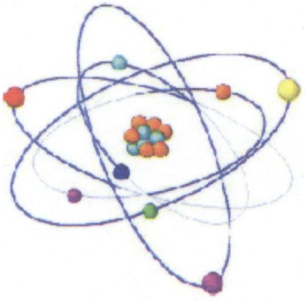


ХІМІЯ

Міністерство освіти і науки, молоді та спорту України
Вінницький національний технічний університет

ХІМІЯ

Навчальний посібник

Вінниця
ВНТУ
2012

УДК 54(075)
ББК 24я73
Х46

Автори:
А. П. Ранський, М. В. Євсєєва, О. А. Гордієнко, Н. С. Звуздецька

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України як навчальний посібник для іноземних громадян, що навчаються на підготовчих курсах вищих навчальних закладів, лист № 1/11-279 від 17 січня 2011 року.

Рецензенти:
В. О. Гельмбольдт, доктор хімічних наук, професор
В. І. Ткач, доктор хімічних наук, професор
А. В. Штеменко, доктор хімічних наук, професор

Хімія : навчальний посібник / А. П. Ранський, М. В. Євсєєва, О. А. Гордієнко, Н. С. Звуздецька – Вінниця : ВНТУ, 2012. – 147 с.
Х46 ISBN 978-966-641-475-8

В навчальному посібнику викладені найважливіші поняття, закони та теоретичні положення, що становлять фундамент хімічних знань в обсязі, передбаченому навчальною програмою з „Хімії" довузівської підготовки іноземних громадян для інженерно-технічних та інженерно-економічних спеціальностей.

УДК 54(075)
ББК 24я73

ISBN 978-966-641-475-8

© А. Ранський, М. Євсєєва, О. Гордієнко, Н. Звуздецька, 2012

ЗМІСТ

ВСТУП..... 5
1 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ..... 6
1.1 Основні хімічні поняття..... 7
1.2 Основні закони хімії..... 11
1.3 Розв'язування типових задач..... 14
1.4 Завдання для самостійної роботи..... 17
2 ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА І БУДОВА АТОМІВ..... 21
2.1 Періодичний закон Д. І. Менделєєва і періодична система хімічних елементів..... 22
2.2 Електронна будова атомів..... 24
2.3 Залежність властивостей атомів хімічних елементів від їх електронної будови..... 28
2.4 Розв'язування типових задач..... 29
2.5 Завдання для самостійної роботи..... 33
3 ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК ТА БУДОВА РЕЧОВИНИ..... 35
3.1 Хімічний зв'язок..... 35
3.2 Будова речовини..... 43
3.3 Розв'язування типових задач..... 45
3.4 Завдання для самостійної роботи..... 48
4 ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК..... 51
4.1 Оксиди, основи, кислоти, солі – їх номенклатура та класифікація..... 52
4.2 Добування та хімічні властивості оксидів..... 55
4.3 Добування та хімічні властивості кислот..... 56
4.4 Добування та хімічні властивості основ..... 57
4.5 Добування та хімічні властивості солей..... 58
4.6 Розв'язування типових задач..... 60
4.7 Завдання для самостійної роботи..... 62
5 ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ..... 66
5.1 Класифікація хімічних реакцій..... 67
5.2 Енергетика хімічних процесів..... 68
5.3 Хімічна кінетика та рівновага..... 68
5.4 Розв'язування типових задач..... 72
5.5 Завдання для самостійної роботи..... 76
6 РОЗЧИНИ..... 80
6.1 Загальна характеристика розчинів..... 81
6.2 Розчини електролітів..... 83
6.3 Розв'язування типових задач..... 90
6.4 Завдання для самостійної роботи..... 96

7 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ..... 101
7.1 Ступінь окиснення. Окисники та відновники..... 101
7.2 Окисно-відновні реакції та їх типи..... 102
7.3 Розв'язування типових задач..... 104
7.4 Завдання для самостійної роботи..... 105
8 ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ..... 107
8.1 Стандартні електродні потенціали. Ряд напруг металів..... 108
8.2 Гальванічні елементи..... 111
8.3 Електроліз. Закони електролізу..... 113
8.4 Розв'язування типових задач..... 114
8.5 Завдання для самостійної роботи..... 117
9 ВЛАСТИВОСТІ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК..... 119
9.1 Загальні властивості металів..... 120
9.2 Корозія та захист металів від корозії..... 125
9.3 Загальні властивості неметалів..... 128
9.4 Розв'язування типових задач..... 129
9.5 Завдання для самостійної роботи..... 133
ЛІТЕРАТУРА..... 136
Додаток А Періодична система елементів Д. І. Менделєєва..... 138
Додаток Б Фізичні величини, їх позначення й одиниці..... 139
Додаток В Таблиця відносних молекулярних мас неорганічних речовин..... 140
Додаток Г Відносна електронегативність елементів за шкалою Полінга..... 141
Додаток Д Розчинність основ, кислот і солей у воді..... 142
Додаток Е Константи дисоціації деяких кислот у водних розчинах при t = 25 °С..... 143
Додаток Ж Стандартні електродні потенціали металів у водних розчинах..... 144
Додаток И Реакції на електродах в процесах електролізу 145
Додаток К Взаємодія металів з кислотами 146

ВСТУП

Хімія – одна із фундаментальних природничих наук, яка відіграє велику роль у житті і особливо у виробничій діяльності людини. Без хімічних процесів неможливі добування металів, переробка сировини, виробництво продуктів харчування і побуту. Найважливіші технічні рішення пов'язані з використанням нових матеріалів з особливими властивостями, які створює хімія.

Вивчення хімії передбачено навчальним планом довузівської підготовки іноземних громадян. Проте на даний час вкрай мало україномовної навчальної літератури з даної дисципліни, що обумовило написання даного посібника. Навчальний посібник створено для підготовки іноземних слухачів до навчання у технічних вищих навчальних закладах України. Посібник дає можливість систематизувати здобуті раніше знання, вивчити хімічну термінологію українською мовою, поглибити знання про будову, властивості, добування та застосування речовин і основні закономірності перебігу хімічних реакцій.

Навчальний посібник з хімії складений відповідно до базової навчальної програми довузівської підготовки іноземних громадян, яка рекомендована Науково-методичною комісією з підготовки іноземних громадян Міністерства освіти і науки, молоді та спорту України. У посібнику на сучасному рівні викладені найважливіші поняття, закони та теоретичні положення, що становлять фундамент хімічних знань в обсязі, передбаченому навчальною програмою з хімії для інженерно-технічних та інженерно-економічних спеціальностей.

Матеріал посібника викладено у логічній послідовності в дев'яти розділах, кожен з яких містить короткі теоретичні відомості, приклади розв'язування типових задач та завдання для самостійної роботи. Ключові слова і терміни, перекладені англійською мовою, допоможуть іноземним слухачам краще зрозуміти викладений матеріал. Для його закріплення кожний розділ містить велику кількість завдань для самостійної роботи різного рівня складності. Підвищенню ефективності роботи слухачів підготовчого відділення сприятимуть наведені приклади розв'язування типових завдань. Навчальний посібник також містить довідково-інформаційний матеріал та список рекомендованої літератури.

Опанування матеріалу навчального посібника дозволить іноземним слухачам підготовчого відділення успішно скласти іспит з хімії, а в подальшому під час навчання в технічному вузі розуміти текст підручників з хімії українською мовою та конспектувати лекції з хімічних дисциплін. Використання даного посібника та його електронної версії забезпечить глибоке засвоєння матеріалу іноземними слухачами підготовчого відділення та підвищить ефективність роботи викладачів.

Автори висловлюють щиру вдячність асистенту Гаврилюк М. А. за підготовку електронної версії рукопису.

1 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

Хімія. Матерія. Форми існування матерії: речовина і поле. Хімічний елемент. Атом. Молекула. Прості і складні речовини. Хімічні сполуки. Хімічна формула. Фізичні та хімічні явища. Хімічні перетворення або хімічні реакції. Рівняння хімічних реакцій. Валентність атомів елементів. Визначення валентності атомів елементів у бінарних сполуках. Складання хімічних формул за валентністю атомів елементів.

Відносна атомна маса. Відносна молекулярна маса. Масова частка елементів в речовині. Моль. Молярна маса. Закон збереження маси. Закон еквівалентів. Закон сталості складу речовини. Закон Гей-Люссака. Закон Авогадро. Молярний об'єм газу. Об'ємна частка. Відносна густина газів. Розрахунки за хімічними формулами і рівняннями реакцій.

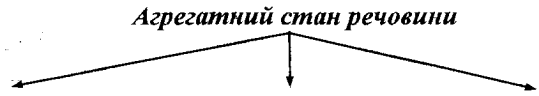
Ключові слова і терміни:

українською мовою		**англійською мовою**
агрегатний стан	–	aggregate state
атом	–	atom
атомна маса	–	atomic mass
валентність	–	valency
газ	–	gas
електрон	–	electron
кількість речовини	–	substance quantity
масова частка	–	mass concentration
метал	–	metal
молекула	–	molecule
молекулярна маса	–	molecular weight
моль	–	mole
неметал	–	nonmetal
об'ємна частка	–	volume concentration
поняття	–	conception
проста речовина	–	elementary substance
речовина	–	substance
рідина	–	liquid
складна речовина	–	complex substance
стала Авогадро	–	Avogadro constant
тверда речовина	–	solid substance
хімічна реакція	–	chemical reaction
хімічна формула	–	chemical formula
хімічний елемент	–	chemical element
хімія	–	chemistry
явище	–	phenomenon
ядро	–	nucleus

1.1 Основні хімічні поняття

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

Речовина – форма матерії, яка має масу спокою.



Газ	*Рідина*	*Тверда речовина*
Немає форми і об'єму, стискається	Немає форми, має об'єм, стискається погано	Має форму і об'єм, стискається погано

Агрегатний стан – це не фізична властивість речовини взагалі, а лише стан, в якому вона перебуває за певних умов.

Поле – форма матерії, яка немає маси спокою.

Рух (явище) – будь-яка зміна матерії.

Хімічний елемент – вид атомів з однаковим зарядом ядра. Всі хімічні елементи за властивостями поділяються на **метали** і **неметали.**

Елементи-метали: Аргентум, Калій, Купрум, Барій, Натрій тощо.

Елементи-неметали: Оксиген, Гідроген, Нітроген, Хлор тощо.

Нині існує **110** хімічних елементів. З них **88** виявлені у природі, **22** добуті штучно. У таблиці 1.1 наведено назви, символи та хімічні формули простих речовин для деяких хімічних елементів.

Таблиця 1.1 – Назви, символи і вимови символів деяких хімічних елементів та їх простих речовин

Символ елемента	Латинська назва хімічного елемента	Українська назва хімічного елемента	Вимова символу	Хімічна формула простої речовини	Назва простої речовини
1	2	3	4	5	6
Ag	Argentum	Аргентум	Аргентум	*Ag*	срібло
Al	Aluminium	Алюміній	Алюміній	*Al*	алюміній
Ba	Barium	Барій	Барій	*Ba*	барій
Br	Bromum	Бром	Бром	Br_2	бром
C	Carboneum	Карбон	Це	*C*	вуглець
Ca	Calcium	Кальцій	Кальцій	*Ca*	кальцій
Cl	Chlorum	Хлор	Хлор	Cl_2	хлор
Cu	Cuprum	Купрум	Купрум	*Cu*	мідь
Fe	Ferrum	Ферум	Ферум	*Fe*	залізо
F	Fluorum	Флуор (Фтор)	Флуор (Фтор)	F_2	фтор
Hg	Hydrargyrum Mercurius	Меркурій	Гідраргірум	*Hg*	ртуть

Продовження таблиці 1.1

1	2	3	4	5	6
H	Hydrogenium	Гідроген	Аш	H_2	водень
I	Iodum	Йод	Йод	I_2	йод
K	Kalium	Калій	Калій	*K*	калій
Mg	Magnesium	Магній	Магній	*Mg*	магній
Mn	Manganum	Манган	Манган	*Mn*	манган
N	Nitrogenium	Нітроген	Ен	N_2	азот
Na	Natrium	Натрій	Натрій	*Na*	натрій
O	Oxygenium	Оксиген	О	O_2	кисень
P	Phosphorus	Фосфор	Пе	*P*	фосфор
Pb	Plumbum	Плюмбум	Плюмбум	*Pb*	свинець
S	Sulfur	Сульфур	Ес	*S*	сірка
Si	Silicium	Силіцій	Силіцій	*Si*	силіцій
Zn	Zincum	Цинк	Цинк	*Zn*	цинк

Форми існування матерії

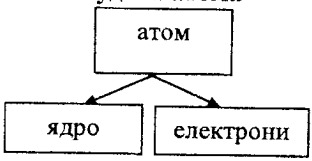
Прості речовини
Атоми зв'язані хімічним зв'язком з іншими атомами одного і того ж елемента: H_2, O_2, графіт

Одиничні атоми
Як правило, за умов високих температур, інертні гази: *He, Ne, Ar*

Складні речовини
Атоми зв'язані хімічним зв'язком з атомами інших елементів: *HCl*, NH_3

Атом – найменша частинка хімічного елемента.

Будова атома



Під час хімічних реакцій атоми не руйнуються. Це хімічно **неподільні** частинки речовини.

Молекула – найменша частинка речовини, яка зберігає її хімічні властивості. Молекули простих і складних речовин складаються з атомів.

Проста речовина – це речовина, утворена з атомів одного елемента. Наприклад, залізо (*Fe*), мідь (*Cu*) , кисень (O_2) водень (H_2), азот (N_2) тощо.

Складна речовина або хімічна сполука – речовина, молекули якої складаються з атомів різних елементів.

Хімічна формула – це зображення хімічних сполук за допомогою хімічних знаків.

Хімічна формула складної речовини відображає її якісний (елементний) склад і кількісні співвідношення між числом атомів різних елементів в молекулі.

Наприклад, хімічна формула складної речовини води H_2O (аш-два-о) відображає склад однієї молекули: два атома елемента Гідрогену і один атом елемента Оксигену.

Фізичні явища – це такі явища, під час перебігу яких змінюється форма, агрегатний стан речовини, але нова речовина не утворюється.

Наприклад, вода при нагріванні перетворюється в пару, а при охолодженні – в лід.

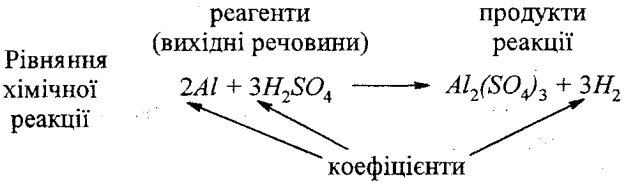
Хімічні явища – це такі явища, під час перебігу яких одні речовини перетворюються в інші, що відрізняються від вихідних за складом і властивостями.

Хімічна реакція – це хімічне явище, при якому проходять хімічні перетворення одних речовин в інші.

Речовини, що вступають в реакцію, називаються **реагентами (вихідними речовинами),** а ті, що утворюються – **продуктами реакції.**

Рівняння хімічної реакції – це умовне зображення реакцій за допомогою формул і коефіцієнтів.

Сума атомів кожного елемента до реакції повинна дорівнювати сумі атомів кожного елемента після реакції.



Наприклад, при нагріванні суміші простих речовин сірки і заліза утворюється нова хімічна сполука ферум (II) сульфід, відбувається хімічна реакція:

Fe	+	S	=	FeS
залізо		сірка		ферум (II) сульфід

Валентність – це властивість атомів даного елемента приєднувати або заміщати в сполуках певне число атомів іншого елемента. Валентність буває **стала** і **змінна** (табл. 2.1).

Таблиця 2.1 – Валентність хімічних елементів

Валентність	Хімічний елемент	Приклади хімічних сполук
валентність стала		
I	*H, Li, Na, K,*	H_2O, Na_2O
II	*O, Ca, Mg, Ba, Zn*	*CaO, MgO*
III	*Al*	Al_2O_3
валентність змінна		
I і II	*Cu*	Cu_2O, *CuO*
II і III	*Fe, Co*	*FeO*, Fe_2O_3
II і IV	*C, Sn, Pb*	*CO*, CO_2, *SnO*, SnO_2
III і V	*P*	PH_3, P_2O_5
II, III, VI	*Cr*	*CrO*, Cr_2O_3, CrO_3
II, IV, VI	*S*	H_2S, SO_2, SO_3
I, II, III, IV, V	*N*	N_2O, *NO*, NH_3, NO_2, N_2O_5

Кількісно валентність визначається числом атомів Гідрогену, які приєднує атом даного хімічного елемента.

Наприклад, $\overset{I}{H}Cl$ $\overset{II}{H_2}O$ $\overset{III}{N}H_3$ $\overset{IV}{C}H_4$

$\overset{I}{H}Br$ $\overset{II}{H_2}S$ $\overset{III}{P}H_3$ $\overset{IV}{Si}H_4$

Визначення валентності елементів за **формулою.** У формулах бінарних сполук сумарна валентність усіх атомів одного елемента завжди дорівнює сумарній валентності всіх атомів іншого елемента.

Наприклад, $\overset{III\ II}{Cr_2O_3}$; $\overset{I\ II}{Na_2O}$; $\overset{I\ II}{Cu_2O}$

Послідовність складання хімічних формул за валентністю:

1. Над символами елементів написати валентність.
2. Знайти найменше спільне кратне.
3. Поділити найменше спільне кратне на валентність кожного елемента.
4. Отримані числа записати в хімічній формулі як індекси.

Наприклад:

1. $\overset{III\ II}{Al\ O}$
2. Найменше спільне кратне 6 ($3 \cdot 2 = 6$).
3. $Al - 6 : 3 = 2$; $O - 6 : 2 = 3$.
4. Al_2O_3.

1.2 Основні закони хімії

Відносна атомна маса елемента – це маса його атома, виражена в атомних одиницях маси. Атомна одиниця маси (а.о.м.) є 1/12 частина маси атома Карбону ^{12}C.

$$Ar(x) = \frac{m(x)}{1/12\, m(C)},$$

де $Ar(x)$ – відносна атомна маса елемента;

$m(x)$ – маса атома елемента;

$m(C)$ – маса атома Карбону ^{12}C.

Наприклад, $Ar(O) = 16$; $Ar(Ca) = 40$.

Відносна молекулярна маса речовини – це маса її молекули, виражена в атомних одиницях маси.

Відносну молекулярну масу визначають як суму відносних атомних мас елементів, які входять до складу даної речовини. Оскільки індекс вказує на кількість атомів у молекулі, то при обчисленні відносної молекулярної маси речовини за її формулою потрібно перемножити відносну атомну масу елемента і його індекс.

Наприклад, $Mr(Na_2O) = 2 \cdot Ar(Na) + 1 \cdot Ar(O) = 2 \cdot 23 + 1 \cdot 16 = 62$.

Масова частка елемента в речовині обчислюється за хімічною формулою:

$$\omega = \frac{n \cdot Ar}{Mr},$$

де ω (читається *„омега"*) – масова частка елемента;

Ar – відносна атомна маса елемента;

n – число атомів елемента;

Mr – відносна молекулярна маса речовини.

Масова частка елемента у складі речовини виражається у частках одиниці або у відсотках.

Кількість речовини (ν читається *„ню"*) – це число структурних частинок (молекул, атомів тощо), які містяться в даній порції речовини.

Моль – це така кількість речовини, яка містить стільки частинок цієї речовини (молекул, атомів тощо), скільки атомів міститься в 0,012 *кг* (12 *г*) Карбону.

1 *моль* води
1 *моль* водню
1 *моль* азоту
} містить одне й те саме число молекул

1 *моль* заліза
1 *моль* сірки
} містить одне й те саме число атомів

Стала Авогадро показує число частинок, які містяться в одному молі речовини (позначається N_A). Це число дорівнює $6{,}02 \cdot 10^{23}$. Назване на честь італійського хіміка А. Авогадро:

$$N_A = \frac{6{,}02 \cdot 10^{23}}{1\ моль} \approx 6 \cdot 10^{23}\ моль^{-1}.$$

Молярна маса речовини – це маса одного моля цієї речовини, яка чисельно дорівнює відносній молекулярній масі.

Наприклад, $Mr(NH_3) = 1 \cdot Ar(N) + 3 \cdot Ar(H) = 1 \cdot 14 + 3 \cdot 1 = 17$.

$M(NH_3) = 17\ г/моль$.

Кількість речовини визначається за формулою:

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

де ν – кількість речовини, моль;

m – маса речовини, г;

M – молярна маса речовини, г/моль.

Закон збереження маси: сума мас речовин, які прореагували, дорівнює сумі мас речовин, що утворилися внаслідок реакції.

$$2H_2O \xrightarrow{електричний\ струм} 2H_2 + O_2$$

$$2 \cdot 18\ г \quad = \quad 2 \cdot 2\ г + 32\ г$$

вода — водень, кисень

У природі ніщо не виникає з нічого і не зникає безслідно.

Закон сталості складу: кожна хімічна сполука має сталий якісний і кількісний склад незалежно від способу її добування.

Закон еквівалентів: речовини вступають у хімічні реакції в кількостях, пропорційних їхнім еквівалентним масам.

Еквівалентна маса – це маса одного моля еквівалента речовини.

Закон Гей-Люссака: об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться один до одного і до об'ємів газоподібних продуктів реакції як прості цілі числа (за однакових умов).

Коефіцієнти перед газоподібними речовинами у хімічному рівнянні дорівнюють об'ємам газів.

Наприклад, $\underset{1V}{N_2} + \underset{3V}{3H_2} = \underset{2V}{2NH_3}$.

Об'єднаний газовий закон: $\frac{PV}{T} = const$, або $\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$,

де P_0, V_0, T_0 – тиск, об'єм і температура газу за нормальних умов ($P_0 = 101325\ Па$, $T_0 = 273\ K$).

Рівняння Менделєєва-Клапейрона описує залежність об'єму газу від кількості речовини цього газу, температури і тиску.

$$PV = \frac{m}{M}RT \text{ або } PV = \nu RT,$$

де P – тиск газу, Па;

V – об'єм газу, л;

m – маса газу, г;

M – молярна маса газу, г/моль;

ν – кількість речовини газу, моль;

R – універсальна газова стала, $R = 8{,}314$ *Дж/(моль·К)*.

Об'ємна частка газу – це відношення об'єму газу до загального об'єму системи

$$\varphi(x) = \frac{V(x)}{V},$$

де $\varphi(x)$ (читається *„фі"*)– об'ємна частка газу x;

$V(x)$ – об'єм компонента x;

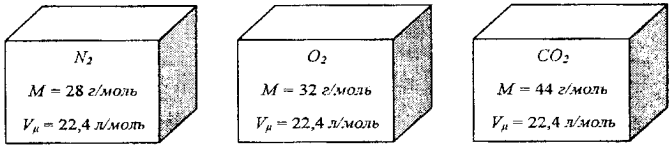
V – загальний об'єм системи.

Об'ємна частка – безрозмірна величина, її виражають в частках одиниці або у відсотках.

Закон Авогадро: в однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

1 *моль* будь-якої речовини містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць (молекул, атомів, йонів, електронів).

Молярний об'єм – це об'єм 1 *моль* газу. За нормальних умов ($P_0 = 101{,}3$ *кПа*, $T_0 = 273$ *К*) він дорівнює 22,4 *л/моль*.



Кількість речовини газу обчислюють за формулою:

$$\nu = \frac{V}{V_\mu},$$

де ν – кількість речовини газу, моль;

V – об'єм газу, л;

V_μ – молярний об'єм газу, л/моль.

Відносна густина газу – це відношення маси певного газу до маси такого самого об'єму іншого газу, взятих за однакових температури і тиску.

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

де D – відносна густина газу;

M_1, M_2 – молярні маси газів, які порівнюються.

Наприклад, при визначенні відносної густини газу за воднем використовують формулу:

$$D_{H_2} = \frac{M_1}{M(H_2)} = \frac{M_1}{2},$$

де M_1 – молярна маса газу, густина якого визначається;
$M(H_2) = 2$ *г/моль*.

При визначенні відносної густини газу за повітрям формула має вигляд:

$$D_{пов.} = \frac{M_1}{M(пов.)} = \frac{M_1}{29},$$

де M_1 – молярна маса газу, густина якого визначається;
M (*пов.*) = 29 *г/моль*.

1.3 Розв'язування типових задач

Завдання 1. Обчислити відносну молекулярну масу глюкози ($C_6H_{12}O_6$).

Дано: $C_6H_{12}O_6$	$Mr(C_6H_{12}O_6) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180.$
$Mr(C_6H_{12}O_6) - ?$	

Відповідь: $Mr(C_6H_{12}O_6) = 180.$

Завдання 2. Обчислити масові частки елементів в магній сульфаті ($MgSO_4$).

Дано: $MgSO_4$	$\omega = \frac{n \cdot Ar}{Mr}$	$Mr(MgSO_4) = 24 + 32 + 4 \cdot 16 = 120;$
$\omega(Mg) - ?$		$\omega(Mg) = \frac{24}{120} = 0{,}2$ *або* 20 %;
$\omega(S) - ?$		$\omega(S) = \frac{32}{120} = 0{,}27$ *або* 27 %;
$\omega(O) - ?$		$\omega(O) = \frac{64}{120} = 0{,}53$ *або* 53 %.

Відповідь: $\omega(Mg) = 20$ %; $\omega(S) = 27$ %; $\omega(O) = 53$ %.

Завдання 3. Обчислити масові частки елементів у ортофосфатній кислоті (H_3PO_4).

Дано: H_3PO_4	$\omega = \frac{n \cdot Ar}{Mr}$	$Mr(H_3PO_4) = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98;$
$\omega(H) - ?$		$\omega(H) = \frac{3 \cdot 1}{98} = \frac{3}{98} = 0{,}03$ *або* 3 %;
$\omega(P) - ?$		$\omega(P) = \frac{31}{98} = 0{,}32$ *або* 32 %;
$\omega(O) - ?$		

		$\omega(O)=\frac{4\cdot16}{98}=\frac{64}{98}=0{,}65$ *або* 65 %.

Відповідь: ω (*H*) = 3 %; ω (*P*) = 32 %; ω (*O*) = 65 %.

Завдання 4. 71 *г* оксиду фосфору (P_2O_5) містить 31 *г* Фосфору і 40 *г* Оксигену. Які масові частки елементів у сполуці?

Дано: $m(P_2O_5)$ = 71 *г* $m(P)$ = 31 *г* $m(O)$ = 40 *г* $\omega(P)$ – ? $\omega(O)$ – ?	$\omega=\frac{m(елемента)}{m(речовини)}$	$\omega(P)=\frac{31}{71}=0{,}44$ *або* 44 %; $\omega(O)=\frac{40}{71}=0{,}56$ *або* 56 %.

Відповідь: $\omega(P)$ = 44 %; $\omega(O)$ = 56 %.

Завдання 5. Яке число молекул містить амоніак (NH_3) кількістю речовини 3 *моль?*

Дано: $\nu(NH_3)$ – 3 *моль* $N(NH_3)$ – ?	$N_A = 6 \cdot 10^{23}$ *моль*$^{-1}$; $N(NH_3) = 6 \cdot 10^{23}$ *моль*$^{-1}$ $\cdot$ 3 *моль* = $18 \cdot 10^{23}$ *молекул.*

Відповідь: амоніак кількістю речовини 3 *моль* містить $18\cdot10^{23}$ *молекул.*

Завдання 6. Яке число атомів міститься у кисні кількістю речовини 3 *моль?*

Дано: $\nu(O_2)$ = 3 *моль* $N(O_2)$ – ? $N(O)$ – ?	$N_A = 6 \cdot 10^{23}$ *моль*$^{-1}$; $N(O_2) = 6 \cdot 10^{23}$ *моль*$^{-1}$ $\cdot$ 3 *моль* = $18 \cdot 10^{23}$ *молекул* O_2. Молекула кисню містить два атоми, тому атомів кисню буде вдвічі більше, ніж молекул. $N(O) = 18\cdot10^{23}\cdot2 = 36 \cdot 10^{23}$ *атомів.*

Відповідь: кисень кількістю речовини 3 *моль* містить $18 \cdot 10^{23}$ *молекул* і $36 \cdot 10^{23}$ *атомів.*

Завдання 7. Який об'єм за нормальних умов займатимуть: а) 22 *г* карбон (IV) оксиду (CO_2); б) 17 *г* сірководню (H_2S) ?

Дано: $m(CO_2)$ = 22 *г* $m(H_2S)$ = 17 *г* $V(CO_2)$ – ? $V(H_2S)$ – ?	$\nu=\frac{m}{M}$; $V = V_\mu \cdot \nu$; V_μ = 22,4 *л/моль*	Знаходимо кількість речовини та її об'єм: а) оксиду карбону CO_2 масою 22 *г* $M(CO_2)$ = 44 *г/моль*, $\nu=\frac{22\,г}{44\,г/моль}=0{,}5\,моль$; $V(CO_2)=22{,}4\,л/моль\cdot0{,}5\,моль=11{,}2\,л$; б) сірководню H_2S масою 17 *г* $M(H_2S)$ = 34 *г/моль*, $\nu=\frac{17\,г}{34\,г/моль}=0{,}5\,моль$; $V(H_2S)=22{,}4\,л/моль\cdot0{,}5\,моль=11{,}2\,л$.

Відповідь: CO_2 масою 22 *г* та H_2S масою 17 *г* займають однаковий об'єм 11,2 *л.*

Завдання 8. Обчислити кількість речовини ортофосфатної кислоти H_3PO_4, що відповідає її масі 288 *г*.

Дано:		
$m\,(H_3PO_4) = 288\ г$	$\nu = \frac{m}{M}$;	$Mr(H_3PO_4) = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98$;
$\nu\,(H_3PO_4) - ?$		$M(H_3PO_4) = 98\ г/моль$;
		$\nu(H_3PO_4) = \frac{288\ г}{98\ г/моль} = 3\ моль$.

Відповідь: 3 *моль* ортофосфатної кислоти відповідає її масі 288 *г*.

Завдання 9. Обчислити відносну густину за воднем і за повітрям: а) метану CH_4; б) кисню.

Дано:		
$CH_4,\ O_2$	$D = \frac{M_1}{M_2}$	$Mr\,(CH_4) = 12 + 4 = 16$; $M(CH_4) = 16\ г/моль$;
$D_{H_2} - ?$		$Mr\,(O_2) = 32$; $M(O_2) = 32\ г/моль$;
$D_{пов.} - ?$		$M(H_2) = 2\ г/моль$;
		$D_{H_2}(CH_4) = \frac{16}{2} = 8$; $D_{H_2}(O_2) = \frac{32}{2} = 16$;
		$D_{пов.}(CH_4) = \frac{16}{29} = 0{,}55$; $D_{пов.}(O_2) = \frac{32}{29} = 1{,}1$.

Відповідь: відносна густина метану за воднем 8, за повітрям 0,55; відносна густина кисню за воднем 16, за повітрям 1,1.

Завдання 10. Який об'єм кисню потрібний для спалювання водню об'ємом 20 $м^3$?

Дано:		
$V(H_2) = 20\ м^3$	$2H_2 + O_2 = 2H_2O$	Складаємо пропорцію:
$V(O_2) - ?$	$2\ об. - 1\ об.$	$2 : 1 = 20 : x$;
	$20\ м^3 - x\ м^3$	Звідси: $x = \frac{20 \cdot 1}{2} = 10\ м^3$.

Відповідь: для спалювання водню об'ємом 20 $м^3$ потрібно 10 $м^3$ кисню.

Завдання 11. Яка кількість речовини оксиду сульфуру (IV) займає об'єм 60,3 *л* при 20 °*C* і тиску $2{,}02 \cdot 10^5$ *Па*?

Дано:	
$V(SO_2) = 60{,}3\ л =$	$R = 8{,}314\ Дж/(моль \cdot К)$
$= 60{,}3 \cdot 10^{-3}\ м^3$	За рівнянням Менделєєва-Клапейрона визначаємо $\nu\,(SO_2)$:
$T = 273 + 20 = 293\ К$	$\nu(SO_2) = \frac{PV}{RT} = \frac{2{,}02 \cdot 10^5\ Па \cdot 60{,}3 \cdot 10^{-3}\ м^3}{8{,}314\ Дж/(моль \cdot К) \cdot 293\ К} =$
$P = 2{,}02 \cdot 10^5\ Па$	$= 5\ моль$.
$\nu\,(SO_2) - ?$	

Відповідь: кількість речовини оксиду сульфуру (IV) рівна 5 *моль*.

Завдання 12. Який об'єм водню потрібний для взаємодії з 10 $м^3$ азоту?

Дано:	$N_2 + 3H_2 = 2NH_3$	Складаємо пропорцію:
$V(N_2) = 10\ м^3$	1 *об.* – 3 *об.*	1 : 3 = 10 : x;
$V(H_2) - ?$	10 $м^3$ – x $м^3$	$x = 10 \cdot 3 = 30\ м^3$.

Відповідь: для взаємодії 10 $м^3$ азоту з воднем необхідно 30 $м^3$ водню.

Завдання 13. При якому тиску хлор (Cl_2), що має масу 2,55 *г*, при температурі 23 °*C* буде займати об'єм 10^{-3} $м^3$?

Дано:
$m(Cl_2) = 2,55\ г$
$V(Cl_2) = 10^{-3}\ м^3$
$T = 273 + 23 = 296\ K$
$P(Cl_2) - ?$

$R = 8,314\ Дж/(моль \cdot K)$; $M(Cl_2) = 71\ г/моль$

За рівнянням Менделєєва-Клапейрона визначаємо тиск хлору:

$$P(Cl_2) = \frac{mRT}{MV} = \frac{2,55\ г \cdot 8,314\ Дж/(моль \cdot K) \cdot 296\ K}{71\ г/моль \cdot 10^{-3}\ м^3} =$$

$$= 0,88 \cdot 10^5\ Па.$$

Відповідь: при тиску $0,88 \cdot 10^5$ *Па*.

Завдання 14. Суміш газів складається з азоту об'ємом 15,6 *л*, кисню об'ємом 4,2 *л* і аргону об'ємом 0,2 *л*. Об'єми газів приведені до нормальних умов. Визначити об'ємні частки газів в суміші.

Дано:
$V(N_2) = 15,6\ л$
$V(O_2) = 4,2\ л$
$V(Ar) = 0,2\ л$
$\varphi(N_2) - ?$
$\varphi(O_2) - ?$
$\varphi(Ar) - ?$

Знайдемо загальний об'єм суміші газів:
$V = V(N_2) + V(O_2) + V(Ar) = 15,6 + 4,2 + 0,2 = 20\ (л)$.
Об'ємну частку газу в суміші визначають за формулою:

$$\varphi(x) = \frac{V(x)}{V};$$

$$\varphi(N_2) = \frac{V(N_2)}{V} = \frac{15,6}{20} = 0,78 \text{ або } 78\ \%;$$

$$\varphi(O_2) = \frac{V(O_2)}{V} = \frac{4,2}{20} = 0,21 \text{ або } 21\ \%;$$

$$\varphi(Ar) = \frac{V(Ar)}{V} = \frac{0,2}{20} = 0,01\ або\ 1\ \%.$$

Відповідь: $\varphi(N_2) = 78\ \%$, $\varphi(O_2) = 21\ \%$, $\varphi(Ar) = 1\ \%$.

1.4 Завдання для самостійної роботи

Завдання 15. Записати українські назви хімічних елементів:

Fe – ферум	*N* –	*P* –	*Mg* –
Na –	*O* –	*Cl* –	*Ba* –
Al –	*H* –	*Cu* –	*C* –
F –	*Zn* –	*Ni* –	*Cr* –
S –	*K* –	*Ca* –	*Si* –

Завдання 16. Записати символи хімічних елементів:

Алюміній – *Al*	Аргентум –
Манган –	Аргон –
Станум –	Бор –
Силіцій –	Купрум –
Плюмбум –	Ферум –
Нітроген –	Оксиген –
Фосфор –	Сульфур –
Карбон –	Гідроген –

Завдання 17. Прочитати і записати вимову знаків хімічних елементів:

Fe – ферум	*C* –	*Cu* –	*S* –
Mn –	*Co* –	*H* –	*N* –
Au –	*Cl* –	*Mg* –	*Na* –
O –	*Ni* –	*P* –	*Pb* –

Завдання 18. Прочитати хімічні формули:

P_2O_5 пе-два-о-п'ять	$BaSO_4$	$SnCl_2$
$NaCl$	$Be(OH)_2$	$Al(OH)_3$
HNO_3	$HClO_3$	H_3PO_4
KOH	$Al(NO_3)_3$	N_2O_3

Завдання 19. Записати формули:

калій-два-о K_2O	натрій-два-ес-о-чотири
купрум-ес	аш-два-це-о-три
аш-ен-о-три	ферум-ес
аш-три-пе-о-чотири	станум-о-аш-двічі
натрій-о-аш	плюмбум-о-аш-двічі
аш-хлор-о-чотири	аш-два-силіцій-о-три
аргентум-два-о	аурум-хлор-три
аш-три-бор-о-три	кальцій-ес-о-чотири
нікель-ен-о-три-двічі	цинк-хлор-два
алюміній-два-ес-о-чотири-тричі	манган-о

Завдання 20. Вказати прості і складні речовини:

CuO – складна речовина	*Mg*	*Sn*
C	H_3PO_4	Cl_2
ZnS	O_2	*CuS*
NaCl	$Sn(OH)_2$	I_2

Завдання 21. Записати формули простих речовин

кисень O_2	магній	сірка
водень	хлор	срібло
мідь	азот	фосфор
фтор	залізо	йод

Завдання 22. Записати формули сполук, що складаються:

з трьох атомів Магнію та двох атомів Нітрогену Mg_3N_2
з одного атома Магнію та одного атома Оксигену
з двох атомів Натрію та одного атома Оксигену
з двох атомів Гідрогену та одного атома Сульфуру
з двох атомів Феруму і трьох атомів Оксигену
з двох атомів Фосфору і п'яти атомів Оксигену
з двох атомів Гідрогену, одного атома Сульфуру і трьох атомів Оксигену
з трьох атомів Калію, одного атома Фосфору
з одного атома Купруму та двох атомів Брому

Завдання 23. Скласти формули сполук:

$\overset{III}{Fe}\overset{II}{O}$ $\overset{III}{Fe_2}\overset{II}{O_3}$	$\overset{III}{Mg}\overset{}{N}$	$\overset{VII}{Mn}\overset{II}{O}$	$\overset{III}{N}\overset{II}{O}$
$\overset{IV}{Si}\overset{II}{O}$	$\overset{VI}{Cr}\overset{II}{O}$	$\overset{II}{Li}\overset{II}{S}$	$\overset{I}{Al}\overset{I}{I}$
$\overset{III}{Al}\overset{I}{F}$	$\overset{III}{Ca}\overset{III}{P}$	$\overset{III}{Fe}\overset{I}{Br}$	$\overset{II}{Fe}\overset{II}{O}$
$\overset{I}{Ba}\overset{I}{H}$	$\overset{V}{N}\overset{II}{O}$	$\overset{I}{Cu}\overset{II}{O}$	$\overset{IV}{Si}\overset{I}{H}$

Завдання 24. Визначити валентність атомів елементів у сполуках:

$\overset{II}{Cu}\overset{II}{O}$	Li_3N	$FeCl_3$	AlF_3
FeO	N_2O_5	CrO_3	NH_3
K_2O	PH_3	N_2O_3	CO_2
MgS	Cu_2O	$AlCl_3$	ZnS

Завдання 25. Обчислити відносну молекулярну масу сполуки, молекула якої складається: з двох атомів Гідрогену, одного атома Силіцію і трьох атомів Оксигену.

Завдання 26. Обчислити масові частки елементів в сполуках:

Варіант	Сполука	Варіант	Сполука
1	ферум(II) сульфід FeS	5	нітратна кислота HNO_3.
2	магній оксид MgO	6	ферум(III) оксид Fe_2O_3
3	натрій сульфат Na_2SO_4	7	ферум(III) хлорид $FeCl_3$.
4	калій хлорид KCl	8	цинк гідроксид $Zn(OH)_2$.

