

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ТЕРНОПІЛЬСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ІМЕНІ ІВАНА ПУЛЮЯ

Назарко І. С., Вічко О. І.

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК

*для студентів
технічних спеціальностей*

Тернопіль
2019

Укладачі:

Назарко І. С., канд. пед. наук, доцент;
Вічко О. І., канд. тех. наук, доцент.

Рецензенти:

Г. Я. Загречук, канд. хім. наук, доцент;
Ю. Б. Стецишин, канд. хім. наук, доцент.

Схвалено та рекомендовано до друку на засіданні
кафедри харчової біотехнології і хімії
Тернопільського національного технічного університету імені Івана Пулюя.
Протокол № 9 від 12 березня 2019 р.

Схвалено та рекомендовано до друку на засіданні
факультету інженерії машин, споруд та технологій
Тернопільського національного технічного університету імені Івана Пулюя.
Протокол № 6 від 14 березня 2019 р.

Загальна хімія : навчальний посібник для студентів технічних
3 14 спеціальностей / Укладачі : Назарко І.С., Вічко О.І. – Тернопіль :
Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя,
2019. – 192 с.

УДК 54

Матеріал посібника побудований таким чином, щоб користувач міг без
допомоги викладача оволодіти теоретичними основами загальної хімії.
Навчальний посібник адресований студентам технічних спеціальностей і може
бути корисний абітурієнтам.

Відповідальна за випуск: *Назарко І. С.*, кандидат педагогічних наук, доцент
кафедри харчової біотехнології і хімії ТНТУ ім. І. Пулюя

© Назарко І. С., Вічко О. І., 2019
© Тернопільський національний технічний
університет імені Івана Пулюя, 2019

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА	6
ТЕМА 1. Основні поняття та закони хімії	7
1.1. Хімія – фундаментальна наука	7
1.2. Основні хімічні поняття і величини	8
1.3. Основні хімічні закони	11
1.4. Агрегатні стани речовини	13
Запитання для самоконтролю	17
ТЕМА 2. Систематика хімічних елементів	18
2.1. Поширення і класифікація хімічних елементів	18
2.2. Будова періодичної системи хімічних елементів	20
2.3. Будова атома	22
2.4. Будова багатоелектронних атомів	26
2.5. Ядерні реакції	28
Запитання для самоконтролю	31
ТЕМА 3. Хімічний зв'язок	32
3.1. Загальні поняття та характеристики хімічного зв'язку	32
3.2. Ковалентний зв'язок	34
3.3. Орієнтація хімічних зв'язків у просторі. Гібридизація	37
3.4. Інші типи хімічного зв'язку	39
3.5. Кристалічний стан речовини	42
3.6. Будова і властивості кристалів. Типи кристалічних решіток	44
3.7. Рідкі кристали	46
Запитання для самоконтролю	48
ТЕМА 4. Класифікація речовин	49
4.1. Систематика та номенклатура неорганічних речовин	49
4.2. Характеристика неорганічних речовин	50
4.2.1. Оксиди	50
4.2.2. Основи	52
4.2.3. Кислоти	54
4.2.4. Солі	55
4.3. Періодична зміна властивостей речовин	58
Запитання для самоконтролю	59
ТЕМА 5. Енергетика та кінетика хімічних процесів	60
5.1. Систематика хімічних реакцій	60
5.2. Основні поняття термодинаміки	62
5.3. Закони термодинаміки	64
5.4. Закони термохімії	67

5.5. Застосування законів термодинаміки та термохімії	68
5.6. Кінетика (швидкість) хімічних реакцій	69
5.7. Каталіз	73
5.8. Хімічна рівновага	74
Запитання для самоконтролю	76
ТЕМА 6. Властивості розчинів	77
6.1. Характеристика розчинів	77
6.2. Способи вираження складу розчинів	79
6.3. Властивості розбавлених розчинів. Явище осмосу	80
6.4. Властивості розчинів електролітів	85
6.5. Рівновага в розчинах слабких електролітів	88
6.6. Дисоціація води. Водневий показник	89
6.7. Гідроліз солей	91
6.8. Особливості колоїдних розчинів	92
Запитання для самоконтролю	95
ТЕМА 7. Окисно-відновні та електрохімічні процеси	96
7.1. Особливості реакцій окиснення-відновлення	96
7.2. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій	97
7.3. Електродний потенціал. Рівняння Нернста	98
7.4. Гальванічні елементи	100
7.5. Хімічні джерела струму. Акумулятори	103
7.6. Електроліз	104
7.7. Закони електролізу. Застосування електролізу	105
Запитання для самоконтролю	107
ТЕМА 8. Властивості металів. Корозія	108
8.1. Методи одержання металів	108
8.2. Будова металів, їх фізичні властивості	111
8.3. Хімічні властивості металів	114
8.4. Сплави	116
8.5. Сплави заліза і вуглецю	117
8.6. Корозія металів	120
8.7. Методи захисту від корозії	123
Запитання для самоконтролю	126
ТЕМА 9. Властивості неметалів. Сполуки Карбону та Силіцію	127
9.1. Загальна характеристика неметалів	127
9.2. Алотропні модифікації Карбону	130
9.3. Сполуки Карбону	132
9.4. Полімерні конструкційні матеріали	136
9.5. Пластичні маси	138

9.6. Полімерні діелектрики	141
9.7. Сполуки Силіцію	142
9.8. Будова і принцип роботи сонячних батарей	143
Запитання для самоконтролю	148
ТЕМА 10. Паливні матеріали	149
10.1. Загальна характеристика палива	149
10.2. Тверде паливо	151
10.3. Рідке паливо	155
10.4. Газоподібне паливо	157
10.5. Альтернативні види палива	160
10.6. Електромобілі	165
Запитання для самоконтролю	167
ДОДАТОК А	168
ДОДАТКИ Б	171
ДОДАТКИ Б1	172
ДОДАТОК В	174
ДОДАТОК Г	175
ДОДАТОК Д	178
ВИДАТНІ ХІМІКИ	179
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА	188

ПЕРЕДМОВА

На сьогоднішньому етапі розвитку суспільства хімічні речовини та процеси застосовуються майже у всіх сферах діяльності людини. Розвиток хімічної промисловості забезпечує розвиток інших галузей народного господарства (металургія, електроніка, автоматика, обчислювальна техніка, телемеханіка, радіотехніка тощо). Хімічними методами здійснено отримання висококалорійного палива (йде на потреби ракетної техніки), розділення ізотопів (для роботи атомних реакторів), розробку міцних конструкцій космічних систем. Широкого застосування набули різноманітні каталізатори, мембранні технології та сенсори, що дають можливість керувати хімічними процесами на молекулярному рівні.

Сучасний інженер має справу зі складними фізико-хімічними процесами та різними конструкційними матеріалами, властивості яких він повинен добре знати. Отже, хімічна підготовка сучасного спеціаліста полягає в розумінні процесів, властивостей речовин та матеріалів як основи для ґрунтовного креативного мислення, яке дасть можливість вирішувати складні питання техніки на науковій основі. Тому знання з хімії необхідні для роботи інженера будь-якої спеціальності.

У посібнику в наочній формі за допомогою схем, таблиць, рисунків викладено основний матеріал з хімії в обсязі програми курсу «Загальна хімія» для студентів всіх форм навчання технічних спеціальностей: **152 «Метрологія та інформаційно-вимірювальна техніка»**, **153 «Мікро- та наносистемна техніка»**, **163 «Біомедична інженерія»**, **172 «Телекомунікації та радіотехніка»**, **274 «Автомобільний транспорт»**, **275 «Транспортні технології»** та інших. *Мета видання* – допомогти студентам самостійно повторити, систематизувати та поглибити свої знання з хімії для розуміння різноманітних технічних процесів.

Для полегшення засвоєння знань матеріал зібраний у 10 тем. Особливістю посібника є логічний стиль викладу матеріалу, який охоплює найважливіші аспекти теоретичних і прикладних досягнень хімічної науки. У посібнику наведено загальну характеристику основних понять, термінів і законів хімії; систематику елементів, речовин, хімічних реакцій; способи добування та застосування найважливіших сполук; *пояснено* будову атома та речовини; періодичність властивостей елементів та їх сполук; закономірності перебігу хімічних реакцій з елементами термодинаміки та кінетики; властивості розчинів; закономірності йонно-обмінних та окисно-відновних процесів та ін. У посібнику подано сучасні розробки науковців, які мають широке практичне застосування. Видання доповнене додатками.

ТЕМА 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

Основні терміни: 1) хімія; 2) матерія; 3) речовина; 4) атом; 5) іон; 6) молекула; 7) хімічний елемент; 8) проста речовина; 9) складна речовина; 10) моль; 11) еквівалент; 12) хімічні закони; 13) агрегатні стани.

1.1. Хімія – фундаментальна наука

Хімія¹ – це фундаментальна природнича наука, що вивчає матеріальний світ, закони його розвитку, тобто матерію і рух у їх нерозривній єдності. Поняття **матерія**² відображає суть реального існування видимих і невидимих об'єктів та явищ природи. Всесвіт, який нас оточує, складається з безлічі різноманітних тіл, що мають ряд спільних рис, однією з яких є вплив на наші органи чуття. Властивість матерії впливати на органи чуття зумовлена матеріальністю тіл. Універсальними властивостями матерії є: її нестворюваність, незнищуваність, структурність, вічність існування у часі, нескінченність у просторі. **Основна властивість матерії** – її здатність рухатись, змінюватись. Це впливає не тільки на положення тіл у просторі, але й на їх перетворення, що відбуваються в часі. Рух матерії – це плавлення металу, горіння, радіоактивність, проростання зерен, випадання дощу, рух планет та ін. **Формами руху матерії** у порядку їх ускладнення є: 1) **фізична** (рух елементарних частинок і відповідних їм полів); 2) **хімічна** (перетворення речовин); 3) **біологічна** (обмін речовин).

Природознавство загалом вивчає рухому матерію, а хімія в системі природознавства вивчає хімічну форму руху матерії, тобто хімічні реакції (перетворення одних речовин на інші з утворенням якісно нових молекул, йонів, кристалів), а також склад і властивості речовин. Характерна особливість цієї форми: речовини при хімічних процесах не зберігають свого початкового складу і структури, а зазнають перетворень (зміна складу, будови, властивостей речовин). Матеріальними носіями хімічної форми руху є лише такі частинки, між якими можуть виникати хімічні зв'язки. Це атоми, молекули, іони, вільні радикали, комплекси, макромолекули, міцели, кристали. Хімічний рух є результатом дії специфічних суперечностей, властивих атомам, молекулам та іншим дискретним частинкам речовини. Форми прояву суперечностей виявляються у різних типах реакцій. Хімічна форма руху може відбуватись і без зміни якісного складу сполук, що спостерігається при фазових переходах (вода перетворюється в пару).

У своїй практичній діяльності людина має справу з конкретним станом матерії, що проявляється у 2 видах:

1) **речовина** – у якому матерія виявляє себе як сукупність дискретних утворень (елементарні частинки, атомні ядра, атоми, молекули, іони, гази, рідини, кристали, гірські породи, рослинні та тваринні тканини), що мають певні властивості та масу (маса тіла залежить від швидкості його руху);

2) **поле** – вид існування матерії, що зумовлює взаємодію між частинками речовини і характеризується енергією (поле електромагнітне, гравітаційне, внутрішньоядерних сил, елементарних частинок). Природа поля є квантовою: його матеріальність характеризується квантами енергії. Якщо у тілі відбуваються хімічні перетворення, то воно стає джерелом одного із видів електромагнітних хвиль, які несуть інформацію про стан рухомої матерії.

Хімія вивчає властивості, склад і будову речовин, процеси перетворення речовин, які супроводжуються зміною складу і структури, а також взаємні переходи між цими процесами та іншими формами руху матерії. Речовинами є все те, що має масу і наповнює простір. Речовини складаються з молекул, які перебувають у постійному русі, між ними існує взаємне притягання і відштовхування. Молекули складаються з атомів, які мають певні розміри й масу і при хімічних реакціях не зазнають якісних змін. Молекули різних речовин відрізняються між собою складом, розмірами та властивостями (наприклад, молекули кисню і білка).

Речовина³ – це вид матерії, що має певні хімічні та фізичні властивості за даних умов. Лише чисті речовини мають сталі властивості. Проте, у природі речовини у чистому стані практично не трапляються, тому більш поширені суміші речовин. Залежно від властивостей речовин, які вивчаються, від методів їх досліджень, розвиваються різні хімічні науки: неорганічна, органічна, аналітична, фізична, колоїдна, біохімія, радіохімія, електрохімія. При вивченні загальної хімії розглядають **4 найголовніших вчення** про:

- 1) будову речовин;
- 2) періодичну зміну властивостей елементів;
- 3) теплові ефекти та напрямки хімічних реакцій;
- 4) швидкість і механізм хімічних реакцій.

1.2. Основні хімічні поняття та фізико-хімічні величини

Основою хімічної науки є атомно-молекулярна теорія **Ломоносова-Дальтона** та теорія хімічної будови **Бутлерова**, які пов'язують хімічні властивості речовин з кількістю та якістю складових частинок (атомів) та з їх взаємним розміщенням (хімічною будовою). Сучасний зміст основних хімічних понять атомно-молекулярного вчення відрізняється від того, який вкладався у них раніше. Їх сучасне тлумачення подано у таблиці 1.1.

Таблиця 1.1. Основні хімічні поняття

Поняття	Основна характеристика
1. Атом⁴	найменша, хімічно неподільна електронейтральна частинка матерії, яка складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів і є носієм хімічних властивостей елемента (С, Н, О, К, Сl). Взаємодіючи між собою, атоми можуть утворювати молекули, що характеризуються новою сукупністю властивостей. Внаслідок відщеплення або приєднання електронів в атомі утворюється електрично заряджена частинка – іон⁵ (K^+ , Fe^{2+} , SO_4^{2-}). Іони поділяються на катіони (+) та аніони (-).
2. Молекула⁶	найменша частинка речовини здатна до самостійного існування, що зберігає хімічні властивості цієї речовини. Молекула лише носій фізичних властивостей речовини, більшість з яких проявляється внаслідок об'єднання великої кількості молекул. Молекула складається з однакових або різних атомів, сполучених в єдине ціле хімічними зв'язками (H_2 , O_3 , H_2SO_4 , $C_6H_{12}O_6$). Проте є речовини немалекулярної будови: інертні гази та речовини, що утворюють іонні та атомні кристали.
3. Хімічний елемент⁷	вид атомів з однаковим зарядом ядра, що характеризується певною сукупністю властивостей (Ag, O, Zn). Основою сучасного поняття елемента є заряд ядра (протонне число) та маса атомів (нуклонне число). Елемент – це окремі атоми, хімічно не сполучені між собою (елемент ширше поняття ніж атом). Елемент у вільному стані може існувати у вигляді декількох простих речовин – алотропних видозмін . Відомо понад 400 алотропних видозмін простих речовин: С (графіт та алмаз); Р (чорний, білий, червоний фосфор).
4. Речовина	Якщо речовина складається з атомів одного елемента, то це проста речовина⁸ (H_2 , O_2), а якщо з атомів різних елементів – складна речовина⁹ (HCl , $CaCO_3$, CH_3OH). Вивчено порядку 500 простих речовин. Вони мають різну будову: малекулярну – Cl_2 , O_2 , O_3 тощо; атомну – С (алмаз), He, Ne тощо; металічну – метали. Налічується близько 7 млн. складних речовин. Вони можуть мати різну будову: малекулярну – CH_4 , H_2S , HI; іонну – KCl , $NaOH$, $MgCl_2$; металічну – Fe_3C (карбід). Речовини сталого складу називаються дальтонідами , а змінного складу бертолідами (оксиди феруму: $Fe_{0,89}O$, $Fe_{0,93}O$).

Важливою характеристикою атома, крім заряду ядра, є його *маса*. Абсолютні маси атомів і молекул дуже малі (10^{-24} – 10^{-22} г), тому у розрахунках використовують відносні маси. Відносну кількість атомів і молекул у речовині характеризують кількістю речовини. Пояснення основних фізико-хімічних величин (маси і кількості) наведено у таблиці 1.2.

Таблиця 1.2. Основні фізико-хімічні величини

Величини	Основна характеристика
1. Атомна одиниця маси	це 1/12 маси атома ізотопу Карбону ^{12}C 1 а.о.м. = $m_{\text{aC}}/12$ 1 а.о.м. = $1,66 \cdot 10^{-24}$ г (вона створює єдину основу для хімічних і фізичних розрахунків).
2. Відносна атомна маса	відношення маси атома до 1/12 частини маси атома ^{12}C . $A_{\text{r}} = m_{\text{a}}/\text{а.о.м.}$ (безрозмірна величина).
3. Відносна молекулярна маса	відношення маси молекули до 1/12 частини маси атома ^{12}C . $M_{\text{r}} = m_{\text{M}}/\text{а.о.м.}$ (безрозмірна величина).
4. Моль¹⁰	кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (атомів, молекул, іонів, електронів), скільки атомів міститься в 0.012 кг ізотопу ^{12}C , а саме $6,02 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро – N_{A}). Застосовуючи поняття моля, треба в кожному конкретному випадку зазначати, які саме структурні одиниці мають на увазі (моль атомів Н, моль молекул H_2 , моль іонів H^+). $n = m / M$, де n – кількість речовини (моль), m – маса речовини (кг або г), M – молярна маса (г/моль).
5. Молярна маса	маса одного моля речовини, виражена у кг або г. $M = m / n$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль, або $M = m_0 / N_{\text{A}}$ (m_0 – маса 1 молекули).
6. Еквівалент¹¹	така кількість речовини, яка з'єднується з 1 молем атомів Гідрогену або заміщує ту ж кількість атомів Гідрогену в хімічних реакціях. «Еквівалент» означає «рівноцінний». Щоб обчислити еквівалент елемента, треба знати будову його сполуки з будь-яким іншим елементом, еквівалент якого вже відомий.*

* **Еквівалентна маса елемента** – атомна маса елемента поділена на його валентність – $E = A/n$, наприклад: $E_{\text{Mg}} = 24,30/2 = 12,15$ г/моль. Еквівалентна маса елемента, що має змінну ступінь окиснення — змінна величина. Вона залежить від валентності елемента. **Наприклад:** 1) FeCl_2 $E_{\text{Fe}} = 28$ г/моль; 2) FeCl_3 $E_{\text{Fe}} = 18,6$ г/моль. Еквівалентом складної речовини називається така кількість, яка без залишку взаємодіє з одним еквівалентом будь-якої іншої речовини.

Еквівалентна маса кислоти = молярній масі, поділеній на основність кислоти. **Наприклад:** $E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49$ г/моль. Еквівалентна маса гідроксиду = молярній масі, поділеній на валентність металу або на атомність (число груп OH). **Наприклад:** $E(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74/2 = 37$ г/моль. Еквівалентна маса солі = молярній масі солі, поділеній на добуток валентності металу на кількість його атомів у молекулі. **Наприклад:** $E(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342/2 \cdot 3 = 57$ г/моль

1.3. Основні хімічні закони

Закони хімії¹² – це знання, що відображають об’єктивні закони природи з певною точністю. Вони не є абсолютно загальними, залежать від конкретних умов і рівня розвитку матерії. Якщо умови змінюються, то змінюються і характер законів, і межі їх дії. Основні хімічні закони, на базі яких було розвинуто атомно-молекулярне вчення, є фундаментом хімічних наук. Вони представлені у таблиці 1.3 та додатку А.

Таблиця 1.3. Основні хімічні закони

Закон	Відкрив	Визначення	Пояснення
1	2	3	4
Закон збереження матерії			
1. Закон збереження маси	М.В. Ломоносов (1748 р.).	Маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції. $m_{\text{вих}} = m_{\text{прод}}$	Один із фундаментальних і загальних законів природи, Цей закон започаткував ваговий метод аналізу, дав змогу проводити всі розрахунки за хімічними рівняннями, вивчати кількісний склад багатьох речовин.
Стехіометричні закони			
2. Закон сталості складу	Ш. Пруст (1801 р.).	Кожна хімічна сполука має сталий якісний та кількісний склад, незалежно від способу та умов її добування.	Так, у воді вагове співвідношення Оксигену до Гідрогену є 8 : 1, яким би шляхом не була отримана вода.

Закінчення таблиці 1.3

1	2	3	4
3. Закон кратних співвідношень	Дж. Дальтон (1803 р.)	Якщо два елементи утворюють один з одним кілька хімічних сполук, то вагові кількості одного з елементів, які припадають у цих сполуках на одну й ту ж кількість іншого, відносяться між собою як прості цілі числа.	На основі закону Дж. Дальтон зробив висновок про будову речовин, ввів поняття атома, а також відносної атомної маси елемента.
4. Закон еквівалентів	І.Ріхтер (1797 р.) і Дж. Дальтон (1803 р.)	Елементи взаємодіють один з одним масами, прямо пропорційним їх еквівалентам.	Математичний вираз закону: $m_1 / m_2 = E_1 / E_2$
Газові закони			
5. Закон об'ємних відношень	Ж. Гей-Люсак (1808 р.)	За незмінних умов об'єми газів, що вступають в реакцію відносяться один до одного і до об'ємів газоподібних продуктів як невеликі цілі числа.	Наприклад: $2C_2H_{6(g)} + 7O_{2(g)} = 4CO_{2(g)} + 6H_2O_{(r)}$ 2 : 7 – 4 : 6
6. Закон Авогадро	А.Авогадро (1811 р.)	У рівних об'ємах різних газів, взятих при однаковій температурі та тиску, міститься однакова кількість молекул.	Виходячи із закону Авогадро, можна зробити висновок, що маси двох газів, взятих в однакових об'ємах, відносяться один до одного як їх молярні маси. $m_1/m_2 = M_1/M_2$, де: m_1 і m_2 – маси, M_1 і M_2 – молярні маси двох газів.**

****Перший висновок із закону Авогадро:** один моль будь-якого газу містить однакове число молекул, незалежно від хімічної природи газу, і дорівнює $6,023 \cdot 10^{23}$ – це **число Авогадро** (N_A). **Другий висновок із закону Авогадро:** один моль усіх речовин у газоподібному стані за нормальних умов займає об'єм 22,4 л.

1.4. Агрегатні стани речовини

Атоми, молекули та іони становлять лише частину більш високої організації речовини, що практично бере участь у хімічних перетвореннях – **агрегатного стану**¹³. В залежності від **температури** (характеризує кінетичну енергію) та **тиску** (характеризує потенціальну енергію) речовина може перебувати у трьох основних станах: твердому, рідкому, газовому. Стабільність агрегатного стану пов'язана зі співвідношенням кінетичної та потенціальної енергії частинок, які взаємодіють (рис. 1.1). Деякі речовини не можуть перебувати у трьох агрегатних станах оскільки при нагріванні розкладаються: вапняк, сахароза, полімери, білки та інші.

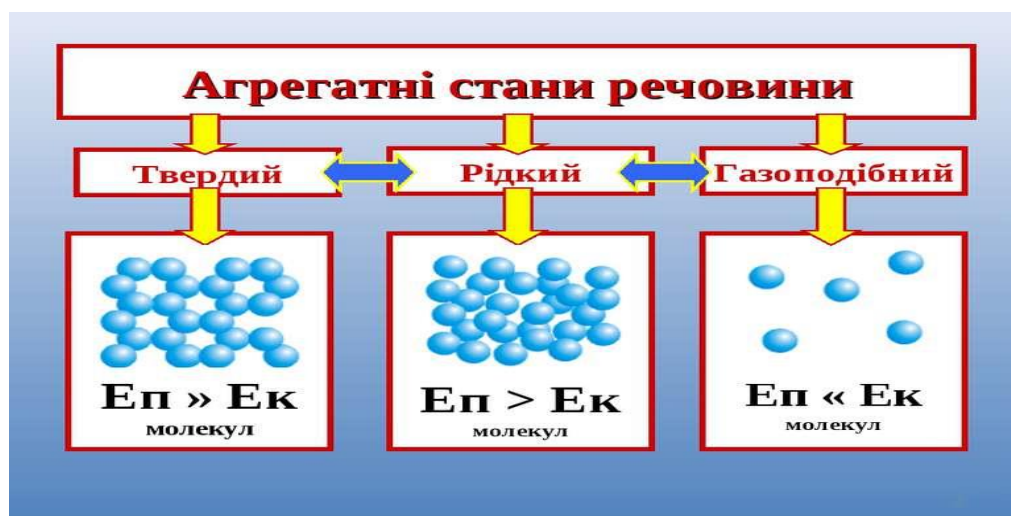


Рис. 1.1. Вигляд речовини у різних агрегатних станах

У різних агрегатних станах частинки речовини перебувають на різних відстанях і впливають одна на одну, що й зумовлює відповідні властивості речовин (таблиця 1.4).

Таблиця 1.4. Характеристика агрегатних станів

Характеристика	твердий	рідкий	газовий
1. Частинки (атоми, молекули)	на відстанях, що мають розмір самих частинок	одні на відстанях, що мають розмір самих частинок, інші – на більших	на відстанях, що перевищують розмір самих частинок
2. Сили взаємодії між частинками	великі, тому частинки не переміщуються, а коливаються	між одними великі, між іншими – малі, тому є вільний об'єм і плинність	дуже малі, тому гази можуть бути розрідженими чи стиснутими
3. Основні ознаки	зберігають власну форму і об'єм	мають власний об'єм і не мають власної форми	не мають ні власної форми, ні об'єму

Твердий і рідкий стани називаються *конденсованими*. Вони більш схожі між собою ніж рідкий і газовий. Тому перехід з твердого стану в рідкий потребує меншої затрати енергії, ніж з рідкого стану в газовий (теплоти плавлення завжди менші ніж теплоти випаровування). Змінюючи тиск і температуру можна здійснити перехід речовини з одного агрегатного стану в інший (рис. 1.2).



Рис. 1.2. Переходи між агрегатними станами

Твердий стан. До 95% речовин за звичайних умов перебувають у твердому стані (це найвищий ступінь організації речовини). Він може реалізовуватись у вигляді кристалічної та аморфної структур. *Кристалічна структура* – упорядкована, характеризується точно визначеною орієнтацією частинок одна відносно одної (*ближній порядок*), і ця впорядкованість періодично повторюється у всьому об'ємі речовини (*дальній порядок*), що

визначає зовнішню форму у вигляді кристалів. Речовина у такому стані – це тверде тіло. Рух частинок твердого тіла характеризується їх коливанням відносно строго певної рівноваги і відбувається з мінімальною енергією. Кристалічна речовина плавиться при сталій температурі, диспергуванням її можна перевести в аморфний стан.

Аморфна структура – частково неупорядкована, характеризується **ізотропністю** (фізичні властивості однакові у всіх напрямках), **ближнім порядком** (простягається на кілька десятків та сотень атомів чи молекул) і відсутністю сталої температури плавлення. Зустрічається у вигляді двох форм: **компактної** (скло, смоли) та **дисперсної** (сажа, порошки). Частинки аморфного тіла – це дуже деформовані і надто малі кристали. Часто аморфні речовини утворюються при більш низькій температурі, ніж температура їх плавлення. **Наприклад**, графіт (кристалічна речовина) плавиться при 4070 К, сажа (аморфний стан графіту) утворюється при 1070-1170 К.

Рідкий стан. Існування рідин зумовлене ван-дер-ваальсовими (фізична взаємодія між електронними оболонками молекул) та хімічними (водневий зв'язок) силами. Ступінь упорядкованості частинок у різних рідинах різний і змінюється зі зміною температури. Речовини у рідкому стані до 25°C називаються **рідинами**, а вище 25°C – **розплавами**. Рідини мають свої характерні властивості:

- мають ближній порядок (певну структуру, яка обмежується невеликими агрегатами, безладно орієнтованими один до одного), але відсутній дальній порядок;
- ізотропність (фізичні властивості однакові у різних напрямках);
- температурний інтервал (існують у певному температурному інтервалі: температура плавлення – критична температура);
- пружність (через те, що частинки на близьких відстанях);
- плинність або текучість (легко змінюють свою форму, набувають форму посудини, у якій знаходяться через відсутність дальнього порядку);
- високий внутрішній тиск (через взаємне протягування молекул);
- динамічна в'язкість (через внутрішнє тертя);
- поверхневий натяг (через те, що молекули рідини, які перебувають на поверхні більш енергійно притягуються, оскільки мають некомпенсовану енергію взаємодії порівняно з молекулами в об'ємі).

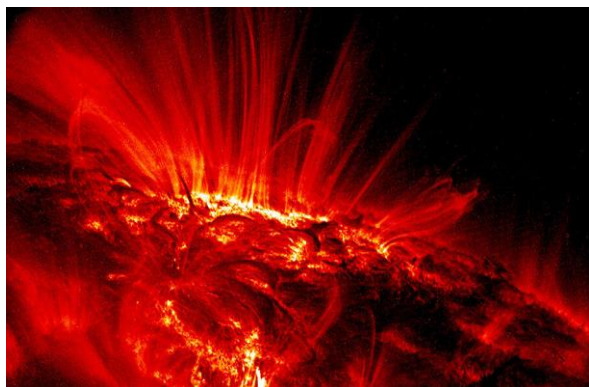
Газоподібний стан. Газами називають хімічні речовини, які перебувають в газоподібному стані за нормальних умов. До газів відносять також суміші

газів, серед яких найбільший інтерес викликає повітря. Гази мають свої особливі властивості:

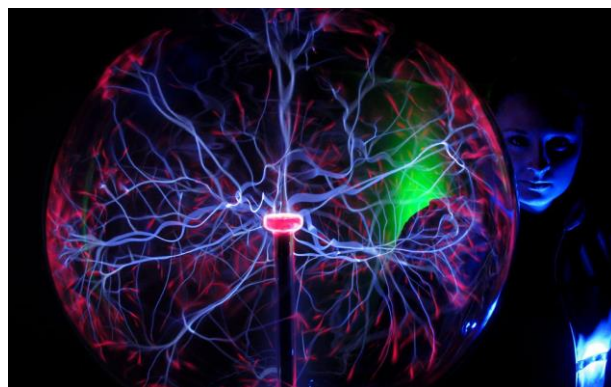
- вільний хаотичний рух частинок в об'ємі (через відсутність і ближнього, і дальнього порядку);
- невелика густина;
- здатність до безмежного розширення і створення тиску на стінки посудини, що чинить опір;
- здатні чутливо змінювані об'єм під дією тиску та температури;
- в'язкість (перенесення кількості руху);
- дифузія (перенесення маси);
- теплопровідність (перенесення теплоти).

Якщо на газоподібну речовину подіяти надвисокою температурою (десятки тисяч градусів) або сильним електричним розрядом або електромагнітним полем вона перейде у стан плазми. **Плазма** являє собою іонізований газ – суміш вільних атомів, іонів, електронів і ядер. Вона характеризується ще більш хаотичним рухом частинок. На плазмовий стан впливає магнітне поле, що дозволяє керувати плазмою для перебігу хімічних процесів. Плазму можна штовхати магнітним полем і це дозволяє побудувати плазмові гармати (в яких швидкість плазми сягає 100 км/с) для створення плазмового реактивного двигуна. Якщо речовину нагріти вище 5000 К (10^5 - 10^7 °С), то вона переходить виключно у плазмовий стан. Температура поверхні Сонця 6000 К, тобто Сонце і більшість зірок перебувають у плазмовому стані (рис. 1.3а).

На Землі плазму можна одержати лише штучно (за допомогою електричної дуги) (рис. 1.3б). Сьогодні відомі методи одержання низькотемпературної плазми (від 40 до 1000 К), які використовуються для процесів полімеризації, очищення поверхонь, азотування сталі тощо.



а



б

Рис. 1.3. Плазмовий стан

Запитання для самоконтролю

1. Як пов'язані між собою речовина та поле?
2. Що спільного між поняттями атом та хімічний елемент?
3. Чим відрізняється проста речовина від хімічного елемента?
4. Яка відмінність між поняттями: атомна маса; молекулярна маса, молярна маса, еквівалентна маса елемента?
5. Як перейти від кількості відомої речовини до її маси?
6. Дайте визначення поняття еквівалент. Як визначити еквівалент таких речовин: HNO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$?
7. Визначити молярну масу еквівалента та атомну масу двовалентного металу, бг якого при взаємодії з киснем утворюють 10г оксиду елемента (12 г/моль; 24 а.о.м.).
8. Назвіть фундаментальні закони хімії.
9. Які основні ознаки агрегатних станів речовини?
10. Яка різниця між твердими і рідкими речовинами?
11. Що спільного і відмінного між рідинами і газами?
12. Охарактеризуйте плазмовий стан речовин.

ТЕМА 2. СИСТЕМАТИКА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Основні терміни: 1) кларк; 2) геохімія; 3) космохімія; 4) період, 5) група, 6) нуклід, 7) ізотопи, 8) ізобари, 9) ізотони, 10) електронна орбіталь; 11) квантові числа; 12) радіоактивність; 13) ядерні реакції; 14) період напіврозпаду.

2.1. Поширення і класифікація хімічних елементів

Середній відносний вміст елемента у будь-якій природній системі називається його **поширеністю або кларком**¹ (на честь геохіміка **Ф.Кларка**, який вперше обчислив поширеність кожного з елементів у гірських породах, мінералах, воді). Вміст елементів виражають в атомних або масових частках. Поширеність і розподіл елементів у земній корі вивчає **геохімія**². До складу земної кори входить 88 хімічних елементів. Найпоширенішим елементом є **Оксиген** (це пояснюється його здатністю утворювати дуже міцні зв'язки з елементами). Вісім елементів становлять 98,5% загальної маси земної кори (O – 47%, Si – 29%, Al – 8%, Fe – 4,5%, Ca – 3%, Na – 2,5%, K – 2,5% , Mg – 2 %), решта елементів – лише 1,5%. У розподілі елементів земної кори існують закономірності: найпоширеніші елементи мають малу атомну масу (**Менделєєв**, 1869р.); переважають елементи з парними порядковими номерами (**Оддо**, 1914; **Гаркінс**, 1917);

Основні хімічні елементи гідросфери

Хімічний елемент	Масова частка, %	Хімічний елемент	Масова частка, %
1	2	3	4
Оксиген	85,89	Магній	0,12
Гідроген	10,80	Сульфур	0,09
Хлор	1,90	Кальцій	0,04
Натрій	1,05	Калій	0,04

Основні хімічні елементи повітря

Хімічний елемент	Масова частка, %	Хімічний елемент	Масова частка, %
Нітроген	75,50	Криптон	0.00029
Оксиген	23,10	Гідроген	0.000076
Аргон	1,286	Гелій	0.000072
Карбон	0.0151	Озон	0.0000033
Неон	0.0013		

Закінчення таблиці

1	2	3	4
---	---	---	---

Основні хімічні елементи біосфери

Хімічний елемент	Масова частка, %	Хімічний елемент	Масова частка, %
Оксиген	70,0	Калій	0.3
Карбон	18,0	Нітроген	0.3
Гідроген	10,5	Силіцій	0.2
Кальцій	0,5	Ферум	0.01

Основні хімічні елементи організму людини

Хімічний елемент	Масова частка, %	Хімічний елемент	Масова частка, %
Оксиген	62,0	Кальцій	2,0
Карбон	21,0	Фосфор	1,1
Гідроген	10,0	Калій	0,35
Нітроген	3,0	Сульфур	0,25

Поширеність і генезис хімічних елементів у космосі вивчає **космохімія**³ – (переважно за допомогою спектрального аналізу). Найпоширенішими елементами у Всесвіті є: Гідроген і Гелій. *Наприклад*, Сонце містить Н – 81,76%, He – 18,17%.

Класифікація хімічних елементів

I. За походженням:

- 1) природні ($Z \leq 94$) Pu;
- 2) штучні ($Z > 94$).

II. За поширенням у природі:

- 1) поширені (8 вище згаданих елементів);
- 2) розсіяні (Ga, Rb, Tl...);
- 3) радіоактивні (з постійними ядрами $Z = 43, 61, 84-118$ (Rn, Ka, Po, U ...).

III. За хімічними властивостями:

Метали (1-3 e⁻)

- 1) лужні (Li, Na, K, Rb, Cs, Ft);
- 2) лужноземельні (Ca, St, Ba, Ra);
- 3) родина Fe (Fe, Co, Ni);
- 4) родина Pt (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt);
- 5) лантаноїди (La – Lu);
- 6) актиноїди (Ac – Lr).

Неметали (4 і більше e⁻)

- 1) халькогени (O, S, Se, Te);
- 2) галогени (F, Cl, Br, I, At);
- 3) інші неметали (H, B, C, Si, N, P, As);
- 4) інертні гази (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).

IV. За будовою енергетичних рівнів:

- 1) s – елементи (I, II група, головна підгрупа ns¹, ns²);
- 2) p – елементи (III – VIII група ns²np¹⁻⁶);
- 3) d – елементи (ns² (n – 1) d¹⁻¹⁰), Z = 21...30; 39...48; 57, 72...80; 89, 104...118;
- 4) f – елементи (4f і 5f), Z = 58...71; 90...103.

2.2. Будова періодичної системи хімічних елементів

Систематика хімічних елементів

Етапи систематизації хімічних елементів можна умовно поділити на такі:

I етап. Від стародавніх часів до кінця XVIII ст. Його основним завданням було встановити факт існування елемента і описати його властивості. Так, науковий термін «елемент» вперше використав **Р.Бойль** (1661 р.). До 1694 р. було відомо лише 14 елементів, а до кінця XVIII ст. стало відомо 23 елементи.

II етап. З кінця XVIII ст. до наших днів. Його завдання: встановлення зв'язків між елементами – пошук родинних груп на основі певних ознак і класифікація хімічних елементів. Вперше елементи класифікував на метали і неметали **А.Лавуазьє** (1789 р.). Поняття «відносної атомної ваги» ввів **Дж.Дальтон** (1803 р.). **Й.Деберейнер** (1829р.) запропонував систематику елементів на основі їх атомних мас і виділив тріади елементів: Cl, Br, I. У кожній тріаді атомна маса середнього елемента є середнім арифметичним атомних мас двох крайніх:
$$Ar(Br) = \frac{Ar(Cl) + Ar(I)}{2} = \frac{35,5 + 127}{2} = 80.$$

У.Одлінг (1857 р.) розмістив 48 елементів у таблицю в 13 горизонтальних і 7 вертикальних рядах. **Дж.Нюлендс** (1863 р.) виділив 8 груп подібних елементів розмістивши у порядку зростання атомів (кожен 8 елемент за властивостями був схожий на перший – правило октав) і ввів поняття «порядковий номер». **Л.Мейєр** (1864р.) розмістив елементи у порядку зростання атомних мас і помітив, що подібні елементи містяться у одних і тих самих вертикальних стовпчиках (шість груп елементів за валентністю).

Д.Менделєєв (1869р.) розмістив у порядку зростання атомних мас і помітив, що хімічні властивості елементів та їх сполук періодично повторюються через певне число елементів. Сформульований

Д. Менделєєвим періодичний закон дав змогу розмежувати поняття «елемент» і «проста речовина». Його математичним відображенням стала *періодична система* (ПС). На сьогодні запропоновано більше 500 варіантів зображення періодичної системи у вигляді таблиць, геометричних фігур, аналітичних кривих. Проте варіант ПС запропонований Д. Менделєєвим виявився найбільш довговічним і досконалим. Він включав не лише відомі елементи, а й ті, що ще мали бути відкриті у майбутньому. На сьогодні періодична система вміщує 118 хімічних елементів, кожен з яких посідає певне місце, що вказує: назву елемента, символ, протонне число, відносну атомну масу, будову валентних рівнів. Останні 8 елементів (з порядковими номерами 111–118) синтезовано нещодавно.

Структура періодичної системи

The image shows a periodic table of elements in Ukrainian. The title is "ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д.І.МЕНДЕЛЄЄВА". The table is organized into 7 periods (PERІОДИ) and 8 groups (ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ). The groups are labeled A, I, VA, II, VA, III, VA, IV, VA, V, VA, VI, VA, VII, VA, and VIII. The elements are color-coded by groups. A portrait of Dmitri Mendeleev is in the top right corner. The lanthanide and actinide series are shown at the bottom.

Існує дві основні структурні одиниці ПС: період і група (таблиці 2.1).

Таблиця 2.1. Характеристика періодів та груп

Структурні одиниці	Визначення	Що визначає
Періоди ⁴ 1) малі (1-3) 2) великі (4-7)	Горизонтальні ряди хімічних елементів, розміщені за зростанням порядкового номера, які починаються з лужного металу і закінчуються інертним газом.	№ періоду = кількості енергетичних рівнів
Групи ⁵ 1) головні (<i>s</i> і <i>p</i>) 2) побічні (<i>d</i> і <i>f</i>)	Вертикальні стовпчики хімічних елементів з подібними хімічними властивостями та однаковою вищою валентністю.	№ групи = максимальній кількості валентних електронів

У періодах простежується поступове послаблення металічних властивостей елементів і наростання неметалічних з переходом до інертних газів (додаток Б1). Із 118 елементів ПС – 96 метали. Це всі *s*-елементи (крім H і He), *d*- та *f*-елементи, а також деякі *p*-елементи (III гр. від Al до Tl; IV гр. від Ge до Pb). Для *d*-елементів характерна змінна валентність (перехідні Me). Такі перехідні Me утворюються в I, II і III-валентних станах – йонні сполуки з основними властивостями, а в IV, V, VI, VII-валентних – ковалентні сполуки з кислотними властивостями. Проміжна валентність обумовлює утворення сполук з амфотерними властивостями. **Наприклад:**

Елемент	Основні властивості	Амфотерні властивості	Кислотні властивості
Cr (VI група)	CrO	Cr ₂ O ₃	CrO ₃
Mn (VII група)	MnO, Mn ₂ O ₃	MnO ₂	MnO ₃ , Mn ₂ O ₇

2.3. Будова атома

Вивчення будови атома підтвердило глибокий фізичний зміст періодичного закону. До кінця XIX ст. вважали, що **атом** – найменша частинка простої речовини, неподільна і незмінна. Однак, у 1819 р. **Павлов** вперше висловив думку про те, що атом є складною системою, яка складається з різнойменно заряджених полюсів. Це підтвердили і закони відкриті **М.Фарадеєм** у 1833 р. і подальші дослідження різних вчених – **К. Рентген**, **П. і М. Кюрі**, **Е. Резерфорд**, **Ф. Содді**, **І. Пулюй** та ін. (додаток Б2).

Вперше експериментально обґрунтував модель атома **Е. Резерфорд**, який вивчав проходження α -частинок через золоту фольгу. Він запропонував планетарну (ядерну) модель атома: в центрі маленьке позитивно заряджене ядро, а навколо, на великих відстанях, обертаються негативно заряджені електрони (як планети навколо Сонця). Але в цілому атом – електронейтральний (рис. 2.1).

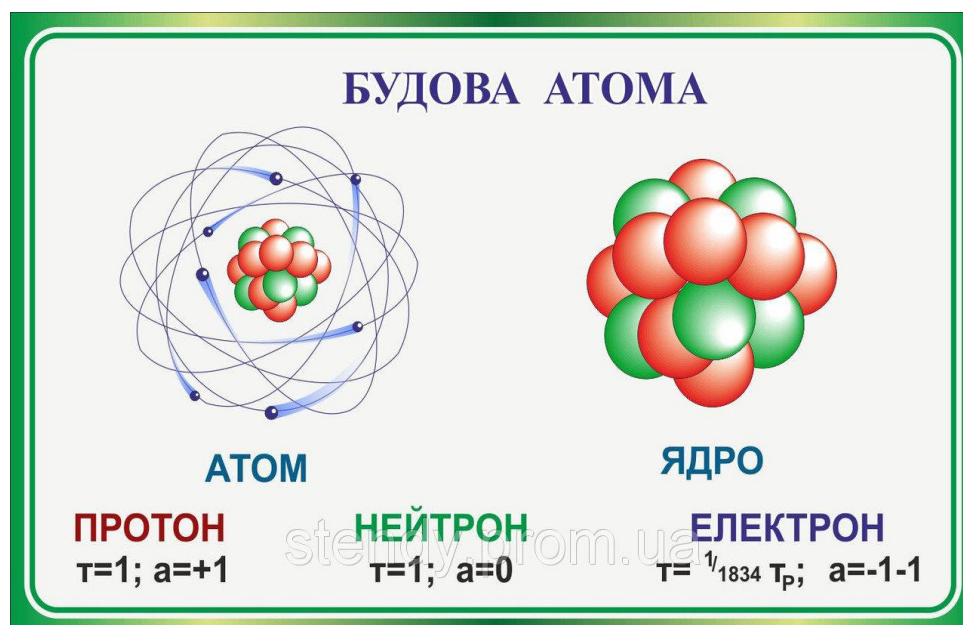


Рис. 2.1. Будова атома

Розмір атома 10^{-10} м, розмір ядра 10^{-14} – 10^{-15} м. Ядро визначає індивідуальність хімічного елемента, а електронна оболонка – його хімічні властивості. Ядро має складну внутрішню будову, у ньому зосереджена майже вся маса атома, оскільки маса електронів незначна (таблиця 2.2).

Таблиця 2.2. Характеристика складових частин атома

Назва	Символ	Маса	Заряд	Кількість в атомі
I. Електронна оболонка атома				
Електрон	e^-	1/1840	-1	$e^- = Z$ – порядковий номер елемента, e^- розміщуються на різних відстанях від ядра – рівнях
II. Склад ядра				
Протон	p^+	1	+1	$p^+ = Z$
Нейтрон	n^0	1	0	$n^0 = Ar - Z$ (Ar – атомна маса хімічного елемента)

Атом із певним числом протонів і нейтронів називають **нуклідом**⁶. Ядерні частинки (протони і нейтрони) називаються **нуклонами** (від «nucleus» – ядро). Властивості ядра атомів зумовлені числом протонів ($p^+ = Z$) і нейтронів ($n - A = Z$) – таблиця 2.3.

Таблиця 2.3. Характеристика нуклідів

Назва	Визначення	Приклад
Ізотопи ⁷	Атоми одного хімічного елемента, що мають стале число протонів (Z), але різне число нейтронів (n)	Гідроген має три ізотопи: Протій ${}^1_1\text{H}$ ($p = 1, n = 0$); Дейтерій ${}^2_1\text{H}$ ($p = 1, n = 1$); Тритій ${}^3_1\text{H}$ ($p = 1, n = 2$);
Ізобари ⁸	Атоми, які мають різне число протонів (Z) і нейтронів (n), але однакове масове число (A)	${}^{31}_{15}\text{P}$ ($p = 15, n = 16, A = 31$) і ${}^{31}_{14}\text{Si}$ ($p = 14, n = 17, A = 31$);
Ізотони ⁹	Атоми, які містять однакове число нейтронів (n), але різне число протонів (Z)	${}^{138}_{56}\text{Ba}$ ($p = 56, n = 82$); ${}^{139}_{57}\text{La}$ ($p = 57, n = 82$);

Більш вдало електронну будову атома можна описати на основі законів і засобів квантової (хвильової) механіки. Головна ідея якої – **корпускулярно-хвильова двоїстість** електрона. Тобто, **електрон** – це матеріальна частинка, що має хвильовий характер руху. Математично це відображає **рівняння де Бройля**: $\lambda = h/m \cdot v$. Частинці з масою m , що рухається зі швидкістю v відповідає довжина хвилі λ ; h – стала Планка. В 1913 році **Н. Бор**, ґрунтуючись на положенні квантової теорії **Планка**, сформулював положення своєї теорії (**постулати Бора**):

1. Електрони обертаються навколо ядра по певних колових орбітах, які називають стаціонарними.
2. На стаціонарній орбіті електрон не випромінює і не поглинає енергію.
3. Випромінювання (поглинання) енергії відбувається під час переходу з однієї стаціонарної орбіти на іншу. Енергія, яка виділяється (поглинається) обчислюється: $\Delta E = h \cdot \nu = E_2 - E_1$, де ν – частота випромінювання.

