів кожного виду позначають грецькими числівниками: моно-, ди-, три-, тетра-, пента-, гекса- тощо. Назви лігандів перелічують в алфавітному порядку і вважають єдиним цілим.

Приклади назв комплексних сполук:

$K_3^+[Fe^{3+}(CN)_6]^{3-}$ – калій гексаціаноферат(III);

$[Cu^{2+}(NH_3)_4]^{2+}SO_4^{2-}$ – тетраамінкупрум(II) сульфат;

$[Pt^{2+}Cl_2(NH_3)_2]$ – діаміндихлороплатина(II).

Задачі та вправи

1. Визначте заряд комплексоутворювача, лігандів, внутрішньої та зовнішньої сфер. Назвіть утворені сполуки:

$K_2[Cd(CN)_4]$; $[Cu(NH_3)_4]SO_4$; $[PtCl_2(NH_3)_2]$.

Розв'язування:

а) $K_2[Cd(CN)_4]$ – калій тетраціанокадміат(II):

$2K^+$ – зовнішня координаційна сфера;

$[Cd(CN)_4]^{2-}$ – внутрішня координаційна сфера;

Cd^{2+} – комплексоутворювач;

CN^- – ліганд;

4 – координаційне число;

б) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ – тетраамінкупрум(II) сульфат:

SO_4^{2-} – зовнішня координаційна сфера;

$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ – внутрішня координаційна сфера;

Cu^{2+} – комплексоутворювач;

NH_3 – ліганд;

4 – координаційне число;

в) $[PtCl_2(NH_3)_2]$ – діаміндихлороплатина(II):

$[PtCl_2(NH_3)_2]^0$ – внутрішня координаційна сфера;

Pt^{2+} – комплексоутворювач;

Cl^-, NH_3^0 – ліганди;

2 – координаційне число.

2. Складіть формулу комплексної сполуки за назвою:

а) пентаамінхлороплатина(IV) хлорид;

б) калій тетрайодомеркуріат(II);

в) натрій гексафлуороалюмінат.

Розв'язування:

а) пентаамінхлороплатина(IV) хлорид – $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$;

б) калій тетрайодомеркуріат(II) – $K_2[HgI_4]$;

в) натрій гексафлуороалюмінат – $3NaF \cdot AlF_3 - Na_3[AlF_6]$.

3. Напишіть рівняння первинної та вторинної дисоціацій комплексних сполук $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$ та $(NH_4)[Pt(OH)_2Cl_4]$.

Розв'язування:

а) дисоціація комплексної сполуки:

первинна $[Co(NH_3)_5Br]SO_4 \leftrightarrow [Co(NH_3)_5Br]^{2+} + SO_4^{2-}$;

вторинна $[Co(NH_3)_5Br]^{2+} \leftrightarrow [Co(NH_3)_5]^{2+} + Br^-$;

$[Co(NH_3)_5]^{2+} \leftrightarrow [Co(NH_3)_4]^{2+} + NH_3$;

$[Co(NH_3)_4]^{2+} \leftrightarrow [Co(NH_3)_3]^{2+} + NH_3$;

$[Co(NH_3)_3]^{2+} \leftrightarrow [Co(NH_3)_2]^{2+} + NH_3$;

$[Co(NH_3)_2]^{2+} \leftrightarrow [Co(NH_3)]^{2+} + NH_3$;

$[Co(NH_3)]^{2+} \leftrightarrow Co^{2+} + NH_3$;

б) дисоціація комплексної сполуки:

первинна $(NH_4)_2[Pt(OH)_2Cl_4] \leftrightarrow 2(NH_4)^+ + [Pt(OH)_2Cl_4]^{2+}$;

вторинна $[Pt(OH)_2Cl_4]^{2+} \leftrightarrow [Pt(OH)_2Cl_3]^{1+} + Cl^-$;

$[Pt(OH)_2Cl_3]^{1+} \leftrightarrow [Pt(OH)_2Cl_2]^{0} + Cl^-$;

$[Pt(OH)_2Cl_2]^{0} \leftrightarrow [Pt(OH)_2Cl]^{+} + Cl^-$;

$[Pt(OH)_2Cl_2]^{+} \leftrightarrow [Pt(OH)_2]^{2+} + Cl^-$;

$[Pt(OH)_2]^{2+} \leftrightarrow [Pt(OH)]^{3+} + OH^-$;

$[Pt(OH)_2]^{3+} \leftrightarrow Pt^{4+} + OH^-$.

4. Складіть формулу комплексної сполуки, отриманої в результаті взаємодії KCN і $AgCN$. Напишіть молекулярні і йонно-молекулярні рівняння реакції.

Розв'язування. За взаємодії калій ціаніду з аргентум ціанідом комплексоутворювачем можуть бути йони Аргентуму (як йони *d*-елемента). Оскільки лігандами можуть бути йони протилежного знаку, то до складу внутрішньої сфери ввійдуть ціанід-йони. Оскільки координаційне число чисельно дорівнює подвоєній сумі степенів окиснення комплексоутворювача, то внутрішня сфера відповідає йону $[Ag(CN)_2]^-$. Заряд йона дорівнює +1 – 2 =- = 1, тобто визначається алгебраїчна сума зарядів комплексоутворювача і лігандів. У зовнішній сфері знаходиться катіон Калію, який компенсує заряд

внутрішньої сфери комплексного йона $[Ag(CN)_2]^-$. Рівняння реакції матиме такий вигляд:

$AgCN + KCN \rightarrow K[Ag(CN)_2]$;

$AgCN + CN^- \rightarrow [Ag(CN)_2]^-$.

5. Константа нестійкості $[Ag(NH_3)_2]^+$ дорівнює $9{,}3 \cdot 10^{-8}$, а $[Ag(CN)_2]^-$ дорівнює $1{,}1 \cdot 10^{-21}$. Чи буде руйнуватися комплекс $[Ag(NH_3)_2]NO_3$ за дії на нього розчином KCN?

Розв'язування. Запишемо рівняння реакції:

$[Ag(NH_3)_2]NO_3 + 2KCN \rightarrow K[Ag(CN)_2] + KNO_3 + 2NH_3$;

$[Ag(NH_3)_2]^+ + 2CN^- \rightarrow [Ag(CN)_2]^- + 2NH_3$.

Чим менше константа нестійкості, тим міцніше комплексний йон. Константа нестійкості йона $[Ag(CN)_2]^-$ менша, ніж константа нестійкості йона $[Ag(NH_3)_2]^+$, тому реакція буде проходити з утворенням більш міцного йона $[Ag(CN)_2]^-$. Комплексний катіон $[Ag(NH_3)_2]^+$ дією розчина KCN перетворюється в йон $[Ag(CN)_2]^-$.

Лабораторна робота № 10

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Обладнання: *штатив з пробірками, пробіркотримач, скляна паличка, пальник, піпетки.*

Реактиви: *розчини – меркурій(II) нітрату, калій йодиду, аргентум нітрату, натрій тіосульфату, купрум сульфату, амоніаку, солей цинку та кадмію, гліцину, натрій гідроксиду, ферум(III) хлориду, калій гексаціаноферату(III), амоній-ферум сульфату; купрум(II) оксид.*

Дослід 1. **Одержання комплексних аніонів**

1) У пробірку налийте 2–3 краплі розчину меркурій(II) нітрату та додайте краплями розчин калій йодиду до утворення осаду меркурій(II) йодиду. Розчиніть цей осад, додаючи надлишок калій йодиду. Складіть

формулу комплексної сполуки та напишіть рівняння реакції в молекулярній та йонній формах.

2) До невеликої кількості розчину аргентум нітрату додайте 3–4 краплі розчину натрій тіосульфату, а потім його надмір. Що спостерігається з аргентум тіосульфатом, виділення якого відбувається на початку досліду?

Дослід 2. **Одержання комплексних катіонів**

У пробірку налийте 2–3 краплі розчину $CuSO_4$ та додайте краплями концентрований розчин амоніаку до повного розчинення утвореного спочатку осаду основної солі. Складіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах взаємодії купрум сульфату з амоніаком.

До розчинів солей цинку та кадмію додайте невеличку кількість розбавленого розчину амоніаку, а потім його надмір. Поясніть процеси, що відбуваються в розчинах.

Дослід 3. **Одержання хелатного комплексу міді**

У пробірку помістіть 3–4 крихти купрум(II) оксиду, додайте 4–6 крапель розчину гліцину (амінооцтової кислоти) та нагрійте на полум'ї. Дайте пробірці охолонути. До прозорого розчину над осадом оксиду, що не прореагував, додайте кілька крапель лугу. Складіть рівняння реакції та структурну формулу комплексу купруму(II) з амінооцтовою кислотою.

Дослід 4. **Різниця між подвійними та комплексними солями**

У три пробірки налийте по 5 крапель $FeCl_3$, $NH_4Fe(SO_4)_2$, $K_3[Fe(CN)_6]$ і в кожну з них додайте 2–3 краплі розчину лугу. На підставі спостережень зробіть висновок про наявність йонів Fe^{3+} у кожному розчині і складіть рівняння електролітичної дисоціації всіх трьох сполук. Напишіть рівняння утворення ферум гідроксиду у молекулярній та йонній формах для тих випадків, у яких осад випадає.

Запитання для самоконтролю

1. Укажіть у складі комплексних сполук внутрішню координаційну сферу, її заряд, йон-комплексоутворювач, ліганди, йони зовнішньої сфери,

координаційне число комплексоутворювача. Назвіть ці сполуки за міжнародною номенклатурою:

а) $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$; $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$; $[Pt(NH_3)_3Cl_3]Cl$;

б) $K[BF_4]$; $Na[AlCl_4]$; $[Ni(OH)_2]SO_4$;

в) $K_2[CuCl_4]$; $[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$; $K[Ag(CN)_2]$.

2. Наведіть координаційні формули ізомерів для речовини, що має склад $CoBrSO_4 \cdot 5NH_3$. Відомо, що один ізомер утворює осад під час додавання йонів Ba^{2+}, але не утворює осаду за введення йонів Ag^+, а інший утворює осад із йонами Ag^+, але не утворює осаду з йонами Ba^{2+}.
3. Складіть рівняння дисоціації таких сполук: $Na_3[Co(NO_2)_6]$; $K_4[Mo(CN)_8]$; $Na_2[WS_4]$; $[Cr(H_2O)_4Cl_2]$; $K_2[PtCl_6]$; $K_5[ZrF_9]$.
4. Напишіть математичний вираз для констант нестійкості таких комплексних йонів: $[Fe(CN)_6]^{3-}$; $[Cr(NH_3)_6]^{3+}$; $[Co(NH_3)_4(NO_2)_2]^+$.
5. Поясніть, чому в процесі проходження сірководню крізь розчин, що містить $K_2[Cd(CN)_4]$, утворюється осад, а за додавання лугу – ні.
6. У комплексних сполуках $[Cu(NH_3)_4]SO_4$; $H_2[SiF_6]$; $[Ni(NH_3)_6(OH)_2]$; $[Pt(NH_3)_4]Cl_2$; $[Co(NH_3)_5SO_4]$ укажіть зовнішню та внутрішню сфери, комплексоутворювач, ліганди, координаційне число.
7. Визначте заряд комплексоутворювача та назвіть комплексні сполуки: $K[AuBr_4]$; $K_2[Cd(CN)_4]$; $Ca[ZrF_6]$; $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$; $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$.
8. Назвіть рівняння реакції, що відбувається з утворенням комплексних сполук з координаційним числом 6: $Cr_2(SO_4)_3 + NaOH(надл.) \rightarrow \ldots$; $Fe(OH)_3 + KCN(надл.) \rightarrow \ldots$.
9. Назвіть види ізомерії в комплексних сполуках. Наведіть усі можливі ізомери для сполуки $CrCl_3 \cdot 6H_2O$, дайте їм назви.
10. Складіть рівняння первинної та вторинної дисоціацій комплексних сполук $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$ та $(NH_4)[Pt(OH)_2Cl_4]$. Наведіть рівняння загальних констант нестійкості.

РОЗДІЛ 2. НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

2.1. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ ІА

До головної підгрупи І групи періодичної системи належать елементи Гідроген і лужні метали Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій, Францій.

У 1807 р. Г. Деві шляхом електролізу одержав чисті натрій та калій. На зовнішньому енергетичному рівні елементів лужних металів міститься по одному електрону. Елементи групи ІА виявляють високу хімічну активність. Зв'язок валентних електронів з атомним ядром послаблюється в процесі переходу до елемента з більшим порядковим номером, тому атоми Рубідію особливо легко віддають електрони. На хімічну активність впливають і розміри утворюваних йонів. Розміри йонів зменшуються від Цезію до Літію, тому Літій утворює більш міцний зв'язок з більшістю неметалів.

Гідроген

H; $1s^1$, +1 (-1); Ar (H) = 1,008; *H_2 (H:H)* – водень.

Атоми Гідрогену існують у вигляді трьох нуклідів: Протію ^1H, Дейтерію ^2H *(D)* і Тритію ^3H *(T)*.

Протій і Дейтерій – стабільні нукліди. Тритій – бета-радіоактивний елемент з періодом напіврозпаду 12,26 років.

Гідроген – найважливіший біогенний елемент, його фізичні та хімічні властивості унікальні. Особливу роль у формуванні клімату Землі, в руйнуванні первинних мінералів і виникненні вторинних, у міграції біогенних елементів, в обміні речовин у рослин та тварин відіграє найбільш розповсюджена сполука гідрогену – вода.

Відповідно до електронної конфігурації атома Гідрогену $1s^1$ властиві як процеси, зумовлені зміщенням електрона до більш електронегативного атома, так і процеси, зумовлені приєднанням іншого електрона до атома Гідрогену.

Водень – безбарвний газ, без запаху, найлегший з усіх відомих газів. У воді водень розчиняється погано (2 об'єми водню в 100 об'ємах води за

температури 0 $^{\circ}C$ і тиску 101 *кПа*), а в деяких металах, наприклад у нікелі, паладії, платині – добре; $t_{кип.}$ = -252,8 ^{o}C; $t_{плав.}$ = -259 ^{o}C.

У хімічних реакціях водень поводить себе як неметал. Він горить в атмосфері кисню або повітря, хоч сам не підтримує горіння речовин, які горять у кисні. Унаслідок спалювання водню в кисні утворюється найстійкіша сполука цих речовин – вода.

Водень добре взаємодіє з іншими активними неметалами. Суміш водню з фтором вибухає навіть за дуже низьких температур (-253 $^{\circ}C$), з азотом – за наявності каталізатора і високого тиску (табл. 4).

Таблиця 4

Хімічні властивості водню

Подібність H_2 до лужних металів	*Подібність H_2 до галогенів*
1. Утворює катіон H^+. 2. У хімічних реакціях виступає відновником.	1. У гідридних сполуках утворює йон H^- *(NaH; CaH_2).* 2. Молекули водню і галогенів двохатомні. 3. Газоподібний стан.
Взаємодіє з неметалами: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O;$ $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl;$ $H_2 + S \rightarrow H_2S;$ $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3.$	Взаємодіє з активними металами з утворенням гідридів: $H_2 + Ca \xrightarrow{t} CaH_2;$ $H_2 + 2Na \xrightarrow{t} 2NaH.$

Під час нагрівання водень здатний відновлювати метали з їх оксидів та солей. Наприклад:

$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O;$

$FeCl_2 + H_2 \xrightarrow{t} Fe + 2HCl.$

Під дією електричного розряду за низького тиску на водень утворюється атомарний Гідроген: $H_2 = 2H$.

Одержання водню:

у лабораторії	*у промисловості*
° взаємодія металів з розчинами *HCl* або H_2SO_4 (в апараті Кіппа): $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$; ° взаємодія з лугами метала, гідроксид якого виявляє амфотерні властивості: $2Al + 6NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na_3[Al(OH)_6] + 3H_2\uparrow$.	° конверсійний метод: $C + H_2O \rightarrow CO + H_2$; $CO + H_2O \xrightarrow{t,kat} CO_2 + H_2$; ° нагрівання метану до 350 °С: $CH_4 \xrightarrow{t,Ni} C + 2H_2$; ° електроліз води: $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$.

Водень як просту речовину у великих кількостях застосовують у хімічній промисловості, зокрема для синтезу амоніаку, метанолу, хлороводню, сорбіту, у харчовій промисловості для гідрогенізації жирів, у металургійній – для відновлення металів із руд (добування вольфраму, молібдену, кобальту тощо).

Водень може стати універсальним джерелом енергії.

Натрій та Калій

Na; +1, $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$; Ar (Na) = 22,99;

K; +1, $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 4s^1$; Ar (K) = 39,10.

Натрій і Калій належать до поширених елементів. У вільному стані не трапляються, входять до складу мінералів: *NaCl* – кам'яна сіль; $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – глауберова сіль, $KCl \cdot NaCl$ – сильвініт, $KCl{\cdot}MgCl_2{\cdot}6H_2O$ – карналіт.

Лужні метали дуже м'які, легкоплавкі, сріблясто-білого кольору, мають високі електро- і теплопровідність. На повітрі лужні метали легко тьмяніють. Робота з ними потребує обережності, оскільки вони легко займаються, бурхливо реагують з водою та іншими речовинами.

Хімічні властивості. Лужні метали дуже сильні відновники, вони легко віддають електрон із зовнішнього електронного шару й утворюють катіони Me^+.

З елементами IIA і IIIA груп та між собою лужні метали утворюють сплави; з галогенами і воднем – лише найпростіші бінарні сполуки, з киснем оксиди, пероксиди, надпероксиди; з вугіллям – ацетилен іди; зі сіркою – сульфіди і полісульфіди; з фосфором – фосфіди; з кремнієм – силіциди.

Завдяки дуже високій активності лужні метали здатні реагувати зі сухим воднем під час нагрівання, утворюючи гідриди *MeH*:

$2K + H_2 \rightarrow 2KH$. Гідриди лужних металів – тверді речовини, що мають йонні кристалічні гратки. Гідриди лужних металів – сильні відновники. З водою вони взаємодіють, виділяючи водень водень, тобто

$KH + H_2O \rightarrow KOH + H_2\uparrow$.

Взаємодія з іншими неметалами:

$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$ – хлорид;

$2Na + S \rightarrow Na_2S$ – сульфід;

$4Na + 2C \rightarrow 2Na_2C_2$ – ацетиленід;

$2K + S \rightarrow K_2S$ – сульфід;

$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$ – пероксид;

$K + O_2 \rightarrow KO_2$ – надпероксид.

Пероксиди і надпероксиди лужних металів сильні окисники. Під час розчинення у воді пероксиди повністю гідролізують:

$Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2O_2$.

Під дією води на надпероксиди утворюються кисень і гідроген пероксид:

$4KO_2 + 4H_2O \rightarrow 4KOH + 2H_2O_2 + 2H_2$.

Натрій і калій енергійно взаємодіють з водою:

$2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2\uparrow$.

Лужні метали здатні витісняти водень не тільки з води, а й з розбавлених розчинів кислот, амоніаку, спиртів.

З азотом за кімнатної температури серед лужних металів реагує лише літій:

$6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$ – нітрид.

Лужні метали проявляють властивості сильних відновників:

$2Na + FeS_2 \rightarrow Na_2S_2 + Fe;$

$2Na + ICI \rightarrow NaI + NaCI;$

$6K + Al_2O_3 \rightarrow 2Al + 3K_2O.$

За взаємодії твердих бінарних сполук з оксидами, сульфідами, галогенідами утворюються солі:

$Na_2O + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3;$

$Na_2O + B_2O_3 \rightarrow 2NaBO_2;$

$K_2O + SiO_2 \rightarrow K_2SiO_3.$

Одержання Натрію та Калію

Натрій і калій одержують електролізом розплавів солей або гідроксидів. При цьому на катоді відбувається реакція відновлення: $Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na^\circ$.

Іноді натрій добувають з розплаву $NaOH$ (температура плавлення 321 $^\circ C$).

Із лужних металів найчастіше застосовують натрій. Його використовують для добування натрій пероксиду, в органічному синтезі, у металургії як відновник у процесі виплавлення деяких рідкісних металів, Натрій також використовують як теплоносій в ядерних реакторах і клапанах авіаційних двигунів. Калій застосовують як каталізатор у процесі добування деяких синтетичних каучуків.

2.2. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ IIA

До II групи головної підгрупи періодичної системи належать елементи: Берилій, Магній, Кальцій, Стронцій, Барій, Радій. Усі ці елементи, крім Берилію, мають яскраво виражені металічні властивості, поступаючись у цьому тільки лужним металам. Для Берилію характерно утворення сполук з ковалентними зв’язками, у той час як інші елементи IIA групи утворюють

сполуки в основному йонного характеру. Кальцій, Стронцій, Барій, Радій називають лужноземельними металами, оскільки їх гідроксиди мають лужні властивості, а їх оксиди за своєю тугоплавкістю схожі на оксиди важких металів, які раніше називали «землями».

Усі елементи, крім Радію, є легкими металами і мають відносно високу температуру плавлення і кипіння. У вільному стані це сріблясто-білі речовини, які твердіші, ніж лужні метали. Подібно до лужних металів, вони швидко окиснюються на повітрі й можуть витісняти водень з води за кімнатної температури. Однак Берилій і Магній взаємодіють з водою дуже повільно, їх гідроксиди малорозчинні у воді. Берилій – амфотерний метал, радій – радіоактивний метал.

Усі елементи IIA групи зустрічаються у природі тільки у вигляді сполук. Кальцій та Магній входять до числа найважливіших біогенних елементів.

Магній та Кальцій

Mg; +2, $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$ *; Ar (Mg) = 24,31;*

Ca; +2, $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$*; Ar (Ca) = 24,31.*

Вміст елементів цієї підгрупи у земній корі становить: *Mg* – 2,4 %, *Ca* – 2,96 %.

У вільному стані метали головної підгрупи II групи не зустрічаються. Під час випарювання морської води Магній осідає у вигляді гіркої солі $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, кізериту $MgSO_4 \cdot H_2O$, шеніту $K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$, каїніту $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$, бішофіту $MgCl_2 \cdot 6H_2O$, карналіту $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$. Досить поширеними мінералами є магнезит $MgCO_3$, доломіт $MgCO_3 \cdot CaCO_3$, азбест $Mg_3Ca(SiO_3)_4$, полігаліт $K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 2CaSO_4 \cdot 2H_2O$.

Найважливішими з кальцієвих мінералів є: вапняк, арагоніт, мармур, крейда, склад яких відповідає одній формулі $CaCO_3$, гіпс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, апатит $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$, фосфорит $Ca_3(PO_4)_2$, плавиковий шпат CaF_2.