Завдання 27. Яке число молекул містить кисень кількістю речовини 3 *моль?*

Завдання 28. Яке число атомів містить мідь кількістю речовини 4 *моль?*

Завдання 29.Обчислити кількість речовини заліза, що відповідає масі 28 *г.*

Завдання 30. Обчислити кількість речовини бору, що відповідає масі 55 *г.*

Завдання 31. Обчислити кількість речовин, що відповідає масі 4 *г:*

а) магнію; б) вуглецю; в) сірки.

Завдання 32. Обчислити кількість речовин, що відповідає масі 8 *г:* а) міді; б) заліза; в) сірки.

Завдання 33. Яке число молекул містить фосфор (V) оксид P_2O_5 кількістю речовини: а) 0,25 *моль;* б) 2 *моль;* в) 4 *моль?*

Завдання 34. Яку масу має газоподібна речовина, якщо за нормальних умов вона займає певний об'єм згідно з варіантом:

Варіант	Речовина	Об'єм, л
1	карбон (IV) оксид	112
2	сульфур (IV) оксид SO_2	67,2
3	озон O_3,	44,8
4	азот N_2	5,6
5	сірководень H_2S	2,24

Завдання 35. Який об'єм за нормальних умов займає: а) амоніак NH_3 масою 68 *г;* б) кисень масою 64 *г*; в) азот N_2 масою 7 *г*?

Завдання 36. Обчислити відносну густину за воднем і за повітрям таких газів:

Варіант	Газ	Варіант	Газ
1	азот N_2	4	карбон (IV) оксид CO_2
2	карбон (II) оксид CO	5	ацетилен C_2H_2
3	амоніак NH_3	6	хлор Cl_2

Завдання 37. Обчислити молярну масу газоподібної речовини, густина якої за воднем 8, а за повітрям 0,55.

Завдання 38. Який об'єм водню можна добути, якщо на хлороводневу кислоту HCl подіяти алюмінієм масою 16,2 *г* ?

Завдання 39. Обчислити об'єм водню, який потрібно взяти для відновлення 256 *г* з оксиду CuO до металу.

Завдання 40. Який об'єм займає 8,47 *г* карбон (II) оксиду CO при 7 °*C* і тиску $1,04 \cdot 10^5$ *Па*?

Завдання 41. Яка маса оксиду сульфуру (IV) SO_2 займає об'єм 60,3 *л* при 20 °*C* і тиску $2,02 \cdot 1\ 0^5$ *Па*?

Завдання 42. Яку молярну масу має газ, якщо $1,56 \cdot 10^{-3}$ *кг* цього газу при 17 °*C* і тиску $1,04 \cdot 10^5$ *Па* займає об'єм $0,623 \cdot 10^{-3}$ $м^3$?

Завдання 43. Який об'єм займає 8,8 *г* карбон (IV) оксиду CO_2 при 50 °*C* і тиску $0,954 \cdot 10^5$ *Па*?

Завдання 44. Обчислити масу газу об'ємом 0,03 $м^3$, який знаходиться під тиском $1,04 \cdot 10^5$ *Па* при температурі 30 °*C* (густина газу за повітрям 0,587).

2 ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА І БУДОВА АТОМІВ

Спроби класифікації хімічних елементів. Періодичний закон Д. І. Менделєєва і періодична система елементів. Електронна будова атомів. Квантово-механічна модель атома. Квантові числа. Атомна орбіталь. Типи атомних орбіталей. Принцип Паулі. Правило Хунда. Послідовність заповнення електронами атомних орбіталей. Будова багатоелектронних атомів. Електронні структури атомів і періодична система елементів, s-, p-, d-, f-елементи. Енергія іонізації. Спорідненість до електрона. Електронегативність. Залежність хімічних властивостей елементів від електронної будови їх атомів. Значення періодичного закону Д. І. Менделєєва.

Ключові слова і терміни:

українською мовою		**англійською мовою**
гантель	–	dumbbell
група	–	group
електронегативність	–	electronegativeness
електронна формула	–	electronic formula
енергія іонізації	–	ionization energy
заряд	–	charge
ізотоп	–	isotope
квантове число	–	quantum number
класифікація	–	classification
комірка	–	cell
леткий	–	volatile
нейтрон	–	neutron
орбіталь	–	orbital
орієнтований	–	oriented
період	–	period
періодична система	–	periodic system
періодичний закон	–	periodic law
підрівень	–	sublevel
порядковий номер	–	order number
поширеність	–	spread
протон	–	proton
радіоактивний розпад	–	radioactive decay
радіоактивність	–	radioactivity
рівень	–	level
спорідненість	–	affinity
сфера	–	sphere
хвиля	–	wave
частинка	–	particle

2.1 Періодичний закон Д. І. Менделєєва і періодична система хімічних елементів

Спроби класифікації елементів:

Ю. Л. Мейєр (1864 р.) – об'єднав елементи за валентністю;

Дж. Ньюлендс (1864 р.) – виділив 8 груп подібних елементів, розмістивши їх у порядку зростання атомних мас;

І. В. Деберейнер (1829 р.) – виділив тріади, в яких середній елемент має середні властивості;

Д. І. Менделєєв (1869 р.) – виявив природний загальний зв'язок і об'єднав усі елементи в систему. Графічним зображенням періодичного закону є **періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва.** Періодична система – це класифікація хімічних елементів, основана на періодичному законі і хімічних властивостях елементів.

При створенні періодичної системи Д. І. Менделєєв:

- виправив атомні маси ряду елементів;
- при визначенні місця елемента керувався насамперед хімічними властивостями, а не тільки атомними масами;
- залишив порожні клітинки для невідкритих елементів: Галію (№ 31), Скандію (№ 21), Германію (№ 32);
- передбачив наявність великих періодів.

В періодичній системі горизонтальні ряди називаються **періодами** (їх всього 7), а вертикальні стовпці – **групами** (їх всього 8), як показано в табл. 2.1.

Таблиця 2.1 – Структура періодичної системи елементів

		Групи							
Періоди	2	I 3 *Li*	II 4 *Be*	III 5 *B*	IV 6 *C*	V 7 *N*	VI 8 *O*	VII 9 *F*	VIII 10 *Ne*
	3	11 *Na*	12 *Mg*	13 *Al*	14 *Si*	15 *P*	16 *S*	17 *Cl*	18 *Ar*
Вищі оксиди		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	–
Леткі водневі сполуки					RH_4	RH_3	H_2R	HR	–

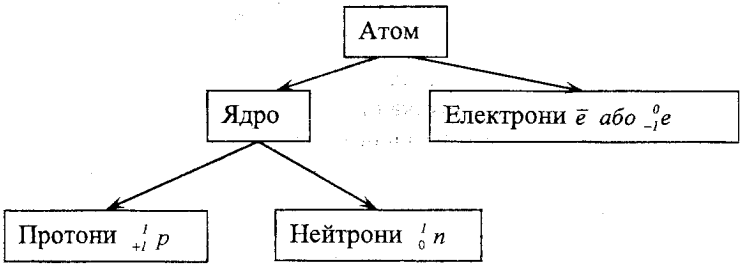
Властивості елементів у періоді змінюються закономірно: кожний період починається лужним металом (крім першого). В періоді металічні властивості послаблюються, а неметалічні властивості посилюються. Закінчується період інертним газом. У елементів однієї групи властивості змінюються також закономірно: чим більша атомна маса елемента, тим си-

льніше він виявляє металічні властивості і слабше – неметалічні властивості.

Періодичний закон Д. І. Менделєєва (1869 р.): властивості елементів, а отже і властивості утворених ними простих і складних тіл, перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів.

Сучасне формулювання періодичного закону: властивості елементів та утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини заряду атомних ядер.

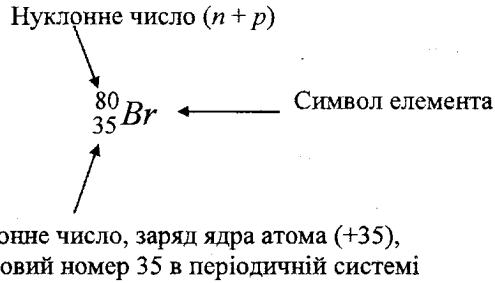
Атом хімічного елемента є нейтральною частинкою, яка складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів:



Ядро атома визначає індивідуальність хімічного елемента, електронна оболонка – його хімічні властивості.

Порядковий номер елемента дорівнює **заряду ядра атома**. Заряди ядер атомів послідовно зростають на одиницю. Отже, елементи у періодичній системі розміщені за зростанням заряду ядер їхніх атомів.

Кількість протонів дорівнює кількості електронів і також дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі (протонному числу):



Кількість нейтронів дорівнює різниці між нуклонним числом і протонним числом. Наприклад, для атома Брому кількість нейтронів рівна 80 –35 = 45. **Ізотопи** (нукліди) – різновиди атомів певного елемента, які містять однакове число протонів, але різне число нейтронів. Наприклад, існує три ізотопи Гідрогену:

$^{1}_{1}H$	$^{2}_{1}H$	$^{3}_{1}H$
протій	дейтерій	тритій
$p=1, n=0$	$p=1, n=1$	$p=1, n=2$

Ізотопи поділяються на стабільні і радіоактивні (радіонукліди). Атомна маса елемента дорівнює середньому арифметичному значенню всіх його ізотопів з урахуванням їх поширеності у природі.

Ізотоп	Вміст у природі
^{35}Cl –	75%
^{37}Cl –	25%

$$Ar(Cl)=\frac{(75\cdot 35)+(25\cdot 37)}{100}=35{,}5$$

Радіоактивність – це самовільний розпад ядер атомів деяких елементів, що супроводжується випусканням елементарних частинок та електромагнітних хвиль. Існує декілька видів радіоактивного розпаду.

α–розпад – радіоактивний розпад ядер атомів, що супроводжується виділенням α-частинок (ядер атомів Гелію $^{4}_{2}He$).

$$^{227}_{89}Ac = {}^{233}_{87}Fr + {}^{4}_{2}He$$

β–розпад – розпад атомних ядер, який супроводжується виділенням β-частинок (електронів).

$$^{231}_{90}Th = {}^{231}_{91}Pa + {}^{0}_{-1}\beta$$

β^{+}–розпад, або позитивний розпад – це розпад ядер з виділенням позитрона – частинки $^{0}_{+1}\beta$.

$$^{18}_{9}F = {}^{18}_{8}O + {}^{0}_{+1}\beta$$

Ядерні реакції – це взаємодія ядер атомів з елементарними частинками, γ–випромінюванням або з ядрами інших елементів.

$$^{14}_{7}N + {}^{4}_{2}He = {}^{17}_{8}O + {}^{1}_{1}H$$

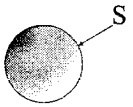
2.2 Електронна будова атомів

Згідно з основними положеннями квантової механіки електрон має двоїсту **природу – хвилі і частинки**. Електрон наповнює простір навколо ядра у формі хвилі, яку можна уявити як електронну хмару або атомну орбіталь. Атомна орбіталь – простір навколо ядра, в якому найімовірніше перебування електрона.

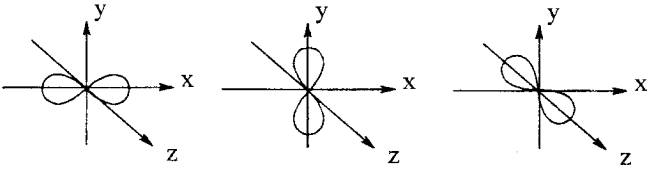
Електрони знаходяться на різних відстанях від ядра, формують електронні **шари** або **рівні**. Рівні розщеплюються на **підрівні**, що відрізняють-

ся один від одного енергією зв'язку електрона з ядром. Підрівні складаються з орбіталей.

Перший: **s-підрівень** складається з однієї *s*-орбіталі, яка має форму сфери:

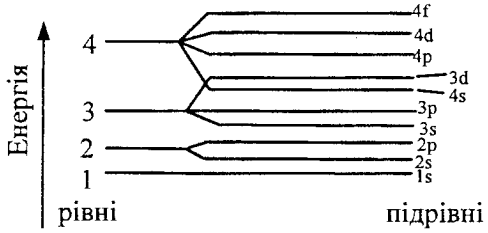


Другий: **p-підрівень** складається з трьох p-орбіталей, які мають форму гантелі, p-орбіталі в магнітному полі ядра орієнтовані вздовж осей x, y та z:



Третій: **d-підрівень** складається з п'яти d-орбіталей, які мають форму пелюстків квітки.

Четвертий: **f-підрівень** складається з семи f-орбіталей, які мають складну геометричну форму.



Номер періоду дорівнює числу електронних рівнів в атомі. Число електронів на зовнішньому рівні та максимальна валентність елемента визначається номером групи (для елементів головних підгруп).

Атомна орбіталь характеризується параметрами, які називають **квантовими числами**. Значення чотирьох квантових чисел визначають стан електрона в атомі. Їх характеристика наведена у таблиці 2.2.

Максимальну кількість електронів на рівні обчислюють за формулою:

$$N = 2n^2,$$

де N – максимальне число електронів на енергетичному рівні;

n – номер енергетичного рівня.

Таблиця 2.2 – Характеристика квантових чисел

Квантове число	Можливі значення	Число значень	Визначає
головне (n)	1, 2, 3...∞	∞	середню відстань електрона від ядра або енергетичний рівень
орбітальне (l)	0, 1, 2, 3...(n–1)	N	форму атомної орбіталі або енергетичний підрівень (s, p, d, f...)
магнітне (m_l)	$-l$...0...$+l$	$2 \cdot l + 1$	орієнтацію атомної орбіталі в просторі
спінове (m_s)	+1/2 і –1/2	2	власний момент кількості руху електрона

В атомі електрони розподіляються на енергетичних рівнях і підрівнях в напрямку зростання їх енергії:

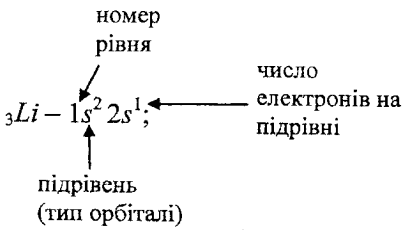
1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p.

Спочатку заповнюється половина кожної орбіталі, і коли вичерпані всі вільні орбіталі, вони заповнюються повністю **(правило Хунда).**

В атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх квантових чисел **(принцип Паулі).**

Електронна формула – розподіл електронів в атомі на енергетичних рівнях і підрівнях.

Наприклад,



$$_3Li - 1s^2 2s^1;$$

$$_6C - 1s^2 2s^2 2p^2;$$

$$_9F - 1s^2 2s^2 2p^5;$$

$$_{10}Ne - 1s^2 2s^2 2p^6;$$

$$_{17}Cl - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5.$$

В електронній формулі:

- число перед літерою – номер рівня;
- літера – підрівень (тип орбіталі);
- верхній індекс – число електронів на підрівні.

Електронні формули можна зображати графічно (див. табл. 2.3).

В графічних електронних формулах (коміркових структурах) використовуються такі умовні позначення:

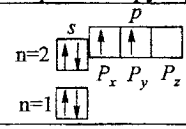
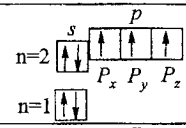
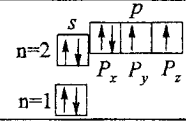
комірка □ – орбіталь; вільна комірка – вільна орбіталь.

стрілка – електрон; напрямок стрілки – напрямок спіна;

– неспарений електрон;

– спарені електрони.

Таблиця 2.3 – Приклади електронних формул деяких елементів

Елемент	Електронна формула	Коміркова структура
$_6C$	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	
$_7N$	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	
$_8O$	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$	

В залежності від того, який підрівень заповнюється електронами, всі елементи періодичної системи поділяють на родини s-, p-, d-, f-елементів.

У **s-елементів** заповнюється електронами s-підрівень останнього енергетичного рівня. Це перші два елементи кожного періоду періодичної системи.

У **p-елементів** заповнюється електронами p-підрівень останнього енергетичного рівня. Це останні з елементів кожного періоду (крім першого і сьомого періодів).

У **d-елементів** заповнюється електронами d-підрівень передостаннього енергетичного рівня, а на останньому рівні залишається 1 або 2 електрони. До d-елементів належать елементи вставних декад великих періодів, розташовані між s- і p-елементами.

У **f-елементів** заповнюється електронами f-підрівень третього зовні рівня, а на останньому рівні залишається 2 електрони. Це родини лантаноїдів та актиноїдів.

2.3 Залежність властивостей атомів хімічних елементів від їх електронної будови

Електронна будова атомів хімічних елементів пов'язана з їх положенням у періодичній системі. Властивості елементів змінюються періодично завдяки тому, що структура їх зовнішніх енергетичних рівнів періодично повторюється.

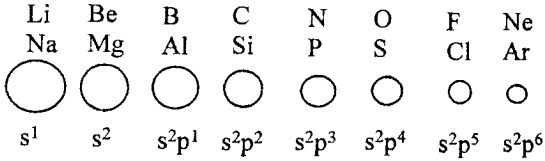
В періодах зліва направо:

– збільшується кількість протонів (заряд ядра) і тому посилюється притягання електронів до ядра;

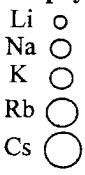
– зменшується радіус атомів, оскільки електрони потрапляють на одну і ту саму орбіталь, яка стискається через посилення притягання до ядра;

– зростає електронегативність – здатність атома притягувати до себе електрони, посилюються неметалічні властивості;

– конфігурація зовнішнього електронного рівня змінюється від s^1 (лужний метал) до s^2p^6 (інертний газ):



В групах зверху вниз:



– збільшується число електронних рівнів;

– збільшуються радіуси атомів;

– послаблюється притягання електронів до ядра;

– послаблюється здатність приєднувати електрони;

– посилюються металічні властивості.

Неметалічні властивості елементів зростають зліва направо вздовж періоду за рахунок збільшення числа електронів на зовнішньому електронному шарі, зменшуються зверху вниз вздовж групи.

Металічні властивості елементів зростають зверху вниз вздовж групи (головної підгрупи) за рахунок збільшення радіуса атома і віддалення зовнішніх електронів від ядра.

На початку періоду розміщені атоми металів, які легко віддають електрони і утворюють позитивно заряджені йони (катіони). В кінці періоду розміщені атоми неметалів, які легко приймають електрони і утворюють негативно заряджені йони (аніони).

Енергія іонізації – це енергія, потрібна для відщеплення електрона від атома; в періодах зліва направо – зростає, а в головних підгрупах зверху вниз – зменшується (рис. 2.1).

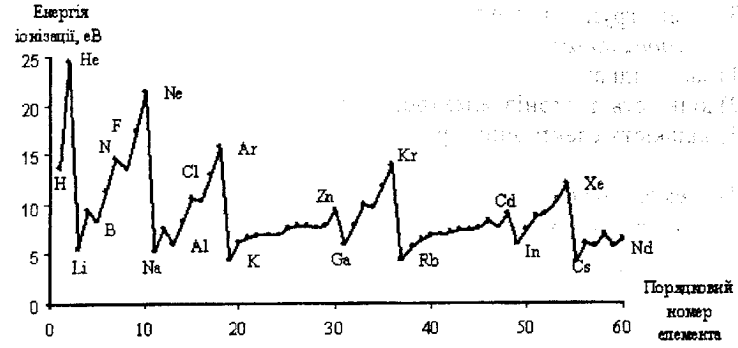


Рисунок 2.1 – Зміна енергії іонізації залежно від порядкового номера елемента

Спорідненість до електрона – це енергія, що виділяється в разі приєднання до атома одного електрона; в періодах зліва направо – зростає, а в головних підгрупах зверху вниз – зменшується.

Електронегативність – це здатність атома в сполуці відтягувати до себе електрони:

$$\chi = \frac{1}{2}(I + A),$$

де χ (читається „*xi*") – електронегативність атома елемента;

I – енергія іонізації атома;

A – спорідненість до електрона.

Значення відносної електронегативності елементів наведено в додатку Г.

В межах періодів електронегативність елементів зростає, а в межах підгрупи – зменшується. Найменшу електронегативність мають s-елементи першої групи, а найбільшу р-елементи сьомої групи.

Значення періодичного закону Д. І. Менделєєва полягає в тому, що він дозволив систематизувати розрізнені знання про властивості хімічних елементів, передбачити існування одних та виправити числові значення мас інших елементів. Цей закон є фундаментом для розуміння і передбачення властивостей речовин.

2.4 Розв'язування типових задач

Завдання 45. Охарактеризувати хімічний елемент Германій за його положенням у періодичній системі та будовою атома за таким планом.

І. Назва елемента, його символ, Ar, масове число.

ІІ. Положення у періодичній системі:

1) порядковий номер;

2) номер періоду;

3) номер групи, підгрупа.

III. Будова атома:

1) заряд ядра;

2) кількість протонів, електронів, нейтронів;

3) кількість електронних рівнів, кількість електронів на зовнішньому рівні;

4) електронна формула, коміркова структура зовнішнього шару;

IV. Метал чи неметал, родина s-, p-, d-, f-елементів.

Характеристика Германію.

I. Германій, символ Ge, Ar = 72,59, масове число – 73.

II. Положення у періодичній системі:

1) порядковий номер – 32;

2) номер періоду – 4;

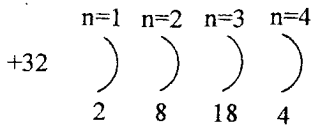
3) номер групи – 4, підгрупа – головна.

III. Будова атома:

1) заряд ядра +32;

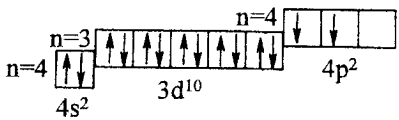
2) кількість протонів – 32, електронів – 32, нейтронів 73 – 32 = 41;

3) у атома Германію є 4 електронних рівні:



4) електронна формула, коміркова структура зовнішнього шару:

$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^2$



IV. Германій – метал, відноситься до родини p-елементів.

Завдання 46. Визначити заряд ядра, кількість електронів і протонів для катіона Al^{3+}.

Катіон Al^{3+} утворюється згідно зі схемою:

$$Al^0 - 3\bar{e} \rightarrow Al^{3+}$$

атом катіон

Частинка	Заряд ядра	Кількість	
		$\bar{e}$	$^1_{+1}p$
Al^0	+13	13	13
Al^{3+}	+13	13 – 3 = 10	13

Завдання 47. Визначити заряд ядра, кількість електронів і протонів для аніона Ge^{4-} і катіона Ge^{2+}.

Аніон Ge^{4-} та катіон Ge^{2+} утворюються згідно зі схемою:

$Ge^0 + 4\bar{e} \rightarrow Ge^{4-}$ $\qquad$ $Ge^0 - 2\bar{e} \rightarrow Ge^{2+}$

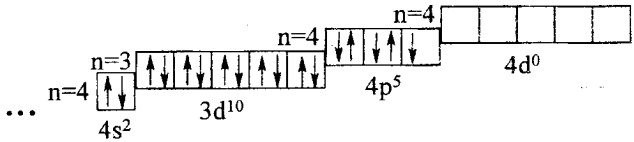
атом аніон $\qquad$ атом катіон

Частинка	Заряд ядра	Кількість	
		$\bar{e}$	$^{1}_{+1}p$
Ge^0	+32	32	32
Ge^{4-}	+32	32 + 4 = 36	32
Ge^{2+}	+32	32 – 2 = 30	32

Завдання 48. Записати електронні формули та коміркові структури зовнішніх шарів таких частинок Br^0, Br^*, Br^{1-}, Br^{5+}.

Порядковий номер Брому в періодичній системі – 35.

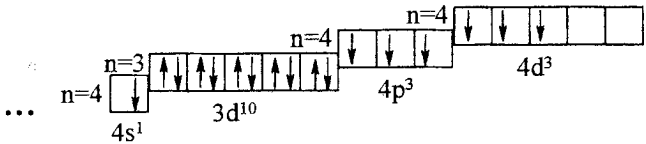
$Br^0 - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$



Атом Брому переходить в збуджений стан згідно зі схемою:

$$Br^0 + h\nu \rightarrow Br^*$$

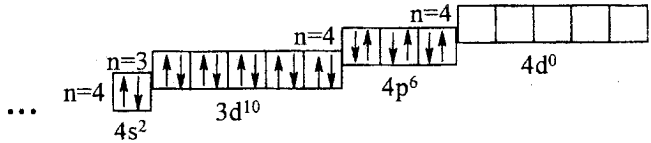
$Br^* - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} 4p^3 4d^3$



Br^{1-} утворюється згідно зі схемою:

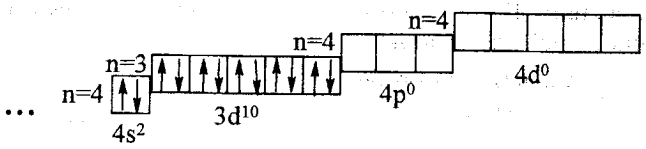
$$Br^0 + 1\bar{e} \rightarrow Br^{1-}$$

$Br^{1-} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$



Br^{5+} утворюється згідно зі схемою:

$$Br^0 - 5\bar{e} \rightarrow Br^{5+}$$



Завдання 49. Вищий оксид хімічного елемента V групи має відносну молекулярну масу 142. Назвати хімічний елемент та скласти формулу його вищого оксиду.

Дано:	Склад вищого оксиду передає формула R_2O_5.
$Mr(R_2O_5) = 142$	Відносну молекулярну масу можна подати у вигляді:
$R - ?$	$Mr(R_2O_5) = 2 \cdot Ar(R) + 5 \cdot Ar(O)$.

Розв'язуємо рівняння з одним невідомим:

$$142 = 2 \cdot Ar(\text{R}) + 5 \cdot 16$$
$$2 \cdot Ar(\text{R}) = 142 - 80$$
$$2 \cdot Ar(\text{R}) = 62$$
$$Ar(R) = \frac{62}{2} = 31$$

Відповідь: R – це Фосфор; формула вищого оксиду P_2O_5.

Завдання 50. Відносна густина за киснем оксиду шестивалентного елемента становить 2,5. Визначити елемент та записати формулу його вищого оксиду.

Дано:	Склад оксиду передає формула RO_3:
$D(O_2) = 2,5$	$D(O_2) = \frac{Mr(RO_3)}{Mr(O_2)}$;
$R - ?$	$Mr(RO_3) = D(O_2) \cdot Mr(O_2) = 2,5 \cdot 32 = 80$;
	$Mr(RO_3) = Ar(R) + 3Ar(O)$.
	$80 = Ar(R) + 3 \cdot 16$;
	$Ar(R) = 80 - 48 = 32$.

Відповідь: R – Сульфур, формула вищого оксиду – SO_3.

Завдання 51. Скласти електронну формулу йона, який має 10 електронів та 7 протонів. Назвати елемент та вказати заряд йона.

Число протонів дорівнює заряду ядра частинки і порядковому номеру елемента, за періодичною системою порядковому номеру 7 відповідає хімічний елемент Нітроген. Електронна формула якого:

$N^0 - 1s^2 2s^2 2p^3$;

Йон, що має 10 електронів, утворюється згідно зі схемою:

$N^0 + 3\bar{e} \rightarrow N^{3-}$

Електронна формула йона N^{3-}: $N^{3-} - 1s^2 2s^2 2p^6$.

2.5 Завдання для самостійної роботи

Завдання 52. Охарактеризувати хімічний елемент за його положенням у періодичній системі та будовою атома (план характеристики наведено у завданні 45).

Варіант	Хімічний елемент	Варіант	Хімічний елемент
1	Бор	11	Манган
2	Нітроген	12	Ферум
3	Флуор	13	Алюміній
4	Фосфор	14	Галій
5	Аргон	15	Хлор
6	Купрум	16	Карбон
7	Берилій	17	Сульфур
8	Силіцій	18	Нікол
9	Оксиген	19	Арсен
10	Калій	20	Кальцій

Завдання 53. Визначити заряд ядра, кількість електронів і протонів для частинок:

Варіант	Частинки	Варіант	Частинки
1	N^0, N^{3-}, N^{4+}	11	$Zn^0, Zn^{2+}, Co^0, Co^{2+}$
2	S^0, S^{2-}, S^{6+}	12	$Se^0, Se^{2-}, Se^{4+}, Se^{6+}$
3	Mg^0, Mg^{2+}	13	Cl^0, Cl^{1-}, Cl^{3+};
4	K^0, K^{1+}	14	C^0, C^{4-}, C^{2+}
5	P^0, P^{3-}, P^{5+}	15	Ca^0, Ca^{2+}
6	Si^0, Si^{2-}, Si^{4+}	16	$Cr^0, Cr^{2+}, Cr^{3+}, Cr^{6+}$
7	$Mn^0, Mn^{2+}, Mn^{4+}, Mn^{7+}$	17	N^0, N^{2-}, N^{5+}
8	Fe^0, Fe^{2+}, Fe^{3+}	18	Li^0, Li^{1+}
9	Cu^0, Cu^{1+}, Cu^{2+}	19	$Br^0, Br^{1-}, Br^{3+}, Br^{7+}$
10	As^0, As^{3-}, As^{5+}	20	Pb^0, Pb^{2+}, Pb^{4+}

Завдання 54. Записати електронні формули та коміркові структури зовнішніх шарів таких частинок:

Варіант	Частинки	Варіант	Частинки
1	Li^0, Li^{1+}	9	N^0, N^{2-}, N^{5+}
2	S^0, S^{2-}, S^{4+}	10	$As^0, As^*, As^{3-}, As^{5+}$
3	Ca^0, Ca^{2+}	11	$Se^0, Se^*, Se^{2-}, Se^{4+}$
4	C^0, C^*, C^{4-}, C^{2+}	12	$Zn^0, Zn^{2+}, Mg^0, Mg^{2+}$
5	$Cl^0, Cl^*, Cl^{1-}, Cl^{3+}$	13	$I^0, I^*, I^{1-}, I^{3+}, I^{7+}$
6	P^0, P^*, P^{3-}, P^{5+}	14	K^0, K^{1+}
7	$Si^0, Si^*, Si^{4-}, Si^{4+}$	15	Ni^0, Ni^{2+}, Ni^{3+}
8	$Ge^0, Ge^*, Ge^{4-}, Ge^{4+}$	16	Co^0, Co^{2+}, Co^{3+}

Завдання 55. Вищий оксид хімічного елемента I групи головної підгрупи має відносну молекулярну масу 94. Назвати хімічний елемент та скласти формулу його вищого оксиду.

Завдання 56. Вищий оксид хімічного елемента I групи головної підгрупи має відносну молекулярну масу 30. Назвати елемент, скласти формулу його оксиду.

Завдання 57. Вищий оксид хімічного елемента IV групи має відносну молекулярну масу 44. Назвати елемент. Скласти формулу оксиду.

Завдання 58. Вищий оксид хімічного елемента V групи має відносну молекулярну масу 108. Назвати елемент. Скласти формулу його оксиду.

Завдання 59. Елемент знаходиться у IV групі, відносна густина за воднем його вищого оксиду дорівнює 30. Визначити елемент.

Завдання 60. Скласти електронну формулу йона, який має задану кількість протонів та електронів (згідно з варіантом). Назвати елемент і вказати заряд йона.

Варіант	Кількість		Варіант	Кількість	
	протонів	електронів		протонів	електронів
1	17	18	11	9	10
2	16	18	12	26	23
3	11	10	13	15	10
4	14	18	14	19	18
5	13	10	15	24	21
6	30	28	16	33	28
7	20	18	17	47	46
8	8	10	18	79	78
9	14	10	19	53	54
10	12	8	20	25	18

3 ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК ТА БУДОВА РЕЧОВИНИ

Основні типи хімічного зв'язку та їх інтерпретація методом валентних зв'язків. Ковалентний зв'язок, його характеристики. Направленість ковалентного зв'язку. Гібридизація атомних орбіталей. Типи гібридизації і просторова конфігурація молекул. Полярність ковалентного зв'язку. Полярність молекул. Йонний зв'язок. Валентність і ступінь окиснення. Основні види взаємодії молекул. Сили міжмолекулярного зв'язку. Водневий зв'язок.

Агрегатні стани речовини. Тверді речовини. Кристалічний і аморфний стани. Кристалічні гратки (атомні, молекулярні, йонні, металічні). Залежність властивостей речовин від типу зв'язку між частинками в кристалах.

Ключові слова і терміни:

українською мовою		**англійською мовою**
акцептор	–	acceptor
водневий зв'язок	–	hydrogen bond
гібридизація	–	hybridization
донор	–	donor
електронні хмари	–	electronic cloud
йонний зв'язок	–	electron coupling
ковалентний зв'язок	–	covalent bond
кристалічні гратки	–	crystal lattice
металічний зв'язок	–	metallic bonding
механізм утворення	–	formation mechanism
неполярний	–	nonpolar
полярний	–	polar
ступінь окиснення	–	oxidation level
хімічний зв'язок	–	chemical bond

3.1 Хімічний звязок

Хімічний зв'язок – це взаємодія двох або кількох атомів, у результаті якої утворюється хімічно стійка дво- або багатоатомна система (молекула або кристал). Енергія утвореної системи завжди менша енергії її складових частин.

Хімічний зв'язок утворюється при перекриванні електронних хмар, в результаті чого зростає електронна густина в між'ядерному просторі.

При утворенні хімічного зв'язку атоми прагнуть до створення стійкого восьми- (октет), або двох- (дуплет) електронного шару (**правило октету**).

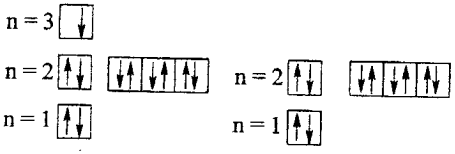
Способи утворення октету

1. Атоми віддають зовнішні електрони і перетворюються при цьому у позитивні йони (характерно для металів і неметалів).

$Na^0 - 1\bar{e} \longrightarrow Na^+$

атом — йон

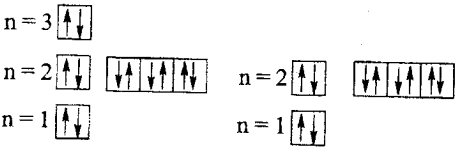
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ $\quad 1s^2\underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{октет}}$



$Mg^0 - 2\bar{e} \longrightarrow Mg^{2+}$

атом — йон

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ $\quad 1s^2\underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{октет}}$

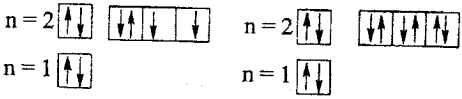


2. Атоми приєднують електрони, яких не вистачає до октету, і перетворюються при цьому у негативні йони (характерно для неметалів).

$O^0 + 2\bar{e} \longrightarrow O^{2-}$

атом — йон

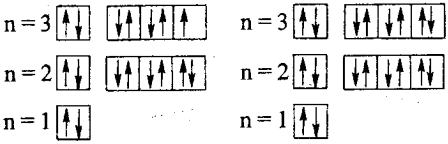
$1s^2 2s^2 2p^4$ $\quad 1s^2\underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{октет}}$



$Cl^0 + 1\bar{e} \longrightarrow Cl^-$

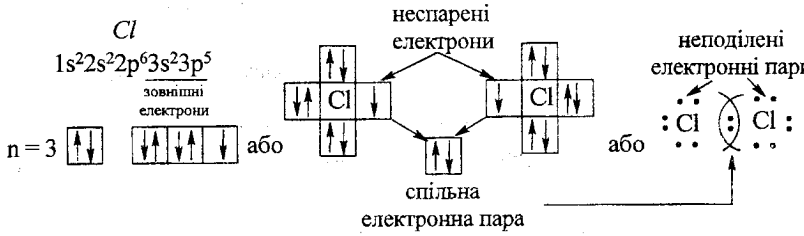
атом — йон

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ $\quad 1s^2 2s^2 2p^6\underbrace{3s^2 3p^6}_{\text{октет}}$



3. Атоми узагальнюють неспарені зовнішні електрони і утворюють спільні електронні пари (характерно для неметалів).

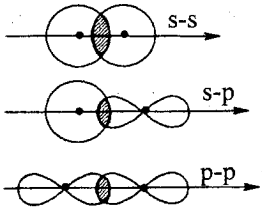
Утворення молекули Cl_2 відбувається згідно зі схемою:



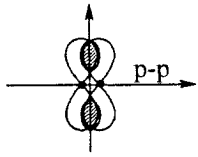
Утворення спільних електронних пар пояснюється перекриванням електронних хмар.

Існують різні способи перекривання електронних хмар, при цьому утворюються σ- і π-зв'язки:

σ-зв'язки – електронні хмари перекриваються вздовж лінії, яка з'єднує центри обох атомів;



π-зв'язки – *p*-електронні хмари перекриваються з обох боків лінії, яка з'єднує центри атомів.



В залежності від природи атомів, що утворюють хімічний зв'язок, існують такі типи зв'язку:

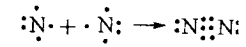
- ковалентний (неполярний і полярний);
- йонний;
- металічний.

Ковалентний зв'язок утворюється між атомами **неметалів**.

Ковалентний зв'язок

неполярний

утворюється між атомами з однаковою електронегативністю

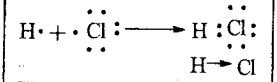


N_2, $N{\equiv}N$

Наприклад, H_2, Cl_2, O_2, Br_2, F_2

полярний

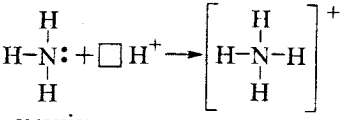
утворюється між атомами з різною електронегативністю



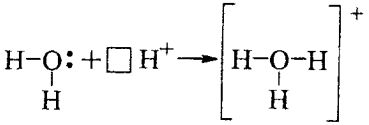
Наприклад, H_2S, NH_3, H_2O, HBr, PH_3, HI

Такий механізм утворення ковалентного зв'язку називається **обмінним.**

Іншим механізмом утворення ковалентного зв'язку є донорно-акцепторний. **Донор** має неподілену електронну пару. **Акцептор** має вільну орбіталь.



амоніак — йон амонію



вода — йон гідроксонію

Хімічні зв'язки прийнято пояснювати за допомогою різних видів формул хімічних речовин (табл. 3.1).

Таблиця 3.1 – Види формул хімічних речовин

Речовина	Водень	Вода	Амоніак	Метан
хімічна формула	H_2	H_2O	NH_3	CH_4
електронна формула *	$H{\cdot\cdot}H$			
структурна формула **	$H{-}H$	$H{-}O{-}H$		

Примітка. * Крапками та хрестиками позначені електрони зовнішнього рівня різних атомів; ** зв'язуюча електронна пара позначається рискою.

Основні характеристики ковалентного зв'язку

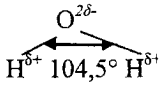
1. **Енергія зв'язку** – це енергія, що виділяється при утворенні молекули з одиничних атомів, або робота, що витрачається на руйнування зв'язку.
2. **Довжина зв'язку** – відстань між ядрами атомів, які утворюють зв'язок.
3. **Полярність зв'язку** обумовлюється зміщенням узагальнених електронів до одного з атомів, внаслідок чого утворюється диполь.
4. **Кратність зв'язку** визначається кількістю електронних пар, що зв'язують два атоми (зв'язок буває одинарним, подвійним, потрійним).
5. **Насиченість зв'язку** – здатність атома утворювати певну кількість ковалентних зв'язків. Наприклад, атом Гідрогену має один неспарений електрон, тому утворює один зв'язок, атом Карбону має чотири неспарених електрони у збудженому стані, тому може утворювати не більше чотирьох зв'язків. Таким чином, молекули мають певний склад, наприклад H_2; CH_4; HCl.
6. **Напрямленість зв'язку** в молекулах, що складаються більше ніж з двох атомів, визначає їх просторову структуру (величини кутів між зв'язками і полярність молекули в цілому).

Структура молекул залежить від форми і просторового розміщення електронних орбіталей центрального атома:

а) лінійна структура – у симетричних молекул; наприклад CO_2.

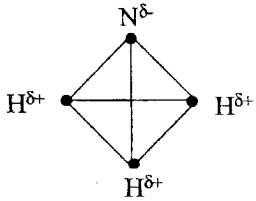
$\overset{\delta-}{O} = \overset{2\delta+}{C} = \overset{\delta-}{O}$ молекула неполярна

б) кутова структура – у молекул, в яких полярні зв'язки розміщені під кутом, що обумовлює несиметричність; наприклад H_2O.