У 1925р. **В. Гейзенберг** запропонував принцип невизначеності, згідно з яким не можна одночасно встановити місцезнаходження електрона в просторі і його швидкість. Тому електрон можна уявити у вигляді хмаринки негативно зарядженої матерії. Частину простору навколо ядра, де ймовірність знаходження електрона максимальна, називають **електронною орбіталлю**¹⁰. Електрони, що перебувають на одній орбіталі, утворюють **електронні шари або енергетичні рівні** (нумерація від ядра: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7). В 1925 році **Е. Шредінгер** запропонував диференціальне рівняння, що описує стан

електрона в атомі, тобто математичний опис орбіталі. Розв'язок цього рівняння можливий при певних значеннях координат електрона відносно ядра, які називаються **квантовими числами**¹¹ – n, l, m_l, m_s (табл. 2.4).

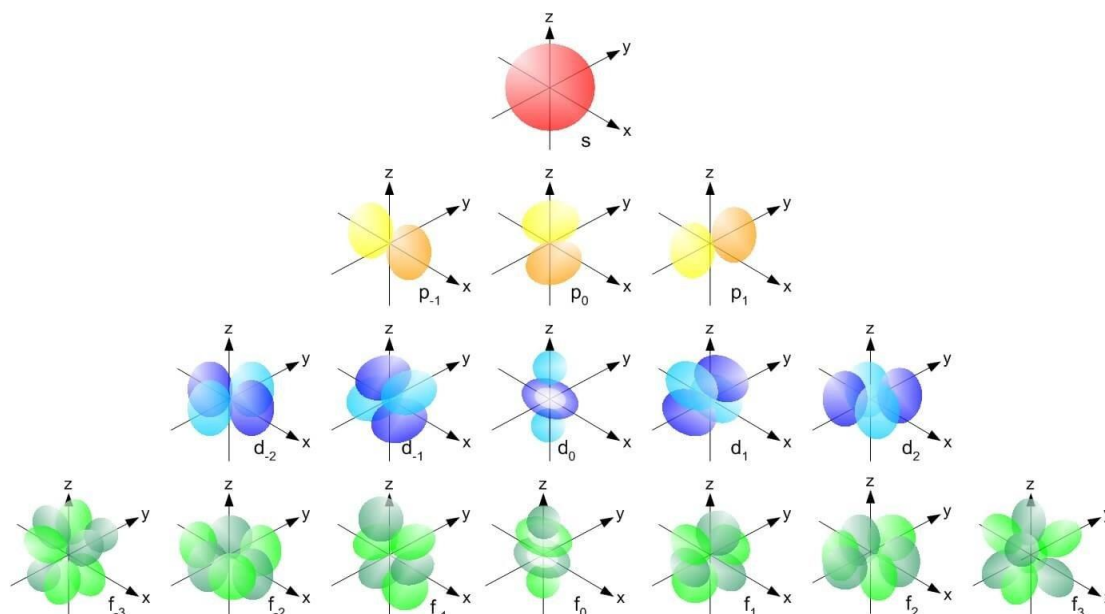
Таблиця 2.4. Інтерпретація квантових чисел




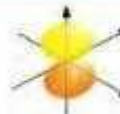
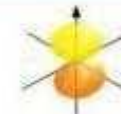









Назва	Символ	Що визначає	Можливі значення
Головне	n	Енергію орбіталі (енергетичний рівень)	Цілі числа від 1 до ∞
Побічне (орбітальне)	l	Форму орбіталі (енергетичний підрівень)	Цілі числа від 0 до $n-1$
Магнітне	m_l	Орієнтацію орбіталі в просторі	Від $-l$ до $+l$ ($m_l = 2l+1$)
Спінове	m_s	Власний магнітний момент електрона	$+1/2$ і $-1/2$

Сукупність електронних орбіталей, що належать одному енергетичному рівню, утворює електронний шар, якому відповідає **головне квантове число (n)**. Воно показує запас енергії електрона на рівні, віддаленість електрона від ядра (номер орбіталі). $N = 2n^2$, де N – максимальна кількість електронів на енергетичному рівні; n – номер енергетичного рівня або головне квантове число. Енергетичні рівні діляться на **підрівні**. Підрівень має числове значення **побічного орбітального числа (l)**. Підрівні складаються з орбіталей:

- s – перший підрівень, складається з $1s$ -орбіталі;
- p – другий підрівень, складається з $3p$ -орбіталей;
- d – третій підрівень, складається з $5d$ -орбіталей;
- f – четвертий підрівень, складається з $7f$ -орбіталей.

Електронна орбіталь може мати різну форму:



Перший рівень $n = 1$	s -підрівень складається з однієї s -орбіталі	
Другий рівень $n = 2$	s -підрівень складається з однієї s -орбіталі	   
Третій рівень $n = 3$	s -підрівень складається з однієї s -орбіталі	   
	d -підрівень складається з п'яти d -орбіталей	    

Схематично орбіталі позначають, як комірку. Кожен підрівень з квантовим числом l містить $(2l + 1)$ електронних орбіталей, що мають кожна своє значення **магнітного квантового числа** (m_l). Воно визначає орієнтацію електронних орбіталей у просторі на даному підрівні. Числові значення: $m =$ від -1 до $+1$. Крім того, кожен електрон має числове значення **спінового квантового числа** (m_s), яке характеризує його власний магнітний момент (спін). Числові значення спінового квантового числа $m_s = +1/2, -1/2$. Графічне зображення спіна – стрілка.


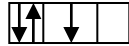
2.4. Будова багатоелектронних атомів

У багатоелектронних системах електронні оболонки формуються з обов'язковим дотриманням таких принципів і правил (таблиця 2.5).

Таблиця 2.5. Принципи і правила заповнення ЕО

Назва	Формулювання	Застосування
1	2	3
Принцип мінімуму енергії	Найстійкішому стану \bar{e} в атомі відповідає мінімальна енергія	Електрон займає АО з найнижчою енергією
Принцип Паулі	Атом не може мати двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох КЧ	$N=2n^2$ (число \bar{e} на рівні); максимальне число \bar{e} на підрівнях: $s=2$; $p=6$ $d=10$; $f=14$

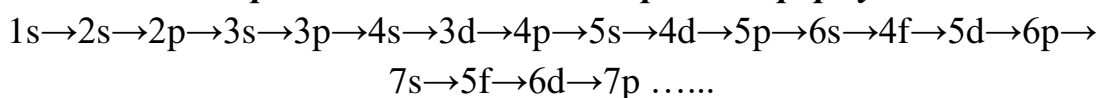
Закінчення таблиці 2.5

1	2	3
Правило Клечковського	Енергетичні підрівні заповнюються за зростанням суми $n+l$	Вказує послідовність заповнення підрівнів
Правило Гунда	Сумарне спінове число електронів певного підрівня повинно бути максимальним	Вказує порядок заповнення АО вірно не вірно  

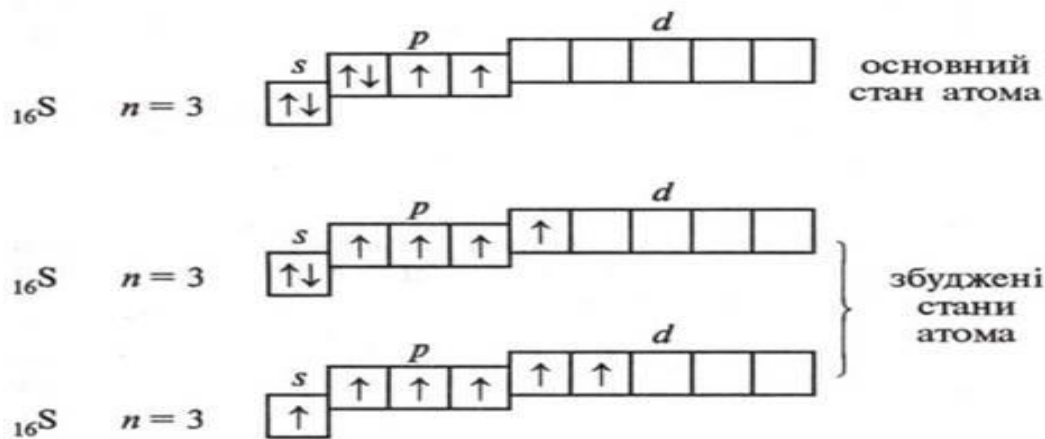
Електронну будову атома елемента записують за допомогою електронних формул з розподілом електронів за ріннями і підрівнями: число перед літерою – номер рівня; літера – підрівень; верхній індекс – число електронів на підрівні.



Порядок написання електронних формул



Або за допомогою графічних електронних формул: комірка – орбіталь; стрілка – електрон; напрямок стрілки – напрямок спіна; вільна комірка – вільна орбіталь; одна стрілка в комірці – неспарений електрон; дві стрілки в комірці – спарені електрони, **Наприклад:** електронна формула атома Сульфуру: ${}_{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^0$. Валентні електрони $3s^2$ і $3p^4$ розміщені в комірках – це **нормальний стан атома**. **Збуджений стан атома** виникає за рахунок переходу спарених електронів у вакантну комірку – в межах одного рівня (в даного атома це d – підрівень).



Атом Сульфуру, в якому є 2, 4 або 6 неспарених електронів, може виявляти у сполуках ступінь окиснення -2 , $+4$, $+6$.

Наприклад: H_2S^{-2} ; SO_2^{+4} ; SO_3^{+6} ; $\text{H}_2\text{SO}_4^{+6}$; $\text{Na}_2\text{SO}_4^{+6}$.

2.5. Ядерні реакції

Складність будови атомів та їхніх ядер була підтверджена відкриттям явища **радіоактивності**¹². Це самочинне перетворення нестійких ядер атомів одного хімічного елемента на ядра атомів іншого елемента, що супроводжується випусканням елементарних частинок. Згідно *теорії радіоактивного розпаду* Е.Резерфорда і Ф.Содді (1903 р.), радіоактивні елементи самочинно розпадаються з випусканням α - чи β -частинок і при цьому зберігається стабільність маси як вихідних, так і утворених атомів.

Вперше штучне перетворення ядер було досліджене **Е.Резерфордом** (1919 р.) під час бомбардування атомів Нітрогену α -частинками. При цьому було виділено атоми нукліда Оксигену (^{17}O) та ядра атомів Гідрогену (^1H – протони). Такі перетворення називаються **ядерними реакціями**¹³, оскільки з ядер атомів одного елемента утворюються ядра атомів інших елементів (рис. 2.2). На відміну від ядерних реакцій, у процесі хімічних реакцій ядра атомів (нукліди) не руйнуються, а змінюються тільки електронні оболонки атомів і тому не відбувається перетворення елементів.

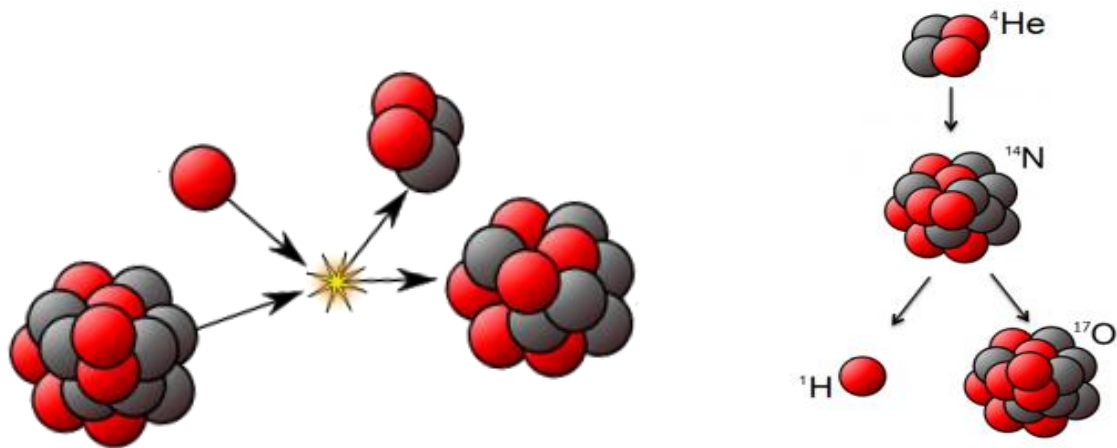


Рис. 2.2. Приклад ядерних реакцій

Ядерні реакції записуються за допомогою рівнянь. **Складаючи рівняння ядерних реакцій, слід дотримуватись правила:** сума масових чисел і сума зарядів у лівій частині рівняння повинна дорівнювати сумі мас і зарядів у правій частині рівняння. Відомі різні типи ядерних перетворень, які супроводжуються випусканням α -частинок (атоми Гелію), протонів (атоми Гідрогену), нейтронів, електронів, позитронів, γ -проміння (таблиця 2.6).

Таблиця 2.6. Приклади ядерних реакцій

Ядерні перетворення	Рівняння реакції	Скорочений запис
Під дією α -частинок	${}^{14}_7\text{N} + {}^4_2\text{He} = {}^{17}_8\text{O} + {}^1_1\text{H}$	${}^{14}\text{N}(\alpha, p){}^{17}\text{O}$
Під дією протонів	${}^{27}_{13}\text{Al} + {}^1_1\text{p} = {}^{24}_{12}\text{Mg} + {}^4_2\text{He}$ ${}^{19}_9\text{F} + {}^1_1\text{p} = {}^{20}_{10}\text{Ne} + \gamma$	${}^{27}\text{Al}(p, \alpha){}^{24}\text{Mg}$ ${}^{19}\text{F}(p, \gamma){}^{20}\text{Ne}$
Під дією дейтронів	${}^{11}_5\text{B} + {}^2_1\text{D} = {}^{12}_6\text{C} + {}^1_0\text{n}$	${}^{11}\text{B}(\text{D}, n){}^{12}\text{C}$
Під дією нейтронів	${}^{12}_6\text{C} + {}^1_0\text{n} = {}^9_4\text{Be} + {}^4_2\text{He}$ ${}^{112}_{48}\text{Cd} + {}^1_0\text{n} = {}^{113}_{48}\text{Cd}$	${}^{12}\text{C}(n, \alpha){}^9\text{Be}$ ${}^{112}\text{Cd}(n, -){}^{113}\text{Cd}$
β -розпад	${}^{239}_{92}\text{U} = {}^{239}_{93}\text{Np} + e^-$	${}^{239}\text{U}(-, e^-){}^{239}\text{Np}$
Позитивний розпад	${}^{30}_{15}\text{P} = {}^{30}_{14}\text{Si} + e^+$	${}^{30}\text{P}(-, e^+){}^{30}\text{Si}$

Радіоактивність ізотопів елементів, які існують в природі, називається **природною радіоактивністю**. Тривалість життя радіоактивного нукліда характеризують періодом піврозпаду. **Період напіврозпаду¹⁴ ($\tau_{1/2}$)** – час, за який розпадається половина всіх атомів радіоактивного елемента. **Наприклад:** $\tau_{1/2}(\text{U}) = 4,5$ мільярда років, $\tau_{1/2}(\text{Ra}) = 1600$ років, $\tau_{1/2}(\text{Po}) = 3$ хвилини. Випромінювання електронем α -частинки приводить до утворення нового елемента, зміщеного на дві клітинки вліво у ПС, а випромінювання ним β -частинки – до утворення нового елемента, зміщеного на одну клітинку у ПС

(правило зміщення Фаянса-Содді) Приклади цього правила представлено у таблиці 2.7.

Таблиця 2.7. Види радіоактивного розпаду

Вид	Чим супроводжується	Приклад
α -Розпад	Виділенням α -частинок (${}^4_2\text{He}$)	${}^{227}_{89}\text{Ac} = {}^{223}_{87}\text{Fr} + {}^4_2\text{He}$
β -Розпад	Виділенням β -частинок, тобто \bar{e} (${}^0_{-1}\beta$)	${}^{11}_4\text{Be} = {}^{11}_5\text{B} + {}^0_{-1}\beta + \gamma$
β^+ -Розпад	Виділення позитронів (${}^0_{+1}\beta$)	${}^{18}_9\text{F} = {}^{18}_8\text{O} + {}^0_{+1}\beta$

У 1933 р. **І. Кюрі** та **Ф. Жоліо-Кюрі** під час бомбардування ядер легких атомів (Бору, Магнію, Алюмінію) α -частинками відкрили **штучну радіоактивність**. Під час такого процесу ядра атомів легких елементів перетворюються на радіоактивні, що характеризуються певною тривалістю життя і випускають позитрони. Розділ хімії, який вивчає властивості радіоактивних елементів називається **радіохімією**.

Для здійснення ядерної реакції частинка, що бомбардує ядра атомів, повинна мати велику енергію. Існують спеціальні установки-прискорювачі (циклотрони, синхрофазотрони та ін.), які дають змогу надавати елементарним та іншим частинкам енергію, достатню для здійснення ядерних реакцій. У 1939 р. було відкрито поділ ядер атомів Урану нейтронами з виділенням величезної кількості енергії (рис. 2.3). Тому неконтрольований розпад Урану може супроводжуватись вибухом (принцип дії атомних бомб). Це відкриття дало початок атомній енергетиці та застосуванню радіоактивного випромінювання у різних галузях науки та техніки. Так, у 1940 р. було синтезовано трансуранові елементи – Нептуній та Плутоній, а в наступні роки – ізотопи інших трансуранових елементів.

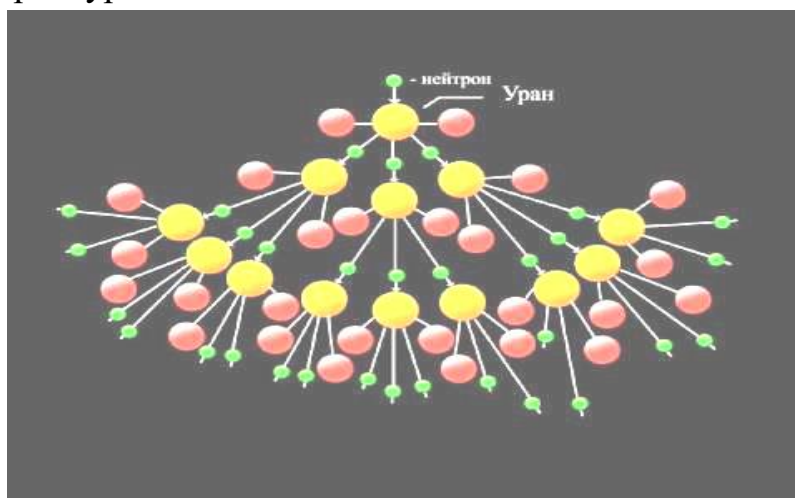


Рис. 2.3. Розпад урану

У різних галузях виробництва застосовують радіоактивні ізотопи різних хімічних елементів. Найбільш поширений метод «мічених» атомів, який ґрунтується на подібності хімічних властивостей радіоактивних і стабільних нерадіоактивних ізотопів. Радіоактивні ізотопи виявляють за їх випромінюванням і це дає змогу простежити за поведінкою елемента під час хімічної реакції. Метод «мічених» атомів застосовують *в техніці* для дослідження дифузії металів та процесів, що відбуваються в доменних печах. За γ -випромінюванням радіоактивних речовин досліджують структуру металевих виробів з метою виявлення дефектів (мікротріщин, порожнин тощо). Радіоактивні ізотопи застосовують *в медицині* для встановлення діагнозу та лікування деяких хвороб. За допомогою мічених атомів *в біології* досліджують різні процеси в живих організмах. У *сільському господарстві* за допомогою радіоактивних ізотопів опромінюють насіння рослин, що сприяє підвищенню врожайності.

Запитання для самоконтролю

1. Від чого залежить поширеність елементів у природі?
2. На які групи поділяють елементи за їх поширеністю?
3. Чому найпоширенішим елементом Сонця є Гідроген, а Землі – Оксиген?
4. Сформулювати періодичний закон за Менделєєвим та його сучасне формулювання. Чому він називається періодичним?
5. Яка будова періодичної системи? Її структурні одиниці.
6. Сучасні уявлення про будову атома.
7. Якими квантовими числами характеризується стан електрона в атомі? Яких значень вони набувають і що означають?
8. За якими обов'язковими правилами формуються електронні оболонки атомів?
9. Дати характеристику елементів з порядковими номерами: 20, 35, 56 за їх місцем у ПС.
10. Зобразити електронні формули для таких елементів: Хлор, Цинк, Іод, Барій.
11. Наведіть приклади ізотопів, ізобарів, ізотонів.
12. Чим відрізняються ядерні реакції від хімічних?
13. Дати характеристику відомих видів радіоактивного розпаду.
14. Чим відрізняються природна радіоактивність від штучної?
15. Де застосовують радіоактивні ізотопи?

ТЕМА 3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Основні терміни: 1) хімічний зв'язок; 2) валентність; 3) довжина зв'язку; 4) міцність зв'язку; 5) кратність зв'язку; 6) полярність зв'язку; 7) ковалентний зв'язок; 8) ковалентність; 9) σ -зв'язок; 10) π -зв'язок; 11) гібридизація; 12) йонний зв'язок; 13) ступінь окиснення; 14) металічний зв'язок; 15) водневий зв'язок; 16) кристалічний стан; 17) аморфний стан; 18) кристалічна ґратка; 19) рідкі кристали.

3.1. Загальні поняття та характеристика хімічного зв'язку

Загальні поняття

Перебіг будь-яких хімічних реакцій завжди супроводжується перегрупуванням атомів у речовині. При цьому зв'язки, які існували між атомами до початку реакції, зникають, а замість них виникають інші. Теорію хімічного зв'язку почали розробляти одразу після відкриття електрона (1898 р.). Так, **Г. Н. Льюїс** у 1916 р. вважав, що хімічний зв'язок виникає тоді, коли між двома атомами локалізується пара електронів (поділена електронна пара). Кількість зв'язків, які заданий атом може утворювати з іншими атомами (тобто **валентність атома**), визначається кількістю неспарених електронів. Саме глибоке вивчення будови атомів дозволило зрозуміти які сили зумовлюють утворення сполук з хімічних елементів і що здатність елементів до взаємодії (хімічна спорідненість) спричинена електричними силами. **Хімічний зв'язок¹ (ХЗ)** – це наслідок взаємодії електронів і ядер атомів, що зумовлює існування хімічних сполук – молекул, іонів, радикалів, кристалів (рис. 3.1).



Рис. 3.1. Приклад утворення молекули водню

Така взаємодія (ядерно-електронне притягання і відштовхування) всередині молекул значно сильніша, ніж між окремими молекулами. У процесі

утворення ХЗ загальна енергія системи електронів і ядер, що взаємодіють, зменшується. Це зумовлено тим, що електрони одночасно притягуються до двох ядер. В результаті перекривання електронних хмар при зближенні атомів у просторі зв'язування, густина від'ємного електричного заряду в зоні перекривання підвищується. Позитивно заряджені ядра притягуються в напрямку перекривання хмар, що забезпечує стійкість молекули.

Мірою здатності елемента до утворення хімічного зв'язку (числовою характеристикою елементів) є валентність. **Валентність²** – це здатність атома даного елемента утворювати хімічні зв'язки або сполуки певного складу. Хімічний зв'язок здійснюється за допомогою валентних електронів. **Наприклад**, в *s*- і *p*-елементів валентними є електрони зовнішнього рівня; в *d*-елементів – це *s*-електрони зовнішнього і *d*-електрони передзовнішнього рівнів. В утворенні хімічного зв'язку беруть участь й атомні орбіталі, які називаються валентними. Валентність атома визначається не лише числом неспарених електронів, але й числом неподілених пар електронів і вільних орбіталей, тобто загальним числом валентних орбіталей, які можуть бути використані для утворення ХЗ.

Характеристика хімічного зв'язку

- 1. Довжина зв'язку³** – це відстань між ядрами атомів, що утворюють зв'язок. Це одна із найважливіших характеристик зв'язку. Довжина вимірюється в нанометрах ($L = 10^{-9}$ - 10^{-12} м) і тісно пов'язана з міцністю.
- 2. Міцність зв'язку⁴** характеризується довжиною та енергією. **Енергія зв'язку** (кДж/моль) визначається кількістю енергії, яку треба витратити, щоб розірвати зв'язок, або виділенням енергії при утворенні сполуки з окремих атомів. **Енергія розриву зв'язку** завжди позитивна, **енергія утворення зв'язку** така ж за значенням, але негативна за знаком.
- 3. Кратність зв'язку⁵** визначається числом електронних пар, які зв'язують два атоми. Якщо зв'язок здійснюється однією електронною парою, то називається **простим** або одинарним, якщо більш ніж однією кількістю пар – **кратним**. Підвищення кратності призводить до зміцнення зв'язку та зменшення його довжини. У структурних формулах хімічні зв'язки між атомами зображають рисками (одна риска – це пара електронів). Однак, таке зображення є формальним і не дає цілковитого розуміння природи хімічних зв'язків. **Наприклад**,

H – H одинарний зв'язок;

O = O подвійний зв'язок;

N ≡ N потрійний зв'язок.

4. Полярність зв'язку⁶ зумовлена зміщенням електронної густини до атома з більшою *електронегативністю*.

Описати хімічний зв'язок означає – з'ясувати як перерозподіляється електронна густина в молекулі. За характером розподілу електронної густини в речовині розрізняють такі **типи хімічного зв'язку**: 1) сильні (ковалентний, йонний, металічний); 2) слабкі (водневий) (рис. 3.2).

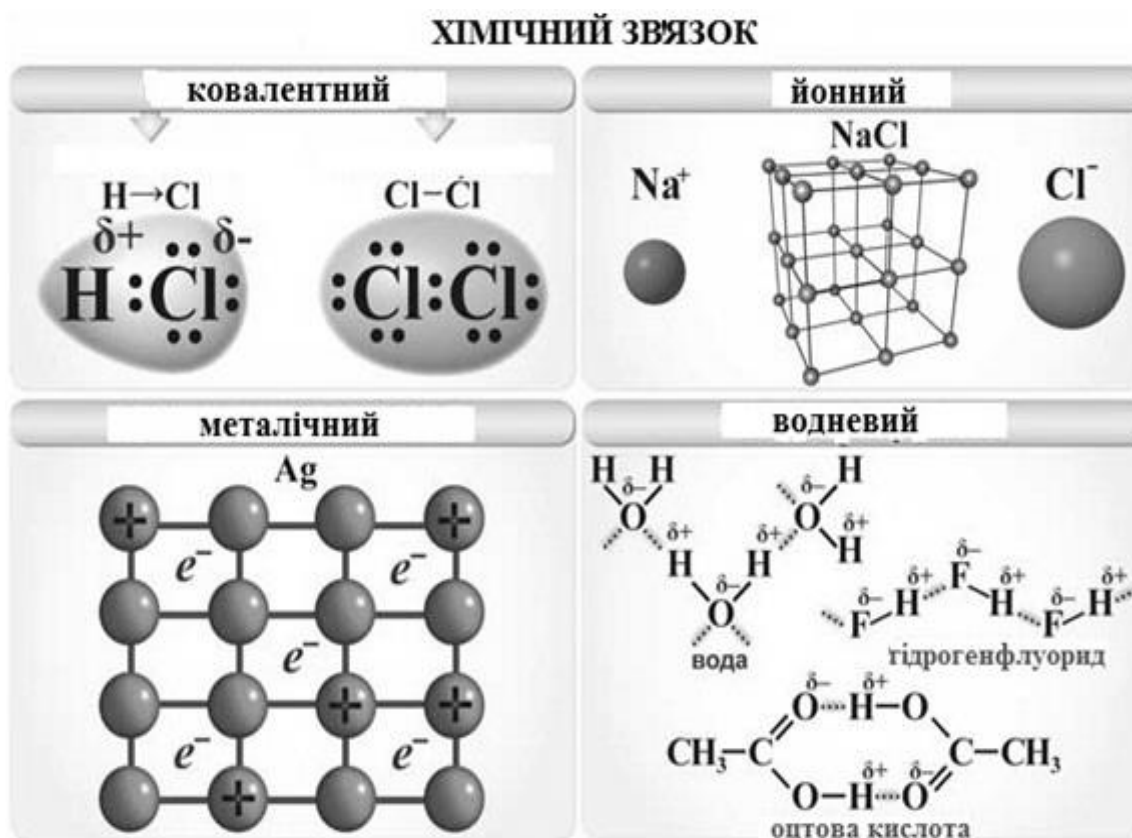


Рис. 3.2. Типи хімічного зв'язку

3.2. Ковалентний зв'язок

Ковалентний зв'язок⁷ – це зв'язок, який виникає під час сполучення двох атомів з утворенням спільної електронної пари (або спільних електронних пар). Спільні електронні пари виникають за рахунок неспарених (валентних) електронів. Може утворитися за допомогою 2, 4 і 6 узагальнених електронів (рис. 3.3).

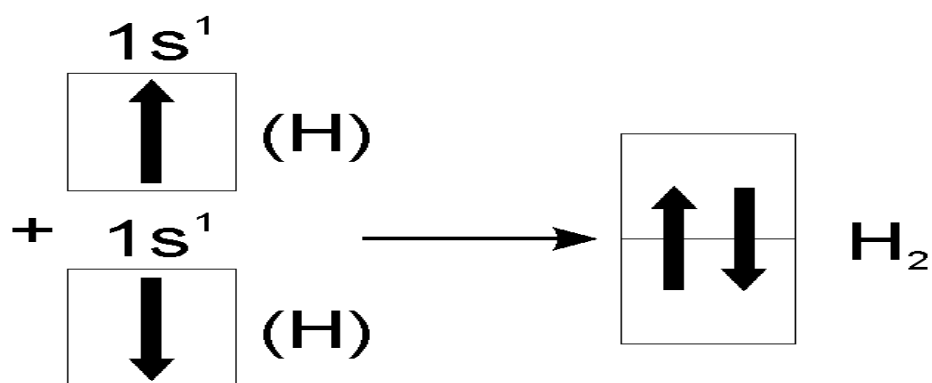
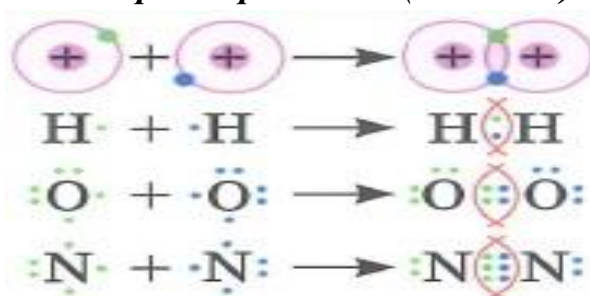


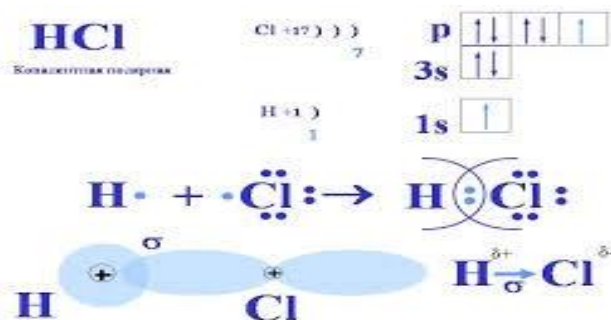
Рис. 3.3. Процес «спарювання» електронів

Прості речовини (неметал)



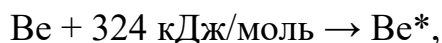
Навколо кожного атома утворюється стійка конфігурація з 8 електронів. Спільна електронна пара симетрична відносно ядер обох атомів: $\text{H} - \text{H}$, $\text{O} = \text{O}$, $\text{N} \equiv \text{N}$. Такий різновид ковалентного зв'язку називається **неполярним**.

Складні речовини (неметал + неметал)



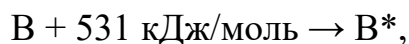
Якщо спільна електронна пара зміщена до більш електронегативного елемента, то утворюється **ковалентний полярний зв'язок**. *Наприклад*, у HCl ($\text{H} \rightarrow \text{Cl}$), NH_3 ($\text{H} \rightarrow \text{N}$), CO_2 ($\text{C} \rightarrow \text{O}$). Для Гідрогену утвориться стійка «гелієва» оболонка. Число ковалентних зв'язків, які утворив атом називають **ковалентністю елемента**⁸ у відповідній сполуці. *Наприклад*, ковалентність N у N_2 і NH_3 = 3, ковалентність O у H_2O і CO_2 = 2.

Оскільки валентність атома дорівнює кількості його неспарених електронів, то для елементів відповідного періоду вона визначається електронами зовнішнього рівня. **Наприклад**, для елементів другого періоду за кількістю неспарених електронів Літій має бути одновалентним Li (I), а Берилій – нуль валентним Be (0). Проте, після збудження атомів Берилію (на що витрачається енергія):

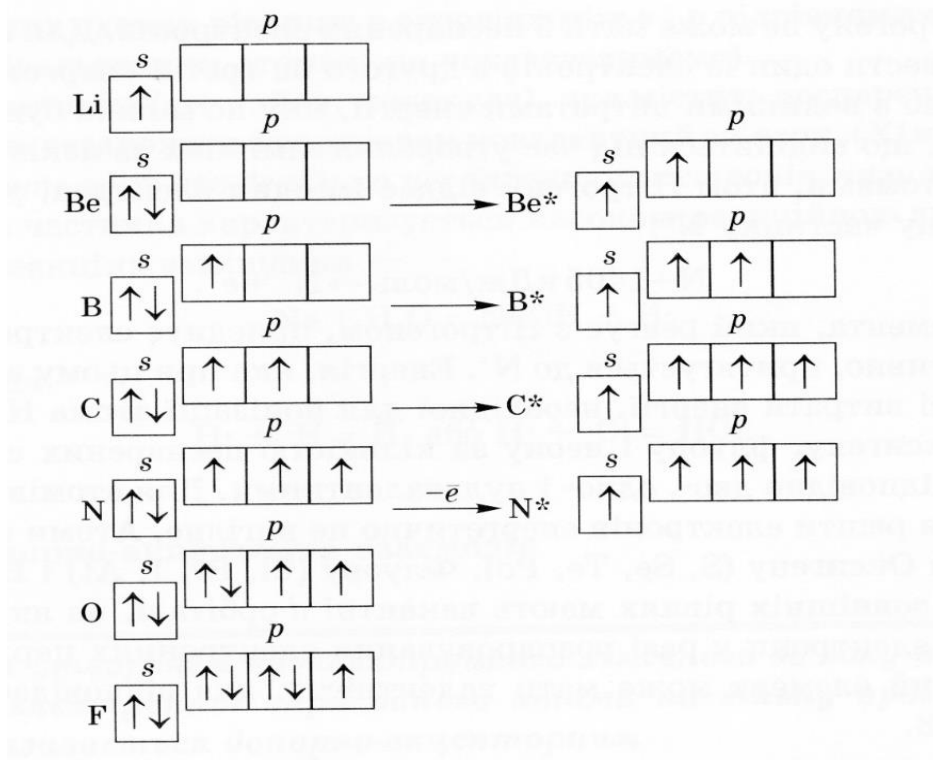


його електрони розпаровуються, і тоді атоми Берилію стають двохвалентними $\text{Be}^*(\text{II})$.

У різних атомів можливі переходи електронів з *s*- на *p*-орбіталі, з *p*- на *d*-орбіталі, з *d*- на *f*-орбіталі та у зворотному напрямку. Щоб перевести атом у збуджений стан потрібно витратити енергію. Але ці витрати з надлишком компенсуються утворенням хімічних зв'язків. **Наприклад**, у нормальному стані Бор одновалентний B (I), а у стані збудження:



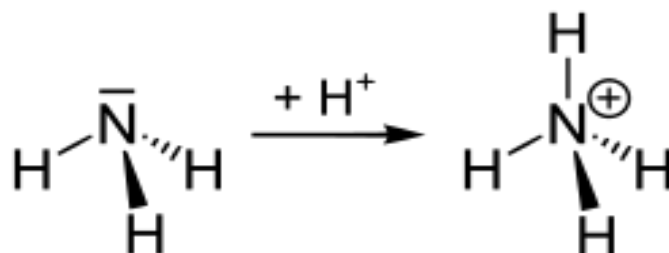
утворюється тривалентний Бор $\text{B}^*(\text{III})$. Так, у не збудженому стані Карбон двохвалентний C (II), а в збудженому (після поглинання 402 кДж/моль енергії) стає чотиривалентним $\text{C}^*(\text{IV})$.



Атоми Оксигену та Флуору за кількістю неспарених електронів можуть бути відповідно дво- та одновалентними. Для цих атомів розпаровування решти решти електронів енергетично невигідне. Проте, атоми елементів, які є аналогами Оксигену (S, Se, Te, Po) і Флуору (Cl, Br, I, At) на зовнішніх рівнях мають вакантні *d*-орбіталі, на які можуть переходити електрони у разі

розпаровування електронних пар. У результаті цього елемент може мати валентність, яка відповідає номеру групи.

Механізм утворення двоелектронного хімічного зв'язку шляхом спарювання електронів по одному від кожного атома називається *обмінним*, а шляхом донорування електронної пари одного атома на вільну орбіталь іншого – *донорно-акцепторним*. При цьому атом, який віддає неподілену електронну пару називається донором, атом, який має вільну орбіталь – акцептором. *Наприклад*, утворення йону амонію NH_4^+ ; йону гідроксонію H_3O^+ та ін.



3.3. Орієнтація хімічних зв'язків у просторі. Гібридизація

Ковалентний зв'язок, який виникає між атомами, завжди має певну орієнтацію в просторі. Це зумовлено необхідністю максимального перекривання атомних орбіталей (електронних хвильових функцій) задля зниження енергії системи. Чим складніша конфігурація атомних орбіталей, тим більше можливих варіантів їхнього взаємного перекривання. Атомні орбіталі, що визначають характер симетрії зв'язку позначають латинськими літерами s , p , d , f , а хвильові функції електронів після утворення хімічного зв'язку співзвучними їм грецькими літерами σ , π , δ , ϕ .

σ -Зв'язок⁹ виникає тоді, коли хвильові функції електронів перекриваються у тій ділянці простору, яка міститься на лінії, що сполучає центри вдаємодіючих атомів. Внаслідок перекривання s -орбіталей двох атомів (s - s -перекривання) утворюється σ_s -зв'язок; s - p_x -орбіталей – σ_x -зв'язок і т.д. (рис. 3.4).

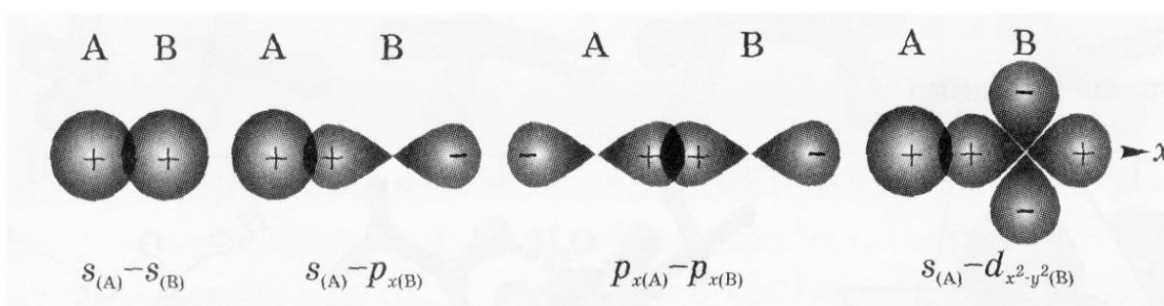


Рис. 3.4. Види σ_s -зв'язку

π -Зв'язок¹⁰ виникає внаслідок перекривання хвильових функцій електронів одночасно у двох ділянках простору, які містяться за межами лінії, що сполучає центри взаємодіючих атомів. π -Зв'язки, як і p -орбіталі мають вузлову поверхню, яка проходить через вісь, що сполучає центри атомів, які взаємодіють. π -Зв'язки утворюються внаслідок перекривання p - p -, p - d та d - d -орбіталей (рис. 3.5).

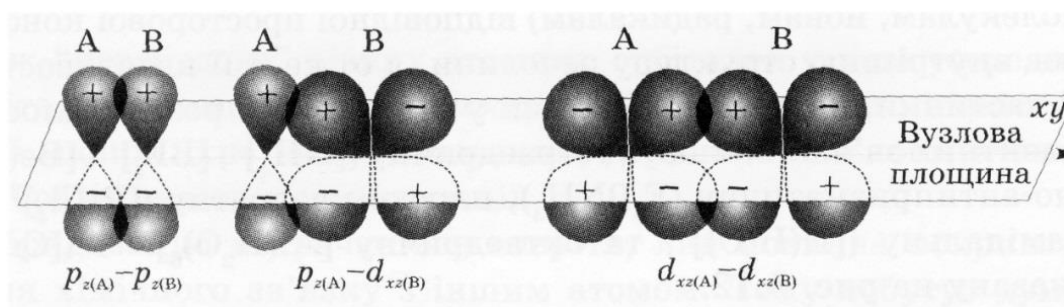


Рис. 3.5. Види π -зв'язку

Спрямованість ковалентних зв'язків у просторі надає багатоатомним частинкам (молекулам, йонам, радикалам) відповідної просторової конфігурації. Це зумовлює внутрішню структуру речовини, а отже, і її властивості. Чим повніше перекриваються у просторі дві атомні орбіталі, які беруть участь в утворенні хімічного зв'язку, тим міцнішим буде зв'язок.

У практиці зв'язок між атомами часто буває міцнішим, ніж за теоретичними обчисленнями. Це пояснюється тим, що атомна орбіталь набуває такої «форми», яка дає їй змогу повніше перекриватись з орбіталю сусіднього атома. Змінити свою «форму» атомна орбіталь може лише у разі її комбінування з іншими атомними орбіталями іншої симетрії цього ж атома.

Атомні орбіталі, які виникають внаслідок комбінування між собою різних атомних орбіталей одного атома і набувають проміжної «форми» стосовно вихідних орбіталей, називаються **гібридними**, а сама перебудова **гібридизацією¹¹**. Можливі гібридизації різних орбіталей (рис. 3.6).

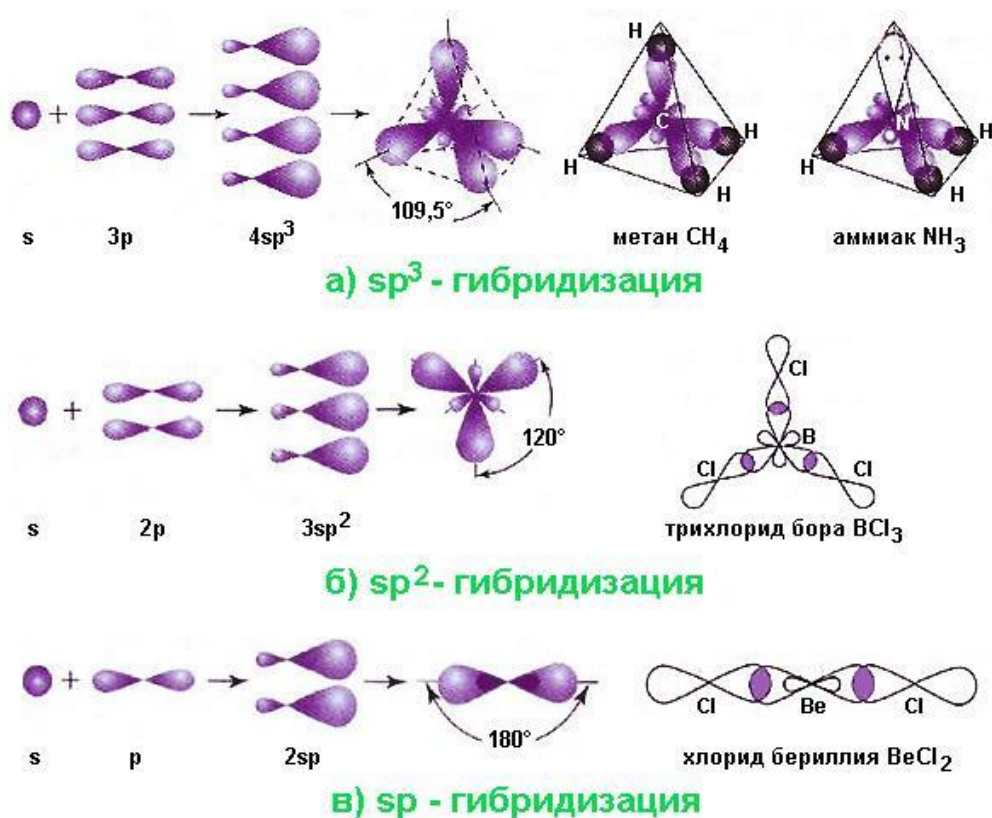
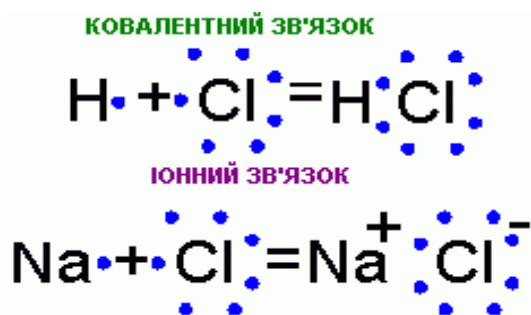


Рис. 3.6. Види гібридизації

3.4. Інші типи хімічного зв'язку

Йонний зв'язок

Сполучення різних елементів зумовлене намаганням їх атомів утворити найстійкіші електронні системи. Така енергетично стійка електронна система може утворитись і завдяки односторонній передачі електронів (це спостерігається в йонних сполуках). Взаємодія електронів одного атома з атомом іншого приводить до утворення позитивно (катіон) та негативно (аніон) заряджених йонів зі стійкими електронними оболонками. Ці йони притягуються і виникає **йонний** (або електровалентний) **зв'язок**¹². *Наприклад*, при сполученні атомів Na і Cl. До сполук з йонним типом зв'язку належать: солі, оксиди металів, гідроксиди металів.



За звичайних умов йонні сполуки є кристалічними речовинами. Для більшості йонних сполук зв'язок вважається лише частково йонним: ступінь йонності зв'язку залежить від різниці електронегативностей атомів, які сполучаються. **Електронегативність** – це здатність зв'язаного атома відтягувати на себе електрони хімічного зв'язку. За значенням електронегативностей можна кількісно оцінити стан атома в сполуці у вигляді ступеня окиснення. **Ступінь окиснення**¹³ – це заряд атома елемента в сполуці, виходячи з припущення, що сполука складається з йонів. Це поняття є формальним, але ним зручно користуватись під час різних обчислень, особливо під час розрахунків коефіцієнтів окисно-відновних реакцій.

