Міністерство освіти і науки України
Дніпровський державний аграрно-економічний університет

Кафедра хімії

С.В. Кравченко

ХІМІЯ

ПРАКТИКУМ

Дніпро
«Середняк Т.К.»
2026

УДК: 54(076.5)
К77

Кравченко Світлана Володимирівна
К77 Хімія. Практикум — Дніпро: Середняк Т.К., 2026, — 145 с.

ISBN 978-617-8923-74-7

Рекомендовано до друку вченою радою Дніпровського державного аграрно-економічного університету (протокол № 8 від 30.04.2026 р.)

Рецензенти:
Штамбург В. Г., доктор хімічних наук, професор
(ННІ «Український державний хіміко-технологічний університет Українського державного університету науки і технологій);
Ярчук І. І., доктор сільськогосподарських наук, професор
(Дніпровський державний аграрно-економічний університет);
Аніщенко А.О., кандидат хімічних наук, доцент
(Дніпровський національний університет імені Олеся Гончара).

Навчальний посібник призначений для здобувачів вищої освіти спеціальностей *Н2 «Тваринництво»*, *Н5 «Водні біоресурси та аквакультура»*. До посібника включено 12 лабораторних робіт, що містять понад 100 дослідів. До кожної лабораторної роботи додається теоретичний вступ, запитання і завдання для самоконтролю знань студентів.

© Кравченко С.В., 2024

ВСТУП

Практикум з хімії складено згідно з робочою програмою з навчальної дисципліна «Хімія» для здобувачів вищої освіти спеціальностей *Н2 «Тваринництво»* і *Н5 «Водні біоресурси та аквакультура»*.

Практикум призначений для проведення лабораторних занять, які є важливою складовою в курсі дисципліни «Хімія».

До кожної теми посібника подано теоретичний матеріал, приклади розв'язування задач і вправ, лабораторну роботу, питання та завдання для самоконтролю. Практикум містить довідниковий матеріал у таблицях додатків, який необхідний для розрахунків та відповідей при поясненні закономірностей протікання хімічних реакцій.

Під час виконання лабораторних дослідів у здобувачів формуються експериментальні навички самостійної роботи, а також уміння аналізувати та узагальнювати результати дослідів. Виконання лабораторного практикуму допоможе краще зрозуміти і якісно засвоїти теоретичний матеріал.

Придбані знання, уміння і навички будуть необхідні і для успішного вивчення наступних професійних дисциплін.

ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ

Виконання лабораторного практикуму є одним із найважливіших механізмів якісного засвоєння основ хімії. Аналіз та осмислення результатів експериментальних досліджень сприяють розумінню хімічних властивостей сполук та закономірностей хімічних процесів.

На початку лабораторної практики здобувачі вищої освіти повинні навчитися правилам, пов'язаним з безпекою під час роботи в хімічних лабораторіях. Готуючись до лабораторної роботи здобувачі повинні опрацювати теоретичний матеріал, ознайомитись з технікою та порядком виконання лабораторних дослідів.

Працювати треба акуратно, чітко дотримуючись інструкції. Для того, щоб уникнути невірних результатів, не поспішайте.

Загальні правила підготовки та проведення лабораторних робіт

1. Опрацювати теоретичний матеріал, що відноситься до даної лабораторної роботи.
2. Ознайомитись зі змістом лабораторної роботи і заповнити протокол в робочому журналі.
3. Переконатись в наявності необхідних для роботи реактивів, посуду, приладів.

4. Розпочати виконання лабораторних дослідів після одержання дозволу від викладача.

5. Працювати відповідно до інструкції.

6. При виконанні лабораторної роботи ретельно дотримуватися всіх правил техніки безпеки.

7. Записати в робочий журнал свої спостереження (зміна кольору, випадіння осаду, поява запаху, виділення газу, та інше).

8. Записати рівняння реакцій, що відбулися і зробити висновки.

9. Після того як роботу було завершено, необхідно прибрати робоче місце, вимити та здати одержаний хімічний посуд, реактиви та прилади лаборанту.

10. Оформлений протокол за вимогою викладача передати на перевірку.

ПОРЯДОК РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

1. Перед виконанням лабораторного практикуму студент повинен ознайомитися з правилами роботи в лабораторіях, інструкціями з безпеки праці та охорони праці.

2. Дозволяється входити в лабораторію лише з дозволу викладача (лаборанта).

3. У лабораторії дозволяється працювати тільки в захисному одязі (халаті).

4. Під час роботи обов'язково дотримуватися інструкцій щодо використання всього необхідного захисного обладнання. Робоче місце слід тримати в чистоті.

5. Розпочинати виконання лабораторного практикуму дозволяється лише після попередньої теоретичної підготовки, засвоєння матеріалу кожної теми з використанням відповідної літератури.

6. Хімічні реактиви, посуд, потрібні для роботи, повинні бути розміщені на лабораторних столах.

7. Забороняється куштувати реактиви на смак!

8. Забороняється їсти, пити воду з хімічного посуду, палити у приміщенні хімічної лабораторії.

9. Під час роботи з реагентами відповідні етикетки слід уважно читати.

10. Забороняється використовувати для досліджень брудний посуд.

11. Не нахиляйтеся над посудом, який нагрівається або був нагрітий, не направляйте отвір пробірки на себе або інших, які працюють у лабораторії під час нагрівання. Не дозволяється проводити лабораторні експерименти, які не включає дана лабораторна робота.

12. Не дозволяється також працювати або бути одному в лабораторії. Працюйте в лабораторії стоячи.

13. Коли ви нагріваєте розчин або суміш в пробірці, тримайте пробірку в злегка нахиленому положенні та спочатку прогрійте пробірку по всій довжині, а потім вже нагрівайте реакційну суміш. Нагрівання на відкритому полум'ї необхідно проводити якомога далі від легкозаймистих речовин.

14. Щоб відчути запах, ви повинні обережно рухати повітря до себе рукою від отвору пробірки. Працювати тільки зі справними приладами!

15. Після завершення роботи вимийте посуд, приберіть робоче місце та вимийте руки з милом. Студенти, які не засвоїли правила роботи з окремими приладами, а також правила техніки безпеки або свідомо їх порушують, до роботи в лабораторії не допускаються.

16. Слід пам'ятати, що точність, економність, охайність – гарантія успішного виконання лабораторного завдання.

РЕКОМЕНДАЦІЇ ЩОДО ОФОРМЛЕННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

1. Запишіть номер і назву лабораторної роботи
2. Запишіть обладнання та реактиви
3. Оформіть хід роботи: зазначте номер кожного досліду та його назву. Обов'язково наведіть послідовність виконання досліду, опишіть зміни, що відбувались; складіть рівняння відповідних хімічних реакцій, надайте пояснення. Приведіть назви продуктів реакції.
4. При необхідності заповніть таблиці, зробіть малюнки устаткування.
5. Сформулюйте і запишіть загальний висновок до лабораторної роботи.

РОЗДІЛ І. ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

Хімія – наука про речовини, їх властивості, склад, будову та перетворення.

Речовина – це вид матерії, що має певні хімічні і фізичні властивості за даних умов. Предметом вивчення хімії є речовина. Отже, хімія вивчає речовини та процеси перетворення речовин.

Молекула — найменша частинка речовини, що зберігає хімічні властивості даної речовини.

Атом — це найменша хімічно неподільна частинка хімічного елементу.

Хімічний елемент – сукупність атомів з однаковим зарядом ядра і номером у періодичній таблиці. На сьогодні відомо більше 110 елементів, приблизно 90 існують у природі, а інші отримані синтетичним шляхом.

Класифікація хімічних елементів

Хімічні елементи	За хімічними властивостями	метали	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.
		неметали	Галогени: F, Cl, Br, I, At Халькогени: O, S, Se, Te Інертні гази: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
	За будовою електронних рівнів		*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

Атомна одиниця маси (а.о.м.) **—** *це 1/12 частина маси ізотопу Карбону* ^{12}C.

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

Відносна атомна маса (Ar) – це фізична величина, яка дорівнює відношенню середньої маси атома всіх ізотопів даного елементу до атомної одиниці маси.

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

Відносна молекулярна маса речовини (Mr) **—** це фізична величина, що є відношеннєм середньої маси молекули речовини, враховуючи всі ізотопи елементів, до атомної одиниці маси.

Mr = ΣAr(елементів)

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

Моль — це кількість речовини, яка містить стільки структурних одиниць (атомів, молекул, йонів, електронів), скільки атомів міститься в *12 г* ізотопу ^{12}C.

Моль є одиницею кількості речовини. Один моль речовини містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частинок (атомів, молекул, йонів).

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

Молярна маса речовини — маса *1* моля речовини. Молярну масу визначають відношенням маси речовини (m) до кількості речовини (ν):

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

Вимірюється молярна маса в *кг/моль* або *г/моль*.

Молярна маса, виражена у *г/моль*, чисельно дорівнює відносній молекулярній масі речовини.

Відносні молекулярні та молярні маси деяких хімічних елементів

Формула речовини	*Mr*	*M*
K	*39*	*39 г/моль*
Zn	*65*	*65 г/моль*
N_2	*28*	*28 г/моль*
CO_2	*44*	*44 г/моль*
H_2S	*34*	*34 г/моль*

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

За електронною будовою хімічні елементи поділяють на родини:

– *s*-елементи: останнім заповнюється електронами *s*-підрівень зовнішнього енергетичного рівня. Це елементи головних підгруп *I* і *II* групи періодичної системи і Гелій;

– *p*-елементи: останнім заповнюється електронами *p*-підрівень зовнішнього рівня. Це елементи головних підгруп *III*-*VIII* груп.

– *d*-елементи: останнім заповнюється електронами *d*-підрівень. Елементи даної родини утворюють чотири декади, розміщуються між *s*- і *p*-елементами. Їх називають перехідними, це елементи побічних підгруп.

– *f*-елементи: останнім заповнюється електронами *f*-підрівень. До родини відносяться лантаноїди і актиноїди.

Елементи *d*-родини містять на зовнішньому енергетичному рівні *1–2* електрони, тобто невелику кількість, що притаманно металам. Ці елементи виявляють металічні властивості.

Номер періода в періодичній системі вказує на кількість енергетичних рівнів в атомі елемента, що заповнюються електронами.

Період – це горизонтальний ряд хімічних елементів, розташованих в порядку зростання заряда ядра атома. Періодів в сучасній періодичній системі вісім. Періоди поділяють на малі і великі. До малих відносяться перший, другий і третій періоди. Великі періоди – це четвертий, п'ятий, шостий, сьомий. Восьмий період є незавершеним.

Група – це вертикальний стовпчик елементів. Кожна група поділяється на головну і побічну. Груп також вісім. Головні підгрупи містять елементи і малих, і великих періодів. Елементи ж побічних підгруп є елементами тільки великих періодів.

Періодична система Д. І. Менделєєва є класифікацією хімічних елементів за електронною будовою їх атомів.

Сучасне формулювання **періодичного закону**:

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

Фізичний зміст періодичного закону полягає в тому, що періодично повторюється електронна будова атомів, і періодично повторюються властивості елементів.

У кожній підгрупі розташовано хімічні елементи з однаковою будовою зовнішнього енергетичного рівня.

Розподіл груп на підгрупи обумовлений різним порядком заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів. Для більшості елементів головних підгруп номер групи вказує на вищу валентність.

Будова зовнішніх енергетичних рівнів хімічних елементів

Періоди	Ряди	Групи 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*	$7s^1$	$7s^2$	$6d^1$	$6d^2$	$6d^3$	$6d^4$	$6d^5$	$6d^{6-8}$

Будова атома обумовлює наступні закономірності:

– в періоді зліва вправо послаблюються металічні і посилюються неметалічні властивості;

– в межах підгрупи з підвищенням порядкового номера металічні властивості стають сильнішими, тоді як неметалічні – слабшими;

– останнім елементом кожного періоду є інертний газ, зовнішній рівень має будову (ns^2np^6);

Під час хімічних реакцій склад атомних ядер не змінюється. Зміни відбуваються в будові зовнішніх електронних оболонок атомів.

ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

1. Укажіть кількість нейтронів і протонів в ядрі атома елемента з порядковим номером в періодичній системі *16?*

Розв'язування. Відносна атомна маса елемента *№ 16* становить *32*.

Кількість протонів у ядрі дорівнює порядковому номеру елемента. Отже, протонів *16*.

Із формули для визначення масового числа $A=Z+N$ виразимо кількість нейтронів, $N=A-Z$. Підставимо значення: $N=32-16=16$.

В ядрі атома даного елемента *16* протонів, *16* нейтронів.

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

Розв'язування. Кількість протонів $Z=24$. Кількість електронів дорівнює кількості протонів у ядрі, тобто *24*.

Число нейтронів у ядрі знаходимо із формули $A=Z+N$, $N=52-24=28$.

3. Поясніть, що є спільного в нуклідах $^{39}_{19}K$; $^{40}_{19}K$; $^{41}_{19}K$?

Розв'язування.

Дані ізотопи мають однакову кількість протонів і електронів.

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

Розв'язування.

Позитивно заряджений йон утворюється, коли нейтральний атом віддає електрони. Електронна формула Mg^{2+}: $1s^22s^22p^6$.

Негативно заряджений йон утворюється, коли атом приймає електрони.

Електронна формула S^{2-}: $1s^22s^22p^63s^23p^6$.

5. Запишіть електронну формулу елемента, у якого в атомі на *3d*-підрівні розміщено шість електронів. Який це елемент? Охарактеризуйте його положення в періодичній системі.

Розв'язування. Заповнення *3d*-підрівня відбувається після заповнення *4s*-підрівня. Складемо електронну формулу:

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

Загальна кількість електронів у атомі *26*. З цього робимо висновок, що елемент має порядковий номер в періодичній системі *26*. Відповідно, це елемент Ферум. Ферум знаходиться в *4* періоді, восьмій групі, належить до *d*-елементів.

6. На прикладі елементів Літію і Натрію поясніть, чому властивості хімічних елементів періодично повторюються.

Розв'язування. В періодичній системі відбувається періодично повторення електронної структури атомів елементів. Це можемо спостерігати у атомів Літію і Натрію:

${}_3Li\ 1s^2 2s^1$; ${}_{11}Na\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Дані елементи містять на зовнішньому енергетичному рівні один неспарений електрон. Літій і Натрій є сильними металами.

7. Запишіть електронну формулу елемента, що має порядковий номер *12* в періодичній системі.

Розв'язування. Даний елемент – Магній. Електронна формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

Тестові завдання

1. Укажіть рядок, що містить назви лише *s*-елементів:

1) Калій, Гідроген, Барій

2) Натрій, Кальцій, Карбон

3) Ферум, Йод, Гелій

4) Бор, Гідроген, Магній

2. Укажіть елемент, атом якого має в зовнішньому електронному шарі 6 електронів:

1) Cl

2) S

3) Si

4) Al

3. Укажіть кількість нейтронів у ядрі атома нукліда ${}^{37}Cl$:

1) 26

2) 20

3) 30

4) 35

4. Укажіть елемент, атом якого має однакову з йоном Br^- будову зовнішнього електронного шару:

1) Ar
2) Kr
3) Cl
4) S

5. Укажіть елемент, який утворює оксид з вищою валентністю *IV*:

1) Сульфур
2) Манган
3) Карбон
4) Флуор

6. Укажіть кількість *d*- електронів в атомі Купруму:

1) 9
2) 10
3) 8
4) 7

7. Укажіть кількість *s*- електронів в атомі Хрому:

1) 6
2) 8
3) 7
4) 9

8. Укажіть електронну родину елементів, до якої належать Натрій і Кальцій:

1) s-елементи
2) p-елементи
3) d-елементи
4) f-елементи

9. Укажіть, чим кількісно різняться атоми нуклідів Оксигену ^{16}O і ^{18}O:

1) зарядом ядра
2) кількістю протонів
3) кількістю нейтронів
4) кількістю електронів

10. Укажіть елемент, атом якого найлегше віддає електрони:

1) K
2) Ba

3) Li
4) Fr

11. Укажіть пару йонів з однаковою електронною конфігурацією зовнішнього електронного шару:
1) Ca^{2+} *і* Na^{+}
2) S^{2-} *і* K^{+}
3) Na^{+} *і* I^{-}
4) Cl^{-} *і* Li^{+}

12. Укажіть електронну конфігурацію зовнішнього електронного шару елемента, вищий оксид якого відповідає формулі E_2O_5:
1) $...3s^23p^4$
2) $...4s^24p^3$
3) $...2s^22p^2$
4) $...4s^23p^5$

13. Нукліди Купруму з нуклонними числами *63* і *65*:
1) мають різну кількість електронів
2) мають різну кількість протонів
3) мають однакову кількість нейтронів
4) мають однакову кількість електронів

14. Укажіть сумарну кількість протонів і електронів у йоні, утвореному атомом Натрію:
1) 24
2) 21
3) 22
4) 19

15. Кількість енергетичних рівнів визначає належність елемента до:
1) головної підгрупи
2) побічної підгрупи
3) певної підгрупи
4) відповідного періоду

16. Укажіть найвищу валентність елемента з протонним числом 53:
1) V
2) VI
3) VII
4) VIII

17. Елемент *E* утворює вищий оксид складу EO_2, а також відповідну кислоту. Укажіть формулу цієї кислоти:

1) H_2EO_3

2) HEO_4

3) H_2EO_4

4) H_3EO_4

18. В ряду *I–Br–Cl–F*

1) Неметалічний характер елементів і хімічна активність відповідних простих речовин спадає

2) Неметалічний характер елементів і хімічна активність відповідних простих речовин зростає

3) Неметалічний характер елементів посилюється, а хімічна активність відповідних простих речовин спадає

4) Неметалічний характер елементів спадає, а хімічна активність відповідних простих речовин зростає

19. Елемент *IV* періоду утворює вищий оксид складу EO_3 . Укажіть формулу леткої сполуки з Гідрогеном елемента *E:*

1) CH_4

2) SiH_4

3) H_2Se

4) PH_3

20. Укажіть місце елемента в періодичній системі за його електронною формулою $3s^23p^63d^34s^2$*:*

1) четвертий період, *II* група, побічна підгрупа

2) четвертий період, *IV* група, головна підгрупа

3) четвертий період, *V* група, побічна підгрупа

4) третій період, *IV* група, головна підгрупа

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

Будова атома

Обладнання: *штатив з пробірками, пробіркотримач, сірники, пальник.*

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

розчини: калій йодиду, калій броміду, хлоридної та нітратної кислот; фенолфталеїн, бромна та хлорна вода, дистильована вода.

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

1). Налийте у дві пробірки дистильовану воду, у пробірки помістіть невеличкі шматочки натрію і алюмінію. Пробірку з алюмінієм нагрійте. Перевірте за допомогою індикатора, чи відбулись реакції. Порівняйте активність металів в реакції з водою і зробіть висновок, як змінюються металічні властивості в періоді.

2). У дві пробірки налийте розчин нітратної кислоти. У першу пробірку додайте шматочок цинку, у другу – міді. Складіть рівняння реакції.

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

У пробірку налийте *1 мл* розчину калій йодиду, додайте бромну воду. У іншу пробірку налийте розчин калій броміду і додайте хлорну воду. Зробіть висновок про зміну неметалічних властивостей в групах.

ПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Вкажіть кількість нейтронів у ядрах атомів: ^{24}Mg, ^{25}Mg, ^{26}Mg; ^{35}Cl, ^{37}Cl; ^{3}He, ^{4}He; ^{16}O, ^{17}O, ^{18}O.
2. Опишіть склад ядер атомів Натрію, Алюмінію, Фосфору.
3. Ядро атома якого елементу не містить нейтронів?
4. Масове число деякого елементу *31*, кількість нейтронів *16*. Який це елемент?
5. Зовнішній енергетичний рівень деякого елементу має будову $3d^54s^2$. Укажіть порядковий номер елементу. Охарактеризуйте положення елементу в періодичній системі.
6. Запишіть електронні і електронно-графічні формули для елементів: *Si, S, V, Zn, As.*
7. Яким елементам відповідають наступні електронні конфігурації?
   а) $1s^22s^22p^63s^1$
   б) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^4$
   в) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4s^2$
8. Порівняйте радіуси атомів:
   а) *Na* і *K*; б) *K* і *Ca*.
9. Серед наведених атомів оберіть ті, що мають *20* нейтронів в ядрах. $^{30}_{13}P$; $^{32}_{16}S$; $^{40}_{20}Ca$; $^{51}_{23}V$; $^{65}_{30}Zn$, $^{80}_{35}Br$, $^{39}_{19}K$.
10. Знайдіть середню відносну атомну масу Купруму, якщо відомо два його ізотопи ^{63}Cu; ^{65}Cu. У природній міді молярні частки ізотопів *73%* і *27%*, відповідно.
11. Поясніть, чому властивості елементів змінюється періодично.

2. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Ковалентний зв'язок. Формування молекул з атомів супроводжується вивільненням енергії, оскільки за звичайних умов молекулярний стан є більш стабільним у порівнянні з атомним. Теорія будови атомів пояснює процес утворення молекул і природу хімічного зв'язку.

Якщо кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні максимальна, такий рівень називається завершеним. Завершені рівні відрізняються особливою міцністю. Такі рівні мають атоми інертних газів: у Гелію на зовнішньому рівні міститься два електрони (s^2), тоді як у інших - по вісім електронів (ns^2np^6). Зовнішні енергетичні рівні інших елементів є незавершеними й під час хімічної взаємодії вони можуть бути заповнені.

Неспарені електрони зовнішніх енергетичних рівнів (валентні електрони) приймають участь в утворенні хімічних зв'язків. Хімічний зв'язок має електронну природу, але механізми його виникнення різняться. Відзначають три основних типи хімічного зв'язку: ковалентний, йонний та металічний.

Розглянемо утворення молекули водню:

$$H+H=H_2;\ \Delta H= -436\ кДж/моль.$$

Ядро атома Гідрогену оточене сферичною електронною хмарою, сформованою *1s*-електроном. Коли два атоми Гідрогену в результаті наближення опиняються на певній відстані, відбувається часткове перекриття їх *s*-орбіталей. Це призводить до формування молекулярної двоелектронної хмари між центрами обох ядер, яка має максимальну щільність електронного заряду у проміжку між ядрами. Таким чином, ковалентний зв'язок виникає внаслідок перекриття електронних хмар атомів. При утворенні спільної пари електронів між двома атомами водню кожен з них досягає конфігурації електронів інертного газу гелію: $H\cdot + \cdot H \rightarrow H : H$.

Хімічний зв'язок у молекулі хлору також утворюється за рахунок неспарених електронів кожного атома. Неспарені електрони формують спільну пару електронів. Відбувається перекриття *p*-орбіталей.

$Cl\cdot + \cdot Cl \rightarrow Cl : Cl$.

Отже, у молекулі хлору кожен його атом має стійкий стан з восьми електронів (s^2p^6), де два з них (електронна пара) належать однаковим чином обом атомам. Під час утворення ковалентного зв'язку може формуватись одна, дві або три спільні пари електронів. Зв'язок, утворений однією парою електронів, називається *одинарним*. Якщо виникає дві або три спільні пари електронів між атомами, такий зв'язок називається кратним (*подвійним* або *потрійним* відповідно).

Одинарний зв’язок вказують за допомогою однієї риски, подвійний – дві риски, потрійний – три риски. Позначаючи зв’язки, можна відображати структурні формули молекул:

$F – F$ (одинарний зв'язок);

$O = O$ (подвійний зв'язок);

$N \equiv N$ (потрійний зв'язок).

В молекулі азоту між атомами Нітрогену є потрійний зв’язок. Потрійний зв'язок міцніший, ніж подвійний і одинарний, при його утворенні виділяється більша кількість енергії. Тому молекула азоту є дуже міцною, і азот досить стійкий до хімічних перетворень.

Таким чином, ***ковалентним*** *вважається зв'язок, який формується за допомогою однієї або декількох спільних пар електронів.*

Існує також альтернативний механізм утворення ковалентного зв’язку — *донорно-акцепторний.* У цьому випадку хімічний зв’язок виникає за рахунок неподільної пари електронів одного атома і вільної орбіталі іншого.

Той атом, який надає свою неподілену електронну пару, називається *донором*, а той атом, який приймає цю пару електронів на свою вільну орбіталь, називається *акцептором*. Такий спосіб утворення ковалентного з'єднання називається донорно-акцепторним або координаційним.

Характеристики ковалентного зв’язку включають його довжину, енергію, насичуваність і напрямленість. Довжина зв’язку визначається як відстань між ядрами атомів. Міцність хімічного зв’язку тим більше, чим менша його довжина. Довжину вимірюють у нанометрах (*нм*), тобто 10^{-9} *м*.

Енергія зв’язку визначається як кількість енергії, необхідна для розщеплення певного хімічного зв'язку або це та кількість енергії, яка виділяється при утворенні зв’язку. Вона вимірюється в кілоджоулях на один моль речовини (*кДж/моль*).

При збільшенні кратності зв’язку, енергія також зростає. Наприклад, енергія зв’язку в молекулі H_2 *(Н–Н)* становить *435 кДж/моль*, а в молекулі азоту N_2 *(N≡N) – 940 кДж/моль*.

Термін "*насиченість*" відноситься до здатності атомів формувати обмежену кількість ковалентних зв’язків. Насиченість обумовлює певний склад молекул *(H_2, H_2O, CH_4, Cl_2).*

Напрямленість ковалентного зв'язку впливає на просторову структуру молекул (їх геометрію та форму). Всі електронні хмари, крім *s*-орбіталей, мають певну напрямленість в просторі. Ковалентний зв'язок виникає у напрямку максимального перекривання електронних орбіталей взаємодіючих атомів.

Залежно від способу перекриття орбіталей розрізняють σ і π – зв’язки.

Якщо ділянка перекриття орбіталей знаходиться на лінії, що з'єднує ядра атомів, це є σ-зв'язок. Якщо ж перекриття орбіталей відбувається далеко від ядер, по обидва боки від лінії, що з'єднує ядра атомів, таке перекриття називається π- зв'язок.

Йонний зв'язок. Розглянемо утворення молекули натрій хлориду *NaCl*. Атоми Натрію і Хлору значно відрізняються за електронегативністю. З електронних конфігурацій *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 неповними зовнішніми електронними рівнями. Для завершення зовнішнього рівня атому Натрію легше віддати *1* електрон, ніж приєднати *7*. Атому Хлору легше приєднати *1* електрон, ніж віддати *7*, щоб набути стійкого стану. Під час хімічних реакції атом Натрію віддає *1* електрон, а атом Хлору приєднує його:

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

Електронна оболонка атома Натрію перетворюється при цьому на стійку оболонку атома інертного газу Неону – $1s^2 2s^2 2p^6$, а оболонка атома Хлору – на оболонку атома інертного газу Аргону – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Між йонами Na^+ і Cl^- виникають сили електростатичного притягання, які призводять до утворення сполуки NaCl.

Йонним називається зв'язок, утворений в результаті електростатичної взаємодії протилежно заряджених йонів. Сполуки цієї природи є *гетерополярними* або *йонними*.

На відміну від ковалентного зв'язку йонний характеризується *ненапрямленістю* і *ненасичуваністю*: кожен йон може притягувати протилежно заряджені йони в будь-якому напрямі. Такі сполуки складаються з йонів і формують тверді тіла з йонною кристалічною решіткою. В структурі кристалічної ґратки кожен йон максимально оточений протилежно зарядженими йонами. Йонні сполуки зазвичай утворюються між атомами елементів із значними різницями в їхній електронегативності — наприклад між металами *I* та *II* групи головних підгруп з неметалами *VI* та *VII* групи головних підгруп.

У випадку *Na–Cl* загальна електронна пара повністю переміщена до атому Хлору — це можна розглядати як передачу електрона від Натрію до Хлору. Проте для більшості сполук характерним є накладання різних типів зв'язків.

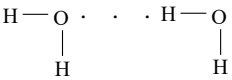
Металічний зв'язок. Характерний для металів у твердому і рідкому стані. В газоподібному стані атоми металів з'єднуються через ковалентні зв'язки. Для металів характерно те, що на зовнішньому енергетичному рівні є невелика кількість електронів і надлишок вакантних орбіталей. Коли атоми зближаються, їх вільні орбіталі перекриваються. Атоми металів віддають свої

валентні електрони. Електрони переміщуються по вільних орбіталях, забезпечуючи стабільність всіх атомів у металічній решітці.

Такий тип хімічного зв'язку називається ***металічним*** *зв'язком.*

Хімічний зв'язок у металах є делокалізованим. Всі віддані електрони формують так званий *«електронний газ»*, який рухається по всій масі металевого тіла в цілому залишаючи його нейтральним за зарядом.

Водневий зв'язок. Водневий зв'язок виникає між атомами Гідрогену й атомами сильно електронегативних елементів (Флуор, Оксиген, Нітроген, Хлор, Сульфур) різних молекул однієї речовини. Це *міжмолекулярний* водневий зв'язок. Механізм утворення даного зв'язку являє собою донорно-акцепторну взаємодію. Атом Гідрогену маленького розміру і здатен проникати в електронні оболонки інших атомів, він відтягує на себе пару електронів електронегативного елементу від іншої молекули сполуки. Водневий зв'язок позначають трьома крапочками. Він набагато слабкіший від ковалентного зв'язку (у 15 – 20 разів). Наприклад, утворення димерів води:



Водневі зв'язки обумовлюють асоціацію молекул багатьох сполук. Це значно впливає на фізичні властивості сполук. Так для асоціатів характерно підвищення температур плавлення, кипіння, зміна розчинності. Зустрічаються випадки, коли водневий зв'язок утворюється між атомами однієї молекули. Такий тип зв'язуваня атомів називається *внутрішньомолекулярним* водневим зв'язком. Найчастіше виникає в молекулах органічних речовин.

ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

1. Який тип гібридизації орбіталей Карбону в метані?

Розв'язування. Карбон в сполуці метан має валентність *IV*. Це відповідає збудженому стану атома ($_6C^*$). Електронна формула: $1s^2 2s^1 2p^3$. Орбіталі зовнішнього енергетичного рівня (одна *s*- орбіталь і *3 p*-орбіталі) гібридизуються з утворенням чотирьох нових орбіталей, які називаються sp^3-гібридизованими. Це тип гібридизації sp^3.

2. За допомогою якого типу хімічного зв'язку пов'язані атоми в молекулах H_2, Cl_2, HCl?

Розв'язування.

1) В молекулі водню ковалентний неполярний зв'язок:

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

2) В молекулі хлору ковалентний неполярний зв'язок:

$$Cl\cdot + \cdot Cl \rightarrow Cl : Cl$$

3) В молекулі хлородню ковалентний полярний зв'язок:

$H\cdot + \cdot Cl \rightarrow H : Cl$

3. За допомогою якого типу хімічного зв'язку пов'язані атоми в молекулах: 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. Поясніть, як змінюється міцність хімічного зв'язку в сполуках *HF, HCl, HBr, HI*.

Розв'язування. На міцність зв'язку впливає довжина зв'язку. Елементи Флуор, Хлор, Бром, Йод є елементами *VII* групи головної підгрупи. Від Флуору до Йоду відбувається збільшення номеру періоду, а відповідно число енергетичних рівнів збільшується, що призводить до зростання радіуса атома елемента. Із зростанням радіуса атома збільшується довжина зв'язку. З цього робимо висновок, що міцність сполук від Флуору до Йоду буде зменшуватись.