молекула полярна (диполь) $\angle HOH = 104{,}5\ °$.

в) пірамідальна структура – у молекул, в яких зв'язки розміщуються вздовж трьох осей-орбіталей; наприклад NH_3, молекула полярна (диполь) $\angle HNH = 107{,}3\ °$:



Спосіб утворення хімічного зв'язку і геометричну форму молекул пояснює **теорія гібридизації** атомних орбіталей.

Гібридизація – це вирівнювання атомних орбіталей різних підрівнів за формою та енергією.

Основні положення теорії гібридизації:

– в гібридизації беруть участь орбіталі лише одного атома;

– гібридизація здійснюється лише тоді, коли в утворенні зв'язків від одного атома беруть участь електронні орбіталі різної форми;

– число гібридизованих орбіталей дорівнює числу вихідних;

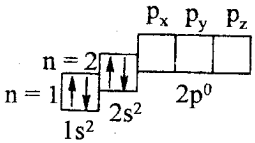
– гібридизовані орбіталі одного атома утворюють певну фігуру в просторі;

– тип гібридизації залежить від форми і кількості змішуваних орбіталей.

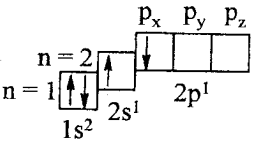
Різні типи гібридизації розглянемо на конкретних прикладах.

sp-гібридизація (на прикладі утворення молекули $BeCl_2$):

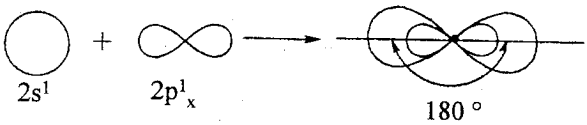
$$_4Be \rightarrow 1s^2 2s^2;$$



$$_4Be + h\nu \rightarrow {}_4Be^*;\ {}_4Be^* \rightarrow 1s^2\ 2s^1\ 2p^1$$

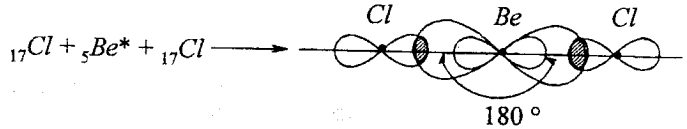


Гібридизуються $2s^1$ і $2p^1{}_x$-орбіталі атома Берилію.



В процесі гібридизації утворюються дві sp-гібридизовані орбіталі атома Берилію

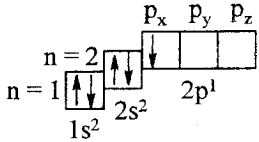
$$_{17}Cl \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$$



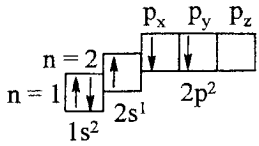
При перекриванні p-орбіталей атомів Хлору з sp-гібридизованими орбіталями атома Берилію утворюється молекула $BeCl_2$ лінійної форми.

sp^2-гібридизація (на прикладі утворення молекули BH_3):

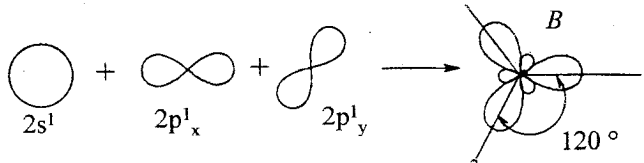
$$_5B \rightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^1;$$



$$_5B + h\nu \rightarrow {}_5B^*;\ {}_5B^* \rightarrow 1s^2\,2s^1\,2p^2$$



Гібридизуються $2s^1$, $2p^1_x$, $2p^1_y$-орбіталі атома Бору.

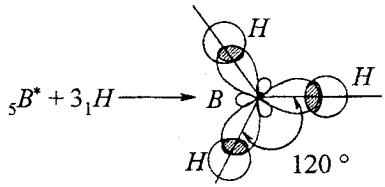


В процесі гібридизації утворюються три sp^2-гібридні орбіталі атома Бору.

При перекриванні s-орбіталей атома Гідрогену

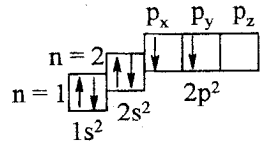
$$_1H \rightarrow 1\ s^1$$

з sp^2-гібридизованими орбіталями атома Бору утворюється молекула BH_3, яка має форму рівнобедреного трикутника.

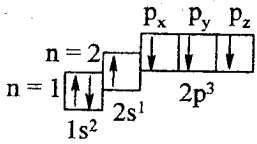


sp^3- гібридизація (на прикладі утворення молекули CH_4):

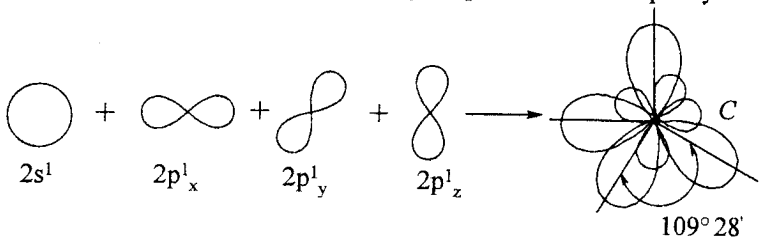
$$_6C \rightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^2;$$



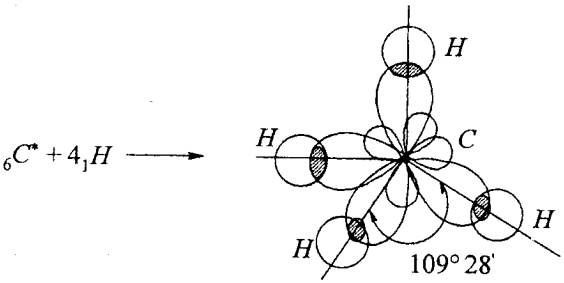
$$_6C + h\nu \rightarrow {}_6C^*;\ {}_6C^* \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$$



Гібридизуються $2s^1$, $2p^1_x$, $2p^1_y$, $2p^1_z$-орбіталі атома Карбону.

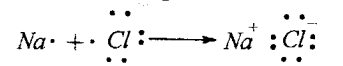


В процесі гібридизації утворюється чотири sp^3- гібридизовані орбіталі атома Карбону. При перекриванні s-орбіталей атома Гідрогену з sp^3-гібридизованими орбіталями атома Карбону утворюється молекула CH_4, яка має форму тетраедра.



Йонний зв'язок утворюється між атомами хімічних елементів, які різко відрізняються за електронегативністю (метал – неметал). При цьому атоми, що беруть участь в утворенні зв'язку, перетворюються на йони.

Йони – це заряджені частинки, на які перетворюються атоми в результаті втрати або приєднання електронів.



Na^+ – катіон натрію; Cl^- – аніон хлору.

Наприклад, йонний зв'язок існує в молекулах таких солей: KI, $MgCl_2$, NaF, $NaBr$.

Валентність і ступінь окиснення

Валентність – це здатність атомів елемента утворювати хімічні зв'язки. Кількісною мірою валентності є число електронів, які атом вико-

ристовує для утворення хімічного зв'язку. Валентність атомів хімічних елементів прийнято виражати числом ковалентних зв'язків, якими даний атом сполучений з іншими атомами. Валентність атомів елементів визначається також числом електронів, які атом втрачає під час утворення катіона, або приєднує в разі утворення аніона.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в сполуці, якщо припустити, що вона складається тільки з йонів.

Алгебраїчна сума добутків ступеня окиснення кожного атома на його кількість у сполуці, завжди дорівнює нулю:

$$\overset{+1\ +6\ -2}{H_2\,S\,O_4}$$

$$(+1)\cdot 2 + (+6) + (-2)\cdot 4 = 0,$$

а в складному йоні – заряду йона:

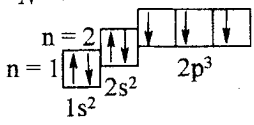
$$\overset{+x\ \ -2}{[\,Cr_2\,O_7\,]^{2-}}$$

$$(+x)\cdot 2 + (-2)\cdot 7 = -2;$$

$$x = +6.$$

Валентність часто чисельно збігається із ступенем окиснення, але не завжди, наприклад:

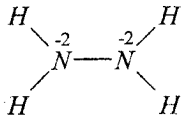
^7N



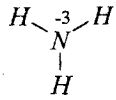
Азот N_2

$\overset{0}{N}\equiv\overset{0}{N}$

Гідразин N_2H_4



Амоніак NH_3



Валентність Нітрогену в усіх цих сполуках дорівнює трьом, а ступінь окиснення різна:

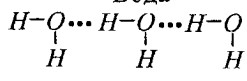
$$\overset{0}{N_2};\ \overset{-2\ +1}{N_2H_4};\ \overset{-3\ +1}{NH_3}.$$

Металічний зв'язок утворюється між атомами металів, у яких число валентних електронів на зовнішньому рівні невелике (1 – 3). Електрони переходять з однієї орбіталі на іншу і утримують усі атоми разом.

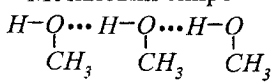
3.2 Будова речовини

Молекули деяких речовин також здатні утворювати хімічні зв'язки між собою. Прикладом такого виду зв'язку є **водневий зв'язок**, який утворюється між атомами Гідрогену однієї молекули і електронегативними атомами (*O, N, F*) іншої молекули.

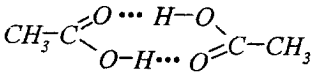
Вода



Метиловий спирт



Оцтова кислота



Залежно від фізичних умов речовини можуть перебувати у таких агрегатних станах: газоподібному, рідкому, твердому (кристалічному або аморфному).

Найбільш упорядкованим є кристалічний стан речовини, структуру якого передають за допомогою кристалічних ґраток (рис. 3.1).

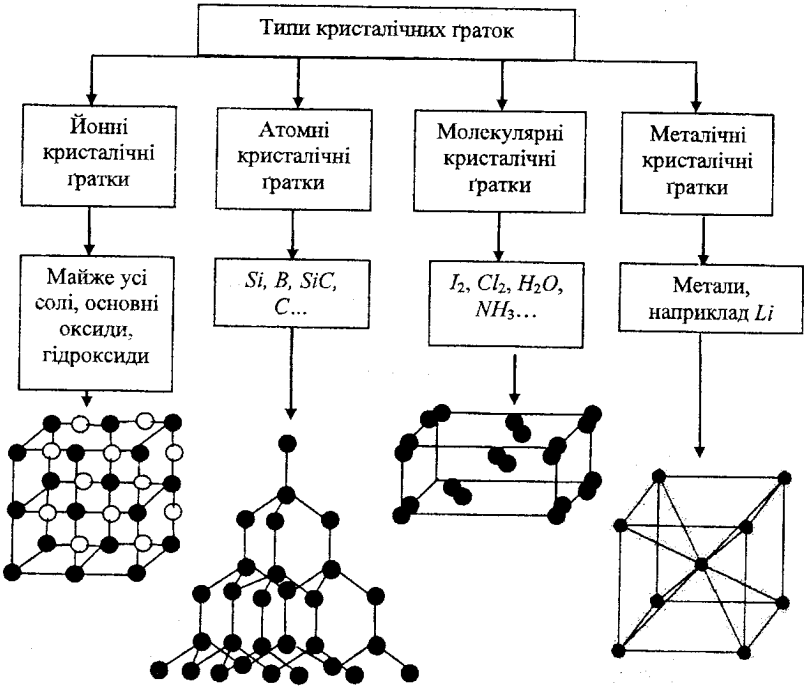


Рисунок 3.1 – Типи кристалічних ґраток

Властивості речовин залежать від типу кристалічної ґратки.

1. Речовини з йонною ґраткою тверді, тугоплавкі.
2. Речовини з атомною кристалічною ґраткою мають велику твердість, дуже високі температури кипіння і плавлення, практично не розчиняються в жодному розчиннику.
3. Речовини з молекулярною кристалічною ґраткою мають невелику твердість, легкоплавкі, леткі.
4. Речовини з металічною кристалічною ґраткою пластичні, електро- і теплопровідні.

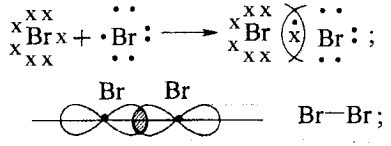
3.3 Розв'язування типових задач

Завдання 61. Записати схему утворення молекули Br_2 із атомів, визначити тип хімічного зв'язку.

Молекула Br_2 складається з двох атомів Брому. Бром – елемент 4-го періоду VII групи, його атом має 7 валентних електронів ($4s^2 4p^5$), з яких один 4р-електрон – неспарений.

$$_{35}Br \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$$

Неспарені електрони кожного з двох атомів Брому узагальнюються у спільну пару, яка й обумовлює хімічний зв'язок *Br–Br*.



σ-зв'язок, утворений при перекриванні р-орбіталей

У молекулі Br_2 зв'язок ковалентний неполярний, тому що утворений за допомогою спільної електронної пари між рівноцінними атомами.

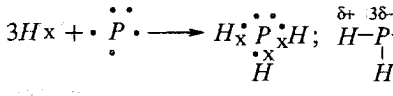
Завдання 62. Записати схему утворення молекули PH_3 із атомів, визначити тип хімічного зв'язку.

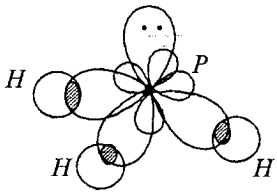
Фосфор – р-елемент 3-го періоду V групи, його атом має 5 валентних електронів ($3s^2 3p^3$), з яких три ($3p^3$) неспарені.

$$_{15}P \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3.$$

Гідроген – елемент першого періоду, його атом має один валентний електрон: $_1H \rightarrow 1s^1$.

Неспарені електрони Фосфору і неспарені електрони трьох атомів Гідрогену утворюють три спільні пари електронів, які й обумовлюють три ковалентні зв'язки. Зв'язки полярні, тому що Фосфор і Гідроген мають різну електронегативність. У Фосфора вона більша, і тому спільні електронні пари зміщені у бік атома Фосфору, що обумовлює його негативний заряд.



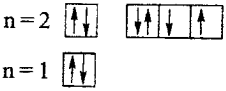


Завдання 63. Записати електронні формули і коміркові структури таких частинок:

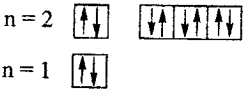
а) ${}_8O^0 \xrightarrow{+2\bar{e}} {}_8O^{-2}$; б) ${}_{19}K^0 \xrightarrow{-1\bar{e}} {}_{19}K^{+1}$

атом — аніон; атом — катіон

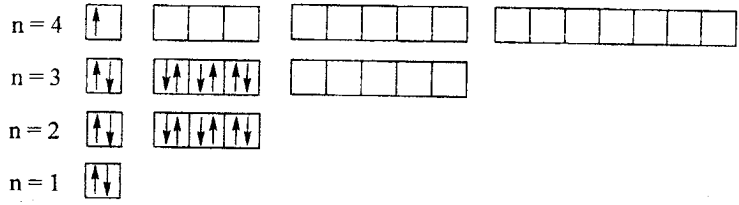
а) ${}_8O^0 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$



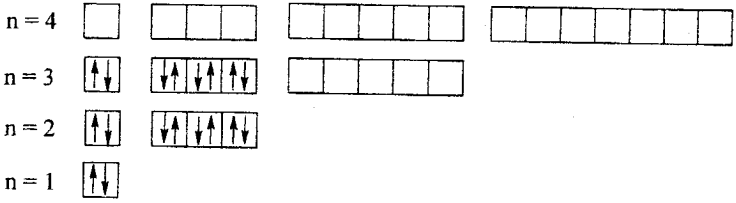
${}_8O^{-2} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$



б) ${}_{19}K^0 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$



${}_{19}K^{+1} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



Завдання 64. Записати електронні та структурні формули і вказати тип хімічного зв'язку для таких сполук: F_2, K_2S, SiO_2.

Сполука	Формула		Тип хімічного зв'язку
	електронна	структурна	
F_2		$F-F$	ковалентний неполярний
K_2S		$\overset{\delta+}{K}-\overset{2\delta-}{S}-\overset{\delta+}{K}$	йонний
SiO_2		$\overset{\delta+}{O}=\overset{\delta-}{Si}=\overset{\delta+}{O}$	ковалентний полярний

Завдання 65. Використовуючи значення електронегативності елементів (див. додаток Г) визначити, в якій з наведених нижче сполук хімічні зв'язки найбільш полярні та вказати напрямок зміщення спільних електронних пар:

а) K_2S; б) H_2S; в) SBr_6; г) CS_2.

За значеннями відносних електронегативностей елементів, знаходимо різницю електронегативностей Сульфуру та елементів, які утворюють з ним хімічний зв'язок:

а) $S - K$: 2,6 – 0,91 = 1,69, зміщення у бік атома S;

б) $S - H$: 2,6 – 2,1 = 0,5, зміщення у бік атома S;

в) $S - Br$: 2,6 – 2,74 = – 0,14, зміщення у бік атома Br;

г) $S - C$: 2,6 – 2,5 = 0,1, зміщення у бік атома S.

Чим більша за абсолютною величиною різниця електронегативностей, тим полярніший зв'язок. Найбільш полярним є зв'язок у K_2S.

Завдання 66. Визначити валентність атомів у сполуках:

$$B_2O_3,\ HBr,\ SiH_4,\ Na_2O,\ CuCl_2.$$

Валентність атомів в заданих сполуках така:

$$\overset{III\ \ II}{B_2O_3};\quad \overset{I\ \ I}{HBr};\quad \overset{IV\ \ I}{SiH_4};\quad \overset{I\ \ II}{Na_2O};\quad \overset{II\ \ I}{CuCl_2}.$$

Завдання 67. Визначити ступінь окиснення Хрому у сполуках і йонах:

а) Cr_2O_3; б) $K_2Cr_2O_7$; в) H_2CrO_4; г) $Cr_2O_7^{2-}$; д) $CrCl_3$.

а) $(\overset{x}{Cr_2}\overset{-2}{O_3})^0$ $\quad 2 \cdot x + 3 \cdot (-2) = 0;\ x = +3.$

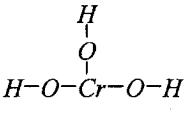
б) $(\overset{+1}{K_2}\overset{x}{Cr_2}\overset{-2}{O_7})^0$ $\quad 2 \cdot (+1) + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0;\ x = +6.$

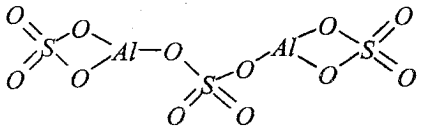
в) $(\overset{+1}{H_2}\overset{x}{Cr}\overset{-2}{O_4})^0$ $\quad 2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0;\ x = +6.$

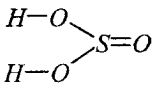
г) $(\overset{x}{Cr_2}\overset{-2}{O_7})^{2-}$ $\quad 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = -2;\ x = +6.$

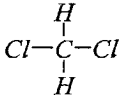
д) $(\overset{x}{Cr}\overset{-1}{Cl_3})^0$ $\quad x + 3 \cdot (-1) = 0;\ x = +3.$

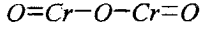
Завдання 68. Записати хімічні формули сполук, які мають такі структурні формули:









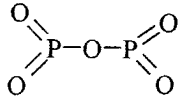
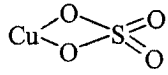
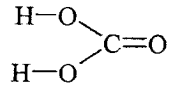


Хімічні формули будуть мати такий вигляд:

$Cr(OH)_3$, $Al_2(SO_4)_3$, H_2SO_3, CH_2Cl_2; Cr_2O_3.

Завдання 69. Записати структурні формули таких сполук:

P_2O_5, Br_2, H_2CO_3, $CuSO_4$, $Ca(OH)_2$, HBr.

Сполука	Структурна формула	Сполука	Структурна формула
V II P_2O_5		II VI II $CuSO_4$	
Br_2	Br – Br	II II I $Ca(OH)_2$	H–O–Ca–O–H
I IV II H_2CO_3		I I HBr	H — Br

3.4 Задачі для самостійного розв'язування

Завдання 70. Записати схему утворення молекули із атомів та визначити тип хімічного зв'язку для таких речовин:

Варіант	Сполука	Варіант	Сполука
1	F_2	8	H_2O
2	Cl_2	9	CH_4
3	N_2	10	SiH_4
4	H_2	11	BH_3
5	O_2	12	SO_2
6	NH_3	13	NO_2
7	H_2S	14	CO_2

Завдання 71. Записати електронні формули і коміркові структури таких частинок:

Варіант	Частинки	Варіант	Частинки
1	$_{15}P^0$, $_{15}P^{3-}$	8	$_{12}Mg^0$, $_{12}Mg^{2+}$
2	$_{14}Si^0$; $_{14}Si^{4+}$	9	$_{5}Be^0$, $_{5}Be^{2+}$
3	$_{13}Al^0$; $_{13}Al^{3+}$	10	$_{20}Ca^0$, $_{20}Ca^{2+}$
4	$_{17}Cl^0$; $_{17}Cl^{1-}$	11	$_{7}N^0$, $_{7}N^{3-}$
5	$_{7}N^0$, $_{7}N^{5+}$	12	$_{32}Ge^0$, $_{32}Ge^{4+}$
6	$_{16}S^0$, $_{16}S^{4+}$	13	$_{33}As^0$; $_{33}As^{5+}$
7	$_{6}C^0$, $_{6}C^{4+}$	14	$_{14}Si^0$; $_{14}Si^{4-}$

Завдання 72. Записати електронні та структурні формули і вказати тип хімічного зв'язку для таких сполук:

Варіант	Сполуки	Варіант	Сполуки
1	NH_3, H_2, NaI	9	$CaCl_2$, NO_2, N_2
2	CaO, Cl_2, H_2O	10	$AlBr_3$, N_2O_5, I_2
3	KCl, O_2, SO_2	11	O_2, CuO, HI
4	N_2, $MgCl_2$, PCl_3	12	H_2O, $LiCl$, PH_3
5	Na_2O, Br_2, P_2O_5	13	CH_4, CO_2, CCl_4
6	KBr, I_2, CO	14	H_2S, SO_2, KBr
7	NaI, F_2, CO_2	15	MgO, P_2O_3, Cl_2
8	H_2O, KF, Cl_2	16	$NaCl$, F_2, CO_2

Завдання 73. Використовуючи додаток Г визначити, в якій з наведених нижче сполук хімічний зв'язок найбільш полярний:

Варіант	Сполуки	Варіант	Сполуки
1	Li_2O, H_2O, P_2O_5, SiO_2	5	$MgCl_2$, $LiCl$, $CaCl_2$
2	CO, SO_3, CaO, K_2O	6	$LiCl$, HCl, $MgCl_2$, CCl_4
3	PH_3, NH_3, CH_4, SiH_4, HCl	7	CO_2, N_2O_5, H_2O, Li_2O
4	HCl, HBr, HI, HF	8	$BeCl_2$, CCl_4, $AlCl_3$, HCl

Завдання 74. Визначити валентність елементів в сполуках:

Варіант	Сполуки	Варіант	Сполуки
1	N_2O_5, NH_3, NO, N_2O_3	4	Na_2S, CuS, SO_2, SO_3
2	PH_3, P_2O_3, P_2O_5, P_2O_4	5	SiH_4, SiO_2, $SiBr_4$, SiO
3	CH_4, CO, CO_2, CCl_4	6	HCl, Cl_2O, Cl_2O_5, Cl_2O_7

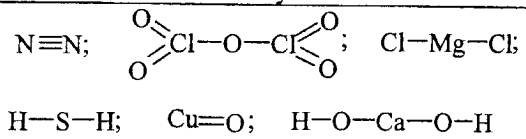
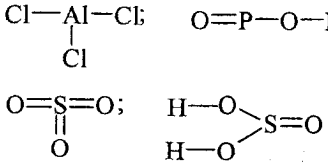
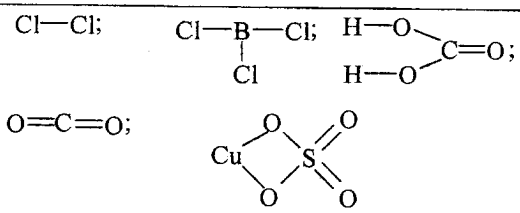
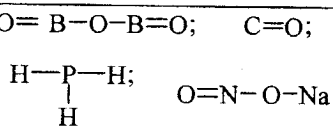
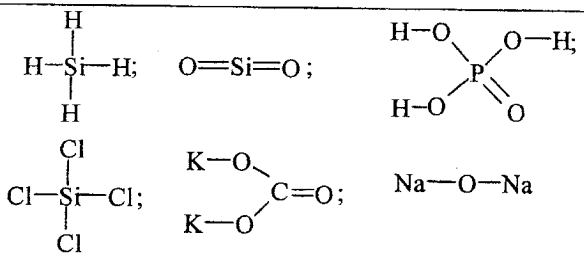
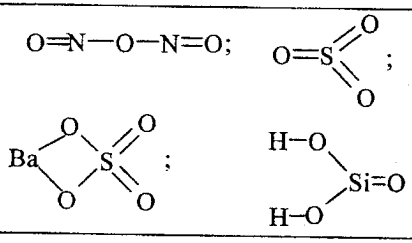
Завдання 75. Визначити ступінь окиснення елементів у молекулах та йонах.

Варіант	Молекули та йони
1	SO_3, H_2S, Na_2S, SO_2, H_2SO_3, SO_4^{2-}
2	N_2O_5, NH_3, N_2O_3, HNO_2, HNO_3, NO_3^-
3	Mg_2Si, H_2SiO_3, $SiCl_4$, SiH_4, SiO_3^{2-}
4	Al_2O_3, $Al(OH)_3$, $AlCl_3$, AlH_3, AlO_2^-
5	NH_4NO_3, HNO_2, N_2O_3, NH_3, NO, NO_2^-
6	SO_2, $H_2S_2O_3$, H_2S, SO_3, SO_3^{2-}

Завдання 76. Записати структурні формули таких сполук:

Варіант	Сполуки	Варіант	Сполуки
1	H_2O, Na_2SO_4, $CuCl_2$, N_2	7	HF, CaF_2, AlF_3, F_2
2	H_2SiO_3, Al_2O_3, PH_3, $CuBr_2$	8	KCl, PCl_3, F_2, SiO_2
3	SO_3, H_3PO_4, $MgBr_2$, Cl_2	9	H_2SO_4, HBr, $CuSO_4$, SO_3
4	SO_2, H_2S, N_2O_3, PCl_3	10	$Al(OH)_3$, AlF_3, Al_4C_3, CO_2
5	$NaOH$, $NaNO_2$, NO_2, NH_3	11	K_2S, H_2SO_3, SiO_2, N_2O_3
6	K_2O, CO_2, CH_4, H_3PO_4	12	CH_4, CO, CO_2, CCl_4

Завдання 77. Записати хімічні формули сполук, які мають такі структурні формули:

Варіант	Сполуки
1	
2	
3	
4	
5	
6	

4 ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Класифікація основних неорганічних сполук. Оксиди, їх хімічний характер. Солетворні (основні, кислотні, амфотерні) і несолетворні оксиди. Номенклатура оксидів, їх склад, графічне зображення формул. Методи добування і основні хімічні властивості оксидів.

Основи. Номенклатура основ, графічне зображення формул. Властивості основ залежно від хімічної природи металу. Кислотність основ. Луги та нерозчинні у воді основи. Методи добування. Основні хімічні властивості основ. Амфотерні гідроксиди. Основні хімічні властивості амфотерних гідроксидів.

Кислоти, їх класифікація за складом (безоксигеновмісні, оксигеновмісні). Номенклатура, графічне зображення формул. Основність кислот. Методи добування кислот. Основні хімічні властивості кислот.

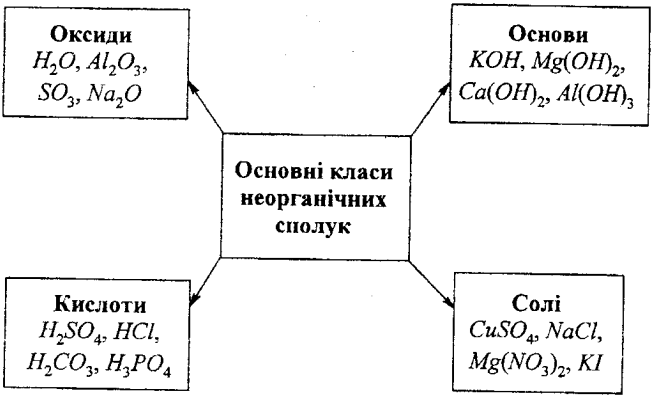
Солі. Класифікація за хімічними властивостями та складом (середні, кислі, основні). Номенклатура солей. Графічне зображення формул. Методи добування. Основні хімічні властивості солей. Генетичний зв'язок між основними класами неорганічних сполук.

Ключові слова і терміни:

українською мовою		**англійською мовою**
активний	–	active
амфотерний	–	amphoteric
взаємодія	–	interaction
випадати	–	precipitate
властивості	–	properties
добування	–	obtaining
кисла сіль	–	acid salt
кислота	–	acid
кислотний оксид	–	acidic oxide
луг	–	base, alkali
неорганічний	–	inorganic
номенклатура	–	nomenclature
оксид	–	oxide
осад	–	sediment
основа	–	base
основна сіль	–	subsalt
основний оксид	–	basic oxide
реакція нейтралізації	–	neutralization reaction
розчинність	–	solutability
середня сіль	–	neutral [normal] salt
сіль	–	salt
сполука	–	substance

4.1 Оксиди, основи, кислоти, солі – їх номенклатура та класифікація

Основними класами неорганічних сполук є оксиди, основи, кислоти та солі.



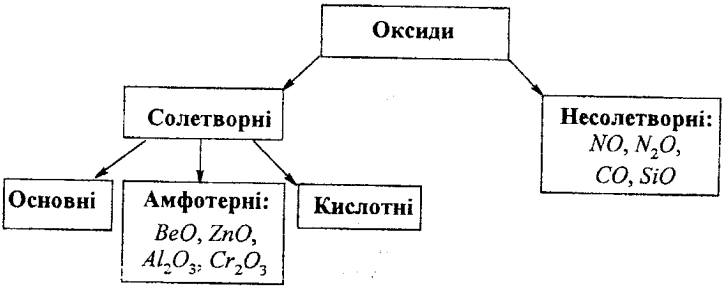
Оксиди – складні речовини, до складу яких входять атоми двох елементів, один з яких – Оксиген. Загальна формула оксидів $\mathbf{E_xO_y}$.

Назва оксиду складається з назви елемента та слова оксид. Валентність елемента вказується тільки у тих випадках, коли елемент здатний проявляти різні валентності (табл. 4.1).

Таблиця 4.1 – Хімічні формули та назви оксидів

Формула оксиду	Назва оксиду
CaO	кальцій оксид
Na_2O	натрій оксид
N_2O	нітроген (I) оксид
N_2O_5	нітроген (V) оксид
CO_2	карбон (IV) оксид
H_2O	гідроген оксид

За властивостями оксиди поділяються на різні типи:



Основні оксиди – це оксиди металів: Na_2O, CuO, CaO, K_2O, MgO, FeO, Li_2O, BaO.

Кислотні оксиди – це оксиди неметалів: CO_2, SO_2, SO_3, P_2O_5, N_2O_3, N_2O_5, SiO_2.

Основи – складні речовини, до складу яких входять атоми металів і гідроксильні групи (ОН). Основи також називають гідроксидами.

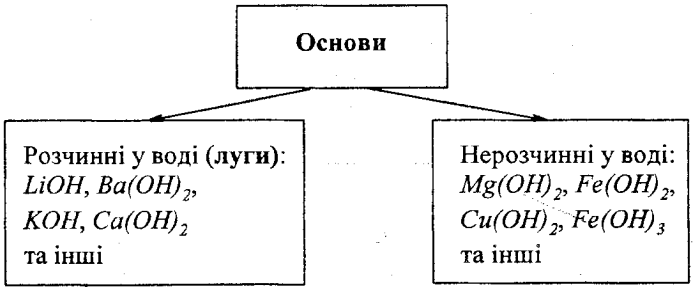
Загальна формула основ: $\boldsymbol{Me(OH)_x}$. Назва основи складається з назви атома металу та слова гідроксид. Валентність атома металу вказується тільки у тих випадках, коли атом металу здатний проявляти різні валентності (табл. 4.2).

Таблиця 4.2 – Хімічні формули та назви основ

Формула основи	Назва основи
$NaOH$	натрій гідроксид
KOH	калій гідроксид
$LiOH$	літій гідроксид
$Ca(OH)_2$	кальцій гідроксид
$Mg(OH)_2$	магній гідроксид
$Al(OH)_3$	алюміній гідроксид
$Zn(OH)_2$	цинк гідроксид
$Cr(OH)_3$	хром (III) гідроксид
$Fe(OH)_3$	ферум (III) гідроксид
$Fe(OH)_2$	ферум (II) гідроксид
NH_4OH*	амоній гідроксид

Примітка. * Назва даної основи складається з назви катіона NH_4^+ та гідроксильної групи.

Класифікація основ за розчинністю їх у воді наведена на схемі:



Амфотерні основи: $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$.

Кислоти – це складні речовини, до складу яких входять атоми Гідрогену і кислотні залишки. Формули та назви кислот наведені в таблиці 4.3.

Таблиця 4.3 – Хімічні формули та назви кислот

Формула кислоти	Назва кислоти	Кислотний залишок	Назва кислотного залишку
1	2	3	4
HF	флуоридна	F^-	флуорид
HCl	хлоридна	Cl^-	хлорид
HBr	бромідна	Br^-	бромід
HI	іодидна	I^-	іодид
H_2S	сульфідна	S^{2-}	сульфід
H_2SO_4	сульфатна	SO_4^{2-}	сульфат
H_2SO_3	сульфітна	SO_3^{2-}	сульфіт
HNO_3	нітратна	NO_3^-	нітрат
HNO_2	нітритна	NO_2^-	нітрит
HPO_3	метафосфатна	PO_3^-	метафосфат
H_3PO_4	ортофосфатна	PO_4^{3-}	ортофосфат
H_2CO_3	карбонатна	CO_3^{2-}	карбонат
H_2SiO_3	силікатна	SiO_3^{2-}	силікат

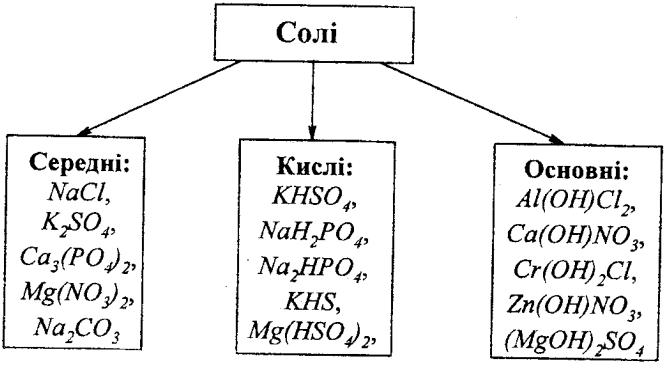
Класифікація кислот за складом та основністю наведена в таблиці 4.4.

Таблиця 4.4 – Класифікація кислот за складом та основністю

За складом		За основністю		
оксигеновмісні	безоксигеновмісні	одноосновні	двохосновні	триосновні
HNO_3, HPO_3, H_2SO_4, H_2CO_3, H_3PO_4.	H_2S, HBr, HF, HI, HCl	HCl, HNO_3, HPO_3 (1 атом Гідрогену)	H_2SO_4, H_2SO_3, H_2CO_3 (2 атоми Гідрогену)	H_3PO_4 (3 атоми Гідрогену)

Солі – це складні речовини, продукти повного або часткового заміщення атомів Гідрогену в молекулах кислот на атоми металу.

Класифікація солей за складом наведена на схемі:



Хімічні формули та назви солей наведені в таблиці 4.5.

Таблиця 4.5 – Хімічні формули та назви солей

Тип солі	Формула солі	Назва солі
середня	Li_3PO_4	літій ортофосфат
	Na_2S	натрій сульфід
	$FeSO_4$	ферум(II) сульфат
	$Mg(NO_3)_2$	магній нітрат
кисла	$KHCO_3$	калій гідрогенкарбонат
	NaH_2PO_4	натрій дигідрогенортофосфат
	$LiHSO_3$	літій гідрогенсульфіт
	$Al(H_2PO_4)_3$	алюміній дигідрогенортофосфат
основна	$Zn(OH)NO_3$	цинк гідроксид нітрат
	$Cr(OH)_2Cl$	хром (III) дигідроксид хлорид
	$(CuOH)_2CO_3$	купрум (II) гідроксид карбонат
	$Fe(OH)_2Br$	ферум (III) дигідроксид бромід

4.2 Добування та хімічні властивості оксидів

Існують такі способи добування оксидів:

1) взаємодія простих речовин з киснем

$$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3;$$
$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5;$$

2) взаємодія складних речовин з киснем

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O;$$
$$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O;$$

3) термічне розкладання деяких складних речовин

основ $Ca(OH)_2 \overset{t^o}{=} CaO + H_2O;$

кислот $2H_3PO_4 \overset{t^o}{=} P_2O_5 + 3H_2O;$

солей $CaCO_3 \overset{t^o}{=} CaO + CO_2\uparrow.$

Хімічні властивості основних оксидів

1. Взаємодія з водою (тільки оксиди лужних і лужноземельних металів):

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

2. Взаємодія з кислотами:

$$MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O.$$

3. Взаємодія з кислотними оксидами:

$$3MgO + P_2O_5 = Mg_3(PO_4)_2.$$

4. Взаємодія з амфотерними оксидами:

$$K_2O + ZnO = K_2ZnO_2.$$

Хімічні властивості кислотних оксидів

1. Взаємодія з водою (крім SiO_2):

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4.$$

2. Взаємодія з лугами:

$$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O.$$

3. Взаємодія з основними оксидами:

$$CO_2 + CaO = CaCO_3.$$

4. Взаємодія з амфотерними оксидами:

$$P_2O_5 + Al_2O_3 = 2AlPO_4.$$

Хімічні властивості амфотерних оксидів

1. Взаємодія з кислотами (кислотними оксидами):

$$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O;$$
$$ZnO + CO_2 = ZnCO_3.$$

2. Взаємодія з основами (основними оксидами):

$$ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O;$$
$$ZnO + Na_2O = Na_2ZnO_2.$$

4.3 Добування та хімічні властивості кислот

Існують такі способи добування кислот:

1) взаємодія кислотних оксидів з водою

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4;$$

2) витіснення кислот з їхніх солей сильнішими кислотами

$$K_2SiO_3 + 2HCl = 2KCl + H_2SiO_3\downarrow;$$
$$Na_3PO_4 + 3HCl = 3NaCl + H_3PO_4;$$

3) окиснення деяких простих речовин

$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO\uparrow;$$

4) взаємодія неметалів з воднем (для добування безоксигенових кислот)

$$H_2 + Cl_2 \xrightarrow{t^o} 2HCl.$$

Хімічні властивості кислот

1. Взаємодія з металами (згідно з таблицею взаємодії металів з кислотами, додаток К):

$2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2\uparrow;$
$H_2SO_4\ (розб.) + Cu \neq$ (реакція не відбувається);
$2H_2SO_4\ (конц.) + Cu = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O;$
$12HNO_3\ (розб.) + 5Mg = 5Mg(NO_3)_2 + N_2\uparrow + 6H_2O;$
$4HNO_3\ (конц.) + Mg = Mg(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O;$
$H_2SO_4\ (конц.) + Fe \neq$ (реакція не відбувається).