Щоб встановити знак ступеня окиснення атома елемента у сполуці, користуються співвідношенням електронегативностей сполучених атомів: ступінь окиснення елемента з більшою електронегативністю позначають знаком «–». Так, Флуор має найбільшу електронегативність і тому у сполуках з іншими елементами може виявляти тільки ступінь окиснення -1. Оксиген у більшості сполук має ступінь окиснення -2, лужні метали +1, лужно-земельні елементи +2.

Величину і знак ступеня окиснення елемента у сполуці з трьох елементів обчислюють за різницею між загальним числом позитивних та негативних ступенів окиснення, що виявляють у сполуці інші елементи з відомими електронегативностями, виходячи з того, що сполуки електронейтральні. **Наприклад**, в сполуці Na_2SO_4 ступінь окиснення Натрію +1, ступінь окиснення Сульфуру x , ступінь окиснення Оксигену -2. Додавши всі ступені окиснення і врахувавши кількість їх атомів отримаємо: $2(+1) + x + 4(-2) = 0$; звідси $x = +6$.

Особливості йонного зв'язку

1. **Ненасичуваність.** Одноійменно заряджені йони можуть притягувати до себе будь-яку кількість йонів з протилежним знаком.

2. **Ненапрявленість.** Електронні хмари атомів, що взаємодіють перекриваються так, що ділянка підвищеної електронної густини розміщується симетрично відносно обох атомів.

Металічний зв'язок

Атоми металів містять на своїх зовнішніх рівнях невелику кількість електронів і, отже, багато вакантних атомних орбіталей. Але на відміну від ковалентного та йонного зв'язків у металах велика кількість електронів одночасно сполучають велику кількість ядер, а самі електрони можуть вільно переміщуватись. Це означає, що частина електронів може переміщуватись по

всьому зразку металу і що атоми металу не сполучені один з одним локалізованими двох-електронними зв'язками.

Спрощено метал можна розглядати як щільно упаковану структуру з катіонів, сполучених один з одним спільними електронами («електронним газом»). На відміну від ковалентного зв'язку, який сполучає 2 атоми, **металічний зв'язок**¹⁴ сполучає всі атоми даного кристала, і всі вони беруть участь в узагальненні валентних електронів (рис. 3.7). За звичайних умов метали є кристалічними речовинами з високими координаційними числами.

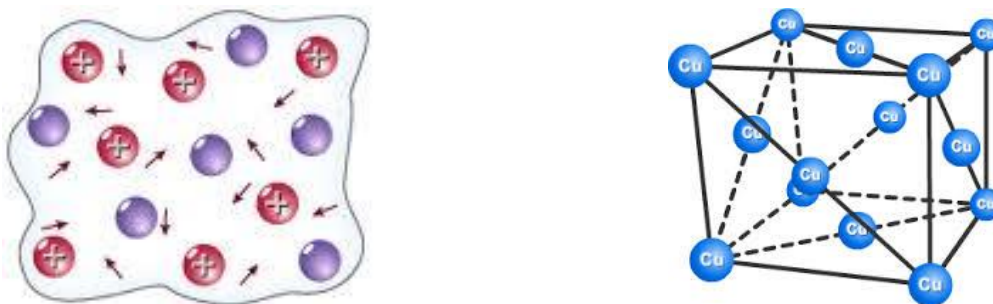


Рис. 3.7. Металічний зв'язок (структура металу)

Водневий зв'язок

Між дуже полярними молекулами (HF , H_2O , NH_3) або атомними групами ($-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{NHCO}-$), у яких містяться атоми Гідрогену, виникає специфічна взаємодія, яка суттєво позначається на властивостях речовин і реалізується за допомогою **водневих зв'язків**¹⁵. При утворенні водневих зв'язків частинки наближаються на відстань, яка забезпечує слабку участь їхніх електронних орбіталей у взаємодії. Він може виникати між атомами різних молекул (*міжмолекулярний*) або атомами однієї молекули (*внутрішньо молекулярний*). Він є досить слабким, однак визначає структуру речовини і суттєво впливає на її фізичні та хімічні властивості.

Водневі зв'язки визначають взаємне розташування молекул у речовині, яка існує у конденсованому стані. Залежно від кількості атомів Гідрогену та їхнього розміщення у молекулах, у рідинах і кристалах можуть виникати різноманітні за будовою асоціати (об'єднання) молекул, які формують надмолекулярну структуру речовин. Асоціація молекул спричиняє високі температури плавлення та кипіння. Водневий зв'язок виявляється в органічних та неорганічних сполуках (рис. 3.8). Його універсальність пояснюється поширеністю у природі води та сполук зі зв'язками $\text{O}-\text{H}$. Він відіграє важливу роль у процесах розчинення і кристалізації, електролітичної дисоціації, кислотно-основних та окисно-відновних реакціях. Водневий

зв'язок легко виникає і руйнується за звичайних умов, що відіграє важливу роль у біологічних процесах.

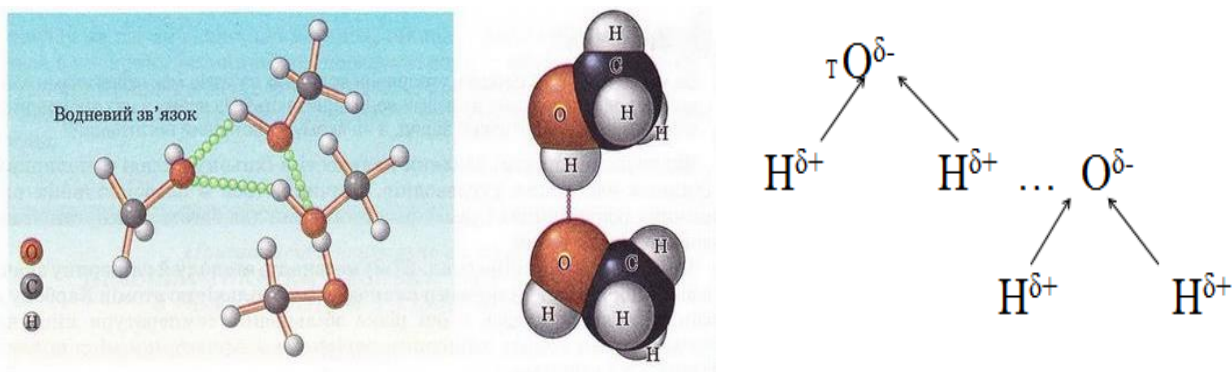


Рис. 3.8. Водневий зв'язок

3.5. Кристалічний стан речовини

У твердому (або кристалічному) стані речовини можуть складатись з молекул, атомів та йонів, міцно зв'язаних між собою і певним чином орієнтованих у просторі. Кристали завжди мають форму об'ємного багатогранника (рис. 3.9).



Рис. 3.9. Різновиди кристалів

Кристалічний стан – це найвищий ступінь організації речовини, тому більшість речовин (до 95%) за звичайних умов перебувають у твердому стані. Попри це, знайти у природі крупні кристали довершеної форми нелегко, оскільки вони залягають на значних глибинах. Однак, дрібнокристалічні речовини трапляються скрізь. Зокрема, кристалічними речовинами є:

- майже всі гірські породи (граніти, вапняки, піщаники);

- майже всі руди, які є сировиною металургійної промисловості та метали, які є продуктами металургійної промисловості;
- майже всі будівельні матеріали;
- продукти хімічного виробництва (сода, селітри, купороси, галуни);
- окремі живі організми (віруси), деякі частини людського організму (волосся, рогівка ока), деякі біологічно активні речовини (білки).

Сьогодні кристали широко використовують в науці та техніці. **Наприклад**, для виготовлення оптичних призм, лазерів, годинників, телевізорів, телефонів, компютерів тощо.

Залежно від характеру розміщення частинок у просторі тверде тіло набуває вигляду кристалічної або аморфної структури. **Кристалічний стан**¹⁶ – це упорядкована структура, яка характеризується точно визначеною орієнтацією частинок одна відносно одної (ближній порядок), і ця впорядкованість періодично повторюється у всьому об'ємі речовини (дальній порядок), що визначає зовнішню форму у вигляді багатогранників – кристалів. Утворення впорядкованої кристалічної структури є енергетично вигідним. Речовина у кристалічному стані – це тверде тіло, рух частинок якого характеризується їх коливанням відносно строго певної рівноваги і відбувається з мінімальною енергією. Кристалічна речовина плавиться при сталій температурі.

Методом подрібнення (диспергування) кристалічні речовини можна перевести в аморфний стан. **Аморфний стан**¹⁷ – це частково неупорядкована структура, яка характеризується ізотропністю (фізичні властивості однакові у всіх напрямках), ближнім порядком (простягається на кілька десятків та сотень атомів чи молекул) і відсутністю сталої температури плавлення. Типовим прикладом аморфного стану речовини є скло.

Аморфні тіла зустрічаються у двох формах:

- 1) **компактній** – це дуже переохолоджена рідина (скло, смоли);
- 2) **дисперсній** – це дуже тонко подрібнений порошок, який складається з окремих агрегатів (порошинок) неупорядкованої будови (сажа, порошки, аморфний кремній).

Обидві форми аморфного стану речовини за сприятливих умов кристалізуються із вивільненням теплоти. Складові частинки аморфного тіла – це дуже деформовані і надто малі кристали. Часто аморфні речовини утворюються при більш низькій температурі, ніж температура їх плавлення. **Наприклад**, графіт (кристалічна речовина) плавиться при 4070 К, сажа (аморфний стан графіту) утворюється при 1070-1170 К.

На відміну від газоподібного і рідкого, кристалічний стан значно різноманітніший. Одні й ті ж за складом і формою молекули можуть бути вкладені в кристалах у різний спосіб (рис. 3.10).

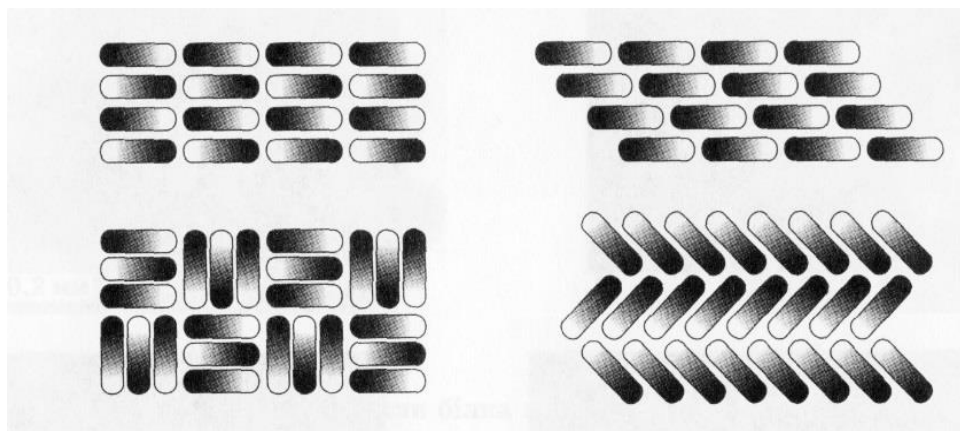


Рис. 3.10. Способи укладання молекул в кристалах

Від способу укладання (тобто від будови) залежать фізико-хімічні властивості речовини. Тому одні й ті ж за хімічним складом кристалічні речовини мають різні фізичні та хімічні властивості.

3.6. Будова і властивості кристалів. Типи кристалічних решіток

Будову кристалів описують за допомогою їхніх умовних зображень – кристалічних ґраток (рис. 3.11). **Кристалічна ґратка**¹⁸ – це тривимірні геометрична фігура, яка виникає після уявного з'єднання прямими лініями центрів частинок (атомів, молекул, йонів) у кристалах. Точки перетину ліній, у яких містяться частинки речовини, називаються **вузлами кристалічної ґратки**. Кристалічна ґратка – це лише математична абстракція. Реальні ж кристали містять велику кількість частинок (в 1 см³ компактного заліза $8,6 \cdot 10^{22}$ атомів). Тому кристалічну ґратку цілого кристала, як і будь-яку нескінченність, показати неможливо. Однак, кристалічну ґратку зображають у вигляді фрагмента ґратки – **елементарної комірки**. В ідеальному стані кристал обмежений плоскими гранями, що перетинаються у вершинах і прямолінійних ребрах.

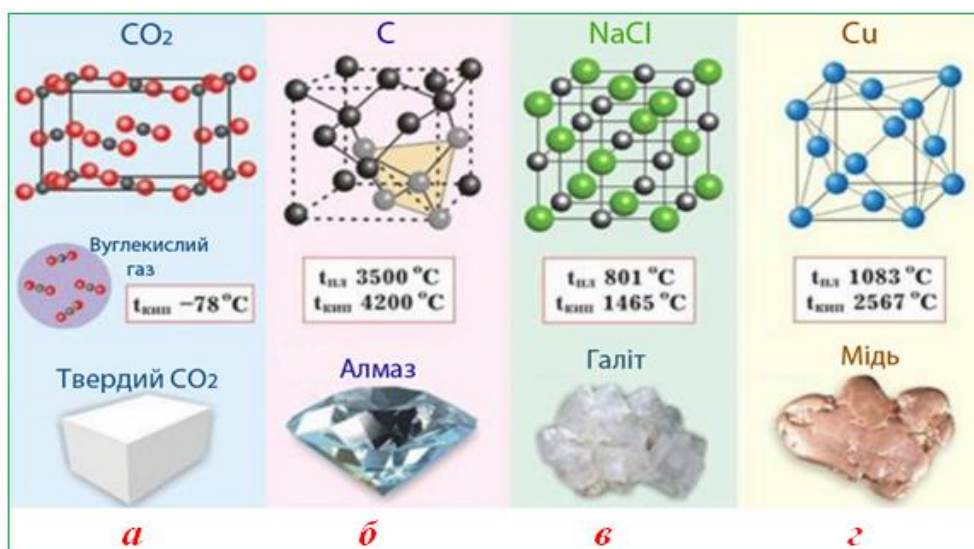


Рис. 3.11. Кристалічні ґратки

Між будовою речовини та її властивостями існує тісний взаємозв'язок. Властивості кристалічних речовин визначаються характером хімічних зв'язків, які виникають між їхніми частинками (додаток В). Залежно від природи частинок і від того, які сили взаємодії між ними розрізняють: йонні, атомні, молекулярні та металічні ґратки (рис. 3.12).

ТИПИ КРИСТАЛІЧНИХ РЕШІТОК (ГРАТОК)

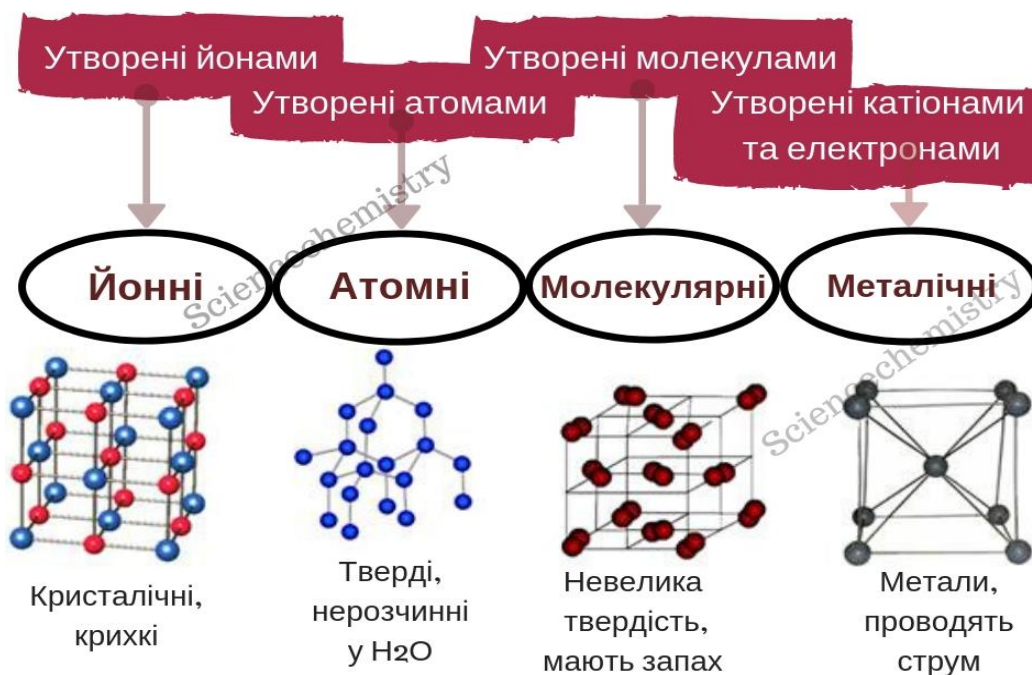


Рис. 3.12. Типи кристалічних ґраток

Кристалічні речовини можуть існувати у вигляді моно- та полікристалів. Поодинокі кристали (монокристали) трапляються в природі або їх добувають штучно. Проте більшість кристалічних тіл – полікристали – сукупність великої кількості по-різному орієнтованих дрібних кристалів (причому форма всього кристалу – неправильна, а форма дрібних складових кристалів – правильна).

3.7. Рідкі кристали

Рідкокристалічний (або мезоморфний) стан – це проміжний стан між твердим і рідким. **Рідкі кристали**¹⁹ – це в'язкі рідини, що складаються з молекул витягнутої чи дископодібної форми, певним чином упорядковані по всьому об'єму рідини (рис. 3.13). Усі рідкі кристали – це органічні речовини, які є текучими як рідини та анізотропними як тверді кристали. Взаємна орієнтація молекул рідких кристалів є причиною існування дальнього порядку в одному або двох напрямках. У рідкокристалічному стані речовина може набувати форми краплі або форми посудини в якій міститься.

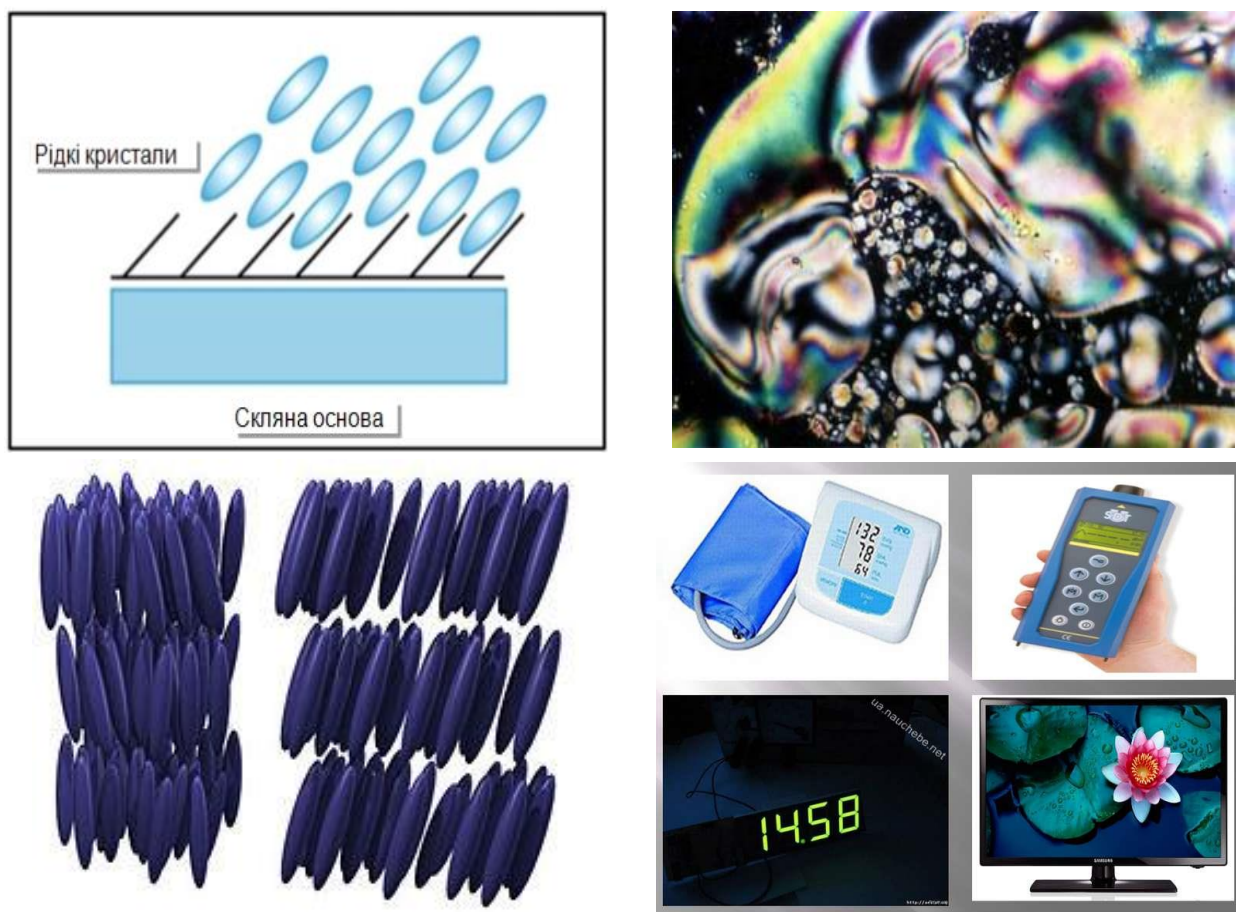


Рис. 3.13. Рідкі кристали

Види рідких кристалів

- 1) **термотропні** – існують у певному інтервалі температур і тисків, їх отримують шляхом нагрівання твердих кристалів;
- 2) **ліотропні** – це дво- чи більше компонентні системи, які утворюються в сумішах молекул даної речовини і води. їх отримують в результаті розчинення речовини.

Історія відкриття

Учений	Рік	Результат роботи
Ф. Рейнітцер	1888	Відкрив рідкі кристали.
О. Леманн	1904	Написав книгу «Рідкі кристали»
Дж. Фергюсон	1963	Відкрив важливу властивість рідких кристалів – змінювати колір під впливом температури – для знаходження теплових полів невидимих простим оком
Науковці США	1965	Перша міжнародна конференція присвячена рідким кристалам
Дж. Грей	1973	Отримав рідкі кристали з дешевої та доступної сировини і вони набули широкого поширення при виготовленні різних приладів

Використання рідких кристалів

1. **Термографія** – створення індикаторів для різних діапазонів температури і для різних конструкцій. *Наприклад*, рідкі кристали у вигляді плівки наносять на транзистори, інтегральні схеми та друкувальні плати електронних схем. Несправні елементи – сильно нагріті чи холодні, непрацюючі – одразу помітні за яскравими кольоровими плямами.
2. **Медицина** – вимірники тиску, детектори ультразвуку, рідкокристалічні індикатори, які на шкірі хворого швидко діагностують приховане запалення чи пухлину.
3. **Інформаційна техніка** (від індикаторів в електронних годинниках до кольорових телевізорів з рідкокристалічним екраном, які споживають незначну кількість енергії).
4. **Ювелірні прикраси**. Перстені з рідкими кристалами, які змінюють колір в залежності від температури тіла того, хто його носить.
5. **Інші галузі**. Для виявлення шкідливих хімічних речовин та ультрафіолетового випромінювання.

Запитання для самоконтролю

1. Пояснити причину утворення хімічного зв'язку.
2. Дати визначення поняття хімічного зв'язку.
3. Перелічити основні властивості хімічного зв'язку.
4. У чому полягає відмінність понять ступеня окиснення, валентності, заряду іона? Порівняйте їх значення на прикладі частинок: CO_2 , NH_3 , NH_4^+ , HNO_3 .
5. Що таке ковалентний зв'язок і чим зумовлене його утворення?
6. Що розуміють під гібридизацією атомних орбіталей і з чим вона пов'язана?
7. Назвіть особливості йонного зв'язку. Наведіть приклади.
8. У чому подібність та відмінність металічного та інших видів зв'язків?
9. Чому водневий зв'язок впливає на властивості NH_3 , H_2O , HF , але не має помітного впливу на властивості PH_3 , H_2S , HCl ?
10. Чим пояснити подібність фізичних властивостей CO і N_2 , які відрізняються за хімічним характером?
11. Охарактеризуйте кристалічний стан речовини. Чим він відрізняється від аморфного?
12. Яка будова кристалів?
13. Назвати типи кристалічних ґраток і навести приклади речовин.
14. Що собою представляють рідкі кристали? Яке вони мають значення?

ТЕМА 4. КЛАСИФІКАЦІЯ (СИСТЕМАТИКА) РЕЧОВИН

Основні терміни: 1) класифікація; 2) проста речовина; 3) складна речовина; 4) номенклатура; 5) оксиди; 6) основи; 7) амфоліти; 8) кислоти; 9) солі; 10) середні солі; 11) кислі солі; 12) основні солі; 13) мішані солі; 14) подвійні солі; 15) комплексні солі.

4.1. Систематика та номенклатура неорганічних речовин

Неорганічні сполуки за схожістю властивостей і будови **класифікують**¹ (поділяють) на певні класи, що визначаються як кількісним та якісним складом, так і природою хімічного зв'язку. Речовини поділяють на прості (гомосполуки) та складні (гетеросполуки). **Прості речовини**² складаються з атомів одного елемента (метали, неметали, металоїди). Їх склад завжди постійний. Із 118 хімічних елементів: 96 – метали (Ni, Cu, ...), а 22 – неметали (O₂, H₂, P, S, ...). У деяких (Ge, As, Te, та ін.) відсутня повна сукупність властивостей металів – це напівметали, або **металоїди**.

Складні речовини³ – це продукти взаємодії атомів різних елементів (рис. 4.1). Найпростіші складаються з атомів 2 видів – це бінарні сполуки. **Наприклад:** оксиди (CaO), гідриди (CaH₂), галогеніди (CaCl₂) та інші. Серед них зустрічаються сполуки сталого і змінного складу. Складні гетеросполуки містять 3 і більше компонентів. До таких сполук нвлежвть: гідроксиди (основні, кислотні, амфотерні) та солі (середні, кислі, основні, подвійні, мішані, комплексні).



Рис. 4.1. Класифікація неорганічних речовин

Хімічна номенклатура⁴ – це правила утворення назв хімічних сполук. Кожна речовина має назву відповідно до її формули. У назвах використовують різні суфікси та префікси, а для позначення числа атомів чи атомних груп грецькі числівники. При утворенні назв на першому місці ставиться умовна назва електропозитивної складової (катиона), а на другому – електронегативної (аніона). **Наприклад:** 1) BaCl₂ – барій хлорид; 2) CaSO₄ – кальцій сульфат; 3) CO₂ – карбон (IV) оксид; 4) NaOH – натрій гідроксид.

Прості речовини мають в основному традиційні назви, які можуть збігатися з назвами відповідних хімічних елементів. Багато складних речовин мають **тривіальні назви** (додаток Г). Це назви, що склались історично, а також назви, які використовуються в побуті та техніці. **Наприклад,** вуглекислий газ (CO₂), питна сода (NaHCO₃), гашене вапно (Ca(OH)₂) тощо.

4.2. Характеристика неорганічних речовин

4.2.1. Оксиди

Оксиди⁵ – це бінарні сполуки, одним із складових елементів яких є Оксиген зі ступенем окиснення -2. Їх загальна формула E_xO_y.

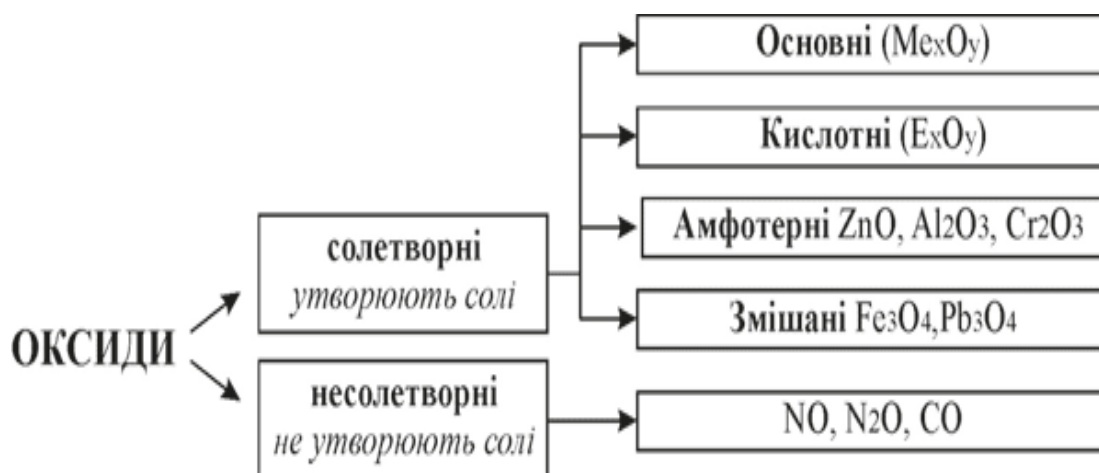
Назва оксидів. Назва елемента (+ валентність) + слово «оксид»: Na₂O – натрій оксид; Cr₂O₃ – хром (III) оксид.

Класифікація оксидів (рис. 4.2). За хімічними властивостями на:

- 1) несолетворні (тобто, які не можуть утворювати солі) – NO, CO, N₂O;
- 2) солетворні (які під час відповідних перетворень здатні утворювати солі).

Солетворні оксиди поділяють на:

- а) **основні** (гідрати яких є основами) – Na₂O, BaO, MnO, CrO, FeO;
- б) **кислотні** (гідрати яких утворюють кислоти, тому їх часто називають ангідридами) – N₂O₃, CO₂, CrO₃, FeO₃;
- в) **амфотерні** (яким відповідають амфотерні гідроксиди) – ZnO, Cr₂O₃, Al₂O₃.



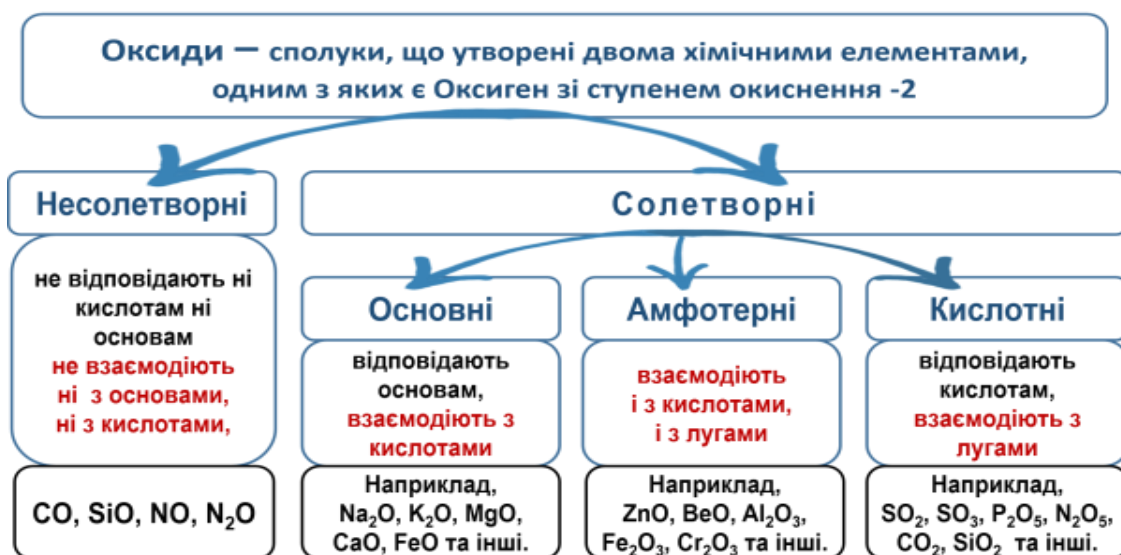


Рис. 4.2. Класифікація оксидів

Властивості оксидів

Кислотні оксиди	1) з водою: $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ (кислота) 2) з основними оксидами: $SO_3 + Na_2O \rightarrow Na_2SO_4$ (сіль) 3) з лугами: $CO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$ (сіль і вода)
Основні оксиди	1) з водою: $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ (основа) 2) з кислотними оксидами: $CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$ (сіль) 3) з кислотами: $CaO + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$ (сіль і вода)
Амфотерні оксиди (з водою не взаємодіють)	1) з основними оксидами та лугами: $Al_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$ (сіль і вода) 2) з кислотними оксидами та кислотами: $Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$ (сіль і вода)

Способи отримання оксидів

Окиснення: 1) простих речовин 2) складних речовин 3) нижчих оксидів	1) $2MgO + O_2 \rightarrow 2MgO$ 2) $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ 3) $4FeO + O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$
Розкладання: 1) основ (крім лугів) 2) кислот (з O) 3) солей (крім з лужними металами) 4) оксидів (вищих)	1) $Mg(OH)_2 \rightarrow MgO + H_2O$ 2) $H_2CO_3 \rightarrow CO_2 + H_2O$ 3) $CuSO_4 \rightarrow CuO + SO_3$ 4) $4CrO_3 \rightarrow 2Cr_2O_3 + 3O_2$
Взаємодія кислот-окисників з: 1) металами 2) неметалами	1) $Cu + 2H_2SO_{4(к)} \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$ 2) $C + 4HNO_{3(к)} \rightarrow CO_2 + 4NO_2 + 2H_2O$

4.2.2. Основи

Основи^б (основні гідроксиди) – складні речовини, які складаються з катіону металу (або катіону NH_4^+) та гідроксид-іону (OH^-). Загальна формула основ $\text{Me}^{+n}(\text{OH})_n$, де n – валентність металу.

Назва основ. Назва елемента (+ валентність) + слово «гідроксид»: KOH – калій гідроксид; $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – купрум (II) гідроксид.

Класифікація основ.

1. За розчинністю у воді:

- 1) розчинні або **луги** – основи лужних і лужноземельних металів крім $\text{Be}(\text{OH})_2$ і $\text{Mg}(\text{OH})_2$;
- 2) нерозчинні – всі інші основи.

2. За кількістю груп OH :

- 1) однокислотні (NaOH , KOH , LiOH)
- 2) багатокислотні ($\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$).

Властивості основ

Луги (розчинні)	1) з індикаторами (рис. 4.3) 2) з кислотними оксидами: $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 3) з кислотами: $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ нейтралізація: основа + кислота \rightarrow сіль + вода 4) з амфотерними оксидами: $2\text{NaOH} + \text{ZnO} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 5) з амфотерними гідроксидами: $\text{KOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ 6) з солями: $\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$
Основи (нерозчинні)	1) з кисл. оксидами: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CuCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 2) з кислотами: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ нейтралізація: основа + кислота \rightarrow сіль + вода 3) розклад при $t, ^\circ\text{C}$: $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

Способи отримання основ

Луги (розчинні)	1) активний метал і вода: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ 2) оксид металу і вода: $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$ 3) електроліз розчинів солей: $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{NaOH}$
Основи (нерозчинні)	1) сіль і луг: $\text{MgCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{NaCl}$

**Зміна забарвлення індикаторів
у розчинах кислот і лугів**

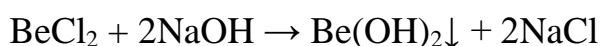
Індикатори	Колір індикатора в середовищі		
	нейтральному	кислому	лужному
ЛАКМУС	Фіолетовий	Червоний	Синій
ФЕНОЛ-ФТАЛЕЇН	Безбарвний	Безбарвний	Малиновий
МЕТИЛОВИЙ ОРАНЖЕВИЙ	Оранжевий	Рожевий	Жовтий

Рис. 4.3. Забарвлення індикаторів у різних середовищах

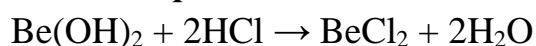
Амфоліти⁷ (амфотерні гідроксиди) – це такі гідроксиди, які залежно від умов здатні проявляти себе як основи і як кислоти ($Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Be(OH)_2$). Амфоліти нерозчинні у воді, їм відповідають амфотерні оксиди (ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , BeO).

Амфотерний оксид	Амфотерний гідроксид		Відповідна йому кислота		Кислотний залишок	
	Формула	Назва	Формула	Назва	Формула й валентність	Назва
ZnO	$Zn(OH)_2$	цинк гідроксид	H_2ZnO_2	Цинкатна	ZnO_2^{II}	цинкат
SnO	$Sn(OH)_2$	станум(II) гідроксид	H_2SnO_2	Станатна	SnO_2^{II}	станат
PbO	$Pb(OH)_2$	плумбум(II) гідроксид	H_2PbO_2	Плюмбатна	PbO_2^{II}	плюмбат
Al_2O_3	$Al(OH)_3$	алюміній гідроксид	H_3AlO_3	Алюмінатна	AlO_3^{III}	алюмінат

Способи отримання амфолітів: при взаємодії відповідної солі з розчином лугу:



Властивості амфолітів. Взаємодіють з кислотами та основами:



4.2.3. Кислоти

Кислоти⁸ – це сполуки, які складаються з атомів Гідрогену та кислотного залишку.

Формули деяких кислот і назви їхніх аніонів

Формула	Аніон	Назва
HCl	Cl ⁻	хлорид
HBr	Br ⁻	бромід
H ₂ S	S ⁻²	сульфід
	HS ⁻	гідросульфід
HNO ₂	NO ₂ ⁻	нітрит
HNO ₃	NO ₃ ⁻	нітрат
H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	сульфіт
H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	сульфат
H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	карбонат
H ₂ SiO ₃	SiO ₃ ²⁻	метасилікат
H ₂ SiO ₄	SiO ₄ ²⁻	ортосилікат
HClO	ClO ⁻	гіпохлорит
HClO ₂	ClO ₂ ⁻	хлорит
HClO ₃	ClO ₃ ⁻	хлорат
HClO ₄	ClO ₄ ⁻	перхлорат
H ₃ PO ₃	PO ₃ ³⁻	фосфіт
HPO ₃	PO ₃ ⁻	метафосфат
H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻	ортофосфат
	HPO ₄ ²⁻	гідрофосфат
	H ₂ PO ₄ ⁻	дигідрофосфат
H ₄ P ₂ O ₇	P ₂ O ₇ ⁴⁻	дифосфат

Класифікація кислот

1. За вмістом Оксигену:

- 1) оксигенвмісні (HNO₃, H₂SO₄);
- 2) безоксигенні (HCl, HJ, H₂S, HCN).

2. За кількістю атомів Гідрогену:

- 1) одноосновні (HCl, HNO₂, HNO₃);
- 2) багатоосновні (H₂SO₄, H₃PO₄).

3. За силою кислоти поділяють на три групи:

- 1) сильні (HNO₃, H₂SO₄, HClO₄, HJ, HBr, HCl);
- 2) середні (H₃PO₄, H₂SO₃);
- 3) слабкі (H₃BO₃, HNO₂, H₂CO₃, HCN, H₂S).

4. За окиснювальною здатністю:

1) кислоти-окисники (HNO_3 , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$, HClO_3 , HClO_2 , HClO , $\text{HClO}_{4(\text{конц.})}$);

2) кислоти-неокисники ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розб.})}$, $\text{HClO}_{4(\text{розб.})}$, HJ , HBr , HCl , H_3PO_4).

Властивості кислот

1) з індикаторами	(рис. 4.3)
2а) з металами	$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{p})} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
2б) з неметалами:	$2\text{P} + 5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
3а) з основними оксидами	$\text{CaO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3б) з основами:	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
4) з солями	$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}\uparrow$

Способи отримання кислот

1. Неметалу з воднем	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
2. Кислотного оксиду з водою	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
3. Солі з кислотою	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
4. Окиснення неметалів кислотами – окисниками	$3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$

4.2.4. Солі

Солі⁹ – це продукти повного або часткового заміщення атомів Гідрогену в кислотах на атоми металів або як продукти повного або часткового заміщення гідроксид-іонів в основах на кислотні залишки. Назва солей складається з назви металу та назви кислотного залишку в залежності від виду солі.

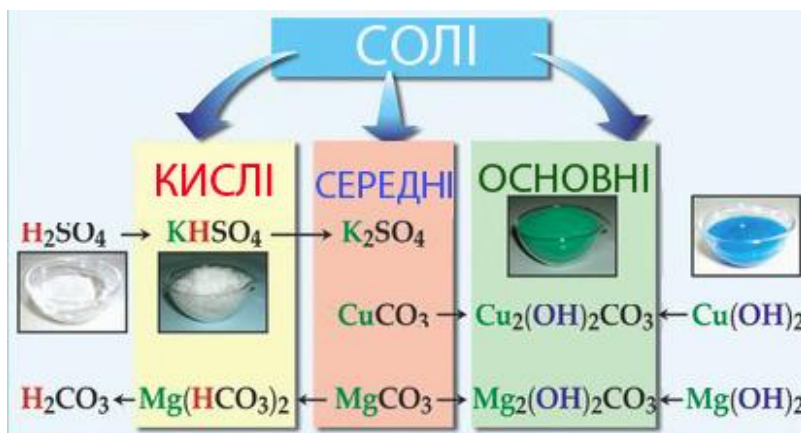
Класифікація солей (рис 4.4)

Середні солі¹⁰ (нормальні) – це продукти повного заміщення атомів Гідрогену на атоми металу в молекулах кислот (K_2SO_4 – калій сульфат, NaCl – натрій хлорид).

Кислі солі¹¹ (гідросолі) – це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулах багатоосновних кислот. В назвах кислих солей вказують префікс гідро- та кількість атомів Гідрогену, що входить в кислотний залишок (NaH_2PO_4 – натрій дигідрофосфат, Na_2HPO_4 – натрій гідрофосфат).

Основні солі¹² (гідроксосолі) – це продукти неповного заміщення гідроксид-іонів в багатокислотних основах або в амфотерних гідроксидах на кислотні залишки. В назвах основних солей вказують префікс гідроксо- та

кількість гідроксо-іонів, що залишилися в залишку основи або амфотерного гідроксиду ($\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – алюміній дигідроксохлорид, $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$ – магній гідроксосульфат).



Подвійні солі¹³ – це продукти заміщення атомів Гідрогену в молекулах кислот на атоми двох металів ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – калій алюміній дисульфат, KNaSO_4 – калій натрій сульфат).

Мішані солі¹⁴ – це продукти заміщення гідроксогруп багатокислотних основ різними кислотними залишками ($\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ – кальцій гіпохлорит хлорид).

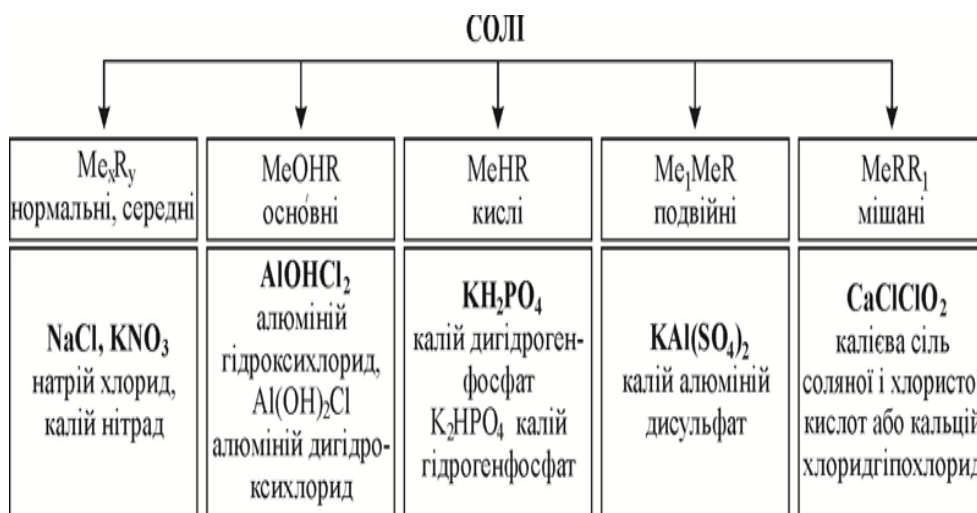


Рис. 4.4. Класифікація солей

Комплексні солі¹⁵ – стає утворення атомів, яке виникло внаслідок розміщення в просторі навколо центрального атома (**комплесоутворювача**) інших атомів, іонів чи молекул (**лігандів**). Формули комплексних сполук записують у квадратних дужках, а заряд позначають відповідною цифрою вгорі біля правої дужки. Називаючи комплексні іони спочатку вказують ліганди, а потім центральний атом, не розділяючи їх. А самі формули записують у зворотньому порядку. Назви будують за тим же принципом що й назви солей: спочатку називають катіон, а потім – аніон. **Наприклад:**

комплексний катіон $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – тетраамінкупрум (2^+) сульфат, комплексний аніон $\text{Fe}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ – ферум (II) гексаціаноферат (III).

Властивості солей

1. Дисоціація	$\text{KCl} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{Cl}^-$
2. Термічне розкладання	$\text{BaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{BaO} + \text{CO}_2$
3. Взаємодія з:	
а) металами (керуємось рядом активності)	$\text{CuCl}_2 + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$ $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg}$
б) кислотними оксидами	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$
в) амфотерними оксидами	$4\text{KNO}_3 + 2\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t} 3\text{KAlO}_2 + 3\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
г) кислотами (склад продуктів залежить від молярних співвідношень вихідних речовин)	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HNO}_3$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$ $\text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 4\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CuOHCl} + \text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
д) лугами або з NH_4OH (склад продуктів залежить від молярних співвідношень вихідних речовин)	$\text{MgCl}_2 + \text{KOH} = \text{MgOHCl} + \text{KCl}$ $\text{MgCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{KCl}$ $\text{CrOHl}_2 + \text{NaOH} = \text{Cr}(\text{OH})_2\text{I} + \text{NaI}$ $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{CaHPO}_4 + 3\text{NaOH} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{FeCl}_3 + \text{NH}_4\text{OH} = \text{FeOHCl}_2 + \text{NH}_4\text{Cl}$
е) солей між собою	$\text{AgNO}_3 + \text{KI} = \text{AgI} \downarrow + \text{KNO}_3$ $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{NaH}_2\text{PO}_4 = 2\text{Na}_2\text{HPO}_4$

Способи одержання солей

Взаємодія	
1) металу з неметалом	$\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$; $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$
2) металу з кислотою-неокисником	$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ $2\text{K} + 2\text{CH}_3\text{COOH} = 2\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2 \uparrow$
3) металу (амфотерного) з лугом: а) у розчинах; б) у розплавах	$\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Zn} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
4) металу з сіллю	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
5) металу з лугом	$3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} \xrightarrow{t} 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
б) неметалу з сіллю	$\text{Cl}_2 + 2\text{KI} = \text{I}_2 + 2\text{KCl}$
7) основного оксиду з кислотою	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
8) основи з кислотою	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
9) солі з кислотою	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10) основного оксиду з кислотним	$3\text{MgO} + \text{P}_2\text{O}_5 = \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
11) луку з кислотним оксидом	$2\text{KOH} + \text{Cl}_2\text{O}_7 = 2\text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
12) солі з лугом	$\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{KCl}$
13) солі з кислотним оксидом	$\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$
14) термічне розкладання солей	$2\text{KNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
15) солі з сіллю	$\text{AgNO}_3 + \text{KCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{KNO}_3$

Між класами неорганічних сполук можливі перетворення (рис. 4.5).