Тестові завдання

1. Укажіть тип хімічного зв'язку в речовині, формула якої *KI:*

1) йонний

2) ковалентний полярний

3) ковалентний неполярний

4) металічний

2. Укажіть формулу речовини з полярним ковалентним зв'язком:

1) $NaBr$

2) KCl

3) O_2

4) CO_2

3. Укажіть формулу молекули, між атомами якої існує ковалентний неполярний зв'язок:

1) H_2

2) H_2S

3) HCl

4) $NaCl$

4. Укажіть формулу молекули, між атомами якої існує подвійний ковалентний зв'язок:

1) O_2

2) H_2

3) N_2

4) SO_2

5. Укажіть групу атомів, які можуть утворювати лише позитивно заряджені йони:

1) Ba, Na, Ca

2) Na, P, Mg

3) I, K, Li

4) H, Br, F

6. Укажіть тип зв'язку в речовині, формула якої $MgCl_2$:

1) ковалентний неполярний

2) ковалентний полярний

3) йонний

4) водневий

7. Укажіть групу атомів, які можуть утворювати лише негативно заряджені йони:

1) Mg, Ba, Br

2) Br, O, Cl

3) S, Cs, F

4) C, I, K

8. Укажіть, до якого елемента зміщені спільні електронні пари в молекулі SO_3:

1) до Сульфуру, оскільки його електронегативність вища, ніж у Оксигену

2) до Сульфуру, оскільки його електронегативність нижча, ніж у Оксигену

3) до Оксигену, оскільки його електронегативність вища, ніж у Сульфуру

4) до Оксигену, оскільки його електронегативність нижча, ніж у Сульфуру

9. Укажіть формулу речовини, для якої характерний міжмолекулярний водневий зв'язок:

1) CH_4

2) H_2

3) CaO

4) C_2H_5OH

10. Укажіть пару речовин, для яких характерний міжмолекулярний водневий зв'язок:

1) PH_3, K_2O

2) PCl_3, CO_2

3) H_2O, CH_3COOH

4) $NaCl$, Al_2O_3

11. Укажіть кількість електронів, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків у молекулі CH_4:

1) 8
2) 9
3) 10
4) 11

12. Укажіть кількість *p*-електронів, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків у молекулі PH_3:

1) 2
2) 4
3) 3
4) 6

13. Металічний зв'язок утворює елемент з електронною конфігурацією атома:

1) $...4s^24p^6$
2) $...3s^2$
3) $...1s^1$
4) $...3s^23p^1$

14. Укажіть кількість *s*-електронів, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків у молекулі $ZnCl_2$:

1) 2
2) 3
3) 4
4) 5

15. Укажіть тип хімічного зв'язку в сполуці, утвореній хімічними елементами з протонними числами *6* і *8:*

1) ковалентний неполярний
2) ковалентний полярний
3) йонний
4) водневий

16. Проаналізуйте твердження і вкажіть правильні:

1. Речовини з йонним типом кристалічної ґратки відзначаються незначною твердістю.
2. Речовини з молекулярним типом кристалічної ґратки відзначаються леткістю.

3. Речовини з молекулярним типом кристалічної ґратки відзначаються значною твердістю.

1) правильне перше твердження

2) всі твердження неправильні

3) правильне друге твердження

4) правильне третє твердження

17. Хімічний зв'язок у молекулі PH_3 утворюється за рахунок перекриття:

1) s- орбіталей атомів Гідрогену і двох *s*- орбіталей атома Фосфору

2) s-орбіталей атома Гідрогену і трьох *s*-орбіталей атома Фосфору

3) трьох *s*-орбіталей атома Нітрогену і *p*-орбіталей атома Фосфору

4) s-орбіталей трьох атомів Гідрогену і трьох *p*-орбіталей атома Фосфору

18. Укажіть тип хімічного зв'язку в сполуці, утвореній хімічними елементами з порядковими номерами *11* і *17:*

1) ковалентний неполярний

2) ковалентний полярний

3) йонний

4) водневий

19. Спільним у будові йонів Na^+ і F^- є:

1) кількість протонів

2) кількість електронів

3) кількість нейтронів

4) кількість протонів і нейтронів

20. Укажіть тип хімічного зв'язку в речовині, формула якої NO_2*:*

1) йонний

2) ковалентний полярний

3) ковалентний неполярний

4) донорно-акцепторний

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

Хімічний зв'язок і властивості речовин

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

Реактиви: *порошкоподібні: натрій хлорид, натрій бромід, натрій йодид; розчини: аргентум нітрату (конц.), калій йодиду, калій броміду, калій хлориду,*

калій флуориду, хлоридної кислоти, амоній гідроксиду; концентрована сульфатна кислота, дистильована вода.

Дослід 1. **Порівняння міцності ковалентних зв'язків у галогеноводнях**

Порошкоподібні натрій хлорид, натрій бромід, натрій йодид помістіть у три пробірки. В кожну пробірку додайте по *2–3* краплі концентрованої сульфатної кислоти. Зробіть висновок, які галогеноводні легше вступають в окисно-відновну реакцію з сульфатною кислотою. Зв'язок в якому галогеноводні є більш міцним?

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

До розчинів калій йодиду, калій броміду, калій хлориду та калій флуориду, що попередньо налили в окремі пробірки, додайте розчин арґентум нітрату. У якому випадку утворились осади, зазначте їх колір. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

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

До розчину хлоридної кислоти додайте розчин амоній гідроксиду. Напишіть рівняння реакції, як називається сіль, що утворилась. Вкажіть тип хімічного зв'язку в катіоні амонію. Запишіть рівняння реакції у газовій фазі між хлороводнем і амоніаком.

ПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Які валентності можуть виявляти Нітроген, Сульфур, Хлор?
2. Зовнішній енергетичний рівень елементу має будову $3s^2 4p^4$. Назвіть даний елемент.
3. Для сполук N_2, H_2, HCl запишіть електронні формули.
4. Чому дорівнює кратність хімічного зв'язку, якщо зв'язок між двома атомами утворився за участю:
   а) двох електронів;
   б) чотирьох електронів;
   в) шести електронів?
5. Серед сполук: H_2S; CH_4; PH_3; HCl; NH_3; H_2O оберіть сполуку, в якій зв'язок найбільш полярний.
6. Наведіть приклади сполук, коли атоми одного елемента приймають участь в утворенні різних типів хімічного зв'язку.
7. Які типи зв'язків є у таких молекулах: NaF, Li_2O, K_2CO_3, H_2O, Br_2.
8. Серед сполук: NaI, $NaBr$, CsI укажіть сполуку з найбільш полярним і з найменш полярним зв'язком.
9. Складіть електронно-графічну формулу: атома Калію, атома Купруму, йонів: Ca^{2+}, Cl^-, Cr^{3+}.

10. Поясніть, чому для Кальцію не характерна валентність *III*, для Фосфору – *VI*, для Нітрогену – *V*?
11. Чому дорівнює валентний кут в молекулі води?
12. Покажіть, за участю яких орбіталей відбувається утворення зв'язків в молекулах:
    а) F_2; б) HF; в) H_2S; г) PH_2.

3. КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

До основних класів неорганічних сполук відносяться оксиди, кислоти, основи, солі.

Оксидами називають сполуки елемента з Оксигеном, в яких Оксиген має ступінь окиснення *-2*.

Оксиди поділяються на несолетворні та солетворні. До несолетворних оксидів відносяться *NO, CO, N_2O*.

Оксиди, що утворюють солі, можуть бути додатково поділені на кислотні, основні та амфотерні. *Кислотні оксиди* включають 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 відомі як ангідриди їх відповідних кислот. *Основні оксиди* – це виключно оксиди металів нижчої або основної валентності: *Na_2O, MgO, FeO*.

Амфотерні оксиди мають характерну подвійну природу і можуть виявляти як кислотні, так і основні властивості. До амфотерних оксидів належать *ZnO, Al_2O_3, Cr_2O_3*.

Основи *(гідроксиди)* - це сполуки металів з гідроксильними групами. У розчинах основи дисоціюють на йони металу та йони гідроксилу *OH^-*.

Луги – це ті основи, які розчиняються у воді. Виділяють моно-, ді- або полікислотні основи. Дана класифікація заснована на кількості гідроксильних груп, що можуть бути заміщені на кислотні залишки: *KOH, $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_3$*.

Багатокислотні основи 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 мають як кислотну, так і основну природу. Вони реагують з кислотами як основи і з основами як кислоти. Взаємодія амфотерних гідроксидів можлива тільки з сильними кислотами та лугами. Існує дві форми запису складу амфотерних гідроксидів: *$Al(OH)_3$* – алюміній гідроксид, *H_3AlO_3* – ортоалюмінатна кислота.

Кислоти – це сполуки, які містять атоми Гідрогену, що здатні заміщуватись на йони металів. Кислоти поділяються на одно-, дво- та

багатоосновні. Під час дисоціації у водних розчинах кислоти утворюють йони Гідрогену та йони кислотних залишків:

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

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

Солі – кристалічні речовини, що є продуктами повного або часткового заміщення атомів Гідрогену кислоти йонами металів або гідроксильних груп основи кислотним залишком.

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

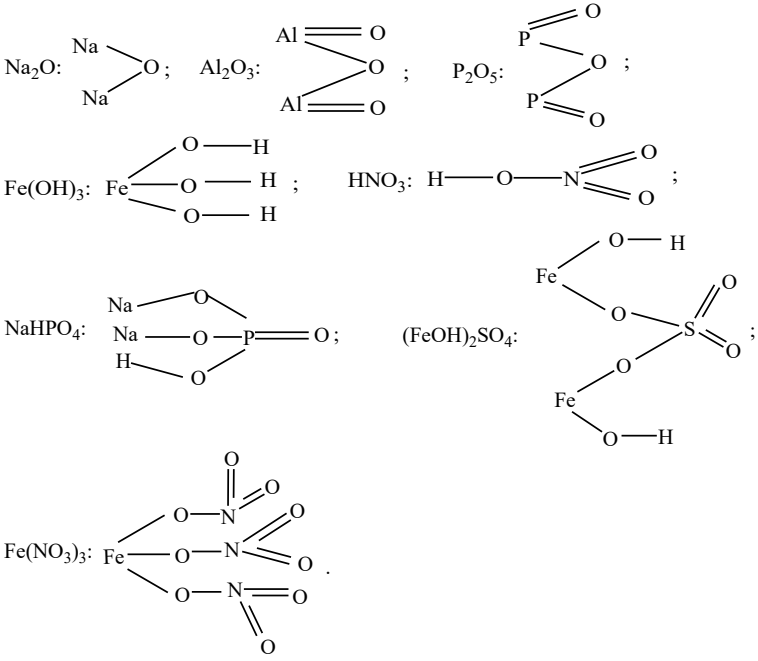
Середні солі – продукт повного заміщення Гідрогену кислоти металом або гідроксильних груп основи кислотним залишком: Na_2SO_4; $CuCl_2$.

Кислі солі – продукт неповного заміщення Гідрогену кислоти йонами металів: Na_2HPO_4, $NaHSO_4$.

Основні солі – продукт неповного заміщення гідроксильних груп основ кислотним залишком: $Fe(OH)SO_4$; $(CuOH)_2SO_4$; $Al(OH)_2Cl$; $Ni(OH)NO_3$; $Al(OH)SO_4$.

ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

1. За допомогою графічних формул поясніть будову речовин:
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.



2. Серед наведених сполук укажіть оксиди, які взаємодіють з водою: *CaO, Na_2O, SiO_2, CuO, P_2O_5, CrO_3.*

Розв'язування. З наведених оксидів не взаємодіють з водою SiO_2 та *CuO*. Інші оксиди, а це оксиди лужних металів та кислотні оксиди, будуть взаємодіяти:

$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$;

$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$;

$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$;

$CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2CrO_4$.

3. Які з наведених сполук можуть взаємодіяти одна з одною: *LiOH, $Ba(OH)_2$, $Be(OH)_2$, $Cu(OH)_2$?*

Розв'язування.

$2\ LiOH + Be(OH)_2 \rightarrow Li_2BeO_2 + 2\ H_2O$;

$Ba(OH)_2 + Be(OH)_2 \rightarrow BaBeO_2 + H_2O$.

4. Запропонуйте способи одержання кислот: *HBr, H_3PO_4.*

Розв'язування.

Способи одержання бромідної кислоти:

$H_2 + Br_2 \rightarrow 2\ HBr$;

$2\ NaBr + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ HBr$.

Способи одержання ортофосфатної кислоти:

$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2\ H_3PO_4$;

$Ca_3(PO_4)_2 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow 3\ CaSO_4 + 2\ H_3PO_4$.

5. Вкажіть тип даних солей: *$Mn(NO_3)_2$, $CuSO_4$, $(ZnOH)_2SO_4$, $NaHSO_4$, $FeOHCl_2$, MgOHCl, K_2HPO_4.*

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.*

Тестові завдання

1. Укажіть групу речовин, яка містить лише основні оксиди:

1) SO_2, FeO, CaO

2) CO_2, Na_2O, MgO

3) FeO, CO_2, P_2O_5

4) BaO, FeO, CaO

2. Визначте, до якого класу неорганічних сполук належить неорганічна речовина *X*, що бере участь у реакціях за схемою: $Al_2O_3 \rightarrow X \rightarrow Al(OH)_3$:

1) основний оксид

2) сіль
3) кислота
4) основа

3. Укажіть хімічну формулу основного оксиду:
1) CO_2
2) SO_2
3) CaO
4) Al_2O_3

4. Укажіть метал, який витісняє кадмій з розчину кадмій нітрату:
1) залізо
2) нікель
3) мідь
4) срібло

5. Укажіть формулу речовини, яка належить до кислотних оксидів:
1) BaO
2) K_2O
3) Fe_2O_3
4) N_2O_5

6. Укажіть формулу речовини, яка належить до несолетворних оксидів:
1) CO_2
2) Li_2O
3) CO
4) ZnO

7.Укажіть речовини, з якими може реагувати розбавлена сульфатна кислота:
1) Cu, CuO
2) $Pt, PtCl_2$
3) $Mn, MnCO_3$
4) Hg, HgO

8. Укажіть групу речовин, яка містить тільки сильні кислоти:
1) H_2SO_4, H_2CO_3
2) H_2CO_3, H_2S
3) HCl, H_2SO_4
4) H_3PO_4, HCl

9. Укажіть групу речовин, які взаємодіють з купрум*(II)* нітратом:

1) Zn, $AgNO_3$, KOH

2) NaOH, Zn, Mg

3) $FeCl_3$, Ag, K_2O

4) KOH, HCl,H_2O

10. Укажіть групу речовин, яка містить лише формули амфотерних оксидів:

1) SiO_2, Cu_2O

2) K_2O, BeO

3) Al_2O_3, ZnO

4) MgO, CO_2

11. Укажіть хімічну формулу оксиду, який під час взаємодії з водою утворює луг:

1) NO

2) FeO

3) CuO

4) Li_2O

12. Укажіть формулу оксиду, який не реагує з водою:

1) CuO

2) SO_2

3) P_2O_5

4) CaO

13. Укажіть формулу сильної, оксигеновмісної, двоосновної кислоти:

1) HClO

2) H_2SO_4

3) HNO_3

4) H_3PO_4

14. Укажіть групу речовин, яка містить лише безоксигенові одноосновні кислоти:

1) H_2CO_3, H_2SO_3

2) H_2SeO_3, HNO_3

3) H_2S, H_2Se

4) HCl, HBr

15. Укажіть молярну масу кристалічної соди:

1) 106 г/моль

2) 155 г/моль
3) 286 г/моль
4) 206 г/моль

16. Укажіть основу, яка реагує з алюміній сульфатом у розчині:
1) $Cu(OH)_2$
2) $Ba(OH)_2$
3) CuO
4) BaO

17. Визначте речовину, розчин якої потрібно додати до розчину натрій ортофосфату, щоб одержати натрій нітрат:
1) калій нітрат
2) нітратна кислота
3) нітритна кислота
4) аргентум нітрат

18. Укажіть речовину, яка взаємодіє з алюміній хлоридом:
1) калій сульфіт
2) цинк нітрат
3) аргентум нітрат
4) цинк гідроксид

19. Укажіть метали, які вступають у реакцію заміщення з плюмбум*(II)* нітратом у водному розчині:
1) Cu , Zn
2) Hg, Mg
3) Fe , Mg
4) Ag, Mg
20. Укажіть пару речовин, які потрібно використати для добування натрій гідроксиду:
1) $NaCl, HNO_3$
2) Na_2O, H_2O
3) $NaNO_3, Na_2O$
4) Na_2SO_4, H_2O

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3

Основні класи неорганічних сполук

Обладнання: *штатив з пробірками, пальник, піпетки.*

Реактиви: *шматочки цинку, кристалічні речовини: кальцій оксид, купрум(II) оксид, цинк оксид; розчини: барій хлориду, натрій сульфату, барій*

нітрату, аргентум нітрату, ферум(III) хлориду, ферум(III) сульфату, купрум(II) сульфату, магній сульфату, алюміній сульфату, натрій гідроксиду; розведена сульфатна кислота, концентрована та розведена хлоридна кислота; дистильована вода, фенолфталеїн.

Дослід 1. **Відношення оксидів до води**

1) Помістіть у пробірку кальцій оксид та додайте дистильовану воду. Що спостерігається? Додайте у пробірку дві краплі фенолфталеїну. Що відбувається? Напишіть рівняння реакції.

2) У пробірку помістіть купрум*(II)* оксид, долийте дистильовану воду. Додайте у пробірку дві краплі фенолфталеїну. Що спостерігається?

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

У пробірку внесіть барій оксид, додайте воду, перемішайте. До отриманого розчину додайте дві краплі фенолфталеїну. Що спостерігається?

Дослід 3. **Одержання нерозчинних у воді гідроксидів**

У окремі пробірки налийте розчини солей: ферум*(III)* сульфату, купрум*(II)* сульфату. Додайте у кожну пробірку розчин лугу. Що спостерігається?

Дослід 4. **Взаємодія кислот з металами**

У пробірку помістіть шматочок цинку та додайте розведену сульфатну кислоту. Що спостерігається?

Дослід 5. **Взаємодія солі з металом**

У пробірку до розчину купрум*(II)* сульфату додайте шматочок цинку та нагрійте розчин. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 6. **Взаємодія розчинів солей**

Проведіть реакції між розчинами солей:

1) барій хлорид і натрій сульфат;

2) барій нітрат і магній сульфат.

Що спостерігається в обох випадках? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 7. **Взаємодія солі з кислотою**

До розчину хлоридної кислоти додайте розчин аргентум нітрату. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 8. **Взаємодія солі з гідроксидом**

До розчину ферум*(III)* хлориду додайте розчин натрій гідроксиду. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

4. ОСНОВНІ СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ

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

Під час хімічної взаємодії відбувається перехід енергії із однієї форми в іншу, енергія ізольованої системи при цьому не змінюється.

Рівняння Енштейна показує зв'язок між масою (m) та енергіїю (E):

$E = m \cdot c^2$;

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

Закон сталості складу речовини (Ж. Пруст). *Кожна хімічна сполука має сталий склад (якісний і кількісний), незалежно від способу її одержання.*

Закон є справедливим тільки для сполук з молекулярної будовою. Сполуки з атомною, йонною або металічною структурою не мають постійного складу, він залежить від умов добування.

Закон еквівалентів. *Елементи сполучаються між собою, а складні речовини взаємодіють між собою у масових кількостях, пропорційних їх хімічним еквівалентам:*

$m_1 / m_2 = E_1 / E_2$.

Еквівалент — це така масова кількість елемента, яка реагує з одним молем йонів Гідрогену.

Еквівалентна маса — це маса *1* еквіваленту речовини ($^{г \cdot екв}/_{моль}$).

Між еквівалентом E, атомною масою елемента A і стехіометричною валентністю B існує залежність:

$E = A / B$.

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

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

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

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

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

Закон кратних відношень (Д. Дальтон). *Якщо два елементи утворюють між собою декілька сполук, вагові кількості одного елементу, що припадають на таку ж кількість іншого, відносяться між собою як невеликі цілі числа.*

Закон об'ємних відношень (Ж. Г. Гей-Люссак). *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). *Рівні об'ємах різних газів за однакових умов (Т, Р) містять однакову 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.

$V_m = \frac{V}{\nu}$; $V_m = \frac{V \cdot M}{\rho}$.

V – об'єм газу, *л*;

M – молярна маса газу, *кг/моль*;

ν – кількість речовини, *моль*;

ρ – густина газу, *кг/м*^{3}.

2. Чим більша маса молекул газу, тим більше маса його об'єму.

$D = \frac{M_1}{M_2}$; 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 І ВПРАВИ

1. Знайдіть кількість атомів, що містяться у *0,25 моль* фосфору?

Розв'язування.

Застосуємо формулу для визначення кількості речовини:

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

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

2. Знайдіть кількість речовини, що відповідає *459 г* барій оксиду?

Розв'язування.

Скористаємось формулою:

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

Молярна маса барій оксиду:

$M(BaO) = 137 + 16 = 153$ (*г/моль*).

Кількість речовини барій оксиду:

$\nu(BaO) = 459\ г : 153\ г/моль = 3$ *моль.*

3. Знайдіть масу натрій карбонату, що відповідає кількості речовини *2,25 моль*.

Розв'язування.

Скористаємось формулою:

$m = \nu \cdot M$.

Молярна маса натрій карбонату:

M (Na_2CO_3) = 2 · 23 +12 + 3 ·16 = 106 (*г/моль*).

Маса натрій карбонату:

M(Na_2CO_3) = 2,25 моль · 106 г/моль = 238,5 г.

4. Якій кількості речовини відповідає *24,5 г* сульфатної кислоти?

Розв'язування. Скористаємось формулою:

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

Молярна маса H_2SO_4:

M(H_2SO_4) = 2 · 1 + 32 + 4 ·16 = 98 г/моль

Кількість речовини сульфатної кисолоти:

ν(H_2SO_4) = 24,4 г : 98 г/моль = 0,25 моль.

5. Якій кількості речовини відповідають *240 т* червоного залізняку *Fe_2O_3?*

Розв'язування.

Скористаємось формулою: $\nu = \frac{m}{M}$.

Молярна маса ферум*(III)* оксиду:

M(Fe_2O_3) = 2· 56 + 3 ·16 = 160 (г/моль) = 0,16 (кг/моль).

Кількість речовини червоного залізняку:

ν(Fe_2O_3) = 24000 кг : 0,16 кг/моль = 1500000 моль.

6. Яка кількість атомів міститься у силіцію масою *0,7 кг*?

Розв'язування.

Скористаємось формулами:

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

Молярна маса силіцію:

M (Si) = 28 г/моль = 0,028 кг/моль.

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

N = 6,02 ·10^{23} · 25 = 150 · 10^{23} = 1,5·10^{25} (атомів).

7. Порівняйте кількість атомів у *16,8 г* простих речовинах: залізі та кремнії.

Розв'язування. Скористаємось формулою:

$N = N_A \cdot \nu$.

Визначаємо співвідношення атомів Феруму і Силіцію:

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

Знайдемо кількості речовин заліза та кремнію:

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

M(Si) = 28 г/моль; M(Fe) =56 г/моль;

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

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

Залізо масою *16,8 г* містить у два рази менше атомів, ніж кремній такої ж маси.

8. Знайдіть масу сірки, в якій така ж кількість атомів, що і у залізі масою *3,08 г*.

Розв'язування.

Скористаємось 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;*

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

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

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

M(S) = 0,055 моль · 32 г/моль = 1,76 г.

Маса сірки *1,76 г*.

9. Виведіть формулу гідрогенсульфіду, в якому масові частки Гідрогену і Сульфуру відповідно становлять: *5,88 %* та *94,12 %*.

Розв'язування.

Із закону сталості складу відомо, що співвідношення атомів у молекулі речовини дорівнює співвідношенню кількості речовини елементів:

x : y = ν(H) : ν(S).

Нехай маса сірководню дорівнює *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.*

N(H) = 5,88 г : 1 г/ моль = 5,88 моль;

ν(S) = 94,12 г : 32 г/ моль = 2,94 моль.

x : y = 5,88 : 2,94 = 2 : 1.

Отже, формула гідрогенсульфіду H_2S.

10. Масові частки Калію, Хрому і Оксигену в складі деякої сполуки відповідно становлять: *26,53 %, 35,37 %* і *38,1 %*. Визначте формулу речовини.

Розв'язування.

x : y : z = ν(K): ν(Cr) :ν(O).

Нехай 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 г/моль, M(Cr) = 52 г/моль, M(O) = 16 г/моль.

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

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

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

Отже, отримаємо співвідношення:

x : y : z =0,68 : 0,68 : 2,38.

Кожне число поділимо на найменше, одержимо: *1: 1 : 3,5.*

Одержані числа помножимо на *2*, щоб всі числа були цілими.

Маємо співвідношення: *2 : 2 : 7.*

Формула сполуки: $K_2Cr_2O_7$.

11. Якому об'єму відповідає *0,5 моль* водню?

Розв'язування. Скористаємось формулами:

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

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

12. Якій кількості речовини відповідає *2,8 л* вуглекислого газу?

Розв'язування. Скористаємось формулою:

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

13. Яка кількість речовини відповідає *280 м*^{3} метану?

Розв'язування. Скористаємось формулою:

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

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

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

14. Знайдіть об'єм, що займають *60 кг* амоніаку в рідкому стані за нормальних умов.

Розв'язування. Скористаємось формулами:

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

Молярна маса амоніаку:

M(NH_3) = 14 + 1 · 3 = 17 г/моль = 0,017 кг/моль.

N(NH3) = 68 кг : 0,017 *кг/моль = 4000 моль.*

V_M = 22,4 л/моль = 0,0224 $м^3$/моль.

V(NH_3) = 4000 моль · 0,0224 $м^3$/моль = 89,6 $м^3$.

15. Знайдіть молярну масу газу, який займає об'єм *1,5 л* за нормальних умов і має масу *4,29 г*.

Розв'язування. Для знаходження молярної маси скористаємось формулою: $M = \frac{m}{\nu}$.

Для встановлення кількісті речовини газу скористаємось формулою $\nu = \frac{V}{V_M}$.

ν = 1,5 л : 22,4 л/моль = 0,067 моль;

M = 4,29 г : 0,067 моль = 64 г/моль.

16. Газова суміш складається з азоту, водню, амоніаку, об'ємні частки газів відповідно становлять *30, 10* і *60 %*. Знайдіть густину за воднем і повітрям даної суміші.

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.*

Тестові завдання

1.Укажіть символ молярної маси:

1) V_m

2) N

3) M

4) N_A

2. Молярна маса – це:

1) маса *1 моль* речовини

2) добуток кількості речовини на її масу

3) відношення кількості речовини до її маси

4) маса *0,1* моля речовини

3. Укажіть одиницю вимірювання V_m:

1) г/моль

2) л/моль

3) мл

4) л

4. Оберіть значення середньої молярної маси повітря:
1) 32 г/моль
2) 16 г/моль
3) 44 г/моль
4) 29 г/моль

5. Скільки частинок міститься в *1 моль* будь-якої речовини:
1) $6{,}02 \cdot 10^{23}$
2) $22{,}4$
3) $18{,}06 \cdot 10^{23}$
4) $0{,}602 \cdot 10^{23}$

6. Обчисліть масу *5,6 л* (н.у.) кисню. Із запропонованих відповідей оберіть правильну:
1) 0,5 г
2) 2 г
3) 16 г
4) 8 г

7. Визначте, де більше міститься молекул: у *100 г* азоту або у *100 г* хлору? Із запропанованих відповідей оберіть правильну:
1) однакова кількість
2) у 100 г азоту
3) у *100 г* хлору
4) сполуки немолекулярної будови

8. Обчисліть об'єм (н.у.), який займає кисень масою *16 г*. Із запропонованих відповідей оберіть правильну:
1) 0,5 л
2) 11,2 л
3) 0,224 л
4) 44,8 л

9. Яка з наведених речовин відноситься до простих:
1) LiI
2) Ba
3) HI
4) K_2SO_4

10. Яка з наведених речовин відноситься до складних:
1) H_2

2) CO_2
3) O_3
4) Cu

11. За атомну одиницю маси прийнято:
1) 1/12 маси атома ізотопу ^{12}C
2) 1/12 маси атома ізотопу ^{16}O
3) 1/12 маси атома ізотопу ^{14}C
4) 1/12 маси природної суміші атомів ізотопів карбону

12. Молекула – це:
1) найдрібніша хімічно неподільна частинка речовини
2) частинка, що має негативний заряд
3) частинка, що має позитивний заряд
4) найдрібніша хімічно неподільна частинка елементу

13. Укажіть групу, в якій усі елементи належать до неметалічних:
1) Br, O, N, Hg
2) S, K, Ca, Na
3) O, C, I, P
4) Si, Ag, P, K

14. Укажіть валентності Мангану в сполуках Mn_2O_7 і MnO_2:
1) II, III
2) I, IV
3) I, II
4) VII, II

15. Укажіть просту речовину, утворену атомами Сульфуру:
1) олово
2) свинець
3) сірка
4) залізо

16. Укажіть групу, в якій усі хімічні елементи виявляють лише валентність *I*:
1) Na, K, Ca
2) H, O, Cl
3) H, Na, K
4) Na, Zn, H

17. Укажіть рядок формул бінарних сполук:
1) $BaSO_4$, BaO, $BaCl_2$
2) PbS, C_2H_6, PCl_3
3) B_2O_3, N_2O_5, $KClO_3$
4) H_2SO_4, K_2SO_4, Mn_2O_7

18. Укажіть, що означає запис $5CO_2$:
1) 5 атомів вуглекислого газу
2) 5 молекул карбон*(IV)* оксиду
3) 5 атомів Карбону і 5 атомів Оксигену
4) 5 молекул кисню

19. Укажіть формулу газу, важчого за повітря:
1) CO
2) CH_4
3) CO_2
4) NH_3

20. Укажіть алотропні видозміни:
1) озон і азот
2) кисень і озон
3) азот і амоніак
4) азот і алмаз

ПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Складіть графічні формули оксидів: *ZnO; SO_3; P_2O_5; Cl_2O_7; Cr_2O_3; SiO_2; As_2O_5; SeO_3; Mn_2O_7.*
3. Напишіть рівняння розкладу гідроксидів за нагрівання: *AgOH; $Cu(OH)_2$; $Fe(OH)_3$; $Cr(OH)_3$.*
4. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна довести амфотерні властивості сполук: *SnO; Cr_2O_3; BeO; ZnO; Al_2O_3.*
5. Запишіть рівняння реакцій, що відповідають схемам перетворень:
   а) *$K \rightarrow K_2O \rightarrow KOH$; б) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow Cu(OH)_2$.*
6. Складіть графічні формули кислот: нітратної, нітритної, сульфатної, сульфідної, сульфітної, ортофосфатної.
7. Запишіть формули кислот, що є відповідними оксидам:
   а) *N_2O_3; б) CO_2; в) SO_3; г) Cl_2O_7.*
8. Які середні солі утворюються в результаті взаємодії сполук:
   а) сульфатної кислоти і калію; б) карбонатної кислоти і барію;
   в) нітратної кислоти і алюмінію.

9. Складіть графічні формули солей і назвіть сполуки: *$NaHSO_4$; $KHCO_3$; $Ca(HCO_3)_2$; NaH_2PO_4; $Al(OH)Cl_2$.*
10. Напишіть рівняння нейтралізації, якщо одним із продуктів є сполука: *$NaHSO_4$; $KHCO_3$; $Ca(HCO_3)_2$; KH_2PO_4; $Cu(OH)Cl$; $Fe(OH)SO_4$; $Al(OH)_2Cl$.*

11. Які кислоти можна отримати взаємодією простих речовин з воднем?

12. Як за допомогою речовини: барій оксид, ферум*(II)* сульфат, вода, сульфатна кислота, купрум*(II)* оксид можна одержати сполуки:
а) барій гідроксид, б) ферум*(III)* гідроксид, в) купрум*(II)* гідроксид?

13. Запишіть реакції одержання кальцій карбонату з вугілля, кальцію і кисню.

14. Як із магнію, магній оксиду, магній гідроксиду, магній карбонату одержати магній сульфат?

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

5. ХІМІЧНА КІНЕТИКА

Хімічна кінетика – це розділ хімії, який досліджує швидкість та механізми хімічних реакцій, а також залежність проходження реакцій від різноманітних факторів, таких як природа сполук, їх концентрація, температура, присутність каталізаторів і середовище реакції.

Виділяють гомогенні та гетерогенні реакції. *Гомогенні реакції* характеризуються тим, що реагенти та продукти взаємодії перебувають в одній фазі (газоподібній або рідкій). Натомість у *гетерогенних* реакціях реагуючі речовини знаходяться в різних фазах, а сама взаємодія відбувається на межі цих фаз.