2. Взаємодія з основними та амфотерними оксидами:

$H_2SO_4 + CuO = CuSO_4 + H_2O;$
$2HCl + ZnO = ZnCl_2 + H_2O.$

3. Взаємодія з основами (**реакція нейтралізації**):

$2HCl + Cu(OH)_2 = CuCl_2 + H_2O;$
$H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O.$

4. Взаємодія з солями, якщо в результаті реакції виділяється газ або утворюється осад:

$2HCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O;$
$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl.$

4.4 Добування та хімічні властивості основ

Існують такі способи добування основ:

1) взаємодія активних металів з водою

$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow;$

2) взаємодія основних оксидів активних металів з водою

$CaO + H_2O = Ca(OH)_2;$

3) взаємодія солей з лугами (реакція відбувається, якщо в результаті утворюється осад)

$FeCl_3 + 3KOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3KCl.$

Хімічні властивості основ

1. Взаємодія з кислотами (**реакція нейтралізації**):

$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O.$

2. Взаємодія з кислотними оксидами:

$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O.$

3. Взаємодія з розчинами середніх і кислих солей (тільки луги):

$$2KOH + CuCl_2 = Cu(OH)_2\downarrow + 2KCl;$$
$$NaOH + NaHCO_3 = Na_2CO_3 + H_2O.$$

4. Основи розкладаються при нагріванні:

$$Ca(OH)_2 \overset{t^o}{=} CaO + H_2O.$$

Хімічні властивості амфотерних основ

Амфотерні гідроксиди одночасно можна розглядати як кислоти і основи (таблиця 4.6).

Таблиця 4.6 – Формули амфотерних гідроксидів

Основа	Кислота
$Zn(OH)_2$	H_2ZnO_2
$Be(OH)_2$	H_2BeO_2
$Al(OH)_3$	$HAlO_2$
$Cr(OH)_3$	$HCrO_2$

1. Амфотерні гідроксиди проявляють властивості основ і взаємодіють з кислотами:

$$Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O;$$
$$Cr(OH)_3 + 3HCl = CrCl_3 + 3H_2O.$$

2. Амфотерні гідроксиди проявляють властивості кислот і взаємодіють з лугами:

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH \overset{t^o}{=} Na_2ZnO_2 + 2H_2O;$$
$$Cr(OH)_3 + KOH \overset{t}{=} KCrO_2 + 2H_2O;$$
$$Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Zn(OH)_4] \text{ (у водному розчині);}$$
$$Cr(OH)_3 + 3KOH = K_3[Cr(OH)_6] \text{ (у водному розчині).}$$

4.5 Добування та хімічні властивості солей

Існують такі способи добування солей:

1) взаємодія металів з неметалами

$$2Na + Cl_2 = 2NaCl;$$

2) взаємодія металів із кислотами

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

3) взаємодія основних оксидів з кислотами

$$CuO + H_2SO_4 \overset{t^o}{=} CuSO_4 + H_2O;$$

4) взаємодія основ з кислотами (**реакція нейтралізації**)

$$Mg(OH)_2 + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + 2H_2O;$$

5) взаємодія основних оксидів з кислотними

$$CaO + SiO_2 \overset{t^o}{=} CaSiO_3;$$

6) взаємодія лугів з кислотними оксидами

$$2KOH + CO_2 = K_2CO_3 + H_2O;$$

7) взаємодія солей з кислотами

$$2HCl + Na_2S = 2NaCl + H_2S\uparrow;$$

8) взаємодія солей з солями (реакція відбувається, якщо в результаті утворюється осад)

$$CuSO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + CuCl_2;$$

9) взаємодія металів з солями

$$Fe + CuCl_2 = FeCl_2 + Cu.$$

Хімічні властивості солей

1. Взаємодія з металами, якщо до складу солі входить менш активний метал, чим той, що вступає в реакцію:

$Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$ (Cu – менш активний метал, ніж Zn);
$Cu + ZnSO_4 \neq$ (реакція не відбувається).

2. Взаємодія з лугами, якщо внаслідок реакції випадає осад або виділяється газ:

$$FeCl_3 + 3KOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3KCl;$$
$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O.$$

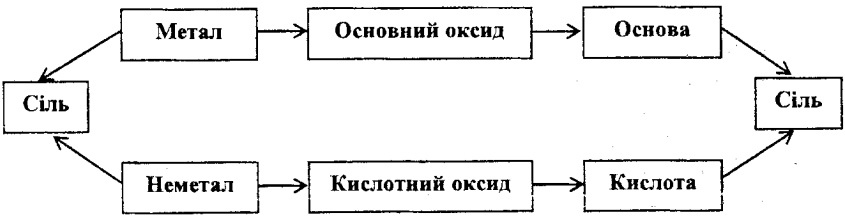
3. Взаємодія з кислотами, якщо внаслідок реакції випадає осад або виділяється газ:

$$FeS + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2S\uparrow;$$
$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl.$$

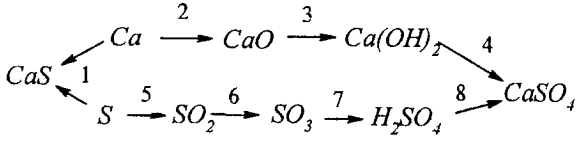
4. Взаємодія з солями, якщо в результаті реакції виділяється газ або випадає осад:

$$NaCl + AgNO_3 = NaNO_3 + AgCl\downarrow.$$

Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук можна подати у вигляді схеми:



Наприклад:



1) $Ca + S = CaS$;
2) $2Ca + O_2 = 2CaO$;
3) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$;
4) $Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2H_2O$;
5) $S + O_2 = SO_2$;
6) $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$;
7) $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$;
8) $H_2SO_4 + CaO = CaSO_4 + H_2O$.

Таким чином, з речовин одного класу за допомогою хімічних реакцій можна добути речовини іншого класу.

4.6 Розв'язування типових задач

Завдання 78. Записати назви речовин та визначити, до якого класу неорганічних сполук вони належать:

Fe_2O_3; $Mg(OH)_2$; H_2CO_3; $CuCl_2$; Cl_2O_7

Формула	Назва	Клас сполук
Fe_2O_3	ферум (III) оксид	оксид, основний
$Mg(OH)_2$	магній гідроксид	основа
H_2CO_3	карбонатна кислота	кислота
$CuCl_2$	купрум (II) хлорид	сіль, середня
Cl_2O_7	хлор (VII) оксид	оксид, кислотний

Завдання 79. Скласти формули речовин:

а) йодидна кислота;
б) магній нітрат;
в) ферум(III) гідроксид;
г) фосфор(V) оксид;
д) сульфідна кислота;
є) натрій бромід.

а) HI;
б) $Mg(NO_3)_2$;
в) $Fe(OH)_3$;
г) P_2O_5;
д) H_2S;
є) $NaBr$.

Завдання 80. Скласти рівняння реакцій, що відбуваються між речовинами:

а) кальцієм і киснем;
б) калій оксидом і фосфор(V) оксидом;
в) натрій оксидом і водою;
г) цинк оксидом і нітратною кислотою;
д) цинк оксидом і натрій гідроксидом;
є) магнієм і хлоридною кислотою;
ж) сульфур(IV) оксидом і натрій гідроксидом;
з) залізом і хлором.

а) $2Ca + O_2 = 2CaO$;
б) $3K_2O + P_2O_5 = 2K_3PO_4$;
в) $Na_2O + H_2O = 2NaOH$;
г) $ZnO + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + H_2O$;
д) $ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$;
е) $2K + 2HCl = 2KCl + H_2\uparrow$;
ж) $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$;
з) $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$.

Завдання 81. Записати формули солей:

а) цинк нітрат;
б) купрум (II) карбонат;
в) алюміній дигідроксид бромід;
г) калій гідрогенсульфат;
д) хром (III) хлорид;
е) ферум (III) гідроксид хлорид;
є) кальцій гідрогенкарбонат;
ж) натрій сульфід.

а) $Zn(NO_3)_2$;
б) $CuCO_3$;
в) $Al(OH)_2Br$;
г) $KHSO_4$;
д) $CrCl_3$;
е) $Fe(OH)Cl_2$;
є) $Ca(HCO_3)_2$;
ж) Na_2S.

Завдання 82. Закінчити рівняння реакцій та назвати всі речовини:

а) $Al + HCl\ (розб.) \rightarrow$
б) $MgO + HNO_3 \rightarrow$
в) $SO_2 + NaOH \rightarrow$
г) $MgCl_2 + KOH \rightarrow$
д) $KHSO_4 + KOH \rightarrow$
е) $CuCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow$
є) $Al(OH)Cl_2 + KOH \rightarrow$
ж) $Al(OH)Cl_2 + HCl \rightarrow$

а)	$2Al$ алюміній	+	$6HCl(розб.)$ хлоридна кислота	=	$2AlCl_3$ алюміній хлорид	+	$3H_2\uparrow$ водень
б)	MgO магній оксид	+	$2HNO_3$ нітратна кислота	=	$Mg(NO_3)_2$ магній нітрат	+	H_2O вода
в)	SO_2 сульфур (IV) оксид	+	$2NaOH$ натрій гідроксид	=	Na_2SO_3 натрій сульфіт	+	H_2O вода
г)	$MgCl_2$ магній хлорид	+	$2KOH$ калій гідроксид	=	$Mg(OH)_2\downarrow$ магній гідроксид	+	$2KCl$ калій хлорид
д)	$KHSO_4$ калій гідрогенсульфат	+	KOH калій гідроксид	=	K_2SO_4 калій сульфат	+	H_2O вода
е)	$CuCl_2$ купрум хлорид	+	Na_2CO_3 натрій карбонат	=	$CuCO_3\downarrow$ купрум(II) карбонат	+	$2NaCl$ натрій хлорид
є)	$Al(OH)Cl_2$ алюміній гідроксид хлорид	+	$2KOH$ калій гідроксид	=	$Al(OH)_3\downarrow$ алюміній гідроксид	+	$2KCl$ калій хлорид

ж) $Al(OH)Cl_2$ + HCl = $AlCl_3$ + H_2O

алюміній гідроксид хлорид	хлоридна кислота	алюміній хлорид	вода

Завдання 83. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

цинк $\xrightarrow{1}$ цинк сульфат $\xrightarrow{2}$ цинк гідроксид $\xrightarrow{3}$

$\xrightarrow{3}$ цинк оксид $\xrightarrow{4}$ цинк нітрат

1) $3Zn + 4H_2SO_4\,(конц.) = 3ZnSO_4 + S + 4H_2O$;
2) $ZnSO_4 + 2KOH = Zn(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$;
3) $Zn(OH)_2 \overset{t^o}{=} ZnO + H_2O$;
4) $ZnO + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + H_2O$.

4.7 Задачі для самостійного розв'язування

Завдання 84. Записати назви речовин та визначити, до якого класу неорганічних сполук вони належать:

Варіант	Речовини
1	HI, H_2S, $Cu(OH)_2$, $MgCO_3$, N_2O_5
2	$Fe_3(PO_4)_2$, HNO_3, $Ca(OH)_2$, P_2O_3, H_2CO_3
3	$Fe(OH)_2$, Fe_2O_3, NO, H_2SiO_3, $KHCO_3$
4	$Al(HSO_4)_3$, H_3PO_4, SiO_2, $NaOH$, $Ca(NO_3)_2$
5	HBr, H_2O, P_2O_5, $Mg(HCO_3)_2$, $Al(OH)_3$
6	H_2S, SO_3, H_2SO_3, $(NH_4)_2SO_4$, $Cu(OH)Cl$
7	H_3PO_4, $KHSiO_3$, K_2O, $NaNO_3$, N_2O_5, $Mg(OH)_2$
8	KH_2PO_4, $Be(OH)_2$, Li_2CO_3, CO, N_2O_5, HCl

Завдання 85. З наведеного переліку речовин виписати окремо формули оксидів та назвати їх: H_2SO_4, MgO, $Mg(OH)_2$, CO_2, H_2CO_3, $KClO_4$, Cl_2O_7, Al_2O_3, $AlCl_3$.

Завдання 86. З наведеного переліку речовин виписати окремо формули солей та назвати їх: H_2SO_4, SO_3, K_2CO_3, K_2O, $Ca(OH)_2$, MnO_2, $MgCO_3$, MgO, Mn_2O_7, Na_3PO_4, P_2O_5.

Завдання 87. З наведеного переліку речовин виписати окремо формули кислот та назвати їх: H_2SO_3, K_2CO_3, Li_2S, H_2CO_3, $MgCO_3$, MgO, H_3PO_4, P_2O_5, HNO_3, $BaCl_2$.

Завдання 88. Записати назви солей за їх формулами: $CuSO_4$, $MgCl_2$, K_3PO_4, Li_2S, $Zn(NO_3)_2$, $AgNO_3$, $BaCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$, $Mg(H_2PO_4)_2$, $Ca(OH)NO_3$.

Завдання 89. Скласти формули речовин:

а) силікатна кислота;
б) ферум (III) оксид;
в) магній гідрогенкарбонат;
г) кальцій гідроксид;
д) натрій ортофосфат;
е) барій гідроксид;
є) сульфур(IV) оксид;
ж) нітроген (III) оксид;
з) магній гідроксид;
и) сульфідна кислота;
к) хлоридна кислота;
л) літій нітрат.

Завдання 90. Записати формули солей.

Варіант	Назва солі	Варіант	Назва солі
1	а) магній гідрогенкарбонат; б) калій сульфід; в) кальцій гідроксид бромід.	3	а) берилій сульфіт; б) літій гідрогенсульфід; в) магній гідроксид нітрат.
2	а) літій дигідрогенортофосфат; б) алюміній йодид; в) алюміній гідроксид бромід.	4	а) кальцій хлорид; б) калій гідрогенсульфід; в) цинк гідроксид хлорид.

Завдання 91. Скласти рівняння реакцій, що відбуваються між речовинами:

Варіант	Речовини, що взаємодіють
1	а) літій і вода; б) натрій оксид і вода; в) алюміній і кисень; г) алюміній оксид і нітратна кислота.
2	а) карбон (IV) оксид і вода; б) фосфор (V) оксид і вода; в) хлоридна кислота і магній; г) калій оксид і карбон (IV) оксид.
3	а) натрій гідроксид і хлоридна кислота; б) магній оксид і сульфатна кислота; в) нітратна кислота і кальцій оксид; г) вуглець і кисень.
4	а) літій оксид і вода; б) магній і кисень; в) сірка і кисень; г) вода і натрій оксид.
5	а) цинк оксид і хлоридна кислота; б) цинк оксид і натрій гідроксид; в) цинк гідроксид і калій гідроксид; г) ферум (III) хлорид і натрій гідроксид.
6	а) барій оксид і нітратна кислота; б) ферум (II) хлорид і натрій гідроксид; в) алюміній оксид і калій гідроксид; г) сульфур (VI) оксид і вода.

Завдання 92. Закінчити рівняння реакцій та назвати всі речовини:

Варіант	Рівняння реакції	Варіант	Рівняння реакції
1	а) $LiOH + P_2O_5 \rightarrow$ б) $Na_2O + CO_2 \rightarrow$ в) $CaCl_2 + Na_3PO_4 \rightarrow$ г) $NaOH + SO_2 \rightarrow$	4	а) $Ba(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$ б) $CaO + CO_2 \rightarrow$ в) $P_2O_5 + NaOH \rightarrow$ г) $HNO_3 + CuCO_3 \rightarrow$
2	а) $H_2S + CuCl_2 \rightarrow$ б) $Cu(OH)_2 + HBr \rightarrow$ в) $CaCO_3 + HCl \rightarrow$ г) $CaO + HNO_3 \rightarrow$	5	а) $Fe(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ}$ б) $CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ}$ в) $LiHCO_3 + LiOH \rightarrow$ г) $Mg(OH)Cl + HCl \rightarrow$
3	а) $Mg + HNO_3$ (розб.) $\rightarrow$ б) $Mg + HNO_3$ (конц.) $\rightarrow$ в) $CuO + HCl \rightarrow$ г) $H_2SO_4 + BaO \rightarrow$	6	а) $CaHCO_3 + HCl \rightarrow$ б) $Zn(OH)Cl + HCl \rightarrow$ в) $Mg + CuCl_2 \rightarrow$ г) $KOH + CuSO_4 \rightarrow$

Завдання 93. Скласти рівняння реакцій взаємодії з водою таких оксидів: літій оксиду, карбон (IV) оксиду, сульфур (VI) оксиду, барій оксиду.

Завдання 94. Скласти рівняння реакцій взаємодії з хлоридною кислотою таких оксидів: барій оксиду, ферум (III) оксиду, цинк оксиду.

Завдання 95. Скласти рівняння реакцій взаємодії з натрій гідроксидом таких речовин: цинк оксиду, алюміній хлориду, сульфатної кислоти, берилій гідроксиду.

Завдання 96. Записати чотири рівняння реакцій добування алюміній сульфату.

Завдання 97. Записати чотири рівняння реакцій добування цинк хлориду.

Завдання 98. Записати три рівняння реакцій добування карбон (VI) оксиду.

Завдання 99. Записати три рівняння реакцій, які характерні для: а) фосфор (V) оксиду; б) цинк оксиду.

Завдання 100. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення.

Варіант	Перетворення	Варіант	Пертворення
1	$Zn \rightarrow ZnO \rightarrow ZnSO_4$	9	$S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3$
2	$Fe \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow FeCl_3$	10	$Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgSO_4$
3	$Ca \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2$	11	$P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow HPO_3$
4	$Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3$	12	$K \rightarrow K_2O \rightarrow KOH \rightarrow KCl$
5	$Na \rightarrow Na_2O \rightarrow Na_2SO_3$	13	$C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3$
6	$S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3$	14	$P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$
7	$Ca \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2$	15	$Na \rightarrow Na_2O \rightarrow NaOH$
8	$Ba \rightarrow BaO \rightarrow Ba(OH)_2$	16	$Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2$

Завдання 101. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення.

Варіант	Перетворення
1	$P \rightarrow P_2O_5 \begin{cases} \rightarrow K_3PO_4 \\ \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \end{cases}$
2	$Al \begin{cases} \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \\ \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \end{cases}$
3	$Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$
4	$Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3$
5	$Zn \rightarrow ZnO \rightarrow Na_2ZnO_2 \rightarrow ZnCl_2$ $\downarrow$ $ZnCl_2$
6	$C \rightarrow CO \rightarrow CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow CO_2$
7	$Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO$
8	$S \rightarrow H_2S \rightarrow K_2S \rightarrow CuS$
9	$Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2$
10	$Al \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow NaAlO_2$
11	$KOH \rightarrow KHSO_4 \rightarrow K_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$
12	$Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 \rightarrow Al(OH)_2NO_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$

Завдання 102. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

а) *залізо → ферум (II) хлорид → ферум (II) гідроксид → ферум (II) оксид → ферум (II) сульфат.*
б) *фосфор → фосфор (V) оксид → ортофосфатна кислота → кальцій ортофосфат.*
в) *літій → літій оксид → літій гідроксид → літій карбонат → літій сульфат →барій сульфат.*

Завдання 103. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

а) *мідь → купрум (II) нітрат → купрум (II) гідроксид → купрум (II) оксид → купрум (II) хлорид.*
б) *сірка → сульфур (IV) оксид → натрій сульфіт → сульфур (IV) оксид → сульфур (VI) оксид → сульфатна кислота.*

5 ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Класифікація хімічних реакцій за зміною числа початкових і кінцевих речовин, за виділенням або поглинанням теплоти та за зміною ступенів окиснення атомів.

Енергетика хімічних процесів. Поняття про екзо- та ендотермічні реакції, тепловий ефект реакції. Термохімічні рівняння. Закон Гесса. Розрахунки за термохімічними рівняннями. Хімічна кінетика та рівновага.

Швидкість хімічних реакцій. Залежність швидкості реакцій від природи речовин та їх концентрацій. Закон діючих мас. Вплив температури на швидкість реакції. Поняття про каталіз. Оборотні та необоротні реакції.

Хімічна рівновага. Константа рівноваги. Вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу. Принцип Ле Шательє.

Ключові слова і терміни:

українською мовою		**англійською мовою**
виділення теплоти	–	calorification
гетерогенний	–	heterogeneous
гомогенний	–	homogeneous
екзотермічна реакція	–	exothermic reaction
ендотермічна реакція	–	endothermic reaction
енергія	–	energy
заміщення	–	replacement
зворотний	–	reverse
інгібітор	–	inhibitor
каталіз	–	catalysis
каталізатор	–	catalyst
кінетика	–	kinetics
константа рівноваги	–	equilibrium constant
обмін	–	exchange
оборотний	–	reverse
поглинання	–	absorption
прямий	–	straight
розклад	–	decay
сполучення	–	combine
тепловий ефект	–	thermal effect
теплота	–	heat
термохімічне рівняння	–	thermochemical equation
термохімія	–	thermochemistry
фаза	–	phase
хімічна рівновага	–	chemical equilibrium
швидкість хімічної реакції	–	rate of chemical reaction

5.1 Класифікація хімічних реакцій

Хімічні реакції поділяються на різні типи за такими ознаками:
- за зміною числа вихідних речовин і продуктів реакції (табл. 5.1);
- за виділенням або поглинанням теплоти (табл. 5.2);
- за зміною ступенів окиснення атомів (табл. 5.3).

Таблиця 5.1 – Типи реакцій за зміною числа вихідних і кінцевих речовин

Тип реакції	Схема	Приклади
сполучення	$A + B \rightarrow AB$	$H_2 + Cl_2 = 2HCl$ $HCl + NH_3 = NH_4Cl$
розкладу	$AB \rightarrow A + B$	$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CuO + H_2O$ $BaSO_3 \xrightarrow{t^\circ} BaO + SO_2\uparrow$
заміщення	$A + BC \rightarrow AB + C$	$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$ $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$
обміну	$AB + CD \rightarrow AC + BD$	$KOH + HCl = KCl + H_2O$ $AgNO_3 + KBr = AgBr\downarrow + KNO_3$

Таблиця 5.2 – Типи реакцій за виділенням або поглинанням теплоти

Тип реакції	Приклади
екзотермічні (проходять з виділенням теплоти)	$C + O_2 = CO_2$, $\Delta H = -393$ кДж $2C + O_2 = 2CO$, $\Delta H = -221$ кДж $2Mg + O_2 = 2MgO$, $\Delta H = -1205$ кДж
ендотермічні (проходять з поглинанням теплоти)	$N_2 + O_2 = 2NO$, $\Delta H = 180{,}8$ кДж $(CuOH)_2CO_3 = 2CuO + CO_2\uparrow + H_2O$, $\Delta H = 47$кДж

Таблиця 5.3 – Типи реакцій за зміною ступенів окиснення атомів

Тип реакції	Приклади
окисно-відновні	$\overset{0}{C} + \overset{0}{O_2} = \overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2}$ $\overset{0}{Mg} + 2\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} = \overset{+2}{Mg}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{0}{H_2}\uparrow$ $\overset{0}{Cl_2} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O} = \overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} + \overset{+1}{H}\overset{+1}{Cl}\overset{-2}{O}$
без зміни ступеня окиснення	$\overset{+1}{K}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H} + \overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} = \overset{+1}{K}\overset{-1}{Cl} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$ $\overset{+2}{Zn}\overset{-2}{O} + \overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} = \overset{+2}{Zn}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$ $\overset{+1}{Ag}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3} + \overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl} = \overset{+1}{Ag}\overset{-1}{Cl}\downarrow + \overset{+1}{Na}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3}$

5.2 Енергетика хімічних процесів

У ході хімічних реакцій відбувається розрив одних зв'язків і утворення інших. Якщо сума енергій зруйнованих зв'язків більша суми енергій новоутворених, то надлишок енергії виділяється у вигляді теплоти, світла або роботи газів, які розширюються, в протилежному випадку енергія поглинається.

В **екзотермічних** реакціях теплота виділяється, а в **ендотермічних** – поглинається.

Тепловий ефект реакції – це теплота, що виділяється або поглинається під час хімічної реакції. Позначається тепловий ефект реакції ***ΔH*** (*«дельта-аш»*), вимірюється у джоулях (*Дж*) або кілоджоулях (*кДж*).

Тепловий ефект реакції (***ΔH***) визначається для того числа молів речовин, яке зазначено в рівнянні реакції.

Тепловий ефект реакції – це різниця між вмістом енергії продуктів реакції та вихідних речовин:

$$\Delta H = H_{прод.\ р.} - H_{вих.\ реч.}$$

Закон Гесса (1840 р.): тепловий ефект хімічної реакції не залежить від шляху її перебігу, а залежить лише від стану вихідних речовин і продуктів реакції.

Для екзотермічних реакцій $\Delta H < 0$, оскільки $H_{прод.\ р.} < H_{вих.\ реч.}$, наприклад:

$$\overset{H_{вих.\ реч.}}{H_{2\,(газ)} + Cl_{2\,(газ)}} = \overset{H_{прод.\ р.}}{2HCl_{(газ)}},\ \Delta H = -184{,}6\ кДж$$

Для ендотермічних реакцій $\Delta H > 0$, оскільки $H_{прод.\ р.} > H_{вих.\ реч.}$, наприклад:

$$\overset{H_{вих.\ реч.}}{2N_{2\,(газ)} + O_{2\,(газ)}} = \overset{H_{прод.\ р.}}{2N_2O_{(газ)}},\ \Delta H = 164\ кДж$$

Термохімічне рівняння – це таке рівняння реакції, в якому вказано агрегатний стан речовин та тепловий ефект реакції, наприклад:

$$2NH_{3\,(газ)} = N_{2\,(газ)} + 3H_{2\,(газ)},\ \Delta H = 46{,}2\ кДж.$$

5.3 Хімічна кінетика та рівновага

Хімічна кінетика – це розділ хімії, що вивчає швидкість хімічних реакцій та їх механізм.

Реакції можуть бути гомогенними та гетерогенними. У гомогенних реакціях вихідні речовини та продукти реакції знаходяться в однаковому агрегатному стані (в одній фазі). Це реакції між газами або між розчинами.

Гетерогенними реакціями називають реакції між речовинами, які знаходяться в різних агрегатних станах (в різних фазах).

Хімічна взаємодія у випадку гомогенної реакції відбувається у всьому об'ємі реагуючої суміші; гетерогенна реакція відбувається на межі поділу фаз.

Швидкість гомогенної реакції визначається зміною концентрації однієї з речовин, що вступила в реакцію або утворилась в результаті реакції за одиницю часу, і вимірюється у моль/(см^3·хв) або у моль/(л·с).

Швидкість гетерогенної реакції визначається зміною кількості речовини, яка вступила в реакцію або утворилася в результаті реакції на одиниці площі поверхні і вимірюється у моль/(см^2·с).

Чинники, які впливають на швидкість хімічних реакцій:

- природа реагуючих речовин;
- умови перебігу реакції:
  1) концентрація;
  2) температура;
  3) наявність каталізатора;
  4) тиск (для газів);
  5) площа поверхні стикання або ступінь подрібнення (для твердих речовин);
  6) радіоактивне випромінювання.

Залежність швидкості реакції ϑ від концентрації виражається **законом діючих мас.**

Закон діючих мас: швидкість хімічної реакції, за сталої температури, прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у степенях, що дорівнюють коефіцієнтам в рівнянні реакції.

Математичний вираз закону діючих мас для оборотної реакції

$$aA + bB \rightleftharpoons mM + nN$$

має такий вигляд:

$$\vartheta_{\substack{\text{прямої}\\ \text{реакції}}} = k_1 \cdot C^a(A) \cdot C^b(B);$$

$$\vartheta_{\substack{\text{зворотної}\\ \text{реакції}}} = k_2 \cdot C^m(M) \cdot C^n(N),$$

де k_1 і k_2 – константи швидкості прямої і зворотної реакції (сталі величини для певної реакції при $T = const$);

$C(A), C(B), C(M), C(N)$ – молярні концентрації відповідних рідких і газоподібних речовин;

a, b, m, n – коефіцієнти в рівнянні реакції.

Константа швидкості k залежить від природи речовин, температури і не залежить від концентрації реагуючих речовин. Величина k чисельно дорівнює швидкості реакції, якщо концентрації всіх реагуючих речовин дорівнюють 1 моль/л.

Залежність швидкості реакції від температури визначається **правилом Вант-Гоффа та теорією Арренніуса**.

Правило Вант-Гоффа: з підвищенням температури на кожні 10 °С швидкість більшості реакцій зростає в 2 – 4 рази, або математично:

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

де $\vartheta(t_2)$ – швидкість реакції при підвищеній температурі;

$\vartheta(t_1)$ – швидкість реакції при початковій температурі;

γ – температурний коефіцієнт, числове значення якого може бути цілим або дробовим.

Швидкість реакції змінюється при введенні каталізатора.

Каталізатор – це речовина, яка змінює швидкість або напрямок реакції, а сама при цьому не змінюється.

Інгібітори – це каталізатори, які сповільнюють реакцію.

Гомогенний каталіз – це каталіз, за якого реагуючі речовини і каталізатор перебувають в однакових агрегатних станах.

Гетерогенний каталіз – це каталіз, за якого реагуючі речовини і каталізатор перебувають в різних фазах.

Механізм каталізу

$$A + B = AB$$
$$A + K = AK$$
$$AK + B = AB + K,$$

де K – каталізатор;

AK – проміжна сполука.

Швидкість реакції залежить від тиску, якщо реагуючі речовини – гази. При підвищенні тиску зростає концентрація газоподібних речовин.

Хімічна рівновага в оборотних реакціях

Реакції, які за одних і тих самих умов відбуваються у двох протилежних напрямках, називаються **оборотними:**

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3 \ (\textit{пряма реакція})$$
$$2SO_3 = 2SO_2 + O_2 \ (\textit{зворотна реакція})$$

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 \ (\textit{оборотна реакція})$$

Хімічна рівновага – це такий стан системи, коли швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції:

$$\vartheta_{\substack{\text{прямої} \\ \text{реакції}}} = \vartheta_{\substack{\text{зворотної} \\ \text{реакції}}}$$

В стані хімічної рівноваги молярні концентрації вихідних речовин та продуктів реакції за даних умов залишаються незмінними. Такі концентрації називають рівноважними і позначають формулою реагенту в квадрат-

них дужках. Для наведеного вище прикладу оборотної реакції: *[SO_2], [O_2], [SO_3]*.

Константа рівноваги оборотної реакції – це відношення констант швидкостей прямої і зворотної реакції:

$$K = \frac{k_1}{k_2},$$

де K – константа рівноваги;

k_1, k_2 – константи швидкостей прямої і зворотної реакцій.

Наприклад, для реакції:

$$N_{2\,(газ)} + 3H_{2\,(газ)} \rightleftarrows 2NH_{3\,(газ)}$$

згідно із законом діючих мас:

$$\vartheta_{\substack{прямої \\ реакції}} = k_1 \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3,$$

$$\vartheta_{\substack{зворотної \\ реакції}} = k_2 \cdot [NH_3]^2.$$

Оскільки в стані рівноваги $\vartheta_{\substack{прямої \\ реакції}} = \vartheta_{\substack{зворотної \\ реакції}}$, то:

$$k_1 \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3 = k_2 \cdot [NH_3]^2,$$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}.$$

Велична константи рівноваги залежить від природи реагуючих речовин і температури.

Хімічна рівновага є динамічною, напрям її зміщення визначає принцип Ле Шательє (1882 р.).

Принцип Ле Шательє: якщо змінити одну з умов, за яких система перебуває у стані рівноваги – температуру, тиск або концентрацію, – то рівновага зміщуються в напрямку тієї реакції, яка протидіє цій зміні.

Правила зміщення рівноваги:

– при підвищенні температури рівновага зміщується в бік ендотермічної реакції;

– при підвищенні тиску рівновага зміщується в напрямку утворення меншого числа молів газоподібних речовин;

– при збільшенні концентрації будь-якої з рідких або газоподібних речовин, що беруть участь в реакції, рівновага зміщується у напрямку витрати цієї речовини, а при зменшенні концентрації речовини – в напрямку її утворення;

– при введенні каталізатора рівновага не порушується.

Зміщення рівноваги часто використовується у виробничих процесах для збільшення виходу потрібних речовин.

5.4 Розв'язування типових задач

Завдання 104. Закінчити рівняння реакцій та вказати їх типи:

а) $CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ}$ в) $MgCl_2 + NaOH \longrightarrow$

б) $CaO + H_2O \longrightarrow$ г) $Al + HCl \longrightarrow$

Рівняння реакції	Тип реакції
а) $CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CaO + CO_2\uparrow$	розкладу
б) $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$	сполучення
в) $MgCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Mg(OH)_2\downarrow + 2NaCl$	обміну
г) $2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$	заміщення

Завдання 105. За термохімічним рівнянням

$$S_{(\text{тверда речовина})} + O_{2(\text{газ})} = SO_{2(\text{газ})},\ \Delta H = -297\ кДж$$

розрахувати масу сірки, яка згорає з виділенням 93 *кДж* теплоти.

Позначимо масу сірки, яку необхідно розрахувати, через *x*.

$x - ?$ $\quad -93\ кДж$

$S_{(\text{тверда речовина})} + O_{2(\text{газ})} = SO_{2(\text{газ})},\quad \Delta H = -297\ кДж$

$\nu = 1\ моль$

$M = 32\ г/моль$

$m = 32\ г$

Складаємо пропорцію:

$$\begin{cases} x \ \text{——}\ -93\ кДж \\ 32\ г \ \text{——}\ -297\ кДж \end{cases}$$

$$x = \frac{32\ г \cdot (-93)\ кДж}{-297\ кДж} = 10{,}02\ г$$

Відповідь: $m(S) = 10{,}02\ г$.

Завдання 106. За наведеним термохімічним рівнянням

$$2Mg_{(\text{крист. речовина})} + O_{2(\text{газ})} = 2MgO_{(\text{тверда речовина})},\ \Delta H = -1205\ кДж$$

обчислити кількість теплоти, яка виділяється при спалюванні магнію масою 96 г.

Позначимо кількість теплоти, що виділяється через *x*.

$96\ г$ $\quad x - ?$

$2Mg_{(\text{тверда речовина})} + O_{2(\text{газ})} = 2MgO_{(\text{тверда речовина})},\quad \Delta H = -1205\ кДж$

$\nu = 2\ моль$

$M = 24\ г/моль$

$m = 2\ моль \cdot 24\ г/моль = 48\ г$

Складаємо пропорцію:

$$\begin{cases} 96\,г \text{ —— } x\,кДж \\ 48\,г \text{ —— } -1205\,кДж \end{cases}$$

$$x = \frac{96\,г \cdot (-1205)\,кДж}{48\,г} = -2410\,кДж.$$

Відповідь: виділиться 2410 *кДж* теплоти.

Завдання 107. Записати математичний вираз закону діючих мас для прямої та зворотної реакцій:

а) $4HCl_{(газ)} + O_{2(газ)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(газ)} + 2Cl_{2(газ)}$;

б) $Fe_3O_{4(тверда\ речовина)} + 4CO_{(газ)} \rightleftharpoons 3Fe_{(тверда\ речовина)} + 4CO_{2(газ)}$;

а) $\underset{\text{реакції}}{\vartheta_{\text{прямої}}} = k_1 \cdot C^4(HCl) \cdot C(O_2)$; $\underset{\text{реакції}}{\vartheta_{\text{зворотної}}} = k_2 \cdot C^2(H_2O) \cdot C^2(Cl_2)$.

б) $\underset{\text{реакції}}{\vartheta_{\text{прямої}}} = k_1 \cdot C^4(CO)$; $\underset{\text{реакції}}{\vartheta_{\text{зворотної}}} = k_2 \cdot C^4(CO_2)$.

Завдання 108. Обчислити, у скільки разів зросте швидкість прямої реакції

$$4NH_{3(газ)} + 5O_{2(газ)} \rightleftharpoons 4NO_{(газ)} + 6H_2O_{(газ)}$$

при збільшенні концентрації кисню у два рази.

Дано:
$C'(O_2) = 2C(O_2)$

$\dfrac{\vartheta'_{\text{прямої реакції}}}{\vartheta_{\text{прямої реакції}}} - ?$

$4NH_{3(газ)} + 5O_{2(газ)} \rightleftharpoons 4NO_{(газ)} + 6H_2O_{(газ)}$

За законом діючих мас:

$$\underset{\text{реакції}}{\vartheta_{\text{прямої}}} = k_1 \cdot C^4(NH_3) \cdot C^5(O_2);$$

$$\underset{\text{реакції}}{\vartheta'_{\text{прямої}}} = k_1 \cdot C^4(NH_3) \cdot (C')^5(O_2);$$

$$\frac{\underset{\text{реакції}}{\vartheta'_{\text{прямої}}}}{\underset{\text{реакції}}{\vartheta_{\text{прямої}}}} = \frac{k_1 \cdot C^4(NH_3) \cdot (C')^5(O_2)}{k_1 \cdot C^4(NH_3) \cdot C^5(O_2)} = \frac{(C')^5(O_2)}{C^5(O_2)};$$

$C'(O_2) = 5C(O_2)$

$$\frac{\underset{\text{реакції}}{\vartheta'_{\text{прямої}}}}{\underset{\text{реакції}}{\vartheta_{\text{прямої}}}} = \frac{(C')^5(O_2)}{C^5(O_2)} = \frac{(2C(O_2))^5}{C^5(O_2)} = \frac{32C^5(O_2)}{C^5(O_2)} = 32.$$

Відповідь: швидкість прямої реакції зросте в 32 рази.

Завдання 109. Обчислити, у скільки разів зростуть швидкості прямої і зворотної реакцій у системі $2NO_{(газ)} + O_{2(газ)} = 2NO_{2(газ)}$ при збільшенні тиску у три рази.

Дано:
$P' = 3P$

$\frac{\vartheta'_{прямої\ реакції}}{\vartheta_{прямої\ реакції}} - ?$

$\frac{\vartheta'_{зворотної\ реакції}}{\vartheta_{зворотної\ реакції}} - ?$

$2NO_{(газ)} + O_{2(газ)} = 2NO_{2(газ)}$

За законом діючих мас:

$$\vartheta_{\substack{прямої\\реакції}} = k_1 \cdot C^2(NO) \cdot C(O_2);$$

При $P' = 3P$: $C'(NO) = 3C(NO)$; $C'(O_2) = 3C(O_2)$; $C'(NO_2) = 3C(NO_2)$;

$$\vartheta'_{\substack{прямої\\реакції}} = k_1 \cdot (3C(NO))^2 \cdot 3C(O_2);$$

$$\frac{\vartheta'_{\substack{прямої\\реакції}}}{\vartheta_{\substack{прямої\\реакції}}} = \frac{k_1 \cdot 9C^2(NO) \cdot 3C(O_2)}{k_1 \cdot C^2(NO) \cdot C(O_2)} = 27;$$

$$\vartheta_{\substack{зворотної\\реакції}} = k_2 \cdot C^2(NO_2); \quad \vartheta'_{\substack{зворотної\\реакції}} = k_2 \cdot (3C(NO_2))^2;$$

$$\frac{\vartheta'_{\substack{зворотної\\реакції}}}{\vartheta_{\substack{зворотної\\реакції}}} = \frac{k_2 \cdot 9C^2(NO_2)}{k_2 \cdot C^2(NO_2)} = 9.$$

Відповідь: швидкість прямої реакції зросте в 27 разів, а зворотної – в 9 разів.

Завдання 110. Обчислити, у скільки разів зменшиться швидкість прямої реакції при збільшенні об'єму системи в 3 рази.

$$Fe_3O_{4(тверда\ речовина)} + 4CO_{(газ)} \rightleftarrows 3Fe_{(тверда\ речовина)} + 4CO_{2(газ)};$$

Дано:
$V' = 3V$

$\frac{\vartheta'_{прямої\ реакції}}{\vartheta_{прямої\ реакції}} - ?$

Зазначена в умові задачі реакція є гетерогенною, тому за законом діючих мас:

при $V' = 3V$; $C'(CO) = \frac{1}{3}C(CO)$;

$$\vartheta_{\substack{прямої\\реакції}} = k_1 \cdot C^4(CO);$$

$$\vartheta'_{\substack{прямої\\реакції}} = k_1 \cdot (C'(CO))^4;$$

$$\vartheta'_{\substack{прямої\\реакції}} = k_1 \cdot (\frac{1}{3}C(CO))^4 = k_1 \cdot \frac{1}{81}C^4(CO);$$

$$\frac{\vartheta'_{\substack{прямої\\ реакції}}}{\vartheta_{\substack{прямої\\ реакції}}} = \frac{k_1 \cdot \frac{1}{81} C^4(CO)}{k_1 \cdot C^4(CO)} = \frac{1}{81}.$$

Відповідь: швидкість прямої реакції зменшиться в 81 раз.

Завдання 111. Обчислити, в скільки разів зросте швидкість реакції, температурний коефіцієнт якої дорівнює 2, при підвищенні температури з 20 °С до 70 °С.