Рис. 4.5. Генетичний ряд металів та неметалів

4.3. Періодична зміна властивостей речовин

У періодичній системі металічні елементи відділені від неметалічних діагональною лінією, що проходить від Бору до Астату (**лінія Цинтала**). Вздовж цієї лінії розміщені амфотерні елементи: В, Si, Ge, As, Sb, Те, At. Властивості хімічних елементів перебувають в періодичній залежності від протонного числа (заряду ядра) їх атомів, і у такій самій залежності перебувають властивості простих і складних речовин. Однак, закономірності у зміні властивостей скоалних речовин значно складніші.

Порівнюючи властивості простих і складних речовин можна зробити такі висновки:

- хімічні властивості простих речовин у періодах змінюються від металічних через проміжні до неметалічних;
- елементи (крім He, Ne, Ar) утворюють сполуки з Гідрогеном та Оксигеном, фізичні властивості яких змінюються від твердих до газуватих (LiH, NaH, BeH₂, MgH₂ – тверді гідриди; CH₄, SiH₄, NH₃, PH₃ – газуваті воднеаї сполуки; Li₂O, Na₂O, BeO, MgO – тверді оксиди; CO₂, NO₂, SO₂ – газуваті оксиди). Склад найвищих солетворних оксидів елементів визначається

номером групи. Леткі водневі сполуки певного складу утворюють лише неметали;

- у періодах зліва направо основний характер оксидів і гідроксидів поступово послаблюється, поступаючи амфотерному, а до кінця періодів посилюються кислотні властивості;
- у головних підгрупах (крім VIII) зверху донизу посилюється основний характер оксидів і гідроксидів, а кислотні властивості послаблюються.

Хімічний характер оксидів і їхніх гідратів

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

	Основний		Амфотерний		Кислотний
--	----------	--	------------	---	-----------

Запитання для самоконтролю

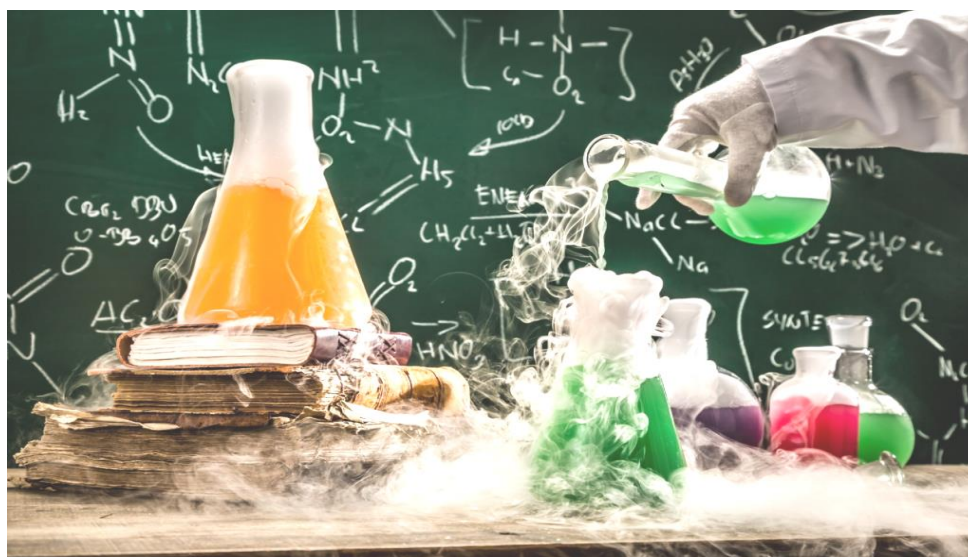
1. За яким принципом класифікують неорганічні речовини?
2. Які правила утворення назв хімічних сполук?
3. Як поділяють сполуки з Оксигеном за складом і властивостями?
4. Що таке гідроксиди, як їх розрізняють за складом і властивостями?
5. Дати визначення понять: оксиди, кислоти, основи, солі.
6. Які бувають солі за складом і властивостями?
7. Яка кількість речовини Натрію потрібна для взаємодії з 1 л води?
8. Який об'єм газу виділиться при дії сульфатної кислоти на 200 г кальцій карбонату?
9. Назвати солі і вказати їх характер: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2CrO_4 , NaHSO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Cr}_2(\text{OH})_4\text{SO}_4$, KNaHPO_4 , CaOCl_2 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.
10. Здійснити перетворення:
 - а) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 - б) $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$
 - в) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4$.
11. Як змінюються властивості речовин в залежності від розміщення елементів у періодичній системі?

ТЕМА 5. ЕНЕРГЕТИКА ТА КІНЕТИКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

Основні терміни: 1) хімічна реакція; 2) хімічна термодинаміка; 3) термодинамічна система; 4) термодинамічний стан системи; 5) термодинамічні параметри; 6) термодинамічний процес; 7) внутрішня енергія; 8) ентальпія; 9) енергія Гельмгольца; 10) енергія Гіббса; 11) термохімія; 12) тепловий ефект хімічної реакції; 13) калорійність харчових продуктів; 14) хімічна кінетика; 15) швидкість реакції; 16) каталіз; 17) хімічна рівновага.

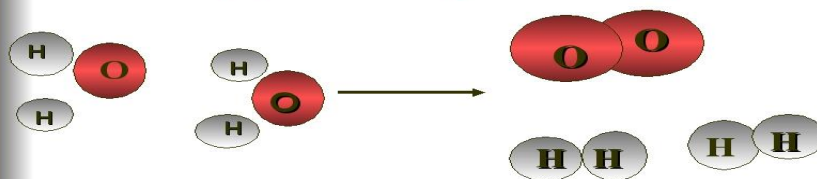
5.1. Систематика хімічних реакцій

Хімічна реакція¹ (або хімічне перетворення) – це процес, внаслідок якого з одних речовин утворюються інші, але не відбувається перетворення атомів хімічних елементів (як у ядерних реакцій). Під час хімічних реакцій молекули руйнуються, атоми зберігаються.



Суть хімічної реакції в перегрупуванні атомів вихідних речовин у продукти реакції. **Наприклад**, реакція розкладу води:

Розклад молекули води



Користуючись схемою записуємо рівняння реакції, що відповідає даному явищу



Самборська С.ІІ.

9

Систематика хімічних реакцій

1. За зміною числа вихідних речовин і продуктів реакції.

№	Тип реакції	Чим характеризується	Приклад
1	2	3	4
<u>1</u>	Сполучення	$A+B+C \rightarrow D$ (одна нова речовина)	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
<u>2</u>	Розкладу	$A \rightarrow B+C+D$	$2\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ (з однієї речовини утворюються кілька нових речовин)
<u>3</u>	Заміщення	$A+BC \rightarrow AC+B$	$\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
<u>4</u>	Обміну	$AB+CD \rightarrow AD+CB$	$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{HON}$

2. За ознакою зміни ступенів окиснення (с.о.).

<u>1</u>	Без зміни с.о.	с.о. не змінюється	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$
<u>2</u>	Зі зміною с.о. (ОВР)	с.о. змінюється	$\text{K}^{+1}\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^{-2} \rightarrow \text{K}_2^{+1}\text{Mn}^{+6}\text{O}_4^{-2} + \text{Mn}^{+4}\text{O}_2^{-2} + \text{O}_2^0$

3. За ознакою оборотності.

<u>1</u>	Оборотні	одночасно в двох напрямках	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
<u>2</u>	Не оборотні	продукти реакції: газ, осад або слабкий електроліт	$\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{KNO}_3$

4. За тепловим ефектом

<u>1</u>	Екзотермічні	Виділення теплоти	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 393\text{кДж}$ $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2; \Delta H = -393 \text{ кДж}$
----------	--------------	-------------------	---

Закінчення таблиці

1	2	3	4
<u>2</u>	Ендотермічні	Поглинання теплоти	$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO - 90,4\text{кДж}$ $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO; \Delta H = +90,4\text{кДж}$

5. За фазовим станом середовища.

<u>1</u>	Гомогенні	Однорідне середовище	$H_2(\text{r}) + Cl_2(\text{r}) = 2HCl(\text{r})$ $H^+(\text{p}) + OH^-(\text{p}) = H_2O(\text{p})$
<u>2</u>	Гетерогенні	Неоднорідне середовище	$C(\text{т}) + O_2(\text{r}) = CO_2(\text{r})$ $2Fe(\text{т}) + 3Cl_2(\text{r}) = 2FeCl_3(\text{т})$

6. За наявністю каталізатора.

<u>1</u>	Каталітичні	З участю каталізатора	$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2$
<u>2</u>	Некаталітичні	без участі каталізатора	$CaO + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$

Причому одна й та ж реакція за різними класифікаціями може належати до різних типів.

5.2. Основні поняття термодинаміки

Хімічна термодинаміка² – розділ хімії, що вивчає перехід енергії з однієї форми в іншу; енергетичні ефекти, що супроводжують хімічні процеси; можливість і напрям перебігу процесів.

Основними поняттями хімічної термодинаміки є :

- система та її властивості;
- стан системи та її параметри;
- термодинамічний процес.

Термодинамічна система³ – це тіло або група тіл, які знаходяться між собою у взаємодії і умовно або фактично відділені від оточуючого середовища. **Наприклад**, колба з водним розчин солі, яка відокремлена від зовнішнього середовища (в даному разі повітря) стінками посудини; рідина і пара в ректифікаційній колоні; вода і шматочки льоду в посудині; стиснутий газ під поршнем.

Термодинамічні системи бувають трьох типів (рис. 5.1):

1. **Ізольовані** – не обмінюються з оточуючим середовищем ні речовиною, ні енергією і зберігають постійний об'єм. **Наприклад**, замкнутий посуд з теплоізолюваними стінками.
2. **Закриті** – обмінюються з оточуючим середовищем енергією, але не обмінюється речовиною. **Наприклад**, герметичний посуд.

3. **Відкриті** – обмінюються з оточуючим середовищем і енергією і речовиною. **Наприклад**, живі істоти, відкрита посудина з водою, іржаве залізо.



Рис. 5.1. Типи термодинамічних систем

Термодинамічний стан системи⁴ (або просто стан) – це сукупність її фізичних і хімічних властивостей. Ці властивості називають параметрами стану системи або **термодинамічними параметрами**⁵. Параметри стану, що піддаються безпосередньому визначенню (вимірюються відповідними приладами) прийнято вважати основними. До них відносять: **температуру** (T (К) чи t ($^{\circ}\text{C}$); $T = 0$ К – абсолютний нуль), **тиск** (P (Па; $\text{Н}/\text{м}^2$; атм; мм.рт.ст)), **густину** ($\text{г}/\text{см}^3$, $\text{кг}/\text{м}^3$), **мольний (питомий) об'єм** (V (м^3 , см^3 , л)), **концентрацію** (C (моль/л, моль/ м^3 , моль/кг)). Інші параметри (внутрішня енергія, ентальпія, ентропія й інші) визначаються лише як похідні виміряних (як функції основних), або на підставі положень, що називаються першим і другим началом термодинаміки. **Наприклад**: температура є мірою теплового руху частинок, що утворюють дану систему.

Термодинамічний процес⁶ – це процес, що характеризується зміною хоча б одного з параметрів системи. Різні способи зміни стану системи – це різні процеси. В хімії поняття «процес» відповідає сукупності змін у речовині, що відображає певний механізм її перетворення, а поняттю «зміна стану» – перетворення речовини. Розрізняють такі **основні процеси**:

- а) **ізотермічний** (при постійній температурі, $T = \text{const}$);
- б) **ізобарний** (при постійному тиску, $P = \text{const}$);
- в) **ізохорний** (при постійному об'ємі, $V = \text{const}$);
- г) **адіабатичний** (без обміну теплотою з навколишнім середовищем, $Q = \text{const}$).

5.3. Закони термодинаміки

Перший закон термодинаміки

Цей закон формулюється так: енергія не зникає і не створюється знову, а лише переходить з однієї форми в іншу в строго еквівалентних кількостях. Цей закон встановлює зв'язок між кількістю теплоти, одержаної чи виділеної в процесі, кількістю виконаної або одержаної роботи і зміною внутрішньої енергії системи. **Перший закон термодинаміки** вказує на те, що підведена до системи теплота (Q) витрачається на зміну її внутрішньої енергії (U) і на виконання роботи (A). Він діє для всіх макро- і мікросистем. **Математичне формулювання першого закону термодинаміки:**

$$Q = \Delta U + A \text{ або } \Delta U = Q - A$$

Q – форма обміну енергією між системою і навколишнім середовищем, пов'язана з хаотичним рухом частинок (Дж);

A – форма обміну енергією між системою і навколишнім середовищем, що характеризується впорядкованим рухом частинок (Дж).

Внутрішня енергія⁷ (U) – певний запас енергії системи. Вся внутрішня енергія складається із суми кінетичної та потенціальної (поверхневої, магнітної енергії руху молекул, атомів, ядер та електронів у молекулах та атомах, внутрішньоядерної енергії, міжатомної та міжмолекулярної взаємодії) енергії ($\Delta U = U_{\text{кінцеве}} - U_{\text{початкове}}$).

Рівняння першого закону термодинаміки при різних процесах

При зміні умов всі три величини системи можуть відповідно змінюватись. **Наприклад**, розглянемо систему – газ у циліндрі з рухомим поршнем.

При **ізотермічному процесі** передача теплоти від одного тіла до іншого відбувається при постійній температурі, тому ΔU не змінюється ($\Delta U = 0$). Процес розширення газу – все тепло перетворюється у роботу, робота по стисненню газу перетворюється у теплоту ($U_2=U_1$). Тоді рівняння першого закону матиме вигляд: $Q_T = A$, оскільки $A = p \cdot \Delta V$; $p = R \cdot T/V$), то

$$Q_T = R \cdot T \cdot \ln (V_2/V_1) = R \cdot T \cdot \ln (p_1/p_2) \quad (5.1)$$

При **ізохорному процесі** об'єм системи сталий, а $\Delta V=0$ і підігрів системи не спричиняє роботи ($A=p \cdot \Delta V$), тобто $A=0$. Але при цьому збільшується тепловий рух молекул, тобто вся теплота надана системі витрачається на зміну її внутрішньої енергії і рівняння першого закону матиме вигляд:

$$Q_v = \Delta U \quad (5.2)$$

При **адіабатичному процесі** система не одержує і не віддає тепло ($Q=0$), тоді рівняння першого закону матиме вигляд: $0 = \Delta U + A$, або

$$\Delta U = -A ; -\Delta U = A \quad (5.3)$$

Це означає, що система може виконати роботу за рахунок зменшення її внутрішньої енергії i , навпаки. Робота по переміщенню поршня буде виконуватись за рахунок загальної енергії системи: при розширенні газу буде охолодження системи, а при стисненні – нагрівання.

При **ізобарному процесі** тиск постійний ($p = \text{const}$), тому $A = p \cdot \Delta V = \Delta n \cdot R \cdot T$. Тоді рівняння першого закону матиме вигляд:

$$Q_p = \Delta U + p \cdot \Delta V = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T.$$

Оскільки $\Delta U = U_2 - U_1$, $\Delta V = V_2 - V_1$, то отримаємо:

$$Q_p = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1) = (U_2 + p \cdot V_2) - (U_1 + p \cdot V_1) = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Отже, теплова енергія перетворення системи при постійному тиску дорівнює зміні ентальпії і залежить лише від початкового та кінцевого станів:

$$Q_p = \Delta H \quad (5.4)$$

Ентальпія⁸ – це функція стану в ізобарному процесі. Вона має важливе значення в хімії, оскільки передача тепла в хімічній реакції відбувається при постійному тиску (*наприклад*, реакція у відкритій посудині). Тому для хімічної реакції важливо знати ΔH , а не ΔU , оскільки ΔU не враховує енергію, яка витрачається на зміну об'єму системи.

Другий закон термодинаміки

На відміну від першого не є абсолютним законом. Він носить статистичний характер. Другий закон термодинаміки був сформульований як постулат, що витікає з досвіду, нагромадженого людством. Цей закон має різні, але еквівалентні формулювання:

1) формулювання **Р. Клаузіуса**: енергія у вигляді теплоти, не може самочинно переходити від менш нагрітого до більш нагрітого тіла (перехід теплоти від гарячого тіла до холодного поки температури тіл не зрівняються – це самочинний фізичний процес);

2) формулювання **В. Кельвіна** і **М. Планка**: неможливо побудувати періодично діючу машину, єдиним наслідком дії якої було б здійснення механічної роботи за рахунок охолодження теплового джерела;

3) неможливий процес, єдиним наслідком якого є перетворення теплоти в роботу.

Згідно *другого закону термодинаміки*: $Q = T \cdot \Delta S$

Згідно *першого закону термодинаміки*: $A = Q - \Delta U$

Підставивши перше рівняння в друге отримаємо:

$$A = T \cdot \Delta S - \Delta U \quad (5.5)$$

За умови сталості об'єму та температури, знаходимо вираз для роботи, яка для оборотного процесу є максимальною:

$$A_{\max} = A_V = T \cdot (S_2 - S_1) - (U_2 - U_1) \quad (5.6)$$

$$A_{\max} = - [(U_2 - T \cdot S_2) - (U_1 - T \cdot S_1)]$$

Рівняння (5.6) можна подати як роботу, яку виконує система у вигляді різниці двох функцій:

$$F = U - T \cdot S \quad (5.7)$$

$$A_{\max} = - (F_2 - F_1) = - \Delta F, \quad (5.8)$$

де F – функція стану системи, оскільки U і S – функції стану, екстенсивна властивість. F – це ізохорно-ізотермічний потенціал або **енергія Гельмгольца**⁹. Розмірність Дж/моль (кДж/моль). Отже, максимальна робота ізохорного процесу дорівнює зменшенню ізохорно-ізотермічного потенціалу.

За умови сталості тиску та температури, робота буде меншою, ніж робота A_V , на величину, яка дорівнює механічній роботі розширення, тобто на $p(V_2 - V_1)$.

$$A_{\max} = A_P = A_V - p \cdot (V_2 - V_1) = F_1 - F_2 - p \cdot V_2 + p \cdot V_1 = (F_1 + p \cdot V_1) - (F_2 + p \cdot V_2) \quad (5.9)$$

За аналогією з рівняння 5.9:

$$G = F + p \cdot V \quad (5.10)$$

$$A_{\max} = - (G_2 - G_1) = - \Delta G, \quad (5.11)$$

де G – функція стану системи, оскільки H і S – функції стану, екстенсивна властивість. G – це ізобарно-ізотермічний потенціал або **енергія Гіббса**¹⁰. Розмірність Дж/моль (кДж/моль). Отже, максимальна робота ізобарного процесу дорівнює зменшенню ізобарно-ізотермічного потенціалу.

З рівнянь 5.7 і 5.10 отримаємо ще один вираз для ізобарного потенціалу:

$$G = F + p \cdot V = U - T \cdot S = (U + p \cdot V) - T \cdot S = H - T \cdot S \quad (5.12)$$

Рівняння 5.7 і 5.12 можна записати у такій формі:

$$U = F + T \cdot S \quad \text{або} \quad \Delta U = \Delta F + T \cdot \Delta S \quad (5.13)$$

$$H = G + T \cdot S \quad \text{або} \quad \Delta H = \Delta G + T \cdot \Delta S \quad (5.14)$$

Хімічні процеси найчастіше відбуваються при постійному тиску, тому у розрахунках частіше використовують ΔG . В системах, що знаходяться при сталих температурі і тиску, самочинно можуть протікати лише ті процеси, що супроводжуються зменшенням ΔG , при цьому межею їх протікання, тобто умовою рівноваги, служить досягнення деякого мінімального для даних умов значення функції ΔG , тобто виконується умова: $\Delta G \leq 0$ ($\Delta F \leq 0$). Знак рівності відповідає оборотним, а знак нерівності – необоротним процесам.

При низьких температурах (самовільно – екзотермічний)

$$\Delta H \gg T \Delta S, \text{ тому } \Delta G \approx \Delta H$$

При високих температурах (самовільно – ендотермічний)

$$\Delta H \ll T \Delta S, \text{ тому } \Delta G \approx - T \Delta S$$

$$\Delta G = \sum_{\Delta} G_{\text{прод.}} - \sum_{\Delta} G_{\text{реак.}}$$

5.4. Закони термохімії

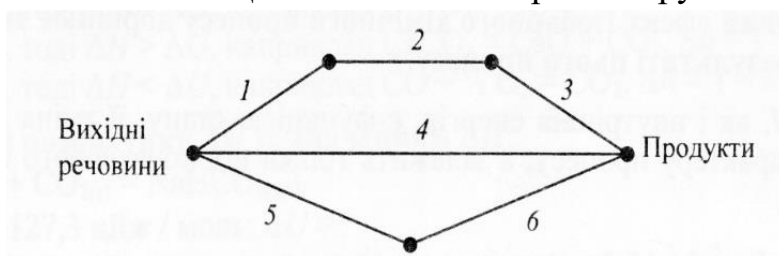
Розділ хімічної термодинаміки, який вивчає теплові ефекти хімічних процесів та фазових перетворень і встановлює закономірності в їх величинах, називається **термохімією**¹¹. Хімічні процеси, які супроводжуються виділенням теплоти, називаються **екзотермічними**, а поглинанням теплоти – **ендотермічними**. Максимальна кількість теплоти, яка виділяється або поглинається в необоротному процесі (при $P = \text{const}$ або $V = \text{const}$) називається **тепловим ефектом хімічної реакції**¹².

Закони термохімії

I. Закон Лавуазьє–Лапласа (1780 р.). Тепловий ефект розкладання будь-якої хімічної сполуки дорівнює тепловому ефекту її утворення за абсолютною величиною і протилежний йому за знаком:

$$\Delta H_{\text{утв.}} = -\Delta H_{\text{розкл.}} \quad (5.15)$$

II. Закон Гесса (1840 р.). Тепловий ефект хімічних реакцій не залежить від шляху (механізму) її перебігу, а визначається тільки початковими та кінцевими станами системи. Цей закон можна проілюструвати так:



Згідно закону Гесса: $\Delta H_4 = \Delta H_2 + \Delta H_3 = \Delta H_5 + \Delta H_6$.

Наслідки із закону Гесса

1. Для **органічних речовин** тепловий ефект реакції дорівнює різниці між теплотами згорання речовин, що вступають в реакцію і теплотами згорання речовин, що утворюються в результаті реакції з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів перед формулами цих речовин у рівнянні реакції:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum(n\Delta H^{\circ}_{\text{зг. вих. реч.}}) - \sum(n\Delta H^{\circ}_{\text{зг. прод.}}) \quad (5.16)$$

2. Для **неорганічних речовин** тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумою теплот утворення продуктів реакції і сумою теплот утворення вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів перед формулами цих речовин у рівнянні реакції:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum(n\Delta H^{\circ}_{\text{утвор., прод.}}) - \sum(n\Delta H^{\circ}_{\text{утвор., вих. реч.}}) \quad (5.17)$$

3. Теплові ефекти прямої і зворотної реакції рівні за алгебраїчними величинами, але протилежні за знаком.

5.5. Застосування законів термодинаміки та термохімії

Всім живим організмам для нормального функціонування потрібна енергія. Рослини і деякі бактерії використовують енергію Сонця за допомогою процесу фотосинтезу. Живі організми одержують енергію за рахунок окиснення продуктів харчування. Окиснення харчових продуктів в організмі відбувається через ряд проміжних стадій (ряд складних реакцій), однак кількість теплоти, що при цьому виділяється така сама, яку можна отримати при згорянні цих речовин в калориметрі. Таким чином, енергетичні процеси, які відбуваються в живих організмах підпорядковуються закону збереження енергії і хімічні перетворення харчових речовин в організмі, як і будь-які хімічні реакції поза організмом проходять згідно законів термохімії.

Калорійність харчових продуктів¹³ (або енергетична цінність харчових продуктів) – це кількість енергії, акумульована в жирах, білках та вуглеводах, що містяться у продуктах харчування. Цей показник для кожного продукту можна визначити експериментальним шляхом руйнування продуктів у спеціальних калориметричних бомбах (калориметрах), а також оцінити теоретично, використовуючи висновки із закону Гесса. Калорійність вимірюється в калоріях або джоулях (1кал = 4,1868Дж/кг). Споживча цінність вуглеводів – 19,8 кДж/г, білків – 16,8 кДж/г, жирів – 37,8 кДж/г. **Вуглеводи** повністю згорають в організмі людини, **жири** засвоюються тільки у вигляді емульсій і накопичуються, **білки** не повністю переробляються організмом і виводяться з нього у вигляді сполук сечовини.

На підставі даних про калорійність харчових продуктів складаються науково обґрунтовані норми потреб у харчових речовинах для окремих груп населення з урахуванням енергетичних витрат (рис. 5.2). При цьому враховують вік і стать людини, характер праці та побуту, кліматичні особливості тощо. Маючи дані калорійності (активності) харчових продуктів можна обґрунтовано скласти рецепти харчування людей, враховуючи що людина в стані спокою витрачає 6,3кДж, а людина, яка фізично працює – приблизно 10–13 кДж.

Продукти	Калорійність	Продукти	Калорійність
Огірки	15	Молоко (3,5% жирності)	66
Капуста	24	Сир твердий	306
Морква	41	Морозиво	226
Яблука	57	Курятина	124
Картопля	110	Свіжа риба	106
Рис	354	Сардельки	182
Цукор	380	Масло вершкове	732
Шоколад	531	Сало	895
Хліб	300	Олія	869
Кефір	130	Свинина	152

Рис. 5.2. Калорійність харчових продуктів

Закони та методи термохімії застосовуються для вивчення теплових ефектів різних біохімічних реакцій, що відбуваються в організмі людини та живих істот. Термохімічний аналіз застосовують для дослідження стадій біологічного окиснення, м'язового скорочення та інших фізіологічних процесів у клітинах. Порівняння енергетики здорових і хворих клітин дозволяє вивчати різні патологічні явища, розробляти діагностику і методи лікування деяких захворювань на ранніх стадіях. Сьогодні досить глибоко вивчена енергетика процесу ожиріння. Наука, що займається вивченням трансформації енергії в живих системах називається **біоенергетика**.

5.6. Кінетика (швидкість) хімічних реакцій

Хімічна кінетика¹⁴ – це розділ хімії, який вивчає закономірності, що визначають залежність швидкості хімічної реакції від різних факторів: будови молекул реагуючих речовин, їх концентрації, температури, властивостей середовища, присутності каталізатора, а також механізми хімічних реакцій. Основне поняття хімічної кінетики – **швидкість реакції**¹⁵. Це зміна концентрації будь-якої речовини, яка бере участь у реакції, за одиницю часу:

$$v = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t} \qquad \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

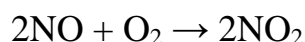
Хімічні реакції відбуваються при зіткненні частинок (молекул або іонів) реагуючих речовин, тому і **швидкість визначається**: 1) числом зіткнень; 2) їх силою (енергією). Кількість зіткнень залежить від кількості частинок в одиниці об'єму (концентрації). Тому швидкість реакції пропорційна добутку концентрації реагентів. Це положення отримало назву ***закону діючих мас** (експериментально встановлено в 1867 році **Гульдбергом і Вааге**), який лежить в основі одностадійних реакцій (таблиця 5.1.).

Наприклад, реакція: $A \rightarrow E$

$$v = k \cdot C_A,$$

де k – коефіцієнт пропорційності між швидкістю і концентрацією речовини, який називається **константою швидкості реакції**. Для даної реакції при сталій температурі константа є сталою величиною, а тому не залежить від концентрації реагуючих речовин і часу. **Фізичний зміст константи** – це швидкість реакції при умові, що концентрація речовини 1 моль/л.

Якщо у рівнянні хімічної реакції стехіометричні коефіцієнти різні, то й швидкість реакції за різними компонентами різна. **Наприклад**,



звідси

$$v = k \cdot C^2(NO) \cdot C(O_2)$$

Хімічні рівняння класифікують в залежності від того, в одній чи різних фазах перебувають реагенти, що беруть участь в реакції на гомогенні і гетерогенні. На **швидкість гомогенних реакцій** впливають: природа реагуючих речовин, концентрація реагентів, температура, тиск, природа розчинника, наявність каталізатора (таблиця 5.1.).

Таблиця 5.1. Чинники, що впливають на швидкість реакції

Чинник	Як впливає	Приклад
1	2	3
1. Природа реагуючих речовин	Сполуки з йонним і ковалентним полярним зв'язком взаємодіють швидше, а з ковалентним неполярним – повільно	$Na_2O + 2HCl \rightleftharpoons 2NaCl + H_2O$ <p style="text-align: center;"> \uparrow \uparrow (йон.) (ков.пол) </p> $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ <p style="text-align: center;"> \uparrow \uparrow (ков. (ков. непол) непол) </p>
2. Стан речовини (ступінь подрібнення) для твердих речовин	Чим більша площа стикання речовини, тим вища швидкість реакції	Тверді речовини подрібнюють

Закінчення таблиці 5.1

1	2	3
3. Концентрація (число частинок в одиниці об'єму)	Чим більша концентрація, тим частіше відбуваються зіткнення частинок і тим вища швидкість реакції *Закон діючих мас	$x A + y B \rightarrow C$ $\vartheta = k[A]^x[B]^y$ або $\vartheta = kC_A^x C_B^y$ k – коефіцієнт пропорційності або константа швидкості [], C – концентрація
4. Температура (енергія частинок)	З підвищенням температури (у більшості випадків) швидкість реакції зростає **Правило Вант-Гоффа	$\vartheta_{t_2} = \vartheta_{t_1} \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$ $\vartheta_{t_2}, \vartheta_{t_1}$ – швидкість реакції при кінцевій і початковій температурах γ – температурний коефіцієнт
5. Каталізатор	Прискорюють швидкість реакції ***Каталіз	$A + B \xrightleftharpoons{k} AB$ 1 ст. $A + K \rightarrow AK$ $AK + B \rightarrow AB + K$ AK – проміжна сполука

$$v_{\text{гомогенних}} = \frac{\Delta C}{\Delta t} \cdot \frac{1}{V}, \quad (5.18)$$

де V – об'єм реагуючої суміші (при $T = \text{const}$).

На швидкість *гетерогенних реакцій* впливають усі вище названі чинники, а також поверхня поділу фаз. Швидкість гомогенної реакції більша, ніж швидкість гетерогенної, яка лімітується площею поверхні поділу фаз та ступенем дисперсності реагуючих речовин.

$$v_{\text{гетерогенних}} = \frac{\Delta C}{\Delta t} \cdot \frac{1}{S}, \quad (5.19)$$

де S – поверхня, де проходить реакція (при $T = \text{const}$).

****Правило Вант-Гоффа** – емпіричне правило, яке дозволяє в першому наближенні оцінити вплив температури на швидкість протікання хімічної реакції в невеликому температурному інтервалі (зазвичай від 0°C до 100°C). **Я. Г. Вант-Гоффа** на основі багатьох експериментів сформулював наступне правило: з підвищення температури на кожні 10°C швидкість гомогенної реакції збільшується у 2–4 рази. Правило описується наступним рівнянням:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad (5.20)$$

де γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції (якщо він, **наприклад**, дорівнює 2, то швидкість реакції буде збільшуватись в 2 рази при збільшенні температури на 10 градусів).

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Як зміниться швидкість реакції з підвищенням температури реакції від 30 до 60 °С, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3?

<p>Дано: $t_1 = 30\text{ }^\circ\text{C}$ $t_2 = 60\text{ }^\circ\text{C}$ $\gamma = 3$</p> <hr/> <p>$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = ?$</p>	<p>Розв'язання Відповідно до правила Вант-Гоффа: $\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 3^{\frac{60 - 30}{10}} = 3^3 = 27$ разів.</p> <p>Відповідь: збільшиться у 27 разів.</p>
--	---

Приклад 2. Визначте температурний коефіцієнт реакції, якщо з підвищенням температури на 40 °С її швидкість зросла у 256 разів.

<p>Дано: $\Delta t = 40\text{ }^\circ\text{C}$</p> <hr/> <p>$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 256$ разів</p> <hr/> <p>$\gamma = ?$</p>	<p>Розв'язання $\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{40}{10}}; 256 = \gamma^4; \gamma = \sqrt[4]{256}; \gamma = 4.$</p> <p>Відповідь: температурний коефіцієнт реакції дорівнює 4.</p>
--	--

Правило Вант-Гоффа має обмежену область застосування. Багато реакцій йому не підкоряються, **наприклад** реакції, що відбуваються при високих температурах, дуже швидкі та дуже повільні реакції. Правилу Вант-Гоффа також не підкоряються реакції, в яких беруть участь великі молекули, **наприклад** молекули білків в біологічних системах. Температурну залежність швидкості реакції описує **рівняння Арреніуса**, яке встановлює залежність константи швидкості хімічної реакції від температури:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad (5.21)$$

де A – характеризує частоту зіткнень реагуючих молекул, R – універсальна газова стала. Тобто, A залежить від температури, але ця залежність достатньо повільна. Оцінки цього параметру показують, що зміна температури в діапазоні від 200 °С до 300 °С приводить до зміни частоти зіткнень A на 10%.

Хімічна реакція між двома вихідними речовинами може проходити тільки в результаті зіткнення молекул цих речовин. Але не кожне зіткнення призводить до хімічної реакції. Необхідно подолати певний енергетичний бар'єр, щоб молекули почали реагувати одна з одною (рис. 5.3). Тобто молекули повинні володіти певною мінімальною енергією – енергією

активації (E_a), щоб подолати цей бар'єр. Оскільки число частинок, що мають необхідну енергію зростає з підвищенням температури, то й швидкість реакції теж зростає.



Рис. 5.3. Подолання енергетичного бар'єру ,

5.7. Каталіз

На швидкість хімічних реакцій впливають каталізатори. Каталізаторами можуть бути атоми, іони, молекули, які взаємодіють з реагуючими речовинами, впливають на швидкість хімічної реакції і після кожного реакційного циклу виділяються у хімічно незмінному стані. Каталізатор може вступати у взаємодію з однією або всіма реагуючими речовинами, при цьому утворюється проміжна сполука. Після кожного елементарного хімічного акту каталізатор відновлюється і може вступати у взаємодію з новими молекулами реагентів. Природи сил, на яких ґрунтується взаємодія каталізатора з реагентами така сама, як і для хімічних сполук – це ковалентний зв'язок, донорно-акцепторна і кулонівська взаємодія, водневий зв'язок та інші. Для утворення хімічного зв'язку необхідна повна відповідність молекулярних орбіталей реагуючих молекул і каталізатора за енергією та симетрією (специфічна дія каталізатора).

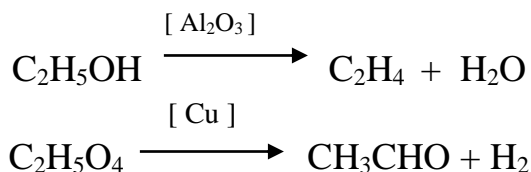
Каталізатори, які прискорюють швидкість реакції називаються **позитивними** (або просто каталізаторами), а ті, що зменшують – **негативними** (або інгібіторами). **Наприклад**, гідрокінон і α -нафтол гальмують самочинні процеси окиснення жирів.

Усі каталізатори мають такі загальні властивості:

1) **специфічність** – це здатність прискорювати тільки одну реакцію або групу однотипних реакцій, не впливаючи на швидкість інших реакцій. **Наприклад**, багато металів (Cu, Pt, Ni, Fe, ...) є каталізаторами для процесів гідрування; Al_2O_3 каталізує реакції гідратації.

2) **селективність** – це здатність прискорювати одну з можливих за даних умов паралельних реакцій. Завдяки цьому можна застосовувати різні каталізатори і з тих самих вихідних речовин отримати різні продукти реакції.

Наприклад,



Каталізатори, незалежно від природи, прискорюють або сповільнюють тільки термодинамічно можливі реакції. Каталізатор входить до складу проміжної сполуки, а термодинамічна можливість процесу визначається різницею вільної енергії початкового та кінцевого станів системи. Хімічний процес у присутності каталізатора відбувається у напрямі зменшення вільної енергії і прискорюється за рахунок зниження енергії активації, що призводить до збільшення концентрації активованих комплексів. **Наприклад,** швидкість реакції без каталізатора:

$$v = K \cdot C_1 \cdot C_2 \quad (5.22)$$

швидкість реакції з каталізатором:

$$v = K \cdot C_1 \cdot C_2 \cdot C_k \quad (5.23)$$

Отже, швидкість каталітичної реакції пропорційна концентрації каталізатора.

Каталізатори змінюють швидкість реакції, але не порушують рівноваги у рівноважних (оборотних) хімічних реакціях, оскільки вони однаковою мірою прискорюють (або зменшують) швидкості прямої та зворотної реакцій.

Явище зміни швидкості хімічного процесу під впливом каталізаторів називається **каталізом**¹⁶. Каталізм був відкритий у 1814 р. **Г.Кірхгофом**, а сам термін запропонований у 1838 р. **Й.Берцеліусом**. Усі каталітичні процеси можна поділити на дві основні групи: 1) **гомогенні** (К – в одній фазі з реагуючими речовинами); 2) **гетерогенні** (К – в різних фазах з реагуючими речовинами); 3) **автокаталіз** (К – один із продуктів реакції).

5.8. Хімічна рівновага

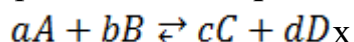
Хімічна рівновага¹⁷ – це термодинамічна рівновага у відкритих системах коли кількість моль компонентів, що складає систему, залишається незмінною. З точки зору науки такий стан потрібно розглядати, як припинення будь-якої взаємодії між компонентами, які спочатку входили до системи та формування нових компонентів (кінець хімічної реакції, закінчення певного етапу технологічного процесу). Зміна стану рівноваги – це умова керування хімічним процесом. При проведенні процесу завжди існує зацікавленість у

максимальному виході продукту. Хімічна рівновага при зміні зовнішніх умов в той чи інший бік повертається у вихідний стан, якщо зовнішні умови набувають початкових значень. У стані рівноваги швидкість оборотної реакції дорівнює нулю (рис. 5.4).

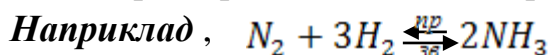


Рис. 5.4. Стан хімічної рівноваги

Абсолютна більшість хімічних реакцій відбувається як у прямому, так і у зворотному напрямі – це хімічно оборотні реакції. Хімічно оборотні реакції йдуть не до кінця, а до стану рівноваги. **Наприклад,**



Кількість вихідних речовин (А і В) та продуктів реакції (С і Д) не змінюється, оскільки реакція відбувається в обох напрямках з однаковою швидкістю. Тому стан хімічної рівноваги має рухомий, динамічний характер. Кількісно характеристикою хімічної рівноваги є **константа рівноваги** (K_p).



$$v_{пр} = k_1[N_2][H_2]^3$$

$$v_{зв} = k_2[NH_3]^2$$

В момент рівноваги: $v_{пр} = v_{зв}$

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

$$K_p < \frac{k_1}{k_2} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

Якщо $K_p = 1$, то це стан рівноваги

Якщо $K_p > 1$, то великий вихід продуктів реакції

Якщо $K_p < 1$, то малий вихід продуктів реакції

Напрямок зміщення рівноваги, при зміні зовнішніх умов визначає **принцип Ле Шательє**: якщо на систему, що знаходиться в стані рівноваги подіяти

ззовні, то рівновага зміститься в напрямку процесу, що послаблює цей вплив (таблиця 5.2).

Таблиця 5.2. Вплив чинників на хімічну рівновагу

Чинник	Зміщення рівноваги
Концентрація	При збільшенні концентрації вихідних речовин рівновага зміститься у бік прямої реакції, і навпаки.
Температура	При збільшенні температури рівновага зміститься у бік ендотермічної реакції, при зменшенні – у бік екзотермічної.
Тиск (для газів)	При збільшенні тиску рівновага зміститься у бік зменшення об'єму, і навпаки. Якщо об'єми газів однакові, то тиск не вплине на зміщення рівноваги.

Наприклад, реакція утворення аміаку: $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + Q$

При збільшенні концентрації водню (вихідна речовина), рівновага зміститься в бік утворення аміаку (пряма реакція). При зниженні температури системи, рівновага зміститься в бік екзотермічної реакції, (пряма реакція). При підвищенні тиску, рівновага зміститься в бік зменшення об'єму ($4V > 2V$), тобто в бік утворення аміаку (пряма реакція).

Запитання для самоконтролю

1. Що вивчає хімічна термодинаміка?
2. Поясніть значення основних термодинамічних понять.
3. Сформулюйте закони термодинаміки. Яке вони мають практичне значення?
4. Назвіть основні закони термохімії та їх застосування.
5. Що таке швидкість реакції? Які чинники впливають на швидкість?
6. Як пов'язана швидкість реакції і концентрація?
7. Як впливає температура на перебіг хімічної реакції?
8. Як на швидкість реакції впливають каталізатори?
9. Чому хімічну рівновагу називають динамічною?
10. Які чинники і як впливають на хімічну рівновагу?

ТЕМА 6. ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Основні терміни: 1) розчин; 2) розчинник; 3) розчинність 4) концентрація; 5) частка; 6) дифузія; 7) осмос; 8) осмотичний тиск; 9) зворотний осмос; 10) електроліти; 11) ступінь електролітичної дисоціації; 12) константа дисоціації; 13) іонний добуток води; 14) гідроліз солей; 15) дисперсні системи.

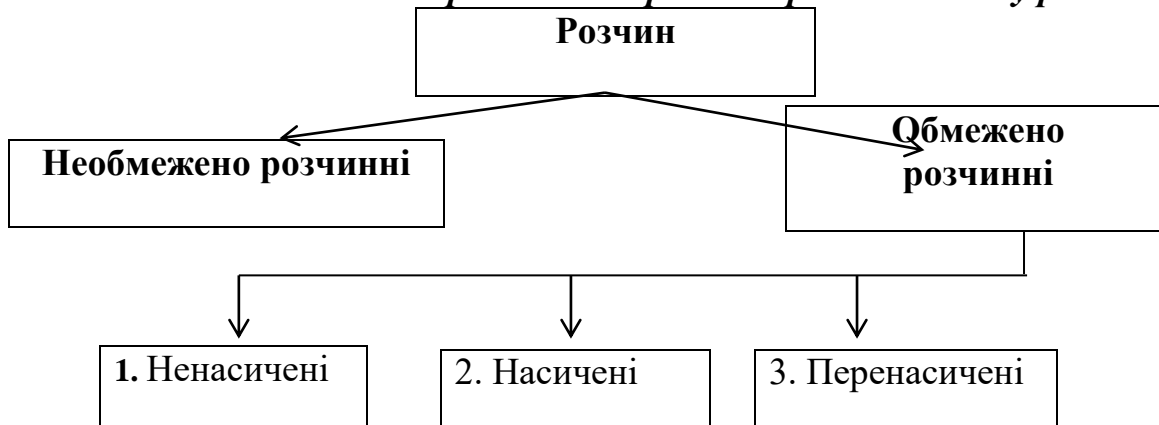
6.1. Характеристика розчинів

Розчини мають велике значення у природі. *Наприклад*, розчинами є найважливіші фізіологічні рідини: кров, лімфа, міжклітинна рідина. Біологічні процеси в живих організмах протікають в розчинах. *Наприклад*, процеси засвоєння їжі пов'язані з переведенням поживних речовин у розчин. Розчини використовують майже у всіх виробництвах. *Наприклад*, одержання солей, кислот, лугів, мінеральних добрив здійснюється в розчинах.

Розчин¹ – це гомогенна (однорідна) термодинамічно стійка система, у якій молекули розчиненої речовини рівномірно розділені між молекулами розчинника. Тобто, у розчині є мінімум два компоненти: розчинник і розчинена речовина. *Наприклад*, розчин солі у воді, розчин спирту у воді, розчин аміаку у воді. У цих розчинах вода – розчинник, а спирт, сіль та аміак – розчинені речовини в твердому, рідкому та газоподібному станах. **Розчинник²** – це компонент розчину, який зберігає той самий агрегатний стан що й розчин (рідкий) або ж кількісно переважає (якщо в складі розчину є дві рідини). *Наприклад*, при змішуванні етилового спирту з водою може утворитись розчин спирту у воді (якщо більше води) або ж спиртовий розчин (якщо більше спирту – різні парфуми).

Класифікація розчинів

I. За здатністю розчинених речовин розчинятись у рідині



1. У ненасиченому розчині за даних умов (при наявності температури) розчинена речовина ще може розчинитись.

- У насиченому розчині за даних умов (при наявності температури) розчинена речовина більше не може розчинитись:
розчинена речовина \rightleftharpoons розчинена речовина в розчині.
- У перенасиченому розчині за даних умов (при наявності температури) розчиненої речовини міститься більше ніж її може розчинитись.

II. За кількістю розчиненої речовини



Один і той самий розчин може одночасно належати до різних типів.
Наприклад, при температурі 25 °С в 1 л води може розчинитись 2 кг цукру.
Тоді:

- 2 кг цукру у воді → насичений концентрований розчин;
- 1 кг цукру у воді → ненасичений концентрований розчин;
- 0,1 кг цукру у воді → ненасичений, розбавлений розчин.

Процес утворення розчину є проміжним між хімічним і фізичним процесами. Склад розчинів у деякому інтервалі концентрацій, температур і тиску може змінюватись безперервно. Розчини не мають сталого складу і до них не можна застосовувати закони стехіометрії, тобто вони наближаються до механічних сумішей. Однорідність, значні об'єми та енергетичні ефекти, що супроводжують процес розчинення наближають розчини до хімічних сполук. Розчинність є одним із параметрів, що характеризує конкретну речовину. Розчинення відбувається згідно із законами дифузії. При розчиненні речовин відбувається виділення теплоти ($\Delta H < 0$, розчинення H_2SO_4) або поглинання ($\Delta H > 0$, NH_4Cl) та зміна об'єму.

Розчинність³ – це максимальна кількість речовини, яка може бути розчинена у 100 грамах розчинника при певній температурі. З підвищенням температури більшість твердих речовин розчиняються краще, гази – гірше, а рідини займають проміжне положення. Кристалічних речовин, розчинність яких з підвищенням температури знижується небагато. **Наприклад**, $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ та деякі інші. Розчинність твердих речовин практично не залежить від тиску. Розчинність різних речовин у воді різна. Якщо у 100 г води розчиняється більше ніж 10 г речовини, то така речовина добре розчинна, якщо менше 1 г – малорозчинна, а якщо менше 0,01 г речовини – практично нерозчинна.

Взаємна розчинність рідин з підвищенням температури збільшується доти, доки буде досягнута температура, за якої обидві рідини змішуються в будь-яких співвідношеннях. Взаємна розчинність рідин мало залежить від тиску і помітно зростає лише в разі дуже високих тисків. Розчинення газів у воді екзотермічний процес, тобто з підвищенням температури розчинність знижується, а при підвищенні тиску розчинність газів зростає.