Магній і Кальцій – важливі елементи живої природи. Магній входить до складу хлорофілу (2% *Mg*). Кальцій – необхідний елемент для підтримування

процесів життєдіяльності людини і тварин. Йони Кальцію беруть участь в обміні речовин. Кальцій входить до складу сполук, з яких побудована тверда основа всіх живих організмів.

Усі метали головної підгрупи ІІ групи мають сріблястий блиск, проте блискучими залишаються на повітрі тільки *Be* і *Mg*.

Магній і Кальцій окиснюються киснем повітря, перетворюючись на білі землисті порошки оксидів, які під час розчинення у воді дають луги (звідси назва – лужноземельні). Тому лужноземельні метали доцільно зберігати під шаром органічних інертних рідин.

Згідно з електронною будовою, метали головної підгрупи ІІ групи в сполуках виявляють ступінь окиснення +2.

Хімічні властивості металів

Метали головної підгрупи ІІ групи дуже активні, безпосередньо сполучаються з різними неметалами (киснем, сіркою, галогенами, вуглецем, силіцієм, а деякі і з воднем.

Взаємодія з неметалами:

$Ca + H_2 \rightarrow CaH_2$;

$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$;

$Ca + O_2 \rightarrow CaO_2$ – пероксид;

$Ca + Cl_2 \rightarrow CaCl_2$ – хлорид;

$Ca + 2C \rightarrow CaC_2$ – карбід.

Взаємодія з водою:

$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$.

Магній не розчиняється у воді, але в процесі нагрівання доволі легко взаємодіє з водяною парою:

$Mg + H_2O \rightarrow MgO + H_2\uparrow$.

Взаємодія з кислотами:

$Ca + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2\uparrow$.

Хімічні властивості сполук лужноземельних металів:

$MgS + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2S;$

$Ca_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2NH_3;$

$Mg_3P_2 + 6H_2O \rightarrow 3Mg(OH)_2 + 2PH_3.$

Кальцій оксид CaO – біла речовина, плавиться за температури близько 3000 $^\circ C$, виявляє основні властивості. Взаємодіє з водою, кислотами, кислотними оксидами:

$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2;$

$CaO + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O;$

$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3.$

Процес взаємодії кальцій оксиду з водою називається гашенням. Гашене вапно в суміші з піском і водою використовують у будівництві.

Кальцій оксид взаємодіє з вугіллям з утворенням кальцій карбіду:

$CaO + 3C \xrightarrow{t} CaC_2 + CO.$

У разі взаємодії кальцій карбіду з водою виділяється ацетилен:

$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2.$

Кальцій гідроксид $Ca(OH)_2$ – тверда біла речовина, погано розчиняється у воді. На повітрі взаємодіє з вуглекислим газом. Кальцій гідроксид є лугом. Він легко взаємодіє з кислотами, кислотними оксидами і солями:

$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O;$

$Ca(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O;$

$3Ca(OH)_2 + 2FeCI_3 \rightarrow 3CaCl_2 + 2Fe(OH)_3\downarrow.$

Одержання

$CaCl_2 \xrightarrow{електроліз} Ca + Cl_2.$

Кальцій та магній оксиди в промисловості одержують прожарюванням карбонатів:

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2.$

Метали головної підгрупи II групи мають широке практичне застосування.

Великі кількості магнію використовують для добування інших металів (титану, урану, рідкісноземельних елементів), також його використовують як модифікатор чавуну, в органічному синтезі.

Кальцій застосовують у металотермії, зокрема у виробництві урану та торію, для добування сплавів із свинцем, з яких виготовляють підшипники.

Задачі та вправи

1. У результаті взаємодії 10,96 *г* металу з водою виділилось 1,792 *л* водню. Визначте цей метал, якщо у своїх сполуках він двовалентний.

Розв'язування. Оскільки метал двовалентний, то його реакція з водою описується рівнянням:

$Me + 2H_2O = Me(OH)_2 + H_2 \uparrow$.

Згідно з рівнянням $\upsilon(Me) = \upsilon(H_2) = 1{,}792 / 22{,}4 = 0{,}08$ *моля*. Звідси молярна маса металу дорівнює $M(Me) = m / \upsilon = 10{,}96 / 0{,}08 = 137$ *г / моль*. Цей метал – барій (Ba).

2. Як можна встановити, що під час горіння металічного калію утворюється не оксид, а пероксид?

Розв'язування. Пероксид калію, на відміну від оксиду, – сильний окисник. Він окиснює йодиди в кислому середовищі до йоду:

$K_2O_2 + 2KI + 2H_2SO_4 \rightarrow I_2 \downarrow + 2K_2SO_4 + 2H_2O$.

Калій оксид реагує не з KI, а з H_2SO_4:

$K_2O + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$.

3. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:

$Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgO \rightarrow (CH_3COO)_2 Mg$.

Розв'язування. Магній розчиняється в розведеній сульфатній кислоті:

$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow$.

Сульфат магнію вступає в обмінну реакцію у водному розчині з барій нітратом:

$MgSO_4 + Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + Mg(NO_3)_2$.

Під час сильного прожарювання магній нітрат розкладається:

$2Mg(NO_3)_2 \rightarrow 2MgO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$.

Магній оксид – типовий основний оксид. Він розчиняється в оцтовій кислоті:

$MgO + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Mg + H_2O$.

Лабораторна робота № 11

ВЛАСТИВОСТІ S-ЕЛЕМЕНТІВ

Обладнання: *штатив з пробірками, пробіркотримач, скляна паличка, пальник, піпетки.*

Реактиви: *металічний калій і натрій, платиновий дріт, розчини – фенолфталеїну, калій хлориду, натрій хлориду, магній хлориду, натрій гідроксиду, амоній гідроксиду; кальцій оксид, дистильована вода, концентрована хлоридна кислота.*

Дослід 1. **Порівняльна активність калію і натрію**

У дві великі фарфорові чашки або кристалізатори до половини налийте воду і помістіть по невеликому шматочку натрію і калію, які попередньо осушені фільтрувальним папером. В якій чашці реакція перебігає енергійно? Чому? Напишіть рівняння реакцій.

Після завершення реакцій розчини дослідіть лакмусом або фенолфталеїном. Чому змінюється забарвлення розчину?

Дослід 2. **Визначення лужних металів за забарвленням полум'я**

Леткі солі лужних металів забарвлюють полум'я газового пальника в характерний для кожного з них колір, що використовують для якісного визначення цих металів.

У три пробірки налийте по 2–3 *мл* хлоридної кислоти, розчину калій хлориду і натрій хлориду. Скляну паличку з впаяною ніхромовою дротинкою (краще платиновою) промийте хлоридною кислотою (занурте в розчин *HCl*) і нагрійте в полум'ї пальника до одержання безбарвного полум'я. Дротинку занурте в розчин солі лужного металу і внесіть у безбарвне полум'я

пальника. Спостерігайте забарвлення полум'я. Зробіть досліди з солями всіх лужних металів. Забарвлення полум'я солями калію краще розглядати крізь скляну призму з розчином індиго, який поглинає жовті промені.

Дослід 3. **Одержання магній гідроксиду**

У чотири пробірки налийте по 3–4 краплі розчину магній хлориду. У дві з них додайте по 1–2 краплі розчину *NaOH*, в інші дві – по 1–2 краплі амоній гідроксиду. Що спостерігаєте? Складіть рівняння реакцій.

Дослід 4. **Одержання і властивості кальцій гідроксиду**

1) Візьміть добре прожарений шматочок кальцій оксиду, змочіть його в чашці декількома краплями води (надлишкової води залишатися не повинно). Що спостерігаєте? Складіть рівняння реакції.

2) Порошок кальцій оксиду змішайте у фарфоровій чашці з невеликою кількістю води. Додайте краплю розчину фенолфталеїну. Складіть рівняння реакції.

Запитання для самоконтролю

1. Напишіть рівняння реакцій нейтралізації, у результаті яких утворяться такі солі: $CaCl_2$, Na_2HPO_4, KNO_3, Na_3PO_4, NaH_2PO_4, $KHSO_4$.
2. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

   $Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)Cl;$

   $NaCl \rightarrow Na \rightarrow NaH \rightarrow NaOH \rightarrow NaHSO_3$.
3. Ортофосфатна кислота утворює три види солей: $Ca_3(PO_4)_2$, $Ca(H_2PO_4)_2$, $CaHPO_4$. Назвіть їх за міжнародною номенклатурою.
4. Скільки грамів *KOH* потрібно для перетворення 70 *г* H_2SO_4 на кислу сіль?
5. Скільки потрібно 10%-вого розчину *NaOH* для нейтралізації сульфатної кислоти, яка міститься у 20 *г* 4,9 % -вого розчину H_2SO_4?
6. Охарактеризуйте зміну кислотно-основних властивостей оксидів: *BeO–MgO–CaO–SrO–BaO*.
7. Укажіть, який із s-елементів II групи має амфотерні властивості?

Підтвердіть його амфотерність відповідними рівняннями реакцій, які відбуваються з утворенням аква- та гідроксокомплексів з координаційним числом 4.

8. Обчисліть об'єм 2*M* розчину хлоридної кислоти, потрібний для нейтралізації розчину, який містить 11,2 *л* калій гідроксиду.
9. За допомогою відповідних рівнянь реакцій зробіть такі перетворення:
   $Na_2CO_3 \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$.
10. У який спосіб можна одержати гідриди лужних металів?
11. Як потрібно зберігати лужні метали?
12. Які з лужних металів за безпосереднього сполучення з азотом утворюють нітриди?
13. Чому під час спалювання лужних металів на повітрі одні з них утворюють оксиди, а інші – пероксиди?

2.3. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ IIA

До групи IIIA періодичної системи входять елементи: Бор, Алюміній, Галій, Індій, Талій. Вони належать до *p*-елементів і мають на зовнішньому енергетичному рівні три валентних електрони. Елементи IIIA групи виявляють менш виражені металічні властивості, ніж елементи IIA та IA груп.

Елемент Бор виявляє неметалічні властивості. Алюміній має амфотерні властивості. В інших елементів підгрупи зі збільшенням атомного радіуса металічні властивості посилюються.

Алюміній, Галій, Індій, Талій та їх сполуки широко застосовують у приладобудуванні та електроніці. Талій та його сполуки токсичні.

Алюміній

Al; $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$; (+3); Ar(Al)=26,98.

Вміст Алюмінію в земній корі становить 8 %. За поширенням Алюміній займає четверте місце (після *O*, *H* і *Si*). Алюміній входить до складу алюмосилікатів, з яких утворена земна кора. Він зустрічається у вигляді

частково гідратованого оксиду $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ (боксит), а найбільша його кількість входить до складу алюмосилікатів: $KAlSi_3O_8$ – польовий шпат, $KAl_3H_8(SiO_4)_3$ – мусковіт (слюда), $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ – каолін.

Зустрічається і чистий Al_2O_3 – мінерал корунд. Коштовні камені – рубін, сапфір – це кристали корунду, забарвлені домішками оксиду хрому (рубін) та оксидами титану і феруму (сапфір).

Алюміній – сріблясто-білий метал, має високу електропровідність і теплопровідність, пластичний. Це хімічно активний метал. За кімнатної температури він реагує з хлором, бромом, а під час нагрівання – з фтором, йодом, сіркою, азотом, вугіллям, утворюючи відповідні бінарні сполуки. З воднем алюміній не реагує. Після видалення оксидної плівки алюміній інтенсивно окиснюється, утворюючи оксид Al_2O_3 і реагує з водою, витискуючи з неї водень. Алюміній – амфотерний метал, він реагує з розчинами кислот і лугів.

Хімічні властивості

1. Реакції з неметалами:

$4Al + 3O_2 \xrightarrow{t} 2Al_2O_3;$

$2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3;$

$2Al + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_{3\downarrow} + 3H_2\uparrow;$

$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow;$

$8Al + 3Fe_3O_4 \xrightarrow{t} 4Al_2O_3 + 9Fe.$

2. Оксид та гідроксид алюмінію – амфотерні сполуки:

$2Al(OH)_3 \xrightarrow{t} Al_2O_3 + 3H_2O;$

$Al_2O_3 + 6NaOH \xrightarrow{t} 2Na_3AlO_3 + 3H_2O;$

$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \xrightarrow{t} Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O;$

$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4];$

$2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O.$

Одержання

Алюміній одержують електролізом розплавів солей:

$2Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2\uparrow$.

Великі кількості алюмінію добувають електролізом розплавленої суміші Al_2O_3 з кріолітом Na_3AlF_6. Використання кріоліту дає змогу знизити температуру електролізу.

Алюміній, як правило, широко використовують в електротехніці завдяки невеликій парамагнітності, високій електро- і теплопровідності. Це дуже легкий метал, тому його застосовують в конструкціях, власна маса яких має вирішальне значення (ракети, літаки), для виготовлення побутових речей, тари.

Застосовують як чистий алюміній, так і його сплави – дюраль, силумін, алюмінієву бронзу.

Дюраль – основний матеріал у літакобудуванні. Велика кількість алюмінію йде на виготовлення проводів. Порошкоподібний алюміній використовують як сріблясту фарбу.

Алюміній широко використовують у промисловості для отримання багатьох металів з їхніх оксидів (алюмінотермія). Він другий (після заліза) метал за масштабом застосування в новітній техніці.

2.4. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ IVA

До IVA групи періодичної системи входять п’ять елементів: Карбон, Силіцій, Германий, Станум і Плюмбум. Під час переходу від Карбону до Плюмбуму здатність до приєднання електронів, а відповідно і неметалічні властивості послаблюються, здатність до відщеплення електронів зростає. Це пов’язано зі збільшенням розміру атомного радіуса.

Карбон і Силіцій виявляють типові неметалічні властивості, Германій – металічні й неметалічні властивості, а у Стануму і Плюмбуму металічні властивості переважають над неметалічними, тобто це амфотерні метали.

Карбон і Силіцій входять до складу тканин організму людини. Карбон є основою важливих для організму сполук – білків, вуглеводів, ліпідів, нуклеїнових кислот.

Карбон

C; $1s^2\ 2s^2 2p^2$; (+2; +4); Ar (C) = 12,011.

Карбон у природі перебуває як у вільному стані, так і у вигляді різних сполук. Уміст Карбону в земній корі становить 0,14 %. У вільному стані Карбон існує у вигляді графіту і алмазу. Основна маса Карбону входить до складу карбонатів ($CaCO_3, MgCO_3$), нафти, кам'яного та бурого вугілля, сланців, природного газу. Карбон є складовою частиною тканини усіх живих організмів.

Алотропія Карбону

Алмаз – атомна решітка	Графіт – молекулярна решітка	Карбін – полімер –C ≡ C – C ≡ C –

Найбільш поширеним є графіт – м'яка темно-сіра кристалічна речовина з слабким металічним блиском і густиною 2,22 *г/см*^{3}. Графіт електропровідний, його температура плавлення сягає 3800 $^\circ C$. Завдяки високій температурі плавлення, стійкості протидії різних реагентів та електропровідності зі суміші графіту з глиною виготовляють електроди.

Алмаз – безбарвна прозора речовина, яка здатна значно заломлювати світлові промені. Його густина вища, ніж графіту, і дорівнює 3,51 *г/см*^{3}. Алмаз дуже твердий, у 10 разів твердіший за графіт. Він не проводить електричного струму. Завдяки високій твердості, алмаз застосовують для різання, обробки і шліфування твердих матеріалів; він дуже стійкий проти дії хімічних реагентів, не окислюється, навіть такими сильними окисниками, як $HClO_3$ і $HClO_4$. Суттєва відмінність властивостей алмазу і графіту зумовлена різною кристалічною структурою цих речовин.

Штучно можна добути аморфний вуглець, але він не є індивідуальною модифікацією. Аморфний вуглець (вугілля) утворюється внаслідок нагрівання сполук Карбону без доступу повітря і має приховану кристалічну будову графіту. Залежно від природи вихідних речовин бувають такі види

вугілля: деревне, кісткове, кокс, сажа. Сажа – найчистіший аморфний вуглець.

Хімічні властивості Карбону

У реакціях Карбон може виступати і як окисник, і як відновник:

$4Al + 3C \xrightarrow{t} Al_4C_3;$ $\quad C + O_2 \rightarrow CO_2;$

$C + 2H_2 \xrightarrow{t} CH_4;$ $\quad 2C + O_2 \rightarrow 2CO;$

$Ca + 2C \xrightarrow{t} CaC_2;$ $\quad C + H_2O \rightarrow CO + H_2;$

$CaO + 3C \xrightarrow{t} CO\uparrow + CaC_2;$ $\quad C + ZnO \rightarrow CO\uparrow + Zn.$

Оксиди Карбону

$2C + O_2 \rightarrow 2CO$ (чадний газ)	$C + O_2 \rightarrow CO_2$ (вуглекислий газ)
Хімічні властивості оксидів	
$2CO + O_2 \xrightarrow{t} 2CO_2;$ $CO + CaO \xrightarrow{t} Ca + CO_2;$	$CO_2 + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3;$ $CO_2 + CaO \leftrightarrow CaCO_3;$ $Ca(OH)_2 + CO_2 \leftrightarrow CaCO_3 + H_2O;$ $6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2.$

Карбонатна кислота

H_2CO_3 – слабка, нестійка кислота. Карбонатна кислота може існувати тільки в розведених розчинах. Із нагріванням частково розкладається, а за кип'ятіння розкладається повністю:

$H_2CO_3 \leftrightarrow H_2O + CO_2.$

Дисоціація:

$H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-;$

$HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}.$

Хімічні властивості карбонатної кислоти

Карбонатна кислота взаємодіє з основними та амфотерними оксидами, лугами, солями:

$H_2CO_3 + CaO \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O;$

$H_2CO_3 + ZnO \rightarrow ZnCO_3 + H_2O;$

$H_2CO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + 2H_2O;$

$H_2CO_3 + Na_2SiO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2SiO_3\downarrow.$

Карбонатна кислота є двоосновною і в разі взаємодії з лугами утворює кислі та середні солі, які називаються відповідно гідрокарбонатами і карбонатами:

$H_2CO_3 + NaOH \rightarrow NaHCO_3 + H_2O;$

$H_2CO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + 2H_2O.$

Карбонати та гідрокарбонати мають велике значення в хімічному синтезі, господарстві, побуті.

Одержання

У природі зустрічаються поклади графіту. Нині налагоджено виробництво графіту з коксу: через масу зернистого коксу змішаного зі смолою і піском, пропускають змінний струм великої сили. В такій електричній дузі через 24–36 год вугілля перетворюється на графіт.

Сажу отримують термічним розкладом вуглеводнів:

$CH_4 \rightarrow C + 2H_2.$

Алмази використовують для протягування тонкого дроту, різання скла, виготовлення спеціальних шліфувальних порошків. Огранованні прозорі кристали алмазів називаються діамантами.

Графіт широко використовують в електротехніці для виготовлення електродів, спеціальних термостійких мастил, олівців.

Сажу використовують як наповнювач під час вулканізації каучуку, для виготовлення фарб, туші.

2.5. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ VA

До VA групи періодичної системи належать елементи: Нітроген, Фосфор, Арсен, Стибій, Бісмут. Ці елементи мають на зовнішньому енергетичному рівні 5 валентних електронів і характерізуються загалом як елементи, що виявляють неметалічні властивості. Однак здатність до

приєднання електронів виражена у них значно слабкіше, ніж у елементів VIA і VIIA груп.

Нітроген

N; $1s^2\ 2s^2 2p^3$; (-3; -2; +2; +3; +4; +5); Ar (N) =14,0067.

Масова частка Нітрогену в земній корі становить 0,04 %. Основна його маса зосереджена в атмосфері: об'ємна частка азоту в повітрі становить 78,03 %.

Нітроген – необхідний елемент для життєдіяльності тваринного і рослинного світу. Помітна кількість Нітрогену входить до складу органічних речовин – білків, нуклеїнових кислот, вітамінів, алкалоїдів. Найпоширенішим мінералом, що містить у своєму складі Нітроген, є чилійська селітра $NaNO_3$, багаті поклади якої виявлено у Чилі. Рідше трапляється калійна селітра KNO_3.

За звичайних умов азот (N_2) – безбарвний газ, без запаху і смаку, з температурою плавлення –210 $^{\circ}C$ і температурою кипіння –196 $^{\circ}C$. Азот погано розчиняється у воді, неотруйний, не підтримує дихання живих організмів.

Хімічні властивості

В хімічному відношенні азот відрізняється інертністю; малоактивний через міцність зв'язків у молекулі. За звичайної температури він майже не здатний вступати в реакції. Під час нагрівання азот досить легко сполучається з деякими металами, наприклад, з літієм, магнієм, кальцієм, тітаном, утворюючи нітриди. При $t > 2000\ ^{\circ}C$ або при $t = 400–500\ ^{\circ}C$ і $P = 27–34$ *МПа* азот взаємодіє з воднем.

З неметалами:	З металами:
$N_2 + O_2 \xleftrightarrow{t} 2NO\uparrow;$	$N_2 + 3Mg \xrightarrow{t} Mg_3N_2;$
$N_2 + 3H_2 \xleftrightarrow{t,p} 2NH_3.$	$N_2 + 6Li \rightarrow 2Li_3N.$

Амоніак $N^{-3}H_3$, солі амонію

$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4OH;$

$NH_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow NH_4HCO_3;$

$2NH_4OH + SO_2 \rightarrow (NH_4)_2SO_3 + H_2O;$

$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{t} 4NO + 6H_2O;$

$2NH_3 + 3CuO \xrightarrow{t} 3Cu + N_2\uparrow + 3H_2O,$

$NH_3 + HCl \leftrightarrow NH_4Cl;$

$2NH_4OH + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4 + 2H_2O;$

$2NH_3 + 3Cl_2 \xrightarrow{t} 6HCl + N_2;$

$4NH_3 + 3O_2 \xrightarrow{t} 6H_2O + 2N_2;$

$NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow NH_4H_2PO_4;$

$2NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_2HPO_4;$

$3NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_3PO_4.$

Оксиди Нітрогену і нітратна кислота:

Оксид	Ступінь окиснення	Агрегатний стан	Колір, н.у.	Характер оксиду	Якій кислоті відповідає
N_2O	+1	Г	Безбарвний	Несолетворний	-
NO	+2	Г	Безбарвний	Несолетворний	-
N_2O_3	+3	Р	Синій	Кислотний	HNO_2
NO_2*	+4	Г	Бурий	Кислотний	-
N_2O_4*	+4	Г	Безбарвний	Кислотний	-
N_2O_5	+5	Тв.	Безбарвний	Кислотний	HNO_3

В газовій і рідинній фазах відбувається рівновага $2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$.