Дано:
$t_1 = 20$ °С;
$t_2 = 70$ °С;
$\gamma = 2$.

$\frac{\vartheta(t_2)}{\vartheta(t_1)} - ?$

Згідно з правилом Вант-Гоффа:

$$\vartheta(t_2) = \vartheta(t_1) \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$$\frac{\vartheta(t_2)}{\vartheta(t_1)} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 2^{\frac{70-20}{10}} = 2^5 = 32.$$

Відповідь: швидкість реакції зросте в 32 рази.

Завдання 112. Обчислити, на скільки градусів треба підвищити температуру, щоб швидкість реакції зросла в 81 раз, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3.

Дано:
$\gamma = 3$;
$\frac{\vartheta(t_2)}{\vartheta(t_1)} = 81$.

$\Delta t - ?$

Згідно з правилом Вант-Гоффа:

$$\vartheta(t_2) = \vartheta(t_1) \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \quad \Delta t = t_2 - t_1;$$

$$\frac{\vartheta(t_2)}{\vartheta(t_1)} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}; \quad 81 = 3^{\frac{\Delta t}{10}};$$

$$3^4 = 3^{\frac{\Delta t}{10}}; \quad 4 = \frac{\Delta t}{10}; \quad \Delta t = 40.$$

Відповідь: температуру необхідно підвищити на 40 °С.

Завдання 113. Записати вираз константи рівноваги таких реакцій:

а) $4HCl_{(газ)} + O_{2(газ)} \rightleftharpoons 2Cl_{2(газ)} + 2H_2O_{(газ)}$;

б) $Fe_2O_{3(тверда\ речовина)} + 3H_{2(газ)} \rightleftharpoons 2Fe_{(тверда\ речовина)} + 3H_2O_{(газ)}$.

а) $K = \frac{[Cl_2]^2 \cdot [H_2O]^2}{[HCl]^4 \cdot [O_2]}$;

б) $K = \frac{[H_2O]^3}{[H_2]^3}$.

Завдання 114. Вказати напрямок зміщення рівноваги в системі:

$$Fe_2O_{3(тверда\ речовина)} + 3H_{2(газ)} \rightleftharpoons 2Fe_{(тверда\ речовина)} + 3H_2O_{(газ)}, \ \Delta H > 0$$

а) при збільшенні концентрації H_2;
б) при підвищенні температури;
в) при підвищенні тиску;
г) при зменшенні концентрації H_2O;
д) при введенні каталізатора.

а) водень (H_2) витрачається в прямій реакції, тому рівновага зміщується в напрямку прямої реакції;

б) пряма реакція ендотермічна, тому рівновага зміщується в напрямку прямої реакції;

в) число молів газів в лівій і правій частині реакції однакове ($\nu(H_2) = \nu(H_2O) = 3$ *моль*), тому рівновага не порушується;

г) вода (H_2O) утворюється в прямій реакції, тому рівновага зміщується в напрямку прямої реакції;

д) при введенні каталізатора рівновага не порушується.

Відповідь:

Умова	Напрямок зміщення рівноваги
збільшення концентрації H_2	→
підвищення температури	→
підвищення тиску	рівновага не порушиться
зменшення концентрації H_2O;	→
введення каталізатора	рівновага не порушиться

5.5 Завдання для самостійної роботи

Завдання 115. Закінчити рівняння реакцій та вказати їх типи:

Варіант	Завдання	Варіант	Завдання
1	а) $Zn + CuCl_2 \rightarrow$ б) $Na_2CO_3 + HCl \rightarrow$ в) $NaOH + H_2SO_3 \rightarrow$ г) $FeCl_3 + NaOH \rightarrow$ д) $CuO + CO_2 \rightarrow$	5	а) $Li_2O + H_2O \rightarrow$ б) $KOH + HNO_3 \rightarrow$ в) $KOH + CO_2 \rightarrow$ г) $Ca(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$ д) $K_2O + H_2O \rightarrow$
2	а) $Fe(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ}$ б) $Al + H_2SO_4\ (розв.) \rightarrow$ в) $Mg + HCl\ (розв.) \rightarrow$ г) $CaO + HNO_3 \rightarrow$ д) $CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ}$	6	а) $SiO_2 + CaO \xrightarrow{t^\circ}$ б) $P_2O_5 + H_2O \rightarrow$ в) $Mg + HCl \rightarrow$ г) $Na_2CO_3 + HCl \rightarrow$ д) $Mg(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ}$
3	а) $K + H_2O \rightarrow$ б) $SO_3 + H_2O \rightarrow$ в) $ZnO + H_2SO_4 \rightarrow$ г) $CuCl_2 + Zn \rightarrow$ д) $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ}$	7	а) $SO_3 + NaOH \rightarrow$ б) $ZnO + HCl \rightarrow$ в) $FeO + H_2 \rightarrow$ г) $Mg + O_2 \rightarrow$ д) $Mg(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ}$
4	а) $K_2CO_3 + HNO_3 \rightarrow$ б) $Cr(NO_3)_2 + NaOH \rightarrow$ в) $CO_2 + NaOH \rightarrow$ г) $Mg + H_2SO_4\ (розв.) \rightarrow$ д) $Mg(OH)_2 + HBr \rightarrow$	8	а) $BaCl_2 + CuSO_4 \rightarrow$ б) $KOH + H_2SO_4 \rightarrow$ в) $CuO + HCl \rightarrow$ г) $SO_3 + Na_2O \rightarrow$ д) $Pb + CuCl_2 \rightarrow$

Завдання 116. За термохімічним рівнянням розрахувати об'єм метану (CH_4), необхідний для виділення 1782 кДж теплоти:

$$CH_{4(газ)} + 2O_{2(газ)} = CO_{2(газ)} + 2H_2O_{(газ)},\ \Delta H = -891\ кДж.$$

Завдання 117. За термохімічним рівнянням обчислити кількість теплоти, яка виділяється при спалюванні 140 г етилену (C_2H_4):

$$C_2H_{4(газ)} + 3O_{2(газ)} = 2CO_{2(газ)} + 2H_2O_{(газ)},\ \Delta H = -1412\ кДж.$$

Завдання 118. За термохімічним рівнянням обчислити, який об'єм газу CO_2 утвориться при виділенні 3396 *кДж* теплоти:

$$2CO_{(газ)} + O_{2(газ)} = 2CO_{2(газ)},\ \Delta H = -566\ кДж.$$

Завдання 119. Заповнити пропуски, розставти коефіцієнти та вказати тип хімічних реакцій:

Варіант	Завдання
1	а) $Na + ... \rightarrow Na_2SO_4 + ...$ б) $Mg(OH)_2 + ... \rightarrow MgCl_2 + ...$ в) $..... + ... \rightarrow Fe(OH)_3 + NaCl$ г) $Cr(NO_3)_3 + ... \rightarrow Cr(OH)_3 + ...$ д) $.... + P_2O_5 \rightarrow Na_3PO_4 + ...$
2	а) $.... + O_2 \rightarrow MgO$ б) $FeO + H_2 \rightarrow Fe + ...$ в) $Pb + ... \rightarrow PbS$ г) $SO_2 + ... \rightarrow SO_3$ д) $.... + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2\uparrow$
3	а) $H_2 + O_2 \rightarrow ....$ б) $Fe(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} .... + H_2O$ в) $.... + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$ г) $....+ H_2S \rightarrow MgS + H_2\uparrow$ д) $Ni + ... \rightarrow NiSO_4 + ...$
4	а) $CaO + ... \rightarrow Ca(NO_3)_2 + ...$ б) $FeO + ... \rightarrow FeCl_2 + ...$ в) $CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CaO + ...$ г) $.... \rightarrow MgO + H_2O$ д) $CO + ... \rightarrow CO_2$

Завдання 120. При взаємодії алюмінію масою 9 *г* з киснем виділилось 274 *кДж* теплоти. Скласти термохімічне рівняння цієї реакції.

Завдання 121. При спалюванні глюкози ($C_6H_{12}O_6$) масою 45 *г* виділилось 730 *кДж* теплоти. Скласти термохімічне рівняння цієї реакції.

Завдання 122. Записати математичний вираз закону діючих мас для прямої та зворотної реакцій:

Варіант	Завдання
1	а) $N_{2(газ)} + 3H_{2(газ)} \rightleftharpoons 2NH_{3(газ)}$; б) $2SO_{2(газ)} + O_{2(газ)} \rightleftharpoons 2SO_{3(газ)}$; в) $N_{2(газ)} + O_{2(газ)} \rightleftharpoons 2NO_{(газ)}$; г) $2H_{2(газ)} + O_{2(газ)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(газ)}$.
2	а) $S_{(тверда\ речовина)} + O_{2(газ)} \rightleftharpoons SO_{2(газ)}$; б) $FeO_{(тверда\ речовина)} + CO_{(газ)} \rightleftharpoons Fe_{(тверда\ речовина)} + CO_{2(газ)}$; в) $2CO_{(газ)} \rightleftharpoons 2C_{(тверда\ речовина)} + O_{2(газ)}$; г) $4HCl_{(газ)} + O_{2(газ)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(газ)} + 2Cl_{2(газ)}$.
3	а) $4NH_{3(газ)} + 5O_{2(газ)} \rightleftharpoons 4NO_{(газ)} + 6H_2O_{(газ)}$; б) $CuO_{(тверда\ речовина)} + H_{2(газ)} \rightleftharpoons Cu_{(тверда\ речовина)} + H_2O_{(газ)}$; в) $H_2O_{(газ)} + C_{(тверда\ речовина)} \rightleftharpoons CO_{(газ.)} + H_{2(газ)}$; г) $H_2S_{(газ)} \rightleftharpoons H_{2(газ)} + S_{(тверда\ речовина)}$.
4	а) $Al_2O_{3(тверда\ речовина)} + 3H_{2(газ)} \rightleftharpoons 2Al_{(тверда\ речовина)} + 3H_2O_{(газ)}$; б) $2P_{(тверда\ речовина)} + 3H_{2(газ)} \rightleftharpoons 2PH_{3(газ)}$; в) $2H_2S_{(газ)} + O_2 \rightleftharpoons 2S_{(тверда\ речовина)} + 2H_2O_{(газ)}$; г) $N_2O_{4(газ)} \rightleftharpoons 2NO_{2(газ)}$.

Завдання 123. Обчислити, у скільки разів зросте швидкість прямої реакції при збільшенні концентрації метану (CH_4) і кисню (O_2) в 3 рази:

$$CH_{4(газ)} + O_{2(газ)} \rightleftharpoons CO_{2(газ)} + 2H_2O_{(газ)}.$$

Завдання 124. Обчислити, у скільки разів зросте швидкість прямої реакції при збільшенні концентрації газу (NO) і кисню (O_2) в 3 рази:

$$2NO_{(газ)} + 2O_{2(газ)} \rightleftharpoons 2NO_{2(газ)}.$$

Завдання 125. Обчислити, у скільки разів зросте швидкість прямої реакції при збільшенні концентрації CO в 3 рази:

$$2CO_{(газ)} + O_{2(газ)} \rightleftharpoons 2CO_{2(газ)}.$$

Завдання 126. Обчислити, у скільки разів зміняться швидкості прямої і зворотної реакцій при збільшенні тиску у системі в два рази:

$$CO_{2(газ)} + C_{(тверда\ речовина)} \rightleftharpoons 2CO_{(газ)}.$$

Завдання 127. Обчислити, у скільки разів зміняться швидкості прямої і зворотної реакцій при зменшенні об'єму в системі в 3 рази:

$$2NO_{2(газ)} \rightleftharpoons N_2O_{4(газ)}.$$

Завдання 128. Обчислити, у скільки разів збільшиться швидкість деякої хімічної реакції при збільшенні температури з 40 °С до 90 °С. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2.

Завдання 129. Обчислити, на скільки градусів треба підвищити температуру, щоб швидкість хімічної реакції з температурним коефіцієнтом 2 зросла у 8 разів.

Завдання 130. Обчислити, у скільки разів зменшиться швидкість деякої хімічної реакції при зниженні температури з 140 °С до 100 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості цієї реакції дорівнює 3.

Завдання 131. Обчислити, у скільки разів зросте швидкість деякої хімічної реакції при підвищенні температури від 30 °С до 70 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості цієї реакції дорівнює 3.

Завдання 132. Обчислити, у скільки разів зросте швидкість деякої хімічної реакції при підвищенні температури на 30 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості цієї реакції дорівнює 3.

Завдання 133. Записати вираз константи рівноваги таких реакцій:

а) $N_{2(газ)} + 3H_{2(газ)} \rightleftharpoons 2NH_{3(газ)}$;

б) $N_{2(газ)} + O_{2(газ)} \rightleftharpoons 2NO_{(газ)}$.

Завдання 134. Записати вираз константи рівноваги таких реакцій:

а) $2CO_{(газ)} + O_{2(газ)} \rightleftharpoons 2CO_{2(газ)}$;

б) $2H_2O_{(газ)} \rightleftharpoons 2H_{2(газ)} + O_{2(газ)}$.

Завдання 135. Записати вираз константи рівноваги таких реакцій:

а) $S_{(тверда\ речовина)} + H_{2(газ)} \rightleftharpoons H_2S_{(газ)}$;

б) $H_2O_{(газ)} + C_{(тверда\ речовина)} \rightleftharpoons CO_{(газ)} + H_{2(газ)}$.

Завдання 136. Записати вираз константи рівноваги таких реакцій:

а) $H_{2(газ)} + Cl_{2(газ)} \rightleftharpoons 2HCl_{(газ)}$;

б) $Fe_2O_{3(тверда\ речовина)} + 3H_{2(газ)} \rightleftharpoons 2Fe_{(тверда\ речовина)} + 3H_2O_{(газ)}$.

6 РОЗЧИНИ

Загальна характеристика розчинів. Поняття про розчини. Розчинник, розчинена речовина. Розчинність. Залежність розчинності речовин від різних факторів. Способи кількісного вираження складу розчинів. Масова частка та молярна концентрація розчиненої речовини в розчині.

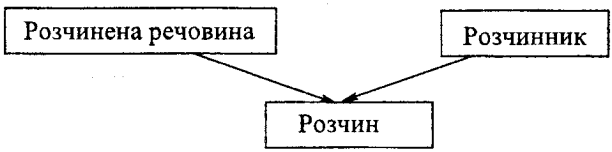
Розчини електролітів. Теорія електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Ступінь електролітичної дисоціації. Константа електролітичної дисоціації. Електролітична дисоціація кислот, основ, амфотерних гідроксидів, солей. Ступінчата дисоціація. Електролітична дисоціація води. Йонний добуток води. Водневий показник pH. Індикатори. Йонні процеси. Реакції йонного обміну в розчинах електролітів. Гідроліз солей.

Ключові слова і терміни:

українською мовою		**англійською мовою**
гідратація	–	hidratation
гідроліз	–	hydrolysis
електроліт	–	electrolyte
електролітична дисоціація	–	electrolytic dissociation
емульсія	–	emulsion
забарвлення	–	coloration
індикатор	–	indicator
кислий	–	acid
кислотність	–	acidity
колоїдний розчин	–	colloidal solution
концентрація розчину	–	solution concentration
концентрований	–	concentrate
лужний	–	alkaline
масова частка	–	mass concentration
молекулярне рівняння	–	molecular equalization
молярна концентрація	–	molar concentration
неелектроліти	–	nonelectrolytes
нейтральний	–	neutral
повне йонне рівняння	–	complete ionic equation
реакції йонного обміну	–	ion exchange reaction
розведений	–	tenuous
розчин	–	solution
розчинена речовина	–	soluble substance
розчинник	–	solvent
розчиняти	–	dissolve
скорочене йонне рівняння	–	shortened ionic equation
суспензія	–	suspension

6.1 Загальна характеристика розчинів

Розчини – це однорідні системи, в яких молекули розчиненої речовини рівномірно розподілені між молекулами розчинника.



Розчини бувають **газоподібні**, **рідкі** і **тверді**. Найбільше практичне значення мають рідкі розчини.

Розчинник – це компонент розчину, агрегатний стан якого не змінюється під час утворення розчину. Речовину, яку розчиняють, називають **розчиненою речовиною**.

Якщо ж розчин утворюється внаслідок змішування рідини з рідиною, розчинником вважається той компонент, кількість якого переважає.

Розчини в залежності від розмірів частинок, розподілених в розчині, поділяються на:

- істинні (радіус частинок $r \approx 10^{-9}$ *м*);
- колоїдні (радіус частинок $r \approx 10^{-7}$ *м*);
- суспензії та емульсії (радіус частинок $r \approx 10^{-5} - 10^{-4}$ *м*).

Розчинність – це здатність речовини розчинятися в даному розчиннику при даній температурі.

Розведений розчин – містить відносно незначну кількість розчиненої речовини в порівнянні з насиченим розчином за даної температури.

Концентрований розчин – містить відносно значну кількість розчиненої речовини.

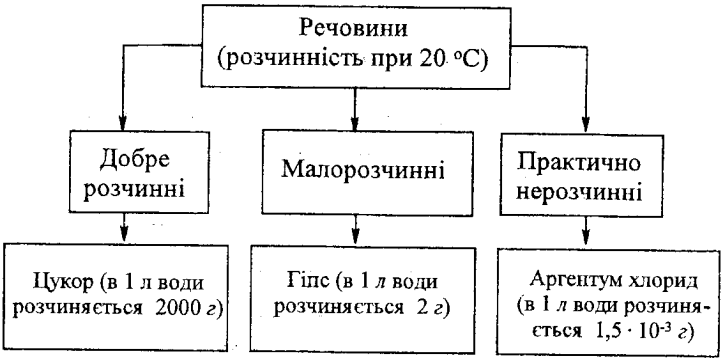
Насичений розчин – це розчин, в якому за певної температури речовина більше не може розчинятись. В ньому міститься гранична за даних умов кількість розчиненої речовини.

Ненасичений розчин – це розчин, що містить розчиненої речовини менше ніж визначено межею розчинності.

Розчинність речовини кількісно визначається масою речовини, яка може розчинитися у 100 г розчинника й утворити за певної температури насичений розчин. Розчинником найчастіше виступає вода.

За розчинністю речовини поділяються на:

- **розчинні** (розчиняється більше 10 *г* у 100 *г* води);
- **малорозчинні** (розчиняється від 10 *г* до 0,01 *г* у 100 *г* води);
- **нерозчинні** (розчиняється менше 0,01 *г* у 100 *г* води).



Розчинність солей, кислот і основ у воді наведена в табл. Д.1 (додаток Д).

Розчинність твердих і рідких речовин з підвищенням температури, як правило, зростає, хоча трапляються й такі випадки, коли вона зменшується (рисунок 6.1, а), розчинність газів зростає з підвищенням тиску і зменшується з підвищенням температури (рисунок 6.1, б).

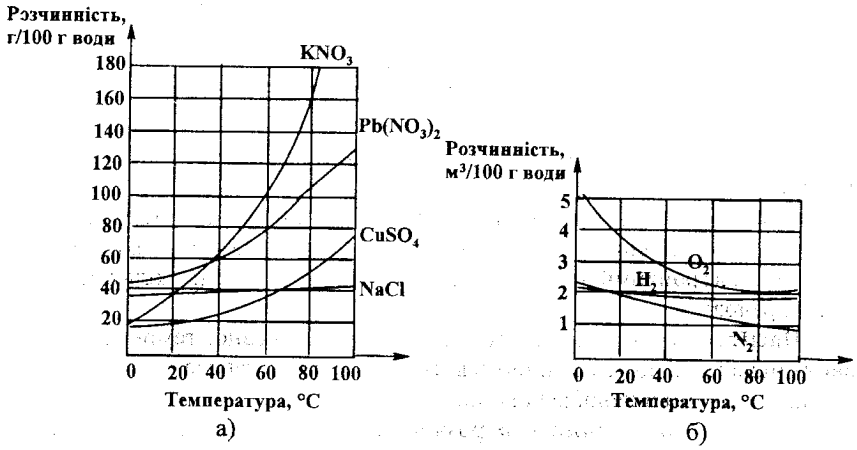
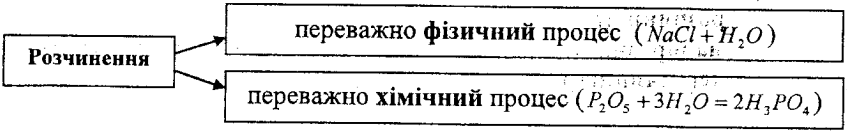


Рисунок 6.1 – Залежність розчинності речовин від температури: а) твердих речовин; б) газів.

Розчинення – це фізико-хімічний процес, в якому може переважати фізична або хімічна складова.



Кристалогідрати – містять хімічно зв'язану воду в складі кристалів (кристалізаційну воду).

Концентрація розчину – це вміст розчиненої речовини в одиниці маси або об'єму розчину.

Масова частка у частках одиниці або у відсотках показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в 100 *г* розчину.

Масова частка розчиненої речовини – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину:

$$\omega = \frac{m_{р.р-ни}}{m_{р-ну}} \text{ або } \omega = \frac{m_{р.р-ни}}{m_{р-ну}} \cdot 100\%;$$

$$m_{р-ну} = m_{р.р-ни} + m_{р-ка},$$

де ω – масова частка розчиненої речовини у розчині;

$m_{р.р-ни}$ – маса розчиненої речовини, г;

$m_{р-ну}$ – маса розчину, г;

$m_{р-ка}$ – маса розчинника, г;

$$m_{р-ну} = \rho_{р-ну} \cdot V_{р-ну},$$

де $m_{р-ну}$ – маса розчину, г;

$\rho_{р-ну}$ – густина розчину, г/мл;

$V_{р-ну}$ – об'єм розчину, мл.

Молярна концентрація розчину – це відношення кількості речовини, розчиненої в розчині, до об'єму розчину. Вона показує, скільки молів розчиненої речовини міститься в 1 *л* розчину.

$$C = \frac{\nu_{р.р-ни}}{V_{р-ну}},$$

де C – молярна концентрація розчину, *моль/л*;

$\nu_{р.р-ни}$ – кількість речовини, розчиненої в розчині, *моль*;

$V_{р-ну}$ – об'єм розчину, *л*.

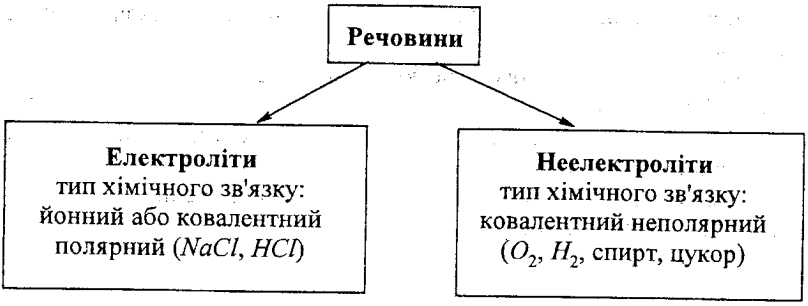
Наприклад, розчин з С = 2 *моль/л* прийнято позначати 2*М* («двомолярний»).

За вмістом розчиненої речовини розчини поділяються на концентровані і розведені.

6.2 Розчини електролітів

Електроліти – це речовини, які в розчиненому або в розплавленому стані здатні проводити електричний струм.

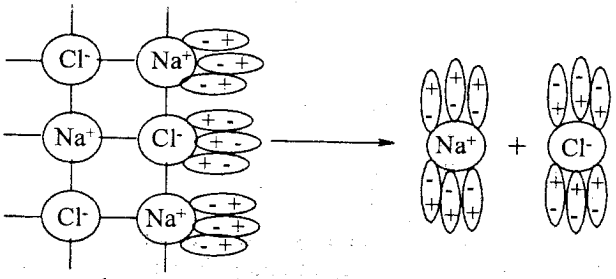
Неелектроліти – це речовини, які в розчиненому або розплавленому стані не проводять електричний струм.



Електролітична дисоціація – це процес розпаду електролітів на йони.

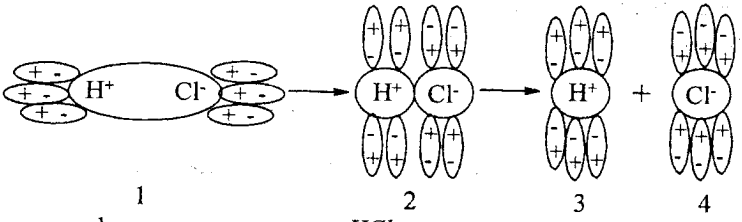
Механізм електролітичної дисоціації

Схема електролітичної дисоціації *NaCl* у водному розчині:



1 – кристал *NaCl* на початку гідратації, (- +) – диполь (молекула води);
2 – гідратований катіон; 3 – гідратований аніон.

Схема електролітичної дисоціації *HCl* у водному розчині:



1 – полярна молекула *HCl* на початку гідратації,
(- +) – диполь (молекула води);
2 – перетворення полярної молекули на йони під впливом диполів води;
3 – гідратований катіон; 4 – гідратований аніон.

Кількісною характеристикою процесу електролітичної дисоціації є **ступінь електролітичної дисоціації** (позначається грецькою літерою «альфа» α).

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

$$\alpha = \frac{n}{N}, \text{ або } \alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%.$$

За величиною ступеня дисоціації електроліти поділяються на сильні (понад 40 %), середні (9 – 40 %) і слабкі (менше 9 % в 0,1 М розчині), таблиця 6.1.

Кількісною характеристикою сили слабких електролітів є константа дисоціації, значення якої наведено в таблиці Е.1 (додаток Е).

Таблиця 6.1 – Приклади електролітів різної сили

Електроліти		
сильні	**середньої сили**	**слабкі**
дисоціюють на йони повністю: 1) кислоти – H_2SO_4, HNO_3, HCl, HI, HBr, $HClO_4$; 2) луги – гідроксиди лужних і лужно-земельних металів; 3) розчини солей, добре розчинних у воді	кислоти – H_2SO_3, H_3PO_4	дисоціюють на йони частково: 1) кислоти – H_2CO_3, H_2S, HNO_2, $HClO$, HCN, H_2SiO_3; 2) основи і солі, нерозчинні у воді, а також NH_4OH; 3) майже всі органічні кислоти – CH_3COOH та інші; 4) вода

Константа дисоціації – це константа рівноваги процесу дисоціації. Наприклад:

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$K_{дис.} = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]}.$$

Основні положення теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса (1887р.).

1. Електроліти при розчиненні або розплавленні розпадаються на катіони і аніони.
2. Йони в розчинах і розплавах рухаються хаотично, а під дією електричного струму – направлено.
3. Електролітична дисоціація – оборотний процес.
4. Ступінь дисоціації залежить від природи електроліту та розчинника, температури та концентрації розчину.

Електролітична дисоціація кислот, основ та солей

Кислоти – це сполуки, які під час дисоціації утворюють катіони гідрогену та аніони кислотного залишку, наприклад:

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-; \; H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-};$$

Багатоосновні кислоти, які належать до слабких електролітів, дисоціюють ступінчасто (поступово), наприклад:

перший ступінь $H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$;

другий ступінь $H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$;

третій ступінь $HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$

Дисоціація багатоосновних кислот відбувається головним чином за першим ступенем, меншою мірою за другим і незначною мірою за третім.

Основи – це сполуки, які під час дисоціації утворюють катіони металів і гідроксид-іони, наприклад:

$$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-; \qquad LiOH \rightleftharpoons Li^+ + OH^-;$$

Основи, що містять декілька гідроксильних груп, дисоціюють ступінчасто, наприклад:

перший ступінь $Cu(OH)_2 \rightleftharpoons CuOH^+ + OH^-$

другий ступінь $CuOH^+ \rightleftharpoons Cu^{2+} + OH^-$.

Гідроксиди амфотерних металів (*Be, Zn, Al, Cr* та інших), при дисоціації яких утворюються як йони гідрогену, так і гідрооксид-іони, називають **амфолітами**. Наприклад:

основна дисоціація амфоліту

перший ступінь $Zn(OH)_2 \rightleftharpoons ZnOH^+ + OH^-$;

другий ступінь $ZnOH^+ \rightleftharpoons Zn^{2+} + OH^-$;

кислотна дисоціація амфоліту

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

Солі – це сполуки, які під час дисоціації утворюють катіони металу та аніони кислотного залишку.

Наприклад, **середні солі**:

$$Na_2SO_4 \rightleftharpoons 2Na^+ + SO_4^{2-}; \qquad NH_4Cl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-.$$

Кислі та основні солі дисоціюють ступінчасто:

кислі солі:

перший ступінь $KHS \rightleftharpoons K^+ + HS^-$;

другий ступінь $HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$.

основні солі:

перший ступінь $MgOHCl \rightleftharpoons MgOH^+ + Cl^-$;

другий ступінь $MgOH^+ \rightleftharpoons Mg^{2+} + OH^-$.

Дисоціація води

Вода – слабкий електроліт ($\alpha = 1{,}8 \cdot 10^{-9}$), що дисоціює на йони:

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

Добуток концентрацій йонів гідрогену та гідросилу є величиною сталою за даної температури, його називають **йонним добутком води** – $K_{води}$. При 22 °С йонний добуток води дорівнює $1 \cdot 10^{-14}$.

$$K_{води} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14},$$

де $K_{води}$ – йонний добуток води при 22 °С.
$[H^+]$ – молярна концентрація йонів H^+;
$[OH^-]$ – молярна концентрація йонів OH^-.

Йонний добуток води – стала величина як для чистої води, так і для розбавлених розчинів електролітів (кислот, основ, солей) за даної температури. Це означає, що збільшення у водному розчині концентрації йонів гідрогену $[H^+]$ завжди супроводжується зменшенням концентрації йонів гідроксилу $[OH^-]$ і навпаки.

Сталість йонного добутку води дає змогу кількісно оцінити реакцію середовища на основі співвідношень:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} \text{ та } [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}$$

За кислотно-основними властивостями розчини поділяються на кислі, нейтральні і лужні.

Для кількісної характеристики середовища можна використовувати молярну концентрацію йонів гідрогену $[H^+]$. Але зручніше використовувати десятковий логарифм молярної концентрації йонів H^+, взятий з протилежним знаком. Ця величина називається **водневим показником**, її позначають символом ***pH*** (читається "пе-аш"):

$$pH = -lg\,[H^+],$$

де $[H^+]$ – молярна концентрація йонів гідрогену, моль/л.

За аналогією з *pH* введено гідроксильний показник – десятковий логарифм молярної концентрації йонів OH^-:

$$pOH = -lg\,[OH^-],$$

де $[OH^-]$ – молярна концентрація йонів гідроксилу, моль/л.

Між водневим і гідроксильним показниками існує зв'язок:

$$pH + pOH = 14$$

Співвідношення між концентраціями йонів гідрогену $[H^+]$, значеннями *pH* та реакцією розчину можна подати за такою схемою:

Кислотність середовища можна визначити за допомогою кислотно-основних індикаторів, які здатні змінювати своє забарвлення залежно від концентрації йонів $[H^+]$ в розчині, табл. 6.2.

Таблиця 6.2 – Характеристика кислотно-основних індикаторів

Індикатор	Забарвлення	
	у кислому середовищі	у лужному середовищі
метиловий оранжевий	червоне	жовте
лакмус	червоне	синє
фенолфталеїн	безбарвне	малинове

Кислотно-основні індикатори – це слабкі органічні основи та кислоти. Йон і молекула кислотно-основного індикатора мають різні забарвлення. Універсальний індикатор здатний змінювати своє забарвлення від червоного до синього в залежності від величини pH розчину. Кожний відтінок кольору наближено відповідає певному значенню pH розчину за спеціальною шкалою кольорів.

Найточніше pH розчину можна визначити за допомогою спеціальних приладів pH-метрів.

Реакції йонного обміну

Реакції йонного обміну – це реакції обміну в розчинах за участю йонів.

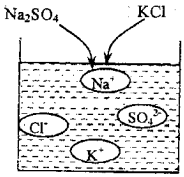
Умови, за яких реакції йонного обміну проходять до кінця:

- виділення газу;
- утворення осаду;
- утворення слабкого електроліту (води тощо).

Якщо ці умови не виконуються, то реакції йонного обміну **не відбуваються**, в розчині утворюється суміш йонів, наприклад:

$$Na_2SO_4 + 2KCl \rightleftharpoons 2NaCl + K_2SO_4,$$

$$2Na^+ + SO_4^{2-} + 2K^+ + 2Cl^- \rightleftharpoons 2Na^+ + 2Cl^- + 2K^+ + SO_4^{2-}.$$



Хімічна суть реакцій йонного обміну наочно передається рівнянням реакції, записаним у йонній формі.

1. Приклад реакції йонного обміну, в результаті якої **утворюється газ** (виділення газу позначають ↑).

Молекулярне рівняння реакції:

$$K_2CO_3 + 2HNO_3 = 2KNO_3 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

Повне йонне рівняння реакції:

$$2K^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + 2NO_3^- = 2K^+ + 2NO_3^- + H_2O + CO_2.$$

Скорочене йонне рівняння реакції:

$$CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + CO_2\uparrow.$$

2. Приклад реакції йонного обміну, в результаті якої **утворюється осад** (утворення осаду позначають ↓).

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = 2NaCl + BaSO_4\downarrow,$$

$$2Na^+ + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + 2Cl^- = 2Na^+ + 2Cl^- + BaSO_4\downarrow,$$

$$SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4\downarrow.$$

3. Приклад реакції йонного обміну, в результаті якої **утворюється слабкий електроліт.**

$$2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O,$$

$$2K^+ + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2K^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O$$

$$2OH^- + 2H^+ = 2H_2O.$$

Гідроліз солей

Гідроліз солі – це взаємодія солі з водою, в результаті якої утворюється слабкий електроліт і змінюється кислотність (*pH*) середовища. За відношенням до води всі солі поділяються на чотири групи залежно від природи катіона та аніона, що входять до складу солі.

1. Сіль, утворена сильною основою і слабкою кислотою, при розчиненні у воді гідролізується з утворенням лужного середовища, pH > 7.

2. Сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою, при розчиненні у воді гідролізується з утворенням кислого середовища, pH < 7.

3. Сіль, утворена слабкою основою і слабкою кислотою, гідролізується повністю з утворенням слабкої основи і слабкої кислоти, середовище близьке до нейтрального, pH ≈ 7.

4. Сіль, утворена сильною основою і сильною кислотою, при розчиненні у воді не гідролізується, середовище нейтральне pH = 7.

При кімнатній температурі, для не дуже розведених розчинів солей, гідроліз проходить, переважно, тільки за першим ступенем.

Приклади гідролізу солей.

1. Сіль Na_2CO_3, утворена сильною основою $NaOH$ і слабкою кислотою H_2CO_3.

Перший ступінь гідролізу:

1) молекулярне рівняння гідролізу

$$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons NaHCO_3 + NaOH.$$

2) повне йонне рівняння гідролізу

$$2Na^+ + CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons Na^+ + HCO_3^- + Na^+ + \mathbf{OH^-},$$

3) скорочене йонне рівняння гідролізу

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + \mathbf{OH^-},\ pH > 7.$$

2. Сіль $AlCl_3$, утворена слабкою основою $Al(OH)_3$ і сильною кислотою HCl.

Перший ступінь гідролізу:

1) молекулярне рівняння гідролізу

$$AlCl_3 + H_2O \rightleftharpoons Al(OH)Cl_2 + HCl.$$

2) повне йонне рівняння гідролізу

$$Al^{3+} + 3Cl^- + H_2O \rightleftharpoons Al(OH)^{2+} + 2Cl^- + \mathbf{H^+} + Cl^-,$$

3) скорочене йонне рівняння гідролізу

$$Al^{3+} + H_2O \rightleftharpoons Al(OH)^{2+} + \mathbf{H^+},\ pH < 7.$$

3. Сіль $(NH_4)_2S$, утворена слабкою основою NH_4OH і слабкою кислотою H_2S, гідролізується повністю.

$$(NH_4)_2S + 2H_2O = 2NH_4OH + H_2S\uparrow,\ pH \approx 7.$$

4. Сіль K_2SO_4, утворена сильною основою KOH і сильною кислотою H_2SO_4, не гідролізується, pH середовища не змінюється.

6.3 Розв'язування типових задач

Завдання 137. Натрій хлорид масою 6 *г* розчинили у воді масою 194 *г*. Яка масова частка натрій хлориду у добутому розчині?

Дано:
$m(NaCl) = 6\ г$
$m(H_2O) = 194\ г$

$\omega(NaCl) - ?$

$$\omega = \frac{m_{р.р-ни}}{m_{р-ну}} \cdot 100\ \%;$$

Розчинена речовина – $NaCl$, розчинник – H_2O.

$$m_{р-ну} = m_{р.р-ни} + m_{р-ка} = m(NaCl) + m(H_2O);$$

$$\omega(NaCl) = \frac{m(NaCl)}{m(NaCl) + m(H_2O)} \cdot 100\% =$$

$$= \frac{6\ г}{6\ г + 194\ г} \cdot 100\ \% = 3\ \%.$$

Відповідь: масова частка *NaCl* у добутому розчині 3 %.

Завдання 138. Скільки грамів купрум (II) сульфату міститься в 15 *г* розчину з масовою часткою купрум (II) сульфату 0,05?

Дано:
$m_{р-ну} = 15\ г$
$\omega(CuSO_4) = 0{,}05$
$m(CuSO_4) - ?$

$$\omega = \frac{m_{р.р-ни}}{m_{р-ну}};\ \ m_{р.р-ни} = \omega \cdot m_{р-ну};$$

Розчинена речовина – $CuSO_4$, розчинник – H_2O.

$$m(CuSO_4) = \omega(CuSO_4) \cdot m_{р-ну} = 0{,}05 \cdot 15\ г = 0{,}75\ г.$$

Відповідь: в розчині міститься 0,75 *г* купрум (II) сульфату.

Завдання 139. Скільки грамів натрій гідроксиду і води треба взяти для приготування 500 *г* розчину з масовою часткою лугу 10 %?

Дано:
$m_{р-ну} = 500\ г$
$\omega(NaOH) = 10\ \%$
$m(NaOH) - ?$
$m(H_2O) - ?$

$$\omega = \frac{m_{р.р-ни}}{m_{р-ну}} \cdot 100\ \%;\ \ m_{р.р-ни} = \frac{\omega \cdot m_{р-ну}}{100\%};$$

Розчинена речовина – $NaOH$, розчинник – H_2O.

$$m(NaOH) = \frac{\omega(NaOH) \cdot m_{р-ну}}{100\%} = \frac{10\% \cdot 500\ г}{100\%} = 50\ г;$$

$$m_{р-ну} = m_{р.р-ни} + m_{р-ка} = m(NaOH) + m(H_2O);$$

$$m(H_2O) = m_{р-ну} - m(NaOH) = 500\ г - 50\ г = 450\ г.$$

Відповідь: для приготування розчину треба 50 *г* $NaOH$ та 450 *г* води.

Завдання 140. У 2 *кг* води розчинили 224 *л* гідроген хлориду за нормальних умов. З якою масовою часткою гідроген хлориду утворився розчин?

Дано:
$m(H_2O) = 2\ кг$
$V(HCl) = 224\ л$
$\omega(HCl) - ?$

Розчинена речовина – HCl (газ), розчинник – H_2O.

1) обчислимо кількість речовини гідроген хлориду HCl:

$$\nu(HCl) = \frac{V(HCl)}{V_\mu} = \frac{224\ л}{22{,}4\ л/моль} = 10\ моль;$$

2) обчислимо масу HCl ($M(HCl) = 36{,}5\ г/моль$):

$$m(HCl) = \nu(HCl) \cdot M(HCl) = 10\ моль \cdot 36{,}5\ г/моль = 365\ г$$

3) обчислимо масу розчину:

$m_{р-ну} = m(HCl) + m(H_2O) = 365\ г + 2000\ г = 2365\ г$

4) обчислимо масову частку HCl у розчині:

$$\omega(HCl) = \frac{m(HCl)}{m_{р-ну}} \cdot 100\ \% = \frac{365\ г}{2365\ г} \cdot 100\ \% = 15\ \%.$$

Відповідь: масова частка *HCl* у розчині 15 %.