Швидкість реакції визначається зміною концентрації реагентів за одиницю часу.

На швидкість хімічних реакцій впливають такі чинники: а) природа реагентів; б) концентрація реагентів; в) умови проведення реакцій (температура, тиск, наявність каталізатора). Приміром, флуор реагує з воднем вибухово навіть у темряві, тоді як реакція хлору з воднем відбувається дуже повільно.

Згідно із ***законом діючих мас***, *швидкість реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагентів піднесених до ступенів стехіометричних коефіцієнтів в рівнянні реакції*. Швидкість хімічної реакції $mA + nB \rightarrow pC + qD$ можна описати кінетичним рівнянням:

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

яке називають кінетичним рівнянням реакції, де *[A]* і *[B]* – концентрації речовин, що реагують, у даний проміжок часу, виражені в *моль/л*; k – коефіцієнт пропорційності, який називають *константою швидкості хімічної реакції*.

Константа швидкості не залежить від концентрацій речовин, проте визначається їхньою природою та температурою. Її чисельне значення відповідає кількості речовини, що прореагувала за одиницю часу при початкових концентраціях речовин *1 моль/л*.

Температура також впливає на швидкість хімічної реакції: зі збільшенням температури швидкість хімічної реакції зростає. Цю залежність математично описує ***правило Вант-Гоффа***: *за підвищення температури на кожні 10 °С швидкість більшості хімічних реакцій зростає в 2–4 рази:*

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

де v_{t_2} – швидкість реакції за більшої температури t_2; v_{t_1} – швидкість реакції за меншої температури t_1; γ – температурний коефіцієнт.

Дослідження показують, що не всі молекули при зіткненні здатні до хімічної взаємодії; лише певна частина з них є активними через надлишок внутрішньої енергії порівняно із середнім значенням для заданої температури. Цей надлишок енергії називається *енергією активації*.

Каталізаторами називаються речовини, що збільшують швидкість хімічної реакції, але самі не витрачаються в результаті реакції. Застосування каталізаторів для пришвидшення хімічного процесу називається *каталізом.* Каталіз буває *гомогенний і гетерогенний.*

У випадку гомогенного каталізу каталізатор і реагуючі речовини знаходяться у одній фазі. Якщо ж вихідні речовини і каталізатор складають різні фази – це гетерогенний каталіз. Використання каталізатору не впливає на тепловий ефект реакції. Каталіз має вибірковий характер залежно від природи каталізатора та умов його використання.

Інгібітори – речовини, що зменшують швидкість хімічних реакцій.

ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Серед хімічних реакцій виділяють необоротні та оборотні. *Оборотними* називаються реакції, які можуть проходити за однакових умов в обох напрямках одночасно. *Необоротними* називають реакції, що проходять практично до кінця в одному напрямку до повного використання реагентів. Для оборотної реакції

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

за законом діючих мас швидкість прямої реакції буде становити:

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

а швидкість зворотної реакції:

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

З часом швидкість прямої реакції має тенденцію до зменшення, тоді як швидкість зворотної збільшується, і зрештою настає час, коли ці швидкості стають однаковими. Це явище називається станом *хімічної рівноваги*.Таким чином,

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

звідки

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

Відношення двох сталих величин k_1 / k_2 є сталою величиною, замінемо це відношення на K, одержимо:

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

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

Для оборотних хімічних реакцій, які перебувають у стані хімічної динамічної рівноваги, відношення добутку концентрацій продуктів прямої реакцій до добутку концентрацій вихідних речовин дорівнює сталій величині *– константі хімічної рівноваги*.

Принцип Ле Шательє: *якщо на систему, яка перебуває в стані рівноваги, подіяти ззовні, змінюючи умови, то рівновага зміщується в бік тієї реакції, яка протидіє цій дії.*

Так, за збільшення температури швидше піде ендотермічна реакція. За зменшення температури збільшиться швидкість екзотермічної реакції. Каталіз призводить до зниження енергії активації прямої і зворотної реакцій

однаковою мірою, тим самим скорочує час досягнення стану хімічної рівноваги.

ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

1. Знайдіть, як вплинуть на швидкість реакції $4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O$ *(реакція відбувається в газовій фазі)* наступні зміни умов: концентрацію кисню і концентрацію гідроген хлориду збільшили у три рази; тиск збільшили у три рази?

Розв'язування.

1). Позначимо концентрації HCl і O_2 відповідно через a і b, тоді за законом діючих мас:

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

Після збільшення концентрацій – концетрація хлороводню буде $3a$, концентрація кисню $3b$. Швидкість реакції буде дорівнювати:

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

Знайдем відношення початкової швидкості до кінцевої:

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

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

2). Збільшення тиску призводить до збільшення концентрації газоподібних речовин, тому: $\frac{v_2}{v_1} = 243.$

2. Температурний коефіцієнт деякої реакції дорівнює *3*. Як треба змінити температуру для того, щоб зменшити швидкість реакції у *27* разів?

Розв'язування. Скористаємось правилом 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; $\Delta t = t_1 - t_2$ – зміна температури.

Тоді $3^{\frac{\Delta t}{10}} = 27 = 3^3$, $\frac{\Delta t}{10} = 3$, або $\Delta t = 30^0 C$.

Температуру необхідно знизити на *30 °C*.

3. Є оборотна система, де встановилась хімічна рівновага

$Fe_{(т)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow FeO_{(т)} + H_{2(г)}$.

Поясніть, як вплине підвищення тиску в *2* рази на хімічну рівновагу.

Розв'язування.

Запишемо вирази для швидкостей прямої і зворотної реакції за законом діючих мас: $v_п = k[H_2O]$; $v_з = k[H_2]$.

Якщо тиск буде збільшено у *2* рази, концентрації газоподібних речовин також збільшаться у *2* рази. Отже, швидкості прямої і зворотної реакцій також збільшаться у *2* рази, і тому хімічна рівновага в даній оборотній системі не буде порушена.

4. Є оборотна система в стані рівноваги $2H_2 + O_2 \leftrightarrow 2H_2O(г);\ \Delta H^0 \le 0$; всі речовини – гази. Що буде відбуватись з рівноважною концентрацію води: а) у випадку підвищення тиску; б) при збільшенні концентрації кисню; в) за умови підвищення температури?

Розв'язування.

а). В даній реакції загальне число об'ємів газів зменшується з *3* до *2*. За принципом Ле Шательє підвищення тиску призведе до зміщення рівноваги у бік меншого числа об'ємів газів (тобто у бік утворення води), отже, концентрація води буде збільшуватись.

б). Збільшення концентрації кисню буде зміщувати рівновагу вправо, у бік утворення води, концентрація води збільшиться.

в). Оскільки $\Delta H^0 \le 0$, дана реакція є екзотермічною. Зворотна реакція відповідно – ендотермічна. Підвищення температури буде сприяти перебігу зворотної реакції, концентрація води зменшиться.

5. Деяка реакція має температурний коефіцієнт швидкості, що дорівнює трьом. За *2 хв. 33 с.* ця реакція проходить за температури *60 °C*. Як вплине на час проходження реакції зміна температури до *80 °C*?

Розв'язування.

Скористаємось правилом 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 $t_2 = 80\ ^oC, t_1 = 60\ ^oC$.

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

Швидкість збільшується у *9* разів.

Швидкість реакції і час обернено пропорційні:

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

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

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

Враховуючи, що $\tau_{t_1} = 153\ с$ (2 *хв* 33 *с*), визначаємо час:

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

Тестові завдання

1. У кільки разів зросте швидкість реакції $A + B = C + D$, якщо концентрацію речовин *A* і *B* збільшити у *3* рази?

1) 2 рази
2) 9 разів
3) 4 рази
4) 6 разів

2. Як зміниться швидкість реакції утворення амоніаку $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ за збільшення тиску в системі у два рази?

1) зросте у *4* рази
2) зменшиться у *8* разів
3) зросте у *8* разів
4) не зміниться

3. Як зміниться швидкість реакції $4HCl+O_2=2Cl_2+2H_2O$, якщо тиск у системі збільшити у *3* рази?

1) зросте у *25* разів
2) зросте у *243* рази
3) зменшиться у *25* разів
4) не зміниться

4. Позначте причину залежності швидкості хімічних реакцій від концентрації реагентів:

1) енергія зіткнень частинок реагентів пропорційна їх концентрації
2) число зіткнень частинок реагентів пропорційне їх концентрації
3) збільшення маси реагентів збільшує кількість зіткнень частинок
4) число зіткнень частинок реагентів обернено пропорційне їх концентрації

5. Яка з наведених реакцій проходить миттєво?

1) $H_2 + Br_2 = 2HBr$
2) $HCl + NaOH = NaCl+H_2O$
3) $H_2 + S= H_2S$
4) $2SO_2 + O_2= 2SO_3$

6. Як вплине підвищення температури на стан хімічної рівноваги в системі $2H_2 + O_2 \leftrightarrow 2H_2O$?

1) рівновага не зміниться

2) рівновага зміститься ліворуч

3) рівновага зміститься праворуч

4) рівновага зміститься спочатку праворуч, а потім ліворуч

7. На скільки градусів слід знизити температуру у реакційній суміші для зменшення швидкості реакції у *27* разів, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює *3?*

1) на $40\ ^\circ C$

2) на $50\,^\circ C$

3) на $30\,^\circ C$

4) на $60\,^\circ C$

8. З наведених тверджень правильним є:

1) каталізатори не беруть участі в реакції

2) каталізатори беруть участь у реакції і витрачаються на утворення продуктів реакції

3) каталізатор входить до складу продуктів реакції

4) каталізатори – речовини, які змінюють швидкість хімічної реакції, але самі при цьому не витрачаються

9. У якій з наведених реакцій зміна тиску не приведе до порушення рівноваги?

1) $H_2 + Cl_2 \leftrightarrow 2HCl$

2) $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$

3) $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$

4) $4NO_2 + O_2 + 2H_2O \leftrightarrow 4HNO_3$

10. Гомогенними каталітичними реакціями є:

1) розклад H_2O_2 в присутності MnO_2

2) розклад H_2O_2 в присутності йонів MnO_4^{2-}

3) окиснення SO_2 в присутності платини

4) синтез амоніаку з азоту і водню

11. При зміні концентрації компонентів рівноважної системи значення константи рівноваги:

1) залишається незмінним

2) збільшується

3) зменшується

4) збільшується у два рази

12. При синтезі амоніаку використовується як каталізатор:
1) H_2SO_4
2) залізо з домішками оксидів деяких металів
3) солі Феруму
4) $MnCl_2$

13. Константа швидкості не залежить від:
1) природи реагуючих речовин
2) температури
3) тиску
4) присутності каталізатора

14. Для гетерогенних реакцій у виразі константи рівноваги концентрації речовин, які перебувають у твердій фазі:
1) враховують
2) не враховують
3) подвоюють
4) залишають без зміни

15. За принципом Ле Шательє визначається:
1) час перебігу хімічної реакції
2) концентрація продукту реакції
3) напрямок зміщення хімічної рівноваги при зміні концентрації реагуючих речовин, температури і тиску
4) встановлення хімічної рівноваги

16. Як вплине підвищення тиску на стан хімічної рівноваги в системі $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$?
1) рівновага не зміниться
2) рівновага зміститься ліворуч
3) рівновага зміститься праворуч
4) рівновага зміститься спочатку праворуч, а потім ліворуч

17. Як необхідно змінити концентрацію I_2, щоб рівновага в системі $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ змістилася ліворуч:

1) зменшити
2) не потрібно змінювати
3) збільшити
4) зменшити у *2* рази

18. Хімічна рівновага– це не стан спокою тому, що:
1) змінюються концентрації всіх *речовин*
2) збільшується швидкість прямої реакції
3) збільшується швидкість зворотньої реакції
4) у стані рівноваги пряма й зворотна реакції не припиняються

19. За принципом Ле Шательє:
1) за збільшення тиску рівновага буде зсуватись у бік утворення меншої кількості речовини
2) за збільшення тиску рівновага буде зсуватись у бік утворення більшої кількості речовини
3) якщо у реакційну суміш ввести надлишок одного з продуктів реакції, то рівновага зміщується в бік утворення продуктів реакції
4) якщо у реакційну суміш ввести надлишок однієї з вихідних речовин, то рівновага зміщується в бік утворення вихідних речовин

20. У скільки разів зросте швидкість реакції $2A + B = C + D$, якщо концентрацію речовини *A* збільшити у *3* рази?
1) 2 рази
2) 3 рази
3) 9 разів
4) 4 рази

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

Швидкість хімічних реакцій

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

Реактиви: *0,1 н розчини: натрій тіосульфату, сульфатної кислоти; розчини: гідроген пероксиду (3%), купрум(II) сульфату (1%), 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%), натрій гіроксиду, сульфатної кислоти (1:3); концентрований розчин амоніаку, фенолфталеїн, дистильована вода.*

Дослід 1. **Вплив концентрації реагентів на швидкість реакції**

У першу пробірку налийте *5 мл* розчину натрій тіосульфату і додайте *10 мл* води. У другу пробірку налийте *10 мл* розчину натрій тіосульфату і додайте *5 мл* води. У третю пробірку налийте *15 мл* розчину натрій тіосульфату. У три інші пробірки налийте по *5 мл 0,1н* розчину сульфатної

кислоти. Злийте попарно розчини. Натрій тіосульфат реагує з сульфатною кислотою з виділенням сірки:

$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + SO_2 + H_2O + S$.

За допомогою секундоміра відзначте, за який час з'являється сірка в кожній пробірці (появу сірки відзначаємо за помутнінням розчину). Результати спостережень занесіть у таблицю.

Взаємодія натрій тіосульфату з 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*	

Дослід 2. **Каталітична дія йонів Купруму на швидкість реакції**

Порівняйте швидкість перебігу реакції без каталізатору та з використанням каталізатору. Приготуйте дві пробірки з підкисленим сульфатною кислотою розчином калій йодиду. В одну із пробірок додайте *2* краплі розчину купрум*(II)* сульфату. Після цього в обидві пробірки додайте розчин гідроген пероксиду. В якій із пробірок реакція відбувається швидше?

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

Приготуйте розчин, додавши до *2–3 мл 0,002М* розчину ферум*(III)* хлориду такий самий об'єм розчину амоній тіоціанату. Розчин розділіть на чотири пробірки. В першу пробірку додайте приблизно *0,5 мл* більш концетрованого розчину (*0,25М*) ферум*(III)* хлориду, в другу – *0,5 мл* більш концентрованого розчину (*0,6М*) амоній тіоціанату, в третю – *0,5 мл* розчину амоній хлориду. Четверта пробірка залишиться для порівняння кольору.

Поясніть зміни кольору розчинів, що відбуваються в перши трьох пробірках.

Дослід 4. **Оборотність зміщення хімічної рівноваги**

До розчину калій дихромату додайте обережно *10 %* розчин натрій гіроксиду. Після того як зміниться колір розчину, додайте краплями розчин сульфатної кислоти *(1:3).* Які зміни відбуваються? Поясніть результати досліду.

Дослід 5. **Зміщення хімічної рівноваги за допомогою зміни температури**

Приготуйте суміш: до *2 мл* дистильованої води додайте краплю фенолфталеїну і *0,2 мл* концентрованого розчину амоніаку. Пробірку з сумішшю нагрійте. Які зміни відбуваються? Охолодіть розчин. Поясніть результат досліду.

ПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, який фізичний зміст має константа швидкості хімічної реакції.
2. Які фактори впливають на швидкість хімічної реакції?
3. Яку велечину називають константою рівноваги?
4. Як можна порушити стан хімічної рівноваги?
5. Які з наведених схем відповідають гетерогенним процесам?
   $Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow NaHCO_3 + NaOH;$
   $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3;$
   $CO + H_2O_{(пара)} \leftrightarrow CO_2 + H_2;$
   $MgCO_3 \leftrightarrow MgO + CO_2;$
   $Fe + 5CO \leftrightarrow Fe(CO)_5.$
6. Яким чином буде порушена рівновага в оборотних реакціях, якщо підвищити температуру, знизити тиск?
   $2H_2 + O_2 \leftrightarrow 2H_2O$ *-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. Реакція $4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O$ відбувається в газовій фазі. Як вплине на швидкість реакції збільшення у три рази концентрації гідроген хлориду?
8. Запропонуйте способи зміщення хімічної рівноваги в бік утворення сульфур*(VI)* оксиду в рівноважній системі $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3; \Delta H < 0?$
9. Як порушить хімічну рівновагу в оборотній системі $Fe_{(к)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow FeO_{(к)} + H_{2(г)}$ виведення водню із реакційної суміші?
10. Як треба змінити температуру у реакційній суміші для того, щоб реакція відбувалась у *27* разів повільніше? Температурний коефіцієнт реакції дорівнює *3*.
11. Знайдіть час, що потрібен для проходження деякої реакції за температури $80\ ^\circ C$, якщо ця ж реакція за температури $60\ ^\circ C$ проходить за *2 хв. 33 с*. Температурний коефіцієнт швидкості становить *3*.
12. Є рівноважна система $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$. Рівноважні концентрації речовин: $[N_2] = 4$ *моль/л*; $[H_2] = 2$ *моль/л*; $[NH_3] = 6$ *моль/л*. Знайдіть константу рівноваги реакції та початкові концентрації азоту і водню.

6. РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ

Розчин являє собою однорідну (гомогенну) систему, що складається з двох або більше компонентів, включаючи розчинник та розчинену речовину, а також продукти їх взаємодії.

Для кількісної оцінки вмісту розчиненої речовини застосовуються такі методи вираження концентрації розчинів: масова частка розчиненої речовини, молярна, нормальна і моляльна концентрації, титр.

Масова частка розчиненої речовини (ω) є фізичною величиною, що визначається як відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину. Вона може бути виражена у частках одиниці або у відсотках.

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

Молярна концентрація (C_M) розчиненої речовини – це величина, яка визначається як співвідношення 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, що містить *1 моль* розчиненої речовини в *1 л*, називають *молярним*. Якщо в *1 л* розчину міститься *0,1 моль* речовини, він є *децимолярним*; *0,01 моль* речовини – *сантимолярним*; *0,001 моль* речовини – *мілімолярним*.

Нормальна концентрація (C_H) – Нормальна концентрація є фізичною величиною, яка визначає число моль-еквівалентів розчиненої речовини в *1 л* розчину.

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

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

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

Моляльна концентрація (C_m) відображає кількість розчиненої речовини в *1 кг* розчинника. Одиниця вимірювання: *моль/кг*.

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

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

Титр(Т) показує масу речовини, що розчинена в *1 мл* розчину. Одиниця вимірювання: *г/мл*.

ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

1. Знайдіть масу купрум*(II)* сульфату в *15 г 5%*-вого розчину?

Розв'язування. Для обчислення маси розчиненої речовини скористаємось формулою:

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

M(CuSO₄) = 0,05 · 15 г = 0,75 г.

2. Знайдіть масу натрій гідроксиду в *50 мл 10 %* розчину, якщо густина розчину дорівнює *1,11 г/мл*.

Розв'язування. Скористаємось формулою для знаходження масової частки розчиненої речовини:

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

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

Із формули для знаходження густини виразимо масу розчину:

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

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

Зробимо обчислення:

M(р-ну) = 1,11 *г/мл · 50 мл = 55,5 г;*

M(NaOH) = 0,1· 55,5 г = 5,55 г.

3. Яку масу води потрібно додати до *400 г 95 %* розчину сульфатної кислоти для того, щоб масова частка розчиненої речовини у розчині становила *19 %?*

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

Знаходимо масу розчину:

$m_2 = m_1 \cdot w_1(H_2SO_4)/w_2 = (400 \cdot 95\%): 19\% = 2000$ *г.*

Обчислюємо масу води:

$m(H_2O) = m_2 - m_1$;

$m(H_2O) = 2000$ *г* – *400 г = 1600 г.*

Відповідь: *1600 г*.

4. Приготували розчин мідного купоросу. Для цього *25 г* купоросу розчинили у *175 г* воді. Визначити масову частку купрум*(II)* сульфату у розчині.

Розв'язування. скористаємось формулою:

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

Знайдемо масову частку купрум*(II)* сульфату в мідному купоросі:

$Mr(CuSO_4) = 160;$

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

$w(CuSO_4) = (160: 250) \cdot 100\ \%.$

Знайдемо масу розчину:

$m_1 = m + m(H_2O);$

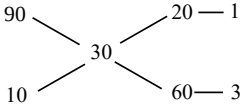
$m_1 = 25\ г + 175\ г = 200\ г.$

Масова частка купрум*(II)* сульфату:

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

5. Які маси розчинів з масовою часткою кислоти *10 %* та *90 %* треба взяти, щоб приготувати розчин масою *160 г* і масовою часткою кислоти *30 %?*

Розв'язування. За схемою знайдем співвідношення вихідних розчинів:



Маса розчину становить *4* частини *(1 + 3 = 4).*

Знайдем масу, що припадає на *1* частину:

$160\ г : 4 = 40\ г.$

Знайдем маси вихідних розчинів:

$40\ г \cdot 1 = 40\ г$ (*90 %* розчин);

$40\ г \cdot 3 = 120\ г$ (*10 %* розчин).

6. Натрій гідроксид масою *8 г* розчинили у воді і отримали розчин об'ємом *200 мл*. Знайдіть молярну концентрацію розчину.

Розв'язування. Знайдемо кількість речовини натрій гідроксиду:

$M(NaOH) = 40\ г/моль.$

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

Молярну концентрацію розчину розрахуємо за формулою:

$$C_M = \frac{\nu}{V};$$

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

Тестові завдання

1. Розчинник – це:

1) компонент розчину, агрегатний стан якого під час утворення розчину не змінюється

2) компонент розчину, агрегатний стан якого під час утворення розчину змінюється

3) компонент розчину, агрегатний стан якого такий же, що і у розчиненої речовини
4) рідкий компонент розчину

2. Моляльна концентрація показує:
1) відношення кількості речовини до маси розчину
2) відношення кількості речовини до об'єму розчину
3) кількість молів розчиненої речовини в *1 кг* розчинника
4) відношення кількості еквівалентів до об'єму розчину

3. Насичений розчин – це розчин, у якого:
1) не досягнуто межі розчинності розчиненої речовини
2) досягнуто межі розчинності розчиненої речовини
3) розчинення речовини відбувається у необмеженій кількості
4) розчиненої речовини міститься більше, ніж потрібно для насичення

4. Розчинність газоподібних речовин за зниження тиску:
1) зменшується
2) збільшується
3) не змінюється
4) зменшується в деяких випадках

5. Укажіть кількість речовини води в *160 г* розчину лугу з масовою часткою калій гідроксиду *25 %:*
1) 2 моль
2) 5 моль
3) 5,5 моль
4) 6,7 моль

6. Масова частка солі в розчині, приготованому з *40 г* натрій*(II)* сульфату і *360 мл* води, становить:
1) 10 %
2) 12 %
3) 14,5 %
4) 12,5 %

7. Масова частка розчиненої речовини – це:
1) відношення кількості розчиненої речовини до *1 л* розчину
2) відношення маси розчиненої речовини до *1 л* розчину
3) відношення маси розчиненої речовини до маси розчину
4)) відношення маси розчиненої речовини до *1 кг* розчинника

8. Розчин – це:
1) гетерогенна система
2) система, що складається із води і дисперсного середовища
3) гомогенна система
4) система, що складається із розчинника

9. Молярна концентрація – це:
1) відношення кількості речовини до маси розчину
2) відношення кількості речовини до об'єму розчину
3) відношення маси розчиненої речовини до маси розчину
4) відношення кількості еквівалентів до об'єму розчину

10. Ненасичений розчин – це розчин, у якого:
1) не досягнуто межі розчинності розчиненої речовини
2) досягнуто межі розчинності розчиненої речовини
3) розчинення речовини відбувається у необмеженій кількості
4) розчиненої речовини міститься більше, ніж потрібно для насичення

11. Розчинність рідких речовин за підвищення тиску:
1) зменшується
2) збільшується
3) не змінюється
4) зменшується в деяких випадках

12. Укажіть кількість речовини води в *120 г* розчину лугу з масовою часткою калій гідроксиду *25 %:*
1) 2 моль
2) 5 моль
3) 5,5 моль
4) 6,8 моль

13. Масова частка солі в розчині, приготованому з *50 г* купрум*(II)* сульфату і *350 мл* води, становить:
1) 12,5 %
2) 14,3 %
3) 14,8 %
4) 12,6 %

14. Молярна концентрація розчину показує:
1) скільки грамів розчиненої речовини міститься в *100 г* розчину

2) скільки грамів розчиненої речовини міститься в *1 л* розчину
3) скільки молів розчиненої речовини міститься в *1 л* розчину
4) скільки молів розчиненої речовини міститься в *100 г* розчину

15. Які розчини мають межу розчинності розчиненої речовини:
1) істинні, емульсії
2) колоїдні, суспензії
3) насичені, ненасичені
4) перенасичені

16. Що означає вираз *«100 мл 0,1М розчину KNO_3»?*
1) у *100 мл* розчину міститься *0,1 моль KNO_3*
2) у *100 мл* води розчинено *0,1 моль KNO_3*
3) у *1000 мл* води міститься *0,1 моль KNO_3*
4) у *10 мл* води розчинено *0,1 моль KNO_3*

17. У *300 г* розчину, насиченого за температури *40 °С*, міститься *90 г* магній сульфату. Яка розчинність магній сульфату за даної температури?
1) 210 г
2) 390 г
3) 43 г
4) 105 г

18. Дисперсна система, що має дисперсну фазу та дисперсійне середовище – рідини, які не змішуються, це:
1) аерозоль
2) емульсія
3) справжній розчин
4) розчин крохмалю

19. Дисперсна система, в якій розміри частинок дисперсної фази менші, ніж розміри частинок дисперсної фази суспензій, та більші, ніж у справжніх розчинах:
1) розчин желатину
2) розчин крейди
3) розчин йоду у спирти
4) розчин лугу

20. Стійкими серед дисперсних систем є:
1) емульсії
2) суспензії

3) істинні розчини

4) аерозолі

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5

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

У роботі необхідно приготувати розчин натрій карбонату заданої концентрації (об'єм розчину і концентрацію вказує викладач) з більш конценрованого розчину.

Перш за все необхідно встановити концентрацію вихідного розчину. Визначте густину розчину за допомогою ареометра. Для цього перелийте розчин в мірний циліндр, так щоб рівень рідини був нижче від краю циліндра на *3–4 см*. Опустіть ареометр у розчин і визначте густину розчину. Використайте таблицю *(Додаток 6)* і знайдіть концентрацію, що відповідає даному значенню густини. Якщо в таблиці немає значення, що було експериментально встановлене, скористайтесь методом інтерполяції.

Якщо наприклад, експериментально визначена густина ρ розчину дорівнює 1,070 $г/см^3$. Шукаємо в таблиці найближчі значення, більше і менше.

В таблиці приведені 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%* 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 %.*

концентрація розчину натрій карбонату з густиною *1,070 $г/см^3$* дорівнює: *6 + 0,9 = 6,90 %.* Таким чином, буде встановлена концентрація вихідного розчину. Розрахуйте об'єми вихідного розчину і води, які необхідні для приготування заданого розчину. Розраховані об'єми розчину натрій карбонату та води налийте в мірний циліндр, перемішайте. Визначте густину приготовленого розчину за допомогою ареометра та знайдіть його відсоткову концентрацію. Порівняйте одержану концентрацію з заданою і обчисліть віносну похибку. Результати внесіть до таблиці:

Дослідні дані, одержані при приготуванні розчину натрій карбонату заданої відсоткової концентрації

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

ПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Що називається розчином?
2. Який компонент розчину називають розчинником?
3. Що сприяє процесу розчинення?
4. Яку будову мають кристалогідрати?
5. Що показує концентрація розчину?
6. У *800 г* води розчинили *100 г* калій хлориду. Яка масова частка калій хлориду в розчині?
7. У кристалогідратах *$CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$* знайдіть масову частку кристалізаційної води.
8. Знайдіть концентації розчину манган*(II)* хлориду: молярну, нормальну, моляльну, титр. Відомо, що масова частка розчиненої речовини в розчині становить *8 %* (густина розчину *$\rho = 1{,}085$ г/мл*).
9. Знайдіть молярну концентрацію *10 %* розчину барій хлориду (*$\rho = 1{,}090$ г/мл*).
10. Розчин об'ємом *200 мл* містить *16,6 г* калій йодиду. Яка молярна концентрація розчину?
11. Скільки грам натрій нітрату *$NaNO_3$* треба взяти, щоб приготувати *2 л* розчину з концентрацією *0,1 моль/л*.
12. Знайдіть масу сульфатної кислоти, що міститься у *100 мл 60 %* розчину. Густина розчину становить *1,5 г/мл*.

7. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

Електролітична дисоціація – процес розпаду речовин на заряджені частинки (йони) під дією полярних молекул розчинника або під час розплавлення під дією температури.

Електроліти *– речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм.* При розчиненні у воді електроліти дисоціюють. ***Неелектроліти*** *– речовини, розчини або розплави яких не проводять електричний струм.*

Кислотами *називають електроліти, під час дисоціації яких утворюються позитивно заряджені йони Гідрогену (катіони) та негативно заряджені йони (аніони) кислотних залишків.*

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

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

Число йонів Гідрогену, що утворюються під час дисоціації, визначає основність кислоти.

Дисоціація дво- та багатоосновних кислот відбувається ступінчасто.

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

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

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

Найкраще дисоціація проходить за першим ступінем, гірше – за другим і лише дуже незначно - за третім.

Основами називають електроліти, що під час дисоціаці утворюють гідроксид-йони та катіони металу.

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

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

Кислотність основи визначають числом її гідроксильних груп. Для дво- і багатокислотних основ характерен також ступінчастий характер дисоціації.

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

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

Існують сполуки, які в результаті електролітичної дисоціації одночасно утворюють і катіони Гідрогену, і гідроксид-йони. Такі електроліти називають амфотерними, або *амфолітами*.

До амфолітів належать наприклад, вода, цинк гідроксид, алюміній гідроксид, хром гідроксид.

Вода слабко дисоціює:

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

Дисоціація цинк гідроксиду $Zn(OH)_2$:

$2OH^- + Zn^{2+} + 2H_2O \leftrightarrow Zn(OH)_2 + 2H_2O \leftrightarrow [Zn(OH)4]^{2-} + 2H^+$.

Солі *– це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони металів (або катіон амонію NH_4^+) і аніони кислотних залишків.*

Середні солі дисоціюють в одну ступінь:

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

Дисоціація кислих і основних солей відбувається ступінчасто.

Кислі солі:

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

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

Основні солі:

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

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

Ступінь дисоціації – відношення числа молекул, що розпалися на йони (n), до загальної кількості молекул речовини (N). $\alpha = \frac{n}{N}$.

Ступені дисоціації електролітів в 0,1 молярному водному розчині

Електроліти	Ступінь дисоціації (α)
Сильні	$\alpha > 30\ \%$
Слабкі	$\alpha < 3\ \%$
Середньої сили	$3\ \% < \alpha < 30\ \%$

До сильних електролітів відносяться розчинні у воді солі, луги, кислоти H_2SO_4, HNO_3, HCl, HF, HBr, HI, $HClO_4$.

Електролітами середньої сили є неорганічні кислоти H_2SO_3, H_3PO_4, основа $Mg(OH)_2$.

Слабкі електроліти – це органічні кислоти, спирти, малорозчинні основи, амоній гідроксид, вода. До них також належать неорганічні кислоти H_2CO_3, H_3BO_3, HCN, H_2S.

Ступінь дисоціації залежить від концентрації електроліту і від температури. Зі зменшенням концентрації електроліту ступінь дисоціації завжди збільшується. Оскільки дисоціація – процес ендотермічний, при підвищенні температури ступінь дисоціації збільшується. Більш зручною характеристикою електроліту є константа дисоціації K, яка не залежить від концентрації розчину.

За законом діючих мас для оборотної реакції дисоціації оцтової кислоти $CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$ можна скласти вираз для константи рівноваги:

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

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

Дисоціація води відбувається за рівнянням:

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

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

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

pH — водневий показник. Водневий показник дорівнює негативному десятковому логарифму концентрації йонів Гідрогену.