$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2;$

$2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl;$

$NO + NO_2 \leftrightarrow N_2O_3;$

$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2;$

$2NO_2 + 2NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaNO_2 + H_2O;$

$2NO_2 + Na_2CO_3 \rightarrow NaNO_3 + NaNO_2 + CO_2.$

Нітратна кислота – сильна кислота і окисник. У розчині дисоціює майже повністю: $HNO_3 \leftrightarrow H^+ + NO_3^-$.

1. Реагує з оксидами, гідроксидами з утворенням солі і води:

$2HNO_3 + CaO \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O;$

$2HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2H_2O.$

2. Взаємодіє зі солями:

$2HNO_3 + CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2\uparrow.$

3. Реакції з неметалами:

$5HNO_3 + P \rightarrow H_3PO_4 + 5NO_2\uparrow + H_2O;$

$6HNO_3 + S \rightarrow 6NO_2 + H_2SO_4 + 2H_2O;$

$4HNO_3 + 3C \rightarrow 4NO + 3CO_2 + 2H_2O.$

4. Нітратна кислота, залежно від її концентрації та активності металу, може відновлюватися до сполук:

$HNO_3 \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_2 \rightarrow NO \rightarrow N_2O \rightarrow N_2 \rightarrow NH_3\,(NH_4NO_3).$

За взаємодії концентрованої нітратної кислоти з металами завжди виділяється нітроген(IV) оксид:

$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O.$

У концентрованій нітратній кислоті під час нагрівання розчиняються всі метали, крім золота, платини, іридія, родія, рутенія. На холоді деякі метали, такі як залізо і хром, пасивуються і не розчиняються.

Одержання

У промисловості азот добувають ректифікацією зрідженого повітря.

У лабораторних умовах використовують азот промислового виробництва, який доставляють у стальних балонах, або рідкий азот, який зберігають у посудинах Дьюара.

Невеликі кількості азоту зручно добувати термічним розкладанням нітриту амонію:

$NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \uparrow + 2H_2O.$

Азот високого ступеня чистоти добувають термічним розкладанням натрій азиду:

$2NaN_3 \rightarrow 3N_2 \uparrow + 2Na.$

Азот можна добути також за реакціями:

$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 \uparrow + Cr_2O_3 + 4H_2O;$

$2NO_2 \rightarrow 2N_2 \uparrow + O_2.$

Більшу кількість отриманого в промисловості азоту використовують для виробництва амоніаку і кальцій ціанаміду. Азотом наповнюють елекролампи (створення інертного середовища).

Фосфор

P; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; (+5; +3; -3); Ar (P) = 30,97;

$t_{кип.}$ = 281 °C; $t_{пл.}$ = 44,2 °C.

Фосфор досить поширений елемент: уміст його в земній корі становить 0,04 %. У вільному стані Фосфор у природі не зустрічається. Основними мінералами Фосфору є фосфорит $Ca_3(PO_4)_2$ та апатит, що містять, крім $Ca_3(PO_4)_2$, ще й CaF_2 і $CaCl_2$.

Відомо кілька алотропних видозмін Фосфору. Найбільш вивчені з них білий, червоний та чорний фосфор:

білий	червоний	чорний
кристалічний	аморфний	полімерний

Хімічні властивості

Для Фосфору характерні такі ступені окиснення: -3 (фосфін PH_3), +1 (натрій гіпофосфіт NaH_2PO_2), +3 (фосфітна кислота H_3PO_3), +5 (фосфатна кислота H_3PO_4). Найхарактернішим для нього є ступінь окиснення +5.

Білий фосфор поводить себе як активний неметал уже за звичайних умов. Інші модифікації Фосфору виявляють високу реакційну здатність у разі нагрівання. Фосфор активно реагує з галогенами, сіркою, металами, розчиняється в нітратній кислоті:

$4P + 5O_2 \xrightarrow{t} 2P_2O_5;$ $\quad 4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3;$

$2P + 5Cl_2 \rightarrow 2PCl_5;$ $\quad 2P + 3Cl_2 \rightarrow 2PCl_3;$

$3Ca + 2P \rightarrow Ca_3P_2;$ $\quad 2P + 5S \rightarrow P_2S_5.$

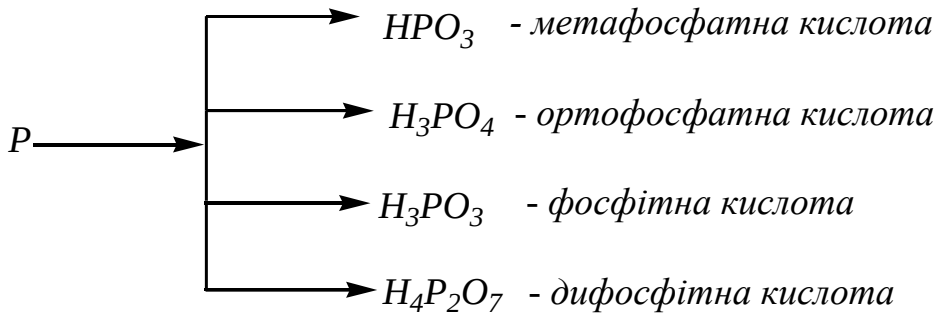
$3P^0 + 5HN^{+5}O_3 + 2H_2O = 3H_3P^{+5}O_4 + 5N^{+2}O\uparrow.$

На відміну від азоту, фосфор з воднем не взаємодіє. Фосфін добувають гідролізом кальцій фосфіду:

$Ca_3P_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2PH_3\uparrow.$

Фосфін – газ із запахом гнилої риби, погано розчиняється у воді, дуже отруйний.

Оксигеновмісні сполуки фосфору



P_2O_5 – фосфор(V) оксид, гігроскопічний, $t_{пл.} = 565\ ^oC$.

$P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$;

$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$;

$P_2O_5 + 6NaOH \rightarrow 2Na_3PO_4 + 3H_2O$;

$P_2O_5 + 2HNO_3 \rightarrow 2HPO_3 + N_2O_5$.

Одержання фосфору

Фосфор добувають з фосфоритів. Для цього подрібнений фосфорит змішують з піском і коксом, суміш нагрівають в електропечах до 1400–1500 °С без доступу повітря:

$Ca_3(PO_4)_2 + 5C + 3SiO_2 \rightarrow 3CaSiO_3 + 2P + 5CO\uparrow$.

Червоний фосфор використовують для виробництва сірників. Він входить до складу пасти, котру наносять на сірникову коробку.

Фосфор також використовують для виробництва димоутворювальних, запалювальних бомб і снарядів, отрутохімікатів, для отримання фосфороорганічних речовин. Значна кількість фосфору витрачається на отримання фосфорної кислоти.

Хімічна промисловість виробляє розчинні фосфорні добрива – суперфосфат, подвійний суперфосфат, преципітат.

Суперфосфат виготовляють нагріванням суміші дрібно розмеленого фосфориту зі сульфатною кислотою:

$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2CaSO_4\downarrow + Ca(H_2PO_4)_2$.

Дигідрогенфосфорат кальцію розчиняється у воді і тому легко засвоюється рослинами. Суміш $CaSO_4$ зі $Ca(H_2PO_4)_2$ називається суперфосфатом.

Подвійний суперфосфат, на відміну від простого суперфосфату, не містить у своєму складі баласту – кальцій сульфату; його добувають за реакцією:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 \rightarrow 3Ca(H_2PO_4)_2 .$$

Преципітат – це мінеральне добриво, до складу якого входить кальцій гідрогенфосфат $CaHPO_4$, що не розчиняється у воді, але розчиняється в кислотах грунту і тому засвоюється рослинами.

Сполуки $POCl_3$ і PCl_3 є компонентами для синтезу різних фосфороорганічних сполук. Це біологічно активні речовини, застосовуються як лікарські засоби, а також для боротьби зі шкідниками в сільському господарстві.

2.6. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ VIA

До елементів VIA групи належать Оксиген, Сульфур, Селен, Телур, Полоній. Ці елементи мають на зовнішньому енергетичному рівні 6 валентних електронів, виявляють неметалічні властивості. Здатність приєднувати електрони виражена значно слабкіше, ніж у галогенів.

Оксиген

O; $1s^2\,2s^2 2p^4$; (-2; -1); Ar (O) = 15,999.

Оксиген – найпоширеніший елемент у земній корі, його вміст становить 47 мас.%, або 55 ат.%. Кисень – проста речовина, утворена Оксигеном, міститься в атмосферному повітрі, у зв'язаному стані Оксиген входить до складу води, кварцу, силікатів, алюмосилікатів, сполук тваринного і рослинного походження. До складу природного Оксигену входять три стабільні нукліди: ^{16}O (99,76 %), ^{17}O (0,04 %) та ^{18}O (0,2 %).

У разі проходження тихого електричного розряду крізь кисень утворюється озон. Озон O_3 – це алотропна видозміна Оксигену. Озон – газ, що має синій колір і різкий запах. Зріджений озон набуває темно-синього забарвлення, твердий – чорного. Озон отруйний, здатний вибухати, особливо в рідкому і твердому станах. Гранично допустимий вміст озону в повітрі становить 10^{-5} %. Озон має дуже важливе значення, оскільки затримує жорстке (короткохвильове) сонячне проміння, тривала дія якого смертельно небезпечна для всіх живих організмів. За хімічними властивостями озон – сильний окисник, окиснює золото і платину.

O_2 – кисень, газ без кольору, смаку та запаху, в 1,107 раза важчий за повітря, погано розчиняється у воді.

Хімічні властивості

Для атома Оксигену, що входить до складу більшості сполук, характерні ступені окиснення: –2 та –1; оксигеновмісних сполук з іншими ступенями окиснення Оксигену мало, і вони не знайшли широкого застосування. Найпоширенішою і найважливішою сполукою Оксигену із ступенем окиснення –2 є вода H_2O.

З більшістю простих речовин кисень взаємодіє безпосередньо, утворюючи оксиди. Лише відносно флуору кисень виявляє відновні властивості. За звичайних умов з киснем безпосередньо не взаємодіють інертні гази, деякі благородні метали (золото, іридій), галогени, азот.

Більшість металів та неметалів енергійно сполучаються з киснем:

$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO;$

$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$.

Реакції окиснення відбуваються з різною швидкістю. Повільне окиснення органічних речовин називається *гниттям.*

Окиснення, що відбувається з інтенсивним виділенням теплової та світлової енергії, називається *горінням.* Щоб речовина зайнялась, її потрібно нагріти до температури спалаху і забезпечити умови для підтримування горіння. Кисень – найпоширеніша з речовин, що підтримує горіння:

$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$.

$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$;

$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$;

$2Na_2SO_3 + O_2 \rightarrow 2Na_2SO_4$.

Одержання кисню

Кисень можна добути з повітря або розкладанням сполук Оксигену.

У лабораторних умовах кисень одержують розкладом бертолетової солі чи калій перманганату:

$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2\uparrow$;

$2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$.

Озон добувають у спеціальних приладах – озонаторах.

Невеликі кількості озону утворюються також унаслідок перебігу деяких хімічних реакцій, наприклад:

$3F_2 + 3H_2O \rightarrow 6HF + O_3$.

Кисень застосовують для досягнення високих температур (до 3200 $^{\circ}C$), спалюючи в спеціальних пальниках суміші різних горючих газів (ацетилен, водень) з киснем. Таке полум'я застосовують для плавлення кварцу та інших тугоплавких речовин. Рідкий кисень використовують як високоефективний окисник палива в ракетних двигунах. Застосовують кисень і в медицині (кисневі подушки, палати).

Сульфур

S; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; (-2; +4; +6); Ar (S) = 32,066.

Сульфур зустрічається в природі як у вільному стані, так і у вигляді різноманітних сполук. Найбільш поширені сполуки Сульфуру з різними металами. Багато з них є цінними рудами: свинцевий блиск *PbS*, цинкова обманка *ZnS*, мідний блиск *CuS*. Із сполук Сульфуру в природі поширені й сульфати.

Алотропія Сульфуру:

Ромбічна	Моноклінна	Пластична

Оксиди Сульфуру:

$S^{+4}O_2$ – Сульфур(IV) оксид $S^{+6}O_3$ – Сульфур(VI) оксид

За взаємодії з водою утворюються кислоти:

$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ сульфітна (сірчиста);

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ сульфатна (сірчана).

Концентрована сульфатна кислота – один із найсильніших окисників. Взаємодія кислоти з металами залежить від її концентрації.

Метали, які стоять у ряду напруг до Гідрогену, із розведеної сульфатної кислоти витискують водень:

$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$.

Концентрована сульфатна кислота розчиняє майже всі метали незалежно від положення їх у ряду напруг (крім золота і платини). Як продукти відновлення при цьому виділяються сульфур(IV) оксид, вільна сірка чи гідроген сульфід, сіль, вода.

Концентрована сульфатна кислота під час взаємодії з малоактивними металами відновлюється до сульфур(IV) оксиду:

$Cu + 2H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$.

Концентрована сульфатна кислота окиснює і деякі неметали:

$S + 2H_2SO_4 \rightarrow 3SO_2 + 2H_2O$;

$C + 2H_2SO_4 \rightarrow 2SO_2 + CO_2\uparrow + 2H_2O$.

Одержання сірки

Найлегше добувати просту речовину Сульфуру – сірку з підземних покладів шахтним способом або виплавляти її з породи під дією гарячої водяної пари. Поклади самородної сірки є в Туркменистані, Узбекистані, Україні, Росії, у Мексиці, США, Японії, Італії.

Сірку добувають з газів, що містять H_2S і SO_2 (природний, коксовий гази і гази, що утворюються під час випалювання сульфідних руд, тощо).

Важливим джерелом добування сірки є залізний колчедан, або пірит FeS_2. Під час нагрівання піриту без доступу повітря відбувається реакція розкладу:

$FeS_2 \rightarrow FeS + S$.

Очищують сірку перегонкою. У вигляді порошку сірку можна добути швидким охолодженням її пари. Порошкоподібну сірку називають сірчаним цвітом. Сірку високого ступеня чистоти добувають перекристалізацією зі сірковуглеводню.

Тіосульфатна кислота $H_2S_2O_3$ малостійка, але її солі – більш міцні і є сильними відновниками:

$Na_2S_2O_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow S + Na_2SO_4 + 2HCl$.

У хімічній промисловості сульфатну кислоту використовують для одержання фосфатних і нітратних мінеральних добрив, пластичних мас, штучного волокна, лікарських препаратів та вибухових речовин.

2.7. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ VIIA

Елементи VIIA групи періодичної системи є елементами, які мають яскраво виражені неметалічні властивості й існують переважно у вигляді солей галогеноводневих кислот, тому їх назвали *галогенами* (ті, що народжують солі).

Атоми галогенів *(F, Cl, Br, I)* мають на зовнішньому рівні сім електронів. До завершення оболонки атомів інертних елементів їм не вистачає тільки одного електрона. Тому галогени – сильні окисники, типові неметали. У водних розчинах вони поводять себе як кислоти *(HF, HCl, HBr, HI)*. Найсильнішою є *HI*.

Хлор

Cl; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; (-1; +1; +3; +5; +7); Ar (Cl) = 35,453.

Хлор належить до поширених елементів (*0,02 ат.%*). У вільному стані у природі не зустрічається. Найпоширенішими мінералами Хлору є кам'яна сіль $NaCl$ (галіт), сильвін KCl, сильвініт $NaCl \cdot KCl$, карналіт $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$.

Велика кількість хлоридів міститься в морській воді, входить до складу живих організмів.

Cl_2 – хлор, зеленувато-жовтий газ з різким запахом. У 2,5 раза важче за повітря, отруйний. Хлор добре розчиняється у воді.

Хімічні властивості хлору

За хімічними властивостями хлор дуже активний, взаємодіє майже з усіма металами:

$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl;\quad Zn + Cl_2 \rightarrow ZnCl_2.$

Взаємодіє також з неметалами:

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl;\ 2S + Cl_2 \rightarrow S_2Cl_2;$

$2P + 3Cl_2 \rightarrow 2PCl_3;\ 2P + 5Cl_2 \rightarrow 2PCl_5.$

Хлор – активний окисник. Легко окиснює різні складні сполуки:

$2FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3;$

$KMnO_4 + Cl_2 \rightarrow 2KMnO_4 + 2KCl\,.$

Під час взаємодії з водою хлор утворює дві кислоти:

$Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO.$

У лабораторії хлороводень отримують дією сульфатної кислоти на *NaCl*:

$2NaCl + H_2SO_4 \rightarrow 2HCl + Na_2SO_4.$

Одержання хлору

У промисловості хлор, як просту речовину, добувають електролізом водного розчину натрій хлориду.

У лабораторії хлор одержують, діючи сильним окисником $HMnO_4$, $KClO_3$, MnO_2 при нагріванні на концентровану хлоридну кислоту.

$4HCl + MnO_2 \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O;$

$KClO_3 + 6HCl \rightarrow KCl + 3Cl_2 + 3H_2O.$

Хлор застосовують для відбілювання паперу і тканини, дезінфекції питної води, виробництва різноманітних отрутохімікатів, хлоридної кислоти, хлорорганічних сполук і розчинників.

Йод

I; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$; (-1; +3; +5; +7); Ar (I) = 126,904.

Йод досить поширений елемент на Землі. Атомний вміст Йоду дорівнює 10^{-4} %. Трапляється в морській воді, здебільшого нагромаджується у тканинах деяких водоростей. Значна кількість Йоду є в підземних бурових водах.

I_2 – йод, тверда темно-сіра кристалічна речовина зі слабким металевим блиском. Йод добре розчинний в органічних розчинниках і в розчині калій йодиду, слабко розчинний у воді.

Хімічні властивості йоду

За хімічними властивостями йод подібний до хлору і брому, але менш активний. Він легко сполучається з багатьма металами, утворюючи солі – йодиди:

$2K + I_2 \rightarrow 2KI;$

Йод взаємодіє з воднем тільки під час нагрівання, реакція відбувається не до кінця:

$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI.$

Під час нагрівання йод взаємодіє з фосфором:

$2P + 3I_2 \rightarrow 2PI_3$.

У присутності води йод легко реагує з алюмінієм:

$2Al + 3I_2 \rightarrow 2AlI_3$.

Йод окиснює сульфітну кислоту і сірководень:

$H_2SO_3 + I_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 2HI$;

$H_2S + I_2 \rightarrow 2HI + S$.

З водою йод майже не реагує, з лугами реагує подібно хлору і брому:

$I_2 + 2KOH \rightarrow KI + KIO + H_2O;$

$3KIO \rightarrow 2KI + KIO_3.$

Йодоводень – безбарвний газ з різким запахом, добре розчинний у воді. Його одержують у такий спосіб:

$PI_3 + 3H_2O \rightarrow 3HI + H_3PO_3$.

Одержання йоду

У промисловості йод одержують дією хлору та брому на йодиди:

$2KI + Cl_2 \rightarrow I_2 + 2KCl$;

$2NaI + Br_2 \rightarrow I_2 + 2NaBr$.

Лабораторно йод можна одержати дією концентрованої йодидної кислоти на окисники (MnO_2, $KMnO_4$, $KClO_3$, $KBrO_3$, $FeCl_3$, $CuSO_4$):

$KBrO_3 + 6HI \rightarrow KBr + 3I_2 + 3H_2O$;

$2FeCl_3 + 2HI \rightarrow 2FeCl_2 + 2HCl + I_2$;

$2CuSO_4 + 4HI \rightarrow 2CuI + 2H_2SO_4 + I_2$.

Йод застосовують у медицині у вигляді настойки (5%-вий водно-спиртовий розчин), він входить до складу багатьох медичних препаратів. Нестача йоду в організмі призводить до тяжких захворювань.

Задачі та вправи

1. Доведіть, що сульфур(IV) є речовиною з подвійною окисно-відновною функцією.

Розв'язування. Сульфур у SO_2 має проміжне значення ступеня окиснення +4 і може як підвищувати ступінь окиснення (бути відновником), так і знижувати його (бути окисником).

Відновні властивості SO_2 проявляє в реакціях із сильними окисниками, наприклад з калій перманганатом:

$5SO_2 + 2KMnO_4 + 2H_2O = 2H_2SO_4 + K_2SO_4 + 2MnSO_4$.

Окисні властивості SO_2 проявляє, наприклад, у реакціях із сірководнем:

$SO_2 + 2H_2S = 3S\downarrow + 2H_2O$.

2. Складіть рівняння хімічних реакцій, що дають змогу здійснити такі перетворення:

$NH_4Cl \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow AgNO_3 \rightarrow NO_2$.

Розв'язування. Для виділення амоніаку з його солей на них діють кальцій гідроксидом:

$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$.

Амоніак енергійно реагує з нітритною кислотою:

$NH_3 + HNO_2 = NH_4NO_2$.

Під час прожарювання амоній нітриту відбувається внутрімолекулярна реакція диспропорціонування з виділенням молекулярного азоту:

$NH_4NO_2 \xrightarrow{t^0C} N_2\uparrow + 2H_2O$.

За високих температур (електрична дуга, грозовий розряд) азот вступає в оборотну реакцію:

$N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$.

За звичайних умов *NO* легко реагує з киснем:

$2NO + O_2 = 2NO_2$.

Під час розчинення NO_2 у воді за наявністю кисню відбувається необоротна реакція утворення нітратної кислоти:

$4NO_2 + 2H_2O + O_2 = 4HNO_3$.

Нітратна кислота є сильним окисником і реагує з металами, що стоять у ряді стандартних електродних потенціалів як до Гідрогену, так і після нього. Залежно від концентрації кислоти продуктами її відновлення можуть бути або NO_2 (концентрована HNO_3), або *NO* (розведена), або N_2O (ще більше розведена):

$3Ag + 4HNO_3(розв) = 3AgNO_3 + NO\uparrow + 2H_2O$.

Нітрати «важких» металів, що стоять у ряді активності після Купруму, у процесі прожарювання розкладаються з утворенням вільного металу:

$2AgNO_3(тв) = 2Ag + 2NO_2 + O_2$.

3. Визначте, який об'єм CO_2 (за н.у.) можна добути з 1,5 *т* вапняку, в якому масова частка $CaCO_3$ становить 90 %.

Розв'язування. У 1,5 *т* вапняку міститься $1{,}5 \cdot 0{,}9 = 1{,}35 \cdot 10^3$ *кг* $CaCO_3$, що складає $1{,}35 \cdot 10^3 / 100 = 13{,}5$ *кмоль*. Під час прожарювання вапняку або дії на нього хлоридної кислоти:

$CaCO_3 \xrightarrow{t^0C} CaO + CO_2\uparrow$;

$$CaCO_3 + 2HCl \xrightarrow{t^0C} CaCl_2 + CO_2 \uparrow + H_2O$$

можна добути також 1,35 *кмоля* CO_2 об'ємом $1{,}35 \cdot 22{,}4 = 302{,}4\ м^3$.