Завдання 141. В 400 *г* розчину з масовою часткою калій гідроксиду 10 % розчинили 20 *г* калій гідроксиду. Обчислити масову частку лугу в утвореному розчині.

Дано:
$m_{р-ну} = 400\ г$
$\omega(KOH) = 10\ \%$
$\Delta m(KOH) = 20\ г$
$\omega'(KOH) - ?$

Розчинена речовина – *KOH*, розчинник – H_2O.

1) обчислимо масу розчиненої речовини у початковому розчині:

$$\omega(KOH) = \frac{m(KOH)}{m_{р-ну}} \cdot 100\ \%;$$

$$m(KOH) = \frac{\omega(KOH) \cdot m_{р-ну}}{100\ \%} = \frac{10\ \% \cdot 400\ г}{100\ \%} = 40\ г.$$

2) обчислимо масу розчиненої речовини в утвореному розчині:

$$m'(KOH) = m(KOH) + \Delta m(KOH) = 40\ г + 20\ г = 60\ г.$$

3) обчислимо масу утвореного розчину:

$$m'_{р-ну} = m_{р-ну} + \Delta m(KOH) = 400\ г + 20\ г = 420\ г.$$

4) обчислимо масову частку *KOH* в утвореному розчині:

$$\omega'(KOH) = \frac{m'(KOH)}{m'_{р-ну}} \cdot 100\ \% = \frac{60\ г}{420\ г} \cdot 100\ \% = 14{,}29\ \%.$$

Відповідь: масова частка *KOH* в утвореному розчині 14,29 %.

Завдання 142. У розчині об'ємом 200 *мл* міститься натрій гідроксид масою 8 *г*. Обчислити молярну концентрацію цього розчину.

Дано:
$V_{р-ну} = 200\ мл$
$m(NaOH) = 8\ г$
$C(NaOH) - ?$

$$C = \frac{\nu_{р.р-ни}}{V_{р-ну}} = \frac{m_{р.р-ни}}{M_{р.р-ни} \cdot V_{р-ну}};$$

$M(NaOH) = 40\ г/моль$; $V_{р-ну} = 200\ мл = 0{,}2\ л$;

$$C = \frac{m_{р.р-ни}}{M_{р.р-ни} \cdot V_{р-ну}} = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH) \cdot V_{р-ну}} =$$

$$= \frac{8\ г}{40\ г/моль \cdot 0{,}2\ л} = 1\ моль/л$$

Відповідь: молярна концентрація розчину 1 *моль/л*.

Завдання 143. Обчислити масу натрій гідроксиду, яка необхідна для приготування розчину об'ємом 250 *мл*, молярна концентрація якого 0,3 *моль/л*.

Дано:
$V_{р-ну} = 250\,мл$
$C(NaOH) = 0{,}3\,моль/л$
$m(NaOH) - ?$

$$C = \frac{\nu_{р.р-ни}}{V_{р-ну}} = \frac{m_{р.р-ни}}{M_{р.р-ни} \cdot V_{р-ну}} = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH) \cdot V_{р-ну}};$$

$$m(NaOH) = C \cdot M(NaOH) \cdot V_{р-ну};$$

$M(NaOH) = 40$ *г/моль*; $V_{р-ну} = 250$ *мл* $= 0{,}25$ *л*;

$$m(NaOH) = 0{,}3\ моль/л \cdot 40\ г/моль \cdot 0{,}25\ л = 3\ г.$$

Відповідь: необхідно 3 *г NaOH*.

Завдання 144. Визначити масову частку хлоридної кислоти у розчині з молярною концентрацією кислоти 8 *моль/л* і густиною розчину – 1,13 *г/мл*.

Дано:
$C(HCl) = 8\ моль/л$
$\rho_{р-ну} = 1{,}23\ г/мл$
$\omega(HCl) - ?$

Припустимо, що маса розчину дорівнює 100 *г*.

1) обчислимо об'єм розчину хлоридної кислоти масою 100 *г*:

$$\rho_{р-ну} = \frac{m_{р-ну}}{V_{р-ну}};\ V_{р-ну} = \frac{m_{р-ну}}{\rho_{р-ну}} = \frac{100\ г}{1{,}13\ г/мл} = 88{,}5\ мл;$$

$$V_{р-ну} = 88{,}5\ мл = 0{,}0885\ л$$

2) визначимо кількість речовини *HCl* в даному об'ємі розчину:

$$C = \frac{\nu_{р.р-ни}}{V_{р-ну}};$$

$$\nu(HCl) = C \cdot V_{р-ну} = 8\ моль/л \cdot 0{,}0885\ л = 0{,}71\ моль;$$

3) визначимо масу хлоридної кислоти:

$m(HCl) = \nu(HCl) \cdot M(HCl)$; $M(HCl) = 36{,}5$ *г/моль*;

$$m(HCl) = \nu(HCl) \cdot M(HCl) = 0{,}71\,моль \cdot 36{,}5\ г/моль =$$

$$= 25{,}92\ г$$

4) визначимо масову частку хлоридної кислоти в даному розчині:

$$\omega = \frac{m_{р.р-ни}}{m_{р-ну}} \cdot 100\,\% = \frac{m(HCl)}{m_{р-ну}} \cdot 100\,\% = \frac{25{,}92\ г}{100\ г} \cdot 100\,\% =$$

$$= 25{,}92\,\%$$

Відповідь: масова частка хлоридної кислоти у 8М розчині – 25,92 %.

Завдання 145. Чому дорівнює концентрація гідроген-іонів і гідроксид-іонів у розчині з pH = 3?

Дано:
pH = 3

$[H^+] - ?$
$[OH^-] - ?$

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

$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3}$ моль/л;

Для будь-яких водних розчинів справедлива рівність:

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

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Відповідь: $[H^+] = 10^{-3}$ моль/л, $[OH^-] = 10^{-11}$ моль/л.

Завдання 146. Визначити концентрацію йонів $[OH^-]$, якщо $[H^+] = 10^{-5}$ моль/л.

Дано:
$[H^+] = 10^{-5}$ моль/л

$[OH^-] - ?$

Для будь-яких водних розчинів справедлива рівність:

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

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9} \text{ моль/л.}$$

Відповідь: $[OH^-] = 10^{-9}$ моль/л.

Завдання 147. Записати молекулярні та повні і скорочені йонні рівняння реакцій за наведеними нижче схемами. Визначити, яка з реакцій йонного обміну не проходить до кінця. Для розв'язування використати таблицю Д.1 (додаток Д).

1) $AgNO_3 + CaCl_2 \rightarrow$
2) $NaNO_3 + KOH \rightarrow$
3) $Zn(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$

1) **молекулярне** рівняння реакції:

$$2AgNO_3 + CaCl_2 = 2AgCl\downarrow + Ca(NO_3)_2;$$

повне йонне рівняння реакції:

$$2Ag^+ + 2NO_3^- + Ca^{2+} + 2Cl^- = 2AgCl\downarrow + Ca^{2+} + 2NO_3^-;$$

скорочене йонне рівняння реакції:

$$2Ag^+ + 2Cl^- = 2AgCl\downarrow.$$

Дана реакція йонного обміну проходить до кінця, оскільки в результаті реакції утворився осад.

2) **молекулярне** рівняння реакції:

$$NaNO_3 + KOH \rightleftharpoons KNO_3 + NaOH;$$

повне йонне рівняння реакції:

$$Na^+ + NO_3^- + K^+ + OH^- \rightleftharpoons K^+ + NO_3^- + Na^+ + OH^-.$$

Дана реакція йонного обміну не проходить до кінця; у розчині будуть існувати чотири види йонів; скорочене йонне рівняння записати неможливо.

3) **молекулярне** рівняння реакції:

$$Zn(OH)_2 + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + 2H_2O;$$

повне йонне рівняння реакції:

$$Zn(OH)_2 + 2H^+ + 2NO_3^- = Zn^{2+} + 2NO_3^- + 2H_2O;$$

скорочене йонне рівняння реакції:

$$Zn(OH)_2 + 2H^+ = Zn^{2+} + 2H_2O.$$

Дана реакція йонного обміну проходить до кінця, оскільки в результаті реакції утворився слабкий електроліт – вода; $Zn(OH)_2$ – нерозчинна речовина, тому у повному і скороченому йонних рівняннях записується у молекулярному вигляді.

Відповідь: до кінця не проходить реакція між розчинами речовин $NaNO_3$ і KOH.

Завдання 148. Записати молекулярне рівняння реакції, яке відповідає скороченому йонному рівнянню:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow BaSO_4\downarrow.$$

Оскільки у розчині присутні йони Ba^{2+} та SO_4^{2-}, тому вихідні речовини, що містять ці йони, повинні бути розчинними, їх необхідно підібрати за таблицею розчинності (табл. Д1). Наприклад, як вихідні речовини можна використати $BaCl_2$ і H_2SO_4.

Молекулярне рівняння реакції:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl.$$

Повне йонне рівняння реакції:

$$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2H^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow + 2H^+ + 2Cl^-.$$

Скорочене йонне рівняння:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow.$$

Отримане скорочене йонне рівняння збігається з наведеним в умові завдання.

Відповідь: молекулярне рівняння:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl.$$

Завдання 149. Визначити pH середовища у розчинах солей:

1) KNO_3; 3) $ZnCl_2$;
2) Na_3PO_4; 4) Al_2S_3.

1) сіль KNO_3, утворена сильною основою KOH і сильною кислотою HNO_3, при розчиненні у воді гідролізу не піддається; середовище буде нейтральним, $pH = 7$;

2) сіль Na_3PO_4, утворена сильною основою $NaOH$ і слабкою кислотою H_3PO_4, при розчиненні у воді гідролізується з утворенням лужного середовища, отже $pH > 7$;

3) сіль $ZnCl_2$, утворена слабкою основою $Zn(OH)_2$ і сильною кислотою HCl, при розчиненні у воді гідролізується з утворенням кислого середовища, $pH < 7$;

4) сіль Al_2S_3, утворена слабкою основою $Al(OH)_3$ і слабкою кислотою H_2S, при розчиненні у воді гідролізується повністю з утворенням слабкої основи і слабкої кислоти, $pH \approx 7$.

6.4 Завдання для самостійної роботи

Завдання 150. Яку масу цукру необхідно розчинити у 75 *г* води для одержання розчину з масовою часткою цукру 25 %?

Завдання 151. Визначити масову частку натрій гідроксиду у розчині, одержаному розчиненням 25 *г* $NaOH$ у 75 *г* води.

Завдання 152. В якому об'ємі води необхідно розчинити глюкозу масою 50 *г*, щоб утворився розчин з масовою часткою глюкози 25 %?

Завдання 153. Скільки грамів калій гідроксиду KOH потрібно для приготування 1 *л* розчину з масовою часткою KOH 10 % (густина розчину 1,13 *г/мл*)?

Завдання 154. Визначити масову частку натрій сульфату у розчині, одержаному розчиненням 100 *г* Na_2SO_4 у 900 *г* води.

Завдання 155. Визначити масу води, у якій необхідно розчинити 10 *г* солі $NaCl$ для одержання розчину з масовою часткою натрій хлориду 10 %.

Завдання 156. Визначити масову частку калій нітрату у розчині, одержаному розчиненням 1 *г* KNO_3 у 9 *г* води.

Завдання 157. Скільки грамів кальцій хлориду необхідно взяти для приготування 200 *г* розчину з масовою часткою $CaCl_2$ 0,05?

Завдання 158. Яку масу аргентум нітрату необхідно розчинити у 18 *г* води для одержання розчину з масовою часткою $AgNO_3$ 10 %?

Завдання 159. Визначити масову частку калій хлориду у розчині, одержаному розчиненням 5 *г* KCl у 45 *г* води.

Завдання 160. Визначити масу води, в якій необхідно розчинити 10 *г* $Ba(NO_3)_2$ для одержання розчину з масовою часткою барій нітрату 10 %.

Завдання 161. У 2 *л* води розчинили 112 *л* гідроген хлориду за нормальних умов. Визначити масову частку HCl в добутому розчині.

Завдання 162. Скільки грамів соди Na_2CO_3 та який об'єм води необхідно взяти для приготування 100 *г* розчину з масовою часткою Na_2CO_3 5 %?

Завдання 163. Визначити масу води, у якій необхідно розчинити 5 *г* кухонної солі $NaCl$ для одержання розчину з масовою часткою натрій хлориду 20 %.

Завдання 164. Визначити масову частку натрій нітрату у розчині, одержаному розчиненням 50 *г* $NaNO_3$ у 50 *г* води.

Завдання 165. Обчислити масову частку калій нітрату в розчині, утвореному з 0,2 *моль* KNO_3 і 5 *моль* води.

Завдання 166. Обчислити масову частку калій карбонату в розчині, виготовленому з 0,2 *моль* K_2CO_3 і 172,4 *г* води.

Завдання 167. Обчислити масу нітратної кислоти в 2 *л* розчину з масовою часткою кислоти 10 % і густиною 1,05 *г/мл*.

Завдання 168. До вихідного розчину магній сульфату масою m_1 з масовою часткою $\omega_1(MgSO_4)$ додали певну кількість цієї ж солі $\Delta m(MgSO_4)$. Обчислити масову частку солі в добутому розчині $\omega_2(MgSO_4)$ згідно з варіантом завдання.

Варіант	Маса вихідного розчину, $m_{1\ р\text{-}ну}$, *г*	Масова частка, $\omega_1(MgSO_4)$, %	Маса $MgSO_4$, яку додали до вихідного розчину, $\Delta m(MgSO_4)$, *г*
1	400	10	50
2	300	20	20
3	200	40	40
4	150	20	10
5	800	20	60
6	400	10	80
7	300	20	30
8	200	40	15
9	150	20	5
10	400	10	25

Завдання 169. До вихідного розчину натрій гідроксиду масою m_1 з масовою часткою $\omega_1(NaOH)$ додали певну кількість води $\Delta V(H_2O)$. Обчислити масову частку натрій гідроксиду $\omega_2(NaOH)$ в добутому розчині згідно з варіантом завдання.

Варіант	Маса вихідного розчину, $m_{1\ р\text{-}ну}$, *г*	Масова частка, $\omega_1(NaOH)$, *%*	Об'єм води, який додали до вихідного розчину $\Delta V(H_2O)$, *мл*
1	70	20	30
2	60	40	20
3	30	50	20
4	40	30	20
5	20	80	12
6	70	20	70
7	60	40	40
8	30	50	30
9	40	30	40
10	20	80	20

Завдання 170. Скільки грамів натрій карбонату потрібно взяти для приготування 5 *л* розчину з масовою часткою Na_2CO_3 13 % (густина розчину дорівнює 1,13 *г/мл*)?

Завдання 171. Обчислити масу розчиненої у воді солі, якщо відома молярна концентрація та заданий об'єм розчину, згідно з варіантом завдання.

Варіант	Формула солі	Молярна концентрація розчину солі, *моль/л*	Об'єм розчину, *мл*
1	$NaCl$	0,5	200
2	$Mg(NO_3)_2$	1	100
3	Na_2CO_3	0,3	75
4	$AlCl_3$	0,8	250
5	$CuSO_4$	0,25	500
6	$AgNO_3$	0,1	400
7	K_3PO_4	3	150
8	Na_2SO_4	4	200
9	$CaCl_2$	0,1	100
10	KBr	2	1000

Завдання 172. Обчислити молярну концентрацію речовини у розчині.

Варіант	Речовина	Масова частка, %	Густина розчину, *г/мл*
1	H_2SO_4	63	1,53
2	Na_2CO_3	16	1,17
3	H_3PO_4	47,7	1,32

Завдання 173. Скільки молів натрій гідроксиду необхідно взяти для виготовлення 0,5 *л* 4М розчину.

Завдання 174. Визначити масову частку сульфатної кислоти у 8М розчині, густина якого 1,44 *г/мл*.

Завдання 175. Визначити *pH* розчину згідно з варіантом завдання.

Варіант	Завдання	Варіант	Завдання
1	$[OH^-] = 10^{-1}$ *моль/л*	4	$[OH^-] = 10^{-3}$ *моль/л*
2	$[H^+] = 10^{-1}$ *моль/л*	5	$[OH^-] = 10^{-9}$ *моль/л*
3	$[H^+] = 10^{-7}$ *моль/л*	6	$[H^+] = 10^{-2}$ *моль/л*

Завдання 176. Визначити концентрацію йонів H^+ або OH^- у розчині згідно з варіантом завдання.

Варіант	Характеристика розчину	Йон, концентрацію якого потрібно визначити
1	$pH = 10$	H^+
2	$[H^+] = 10^{-5}$ *моль/л*	OH^-
3	$pH = 7$	OH^-
4	$[OH^-] = 10^{-10}$ *моль/л*	H^+
5	$[H^+] = 10^{-9}$ *моль/л*	OH^-

Завдання 177. Чому дорівнює концентрація гідроген-іонів і гідроксид-іонів у розчині з $pH = 4$?

Завдання 178. Записати молекулярні та повні і скорочені йонні рівняння реакцій за наведеними нижче схемами. Визначити, яка з реакцій йонного обміну у кожному варіанті завдань не проходить до кінця.

Варіант	Завдання	Варіант	Завдання
1	1) $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow$ 2) $ZnS + HCl \rightarrow$ 3) $Al_2(SO_4)_3 + BaCl_2 \rightarrow$ 4) $K_2SO_4 + NaCl \rightarrow$	4	1) $KOH + H_2SO_4 \rightarrow$ 2) $NaOH + AlCl_3 \rightarrow$ 3) $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ 4) $NaCl + KNO_3 \rightarrow$
2	1) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$ 2) $AgNO_3 + CaCl_2 \rightarrow$ 3) $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ 4) $NaCl + KOH \rightarrow$	5	1) $FeS + HCl \rightarrow$ 2) $FeCl_3 + HNO_3 \rightarrow$ 3) $AlCl_3 + KOH \rightarrow$ 4) $Fe(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow$
3	1) $NaOH + HNO_3 \rightarrow$ 2) $K_2SO_4 + NaOH \rightarrow$ 3) $Na_3PO_4 + CaCl_2 \rightarrow$ 4) $FeCl_2 + NaOH \rightarrow$	6	1) $FeCl_2 + K_2SO_4 \rightarrow$ 2) $CuSO_4 + NaOH \rightarrow$ 3) $CO_2 + KOH \rightarrow$ 4) $FeS + HCl \rightarrow$

Завдання 179. Записати молекулярні рівняння реакцій, які відповідають скороченим йонним рівнянням, відповідно до варіантів завдань.

Варіант	Завдання	
1	$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O;$	$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow.$
2	$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O;$	$2PO_4^{3-} + 3Ba^{2+} \rightarrow Ba_3(PO_4)_2\downarrow.$
3	$CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + H_2O;$	$Mg + 2H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2\uparrow.$
4	$NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O;$	$Zn^{2+} + S^{2-} \rightarrow ZnS\downarrow.$
5	$Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3\downarrow;$	$3Ca^{2+} + 2PO_4^{3-} \rightarrow Ca_3(PO_4)_2\downarrow.$
6	$Cu(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2H_2O;$	$Zn^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow ZnCO_3\downarrow.$
7	$Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu;$	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow.$
8	$Fe(OH)_3 + 3H^+ \rightarrow Fe^{3+} + 3H_2O;$	$2H^+ + S^{2-} \rightarrow H_2S\uparrow.$
9	$Zn(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2H_2O;$	$3Mg^{2+} + 2PO_4^{3-} \rightarrow Mg_3(PO_4)_2\downarrow.$
10	$Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS\downarrow;$	$Cu^{2+} + S^{2-} \rightarrow CuS\downarrow.$
11	$FeO + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2O;$	$Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow.$
12	$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow;$	$2H^+ + SiO_3^{2-} \rightarrow H_2SiO_3\downarrow.$

Завдання 180. Визначити pH середовища у розчинах солей відповідно до варіантів завдань:

Варіант	Завдання	Варіант	Завдання
1	1) $Cu(NO_3)_2$; 2) Na_2SO_3; 3) KCl; 4) Al_2S_3.	4	1) $MgCl_2$; 2) KBr; 3) $Cr(NO_3)_3$; 4) Li_2CO_3.
2	1) $FeSO_4$; 2) K_2CO_3; 3) $Al(NO_3)_3$; 4) $NaCl$.	5	1) Fe_2S_3; 2) $CuBr_2$; 3) K_3PO_4; 4) $NaNO_3$.
3	1) K_2S; 2) Fe_2S_3; 3) $ZnSO_4$; 4) $LiNO_3$.	6	1) K_2SO_4; 2) $FeBr_2$; 3) $Zn(NO_3)_2$; 4) Na_2SO_3.

7 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Ступінь окиснення. Процеси окиснення та відновлення. Окисники і відновники. Окисно-відновні реакції. Метод електронного балансу.

Ключові слова і терміни:

українською мовою		**англійською мовою**
віддавати	–	give
відновлення	–	reduction
відновник	–	reducer
електроліз	–	elecrolysis
електрон	–	electron
електронегативний	–	electronegative
електронний баланс	–	electonic balance
корозія металів	–	metal corrosion
окиснення	–	oxidation
окисник	–	oxidant
паливо	–	fuel
приєднувати	–	join
складати	–	compous
спільний	–	mutual
ступінь окиснення	–	oxidation level

7.1 Ступінь окиснення. Окисники та відновники

Реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення атомів, які входять до складу реагуючих речовин та продуктів реакції, називаються **окисно-відновними**, наприклад:

$$\overset{+1}{2K}\overset{+5}{Cl}\overset{-2}{O_3} = \overset{+1}{2K}\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{3O_2};$$

$$\overset{+1}{2K}\overset{-1}{Br} + \overset{0}{Cl_2} = \overset{0}{Br_2} + \overset{+1}{2K}\overset{-1}{Cl}.$$

Окисненням називається процес віддачі атомом, молекулою чи йоном електронів. Атоми, молекули чи йони, що віддають електрони, називаються ***відновниками.***

Відновленням називається процес приєднання електронів атомом, молекулою чи йоном. Атоми, молекули чи йони, що приєднують електрони, називаються ***окисниками***.

Під час окисно-відновних реакцій одночасно відбуваються процеси окиснення і відновлення. Число електронів, яке віддає відновник, дорівнює числу електронів, які приєднує окисник.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в молекулі, якщо припустити, що спільні пари електронів цілком перейшли до більш електронегативного атома. Ступінь окиснення може мати додатне, нульове і від'ємне значення.

Для **визначення ступеня окиснення** атома потрібно пам'ятати що:

1) ступінь окиснення атома у простих речовинах дорівнює нулю, наприклад:

$$\overset{0}{H_2},\ \overset{0}{S_8},\ \overset{0}{N_2},\ \overset{0}{Cl_2},\ \overset{0}{Fe},\ \overset{0}{Cu}.$$

2) ступінь окиснення **Гідрогену (*H*)** у всіх сполуках, за винятком гідридів металів (*KH, NaH, CaH_2* і ін.), дорівнює **+1**. У гідридах металів його ступінь окиснення дорівнює – 1.

3) ступінь окиснення **Оксигену (*O*)** в більшості сполук дорівнює **–2**. У сполуці з Флуором (OF_2) Оксиген має ступінь окиснення +2. У пероксидах (H_2O_2, Na_2O_2, BaO_2) ступінь окиснення Оксигену дорівнює –1.

4) ступінь окиснення простого (одноатомного) йона дорівнює його заряду (див. таблицю Д.1, додаток Д). Наприклад, у сполуці *NaCl* ступінь окиснення Натрію дорівнює +1, ступінь окиснення Хлору –1: $(\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl})$; у сполуці $Cu(NO_3)_2$ ступінь окиснення Купруму дорівнює +2.

5) ступінь окиснення **Флуору (*F*)** у всіх його сполуках дорівнює **– 1**.

6) ступінь окиснення **лужних** металів (***Li, Na, K, Rb, Cs, Fr***) у всіх сполуках дорівнює + 1, ступінь окиснення атомів елементів головної підгрупи другої групи (***Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra***) дорівнює + 2.

7) ступені окиснення багатьох атомів змінні, тому, знаючи ступені окиснення одних атомів, можна визначити ступені окиснення інших атомів у даній сполуці. Для цього потрібно пам'ятати, що **алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів, які входять до складу молекули, завжди дорівнює нулю, в складному йоні ця сума дорівнює заряду йона.**

Наприклад:

а) молекула $\overset{+1}{H_2}\overset{x}{S}\overset{-2}{O_4}$

$2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0$

$2 + x - 8 = 0$

$x = +6$

Отже, $\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}$

б) складний йон $(\overset{x}{S_2}\overset{-2}{O_3})^{2-}$

$2 \cdot x + 3 \cdot (-2) = -2$

$2x - 6 = -2$

$2x = +4$

$x = +2$

Отже, $(\overset{+2}{S_2}\overset{-2}{O_3})^{2-}$

7.2 Окисно-відновні реакції та їх типи

Послідовність складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу

1. Запишемо схему рівняння реакції:

$$Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$$

2. Визначимо ступені окиснення атомів всіх елементів:

$$\overset{0}{Al} + \overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+3}{Al}\overset{-1}{Cl_3} + \overset{0}{H_2}$$

3. Підкреслимо елементи, які змінили ступінь окиснення:

$$\underline{\overset{0}{Al}} + \underline{\overset{+1}{H}}\overset{-1}{Cl} \rightarrow \underline{\overset{+3}{Al}}\overset{-1}{Cl_3} + \underline{\overset{0}{H_2}}$$

4. Запишемо електронні рівняння процесу окиснення і відновлення, визначимо окисник і відновник:

$$\overset{0}{Al} - 3e^- \rightarrow \overset{+3}{Al}$$

$$\overset{+1}{2H} + 2 \cdot 1e^- \rightarrow \overset{0}{H_2}$$

5. Знаходимо спільне кратне чисел відданих і приєднаних електронів (для чисел 3 і 2 – це число 6). Спільне кратне ділимо на кількість відданих і приєднаних кожним хімічним елементом електронів, визначаємо додаткові множники, які є коефіцієнтами у рівнянні реакції:

відновник $\overset{0}{Al} - 3e^- \rightarrow \overset{+3}{Al}$	3	6	2	
окисник $\overset{+1}{2H} + 2 \cdot 1e^- \rightarrow \overset{0}{H_2}$	2		3	

6. Визначимо процес окиснення і відновлення:

відновник $\overset{0}{Al} - 3e^- \rightarrow \overset{+3}{Al}$	3	6	2	процес окиснення
окисник $\overset{+1}{2H} + 2 \cdot 1e^- \rightarrow \overset{0}{H_2}$	2		3	процес відновлення

7. Коефіцієнти, визначені за електронним балансом, записуємо у рівнянні реакції перед елементами, що змінили ступінь окиснення (у більшості випадків починаємо розставляти коефіцієнти з правої частини рівняння):

$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2$$

8. Інші коефіцієнти підбираємо.

Типи окисно-відновних реакцій

1. **Міжмолекулярні реакції** – це такі, в яких ступені окиснення змінюють атоми, що входять до складу різних вихідних речовин, наприклад:

$$\overset{0}{H_2} + \overset{+2}{Cu}O = \overset{0}{Cu} + \overset{+1}{H_2}O;$$

$$2\overset{0}{H_2}S + \overset{+4}{S}O_2 = 3\overset{0}{S} + 2\overset{+1}{H_2}O.$$

2. **Внутрішньомолекулярні реакції** – це реакції, в яких атоми, що змінюють ступені окиснення, входять до складу однієї сполуки, наприклад:

$$2\overset{+5\,-2}{KClO_3} \overset{t^\circ}{=} 2\overset{-1}{KCl} + 3\overset{0}{O_2};$$

$$\overset{-3}{N}H_4\overset{+3}{N}O_2 = \overset{0}{N_2} + 2H_2O.$$

3. **Реакції диспропорціювання** – це реакції, в яких атоми одного й того ж самого елемента з певним ступенем окиснення є як окисниками, так і відновниками, наприклад:

$$\overset{+1}{2Cu}I = \overset{+2}{Cu}I_2 + \overset{0}{Cu};$$

$$\overset{0}{Cl_2} + H_2O = H\overset{+1}{Cl} + H\overset{+1}{Cl}O.$$

Окисно-відновні реакції найбільш поширені у природі і відіграють значну роль у техніці. Вони є основою життєдіяльності. З ними пов'язані процеси дихання і обміну речовин у живих організмах, гниття і бродіння, їх можна спостерігати при згорянні палива, в процесі корозії металів та під час електролізу.

7.3 Розв'язування типових задач

Завдання 181. Визначити ступені окиснення атомів:

а) в нітратній кислоті HNO_3;
б) в нітритній кислоті HNO_2;
в) в нітроген (V) оксиді N_2O_5;
г) в магній ортофосфаті $Mg_3(PO_4)_2$.

а) в нітратній кислоті ступінь окиснення Гідрогену +1, Оксигену –2, ступінь окиснення Нітрогену позначаємо через х. Далі складаємо рівняння, доданками якого є добуток числа атомів елемента на його ступінь окиснення. При цьому враховуємо, що алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів, які входять до складу молекули, дорівнює нулю:

а) нітратна кислота : $\overset{+1}{H}\overset{x}{N}\overset{-2}{O_3}$

$$1 \cdot 1 + 1 \cdot x + 3 \cdot (-2) = 0;$$
$$1 + x - 6 = 0;$$
$$x = 5.$$

Отже, $\overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3}$.

в) нітроген (V) оксид: $\overset{x}{N_2}\overset{-2}{O_5}$

$$2 \cdot x + 5 \cdot (-2) = 0;$$
$$2 \cdot x - 10 = 0;$$
$$2 \cdot x = 10;$$
$$x = 5.$$

Отже, $\overset{+5}{N_2}\overset{-2}{O_5}$.

б) нітритна кислота: $\overset{+1}{H}\overset{x}{N}\overset{-2}{O_2}$

$$1 \cdot 1 + 1 \cdot x + (-2) \cdot 2 = 0;$$
$$1 + x - 4 = 0;$$
$$x = 3.$$

Отже, $\overset{+1}{H}\overset{+3}{N}\overset{-2}{O_2}$.

г) магній ортофосфат: $\overset{+2}{Mg_3}(\overset{x}{P}\overset{-2}{O_4})_2$

$$3 \cdot 2 + 2 \cdot x + 8 \cdot (-2) = 0;$$
$$6 + 2 \cdot x - 16 = 0;$$
$$2 \cdot x = 10;$$
$$x = 5.$$

Отже, $\overset{+2}{Mg_3}(\overset{+5}{P}\overset{-2}{O_4})_2$.

Завдання 182. Визначити ступені окиснення, записати електронні рівняння, вказати окисник і відновник та поставити коефіцієнти в рівняннях реакцій за схемами:

а) $CrCl_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + NaCl + H_2O$;

б) $HCl + MnO_2 \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + H_2O$;

в) $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$.

а) $\overset{+3}{Cr}\overset{-1}{Cl_3} + 3\overset{0}{Br_2} + 16\overset{+1}{Na}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H} = 2\overset{+1}{Na_2}\overset{+6}{Cr}\overset{-2}{O_4} + 6\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Br} + 6\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl} + 8\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

відновник $\overset{+3}{Cr} - 3e^- \rightarrow \overset{+6}{Cr}$	3	6	2	процес окиснення
окисник $\overset{0}{Br_2} + 2e^- \rightarrow 2\overset{-1}{Br}$	2		3	процес відновлення

б) $4\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} + \overset{+4}{Mn}\overset{-2}{O_2} \rightarrow \overset{0}{Cl_2} + \overset{+2}{Mn}\overset{-1}{Cl_2} + 2\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

відновник $2\overset{-1}{Cl} - 2e^- \rightarrow \overset{0}{Cl_2}$	2	2	1	процес окиснення
окисник $\overset{+4}{Mn} + 2e^- \rightarrow \overset{+2}{Mn}$	2		1	процес відновлення

в) $5\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{S} + 2K\overset{+1}{Mn}\overset{+7}{O_4}\overset{-2}{} + 3\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} \rightarrow 5\overset{0}{S} + 2\overset{+2}{Mn}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + \overset{+1}{K_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + 8\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$.

відновник $\overset{-2}{S} - 2e^- \rightarrow \overset{0}{S}$	2	10	5	процес окиснення
окисник $\overset{+7}{Mn} + 5e^- \rightarrow \overset{+2}{Mn}$	5		2	процес відновлення

7.4 Завдання для самостійної роботи

Завдання 183. Визначити ступені окиснення атомів у речовинах згідно з варіантом завдання.

Варіант	Речовини
1	CrO_3, CrO, $Cr_2(SO_4)_3$, $Cr(OH)_3$, $K_2Cr_2O_7$
2	Mn_2O_7, $KMnO_4$, MnO_2, $HMnO_4$, Mn_2O_3.
3	NO_2, $Ca(NO_3)_2$, N_2, NH_3, NH_4Cl
4	Cl_2O_5, $HClO_4$, Cl_2O_7, $Ca(ClO)_2$, HCl, Cl_2
5	SO_2, CuS, SO_3, K_2SO_3, H_2S, K_2SO_4
6	$Fe_2(SO_4)_3$, $MgCl_2$, $NaOH$, $Cu(NO_3)_2$, Br_2
7	$Zn(OH)_2$, Cu, $BaCO_3$, NH_4NO_3, N_2H_4
8	H_2O_2, HF, I_2, $Al_2(SO_4)_3$, $CrCl_3$

Завдання 184. Визначити ступені окиснення атомів, записати електронні рівняння, вказати окисник і відновник та поставити коефіцієнти в рівняннях реакцій за схемами згідно з варіантами завдань

Варіант	Схеми реакцій
1	*а)* $K_2Cr_2O_7 + Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$; *б)* $KMnO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$.
2	*а)* $Bi_2S_3 + HNO_3 \rightarrow Bi_2(SO_4)_3 + NO_2 + H_2O$; *б)* $KNO_2 + K_2Cr_2O_7 + HNO_3 \rightarrow Cr(NO_3)_3 + KNO_3 + H_2O$.
3	*а)* $Pb(NO_3)_2 + KOH + Cl_2 \rightarrow PbO_2 + KCl + KNO_3 + H_2O$; *б)* $P + HClO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HCl$.
4	*а)* $Al + NaOH + H_2O \rightarrow NaAlO_2 + H_2$; *б)* $S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$.
5	*а)* $PbO_2 + HCl \rightarrow PbCl_2 + Cl_2 + H_2O$; *б)* $HNO_3 + H_2S \rightarrow S + NO + H_2O$.
6	*а)* $Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$; *б)* $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$.
7	*а)* $FeCl_3 + H_2S \rightarrow FeCl_2 + S + HCl$; *б)* $H_2O + P + KOH \rightarrow PH_3 + KH_2PO_2$.
8	*а)* $SO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow HBr + H_2SO_4$; *б)* $AgNO_3 + I_2 + H_2O \rightarrow AgIO_3 + HNO_3 + AgI$.
9	*а)* $KOH + ClO_2 \rightarrow KClO_3 + KClO_2 + H_2O$; *б)* $CrCl_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + NaCl + H_2O$.
10	*а)* $NaNO_3 + Hg + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + HgSO_4 + NO + H_2O$; *б)* $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2O \rightarrow MnO_2 + KOH + NaNO_3$
11	*а)* $Cr(OH)_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + H_2O$; *б)* $NaI + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + MnSO_4 + I_2 + H_2O$.
12	*а)* $K_2Cr_2O_7 + HI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$; *б)* $KMnO_4 + K_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + K_2SO_4 + H_2O$.
13	*а)* $PbO_2 + MnSO_4 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + PbSO_4 + Pb(NO_3)_2 + H_2O$; *б)* $FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$.
14	*а)* $I_2 + KOH \rightarrow KIO_3 + KI + H_2O$; *б)* $Bi_2S_3 + HNO_3 \rightarrow Bi_2(SO_4)_3 + NO_2 + H_2O$.
15	*а)* $Cl_2 + HNO_3 \rightarrow HClO_3 + NO + H_2O$; *б)* $S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + SO_2 + K_2SO_4 + H_2O$.
16	*а)* $C + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$; *б)* $Pb(NO_3)_2 + KOH + Cl_2 \rightarrow PbO_2 + KCl + KNO_3 + H_2O$.
17	*а)* $KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + KCl + H_2O$; *б)* $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$.
18	*а)* $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2O \rightarrow MnO_2 + KOH + NaNO_3$; *б)* $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$.

8 ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

Поняття про електродні потенціали. Стандартні електродні потенціали. Електрохімічний ряд стандартних електродних потенціалів. Залежність величини електродних потенціалів від концентрації йонів у розчині.

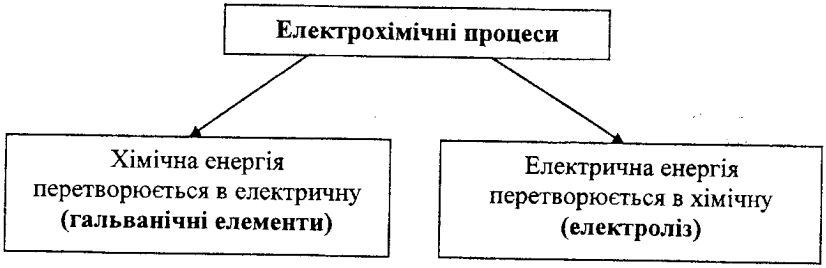
Гальванічні елементи. Електрорушійна сила гальванічного елемента. Електроліз. Анодне окиснення і катодне відновлення. Послідовність електродних процесів. Закони Фарадея.

Ключові слова і терміни:

українською мовою		**англійською мовою**
адсорбція	–	adsorbtion
акумулятор	–	accumulator
анод	–	anode
гальванічний елемент	–	galvanic element
графіт	–	graphite
джерело струму	–	current source
дифузія	–	diffusion
електроди	–	electrodes
електродний потенціал	–	electrode potential
електроліз	–	electrolysis
електролізер	–	electrolyzer
електрорушійна сила	–	electromotive force
електрохімія	–	electrochemistry
занурити	–	dip
заряджати	–	charge
здатність	–	capability
йонний провідник	–	ionic conductor
катод	–	cathode
межа поділу	–	interface
перетворення	–	transformation
переходити	–	pass
підключати	–	connect
подвійний електричний шар	–	doubled electronic sphere
послідовність	–	order
провідник	–	conductor
розмістити	–	place
ряд напруг металів	–	triboelectric series of metals
стандартний електродний потенціал	–	standard electrode potential
хімічна активність	–	chemical activity

Електрохімія – це розділ хімії, який вивчає електрохімічні процеси.

Електрохімічні процеси – це процеси взаємного перетворення хімічної і електричної форм енергії.



Електрохімічна система складається з двох електродів і йонного провідника між ними. Для створення замкнутого кола використовують металевий провід.

Електродами називаються провідники, які мають електронну провідність (провідники 1-го роду) і знаходяться в контакті з йонним провідником.

Йонний провідник (провідник 2-го роду) – це розчин, чи розплав електроліту, або твердий електроліт.

8.1 Стандартні електродні потенціали. Ряд напруг металів

В металі існує рівновага:

$$Me \rightleftharpoons Me^{n+} + n\bar{e}.$$

Якщо метал занурити в розчин солі цього металу, то під дією полярних молекул води або інших розчинників йони металу відриваються і переходять у розчин у вигляді гідратованих (або сольватованих) йонів згідно зі схемою:

$$Me^{n+} + mH_2O \rightleftharpoons Me(H_2O)_m^{n+}.$$

З врахуванням рівноваги, що існує в металі, маємо:

$$Me^{n+} + mH_2O \rightleftharpoons Me(H_2O)_m^{n+} + n\bar{e}.$$

Кількість йонів металу, які відриваються від його поверхні, залежить від здатності металу до окиснення, температури і концентрації розчину. Чим активніший метал, тим легше переходять його йони у розчин, а дуже активні метали, наприклад лужні та лужно-земельні, навіть розкладаються водою, причому рівновага повністю зміщується вправо.

Внаслідок переходу йонів активного металу у розчин його поверхня заряджається негативно. Тому гідратовані йони утримуються біля поверхні негативно зарядженої пластинки металу і утворюють **подвійний електри-**

чний шар, (рис. 8.1, а); у випадку малоактивного металу його поверхня заряджається позитивно і притягує до себе негативно заряджені йони з розчину, тобто також утворюється **подвійний електричний шар** (рис. 8.1, б).