$pH = - lg [H^+]$.

У нейтральному середовищі $pH=7$, у лужному $pH>7$, в кислому середовищі $pH< 7$.

ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ МІЖ ЕЛЕКТРОЛІТАМИ. ЙОННІ РІВНЯННЯ

Хімічні реакції в розчинах електролітів відбуваються через взаємодію протилежно заряджених йонів і відповідно є йонними процесами.

Йонні рівняння складають за такими правилами:

- розчинні у воді сильні електроліти записують у вигляді йонів, які вони утворюють в результаті дисоціації;

- речовини практично нерозчинні і слабкі електроліти записують у вигляді молекул;

- формулу речовини, що випала в осад, позначають у молекулярному вигляді;

- у повному йонному рівнянні алгебраїчна сума зарядів йонів правої і лівої частин повинна дорівнювати нулю.

- у скороченому йонному рівнянні не записують ті йони, що повторюються в лівій та правій частині повного йонного рівняння. Таким чином, у скороченому рівнянні залишаються хімічні формули лише тих йонів або молекул, які приймають безпосередню участь у реакції.

Йонні реакції будуть відбуватись практично до кінця, до повного використання вихідних речовин, якщо виконуються наступні умови:

1. Продукт реакції випадає в осад:

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

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

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

2. Продукт реакції є речовиною в газовому стані:

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

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

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

3. Продукт реакції є малодисоціюючою речовиною:

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

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

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

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

ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

1. Написати молекулярні, повні йонні та скорочені йонні рівняння взаємодій у розчині: а) натрій сульфіду з хлоридною кислотою; б) плюмбум*(II)* нітрату з натрій сульфідом.

Розв'язування. Молекулярні рівняння:

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

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

В йонних рівняннях реакцій формули сильних електролітів записують як суму йонів, на які вони дисоціюють у розчині. Речовини, що випадають в осад, є газоподібними або малодисоціюючими, записують у молекулярному вигляді. Повні йонні рівняння реакцій:

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

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

Скорочені йонні рівняння не включають йони, що повторюються в лівій та правій частині повного йонного рівняння реакції:

a) $2H^+ + S^{2-} \rightarrow H_2S$;

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

2. Реакції у розчинах зводяться до наступних взаємодій йонів:

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

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

Складіть молекулярні реакції даних процесів.

Розв'язування. Йони входять до складу сильних електролітів.

Молекулярні рівняння можуть бути наступними:

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

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

3. Знайдіть *pH* розчинів хлоридної кислоти і натрій гідроксиду, якщо їх концентрації становлять *0,1 моль/л*?

Розв'язування. Хлоридна кислота і натрій гідроксид є сильними електролітами і повністю дисоціюють у розчині:

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

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

$[H^+] = K_в / [OH^-] = 10^{-14}/10^{-1} = 10^{-13}$ *моль/л*.

$pH = 14 - pOH = 14 - 1 = 13$.

Тестові завдання

1. Укажіть формулу речовини, яка є сильним електролітом:

1) H_2SiO_3

2) $NaCl$

3) H_2S

4) $Cu(OH)_2$

2. Укажіть сполуку, яка під час дисоціації утворює гідрокарбонат-йони:

1) $KHSO_4$

2) $KHSO_3$

3) KHS

4) $KHCO_3$

3. Укажіть, між якими розчинами електролітів відбудеться реакція йонного обміну:

1) $HCl + H_2SO_4 \rightarrow$

2) $CuCl_2 + NaOH \rightarrow$

3) $Ca(NO_3)_2 + KCl \rightarrow$

4) $MgSO_4 + KNO_3 \rightarrow$

4. Укажіть формули електролітів, які потрібно використати, щоб реакція відбулась відповідно до йонно-молекулярного рівняння $H^+ + OH^- = H_2O$:

1) $H_2S, MgCO_3$

2) $HCl, Cr(OH)_3$

3) HCl, K_2O

4) $H_2Cl, Ca(OH)_2$

5. Укажіть формулу речовини, яка утворює під час дисоціації йони Cr^{+3}:

1) $CrCl_3$

2) CrO_3

3) $K_2Cr_2O_7$

4) Cr_2O_3

6. Укажіть йони, які можуть одночасно міститися в розчині:

1) Zn^{+2} і PO_4^{-3}

2) Zn^{+2} і CO_3^{-2}

3) Zn^{+2} і NO_3^-

4) Zn^{+2} і S^{-2}

7. укажіть речовини, які потрібно використати для здійснення перетворення $Cu^{+2} + 2OH^- = Cu(OH)_2$:

1) купрум*(II)* сульфат і калій гідроксид

2) купрум*(I)* хлорид і калій гідроксид

3) купрум*(II)* хлорид і калій карбонат

4) купрум*(II)* хлорид і вода

8. Укажіть формулу речовини, яка є сильним електролітом:

1) H_2CO_3

2) KNO_3

3) HNO_2

4) $Cu(OH)_2$

9. Укажіть сполуку, яка під час дисоціації утворює гідросульфіт-йони:

1) $KHSO_4$

2) $KHSO_3$

3) KHS

4) K_2SO_3

10. Укажіть, між якими розчинами електролітів відбудеться реакція йонного обміну:

1) $BaCl_2 + HNO_3 \rightarrow$

2) $Ba(NO_3)_2 + K_2SO_4 \rightarrow$

3) $BaCl_2 + KNO_3 \rightarrow$

4) $BaCl_2 + HBr \rightarrow$

11. Укажіть формули електролітів, які потрібно використати, щоб реакція відбулась відповідно до йонно-молекулярного рівняння $H^+ + OH^- = H_2O$:

1) $H_2S, CaCO_3$

2) $HCl, Al(OH)_3$

3) HCl, K_2O

4) $HCl, Ba(OH)_2$

12. Укажіть формулу речовини, яка утворює під час дисоціації йони Mn^{+2}:

1) $MnCl_2$

2) Mn_3O_4

3) K_2MnO_4

4) $KMnO_4$

13. Укажіть йони, які можуть одночасно міститися в розчині:

1) Zn^{+2} і PO_4^{-3}

2) Zn^{+2} і CO_3^{-2}

3) Zn^{+2} і NO_3^-

4) Zn^{+2} і S^{-2}

13. укажіть речовини, які потрібно використати для здійснення перетворення $Fe^{+3} + 3OH^- = Fe(OH)_3$:

1) ферум*(III)* сульфат і калій гідроксид

2) ферум*(II)* сульфіт і калій гідроксид

3) ферум*(III)* ортофосфат і калій гідроксид

4) ферум*(II)* хлорид і вода

14. Укажіть формулу речовини, яка є електролітом середньої сили:

1) H_2CO_3

2) KCl

3) HNO_3

4) H_3PO_4

15. Укажіть формулу речовини, яка дисоціює стінчасто у водному розчині:

1) HBr

2) $NaCl$

3) KOH

4) $Cu(OH)_2$

16. Укажіть формулу речовини, яка дисоціює в одну ступінь у водному розчині:

1) H_3PO_4
2) $KHSO_3$
3) $BaCl_2$
4) $Cu(OH)_2$

17. Укажіть формулу речовини, яка є слабким електролітом:

1) CH_3COOH
2) KCl
3) $Ba(OH)_2$
4) $Ca(OH)_2$

18. Укажіть формулу речовини, яка утворює під час дисоціації йони Fe^{+3}:

1) $FeCl_3$
2) $Fe(OH)_2$
3) Fe_2O_3
4) Fe_3O_4

19. Укажіть формулу речовини, дисоціація якої відбувається стінчасто у водному розчині:

1) $MnCl_2$
2) $LiOH$
3) H_3PO_4
4) $Na_2(SO_4)_3$

20. Укажіть формулу речовини, яка утворює під час дисоціації йони Ca^{+2}:

1) CaO
2) CaH_2
3) $CaCl_2$
4) CaO_2

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6

Реакції обміну в розчинах електролітів

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

Реактиви: *металічний цинк, розчини: плюмбум нітрату, натрій карбонату, купрум(II) 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**

Шматочок цинку додайте у розчин оцтової, хлоридної та сульфатної кислот. Запишіть рівняння реакцій.

Дослід 2. **Якісні реакції йонів**

Розчин аргентум нітрату додайте до розчинів хлоридної кислоти, кальцій хлориду, калій хлорату. Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій.

Дослід 3. **Реакції, що відбуваються з утворенням осаду**

а) Із наявних реактивів оберіть необхідні для одержання сполук: плюмбум сульфіду, кальцій карбонату, купрум*(II)* гідроксиду. Здійсніть реакції. Запишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій.

б) Здійсніть реакції, які відповідають скороченим йонним рівняннями:

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

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

Складіть молекулярні рівняння реакцій.

Дослід 4. **Реакції з утворенням малодисоціюючих речовин**

Здійсніть реакцію між розчином натрій ацетату і хлоридною кислотою. Яка ознака проходження цієї реакції? Запишіть молекулярне та йонні рівняння реакції.

ПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Як відбувається дисоціація карбонатної кислоти? Запишіть рівняння дисоціації.
2. Для взаємодії розчинів напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій: а) амоній гідроксиду з оцтовою кислотою; б) карбон*(IV)* оксиду з кальцій гідроксидом; в) купруму*(II)* сульфату з натрій сульфідом.
3. Обчислити *pH* шлункового соку, якщо масова частка хлоридної кислоти становить *0,5 %*. ($\rho = 1$ *г/мл*).
4. Знайдіть значення водневого та гідроксильного показників для розчину барій гідроксиду з концентрацією *0,001 моль/л*.
5. Складіть молекулярні рівняння реакцій, що відповідають даним скороченим йонним рівнянням:
   а) $Ag^+ + I^- = AgI\downarrow$;
   б) $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$;
   в) $Co^{2+} + 2OH^- = Co(OH)_2\downarrow$.
6. Складіть рівняння реакцій, які будуть проходити в один бік до повного використання вихідних речовин:
   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, що відповідають схемам перетворень:
а) $CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca^{2+} \rightarrow CaSO_4$; б) $Cl_2 \rightarrow Cl^- \rightarrow AgCl$.
8. Для наведених молекулярних рівнянь реакцій складіть повні йонні та скорочені йонні рівняння.
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. З якими розчинами буде реагувати хлоридна кислота: $NaOH$, Na_2S, $AgNO_3$, KNO_3? Свою відповідь підтвердіть молекулярними та йонними рівняннями реакцій.
10. Запишіть молекулярні рівняння реакцій, що відповідають даним скороченим йонним:
а) $NH_4^+ + OH^- \rightarrow$; б) $CH_3COO^- + H^+ \rightarrow$; в) $Ba^{2+} + PO_4^{3-} \rightarrow$

8. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Гідроліз солей — *це обмінна реакція солей з водою, що відбувається з утворенням слабкого електроліту.*

Солі можна розділити на чотири типи, керуючись силою кислот і основ, взаємодією яких між собою утворена дана сіль:

1). Солі, утворені сильною кислотою і сильною основою: $NaCl$, KNO_3, $CaCl_2$.

Гідроліз таких солей не відбувається, $pH = 7$ – нейтральне середовище;

2). Солі, утворені слабкою кислотою і сильною основою: $NaCN$, K_2CO_3, Li_2S.

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;

3). Солі, утворені сильною кислотою і слабкою основою: NH_4Cl, $ZnBr_2$, $Pb(NO_3)_2$.

Гідроліз 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;

4). Солі, утворені слабкою кислотою і слабкою основою: NH_4CN, ZnS, CH_3COONH_4.

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 слабколужне або слабкокисле, в залежності від того, який із утворених слабких електролітів дисоціює краще, кислота чи основа. Середовище в розчинах таких солей визначають за константами дисоціації малодисоціюючих продуктів реакції.

Гідроліз солей багатоосновних кислот або основ протікає ступінчасто.

1.) $Na_2S + H_2O \leftrightarrow NaHS + NaOH$;

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

2). $NaHS + H_2O \leftrightarrow H_2S + NaOH$;

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

Кількісно охарактеризувати гідроліз можна за допомогою ступеня гідролізу і константи гідролізу.

Ступінь гідролізу визначається відношенням числа молів солі, що прогідролізували, до загального числа молів солі. Ступінь гідролізу залежить від природи речовини, концентрації солі у розчині і температури. Ступінь гідролізу збільшується зі зменшенням концентрації розчину і збільшенням його температури. ***Константа гідролізу*** є константою рівноваги процесу гідролізу, характеризує проходження гідролізу повніше.

ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

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

Розв'язування. 1) Гідроліз K_3PO_4 відбувається ступінчасто.

Перший ступінь: а) скорочена йонна форма:

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

б) повна йонна форма:

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

в) молекулярна форма:

$Na_3PO_4 + H_2O \leftrightarrow Na_2HPO_4 + NaOH$.

Другий ступінь:

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

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

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

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

2) Гідроліз $Cu(NO_3)_2$ відбувається ступінчасто.

Перший ступінь:

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

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

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

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

3) Сіль *NaCl*, утворена сильною кислотою і сильною основою, гідроліз не відбувається. Середовище нейтральне.

2. У пробірку з нагрітим водним розчином цинк хлориду помістили шматочок цинку. Напишіть рівняння реакцій.

Розв'язування. Нагрівання сприяє зміщенню рівноваги вправо:

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

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

В розчині будуть утворюватись йони Гідрогену, вони будуть реагувать із металічним цинком:

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

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

Збільшення концентрації йонів Zn^{2+} призводить до зміщення рівноваги реакції вліво. Гідроліз цинк хлориду, таким чином, послаблюється.

Тестові завдання

1. У водному розчині концентрація йонів OH^- дорівнює 10^{-3} *моль/л*. Яке значення *pH* у цьому розчині:

1) 5
2) 6
3) 11
4) 12

2. У розчині якої солі *pH > 7:*

1) $FeCl_3$
2) K_2CO_3
3) $CuSO_4$
4) $ZnCl_2$

3. Продуктом гідролізу якої солі буде основна сіль:

1) K_2S
2) Na_2CO_3
3) NH_4Cl
4) $CuCl_2$

4. Як можна зменшити ступінь гідролізу калій сульфіду:

1) збільшити температуру
2) зменшити температуру
3) розбавити розчин
4) прилити кислоти

5. Яка сіль гідролізує за катіоном та аніоном:
1) NH_4CN
2) $CrCl_3$
3) $CuSO_4$
4) $ZnCl_2$

6. Сіль $FeCl_3$ утворена:
1) сильною основою і сильною кислотою
2) сильною основою і слабкою кислотою
3) слабкою основою і слабкою кислотою
4) слабкою основою і сильною кислотою

7. У водному розчині концентрація йонів OH^- дорівнює 10^{-2} *моль/л*. Яке значення *pH* у цьому розчині:
1) 5
2) 6
3) 11
4) 12

8. У розчині якої солі $pH > 7$:
1) NH_4Cl
2) Na_2CO_3
3) $ZnSO_4$
4) $CuCl_2$

9. Продуктом гідролізу якої солі буде основна сіль:
1) Na_3PO_4
2) K_2CO_3
3) $ZnCl_2$
4) $(NH_4)_2SO_4$

10. Як можна зменшити ступінь гідролізу натрій сульфіду:
1) збільшити температуру
2) зменшити температуру
3) розбавити розчин
4) прилити кислоти

11. Розчини якої солі мають нейтральну реакцію:
1) NaBr
2) Na_2CO_3
3) NH_4Cl
4) $AlCl_3$

12. Сіль *KCN* утворена:
1) сильною основою і сильною кислотою
2) сильною основою і слабкою кислотою
3) слабкою основою і слабкою кислотою
4) слабкою основою і сильною кислотою

13. Яка концентрація гідроксид-йона (*моль/л*) у розчині, *pH* якого дорівнює *8?*
1) 10^{-1}
2) 10^{-7}
3) 10^{-4}
4) 10^{-8}

14. Розчини якої солі мають кислу реакцію:
1) NaCl
2) K_2CO_3
3) NH_4Cl
4) Na_2S

15. Яка сіль не піддається гідролізу:
1) $FeCl_3$
2) KNO_3
3) $PbSO_4$
4) $ZnBr_2$

16. Водний розчин солі, утвореної сильною основою і слабкою кислотою, має реакцію середовища:
1) кислу
2) нейтральну
3) лужну
4) слабкокислу

17. Водний розчин солі, утвореної сильною кислотою і слабкою основою, має реакцію середовища:

1) кислу
2) нейтральну
3) лужну
4) слабколужну

18. Яка сіль гідролізує за аніоном:
1) K_2SiO_3
2) $NaNO_3$
3) $ZnSO_4$
4) $PbCl_2$
19. Яка сіль гідролізує за катіоном:
1) K_2CO_3
2) $NaNO_3$
3) $HgSO_4$
4) $CaCl_2$

20. Якщо в розчині солі накопичуються іони Гідрогену (H^+),
то його середовище буде:
1) кисле
2) нейтральне
3) лужне
4) слабколужне

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7

Гідроліз солей

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

Реактиви: *розчини: лакмусу, метилового оранжевого, фенолфталеїну, амоніаку, алюміній сульфату, натрій карбонату, натрій гідроксиду; розведена 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 в 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.

Результати досліду запишіть у вигляді таблиці:

Дослідні дані, отримані при забарвленні індикаторів у різних середовищах

Назва індикатору	Кисле	Нейтральне	Лужне
Лакмус			
Фенолфталеїн			
Метиловий оранжевий			

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

Підготуйте чотири пробірки. У першу налийте розчин хлоридної кислоти, у другу – оцтової кислоти, в третю – амоніаку, в четверту – дистильоваує воду. У кожну пробірку занурте смужечку індикаторного папірця. Визначте *pH* кожного розчину і води. Результати досліду запишіть у вигляді таблиці:

Дослідні дані, отримані при визначенні pH за допомогою універсального індикатору

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

Дослід 3. **Гідроліз солей**

У чотири пробірки налийте приблизно по *1 мл* води і додайте по дві краплі індикатору лакмусу. У першу пробірку внесіть натрій карбонат, у другу – цинк хлорид, у третю – натрій нітрат. Четверту пробірку залиште для порівняння.

Для тих солей, що гідролізують, запишіть рівняння гідролізу.

Дослід 6.4. **Взаємне посилення гідролізу солі слабкої основи сіллю слабкої кислоти**

До розчину алюміній сульфату додайте такий же об'єм розчину натрій карбонату. В розчині алюміній сульфату встановиться рівновага:

$Al^{3+} + H_2O \leftrightarrow AlOH^{2+} + H^+$,

в розчині натрій карбонату:

$CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$.

У випадку зливання розчинів $Al_2(SO_4)_3$ і Na_2CO_3 йон Гідрогену H^+ буде сполучатись з йоном HCO_3^-:

$H^+ + HCO_3^- \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$;

а йони OH^- – з йонами $AlOH^{2+}$:

$OH^- + AlOH^{2+} \rightarrow Al(OH)_2^+$;

$AlOH^{2+} + 2OH^- \rightarrow Al(OH)_3\downarrow$.

Відділіть осад, промийте водою та додайте хлоридну кислоту. Якщо осад містить карбонати, буде виділятись газ CO_2.

Дослід 6.5. **Вплив температури на ступінь гідролізу**

Розчин натрій ацетату налийте у дві пробірки, додайте в кожну пробірку по *1* краплі розчину фенолфталеїну. Одну з цих пробірок нагрійте. Порівняйте забарвлення у двох пробірках. Нагріту пробірку охолодіть. Що відбувається?

ПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Запишіть рівняння гідролізу сполук K_2SO_4; Al_2S_3; CH_3COONa в молекулярному та йонному вигляді. Яке середовище в розчинах даних солей?
2. Серед сполук K_2S; $MgSO_4$; $Cr(NO_3)_3$; KCl оберіть ті солі, які гідролізують у водному розчині і запишіть рівняння гідролізу.
3. Запишіть рівняння гідролізу солей KCN, $NaCl$, $Cu(NO_3)_2$.
4. Яка з наведених солей не буде гідролізувати у водному розчині: $Zn(NO_3)_2$, KNO_3, $NaCN$?
5. Запропонуйте молекулярні рівняння гідролізу, що відповідають скороченим йонним:
   а) $Fe^{3+} + 2H_2O \leftrightarrow Fe(OH)_2^+ + 2H^+$;
   б) $CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$.
6. Запропонуйте молекулярні рівняння гідролізу, що відповідають скороченим йонним:
   а) $NH_3^+ + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + H^+$;
   б) $Al^{3+} + 2H_2O \leftrightarrow Al(OH)_2^+ + 2H^+$.
7. Серед наведених сполук: $CrCl_3$; $Pb(NO_3)_2$; $LiCl$ оберіть ті солі, що гідролізують, запишіть для них рівняння гідролізу і вираз для константи гідролізу.
8. Поясніть, чому в розчинах солей натрій карбонату і калій ціаніду лужне середовище, а в розчинах амоній нітрату і амоній хлориду – кисле. Підтвердіть відповідь рівняннями.
9. Запишіть рівняння ступінчастого гідролізу солей:
   а) натрій сульфіту;
   б) алюміній хлориду;
   в) ферум*(III)* сульфату.
10. Запишіть рівняння гідролізу калій карбонату, натрій фосфату і амоній сульфату.

9. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

Є два типи хімічних реакцій. Одні відбуваються без зміни ступенів окиснення атомів хімічних елементів. Для інших характерна зміна ступенів окиснення елементів.

Окисно-відновними *називаються реакції, в результаті яких змінюється ступінь* окиснення атомів елементів, які входять до складу реагуючих речовин**.**

Ступінь окиснення – це умовна величина, що дорівнює заряду атома в сполуці, якщо зробити припущення, що сполука складається із йонів.

Насправді чисто йонних зв'язків не існує, істинні заряди атомів в сполуках можуть відрізнятись від ступеней окиснення.

Існують правила для визначення ступеней окиснення:

- в простих речовинах атоми елементів мають ступінь окиснення *0*;
- атоми металів в сполуках мають тільки позитивний ступінь окиснення;
- атом Гідрогену у всіх складних сполуках має ступінь окиснення *+1*. Винятком є гідриди металів, в яких ступінь окиснення Гідрогену дорівнює *–1*;
- Оксиген в більшості складних сполук має ступінь окиснення *–2*. Виняток складають пероксидні сполуки, в яких ступінь окиснення Оксигену *–1*. В сполуці з Флуором OF_2 ступінь окиснення Оксигену *+2*;
- Флуор у всіх складних сполуках має ступінь окиснення *–1*;
- сума ступенів окиснення атомів усіх елементів, що входять до складу електронейтральної молекули, дорівнює нулю;
- сума ступенів окиснення усіх атомів, що входять до складу йону, дорівнює заряду цього йону.

Атом окиснюється, якщо в результаті реакції відбувається збільшення його ступеня окиснення.

$Fe^{2+} - e^- \rightarrow Fe^{3+}$;

$2I^- - 2e^- \rightarrow I_2^o$.

Атом відновлюється, якщо спостерігається зменшення його ступеня окиснення в ході реакції.

$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$;

$I_2^o + 2e^- \rightarrow 2I^-$.

Наведені приклади показують, що окиснення пов'язано з віддаванням електронів, а відновлення – з приєднанням електронів.

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

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу слід дотримуватись наступних положень:

- записати схему реакції;
- скласти електронні рівняння процесів окиснення та відновлення;

- урівняти число приєднаних і відданих електронів;
- перенести множники із електронних рівнянь в молекулярні;
- перевірити чи урівняна реакція, якщо необхідно, застосувати нові коефіцієнти.

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.

Прості речовини – метали в окисно-відновних процесах виконують роль відновників. Прості речовини – неметали можуть бути і окисниками, і відновниками.

Окисні або відновні властивості залежать від ступеня окиснення атома елемента в сполуці. Елемент з найвищим для нього ступенем окиснення може бути тільки окисником, з нижчим – тільки відновником, а з проміжним значенням ступеня окиснення може бути і окисником, і відновником.

ВПЛИВ СЕРЕДОВИЩА НА ХІД ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Реакції окиснення-відновлення можуть відбуватись в різних середовищах: у кислому, нейтральному і лужному. Середовище впливає на характер перебігу реакції між одними й тими самими речовинами. Для створення у розчині кислого середовища використовують H_2SO_4. Для створення лужного середовища застосовують розчини *KOH* і *NaOH*.

$$MnO_4^- \xrightarrow{H^+} Mn^{2+}, \text{ безбарвний розчин солі}$$
$$MnO_4^- \xrightarrow{H_2O} MnO_2, \text{ бурий осад}$$
$$MnO_4^- \xrightarrow{OH^-} MnO_4^{2-}, \text{ розчин солі зеленого кольору}$$

В кислому середовищі:

$5Na_2SO_3 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 5Na_2SO_4 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$;

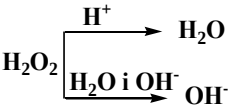
В нейтральному середовищі:

$3Na_2SO_3 + 2KMnO_4 + H_2O = 3Na_2SO_4 + 2MnO_2\downarrow + 2KOH$;

В 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:



$2FeSO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2H_2O$;

$2KI + H_2O_2 \rightarrow I_2 + 2KOH$.

В реакції з дуже сильним окисником $KMnO_4$, 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 І ВПРАВИ

1. Допишіть рівняння реації:

$Cu + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow ...$

Розв'язування. Для Купруму в сполуках найхарактерніший ступінь окиснення *+2*. Тому в присутності сульфат-йонів утвориться купруму*(II)* сульфат. Сульфур у ступені окиснення *+6* відновлюється слабкими відновниками до ступення окиснення *+4*. Отже, утворюється оксид сульфуру*(IV)*. Йони Гідрогену від кислоти зазвичай входять до складу води. Схема реакції:

$Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$.

За допомогою методу електронного балансу підберемо коефіцієнти і отримаємо рівняння:

$Cu^o - 2e \rightarrow Cu^{2+}$ | 2 | 1

$S^{+6} + 2e \rightarrow S^{+4}$

$Cu + 2H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$.

2. Складіть рівняння окисно-відновної реації:

$KI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow ...$

Розв'язування. Манган у калій перманганаті має вищий ступінь окиснення *+7*, отже, $KMnO_4$ *є* окисником. Реакція відбувається в кислому середовищі, тому продуктом відновлення калій перманганату буде Mn^{2+} *(*$MnSO_4$*)*. Відновником є йодид-йон, який окиснюється до молекулярного йоду. Катіони Калію із сульфат-йонами утворюють калій сульфат, а йони Гідрогену утворюють воду. Схема реакції:

$KI^- + KMn^{+7}O_4 + H_2SO_4 \rightarrow Mn^{+2}SO_4 + I_2^0 + K_2SO_4 + H_2O$.

Складаємо схему електронного балансу:

$2I^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow I_2^0$ | 5

$Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}$ | 2

Застосуємо одержані коефіцієнти:

$10\ KI^- + 2\ KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow 2\ MnSO_4 + 5I_2 + K_2SO_4 + H_2O$.

Знаходимо інші коефіцієнти для повного урівнювання:

$10\ KI^- + 2KMnO_4 + 8\ H_2SO_4 \rightarrow 2\ MnSO_4 + 5I_2 + 6\ K_2SO_4 + 8H_2O$.

3. Доберіть коефіцієнти у схемі окисно-відновної реакції:

$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$.

Розв'язування.

$H_2^o - 2e \rightarrow 2H^+ \quad \begin{vmatrix} 2 \\ 4 \end{vmatrix} \begin{vmatrix} 2 \\ 1 \end{vmatrix}$

$O_2^o + 2 \cdot 2e \rightarrow 2O^{-2}$

Отримуємо рівняння:

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$.

4. Допишіть і урівняйте рівняння окисно-відновної реакції:

$As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow \ldots$

Розв'язування.

$3\ As_2S_3 + 28\ HNO_3 + 4H_2O \rightarrow 6\ H_3AsO_4 + 9\ H_2SO_4 + 28NO$.

$2As^{+3} - 2\bar{e} \rightarrow 2As^{+5}$

$3S^{-2} - 8\bar{e} \rightarrow 3S^{+6}$ $\Big| \ 28\bar{e} \Big|$ 3

$N^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow N^{+2}$ 28

Тестові завдання

1. Під час зміни ступеня окиснення Купруму з *0* до *+6* він:

1) приєднує *6* електронів

2) віддає *6* електронів

3) віддає *8* електронів

4) приєднує *4* електрони

2. Укажіть, скільки електронів візьме участь у процесі, який описують схемою $N^{+5} + ?e^- \rightarrow N^{+4}$:

1) 2

2) 5

3) 8

4) 9

3. Укажіть речовину, яка виступає в окисно-відновних реакціях лише як окисник:

1) $CrSO_4$

2) CrO_3

3) $CrCl_2$

4) $KCrO_2$

4. Укажіть схему окисно-відновної реакції, у якій сірка виступає як окисник:

1) $Al + S \rightarrow Al_2S_3$

2) $S + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + H_2O$

3) $S + O_2 \rightarrow SO_2$

4) $S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$

5. Укажіть кількість електронів, які приймає окисник в окисно-відновній реакції, схема якої $NO_2 + O_2 + H_2O \rightarrow HNO_3$:

1) 2

2) 3

3) 4

4) 5

6. Укажіть речовину, яка виступає в окисно-відновних реакціях лише як окисник:

1) N_2

2) NO

3) KNO_2

4) KNO_3

7. У реакції, що описують рівнянням

$2CrO_3 + 12HCl = 2CrCl_3 + 3Cl_2 + 6H_2O$:

1) Хром окиснюється

2) Хлор окиснюється

3) Оксисен відновлюється

4) Гідроген відновлюється

8. Якщо атом Мангану зі ступенем окиснення +7 приймає п’ять електронів, то електронне рівняння цього процесу буде:

1) $Mn^{+7} + 5e^- \rightarrow Mn^{+2}$

2) $Mn^{+7} - 5e^- \rightarrow Mn^{+2}$

3) $Mn^{+2} + 5e^- \rightarrow Mn^{+7}$

4) $Mn^{+2} - 5e^- \rightarrow Mn^{+7}$

9. Укажіть речовину, яка виступає в окисно-відновних реакціях і як окисник, і як відновник:

1) $K_2Cr_2O_7$

2) H_2SO_4

3) $KMnO_4$

4) H_2O_2

10. Укажіть схему процесу відновлення:

1) $Ba^0 \rightarrow Ba^{+2}$
2) $Cl^0 \rightarrow Cl^{+1}$
3) $C^{+2} \rightarrow C^{+4}$
4) $Cl^{+5} \rightarrow Cl^{-1}$

11. Укажіть формули речовин, що містять металічний елемент зі ступенем окиснення *+1:* 1) Cl_2O; 2) Cu_2O; 3) MnO; 4) Cs_2O; 5) Cr_2O_3; 6) MnO_2
1) 2, 3
2) 3, 4
3) 4, 6
4) 2, 4

12. Укажіть назву речовини, у реакції з якою Фосфор є відновником
1) кальцій
2) калій
3) хлор
4) цинк

13. За електронною будовою атома визначте мінімальний і максимальний ступені окиснення елемента *...*$4s^2\ 4p^3$*:*
1) +3 і *-3*
2) +4 і *-4*
3) -3 і *+5*
4) -1 і *+6*

14. Укажіть схему процесу відновлення:
1) $Ba^0 \rightarrow Ba^{+2}$
2) $Cl^o \rightarrow Cl^{+1}$
3) $Cl^{+2} \rightarrow Cl^{+4}$
4) $Cl^{+5} \rightarrow Cl^{-1}$

15. Найсильнішим окисником із *p*-елементів *4*-го періоду є:
1) Хлор
2) Бром
3) Криптон
4) Манган

16. Укажіть йон-відновник у реакції, що відбувається за схемою
$HBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + S + H_2O$*:*
1) S^{+6}

2) Br^-
3) S^0
4) H^+

17. Чому дорівнює сума коефіцієнтів у лівій частині рівняння реакції
$CH_3OH + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow HCOOH + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$:
1) 10
2) 18
3) 20
4) 15

18. До якого типу реакцій належить дана реакція
$6\,KOH + 3Cl_2 \rightarrow KCLO_3 + 5KCl + 3H_2O$:
1) міжмолекулярного окиснення-відновлення
2) внутрішньо молекулярного окиснення-відновлення
3) диспропорціювання
4) окиснення

19. В якому середовищі відбувається реакція, що відповідає схемі
$Na_2SO_3 + KMnO_4 + \cdots \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + \cdots$:
1) у кислому
2) у нейтральному
3) у лужному
4) у спиртовому

20. Укажіть суму коефіцієнтів реакції
$As + HNO_{3,конц.} \rightarrow H_3AsO_4 + NO_2 + H_2O$:
1) 10
2) 18
3) 17
4) 13

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8

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 розчин купрум*(II)* сульфату занурте залізний цвях. Поверхня цвяху попередньо повинна бути добре зачищена. Залиште розчин на деякий час, потім дістаньте цвях і зазначте, які відбулись зміни. Складіть рівняння реакції.