6.2. Способи вираження складу розчинів

Основним параметром стану розчину крім температури і тиску є його склад. Склад розчину можна виразити концентрацією (відношення неоднотипних величин) або часткою (відношення однотипних величин) розчиненої речовини. **Концентрація⁴** (C) – це вміст розчиненої речовини в одиниці маси або об'єму розчину. Є декілька видів концентрацій: молярна, нормальна, моляльна і титр. Їх характеристика подана у таблиці 6.1.

Таблиця 6.1. Способи вираження складу розчинів через концентрацію

№ з/п	Види концентрації	Формула	Одиниці вимірювання	Приклад
1	Молярна (C _м)	$C_m = \frac{v_{p.p.}}{V_{p.-ny}}$ $v_{p.p.} = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.}}$ $C_m = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.} \times V_{розч.}}$	моль/л	1М = 1моль/1л 1М (NaOH) = 1моль × 40г/моль = 40г (NaOH)
2	Нормальна (C _н)	$C_n = \frac{v_{екв.p.p.}}{V_{p.-ny}}$ $v_{екв.p.p.} = \varepsilon \frac{m_{p.p.}}{(M_{екв.p.p.})}$ $C_n = \frac{m_{p.p.} \times Z}{M_{p.p.} \times V_{розч.}}$ $C_n = \frac{m_{p.p.}}{\varepsilon(M_{p.p.} \times V_{розч.})}$	моль·екв/л	1Н = 1моль·екв/1л 1Н (NaOH) = 1моль·екв. × 40г/моль = 40г ε (NaOH) = М (NaOH) / n OH ⁻ = 40 г/моль / 1 = 40 г/моль
3	Моляльна (C _м)	$C_m = \frac{v_{p.p.}}{m_{p.-ка}}$ $v_{p.p.} = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.}}$ $C_m = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.} \times m_{роз-ка}}$	моль/кг	
4	Титр (Т)	$T = \frac{m_{p.p.}}{V_{p.-ny}}$	г/мл	

Між об'ємом розчину та його молярною концентрацією еквівалента існує обернено пропорційна залежність: $V_1c_{екв1} = V_2c_{екв2}$. За цією залежністю можна обчислювати об'єми розчинів потрібні для проведення реакцій та за об'ємами розчинів, що беруть участь у реакції, знаходити їхні концентрації.

Частка⁵ – це відношення маси, об'єму, кількості даного компонента до суми мас, об'ємів, кількостей усіх компонентів в системі. Відповідно існують різні види часток: масова, об'ємна, мольна (таблиця 6.2).

Таблиця 6.2. Способи вираження складу розчинів через частку

№ з/п	Частка	Формула	Одиниці вимірювання	Приклад
1	Масова (w)	$W = \frac{m_{p.p}}{m_{p-ну}} \times 100\%$	%	$10\% = \frac{10\text{мл}}{100\text{мл}} \times 100\%$ у 100г розчину є 10г розчиненої речовини і 90г розчинника
2	Об'ємна (φ)	$\varphi = \frac{V_{p.p}}{V_{p-ну}} \times 100\%$	%	$10\% = \frac{10\text{мл}}{100\text{мл}} \times 100\%$ в 100мл розчину є 10мл розчиненої речовини і 90мл розчинника
3	Мольна (x)	$X = \frac{N_{p.p}}{N_{p.p.} + N_{p-ка}} \times 100\%$	%	Сума мольних часток усіх компонентів розчину рівна 100%

6.3. Властивості розбавлених розчинів. Явище осмосу

Властивості розчину завжди відрізняються від властивостей кожного з його компонентів. У процесі розчинення змінюються властивості не тільки розчиненої речовини, а й властивості розчинника за рахунок зменшення концентрації його молекул в одиниці об'єму. Такі розбавлені розчини наближаються до ідеальних. У таких розчинах частинки розчиненої речовини перебувають на великій відстані одна від одної і їхнім взаємним впливом можна знехтувати. Розглянемо деякі властивості розбавлених розчинів: тиск пари над розчинами, температури кипіння і замерзання розчинів, осмотичний тиск розчинів.

Тиск пари над розчином. Внаслідок випаровування над рідиною утворюється пара. Одночасно з ендотермічним процесом випаровування відбувається зворотний – екзотермічний процес конденсації. За певних умов між цими процесами встановлюється рівновага рідина-пара, що характеризується тиском насиченої пари. Під час розчинення в рідині будь-

якої нелеткої речовини тиск насиченої пари над цією рідиною знижується. Позначимо тиск насиченої пари над розчинником – P^0 , а тиск насиченої пари над розчином – P ($P < P^0$ завжди). Тоді для кожної молярної частки – від значення $N = 1$ (якому відповідає тиск насиченої пари P^0) до будь-якого значення N (при якому тиск насиченої пари дорівнює P) отримаємо:

$$P = P_A^0 N_A \quad (6.1)$$

Це рівняння є **математичним виразом I закону Рауля**: тиск насиченої пари над розчином дорівнює тиску насиченої пари над розчинником, помноженому на молярну частку розчинника в розчині.

$N_A + N_B = 1$ (N_A – мольна частка розчинника, N_B – мольна частка розчиненої речовини).

$$\begin{aligned} N_B &= \frac{n_B}{n_B + n_A} \\ P &= P_A^0 (1 - N_B) \\ P &= P_A^0 - P_A^0 N_B \\ \frac{P_A^0 - P}{P_A^0} &= N_B = \frac{n_B}{n_B + n_A} \end{aligned}$$

Температури кипіння і замерзання розчинів прямо пропорційно залежать від тиску насиченої пари розчинника над розчином нелеткої речовини. Різниця між температурами кипіння розчину і розчинника називається **підвищенням температури кипіння розчину**.

$$\begin{aligned} \Delta T_{\text{кипіння}} &= T_{\text{кип.розчину}} - T_{\text{кип.розчинника}} \quad (6.2) \\ T_{\text{кип.розчину}} &> T_{\text{кип.розчинника}} \\ \Delta T_{\text{кипіння}} &= K_{\text{ебул}} C_m \end{aligned}$$

$K_{\text{ебул}}$ – **ебуліоскопічна константа** (стала величина для кожного розчинника) і залежить тільки від його природи та властивостей. Для води $K_{\text{ебул}} = 0,52$ градус/моль.

Різниця між температурами замерзання розчинника і розчину називається **зниженням температури замерзання розчину**.

$$\begin{aligned} \Delta T_{\text{замерзання}} &= T_{\text{зам.розчинника}} - T_{\text{зам.розчину}} \quad (6.3) \\ T_{\text{зам.розчинника}} &> T_{\text{зам.розчину}} \\ \Delta T_{\text{замерзання}} &= K_{\text{кр}} C_m \end{aligned}$$

$K_{\text{кр}}$ – **кріоскопічна константа** (стала величина для кожного розчинника) і залежить тільки від його природи та властивостей. Для води $K_{\text{кр}} = 1,85$ градус/моль.

Осмотичний тиск розчинів. Якщо у скляний циліндр налити який-небудь забарвлений розчин (*наприклад*, розчин KMnO_4), а зверху до нього

обережно долити води, то спочатку буде помітна різка межа. Але вона поступово розмиватиметься і через деякий час розчинена речовина рівномірно розподілиться у всьому об'ємі розчину, а вся рідина буде мати однаковий колір. Такий самовільний процес переміщення частинок розчиненої речовини і розчинника, що приводить до вирівнювання концентрації розчину називається **дифузія**⁶ або двостороння дифузія (рис. 6.1). Аналогічно, дифузія відбувається якщо змішати два розчини різної концентрації: частинки розчиненої речовини будуть переміщатись з концентрованого розчину в розбавлений до вирівнювання концентрації.

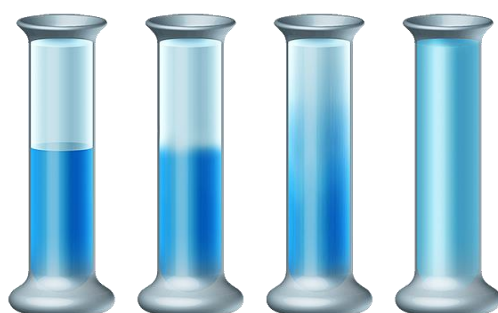


Рис. 6.1. Явища дифузії

Інакше буде тоді, коли між двома розчинами поставити напівпроникну перегородку, через яку розчинник може проходити, а розчинена речовина – не може. У такому випадку концентрація розчину вирівнюватиметься тільки внаслідок переміщення молекул розчинника (води). Така одностороння дифузія через напівпроникну перегородку називається **осмосом**⁷ (рис. 6.2).

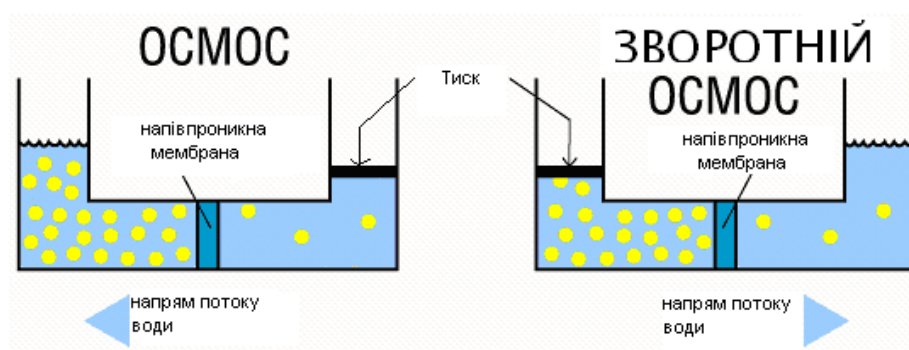


Рис. 6.2. Явища осмосу

Аналогічно, явище осмосу буде відбуватись якщо взяти розчини різної концентрації, розділені напівпроникною мембраною: молекули розчинника будуть переміщатись у бік більш концентрованого розчину (рис. 6.3). Оскільки, розчинник отримує підвищений тиск, мембрана прогинається в бік позначений пунктиром. Процес продовжується доти, доки концентрації

розчиненої речовини не зрівняються. Додатковий тиск розчинника, завдяки якому мембрана прогинається отримав назву **осмотичного тиску**⁸.

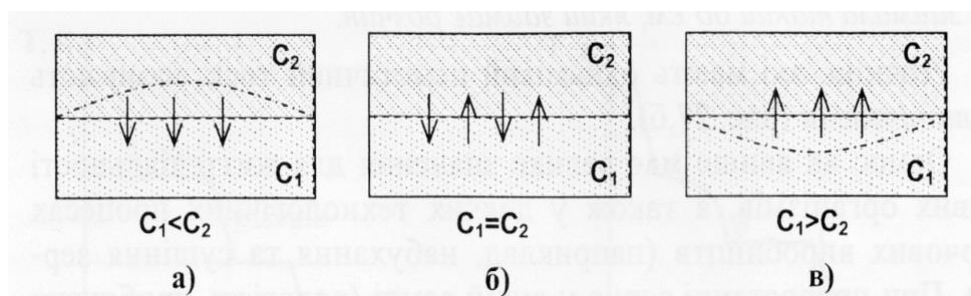


Рис. 6.3. Схематичне зображення осмосу

Величина осмотичного тиску розчину визначається тим зовнішнім тиском (крім тиску самого розчинника), який потрібно прикласти до розчину, щоб осмос припинився. На підставі експериментальних даних вимірювання осмотичного тиску розчинів при різних температурах і концентраціях було встановлено, що розведені розчини добре підлягають законам ідеальних газів. Подібність розведених розчинів до ідеальних газів дала можливість голландському хіміку **Вант – Гоффу** (1887) вивести закон: осмотичний тиск розчину дорівнює такому тиску, який чинила б розчинена речовина, якби вона знаходилась у газоподібному стані та займала такий самий об'єм, який займає розчин. З цього закону видно, що його математичний запис аналогічний рівнянню стану ідеального газу:

$$p \cdot V = \nu \cdot R \cdot T \quad \nu/V = C_M$$

$$P_{осм} = C_M \cdot R \cdot T \quad (6.4)$$

Як видно з рівняння (6.4) осмотичний тиск розчину залежить від молярної концентрації розчиненої речовини, тобто тільки від загальної кількості частинок у розчині, і не залежить від їх природи: маси, величини, форми частинок. Сумарну концентрацію частинок в розчині називають **осмотичною концентрацією**, тому:

$$P_{осм} = C_{осм} \cdot R \cdot T \quad (6.5)$$

Для **розчинів неелектролітів**: $C_{осм} = C_M$.

Для **розчинів електролітів**: $C_{осм} > C_M$ на величину коефіцієнта Вант-Гоффа: $C_{осм} = i \cdot C_M$ (i – ізотонічний коефіцієнт).

Явище осмосу має велике практичне значення для життєдіяльності живих організмів. Саме завдяки осмотичному тиску вода піднімається по капілярах у стеблах рослин на значну висоту. Так, при проростанні зерна у сухій землі (вологість $\approx 6\%$) розвивається осмотичний тиск ≈ 40 мПа, що забезпечує проривання зовнішньої оболонки зерна та його проростання. Всі тканинні рідини живих організмів є водними розчинами органічних та неорганічних

речовин і мають певний осмотичний тиск. *Наприклад*, осмотичний тиск крові людини досить постійний і при температурі 37°C становить 740-780 кПа. При зміні осмотичного тиску організм прагне повернути його до норми. Так, якщо з їжею в організм надходить велика кількість розчинених речовин (цукор, сіль та ін.), то зміниться осмотичний тиск і організм відреагує зміною кількості та якості слини, поту, сечі. А при патологічних явищах (запаленнях) в тканинах організму осмотичний тиск може у 2-3 рази перевищувати норму.

У медичній практиці розчини, які мають осмотичний тиск, що рівний осмотичному тиску плазми крові називаються **ізотонічними**. Так, ізотонічними відносно плазми крові (фізіологічний розчин) є 0,85-0,9% водний розчин NaCl та 4,5-5% водний розчин глюкози. Ізотонічні розчини застосовують в якості кровозамінників, оскільки їх можна вводити в організм людини у великих кількостях. *Наприклад*, для компенсації втрат крові хворим після операцій вводять по декілька літрів ізотонічних розчинів на добу. Також у медицині використовують **гіпертонічні** (які мають тиск вищий від осмотичного) та **гіпотонічні** (які мають тиск нижчий від осмотичного) розчини (рис. 6.4).

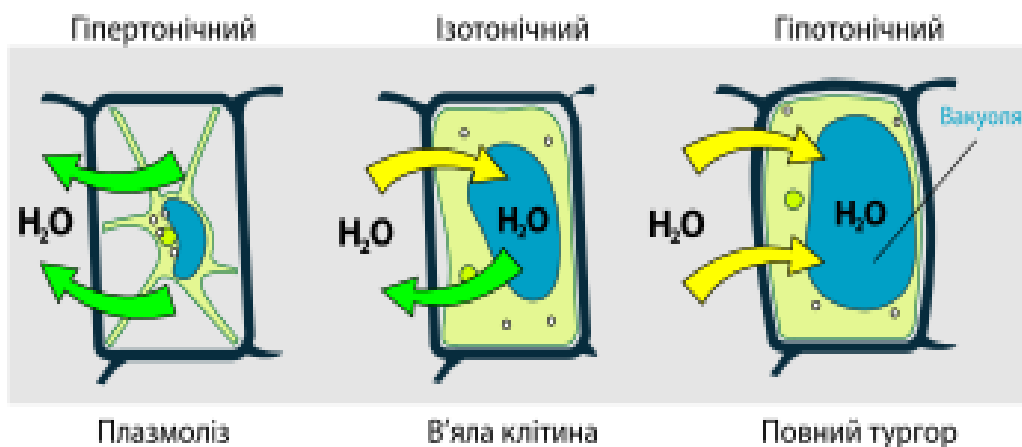


Рис. 6.4. Види медичних розчинів

Гіпертонічні розчини вводять в організм внутрішньовенно у невеликій кількості, щоб не спричинити плазмоліз еритроцитів. В хірургії гіпертонічні розчини застосовують в якості гіпертонічних пов'язок (марлеві пов'язки, змочені в гіпертонічному 10% розчині NaCl), які вводять у гнійні рани. Згідно із законом осмосу рідина з рани через марлю направляється на зовні, в результаті чого рана постійно очищується від гною, мікроорганізмів і продуктів розпаду. Гіпотонічні розчини внутрішньовенно не вводять, щоб не спричинити гемоліз еритроцитів.

Широке практичне застосування має явище **зворотного осмосу**⁹. Це осмос, обернений до природного процесу осмосу, який полягає в переміщенні води з менш насиченого розчину в більш насичений через напівпроникну мембрану (рис. 6.2). В техніці зворотний осмос використовують для очищення стічних вод та опріснення морської води. У харчовій промисловості – для концентрування фруктових соків і молока; отримання високоякісного цукру, демінералізації води та молочної сироватки. В хімічній та нафтохімічній промисловості мембранні методи застосовують для розділення азеотропних сумішей, очищення та концентрування розчинів, очищення чи виділення високомолекулярних сполук з розчинів, що містять низькомолекулярні компоненти. В біотехнології та медичній промисловості – для виділення і очищення біологічно активних речовин, вакцин, ферментів тощо.

6.4. Властивості розчинів електролітів

Поведінка розведених розчинів неелектролітів описується законами **Я. Вант-Гоффа** та **Ф. Рауля**. Однак, для розчинів електролітів (солі, кислоти, основи) ці закони порушуються: осмотичний тиск значно вищий, ніж це випливає з рівняння Вант-Гоффа, а точка кипіння та замерзання таких розчинів суттєво відрізняється від розрахованих значень для розчинів неелектролітів такої самої концентрації. Зазначені відхилення у поведінці розчинів електролітів пояснив шведський хімік **С. Арреніус**. Він припустив, що розчини електролітів мають ненормально високий осмотичний тиск через те, що молекули розчиненої речовини розпадаються на дрібніші частинки і загальне число частинок в розчині зростає (осмотичний тиск залежить від числа частинок розчиненої речовини в одиниці об'єму). Це припущення лягло в основу теорії електролітичної дисоціації.

У 1887р. **Арреніус** для пояснення причини утворення в розчинах електролітів більшої кількості частинок порівняно з кількістю розчинених молекул, а також здатність таких розчинів проводити електричний струм, запропонував **теорію електролітичної дисоціації (ТЕД)**.

Сутність ТЕД

1. Молекули електролітів під час розчинення у воді розкладаються на позитивно і негативно заряджені іони, їх сума однакова, тому розчин залишається електронейтральним;
2. Електроліти розкладаються на іони в процесі їх розчинення, незалежно від того чи пропускають через розчин електричний струм;
3. Електричний струм у розчинах електролітів виникає внаслідок напрямленого переміщення іонів до відповідних електродів (позитивно

заряджені частинки (катіони) до негативно зарядженого електрода (катода), а негативно заряджені (аніони), до позитивного (анода)).

4. В розчині збільшується кількість частинок, що зумовлює збільшення ізотермічного коефіцієнта (тобто він показує у скільки разів збільшується кількість частинок у розчинах електролітів внаслідок їх дисоціації).

Основна ідея теорії полягала в тому, що в будь-яких розчинах з достатньо високою діелектричною проникливістю молекули розчиненої речовини самочинно дисоціюють з утворенням протилежно заряджених іонів. Число іонів кожного знаку визначається стехіометричними коефіцієнтами у формулі електроліту при збереженні закону електронейтральності, у відповідності з яким сума позитивних зарядів рівна сумі негативних. Тому, не дивлячись на двоякість іонів, розчин електроліту залишається нейтральним.

За сучасними уявленнями іони в розчині сольватовані, тобто оточені певним числом орієнтованих диполів розчинника, які міцно утримуються поблизу іона і беруть участь у тепловому русі разом з іоном. Такі утворення називають *сольватами*. При взаємодії електроліту з водою іони утворюють з молекулами води сполуки, які називають *гідратами* (рис. 6.5). Число молекул води, що зв'язані в гідрат-іон, називають *числом гідратації*; за іншою термінологією гідрат і число гідратації відповідно називають *аквакомплексом* і *координаційним (лігандним) числом*.

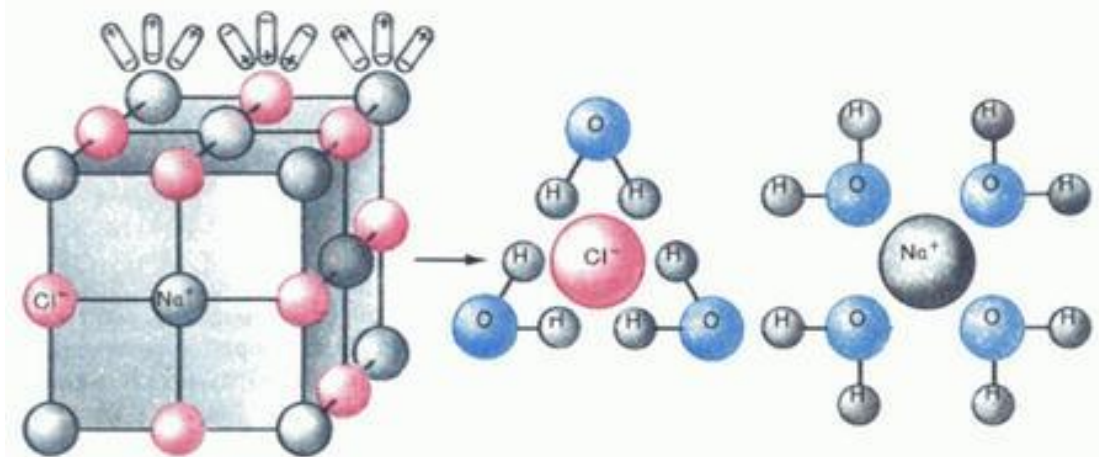


Рис. 6.5. Процес утворення гідратів

Катіони лужних і лужноземельних металів координують (зв'язують) молекули води в гідрати переважно за допомогою електростатичної іон-дипольної взаємодії. Між катіонами перехідних металів і молекулами води виникає, дякуючи наявності вакантних атомних орбіталей у катіонів і неподілених пар електронів молекули води, донорно-акцепторний зв'язок. Часто електростатичний і донорно-акцепторний види зв'язку в гідраті катіона проявляються разом.

Отже, **електроліти**¹⁰ – це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Тобто ці речовини характеризуються електропровідністю, яка обумовлена наявністю в середовищі заряджених частинок – **іонів**, що є носіями електричного струму. Саме цим електроліти принципово відрізняються від інших матеріалів, що проводять електричний струм (метали, напівпровідники), у яких носіями електричного струму є електрони. Безводні електроліти і чиста вода за звичайних умов практично не проводять електричного струму, тобто є неелектролітами. Порівняльна характеристика електролітів і неелектролітів подана у таблиці 6.3.

Таблиця 6.3. Характеристика електролітів і неелектролітів

Характеристика	Електроліти	Неелектроліти
1. Електропровідність	+	–
2. Ізотонічний коефіцієнт	$i > 1$	$i = 1$
3. Розпад на іони	+	–
4. Приклади	Кислоти, основи, солі (розчини чи розплави)	Безводні електроліти, чиста вода, більшість органічних сполук

Класифікація електролітів

1. **Сильні** – речовини, які в розчинах повністю розпадаються на іони (більшість мінеральних кислот, луги, солі). **Наприклад**, HCl, NaOH, NaCl.

2. **Слабкі** – речовини, які в розчинах частково розпадаються на іони (слабкі неорганічні та органічні кислоти, основи). **Наприклад**, H₂CO₃, H₃BO₃, CH₃COOH, NH₄OH, HgCl₂.

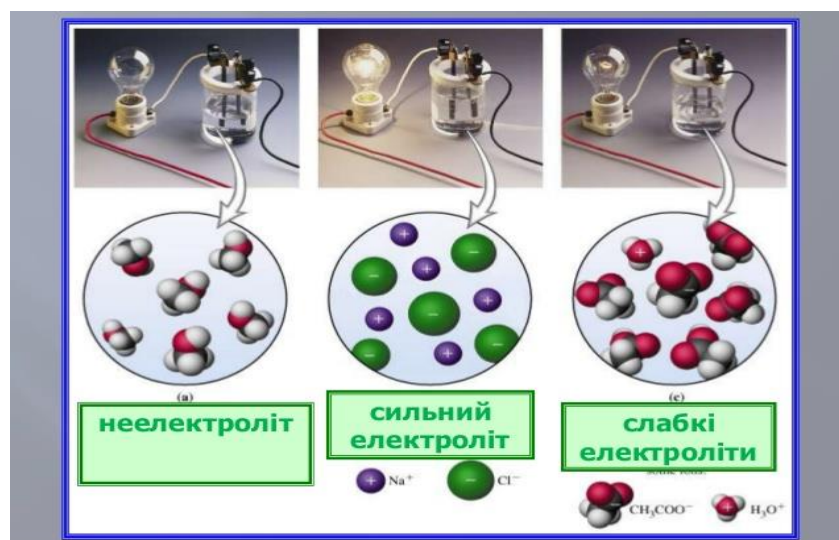


Рис. 6.6. Порівняння розчинів електролітів та неелектролітів

6.5. Рівновага в розчинах слабких електролітів

Розчин слабого електроліту є сумішшю молекул розчинника, молекул та іонів електроліту. Таким чином, розпаду (дисоціації) піддається лише певна частина молекул електроліту, яка відповідає ступеню дисоціації електроліту (α). **Дисоціація в розчинах** характерна для речовин з іонним або ковалентним зв'язком, а **дисоціація у розплавах** – тільки для речовин з іонним типом зв'язку. Для кількісної характеристики процесу дисоціації електролітів введено поняття ступеня дисоціації. **Ступінь електролітичної дисоціації**¹¹ (α) – це відношення кількості молекул, що розпались на іони (n), до загального числа (N) розчинених молекул:

$$\alpha = \frac{n}{N} \quad (6.6)$$

$$N = N_{\text{дис}} + N_{\text{недис}}$$

Між недисоційованими молекулами та йонами встановлюється динамічна рівновага. Ступінь електролітичної дисоціації електроліту в деякому розчиннику (при p і $T = \text{const}$) залежить від природи розчиненої речовини і розчинника, концентрації та температури розчину. Чим вища діелектрична проникливість розчинника, тим вищий ступінь дисоціації електроліту. За ступенем дисоціації речовини поділяються на: 1) неелектроліти ($\alpha=0$); 2) слабкі електроліти ($\alpha<1$); 3) сильні електроліти ($\alpha=1$).

Сила електроліту залежить від природи розчинника: одна й та ж речовина в одному розчиннику може бути сильним електролітом, а в іншому – слабким. Розчинники класифікують на невілюючі та диференціюючі. У **невілюючих розчинниках** розчинені речовини дисоційовані приблизно однаково і майже повністю, у **диференціюючих** – ступінь дисоціації електролітів різко відрізняється. Типовим невілюючим розчинником є вода, типовим диференціюючим – ацетон.

Ступінь дисоціації та ізотонічний коефіцієнт взаємозв'язані, що зумовлено спільною причиною їх виникнення – дисоціацією електролітів.

$$\alpha = N_{\text{дис. молекул}} / N_{\text{недис. молекул}} \quad (6.7)$$

$$N_{\text{дис}} = \alpha \cdot N_{\text{недис}}$$

$$N_{\text{недис}} = (1 - \alpha) \cdot N$$

$$N \text{ молекул} \rightarrow n \text{ іонів}$$

$$i = N_{\text{молекул} + \text{іонів}} / N_{\text{молекул}} \quad (6.8)$$

$$i = 1 + \alpha \cdot (n - 1) \quad (6.9)$$

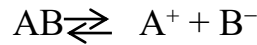
$$\alpha = i - 1 / n - 1 \quad (6.10)$$

Наприклад, з шести молекул розпались дві. Визначити ступінь дисоціації та ізотонічний коефіцієнт.

$$\alpha = N_{\text{дис. молекул}} / N_{\text{недис. молекул}} = 2/6 = 1/3.$$

$$i = N_{\text{молекул} + \text{іонів}} / N_{\text{молекул}} = 8/6 = 4/3.$$

Процес електролітичної дисоціації є оборотним, тому до нього можна застосувати закон рівноваги. Кількісно силу електроліту характеризують за **константою електролітичної дисоціації**¹² (K_d). Так, для електроліту АВ, що дисоціює в розчині за схемою:



вираз для константи дисоціації K_d має вигляд:

$$K_d = \frac{c_{A^+} c_{B^-}}{c_{AB}} \quad (6.11)$$

Якщо c – концентрація електроліту, а α – ступінь дисоціації, то рівноважні концентрації частинок будуть рівні відповідно:

$$c_{A^+} = c \cdot \alpha ; c_{B^-} = c \cdot \alpha ; c_{AB} = c(1-\alpha) \quad (6.12)$$

Підставляючи ці співвідношення в рівняння (6.6), отримаємо:

$$K_d = \frac{\alpha^2 c}{1-\alpha} \quad (6.13)$$

Рівняння (6.13) називається **законом розведення Оствальда**.

При невеликих значеннях α можна прийняти, що $1-\alpha \approx 1$. Тоді рівняння (6.13) переходить у вираз:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c}} \quad (6.14)$$

Як видно, ступінь дисоціації обернено пропорційний кореню квадратному з концентрації електроліту. При зменшенні концентрації електроліту, наприклад, в 100 разів ступінь дисоціації зростає в 10 разів.

Константа дисоціації залежить від природи розчинника і температури, але не залежить від концентрації електроліту в розчині. Константа дисоціації характеризує лише слабкі електроліти.

6.6. Дисоціація води. Водневий показник

Вода – дуже слабкий електроліт, який частково дисоціює на гідроксид-іони (OH^-) та іони Гідрогену (H^+): $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Вираз для константа дисоціації води буде мати такий вигляд:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Оскільки дисоційованих молекул води дуже мало, порівняно із загальною кількістю молекул води, то ними можна знехтувати. Тому концентрацію

недисоційованих молекул води можна вважати сталою величиною, яку можна обчислити так: $C(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ г/л} / 18 \text{ г/моль} = 55,56 \text{ моль/л}$. Тоді

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$$

У воді добуток концентрації водневих і гідроксильних іонів за даної температури є величиною сталою і називається **іонним добутком води**¹³. При температурі 22 °С $I_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$. З підвищенням температури значення іонного добутку води збільшується, оскільки зростає ступінь дисоціації води. У чистій воді концентрація іонів Гідрогену дорівнює концентрації гідроксид-іонів: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$ (нейтральне середовище). Проте зручніше користуватись не справжнім значенням концентрації іонів Гідрогену, а від'ємним десятковим логарифмом, який називається **водневим показником: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$** . Відповідно, в нейтральному середовищі $\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$, в кислому – менше 7 (6, 5, 4 і т.д.), а в лужному – більше 7 (8, 9, 10 і т.д.). Практично pH розчинів визначають за індикаторами.

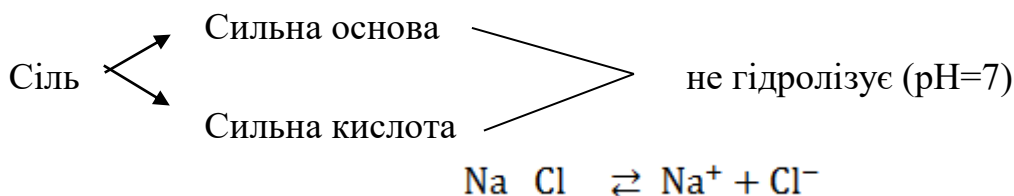
Розрахунок pH сильних і слабких електролітів

Умова задачі	Розрахунок $[\text{H}^+]$	Розрахунок pH	Характеристика середовища
$C_{\text{M}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,02$ моль/л $a = 95\%$ pH-?	$\text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (сильний електроліт) $[\text{H}^+] = C_{\text{M}} a n$ $[\text{H}^+] = 0,02 * 0,95 * 2 = 3,8 * 10^{-2}$ моль/л	$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ $\text{pH} = -\lg 3,8$ $* 10^{-2} = 2 - \lg 3,8$ $3,8 = 2 - 0,58 = 1,42$	pH=1.42 кисле
$C_{\text{M}}(\text{KOH}) = 0,005$ моль/л $a = 100\%$ pH-?	$\text{KOH} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$ (сильний електроліт) $[\text{OH}^-] = 5 * 10^{-3} * 1 * 1 = 5 * 10^{-3}$ моль/л $[\text{H}^+] = K_{\text{H}_2\text{O}} / C_{\text{OH}^-} = 1 * 10^{-14} / 5 * 10^{-3} = 2 * 10^{-12}$ моль/л	$\text{pH} = -\lg 2 * 10^{-12}$ $= 12 - \lg 2 = 12 - 0,3 = 11,7$	pH=11.7 лужне
$C_{\text{M}}(\text{HCl}) = 0,5\%$ $\rho \approx 1 \text{ г/мл}$; $a = 1$ $[\text{H}^+] - ?$ pH-?	$\text{HCl} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ (сильний електроліт) $C_{\text{M}} = \frac{C_{\text{мр}}}{M(\text{HCl})} = \frac{10 * 0,5 * 1}{36,5} = 0,14 \left(\frac{\text{моль}}{\text{л}} \right)$ $[\text{H}^+] = C_{\text{M}}$, бо $a = n = 1$	$\text{pH} = -\lg 0,14$ $10^{-1} = 1 - \lg 1,4 = 1 - 0,15 = 0,85$	pH=0.85 сильно кисле
$C_{\text{M}}(\text{HNO}_2) = 0,65$ моль/л $K = 4 * 10^{-4}$ pH-?	$\text{HNO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$ (слабкий електроліт) $[\text{H}^+] = \sqrt{K * C_{\text{M}}} = \sqrt{4 * 10^{-4} * 0,65} = \sqrt{2,6 * 10^{-4}} = 1,55 * 10^{-2}$ моль/л	$\text{pH} = -\lg 1,55 * 10^{-2}$ $10^{-2} = 2 - \lg 1,55 = 2 - 0,19 = 1,81$	pH=1.8 кисле

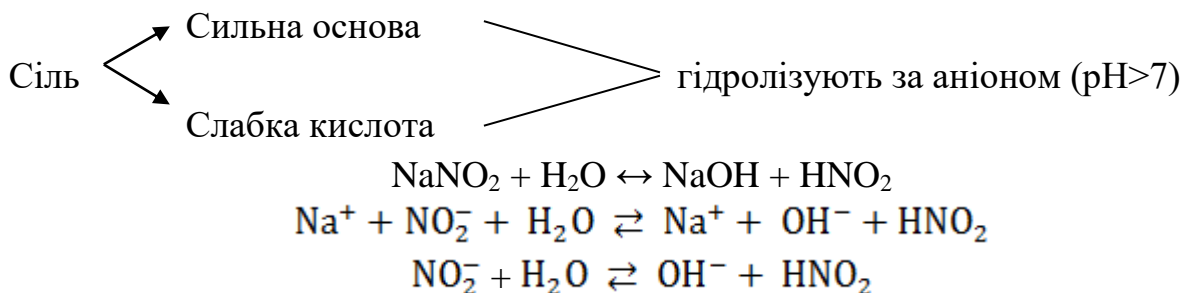
6.7. Гідроліз солей

Взаємодія речовин з водою, яка приводить до сполучення складових частин речовини з складовими частинами води називається гідролізом. Гідролізувати можуть хімічні сполуки різних класів: солі, вуглеводи, білки, етери, жири тощо. В неорганічній хімії найчастіше зустрічається гідроліз солей. **Гідроліз солей**¹⁴ – це реакції взаємодії іонів солі з молекулами води. Однак, не всі солі піддаються гідролізу. *Наприклад*, солі утворені сильними кислотами та сильними основами, під час розчинення у воді не гідролізують. Вони розпадаються на катіони сильної основи та аніони сильної кислоти. Під час розчинення таких солей у воді рН розчину не змінюється і реакція середовища залишається нейтральною.

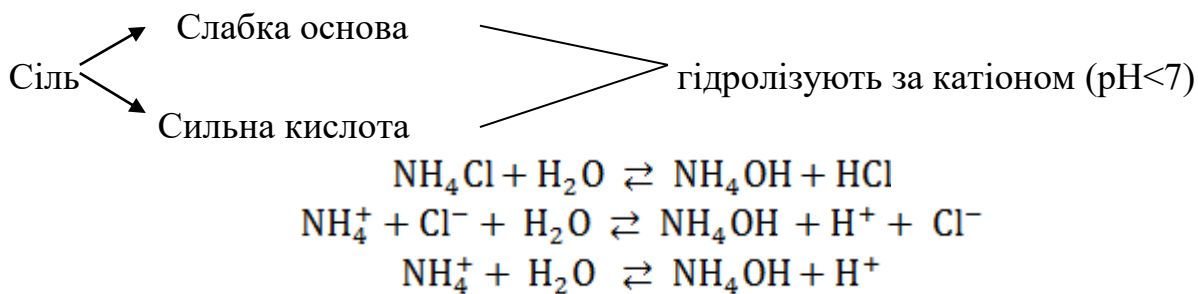
1 тип.



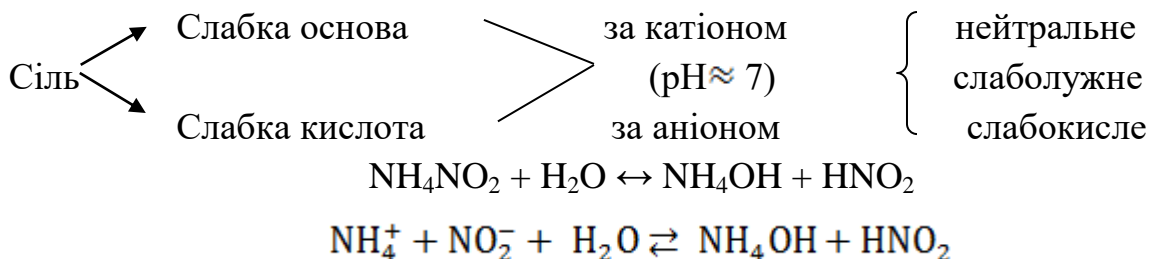
2 тип.



3 тип.



4 тип.



Кількісно гідроліз оцінюють за ступенем та константою гідролізу.

6.8. Особливості колоїдних розчинів

На відміну від звичайних розчинів існують системи, в яких подрібнені (дисперговані) речовини і середовище, в якому вони містяться, утворюють гетерогенну суміш. Такі системи називаються **дисперсними системами**⁵. Дисперговані речовини у таких системах називаються **дисперсною фазою**, а середовище, у якому вони рівномірно розподілені – **дисперсійним середовищем**. Рідкі гомогенні системи є однофазними і називаються **справжніми (істинними) розчинами**. **Дисперсні системи** є гетерогенними, і як мінімум, мають дві фази, між якими існує поверхня розділу. **Наприклад**, суспензія глини у воді, емульсія олії у воді, завислі тверді частинки у повітрі.

На сьогодні єдиної класифікації дисперсних систем немає. Це пояснюється тим, що неможливо врахувати всі характеристики, показники і критерії одночасно. Тому в кожному випадку виділяють один із найважливіших.

1. **За дисперсністю** (за розміром частинок дисперсної фази):
 - 1) молекулярно-дисперсні або істинні розчини ($a < 10^{-9}$ м);
 - 2) колоїдно-дисперсні або ультрамікрогетерогенні ($a = 10^{-9} \dots 10^{-7}$ м);
 - 3) грубодисперсні або мікрогетерогенні системи ($a = 10^{-7} \dots 10^{-5}$ м).
2. **За агрегатним станом фаз** (запропонована Оствальдом)

Дисперсна фаза	Запис	Приклади
АЕРОЗОЛІ – дисперсійне середовище – газ		
Газ	Г / Г	космічний простір
Рідина	Р / Г	туман, хмари
Тверда речовина	Т / Г	дим, пил
ЛЮЗОЛІ – дисперсійне середовище – рідина		
Газ	Г / Р	піни (морська, для гоління, протипожежна), газові емульсії
Рідина	Р / Р	емульсії, молоко, морозиво, креми
Тверда речовина	Т / Р	суспензії, соки з м'якоттю, лако-фарбні матеріали, желе
ПІРОЗОЛІ – дисперсійне середовище – тверда речовина		
Газ	Г / Т	тверді піни (пемза, пінопласти, монтажна піна)
Рідина	Р / Т	тверді емульсії (перли, вода в парафіні)
Тверда речовина	Т / Т	тверді золі (мінерали, сплави, кольорове скло, будівельні матеріали на основі цементу)

Дисперсні системи з розміром частинок 10^{-9} ... 10^{-7} м називаються колоїдними системами або колоїдними розчинами (золями). Якщо дисперсійним середовищем є вода, то такі системи називаються *гідрозолями*; якщо неорганічна рідина – *органозолі*, якщо спирт – *алкозолями*, якщо ефір – *етерозолями*, а якщо будь-яка рідина – *ліозолями*. До них належать: *піни*, *емульсії* та *суспензії*.

Піни – це грубодисперсні висококонцентровані системи, в яких дисперсною фазою є бульбашки газу (найчастіше – повітря), а дисперсійним середовищем – рідина у вигляді тонких плівок. Пінами є багато будівельних та ізоляційних матеріалів, а також продукти харчування: пастила, зефір, суфле, мус тощо (рис. 6.7).



Рис. 6.7. Приклади пін

Щоб отримати стійкі піни, до них додають спеціальні речовини-стабілізатори. Речовини, які стабілізують піни називаються *піноутворювачами*. Типовими піноутворювачами є: спирти, жирні кислоти, мила, милоподібні речовини, білки, глюкозиди, ВМС, які дають міцні плівки.

Емульсії – це колоїдні системи, в яких і дисперсна фаза і дисперсійне середовище є рідинами. Обидві рідини мають бути нерозчинними або слабо розчинними одна в одній. Зазвичай однією з фаз емульсії є *вода*. Іншою фазою може бути *органічна рідина*, що не змішується з водою: *олія*, *бензен*, *гас* та ін. Цю іншу рідину, незалежно від її хімічної природи, прийнято називати – *олією*. Окрім води й олії, будь-яка стійка емульсія обов'язково містить ще й третій компонент, що додає їй стійкість – стабілізатор. Речовини, які стабілізують емульсії називаються **емульгаторами**. Емульгаторами можуть бути різні за природою речовини: поверхнево активні речовини (ПАР), високо молекулярні сполуки (ВМС), порошки. **Наприклад, молоко** – емульсія жирів у воді, стабілізована тваринними білками є основною сировиною для виробництва різних молочних продуктів (рис. 6.8); *латекс* – молочний сік різних каучуконосів, з яких шляхом

коагуляції виділяють натуральний каучук; стабілізація латексу здійснюється рослинними білками.



Рис. 6.8. Приклади емульсій

Емульсії мають велике практичне значення. Зокрема, *у хімічній промисловості*: каучук, полістирол, полівінілацетат; *у будівництві*: водоемульсійні фарби, емульсії бітуму у воді (при проведенні ремонту доріг); *в с/г*: гербіциди та інсектофунгіциди для обприскування; *у фармацевтичній промисловості та косметології*: лосьйони, мазі; *в харчовій промисловості*: маргарин, майонез, різні соуси, кетчупи та ін. (рис. 6.8).

Суспензії – це зависі порошоків у рідинах. При достатньому вмісті води до суспензій можна віднести ґрунти, глиняне тісто, цементні і вапняні розчини, кольорові лаки і фарби, косметичні туші та помади, зубні пасти. Серед харчових продуктів суспензіями є: соки з м'якоттю, пасти, креми (рис. 6.9).



Рис. 6.9. Приклади суспензій

Запитання для самоконтролю

1. Як класифікують розчини? Наведіть приклади.
2. Які є способи вираження складу розчинів?
3. Від чого залежить сила електроліту? Порівняйте сильні та слабкі електроліти.
4. Що таке осмос? Як виникає осмотичний тиск?
5. Сутність теорії електролітичної дисоціації. Сучасні уявлення про процеси розчинення.
6. Яка різниця між поняттями ступінь дисоціації та константа дисоціації? Як пов'язані між собою ці поняття?
7. Яка різниця між поняттями йонний добуток води та водеквий показник?
8. Як визначити рН середовища?
9. Які є типи гідролізу? Навести приклади.
10. Що таке дисперсні системи? Наведіть приклади.

ТЕМА 7. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ТА ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

Основні терміни: 1) окисно-відновні реакції; 2) окисник; 3) відновник; 4) електродний потенціал; 5) гальванічний елемент; 6) паливний елемент; 7) акумулятори; 8) електроліз; 9) вихід речовини за струмом.

7.1. Особливості реакцій окиснення-відновлення

За зміною ступенів окиснення елементів (розділ 5.1), які входять до складу вихідних речовин та продуктів реакції, хімічні реакції поділяють на:

I. Реакції без зміни ступенів окиснення елементів (реакції обміну, ізомеризації, полімеризації, комплексоутворення, деякі реакції розкладу та сполучення).

II. Реакції зі зміною ступенів окиснення елементів – **окисно-відновні реакції¹** (ОВР) (реакції заміщення, сполучення, розкладу).

Ступінь окиснення простих речовин завжди дорівнює нулю: O_2^0 , Cl_2^0 , N_2^0 , ..., Fe^0 , Cu^0 , Jn^0 . Алгебраїчна сума ступенів окиснення елементів у складній речовині завжди дорівнює нулю, а у складному іоні – заряду іона.

Наприклад,

а) бінарні сполуки: $S^{+4}O_2^{-2}$, $Ca^{+2}O^{-2}$

б) сполуки з трьох елементів: $H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2}$; $2(+1) + 1(+X) + 4(-2) = 0$; $X=+6$

в) складний іон $-(Cr_2^{+6}O_7^{-2})^{-2}$; $2(X) + 7(-2) = -2$; $X=+6$

Ступені окиснення

-4 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7

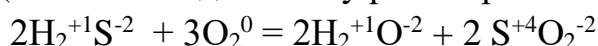
Процес приєднання \bar{e} (відновлення)

процес втрати \bar{e} (окиснення)

Окисник ²	Відновник ³
<p>Молекули, атоми, чи іони, які приєднують \bar{e}. Наприклад: $Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0$ (окисник) – ступінь окиснення знижується. Переважно містять елементи з найвищим ступенем окиснення. До окисників належать: кисень, вільні галогени, сірка, нітратна кислота, концентрована сульфатна кислота, солі та оксиди металів з вищими ступенями окиснення</p>	<p>Молекули, атоми чи іони, які віддають \bar{e}. Наприклад: $S^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow S^0$ (відновник) – ступінь окиснення підвищується. Містять елементи або іони з нижчими ступенями окиснення. До відновників належать вільні метали, сполуки металів, у яких метал виявляє нижчий ступінь окиснення, водень, вуглець, монооксид Карбону.</p>

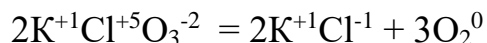
Класифікація ОВР

1) міжмолекулярні (окисник і відновник у різних речовинах);



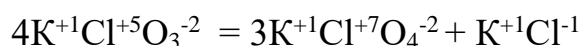
Сульфур – відновник; Оксиген – окисник

2) внутрішньомолекулярні (змінюється ступінь окиснення атомів в одній і тій самій молекулі);



Хлор – окисник; Оксиген – відновник

3) самоокиснення-самовідновлення (окисник і відновник один і той самий елемент)



Хлор – окисник і відновник

7.2. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

Найпоширеніші два методи складання рівнянь ОВР: метод електронного та електронно-іонного балансу. Обидва методи ґрунтуються на положенні, що в окисно-відновних процесах загальне число електронів, які віддає відновник, дорівнює загальному числу електронів, які приєднує окисник.