4. Напишіть рівняння реакцій, які можуть відбуватися під дією концентрованої сульфатної кислоти на всі тверді галогеніди калію. Чи можливі ці реакції у водному розчині?

Розв'язування. Під дією концентрованої сульфатної кислоти на калій фторид і хлорид за нагрівання виділяються відповідно фтороводень і хлороводень:

$$KF + H_2SO_4(конц.) = HF \uparrow + KHSO_4;$$

$$KCl + H_2SO_4(конц.) = HCl \uparrow + KHSO_4.$$

Це лабораторний спосіб добування згаданих галогенідів.

Бромоводень та йодоводень – сильні відновники, вони легко окиснюються сульфатною кислотою до вільних галогенів, при цьому HBr відновлює сульфатну кислоту до SO_2, а HI (як сильніший відновник) – до H_2S:

$$2KBr + 2H_2SO_4(конц.) = Br_2 + SO_2 \uparrow + K_2SO_4 + 2H_2O;$$

$$8KI + 5H_2SO_4(конц.) = 4I_2 + H_2S \uparrow + 4K_2SO_4 + 4H_2O.$$

У водному розчині сульфатна кислота вже не є сильним окисником. Крім того, всі галогеноводневі кислоти – сильні, за винятком фторидної (плавикової) кислоти, і сульфатна кислота не може витискувати їх із солей. У водному розчині можлива єдина обмінна реакція:

$$2KF + H_2SO_4 = 2HF + K_2SO_4.$$

Ознака реакції – утворення малодисоційованої речовини (слабкої фторидної кислоти).

Лабораторна робота № 12

ВЛАСТИВОСТІ Р-ЕЛЕМЕНТІВ

Обладнання: *штатив з пробірками, газовідвідна трубка, пробіркотримач, шпатель, скляна паличка, пальник, піпетки.*

Реактиви: *розчини - амоній хлориду, амоній сульфату, калій перманганату, сульфатної кислоти, барій хлориду, ферум(II) сульфату, алюміній сульфату, натрій гідрофосфату, оцтової та хлоридної кислот; гашене вапно; концентрована хлоридна кислота; насичений розчин калій нітриту; червоний лакмусовий папірець; дистильована вода.*

Дослід 1. **Одержання амоніаку**

Суміш амоній хлориду з гашеним вапном помістіть у пробірку (1/3 об'єму пробірки), пробірку закріпіть у штативі похило, щоб дно її було трохи вище отвору. На газовідвідну трубку надіньте суху пробірку. Суміш нагрійте не дуже сильно.

Дослід 2. **Якісна реакція на амоніак**

До отвору вертикальної пробірки піднесіть змочений водою червоний лакмусовий папірець. Як змінився колір папірця і чому?

Дослід 3. **Утворення амоній хлориду**

Продовжуючи нагрівати суміш, піднесіть до отвору вертикальної пробірки скляну паличку, змочену концентрованою хлоридною кислотою. Що відбувається? Складіть рівняння реакції.

Дослід 4. **Розкладання амоній сульфату**

Візьміть на кінчику шпателя сіль $(NH_4)_2SO_4$ і помістіть її у пробірку, нагрійте. Переконайтеся у виділенні амоніаку за запахом і за зміною зафарбованого вологого червоного лакмусового папірця. Складіть рівняння реакції.

Дослід 5. **Одержання нітритної кислоти і її розкладання**

Внесіть в пробірку 5–10 крапель насиченого розчину калій нітриту, охолодіть в охолоджувальній суміші і додайте 1–2 краплі H_2SO_4 (1:2). Відзначте появу в розчині блакитного кольору нітроген оксиду N_2O_3. Поясніть утворення над розчином бурого газу. Напишіть рівняння реакції взаємодії калій нітриту KNO_2 з H_2SO_4, розкладання нітритної кислоти HNO_2, розпаду N_2O_3.

Дослід 6. **Відновні властивості нітритної кислоти**

Налийте в пробірку 5–10 крапель розведеного розчину H_2SO_4, додайте 1–2 краплі розчину $KMnO_4$ до утворення рожевого кольору. До отриманого розчину краплями додайте розчин KNO_2. Як змінився колір розчину? Закінчіть рівняння реакції:

$KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow \ldots$

Дослід 7. **Одержання фосфатів металів**

У три пробірки помістіть по 3–4 краплі розчинів: барій хлориду, ферум(II) сульфату і алюміній сульфату. У кожну пробірку додайте по 4–5 крапель розчину натрій гідрофосфату. Відмітьте колір осадів, що утворюються. Напишіть рівняння реакцій.

Запитання для самоконтролю

1. Визначте об'єм 10 % розчину хлоридної кислоти *(ρ = 1,05 г/см^3)* потрібної для нейтралізації амоніаку масою 5,1 *г*.
2. Напишіть рівняння реакції диспропорціонування $P + KOH \rightarrow \ldots$
3. Складіть рівняння реакцій таких перетворень:
   $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow N_2O_3 \rightarrow NO$.
4. До 1 моль *KOH* прилили розчин, що містить 1 моль H_3PO_4. Яка сіль утворилася?
5. Напишіть електронно-графічні формули атомів елементів Бору, Алюмінію, Карбону та Плюмбуму в основному та збудженому станах. Укажіть можливі ступені окиснення цих елементів.
6. Написати формули можливих оксидів та гідроксидів *p*-елементів IV групи та охарактеризуйте їх кислотно-основні властивості.
7. Напишіть рівняння хімічних реакцій, що відповідають такій схемі:
   $Al^0 \rightarrow Al^{3+} \rightarrow AlO_2^- \rightarrow Al^{3+} \rightarrow Al^0$.
8. Як можна одержати з алюміній нітрату калій алюмінат? Напишіть рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді.
9. Визначте масову частку Нітрогену в сполуках NO_2; HNO_3; NH_4NO_3.

10. Яка маса амоніаку необхідна для одержання 12,6 *т* нітратної кислоти, враховуючи, що втрати у виробництві складають 5 %?
11. Здійсніть перетворення:

    а) $Pb(NO_3)_2 \rightarrow NO_2 \rightarrow N_2O_4 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow NH_3$;

    б) $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow N_2O$.
12. На суміш міді і купрум(II) оксиду масою 75 *г* подіяли надлишком концентрованої нітратної кислоти. При цьому утворився газ об'ємом 26,88 *л* (н.у.). Визначте масову частку купрум(II) оксиду у вихідній суміші.
13. Здійсніть перетворення:

    а) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3$;

    б) $CO_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow Mg(HCO_3)_2 \rightarrow MgCO_3$.

2.8. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ ІВ

До побічної підгрупи І групи належать елементи Купрум, Аргентум і Аурум. Кожен з них у своєму періоді є передостаннім *d*-елементом. Отже, в зовнішньому електронному шарі атомів елементів підгрупи Купруму в *(n - 1) d*-стані повинно знаходитися по дев'ять електронів. Оскільки цей підрівень близький до завершення, то енергетично вигідним є перехід одного з *s*-електронів із зовнішнього шару в *(n - 1) d*-стан. Тому атоми *Cu, Ag, Au* на зовнішньому електронному шарі містять по одному електрону, а в попередньому – по 18 електронів $(s^2p^6d^{10})$.

У разі збудження атомів *Cu, Ag, Au* в утворенні хімічного зв'язку можуть брати участь один або два *d*-електрони передостаннього електронного шару, оскільки завершення *d*-підрівня атомів цих елементів відбувається внаслідок переходу зовнішнього s-електрона, і повна стабілізація 18-електронної структури не відбувається. Відповідно до цього елементи підгрупи Купруму виявляють ступені окиснення не тільки +1, а й +2 та +3. Зі збільшенням протонного числа елементів підгрупи Купруму їхня хімічна активність

послаблюється. Отже, мідь є найактивнішим металом у своїй підгрупі, а золото – найпасивнішим.

Купрум

Cu; $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$; (+1; +2); Ar (Cu) = 63,55.

Купрум трапляється як у зв'язаному, так і у вільному стані. Маса найбільших самородків міді досягає сотень кілограмів. Уміст Купруму в земній корі становить $4{,}7 \cdot 10^{-3}$ мас.%.

Із природних сполук Купруму найбільше значення мають такі мінерали: мідний колчедан $CuFeS_2$, мідний блиск Cu_2S, куприт Cu_2O, малахіт $(CuOH)_2CO_3$. Природний Купрум складається з двох стабільних нуклідів: ^{63}Cu (69 %) і ^{65}Cu (31 %).

Фізичні та хімічні властивості

Чиста мідь – м'який, блискучий метал рожевого кольору, легко піддається прокатуванню в тонкі листи. Мідь має дуже високі електро- і теплопровідність, тому її широко застосовують у електротехніці (для виготовлення проводів і кабелів). Із міді виготовляють різну промислову апаратуру: котли, перегонні куби тощо. Широко застосовують також сплави міді, найважливішим з яких є латунні (сплави міді з 20–50 % цинку, а також іншими металами), бронзи (сплави міді з оловом, берилієм, алюмінієм та іншими металами) і мідно-нікелеві сплави.

Усі сплави міді мають високу стійкість проти атмосферної корозії.

Кристали міді мають гранецентровані кубічні гратки.

У газоподібному стані атоми Купруму частково сполучаються в молекули Cu_2 (енергія дисоціації молекул становить *174,3 кДж/моль*).

Мідь – малоактивний метал, у ряді електрохімічних потенціалів вона стоїть після водню, отже, не здатна витісняти водень з розбавлених розчинів кислот.

Мідь легко розчиняється в нітратній кислоті:

$$3Cu + 8HNO_3(розб.) \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O.$$

У сполуках Купрум виявляє ступені окиснення +1, +2, але характернішим для нього є ступінь окиснення +2. Сполуки Купруму зі ступенем окиснення +3 дуже нестійкі.

З воднем мідь безпосередньо не взаємодіє, з киснем утворює два оксиди – чорний CuO і червоний Cu_2O. Оксид купруму(II) CuO утворється під час нагрівання міді до 400–500 $^{\circ}C$ за наявності кисню. CuO внаслідок нагрівання до температури понад 1100 $^{\circ}C$ розкладається на Cu_2O і O_2. Оксид купруму(II) зручно добувати термічним розкладанням основного карбонату купруму (малахіту):

$$(CuOH)_2CO_3 \xrightarrow{t^0C} 2CuO + H_2O + CO_2\uparrow.$$

Оксиди купруму(I) і купруму(II) з водою не взаємодіють, розчиняються в кислотах з утворенням солей Купруму(I) і Купруму(II).

Оскільки для Купруму дуже стійкими є амінокомплекси, то Cu_2O і CuO легко розчиняються у водному розчині амоніаку:

$$Cu_2O + 4NH_3 + H_2O \rightarrow 2[Cu(NH_3)_2]OH;$$

$$CuO + 4NH_3 + H_2O \rightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2.$$

Під час сплавляння CuO з лугами утворюються темно-сині купрати $Me_2^{+1}CuO_2$.

Під дією лугів на розчини солей Купруму(II) осаджується синій гідроксид $Cu(OH)_2$. Це слабка основа, що виявляє також слабкі амфотерні властивості, вона розчиняється в концентрованих розчинах лугів з утворенням яскраво-синіх розчинів тетрагідроксокупратів $Me_2^{+1}[Cu(OH)_4]$ та амоніаку з утворенням сильної комплексної основи $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ – гідроксиду тетраамінкупруму(II):

$$Cu(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Cu(OH)_4];$$

$$Cu(OH)_2 + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2.$$

Усі солі Купруму(II), як солі слабкої основи, здатні сильно гідролізувати. Розчини солей Купруму(II) здебільшого мають кислу реакцію. Зі слабкими

кислотами Купрум утворює основні солі; $Cu(OH)_2$ під час нагрівання легко розкладається:

$$(CuOH)_2 \xrightarrow{t^0C} CuO + H_2O.$$

Мідь, як і її аналоги, краще сполучається зі сіркою, ніж з киснем. У парі сірки мідь горить з утворенням чорного, нерозчинного у воді купруму(I) сульфіду Cu_2S.

Під дією сірководню на розчинні солі Купруму(II) утворюється чорний осад купрум(II) сульфіду CuS. Осад не розчиняється в розбавлених розчинах хлоридної і сульфатної кислот, але розчиняється під час нагрівання у 2н розчині HNO_3:

$$3CuS^{-2} + 8HN^{+5}O_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 3S^0\downarrow + 2N^{+2}O\uparrow + 4H_2O.$$

Найлегше мідь сполучається з галогенами, особливо з фтором. CuI_2 розкладається в момент утворення:

$$2Cu^{+2} + 4I^- \rightarrow 2CuI_2 \rightarrow 2CuI\downarrow + I_2\downarrow.$$

Для похідних Купруму(I) характерні реакції диспропорціонування:

$$2Cu^{+2}Cl \leftrightarrow Cu^0 + Cu^{+2}Cl_2.$$

Із солей Купруму практично важливою є сіль $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – мідний купорос. Під час нагрівання мідний купорос зневоднюється. Зневоднений $CuSO_4$ – безбарвний. Мідний купорос застосовують в сільському господарстві для боротьби зі шкідниками і хворобами рослин, у виробництві мінеральних фарб та органічних барвників. Сполуки Купруму отруйні.

Одержання міді

Мідь отримують різними способами:

- пірометалургійним (із сульфідних руд):

$$2Cu_2O + Cu_2S \rightarrow 6Cu + SO_2;$$

- гідрометалургійними (розчинення мідних мінералів у розбавлених розчинах сульфатної кислоти або амоніаку).

2.9. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ VIIB

До побічних підгруп II групи належать елементи Цинк *Zn*, Кадмій *Cd*, Меркурій *Hg*, *Zn*, *Cd* і *Hg* – повні аналоги; це останні *d*-елементи, кожен у своєму періоді. Завдяки більш високому заряду ядер атомів елементів підгрупи Цинку, порівняно з передуючими в періодах атомами *Cu*, *Ag*, *Au*, зв'язок *d*-електронів у атомах *Zn, Cd, Hg* з ядром міцніший. Тому елементи підгрупи Цинку виявляють у сполуках ступінь окиснення не вищий ніж +2.

Активність елементів підгрупи Цинку збільшується знизу вгору.

Особлива стійкість псевдоінертногазової $6s^2$-електронної конфігурації зумовлює дуже високий потенціал йонізації Меркурію, він вищий, ніж у решти *d*-елементів. Цією особливістю Меркурію і пояснюється його істотна відмінність від Цинку і Кадмію, існує ряд похідних йона Hg_2^{2+}, в яких атоми Меркурію сполучені між собою ковалентними зв'язками *Hg—Hg*. Йони Hg_2^{2+} стійкі у водних розчинах.

Цинк

Zn; $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$; (+2); Ar (Zn) = 65,39.

Уміст Цинку в земній корі становить $2 \cdot 10^{-2}$ мас.%. У вільному стані *Zn* як активний метал у природі не існує. Зустрічається він у вигляді цинкової обманки ZnS, значно рідше, у вигляді мінералу галмею, або смітсону, $ZnCO_3$. Цинк входить до складу деяких рослин (у подорожнику його приблизно 0,02 %, у фіалці майже 0,05 %). У людскому організмі Цинк накопичується в зубах (близько 0,02 %). Цинк виявлено у складі панцирів деяких тварин, наприклад черепах.

Природний цинк – суміш п'яти стабільних ізотопів з масовими числами 64,66–68,70.

Фізичні та хімічні властивості цинку

Цинк – голубовато-сріблястий метал, досить м'який, крихкий, кристалізується в гексагональних гратках, плавиться за температури 419 °С. Цинк на повітрі вкривається захисною плівкою (плівка містить і карбонат).

Цинк знаходить широке застосування. Ним вкривають поверхні залізних і стальних виробів, його використовують для виготовлення сплавів (латуні, дюралю), друкарських кліше, гальванічних елементів. Цинк застосовують як відновник під час добування силіцію, бору.

Цинк, згідно з його розміщенням у ряду електрохімічних потенціалів, належить до хімічно активних металів, він легко розчиняється у кислотах і лугах:

$$Zn + 2HCl + 4H_2O \rightarrow [Zn(H_2O)_4]Cl_2 + H_2\uparrow;$$

$$Zn + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow.$$

Вода майже не діє на цинк, хоча він стоїть у ряду електрохімічних потенціалів до водню. Пояснюється це тим, що гідроксид цинку, який утворюється на поверхні цинку під час взаємодії його з водою, практично не розчиняється у воді.

Під час нагрівання цинкового пилу в кисні цинк займається і горить зеленкувато-білим полум'ям з утворенням оксиду ZnO білого кольору. Оксид цинку досить стійкий проти дії води і повітря, тому його використовують як білу фарбу (цинкове білило), а також вводять до складу пудри. Значну кількість ZnO використовують у фармацевтичній промисловості для виготовлення присипок, гігієнічних паст, мазей. ZnO застосовують як каталізатор синтезу органічних речовин.

Цинк оксид у воді не розчиняється, відповідний йому гідроксид $Zn(OH)_2$ можна добути непрямим способом під дією лугів на розчинні солі Цинку.

$Zn(OH)_2$, як і ZnO – амфотерна сполука. Взаємодіючи з розчинами лугів, утворює гідроксоцинкати (наприклад, $Na_2[Zn(OH)_4]$), під час сплавляння з лугами або основними оксидами – цинкати (Me_2ZnO_2).

Цинк здатний до комплексоутворення. Особливо стійкими є комплексні амоніакати цинку. Гідроксид цинку розчиняється в амоніаку з утворенням комплексного йона $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$:

$$Zn(OH)_2 + 4NH_3 \rightarrow [Zn(NH_3)_4](OH)_2.$$

Унаслідок цієї реакції утворюється комплексна основа, яку за ступенем дисоціації можна віднести до лугів.

Цинк має підвищену реакційну здатність до галогенів і сірки.

Галогеніди сірки добувають прямим синтезом, а також під час взаємодії цинк оксиду з галогеноводневими кислотами. Сполуки типу $ZnГ_2$ добре розчиняються у воді, за винятком ZnF_2. Галогеніди цинку мають сольову природу і, як солі слабкої кислоти, у водних розчинах сильно гідролізують.

Хлорид цинку на повітрі розпливається, приєднуючи дві молекули води, і набуває властивостей кислоти:

$$ZnCl_2 + 2H_2O \rightarrow H_2[Zn(OH)_2Cl_2].$$

Концентрований розчин цинк хлориду («травлена» хлоридна кислота) застосовують для очищення поверхонь металів під час паяння.

Кислота $H_2[Zn(OH)_2Cl_2]$ здатна розчиняти клітковину, тому концентровані розчини $ZnCl_2$ використовують у виробництві рослинного пергаменту.

Під дією амоніаку на галогеніди цинку утворюються амонійні комплекси:

$$ZnCl_2 + 4NH_3 \rightarrow [Zn(NH_3)_2]Cl_2.$$

Прямим синтезом під дією сірководню на розчини солей Цинку можна добути білий сульфід цинку ZnS. Він існує у двох кристалічних модифікаціях, використовується як складова частина малярської фарби ліпотон. ZnS у воді не розчиняється.

Завдяки акцепторній здатності йонів Zn^{2+} Цинк утворює ряд комплексних сполук. Для комплексних сполук Цинку характерне координаційне число 4 і тетраедричне розміщення лігандів. Можуть утворюватися й комплексні сполуки Цинку з координаційним числом 6. Найбільш поширеними є амоніакати та галогеніди цинку.

Слід зазначити, що здатність Цинку до комплексоутворення нижча, ніж у його аналогів – Кадмію і Меркурію.

Одержання цинку

Цинк отримують декількома способами:

- випалюванням збагаченого концентрату ZnS:

$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$; цинк оксид, що утворився, відновлюють вуглецем: $ZnO + C \rightarrow Zn + CO$;

- гідрометалургійним способом (цинкові руди випалюють, обробляють розбавленим розчином H_2SO_4, потім піддають електролізу).

2.10. ЕЛЕМЕНТИ ГРУПИ VIIIB

Побічна підгрупа VIII групи періодичної системи охоплює три тріади *d*-елементів. Першу тріаду утворюють елементи Ферум, Кобальт, Нікол; другу – Рутеній, Родій, Паладій; третю – Осмій, Іридій, Платина. На зовнішньому енергетичному рівні ці елементи мають 2 електрони; всі вони виявляють металічні властивості. Ферум, Кобальт, Нікол дуже подібні між собою і разом з тим значно відрізняються від елементів другої і третьої тріад. Тому елементи Ферум, Кобальт, Нікол віднесені до родини Феруму, а елементи двох інших тріад, що подібні до Платини, об'єднані в родину платиноїдів, які малоактивні за своїми властивостями.

Ферум

Fe; $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$; (+2; +3; +4; +5; +6); Ar (Fe) = 55,84.

Ферум – найпоширеніший після Алюмінію елемент на земній кулі: його вміст у земній корі становить 4 мас.%. Іноді трапляється в природі у вільному стані (метеоритного походження). Природний Ферум складається з чотирьох стабільних ізотопів.

Найважливішими рудами заліза є магнітний залізняк Fe_3O_4, червоний залізняк Fe_2O_3, бурий залізняк $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$, шпатовий залізняк (сидерит) $FeCO_3$, залізний колчедан (пірит) FeS_2.

Фізичні та хімічні властивості

Залізо – сріблясто-білий, м'який та пластичний метал, здатний проводити електричний струм. Виражена парамагнітність, залізо

притягується магнітом, намагнічується і тому називається феромагнітним. Залізо існує у вигляді чотирьох алотропних відозмін (α–, β–, γ–, δ – залізо), кожна з них має певний інтервал термодинамічної стійкості. Залізо і сплави становлять основу сучасної техніки. Постійні магніти виготовляють із сплаву заліза з алюмінієм, який має феромагнітні властивості.

Залізо – метал середньої активності. Характерні ступені окиснення +2 і +3.

Під час нагрівання залізо взаємодіє з сіркою, галогенами, киснем, фосфором. З багатьма металами Ферум утворює – сплави (у деяких випадках з утворенням інтерметалічних хімічних сполук). Сухий хлор із залізом не взаємодіє, тому його зберігають у стальних балонах. За наявності вологи Ферум енергійно взаємодіє з хлором:

$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$.

Зі Сульфуром Ферум утворює сульфід FeS, що має чорне забарвлення.

Із воднем Ферум не утворює стехіометричних сполук, однак здатен вбирати значні кількості водню, особливо у високодисперсному стані.