Дослід 2. **Окиснення гідроген пероксиду калій перманганатом**

До розчину калій перманганату додайте *2* краплі розчину сульфатної кислоти і гідроген пероксид до знебарвлення. Що відбулося?

Дослід 3. **Окисні властивості перманганат-йона в різних середовищах**

а) До розчину калій перманганату додайте *2* краплі концентрованого розчину калій гідроксиду і розчин натрій сульфіту. Як змінюється колір розчину?

б) До розчину калій перманганату додайте воду і розчин натрій сульфіту. Що відбулося?

в) До розчину калій перманганату додайте *2* краплі розчину сульфатної кислоти і розчин натрій сульфіту. Як змінюється колір?

Запишіть рівняння реакцій, вкажіть окисник, відновник.

Дослід 4. **Окисно-відновна подвійність гідроген пероксиду**

а) До розчину манган нітрату додайте *2* краплі розчину калій гідроксиду і розчин гідроген пероксиду. Нагрійте. Що відбувається? Складіть рівняння реакції.

б) Одержаний в попередній реакції осад помістіть в іншу пробірку і додайте розчин нітратної кислоти до утворення кислого середовища. Потім додайте у пробірку розчин гідроген пероксиду до розчинення осаду. Складіть рівняння реакції.

Дослід 5. **Відновлення алюмінієм нітрат-йону до амоніаку**

У пробірку помістіть алюмінієві ошурки, додайте розчин натрій нітрату і розчин натрій гідроксиду. До отвору пробірки прикріпіть смужечку змоченого водою червоного лакмусового папірця і закрийте пробірку шматочком вати. Спостерігайте, як через кілька хвилин змінюється забарвлення папірця. Поясніть одержані результати.

Дослід 6. **Відновлення концентрованої нітратної кислоти**

(Виконувати під тягою!) У пробірку помістіть шматок мідного дроту і додайте нітратну кислоту, пробірку нагрійте.

Дослід 7. **Розкладання плюмбум*(II)* нітрату**

(Виконувати під тягою!) У пробірку помістіть кристалічний плюмбум(*II)* нітрат, пробірку нагрійте. Складіть рівняння реакції і зазначте, до якого типу окисно-відновних реакцій вона відноситься.

Дослід 8. **Відновлення калій дихромату йонами оксалатної кислоти**

До розчину калій дихромату додайте *2* краплі розчину сульфатної кислоти і розчин натрій оксалату $Na_2C_2O_4$ до зміни забарвлення.

Дослід 9. **Самоокиснення – самовідновлення йоду**

Помістіть невелику кількість кристалічного йоду в пробірку. Додайте до йоду розчин натрій гідроксиду, нагрійте пробірку до розчинення йоду. Допишіть рівняння реакції:

$I_2 + NaOH \rightarrow NaIO + \ldots\ldots$

До отриманого розчину додайте *2* краплі сульфатної кислоти, реакція піде в зворотному напрямку. Допишіть рівняння реакції:

$NaIO + Na + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + \ldots\ldots$

Дослід 10. **Внутрішньомолекулярне окиснення і відновлення амоній дихромату**

Кристалічний амоній дихромат $(NH_4)_2Cr_2O_7$ помістіть у суху пробірку і нагрійте. Які продукти утворюються? Запишіть рівняння реакції.

ПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Знайдіть еквівалентну масу сульфатної кислоти в наступних реакціях:
   $HI + H_2SO_4 \rightarrow J_2 + H_2S + H_2O$;
   $HBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + SO_2 + H_2O$.
2. Знайдіть еквівалентну масу $KClO_4$ в реакціях, де він відновлюються до хлорид-йону і до молекулярного хлору.
3. В яких із схем реакцій Нітроген окиснюється, а в яких відбувається його відновлення:
   а) $(NH_4)^+ \rightarrow N_2$; б) $(NO_3)^- \rightarrow NO$; в) $(NO_2)^- \rightarrow (NO_3)^-$; г) $NO \rightarrow (NO_2)^-$?
4. Укажіть ступінь окиснення атомів елементів, що підкреслені у формулах сполук:
   $H\underline{N}O_3$; $K_2\underline{Cr}O_4$; $\underline{Fe}Cl_3$; $\underline{S}O_3$; $K\underline{N}O_2$; $K\underline{Cr}O_2$; $Na_2\underline{S}$; $K\underline{J}$; $Fe\underline{S}O_4$.
5. Урівняйте окисно-відновні реакції:
   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. В даних схемах укажіть кількість електронів, яка була віддана або приєднана атомом елементу:
   $(MnO_4)^- \rightarrow Mn^{2+}$; $(MnO_4)^{2-} \rightarrow MnO_4^-$; $(NO_3)^- \rightarrow NH_4^+$.
7. Процес природної нітрифікації відповідає схемі:
   $NH_3 \rightarrow NH_2OH \rightarrow (NO)^- \rightarrow (NO_2)^- \rightarrow (NO_3)^-$.
   Встановіть, процес відновлення чи окиснення відповідає кожному етапу.

8. Поясніть, чому для хімічних елементів відслідковується періодична зміна окисно-відновних властивостей в періодичної системи Д.І. Менделєєва.

8. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Багато солей, кислот і основ належить до великої групи складних комплексних сполук, будову яких важко пояснити, виходячи із звичайних значень валентності елементів. Будова і властивості таких сполук більш вдало були описані у *координаційній теорії швейцарського хіміка А. Вернера (1893 р.).* Дані сполуки містять центральний атом – ***комплексоутворювач***. Як правило, це позитивно заряджений йон металу, що координує навколо себе протилежно заряджені йони або молекули (NH_3, H_2O), які називаються ***лігандами***. Комплексоутворювач разом з лігандами формують ***комплексний йон*** або ***внутрішню сферу*** комплексної сполуки. Комплексоутворювач також називають *центральним* атомом. Заряд комплексного йону дорівнює сумі зарядів комплексоутворювача і лігандів. Якщо сумарний заряд позитивний, комплексна сполука є катіонного типу *($[Cu(NH_3)_2]SO_4$)*. Негативне значення заряду комплексного йону свідчить про те, що сполука належить до аніонного типу ($K_2[PtCl_4]$). Заряд комплексного йону може бути таким, що дорівнює нулю. В цьому випадку комплексна сполука буде нейтрального (молекулярного типу ($[Pt(NH_3)_4]$). Комплексоутворювач характеризується *координаційним числом.* Під ***координаційним числом*** комплексоутворювача розуміють число зв'язків, якими ліганди з'єднанні з комплексоутворювачем і число координаційних місць, які вони можуть займати у внутрішній сфері. Якщо ліганди займають одне координаційне місце, їх називають *монодентатними*. Ліганди, що займають більше число координаційних місць, називають *полідентатними*.

Максимальне число координаційних місць, які здатен займати ліганд, називають його координаційною ємністю або *дентатністю.*

Ті йони, що знаходяться за межами комплексного йону, складають ***зовнішню сферу***. Сумарний заряд йонів зовнішньлї сфери чисельно дорівнює заряду комплексного йону, але має протилежний знак.

Комплексні сполуки в твердому стані утворюють кристалічні гратки. У вузлах граток розміщуються комплексні йони, які також можуть існувати у розчинах. Хімічні формули, у яких комплексний йон відокремлений квадратними дужками, називають *координаційними.*

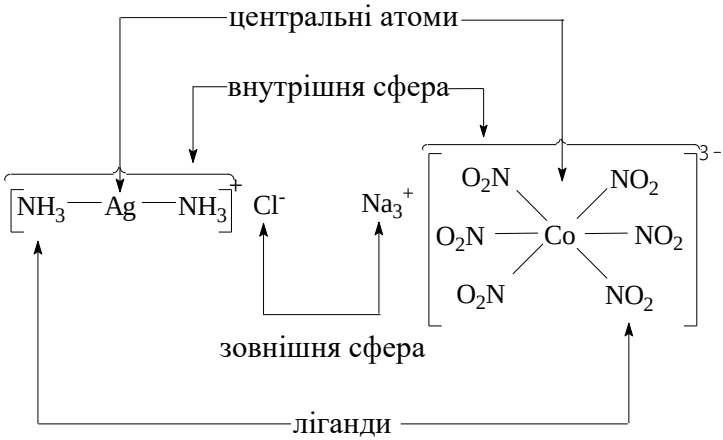


Схема комплексних сполук

Крім класифікації комплексних сполук за зарядом комплексного йону, є і інші класифікації. Так, наприклад, сполуки поділяють за характером лігандів на: аквакомплекси, амінокомплекси, амідокомплекси, гідроксокомплекси, ацидокомплекси та змішані комплекси.

НОМЕНКЛАТУРА КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК

Складання назви комплексних сполук катіонного та нейтрального типу починають з лігандів, потім називають центральний йон, останніми називають йони зовнішньої сфери наприклад *$[Ag(NH_3)_2]Cl$* - діамінаргентум*(I)* хлорид,

$[Co(NH_3)_6]Br_3$ – гексаамінкобальт*(III)* бромід, *$[PtCl_2(NH_3)_2]$* – діаміндихлороплатина*(II)*.

Для утворення назви аніонного типу сполук спочатку називають йони зовнішньої сфери, потім вказують ліганди, останнім вказують комплексоутворювач із суфіксом – *ат.*

$K[Al(OH)_4]$ – калій тетрагідроксоалюмінат.

Назви лігандів:

а) назви нейтральних молекул: *NH_3* – амін; *H_2O* – аква; *CO* – карбоніл;

б) до назв негативно заряджених лігандів додають літеру – *о*.

Якщо назва аніона закінчується на – *ід,* - *ид,* - *ат* (у деяких випадках – *іт*, -*ит*), 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.

Число лігандів позначають грецькими числівниками: *моно-, ди-, три-, тетра-, пента-, гекса-,* тощо. Назви лігандів перелічують за алфавітним порядком.

ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

1. У складі комплексних сполук $K_2[Cd(CN)_4]$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $[PtCl_2(NH_3)_2]$ визначте заряд комплексоутворювача, лігандів, внутрішньої та зовнішньої сфери. Назвіть сполуки.

Розв'язування.

1). $K_2[Cd(CN)_4]$ – калій тетраціанокадміат*(II):*

$2K^+$ – зовнішня координаційна сфера;

$[Cd(CN)_4]^{2-}$ – внутрішня координаційна сфера;

Cd^{2+} – комплексоутворювач;

CN^- – ліганд;

4 – координаційне число.

2). $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ – 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.

3). $[PtCl_2(NH_3)_2]$ – діаміндихлоридоплатина*(II):*

$[PtCl_2(NH_3)_2]$ – внутрішня координаційна сфера;

Pt^{2+}– комплексоутворювач;

Cl^-, NH_3 – ліганди;

2– координаційне число.

2. За назвою запишіть формулу комплексної сполуки:

а) пентаамінхлороплатина*(IV)* хлорид;

б) калій тетрайодомеркуріат*(II);*

в) натрій гексафлуоридоалюмінат.

Розв'язування.

а) пентаамінхлороплатина*(IV)* хлорид – $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$;

б) калій тетрайодомеркуріат*(II)* – $K_2[HgI_4]$;

в) натрій гексафлуороалюмінат – $Na_3[AlF_6]$.

3. Написати рівняння первинної та вторинної дисоціації комплексних сполук $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$ та $(NH_4)[Pt(OH)_2Cl_4]$.

Розв'язування.

1). Дисоціація комплексної сполуки:

первинна: $[Co(NH_3)_5Br]SO_4 \leftrightarrow [Co(NH_3)_5Br]^{2+} + SO_4^{2-}$;

вторинна: $[Co(NH_3)_5Br]^{2+} \leftrightarrow [Co(NH_3)_5]^{3+} + Br^-$;

$[Co(NH_3)_5]^{3+} \leftrightarrow [Co(NH_3)_4]^{3+} + NH_3$;

$[Co(NH_3)_4]^{3+} \leftrightarrow [Co(NH_3)_3]^{3+} + NH_3$;
$[Co(NH_3)_3]^{3+} \leftrightarrow [Co(NH_3)_2]^{3+} + NH_3$;
$[Co(NH_3)_2]^{3+} \leftrightarrow [Co(NH_3)]^{3+} + NH_3$;
$[Co(NH_3)]^{3+} \leftrightarrow Co^{3+} + NH_3$.

2). Дисоціація комплексної сполуки:

первинна: $(NH_4)_2[Pt(OH)_2Cl_4] \leftrightarrow 2(NH_4)^+ + [Pt(OH)_2Cl_4]^{2-}$;

вторинна: $[Pt(OH)_2Cl_4]^{2-} \leftrightarrow [Pt(OH)_2Cl_3]^{1-} + Cl^-$;

$[Pt(OH)_2Cl_3]^{1-} \leftrightarrow [Pt(OH)_2Cl_2] + Cl^-$;

$[Pt(OH)_2Cl_2] \leftrightarrow [Pt(OH)_2Cl]^+ + Cl^-$;

$[Pt(OH)_2Cl]^+ \leftrightarrow [Pt(OH)_2]^{2+} + Cl^-$;

$[Pt(OH)_2]^{2+} \leftrightarrow [Pt(OH)]^{3+} + OH^-$;

$[Pt(OH)]^{3+} \leftrightarrow Pt^{4+} + OH^-$.

4. Яка комплексна сполука утворюється в результаті взаємодії калій ціаніду і аргентум ціаніду? Складіть формулу сполуки. Напишіть молекулярні і йонні рівняння реакції.

Розв'язування. Комплексоутворювачем буде йон Аргентуму (Аргентум належить до *d*-елементів). Ліганди – це ціанід-йони, як йони протилежного знака. Комплексний йон має формулу $[Ag(CN)_2]^-$. У зовнішній сфері комплексної сполуки розташується йон Калію. Рівняння реакції:

$AgCN + KCN \rightarrow K[Ag(CN)_2]$;

$AgCN + CN^- \rightarrow [Ag(CN)_2]^-$.

5. Константа нестійкості комплексного йону $[Ag(NH_3)_2]^+$ має значення $9{,}3 \cdot 10^{-8}$, а константа нестійкості йону $[Ag(CN)_2]^-$ дорівнює $1{,}1 \cdot 10^{-21}$. Що буде відбуватись із комплексною сполукою $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, якщо на неї подіяти розчином калій ціаніду?

Розв'язування. складемо 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 йону $[Ag(CN)_2]^-$ менша, ніж константа нестійкості йону $[Ag(NH_3)_2]^+$, тому реакція буде проходити з утворенням більш міцного йону $[Ag(CN)_2]^-$. Комплексний катіон $[Ag(NH_3)_2]^+$ в результаті взаємодії з *KCN* буде руйнуватись з утворенням йону $[Ag(CN)_2]^-$.

Тестові завдання

1. Із яких молекул утворена сполука $Na_2[FeNO(CN)_5]$:

1) $NaNO_2 \cdot Fe(CN)_6$

2) $NaCN \cdot NO \cdot Fe(CN)_3$

3) $Fe(CN)_2 \cdot NaCN \cdot NO$

4) $Na_2O \cdot Fe(CN)_5 \cdot NO$

5) $2NaCN \cdot Fe(CN)_3 \cdot NO$

2. Яка координаційна формула справедлива для сполуки
$NaBr \cdot CuBr_2 \cdot H_2O$:
1) $Cu[NaBr_3 \cdot H_2O]$
2) $Na[CuBr_3]H_2O$
3) $Na[Cu\ H_2O \cdot Br]$
4) $CuBr[NaBr_2H_2O]$
5) $Na[CuBr_2 \cdot H_2O]Br$

3. В якій зі сполук заряд йона-комплексоутворювача найменший?
1) $K[Cr(SO_4)_2]$
2) $K_3[Fe(CN)_6]$
3) $K[VF_6]$
4) $[Pt(NH_3)_2]Cl_2$
5) $H[AuCl_4]$

4. Яка фігура відповідає комплексам, утвореним при sp^3-гібридизації атомних орбіталей?
1) плоский квадрат
2) тетраедр
3) тригональна біпіраміда
4) октаедр

5. Яка формула відповідає виразу константи нестійкості комплексного йона в сполуці $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$:
1) $K = [Cl^-]_4[NH_3]_5[Pt]^{4+} / [Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$
2) $K = [Cl^-]_3[NH_3]_5[Pt] / [Pt(NH_3)_5Cl]^{3+}$
3) $K = [Pt(NH_3)_5Cl]^{3+} / [Pt]^{4+}[NH_3]^5$
4) $K = [Cl^-][NH_3]^5[Pt]^{4+} / [Pt(NH_3)_5Cl]^{3+}$

6. Який ступінь окиснення має комплексоутворювач у сполуці $[Pt(NH_3)_5Br](NO_3)_3$?
1) +1
2) +2
3) +3
4) +4

7. Яке координаційне число має комплексоутворювач у сполуці
$[Cr(H_2O)_4\ Cl_2]Cl$:
1) 2

2) 3
3) 6
4) 5

8. Який заряд має комплекс $[Cu^{+2}(H_2O)Br_3]$?
1) +1
2) -1
3) +2
4) -2

9. Яке координаційне число найбільш характерне для комплексоутворювача Co^{+3}:
1) 3
2) 2
3) 6
4) 8

10. Як називається комплексна сполука $[Cr(H_2O)(NH_3)_4Cl]Cl_2$:
1) хлороамінаквахром*(III)* хлорид
2) хлороакватетраамінхромат*(III)*
3) хлоротетраамінаквахром*(III)* хлорид
4) акватетраамінхлорохром*(III)* хлорид

11. Укажіть тип комплексної сполуки $K_2[PtCl_4]$:
1) катіонний
2) аніонний
3) нейтральний
4) молекулярний

12. Укажіть кількість лігандів у сполуці $[Cr(OH)_3(H_2O)_3]$:
1) 3
2) 4
3) 6
4) 2

13. Укажіть комплексоутворювач у сполуці $Na_2[SiF_6]$:
1) Si^{+4}
2) Si^{+2}
3) F^{-1}
4) Na^{+1}

14. Визначте заряд комплексоутворювача у сполуці $Na[Al(OH)_4]$:

1) +3

2) +5

3) -3

4) -4

15. Укажіть заряд комплексного йону сполуки $Na_2[SiF_6]$:

1) +1

2) +2

3) -1

4) -2

16. Укажіть сполуку катіонного типу:

1) $K_3[Fe(CN)_6]$

2) $K_2[PtCl_4]$

3) $[Cu^{+2}(H_2O)Br_3]$

4) $[Cr(H_2O)_4\ Cl_2]Cl$

17. Дентатність – це:

1) мінімальне число координаційних місць, які здатен займати ліганд

2) максимальне число координаційних місць, які здатен займати ліганд

3) максимальний заряд, який може мати ліганд

4) мінімальний заряд, який може мати ліганд

18. Класифікація комплексних сполук на катіонні, аніонні, нейтральні визначає:

1) заряд комплексного йону

2) сумарний заряд лігандів

3) сумарний заряд йонів зовнішньої сфери

4) заряд комплексної сполуки

19. Заряд комплексного йону визначається:

1) алгебраїчною сумою зарядів комплексоутворювача і пов'язаних з ним лігандів

2) алгебраїчною сумою зарядів лігандів

3) алгебраїчною сумою зарядів комплексоутворювача і йонів зовнішньої сфери

4) алгебраїчною сумою зарядів йонів зовнішньої та внутрішньої сфери

20. Монодентатними називаються ліганди, які:

1) займають одне координаційне місце у внутрішній сфері

2) займають декілька координаційних місць у внутрішній сфері
3) займають два координаційних місця у внутрішній сфері
4) займають одне координаційне місце у зовнішній сфері

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9

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; кристалічний купрум(II) оксид.*

Дослід 1. **Одержання комплексних аніонів**

а) До розчину меркурій*(II)* нітрату додайте розчин калій йодиду до утворення осаду. Додайте надлишок калій йодиду у пробірку до розчинення утвореного осаду. Напишіть рівняння реакції.

б) До розчину аргентум нітрату додайте спочатку невелику кількість розчину натрій тіосульфату, а потім його надмір. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 2. **Одержання комплексних катіонів**

До розчину купрум*(II)* сульфату додайте концентрований розчин амоніаку до розчинення утвореного спочатку осаду основної солі.

Проведіть реакції солей цинку з розчином амоніаку. Спочатку подійте невеликою кількістю амоніаку на солі, потім застосуйте надмір амоніаку. Напишіть необхідні рівняння реакцій.

Дослід 3. **Одержання комплексу Купруму**

До кристалічного купрум*(II)* оксиду додайте розчин амінооцтової кислоти (гліцину). Спочатку нагрійте, потім охолодіть пробірку. До одержаного розчину додайте розсин натрій гідроксиду. Напишіть рівняння реакції.

Дослід 4. **Властивості подвійних та комплексних солей**

Дослідіть реакцію $FeCl_3$, $NH_4Fe(SO_4)$, $K_3[Fe(CN)_6]$ з розчином натрій гідроксиду. У якому випадку утворюється осад? Поясніть відповідь за допомогою рівнянь електролітичної дисоціації сполук.

ПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Вкажіть у складі комплексних сполук внутрішню координаційну сферу, її заряд, комплексоутворювач і його координаційне число, ліганди, зовнішню сферу. Назвіть сполуки:
   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. Складіть формули комплексних сполук, двох ізомерів для речовини складу $CoBrSO_4 \cdot 5NH_3$. Один із ізомерів з йонами Барію утворює осад, але не утворює осад з йонами Аргентуму. Другий ізомер з йонами Аргентуму утворює осад, але не утворює з йонами Барію.
3. Складіть рівняння дисоціації сполук: $Na_2[WS_4]$; $[Cr(H_2O)_4Cl_2]$; $K_2[PtCl_6]$; $K_5[ZrF_9]$.
4. Запишіть вирази для констант нестійкості комплексних йонів: $[Fe(CN)_6]^{3-}$; $[Cr(NH_3)_6]^{3+}$; $[Co(NH_3)_4(NO_2)_2]^+$.
5. Чому розчин комплексної солі $K_2[Cd(CN)_4]$ з сірководнем реагує з утворенням осаду, а в реакції з лугом осад не випадає.
6. У сполуках $[Cu(NH_3)_4]SO_4$; $H_2[SiF_6]$; $[Ni(NH_3)_6(OH)_2]$; $[Pt(NH_3)_4]Cl_2$; $[Co(NH_3)_5SO_4]$ зазначте зовнішню та внутрішню сфери, комплексоутворювач і його координаційне число, ліганди.
7. 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. Доповніть схеми таким чином, щоб отримати рівняння реакцій одержання комплексних сполук, в яких комплексоутворювач має координаційне число шість:
   $Cr_2(SO_4)_3 + NaOH(надл.) \rightarrow \ldots$;
   $Fe(OH)_3 + KCN(надл.) \rightarrow \ldots$
9. Які види ізомерії властиві комплексним сполукам? Складіть формули ізомерів для сполуки $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ і назвіть їх.
10. Запишіть рівняння дисоціації комплексних сполук $Na_3[Co(NO_2)_6]$, $K_4[Mo(CN)_8]$ *і* вирази *для* констант нестійкості.

РОЗДІЛ ІІ. ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХНІХ СПОЛУК

1. Е Л Е М Е Н Т И *ІА* Г Р У П И

Головну підгрупу *І* групи періодичної системи складають елементи: неметал Гідроген, метали Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій, Францій. Зовнішній енергетичний рівень даних елементів містить по одному електрону. Елементи є хімічно активними. Метали *І* групи головної підгрупи називають лужними металами. Це найактивніші метали в періодичній системі. Із збільшенням порядкового номера елементу, в підгрупі згори донизу відбувається послаблення зв'язку валентних електронів з ядром атома. Францій є найсильнішим металом. Хімічна активність залежить і від розмірів йонів, що утворюють атоми елементів. Розміри йонів збільшуються від Літію до Францію, тому більш міцний зв'язок буде в сполуках Літію з неметалами.

ГІДРОГЕН

H; $1s^1$, +1 (-1); Ar (H) = 1,008; проста сполука H_2 (H:H) – водень.

Ізотопи Гідрогену: протій ^1H, дейтерій ^2H *(D)* і тритій ^3H *(T)*.

Електронна конфігурація атома Гідрогену $1s^1$. Гідроген здатен і віддавати свій єдиний електрон, і приймати. Водень – найважливіший біогенний елемент, основна його сполука – вода, що грає ключову роль у кліматі і обміні речовин.

Гідроген утворює просту сполуку водень. Водень – безбарвний газ, без запаху, найлегший з усіх відомих газів. Водень погано розчиняється у воді, а в таких металах як нікель, паладій, платина – добре. Він горить в атмосфері кисню або повітря. Внаслідок спалювання водню в кисні утворюється вода.

Водень добре взаємодіє з іншими активними неметалами, так наприклад, з флуором вибухає. З азотом реагує в умовах каталізу і високого тиску.

Подібно до лужних металів, Гідроген утворює позитивно заряджений йон H^+, в хімічних реакціях поводить себе як відновник. Взаємодіє з неметалами:

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O;$

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl;$

$H_2 + S \rightarrow H_2S;$

$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3.$

Подібність Гідрогену до галогенів полягає у здатності утворювати негативно заряджений йон H^-, наприклад в гідридах металів *(NaH; CaH_2)*. Водень і галогени утворюють двоатомні молекули. Водень взаємодіє з металами:

$H_2 + Ca \xrightarrow{t} CaH_2;$

$H_2 + 2Na \xrightarrow{t} 2NaH.$

Водень здатний відновлювати метали з їх оксидів та солей в умовах нагрівання:

$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O;$

$FeCl_2 + H_2 \xrightarrow{t} Fe + 2HCl.$

Лабораторні методи одержання водню

1). Взаємодія металів з розчинами хлоридної або сульфатної кислоти:

$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow.$

2). Взаємодія амфотерних металів з лугами:

$2Al + 6NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na_3[Al(OH)_6] + 3H_2\uparrow.$

Промислові методи одержання водню

1). Конверсійний метод:

$C + H_2O \rightarrow CO + H_2; \quad CO + H_2O \xrightarrow{t,kat} CO_2 + H_2.$

2). Нагрівання метану до $350\ ^{\circ}C$:

$CH_4 \xrightarrow{t,\ Ni} C + 2H_2.$

3). Електроліз води:

$2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2.$

Водень як проста речовина широко застосовується в хімічній промисловості, зокрема для синтезу амоніаку, метанолу, хлороводню, сорбіту. У харчовій промисловості гідрогенізація жирів відбувається за допомогою водню, в металургійній промисловості воднем відновлюють метали із руд.

НАТРІЙ І 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 — поширені елементи, які не зустрічаються у вільному стані, а входять до складу мінералів ($NaCl$, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, $KCl \cdot NaCl$, $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$).

Лужні метали мають сріблясто-біле забарвлення, м'які, легкоплавкі. Характеризуються високою електро- і теплопровідністю. Лужні метали легко займаються, енергійно реагують з водою.

Хімічні властивості

Лужні метали є сильними відновниками, віддаючи валентний електрон перетворюються на катіони Me^+. Вони утворюють сплави з елементами другої та третьої груп головних підгруп, прості бінарні сполуки з галогенами і воднем, оксиди, пероксиди з Оксигеном, а також сульфіди, фосфіди, силіциди з Сульфуром, Фосфором, Силіцієм відповідно.

Реакція з воднем призводить до винекнення гідридів (сильних відновників), які є твердими речовинами з йонною кристалічною структурою.

$2K + H_2 \rightarrow 2KH.$

Гідриди реагують з водою:

$KH + H_2O \rightarrow KOH + H_2\uparrow.$

Лужні метали реагують з 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. Пероксиди повністю гідролізують у водних розчинах:

$Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2O_2$.

Кисень і гідроген пероксид є продуктами реакції надпероксиду з водою:

$4KO_2 + 4H_2O \rightarrow 4KOH + 2H_2O_2 + 2H_2$.

Взаємодія натрію і калію з водою відбувається бурхливо з виділеням водню:

$2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2\uparrow$.

Лужні метали витісняють водень також з розбавлених розчинів кислот, амоніаку, спиртів.

Серед усіх лужних металів тільки літій реагує з азотом за кімнатної температури:

$6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$ – нітрид.

Лужні метали як сильні відновники:

$2Na + FeS_2 \rightarrow Na_2S_2 + Fe$;

$2Na + ICI \rightarrow NaI + NaCI$;

$6K + Al_2O_3 \rightarrow 2Al + 3K_2O$.

Натрій оксид і калій оксид є представниками основних оксидів, вони взаємодіють з кислотними оксидами:

$Na_2O + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3$;

$Na_2O + B_2O_3 \rightarrow 2NaBO_2$;

$K_2O + SiO_2 \rightarrow K_2SiO_3$.

Одержання

Натрій і калій одержують електролізом розплавів солей або гідроксидів. На катоді відбувається відновлення:

$Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na^\circ$.

З лужних металів найширше застосовується натрій. Він необхідний для добування натрій пероксиду. У металургії натрій використовують для одержання рідкісних металів. Калій застосовують як каталізатор реакцій полімеризації одержання синтетичних каучуків.

2. Е Л Е М Е Н Т И *ІІА* Г Р У П И

Берилій, Магній, Кальцій, Стронцій, Барій, Радій складають *ІІ* групу головну підгрупу періодичної системи. Всі ці елементи, за винятком Берилію, демонструють чітко виражені металічні властивості і поступаються в цьому лише лужним металам. Кальцій, Стронцій, Барій, Радій називають лужноземельними металами. Усі елементи, крім Радію, є легкими металами з відносно високими температурами плавлення і кипіння. Прості речовини, що утворюють дані елементи, є сполуками сріблясто-білого кольору, тверість їх вища, ніж у лужних металів.

Подібно до лужних металів, вони легко окиснюються на повітрі. Берилій і Магній взаємодіють з водою дуже повільно. Усі елементи *ІІА* групи не зустрічаються у природі у вільному стані. Кальцій та Магній є найважливішими біогенними елементами.

МАГНІЙ І 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.*

У вільному стані метали головної підгрупи *ІІ* групи не трапляються. Поширені мінерали Магнію – магнезит, доломіт, азбест, полігаліт. Кальцій зустрічається у вапняку, арагоніті, мармурі, гіпсі, апатиті, фосфориті.

Магній і Кальцій – важливі елементи живої природи. Магній входить до складу хлорофілу. 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.

Лужноземельні метали є металами з сріблястим блиском, проте на повітрі тьмяніють, блиск зберігається тільки у берилію та магнію.

Магній і Кальцій окиснюється киснем повітря з утворенням оксидів. Лужноземельні та лужні метали зберігають під шаром гасу.

Для металів головної підгрупи *ІІ* групи характерний ступінь окиснення *+2* в сполуках.

Хімічні властивості

Метали головної підгрупи *ІІ* групи дуже активні, безпосередньо сполучаються з різними 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 на холоді, але при нагріванні взаємодіє з водяною парою:

$Mg + H_2O \rightarrow MgO + H_2\uparrow$.

Взаємодія з кислотами:

$Ca + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2\uparrow$.

Сульфіди, нітриди, фосфіди взаємодіють з водою:

$MgS + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2S$;

$Ca_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2NH_3$;

$Mg_3P_2 + 6H_2O \rightarrow 3Mg(OH)_2 + 2PH_3$.