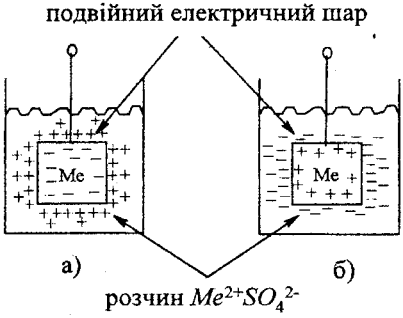


Рисунок 8.1 – Виникнення подвійного електричного шару:
а) для активного металу; б) для малоактивного металу

Шар йонів, який прилягає до негативно чи позитивно зарядженої пластинки металу, називається **адсорбційним.** Далі від пластинки, де концентрація йонів поступово зменшується, утворюється **дифузійний шар**.

Отже, на межі поділу двох фаз метал – розчин солі металу, виникає певна різниця потенціалів, яка називається **електродним потенціалом.**

Абсолютні значення електродних потенціалів ні **теоретично розрахувати**, ні **експериментально виміряти неможливо**. Тому для порівняння хімічної активності металів їх електродні потенціали визначають відносно електродів, електродні потенціали яких умовно приймають сталими. Такі електроди називаються **електродами порівняння.** Найчастіше як електрод порівняння використовують **стандартний водневий електрод**, схема якого наведена на рисунку 8.2. Він складається з платинової пластини, на поверхню якої нанесено електролітичний осад губчастої платини. Ця пластина занурена в розчин сульфатної кислоти, через який пропускають водень.

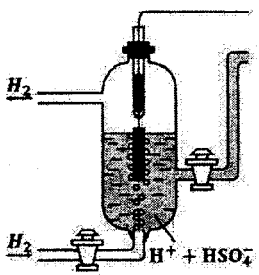


Рисунок 8.2 – Схема стандартного водневого електрода

Потенціал стандартного водневого електрода позначають $E^{\circ}_{2H^+/H_2}$ і вважають, що його значення дорівнює нулю при t = 25 °С, P = 101 кПа і a_{H^+} = 1 моль/л (a_{H^+} – активність йонів H^+ в розчині).

Для того, щоб кількісно охарактеризувати хімічну активність металів, треба виміряти їх електродні потенціали за однакових (стандартних) умов. Для цього складають гальванічний елемент з двох напівелементів з'єднаних між собою електролітичним містком: стандартного водневого електрода і будь-якого металевого електрода, зануреного у розчин солі металу з $a_{Me^{n+}}$ = 1 моль/л при t = 25 °С (рис. 8.3).

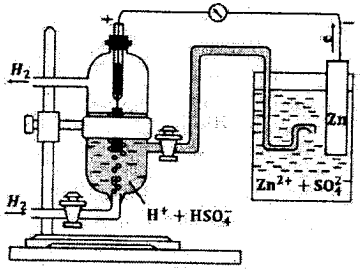


Рисунок 8.3 – Схема гальванічного елемента для визначення електродного потенціалу

Електрорушійна сила (*ЕРС*) цього гальванічного елемента дорівнює різниці потенціалів електродів, з яких він складається. Оскільки $E^{\circ}_{2H^+/H_2} = 0$, то величина стандартного електродного потенціалу металу дорівнює *ЕРС* гальванічного елемента. Отже, значення стандартних електродних потенціалів є не абсолютною, а відносною величиною.

Потенціал металевого електрода при $a_{Me^{n+}}$ = 1 моль/л і t = 25 °С, виміряний відносно стандартного водневого електрода, називається **стандартним електродним потенціалом металу** і позначається $E^{\circ}_{Me^{n+}/Me}$, вимірюється у Вольтах.

Якщо у парі зі стандартним водневим металевий електрод заряджається негативно, то його стандартний електродний потенціал має від'ємне значення і навпаки.

Стандартні електродні потенціали металів у водних розчинах (при 25 °С) наведено в таблиці Ж.1, додаток Ж.

Ряд напруг металів – це ряд металів, розміщених у послідовності зростання їх стандартних електродних потенціалів.

Чим менше стандартний електродний потенціал металу $E^{\circ}_{Me^{n+}/Me}$, тим вища його хімічна активність і відновна здатність.

Подвійний електричний шар виникає також при зануренні металу у неводні розчини його солей, при цьому суттєво впливає на величину потенціалу металу природа розчинника. Потенціал металу залежить також від природи металу, концентрації розчину солі металу, точніше від активності йонів металу в розчині та температури. Ця залежність виражається **рівнянням Нернста**:

$$E_{Me^{n+}/Me} = E^{\circ}_{Me^{n+}/Me} + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln a_{Me^{n+}},$$

де $E_{Me^{n+}/Me}$ – електродний потенціал металу;

$E^{\circ}_{Me^{n+}/Me}$ – стандартний електродний потенціал металу;

R – універсальна газова стала, яка рівна 8,314 *Дж/(К·моль)*;

T – температура, *К*;

F – число Фарадея, рівне 96487 *Кл*;

n – заряд йона металу;

$a_{Me^{n+}}$ – активність йонів металу у розчині, *моль/л*.

При незначній концентрації розчину солі металу можна вважати, що $a_{Me^{n+}} = [Me^{n+}]$.

Якщо в рівняння Нернста підставити значення всіх констант, ввести множник 2,3 (для переходу від натурального логарифма до десяткового) і прийняти $T = 298$ *К*, то це рівняння набуде вигляду:

$$E_{Me^{n+}/Me} = E^{\circ}_{Me^{n+}/Me} + \frac{0,059}{n} \cdot \lg[Me^{n+}].$$

8.2 Гальванічні елементи

Гальванічний елемент – це система для безпосереднього перетворення енергії хімічної реакції в електричну.

Перший гальванічний елемент був створений італійським фізиком А. Вольта (1799 р.). Він складався із цинкового і мідного електродів, занурених у розчин сульфатної кислоти. Але такий гальванічний елемент не міг працювати тривалий час.

Більш досконалим є **гальванічний елемент Даніеля-Якобі** (рис. 8.4).

Гальванічний елемент Даніеля-Якобі складається з цинкового та мідного електродів, занурених в розчини їх солей. Ємності з розчинами з'єднані між собою електролітичним містком, заповненим розчином електроліту, що забезпечує йонну провідність. На цинковому електроді, зануреному в розчин $ZnSO_4$, відбувається розчинення цинку, тобто окиснення його атомів в йони: $Zn^0 - 2\bar{e} = Zn^{2+}$; $E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76$ *В*, а вивільнені електрони по металевому провіднику переходять на мідний електрод, занурений у

розчин $CuSO_4$, де відбувається виділення міді, тобто відновлення її йонів в атоми; $Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu^0$, $E^\circ_{Cu^{2+}/Cu} = +0{,}34$ *В*. Сумарний окиснювально-відновлювальний процес виражається рівнянням:

$$Zn^0 + Cu^{2+} = Cu^0 + Zn^{2+} \text{ або } Zn + CuSO_4 = Cu + ZnSO_4.$$

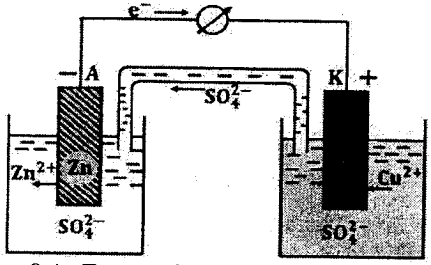


Рисунок 8.4 –Гальванічний елемент Даніеля-Якобі

Електронейтральність розчину біля обох електродів досягається завдяки тому, що йони SO_4^{2-} рухаються через електролітичний місток у напрямку, протилежному руху йонів Cu^{2+}. За однаковий час кількість відновлених йонів Cu^{2+} дорівнює кількості йонів SO_4^{2-}, які пройшли через електролітичний місток у напрямку цинкового електрода.

Анод – це електрод, який має менший потенціал, він окиснюється в гальванічному елементі. **Катод** – електрод, з більшим потенціалом, на ньому відбувається процес відновлення. В гальванічному елементі Даніеля-Якобі анодом є цинковий електрод, а катодом мідний. Анод позначають знаком „мінус" (на його поверхні концентрація електронів більша, ніж на катоді), а катод – знаком „плюс".

Електрохімічне коло, яке виникає в елементі Даніеля-Якобі схематично записують так:

$$\text{Анод } (-)\ Zn\,|\,ZnSO_4\,||\,CuSO_4\,|\,Cu\ (+)\ \text{Катод}$$

електролітичний місток — межа між металом і розчином його солі

Електрорушійна сила (*ЕРС*) гальванічного елемента визначається як різниця електродних потенціалів катода і анода: $ЕРС = E_{катода} - E_{анода}$.

Чим далі один від одного розміщені метали у ряду напруг, тим більша *ЕРС* гальванічного елемента, утвореного ними. Величина *ЕРС* залежить також від концентрації електроліту. Гальванічні елементи є хімічними джерелами електричної енергії, які зручні у використанні і мають високий коефіцієнт корисної дії. На практиці широко застосовуються гальванічні елементи багаторазового використання, які називаються акумуляторами.

8.3 Електроліз. Закони електролізу

Електроліз – це окисно-відновний процес, що відбувається при проходженні через розплав або розчин електроліту електричного струму (найчастіше постійного). При електролізі електрична енергія перетворюється в хімічну, а на електродах виділяються речовини.

Для проведення електролізу необхідно скласти установку з електролізера і джерела струму. Електролізер містить розплав або розчин електроліту, в який занурені електроди. Електроди під'єднані до джерела струму, катод – до негативного полюса, а анод – до позитивного. На катоді відбуваються процеси **відновлення**, а на аноді – **окиснення**.

Електродами для електролізу можуть бути різні електропровідні матеріали. В ході електролізу анод може залишатись без змін, тобто не окислюватись під дією електричного струму; такі аноди називаються **інертними** (нерозчинними). Як матеріал для інертних анодів використовують платину, іридій або їх сплави, а також графіт або вугілля. **Активними анодами** називають такі, які окиснюються в процесі електролізу. **Матеріал аноду обов'язково слід враховувати при визначенні продуктів електролізу.**

При електролізі розплавів з інертним анодом на катоді завжди відновлюються катіони металу, а на інертному аноді окиснюються аніони кислотного залишку або гідроксид-іони.

При електролізі водних розчинів електролітів на катоді можуть відновлюватись катіони і молекули води. **В першу чергу на катоді відбувається та реакція, яка характеризується найбільшим електродним потенціалом** (додаток И).

На аноді в водних розчинах електролітів можуть відбуватися такі процеси:

- окиснення матеріалу анода;
- окиснення аніонів;
- окиснення молекул води;

В першу чергу на аноді відбувається та реакція, яка характеризується найменшим електродним потенціалом (додаток И).

Кількісно процеси описуються законами Фарадея.

Перший закон Фарадея. Маса речовини, що виділяється під час електролізу, пропорційна кількості електричного струму, який проходить крізь електроліт, і не залежить від інших факторів.

Другий закон Фарадея. Однакові кількості електричного струму виділяють на електродах під час електролізу еквівалентні маси різних речовин.

Математичним вираженням законів Фарадея є рівняння:

$$m = k \cdot Q = k \cdot I \cdot \tau = \frac{M}{n \cdot F} \cdot I \cdot \tau,$$

де m – маса відновленої або окисненої речовини, *г*;
k – електрохімічний еквівалент;
Q – кількість електрики, *Кл*;
τ – час, *с*;
I – сила струму, *А*;
M – молярна маса відновленої або окисненої речовини, *г/моль*;
n – число електронів, що беруть участь в електродній реакції;
F – стала Фарадея, 96487 *Кл/моль*.

Процеси електролізу використовують для добування речовин, очистки металів, нанесення металевих і декоративних покриттів.

8.4 Розв'язування типових задач

Завдання 185. Обчислити потенціал алюмінієвого електрода, який занурений в розчин алюміній нітрату з концентрацією 0,001 *моль/л*.

Дано:
$C(Al(NO_3)_3) = 0{,}001$ моль/л $= 10^{-3}$ *моль/л*

$E_{Al^{3+}/Al} - ?$

$$E_{Al^{3+}/Al} = E^{\circ}_{Al^{3+}/Al} + \frac{0{,}059}{n} \lg[Al^{3+}];$$

$$Al(NO_3)_3 \rightleftharpoons Al^{3+} + 3NO_3^-;$$

$$C(Al(NO_3)_3) = [Al^{3+}];$$

$$E^{\circ}_{Al^{3+}/Al} = -1{,}66\,B;\ n = 3;$$

$$E_{Al^{3+}/Al} = -1{,}66\,B + \frac{0{,}059}{3} \lg 10^{-3} = -1{,}72\,B.$$

Відповідь: $E_{Al^{3+}/Al} = -1{,}72\,B.$

Завдання 186. Записати схему гальванічного елемента, який складається зі срібного і магнієвого електродів. Для даного гальванічного елемента записати рівняння реакцій, що відбуваються на аноді і катоді, та загальне рівняння реакції. Обчислити ЕРС, якщо $[Ag^+] = 0{,}1$ *моль/л*, а $[Mg^{2+}] = 0{,}01$ *моль/л*.

З додатка Ж, таблиця Ж.1 виписуємо стандартні електродні потенціали для срібного і магнієвого електродів:

$E^{\circ}_{Ag^+/Ag} = 0{,}80\,B$; $E^{\circ}_{Mg^{2+}/Mg} = -2{,}36\,B$. Оскільки $E^{\circ}_{Ag^+/Ag} > E^{\circ}_{Mg^{2+}/Mg}$, то срібний електрод буде катодом, магнієвий – анодом.

Схема гальванічного елемента:

$$Анод\ (-)\ Mg\,|\,Mg(NO_3)_2\,\|\,AgNO_3\,|\,Ag\ (+)\ Катод$$

Реакція на аноді: $Mg^0 - 2\bar{e} \rightarrow Mg^{2+}$;

Реакція на катоді: $2Ag^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2Ag^0$;

Загальне рівняння реакції: $Mg + 2AgNO_3 = Mg(NO_3)_2 + 2Ag$.

$$EPC = E_{катода} - E_{анода} = E_{Ag^+/Ag} - E_{Mg^{2+}/Mg};$$

$$E_{Ag^+/Ag} = E^\circ_{Ag^+/Ag} + \frac{0,059}{n}\lg[Ag^+] = 0,80\,B + \frac{0,059}{1}\lg 0,1 = 0,74\,B;$$

$$E_{Mg^{2+}/Mg} = E^\circ_{Mg^{2+}/Mg} + \frac{0,059}{n}lg[Mg^{2+}] = -2,36\,B + \frac{0,059}{2}lg\,0,01 = -2,42\,B;$$

$$EPC = 0,74\,B - (-2,42\ B) = 3,16\,B.$$

Відповідь: $EPC = 3,16\ B$.

Завдання 187. Записати рівняння електродних процесів, що відбуваються під час електролізу розплаву $MgCl_2$ з інертним анодом.

$$MgCl_2 \overset{розплав}{\rightleftharpoons} Mg^{2+} + 2Cl^-;$$

Катод (–) $\leftarrow Mg^{2+}$	$Mg^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Mg^0$ (відновлення)
Анод (+) $\leftarrow Cl^-$	$2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^0\uparrow$ (окиснення)

Завдання 188. Записати рівняння електродних процесів, що відбуваються під час електролізу водного розчину KI з інертним анодом.

$$KI \rightleftharpoons K^+ + I^-;$$
$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-.$$

Оскільки у водному розчині $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ *моль/л*, тому наявністю іонів H^+ і OH^- в розчині можна знехтувати.

1. Для визначення рівнянь електродних процесів необхідно виписати електродні потенціали можливих катодних та анодних реакцій (Додаток И).

2. Записати рівняння катодної реакції, яка буде відбуватися в першу чергу.

3. Записати рівняння анодної реакції, яка буде відбуватися в першу чергу.

Катод (–) $\leftarrow K^+$ ($E^\circ_{K^+/K} = -2,93B$); H_2O ($E^\circ_{H_2O/H_2,OH^-} = -0,88B$);	$2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2\uparrow + 2OH^-$;
Анод (+) $\leftarrow I^-$ ($E^\circ_{2I^-/I_2} = +0,53B$); H_2O ($E^\circ_{O_2,H^+/H_2O} = +1,23B$);	$2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2$.

Завдання 189. Записати рівняння електродних процесів, що відбуваються під час електролізу водного розчину $NiSO_4$ з інертним анодом.

$$NiSO_4 \rightleftharpoons Ni^{2+} + SO_4^{2-};$$

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

Оскільки у водному розчині $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ *моль/л*, тому наявністю іонів H^+ і OH^- в розчині можна знехтувати.

Катод (–) ← Ni^{2+} ($E°_{Ni^{2+}/Ni} = -0,25B$); H_2O ($E°_{H_2O/H_2,OH^-} = -0,88B$);	$Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni^0$;
Анод (+) ← SO_4^{2-} ($E°_{S_2O_8^{2-}/2SO_4^{2-}} = +2,01B$); H_2O ($E°_{O_2,H^+/H_2O} = +1,23B$);	$2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow O_2 \uparrow + 4H^+$.

Завдання 190. Записати рівняння електродних процесів, що відбуваються під час електролізу водного розчину $NiSO_4$ з нікелевим анодом.

$$NiSO_4 \rightleftharpoons Ni^{2+} + SO_4^{2-};\ H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-.$$

Оскільки у водному розчині $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ *моль/л*, тому наявністю іонів H^+ і OH^- в розчині можна знехтувати.

Катод (–) ← Ni^{2+} ($E°_{Ni^{2+}/Ni} = -0,25B$); H_2O ($E°_{H_2O/H_2,OH^-} = -0,88B$);	$Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni^0$;
Анод (+) ← SO_4^{2-} ($E°_{S_2O_8^{2-}/2SO_4^{2-}} = +2,01B$); H_2O ($E°_{O_2,H^+/H_2O} = +1,23B$); Ni^0 ($E°_{Ni^{2+}/Ni} = -0,25B$);	$Ni^0 - 2\bar{e} \rightarrow Ni^{2+}$.

Завдання 191. Обчислити масу міді, яка виділиться на катоді при електролізі розчину $CuSO_4$, якщо струм силою 1,5 А пропускати впродовж 10 хв.

Дано: $I = 1,5\ A$; $\tau = 10\ хв = 600\ с$	$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0$; $n = 2$; $M(Cu) = 64\ г/моль$;
$m(Cu) - ?$	$m = \dfrac{M}{n \cdot F} \cdot I \cdot \tau$, $m(Cu) = \dfrac{64}{2 \cdot 96487} \cdot 1,5 \cdot 600 = 0,3\ г.$
Відповідь: $m(Cu) = 0,3\ г.$	

8.5 Завдання для самостійної роботи

Завдання 192. Розрахувати потенціал металевого електрода, зануреного у розчин із заданою концентрацією йонів відповідного металу, згідно з варіантом завдання.

Варіант	Матеріал електрода	Концентрація йонів металу, *моль/л*
1	залізо	$[Fe^{2+}] = 0{,}01$
2	мідь	$[Cu^{2+}] = 0{,}1$
3	кадмій	$[Cd^{2+}] = 0{,}01$
4	цинк	$[Zn^{2+}] = 1$
5	алюміній	$[Al^{3+}] = 0{,}1$
6	нікель	$[Ni^{2+}] = 0{,}001$
7	срібло	$[Ag^{+}] = 0{,}1$
8	мідь	$[Cu^{2+}] = 0{,}01$
9	цинк	$[Zn^{2+}] = 0{,}1$
10	срібло	$[Ag^{+}] = 0{,}001$

Завдання 193. Записати схему гальванічного елемента, рівняння електродних реакцій, загальне рівняння реакції та розрахувати значення стандартної ЕРС згідно з варіантом завдання.

Варіант	Матеріал електродів	Варіант	Матеріал електродів
1	мідь та нікель	6	свинець та магній
2	мідь та магній	7	цинк та кобальт
3	цинк та залізо	8	мідь та залізо
4	срібло та магній	9	мідь та срібло
5	срібло та кадмій	10	магній та кадмій

Завдання 194. Записати схему гальванічного елемента, рівняння електродних реакцій та загальне рівняння реакції. Обчислити ЕРС, якщо відомі матеріали електродів та концентрації йонів металів у розчині.

Варіант	Матеріали електродів	Концентрації йонів металів, моль/л	
1	мідь та нікелеь	$[Cu^{2+}] = 0{,}1$	$[Ni^{2+}] = 0{,}01$
2	мідь та магній	$[Cu^{2+}] = 0{,}01$	$[Mg^{2+}] = 0{,}001$
3	цинк та залізо	$[Zn^{2+}] = 1$	$[Fe^{2+}] = 0{,}1$
4	срібло та магній	$[Ag^{+}] = 0{,}1$	$[Mg^{2+}] = 0{,}1$
5	срібло та цинк	$[Ag^{+}] = 0{,}1$	$[Zn^{2+}] = 1$
6	свинець та магній	$[Pb^{2+}] = 0{,}01$	$[Mg^{2+}] = 0{,}01$
7	цинк та кобальт	$[Zn^{2+}] = 0{,}001$	$[Co^{2+}] = 0{,}1$
8	мідь та залізо	$[Cu^{2+}] = 1$	$[Fe^{2+}] = 0{,}01$
9	мідь та срібло	$[Cu^{2+}] = 0{,}01$	$[Ag^{+}] = 0{,}01$
10	магній та кадмій	$[Mg^{2+}] = 0{,}001$	$[Cd^{2+}] = 0{,}1$

Завдання 195. Які йони та молекули здатні відновлюватись на катоді, якщо у розчині присутні такі йони та молекули (згідно з варіантом завдання).

Варіант	Йони та молекули присутні у розчині	Варіант	Йони та молекули, присутні у розчині
1	$H^+, SO_4^{2-}, H_2O, Cr^{3+}, Cl^-$.	6	$Bi^{3+}, SO_4^{2-}, H_2O, Co^{2+}, Cl^-$.
2	$Co^{2+}, NO_3^-, H_2O, Fe^{3+}, Br^-$.	7	$Fe^{2+}, NO_3^-, H_2O, Ag^+, Br^-$.
3	$Ni^{2+}, SO_4^{2-}, H_2O, Fe^{2+}$.	8	$Cr^{3+}, Cl^-, H_2O, Co^{2+}$,
4	$Ni^{2+}, SO_4^{2-}, H_2O, Cu^{2+}, Cl^-$.	9	$Cu^{2+}, I^-, H_2O, Au^+, Cl^-$.
5	$Cd^{2+}, SO_4^{2-}, H_2O, Cu^{2+}, Cl^-$.	10	$Co^{2+}, SO_4^{2-}, H_2O, Zn^{2+}$.

Завдання 196. Записати рівняння реакцій, які відбуваються під час електролізу водних розчинів електролітів. Склад електроліту і матеріал анода – згідно з варіантом завдання.

Варіант	Склад електроліту	Матеріал анода
1	$NiSO_4$	нікель
2	$FeSO_4$	залізо
3	KOH	графіт
4	$ZnSO_4$	цинк
5	$NaOH$	золото
6	$CoSO_4$	кобальт
7	$AgNO_3$	срібло
8	$ZnCl_2$	цинк
9	Na_2SO_4	залізо
10	$NaOH$	цинк

Завдання 197. Визначити масу металу, що виділиться на катоді при пропусканні через розчин солі цього металу певної кількості електрики, згідно з варіантом завдання.

Варіант	Метал, що виділиться	Кількість електрики, *Кл*
1	нікель	96500
2	залізо	48244
3	золото	32162
4	цинк	19297
5	магній	57892
6	кобальт	28946
7	срібло	38595
8	свинець	32162
9	бісмут	19297
10	мідь	96500

9 ВЛАСТИВОСТІ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК

Загальна характеристика металів, їх положення у періодичній системі елементів Д. І. Менделєєва. Одержання металів. Фізичні властивості металів. Хімічні властивості металів. Сплави.

Корозія металів. Хімічна корозія. Електрохімічна корозія. Методи захисту металів від корозії.

Загальна характеристика неметалів. Положення неметалів у періодичній системі елементів Д. І. Менделєєва. Будова атомів неметалів. Хімічна активність неметалів.

Ключові слова і терміни:

українською мовою		**англійською мовою**
агресивність	–	aggression
алмаз	–	diamond
бориди	–	borides
гідрометалургія	–	hydrometallurgy
графіт	–	graphite
електрометалургія	–	electrometallurgy
електрохімічна корозія	–	electrochamical corrosion
емаль	–	enamel
захисні покриття	–	protecting coating
захист	–	defence
збитки	–	damage
карбіди	–	carbides
карботермія	–	carbothermy
конденсація	–	condensation
контакт	–	contact
корозія металів	–	metallic corrosion
лак	–	lacquer
легування	–	alloying
металотермія	–	metallothermy
неметали	–	nonmetallics
неоднорідність	–	heterogeneity
пірометалургія	–	pyrometallurgy
полімери	–	polimer
протекторний захист	–	sacrificial protection
силіциди	–	silicides
сплав	–	alloy
сталь	–	steel
стійкість	–	chemoresistance
фарба	–	paint
хімічна корозія	–	chemical corrosion

9.1 Загальні властивості металів

Всі хімічні елементи умовно поділяються на метали і неметали. Більше 75 % хімічних елементів відносяться до металів. До них належать усі елементи побічних підгруп, включаючи лантаноїди та актиноїди, елементи головних підгруп I (за винятком Гідрогену), II і III груп (крім Бору) та деякі елементи головних підгруп IV – VI груп, а саме: Германій, Станум, Плюмбум, Стибій, Бісмут, Полоній. Отже, всі елементи-метали розміщені в лівій частині періодичної системи нижче умовної діагоналі Бор – Астат.

Більшість металів у природі знаходяться у вигляді малорозчинних у воді і стійких до дії повітря сполук. Малоактивні метали – золото, платина, рутеній, родій, паладій, осмій та іридій, а також, срібло, мідь і ртуть зустрічаються в природі у самородному стані.

В залежності від активності металів та складу природних сполук, до яких вони входять, існують різні **методи їх добування.**

Пірометалургія – виділення металів при високих температурах. Цей метод полягає у випалюванні концентратів (якщо руда сульфідна) та відновленні оксидів при нагріванні. Таким методом добувають, наприклад, цинк:

$$2ZnS + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2ZnO + 2SO_2\uparrow;$$

$$ZnO + CO \xrightarrow{t^\circ} Zn + CO_2\uparrow.$$

До пірометалургійних процесів належить процес виплавки чавуну та ін. Залежно від відновника, який застосовують для відновлення металів, розрізняють: **карботермію** і **металотермію**.

Карботермія – відновлення металів за допомогою вуглецю (коксу). Вуглець (кокс) частково окиснюється при високій температурі.

$$2C + O_2 \overset{t^\circ}{=} 2CO;$$

$$FeO + CO \overset{t^\circ}{=} Fe + CO_2\uparrow;$$

$$ZnO + C \overset{t^\circ}{=} Zn + CO\uparrow.$$

Металотермія – відновлення металів при високих температурах за допомогою активних металів (Na, Mg, Al тощо). Наприклад:

$$TiCl_4 + 2Mg \overset{t^\circ}{=} Ti + 2MgCl_2;$$

$$Cr_2O_3 + 2Al \overset{t^\circ}{=} Al_2O_3 + 2Cr.$$

Як відновники використовують також водень і силіцій, наприклад:

$$WO_3 + 3H_2 \overset{t^\circ}{=} W + 3H_2O;$$

$$2MgO + Si \overset{t^\circ}{=} 2Mg + SiO_2.$$

Гідрометалургія – добування металів електролізом водних розчинів їх сполук або витісненням металів з розчинів їх солей більш активними металами. Електролізом водних розчинів солей отримують мідь, цинк, кадмій та інші метали. Метод витіснення використовують для добування міді:

$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$$

Електропірометалургія – метод добування металів електролізом розплавлених солей або інших сполук. Цим методом добувають лужні і лужно-земельні метали, берилій, алюміній і багато інших.

Фізичні властивості металів. Крім ртуті, усі метали за звичайних умов – це тверді кристалічні речовини, серед яких найтвердішим є хром, а найм'якішим – цезій.

Кристалічні решітки металів трьох найхарактерніших типів подані на рис. 9.1.

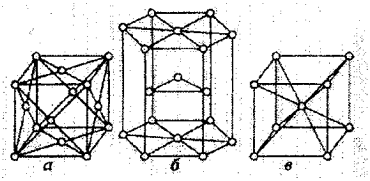
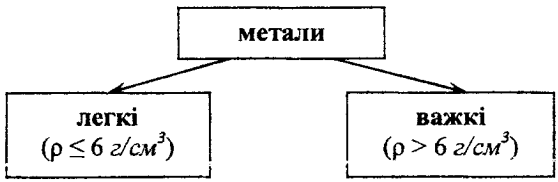


Рисунок 9.1 – Кристалічні решітки металів:
а) кубічна гранецентрована; б) гексагональна;
в) кубічна об'ємноцентрована

Температура плавлення і кипіння металів коливається у широких межах. Так, найнижчу температуру плавлення має ртуть (–38,9 °С), а найвищу – вольфрам (3420 °С). Слід зазначити, що такі фізичні характеристики металів, як твердість, температура плавлення і кипіння дуже залежать від їх чистоти.

Густина металів ρ (читається «ро») також змінюється у широких межах: найлегшим є літій (ρ = 0,53 $г/см^3$), а найважчим – осмій (ρ = 22,5 $г/см^3$).



До легких металів відносяться лужні і лужно-земельні метали, берилій, магній, алюміній, титан тощо, а до важких – осмій, іридій, платина, вольфрам, свинець, мідь, хром.

Метали мають такі **спільні фізичні властивості**:

- високу електропровідність;
- високу теплопровідність;
- пластичність;
- металічний блиск;
- непрозорість.

Висока електропровідність, теплопровідність та пластичність металів зумовлені особливостями металічного зв'язку, схема якого подана на рис. 9.2.

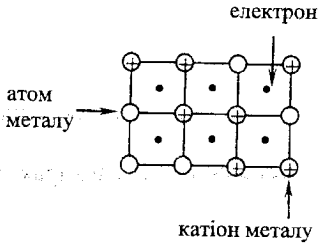


Рисунок 9.2 – Схема утворення металічного зв'язку

Металічний зв'язок полягає в тому, що атоми металів постійно віддають електрони, які переміщуються по всій масі металу. Атоми металу, що віддали електрони, заряджаються позитивно і притягають до себе електрони, які вільно рухаються. Одночасно інші атоми металу також віддають електрони. Таким чином, всередині металу постійно циркулює так званий «електронний газ», який міцно зв'язує між собою всі атоми металу. Електрони стають майже усуспільненими одночасно всіма атомами металу.

Метали здатні розчинятися один в одному в розплавленому стані. Твердий розчин одного металу в іншому називають **сплавом**. Сплави можуть містити декілька різних металів, а також неметали.

Хімічні властивості металів обумовлені тим, що на зовнішньому енергетичному рівні їх атомів міститься невелика кількість електронів. Тому для утворення стабільної електронної конфігурації їм вигідніше віддавати, чим приєднувати електрони, згідно зі схемою:

$$Me^0 - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}.$$

Отже, **метали в хімічних реакціях є сильними відновниками і проявляють тільки позитивні ступені окиснення**. Хімічна активність металу визначається його положенням в ряду напруг металів (див. табл. 9.1).

Таблиця 9.1 – Знаходження в природі, способи добування і хімічні властивості металів та їх сполук

Відновна здатність у вільному стані	Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb H Bi Cu Hg Ag Pt Au			
	←			
	зростає			
Способи добування	електроліз розплавів сполук **1**	відновлення вугіллям; *CO*; H_2; *Al*, електроліз водних розчинів солей **2**		фізичні методи
Взаємодія з киснем	швидко окиснюються за звичайних умов **3**	повільно окиснюються за звичайних умов або при нагріванні **4**		*
Взаємодія з водою	за звичайних умов з утворенням лугу і виділенням H_2 **5**	при нагріванні витискують H_2 з утворенням оксидів металів **6**	*	
Взаємодія з кислотами	витискують H_2 із розчинів розведених кислот (крім HNO_3) **7**		не витискують H_2	
			реагують з $H_2SO_{4конц.}$ і $HNO_{3\ конц.}$ **8**	**
Взаємодія з розчинами солей	взаємодіють з водою	метал, який стоїть ліворуч, витискує метал, розташований праворуч, з розчинів солей **9**		
Взаємодія оксидів з водою	реагують з H_2O з утворенням лугів **10**	оксиди не реагують з водою, їм відповідають нерозчинні гідроксиди		
Відношення оксидів до водню і нагрівання	оксиди цих металів при нагріванні не відновлюються воднем	оксиди відновлюються воднем при нагріванні **11**		розкладаються за t<400 °C **12**
Відношення гідроксидів до нагрівання	плавляться без розкладання	гідроксиди розкладаються на оксид металу і воду при нагріванні **13**		самовільно розкладаються до оксиду **14**
Знаходження в природі	тільки у складі сполук	як у складі сполук, так і у вільному стані		***
Окиснювальна здатність йонів	Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb H Bi Cu Hg Ag Pt Au			
	+1 +1 +1 +2 +2 +2 +1 +2 +3 +2 +2 +3 +2 +2 +2 +2 +2 +3 +2 +2 +1 +2 +3			
	→			
	зростає			

Примітка. * Взаємодія не відбувається; ** розчиняються у "царській водці"; *** переважно у вільному стані.

Відповідно до табл. 9.1 нижче наведено способи добування та приклади хімічних реакцій, які характерні для металів різної хімічної активності та їх сполук.

Способи добування металів:

1 $2NaCl \xrightarrow[\text{розплав}]{\text{електроліз}} \underset{\text{на катоді}}{2Na} + \underset{\text{на аноді}}{Cl_2}\uparrow;$

2 $NiO + C \xrightarrow{t^\circ} Ni + CO\uparrow;$

$Fe_3O_4 + 4CO \xrightarrow{t^\circ} 3Fe + 4CO_2\uparrow;$

$WO_3 + 3H_2 \xrightarrow{t^\circ} W + 3H_2O;$

$2Al + Fe_2O_3 \xrightarrow{t^\circ} Al_2O_3 + 2Fe;$

$2CuSO_4 + 2H_2O \xrightarrow[\text{електроліз}]{} \underset{\text{на катоді}}{2Cu} + \underset{\text{на аноді}}{O_2}\uparrow + \underset{\text{в анодному просторі}}{2H_2SO_4}.$

Взаємодія металів з киснем:

3 $4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O;$ $\quad 2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2;$

4 $2Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO;$ $\quad 3Fe + 2O_2 \xrightarrow{t^\circ} Fe_3O_4.$

Взаємодія металів з водою:

5 $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow;$

6 $Zn + H_2O \xrightarrow{t^\circ} ZnO + H_2\uparrow;$

$3Fe + 4H_2O \xrightarrow{t^\circ} Fe_3O_4 + 4H_2.$

Взаємодія металів з кислотами (Див. додаток К):

7 $Fe + H_2SO_{4\,(розв.)} \rightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow;$

8 $Cu + 2H_2SO_{4\,(конц.)} \rightarrow CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O;$

$Cu + 4HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O;$

$3Cu + 8HNO_{3\,(розв.)} \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O.$

Взаємодія металів з розчинами солей:

9 $Zn + Cu(NO_3)_2 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + Cu.$

Взаємодія оксидів металів з водою:

10 $BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2.$

Відношення оксидів металів до водню і нагрівання:

11 $CuO + H_2 \xrightarrow{t^0} Cu + H_2O;$

12 $2HgO \xrightarrow{t^0} 2Hg + O_2\uparrow.$

Відношення гідроксидів металів до нагрівання:

13 $2Al(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} Al_2O_3 + 3H_2O$;

14 $2AgNO_3 + 2NaOH \rightarrow Ag_2O + H_2O + 2NaNO_3$.

Застосування металів. У промисловості переважно використовують не чисті метали, а їх сплави, оскільки вони мають цінні фізичні та хімічні властивості.

9.2 Корозія та захист металів від корозії

Корозія металів – це процес руйнування металів і сплавів внаслідок взаємодії їх з навколишнім середовищем. Корозія полягає в окисненні металів з утворенням оксидів, гідроксидів або солей. За характером руйнування поверхні металу розрізняють такі види корозії: рівномірну (суцільну); піттінгову; плямисту; міжкристалічну; точкову; розтріскуючу і селективну (рис. 9.3).

Рисунок 9.3 – Види корозії за характером руйнування металів

В залежності від механізму корозійного процесу розрізняють хімічну та електрохімічну корозію.

Хімічна корозія відбувається при контакті металу з неелектролітами або з сухими газами (наприклад O_2, N_2, Cl_2, Br_2, HCl та інші) та їх сумішами (O_2 і SO_2; HCl і Cl_2 та ін.).

Так, наприклад, корозійне руйнування заліза та його сплавів в атмосфері кисню проходить за реакцією:

$$4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3.$$

Хімічна корозія протікає тим інтенсивніше, чим активніший метал, агресивніше середовище і вища температура.

Електрохімічна корозія – це руйнування металів і сплавів під час контакту з електролітами з утворенням мікрогальванічних елементів. Електролітами можуть виступати водні розчини кислот, солей, морська та ґрунтова вода, повітряна волога, сконденсована на поверхні металу. Мікрогальванічний елемент виникає при контакті двох металів або металу і його домішки, причому чим більша різниця між стандартними електродними потенціалами контактуючих металів, тим більша *ЕРС* мікрогальванічного елемента і тим інтенсивніше кородує більш активний метал.

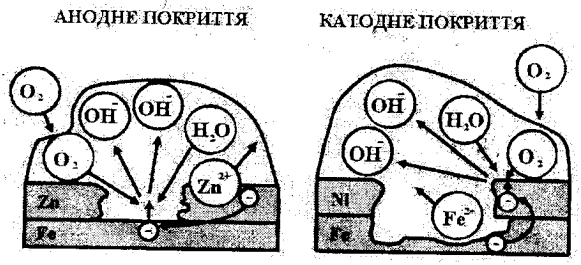
Швидкість корозії зростає:

- при наявності домішок інших металів, особливо менш активних;
- при збільшенні концентрації окисників в розчині електроліту;
- у разі неоднорідності поверхні металу (зварні шви);
- при підвищенні температури.

Під час електрохімічної корозії одночасно відбуваються два процеси. **Анодний процес** – окиснення металу: $Me^0 - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}$. **Катодний процес** – відновлення окиснювачів (компонентів середовища).

Корозія металів, особливо заліза та його сплавів, завдає великих економічних збитків. Тому на практиці застосовують різні способи захисту металів та виробів із них від корозії: захисні покриття; електрохімічний захист; виготовлення сплавів, стійких до корозії; зниження агресивності середовища.

Захисні покриття. Цей спосіб захисту полягає в нанесенні на поверхню металу шару фарби, лаку, емалі, полімеру тощо або покриття іншими металами. Металеві покриття (рис. 9.4) поділяються на **анодні** (нанесення шару більш активного металу) та **катодні** (покриття менш активним металом).



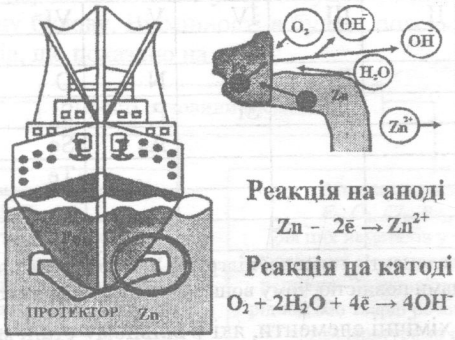
Реакція на аноді:
$Zn - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$

Реакція на катоді:
$O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} \rightarrow 4OH^-$

Рисунок 9.4 – Захисні металеві покриття

Виготовлення сплавів, стійких до корозії. Нержавіюча сталь містить до 12 % *Cr*, леговані сталі містять домішки (2 % і більше) *Cr*, *Ni*, *Mn* і т. д.