За невисоких температур залізо утворює з азотом нітриди Fe_2N, проте в разі сильного нагрівання ці сполуки розкладаються.

Залізо у подрібненому стані здатне самозайматися на повітрі за звичайни умов.

Найважливіші із сполук елементів родини Феруму є оксиди та солі.

Хлоридна і розведена сульфатна кислоти окиснюють залізо до *Fe(II):*

$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$,

концентровані нітратна та сульфатна кислоти, а також «царська горілка» - до *Fe(III):*

$2Fe + 6H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2\uparrow + 6H_2O$.

Під дією димлячої нітратної кислоти на холоді залізо пасивується з утворенням на поверхні оксидного шару. Водні розчини лугів на залізо не діють.

Для Феруму характерні два ряди сполук: сполуки Феруму(II) та сполуки Феруму(III). До першого ряду належить ферум(II) оксид *FeO,* до другого – ферум(III) оксид Fe_2O_3.

Ферум(II) оксид взаємодіє з кислотами з утворенням солей, тобто виявляє основні властивості. Ферум(II) гідроксид $Fe(OH)_2$ одержують дією лугів на розчини солей Феруму(II):

$FeSO_4 + 2NaOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$.

Ферум(II) гідроксид легко окиснюється киснем повітря до червоно-бурого ферум (III) гідроксиду:

$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$.

Як оксид, так і гідроксид Феруму(III) є амфотерними сполуками.

Ферум(III) оксид Fe_2O_3 – червоно-бурий порошок. З кислотами утворює солі Феруму(III):

$Fe_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$.

У процесі сплавлення з лугами утворюються ферити:

$Fe_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaFeO_2 + H_2O$.

Під дією води ферити повністю гідролізують:

$NaFeO_2 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + NaOH$.

Крім ступенів окиснення +2 та +3, Ферум може виявляти ступінь окиснення +6. Під дією сильних окисників у лужному середовищі на $Fe(OH)_3$ або Fe_2O_3 утворюють ферати (солі фератної кислоти H_2FeO_4) , наприклад:

$2Fe^{+3}(OH)_3 + 3Br_2^{\ 0} + 10KOH \rightarrow 2K_2Fe^{+6}O_4 + 6KBr^{-1} + 8H_2O$.

Ферати лужних металів здатні розчинятися у воді з утворенням розчинів, забарвлених у червоний колір. Погано розчиняються у воді ферати лужно-земельних металів. Ферати – дуже сильні окисники, сильніші, ніж $KMnO_4$, тому вони погано зберігаються, особливо їх розчини.

Ферум є комплексоутворювачем (координаційне число – 6). Із комплексних сполук Феруму особливий інтерес викликають калій гексаціано-ферат(II) (жовта кров'яна сіль) $K_4[Fe(CN)_6]$ та калій

гексаціаноферат(III) (червона кров'яна сіль) $K_3[Fe(CN)_6]$, які одержують дією калій ціаніду на ферум хлорид.

Одержання заліза

Залізо одержують декількома способами:

- відновленням воднем ферум(III) оксиду за високої температури:

$Fe_2O_3 + 3H_2 \rightarrow 2Fe + 3H_2O$;

- алюмо- чи кремнійтермічним відновленням $Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$.

Задачі та вправи

1. Газ, що виділився в результаті дії цинку масою 2,0 *г* на 18,7 *мл* 14,6 % -вої хлоридної кислоти (густина розчину 1,07 *г/мл*), пропустили над нагрітим купруму(II) оксидом масою 4,0 *г*. Яка маса твердої суміші, що утворилась?

Розв'язування. У процесі взаємодії цинку з хлоридною кислотою виділяється водень:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow,$$

який під час нагрівання відновлює купруму(II) оксид до міді

$$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O.$$

Знайдемо кількості речовин у першій реакції:

$m(р-нуHCl) = 18{,}7 \cdot 1{,}07 = 20{,}0$ *г*,

$m(HCl) = 20{,}0 \cdot 0{,}146 = 2{,}92$ *г*,

$\upsilon(HCl) = 2{,}92 / 36{,}5 = 0{,}08$ *моль*,

$\upsilon(Zn) = 2{,}0 / 65 = 0{,}031$ *моль*.

Цинк міститься в нестачі, тому кількість речовини водню дорівнює:

$\upsilon(H_2) = \upsilon(Zn) = 0{,}031$ *моль*.

У другій реакції в недостачі міститься водень, оскільки

$\upsilon(CuO) = 4{,}0 / 80 = 0{,}05$ *моль*.

В результаті реакції *0,031 моля CuO* перетворюється в *0,031 моля Cu* і втрата маси становитиме:

$m(CuO) - m(Cu) = 0{,}031 \cdot 80 - 0{,}031 \cdot 64 = 0{,}50$ *г*.

Маса твердої суміші *CuO* з *Cu* після пропускання водню дорівнює

4,0 – 0,5 =3,5 г.

2. Залізну пластинку масою 5,2 *г* протягом тривалого часу витримували в розчині, що містить 1,6 *г* купрум(II) сульфату. Після закінчення реакції пластинку вийняли з розчину і висушили. Яка її маса?

Розв'язування. Ферум у ряді активності стоїть лівіше від Купруму, тому залізо буде витискувати мідь з розчинів солей Купруму:

$Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu\downarrow + FeSO_4$.

Мідь, що виділяється, осідає на залізній пластинці.

Кількість речовини $\upsilon(FeSO_4) = 1{,}6/160 = 0{,}01$ *моль*, $\upsilon(Fe) = 5{,}2/56 = 0{,}093$ *моль*. Купрум (II) сульфат міститься в нестачі. В реакцію вступило *0,01 моль Cu*. Маса пластинки після реакції дорівнює:

$m = 5{,}2 + m(Cu) - m(Fe) = 5{,}2 + 0{,}01 \cdot 64 - 0{,}01 \cdot 56 = 5{,}28$ *г*.

3. Напишіть рівняння реакції, що описують перетворення $Cr^{+6} \rightarrow Cr^{+3}$:

а) в кислому; б) лужному середовищах.

Розв'язування. а) У кислому середовищі Хром зі ступенем окиснення +6 існує у формі дихромат-йона $Cr_2O_7^{2-}$, а Cr^{+3} – у формі солі хрому(III). Рівняння напівреакції відновлення Хрому в кислому середовищі записується так:

$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$.

Як відновник можна обрати SO_2:

$K_2Cr_2O_7 + 3SO_2 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$.

б) У лужному середовищі шестивалентний Хром існує у формі хромат-йона CrO_4^{2-}, а тривалентний – у формі гідроксиду $Cr(OH)_3$ або хроміт-йонів $[Cr(OH)_6]^{3-}$ (або $[Cr(OH)_4]^-$). Напівреакція відновлення в надлишку лугу описується рівнянням:

$Cr\ O_4^{2-} + 4H_2O + 3\bar{e} \rightarrow [Cr(OH)_6]^{3-} + 2OH^-$.

Як відновник можна обрати KNO_2:

$2K_2CrO_4^{2-} + 3KNO_2 + 2KOH + 5H_2O = 3KNO_3 + 2K_3[Cr(OH)_6]$.

4. Напишіть повні рівняння реакцій, що відповідають послідовності перетворень:

$$CuCl_2 \xrightarrow{Cu} X_1 \xrightarrow{NH_3(р-н)} X_2 \xrightarrow{K_2S} X_3 \xrightarrow{HNO_3(конц)} X_4 .$$

Визначте невідомі речовини.

Розв'язування. Твердий купрум(II) хлорид реагує з міддю під час нагрівання в інертній атмосфері з утворенням купрум(I) хлориду (речовина X_1):

$$CuCl_2 + Cu = 2CuCl .$$

Купрум(I) хлорид розчиняється у водному розчині амоніаку з утворенням амоніачного комплексу $[Cu(NH_3)_2]Cl$ (речовина X_2):

$$CuCl + 2NH_3 = [Cu(NH_3)_2]Cl .$$

Калій сульфід руйнує комплекс $[Cu(NH_3)_2]Cl$ з утворенням погано розчинного Cu_2S (речовина X_3):

$$2[Cu(NH_3)_2]Cl + K_2S = Cu_2S\downarrow + 4NH_3 + 2KCl .$$

Купрум(I) сульфід розчиняється під час нагрівання в концентрованій нітратній кислоті з утворенням купрум(II) нітрату (речовина X_4)

$$Cu_2S + 14HNO_3 = 2Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + 10NO_2 + 6H_2O .$$

Отже, $X_1 -$ CuCl, $X_2 - [Cu(NH_3)_2]Cl$, $X_3 - Cu_2S$, $X_4 - Cu(NO_3)_2$.

Лабораторна робота № 13

ВЛАСТИВОСТІ *D*-ЕЛЕМЕНТІВ

Обладнання: *штатив з пробірками, пробіркотримач, скляна паличка, пальник, шпатель, pH-індикаторний папір, піпетки.*

Реактиви: *залізні ошурки, розчини – хлоридної, сульфатної, нітратної кислот; калій(III) гексаціаноферату, калій(II) гексаціаноферату, ферум(II) сульфату, ферум(III) сульфату, ферум(III) хлориду, натрій гідроксиду, калій перманганату, калій або амоній роданіду, натрій флуориду, нікол сульфату або нікол хлориду, кобальт хлориду, амоній хлориду, натрій тіосульфату,*

аргентум нітрату; 20 %-вий розчин амоніаку, 3 %-вий розчин гідроген пероксиду, 10 %-вий розчин натрій гідроксиду; бромна вода.

Дослід 1. **Взаємодія заліза з кислотами**

У три пробірки налийте по 5–6 крапель розчинів кислот: хлоридної, сульфатної, нітратної (2 *н*), у четверту – сульфатну концентровану кислоту *(ρ = 1840 кг/м^3)*. У кожну пробірку помістіть шматочки залізних ошурок. Пробірку, в якій знаходиться концентрована сульфатна кислота, нагрійте. Спостерігайте процеси, що відбуваються. Потім дослідіть окремі порції розчинів на присутність Fe^{2+} і Fe^{3+} за допомогою розчинів калій(III) гексаціаноферату та калій(II) гексаціаноферату.

Дослід 2. **Одержання ферум(II) гідроксиду**

Помістіть у пробірку 5–7 крапель свіжовиготовленого розчину солі ферум(II) сульфату і додайте краплями розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Відмітьте колір осаду. Через деякий час спостерігайте зміну забарвлення. Складіть рівняння реакцій.

Дослід 3. **Одержання ферум(III) гідроксиду та дослідження його властивостей**

1) До 5–7 крапель ферум(III) хлориду додайте краплями розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Який колір осаду? Складіть рівняння реакції.

2) Розчин з осадом, який утворився в попередньому досліді, розлийте у дві пробірки і додайте краплями в одну з них розчин хлоридної кислоти, в іншу – натрій гідроксиду. Складіть рівняння реакцій.

Дослід 4. **Відновні властивості Феруму(II)**

У пробірку до 4–5 крапель солі ферум(II) сульфату додайте 2 краплі сульфатної кислоти та 1 краплю калій перманганату. Що відбувається? Доведіть наявність в одержаному розчині йонів Феруму(III) дією розчину калій або амоній роданіду. Складіть рівняння реакцій.

Дослід 5. **Гідроліз солей Феруму(III)**

У дві пробірки внесіть по 4–5 крапель розчинів ферум(III) сульфату і ферум(III) хлориду. Визначте за допомогою *pH*-індикаторного паперу

реакцію розчину. Складіть у молекулярно-йонній формі рівняння гідролізу солей Феруму(III). Як можна зменшити ступінь гідролізу цих солей?

Дослід 6. **Одержання комплексного йону ферум(III) флуориду**

У пробірку з 3–4 краплями розчину $FeCl_3$ додайте 1 краплю калій або амоній роданіду і 2 краплі 2*н* розчину натрій флуориду. Що спостерігається? Напишіть рівняння відповідної реакції.

Дослід 7. **Утворення комплексних сполук кобальту**

1) До 0,5 *мл* розчину кобальт хлориду додайте спочатку 0,5 *мл* розчину амоній хлориду, а після цього 0,5 *мл* 20%-вого розчину амоніаку. Утворюється осад основної солі кобальту, котрий розчиняється в надмірі амоніаку.

2) До одержаного розчину додайте 5–10 крапель 3%-вого розчину гідроген пероксиду і нагрійте його. Спостерігайте зміну кольору внаслідок утворення комплексу $[Co(NH_3)_6]^{3+}$.

Дослід 8. **Одержання гексааміннікель(II) перхлорату**

У пробірку налийте 0,5 *мл* розчину нікол сульфату або хлориду і поступово додавайте 20%-вий розчин амоніаку до розчинення осаду, що утворився. До одержаного прозорого забарвленого розчину додайте 0,5–1,0 *мл* розчину натрій перхлорату. Спостерігайте за утворенням бузково-фіалкової нерозчинної комплексної солі $[Ni(NH_3)_6](ClO_4)_2$.

Дослід 9. **Одержання нікол(III) гідроксиду**

У пробірку до 0,5 *мл* розчину солі нікелю додайте 1 *мл* 10%-вого розчину натрій гідроксиду та 5–10 крапель бромної води. Спостерігайте за утворенням забарвленого осаду.

Дослід 10. **Одержання аргентум тіосульфату**

До розчину аргентум нітрату додайте 2–3 краплі розчину натрій тіосульфату і перемішайте. Додайте надмір тіосульфату.

Запитання для самоконтролю

1. Укажіть, як змінюються властивості сполук у ряді:
   Fe(II) → Co(II) → Ni(II).
2. Напишіть йонні та молекулярні рівняння гідролізу $Co(NO_3)_2$.
3. Складіть рівняння реакцій хімічних перетворень:
   $Fe \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeSO_4 \rightarrow FeS;$
   $Fe \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow FeCl_3;$
   $FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow NaFeO_2.$
4. Чи можна за допомогою лугу відрізнити розчин солі Феруму(II) від розчину солі Феруму(III)?
5. За допомогою яких хімічних реактивів можна одержати зі заліза ферум(II) та ферум(III) сульфати?
6. Скільки натрій гідроксиду потрібно для повного осадження йонів *Fe(II)* із 2 *г* ферум(II) сульфату?
7. Яка масова частка кристалізаційної води міститься в 69,5 *г* $FeSO_4 \cdot 7H_2O$?
8. Допишіть рівняння реакції: $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow \ldots$
9. На які йони дисоціює у водному розчині $Fe(OH)_3$? Як зміститься рівновага від додавання кислот і лугів?
10. Який об’єм 2М розчину сульфатної кислоти необхідно взяти для того, щоб розчинити залізо масою 10 *г*?
11. Який склад мають найважливіші залізні руди?

РОЗДІЛ 3. АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

3.1. ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ

Якісний аналіз неорганічних сполук у більшості випадків являє собою аналіз водних розчинів електролітів, котрі містять катіони і аніони. Катіони і аніони можна поділити на аналітичні групи.

Таблиця 4

Аналітична класифікація катіонів

Група	Катіони	Груповий реагент	Розчинність	
			Сульфідів	Інших солей
I	Na^+, K^+, NH_4^+, Mg^{2+}	Немає	Розчинні у воді	Карбонати розчинні у воді*
II	Ca^{2+}, Ba^{2+}, Sr^{2+}	$(NH_4)_2CO_3$	Розчинні у воді	Карбонати нерозчинні у воді
III	Al^{3+}, Fe^{3+}, Fe^{2+}, Mn^{2+}, Zn^{2+}, Cr^{3+}, Ni^{2+}, Co^{2+}	$(NH_4)_2S$	Нерозчинні у воді**, але розчинні в розведених кислотах	
IVA	Ag^+, Pb^{2+}, Hg^{2+}	H_2S в присутності HCl	Нерозчинні у воді та в розведених кислотах	Хлориди нерозчинні у воді
IVБ	Cu^{2+}, Cd^{2+}			Хлориди розчинні у воді
V	Hg^{2+}, As^{3+}, As^{5+}	Na_2S	Нерозчинні у воді, розведених кислотах, але розчинні в Na_2S	

*$MgCO_3$ розчиняється тільки в присутності солей амонію

**сульфіди Cr^{3+}, Al^{3+} розкладаються водою.

Аналітичні групи характеризуються однаковим відношенням до дії групових реагентів.

Реактиви, що дозволяють виявити і видалити зі складної суміші цілу групу подібних йонів, називають ***груповими реагентами***; за допомогою специфічних реагентів – визначають тільки один йон.

Аналітична група – це група йонів, яка з певним реактивом – груповим реагентом за певних умов дає подібні аналітичні реакції. Катіони поділяють на п’ять аналітичних груп за розчинністю їх карбонатів, сульфатів, хлоридів і гідрооксидів (табл. 4). Послідовність визначення аналітичних груп з розчину зворотна їх нумерації: першими виявляють і видаляють катіони V групи, далі IV, III, II, а катіони I групи – в останню чергу.

Широко використовують дві класифікації йонів: сульфідну і кислотно-лужну. ***Сульфідна*** – грунтується на неоднаковій розчинності карбонатів і сульфідів металів. За ***кислотно-лужною*** – катіони розподіляються на групи за їх відношенням до сульфатної, хлоридної кислот, їдких лугів і амоніаку.

3.1.1. ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ КАТІОНІВ

Загальна характеристика катіонів I аналітичної групи

До I аналітичної групи належать катіони K^+, Na^+, NH_4^+, Mg^{2+} та ін. Більшість їх солей добре розчинні у воді, розчини їх безбарвні, групового реагенту катіони I групи не мають. В аналізі цих катіонів як характерні реактиви використовують комплексні солі (натрій гексанітрокобальтат та гідросолі).

Реакції катіонів Калію

1. Натрій гексанітро(III) кобальтат $Na_3[Co(NO_2)_6]$ з катіонами K^+ утворює жовтий дрібнокристалічний осад подвійної комплексної солі $K_2Na[Co(NO_2)_6]$:

$$2KCl + Na_3[Co(NO_2)_6] = K_2Na[Co(NO_2)_6]\downarrow + 2NaCl.$$

Присутність лугів заважає реакції, бо луги розкладають реактив з утворенням темно-бурого осаду кобальт(III) гідроксиду $Co(OH)_3$:

$Na_3[Co(NO_2)_6] + 3NaOH = 6NaNO_2 + Co(OH)_3\downarrow$

Солі амонію заважають проведенню реакції, тому що теж утворюють такий самий осад:

$2NH_4Cl + Na_3[Co(NO_2)_6] = (NH_4)_2Na[Co(NO_2)_6]\downarrow + 2NaCl.$

Утворенню подвійної солі $K_2Na[Co(NO_2)_6]$ заважають і сильні кислоти, тому реакцію виявлення йонів K^+ за допомогою натрій гексанітрито(III) кобальтату необхідно проводити за таких умов: а) у слабокислому середовищі (додати розведений розчин оцтової кислоти); б) за відсутності катіона амонію; в) у більш-менш концентрованих розчинах йонів K^+.

2. Натрій гідротартрат $NaHC_4H_4O_6$ з розчинами солей калію утворює білий кристалічний осад калій гідротартрату:

$KBr + NaHC_4H_4O_6 = KHC_4H_4O_6\downarrow + NaBr.$

Утворений осад – кисла сіль винної кислоти; сама винна кислота $H_2C_4H_4O_6$ і її середні солі, а також сам калій гідротартрат $KHC_4H_4O_6$ – сполуки малорозчинні. Якщо подіяти сильною кислотою або лугом, калій гідротартрат розчиняється. Реакції розчинення відбуваються за такими рівняннями:

$KHC_4H_4O_6 + HCl = H_2C_4H_4O_6 + KCl$

$KHC_4H_4O_6 + NaOH = KNaC_4H_4O_6 + H_2O$

Слід пам`ятати, що калій гідротартрат розчиняється під час нагрівання розчину; реакція утворення відбувається в концентрованих розчинах йонів K^+. Тому, виявляючи йони Калію за допомогою цього реактиву, додержуються таких умов: а) реакцію проводити в слабокислому середовищі; б) концентрація йонів K^+ має бути достатньо великою; в) реакція перебігає за охолодження та відсутності йонів NH_4^+.

3. Проба на забарвлення полум’я. Усі леткі солі Калію забарвлюють безбарвне полум’я пальника у блідо-фіолетовий колір.

Реакції катіонів Натрію

1. Мікрокристалоскопічна реакція з *Zn*-уранілацетатом $Zn(UO_2)_3(C_2H_3O_2)_8$. У нейтральному або лужному середовищі цей реактив

утворює із солями натрію зеленувато-жовтий кристалічний осад – натрій-цинк уранілацетат $NaZn(UO_2)_3(CH_3COO)_9 \cdot 9H_2O$:

$$CH_3COONa + Zn(UO_2)_3(C_2H_3O_2)_8 + 9H_2O = NaZn(UO_2)_3(CH_3COO)_9 \cdot 9H_2O\downarrow.$$

Ця реакція на йони Na^+ значно чутливіша за реакцію з калій гексагідроксостибатом, за її допомогою йони можна виявити в присутності йонів K^+, NH_4^+.

3. Проба на забарвлення полум'я. Леткі солі натрію забарвлюють полум'я пальника в інтенсивно-жовтий колір. Ця реакція дуже чутлива і специфічна.

Реакції катіонів амонію

1. Їдкі луги під час нагрівання з розчинами солей амонію виділяють газоподібний амоніак:

$$NH_4Cl + KOH = NH_3\uparrow + KCl + H_2O.$$

Утворення амоніаку можна виявити за запахом і відповідними реакціями. Червоний лакмусовий папірець, змочений водою, синіє в парах амоніаку, утворюючи з водою луг:

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4OH;$$

$$NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-.$$

2. Реактив Несслера (суміш комплексної солі $K_2[HgI_4]$ з KOH) утворює з катіоном амонію червоно-бурий осад йодиду оксодимеркурамонію:

$$NH_4Cl + 2K_2[HgI_4] + 4KOH = \left[O\begin{matrix}Hg\\ \\ Hg\end{matrix}NH_2\right]I\downarrow + 7KI + KCl + 3H_2O.$$

Реакція дуже чутлива і придатна для виявлення навіть "слідів" йону NH_4^+.

3. Термічний розклад солей амонію.

За високих температур амонієві солі розкладаються і випаровуються:

$$NH_4Cl \leftrightarrow NH_3\uparrow + HCl\uparrow;$$

$(NH_4)_2CO_3 \leftrightarrow 2NH_3\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O;$

$NH_4NO_3 = N_2O\uparrow + 2H_2O;$

$NH_4NO_2 = N_2\uparrow + 2H_2O.$

За допомогою цих реакцій усувають йон амонію, щоб він не заважав виявленню йонів K^+ і Na^+ .