Кальцій оксид CaO – біла кристалічна речовина, основний оксид, температура плавлення близько $3000\,^{\circ}C$. Вступає у взаємодію з водою, кислотами, кислотними оксидами:

$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$;

$CaO + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$;

$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$.

Гашення – реакція кальцій оксиду з водою.

Кальцій оксид з вугіллям утворює кальцій карбід:

$CaO + 3C \xrightarrow{t} CaC_2 + CO$.

Кальцій карбід енергійно реагує з водою, реакція проходить з виділенням теплоти, утворюється газ етин:

$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$.

Кальцій гідроксид $Ca(OH)_2$ – тверда біла речовина, відноситься до лугів, погано розчиняється у воді. На повітрі здатен взаємодіяти з вуглекислим газом. Як основа кальцій гідроксид вступає в реакцію з кислотами, кислотними оксидами, 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 з карбонатів:

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$.

Метали головної підгрупи *II* групи мають велике практичне застосування.

Берилій застосовується у космічній техніці, атомній, електротехнічній промисловості. Магній використовують як модифікатор чавуну, для добування рідкісноземельних металів, сплави Магнію застосовують у літакобудуванні.

Кальцій застосовується у металотермії, зокрема у виробництві урану та торію, для виготовлення підшипників.

ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

1. Двовалентний метал масою *10,96 г* реагує з водою, при цьому виділяється *1,792 л* водню. Визначте метал.

Розв'язування. Рівняння реакції в загальному вигляді:

$Me + 2H_2O \rightarrow Me(OH)_2 + H_2\uparrow$.

$\nu(Me) = \nu(H_2) = 1{,}792/22{,}4 = 0{,}08$ *моль.*

Знаходимо молярну масу металу:

$M(Me) = m/\nu = 10{,}96/0{,}08 = 137$ *г/моль.* Цей метал – барій.

2. Як довести, що під час горіння металічного калію утворився саме пероксид?

Розв'язування. Довести утворення калій пероксиду можна за допомогою окисно-відновної реакції з калій йодидом. Пероксид калію є сильним окисником і буде окиснювати калій йодид до йоду в кислому середовищі:

$K_2O_2 + 2KI + 2H_2SO_4 \rightarrow I_2\downarrow + 2K_2SO_4 + 2H_2O$.

Калій оксид реагувати з калій йодидом не буде, взаємодія відбудеться з сульфатною кислотою:

$K_2O + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$.

3. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:

$Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgO \rightarrow (CH_3COO)_2Mg$.

Розв'язування.

$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2\uparrow$;

$MgSO_4 + Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + Mg(NO_3)_2$;

$2Mg(NO_3)_2 \rightarrow 2MgO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$;

$MgO + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Mg + H_2O$.

Тестові завдання

1. Виберіть рядок, в якому приведено виключно лужні метали:

1) натрій, калій, кальцій, магній

2) залізо, цинк, нікель, хром

3) магній, кальцій, алюміній, берилій

4) натрій, калій, літій, рубідій

2. Вкажіть тип хімічного зв'язку в металах елементів головної підгрупи першої групи:

1) металічний

2) ковалентний полярний

3) йонний

4) ковалентний неполярний

3. Виберіть характерну ознаку лужних металів:
1) хімічно найактивніші метали
2) мають найбільші значення електронегативності
3) плавляться за кімнатної температури
4) у ряду активності металів розміщені після Гідрогену

4. Виберіть твердження, що характеризує атоми лужних металів у реакціях:
1) приєднують електрони і відновлюються
2) не змінюють ступінь окиснення
3) віддають електрони й окиснюються
4) віддають електрони й відновлюються

5. Виберіть колір, у який забарвлюють полум'я йони Натрію:
1) зелений
2) червоний
3) жовтий
4) синій

6. Виберіть твердження, яке характеризує взаємодію лужних металів з водою:
1) реагують активно з утворенням гідроксиду та водню
2) реагують з утворенням кислот
3) реагують повільно з утворенням основних оксидів
4) реагують лише за нагрівання

7. Виберіть рядок, у якому наведені лужноземельні метали:
1) Li, Na, Ba
2) Ca, Sr, Ba
3) K, Fe, Cs
4) Na, Li, Rb

8. Виберіть характеристику загальних хімічних властивостей лужноземельних металів:
1) здатність взаємодіяти з основними оксидами
2) здатність розчинятися в лугах
3) здатність розчинятися в кислотах
4) здатність реагувати з азотом

9. Виберіть електронну родину хімічних елементів, до якої належать лужноземельні метали:

1) *s*-елементи
2) *p*-елементи
3) *d*-елементи
4) *f*-елементи

10. Укажіть речовину, утворення якої зумовлює помутніння вапняної води під час поглинання вуглекислого газу:
1) CaO
2) $CaCO_3$
3) $Ca(HCO_3)_2$
4) H_2CO_3

11. Укажіть формулу питної соди:
1) $NaHCO_3$
2) $CaCO_3$
3) $KHCO_3$
4) $(NH_4)_2CO_3$

12. Який кристалогідрат називають «глауберова сіль»:
1) $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$
2) $Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O$
3) $NaNO_3 \cdot 10\ H_2O$
4) $FeSO_4 \cdot 7\ H_2O$

13. Який кристалогідрат називають «гіпс»:
1) $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$
2) $Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O$
3) $NaNO_3 \cdot 10\ H_2O$
4) $FeSO_4 \cdot 7\ H_2O$

14. Як називають сполуки Гідрогену з металами:
1) гідрати
2) гідриди
3) гідроксиди
4) галогеніди

15. Водень у реакціях з активними металами виступає як:
1) окисник
2) відновник
3) сполука, в якій не змінюється ступінь окисненн атомів
4) каталізатор

16. Який метал є найактивнішим:
1) літій
2) натрій
3) калій
4) францій

17. Укажіть розчинні у воді основи:
1) $NaOH$, $Ba(OH)_2$
2) $NaOH$, $Cu(OH)_2$
3) KOH, $Mg(OH)_2$
4) $LiOH$, $Zn(OH)_2$

18. Сіль Na_2SO_4 утворена:
1) сильною основою і сильною кислотою
2) сильною основою і слабкою кислотою
3) слабкою основою і слабкою кислотою
4) слабкою основою і сильною кислотою

19. Який із елементів відноситься до родини *s*-елементів:
1) Ne
2) Kr
3) Xe
4) He

20. укажіть речовини, які потрібно використати для здійснення перетворення $Ba^{+2} + SO_4^{2-} = BaSO_4$*:*
1) барій сульфат і калій гідроксид
2) барій хлорид і сульфатна кислота
3) барій хлорид і сульфітна кислота
4) барій сульфат і вода

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10

Властивості s-елементів

Обладнання: *штатив з пробірками, пробіркотримач, фарфорові чашки, скляна паличка з впаяною платиновою дротинкою, скляна призма з розчином індиго, пальник, піпетки.*

Реактиви: *металічний калій і натрій, розчини: фенолфталеїну, калій хлориду, натрій хлориду, літій хлориду, магній хлориду, натрій гідроксиду, амоній гідроксиду; кальцій оксид, дистильована вода, концентрована*

хлоридна кислота, фенолфталеїн.

Дослід 1. **Порівняльна активність калію і натрію**

У дві фарфорові чашки налийте воду і помістіть по шматочку натрію і калію. Шматочки металів попередньо протріть фільтрувальним папером. Порівняйте активність реакції калію і натрію з водою. Додайте в чашки по краплі фенолфталеїну. Що відбувається? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 2. **Визначення лужних металів за забарвленням полум'я**

Солі лужних металів забарвлюють полум'я в різні кольори.

Налийте у пробірки: розчин хлоридної кислоти, розчин калій хлориду і розчин натрій хлориду. Скляну паличку з впаяною платиновою дротинкою занурте у розчин хлоридної кислоти, нагрійте до тих пір, поки полум'я не буде безбарвним. Після цього, дротинку занурте у розчин солі натрій хлориду і нагрійте у безбарвному полум'ї . Спостерігайте зміну забарвлення полум'я. Зробіть досліди з солями інших лужних металів. У випадку солей калію, забарвлення полум'я краще дослідити, скориставшись скляною призмою з розчином індиго, який поглинає жовті промені.

Дослід 3. **Одержання магній гідроксиду**

У дві пробірки налийте розчин магній хлориду. В одну з пробірок додайте розчин натрій гідроксиду, в другу – розчин амоній гідроксиду. Що відбувається? Запишіть рівняння реакцій.

Дослід 4. **Одержання кальцій гідроксиду**

До кристалічного кальцій оксиду додайте воду і краплю розчину фенолфталеїну. Що відбувається? Запишіть рівняння реакції.

ПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Запишіть рівняння реакцій нейтралізації утворення солей: $CaCl_2$, Na_2HPO_4, KNO_3, Na_3PO_4, NaH_2PO_4, $KHSO_4$.
2. Запропонуйте рівняння реакцій, що відповідають даним схемам:
   $Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)Cl$;
   $NaCl \rightarrow Na \rightarrow NaH \rightarrow NaOH \rightarrow NaHSO_3$.
3. Назвіть солі: $Ca_3(PO_4)_2$, $Ca(H_2PO_4)_2$, $CaHPO_4$.
4. Знайдіть масу калій гідроксиду, потрібного для одержання кислої солі з *70 г* сульфатної кислоти.
5. Маємо *4,9 %* розчин сульфатної кислоти. Знайдіть масу *10 %* розчину натрій гідроксиду, яка необхідна для повної нейтралізації сульфатної кислоти в *20 г* даного розчину.
6. Як змінюються кислотно-основні властивості сполук:
   $BeO – MgO – CaO – SrO – BaO$?
7. Укажіть *s*-елемент *II* групи періодичної системи, що виявляє амфотерні властивості. Запишіть рівняння реакцій утворення

даним елементом аква- та гідроксокомплексів.

8. Знайдіть об'єм *2М* розчину хлоридної кислоти, потрібний для нейтралізації розчину калій гідроксиду об'єм *11,2 л*.
9. Запишіть рівняння реакцій, що відповідають схемі перетворень: $Na_2CO_3 \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow \rightarrow Ca(HCO_3)_2$.
10. Як одержати гідриди лужних металів?
11. Як зберігають лужні метали?
12. Який лужний метал реагує з азотом за звичайних умов?
13. Які лужні метали утворюють пероксиди?

3. ЕЛЕМЕНТИ *IIIA* ГРУПИ

Головну підгрупу *III* групи періодичної системи складають елементи: Бор, Алюміній, Галій, Індій, Талій. Дані елементи відносяться до родини *p*-елементів, вони характеризуються менш вираженими металічними властивостями, ніж елементи *II* і *I* групи головних підгруп.

Бор виявляє неметалічні властивості. Для Алюмінію характерна амфотерність властивостей. У інших елементів підгрупи зі збільшенням порядкового номеру металічні властивості посилюються.

Алюміній, Галій, Індій, Талій та їх сполуки застосовують у приладобудуванні та електроніці.

Талій та його сполуки є токсичними.

АЛЮМІНІЙ

Al; $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$; (+3); Ar(Al)=26,98.

Алюміній є поширеним елементом. У земній корі його вміст становить 8 %, за поширенням Алюміній поступається тільки Оксигену, Гідрогену і Силіцію.

Алюміній – легкий метал сріблястого кольору з високою електропровідністю і теплопровідністю. За електропровідністю та теплопровідностю поступається незначно сріблу і міді. З алюмінію можна виготовити тонкі листи і дріт за температури *100–150 ^{0}C*. Алюміній є хімічно активним металом. Важливі алюмінієві руди: боксит $Al_2O_3 \cdot nH_2O$, корунд Al_2O_3, кріоліт Na_3Al_6F, нафелин $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$. Алюміній утворює бінарні сполуки з неметалами. З воднем алюміній не реагує. На повітрі окиснюється, вкриваючись тонкою плівкою оксиду. По відношенню до води алюміній стійкий, але якщо занурити у воду амальгамований алюміній, реакція буде відбуватись з утворенням алюміній гідроксиду та водню. Алюміній виявляє амфотерні властивості, тому він реагує і з розчинами кислот, і з лугами.

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:

$2Al(OH)_3 \xrightarrow{t} Al_2O_3 + 3H_2O;$

$Al_2O_3 + 6NaOH \xrightarrow{t} 2Na_3AlO_3 + 3H_2O;$

$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \xrightarrow{t} Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O;$

$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4];$

$2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O.$

Алюміній не взаємодіє з концентрованими сульфатною і нітратною кислотами на холоді, відбувається пасивування металу.

Одержання

Алюміній одержують електролізом оксиду, що є розплавленим в кріоліті. Для покращення проходження процесу та зниження температури плавлення електроліту в розплав додають кальцій або алюміній флуориди:

$2Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2\uparrow.$

Алюміній широко використовується в техніці завдяки своїй легкості, механічній міцності, високій електро- і теплопровідності, стійкості до дії повітря, води, деяких кислот і органічних сполук. Сплави алюмінію використовують в авіа- та машинобудуванні.

Дюраль – основний матеріал у літакобудуванні. В електропромисловості використовують головним чином алюмінієві провода. Застосовують алюміній у виготовленні посуду, цистерн, різноманітних апаратів. Алюмінієва фольга є якісним матеріалом для пакування харчових продуктів. Порошок алюмінію використовують як сріблясту фарбу.

У промисловості широко застосовується метод алюмінотермії для добування багатьох металів.

4. ЕЛЕМЕНТИ *IVA* ГРУПИ

Головну підгрупу *IV* групи періодичної системи складають елементи: Карбон, Силіцій, Германий, Станум, Плюмбум. При переході від Карбону до Плюмбуму відбувається збільшенням розміру атомного радіуса і відповідно, неметалічні властивості послаблюються.

Карбон і Силіцій – це типові неметали, Германій виявляє металічні й неметалічні властивості, а Станум і Плюмбум характеризуються амфотерними властивостями.

Карбон і Силіцій є складовими тканин людини. Карбон входить до складу біологічно важливих сполук – білків, вуглеводів, ліпідів, нуклеїнових кислот. Сполуки Карбону є основою органічного життя.

КАРБОН

C; $1s^2\ 2s^2 2p^2$; (+2; +4); Ar (C) = 12,011.

Карбон у природі перебуває як у вільному стані – алмаз, графіт, так і в сполуках. Карбон входить до рослинних та тваринних тканин і в продукти їх руйнування (торф, кам'яне вугілля, нафта). Він є складовою багатьох мінералів ($CaCO_3$ – крейда, мармур, вапняк, $MgCO_3$ – магнезит, $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ – доломіт). Карбон входить до складу газу метану CH_4 і вуглекислого газу CO_2.

Карбон утворює алотропні модифікації: алмаз, графіт, карбін. Найбільш поширеною алотропною модифікацією Карбону є графіт. Алмаз прозорий, безбарвний, не проводить електричний струм.

Алмаз – найтвердіша із природних сполук. Твердість алмазу обумовлена його будовою. В кристалах алмазу всі атоми розташовані на однакових відстанях один від одного. Алмаз застосовують для різання чавуну, сталі та обробки твердих матеріалів. Якісно відшліфованні прозорі кристали називаються діамантами.

Графіт непрозорий, сірого кольору, з металічним блиском. Графіт електропровідний і теплопровідний. В графіті, на відміну від алмаза, містяться слабко зв'язані електрони. Ці електрони і забезпечують електропровідність графіта. Кристалічна будова графіта така, що містить шари атомів. Відстань між шарами значно більше, ніж між сусідніми атомами Карбону в межах одного шару. У графіта порівняно невелика міцність вздовж шарів, тоді як самі шари є міцними. Графіт легко розшаровується. Графіт використовують для виготовлення електродів. Карбін – порошок чорного кольору, виявляє властивості напівпроводника. Карбін був одержан каталітичним окисненням етину у вигляді фрагментів:

$-C{\equiv}C-C{\equiv}C-$ або $=C=C=C=$

Хімічні властивості

Карбон за звичайних умов інертний. За високої температури він утворює сполуки з металами, воднем, киснем. Це характерно головним чином для вугілля, алмаз і графіт за високої температури реагують тільки з киснем.

$4Al + 3C \xrightarrow{t} Al_4C_3;$

$C + 2H_2 \xrightarrow{t} CH_4;$

$Ca + 2C \xrightarrow{t} CaC_2;$

$C + H_2O \rightarrow CO + H_2;$

$C + ZnO \rightarrow CO\uparrow + Zn.$

Кальцій карбід отримують нагріванням вище $3000\ ^{o}C$ негашеного вапна з вугіллям:

$CaO + 3C \xrightarrow{t} CO\uparrow + CaC_2$.

Згоряння Карбону за температури до $700\ ^{o}C$ призводить до утворення карбон*(IV)* оксиду:

$C + O_2 \rightarrow CO_2$.

Якщо температура реакції горіння вище $800\ ^{o}C$, утворюється карбон*(II)* оксид:

$2C + O_2 \rightarrow 2CO$.

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

Карбонатна кислота має склад H_2CO_3. Вона існує тільки у водних розчинах. При кип'ятінні розкладається повністю:

$H_2CO_3 \leftrightarrow H_2O + CO_2$.

Дисоціація*:*

$H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-;$

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

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 при взаємодії з лугами утворює кислі та середні солі (гідрокарбонати і карбонати):

$H_2CO_3 + NaOH \rightarrow NaHCO_3 + H_2O;$

$H_2CO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + 2H_2O$.

5. Е Л Е М Е Н Т И *VA* Г Р У П И

Головну підгрупу *V* групи періодичної системи складають елементи: Нітроген, Фосфор, Арсен, Стибій, Бісмут. Це неметалічні елементи, їх зовнішні енергетичні рівні містять по *5* валентних електронів. Неметалічні властивості у елементів *VA* групи виражені значно слабкіше, ніж у елементів *VI A* і *VII A* груп.

НІТРОГЕН

N; $1s^2$ $2s^2 2p^3$; (-3; -2; +2; +3; +4; +5); Ar (N) =14,0067.

У земній корі частка Нітрогену становить *0,04 %* за масою. Основна маса Нітрогену зосереджена в атмосфері: в повітрі частка азоту становить *78,03 %* за об'ємом.

Нітроген входить до складу органічних речовин – білків, нуклеїнових кислот, вітамінів, алкалоїдів. Поступово, в результаті дії бактерій органічні сполуки Нітрогену перетворюються на мінеральні – амонійні солі, солі нітратної та нітритної кислоти. Найпоширенішим мінерали – чилійська селітра $NaNO_3$, калійна селітра KNO_3.

Нітроген утворює просту речовину (N_2) – азот. За звичайних умов азот – безбарвний газ, без запаху і смаку, з температурою плавлення *-210 °C* і температурою кипіння *-196 °C*. Азот погано розчиняється у воді, не отруйний, не підтримує дихання живих організмів.

Хімічні властивості

Азот є хімічно малоактивним. Потрійний зв'язок в молекулі азота характеризується великою енергією. За звичайної температури азот є стійким. Реакція азоту з воднем відбувається за умов високої температури і тиску в присутності каталізатору, при цьому утворюється газ амоніак:

$N_2 + 3H_2 \xleftrightarrow{t,\ p} 2NH_3$.

За високої температури азот з киснем утворює нітроген*(II)* оксид:

$N_2 + O_2 \xleftrightarrow{t} 2NO\uparrow$.

Нітриди утворюються, якщо азот нагрівати з літієм, магнієм, кальцієм, титаном:

$N_2 + 3Mg \xrightarrow{t} Mg_3N_2$;

$N_2 + 6Li \rightarrow 2Li_3N$.

Амоніак

Амоніак – безбарвний газ із характерним різким запахом, майже в два рази легший за повітря. В лабораторних умовах амоніак одержують нагріванням амоній хлориду та кальцій гідроксиду:

$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = 2NH_3\uparrow + 2H_2O + CaCl_2$.

В промисловості амоніак одержують взаємодією азоту з воднем безпосередньо. Хлор і бром окиснюють амоніак до вільного азоту:

$2NH_3 + 3Cl_2 \xrightarrow{t} 6HCl + N_2$.

Без каталізатору амоніак згоряє в кисні з утворенням азоту:

$4NH_3 + 3O_2 \xrightarrow{t} 6H_2O + 2N_2$.

В присутності платини амоніак окиснюється до нітроген*(II)* оксиду, який в свою чергу може окиснюватись киснем повітря до нітроген*(IV)* оксиду:

$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{t} 4NO + 6H_2O$;

$2NO + O2 \rightarrow 2NO2$.

Амоній гідроксид утворюється при розчиненні амоніака у воді:

$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4OH.$

Амоніак здатен відновлювати деякі метали з їх оксидів, реакція відбувається за нагрівання:

$2NH_3 + 3CuO \xrightarrow{t} 3Cu + N_2\uparrow + 3H_2O.$

Оксиди Нітрогену

Оксид	Ступінь окиснення	Агрегатний стан	Колір, н.у.	Характер оксиду	Якій кислоті відповідає
N_2O	+1	*Газ*	*Безбарвний*	*Несолетворний*	-
NO	+2	*Газ*	*Безбарвний*	*Несолетворний*	-
N_2O_3	+3	*Рідина*	*Синій*	*Кислотний*	HNO_2
NO_2	+4	*Газ*	*Бурий*	*Кислотний*	-
N_2O_4	+4	*Газ*	*Безбарвний*	*Кислотний*	-
N_2O_5	+5	*Тверда речовина*	*Безбарвний*	*Кислотний*	HNO_3

Нітроген*(IV)* оксид в газовій і рідинній фазі знаходиться в стані рівноваги з димером N_2O_4: $2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$.

Нітратна кислота

Нітратна кислота HNO_3 є сильною кислотою і окисником. В розчині дисоціює майже повністю: $HNO_3 \leftrightarrow H^+ + NO_3^-$. Чиста нітратна кислота є безбарвною рідиною. Під дією тепла і світла розкладається:

$4HNO_3 \rightarrow 4NO_2 + O_2 + 2H_2O.$

Нітроген*(IV)* оксид надає розчину жовте забарвлення.

Нітратна кислота реагує з основними оксидами та основами:

$2HNO_3 + CaO \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O;$

$2HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2H_2O.$

Вступає у реакції з солями:

$2HNO_3 + CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2\uparrow.$

Реагує з неметалами:

$5HNO_3 + P \rightarrow H_3PO_4 + 5NO_2\uparrow + H_2O;$

$6HNO_3 + S \rightarrow 6NO_2 + H_2SO_4 + 2H_2O;$

$4HNO_3 + 3C \rightarrow 4NO + 3CO_2 + 2H_2O.$

В реакціях з металами нітратна кислота може відновлюватись до сполук:

$HNO_3 \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_2 \rightarrow NO \rightarrow N_2O \rightarrow N_2 \rightarrow NH_3\ (NH_4NO_3)$. Ступінь відновлення залежить від концентрації нітратної кислоти та активності металу.

При взаємодії концентрованої нітратної кислоти з металами завжди виділяється нітроген*(IV)* оксид:

$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O.$

В концентрованій нітратній кислоті при нагріванні розчиняються всі метали, крім золота, платини, іридія, родія, рутенія. На холоді залізо і хром пасивуються і не розчиняються в нітратній кислоті. Суміш концентрованої нітратної і концентрованої хлоридної кислоти у співвідношенні *1:3* називається «царська горілка». Вона розчиняє навіть золото. Дія полягає в тому, що нітратна кислота окиснює хлоридну кислоту до атомарного хлору, який є сильним окисником:

$HNO_3 + 3HCl \rightarrow 3Cl + NO + 2H_2O$.

Атомарний хлор реагує з золотом, утворюючи аурум хлорид. Взагалі, метали, якщо вони розчинені в «царській горілці», утворюють хлориди, а не нітрати:

$Au + 3HCl + HNO_3 \rightarrow AuCl_3 + NO + 2H_2O$.

Одержання

У промисловості азот добувають із повітря методом ректифікації. Рідкий азот зберігають у посудинах Дьюара.

В лабораторіях отримують азот різними способами. Розкладання сухого амоній нітриту відбувається з вибухом:

$NH_4NO_2 \rightarrow N_2\uparrow + 2H_2O$.

Тому використовують насичений розчин натрій нітриту та амоній хлориду:

$NaNO_2 + NH_4Cl \rightarrow N_2 + NaCl + 2H_2O$.

Азот можна добути також за реакціями:

$2NaN_3 \rightarrow 3N_2\uparrow$;

$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O$.

Більша кількість отриманого в промисловості азоту використовується для виробництва амоніаку. Азотом наповнюють елекролампи.

ФОСФОР

P; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; $(+5; +3; -3)$; $Ar(P) = 30{,}97$;

$t_{кип.} = 281\ ^oC$; $t_{пл.} = 44{,}2\ ^oC$.

Фосфор досить поширений елемент: вміст його в земній корі становить *0,04 %*. Фосфор зустрічається у природі тільки у складі сполук. Основними мінералами Фосфору є фосфорит $Ca_3(PO_4)_2$ та апатит $Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaCl_2$. Крім хлоровмісного апатиту є також флуоровмісний апатит $Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$.

Відомо кілька алотропних видозмін Фосфору: білий, червоний та чорний фосфор.

Алотропія фосфору

Білий	Червоний	Чорний
кристалічний стан	аморфний стан	полімерний стан

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). Найхарактернішими для нього є ступінь окиснення *+5*.

Білий фосфор хімічно проявляє себе як активний неметал вже за звичайних умов. Інші алотропні модифікації Фосфору виявляють високу реакційну здатність у разі нагрівання. Фосфор активно реагує з киснем, галогенами, сіркою, металами.

$4P + 5O_2 \xrightarrow{t} 2P_2O_5$; $\quad 4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$;

$2P + 5Cl_2 \rightarrow 2PCl_5$; $\quad 2P + 3Cl_2 \rightarrow 2PCl_3$;

$3Ca + 2P \rightarrow Ca_3P_2$; $\quad 2P + 5S \rightarrow P_2S_5$.

В нітратній кислоті фосфор розчиняється:

$3P + 5HNO_3 + 2H_2O \rightarrow 3H_3PO_4 + 5NO$.

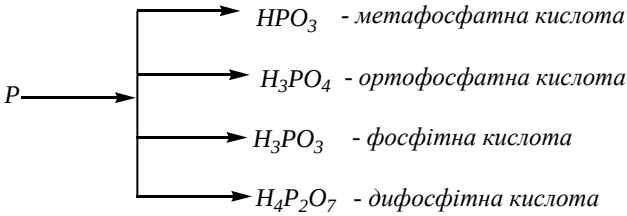
Фосфор з воднем не взаємодіє. Фосфін можна одержати гідролізом кальцій фосфіду або дією кислоти на фосфіди:

$Ca_3P_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2PH_3$;

$Ca_3P_2 + 6HCl \rightarrow 2PH_3 + 3CaCl_2$.

Фосфін – отруйний газ, погано розчиняється у воді.

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. Суміш подрібненого фосфориту з піском і коксом нагрівають в електропечах до температури *1400–1500* $^\circ C$:

$Ca_3(PO_4)_2 + 5C + 3SiO_2 \rightarrow 3CaSiO_3 + 2P + 5CO\uparrow$.

Пара фосфору накопичується під водою, пару швидко охолоджують, утворюється білий фосфор. Червоний фосфор використовується для виробництва сірників.

Фосфор також використовується для отримання ортофосфатної кислоти, в органічному синтезі, у виробництві отрутохімікатів. В сільському господарстві застосовують фосфатні добрива – суперфосфат, подвійний суперфосфат, преципітат.

Суперфосфат отримують із суміші фосфориту з сульфатною кислотою нагріванням:

$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2CaSO_4 + Ca(H_2PO_4)_2$.

Суміш $CaSO_4$ і $Ca(H_2PO_4)_2$ називається суперфосфатом.

Подвійний суперфосфат (не містить кальцій сульфату) добувають за реакцією:

$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 \rightarrow 3Ca(H_2PO_4)_2$.

Преципітат – мінеральне добриво, у складі якого є кальцій гідрофосфат $CaHPO_4$. Кальцій гідрофосфат не розчиняється у воді, але розчиняється в ґрунті і тому засвоюється рослинами.

Сполуки $POCl_3$ і PCl_3 є біологічно активними речовинами, застосовуються для боротьби з шкідниками сільського господарства.

6. Е Л Е М Е Н Т И *VIA* Г Р У П И

Головну підгрупу *VI* групи періодичної системи складають елементи: Оксиген, Сульфур, Селен, Телур, Полоній. Це елементи з неметалічними властивостями. На зовнішньому енергетичному рівні даних елементів міститься *6* валентних електронів.

ОКСИГЕН

O; $1s^2 2s^2 2p^4$; (-2; -1); Ar (O) = 15,999.

Оксиген – найпоширеніший елемент у земній корі, його частка за масою становить *47 %*. Оксиген утворює прості речовини – кисень O_2 і озон O_3. Кисень входить до складу повітря. Оксиген входить до складу складних речовин: води, різних мінералів, багатьох кислот, а також міститься в клітинах тваринних і рослинних організмів. Стабільні ізотопи ^{16}O, ^{17}O і ^{18}O .

Кисень – газ без кольору, смаку та запаху, важчий за повітря, погано розчиняється у воді. Молекула кисню двоатомна, зв'язок ковалентний неполярний. Кисень має низькі температури плавлення та кипіння, невелику розчинність у воді.

Кисень і озон є алотропними модифікаціями Оксигену. Озон – газ синього кольору з різким свіжим запахом. Озон в рідкому стані має темно-синє забарвлення, для твердого стану озону характерний чорний колір. Розчинність озону у воді значно більше, ніж кисню. Озон має отруйні властивості. В

рідкому і твердому стані озон здатен вибухати. Гранично допустимий вміст озону у повітрі становить 10^{-5} %. Озоновий шар затримує короткохвильове сонячне проміння, тим самим захищає живі організми від смертельно небезпечної його дії. Озон сильніший окисник, ніж кисень.

Хімічні властивості

Кисень здатен реагувати майже з усіма елементами, атоми яких можуть віддавати свої валентні електрони. Метали окиснюються киснем до основних оксидів:

$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$.

Більшість неметалів згоряють у кисні, утворюючи кислотні оксиди:

$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$;

$S + O_2 \rightarrow SO_2$.

Не сполучаються безпосередньо з киснем благородні метали (золото, срібло, платина), інертні гази, галогени, азот.

Кисень може окиснювати і складні речовини, перетворюючи їх на оксиди та прості сполуки:

$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$;

$NH_3 + O_2 \rightarrow H_2O + N_2$;

$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$.

Одержання

У лабораторіях кисень одержують розкладом оксигеновмісних речовин:

$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2\uparrow$;

$2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$;

$2KNO_3 \rightarrow 2KNO_3 + O_2\uparrow$.

Оксиген є дуже важливим хімічним елементом. Основна його роль обумовлена високою окиснювальною здатністю. За допомогою кисню повітря здійснюється процес дихання. Повільне окиснення на повітрі органічних речовин називається *гниттям*. Процеси окиснення киснем повітря, що відбуваються з виділенням великої кількості тепла і світла, називаються *горінням*.

Кисень застосовують для досягнення високих температур, які необхідні для різання та зварювання металів. Завдяки процесам окиснення за допомогою кисню в промисловості одержують багато різних хімічних продуктів: кислоти (сульфатну, нітратну, оцтову), етиловий спирт, добрива, лікарські сполуки. Рідкий кисень у ракетних двигунах виконує функцію окисника палива. Кисень застосовують під час роботи в атмосфері шкідливих газів, під землею, під водою. В медицині використовують кисень при захворюваннях, пов’язаних з порушенням функцій дихання та окиснювальних процесів.

СУЛЬФУР

S; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; (-2; +4; +6); Ar (S) = 32,066.

Сульфур зустрічається у природі як у вільному стані (самородна сірка), так і у вигляді різноманітних сполук. Найбільш поширені сполуки Сульфуру з металами: свинцевий блиск *PbS*, цинкова обманка *ZnS*, мідний блиск *CuS*. Поширені також у природі солі сульфатної кислоти.