Електрохімічний захист полягає в застосуванні **протекторів** (рис. 9.5) або нейтралізації струму, що виникає при корозії, постійним струмом протилежного напрямку (**катодний захист**, рис. 9.6). Протектор – це метал, який має більшу хімічну активність у порівнянні з металом, з якого виготовлений виріб.



Реакція на аноді

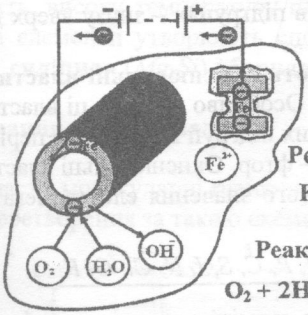
$Zn - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$

Реакція на катоді

$O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} \rightarrow 4OH^-$

Рисунок 9.5 – Схема протекторного захисту металів від корозії

Катодний захист полягає у під'єднанні металевого виробу до негативного полюса зовнішнього джерела струму. До позитивного полюса під'єднують шматок металобрухту.



Реакція на аноді

$Fe - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$

Реакція на катоді

$O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} \rightarrow 4OH^-$

Рисунок 9.6 – Схема катодного захисту металів від корозії

Зниження агресивності середовища може бути досягнуте зменшенням концентрації агресивних реагентів навколишнього середовища та додаванням **інгібіторів** (уповільнювачів корозії), неорганічних (нітратів, фосфатів, силікатів) та органічних (амінів, спиртів тощо).

9.3 Загальні властивості неметалів

Кількість неметалів, відомих у природі, порівняно з металами відносно невелика. Їх розміщення в періодичній системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва показано в табл. 9.2.

Таблиця 9.2 – Розміщення неметалів в періодичній системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва

Періоди	Розміщення неметалів у періодичній системі хімічних елементів *							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							He
2			B	C	N	O	F	Ne
3				Si	P	S	Cl	Ar
4					As	Se	Br	Kr
5						Te	I	Xe
6								Rn
7								

Примітка. * В атомах елементів головної підгрупи VIII групи зовнішні енергетичні рівні заповнені електронами повністю, тому вони мають особливі властивості.

Неметали – хімічні елементи, які у вільному стані можуть приєднувати електрони і виявляти при цьому окиснювальні властивості. Неметали мають високу енергію іонізації і спорідненість до електрона, тобто високу електронегативність (див. табл. Г.1, додаток Г).

У періодичній системі неметалічні властивості елементів зростають в межах періоду зліва направо із збільшенням числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні, а в підгрупах – знизу вверх із зменшенням радіуса атома.

У неметалів переважають окиснювальні властивості, тобто здатність приєднувати електрони. Особливо яскраво ці властивості виражені в неметалів VII і VI груп головних підгруп 2-го та 3-го періодів.

Найсильніший окисник – фтор. Окиснювальні властивості елементів-неметалів залежать від числового значення електронегативності і зростають в такому порядку:

$$Si,\ B,\ H,\ P,\ C,\ S,\ I,\ N,\ Cl,\ O,\ F \longrightarrow$$

Така сама закономірність у зміні окиснювальних властивостей характерна для відповідних простих речовин. Фтор як найактивніший неметал в хімічних реакціях взагалі не проявляє відновних властивостей, тобто фтор не здатний віддавати електрони.

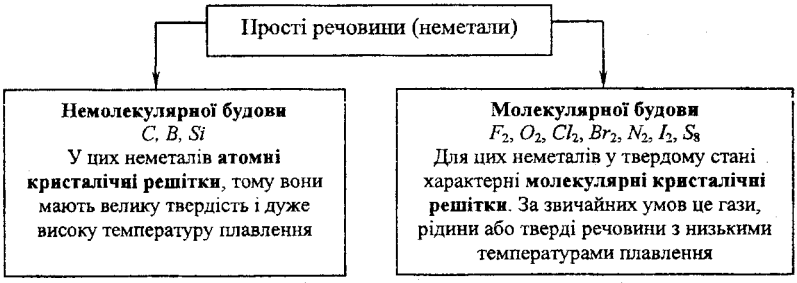
Оксиген в сполуках з Флуором (OF_2, O_2F_2) проявляє додатний ступінь окиснення, тобто може бути відновником.

Відновні властивості, хоч і значно слабше ніж метали, проявляють і всі інші елементи-неметали та прості речовини, які їм відповідають, причому ці властивості зростають від Оксигену до Силіцію:

$$O,\ Cl,\ N,\ I,\ S,\ C,\ P,\ H,\ B,\ Si \longrightarrow$$

Сірка приблизно однаковою мірою проявляє як відновні, так і окиснювальні властивості.

Будова простих речовин – неметалів. Для більшості неметалів – простих речовин, характерна молекулярна будова, і лише деякі з них мають немолекулярну будову. Відмінності в будові пояснюють різні властивості цих неметалів, що показано на схемі:

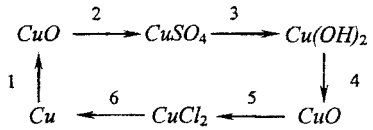


Вуглець *C*, силіцій *Si*, бор *B* мають подібну будову і проявляють деякі спільні властивості. Ці елементи у вигляді простих речовин існують в кількох алотропних модифікаціях – в кристалічному та аморфному станах.

Кристалічні видозміни вуглецю *C* (алмаз), силіцію *Si* та бору *B* мають велику твердість, високу температуру плавлення і напівпровідникові властивості. Усі ці елементи утворюють сполуки з металами – **карбіди** (CaC_2, Al_4C_3, Fe_3C), **силіциди** (Mg_2Si) і **бориди** (TaB, TaB_2).

9.4 Розв'язування типових задач

Завдання 197. Скласти молекулярні рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення за такою схемою:



1) $2Cu + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2CuO$;

2) $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$;

3) $CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$;

4) $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CuO + H_2O$;

5) $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$;

6) $CuCl_2 + Fe = Cu + FeCl_2$.

Завдання 198. Скласти молекулярні рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення за такою схемою:

цинк сульфід $\xrightarrow{1}$ *цинк оксид* $\xrightarrow{2}$ *цинк сульфат* $\xrightarrow{3}$ *цинк гідроксид* $\xrightarrow{4}$ *цинк оксид* $\xrightarrow{5}$ *цинк хлорид* $\xrightarrow{6}$ *цинк карбонат.*

1) $2ZnS + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2ZnO + 2SO_2$;

2) $ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$;

3) $ZnSO_4 + 2NaOH = Zn(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$;

4) $Zn(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} ZnO + H_2O$;

5) $ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$;

6) $ZnCl_2 + Na_2CO_3 = ZnCO_3 \downarrow + 2NaCl$.

Завдання 199. Скласти молекулярні рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення за такою схемою:

вуглець $\xrightarrow{1}$ *карбон (II) оксид* $\xrightarrow{2}$ *карбон (IV) оксид* $\xrightarrow{3}$ *натрій карбонат* $\xrightarrow{4}$ *натрій гідрогенкарбонат* $\xrightarrow{5}$ *натрій карбонат* $\xrightarrow{6}$ $\xrightarrow{6}$ *вуглекислий газ.*

1) $2C + O_2 = 2CO$;

2) $2CO + O_2 = 2CO_2$;

3) $CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3$;

4) $Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O \xrightarrow{t^\circ} 2NaHCO_3$;

5) $NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$;

6) $Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$.

Завдання 200. Закінчити рівняння реакцій, визначити ступені окиснення атомів, скласти електронні рівняння, назвати окисник і відновник та розставити коефіцієнти:

1) $Cu + S \rightarrow$

2) $Mg + HCl \rightarrow$

3) $Zn + CuSO_4 \rightarrow$

4) $Ba + H_2O \rightarrow$

5) $Li + O_2 \rightarrow$

6) $Be + Cl_2 \rightarrow$

1) $\overset{0}{Cu} + \overset{0}{S} \xrightarrow{t^\circ} \overset{+2}{Cu}\overset{-2}{S}$

відновник	$\overset{0}{Cu} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{Cu}$	2	2	1	процес окиснення
окисник	$\overset{0}{S} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{-2}{S}$	2		1	процес відновлення

2) $\overset{0}{Mg} + 2\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} = \overset{+2}{Mg}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{0}{H_2}\uparrow$

відновник	$\overset{0}{Mg} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{Mg}$	2	2	1	процес окиснення
окисник	$2\overset{+1}{H} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{H_2}$	2		1	процес відновлення

3) $\overset{0}{Zn} + \overset{+2}{Cu}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} = \overset{+2}{Zn}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + \overset{0}{Cu}$

відновник	$\overset{0}{Zn} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{Zn}$	2	2	1	процес окиснення
окисник	$\overset{+2}{Cu} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{Cu}$	2		1	процес відновлення

4) $\overset{0}{Ba} + 2\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O} = \overset{+2}{Ba}\overset{-2}{(O}\overset{+1}{H)_2} + \overset{0}{H_2}\uparrow$

відновник	$\overset{0}{Ba} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{Ba}$	2	2	1	процес окиснення
окисник	$2\overset{+1}{H} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{H_2}$	2		1	процес відновлення

5) $4\overset{0}{Li} + \overset{0}{O_2} = 2\overset{+1}{Li_2}\overset{-2}{O}$

відновник	$\overset{0}{Li} - 1\bar{e} \rightarrow \overset{+1}{Li}$	1	4	4	процес окиснення
окисник	$\overset{0}{O_2} + 4\bar{e} \rightarrow 2\overset{-2}{O}$	4		1	процес відновлення

6) $\overset{0}{Be} + \overset{0}{Cl_2} = \overset{+2}{Be}\overset{-1}{Cl_2}$

відновник	$\overset{0}{Be} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{Be}$	2	2	1	процес окиснення
окисник	$\overset{0}{Cl_2} + 2\bar{e} \rightarrow 2\overset{-1}{Cl}$	2		1	процес відновлення

Завдання 201. Закінчити рівняння реакцій, визначити ступені окиснення атомів, скласти електронні рівняння, назвати окисник і відновник та розставити коефіцієнти:

1) $Cu + HNO_{3(розв.)} \rightarrow$
2) $Al + H_2SO_{4(розв.)} \rightarrow$
3) $Zn + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow$
4) $Ag + HNO_{3(конц.)} \rightarrow$
5) $Cr + HNO_{3(конц.)} \rightarrow$

Для визначення продуктів реакції використати додаток К.

1) $3\overset{0}{Cu} + 8\overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3}_{(розв.)} = 3\overset{+2}{Cu}(\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3})_2 + 2\overset{+2}{N}\overset{-2}{O} + 4\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

відновник $\overset{0}{Cu} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{Cu}$	2	6	3	процес окиснення
окисник $\overset{+5}{N} + 3\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{N}$	3		2	процес відновлення

2) $2\overset{0}{Al} + 3\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}_{(розв.)} = \overset{+3}{Al_2}(\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4})_3 + 3\overset{0}{H_2}$

відновник $\overset{0}{Al} - 3\bar{e} \rightarrow \overset{+3}{Al}$	3	6	2	процес окиснення
окисник $2\overset{+1}{H} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{H_2}$	2		3	процес відновлення

3) $4\overset{0}{Zn} + 5\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}_{(конц.)} = 4\overset{+2}{Zn}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{S} + 4\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

відновник $\overset{0}{Zn} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{Zn}$	2	8	4	процес окиснення
окисник $\overset{+6}{S} + 8\bar{e} \rightarrow \overset{-2}{S}$	8		1	процес відновлення

4) $\overset{0}{Ag} + 2\overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3}_{(конц.)} = \overset{+1}{Ag}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3} + \overset{+4}{N}\overset{-2}{O_2} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

відновник $\overset{0}{Ag} - 1\bar{e} \rightarrow \overset{+1}{Ag}$	1	1	1	процес окиснення
окисник $\overset{+5}{N} + 1\bar{e} \rightarrow \overset{+4}{N}$	1		1	процес відновлення

5) $Cr + HNO_{3(конц.)} \neq$

Реакція не відбувається, оскільки в концентрованій нітратній кислоті хром пасивується і на його поверхні утворюється захисна оксидна плівка.

Завдання 202. Який метал (цинк, калій чи мідь) можна використовувати для протекторного захисту від корозії стального виробу?

З таблиці Ж.1, додаток Ж виписуємо значення стандартних електродних потенціалів металів і враховуємо, що сталь – це сплав на основі заліза.

$$E^{\circ}_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44B, \qquad E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76B,$$

$$E^{\circ}_{K^{+}/K} = -2,93B, \qquad E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34B.$$

Для протекторного захисту від корозії можна використовувати тільки ті метали, які є більш активними, чим метал, з якого виготовлений виріб. При цьому необхідно, щоб різниця між значеннями стандартних електродних потенціалів металів була якомога меншою. Оскільки мідь є менш активним металом, ніж залізо, то вона не може бути протектором в даному випадку ($E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} > E^{\circ}_{Fe^{2+}/Fe}$).

Калій і цинк є більш активними металами ніж залізо, оскільки $E^{\circ}_{K^+/K} < E^{\circ}_{Fe^{2+}/Fe}$ і $E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} < E^{\circ}_{Fe^{2+}/Fe}$.

Калій не може бути протектором до залізного виробу, оскільки він є дуже активним металом у порівнянні із залізом $E^{\circ}_{Fe^{2+}/Fe} - E^{\circ}_{K^+/K} = -0,44B - (-2,93B) = 2,49B$.

Отже, з цих трьох металів як протектор можна використовувати тільки цинк.

Завдання 203. Який метал (цинк чи мідь) можна використовувати для катодного покриття з метою захисту від корозії стального виробу?

З таблиці Ж.1, додаток Ж виписуємо значення стандартних електродних потенціалів металів:

$$E^{\circ}_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44\,B;\ E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76\ B;\quad E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34\ B.$$

Метал, який використовують для катодного покриття, обов'язково повинен бути менш активним, чим той метал, з якого виготовлений виріб, який захищають від корозії.

Оскільки $E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} < E^{\circ}_{Fe^{2+}/Fe}$, то цинк не можна використовувати для катодного покриття стального виробу з метою захисту його від корозії, а мідь – можна, тому що $E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} > E^{\circ}_{Fe^{2+}/Fe}$.

9.5 Завдання для самостійної роботи

Завдання 204. Скласти молекулярні рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення за такими схемами:

$AlCl_3 \xleftarrow{1} Al \xrightarrow{2} Al(NO_3)_3 \xrightarrow{3} Al(OH)_3 \xrightarrow{4} Al_2O_3 \xrightarrow{5} NaAlO_2$;

$Na \xrightarrow{1} Na_2O \xrightarrow{2} NaOH \xrightarrow{3} Na_2SO_4 \xrightarrow{4} NaCl \xrightarrow{5} NaNO_3$;

$Ca \xrightarrow{1} CaO \xrightarrow{2} Ca(OH)_2 \xrightarrow{3} CaCO_3 \xrightarrow{4} Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{5} CaCO_3$;

$Mg \xrightarrow{1} Mg(NO_3)_2 \xrightarrow{2} MgOHNO_3 \xrightarrow{3} Mg(OH)_2 \xrightarrow{4} MgO \xrightarrow{5} MgCl_2$;

$Fe_2O_3 \xrightarrow{1} Fe \xrightarrow{2} FeCl_2 \xrightarrow{3} FeCl_3 \xrightarrow{4} FeOHCl_2 \xrightarrow{5} Fe(OH)_3$;

$Ni \xrightarrow{1} Ni(NO_3)_2 \xrightarrow{2} Ni(OH)_2 \xrightarrow{3} NiO \xrightarrow{4} NiCl_2 \xrightarrow{5} Ni$;

$Fe(NO_3)_3 \xrightarrow{1} Fe(OH)_3 \xrightarrow{2} Fe_2O_3 \xrightarrow{3} Fe \begin{array}{l}\xrightarrow{4} FeCl_2 \\ \xrightarrow{5} FeCl_3\end{array}$;

$CuCl_2 \xrightarrow{1} CuOHCl \xrightarrow{2} Cu(OH)_2 \xrightarrow{3} Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{4} Cu \xrightarrow{5} CuSO_4$.

Завдання 205. Скласти молекулярні рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення за такими схемами:

а) Кальцій $\xrightarrow{1}$ *кальцій оксид* $\xrightarrow{2}$ *кальцій гідроксид* $\xrightarrow{3}$ *кальцій карбонат* $\xrightarrow{4}$ *кальцій гідрогенкарбонат* $\xrightarrow{5}$ *кальцій карбонат;*

б) Алюміній хлорид $\xleftarrow{1}$ *алюміній* $\xrightarrow{2}$ *алюміній нітрат* $\xrightarrow{3}$ *алюміній гідроксид* $\xrightarrow{4}$ *алюміній оксид* $\xrightarrow{5}$ *натрій алюмінат;*

в) Ферум(III) оксид $\xrightarrow{1}$ *залізо* $\xrightarrow{2}$ *ферум(II) хлорид* $\xrightarrow{3}$ *ферум(III) хлорид* $\xrightarrow{4}$ *ферум(III) гідроксид хлорид* $\xrightarrow{5}$ *ферум(III) гідроксид* $\xrightarrow{6}$ *ферум(III) оксид;*

г) Нікель $\xrightarrow{1}$ *нікол нітрат* $\xrightarrow{2}$ *нікол гідроксид* $\xrightarrow{3}$ *нікол оксид* $\xrightarrow{4}$ *нікол хлорид* $\xrightarrow{5}$ *нікель;*

д) Магній $\xrightarrow{1}$ *магній нітрат* $\xrightarrow{2}$ *магній гідроксид нітрат* $\xrightarrow{3}$ *магній гідроксид* $\xrightarrow{4}$ *магній оксид* $\xrightarrow{5}$ *магній карбонат;*

е) Купрум хлорид $\xrightarrow{1}$ *купрум гідроксид хлорид* $\xrightarrow{2}$ *купрум гідроксид* $\xrightarrow{3}$ *купрум нітрат* $\xrightarrow{4}$ *мідь* $\xrightarrow{5}$ *купрум сульфат;*

ж) Ферум(III) нітрат $\xrightarrow{1}$ *ферум(III) гідроксид* $\xrightarrow{2}$ *ферум(III) оксид* $\xrightarrow{3}$ *залізо* $\xrightarrow[5]{4}$ *ферум(II) хлорид, ферум(III) хлорид*;

з) Натрій $\xrightarrow{1}$ *натрій оксид* $\xrightarrow{2}$ *натрій гідроксид* $\xrightarrow{3}$ *натрій сульфат* $\xrightarrow{4}$ *натрій хлорид* $\xrightarrow{5}$ *натрій нітрат;*

Завдання 206. Скласти молекулярні рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення за такими схемами:

а) Фосфор $\xrightarrow{1}$ *фосфор (V) оксид* $\xrightarrow{2}$ *ортофосфатна кислота* $\xrightarrow{3}$ *натрій ортофосфат* $\xrightarrow{4}$ *натрій нітрат;*

б) Силіцій $\xrightarrow{1}$ *силіцій(IV) оксид* $\xrightarrow{2}$ *натрій силікат* $\xrightarrow{3}$ *силікатна кислота* $\xrightarrow{4}$ *силіцій(IV) оксид;*

в) Сірка $\xrightarrow{1}$ *сірководень* $\xrightarrow{2}$ *сульфур (IV) оксид* $\xrightarrow{3}$ *сульфур (VI) оксид*; $\xrightarrow{4}$ *натрій сульфіт*; $\xrightarrow{5}$ *сульфатна кислота*

г) Магній хлорид $\xrightarrow{1}$ *хлор* $\xrightarrow{2}$ *хлороводень* $\xrightarrow{3}$ *кальцій хлорид* $\xrightarrow{4}$ *аргентум хлорид;*

д) Фосфор $\xrightarrow{1}$ *фосфор (III) оксид* $\xrightarrow{2}$ *фосфор (V) оксид* $\xrightarrow{3}$ *калій ортофосфат* $\xrightarrow{4}$ *барій ортофосфат.*

Завдання 207. Закінчити рівняння реакцій, визначити ступені окиснення атомів, скласти електронні рівняння, назвати окисник і відновник та розставити коефіцієнти відповідно до варіантів завдань:

Варіант	Завдання	Варіант	Завдання
1	$Zn + S \xrightarrow{t^\circ}$ $Mg + O_2 \xrightarrow{t^\circ}$ $Al + HCl \rightarrow$ $Mg + CuSO_4 \rightarrow$	4	$K + H_2O \rightarrow$ $Mg + Cl_2 \rightarrow$ $Al + Fe_2O_3 \xrightarrow{t^\circ}$ $CuO + H_2 \xrightarrow{t^\circ}$
2	$Ni + Cl_2 \rightarrow$ $FeO + C \xrightarrow{t^\circ}$ $Zn + H_2SO_{4\,(розв.)} \rightarrow$ $Mg + H_2O \xrightarrow{t^\circ}$	5	$Ca + O_2 \rightarrow$ $Fe + S \xrightarrow{t^\circ}$ $Zn + FeSO_4 \rightarrow$ $NiO + C \xrightarrow{t^\circ}$
3	$Na + H_2O \rightarrow$ $Fe + O_2 \rightarrow$ $Al + Mn_2O_3 \xrightarrow{t^\circ}$ $Zn + HCl \rightarrow$	6	$Fe + Cl_2 \rightarrow$ $Fe + CuSO_4 \rightarrow$ $FeO + H_2 \xrightarrow{t^\circ}$ $Al + CuCl_2 \rightarrow$

Завдання 208. Закінчити рівняння можливих реакцій, визначити ступені окиснення, скласти електронний баланс, назвати окисник і відновник та розставити коефіцієнти відповідно до варіантів завдань:

Варіант	Завдання	Варіант	Завдання
1	$Mg + H_2SO_{4\,(конц.)} \rightarrow$ $Zn + HNO_{3\,(розв.)} \rightarrow$ $Al + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow$ $Fe + H_2SO_{4\,(розв.)} \rightarrow$	4	$Ni + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow$ $Mg + H_2SO_{4\,(розв.)} \rightarrow$ $Co + HNO_{3\,(розв.)} \rightarrow$ $Pb + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow$
2	$Mg + H_2SO_{4\,(розв.)} \rightarrow$ $Al + HNO_{3\,(розв.)} \rightarrow$ $Fe + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow$ $Ni + H_2SO_{4\,(розв.)} \rightarrow$	5	$Al + H_2SO_{4\,(конц.)} \rightarrow$ $Fe + HCl \rightarrow$ $Cu + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow$ $Ni + H_2SO_{4\,(конц.)} \rightarrow$
3	$Cu + H_2SO_{4\,(розв.)} \rightarrow$ $Pb + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow$ $Mg + H_2SO_{4\,(конц.)} \rightarrow$ $Al + HNO_{3\,(розв.)} \rightarrow$	6	$Mg + HCl \rightarrow$ $Co + HNO_{3\,(розв.)} \rightarrow$ $Al + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow$ $Zn + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow$

Завдання 209. Який із запропонованих металів (згідно з варіантом) можна використовувати для протекторного захисту від корозії виробу із сталі?

Варіант	Метали
1	натрій, магній, нікель
2	кальцій, срібло, алюміній
3	магній, літій, платина
4	алюміній, паладій, цинк
5	цинк, магній, нікель

ЛІТЕРАТУРА

Основна:

1. Литвиненко В. А. Химия : Для иностранных студентов подфаков вузов / Литвиненко В. А., Клибус Г. К., Капустян А. И. / Под ред. В. А. Литвиненко. – К. : Вища шк., 1995. – Ч.1. – 100 с.
2. Литвиненко В. А. Химия : Для иностранных студентов подфаков вузов / Литвиненко В. А. – К. : Політехніка, 2002. – Ч. 2. – 95 с.
3. Капустян А. И. Химия : Для студентов-иностранцев подфаков вузов / А. И. Капустян, Т. В. Табенская – М. : Высш. шк., 1990. – 395 с.
4. Литвиненко В. А. Учебные задания по химии для самостоятельной работы иностранных студентов подфаков вузов / В. А. Литвиненко, Г. Х. Клибус. – К. : Укрвузполиграф, 1994. – 62 с.
5. Зинченко Т. А. Задачи и упражнения по химии (для студентов-иностранцев подготовительного факультета) / Т. А. Зинченко, Н. Ф. Семирозова – Одесса : ОГПУ, 1999. – 38 с.
6. Литвиненко В. А. Классы химических соединений / В. А. Литвиненко, Н. И. Богатырь – К. : Укрвузполиграф, 1998. – 52 с.

Додаткова:

7. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія : задачі та вправи : [навчальний посібник] / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К. : Либідь, 2001. – 400 с.
8. Хомченко Г. П. Посібник з хімії для вступників до вищих навчальних закладів. Пер. з рос. / Хомченко Г. П. – К. : Арій, 2008. – 480 с.
9. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : Підручник для студентів вищих навчальних закладів. – Київ : Ірпінь : ВТФ "Перун", 1998. – 480 с.
10. Григор'єва В. В. Загальна хімія : [підручник] / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб / під ред. О. А. Голуба – К. : Вища шк., 2009. – 471с.
11. Телегус В. С. Основи загальної хімії : [підручник] / В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кінжибало / під ред. В. С. Телегуса. – Львів : Світ, 2000. – 424 с.
12. Гройсман І. А. Хімія, схеми, формули, рівняння. Довідкове видання / Гройсман І. А. – Київ : ТОВ «ВП Логос-М», 2007. – 128 с.
13. Кукса С. П. 600 задач з хімії / Кукса С. П. – Тернопіль : Мандрівець, 1998. – 144 с.
14. Ярошенко О. Г. Завдання і вправи з хімії : [навчальний посібник] Вид. 5-е., виправлене і доповнене з прикладами розв'язування задач / О. Г. Ярошенко, В. І. Новицька. – К. : Станіла – Київ, 2003. – 234 с.

15. Басов В. П. Хімія : [навчальний посібник для самопідготовки до іспитів] / Басов В. П., Родіонов В. М., Юрченко О. Г. – К. : Каравела, Львів : Піча Ю. В., 2003. – 280 с.

16. Данильченко В. Є. Хімія. 8-9 класи : [навчальний посібник] / В. Є. Данильченко, Н. В. Фрадіна – Х. : Країна мрій, 2002. – 184 с.

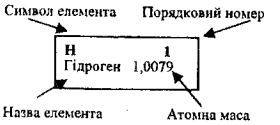
17. Данильченко В. Є. Хімія. 10-11 класи : [навчальний посібник] / В. Є. Данильченко, Н. В. Фрадіна. – Х. : Країна мрій, 2002. – 216 с.

Додаток А

Періодична система елементів Д. І. Менделєєва

Період	Ряд	Г р у п и							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1	**H 1** Гідроген водень 1,0079							**He 2** Гелій 4,0026
2	2	**Li 3** Літій 6,941	**Be 4** Берилій 9,012	**B 5** Бор 10,81	**C 6** Карбон вуглець 12,011	**N 7** Нітроген азот 14,007	**O 8** Оксиген кисень 15,999	**F 9** Флуор фтор 18,998	**Ne 10** Неон 20,179
3	3	**Na 11** Натрій 22,990	**Mg 12** Магній 24,305	**Al 13** Алюміній 26,981	**Si 14** Силіцій 28,086	**P 15** Фосфор 30,973	**S 16** Сульфур сірка 32,06	**Cl 17** Хлор 35,453	**Ar 18** Аргон 39,948
4	4	**K 19** Калій 39,098	**Ca 20** Кальцій 40,08	**21 Sc** Скандій 44,956	**22 Ti** Титан 47,90	**23 V** Ванадій 50,941	**24 Cr** Хром 51,996	**25 Mn** Манган 54,938	**26 Fe** Ферум залізо 55,847 / **27 Co** Кобальт 58,933 / **28 Ni** Нікол нікель 58.70
	5	**29 Cu** Купрум мідь 63,546	**30 Zn** Цинк 65.39	**Ga 31** Галій 69,72	**Ge 32** Германій 72,59	**As 33** Арсен 74,921	**Se 34** Селен 78,96	**Br 35** Бром 79,904	**Kr 36** Криптон 83,30
5	6	**Rb 37** Рубідій 85,468	**Sr 38** Стронцій 87,62	**39 Y** Ітрій 88,906	**40 Zr** Цирконій 91,22	**41 Nb** Ніобій 92,906	**42 Mo** Молібден 95,94	**43 Tc** Технецій [99]	**44 Ru** Рутеній 101,07 / **45 Rh** Родій 102,905 / **46 Pd** Паладій 106,4
	7	**47 Ag** Аргентум срібло 107,87	**48 Cd** Кадмій 112,41	**In 49** Індій 114,82	**Sn 50** Станум олово 118,71	**Sb 51** Стибій 121,75	**Te 52** Телур 127,60	**I 53** Іод Йод 126,904	**Xe 54** Ксенон 131,30
6	8	**Cs 55** Цезій 132,91	**Ba 56** Барій 137,33	**57 *La** Лантан 138,905	**72 Hf** Гафній 178,49	**73 Ta** Тантал 180,948	**74 W** Вольфрам 183,85	**75 Re** Реній 186,207	**76 Os** Осмій 190,2 / **77 Ir** Іридій 192,22 / **78 Pt** Платина 195,09
	9	**79 Au** Аурум золото 196,97	**80 Hg** Меркурій ртуть 200,59	**Tl 81** Талій 204,37	**Pb 82** Плюмбум свинець 207,2	**Bi 83** Бісмут 208,980	**Po 84** Полоній [209]	**At 85** Астат [210]	**Rn 86** Радон [222]
7	10	**Fr 87** Францій 223]	**Ra 88** Радій 226,025	**89 **Ac** Актиній [227]	**104 Rf** [261]Резерфордій	**105 Db** [262] Дубній	**106 Sg** [263] Сиборгій	**107 Bh** [262] Борій	**108 Hs** [262] Гасій / **109 Mt** [266]Майтнерій / **110 Ds** [271]Дармштадтій
Вищі оксиди		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Летючі водневі сполуки					RH_4	RH_3	H_2R	HR	

* Лантаноїди	**58 Ce** Церій 140,12	**59 Pr** Празеодим 140,906	**60 Nd** Неодим 144,24	**61 Pm** Прометій 147	**62 Sm** Самарій 150,4	**63 Eu** Європій 151,96	**64 Gd** Гадоліній 157,25	**65 Tb** Тербій 158,925	**66 Dy** Диспрозій 162,50	**67 Ho** Гольмій 164,93	**68 Er** Ербій 167,26	**69 Tm** Туліт 168,93	**70 Yb** Ітербій 173,04	**71 Lu** Лютецій 174,97
** Актиноїди	**90 Th** Торій 232,038	**91 Pa** Протактиній [231]	**92 U** Уран 238,029	**93 Np** Нептуній [237]	**94 Pu** Плутоній [244]	**95 Am** Америцій [243]	**96 Cm** [247] Кюрій	**97 Bk** [247] Берклій	**98 Cf** Каліфорній [251]	**99 Es** Ейнштейній [252]	**100 Fm** Фермій [257]	**101 Md** Менделевій [258]	**102 No** Нобелій [259]	**103 Lr** [260] Лоуренсій



Додаток Б

Фізичні величини, їх позначення й одиниці

Таблиця Б.1 – Фізичні величини, їх позначення й одиниці

Фізична величина	Позначення	Рівняння для визначення даної фізичної величини	Одиниці
Молярна маса	M	$M = \frac{m}{\nu}$	*кг/моль, г/моль*
Маса речовини	m	$m = M \cdot \nu$	*кг, г*
Кількість речовини	ν	$\nu = \frac{m}{M}$; $\nu = \frac{V}{V_\mu}$; $\nu = \frac{N^*}{N_A}$	*моль*
Об'єм газу	V	$V = V_\mu \cdot \nu$	*м^3, л*
Молярний об'єм газу	V_μ**	$V_\mu = \frac{V}{\nu}$;	*м^3/моль, л/моль*
Густина	ρ	$\rho = \frac{m}{V}$	*кг/м^3, г/мл*

Примітка. * N – число структурних одиниць, N_A – стала Авогадро (N_A = = $6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$); ** V_μ за нормальних умов дорівнює 22,4 *л/моль*.

Додаток В

Таблиця відносних молекулярних мас неорганічних речовин

Таблиця В.1 – Відносні молекулярні маси неорганічних речовин

Аніони	Катіони															
	H^+	NH_4^+	Na^+	K^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+	Pb^{2+}
O^{2-}	–	–	62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232	223
OH^-	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	125	241
Cl^-	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	133,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5	278
Br^-	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188	367
I^-	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	437	309	319	318	235	461
NO_3^-	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331
S^{2-}	34	68	78	110	169	72	56	150	200	88	208	87	97	96	248	239
SO_3^{2-}	82	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	296	287
SO_4^{2-}	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
CO_3^{2-}	62	96	106	138	197	100	84	234	284	116	292	115	125	124	276	267
SiO_3^{2-}	78	112	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	141	140	292	283
PO_4^{3-}	98	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419	811

Додаток Г

Відносна електронегативність елементів за шкалою Полінга

Таблиця Г. 1 – Відносна електронегативність елементів за шкалою Полінга

Період	Групи									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 2,1									He —
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0			Ne —
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0			Ar —
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9
	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8			Kr —
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Te 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2
	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5			Xe —
6	Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2
	Au 2,4	Hg 1,9	Ti 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2			Rn —
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac-Lr 1,1-1,4							

Додаток Д

Розчинність основ, кислот і солей у воді

Таблиця Д.1 – Розчинність 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-}
H^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н
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
Mg^{2+}	н	м	р	р	р	—	н	р	р	н	н	н
Ca^{2+}	м	н	р	р	р	—	н	м	р	н	н	н
Ba^{2+}	р	м	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н
Al^{3+}	н	м	р	р	р	—	—	р	р	н	—	н
Cr^{3+}	н	м	р	р	н	н	—	р	р	н	—	н
Zn^{2+}	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Mn^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Co^{2+}, Ni^{2+}	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Fe^{2+}	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Fe^{3+}	н	м	р	р	—	—	—	р	р	н	—	н
Cd^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Hg^{2+}	—	р	р	м	н	н	н	р	р	н	—	—
Cu^{2+}	н	р	р	р	—	н	н	р	р	н	н	н
Ag^+	—	р	н	н	н	н	н	м	р	н	н	н
Sn^{2+}	н	р	р	р	м	н	—	р	—	н	—	—
Pb^{2+}	н	н	м	м	н	н	н	н	р	н	н	н

р - розчинна, м - малорозчинна, н - нерозчинна речовина,
— речовина не існує або розкладається водою

Додаток Е

Константи дисоціації деяких кислот у водних розчинах при t = 25 °С

Таблиця Е.1 – Константи дисоціації деяких кислот у водних розчинах при t = 25 °С

Назва кислоти	Формула	Константи дисоціації
Карбонатна	H_2CO_3	$K_1 = 4{,}5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4{,}8 \cdot 10^{-11}$
Нітритна	HNO_2	$K = 5{,}1 \cdot 10^{-4}$
Ортофосфатна	H_3PO_4	$K_1 = 7{,}1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6{,}2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5{,}0 \cdot 10^{-13}$
Оцтова	CH_3COOH	$K = 1{,}74 \cdot 10^{-5}$
Сульфідна	H_2S	$K_1 = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 2{,}5 \cdot 10^{-13}$
Сульфітна	H_2SO_3	$K_1 = 1{,}4 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6{,}2 \cdot 10^{-8}$
Ціанідна	HCN	$K = 5{,}0 \cdot 10^{-10}$

Додаток Ж

Стандартні електродні потенціали металів у водних розчинах

Таблиця Ж.1 – Стандартні електродні потенціали металів у водних розчинах

Рівняння електродного процесу	E °, В
$Li^+ + \bar{e} \rightarrow Li$	– 3,05
$K^+ + \bar{e} \rightarrow K$	– 2,93
$Ba^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ba$	– 2,91
$Ca^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ca$	– 2,87
$Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na$	– 2,71
$Mg^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Mg$	– 2,36
$Al^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Al$	– 1,66
$Ti^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ti$	– 1,63
$Mn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Mn$	– 1,18
$Zn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Zn$	– 0,76
$Cr^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Cr$	– 0,74
$Fe^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Fe$	– 0,44
$Cd^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cd$	– 0,40
$Co^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Co$	– 0,28
$Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni$	– 0,25
$Sn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Sn$	– 0,14
$Pb^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Pb$	– 0,13
$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$	0
$Sb^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Sb$	+ 0,20
$Bi^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Bi$	+ 0,22
$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu$	+ 0,34
$Ag^+ + \bar{e} \rightarrow Ag$	+ 0,80
$Hg^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Hg$	+ 0,85
$Pt^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Pt$	+ 1,19
$Au^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Au$	+ 1,50

Додаток И

Реакції на електродах в процесах електролізу

Таблиця И.1 - Реакції на електродах в процесах електролізу водних розчинів

Катодна реакція	E°, В	Анодна реакція	E°, В
$K^+ + 1\bar{e} \rightarrow K$	– 2,93	$Zn - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$	– 0,76
$Na^+ + 1\bar{e} \rightarrow Na$	– 2,71	$Fe - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$	– 0,44
$\mathbf{2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-}$	**– 0,88**	$Cd - 2\bar{e} \rightarrow Cd^{2+}$	– 0,40
$Zn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Zn$	– 0,76	$Ni - 2\bar{e} \rightarrow Ni^{2+}$	– 0,25
$Fe^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Fe$	– 0,44	$Cu - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{2+}$	+ 0,34
$Cd^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cd$	– 0,40	$4OH^- - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 2H_2O$	+ 0,40
$Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni$	– 0,25	$2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2$	+ 0,53
$Sn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Sn$	– 0,14	$2Br^- - 2\bar{e} \rightarrow Br_2$	+ 1,07
$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$	0	$\mathbf{2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 4H^+}$	**+ 1,23**
$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu$	+ 0,34	$2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$	+ 1,36
$Ag^+ + 1\bar{e} \rightarrow Ag$	+ 0,80	$2SO_4^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow S_2O_8^{2-}$	+ 2,01
$Au^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Au$	+ 1,50	$2F^- - 2\bar{e} \rightarrow F_2$	+ 2,87

Додаток К

Взаємодія металів з кислотами

Li, K, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, (H_2), Cu, Ag, Hg, Pt, Au

Кислота	Окисник	Продукти відновлення	Метали, що вступають в реакцію
HCl (розв.)	H^+	H_2	Всі метали, що стоять лівіше H_2
HCl (конц.)	H^+	H_2	Всі метали, що стоять лівіше H_2
H_2SO_4 *(розв.)*	H^+	H_2	Всі метали, що стоять лівіше H_2
H_2SO_4 *(конц.)*	S^{+6}	SO_2	Малоактивні метали від *Ni* до *Pt* (*Fe, Cr, Ni* – пасивуються)
	S^{+6}	S, H_2S	Активні метали до *Cr*
HNO_3 *(розв.)*	N^{+5}	NO	Малоактивні метали від *Cr* до *Pt*
	N^{+5}	N_2O, N_2, NH_4NO_3	Активні метали до *Cr*
HNO_3 *(конц.)*	N^{+5}	NO_2	Всі метали, крім *Au* і *Pt* (*Al, Fe, Cr, Ni, Co* – пасивуються)

Навчальне видання

Ранський Анатолій Петрович
Євсєєва Марія Василівна
Гордієнко Ольга Анатоліївна
Звуздецька Надія Сергіївна

ХІМІЯ

Навчальний посібник

Редактор В. Дружиніна
Коректор З. Поліщук

Оригінал-макет підготовлено М. Євсєєвою

Підписано до друку 03.08.2012 р.
Формат 29,7×42¼. Папір офсетний.
Гарнітура Times New Roman.
Друк різографічний. Ум. друк. арк. 9,6.
Наклад 300 (1-й запуск 1-100) прим. Зам. № 2012-102.

Вінницький національний технічний університет,
навчально-методичний відділ ВНТУ.
21021, м. Вінниця, Хмельницьке шосе, 95,
ВНТУ, к. 2201.
Тел. (0432)59-87-36.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 3516 від 01.07.2009 р.

Віддруковано у Вінницькому національному технічному університеті
в комп'ютерному інформаційно-видавничому центрі.
21021, м. Вінниця, Хмельницьке шосе, 95,
ВНТУ, ГНК, к. 114.
Тел. (0432)59-87-38.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 3516 від 01.07.2009 р.