Реакції на йон Магнію

1. Для виявлення йона Mg^{2+} використовують реакції утворення важкорозчинних сполук. Їдкі луги за відсутності солей амонію осаджують магній у вигляді білого аморфного осаду $Mg(OH)_2$:

$MgSO_4 + 2NaOH = Mg(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4;$

$Mg^{2+} + 2OH^- = Mg(OH)_2\downarrow.$

Цю реакцію використовують для відокремлення магнію від інших катіонів I групи, гідроксиди яких добре розчинні у воді.

2. Натрій гідрофосфат у присутності амоній гідроксиду і хлориду дає зі солями магнію білий кристалічний осад фосфату магнію-амонію:

$$MgCl_2 + Na_2HPO_4 + NH_4OH + 5H_2O = MgNH_4PO_4 \cdot 6H_2O\downarrow + 2NaCl.$$

Реакцію проводять у нейтральному або слабколужному середовищі. Ця реакція дуже важлива для якісного виявлення і кількісного визначення магнію.

3. *о*-Оксихінолін C_9H_6NOH в амоніачному середовищі з катіонами Mg^{2+} утворює жовто-зелений кристалічний осад комплексної сполуки магній оксихінолінату $Mg(C_9H_6NO)_2 \cdot 2H_2O$, який розчиняється в кислотах

$$Mg^{2+} + 2HC_9H_6NO \Leftrightarrow Mg(C_9H_6NO)_2\downarrow + 2H^+.$$

Загальна характеристика катіонів II аналітичної групи

До II аналітичної групи належать йони Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}. Метали, що їх утворюють, розташовані в II групі періодичної системи Д.І. Менделєєва, називаються лужноземельними і характеризуються високою хімічною активністю, яка збільшується від кальцію до барію.

Катіони II аналітичної групи водні розчини не забарвлюють. Йони Ca^{2+}, Sr^{2+} *і* Ba^{2+} (на відміну від катіонів I групи) утворюють малорозчинні у воді карбонати. Тому їх осаджують дією амоній карбонату $(NH_4)_2CO_3$, який і є груповим реагентом. Із солей кальцію, стронцію і барію нерозчинні, крім карбонатів, сульфати, фосфати і оксалати. Але осаджувати катіони II групи у вигляді цих солей немає потреби**,** тому що сульфати їх нерозчинні в сильних кислотах і з великим зусиллям знову переводяться в розчин, а присутність у суміші йонів PO_4^{3-} і $C_2O_4^{2-}$ ускладнює аналіз. Від катіонів III–V груп катіони кальцію, магнію і барію відрізняються високою розчинністю сульфідів у воді.

Дія групового реагенту на катіони II аналітичної групи

Груповий реагент – амоній карбонат $(NH_4)_2CO_3$ утворює з йонами Ca^{2+} і Ba^{2+} карбонати, які практично не розчиняються у воді:

$Ca(NO_3)_2 + (NH_4)_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NH_4NO_3;$

$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3;$

$BaCl_2 + (NH_4)_2CO_3 = BaCO_3\downarrow + 2NH_4Cl;$

$Ba^{2+} + CO_3^{2-} = BaCO_3\downarrow;$

$Sr^{2+} + CO_3^{2-} = SrCO_3\downarrow.$

Але кальцій і барій гідрокарбонати частково розчиняються у воді, щоб змістити рівновагу гідролізу, до розчину додають амоній гідроксид.

Реакція катіонів Кальцію

1. Амоній оксалат осаджує із підкислених розчинів солей білий дрібнокристалічний кальцій оксалат, який розчиняється в мінеральних кислотах, але не розчиняється в оцтовій кислоті:

$$CaCl_2 + (NH_4)_2C_2O_4 = CaC_2O_4\downarrow + 2NH_4Cl$$

2. Сульфат-йон осаджує кальцій тільки із достатньо концентрованих розчинів:

$CaCl_2 + Na_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + 2NaCl.$

Осад кальцій сульфату розчиняється в амоній сульфаті з утворенням комплексної солі $(NH_4)_2[Ca(SO_4)_2]$. Розчини солей кальцію на відміну від барію не дають каламуті з гіпсовою водою.

3. Солі кальцію забарвлюють полум'я у цегляно-червоний колір.

Реакції катіонів Барію

1. Калій біхромат осаджує із розчинів солей барію жовтий барій хромат. Пояснюється це тим, що в розчинах встановлюється рівновага:

$$Cr_2O_7^{2-} + H_2O \leftrightarrow Cr_2O_4^{2-} + 2H^+.$$

В осад випадає менш розчинна сіль:

$$CrO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaCrO_4\downarrow.$$

Молекулярне рівняння має такий вигляд:

$$K_2Cr_2O_7 + 2BaCl_2 + H_2O \leftrightarrow 2BaCrO_4\downarrow + 2KCl + 2HCl.$$

З рівняння видно, що в процесі реакції утворюється сильна кислота; осад $BaCrO_4$ розчиняється в сильних кислотах, тому реакція не добігає кінця. Щоб досягти повноти осадження барію, до розчину, крім $K_2Cr_2O_7$, додають натрій ацетат. У результаті реакції утворюється слабка кислота CH_3COOH, в якій барій хромат не розчиняється

$$K_2Cr_2O_7 + 2BaCl_2 + H_2O + 2CH_3COONa =$$

$$= 2BaCrO_4\downarrow + 2KCl + 2NaCl + 2CH_3COOH$$

Ця реакція є специфічною для виявлення йонів Ba^{2+}.

Калій хромат утворює з катіонами Ba^{2+} жовтий осад барій хромату, який не розчиняється в оцтовій кислоті:

$$BaCl_2 + K_2CrO_4 = BaCrO_4\downarrow + 2KCl.$$

2. Солі барію забарвлюють полум'я у жовто-зелений колір.

Реакції катіонів Стронцію

1. Катіон стронцію при додаванні розчину амоній сульфату або сульфатної кислоти утворює білий осад стронцій сульфату:

$$SrCl_2 + (NH_4)_2SO_4 \rightarrow SrSO_4\downarrow + 2NH_4Cl;$$

$$Sr^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow SrSO_4\downarrow.$$

Як реагент можна використовувати гіпсову воду.

2. Солі стронцію забарвлюють полум’я у малиново-червоний колір.

Загальна характеристика катіонів ІІІ аналітичної групи

Із катіонів ІІІ групи найбільш важливі: Al^{3+}; Fe^{2+}; Fe^{3+}; Mn^{2+}, Zn^{2+}. Вони мають агрохімічне значення. Так, кислі грунти з $pH< 5$ містять Al^{3+} у рухомому стані. У результаті гідролізу солей, які утворені алюмінієм і сильними кислотами, підвищується концентрація йонів Гідрогену у грунтовому розчині. Виявлення і кількісне визначення катіонів ІІІ групи тісно пов’язано з аналізом грунту, мікродобрив, рослинного і тваринного матеріалу.

Груповим реагентом є амоній сульфід, який осаджує ці катіони у вигляді сульфідів, а алюміній – гідроксиду. Al^{3+} і Fe^{3+} осаджують амоній гідроксидом в присутності солей амонію:

$AlCl_3 + 3NH_4OH = Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4Cl;$

$FeCl_3 + 3NH_4OH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NH_4Cl;$

$3(NH_4)_2S + 2FeCl_3 = Fe_2S_3\downarrow + 6NH_4Cl;$

$FeCl_2 + (NH_4)_2S = FeS\downarrow + 2NH_4Cl;$

$MnBr_2 + (NH_4)_2S = MnS\downarrow + 2NH_4Br;$

$ZnCl_2 + (NH_4)_2S = ZnS\downarrow + 2NH_4Cl.$

Осади ферум сульфідів – чорного кольору, манган сульфіду – жовтого, цинк сульфіду – білого. Вони розчиняються в розведених сильних кислотах з виділенням сірководню. Але під час розчинення ферум(ІІІ) сульфіду в хлоридній кислоті Fe^{3+} частково відновлюється до Fe^{2+} і випадає вільна сірка:

$Fe_2S_3 + 4HCl = 2FeCl_2 + S\downarrow + 2H_2S\uparrow.$

Реакції катіонів Феруму(ІІІ)

1. Калій(ІІ) гексаціаноферат $K_4[Fe(CN)_6]$ осаджує йон Fe^{3+} у вигляді темно-синьої «берлинської блакиті» – ферум(ІІІ) гексаціаноферату:

$4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} = Fe_4[Fe(CN)_6]_3\downarrow.$

Для запобігання гідролізу реактиву реакцію виконують у кислому середовищі при $pH < 3$.

2. Амоній роданід NH_4SCN або калій роданід $KSCN$ з йонами Fe^{3+} утворюють ряд забарвлених у червоний колір розчинних комплексних йонів: $[Fe(SCN)_2]^+$; $[Fe(SCN)]^{2+}$; $[Fe(SCN)_4]^-$. Реакція досить чутлива:

$$Fe^{3+} + SCN^- \leftrightarrow [Fe(SCN)]^{2+}.$$

Реакції катіонів Феруму(II)

Калій(III) гексаціаноферат – $K_3[Fe(CN)_6]$, утворює з йонами феруму(II) темно-синій осад "турнбулевої сині" – ферум(II) гексаціаноферату(III):

$$3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2\downarrow.$$

«Турнбулева синь» не розчиняється в кислотах, але розкладається лугами з утворенням ферум(II) гідроксиду; реакцію виконують в нейтральному або слабкокислому середовищі.

Реакції катіонів Мангану(II)

Окиснення Mn^{2+} до MnO_4^-.

Малиново-фіолетовий колір MnO_4^-, який утворюється в процесі окиснення Mn^{2+}, використовується у ході аналізу для відкриття йона Мангану. Окиснення Мангану(II) плюмбум(IV) оксидом виконують в присутності нітратної кислоти і при нагріванні:

$$2Mn(NO_3)_2 + 5PbO_2 + 6HNO_3 = 2HMnO_4 + 5Pb(NO_3)_2 + 2H_2O.$$

Реакції катіонів Цинку

Сірководень з катіонами Цинку утворює білий осад цинк сульфіду:

$$ZnCl_2 + H_2S \leftrightarrow ZnS\downarrow + 2HCl.$$

Цинк сульфід частково розчиняється в хлоридній кислоті, оскільки сірководень не може повністю осадити йони цинку, тому до розчину додають натрій ацетат. Отже, замінюють сильну кислоту слабкою, в якій сульфід цинку нерозчинний.

Реакції катіонів Хрому(III)

Катіон Cr^{3+} окиснюється гідроген пероксидом у лужному середовищі за нагрівання. При цьому забарвлення із зелено-фіолетового переходить у жовте:

$2CrCl_3 + 3H_2O_2 + 10NaOH = 2Na_2CrO_4 + 8H_2O + 6NaCl.$

Реакції катіонів Кобальту(II)

Розчини солей Co^{2+} утворюють з концентрованим розчином амоній роданіду комплексну сполуку $(NH_4)_2[Co(SCN)_4]$:

$CoCl_2 + 4NH_4SCN = (NH_4)_2[Co(SCN)_4] + 2NH_4Cl.$

У процесі перемішування отриманого розчину із сумішшю діетилового етеру та амілового спирту роданідний комплекс кобальту переміщується у шар органічного розчинника та забарвлює його в інтенсивно-синій колір.

Загальна характеристика катіонів IV аналітичної групи

До IV аналітичної групи належать йони Ag^+, Hg^{2+}, Pb^{2+}, Cu^{2+}, Cd^{2+}, Bi^{3+}. Груповим реагентом катіонів IV групи є сірководень в кислому середовищі:

$2Ag^+ + H_2S = Ag_2S\downarrow + 2H^+;$

$Pb^{2+} + H_2S = PbS\downarrow + 2H^+;$

$Cu^{2+} + H_2S = CuS\downarrow + 2H^+.$

Унаслідок реакцій утворюються сульфіди чорного кольору. Під час дії сірководню на йон Hg^{2+} також утворюється осад сульфіду:

$Hg_2(NO_3)_2 + H_2S = Hg_2S\downarrow + 2HNO_3,$

який розкладається, утворюючи суміш меркурій сульфіду та вільної ртуті чорного кольору:

$Hg_2S = HgS + Hg.$

Сульфіди катіонів IV -ї групи не розчиняються в розведених хлоридній і сульфатній кислотах, але нітратна кислота розчиняє їх, окиснюючи сульфід-йони до вільної сірки:

$3CuS + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 3S\downarrow + 2NO\uparrow + 4H_2O.$

Катіони IV групи осаджують у кислому середовищі, інакше може випасти в осад і цинк сульфід.

Реакції катіона Аргентуму

1. Хлоридна кислота і розчинні хлориди утворюють з катіонами Ag^+ білий осад хлориду срібла:

$KCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + KNO_3$.

Аргентум хлорид в розведених кислотах (HNO_3 і H_2SO_4) не розчиняється, але легко розчиняється в розчинах амоніаку, амоній карбонату, калій ціаніду, натрій тіосульфату. Під час нагрівання аргентум хлорид розчиняється в концентрованих розчинах хлоридів лужних металів і концентрованій хлоридній кислоті з утворенням комплексного йону $[AgCl_3]^2$.

2. Калій хромат K_2CrO_4 і калій біхромат $K_2Cr_2O_7$ утворюють з катіоном Аргентуму відповідно цеглисто-червоний осад аргентум хромату Ag_2CrO_4 і темно-червоний осад аргентум дихромату $Ag_2Cr_2O_7$:

$2AgNO_3 + K_2CrO_4 = Ag_2CrO_4\downarrow + 2KNO_3$;

$2AgNO_3 + K_2Cr_2O_7 = Ag_2Cr_2O_7\downarrow + 2KNO_3$.

Утворені осади добре розчиняються в нітратній кислоті та амоніаку, погано – в оцтовій кислоті. Реакцію катіона Ag^+ з калій хроматом використовують для виявлення йонів Аргентуму краплинним методом і при цьому дотримуються таких умов: а) реакція перебігає при pH = 6,5–7,5; б) відсутність катіонів Pb^{2+}, Ba^{2+} та інших, які утворюють осади з калій хроматом.

Реакції катіону Купруму

1. *NaOH, KOH* дають з катіонами купруму(II) аморфний блакитний осад гідроксиду, від якого під час нагрівання відщеплюється вода і він перетворюється на чорний купрум(II) оксид:

$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$.

У надлишку лугу і під час нагрівання осад частково розчиняється з утворенням куприту:

$Cu(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Cu(OH)_4]$.

2. Амоній гідроксид дає з йонами Купруму зеленкуватий осад купрум гідроксосульфату:

$2CuSO_4 + 2NH_4OH = (CuOH)_2SO_4\downarrow + (NH_4)_2SO_4$,

який у надлишку реактиву розчиняється з утворенням амоніакату інтенсивно-синього кольору:

$(CuOH)_2SO_4 + (NH_4)_2SO_4 + 6NH_4OH = 2[Cu(NH_3)_4]SO_4 + 8H_2O$.

3.1.3. АНАЛІТИЧНА КЛАСИФІКАЦІЯ АНІОНІВ

Аналіз аніонів відрізняється від аналізу катіонів. Катіони аналізують і дробним, і систематичним методами. Аніони здебільшого виявляють дробним способом, тобто за допомогою окремих реакцій. Аніони розділяють тільки тоді, коли виявленню одного заважає інший.

В основу класифікації аніонів покладено різну розчинність солей барію і аргентуму у воді (табл.5).

Таблиця5

Аналітична класифікація аніонів

Група	Аніони	Груповий реактив	Характеристика групи
I	SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, F^-, CO_3^{2-}, SiO_3^{2-}, PO_4^{3-}, AsO_4^{3-}, $S_2O_3^{2-}$, BO_2^-, CrO_4^{2-}, $Cr_2O_7^{2-}$, MnO_4^-	$BaCI_2$ в нейтральному або слабколужному розчині	Солі барію нерозчинні у воді
II	Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}, SCN^-	$AgNO_3$ в присутності HNO_3	Солі аргентуму нерозчинні у воді і розведеній нітратній кислоті
III	NO_3^-, NO_2^-, CH_3COO^-, ClO_3^-	Групового реактиву не існує	Солі барію і аргентуму розчинні у воді

I аналітична група аніонів

Барієві солі аніонів I групи не розчиняються у воді, але, за винятком барій сульфату, добре розчиняються в розведених кислотах. Тому виділити

аніони цієї групи груповим реактивом у вигляді осаду можливо тільки в нейтральному або слабколужному середовищі.

Дія групового реагенту

У результаті реакції сульфат-аніону з груповим реактивом $BaCI_2$ утворюється білий кристалічний осад $BaSO_4$, який не розчиняється у воді і кислотах: $Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl.$

З карбонат- аніонами барій хлорид дає білий осад барій карбонату

$Na_2CO_3 + BaCl_2 = BaCO_3\downarrow + 2NaCl.$

$BaCO_3$ легко розчиняється у кислотах – хлоридній, нітратній, оцтовій, при цьому виділяється оксид вуглецю (IV) CO_2 :

$$BaCO_3 + 2HCl = BaCl_2 + CO_2 + H_2O.$$

Барій хлорид утворює з йоном SiO_3^{2-} білий осад барій силікату, який розчиняється в сильних кислотах, утворюючи драглистий осад силікатних кислот: $Na_2SiO_3 + BaCl_2 = BaSiO_3\downarrow + 2NaCl;$

$$BaSiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3\downarrow + BaCl_2.$$

Барій хлорид виділяє з розчину натрій гідрофосфату білий осад барій гідрофосфату:

$Na_2HPO_4 + BaCl_2 = BaHPO_4\downarrow + 2NaCl.$

Осад $BaHPO_4$ розчиняється в сильних кислотах, а також в CH_3COOH:

$BaHPO_4 + 2HCl = BaCl_2 + H_3PO_4.$

II аналітична група аніонів

До II групи аніонів належать аніони, що утворюють з йонами Аргентуму солі, які погано розчиняються у воді й нітратній кислоті. Барій хлорид не осаджує аніони другої групи. Груповим реактивом на аніони другої групи є аргентум нітрат в азотнокислому середовищі.

Реакції хлорид-аніона

1. Дія групового реактиву: аргентум нітрат $AgNO_3$ утворює з йоном Cl^- білий осад аргентум хлориду:

$NaCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + NaNO_3$.

Осад $AgCl$ легко розчиняється у NH_4OH з утворенням комплексної солі:

$$AgCl + 2NH_4OH = [Ag(NH_3)_2]Cl + 2H_2O.$$

Під час підкислення розчину нітратною кислотою комплексний йон $[Ag(NH_3)_2]^+$ руйнується і аргентум хлорид знову випадає в осад:

$[Ag(NH_3)_2]Cl + 2HNO_3 = AgCl\downarrow + 2NH_4NO_3$.

2. Сильні окисники з високим окиснювальним потенціалом окиснюють хлорид-йони до вільного хлору. Манган(IV) оксид MnO_2, Плюмбум(IV) оксид PbO_2, калій перманганат окиснюють хлорид-йон у кислому середовищі за таким рівнянням:

$10NaCl + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 = 5Cl_2 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 5Na_2SO_4 + 8H_2O$.

Аніони I^-, Br^- заважають проведенню цієї реакції.

Реакції бромід-аніона

1. Аргентум нітрат $AgNO_3$ утворює з аніонами Br^- – жовтуватий осад $AgBr$, який не розчиняється в нітратній кислоті, але розчиняється в амоній гідроксиді NH_4OH, натрій тіосульфаті та калій ціаніді з утворенням комплексних сполук:

$KBr + AgNO_3 = AgBr\downarrow + KNO_3$;

$Br^- + Ag^+ = AgBr\downarrow$;

$AgBr + 2NH_4OH = [Ag(NH_3)_2]Br + 2H_2O$.

2. Хлорна вода виділяє з підкислених розчинів бромідів вільний бром, який добре екстрагується чотирихлористим вуглецем, хлороформом, сірковуглецем, забарвлюючи їх у коричневий колір. Реакція відбувається при $pH = 5 – 7$. Якщо діє надлишок хлорної води, то розчин жовтіє:

$2NaBr + Cl_2 = Br_2 + 2NaCl$.

Реакції йодид-аніона

1. Аргентум нітрат утворює з аніонами йоду блідо-жовтий осад аргентум йодиду, який не розчиняється в нітратній кислоті та амоній гідроксиді (цим він відрізняється від хлоридів і бромідів), а розчиняється в натрій тіосульфаті і калій ціаніді:

$AgNO_3 + KI = AgI\downarrow + KNO_3;$

$2AgI + 3Na_2S_2O_3 = Na_4[Ag_2(S_2O_3)_2] + 2NaI;$

$AgI + 2KCN = K[Ag(CN)_2] + KI.$

2. Хлорна вода – найважливіший реактив на аніони *Г*. Якщо подіяти нею на розчин йодидів у кислому середовищі, то відбувається окиснення аніонів *Г* до вільного йоду, який забарвлює крохмаль у синій колір, а органічні розчинники – у фіолетовий:

$2KI + CI_2 = 2KCI + I_2\uparrow.$

Якщо взяти надлишок хлорної води, то фіолетове забарвлення зникає внаслідок утворення йодатної кислоти:

$$5CI_2 + I_2 + 6H_2O = 2HIO_3 + 10HCI.$$

III аналітична група аніонів

До аніонів III аналітичної групи належать: аніони нітрату NO_3^-, нітриту NO_2^-, гіпохлориту ClO^-, хлорату ClO_3^-, перхлорату ClO_4^-, ацетату CH_3COO^-. Характерною особливістю аніонів цієї групи є те, що вони не осаджуються барій хлоридом і аргентум нітратом і не мають групового реактиву. Крім ацетат-йонів, усі аніони III групи – окисники, тому їх можна виявити за допомогою дифеніламіну, який у сильнокислому середовищі утворює з окисниками сполуку синього кольору.

Реакції нітрат-аніона

1. Дифеніламін $(C_6H_5)_2NH$ у сильнокислому середовищі з аніоном утворює сполуку інтенсивно-синього кольору, яка за подальшого окиснення переходить у сполуку білого кольору.

2. Металічна мідь у концентрованій сульфатній кислоті відновлює нітрат-йон до нітроген(II) оксиду:

$$3Cu + 8NaNO_3 + 4H_2SO_4 = 3Cu(NO_3)_2 + 4Na_2SO_4 + 2NO + 4H_2O.$$

Під впливом кисню повітря нітроген(II) оксид перетворюється на нітроген(IV) оксид:

$2NO + O_2 = 2NO_2.$

Реакції нітрит-аніона

Деякі реакції дозволяють відрізнити нітрит-йони від нітрат-йонів.