Оксиди Сульфуру

$S^{+4}O_2$ – Сульфур*(IV)* оксид $S^{+6}O_3$ – Сульфур*(VI)* оксид

Сульфур*(IV)* оксид і сульфур*(VI)* оксид відносяться до кислотних оксидів. При взаємодії з водою вони утворюють кислоти:

$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ сульфітна кислота;

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ сульфатна кислота.

Концентрована сульфатна кислота є сильним окисником. Взаємодія металів з сульфатною кислотою залежить від концентрації кислоти.

Метали, що розташовані у ряду активності металів до Гідрогену, взаємодіють із розбавленою сульфатною кислотою і витісняють з неї водень:

$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$.

У концентрованій сульфатній кислоті розчиняються всі метали (крім золота і платини). Продуктами відновлення даних процесів є сульфур*(IV)* оксид, вільна сірка або сірководень, сульфати, вода.

В реакції з малоактивними металами концентрована сульфатна кислота відновлюється до сульфур*(IV)* оксиду:

$Cu + 2H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$.

Неметали також окиснюються концентрованою сульфатною кислотою:

$S + 2H_2SO_4 \rightarrow 3SO_2 + 2H_2O$;

$C + 2H_2SO_4 \rightarrow 2SO_2 + CO_2\uparrow + 2H_2O$.

Одержання

Найлегше добувати сірку з підземних покладів шляхом виплавки з породи під дією гарячої водяної пари. Під час випалювання сульфідних руд утворюються гази, що містять H_2S і SO_2. З цих газів добувають сірку.

Джерелом добування сірки є також пірит FeS_2. Пірит нагрівають до температури вище $600\ ^0\ C$:

$FeS_2 \rightarrow FeS + S$.

Одержують сірку і реакцією солей тіосульфатної кислоти з хлором:

$Na_2S_2O_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow S + Na_2SO_4 + 2HCl$.

У хімічній промисловості сульфатна кислота використовується для одержання фосфатних та нітратних мінеральних добрив, штучного волокна, лікарських препаратів, в органічному синтезі як водовідбірний засіб.

7. Е Л Е М Е Н Т И *VIIA* Г Р У П И

Головну підгрупу *VII* групи періодичної системи складають елементи Флуор, Хлор, Бром, Йод, Астат. Дані елементи виявляють неметалічні властивості і це є найсильніші неметали в періодичній системі. Вони легко утворюють солі, тому називаються *галогенами* (солеродні).

На зовнішньому енергетичному рівні галогенів розташовано сім електронів (s^2p^5), до утворення стійкого стану їм не вистачає одного електрону. Галогени – сильні окисники. Водні розчини даних елементів відносяться до кислот *(HF, HCl, HBr, HI).* Найсильнішою є йодидна кислота.

ХЛОР

Cl; $1s^22s^22p^63s^23p^5$; (-1; +1; +3; +5; +7); Ar (Cl) = 35,453.

Хлор є поширеним елементом (*0,02 атомних %*). Він характеризується великою хімічною активністю і тому у природі зустрічається тільки у вигляді солей. Хлор входить до складу більшості гірських пород. Натрій хлорид (*NaCl*) накопичується у воді морів та океанів. Важливими природними сполуками Хлору є калій хлорид *KCl – с*ильвін, суміш кристалів калій хлориду і натрій хлориду *NaCl·KCl* – сильвініт, $KCl{\cdot}MgCl_2{\cdot}\,6H_2O$ – карналіт. Хлор *(Cl_2),* жовто-зелений задушливий газ, добре розчиняється у воді, важчий за повітря, отруйний.

Хімічні властивості

Хлор – дуже активний неметал і безпосередньо взаємодіє майже з усіма елементами, за виключенням Карбона, Нітрогена, Оксигена. Такі метали як натрій, мідь, алюміній, цинк та інші (попередньо нагріті), сполучаються з хлором з виділенням тепла і світла:

$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl;\ Zn + Cl_2 \rightarrow ZnCl_2.$

Активно реагує з неметалами:

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl;\ 2S + Cl_2 \rightarrow S_2Cl_2;$

$2P + 3Cl_2 \rightarrow 2PCl_3;\ 2P + 5Cl_2 \rightarrow 2PCl_5.$

В окисно-відновних реакціях хлор виконує роль окисника:

$2FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3.$

В реакції хлору з водою утворюються хлоридна і хлорноватиста кислоти:

$Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO.$

Хлор як більш активний неметал здатен взаємодіяти з бромідами, йодидами, сульфідами:

$2KBr + Cl_2 \rightarrow Br_2 + 2KCl;$

$2KI + Cl_2 \rightarrow I_2 + 2KCl;$

$Na_2S + Cl_2 \rightarrow S + NaCl.$

З карбон*(II)* оксидом хлор сполучається при освітленні. В якості каталізатору використовують деревне вугілля. При цьому утворюється отруйний газ – фосген:

$CO + Cl_2 \rightarrow COCl_2.$

З лугами хлор утворює солі. Напрямок процесів залежить від умов. На холоді утворюються гіпохлорити:

$2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O.$

Якщо ж нагрівати розчин лугу з хлором, утворюються хлорати:

$6KOH + 3Cl_2 \rightarrow 5KCl + KClO_3 + 3H_2O.$

Одержання

В лабораторії хлор одержують із концентрованої хлоридної кислоти, діючи на неї будь яким сильним окисником ($HMnO_4$, $KClO_3$, MnO_2 *):*

$4HCl + MnO_2 \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O;$

$KClO_3 + 6HCl \rightarrow KCl + 3Cl_2 + 3H_2O.$

У промисловості хлор добувають електролізом концентрованого розчину натрій хлориду.

Використовується хлор для дезінфекції питної води. В хімічній промисловості хлор використовують для одержання хлоридної кислоти, хлоридів, гіпохлоритів, барвників, лікарських сполук, 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.*

Елемент Йод доволі розповсюджений на планеті Земля, його атомний вміст становить 10^{-4} *%*. Йод міститься у морській воді, у підземних бурових водах, є у складі тканин окремих водоростей. *Й*од (I_2) – кристалічна речовина сіро-стального кольору. При нагріванні йод перетворюється на фіолетову пару. Йод погано розчиняється у воді, розчинність за температури $20\ ^{o}C$ становить *0,02 %*. Йод розчиняється в органічних розчинниках і в розчині калій йодиду.

Хімічні властивості

За хімічними властивостями йод менш активний, ніж інші галогени.

Він реагує з залізом, магнієм, цинком:

$Fe + I_2 \rightarrow FeI_2;$

$Mg + I_2 \rightarrow MgI_2.$

З алюмінієм йод взаємодіє в присутності води:

$2Al + 3I_2 \rightarrow 2AlI_3.$

При нагріванні йод сполучається з фосфором:

$2P + 3I_2 \rightarrow 2PI_3.$

Для здійснення реакції йоду з воднем потрібне нагрівання до температури вище *200 °C*. Процес є ендотермічним і оборотним, тому отриманий йодоводень забарвлен парами йоду у фіолетовий колір:

$H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$.

З киснем йод безпосередньо не взаємодіє.

Як окисник йод виявляє себе в реакціях з сульфітною кислотою і сірководнем:

$H_2SO_3 + I_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 2HI$;

$H_2S + I_2 \rightarrow 2HI$.

При взаємодії йоду з лугами на холоді утворюються солі: йодид і гіпойодид:

$I_2 + 2KOH \rightarrow KI + KIO + H_2O$.

При взаємодії йоду з гарячим розчином лугу утворюються солі: йодид і йодат:

$6KOH + 3I_2 \rightarrow 5KI + KIO_3 + 3H_2O$.

Йод добре розчиняється у водному розчині калій йодиду, утворюючи нестійку комплексну сполуку:

$I_2 + KI \rightarrow K^+[I_3]^-$.

Йодоводень – безбарвний газ з різким запахом, димить у вогкому повітрі, добре розчиняється у воді. Одержання йодоводню здійснюється за реакцією:

$PI_3 + 3H_2O \rightarrow 3HI + H_3PO_3$.

Одержання

У промисловості йод одержують з йодидів за допомогою дії сильнішого окисника:

$2KI + Cl_2 \rightarrow I_2 + 2KCl$.

Йод також добувають фільтруванням бурових вод крізь шар аргентум хлориду:

$AgCl + KI \rightarrow AgI + KCl$.

Вільний йод одержують розкладанням аргентум йодиду.

У лабораторії йод одержують окисненням йодоводню різними окисниками (*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 у вигляді 5 % спиртового розчину застосовують у медицині в якості дезінфікуючого засобу. Недолік йоду в організмі викликає тяжкі захворювання.

ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

1. Покажіть, що для сульфуру *(IV)* притаманна окисно-відновна подвійність.

Розв'язування. Оскільки Сульфур в сполуці SO_2 має ступінь окиснення *+4*, а це є проміжне значення для нього, Сульфур може як підвищувати ступінь окиснення (бути відновником), так і знижувати (бути окисником).

Сульфур*(IV)* оксид є відновником в реакції:

$5SO_2 + 2KMnO_4 + 2H_2O = 2H_2SO_4 + K_2SO_4 + 2MnSO_4$.

Сульфур*(IV)* оксид є окисником в реакції:

$SO_2 + 2H_2S = 3S\downarrow + 2H_2O$.

2. Запишіть рівняння хімічних реакцій, що відповідають даній схемі:

$NH_4Cl \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow AgNO_3 \rightarrow NO_2$.

Розв'язування:

$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$;

$NH_3 + HNO_2 = NH_4NO_2$;

$NH_4NO_2 \rightarrow N_2\uparrow + 2H_2O$;

$N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$ (високотемпературне нагрівання);

$2NO + O_2 = 2NO_2$;

$4NO_2 + 2H_2O + O_2 = 4HNO_3$;

$3Ag + 4HNO_{3(розв.)} = 3AgNO_3 + NO\uparrow + 2H_2O$;

$2AgNO_{3(тв.)} = 2Ag + 2NO_2 + O_2$.

3. Вапняк масою 1,5 *т* містить кальцій карбонат з масовою часткою *90 %*. Знайдіть, який об'єм вуглекислого газу (за н.у.) можна добути з нього.

Розв'язування.

Знайдем масу кальцій карбонату:

$1{,}5 \cdot 0{,}9 = 1{,}35 \cdot 10^3$ *кг* $CaCO_3$, що відповідає кількості речовини

$1{,}35 \cdot 10^3 / 100 = 13{,}5$ *кмоль.* Під час прожарювання вапняку відбувається реакція:

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$.

Кількість речовини вуглекислого газу також *1,35 кмоль*. Знайдемо об'єм газу: $1{,}35 \cdot 22{,}4 = 302{,}4$ *м*^{3}.

4. Як діє концентрована сульфатна кислота на галогеніди калію в твердому стані і у водному розчині?

Розв'язування. Концентрована сульфатна кислота з твердими калій флуоридом і хлоридом взаємодіє за нагрівання з утворенням флуороводню і хлороводню:

$KF + H_2SO_{4(конц.)} = HF\uparrow + KHSO_4$;

$KCl + H_2SO_{4(конц.)} = HCl\uparrow + KHSO_4$.

Бромоводень та йодоводень окиснюються сульфатною кислотою до вільних галогенів:

$2KBr + 2H_2SO_{4(конц.)} = Br_2 + SO_2\uparrow + K_2SO_4 + 2H_2O$;

$8KI + 5H_2SO_{4(конц.)} = 4I_2 + H_2S\uparrow + 4K_2SO_4 + 4H_2O$.

У водному розчині сульфатна кислота вже не є окисником. Можлива єдина реакція:

$2KF + H_2SO_4 = 2HF + K_2SO_4$.

Тестові завдання

1. Виберіть рядок, в якому приведено виключно *p*-елементи:

1) Фосфор, Калій, Нітроген, Оксиген

2) Ферум, Карбон, Нікель, Хлор

3) Нітроген, Карбон, Алюміній, Бром

4) Сульфур, Селен, Літій, Фосфор

2. Вкажіть тип хімічного зв'язку в молекулах хлору, брому, йоду:

1) металічний

2) ковалентний полярний

3) йонний

4) ковалентний неполярний

3. Вкажіть агрегатний стан йоду за звичайних умов:

1) жовто-зелений газ

2) рідина бурого кольору

3) кристали сіро-чорного кольору

4) кристали бурого кольору

4. В атомі Хлору на останньому енергетичному рівні розміщено електронів:

1) 2

2) 4

3) 5

4) 7

5. Йодидна кислота - це:

1) HIO

2) HIO_2

3) HI

4) HIO_3

6. Вкажіть назву оксигеновмісної кислоти зі ступенем окиснення *+4:*

1) сульфатна

2) сульфітна

3) сульфідна

4) тіосульфатна

7. Сірку використовують для знешкодження:

1) ртуті

2) хлоровмісних отруйних речовин
3) кислот
4) лугів

8. Вкажіть формулу ангідриду фосфатної кислоти:
1) PH_3
2) PH_4Cl
3) P_2O_5
4) PCl_3

9. Як називають сполуки Карбону з металами:
1) карбонати
2) борани
3) гідрогенкарбонати
4) карбіди

10. Вибрати твердження, характерне для графіту:
1) має йонну кристалічну гратку
2) є леткою сполукою
3) має високу твердість
4) має атомну кристалічну ґратку

11. Сполуки Бору з металами мають назву:
1) борати
2) метаборати
3) ортоборати
4) бориди

12. Яка електронна формула відповідає атому Алюмінію у незбудженому стані:
1) $4s^2 4p^1$
2) $3s^2 3p^1$
3) $2s^2 2p^1$
4) $3s^2 3p^2$

13. Алюміній гідроксид одержують взаємодією розчинних солей Алюмінію з:
1) лугами
2) водою
3) оксидами
4) кислотами

14. Який ступінь окиснення Карбону в оксиді *CO*:
1) +3
2) +5
3) -3
4) +2

15. Кислотний оксид Карбону це:
1) CO_3
2) CO_2
3) CO
4) C_2O_5

16. Чадним газом називають:
1) CO_3
2) CO_2
3) CO
4) C_2O_5

17. HCl – газ, який:
1) підтримує горіння
2) подразнює органи дихання
3) стимулює органи дихання
4) добре горить

18. Виберіть групу реактивів, в яких добре розчиняється йод:
1) етанова кислота, хлороформ
2) бром, вода, спирт
3) спирт, калій йодид, хлороформ
4) крохмаль, хлороформ

19. Оксиген має додатний ступінь окиснення з елементом:
1) Гідроген
2) Кальцій
3) Флуор
4) Сульфур
20. Який ступінь окиснення Фосфору у фосфіні PH_3:
1) +3
2) +5
3) -3
4) -5

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 11

Властивості *p*-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 кислоти; гашене вапно, концентрована хлоридна кислота, насичений розчин калій нітриту, червоний лакмусовий папірець, дистильована вода.*

Дослід 1. **Одержання амоніаку**

Змішайте кристалічні амоній хлорид і гашене вапно. Суміш помістіть у пробірку, пробірку з'єднайте з газовідвідною трубкою. На газовідвідну трубку надіньте суху пробірку. Суміш нагрійте.

Дослід 2. **Якісна реакція на амоніак**

Продовжуйте нанрівати суміш. До отвору порожньої пробірки піднесіть змочений водою лакмусовий папірець. Що відбувається?

Дослід 3. **Одержання амоній хлориду**

Продовжуйте нанрівати суміш. Скляну паличку змочіть концентрованою хлоридною кислотою і піднесіть до отвору пробірки. Що відбувається?

Дослід 4. **Розкладання амоній сульфату**

Помістіть у пробірку кристалічну сіль амоній сульфат $(NH_4)_2SO_4$, нагрійте. Який газ виділяється, визначте за запахом і зміною забарвлення вологого лакмусового папірця. Запишіть рівняння реакції.

Дослід 5. **Одержання нітритної кислоти і її розкладання**

Насичений розчин калій нітриту охолодіть, підкисліть розчин сульфатною кислотою. В розчині повинен утворитись оксид N_2O_3 блакитного кольору. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 6. **Відновні властивості нітритної кислоти**

До розбавленого розчину сульфатної кислоти додайте розчин $KMnO_4$ до появи рожевого кольору, після цього додайте розчин KNO_2. Як змінився колір розчину? Допишіть рівняння реакції.

$KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow \ldots$

Дослід 7. **Одержання фосфатів**

У пробірки помістіть розчини: барій хлориду, ферум*(II)* сульфату і алюміній сульфату. До кожного розчину додайте розчин натрій гідрофосфату. Що відбувається? Складіть рівняння реакцій.

ПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Який об'єм *10 %* розчину хлоридної кислоти ($\rho=1{,}05$ *г/см*^{3}) є необхідним для повної нейтралізації *5,1 г* амоніаку?

2. Закінчіть рівняння реакції за схемою: $P + KOH \rightarrow \ldots$
3. Складіть рівняння реакцій, що відповідають схемі перетворень:
   $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow N_2O_3 \rightarrow NO.$
4. Яка сіль утвориться, якщо до *1 моль* калій гідроксиду додали розчин, що містить *1 моль* ортофосфатної кислоти?
5. Напишіть електронні та електронно-графічні формули атомів елементів Бору, Алюмінію, Карбону та Плюмбуму. Поясніть, які ступені окиснення можуть виявляти дані елементи в сполуках.
6. Які оксиди та гідроксиди утворюють *p*-елементи *IV* групи головної підгрупи.
7. Запишіть рівняння реакцій, що відповідають схемі перетворень:
   $Al^0 \rightarrow Al^{3+} \rightarrow AlO_2^- \rightarrow Al^{3+} \rightarrow Al^0.$
8. Запропонуйте метод одержання калій алюмінату з алюміній нітрату. Напишіть рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді.
9. Знайдіть масову частку Нітрогену в сполуках: NO_2; HNO_3; NH_4NO_3.
10. В промисловості нітратну кислоту одержують з амоніаку, втрати становлять *5 %*. Знайдіть, скільки необхідно взять амоніаку, щоб одержати *12,6 т* кислоти.
11. Напишіть рівняння реакцій, відповідно до схем:
    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. До суміші купрум*(II)* оксиду з міддю масою *75 г* додали надлишок концентрованої нітратної кислоти. Виділився газ об'ємом *26,88 л* (н.у.). Знайдіть масову частку купрум*(II)* оксиду у вихідній суміші.
13. Напишіть рівняння реакцій, відповідно до схем:
    а) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3;$
    б) $CO_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow Mg(HCO_3)_2 \rightarrow MgCO_3.$
14. На кальцій карбонат масою *22 г* подіяли надлишком хлоридної кислоти. Утворився карбон*(IV)* оксид масою *10 г*. Визначити вихід продукту.
15. Допишіть окисно-відновні реакції:
    а) $H_2S + SO_2 \rightarrow \ldots$; б) $H_2S + Br_2 \rightarrow \ldots$; в) $H_2S + HNO_{3\,(к)} \rightarrow \ldots$

8. ЕЛЕМЕНТИ *IB* ГРУПИ

Побічну підгрупу *I* групи складають елементи: Купрум, Аргентум і Аурум. Дані елементи є передостанніми *d*-елементами в своєму періоді і для них характерним є те, що один електрон з зовнішнього s підрівня переходить на (*n-1*) *d* підрівень, це є енергетично вигідно. Таким чином, на зовнішньому енергетичному рівні атомів *Cu, Ag, Au* міститься по одному електрону, а попередзовнішній має *18* електронів ($s^2p^6d^{10}$).

Для елементів підгрупи Купруму характерні ступені окиснення *+1, +2* і *+3*. Зі збільшенням атомного радіусу елементів, їх хімічна активність послаблюється.

КУПРУМ

Cu; $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$; (+1; +2); Ar (Cu) = 63,55.

Купрум в природі існує як у зв'язаному, так і у вільному стані.

Найважливіші мінерали Купруму: мідний колчедан $CuFeS_2$, мідний блиск Cu_2S, куприт Cu_2O, малахіт $CuCO{\cdot}Cu(OH)_2$.

Ізотопи Купруму: ^{63}Cu *(69 %)* і ^{65}Cu *(31 %).*

Фізичні та хімічні властивості

Чиста мідь – м'який, тугоплавкий, важкий метал світло-рожевого кольору, виявляє високі електро- і теплопровідність. Мідь широко використовується у машинобудівній промисловості, електротехніці та інших виробництвах. Найважливішими сплавами міді є латуні (сплави міді з цинком), бронзи (сплави міді з оловом). Для сплавів міді характерна стійкість проти атмосферної корозії.

Мідь є малоактивним металом, у ряді активності металів займає місце після водню. Мідь не витісняє водень з розбавлених розчинів хлоридної та сульфатної кислоти.

Мідь розчиняється тільки в кислотах-окисниках – нітратній кислоті і концентрованій сульфатній за кип'ятіння:

$3Cu + 8HNO_{3\ (розб.)} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O.$

Найбільш характерний ступінь окиснення для Купруму *+2*. Сполуки, в яких елемент виявляє ступінь окиснення *+3*, є дуже нестійкими.

З киснем за помірного нагрівання до *700 ° C* мідь утворює купрум*(II)* оксид:

$2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO.$

За більш високої температури купрум*(II)* оксид розкладається з утворенням купрум*(I)* оксиду:

$2CuO \rightarrow Cu_2O + O.$

Купруму*(I)* і купрум*(II)* оксиди розчиняються у водному розчині амоніаку з утворенням комплексних сполук:

$Cu_2O + 4NH_3 + H_2O \rightarrow 2[Cu(NH_3)_2OH;$

$CuO + 4NH_3 + H_2O \rightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2.$

Оксиди Купруму інертні по відношенню до води. Оксид купруму*(II)* добувають термічним розкладанням малахіту:

$(CuOH)_2CO_3 \rightarrow 2CuO + H_2O + CO_2\uparrow.$

З воднем мідь безпосередньо не взаємодіє.

Солі Купруму*(II)* з лугами утворюють купрум*(II)* гідроксид $Cu(OH)_2$. Сполука відноситься до слабких основ із слабкими амфотерними властивостями, утворює комплексні сполуки з лугами та амоніаком:

$Cu(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Cu(OH)_4]$;

$Cu(OH)_2 + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2$.

$Cu(OH)_2$ розкладається за нагрівання:

$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$.

Мідь взаємодіє з галогенами, особливо легко реакція відбувається з фтором. CuI_2 розкладається під час утворення:

$2Cu^{+2} + 4I^- \rightarrow 2CuI_2 + I_2$.

Практично важливою сполукою є сульфат $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – мідний купорос. Мідний купорос є ефективним для боротьби зі шкідниками і захворюваністю рослин, тому широко використовується у сільському господарстві.

Одержання

Мідь отримують із сульфідних руд:

$2Cu_2O + Cu_2S \rightarrow 6Cu + SO_2$.

Також мідь добувають із мінералів за допомогою розбавлених розчинів сульфатної кислоти або амоніаку.

9. Е Л Е М Е Н Т И *ІІВ* Г Р У П И

Побічну підгрупу *II* групи періодичної системи складають елементи: Цинк, Кадмій, Меркурій. Ці елементи є повними аналогами. Будова їх атомів має наступну особливість – попередзовнішній *d*-підрівень повнісю заповнений електронами (d^{10}). Зв'язок *d*-електронів з ядром для елементів підгрупи Цинку міцніший, ніж у елементів підгрупи Купруму. Тому ступінь окиснення в сполуках для Цинку і його аналогів не може бути вищий, ніж *+2*.

Хімічна активність елементів підгрупи Цинку із збільшенням заряду ядра зменшується.

ЦИНК

Zn; $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$; (+2); Ar (Zn) = 65,39.

За масою вміст Цинку у земній корі становить *0,02 %*. Цинк є активним металом. У природі зустрічається тільки у вигляді сполук. Найважливіші мінерали: цинкова обманка *ZnS*, галмей $ZnCO_3$.

Фізичні та хімічні властивості

Цинк – синювато-білий важкий метал, крихкий за кімнатної температури. За температури *100–150 ° С* стає в'язким і легко прокатується в тонкі листи. Цинк має різноманітне використання. Значна його частина застосовується для покриття чавунних та сталевих виробів (цинкування), таким чином здійснюється захист виробів від корозії. Цинк входить до складу деяких

сплавів (латунь, дюраль), його використовують для приготування гальванічних елементів.

За нагрівання цинк реагує з неметалами, утворюючи солі:

$Zn + S \rightarrow ZnS;$

$Zn + Cl_2 \rightarrow ZnCl_2.$

Цинк є амфотерним елементом, легко розчиняється у кислотах і лугах:

$Zn + 2HCl + 4H_2O \rightarrow [Zn(H_2O)_4]Cl_2 + H_2\uparrow;$

$Zn + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow.$

З водою взаємодія цинку практично не відбувається, поскільки на поверхні металу утворюється нерозчинна у воді плівка гідроксиду, яка і заважає подальшому ходу реакції.

Цинк реагує з кислотами-неокисниками:

$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2.$

Горіння металічного цинку призводить до утворення цинк оксиду ZnO. Це є білий порошок, який за нагрівання жовтіє. Цинк оксид проявляє амфотерні властивості:

$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O;$

$ZnO + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O.$

При дії лугів на розчини солей цинку утворюється білий осад цинк гідроксиду:

$ZnSO_4 + 2NaOH \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4.$

Цинк гідроксид – амфотерна сполука, розчиняється в кислотах і в лугах.

При взаємодії з кислотами утворюються солі та вода:

$Zn(OH)_2 + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + 2H_2O.$

Взаємодія з лугами призводить до утворення солей цинкової кислоти – цинкатів (Me_2ZnO_2).

Цинк проявляє себе як комплексоутворювач. Особливою стійкістю характеризуються амонійні комплекси цинку:

$Zn(OH)_2 + 4NH_3 \rightarrow [Zn(NH_3)_4](OH)_2;$

$ZnCl_2 + 4NH_3 \rightarrow [ZN(NH_3)_2]Cl_2.$

Одержання

Цинк добувають випалюванням збагаченого концентрату цинк сульфіду:

$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2.$

Цинк оксид відновлюють вуглецем:

$ZnO + C \rightarrow Zn + CO.$

10. Е Л Е М Е Н Т И *VIIIB* Г Р У П И

Побічна підгрупа *VIII* групи періодичної системи складається з трьох тріад *d*-елементів. Перша тріада – Ферум, Кобальт, Нікол; друга – Рутеній, Родій, Паладій; третя – Осмій, Іридій, Платина. Всі елементи виявляють

металічні властивості. Властивості елементів тріади Феруму значно відрізняються від властивостей елементів інших тріад. Елементи Ферум, Кобальт, Нікол є подібними.

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 – широко розповсюджений елемент, вміст його у земній корі становить *4 мас. %*. Елемент Ферум метеоритного походження трапляється у вільному стані. Найважливіші залізні руди: 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 – блискучий сріблясто-білий важкий метал, м'який та пластичний. Характеризується ковкістю та парамагнітністю. Залізо і його сплави мають широке використання у промисловості.

Найбільш поширені сполуки Феруму зі ступенями окиснення *+2* і *+3*. Максимальний ступінь окиснення *+6*.

З металами Ферум утворює сплави. З неметалами реагує за нагрівання, утворюючи солі:

$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$;

$Fe + S \rightarrow FeS$.

Взаємодія заліза з вуглецем, силіцієм, фосфором потребує високої температури.

З Карбоном залізо утворює сплави: чавун і сталь. За високої температури залізо реагує з парою води:

$Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$.

Залізо розчиняється в розбавленій сульфатній та хлоридній кислотах:

$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow$;

$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$.

Нітратна та сульфатна кислоти за нормальних умов пасивують залізо. З концентрованою сульфатною кислотою і *25 %* розчином нітратної кислоти реакція відбувається за умови нагрівання:

$2Fe + 6H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2\uparrow + 6H_2O$;

$Fe + 4HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$.

Залізо реагує з водними розчинами солей менш активних металів:

$Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu + FeSO_4$.

Залізо не реагує з водними розчинами лугів.

Ферум*(II)* оксид FeO – порошок чорного кольору, виявляє основні властивості:

$FeO + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2O$.

Ферум*(II)* гідроксид $Fe(OH)_2$ – речовина білого кольору, яку одержують взаємодією в атмосфері азоту солей Ферму*(II)* з лугами:

$FeSO_4 + 2NaOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$.

В присутності кисня повітря Ферум*(II)* гідроксид окиснюється, утворюючи осад спочатку зеленкуватого, а потім червоно-бурого кольору:

$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$.

Оксид і гідроксид Феруму*(III)* виявляють амфотерні властивості.

Ферум*(III)* оксид Fe_2O_3 – порошок червоно-бурого кольору. Реагує з кислотами:

$Fe_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$.

Сплавлення з лугами та карбонатами також призводить до утворення солей Феруму*(III)* – феритів:

$Fe_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaFeO_2 + H_2O$;

$Fe_2O_3 + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaFeO_2 + CO_2$.

Ферити гідролізують у гарячій воді повністю:

$2NaFeO_2 + H_2O \rightarrow 2NaOH + Fe_2O_3$.

У солях фератах Ферум виявляє ступінь окиснення *+6*:

$2Fe^{+3}(OH)_3 + 3Br_2 + 10KOH \rightarrow 2K_2Fe^{+6}O_4 + 6KBr + 8H_2O$.

Ферати є дуже сильними окисниками, їх окисна дія сильніша, ніж у калій перманганату.

Для виявлення катіона Fe^{3+} використовують комплексну сполуку жовту кров'яну сіль $K_4[Fe(CN)_6]$. В розчині ця сіль дисоціює:

$K_4[Fe(CN)_6] \leftrightarrow 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$.

При взаємодії комплексного йону з йоном Fe^{3+} утворюється осад темно-синього кольору – берлинська лазурь:

$4FeCl_3 + 3K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3\downarrow + 12KCl$.

Також йони Fe^{3+} легко виявити за допомогою реакції з безбарвним розчином амоній роданіду:

$FeCl_3 + 3NH_4SCN \leftrightarrow Fe(SCN)_3 + 3NH_4Cl$.

В реакції утворюється ферум роданід червоного кольору.

Одержання

Залізо одержують із руд відновленням його оксидів:

$Fe_2O_3 + 3H_2 \rightarrow 2Fe + 3H_2O$;

$Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$.

ЗАДАЧІ І ВПРАВИ

1. Цинк масою *2,0 г* піддали взаємодії з *18,7 мл 14,6 %* хлоридної кислоти (густина розчину *1,07 г/мл*). В результаті взаємодії виділився газ, його ввели в реакцію з нагрітим купрум*(II)* оксидом масою *4,0 г*. При цьому утворилась тверда суміш. Знайдіть масу суміші.

Розв'язування. Цинк з хлоридною кислотою реагує за рівнянням:

$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$.

Знайдемо кількості речовин цинку і водню:

m(р-ну HCl) = 18,7 мл · 1,07 г/мл = 20,0 г;

m(HCl) = 20 г · 0,146 =2,92 г;

ν(HCl) = 2,92/36,5 = 0,08 моль;

ν(Zn) = 2,0/65 = 0,031 моль;

$\nu(H_2) = \nu(Zn) = 0,031$*моль.*

Реакція водню з купрумум*(II)* оксидом:

$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$.

В недостачі водень, оскільки *ν(CuO) = 4,0/80 = 0,05 моль.*

0,031 моль CuO перетворюється в *0,031 моль Cu* і втрата маси буде дорівнювати:

m(CuO) – m(Cu) = 0,031·80 - 0,031·64 = 0,50 г.

Маса твердої суміші:

4,0 – 0,5 =3,5 г .

2. Залізну пластинку масою *5,2 г* витримували у водному розчині, що містить *1,6 г* купрум*(II)* сульфату. Після взаємодії пластинку дістали з розчину і висушили. Яка маса пластинки?

Розв'язування.

Рівняння взаємодії:

$Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu + FeSO_4$.

Утворена мідь осідає на залізній пластинці.

$\nu(FeSO_4) = 1,6/160 = 0,01$ *моль;* $\nu(Fe) = 5,2/56 = 0,093$ *моль.*

Купрум*(II)* сульфат в недостачі. В реакцію вступило *0,01 моль* міді. Маса пластинки по завершенню реакції дорівнює:

m = 5,2 + m(Cu) – m(Fe) = 5,2 + 0,01·64 – 0,01·56 = 5,28 г.