Метод електронного балансу

Алгоритм	Приклад
1. Записати схем реакції	1) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ 2) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
2. Визначити елементи, що змінюють свої ступені окиснення	1) $\text{Al}^0 + \text{O}_2^0 \rightarrow \text{Al}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ 2) $\text{Cu}^0 + \text{H}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2} + \text{S}^{+4}\text{O}_4^{-2} \uparrow + \text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2}$
3. Скласти схему електронного балансу, визначити окисник і відновник	1) $\begin{array}{l l} 4 & \text{Al}^0 - 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}^{+3} \text{ (відновник)} \\ 3 & 12 \text{O}_2^0 + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{O}^{-2} \text{ (окисник)} \end{array}$ 2) $\begin{array}{l l} 1 & \text{Cu}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^{+2} \text{ (відновник)} \\ 1 & 2 \text{S}^{+6} + 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^{+4} \text{ (окисник)} \end{array}$
4. Скласти повне рівняння, розставити коефіцієнти	1) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$ 2) $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Метод електронно-іонного балансу

Алгоритм	Приклад
1. Написати схему реакції	$\text{K}^+\text{MnO}_4^- + \text{HCl}^- \rightarrow \text{K}^+\text{Cl}^- + \text{Mn}^{+2}\text{Cl}_2^{-1} + \text{Cl}_2^0 + \text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2}$
2. Встановити окисник/відновник і скласти напівреакції	$\begin{array}{l l} 2 & \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O} \\ 5 & 10 \text{Cl}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2^0 \text{ (окисник, відновлення)} \end{array}$
3. Скласти скорочене іонне рівняння	$2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 10\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Mn}^{+2} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{Cl}_2^0$
4. Скласти молекулярне рівняння	$2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} = 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$

Окисно-відновні реакції мають величезне значення у природі та житті людини. *Наприклад*, окисно-відновними реакціями є процеси фотосинтезу, дихання, травлення тощо. Вся металургійна промисловість базується на ОВР.

7.3. Електродний потенціал. Рівняння Нернста

Якщо метал занурити у воду, то полярні молекули води спричинять гідратацію поверхні металу. Оскільки металам властива рівновага:



то під дією диполів води, іони металу будуть відриватись від поверхні і в гідратованому вигляді переходити в розчин. Внаслідок такого переходу поверхня металу набуває негативного заряду (який створюється залишеними на ній електронами), а рідина біля поверхні металу – позитивного заряду (який створюється іонами, що перейшли в розчин) (рис. 7.1).

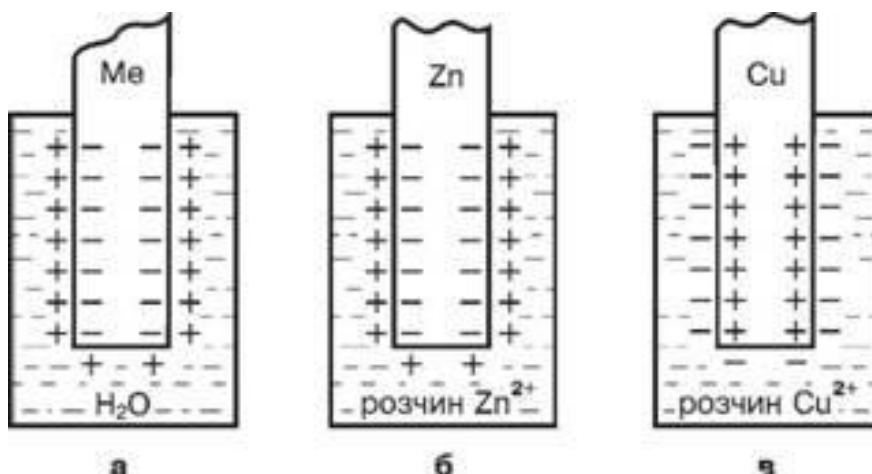


Рис. 7.1. Металева пластинка занурена у воду (а) та розчин солі (б, в).

Між протилежно зарядженими частинками виникає електростатичне притягання. Воно перешкоджає подальшому розчиненню металу і викликає зворотний процес – відновлення іонів металу на поверхні до вільного металу. Коли швидкості процесів розчинення і відновлення металу стають однаковими, то в системі встановлюється стан рівноваги між окисненою та відновленою формами металу:



Така рівновага залежить від співвідношення між кількістю енергії, яка потрібна на відщеплення іона від поверхні металу (робота виходу іона) та кількістю енергії, яка виділяється внаслідок гідrataції іона.

Чим активніший метал, тим менше енергії витрачається на вихід електронів з кристалічної решітки металу. *Наприклад*, для найактивнішого металу **Цезію** необхідно витратити 186 кДж енергії; для виходу такої ж кількості електронів з решітки **Магнію** – 356 кДж, **Заліза** – 459 кДж; **Платини** – 608 кДж. Тому на межі контакту двох металів внаслідок переходу електронів від більш активного металу до більш інертного виникає різниця *потенціалів* або *стрибок потенціалів*.

На межі поділу метал – розчин внаслідок утворення ПЕШ теж виникає стрибок потенціалів, який називається **електродний потенціал**⁴ (E). Електродний потенціал металу в розчині його солі записують як:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}},$$

де Me^{n+} – окиснена форма; Me – відновлена форма; / – поверхня поділу.

Величина електродного потенціалу залежить від природи металу, концентрації його іонів у розчині, природи розчинника, температури та рН середовища. Цю залежність виражають **рівнянням Нернста** (1890 р):

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]} \quad (7.1)$$

де E – електродний потенціал металу, В;

E° – електродний потенціал при концентрації іонів металу, що дорівнює одиниці, В;

R – універсальна газова стала, яка – дорівнює 8,314 Дж/К·моль (Дж = В·Кл);

T – температура, при якій відбувається реакція, К;

n – заряд іона металу;

F – стала Фарадея, яка дорівнює 96500 Кл;

[Ox] – активність (концентрація) іонів металу в розчині, $[\text{Ox}] = C_{\text{Me}^{n+}}$;

[Red] – активність (концентрація) іонів металу, для металічного електрода $[\text{Red}] = \text{const}$.

Якщо у **рівняння Нернста** підставити числові значення сталих величин і замінити натуральний логарифм на десятковий, то при температурі 298 К отримаємо:

$$e = e^{\circ} + \frac{2,303RT}{n * F} \lg a_{\text{Me}^{n+}} \quad (7.2)$$

$$RT / F = 8,31 \text{ В} \cdot \text{Кл/моль} \cdot \text{К} \cdot 298 \text{ К} / 96500 \text{ Кл/моль} = 0,059 \text{ В}$$

$$e = e^{\circ} + 0,059 \lg \alpha_{\text{Me}^{n+}} / n \quad (7.3)$$

Стрибок потенціалів між поверхнею металу та розчином називають **абсолютним електродним потенціалом**. Виміряти його експериментально неможливо, оскільки не існує електрода порівняння з потенціалом, що дорівнює нулю. Для визначення величини абсолютного електродного

потенціалу використовують умовні величини – **стандартні електродні потенціали**, визначені як потенціали електродів по відношенню до стандартного водневого електрода, коли активність іонів водню дорівнює одиниці. Потенціал стандартного водневого електрода вважається рівним нулю при будь-яких температурах.

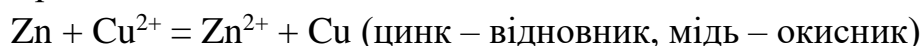
Ряд напруг металів

Якщо з усього ряду стандартних електродних потенціалів виділити лише ті електродні процеси, які відповідають загальному рівнянню ($Me \leftrightarrow Me^{n+} + ne^-$), то отримаємо ряд напруг металів. Положення того чи іншого металу в ряду напруг характеризує його здатність до окисно-відновних взаємодій у водних розчинах за стандартних умов. Тобто, чим далі розміщено метал у ряду напруг, тим сильнішим окислювачем у водному розчині є його іони, і навпаки, чим ближче метал до початку ряду, тим сильніші відновні властивості виявляє проста речовина – метал.



7.4. Гальванічні елементи

При будь-якій ОВР відбувається перехід електронів від відновника до окисника. Так, якщо цинкову пластинку опустити в розчин купрум сульфату, то відбудеться реакція:



Проте, цю реакцію можна здійснити так, що електрони переходитимуть від відновника до окисника не безпосередньо, а по провіднику електричного струму – по зовнішньому колу. Цей напрямлений потік електронів і є електричний струм. При такому проведенні ОВР її енергія перетвориться в електричну енергію, яку можна використати вмикаючи у зовнішнє коло відповідні прилади. Пристрої, які застосовують для безпосереднього перетворення енергії хімічної реакції в електричну енергію називають **хімічними джерелами електричної енергії** або **гальванічними елементами**⁵.

Гальванічні елементи складаються з двох електродів, що виготовлені з різних металів, і занурених у розчини електролітів (рис. 7.2). **Анод** – це електрод, на якому відбувається процес окиснення і який надсилає електрони

у зовнішнє коло елемента. **Катод** – це електрод, на якому відбувається процес відновлення. Як активний матеріал анода використовують метали: Zn, Fe, Cd, Pb та інші, а катода – оксиди Mn, Pb, Ni, CuCl_2 . Електроматеріали це концентровані розчини кислот, лугів, солей, або розплави чи тверді електrolіти.



Рис. 7.2. Внутрішня будова гальванічного елемента

Гальванічні елементи зображують двома розділеними електродними напівреакціями, які записують у такій послідовності: ліворуч – анод; праворуч – катод. Далі зазначають склад усіх фаз елемента та позначають поверхні поділу між ними. **Наприклад**, гальванічний елемент Даніеля-Якобі, який складається з мідної та цинкової пластинок, які занурені у сульфатнокислі розчини солей цих металів (рис. 7.3).

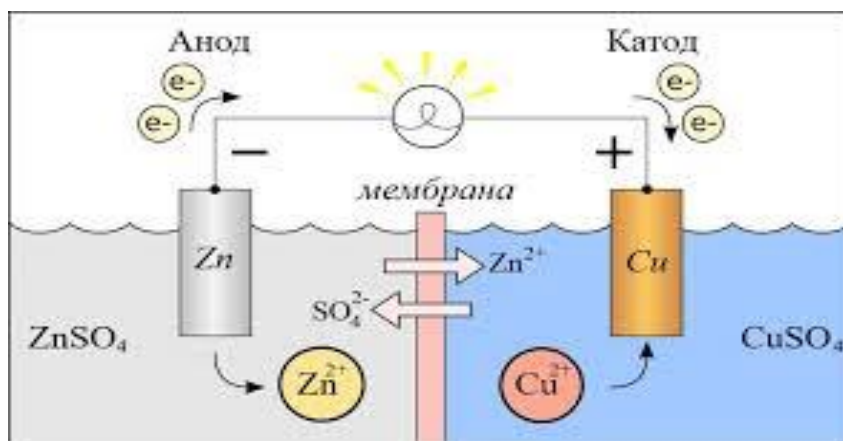


Рис. 7.3. Мідно-цинковий гальванічний елемент

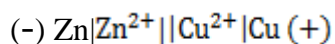
Розчини з'єднані між собою **електролітичним ключем** – сольовим містком (KCl), який забезпечує іонну провідність та запобігає процесам дифузії між двома розчинами. Якщо замкнути зовнішній ланцюг, то починається перехід електронів у зовнішній ділянці та іонів – у внутрішній,

тобто гальванічний елемент починає працювати. Він стає джерелом електричного струму.

Узагальнення експериментальних даних та аналіз роботи різноманітних електрохімічних елементів дозволяє зробити такий висновок: в основі роботи будь-якого гальванічного елемента лежать окислювально-відновні реакції, які проходять окремо: на негативному електроді – окислення, на позитивному – відновлення.

На цинковому електроді, більш негативному (аноді), йде процес окислення ($Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$), а на мідному електроді, більш позитивному (катоді) йде процес відновлення ($Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$).

Характерною особливістю перебігу процесів у гальванічному елементі є просторове розділення процесів окислення та відновлення. Схематично гальванічний елемент Даніеля-Якобі можна зобразити так:



На схемі використані такі позначення та схематична символіка:

| – межа розподілу фаз «метал-розчин»;

|| – межа розподілу розчинів $ZnSO_4$ та $CuSO_4$;

$Zn|Zn^{2+}$ та $Cu^{2+}|Cu$ – стрибки потенціалів на границі розподілу фаз.

На межі розподілу двох розчинів, за рахунок різної рухливості іонів, виникає дифузійний потенціал. З метою максимального зниження дифузійного потенціалу використовують сольові містки, заповнені електролітом (як правило, KCl або KNO_3). Гальванічний елемент Даніеля-Якобі відносять до так званих гальванічних елементів з рідинним з'єднанням (елемент з переносом), який діє за рахунок неоднакової природи електродів. Існують також елементи без рідинного з'єднання (елементи без переносу); активності розчинів у таких елементах або самі електроди різні.

Вимірювання ЕРС гальванічних елементів застосовують для визначення різних фізико – хімічних величин. Для визначення таких величин важливо скласти з оборотних електродів коло з перенесенням або без перенесення, визначити полярність електродів шляхом порівняння їх стандартних потенціалів, написати рівняння електродних реакцій і потенціал визначаючого процесу, а потім на їх основі – вираз для ЕРС кола.

Для гальванічного елемента Даніеля-Якобі при замкнутому ланцюгу Zn окислюється на аноді, а Cu відновлюється на катоді. Причина виникнення електричного струму в гальванічному елементі є різниця електродних потенціалів катода і анода, яку називають **ЕРС гальванічного елемента** і вимірюють у Вольтах (В).

$$ЕРС = E_K - E_A \quad (7.4)$$

7.5. Хімічні джерела струму. Акумулятори

Гальванічні елементи широко використовуються як джерела електричного струму (батареї або акумулятори), а також у різноманітних дослідженнях: визначення активності, концентрації, добутків розчинності, буферної ємності, при потенціометричному титруванні тощо. Будь-який гальванічний елемент принципово може бути джерелом електричного струму. Проте не кожен з них придатний до використання у побуті та техніці.

Розроблено багато типів хімічних джерел струму (*батареї*):

- елементи напруги для радіопристроїв;
- «сухі» елементи для роботи різних приладів;
- елементи зі стандартною напругою для фізичних та фізико-хімічних вимірювань.

Особливе місце серед хімічних джерел струму належить **паливним елементам**⁶, в яких хімічна енергія реакцій горіння безпосередньо перетворюється в енергію електричного струму (рис. 7.4). У паливному елементі реагенти (як правило, гази) подаються безперервно у відповідні камери щоразу, коли потрібна електрична енергія.

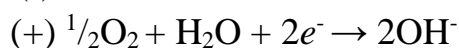
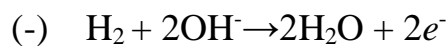
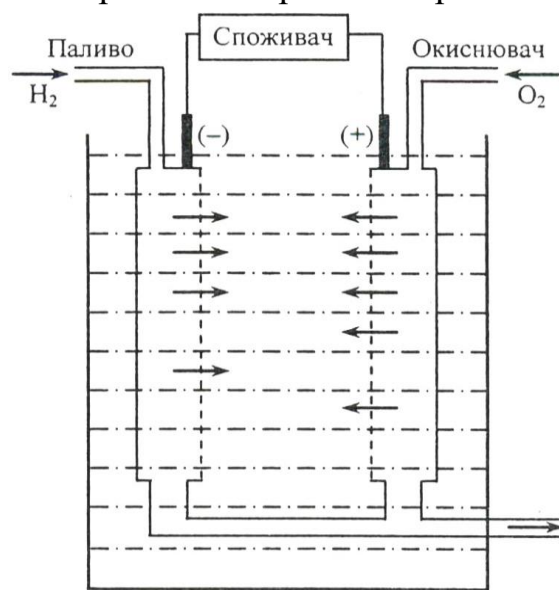
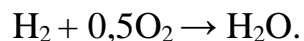


Рис. 7.4. Схема паливного елемента

На від'ємному електроді відбувається реакція $\text{H}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2e^-$,

На позитивному електроді відбувається реакція $0,5\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow 2\text{OH}^-$.

Отже, сумарна реакція зводиться до окиснення водню з утворенням води:



У побуті і техніці широкого поширення набули батареї та акумулятори.

I. Первинні батареї (Власне батареї). Завдання батареї – зберігати електричну енергію до того моменту, коли вона знадобиться. Первинна батарея являє собою паливний елемент у тому розумінні, що в ній реагенти витрачаються й більше не регенеруються зарядженням.

II. Вторинні батареї (Акумулятори). Акумулятори⁷ – пристрої, які дають змогу нагромаджувати та зберігати енергію електричного струму. Є такі види акумуляторів:

Кислотні (свинцевий) акумулятор (-)Pb, PbSO₄|H₂SO₄|PbO₂, Pb(+).

Розрядження $\rightarrow \text{Pb} + \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2e^- \leftarrow 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \leftarrow$ Зарядження.

Лужні (залізноїколовий) акумулятор електроди в яких – залізні пластини та пластини, покриті шаром гідроксиду ніколу (2+).

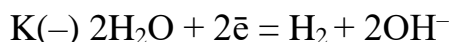
Зарядження $\rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2^- \leftarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{Fe} \leftarrow$ Розрядження.

7.6. Електроліз

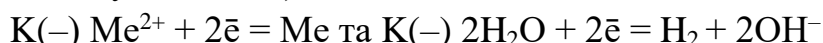
Електроліз⁸ – це окисно-відновні реакції, які перебігають під дією постійного електричного струму на електродах, вміщених у розчин або розплав електроліту. Продукти електролізу в розчинах залежать від положення металу в ряду електрохімічних потенціалів, складу аніона та матеріалу електродів. Електроліз складається з катодного та анодного процесів. Катодний процес відбувається на катоді – негативно зарядженому електроді, анодний – на аноді – позитивно зарядженому електроді. При електролізі, як і в гальванічному елементі, на катоді проходить процес відновлення, а на аноді – окиснення.

Катодні процеси

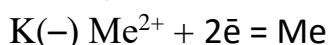
а) метали, розміщені у ряду активності до Al (катіони цих металів не відновлюються на катоді, а замість них відновлюється H₂O до H₂):



б) метали, розміщені між Al і H₂ (катіони цих металів розряджаються на катоді разом з молекулами H₂O)

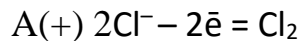


в) метали, розміщені після H₂ (при електролізі розчинів їх солей на катоді відновлюються лише катіони металу)

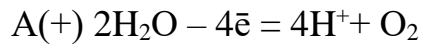


Анодні процеси

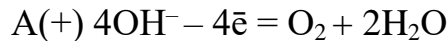
а) аніони безоксигеновмісних кислот (окислюються до елементарного стану) у такій послідовності: S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^- .



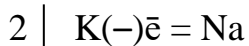
б) аніони оксигеновмісних кислот (SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , NO_3^- , CO_3^{2-}) на аноді окислюються молекули H_2O до O_2



в) аніони лугів – на аноді окислюються гідроксид-іони до O_2

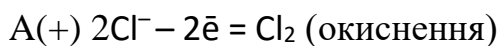
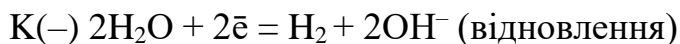
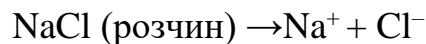


Наприклад, $NaCl$ (розплав) $\rightarrow Na^+ + Cl^-$

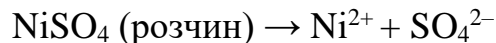


Окиснення на аноді може й речовина, з якої складається анод. Тому розрізняють процеси електролізу з *інертним* – нерозчинним (графіт, вугілля, платина) і *активним* – розчинним (Cu, Zn, Ag, Ni) анодом.

Наприклад, електроліз водного розчину $NaCl$ з нерозчинним анодом



Наприклад, електроліз розчину $NiSO_4$ з нікелевим анодом



K (-) Ni^{2+} , H_2O : $Ni^{2+} + 2\bar{e} = Ni$ (вода відновлюватись не буде, оскільки потенціал її відновлення менший (- 0,41 В), ніж у нікелю (- 0,25 В)).

A (+) SO_4^{2-} , H_2O , Ni: $Ni = Ni^{2+} + 2\bar{e}$ (буде окислюватись лише металічний нікель, оскільки йому відповідає найменший електродний потенціал порівняно з потенціалами води (1,23 В) та SO_4^{2-} (2,05 В)).

Отже, електроліз розчину $NiSO_4$ з нікелевим анодом полягає в розчиненні матеріалу анода та відновленні іонів нікелю на катоді.

7.7. Закони електролізу. Застосування електролізу

Проходження електричного струму через електрохімічні системи зумовлює перебіг у них хімічних реакцій. тому існує залежність між кількістю пропущеної електрики і кількістю речовини, що утворилась. Ці залежності відкрив М.Фарадей.

Перший закон Фарадея: маса речовини, що виділяється на електродах, пропорційна кількості електрики, що проходить крізь розчин електроліту.

$$m = q \cdot v_{\text{екв}} \quad (7.5)$$

де m – маса речовини, що виділилась на електроді, г; Q – кількість електрики, Кл ($q = I \cdot t$), I – сила струму (А), t – час електролізу (с); $q = F \cdot v_{\text{екв}}$, F – стала Фарадея (26,8 А·год/моль, або 96500 Кл/моль)); $v_{\text{екв}}$ – кількість еквівалентів речовини, що виділилась на електроді, г/Кл або г/А·с ($v_{\text{екв}} = m/M_{\text{екв}}$, $M_{\text{екв}}$ – молярна маса еквівалента речовини (M/n , n – число \bar{e})).

$$It = m \cdot F/M_{\text{екв}}, \text{ або } m = I \cdot t \cdot M_{\text{екв}}/F \quad (7.6)$$

Другий закон Фарадея: при проходженні однієї й тієї ж кількості електрики через розчини різних електролітів маси речовин, які виділяються на електродах, прямо пропорційні еквівалентним масам цих речовин.

$$m_1 / m_2 = M_{\text{екв}1} / M_{\text{екв}2} \quad (7.7)$$

Ці закони є вираженням того факту, що електричний струм у металах є потоком електронів. Тому кількість пропущеного електричного струму можна передати кількістю пропущених електронів, а кількість електронів визначає кількість речовини, що утворилась внаслідок реакції на електроді.

Вихід речовини за струмом⁹. Найчастіше на електродах окрім основної реакції відбуваються одна або кілька побічних, які потребують певної кількості електричного струму. Для врахування впливу таких паралельних реакцій упроваджено поняття виходу за струмом (V_c), який визначає яка частина пропущеної електрики припадає на дану електродну реакцію:

$$V_c = q_i / \sum q_i \quad (7.8)$$

де q_i – кількість електрики, витраченої на дану реакцію; $\sum q_i$ – загальна кількість електричного струму, пропущеного через систему.

Вихід за струмом можна обчислити також за співвідношенням:

$$V_c = m_{\text{пр}} \cdot 100\% / m_{\text{теор}} \quad (7.9)$$

де $m_{\text{пр}}$ – маса утвореної речовини, визначена експериментально; $m_{\text{теор}}$ – маса речовини, обчислена за законами Фарадея за припущення, що вся електрика використана для її утворення.

Використання електролізу (рис. 7.5)

- електроосадження на поверхню металу іншого металу, який міцно зчіплюється з покриваючим металом (предметом) – **гальваностегія**. Так можна покрити деталь тонким шаром золота, срібла, цинку, хрому, нікелю тощо (цинкування, хромування, нікелювання);
- отримання точних металевих копій з рельєфних предметів, які називаються матрицями (**гальванопластика**). Так виготовляють бюсти, статуї тощо;
- добування активних (Li, Na, Mg, Be, Ca, Al) та тугоплавких металів;

- очищення металів (електролітичне рафінування, електроекстракція).



Рис. 7.5. Приклади використання електролізу

Запитання для самоконтролю

1. Що таке окисник / відновник? Наведіть приклади відповідних речовин.
2. Види окисно-відновних реакцій. Навести приклади.
3. Що таке електродний потенціал? Як його вимірюють?
4. Як визначають стандартний електродний потенціал ?
5. Опишіть будову і принцип роботи гальванічного елемента.
6. Як працюють паливні елементи? Де їх застосовують?
7. Особливості будови і роботи оборотних гальванічних елементів (акумуляторів). Види акумуляторів.
8. Що таке електроліз? Порівняйте гальванічні елементи та електролізери.
9. Які особливості катодних та анодних процесів при електролізі?
10. Сформулюйте закони електролізу Фарадея. Яке вони мають значення?
11. Що таке вихід за струмом? Як його обчислити?
12. Наведіть приклади застосування електролізу.

ТЕМА 8. ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ. КОРОЗІЯ

Основні терміни: 1) руди; 2) надпровідність; 3) міцність; 4) пластичність; 5) сплави; 6) вуглецеві сталі; 7) леговані сталі; 8) чавун; 9) корозія; 10) хімічна корозія; 11) електрохімічна корозія; 12) інгібітори.

8.1. Методи одержання металів

Метали в природі

I група – **малоактивні** (Pt, Cu, Ag, Au ...) у вільному стані у вигляді вкраплень у гірські породи або самородки.

II група – **активні** (K, Na, Ca, Mg, Fe) у вигляді малорозчинних у воді сполук, стійких проти дії повітря:

а) легкі Me (хлориди, сульфати, карбонати, фосфати);

б) важкі Me (оксиди, сульфідни, карбонати).

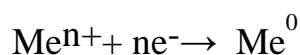
Сполуки Me з різними окисниками називають **рудами**¹. Найбільш поширені руди представлені у таблиці 8.1.

Таблиця 8.1. Руди

Оксидні руди	Fe ₂ O ₃ – гематит (червоний залізняк); 2Fe ₂ O ₃ x 3H ₂ O – лімоніт (бурий залізняк); Fe ₃ O ₄ – магнетит (магнітний залізняк); MnO ₃ – піролюзит; Al ₂ O ₃ xH ₂ O – боксит;
Сульфідні руди	PbS – свинцевий блиск; ZnS – цинкова обманка; HgS – кіновар; FeS ₂ – пірит;
Карбонатні руди	CaCO ₃ – кальцит (мармур, крейда ...); MgCO ₃ – магнезит; ZnCO ₃ – цинковий шпат; (CuOH) ₂ CO ₃ – малахіт;
Сульфатні і фосфатні руди	CaSO ₄ , Ca ₃ (PO ₄) ₂ – (майже не використовуються для добування Me).
Галідні (хлоридні) руди	NaCl – кам'яна сіль (кухонна); KCl – сильвін.

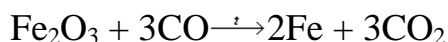
Основні методи одержання металів у металургії

Всі способи одержання металів зводяться до процесу їх відновлення:

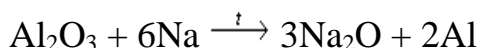
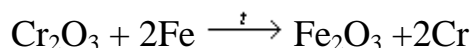


1. **Пірометалургійний** (при високій температурі і за допомогою відновника) чим активніший метал, тим сильніший відновник:

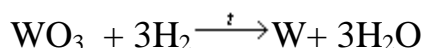
а) **карбометалургія** (відновник – кокс, деревне вугілля, оксид карбону(II) [d-елементи + Pb, Sn]:



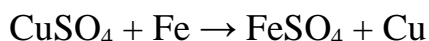
б) **металотермія** (відновник – активніший Me, ніж метал, який одержують):



в) **порошкова металургія** (відновник – водень) [Mo, W, Re]



2. **Гідрометалургійний** (перехід Me^{n+} у водний розчин та відокремлення цього розчину від пустої породи чи нерозчинної частини за допомогою активних металів):

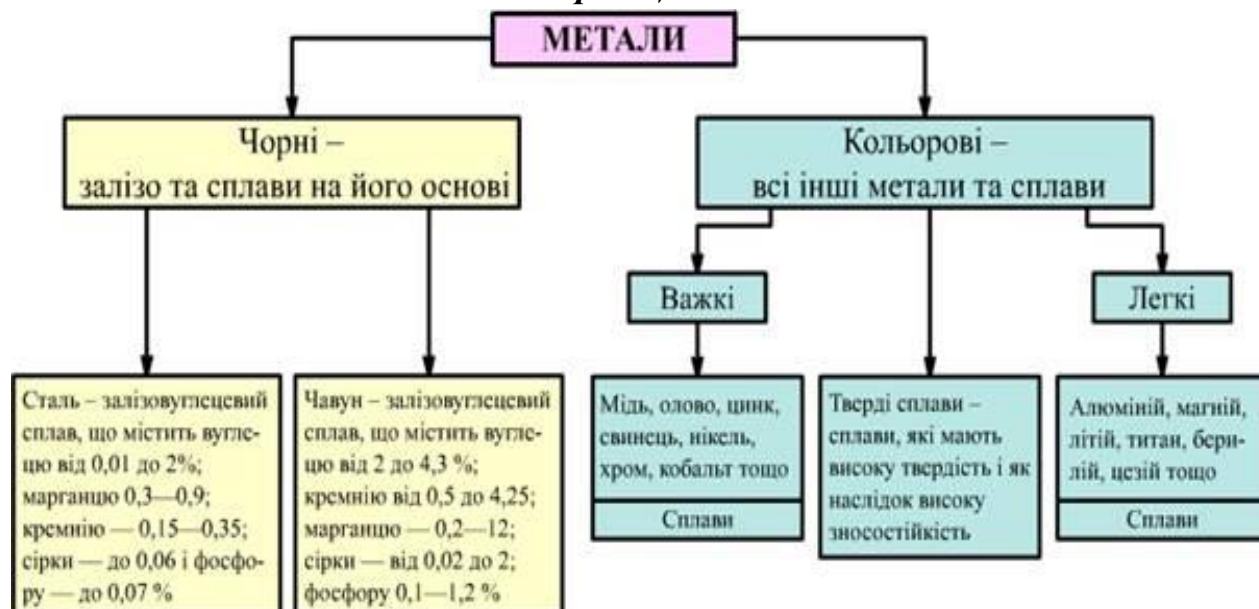


3. **Електрометалургійний** (електроліз розчинів або розплавів солей):

а) **активні метали** (електроліз розплавів солей чи гідроксидів);

б) **малоактивні метали** (електроліз розчинів солей).

Класифікація металів



I. **Чорні метали:** темно-сірий колір, висока температура плавлення, відносно висока твердість, поліморфні (рис. 8.1).

1) **Залізні Me** (залізо і як добавки до сплавів заліза: Co, Ni, Mn);

- 2) **Тугоплавні Me** (W, Mo) t плавлення вища за t плавлення (Fe) = 1536°C;
- 3) **Уранові Me** (актиноїди) – у сплавах для атомної енергетики;
- 4) **Рідкісноземельні Me** (лантанойди) – Sc, Y як присадки для сплавів;
- 5) **Лужні та лужноземельні Me** – у вільному стані лише як теплоносії в атомних реакторах.

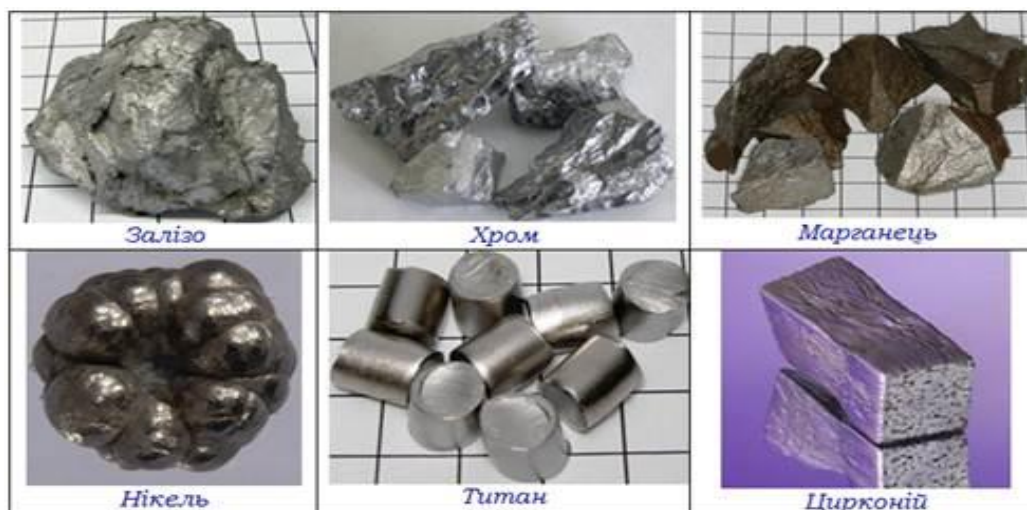
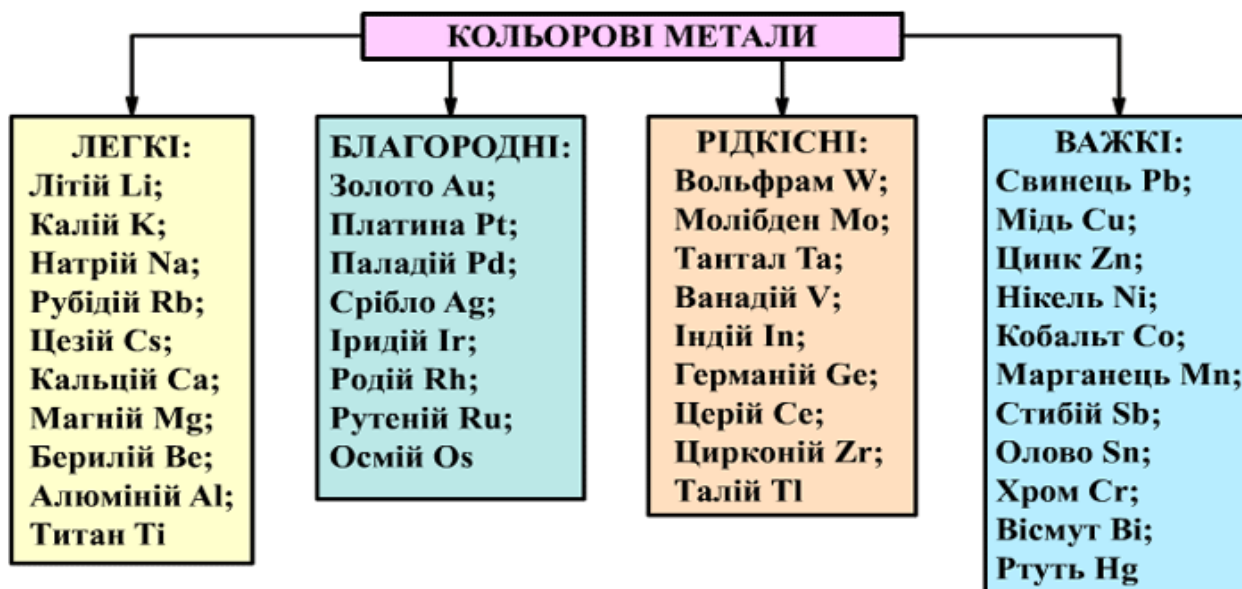


Рис. 8.1. Приклади чорних металів

II. Кольорові метали: мають характерне забарвлення (біле, жовте, червоне), малу твердість, велику пластичність, відносно малу температуру плавлення; немає поліморфізму (рис. 8.2).



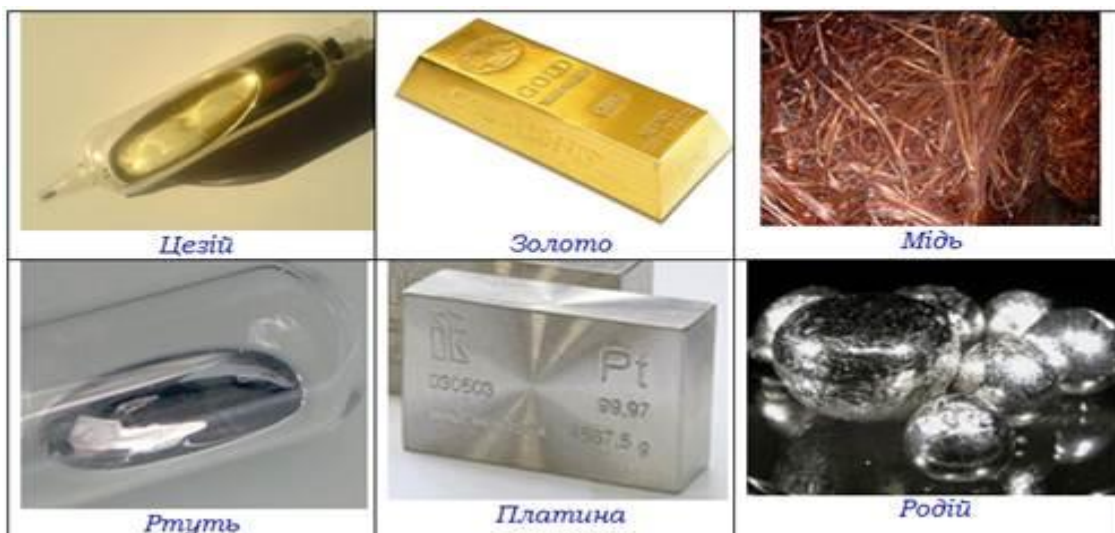


Рис. 8.2. Приклади кольорових металів

8.2. Будова металів та їх фізичні властивості

Найважливіші фізико-механічні властивості металів зумовлені особливим видом зв'язку – **металічним**. Він виникає між атомами металів внаслідок їх зближення за рахунок перекривання зовнішніх орбіталей. Проте він не є ковалентним неполярним, тому що електрони не фіксуються між двома атомами, а переходить в стан провідності і можуть належати всім атомам даного кристалу. Саме ці вільні електрони провідності («електронний газ») і здійснюють напрямлений металічний зв'язок.

Фізичні властивості

1. Агрегатний стан. Всі Метали (крім Hg) за з.у. – тверді кристалічні речовини: **найтвердіший** – Cr (= 0.9 твердості алмазу); **найм'якший** – Cs.

2. Електропровідність. Метали мають високу електропровідність завдяки електронам, що напрямлено пересуваються в електричному полі. Метали – провідники I роду, які проводять електричний струм без хімічних змін. **Кращими електропровідниками є:** Ag, Cu (T = 293 K); **гіршими:** Pb, Hg.

Зниженню електропровідності сприяє: 1)підвищення температури; 2)наявність домішок. **Підвищенню електропровідності сприяє:** 1)зниження температури (для деяких металів при $t = 0^{\circ}\text{C}$ вона прагне до нескінченності, що називається **надпровідністю**²).

3. Теплопровідність. Метали мають високу теплопровідність завдяки e^{-} , які стикаються з іонами, що коливаються і передають тепло у кристалічній решітці, при цьому відбувається енергетичний обмін. **Найвища теплопровідність:** Ag, Cu.

4. Металічний блиск. Метали не прозорі і мають специфічний блиск. Вони відбивають світлові промені, що зумовлено розсіюванням електромагнітних хвиль вільними електронами. Метали з високою тепло- і електропровідністю мають також високу відбивну здатність. Найбільшу мають Ag, Au. Більшість металів повністю відбиває світло всіх довжин хвиль і тому мають білий або сіро-чорний колір. І лише деякі метали (Cu, Au, Cs) поглинають зелений – синій і голубий (Au) колір сильніше ніж світло інших довжин хвиль, тому вони забарвлені в червоний і жовтий кольори. **Здатність відбивати світлові промені та радіохвилі застосовується у радіолокаційних установках.**

5. Магнітні властивості. Метали по-різному ведуть себе у магнітному полі. Мірою магнітних властивостей металів є магнітна сприйнятливість, що визначається сприйнятливістю речовини до магнітних силових ліній.

а) **діамагнітні** (Метали з від'ємною сприйнятливістю; виштовхуються з магнітного поля). Це метали *p*-елементи та I і II груп, які мають повністю заповнені *d* - підрівні;

б) **парамагнітні** (Метали з додатною сприйнятливістю, добре проводять магнітні силові лінії). Це атоми з неспареними електронами: *d*-елементи, (у яких *d*-підрівень заповнений частково) та *s*-елементи;

в) **феромагнітні** (Метали з особливою магнітною сприйнятливістю; здатні згущувати магнітні силові лінії та зберігати стан намагнічування). Це: Fe, Co, Ni та деякі лантаноїди.

6. *t* плавлення та кипіння: коливається в широких межах.

1) тугоплавкі (*t* плав. >1500°C) найбільша *t* плавлення W (3420 °C);

2) легкоплавкі (*t* плав. 1000°C) найнижча *t* плав. Hg (-38.9 °C).

У розплаві метали зберігають ознаки металічного зв'язку (електропровідність і блиск). У пароподібному стані руйнується металічний зв'язок, а *t* кипіння дуже високі. **Наприклад**, $t_{\text{кипіння}}(\text{Cu}) = 2877^\circ\text{C}$, $t_{\text{кипіння}}(\text{Pt}) = 4350^\circ\text{C}$. Температури плавлення і кипіння підвищується зі збільшенням порядкового номера елемента і є максимальною в елементів VI та VII груп, що мають найбільшу кількість неспарених електронів.

7. Густина. Її визначають величиною атомної маси, атомного радіуса і характером зв'язку між атомами. Із збільшенням порядкового номера густина зростає і найбільша в елементів 6-го періоду VII В та I В групах. [Os, Pt, Au] – велика атомна маса та відносно невеликий R. 1) легкі ($q < 6 \text{ г/см}^3$) найлегший Li ($q = 0.5 \text{ г/см}^3$) (лужні, лужно-земельні); 2) важкі ($q > 6 \text{ г/см}^3$) **найважчий** Os ($q = 22.6 \text{ г/см}^3$) (In, Pt, Re, W).

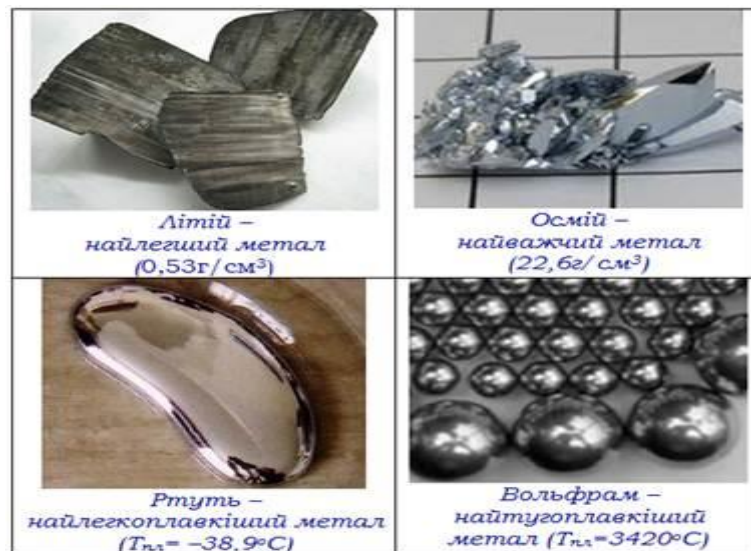
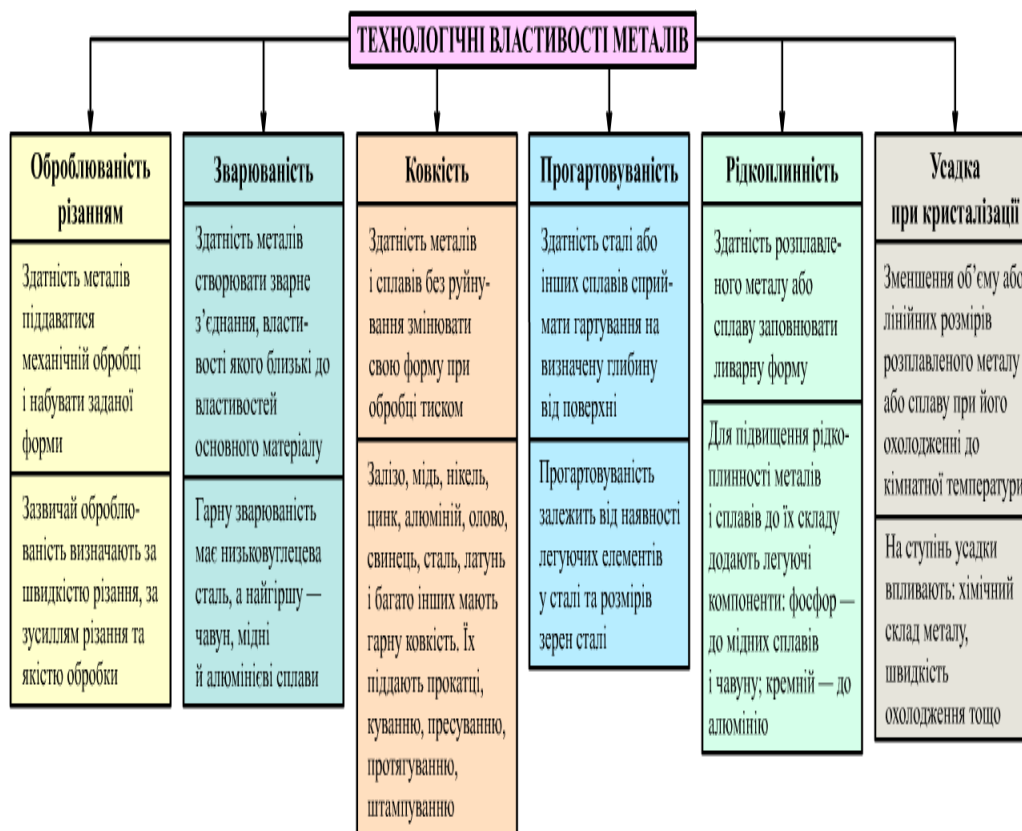


Рис. 8.3. Приклади легких і важких металів

8. Механічні властивості залежать від розмірів, форми розміщення монокристалів, умов кристалізації і методу термічної обробки:

а) **міцність**³ – опір металів руйнуванню;

б) **пластичність**⁴ – здатність металів зберігати форму після припинення дії деформуючих сил. Це дозволяє витягувати метали у дріт, прокатувати у листи, пресувати, кувати. Найбільшу пластичність мають такі метали – Cu, Ag, Au. *Наприклад*, 1г золота можна витягнути у дріт довжиною 2км, або пресувати у фольгу товщиною $8 \cdot 10^{-5}$ мм.



8.3. Хімічні властивості металів

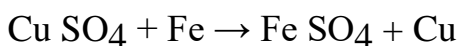
У вузлах кристалічних решіток металів є іони Me^{n+} , а між ними рухаються електрони. Тому існує рівновага:



Щоб відірвати іон металу від його кристалу (навіть у вакуумі) треба затратити велику кількість E , що є малоймовірним. Ймовірність цього збільшується, якщо метал занурити у розчинник або розчин солі цього металу. Кількість іонів металу, які відриваються від його поверхні буде залежати від здатності металу до окиснення, температури і концентрації розчину. Чим активніший метал, тим легше переходять його іони в розчин, а дуже активні метали (лужні і лужно-земельні) навіть розкладаються водою.