1. Нітрити в слабкокислому середовищі окиснюють йодид-йони до вільного йоду:

$2KNO_2 + 2KI + 2H_2SO_4 = I_2 + 2NO + 2K_2SO_4 + 2H_2O.$

2. Суміш сульфанілової кислоти і α-нафтиламіну у разі взаємодії з NO_2^- дає червоне забарвлення.

Лабораторна робота № 14

ВИВЧЕННЯ ЯКІСНИХ РЕАКЦІЙ КАТІОНІВ І АНІОНІВ

Обладнання: *штатив з пробірками, скляні палички, вагове скло, пальник, сірники, ніхромова дротинка.*

Реактиви: *розчини солей - калію, амонію, кальцію, барію, феруму(II), феруму(III); розчини - KCl, NH_4Cl, NaOH, HNO_3, $(NH_4)_2CO_3$, $(NH_4)_2C_2O_4$, $BaCl_2$, CH_3COONa, $K_2Cr_2O_7$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $K_4[Fe(CN)_6]$, Na_2HPO_4, $AgNO_3$, NH_4OH, $(C_6H_5)_2NH$; калій (або амоній) роданіду, оцтової кислоти, свіжоприготовлений розчин натрій гексанітрито(III) кобальт ату; реактив Несслера (суміш $K_2[HgI_4]$ і KOH), хлорна вода, бензен, лакмусовий папірець.*

Дослід 1. І аналітична група катіонів

1) Реакція на йон Калію K^+

Для виявлення йонів Калію необхідно використовувати свіжоприготовлений розчин натрій гексанітрито(III) кобальтату, бо під час зберігання реактив розкладається з виділенням йонів Co^{2+}, котрі мають рожеве забарвлення. Рожевий розчин реактиву не годиться для застосування.

До 2–3 крапель розчину солі *KCl* додайте 3 краплі розчину реактиву і потріть скляною паличкою по стінках пробірки для прискорення осадження.

2) Реакції на йон амонію NH_4^+

До 5–6 крапель розчину солі NH_4Cl долийте кілька крапель розчину *NaOH* і обережно нагрійте. До отвору пробірки піднесіть вологий червоний

лакмусовий папірець. Утворення амоніаку NH_3 можна виявити також за появою характерного запаху.

До 2–3 крапель розбавленого розчину солі NH_4Cl на годинниковому склі додайте 2–3 краплі реактиву Несслера (суміш $K_2[HgI_4]$ і KOH). Реакція надзвичайно чутлива і показує присутність навіть випадкових домішок NH_4^+.

Дослід 2. II аналітична група катіонів

1) Реакція катіонів Ca^{2+} і Ba^{2+} з груповим реагентом

Груповий реагент – амоній карбонат $(NH_4)_2CO_3$. Осадження катіонів II групи груповим реактивом проводять у присутності NH_4OH для зменшення гідролізу $(NH_4)_2CO_3$, у присутності NH_4Cl в гарячому розчині (70 °C).

До 2–3 крапель розчинів солей кальцію та барію додайте по 2 краплі амоній гідроксиду та хлориду, 3–4 краплі амоній карбонату. Після утворення осадів $CaCO_3$ та $BaCO_3$ додайте 4–5 крапель хлоридної кислоти і спостерігайте розчинення цих осадів в оцтовій кислоті:

$$CaCO_3 + 2CH_3COOH = (CH_3COO)_2Ca + H_2O + CO_2\uparrow.$$

2) Специфічна реакція катіону Ca^{2+}

До 2–3 крапель розчину солі кальцію додайте стільки ж амоній оксалату $(NH_4)_2C_2O_4$. Утворений осад розділіть на дві частини. В одну пробірку додайте HNO_3, в іншу – оцтову кислоту. Запишіть, що при цьому відбувається.

3) Специфічна реакція катіону Ba^{2+}

До 2–3 крапель розчину солі $BaCl_2$ додайте 2–3 краплі розчину натрій ацетату (CH_3COONa) та 2–3 краплі розчину $K_2Cr_2O_7$.

4) Забарвлення полум'я леткими солями (сухий спосіб)

Леткі солі деяких елементів забарвлюють безкольорове полум’я пальника у характерні кольори: *Натрій – жовтий; Калій – фіолетовий; Кальцій – червоний; Барій – жовто-зелений; Купрум, Бор – яскраво -зелений; Плюмбум – блакитний; Стронцій – червоний.*

Очищену в розчині *HCl* ніхромову дротинку змочіть у розчин солі, яку досліджуєте або захватіть петелькою небагато сухої солі і внесіть її у безкольорове полум'я пальника.

Дослід 3. III аналітична група катіонів

1) Реакція йона Fe^{2+}

До 5–6 крапель розчину солі феруму(II) додайте 2 краплі розчину калій(III) гексаціаноферату $K_3[Fe(CN)_6]$. Ця реакція чутлива і частіше за інші використовується для виявлення йонів Fe^{2+}.

2) Реакції йона Fe^{3+}

До 5–6 крапель розчину солі феруму(III) додайте 2 краплі розчину калій(II) гексаціаноферату $K_4[Fe(CN)_6]$.

До 5–6 крапель розчину солі феруму(III) додайте 5–6 крапель розчину калій (або амоній) роданіду.

Вивчення реакцій катіонів подайте у вигляді таблиці:

Катіон	Реактив	Рівняння реакції	Ефект спостережень

Дослід 4. I аналітична група аніонів

1) Дія групового реагенту $BaCl_2$ на йон SO_4^{2-}

До 10 крапель розчину Na_2SO_4 долийте 5–6 крапель розчину $BaCl_2$. Перевірте як діють на осад кислоти.

2) Дія групового реагенту $BaCl_2$ на йон CO_3^{2-}

До 10 крапель розчину Na_2CO_3 долийте 5–6 крапель розчину $BaCl_2$. До отриманого осаду долийте 5–6 крапель HNO_3 і прослідкуйте за розчиненням осаду та виділенням CO_2.

3) Дія групового реагенту $BaCl_2$ на йон PO_4^{3-}

До 10 крапель розчину Na_2HPO_4 долийте 5–6 крапель розчину $BaCl_2$. Додайте розчин кислоти до розчинення осаду.

4) Дія групового реагенту $BaCl_2$ на йон SiO_3^{2-}

До 10 крапель розчину Na_2SiO_3 долийте 5–6 крапель розчину $BaCl_2$. На добутий осад $BaSiO_3$ подійте кислотою.

Дослід 5. II аналітична група аніонів

1) Дія групового реагенту $AgNO_3$ на йон Cl^-

До 5–6 крапель розчину *KCl* долийте 5–6 крапель розчину $AgNO_3$. До осаду долийте краплями розчин NH_4OH до повного розчинення. До розчину додайте нітратну кислоту до появи осаду *AgCl*.

2) Дія групового реагенту $AgNO_3$ на йон Br^-

До 5–6 крапель розчину *KBr* долийте 3–4 краплини $AgNO_3$, а потім додайте NH_4OH до розчинення осаду.

3) Дія групового реагенту $AgNO_3$ на йон I^-

До 5–6 крапель розчину *KI* долийте 3–4 краплини розчину $AgNO_3$. Покажіть, що осад не розчиняється у NH_4OH.

4) Дія сильних окисників на йони Br^- та I^-

Сильні окисники окиснюють у кислому середовищі йони Br^- та I^- до вільного брому та йоду. До 5–6 крапель розчину *KBr* (*KI*) долийте 2–3 краплини кислоти, 2–3 краплини свіжоприготовленої хлорної води та 2–3 краплини бензену. Струсіть і перемішайте суміш. Бензен, в якому бром і йод розчиняються краще, ніж у воді, забарвлюється у червоно-коричневий (Br_2) або фіолетовий (I_2) кольори.

Дослід 6. III аналітична група аніонів

Реакції йону NO_3^-

До 5–6 краплин розчину $NaNO_3$ долийте 2–4 краплини концентрованої сульфатної кислоти, покладіть шматочок міді і обережно нагрійте. Руде забарвлення NO_2 добре помітне на білому фоні.

До 3–4 краплин розчину дифеніламіну (на годинниковому склі) додайте скляною паличкою небагато розчину $NaNO_3$.

Вивчення реакцій аніонів подайте у вигляді таблиці:

Аніон	Реактив	Рівняння реакції	Ефект спостережень

Запитання для самоконтролю

1. Сутність якісного аналізу.
2. Які реакції називаються специфічними та селективними?
3. На чому ґрунтується класифікація катіонів і аніонів?
4. Наведіть сульфідну класифікацію катіонів та їх групові реагенти.
5. Назвіть катіони III і IV груп, їх відношення до групового реагенту.
6. Наведіть приклади якісних реакцій на катіони та аніони, пов`язаних з появою запахів.
7. Чому солі *Al* і *Cr*(III) утворюють гідроксиди при дії на їх розчини амоній сульфіду?
8. Для яких катіонів характерно утворення осадів з галогенідами?
9. Які реакції виявлення специфічні для Cr^{3+} і Mn^{2+} йонів?
10. Наведіть якісні реакції на Fe^{2+} і Fe^{3+} йони.
11. Які аніони здатні проявляти властивості окисників?
12. Для яких аніонів характерні відновні властивості?
13. Якими реакціями можна виявити Ba^{2+} і Ca^{2+} при їх одночасному перебуванні в розчині?
14. Як можна визначити CO_3^{2-} та HCO_3^- - йони?
15. Як можна виявити Cl^-, Br^-, I^- - йони?
16. Чи можна виявити NO_3^- в присутності NO_2^- - йонів?
17. Який аніон присутній в суміші сухих солей, коли при дії на суміш концентрованої H_2SO_4 виділяється газ бурого кольору?

3.2. КІЛЬКІСНИЙ АНАЛІЗ

3.2.1 Гравіметричний (ваговий) аналіз

Найбільш вивченим методом кількісного аналізу є гравіметричний. Він відомий з того часу, як виникла аналітична хімія, і є основним методом визначення відносних атомних мас елементів. За допомогою цього аналізу встановлено хімічний склад більшості речовин, ним користуються, щоб встановити чистоту речовин, концентрацію розчинів тощо. В агрохімічному аналізі за допомогою гравіметричного методу визначають кристалізаційну воду в кристалогідратах, гігроскопічну воду в ґрунтах, добривах, рослинному матеріалі, вміст сухої речовини в плодах та овочах, а також золу, клітковину тощо. Для цього середню пробу подрібненого матеріалу висушують у сушильній шафі до сталої маси за певної температури. Сушіння завершують тоді, коли досягають значення маси зі сталим третім знаком після коми.

Суть гравіметричного аналізу полягає в тому, що складову частину речовини, яку визначають, відокремлюють осадженням у вигляді важкорозчинної сполуки відомого сталого складу, котру потім зважують.

За визначення того чи іншого йона ваговим методом осад, що утворюється, має відповідати таким вимогам:

- практично нерозчинний;
- склад осаду після висушування або прожарювання відповідає певній формулі;
- розмір зерна осаду більший, ніж пори фільтра, тобто осад добре відокремлюється від розчину фільтруванням;
- відносна молекулярна маса вагової форми осаду по можливості велика, щоб похибка визначення якнайменше впливала на результат аналізу.

Гравіметричний аналіз передбачає такі операції:

- відбір середньої проби та підготування її до аналізу;
- взяття наважки;
- розчинення;

- осадження елемента, який визначають (з пробою на повноту осадження);
- фільтрування осаду;
- зважування;
- обробку результатів аналізу.

Відбір середньої проби

Середню пробу складають із великої кількості дрібних порцій, які беруть у різних місцях матеріалу. Підготовка її полягає в подрібненні, перемішуванні і зменшенні маси (близько 300 *г*) квартуванням: матеріал розсипають рівним шаром у вигляді квадрату (або кругу), ділять на чотири сектори, вміст двох протилежних секторів відкидають, двох інших – поєднують. Квартування проводять кілька разів, з одержаної середньої проби беруть наважку.

Взяття наважки

Наважка – це кількість речовини, необхідної для виконання аналізу. Вибір її величини визначається кількістю осаду, найбільш зручною в роботі.

Практикою встановлено, що оптимальними в роботі є кристалічні осади масою 0,5 *г* і об`ємні аморфні осади масою 0,1– 0,3 *г*.

Техніка взяття наважки може бути різною. Наприклад, зважують на аналітичних терезах годинникове скло, розміщують на ньому потрібну кількість речовини, знову зважують і за різницею обчислюють величину наважки.

Далі наважку обережно переносять (пересипають) в чистий стакан, розчиняють у 100–150 *мл* дистильованої води, коли потрібно – нагрівають на азбестовій сітці чи бані, не дозволяючи розчину кипіти.

Зразки важкорозчинних неорганічних речовин розкладають “мокрим” (дією сильних кислот) або «сухим» (сплавлення з натрій карбонатом, лугами) методами. В агрохімічних та грунтових лабораторіях руйнують проби органічних речовин, використовуючи аналогічні способи.

Виходячи з мети дослідження, виконують операцію осадження, під час якої необхідно ретельно і правильно підібрати осаджувач, розрахувати його об'єм і умови проведення експерименту.

Далі форму, яку осадили, шляхом прожарювання повністю перетворюють на вагову форму. Наприклад, осад ферум(III) гідроксиду під час прожарювання перетворюється на ферум(III) оксид, котрий і називають ваговою формою і саме його зважують у кінці. Вагова форма не повинна змінювати свою масу на повітрі.

Після виконання проби на повноту осадження за допомогою фільтрування відокремлюють осад від розчину. Декантацію – обережне зливання розчину, який відстоявся, з осаду – проводять поки вдається зливати рідину. Межа промивання осаду полягає у видаленні сумішей з осаду. Після проби на повноту видалення сумішей осад висушують і прожарюють, щоб видалити вологу і здобути речовину з певним сталим хімічним складом.

Задачі та вправи

1. З наважки сплаву масою 0,2017 *г*, що містить залізо, після відповідної обробки одержано ферум(III) оксид масою 0,0871 *г*. Знайти масову частку (%) речовини заліза у сплаві.

Розв'язування: а) Розраховуємо гравіметричний фактор $F(Fe/Fe_2O_3)$:

$$F(Fe/Fe_2O_3) = n \times \frac{M(Fe)}{M(Fe_2O_3)} = 2 \times \frac{55{,}847}{159{,}691} = 0{,}6994.$$

б) Для знаходження $m(Fe)$ у зразку помножаємо аналітичний фактор $F(Fe/Fe_2O_3)$ на масу гравіметричної форми $m(Fe_2O_3)$:

$$m(Fe) = F(Fe/Fe_2O_3) \times m(Fe_2O_3) = 0{,}6994 \times 0{,}0871 = 0{,}0609\ (г).$$

в) Визначаємо масову частку заліза у сплаві $\omega(Fe)$:

$$\omega(Fe) = \frac{m(Fe)}{m(наваж.)} \times 100\% = \frac{0{,}0609}{0{,}2017} \times 100\% = 30{,}2\%.$$

2. Обчисліть вміст (%) гігроскопічної води в кухонній солі за такими даними аналізу: маса бюкса з наважкою – 6,7698 *г*, маса порожнього бюкса – 6,1282 *г*, маса бюкса після висушування – 6,7505 *г*.

Розв'язування: а) Знаходимо масу наважки *m(наваж.)*, взятої для аналізу:

$$m(наваж) = m(бюкс. + наваж) - m(бюкс.) = 6{,}7698 - 6{,}1282 = 0{,}6416\ (г).$$

б) Розраховуємо масу гігроскопічної води $m(H_2O)$:

$$m(H_2O) = m(бюкс. + наваж.) - m(бюкс./висуш) = 6{,}7698 - 6{,}7505 = 0{,}0193\ (г).$$

в) Визначаємо масову частку вологи $\omega(H_2O)$ у зразку:

$$\omega(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{m(наваж.)} \times 100\% = \frac{0{,}0193}{0{,}6416} \times 100\% = 3\%.$$

3. Шляхом аналізу зразка глини встановлено, що масова частка силіцій діоксиду (SiO_2) у вологій глині дорівнює 46,7 %, а вологи – 7,1 %. Перерахувати масову частку силіцій діоксиду в зразку глини, якщо вміст вологи зменшився до 4,5 %.

Розв'язування: а) Нехай маса вихідного зразка вологої глини $m(вих.зр.) = 100\ (г)$, тоді маси силіцій діоксиду $m(SiO_2)$ та води $m(H_2O)$ у цьому зразку складатимуть:

$$m(SiO_2) = \frac{\omega(SiO_2) \times m(вих.зр.)}{100\%} = \frac{46{,}7 \times 100}{100\%} = 46{,}7\ (г);$$

$$m(H_2O) = \frac{\omega(H_2O) \times m(вих.зр.)}{100\%} = \frac{7{,}1 \times 100}{100\%} = 7{,}1\ (г)$$

б) Припустимо, що після висушування маса вихідного зразку *m(вих.зр.)* зменшилася на *x (г)* за рахунок маси частково випареної води $m_{вип.}(H_2O)$. Тоді маса кінцевого зразку *m(кінц.зр.)*, а також вміст води $m'(H_2O)$ у ньому складатимуть:

$$m(кінц.зр.) = m(вих.зр.) - m_{вип}(H_2O) = 100 - x\ (г);$$

$$m'(H_2O) = m(H_2O) - m_{вип}(H_2O) = 7{,}1 - x\ (г).$$

в) Складаємо математичне рівняння, що відображає розрахунок масової частки вологи $\omega'(H_2O)$ у кінцевому зразку глини та знаходимо *x*:

$$\omega'(H_2O) = \frac{m'(H_2O)}{m(кінц.зр.)} \times 100\% = \frac{7{,}1 - x}{100 - x} \times 100\% = 4{,}5\%;$$

$$x = m_{вип}(H_2O) = 2{,}6\ (г).$$

г) На основі результатів розрахунку визначаємо масову частку силіцій діоксиду $\omega'(SiO_2)$ у кінцевому зразку глини:

$$\omega'(SiO_2) = \frac{m(SiO_2)}{m(кінц.зр.)} \times 100\% = \frac{46{,}7}{100 - 2{,}6} \times 100\% = 48\%.$$

Запитання для самоконтролю

1. Які задачі кількісного аналізу?
2. Назвіть найважливіші хімічні методи кількісного аналізу.
3. В чому сутність гравіметричного аналізу?
4. Які операції виконують у гравіметричному аналізі?
5. Поняття про середню пробу і наважку.
6. Лабораторний посуд та обладнання у гравіметрії.
7. Правила користування аналітичними терезами.
8. Розрахунки у гравіметричному аналізі.
9. Наважка сухого вапняку 1,5120 *г* після прожарювання до постійної маси стала 0,8470 *г*. Визначте масову частку CaO і CO_2 у зразку.
10. Для аналізу зразку торфу взято наважку 1,6340 *г*, з якої після прожарювання до постійної маси утворилося 0,4102 *г* золи. Визначте зольність зразку.
11. Для визначення вмісту кристалізаційної води у зразку барій хлориду одержані дані: маса бюкса 25,697 *г*; маса бюкса з наважкою 27,2594 *г*; те саме після висушування 27,0269 *г*. Визначте масову частку кристалізаційної води у зразку.
12. З наважки фосфору добуто осад $Mg_2P_2O_7$ 0,1829 *г*. Якій масі: а) P; P_2O_5; в) $Ca_3(PO_4)_2$ він відповідає?
13. З наважки суперфосфату 1,4010 *г* добуто прожарений осад CaO 0,1932 *г*. Якому процентному вмісту : а) Ca та б) $Ca_3(PO_4)_2$ відповідає цей осад?

3.2.2 Титриметричний аналіз

Титриметричний аналіз (титриметрія) – метод кількісного аналізу, за яким кількість речовини встановлюють шляхом точного вимірювання об'єму розчину реагенту (***титранту),*** що вступив у хімічну взаємодію з досліджуваною речовиною. Концентрація розчину титранта повинна бути точно відома, як правило, через молярну концентрацію еквівалентів речовини або титр. Операція, під час якої розчин титранту доливають до розчину речовини, що визначається (аналіт), називається ***титруванням.*** Об'єм розчину титранте точно вимірюється за допомогою бюретки. Момент хімічної реакції, у який кількості взаємодіючих речовин хімічно еквівалентні, називається ***точкою еквівалентності*** (т.е.). Для встановлення точки еквівалентності у досліджуваний розчин додають ***індикатор*** – речовину, яка змінює свої фізико-хімічні властивості залежно від умов реакційного середовища. Титрування з індикатором приваблює простотою методики і не потребує складного обладнання. Застосовують також «інструментальні» методи індикації точки еквівалентності, які ґрунтуються на встановленій функціональній залежності вимірюваної властивості від об'єму титранту.

У точці еквівалентності виконується співвідношення:

$C_н(A)\ V(A) = C_н(B)\ V(B)$, де *A* та *B* речовини, які під час титрування хімічно взаємодіють.

У титриметрії вміст речовини в розчині позначають через молярну концентрацію еквівалентів речовини (традиційна назва – *нормальна концентрація, Сн, н*) і титр (*Т, г/мл*).

Наведене згідно зі законом еквівалентів математичне співвідношення дає можливість розрахувати концентрацію та масу речовини, яка визначається.

Титранти можна отримати різними способами. Титровані розчини, отримані з точної наважки стандартної речовини, називають стандартними. Розчини, титр яких знаходять не за точною наважкою, а встановлюють за стандартним розчином, називають стандартизованими розчинами.

Приготування стандартних розчинів належить до відповідальної операції обєм'ного аналізу. Найпростіший і найточніший спосіб приготування розчинів відомої концентрації – безпосереднє зважування потрібної кількості препарату і розчинення взятої наважки в певному об'ємі розчинника.

Основні методи титриметричного аналізу. Залежно від типу хімічної реакції, яка покладена в основу визначення, у титриметрії виділяють методи:

1) кислотно-основного титрування (нейтралізації);
2) осадження;
3) окисно-відновного титрування (редоксиметрія);
4) з використанням реакцій комплексоутворення (комплексонометрія).

Відповідно до типу реакцій, на яких ґрунтується титриметричне визначення, методики титриметричного аналізу мають певні відмінності. Для кожної методики характерними є вибір титранте, індикатора, умов перебігу хімічної реакції.

Метод кислотно-основного титруван (метод нейтралізації).

В основу методу кислотно-основного титрування покладено взаємодію катіонів Гідрогену і гідроксид-аніонів з отриманням малодисоціюючих молекул води:

$H^+ + OH^- \leftrightarrow H_2O + 57{,}36$ *кДж.*

Користуючись титрованими розчинами лугів, визначають кількість або концентрацію кислот, а за допомогою титрованих розчинів кислот знаходять концентрацію лугів; цей метод застосовують і для визначення гідролітично кислих й лужних солей.