3. Складіть рівняння реакції, що відповідає схемі $Cr^{+6} \rightarrow Cr^{+3}$ в кислому та лужному середовищі.

Розв'язування.

В кислому середовищі:

$K_2Cr_2O_7 + 3SO_2 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$.

В лужному скередовищі:

$2K_2CrO_4 + 3KNO_2 + 2KOH + 5H_2O = 3KNO_3 + 2K_3[Cr(OH)_6]$.

Тестові завдання

1. Вкажіть амфотерний оксид Хрому:

1) CrO

2) CrO_3

3) Cr_2O_3

4) Cr_2O

2. Вкажіть електронну родину елементу Хрому:

1) s-елемен
2) p-елемент
3) d- елемент
4) f- елемент

3. Сполуки Феруму*(II)* на повітрі змінюють забарвлення, оскільки:
1) окиснюються киснем повітря до сполук Феруму*(III)*
2) відновлюються воднем повітря
3) конденсуються
4) гідролізуються

4. Сполуки Феруму*(III)* в кислому середовищі виявляють властивості:
1) окисні
2) відновні
3) окисно-відновні
*4) і*ндиферентні

5. На холоді залізо «пасивують»:
1) сульфатна концентрована кислота
2) вода
3) ортофосфатна кислота
4) ортоборна кислота

6. Вкажіть тип хімічного зв'язку між атомами Хрому:
1) металічний
2) ковалентний полярний
3) йонний
4) ковалентний неполярний

7. Вкажіть формулу дихроматної кислоти:
1) $HCrO_2$
2) H_2CrO_4
3) $H_2Cr_2O_7$
4) H_3CrO_3

8. На повітрі срібло вкривається захисною плівкою, це:
1) Ag_2O
2) $AgCl$
3) Ag_2S
4) AgO_2

9. Розчини металів з ртуттю називають:
1) гідридами
2) амальгамами
3) комплексними сполуками
4) амідами

10. Меркурій у реакціях з неметалами є:
1) відновником
2) окисником
3) окисником і відновником
4) індиферентною речовиною

11. Яка електронна формула відповідає атому Цинку в незбудженому стані:
1) $3d^3 4s^2 4p^1$
2) $3d^{10} 4s^1 4p^1$
3) $3d^{10} 4s^1$
4) $3d^{10} 4s^2$

12. Скільки електронів має атом Цинку на зовнішньому енергетичному рівні:
1) 7
2) 4
3) 2
4) 8

13. Які властивості мають сполуки Мангану зі ступенем окиснення *+7:*
1) окисно-відновні
2) окисні
3) відновні
4) не виявляє окисно-відновних властивостей

14. Вкажіть колір кристалічного купрум*(II)* оксиду:
1) червоний
2) чорний
3) білий
4) бурий

15. Виберіть рядок, в якому зазначено властивості купрум*(I)* і купрум*(II)* оксидів:

1) з водою не взаємодіють, розчиняються у кислотах і у водному розчині амоніаку

2) з водою взаємодіють, розчиняються у кислотах і у водному розчині амоніаку

3) з водою не взаємодіють, не розчиняються у кислотах і у водному розчині амоніаку

4) з водою не взаємодіють, розчиняються у кислотах і не розчиняються у водному розчині амоніаку

16. Укажіть частинку, яка може бути тільки відновником:

1) Fe^0

2) Fe^{2+}

3) Fe^{3+}

4) Fe^{6+}

17. Вкажіть тип оксидів *FeO, CoO, NiO*:

1) основні

2) кислотні

3) амфотерні

4) несолетворні

18. Який елемент із родини Феруму може виявляти ступінь окиснення *+6:*

1) Ферум

2) Кобальт

3) Нікол

4) ступінь окиснення *+6* не виявляють елементи родини Феруму

19. Який ступінь окиснення є найстійкішим для Платини:

1) +2

2) +3

3) +4

4) +1

20. Вкажіть найхарактерніше координаційне число для комплексних сполук Кадмію:

1) 2

2) 6

3) 3

4) 4

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 12

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, амоній роданіду, натрій флуориду, нікол хлориду, кобальт хлориду, амоній хлориду, натрій тіосульфату, аргентум нітрату,* натрій перхлорату, *20 % розчин амоніаку, 3 % розчин гідроген пероксиду, 10 % розчин натрій гідроксиду, бромна вода, дистильована вода.*

Дослід 1. **Взаємодія заліза з кислотами**

У три пробірки налийте розчини кислот: хлоридної, сульфатної, нітратної, в четверту – сульфатну концентровану кислоту. У кожну пробірку додайте шматочки заліза. Четверту пробірку з сульфатною концентрованою кислотою нагрійте. Спостерігайте за змінами у пробірках. За допомогою розчинів калій*(III)* гексаціаноферату та калій*(II)* гексаціаноферату перевірте розчини на присутність йонів Fe^{2+} і Fe^{3+}.

Дослід 2. **Одержання ферум*(II)* гідроксиду**

До розчину ферум*(II)* сульфату додайте обережно розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Який колір має осад? Спостерігайте за осадом деякий час, чи відбувається зміна кольору?

Дослід 3. **Одержання ферум*(III)* гідроксиду та дослідження його властивостей**

а) До розчину ферум*(III)* хлориду додайте обережно розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Який колір має осад?

б) Осад, що утворився в попередньому досліді, розділіть на дві частини. До першої частини додайте розчин хлоридної кислоти, до другої – розчин натрій гідроксиду. Що відбувається?

Дослід 4. **Відновні властивості Феруму*(II)***

До підкисленого сульфатною кислотою розчину ферум*(II)* сульфату додайте розчин калій перманганату. Підтвердіть присутність в одержаному розчині йонів Феруму*(III)* взаємодією з розчином амоній роданіду.

Дослід 5. **Гідроліз солей Феруму*(III)***

У дві пробірки налийте розчини ферум*(III)* сульфату і ферум*(III)* хлориду. Застосуйте *pH*-індикаторний папір і з'ясуйте, яке середовище в даних розчинах. Запишіть рівняння гідролізу солей.

Дослід 6. **Одержання комплексного йону ферум*(III)* флуориду**

До розчину розчину ферум*(III)* хлориду $FeCl_3$ додайте розчин амоній роданіду і розчин натрій флуориду. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 7. **Утворення комплексних сполук кобальту**

а) До розчину кобальт хлориду долийте розчин амоній хлориду, а потім додайте розчину амоніаку. Що спостерігається?

б) На одержаний розчин подійте розчином гідроген пероксиду, нагрійте пробірку з розчином. Яка зміна кольору відбувається?

Дослід 8. **Одержання гексааміннікель*(II)* перхлорату**

До розчину нікол хлориду обережно додайте 20 % розчин амоніаку до розчинення осаду, який спочатку утвориться. До одержаного розчину додайте розчин натрій перхлорату. Колір повинен змінитись на бузково-фіалковий в результаті утворення комплексної сполуки $[Ni(NH_3)_6](ClO_4)_2$.

Дослід 9. **Одержання нікол*(III)* гідроксиду**

До розчину нікель хлориду додайте 10 % розчин натрій гідроксиду та декілька крапель бромної води.

Дослід 10. **Одержання аргентум тіосульфату**

Здійсніть реакцію між розчинами аргентум нітрату і натрій тіосульфату. Додайте надмір тіосульфату.

ПИТАННЯ ТА ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Як змінюються властивості сполук в тріаді елементів: *Fe(II) → Co(II) → Ni(II)?*
2. Чи піддається гідролізу сіль $Co(NO_3)_2$ *?*
3. Складіть рівняння реакцій, що відбуваються за даними схемами:
   $Fe \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeSO_4 \rightarrow FeS;$
   $Fe \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow FeCl_3;$
   $FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow NaFeO_2.$
4. Як можна відрізнити розчини феруму*(II)* і феруму*(III)* сульфату?
5. Як можна одержати ферум*(II)* та ферум*(III)* сульфати?
6. Знайдіть масу натрій гідроксиду, яка потрібна для повного осадження йонів *Fe(II)* із *2 г* ферум*(II)* сульфату?
7. Яка масова частка кристалізаційної води в сполуці $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ масою *69,5 г?*
8. Складіть рівняння реакції за схемою:
   $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow \ldots$
9. Яким чином відбувається дисоціація у водному розчині ферум*(III)* гідроксиду? Як вплине на рівновагу процесу дисоціації додавання кислот і лугів?
10. Знайдіть об'єм розчину сульфатної кислоти з концентрацією *2 моль/л*, який буде розчиняти *10 г* заліза.
11. Які природні сполуки Феруму вам відомі?

СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1). Гомонай В.І., Мільович С.С. Загальна та неорганічна хімія: підручник. Вінниця : Нова Книга. 2016, 448 с.

2). Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Клюєва Р.Г. Загальна та неорганічна хімія: підруч. для студентів вищ. навч. закл. 3-тє вид. Харків: НФаУ: Золоті сторінки. 2017, 512 с.

3). Лимаренко К. В. (2014). Хімія: підручник. К.: ВТФ «Фоліо», 980 с.

4). Ранський А.П., Євсєєва Л.В., Гордієнко О.А., Звуздецька Н.С. (2012). Хімія: навчальний посібник. Вінниця: ВНТУ, 147 с.

5). Гирина Н.П., Туманова І.В. Неорганічна хімія. Практикум. – К.: ВСВ «Медицина» – 2012. – 174 с.

6). Цвєткова Л.Б. Загальна хімія: теорія і задачі. Львів: Магнолія – 2006, 2010. – 398 с.

Додаток 1. **Співвідношення між одиницями деяких фізичних величин**

Одиниці об'єму:
1 мл = 1см³
1л = 1 дм³
1м³ = 10³л = 10⁶ мл
1л = 10³ мл = 10⁻³ м³
1мл = 10⁻³л = 10⁻⁶м³

Одиниці маси:
1кг = 10³г =10⁶мг
1мг= 10⁻³г =10⁻⁶мг

Одиниці густини:
1 г/мл = 10³ кг/м³
1г/л = 1кг/м³

Одиниці довжини:
1нм = 10⁻⁹ м
1 мкм = 10⁻⁶ м

Додаток 2. **Фізичні сталі**

Абсолютний нуль температури	*273,15 °С*
Атомна одиниця маси (*а. о. м.)*	*1,6605655·10⁻²⁷ кг*
Стала Авогадро	$N_A = 6{,}022045 \cdot 10^{23}$
Молярний об'єм ідеального газу за н.у.*	$V_m = 22{,}41383$ *л/моль; м³/моль*
Універсальна газова стала	$R = 8{,}31441$ *Дж·моль⁻¹ ·К⁻¹*
Стала Фарадея	$F = 9{,}648456 \cdot 10^4$ *Кл·моль⁻¹*
Швидкість світла у вакуумі	$C = 3 \cdot 10^8$ *м/с*

Н.у. Р = 1атм або 101235 Па; Т = 273, 15 К або 0 °С

Додаток 3. **Будова атому**

Назва частки	Позначення	Маса		Заряд	
		г	*а.о.м.*	*Кл*	відн. од.
Нейтрон	${}^1_0 n$	$1{,}67 \cdot 10^{-24}$	*1,008665*	*0*	*0*
Протон	${}^1_1 p$	$1{,}67 \cdot 10^{-24}$	*1,007325*	$+1{,}6 \cdot 10^{-19}$	*+1*
Електрон	e^-	$9{,}1 \cdot 10^{-28}$	*0,000055*	$-1{,}6 \cdot 10^{-19}$	*–1*

Додаток 4. **Стандартні термодинамічні функції**

Речовина	$\Delta H^0_{утв.298}$, *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 5. **Розчинність сполук (*г/100 см³*води) 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 6. **Густина водних розчинів сполук за температури *20* ºС (*г/см³*)**

Концентрація, %	***H_2SO_4***	***HNO_3***	***HCl***	***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 7. Періодична система хімічних

ПЕРІОДИ	ГРУПИ				
	I	II	III	IV	V
1	**H** 1,-1 **1** **Гідроген** 1,0079 **Водень** $1s^1$				
2	**Li** 1 **3** **Літій** 6,941 $[He]2s^1$	**Be** 2 **4** **Берилій** 9,0122 $[He]2s^2$	**B** 3 **5** **Бор** 10,811 $[He]2s^22p^1$	**C** 4,2,-4 **6** **Карбон** 12,011 **Вуглець** $[He]2s^22p^2$	**N** 5,4,3,2,1,-1,-2,-3 **7** **Нітроген** 14,007 **Азот** $[He]2s^22p^3$
3	**Na** 1 **11** **Натрій** 22,990 $[Ne]3s^1$	**Mg** 2 **12** **Магній** 24,305 $[Ne]3s^2$	**Al** 3 **13** **Алюміній** 26,982 $[Ne]3s^23p^1$	**Si** 4,(2),-4 **14** **Силіцій** 28,086 **Кремній** $[Ne]3s^23p^2$	**P** 5,(4),3,(-2),-3 **15** **Фосфор** 30,974 $[Ne]3s^23p^3$
4	**K** 1 **19** **Калій** 39,098 $[Ar]4s^1$	**Ca** 2 **20** **Кальцій** 40,078 $[Ar]4s^2$	**21** 3 **Sc** 44,956 **Скандій** $[Ar]3d^14s^2$	**22** 4,3,(2) **Ti** 47,88 **Титан** $[Ar]3d^24s^2$	**23** 5,4,3,2 **V** 50,942 **Ванадій** $[Ar]3d^34s^2$
	29 (3),2,1 **Cu** 63,546 **Купрум** $[Ar]3d^{10}4s^1$ **Мідь**	**30** 2 **Zn** 65,39 **Цинк** $[Ar]3d^{10}4s^2$	**Ga** 3 **31** **Галій** 69,723 $[Ar]3d^{10}4s^24p^1$	**Ge** 4,(2) **32** **Германій** 72,59 $[Ar]3d^{10}4s^24p^2$	**As** 5,3,-3 **33** **Арсен** 74,922 **Миш'як** $[Ar]3d^{10}4s^24p^3$
5	**Rb** 1 **37** **Рубідій** 85,468 $[Kr]5s^1$	**Sr** 2 **38** **Стронцій** 87,62 $[Kr]5s^2$	**39** 3 **Y** 88,906 **Ітрій** $[Kr]4d^15s^2$	**40** 4,(3),(2) **Zr** 91,224 **Цирконій** $[Kr]4d^25s^2$	**41** 5,(4),(3) **Nb** 92,906 **Ніобій** $[Kr]4d^45s^1$
	47 (3),(2),1 **Ag** 107,87 **Аргентум** $[Kr]4d^{10}5s^1$ **Срібло**	**48** 2 **Cd** 112,41 **Кадмій** $[Kr]4d^{10}5s^2$	**In** 3,(1) **49** **Індій** 114,82 $[Kr]4d^{10}5s^25p^1$	**Sn** 4,2,(-4) 50 **Станум** 118,71 **Олово** $[Kr]4d^{10}5s^25p^2$	**Sb** 5,3,-3 **51** **Стибій** 121,75 **Сурма** $[Kr]4d^{10}5s^25p^3$
6	**Cs** 1 **55** **Цезій** 132,91 $[Xe]6s^1$	**Ba** 2 **56** **Барій** 137,33 $[Xe]6s^2$	**57** 2,1 ***La** 138,91 **Лантан** $[Xe]5d^16s^2$	**72** 4,(3),(2) **Hf** 178,49 **Гафній** $[Xe]4f^{14}5d^26s^2$	**73** 5,(4) **Ta** 180,95 **Тантал** $[Xe]4f^{14}5d^36s^2$
	79 3,(2),1 **Au** 196,97 **Аурум** $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^1$ **Золото**	**80** 2,1 **Hg** 200,5 **Меркурій** $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^2$ **Ртуть**	**Tl** 3,1 **81** **Талій** 204,38 $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$	**Pb** 4,2,(-4) **82** **Плюмбум** 207,2 $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$	**Bi** 3,5 **83** **Бісмут** 208,98 $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^3$
7	**Fr** 1 **87** **Францій** [223] $[Rn]7s^1$	**Ra** 2 **88** **Радій** 226,03 $[Rn]7s^2$	**89** 3 ****Ac** [227] **Актиній** $[Rn]6d^17s^2$	**104** **Rf** [261] **Резерфордій** $[Rn]5f^{14}6d^27s^2$	**105** **Db** [262] **Дубній** $[Rn]5f^{14}6d^37s^2$
	111 **Rg** [280] **Рентгеній**	**112** **Cn** [285] **Коперніцій**	**113** **Uut** [277] **Унунтрій**	**114** **Fl** [289] **Флеровій**	**115** **Uup** [288] **Унунпентій**
Вищі оксиди	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5
Сполуки з Гідрогеном	RH	RH_2	RH_3	RH_4	RH_3

*Лантаноїди

58 4,3 **Ce** 140,12 **Церій** $[Xe]4f^25d^06s^2$	**59** (4),3 **Pr** 140,91 **Празеодим** $[Xe]4f^35d^06s^2$	**60** (4),3,(2) **Nd** 144,24 **Неодим** $[Xe]4f^45d^06s^2$	**61** 3 **Pm** [147] **Прометій** $[Xe]4f^55d^06s^2$	**62** 3,(2) **Sm** 150,36 **Самарій** $[Xe]4f^65d^06s^2$	**63** 3,(2) **Eu** 151,96 **Європій** $[Xe]4f^75d^06s^2$	**64** 3 **Gd** 157,25 **Гадоліній** $[Xe]4f^75d^16s^2$

**Актиноїди

90 4 **Th** 232,04 **Торій** $[Rn]5f^06d^27s^2$	**91** 5,(4) **Pa** [231] **Протактиній** $[Rn]5f^26d^17s^2$	**92** 6,4,(3) **U** 238,03 **Уран** $[Rn]5f^36d^17s^2$	**93** (7),6,5,4,(3) **Np** [237] **Нептуній** $[Rn]5f^46d^17s^2$	**94** 6,5,4,3 **Pu** [244] **Плутоній** $[Rn]5f^66d^07s^2$	**95** 6,5,4,3 **Am** [243] **Америцій** $[Rn]5f^76d^07s^2$	**96** 4,3 **Cm** [247] **Кюрій** $[Rn]5f^76d^17s^2$

елементів Д.І. Менделєєва

ГРУПИ					ПЕРІОДИ
VI	VII	VIII			
		He 2 **Гелій** 4,0026 $1s^2$	Ступені окиснення (в оксидах і гідридах) у дужках – малопоширені Символ Порядковий номер **26** 6,(5),(4),3,2 **Fe** 55,847 **Ферум** $[Ar]3d^64s^2$ **Залізо** Назва елемента систематична Атомна маса Електронна конфігурація Традиційна назва простої речовини		1
O (2),(1),-1,-2 **8** **Оксиген** 15,999 **Кисень** $[He]2s^22p^4$	**F** -1 **9** **Флуор** 18,998 **Фтор** $[He]2s^22p^5$	**Ne** 3 **10** **Неон** 20,179 $[He]2s^22p^6$			2
S 6,4,2,-2 **16** **Сульфур** 32,066 **Сірка** $[Ne]3s^23p^4$	**Cl** 7,(6),5,(4),3,1,-1 **17** **Хлор** 35,453 $[Ne]3s^23p^5$	**Ar** 3 **18** **Аргон** 39,948 $[Ne]3s^23p^6$			3
24 6,(4),3,2 **Cr** 51,996 **Хром** $[Ar]3d^54s^1$	**25** 7,6,(5),4,(3),2 **Mn** 54,938 **Манган** $[Ar]3d^54s^2$ **Марганець**	**26** 6,(5),(4),3,2 **Fe** 55,847 **Ферум** $[Ar]3d^64s^2$ **Залізо**	**27** 3,2 **Co** 58,933 **Кобальт** $[Ar]3d^74s^2$	**28** 3,2 **Ni** 58,69 **Нікол** $[Ar]3d^84s^2$ **Нікель**	4
Se 6,4,-2 **34** **Селен** 78,96 $[Ar]3d^{10}4s^24p^4$	**Br** (7),5,(3),1,-1 **35** **Бром** 79,904 $[Ar]3d^{10}4s^24p^5$	**Kr** (4),(2) **36** **Криптон** 83,80 $[Ar]3d^{10}4s^24p^6$			
42 6,5,4,(3),(2) **Mo** 95,94 **Молібден** $[Kr]4d^55s^1$	**43** 7,(6),(5),4 **Tc** [99] **Технецій** $[Kr]4d^55s^2$	**44** 8,(6),4,3,(2) **Ru** 101,07 **Рутеній** $[Kr]4d^75s^1$	**45** 4,(3),(2) **Rh** 102,91 **Родій** $[Kr]4d^85s^1$	**46** (4),2 **Pd** 106,42 **Паладій** $[Kr]4d^{10}5s^0$	5
Te 6,4,-2 **52** **Телур** 127,60 $[Kr]4d^{10}5s^25p^4$	**I** 7,5,1,-1 **53** **Йод** 126,90 $[Kr]4d^{10}5s^25p^5$	**Xe** (6),(4),(2) **54** **Ксенон** 131,29 $[Kr]4d^{10}5s^25p^6$			
74 6,(5),(4),(3),(2) **W** 183,85 **Вольфрам** $[Xe]4f^{14}5d^46s^2$	**75** 7,6,4,(2) **Re** 186,21 **Реній** $[Xe]4f^{14}5d^56s^2$	**76** 8,6,4,3,2 **Os** 190,2 **Осмій** $[Xe]4f^{14}5d^66s^2$	**77** 6,4,3,2 **Ir** 192,22 **Іридій** $[Xe]4f^{14}5d^76s^2$	**78** (6),4,2 **Pt** 195,08 **Платина** $[Xe]4f^{14}5d^96s^1$	6
Po 6,4,2,-2 **84** **Полоній** [209] $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$	**At** 7,5,3,1,-1 **85** **Астат** [210] $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^5$	**Rn** **86** **Радон** [222] $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$			
106 **Sg** [263] **Сиборгій** $[Rn]5f^{14}6d^47s^2$	**107** **Bh** [262] **Борій** $[Rn]5f^{14}6d^57s^2$	**108** **Hs** [265] **Гасій** $[Rn]5f^{14}6d^67s^2$	**109** **Mt** [266] **Майтнерій** $[Rn]5f^{14}6d^77s^2$	**110** **Ds** [271] **Дармштадтій** $[Rn]5f^{14}6d^97s^2$	7
116 **Lv** [292] **Ліверморій**	**117** **Uus** [291] **Унунсептій**	**118** **Uuo** [294] **Унуноктій**			
R_2O_5	RO_3	RO_4			Вищі оксиди
H_2R	HR				Сполуки з Гідрогеном

65 (4),3 **Tb** 158,93 **Тербій** $[Xe]4f^95d^06s^2$	**66** (4),3 **Dy** 162,50 **Диспрозій** $[Xe]4f^{10}5d^06s^2$	**67** 3 **Ho** 164,93 **Гольмій** $[Xe]4f^{11}5d^06s^2$	**68** 3 **Er** 167,26 **Ербій** $[Xe]4f^{12}5d^06s^2$	**69** 3,(2) **Tm** 168,93 **Тулій** $[Xe]4f^{13}5d^06s^2$	**70** 3,(2) **Yb** 173,04 **Ітербій** $[Xe]4f^{14}5d^06s^2$	**71** 3 **Lu** 174,97 **Лютецій** $[Xe]4f^{14}5d^16s^2$

97 4,3 **Bk** [247] **Берклій** $[Rn]5f^96d^07s^2$	**98** (4),3 **Cf** [251] **Каліфорній** $[Rn]5f^{10}6d^07s^2$	**99** 3 **Es** [252] **Ейнштейній** $[Rn]5f^{11}6d^07s^2$	**100** 3 **Fm** [257] **Фермій** $[Rn]5f^{12}6d^07s^2$	**101** 3 **Md** [258] **Менделевій** $[Rn]5f^{13}6d^07s^2$	**102** 3,2 **No** [259] **Нобелій** $[Rn]5f^{14}6d^07s^2$	**103** 3 **Lr** [260] **Лоуренсій** $[Rn]5f^{14}6d^17s^2$

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

Додаток 9. **Назви найважливіших кислот та їх солей**

Формула	Назва кислоти	Назва солей
HF	Флуоридна	Флуориди
HCl	Хлоридна	Хлориди
$HClO$	Гіпохлоритна	Гіпохлорити
$HClO_2$	Хлоритна	Хлорити
$HClO_3$	Хлоратна	Хлорати
$HClO_4$	Перхлоратна	Перхлорати
HI	Йодидна	Йодиди
HBr	Бромідна	Броміди
$HMnO_4$	Перманганатна	Перманганати
H_2MnO_4	Манганатна	Манганати
HNO_3	Нітратна	Нітрати
HNO_2	Нітритна	Нітрити
HPO_3	Метафосфорна	Метафосфати
H_3PO_4	Ортофосфорна	Ортофосфати
$H_4P_2O_7$	Пірофосфорна	Пірофосфати
H_3PO_3	Фосфітна	Фосфіти
H_2S	Сульфідна	Сульфіди
H_2SO_3	Сульфітна	Сульфіти
H_2SO_4	Сульфатна	Сульфати
$H_2S_2O_3$	Тіосульфатна	Тіосульфати
H_2SiO_3	Силікатна	Силікати
$H_2Cr_2O_7$	Дихроматна	Дихромати
H_2CrO_4	Хроматна	Хромати

Додаток 10. **Константи дисоціації**

Назва сполуки	Формула	Константа дисоціації
Нітритна кислота	HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$
Борна кислота	H_3BO_3	$K_1 = 5{,}7 \cdot 10^{-10}$
Йодновата кислота	HIO_3	$1{,}7 \cdot 10^{-1}$
Йодноватиста кислота	HIO	$2{,}3 \cdot 10^{-11}$
Метанова кислота (мурашина)	$HCOOH$	$1{,}7 \cdot 10^{-4}$
Арсенатна кислота	H_3AsO_4	$K_1 = 6{,}0 \cdot 10^{-4}$
		$K_2 = 1{,}7 \cdot 10^{-7}$
		$K_3 = 3{,}0 \cdot 10^{-12}$
Метаарсенітна кислота	$HAsO_2$	$5{,}8 \cdot 10^{-10}$
Гідроген пероксид	H_2O_2	$2{,}4 \cdot 10^{-12}$
Сульфатна кислота	H_2SO_4	$K_2 = 1{,}2 \cdot 10^{-2}$
Сульфітна кислота	H_2SO_3	$K_1 = 1{,}3 \cdot 10^{-2}$
		$K_2 = 6{,}8 \cdot 10^{-8}$
Сульфідна кислота	H_2S	$K_2 = 6{,}8 \cdot 10^{-8}$
		$K_2 = 1{,}2 \cdot 10^{-15}$
Ціанідна кислота	HCN	$7{,}2 \cdot 10^{-10}$
Карбонатна кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4{,}3 \cdot 10^{-7}$
		$K_2 = 5{,}6 \cdot 10^{-17}$
Етанова (оцтова) кислота	CH_3COOH	$1{,}7 \cdot 10^{-5}$
Ортофосфатна кислота	H_3PO_4	$K_1 = 7{,}5 \cdot 10^{-3}$
		$K_2 = 6{,}2 \cdot 10^{-8}$
		$K_3 = 2{,}2 \cdot 10^{-13}$
Фосфітна кислота	H_3PO_3	$K_1 = 1{,}6 \cdot 10^{-3}$
		$K_2 = 7{,}0 \cdot 10^{-7}$
Гіпохлоритна кислота	$HClO$	$3{,}0 \cdot 10^{-8}$
Етандіова (щавлева) кислота	$H_2C_2O_4$	$K_1 = 5{,}9 \cdot 10^{-2}$
		$K_2 = 6{,}4 \cdot 10^{-5}$
Амоній гідроксид	NH_4OH	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
Берилій гідроксид	$Be(OH)_2$	$K_2 = 5{,}0 \cdot 10^{-11}$
Плюмбум гідроксид	$Pb(OH)_2$	$K_1 = 9{,}6 \cdot 10^{-4}$
		$K_2 = 3{,}0 \cdot 10^{-8}$
Аргентум гідроксид	$AgOH$	$1{,}1 \cdot 10^{-4}$
Цинк гідроксид	$Zn(OH)_2$	$K_2 = 1{,}5 \cdot 10^{-9}$

Додаток 11. **Ступені дисоціації кислот, основ і солей в *0,1 н* водних розчинах (*18 °С*)**

Електроліт	Ступінь дисоціації , %	Електроліт	Ступінь дисоціації , %
Кислоти		***Основи***	
Хлоридна	*92*	Калій гідроксид	*89*
Нітратна	*92*	Натрій гідроксид	*84*
Сульфатна	*58*	Барій гідроксид	*92*
Сульфітна	*34*	Амоній гідроксид	*1,3*
Ортофосфатна	*27*	***Солі***	
Етанова	*1,3*	Калій хлорид	*86*
Карбонатна	*0,17*	Амоній хлорид	*85*
Сульфідна	*0,07*	Натрій хлорид	*84*
Ціанідна	*0,01*	Калій нітрат	*83*
Ортоборна	*0,01*	Аргентум нітрат	*81*
		Натрій ацетат	*79*
		Цинк хлорид	*73*
		Натрій сульфат	*69*

ЗМІСТ

Вступ 3
Загальні правила виконання лабораторних робіт 4
Порядок роботи в лабораторії 4

РОЗДІЛ І. ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ 6
1. Основні поняття і закони хімії 6
Лабораторна робота № 1. Будова атома 13
2. Хімічний зв'язок 14
Лабораторна робота № 2. Хімічний зв'язок і властивості речовин 22
3. Класифікація нерганічних речовин ….....24
Лабораторна робота № 3. Основні класи неорганічних сполук…….....29
4. Основні стехіометричні закони 30
5. Хімічна кінетика 40
Лабораторна робота № 4. Швидкість хімічних реакцій 48
6. Розчини. Способи вираження концентрації розчинів 51
Лабораторна робота № 5. Приготування розчину натрій карбонату 57
7. Електролітична дисоціація 58
Лабораторна робота № 6. Реакції обміну в розчинах електролітів 65
8. Гідроліз солей 67
Лабораторна робота № 7. Гідроліз солей 72
9. Окисно-відновні процеси 74
Лабораторна робота № 8. Окисно-відновні реакції 81
10. Комплексні сполуки 84
Лабораторна робота № 9. Комплексні сполуки 91

Розділ ІІ. ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХНІХ СПОЛУК 93
1. Елементи ІА групи 93
Лабораторна робота № 10. Властивості *s*-елементів 101
2. Елементи ІІА групи 96
3. Елементи ІІІА групи 103
4. Елементи IVA групи 104
5. Елементи VA групи 106
6. Елементи VIA групи 111
7. Елементи VIIA групи 114
Лабораторна робота № 11. Властивості *p*-елементів 121
8. Елементи ІВ групи 122
9. Елементи ІІВ групи 124
10. Елементи VIIIB групи 125
Лабораторна робота № 12. Властивості *d*-елементів 132

Список використаної літератури 134
Додатки …….....135

Навчальне видання

Кравченко Світлана Володимирівна

ХІМІЯ

ПРАКТИКУМ

Підписано до друку 15.06.2026. Формат 60×84/16. Папір офсетний.
Умовн. друк. арк. 8,42. Обл. вид. арк. 5,28. Зам. № 3747.
Наклад 50 прим.

Видавець «ФОП Середняк Т.К.», 49000, Дніпро, 18, а/с 1212
Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до
Державного реєстру видавців, виготівників і розповсюджувачів
видавничої продукції ДК № 4379 від 02.08.2012.
Ідентифікатор видавця в системі ISBN 8923
49000, Дніпро, 18, а/с 1212
тел. (096)-308-00-38, (056)-798-04-00
E-mail: 7980400@gmail.com

Віддруковано на базі поліграфічно-видавничого центру «Кавун»
49018, Дніпро, 18, а/с 1212
тел. (066)-55-312-55, (056)-798-22-47
E-mail: arbuz.in.ua@gmail.com
www.arbuz.in.ua