Внаслідок переходу Me^{n+} у розчин його поверхня заряджується позитивно, тому гідратовані іони утримуються біля поверхні негативно зарядженої пластинки металу, утворюється **подвійний електричний шар (ПЕШ)**. Отже, на межі поділу фаз метал-розчин виникає певна різниця потенціалів, яка називається **електродним потенціалом**.

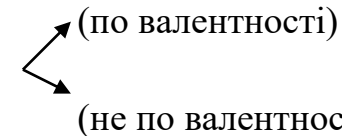
Хімічну активність металів характеризують за електронними потенціалами, вимірними за однакових (стандартних) умов і позначають E° . Для цього складають гальванічний елемент зі стандартного водневого електрода і будь-якого металевого електрода. ЕРС такого гальванічного елемента = різниці потенціалів з яких він складається. А оскільки $E^\circ H_2|2H^+$ рівний нулю, то величина $E^\circ_{Me} = EPC$ гальванічного елемента. Тому значення стандартних електронних потенціалів є не абсолютними, а відносними величинами.



$$EPC = E_K - E_A = E^\circ_{Me} - H_2/2H^+ = E^\circ_{Me}$$

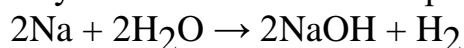
Метали у вільному стані завжди **відновники**. Їх загальні хімічні властивості подано нижче.

Загальні властивості металів

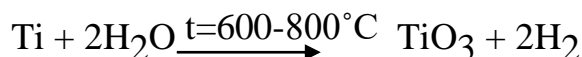
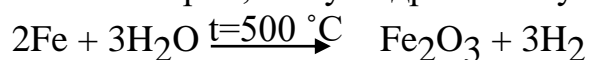
- 1) з неМе: $Me + neMe \rightarrow Me_x neMe_y$ 
- а) з киснем: $2Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO$ (оксид)
- б) з воднем: $Ca + H_2 \xrightarrow{t} CaH_2$ (гідрид)
- в) з галогенами: $2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$ (хлорид)
- г) з іншими неметалами: $4Al + 3C \rightarrow Al_4C_3$ (карбід)

2) з водою

а) лужні і лужноземельні метали при кімнатній температурі

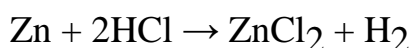


б) інші метали при t , або у подрібненому стані:

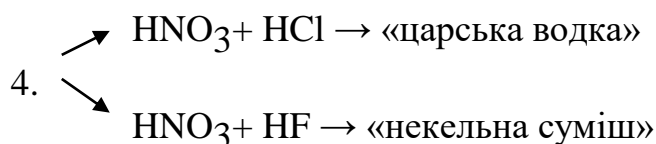
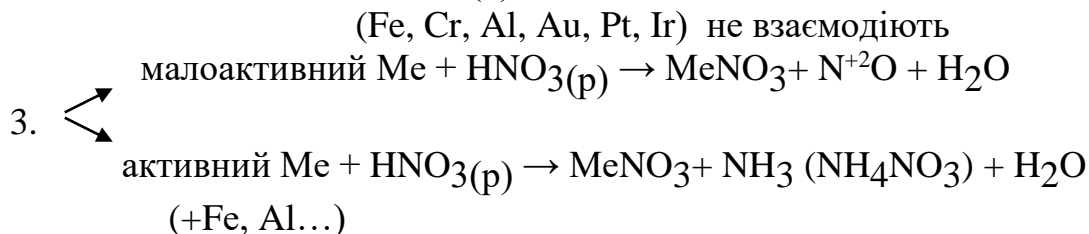
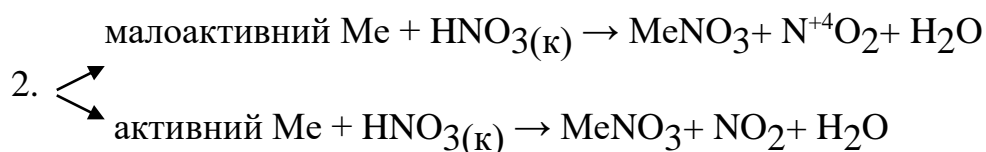
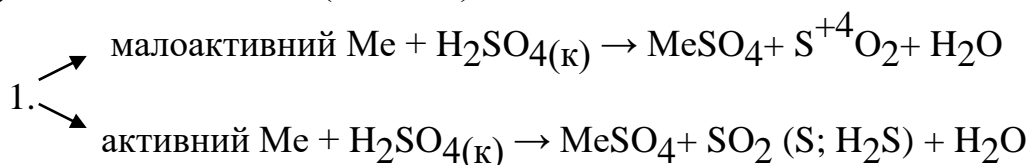


3) з кислотами в залежності від: - активності Me і окисних властивостей кислоти

а) Me до (H_2) неоксигеновмісні кислоти та $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{p})$



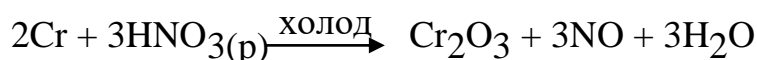
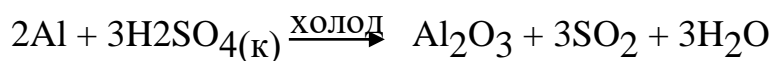
б) $\text{Me} +$ кислоти–окисники ($\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$, HNO_3 , HMnO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2SeO_4) продукти залежать від C (кислоти).



Найпасивніші метали окислюють такі суміші: $\text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{«царська водка»}$ $\text{HNO}_3 + \text{HF} \rightarrow \text{«пекельна суміш»}$

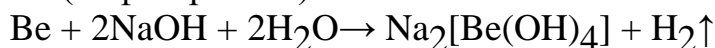


5. Деякі метали (Fe, Al, Cl ...) пасивують на холоді в $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$ та $\text{HNO}_3(\text{p})$



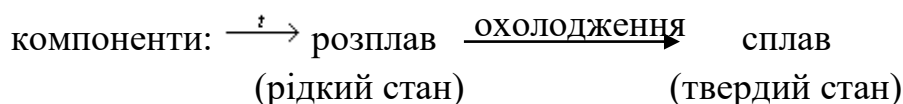
Оксидні плівки, що утворюються є захистом проти корозії.

4) з лугами (амфотерні Me)



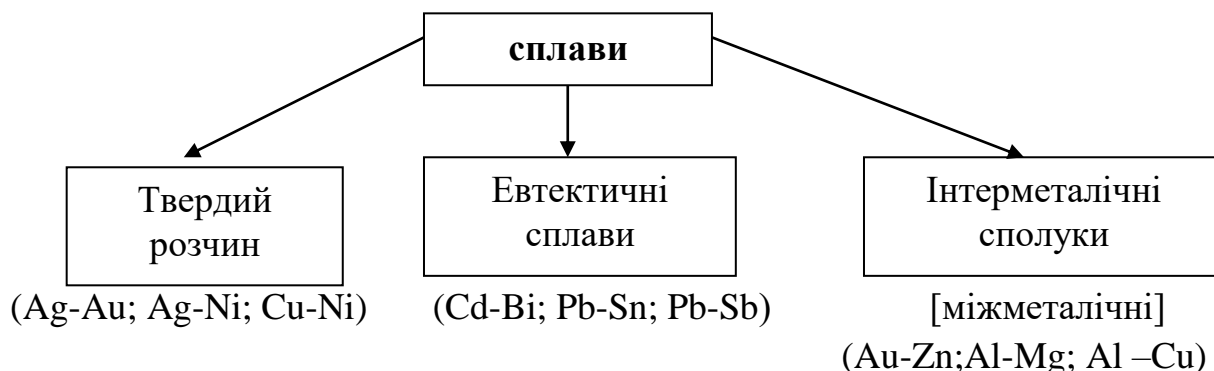
8.4. Сплави

Сплави⁵ – системи, які складаються з двох чи кількох металів або з металів і неметалів. Сплави мають найрізноманітніші властивості, тому в техніці використовують їх частіше, ніж чисті метали. При сплавленні металів, вони, як правило, розчиняються один в одному, а при охолодженні утворюють сплави. Схема добування сплавів подана нижче.



Властивості сплавів залежать від:

- 1) їх складу та структури;
- 2) умов кристалізації та термічної обробки;



Але деякі метали не утворюють між собою сплави. *Наприклад*, 1)Pb-Al; 2)Pb-Te; 3)Fe-Ag.

Характеристику деяких найпоширеніших сплавів подано в таблиці 8.2.

Таблиця 8.2. Склад і застосування найпоширеніших сплавів

НАЗВА СПЛАВУ	СКЛАД, %	ЗАСТОСУВАННЯ
1	2	3
Амальгама зубна	Си 30, Hg 70	Зубні пломби
Бронза звичайна	Cu 90, Sn 10	Декоративні вироби, машинобудування
Бронза алюмінієва	Cu 90, Al 10	Карбування монет
Дюралюміній	Al 94, Си 5, Mg 0,5, Мп 0,5	Авіабудування
Золото монетне	Au 90, Си 10	Карбування цінних монет
Золото зубне	Au 90, Си 6, Ag 4	Зубні протези
Латунь	Си 60, Zn 40	Машинобудування, декоративні вироби

Закінчення таблиці 8.2

1	2	3
Магналін	Al 95-87, Mg 5-13	Суднобудування
Мельхіор	Cu 80, Ni 20	Посуд, прикраси
Ніхром	Ni.60, Cr 20, Fe 14-18	Нагрівні елементи, провідники
Припій (лют) звичайний	Sn 50, Pb 50	Припаювання залізних предметів
Свинець акумуляторний	Pb 94, Sb 6	Пластини акумуляторів
Симулін	Al 86-88, Si 12-14	Машинобудування
Сталь арматурна	Fe 98-50, Ni 1-4, Cr 2-4	Залізобетон
струментальна	Fe 95-90, Mo 5-7, Cr 10-20	Інструменти
неіржавна	Fe 80-60, Ni 8-20, Cr 10-20	Посуд, медичні інструменти
Срібло монетне	Ag 90, Cu 10	Карбування монет
Чавун	Fe 95, C 2 (Mn, Si, P)	Конструкційні матеріали, переробка на сталь

8.5. Сплави заліза і вуглецю

Всі сплави заліза поділяються на сталі і чавуни. Сталі поділяються на групи за своїм хімічним складом і призначенням, чавуни, за тим, у якому стані міститься в них вуглець.

Види сталі (за хімічним складом)

1. Вуглецеві сталі⁶ – це сплави заліза з вуглецем, у яких вміст вуглецю не перевищує 2,14%. Проте у вуглецевій сталі промислового виробництва завжди є домішки багатьох елементів (Mn, Si, P, S). Кількість вуглецю у повільно охолодженій вуглецевій сталі значно впливає на її механічні властивості. Повільно охолоджена сталь складається з фериту і цементиту, причому кількість цементиту пропорційна вмісту вуглецю. Твердість цементиту набагато вища за твердість фериту, тому при збільшенні вмісту вуглецю в сталі її твердість підвищується. Однак, часточки цементиту утруднюють рух дислокацій у фериті, тому збільшення кількості вуглецю знижує пластичність сталі.

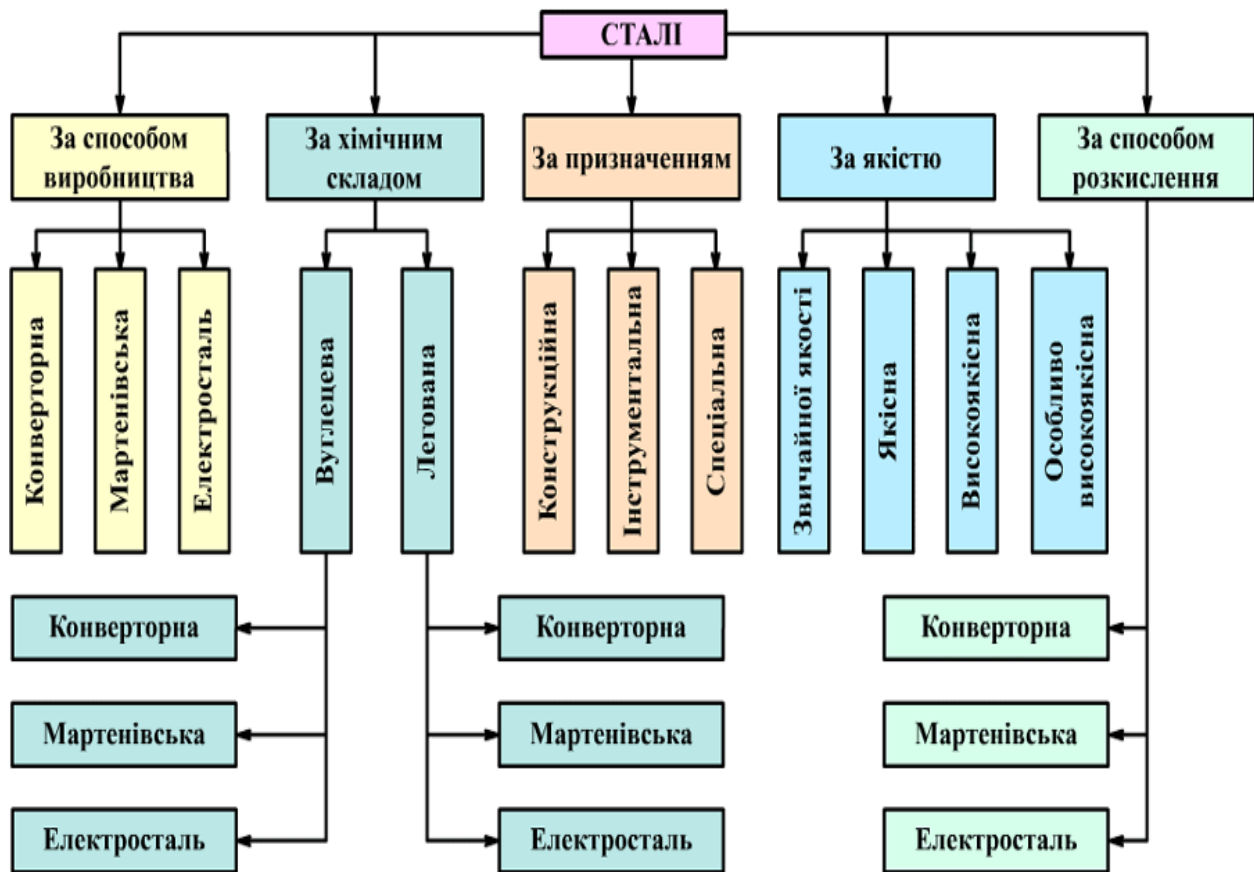
2. Леговані сталі⁷ – це сталь, яка містить легуючі елементи. *Легуючі елементи* – це елементи, які вводять в сталь у певних концентраціях для зміни її властивостей (Хром, Нікель, Манган; Силіцій, Ванадій, Молібден).

Різні легуючі елементи по-різному змінюють структуру і властивості сталі. Наприклад, тверді розчини марганцю та нікелю в γ -залізі при значному вмісті цих елементів стабільні від кімнатної температури до температури плавлення. Такі сплави заліза називають **аустенічними сталями**.

Для позначення марок легованих сталей використовують літерно-цифрову систему: кожний легуючий елемент позначають літерою. **Наприклад**, Х – хром; Н – нікель; Г – марганець. Перші цифри показують вміст вуглецю в сталі (у %), а цифра, яка йде після літери, вказує на вміст певного елемента (якщо його менше 1%, то цифри не ставлять). **Наприклад**, 12Г2 – сталь складу 0,10-0,15% вуглецю і 1,3-1,7% марганцю.

Види сталі (за призначенням)

- 1. Конструкційні сталі.** Мають високу міцність і пластичність, але разом з тим піддаються обробці тиском, різанню, зварюванню. Їх застосовують для виготовлення деталей машин, конструкцій і споруд. Як конструкційні можуть бути використані вуглецеві і леговані сталі. Основні легуючі елементи: хром (1%), нікель (1-4%), марганець (1-1,5%).
- 2. Інструментальні сталі.** Це вуглецеві і леговані сталі, які мають високу твердість, міцність і стійкість проти спрацювання. Потрібну твердість забезпечує вуглець (0,8-1,3%). Основний легуючий елемент – хром, іноді вольфрам і ванадій. Їх застосовують для виготовлення різальних та вимірювальних інструментів, штампів.
- 3. Сталі з особливими властивостями.** До цієї групи належать такі сталі:
 - 1) **нержавіючі** – стійкі проти корозії в атмосфері, вологому середовищі та розчинах кислот;
 - 2) **жаростійкі** – стійкі в корозійно-активних середовищах при високих температурах;
 - 3) **жароміцні** – зберігають високі механічні властивості при нагріванні до значних температур (належать до аустенітних сплавів);
 - 4) **магнітні** – добре намагнічуються і тривалий час зберігають залишкову індукцію. Для постійних магнітів використовують високовуглецеві сталі, а для осердя магнітних приладів – низьковуглецеві сталі з кремнієм.



Види чавуну

Чавун⁸ відрізняється від сталі не лише вмістом вуглецю, але й властивостями. Він дуже малою мірою здатний до пластичної деформації (в звичайних умовах не піддається куванню), але має добрі ливарні властивості.

Залежно від умов кристалізації, чавун може містити вуглець у вигляді цементиту, графіту, або у вигляді їх суміші. Так, **білий чавун** містить весь вуглець у вигляді цементиту, тому має високу твердість і крихкість. **Сірий чавун** містить вуглець у вигляді пластинок графіту, тому характеризується високими ливарними властивостями: низька температура кристалізації, текучість у рідкому стані, мала усадка. Сірий чавун також містить кремній і марганець. Його широко використовують у машинобудуванні.

Виготовляють й інші види чавуну, зокрема **високоміцний** (з магнієм) – для виготовлення прокатних валків, насосів, вентелів та **ковкий** (добувають з білого чавуну тривалим нагріванням) – для виготовлення деталей, що працюють при ударних і вібраційних навантаженнях.

8.6. Корозія металів

Корозія⁹ – це самочинний необоротний окисно-відновний процес руйнування металів під дією навколишнього середовища. Внаслідок корозії атоми металу переходять з його кристалічної решітки у сполуки з компонентами середовища. Це призводить до зменшення маси металу та погіршення багатьох його властивостей, зокрема міцності.

Корозія характерна для металів, які існують у природі не в самородному стані, а у вигляді хімічних сполук, що входять до складу мінералів та руд. Унаслідок корозійного руйнування метали знову переходять в оксиди, сульфіді, карбонати та інші сполуки, які термодинамічно стійкіші ніж чисті метали. Тому процеси корозії супроводжуються зменшенням енергії Гіббса, їхній перебіг відбувається мимовільно.

Корозію класифікують за характером руйнування та фізико-хімічним механізмом взаємодії металів з середовищем. За характером руйнівної дії виділяють такі види корозії: 1) *місцева (локальна)* – охоплює окремі ділянки металу, 2) *суцільна (загальна)* – охоплює всю поверхню металу. Корозія металів відбувається на межі поділу фаз метал – середовище і належить до окисно-відновних гетерогенних процесів, що супроводжуються виділення енергії. Вона може відбуватись в газах, атмосфері, воді, органічних розчинниках, розчинах електролітів за хімічним та електрохімічним механізмами. Тому розрізняють два види корозії: хімічна та електрохімічна.

1. Хімічна корозія¹⁰ реалізується в електроліті та сухих газах (взаємодія металу з агресивним середовищем). Вона супроводжується окисненням і утворенням на поверхні металу «оксидної плівки», без виникнення електричного струму. *Наприклад:*

$\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow$ на поверхні Fe утворюється плівка: 1)зовнішня – Fe_2O_3 ; 2)проміжна – Fe_3O_4 ; 3)внутрішня – FeO .

Швидкість хімічної корозії залежить від: 1)температури; б)природи Me; в) навколишнього середовища. При підвищення температури швидкість хімічної корозії збільшується.

2. Електрохімічна корозія¹¹ відбувається в розчинах електролітів, при наявності розчинника води (рис. 8.4). Окиснення відбувається з виникненням електричного струму. *Наприклад:*

а) $\text{Me} + \text{електроліт} \rightarrow$ гальванічний мікроелемент

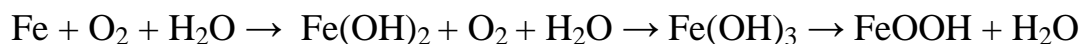
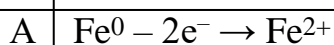
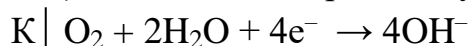
$\text{Fe} + \text{Cu}$ в кислому середовищі (HCl)

К | $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2^0$ (окисник; відновлення)

А | $\text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{+2}$ (відновник; окиснення)

$\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ (*воднева деполяризація*)

б) Fe + Cu в нейтральному середовищі (H₂O)



(киснева деполяризація).

в) Me + інертні домішки → гальванічний мікроелемент (на поверхні інертних домішок виділяється водень, тобто вона служить катодом:

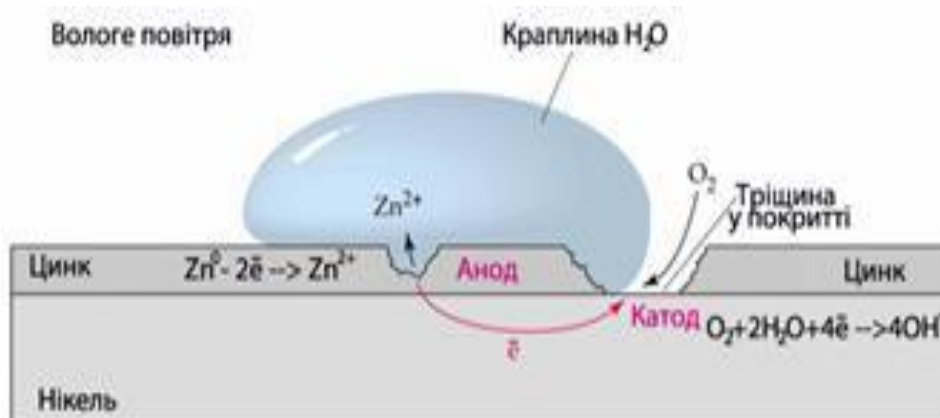


Рис. 8.4. Механізм електрохімічної корозії

Швидкість електрохімічної корозії залежить від: а) температури середовища; б) кислотності середовища. При підвищенні температури корозія збільшується при водневій деполяризації і корозія зменшується при кисневій деполяризації.

Чисті метали стійкіші до корозії ніж сплави, оскільки чистий метал погано взаємодіє з водою. Більшість металевих матеріалів, що застосовуються в побуті, техніці та промисловості, являють собою сплави різних металів. Проте навіть індивідуальний метал містить більшу або меншу частку домішок. В основному корозію розглядають як корозію залізних сплавів. На поверхні залізного сплаву, поряд із залізом містяться інші метали, які входять до складу сплаву, або метали-домішки (рис. 8.5).

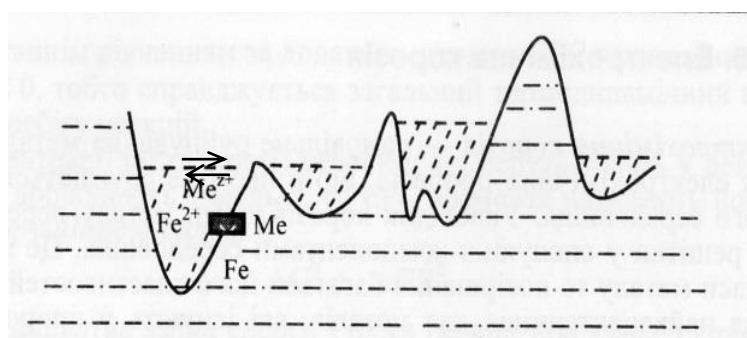


Рис. 8.5. Схематичне зображення поверхні залізного сплаву

У реальних умовах використовуються і піддаються корозії технічні метали, що містять домішки інших металів та їхніх сполук. Порівняно з чистими металами вони кородують значно швидше, що зумовлено роботою гальванічних пар. Корозійні гальванічні пари виникають у разі контакту двох різних металів із розчином електроліту або контакту металу з його сполукою, яка має металічну провідність.

Електричний струм у металах зумовлений рухом електронів, а в розчині – рухом катіонів від анодних ділянок до катодних та аніонів від катодних ділянок до анодних. При цьому корозії піддаються анодні ділянки, а катодні ділянки не руйнуються. Гальванічні елементи, унаслідок роботи яких відбувається корозія металу, називають *корозійними елементами* (рис. 8.6).

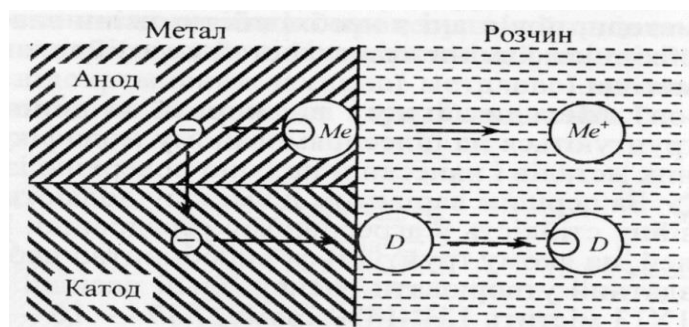
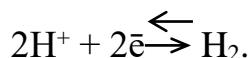


Рис. 8.6. Схема роботи корозійного елемента (D – окиснювач)

Наприклад, схема корозії сталі, в якій залізо контактує з цементитом – карбідом заліза Fe_3C . Під час корозії залізо поводить себе як активніший партнер контактної гальванічної пари і переходить у розчин у вигляді катіонів з утворенням анодної ділянки:



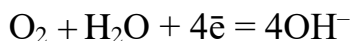
Електрони рухаються в бік цементиту (катодна ділянка), де при $pH < 7$ відновлюються іони Гідрогену.



Рівновага зміщується в бік утворення Fe^{2+} , які нагромаджуються в розчині. Електрохімічну схему цього корозійного елемента можна подати так:



Якщо $pH > 7$, то на цементиті відновлюються не іони Гідрогену, а розчинений у воді кисень:



Іони Fe^{2+} , які утворюються на анодних ділянках внаслідок розчинення заліза ($Fe^0 = Fe^{2+} + 2e^-$), сполучаються з гідроксид-іонами:



А гідроксид феруму (II), що утворився окиснюється до гідроксиду феруму (III): $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$.

8.7. Методи захисту від корозії

Заходи запобігання корозії вживають ще до початку виготовлення металічних виробів – на стадії їх раціонального антикорозійного конструювання, що дає змогу усувати неоднорідність конструкцій і враховувати особливості впливу середовища на метали.

Методи захисту від корозії можна поділити на три групи:

I. Зміни властивостей металів.

II. Зміни властивостей середовища.

III. Електричні методи.

Методи зміни властивостей металів

Ці методи гуртуються на цілеспрямованому модифікуванні хімічного складу конструкційних металів і нанесенні на їхню поверхню ізолювальних плівок.

За першим варіантом до металу додають **домішки**, які підвищують його корозійну стійкість в агресивному середовищі. *Наприклад*, легування сталей, на якому ґрунтується виробництво нержавіючих сталей. Вони містять хром, здатний утворювати пасивувальні оксидні плівки. Так, нержавіюча сталь марки IX13 містить 12-14% хрому; X17 – 16-18%; X17T – 16-18% хрому та 0,8% титану. Проте хромисті сталі здатні до **пітингової корозії**, тому до складу таких сталей додають також молібден.

За другим варіантом на поверхню металу наносять ізолювальні **неметалічні покриття**. Вони можуть бути **органічними** (мастила: мінеральні масла, вазелін, парафін, бітуми – для тимчасового захисту; високов'язкі мастила, лакофарбні покриття – для тривалого захисту) та **неорганічними** (емалі, кислототривкі плитки, цементи тощо). Захисні плівки на поверхні металів можна створювати перетворенням їхнього поверхневого шару на хімічні сполуки, які ефективно перешкоджають контакту металу з агресивним середовищем. Зокрема, оксиди, фосфати, борати, змішані важкорозчинні сполуки. *Наприклад*, анодне оксидування алюмінію та його сплавів.

Також на поверхню металу можуть наносити металічні плівки. Для цього використовують гальванічні процеси, гарячі методи нанесення покриття, методи напилення у вакуумі, термодифузійні методи тощо. Щодо основного металу розрізняють: катодні та анодні покриття.

Катодні покриття – це металеві покриття, потенціали яких у даному середовищі більші за потенціал металу-підкладки. *Наприклад*, олово, мідь,

нікель, срібло на вуглецевих або низьколегованих сталях. Їхня дія зумовлена механічною ізоляцією металевих виробів від впливу середовища. Тому порушення їхньої суцільності створює небезпеку відновлення корозійного процесу, який посилюється за рахунок роботи гальванічних пар (анодом є більш активний основний метал). Це може призвести до відокремлення захисної металевої плівки (рис. 8.7а), що часто можна спостерігати на прикладі корозії луджених (покритих оловом) консервних банок.

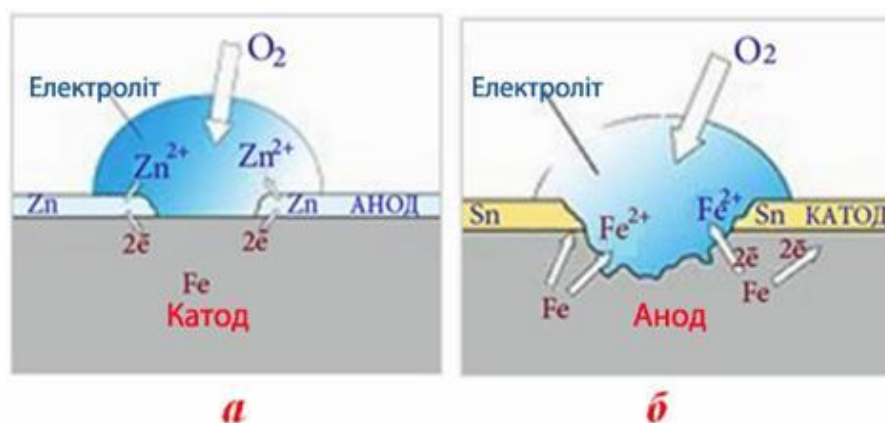


Рис. 8.7. Схема корозії заліза з різним покриттям

Анодні покриття – це металеві покриття, потенціал яких менший за потенціал основного металу (цинк, кадмій). *Наприклад*, внаслідок порушення суцільності цинкового покриття на залізі при потраплянні вологи на місці зруйнованого цинкового шару виникає гальванічна пара цинк-залізо. Цинк, як більш активний метал виконує роль анода, окиснюється і переходить у розчин у вигляді Zn^{2+} . Вивільнені електрони переходять на залізо і внаслідок цього рівновага залізного електрода повністю зміщується в бік металу і корозія заліза не відбувається (рис. 8.7б).

Методи зміни властивостей середовища

Захист досягається вилученням чи зменшенням вмісту в корозійному середовищі агресивних компонентів або за допомогою інгібіторів. До найпоширеніших агресивних компонентів корозійних середовищ належать кисень та іони Гідрогену. Зокрема, концентрацію розчиненого кисню знижують за допомогою деаерації розчинів їх нагріванням, барботуванням інертного газу, додаванням відновлювальних агентів (сірчистий газ, натрій сульфід, гідразин), нейтралізація середовища.

Інгібітори корозії¹² – це спеціальні хімічні речовини, які додають у малих кількостях до агресивного середовища для зниження швидкості корозійного процесу у десятки та сотні разів. Їх поділяють на **неорганічні** – дія яких гальмівна дія зумовлена окисненням поверхні металу з переведенням її у

пасивний стан (нітрити, хромати) чи утворенням плівки важкорозчинних сполук із металом (фосфати, борати, силікати) та *органічні* – поверхнево-активні речовини, які адсорбуються на поверхні металів і значно гальмують електрохімічні корозійні процеси (органічні сполуки з аміно-, іміно-, карбоксильними та іншими функціональними групами).

Електричні методи

До них належать катодний, анодний та протекторний захист. *Катодний захист* полягає у тому, що металоконструкції приєднують до негативного полюсу зовнішнього джерела струму (тобто їх перетворюють на катод). До позитивного полюса приєднують позитивно заряджений електрод, який виконує функцію анода (рис. 8.8). Внаслідок цього рівновага зміщується у бік металу, що захищається, і його корозія припиняється.

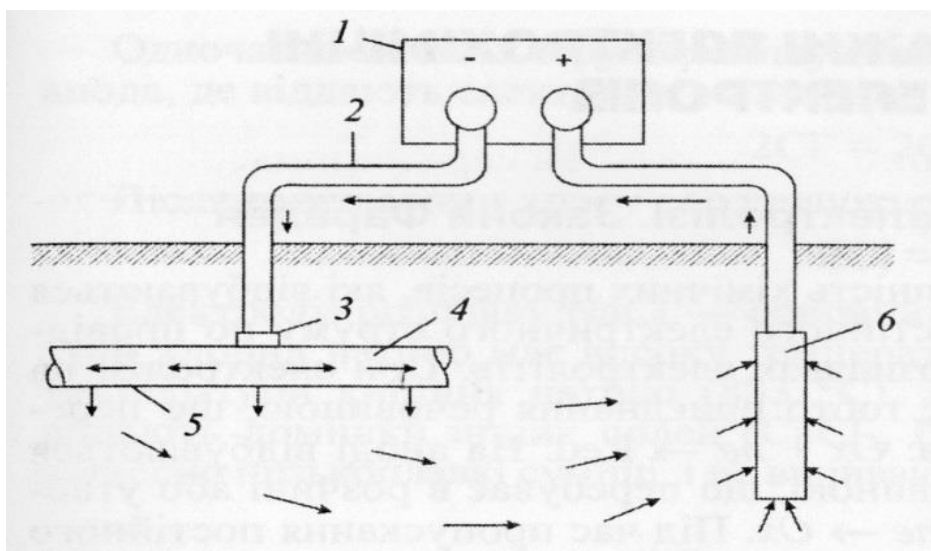


Рис. 8.8. Схема катодного захисту трубопроводу від грантової корозії:

- 1 – джерело постійного струму; 2 – ізолюваний провідник;
- 3 – ділянка дренажу; 4 – трубопровід;
- 5 – ізолювальне захисне покриття; 6 – анод

Протекторний захист полягає у тому, що від'ємний потенціал на металеву конструкцію подається за рахунок використання більш активного металу (цинк, магній, алюміній), ніж анод. Цей метал є джерелом електронів і створює в системі електричний струм потрібної сили (рис. 8.9).

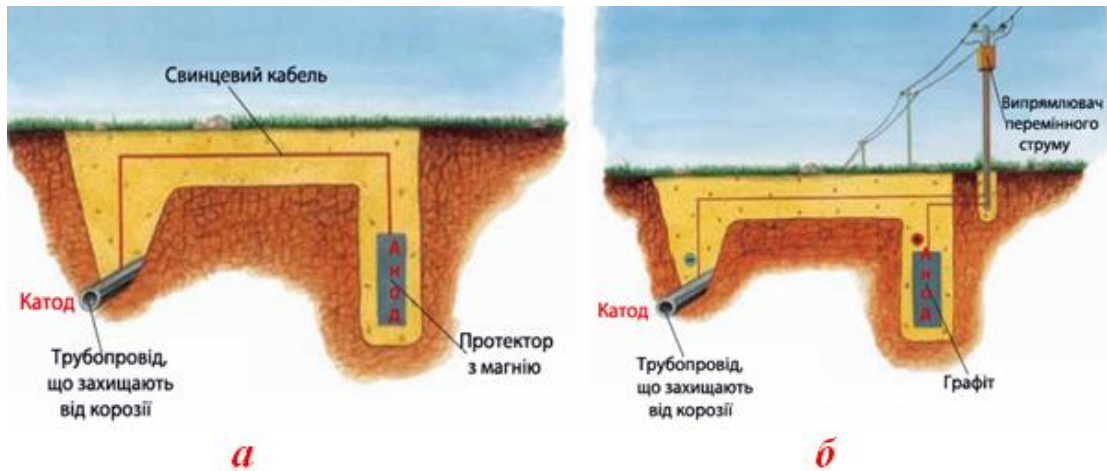


Рис. 8.9. Схема протекторного захисту

Анодний захист полягає в накладанні на метал позитивного потенціалу від джерела струму. За рахунок цього метал окиснюється і на його поверхні утворюється захисна плівка. Цей метод застосовують лише для металів і сплавів, які здатні за даних умов до пасивації.

Запитання для самоконтролю

1. Що є сировиною для добування металів?
2. Які способи одержання металів використовують у металургії?
3. Як класифікують метали?
4. Охарактеризуйте фізичні властивості металів.
5. Чому метали мають спільні властивості?
6. Як підвищити електропровідність металів? Що таке надпровідність?
7. Яка властивість металів застосовується у радіолокаційних установках?
8. Як поділяють метали за магнітною сприйнятливістю?
9. Завдяки чому метали можна витягувати у дріт, прокатувати у листи, пресувати, кувати?
10. Назвіть основні хімічні властивості металів.
11. Які є види сплавів? Як їх добувають?
12. Що таке корозія з точки зору хімії?
13. Які є види корозії? Чим суттєво вони відрізняються?
14. Чому чисті метали стійкіші до корозії ніж сплави?
15. Які є методи захисту металів від корозії?
16. Чому для захисту металу від корозії до нього додають домішки?
17. Коли і які застосовують інгібітори для захисту від корозії?
18. Чим відрізняється катодний і протекторний захист?

ТЕМА 9. ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ. **СПОЛУКИ КАРБОНУТА СИЛІЦІУ**

Основні терміни: 1) напівпровідники; 2) алмаз; 3) діамант; 4) графіт; 5) карбін; 6) полікумулен; 7) ізомеризація; 8) полімери; 9) олігомери; 10) пластичні маси; 11) наповнювачі; 12) пластифікатори; 13) стабілізатори; 14) барвники; 15) пінопласти; 16) пороутворювачі; 17) сонячні батареї.

9.1. Характеристика елементів неметалів

На відміну від металів, які мають металічний зв'язок, а тому й подібні властивості, неметали дуже різняться між собою. Кристали простих речовин, утворених неметалами, не мають електронної провідності і є ізоляторами – діелктриками (*наприклад*, сірка). Особливі властивості мають **напівпровідники**¹: при низьких температурах вони мають властивості ізоляторів, а при нагріванні та освітленні їх електропровідність досягає провідності металів (*наприклад*, кристалічні бор, кремній, чорний фосфор, селен, телур).

Типовими неметалами є: Гідроген (I група), Бор (III група), Карбон, Силіцій (IV група), Нітроген, Фосфор (V група), Оксиген, Сульфур, Селен (VI група), Флуор, Хлор, Бром, Іод (VII група). Елементи Арсен (V група), Телур (VI група), Астат (VII група) є лише частково неметалами, оскільки за зовнішнім виглядом та властивостями вони наближаються до металів. *Наприклад*, мишяк і телур мають вигляд кристалів сірого кольору з металічним блиском і металічною електропровідністю. Розглянемо властивості типових неметалів детальніше.

Характеристика типових неметалів

Гідроген (1H). Основна кількість Гідрогену на Землі перебуває у звязаному вигляді: вода, мінерали, вугілля, нафта, природний газ тощо. Гідроген як проста речовина – водень (H_2) – безбарвний газ, без запаху, погано розчинний у воді, але добре розчинний в деяких металах (нікель, платина, паладій). Він є найлегшим з усіх відомих газів. Його застосовують в хімічній промисловості (для синтезу хлороводню, аміаку, метилового спирту та ін. сполук), металургії (для відновлення металів з руд), ракетній та авіатехніці (як паливо), харчовій промисловості (при виробництві маргарину), наукових дослідженнях (у вигляді нукліду - Детерію) тощо.

Бор (3B). На Землі перебуває у вигляді сполук: борної кислоти (H_3BO_3) і боратів ($Na_2B_4O_7 \times 10 H_2O$ – бура). Бор існує в двох формах: аморфній (коричневій) та кристалічній (чорній). Кристалічний бор подібний до алмазу

(має тверді та прозорі кристали) та кристалічного кремнію (є напівпровідником). Бор та його сполуки застосовують в металургії (як добавку до сталі та кольорових сплавів), техніці (як ізолятор, твердіший від алмазу – боразон – BN), виробництві фаянсових та фарфорових виробів, паперу та шкіри, спеціальних сортів скла (бура), ракетній та авіатехніці (виготовлення деталей до реактивних двигунів і газових турбін – бориди металів – ZrB_2).

Карбон (6C). Карбон є одним із найпоширеніших елементів на Землі. Він знаходиться в природі як у вільному стані, так і в різних сполуках: карбонати, оксиди, вуглеводні. Більша його частина входить до складу карбонатів ($CaCO_3$, $MgCO_3$), нафти, природного газу, кам'яного та бурого вугілля. У природі зустрічаються великі поклади алмазу та графіту (рис. 9.1). В атмосфері Карбон знаходиться у вигляді карбон (IV) оксиду – 0,03%. У розчиненому стані карбон (IV) оксид міститься в усіх природних водах. Тканини живих організмів складаються зі сполук Карбону. Рослини поглинають вуглекислий газ і шляхом фотосинтезу утворюють життєвоважливі складні органічні сполуки. Сполуки Карбону є найчисельнішими та найрізноманітнішими, оскільки Карбон входить до складу всіх органічних речовин. Ця різноманітність пояснюється здатністю атомів Карбону зв'язуватись між собою з утворенням довгих ланцюгів та кілець.

Силіцій (${}_{14}Si$). Є одним із найпоширеніших елементів у земній корі (27%). Зустрічається у вигляді оксиду (SiO_2), силікатів та алюмосилікатів. Силіцій існує в двох формах: аморфній (бурий порошок) та кристалічній (має стальний блиск). Кристалічний силіцій твердий, непрозорий, тугоплавкий, хімічно інертний. Силіцій належить до напівпровідників, на відміну від алмазу, який є ізолятором. Тому великі кількості Силіцію виробляють для потреб електронної промисловості. Сполуки силіцію застосовують в металургії (для виготовлення сплавів на основі заліза, міді та алюмінію), техніці (для виготовлення фотоелементів, підсилювачів, напрямлювачів), будівництві (скло, кераміка, цемент, бетон) тощо. Так само, як Карбон є важливим елементом живих істот, так і Силіцій є головним елементом у світі мінералів та гірських порід. Тому далі детальніше зупинимось на розгляді сполук Карбону та Силіцію.

Нітроген (7N). У природі Нітроген знаходиться у вільному стані в складі повітря (у вигляді N_2 – 78% за об'ємом). Велика кількість Нітрогену входить до складу органічних сполук – білків, нуклеїнових кислот, вітамінів, алкалоїдів тощо. Найпоширенішими неорганічними сполуками Нітрогену є селітри ($NaNO_3$, KNO_3). Нітроген як проста речовина – азот (N_2) – безбарвний газ, без запаху, мало розчинний у воді, не отруйний. Сполуки Нітрогену

застосовують в хімічній промисловості (виробництво аміаку, нітратної кислоти, нітратних добрив).

Фосфор ($_{15}\text{P}$). В природі у вільному стані не трапляється, оскільки легко окиснюється. Знаходиться в земній корі у вигляді мінералів фосфориту ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) та апатиту ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{CaF}_2$ і CaCl_2). Входить до складу деяких білків. За звичайних умов Фосфор – це тверда речовина, яка має кілька алотропних видозмін, між якими можливі переходи (білий, червоний, чорний) (рис. 9.1). Практичне значення має чорний фосфор, який подібний до графіту і є напівпровідником. Також сполуки Фосфору застосовують у виробництві сірників, інсектицидів, фосфатних добрив, димових завіс тощо.

Оксиген ($_{8}\text{O}$). На Землі знаходиться у вільному стані в складі повітря (у вигляді O_2 – 21% за об'ємом). Оксиген як проста речовина – кисень (O_2) – безбарвний газ, без запаху, мало розчинний у воді, у рідкому стані притягується магнітом. Утворює сполуки з усіма хімічними елементами, крім Гелію, Неону, Аргону. З більшістю речовин взаємодіє безпосередньо, крім галогенів, золота, платини. Кисень застосовують в медицині (кисневі подушки), хімічній промисловості (для добування кислот), ракетних двигунах (як паливо).

Сульфур ($_{16}\text{S}$). В природі зустрічається у вільному стані (самородна сірка) і в складі сполук: сульфіди (ZnS , Cu_2S , HgS , FeS_2 , PbS) та сульфати ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \times 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова сіль, $\text{CaSO}_4 \times 2\text{H}_2\text{O}$ – гіпс). Сульфур входить і до складу білкових речовин. За звичайних умов сірка утворює крихкі жовті кристали, не розчинні у воді, але розчинні в сірководні, бензені та інших рідинах (рис. 9.1). Існують такі алотропні видозміни кристалічного Сульфуру: ромбічна та моноклінна, які різняться структурою кристалів, а не кількістю атомів у молекулах. Сірка є типовим активним неметалом, але на відміну від кисню може бути не лише окисником а й відновником. Сірку широко застосовують у виробництві сульфатної кислоти, сірководню, ультрамарину (синя фарба), сірників, гуми. Процес перетворення каучуку в гуму називається **вулканізацією**. Каучук з дуже великим вмістом сірки (**ебоніт**) використовують як електричний ізолятор.

Селен ($_{34}\text{Se}$). Цей неметал мало поширений у природі, в основному, його сполуки трапляються у вигляді домішок до природних сполук сірки. Селен утворює кілька алотропних модифікацій: аморфний (червоно-бурий порошок), склоподібний (чорний), кристалічний (крихкі сірі кристали з металічним блиском). Сірий та чорний селен є напівпровідниками і застосовуються для виготовлення фотоелементів, оптичних і сигнальних приладів, термоелементів сонячних батарей.

Галогени ($9F$, $17Cl$, $35Br$, $53J$). Завдяки великій хімічній активності галогени у природі знаходяться виключно у зв'язаному стані – в основному у вигляді солей галогеноводневих кислот. Так, **Флуор** трапляється найчастіше у вигляді мінералу плавикового шпату (CaF_2); **Хлор** – кухонної солі ($NaCl$); **Бром** – солей калію, натрію, магнію; **Іод** – солей гіпойодату (KJO_3) та йодату (KJO_4). Усі галогени мають дуже різкий запах, мало розчинні у воді, але добре розчинні в органічних розчинниках (етиловому спирті, диетиловому ефірі, хлороформі, бензені). За звичайних умов F_2 – жовтуватий газ, Cl_2 – жовто-зелений газ, Br_2 – червоно-бура рідина (рис. 9.1), J_2 – чорно-фіолетові кристали. Однакова будова зовнішнього електричного шару (ns^2np^5) зумовлює подібність галогенів у їх хімічних властивостях та у властивостях, утворених ними сполук. Галогени та їх сполуки широко застосовують у різних галузях: **фтор** (синтез органічних сполук – фреони (холодоагенти) та фторопласти (тефлон); виробництво мінеральних добрив (фторапатит); розділення ізотопів Урану), **хлор** (синтез неорганічних та органічних сполук – хлоридна кислота, хлорне вапно, хлорорганічні продукти (пластичні маси, синтетичні волокна, замінники шкіри; стерилізація питної води та знезараження стічних вод; відбілювання тканин), **бром** (виробництво лікарських речовин ($NaBr$), фотоматеріалів ($AgBr$), барвників), **йод** (виробництво фармацевтичних препаратів).