Реакція нейтралізації не супроводжується зовнішнім ефектом, і точку еквівалентності визначають за допомогою індикаторів.

Індикатори кислотно-основного титрування. Як відомо, додавання до будь-якого розчину кислоти або лугу змінює концентрацію йонів H^+ у ньому і величину *pH*. Зміна кольору індикаторів також пов'язана з

величинами *pH*. Але кожен індикатор змінює забарвлення тільки в певному інтервалі значень *pH.* Якщо до розчину кислоти додати фенолфталеїн і поступово нейтралізувати розчин лугом, то концентрація йонів H^+ знизиться, а *pH* розчину почне зростати. Індикатор залишиться безбарвним навіть тоді, коли вся кислота буде нейтралізована, і *pH* стане більше 7. Малинове забарвлення фенолфталеїну з'явиться лише при *pH* = 8, а з подальшим додаванням лугу буде підсилюватися до *pH* = 10. Потім забарвлення індикатору припинить змінюватися, таким чином, інтенсивність забарвлення фенолфталеїну змінюється в інтервалі *pH* від 8 до 10.

Той інтервал значень *pH*, в межах якого індикатор змінює своє забарвлення, називають областю переходу (табл. 6).

Титрант додають до досліджуваного розчину до чіткої зміни кольору індикатору, за якої завершується титрування і якій відповідає певне значення *pH* усередині області перебігу. Величину *pH*, до якої титрують розчин з кожним індикатором, називають його показником титрування (*pT*).

Таблиця 6

Області переходу індикаторів

Індикатор	Область перебігу *pH*	*pT*	Зміна кольору в області переходу
Метиловий оранжевий	3,1–4,4	4,0	жовтий → рожевий
Метиловий червоний	4,4–6,2	5,5	жовтий → рожевий
Лакмус	5,0–8,0	7,0	синій → червоний
Фенолфталеїн	8,0–10	9,0	малиновий → безбарвний

Задачі та вправи

1. На титрування 20 *мл* розчину калій гідроксиду (*KOH*) витрачено 25 *мл* 0,1*M* розчину хлоридної кислоти (*HCl*). Обчислити молярну концентрацію речовини еквівалента калій гідроксиду в розчині.

Розв'язування: а) Розраховуємо кількість еквівалентів хлоридної кислоти $n_{екв.}(HCl)$, яка взаємодіє з калій гідроксидом:

$$n_{екв.}(HCl) = C_{екв.}(HCl) \times V_p(HCl) = \frac{0{,}1 \times 25}{1000} = 0{,}0025 \text{ (моль).}$$

б) Визначаємо концентрацію $C_{екв.}(KOH)$, вважаючи, що $n_{екв.}(KOH) = n_{екв.}(HCl)$:

$$C_{екв.}(KOH) = \frac{n_{екв.}(KOH)}{V_p(KOH)} = \frac{0{,}0025}{20} \times 1000 = 0{,}125\ M\ .$$

2. До 50 *мл* 0,2 н розчину натрій гідроксиду (*NaOH*) долито 25 *мл* 0,3*н* розчину хлоридної кислоти (*HCl*). Яке середовище має добутий розчин?

Розв'язування. а) Обчислюємо кількість еквівалентів натрій гідроксиду $n_{екв.}$(NaOH) та гідроген хлориду $n_{екв.}$(HCl), які взаємодіють між собою:

$$n_{екв.}(NaOH) = C_{екв.}(NaOH) \times V_p(NaOH) = \frac{0{,}2 \times 50}{1000} = 0{,}01 \text{ (моль);}$$

$$n_{екв.}(HCl) = C_{екв.}(HCl) \times V_p(HCl) = \frac{0{,}3 \times 25}{1000} = 0{,}0075 \text{ (моль).}$$

б) Визначаємо, яка з речовин знаходиться у надлишку:

$$n_{екв.}(NaOH) \succ n_{екв.}(HCl)\ .$$

в) Розраховуємо надлишкову кількість еквівалентів натрій гідроксиду $n_{надл.}(NaOH)$ у розчині та визначаємо характер середовища:

$$n_{надл}(NaOH) = n_{екв.}(NaOH) - n_{екв.}(HCl) = 0{,}01 - 0{,}0075 = 0{,}0025 \text{ (моль);}$$

$$pH \geq 7 \text{ (лужне середовище).}$$

3. Наважку 7,2860 *г* кристалічної соди розчинили в мірній колбі на 250 *мл*. На титрування 25 *мл* добутого розчину витрачається 22,75 *мл* розчину сульфатної кислоти (H_2SO_4) з титром 0,0102 *г/мл*. Скільки натрій карбонату Na_2CO_3 (у %) містить вихідний зразок?

Розв'язування. а) Визначаємо масу сульфатної кислоти $m(H_2SO_4)$, яка взаємодіє з аліквотою розчину натрій карбонату:

$$m(H_2SO_4) = T(H_2SO_4) \times V_p(H_2SO_4) = 0{,}0102 \times 22{,}75 = 0{,}2321 \text{ (г)}.$$

б) Розраховуємо кількість еквівалентів сульфатної кислоти $n_{екв.}(H_2SO_4)$, яка відповідає обчисленій масі $m(H_2SO_4)$, прийнявши $f_{екв.}=1/2$:

$$n_{екв.}(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4) \times f_{екв.}} = \frac{0{,}2321}{98{,}0778} \times 2 = 0{,}00473 \text{ (моль)}.$$

в) Встановлюємо кількість еквівалентів натрій карбонату $n_{екв.}(Na_2CO_3)$ у зразку соди, беручи до уваги об'єм аліквоти досліджуваного розчину (V_a) та об'єм колби (V_k), у якій було розчинено вихідну наважку Na_2CO_3:

$$n_{екв.}(Na_2CO_3) = \frac{V_k}{V_a} \times n_{екв.}(H_2SO_4) = \frac{250}{25} \times 0{,}00473 = 0{,}0473 \text{ (моль)}.$$

г) Визначаємо масу натрій карбонату $m(Na_2CO_3)$ у зразку соди, прийнявши $f_{екв.}=1/2$:

$$m(Na_2CO_3) = n_{екв.}(Na_2CO_3) \times M(Na_2CO_3) \times f_{екв.} = \frac{0{,}0473 \times 105{,}988}{2} = 2{,}5066 \text{ (г)}.$$

д) Обчислюємо масову частку натрій карбонату $\omega(Na_2CO_3)$ у зразку:

$$\omega(Na_2CO_3) = \frac{m(Na_2CO_3)}{m(наваж.)} \times 100\% = \frac{2{,}5066}{7{,}2860} \times 100\% = 34{,}4\%.$$

Лабораторна робота № 15

КИСЛОТНО-ЛУЖНЕ ТИТРУВАННЯ

Обладнання: *бюретки, мірні піпетки на 10 мл, 50 мл; мірні колби на 100 мл, 250 мл, конічні колби.*

Реактиви: *розчини – оцтової кислоти (приблизно 1н), 0,1н натрій гідроксиду; метиловий оранжевий.*

Дослід 1. **Встановлення нормальної концентрації розчину кислоти**

Розчини кислот, таких як хлоридна, оцтова тощо, точної концентрації приготувати з наважки неможливо (ці кислоти леткі). Виходячи з цього, готують розчин кислоти приблизної концентрації, а точну концентрацію цього розчину встановлюють титруванням за стандартним розчином лугу.

Для встановлення концентрації кислоти можна використовувати розчин натрій гідроксиду.

1) Приготування стандартного розчину натрій гідроксиду.

Зважте на аналітичних терезах натрій гідроксид з точністю до 0,0002 *г*.

Наважку за допомогою лійки перенесіть у мірну колбу необхідної ємкості і, обмиваючи лійку, долийте дистильованої води. Після повного розчинення натрій гідроксиду доведіть об'єм розчину дистильованою водою до позначки на колбі. Приготовлений розчин ретельно перемішайте і закрийте пробкою.

Титр приготовленого розчину обчисліть за формулою

$$T = \frac{m}{V}$$

де m – наважка натрій гідроксиду, *г*.

Нормальну концентрацію розчину натрій гідроксиду перераховують за формулою

$$Сн = T \cdot 1000 / E.$$

2) Приготування розчину кислоти приблизної концентрації.

Приготуйте розчин кислоти із фіксаналу або концентрованого розчину приблизно 1 *н* концентрації.

в) Стандартизація розчину кислоти за натрій гідроксидом.

Перед стандартизацією розчину кислоти бюретку спочатку промийте невеликими порціями цього розчину. Потім, користуючись лійкою, наповніть бюретку кислотою, ретельно заповніть гумовий і скляний кінець бюретки, витискуючи з них повітря. Рівень розчину кислоти залиште на нульовій позначці.

Чисту піпетку ємкістю 10 *мл* промийте розчином натрій гідроксиду і відмірьте 10 *мл* його в конічну колбу для титрування. Долийте до цього розчину кілька крапель індикатору метилового оранжевого. Поставте колбу з гідроксидом під бюретку і титруйте розчином кислоти до зміни жовтого

кольору індикатора на рожевий. У результаті титрування утворюються сіль та вода:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O.$$

Титрування повторіть декілька разів. Для розрахунків нормальності кислоти візьміть середнє арифметичне результатів титрування і користуйтесь таким співвідношенням:

$$Сн(к\text{-}ти)\cdot V(к\text{-}ти) = Сн(осн)\cdot V(осн),$$

звідки

$$Сн(к\text{-}ти) = Сн(осн)\cdot V(осн)/ V(к\text{-}ти), \text{ де}$$

Сн – нормальна концентрація; *V* – об`єм, *мл*.

Запитання для самоконтролю

1. Назвіть основні методи титриметрії.
2. Розкажіть про переваги титриметричного аналізу порівняно з гравіметричним.
3. Перелічить способи вираження концентрації розчинів.
4. Як визначити точку еквівалентності під час титрування?
5. Стандартні та стандартизовані розчини.
6. Назвіть лабораторний посуд, яким користуються у титриметричному аналізі.
7. На яких співвідношеннях ґрунтуються розрахунки у титриметрії?
8. Що таке кислотно-лужне титрування?
9. Які індикатори використовують у кислотно-лужному титруванні?
10. У 100 *мл* спирту (густина 0,80 *г/мл*) розчинили 8,5 *г* йоду. Визначте відсоткову концентрацію розчину.
11. Скільки грамів 60%-вого розчину *KOH* і води треба для приготування 500 *г* 10%-вого розчину.
12. В 1 *мл* розчину міститься 20 *мг* $CuSO_4$. Визначте молярну і нормальну концентрації розчину (для обмінних реакцій).

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Гирина Н.П. Неорганічна хімія: практикум/ Н.П. Гирина, І.В. Туманова. – К.: ВСВ «Медицина», 2012. – 174 с.

2. Цвєткова Л.Б. Загальна хімія: теорія і задачі. Л.Б. Цвєткова.– Львів: Магнолія, 2010. – 398 с.

3. Буря О.І. Біонеорганічна хімія/ О.І.Буря, О.П. Чигвінцева.– Дніпропетровськ: Пороги, 2005. – 359 с.

4. Загальна та неорганічна хімія: практикум/ – [Слободяник М.С., Улько Н.В., Бойко К.М., Самойленко В.М.] К.: Либідь, 2004. – 334 с.

5. Глинка Н.Л. Общая химия/ Н.Л. Глинка. – Л.: Химия, 1988. – 702 с.

6. Хомченко Г.П. Неорганическая химия/ – Г.П. Хомченко, И.К. Цитович. – М.: Высшая школа, 1987. – 464 с.

7. Угай Я.А. Общая химия/ Я.А. Угай. – М.: Высшая школа, 1984. – 439 с.

8. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии с применением полумикрометода/ Н.Л. Глинка. – М.: Высшая школа, 1980. – 320 с.

9. Токар А.В. Аналітична хімія: методичні рекомендації для самостійної роботи студентів денного відділення спеціальності «Харчові технології та інженерія»/ А.В. Токар, В,В, Киприч. – Дніпропетровськ – 2013. – 60 с.

10. Сегеда А.С. Аналітична хімія. Якісний і кількісний аналіз/ А.С. Сегеда. – К.: ЦУЛ, 2003. – 312 с.

11. Більченко М.М. Лабораторний практикум з аналітичної хімії. Кількісний аналіз: навчальний посібник/ М.М. Більченко. – Суми: «Університетська книга», 2007. – 142 с.

12. Петрушина Г.О. Аналітична хімія: навчальний посібник/ Г.О. Петрушина, В.В. Киприч. – Нікополь: Принтхаус Римм, 2014. – 164 с.

ДОДАТКИ

Додаток 1. Будова атома

Назва частки	*Позначення*	*Маса*		*Заряд*	
		г	*а.о.м.*	*Кл*	*відн. од.*
Нейтрон	${}^{1}_{0}n$	$1{,}67\cdot10^{-24}$	1,008665	0	0
Протон	${}^{1}_{1}p$	$1{,}67\cdot10^{-24}$	1,007325	$+1{,}6\cdot10^{-19}$	+1
Електрон	e^{-}	$9{,}1\cdot10^{-28}$	0,000055	$-1{,}6\cdot10^{-19}$	–1

Додаток 2. Деякі найважливіші фізичні сталі

Абсолютний нуль температури	273,15 ^{o}C
Атомна одиниця маси *(а.о.м.)*	$1{,}6605655\cdot10^{-27}$ *кг*
Стала Авогадро	$N_A = 6{,}022045\cdot10^{23}$
Молярний об'єм ідеального газу за н.у.*	V_m = 22,41383 *л/моль; $м^3$/моль*
Універсальна газова стала	R = 8,31441 *Дж·моль$^{-1}$·К$^{-1}$*
Стала Фарадея	$F = 9{,}648456\cdot10^{4}$ *Кл·моль$^{-1}$*
Швидкість світла у вакуумі	$C = 3\cdot10^{8}$ *м/с*

Н.у. P = 1 *атм*, або 101235 Па; T = 273, 15 К, або 0 °С

Додаток 3. Співвідношення між одиницями деяких фізичних величин

Одиниці об'єму:
1 *мл* = 1$см^3$
1 *л* = 1 $дм^3$
1 $м^3 = 10^3$ *л* = 10^6 *мл*
1 *л* = 10^3 *мл* = 10^{-3} $м^3$
1 *мл* = 10^{-3} *л* = 10^{-6} $м^3$

Одиниці маси:
1 *кг* = 10^3 *г* = 10^6 *мг*
1 *мг*= 10^{-3} *г* = 10^{-6} *мг*

Одиниці довжини:
1 *нм* = 10^{-9} *м*
1 *мкм* = 10^{-6} *м*

Одиниці густини:
1 г/мл = 10^3 кг/$м^3$
1 г/л = 1 кг/$м^3$

Додаток 4. Назви найважливіших кислот та їх солей

Формула	Кислота	Сіль
HF	Фторидна (фтороводнева, плавикова)	Фторид
HCl	Хлоридна (хлороводнева, соляна)	Хлорид
$HClO$	Гіпохлоритна (хлорноватиста)	Гіпохлорит
$HClO_2$	Хлоритна (хлориста)	Хлорит
$HClO_3$	Хлоратна (хлорнувата)	Хлорат
$HClO_4$	Перхлоратна	Перхлорат
HI	Йодидна (йодоводнева)	Йодид
HBr	Бромідна (бромоводнева)	Бромід
$HMnO_4$	Перманганатна (марганцева)	Перманганат
H_2MnO_4	Манганатна (марганцевиста)	Манганат
HNO_3	Нітратна (азотна)	Нітрат
HNO_2	Нітритна (азотиста)	Нітрит
HPO_3	Метафосфорна	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфорна (фосфатна)	Ортофосфат
$H_4P_2O_7$	Пірофосфорна	Пірофосфат
H_3PO_3	Фосфітна (фосфориста)	Фосфіт
H_2S	Сульфідна (сірководнева)	Сульфід
H_2SO_3	Сульфітна (сірчиста)	Сульфіт
H_2SO_4	Сульфатна (сірчана)	Сульфат
$H_2S_2O_3$	Тіосірчана	Тіосульфат
H_2SiO_3	Силікатна (кремнієва)	Силікат
$H_2Cr_2O_7$	Дихроматна	Дихромат
H_2CrO_4	Хроматна	Хромат

Додаток 5. Стандартні термодинамічні функції деяких речовин

Ресовина	$\Delta H^0_{утв.298}$, *кДж/моль*	S^0_{298}, *Дж/моль ·К*	$\Delta G^0_{утв.298}$, *кДж/моль*
Al_2O_3 *(к)*	-1676,0	50,9	-1582,0
С (графіт)	0	5,7	0
CH_4 *(г)*	-74,9	186,2	-50,8
C_2H_4 *(г)*	52,3	219,4	68,1
C_2H_5OH *(р)*	-277,6	160,7	-174,8
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO_2 *(г)*	-393,5	213,7	-394,4
Cl_2 *(г)*	0	222,9	0
H_2 *(г)*	0	130,5	0
HCl (г)	-92,3	186,8	-95,2
HJ (г)	26,6	206,5	-1,8
H_2O *(г)*	-241,8	188,7	-228,6
H_2O *(р)*	-285,8	70,1	-237,3
H_2S *(г)*	-21,0	205,7	-33,8
N_2 *(г)*	0	200,0	0
NH_3 *(г)*	-46,2	192,6	-16,7
NO_2 *(г)*	33,5	240,2	51,5
O_2 *(г)*	0	205,0	0
S(к., ромб.)	0	0	31,9
SO_2 *(г)*	-296,9	248,1	-300,2
SO_3 *(г)*	-395,8	256,7	-371,2
Fe_2O_3 *(к)*	-822,0	87,0	-740,3
Fe (к)	0	27,15	0

$\Delta H^0_{утв.298}$, ΔS^0_{298}, $\Delta G^0_{утв.298}$ – стандартні ентальпія, ентропія і енергія Гіббса утворення деяких речовин; *к* – кристалічний стан, *г* – газоподібний, *р* – рідинний.

Додаток 6. Розчинність основ і солей у воді (г/100 см^3) за температури 20 ºС

	K^+	Na^+	Li^+	Ag^+	Ti^{2+}	Ba^{2+}	Sr^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Zn^{2+}	Pb^{2+}
Cl^-	32,95	35,86	77,79	0,0316	0,3	37,24	51,09	73,19	55,81	203,9	1,49
Br^-	65,86	88,76	168,7	0,041	0,04	103,6	96,52	143,3	103,1	478,2	0,598
I^-	167,5	177,9	161,5	0,0635	0,006	201,4	169,2	200	148,2	419	0,08
F^-	92,56	4,44	0,27	195,4	72,05	0,16	0,012	0,0016	0,0076	0,005	0,07
NO_3^-	30,34	83,97	71,43	213,4	8,91	8,74	66,27	121,8	74,31	117,8	51,66
OH^-	142,9	116,4	12,04	0,01	40,04	3,7	0,77	0,17	0,001	0,035	0,01
SO_4^{2-}	11,11	13,83	35,64	0,55	4,74	0,0323	0,011	0,20	35,43	53,12	0,004
$C_2O_4^{2-}$	30,27	3,34	7,22	0,0035	1,48	0,0086	0,0046	0,0356	0,03	0,036	0,032
CO_3^{2-}	108,0	19,39	1,3	0,003	4,95	0,0023	0,0011	0,0013	0,1	0,004	0,043

Додаток 7. Густина водних розчинів деяких сполук при 20 ºС , г/см^3

Концентрація, %	H_2SO_4	HNO_3	HCI	KOH	$NaOH$	NH_3	Na_2CO_3
2	1,012	1,009	1,008	1,016	1,021	0,990	1,0190
4	1,025	1,020	1,018	1,036	1,043	0,981	1,0398
6	1,038	1,031	1,028	1,048	1,065	0,983	1,0606
8	1,052	1,043	1,038	1,065	1,087	0,965	1,0816
10	1,066	1,054	1,047	1,082	1,109	0,958	1,1029
12	1,080	1,066	1,057	1,100	1,131	0,950	1,1244
14	1,095	1,078	1,068	1,118	1,153	0,943	1,1463
16	1,109	1,090	1,078	1,137	1,175	0,936	-
18	1,124	1,103	1,088	1,156	1,197	0,930	-
20	1,139	1,115	1,098	1,176	1,219	0,923	-
22	1,155	1,128	1,108	1,196	1,241	0,915	-
24	1,170	1,140	1,119	1,217	1,263	0,910	-
26	1,186	1,153	1,129	1,240	1,285	0,904	-
28	1,202	1,167	1,139	1,263	1,306	0,8988	-
30	1,219	1,180	1,149	1,286	1,328	0,892	-
32	1,235	1,193	1,159	1,310	1,349	-	-
34	1,252	1,207	1,169	1,334	1,370	-	-
36	1,268	1,221	1,179	1,358	1,390	-	-

Додаток 8. Таблиця розчинності основ, кислот і солей у воді*

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

*Р – розчинна речовина; – речовина не існує або розкладається водою;

М – малорозчинна речовина; Н – нерозчинна речовина.

З М І С Т

ПЕРЕДМОВА 3
МЕТА ТА ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА ВИКОНАННЯ 4
ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ 4
ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ 5
ОФОРМЛЕННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ 7
РОЗДІЛ 1. ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ 8
Лабораторна робота № 1" Будова атома. Періодична система" 15
Лабораторна робота № 2 "Хімічний зв'язок і властивості речовин" 23
Лабораторна робота № 3 "Основні класи неорганічних сполук" 29
Лабораторна робота № 4 "Визначення теплоти нейтралізації" 45
Лабораторна робота № 5 "Швидкість хімічних реакцій" 55
Лабораторна робота № 6 "Приготування розчину натрій карбонату заданої відсоткової концентрації" 62
Лабораторна робота № 7 "Реакції обміну в розчинах електролітів" 71
Лабораторна робота № 8 "Визначення характеру середовища в розчинах солей. Гідроліз солей" 77
Лабораторна робота № 9 "Окисно-відновні реакції" 86
Лабораторна робота № 10 "Комплексні сполуки" 94
РОЗДІЛ 2. НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ 97
Лабораторна робота № 11 "Властивості s-елементів" 106
Лабораторна робота № 12 "Властивості p-елементів" 128
Лабораторна робота № 13 "Властивості d-елементів" 143
РОЗДІЛ 3. АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ 147
Лабораторна робота №14 "Вивчення якісних реакцій катіонів і аніонів" 162
Лабораторна робота № 15 "Кислотно-лужне титрування"… 176
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА 179
ДОДАТКИ 180