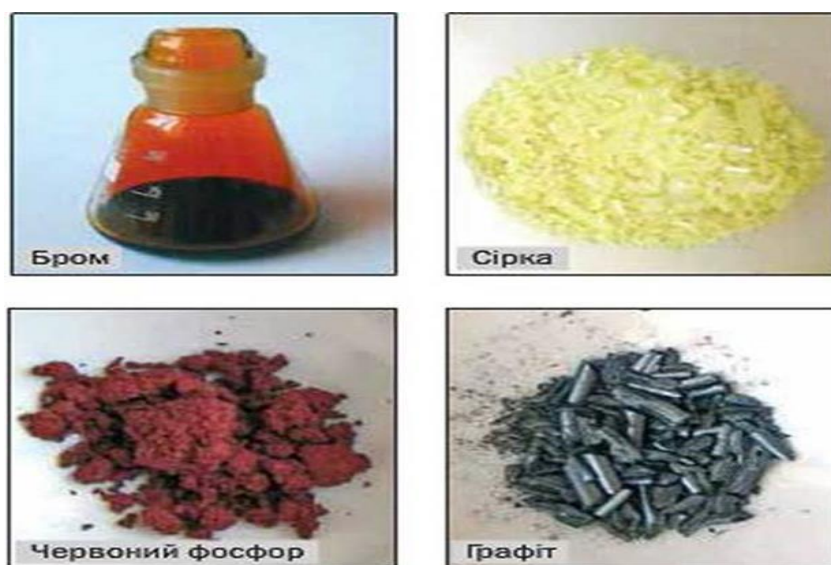


Рис. 9.1. Приклади неметалів

9.2. Алотропні модифікації Карбону

Карбон (як проста речовина) існує у вигляді декількох *алотропних видозмін* – це алмаз, графіт, карбін і полікумулен. Аморфний вуглець (сажа,

деревне і кісткове вугілля) не є окремою алотропною модифікацією, тому що складається з дрібнодисперсних кристалів графіту. **Алмаз**² – це прозора безбарвна кристалічна речовина. У кристалічній решітці алмазу (рис. 9.2а) атомні орбіталі Карбону знаходяться у стані sp^3 -гібридизації. Кожний атом утворює чотири міцні ковалентні зв'язки. По відношенню до будь-якого атома Карбону чотири найближчих сусідніх атоми розташовані у вершинах правильного тетраедру. Міцні тримірні зв'язки у кристалічній решітці алмазу визначають його найважливіші фізичні та хімічні властивості.

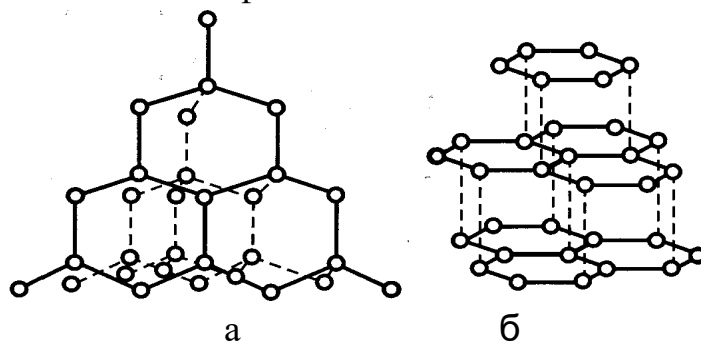


Рис. 9.2. Кристалічні решітки алмазу та графіту

Алмаз найтвердіший з усіх відомих у природі речовин. Він не проводить електричний струм, погано проводить теплоту, хімічно малоактивний. Кислоти і луги не діють на нього навіть при високій температурі. Алмаз горить лише у чистому кисні при 600-800°C. Алмази можна одержати штучно з графіту при високому тиску і високих температурах у присутності металічних каталізаторів (Cr, Fe, Pt). В Інституті надтвердих матеріалів Академії наук України налагоджений процес одержання штучних алмазів з графіту при температурі 3000° С та тиску 100000 атм.

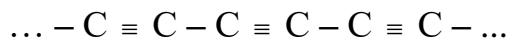
Саме висока міцність алмазу надає можливість використовувати його для обробки особливо твердих матеріалів. Добре відшліфовані прозорі кристали алмазу називають **діамантами**³, з них виготовляють ювелірні прикраси. Лише 20% добутих алмазів йдуть на виготовлення прикрас (діамантів), а 80% використовують в технічних цілях.

Графіт⁴ – це сіро-чорна кристалічна речовина з металічним блиском. На відміну від алмазу він дуже м'який і добре проводить електричний струм. Графіту властиві тугоплавкість, жаростійкість і хімічна інертність. Атоми Карбону у графіті розташовані в кутах правильних шестикутників, які знаходяться у паралельних площинах (рис. 9.2б). Кожний атом Карбону на площині оточується трьома сусідніми (sp^2 -гібридизація атомних орбіталей). Довжина зв'язку С-С досить мала (0,134 нм), а відстань між паралельними шарами графіту дуже велика (0,335 нм). Це вказує на існування слабкого зв'язку між шарами. Тому графіт має меншу ніж алмаз густину і легко

розщеплюється на тоненькі лусочки. Цим пояснюється здатність графіту залишати написи на папері.

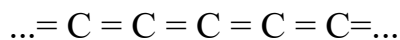
Графіт широко використовують у техніці. З нього виготовляють електроди в електролізерах, вогнестійкі тиглі, рухомі контакти в електричних двигунах, мастильні матеріали та олівці. У зв'язку з тим, що графіт має здатність поглинати нейтрони, він є основним конструкційним матеріалом у ядерних реакторах. Штучний графіт одержують шляхом сумісного нагрівання суміші коксу з піском і смолами у спеціальних печах при температурі близько 3000°C з подальшою кристалізацією одержаного «аморфного вуглецю».

Карбін⁵ – це чорна дрібнокристалічна речовина, яку одержують дегідруванням ацетилену, в умовах окиснювального процесу ($\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^+$) при прожарюванні до 1000 °С. При цьому одержують лінійний полімер, в якому атомні орбіталі Карбону знаходяться у стані sp-гібридизації:



Довжина зв'язку С–С у карбіні ще менша, ніж у графіті (0,126 нм). При нагріванні до 800 °С карбін перетворюється на графіт. **Карбін** має напівпровідникові властивості і застосовується у фотоелементах.

Полікумулен⁶ – це лінійний полімер Карбону, в якому атоми Карбону з'єднані подвійними зв'язками:



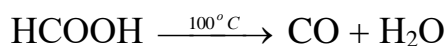
9.3. Сполуки Карбону

Оксигеновмісні неорганічні сполуки Карбону

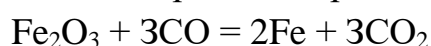
Оксид карбону (II) CO – це безбарвний, отруйний газ, без запаху. Він утворюється при спалюванні вуглецю або його сполук при недостатчі кисню, а також внаслідок взаємодії оксиду карбону (IV) з розжареним вугіллям:



У лабораторії оксид карбону (II) одержують нагріванням до 100°C форміатної кислоти HCOOH у присутності сульфатної кислоти:

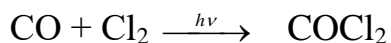


За хімічною будовою, деякими фізичними і хімічними властивостями оксид карбону(II) має велику схожість з молекулярним азотом. Енергія зв'язку в молекулі CO — 1075 кДж/моль — близька до енергії зв'язку в молекулі N₂ — 940 кДж/моль. Це пояснюється тим, що, як і в молекулі N₂, в оксиді карбону (II) існує потрійний зв'язок. Наявність потрійного зв'язку в молекулі пояснює хімічну інертність оксиду карбону (II) за звичайних умов. При нагріванні він виявляє відновні властивості, що широко використовують у пірометалургії:



Оксид карбону (II) є несолетворним оксидом, однак пропусканням струму CO над розплавленим NaOH одержують сіль формиатної кислоти – формиат натрію HCOONa. Таким чином, у жорстких умовах (200°C, 15,2·10⁵ Па) оксид карбону (II) виявляє властивості ангідриду.

Під дією світла оксид карбону (II) вступає в реакцію з хлором:



Внаслідок реакції утворюється COCl₂, який з хімічної точки зору є хлорангідридом карбонатної кислоти. **Фосген** – це сильна отрута, яка спричиняє параліч дихальних шляхів. Фосген використовують у хімічній промисловості для одержання барвників, ліків, пластмас і каучуків.

Оксид карбону (IV) CO₂ (вуглекислий газ) – це безбарвний газ, у 1,5 раза важчий за повітря. Під дією високого тиску (≈5,05 · 10⁶ Па) перетворюється на безбарвну рідину. При її охолодженні внаслідок випарювання CO₂ перетворюється на тверду снігоподібну масу («сухий лід»). Близько 0,03% оксиду карбону (IV) входить до складу повітря. Він утворюється при горінні вугілля, окисненні органічних речовин (процеси дихання, бродіння, гниття), міститься у багатьох мінеральних водах. У техніці його одержують випалюванням вапняку:



Такий вуглекислий газ може містити домішки. Тому у харчовій промисловості використовують вуглекислий газ, який збирають над чанами, в яких проходить бродіння при одержанні спирту. В лабораторіях CO₂ одержують в апараті Кіппа дією на мрамур хлоридної кислоти:



За хімічною природою оксид карбону (IV) є кислотоутворюючим оксидом. При розчиненні у воді утворює нестійку карбонатну кислоту.

Карбонатна кислота (H₂CO₃) – це двоосновна кислота, яка утворює середні та кислі солі. Перші називають **карбонатами**: Na₂CO₃ і CaCO₃; другі – **гідрогенкарбонатами**: NaHCO₃ і Ca(HCO₃)₂. Усі гідрогенкарбонати та карбонати лужних металів і амонію добре розчинні у воді.

Солі карбонатної кислоти термічно нестійкі. Стійкими є лише карбонати лужних металів. Вони, окрім Li₂CO₃, плавляться без розкладу. Розкладання карбонатів лужноземельних металів необхідно проводити при значному нагріванні, так CaCO₃ розкладається при 825°C:



Карбонати малоактивних металів (Купруму, Аргентуму, Меркурію), зовсім нестійкі. Для розкладання Ag₂CO₃ достатньо нагрівання до 100°C. Гідрогенкарбонати як лужних, так і лужноземельних металів легко розкладаються при слабкому нагріванні:

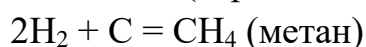
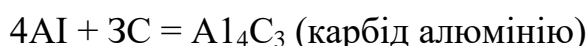


Карбонат натрію, або **кальциновану соду** (Na_2CO_3), широко використовують у багатьох галузях народного господарства: для виробництва скла, мила, паперу, як миючий засіб тощо. Карбонат калію, або **поташ** (K_2CO_3), одержують, пропускаючи вуглекислий газ у розчин гідроксиду калію. Застосовують для виробництва рідкого мила, оптичного тугоплавкого скла.

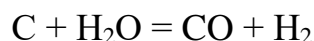
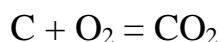
Сполуки Карбону з неметалами

За звичайної температури вуглець інертний, а при нагріванні реагує з багатьма металами, неметалами, оксидами металів, кислотами. **Як окисник**, він здатний приєднувати чотири електрони, виявляючи ступінь окиснення -4.

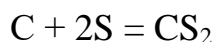
Наприклад:



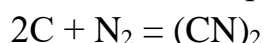
Як відновник, вуглець віддає два або чотири валентні електрони, виявляючи у своїх сполуках ступінь окиснення +2 та +4:



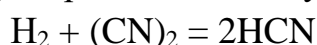
Дисульфід карбону CS_2 – це безбарвна рідина з низькою температурою кипіння $46,2^\circ\text{C}$. Її пара дуже токсична і легко спалахує. Він є гарним розчинником для багатьох органічних речовин, наприклад жирів, смол, фарб тощо, а також деяких неорганічних речовин (сірки, бром, йоду). Дисульфід карбону утворюється при взаємодії вуглецю з сіркою при високій температурі:



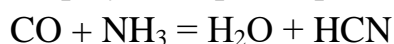
При високій температурі в умовах електричного дугового розряду вуглець взаємодіє з азотом, утворюючи **диціан** – безбарвний отруйний газ:



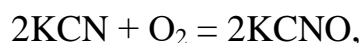
Диціан реагує з воднем, утворюючи ціанідну кислоту — HCN:



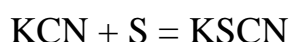
У промисловості HCN одержують при нагріванні CO і NH_3 за реакцією:



Ціанідна кислота HCN – це безбарвна летка рідина із запахом гіркої мигдалю, надзвичайно отруйна, добре розчинна у воді. Водні розчини ціаніду гідрогену називають або **синильною кислотою**. Це слабка кислота ($K_D = 6,2 \cdot 10^{-10}$). Ціаніди калію і натрію KCN і NaCN застосовують при добуванні золота. Солі активних металів добре розчинні у воді, а менш активних, як правило, малорозчинні. Ціанідна кислота і ціаніди містять Карбон у ступені окиснення +2, тому вони порівняно легко окиснюються. Так, при нагріванні розчини ціанідів поступово окиснюються киснем повітря, утворюючи ціанати:



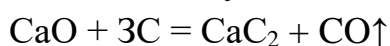
а при кип'ятінні розчинів ціанідів з сіркою утворюються **тіоціанати (роданіди)**:



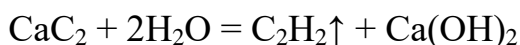
На відміну від ціанідів роданіди не отруйні. Тіоціанат-іони, як і ціанід-іони, відіграють роль лігандів у комплексних сполуках, їх використовують в аналітичній хімії. Тіоціанат гідрогену у вільному стані дуже нестійкий і існує лише у вигляді розведених розчинів.

Сполуки Карбону з металами

Карбіди – це сполуки Карбону з металами, які утворюються при високих температурах. **Наприклад**, карбід кальцію CaC_2 , який має велике практичне значення, одержують сплавленням оксиду кальцію з вугіллям:



З нього добувають ацетилен:



Карбіди деяких металів відзначаються дуже великою твердістю і високими температурами плавлення, так температури плавлення карбідів танталу та гафнію (TaC і HfC) відповідно дорівнюють 3900 і 3890°C .

Алмазоподібний ковалентний карбід силіцію SiC має високу твердість, тугоплавкість і хімічну інертність. **Карборунд** SiC за своєю міцністю нагадує алмаз, тому з нього виготовляють точильні бруски, шліфувальний папір, ріжучий матеріал, нагрівальні елементи і абразиви.

Карбід заліза, або **цементит** Fe_3C має складну кристалічну структуру і характеризується високою твердістю (близька до твердості алмазу) та крихкістю. Тверде залізо має здатність розчиняти в собі багато елементів. Проте ця розчинність залежить від кристалічної модифікації заліза і температури. Так, в α -залізі вуглець розчиняється дуже мало, такий твердий розчин називається **феритом**. А в γ -залізі – значно більше, такий твердий розчин називається **аустенітом**. Механічні властивості фериту та аустеніту залежать від вмісту в них вуглецю. Але при всіх концентраціях вуглецю ферит та аустеніт менш тверді і більш еластичні, ніж цементит.

Органічні сполуки Карбону

Всі органічні сполуки містять у своєму складі Карбон, незалежно від способу добування (природно чи штучно). Крім Карбону вони можуть містити такі елементи як Гідроген, Оксиген, Нітроген, Сульфур, Фосфор. Але при такому незначному якісному складі елементів на сьогодні отримано мільйони органічних сполук. Це пов'язано з тим, що атом Карбону в збудженому стані здатний утворювати чотири ковалентні зв'язки. Винятковою властивістю Карбону, що зумовлює різноманітність органічних сполук, є здатність його атомів сполучатись міцними ковалентними зв'язками один з одним,

утворюючи вуглецеві ланцюги, практично необмеженої довжини. Валентності атомів Карбону, які не пішли на взаємне з'єднання, використовуються для приєднання інших атомів або груп. Також для органічних сполук характерне явище **ізомеризації**⁷ – утворення сполук, які мають однаковий якісний і кількісний склад, але різну будову та властивості. Причому, ізомерія може бути структурна, просторова, міжкласова, що в разі збільшує різноманітність органічних сполук.

Залежно від будови вуглецевих ланцюгів органічні речовини поділяють на такі ряди:

1. **Сполуки з відкритим ланцюгом атомів Карбону або ациклічні сполуки.** Вони поділяються на *насичені* (лише прості одинарні зв'язки) та *ненасичені* (подвійні або потрійні зв'язки між атомами Карбону).
2. **Сполуки із замкнутим ланцюгом атомів Карбону або карбоциклічні.** Вони поділяються на *ароматичні* (наявність циклічної групи з шести атомів Карбону) та *алициклічні* (всі інші карбоциклічні сполуки).
3. **Гетероциклічні.** Вони містять в циклі, крім атомів Карбону, атоми інших елементів – Оксигену, Нітрогену, Сульфуру.

Сполуки кожного із рядів поділяються на класи. У рядах ациклічних та карбоциклічних сполук найпростішими є вуглеводні, що складаються лише з Карбону та Гідрогену. Всі інші сполуки цих рядів розглядають як похідні вуглеводнів, утворені, заміщенням одного чи кількох атомів Гідрогену іншими атомами чи групами атомів (додаток Д).

9.4. Полімерні конструкційні матеріали

Речовини, молекулярна вага яких перевищує 5000, називають високомолекулярними сполуками, або **полімерами**⁸. Полімерні сполуки, що мають меншу, ніж 5000, молекулярну вагу, називають **олігомерами**⁹. Молекули полімерів і олігомерів складаються з структурних одиниць – **мономерних ланок**, які багаторазово повторюються.

Класифікація полімерів

Полімерні матеріали, які використовують в чистому вигляді в якості основного або зв'язуючого матеріалу бувають різних класів.

I. В залежності від складу основного ланцюга:

- карбоцепні;
- гетероцепні;
- елементоорганічні.

II. По формі макромолекул і порядку розміщення валентних зв'язків:

- лінійні;
- розгалужені;
- просторові.

III. За методами синтезу:

- полімеризаційні;
- поліконденсаційні.

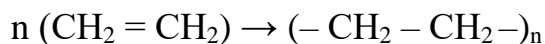
IV. По відношенню до температури:

- термопластичні;
- термореактивні.

Добування полімерів (з мономерів)

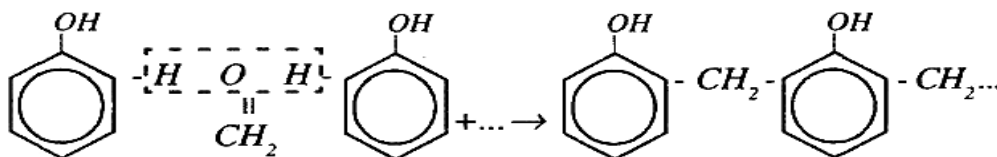
Полімери добувають двома основними шляхами:

1. Полімеризація – це процес синтезу полімерів, при якому об'єднання мономерів відбувається за рахунок розриву одного з подвійних або потрійних зв'язків і без змін елементарного складу. Внаслідок реакції полімеризації не виділяються низькомолекулярні речовини, а тому елементарний склад полімеру, порівняно з мономером, не змінюється. *Наприклад*, добування поліетилену:



де n – *ступінь полімеризації*.

2. Поліконденсація – це реакція утворення полімерів шляхом взаємодії між собою поліфункціональних сполук, що супроводжується зміною елементарного складу та виділенням низькомолекулярних сполук. Усі сполуки, молекули яких мають не менше двох функціональних груп, здатні до реакції поліконденсації. Тобто, реакція поліконденсації визначається функціональними групами. *Наприклад*, утворення фенол-формальдегідної смоли:



Агрегатні стани полімерів

Агрегатні стани полімерів визначаються їх надмолекулярною структурою. Усі полімери, не досягнувши температури фазового переходу рідина–газ, руйнуються, тому перебувають лише у двох агрегатних і станах. При кімнатній температурі полімери, як правило, перебувають в аморфному стані, молекули полімеру розміщені безладно. Можна виявити лише ближній порядок розташування окремих ланок молекули. Однак, незважаючи на це, полімери одержують у кристалічному стані. Такі надмолекулярні структури

утворюються з аморфного полімеру, залежно від умов кристалізації та орієнтації полімерів.

Ланцюги *аморфного стану полімеру* як вихідного стану для перетворень розміщені безладно і перетинають один одного. Проте можна створити умови, за яких полімер перейде у кристалічний стан у вигляді цілих пакетів молекул кристала. Нерідко пакети бувають у вигляді сферичних кристалів, які складаються з великого числа кластерів. У кристалічному стані стан макромолекули є рівноважним, тобто молекула перебуває в найвигіднішому енергетичному стані.

Кристалічний стан полімеру формується через утворення кластерів, які агломеруються у надмолекулярні утворення - кристали. Вважають, що у формуванні кристалу бере участь активний центр і ріст кристалу відбувається на активному центрі. Активні центри росту можуть утворюватись на катализаторі, і через адсорбцію катализатор впливає на ріст первинної структури кристалу - кластеру.

Отже, полімери можуть перебувають лише у двох агрегатних станах. Проте, залежно від зовнішніх умов, полімери можуть перебувати у трьох фізичних станах: склоподібному, високоеластичному та в'язко-текучому.

Особливі властивості полімерів виявляються під час вивчення їх електричних властивостей. *Наприклад*, полімери здатні електризуватися. Тіла, що зберігають постійне електричне поле, називають **електретами**. Вперше електрети були отримані шляхом дії сильного електричного поля на розплав полімеру. За таких умов макромолекули полімеру набувають від'ємних і додатних зарядів. Якщо такий полімер швидко охолодити до склоподібного стану, такий порядок зарядів у полімері зберігатиметься. При деформації цього полімеру, наприклад, під дією звука, заряди переміщатимуться, що викликатиме струм у колі, в який включено електрет.

9.5. Пластичні маси

Пластичні маси¹⁰ – це різні композиції на основі полімерів, або чисті полімери, тобто, пластичні маси можуть складатися повністю з полімеру. *Наприклад*, поліетил, поліпропілен, тетрафторполіетилен та ін. Однак здебільшого пластична маса містить 20-70% полімеру, який є зв'язуючою речовиною, решту 80-30% становлять наповнювачі, пластифікатори, стабілізатори та барвники (рис. 9.3).



Рис. 9.3. Полімерні матеріали

Наповнювачі¹¹ заповнюють простір між молекулами полімеру, поліпшують взаємний зв'язок між молекулами і цим підвищують їх якість, зменшують витрати полімерного матеріалу. Від природи наповнювача залежать механічна міцність, в'язкість, теплопровідність та діелектричні властивості полімерів. У виробництві пластичних мас використовують наповнювачі органічного (деревне борошно, бавовняні та синтетичні тканини) і неорганічного (азбест, скляна тканина, біла і чорна сажі) походження.

Пластифікатори¹² підвищують пластичність пластмас і цим зменшують їх крихкість. При цьому пластмаса, стаючи еластичнішою, добре обробляється. Як пластифікатор часто застосовують маслоподібні органічні речовини: складні ефіри фталевої та себацінової кислот і бутилового спирту.

Стабілізатори¹³ запобігають розкладу пластмас в процесі їх переробки й експлуатації, тобто сповільнюють їх деструкції. Як стабілізатори застосовують хлористий кальцій, силікат і стеарат свинцю та багато інших речовин, які відіграють роль інгібіторів.

Барвники¹⁴ вводять у пластичні маси для того, щоб надати їм необхідного естетичного вигляду. Як барвники використовують різні пігменти. *Наприклад*, оксид цинку, охра, залізний сурик, муміє та ін. З органічних барвників використовують родамін, нігрозин тощо. Барвники повинні бути стійкими до світла та температури. Прозорі пластмаси переважно не забарвлюють, і в такому вигляді їх застосовують для виготовлення виробів.

Пластмаси використовують як важливі конструкційні матеріали, які нерідко замінюють кольорові метали. Формування виробів із пластичних мас

здійснюють різними методами: гарячим пресуванням і пресуванням литтям, литтям під тиском та ін. Вибір методу формування виробів із пластмас залежить від властивостей пластичного матеріалу і насамперед визначається термомеханічною кривою полімеру, який виконує функцію зв'язуючої речовини. При формуванні виробу полімер має перебувати у в'язко-текучому стані, а при експлуатації – у склоподібному. Проте при нагріванні пластмаси поведуть себе по-різному – залежно від поведінки полімерів, а тому їх поділяють на термореактивні та термопластичні.

При нагріванні **термореактивних полімерів** поряд із зміною міжмолекулярних сил і енергії молекул відбувається хімічна взаємодія молекул, скажімо, лінійний полімер перетворюється на просторовий або сітчастий полімер. Цей полімер втрачає властивість переходити у високо-еластичний стан. З огляду на викладене пластмаси, які при нагріванні структуруються, переходячи у склоподібний, нерозчинний стан, називають термореактивними. Прикладом термореактивних пластмас можуть бути пластмаси на основі формальдегідних сечовиноальдегідних полімерів та ін. Формальдегідні пластмаси, в яких наповнювачем є папір, називають **гетинаксом**. Якщо наповнювачем є бавовняна або склотканина, то відповідно пластмаси називають **текстолітом**, або **склотекстолітом**. Наповнювачами можуть бути металічні порошки, які з полімером утворюють **металопласти**.

Термопластичні пластмаси зворотньо переходять із склоподібного у високоеластичний, текучий стани і навпаки. До термопластичних зв'язуючих речовин належать поліетилен, поліпропілен, капрон, найлон та ін. Вироби з термопластичних пластмас доцільно виготовляти методом лиття під тиском. Термопластичні полімери широко використовують для одержання плівок і штучних волокон. Плівками покривають різні деталі машин та радіоелектронної апаратури. При цьому завис порошку пластмаси в повітрі подають у полум'я газового пістолета. Пролітаючи крізь полум'я, частинки пластмаси частково оплавляються і спрямовуються на холодний метал, де вони осідають щільним шаром.

Синтетичні волокна добувають із синтетичних полімерів: полікапролактаму (капрон), поліетилентетрафталату (лавсан), поліакрилнітрилу (нітрон) та ін., протискуючи їх у високоеластичному стані через фільтри – невеличкі ковпачки, у дні яких розміщено від 20 до 40 тис. отворів діаметром 0,05-0,1 мм. З фільтра полімер виходить і застигає у вигляді жмутка волокон.

При виготовленні деталей з термореактивних пластмас полімер розчиняють і розчином просочують наповнювач. Розчинник випаровують, а сумішню заповнюють прес-форму, яку нагрівають. Пластмаса плавиться

добре, заповнює прес-форму і перетворюється у склоподібний стан, адже відбувається хімічна взаємодія. Формування пластмасових виробів можна здійснити на основі олігомерів. Рідким олігомером заливається форма і додається ініціатор полімеризації. Олігомер полімеризують у полімер. Цим самим його переводять у склоподібний стан.

Останнім часом широкого застосування набули поруваті пластмаси, які виготовляють з полі- або олігомерів і називають **пінопластами**¹⁵. За своєю структурою пінопласти нагадують застиглу піну і є дуже легкими. **Наприклад**, питома густина пінокарбаміду становить 0,015 г/см³. Добування поруватих пластмас здійснюють за допомогою **пороутворювачів**¹⁶ – речовин, які при нагріванні розкладаються з виділенням газу. У полімер додають, **наприклад**, вуглекислий амоній або карбонат натрію, а суміш засипають у прес-форми, які нагрівають під певним тиском.

9.6. Полімерні діелектрики

Сучасний розвиток електротехніки характеризується використанням різних за властивостями діелектриків, які називаються в техніці **електроізоляційними матеріалами**. Серед органічних діелектриків важливе місце посідають матеріали на основі полімерних сполук. Речовини, які ми зараз називаємо полімерами відомі давно. Волокна рослинного та тваринного походження (бавовна, шовк, шерсть), з яких виготовляють тканини, деревина, яка використовується як будівельний матеріал, шкіра, білкові харчові речовини, які відіграють велику роль в житті людини.

При зародженні електротехніки для електричної ізоляції використовувалися лише природні полімерні матеріали: бавовняна та шовкова пряжа, папір, картон, не вулканізований каучук. По мірі розвитку електротехніки і засобів зв'язку, використання більш високих напруг і частот підвищувалися вимоги до електроізоляційних матеріалів. Синтетичні полімери по своєму різноманіттю мають переваги над природними полімерами. **Синтетичні полімери** використовуються для електричної ізоляції в чистому вигляді, в суміші з іншими допоміжними матеріалами або в якості основи при виготовленні лаків.

В залежності від властивостей і призначення виробів композиційні матеріали поділяють на:

Пластифіковані смоли одержують, вводячи в полімер пластифікатор, які збільшують гнучкість. **Пластифікатори** – це низькомолекулярні нелеткі сполуки з низькою температурою кристалізації. Пластифікатор проникає і і роз приділяється між макромолекулами полімера.

Пресматеріали і пластмаси на їх основі – це суміші термореактивних смол з наповнювачами та іншими добавками. Складові пресматеріалів знаходяться в дрібнодисперсному стані, тому такі суміші називаються преспорошками.

Слоїсті пластики складаються із полімерної сполуки, яка відіграє роль зв'язуючого і волокнистої основи (папір, тканина). Їх одержують, пресуючи просочений папір або тканину на гідравлічних пресах під високим тиском при високій температурі, при якій синтетичні смоли необоротно переходять в твердий стан.

Просочені або лаковані матеріали складаються з волокнистої основи (тканини, паперу або шнура) і полімерного матеріалу, який покриває тонким шаром поверхню волокон, тканини або паперу. Тканина або папір надають виробу високу механічну стійкість і гнучкість, а плівка з полімерного матеріалу – високу електричну міцність.

Гумові суміші і гуми на їх основі виготовляють на основі високо еластичних полімерів, які називають еластомерами, або канчуками. Суттєва складова гумових сумішей – вулканізуючий агент (сірка або її сполуки).

Вулканізуючі полімери містять вілканізуючий агент перекисного типу, деколи наповнювачі.

Пороутворюючі полімери містять речовини – **порофори**, які здатні при нагріванні розкладатися, утворюючи газу. Найчастіше це органічні сполуки, які виділяють азот. Завдяки виділенню газу полімер спінюється, і в ньому утворюються закриті пори, рівномірно розподілені по всій масі матеріалу. Газу зменшують діелектричну проникність матеріалу. Спінення може відбуватися і без порофорів частковим розкладом однієї із сполук, яка приймає участь в синтезі полімера.

Лаки – це розчини плівкоутворюючих речовин (основа лаку) в органічному розчиннику.

Компаунди, на відміну від лаків, не містять розчинників, ними заливають і просочують обмотки і деталі електричних пристроїв.

9.7. Сполуки Силіцію

Силіцій оксид (SiO₂) або кремнезем є найстійкішою сполукою Силіцію. Він трапляється у природі в кристалічній формі (кварц) та у вигляді аморфних прихованокристалічних мінералів (яшма, агат, опал, кремій). Кварц трапляється поодинокими кристалами або невеликими скупченнями (нарости гірського кришталю), а також у вигляді зерен у граніті. Гірський криштал, що містить домішки, які надають йому бузкового забарвлення називається

аметистом, бурого – димчастим топазом. Дрібні зерна кварцу – це звичайний пісок. Чистий пісок має білий колір, але частіше він забарвлений сполуками заліза в жовтий та червонуватий колір. Кремнезем у вигляді піску застосовують в будівництві, для виготовлення скла, кераміки, цементу, бетону.

Кристалічний SiO_2 дуже твердий, плавиться при температурі 1610°C , у воді не розчинний. Але нагрітий під тиском він розчиняється у воді і це використовують для вирощування монокристалів штучного кварцу. Кварц здатний деформуватись під впливом електричного поля і цю властивість застосовують в звукозаписуючій та звуковідтворюючій апаратурі та для генерації ультразвукових коливань. Під час охолодження розплавленого силіцій оксиду утворюється прозора склоподібна маса аморфного SiO_2 . Вироби з кварцового скла витримують нагрівання до 1200°C і здатні пропускати ультрафіолетове проміння.

Силікатна кислота ($n\text{SiO}_2 \times m\text{H}_2\text{O}$) погано розчиняється у воді, але добре змочується водою, утворюючи колоїдні розчини (золі). За допомогою стабілізаторів можна отримати стійкі золі, а без стабілізатора золь переходить в гель – затверділий колоїдний розчин. Якщо такий гель висушити, то утвориться пористий продукт – силікагель, що застосовується як осушувач та адсорбент.

Силікати (Na_2SiO_3 , K_2SiO_3). Ці силікати розчинні у воді і зовні подібні до скла, тому їх називають розчинним або *рідким склом*. Його застосовують для виготовлення кислототривкого цементу і бетону, гасонепроникних штукатурок по бетону, просочування тканин, вогнезахисних фарб по дереву, хімічного зміцнення слабких ґрунтів. Силікати – це компоненти таких гірських порід, як базальт, граніт, гнейс, сланці. Природними силікатами є польовий шпат, слюда, глина, азбест, тальк. Коштовними каменями є кристалічні природні силікати – смарагд, топаз, аквамарин.

9.8. Будова і принцип роботи сонячних батарей

Сонячна батарея (панель)¹⁷ є фотоелектричним генератором, принцип роботи якого заснований на фізичних властивостях напівпровідників. Термін служби сонячної батареї в основному досягає 25 років. На сьогоднішній день на ринку збуту переважають в основному три види сонячних батарей: тонкоплівкові, монокристалічні та полікристалічні сонячні панелі.

Монокристалічні сонячні батареї складаються з величезної кількості силіконових осередків, які виконують функцію перетворення енергії сонячних променів, що потрапляють на їх поверхню, на електричну.

оптимальною кількістю осередків у монокристалічних батареях вважається 36. Це досить добре відбивається на виробленні електроенергії. Монокристалічні батареї досить легкі й компактні, здатні трохи згинатися (рис. 9.4). Завдяки цій властивості їх можна встановлювати на нерівних поверхнях, де складно домогтися правильного кута нахилу.



Рис. 9.4. Монокристалічні сонячні батареї

Батареї з монокристалів мають надійний і міцний склопластиковий корпус. Завдяки йому всередину установки волога не проникає, тому дані установки можна використовувати на кораблях далекого плавання. Більш надійними і довговічними сонячні батареї робить відсутність рухомих елементів. Сфера застосування монокристалічних сонячних батарей досить широка, це може бути і зарядка акумуляторів, електроживлення для садових насосів, забезпечення живлення бортового обладнання корабля, освітлення садових і присадибних ділянок, живлення сигналізації і засобів зв'язку, і так далі. У даного виду сонячних батарей максимальна потужність досягається за умов, якщо небо буде ясным, температура повітря +25 градусів Цельсія, панелі направлені прямо на сонце. Значно знизити потужність установки може навіть невелика хмарність (близько 70%), а в разі сильної хмарності можна вважати, що робота сонячної батареї блокована, так як потужність знижується на 90%. Для того щоб отримати оптимальну потужність, діапазон температур повітря повинен коливатися в рамках 15–25 градусів Цельсія. Для наших широт зміна сонячної енергії, безпосередньо залежить від сезону. Для того щоб не змінювати постійно, напрямок панелей рекомендується встановити їх у напрямку до екватора, відхилення має дорівнювати широті місцевості.



Тонкоплівкові сонячні батареї є найбільш дешевим варіантом з усіх існуючих видів батарей (рис. 9.5). Це досить чітко відображено на попиті даного виду батарей у споживачів. Цей вид батарей можна встановлювати в будь-якому місці, найбільш зручному для Вас, це може бути стіна будівлі, дах або ж земельна ділянка. На відміну від монокристалічних батарей, тонкоплівковим сонячним батареям не потрібні прямі промені сонця. За потужністю вони також більш зручні, ніж інші види, тому що навіть при похмурій погоді вони втрачають потужність всього на 10–15%. Єдине що можна назвати мінусом для даного виду сонячних батарей це займана площа, практично в 2,5 рази більше, ніж у інших. Застосовуються вони в основному для більш великих систем електропостачання, рідко для побутових потреб.



Рис. 9.5. Тонкоплівкові сонячні батареї

Полікристалічні сонячні батареї також вважаються альтернативним варіантом монокристалічних батарей. У їх будові застосовано полікристалічний кремній, що має яскраво синій колір. Полікристалічні сонячні батареї широко застосовують для освітлення дворів, парків, вулиць, шосе, лікарень, кафе, шкіл, приватних будинків, засобів зв'язку, а також для енергопостачання газопроводів і нафтопроводів, зарядки акумуляторів.

Недоліки сонячних панелей. Термін служби кристалів, з яких виконуються батареї, не залежить від типу, він повністю залежить від непроникності і надійності конструкції. Кристали ж, при цьому абсолютно

байдужі до вологи або інших несприятливих факторів, вони є інертними матеріалами. При порушенні герметичності поверхні, можуть піддатися іржавінню доріжки, що з'єднують кремній, за рахунок попадання вологи на доріжки між пластинами зникнуть струмопровідні контакти. Тільки з цієї причини панель може вийти з ладу.

Як відомо, основу сонячної панелі формує **кристалічний фотоелемент** – активна частина, яка при потраплянні на неї сонячного проміння, перетворює її на електричний струм. Даний фотоелемент поділяється на монокристал та полікристал. Принципова їхня різниця полягає в технології їх виготовлення. У випадку створення монокристалічного, за основу береться один великий розплав напівпровідника кремнію і бору, що занурюється в початковий кристал, який є затравкою. Після досягнення температури кристалізації, його потрохи дістають і опісля обробляють для приведення до необхідної форми. Даний метод створення монокристалу називається **методом Чхоральського**. Формування полікристалу відбувається дещо іншим способом: кремнієво – боровий розплав охолоджують до отримання певної ємності. Даний розплав складається з кількох кристалів, котрі є однорідні за складом, проте різні за розмірами – через що в результаті панель і отримує певний зернистий візерунок. Обробка даного кристалу надалі відбувається за аналогічним до монокристалічного, методом.

Окрім фотоелемента, в склад сонячної панелі входять струмознімні доріжки, котрі переносять згенерований струм з фотомодуля до розподільчої коробки. Дана коробка у більшості якісних панелей є обладнана захисними діодами Шоттки, що захищають її від затінення та перегрівання. Фотоелемент, для ізоляції струму, ламінують спеціальним EVA – шаром, який герметизує елементи панелі, захищає їх від корозії та впливу навколишнього середовища. Гартоване скло додає конструкції міцності та виконує захисну функцію у випадку дощу, граду та будь-яких інших ударів по фотомодулю. Закріплює це все алюмінієва рама, призначена для кріплення кількох панелей у одну загальну конструкцію, котру можна монтувати на землю або дах будинку (рис. 9.6).

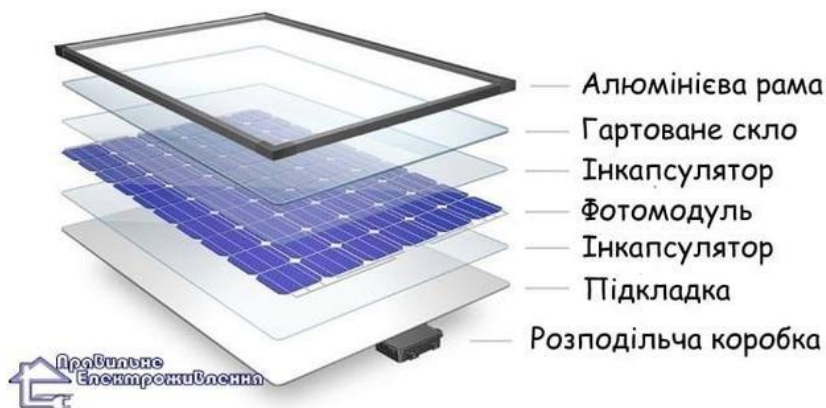


Рис. 9.6. Будова сонячної панелі

Принцип роботи сонячної панелі будується на фотогальванічному ефекті, котрий показує, що сонячний промінь можна перетворити на електроенергію, накопичувати та використовувати завдяки роботі напівпровідників. Якщо коротко охарактеризувати даний процес, то він відбувається так: сонячний промінь потрапляє на поверхню pn – шару провідника та вибиває з нього електрони. Після цього дані електрони з певним зарядом переміщуються по колу, що дозволяє живити електроспоживача, підключеного до даного кола (рис. 9.7).

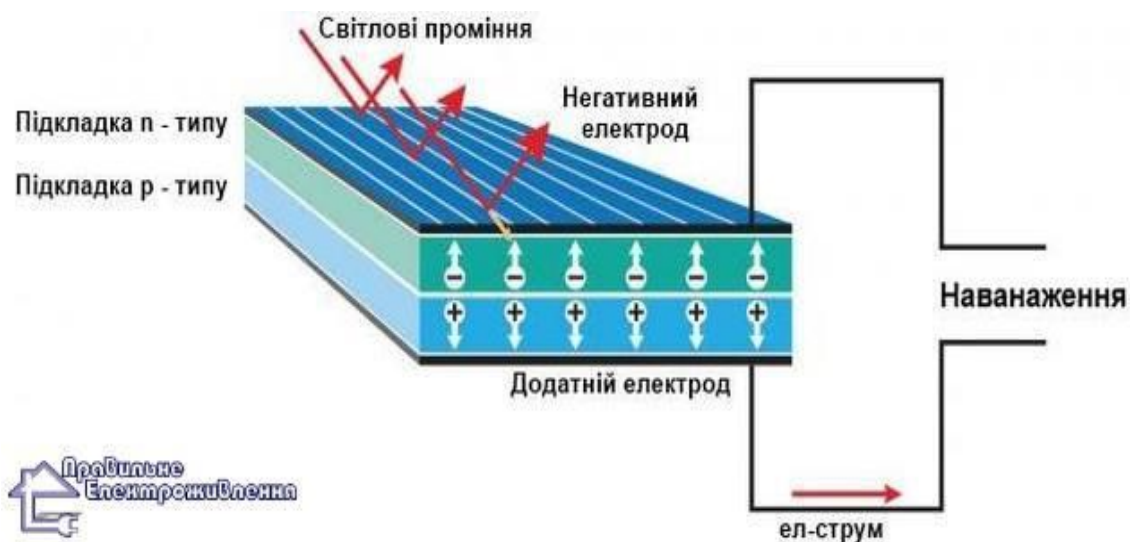


Рис. 9.7. Принцип роботи сонячної панелі

Даний pn – перехід зазвичай використовують у роботі діодів та трансформаторів. Одною з найбільш поширених проблем, котрі можуть виникнути при роботі сонячної панелі є затінення. При затіненні частини панелі, даний сектор перестає генерувати електроенергію. Інші частини панелі, що працюють, намагаються «компенсувати» її роботу. Як наслідок –

відбувається високе перевищення напруги, що супроводжується надмірною температурою, яка може просто спалити панель. Сучасні виробники намагаються активно боротися з даною проблемою, використовуючи діоди Шоттки для захисту панелі від перегріву.

Запитання для самоконтролю

1. Які алотропні модифікації Карбону зустрічаються у природі?
2. Порівняйте властивості алмазу та графіту. Яке вони мають значення?
3. Охарактеризуйте сполуки Карбону з неметалами (металами).
4. Які сплави заліза називаються сталями? Види сталі.
5. Чим відрізняється чавун від сталі?
6. Що таке полімери? Як їх добувають?
7. Чим відрізняються полімери і пластичні маси?
8. Як підвищити пластичність пластмас?
9. Як добувають пінопласти? Яке їх практичне застосування?
10. Де застосовують полімери в техніці?

ТЕМА 10. ПАЛИВНІ МАТЕРІАЛИ

Основні терміни: 1) паливо; 2) природне паливо; 3) штучне паливо; 4) композиційне паливо; 5) синтетичне паливо; 6) антрацит; 7) нафта; 8) газоподібне паливо; 9) електромобіль.

10.1. Загальна характеристика палива

Енергетика є важливою галуззю сучасного виробництва. Вона включає в себе виробництво, переробку, перетворення, транспортування і використання енергоресурсів та енергоносіїв усіх видів. Основним джерелом енергії, яку використовує людина є паливо. **Паливо**¹ – це речовини, які здатні у процесі горіння та ядерних перетворень виділяти значну кількість теплоти, яка може бути використана для енергетичних, технологічних і побутових потреб. Паливо повинно відповідати таким основним вимогам: порівняно легко займатися; при згорянні виділяти якомога більше теплоти; бути поширеним у природі, доступним при видобуванні та дешевим при виробництві; не змінювати свої властивості при транспортуванні та зберіганні; бути нетоксичним і при згорянні не виділяти шкідливих та отруйних речовин.

Палива класифікують за такими ознаками:

- **способом виділення енергії:** органічне та ядерне;
- **агрегатним станом:** тверде, рідке, газоподібне (таблиця 10.1);
- **походженням:** природні та штучні;
- **тепловою цінністю** (теплотою згорання): висококалорійні, середньокалорійні та низькокалорійні;

В **органічному паливі** теплота виділяється внаслідок реакції сполучення горючих складових з окисником – киснем повітря, в **ядерному паливі** – внаслідок реакції розпаду атомних ядер деяких ізотопів важких елементів. Тобто, органічне паливо горить, а ядерне – розщеплюється. Ядерне паливо використовують в ядерних реакторах на АЕС і ракетних двигунах.

Таблиця 10.1. Класифікація палива

Агрегатний стан палива	Походження палива	
	природне	штучне
1	2	3
Тверде	Викопне (торф, буре та кам'яне вугілля, антрацит, горючі сланці), дрова, відходи с/г виробництва	Кокс, напівкокс, торфові та кам'яновугільні брикети, деревне вугілля

Закінчення таблиці 10.1

1	2	3
Рідке	Нафта	Нафтопродукти (топковий мазут, паливо пічне побутове, дизельне, солярове масло, бензин тощо); продукти переробки твердого палива; синтетичне паливо
Газоподібне	Природний та попутний гази	Гази (генераторний, доменний, коксовий та ін.); пропан-бутанові суміші; біогаз

Склад твердого і рідкого палива визначається у процентах за масою, газоподібного – у процентах за об'ємом.

Природне (викопне) паливо² є продуктом біологічних та хімічних перетворень речовини рослин та мікроорганізмів, що існували багато років тому. Воно нагромаджене у надрах Землі. **Штучне органічне паливо³** створене людиною переробкою природних сполук. Штучне паливо поділяють на композиційне та синтетичне. **Композиційне паливо⁴** – це механічна суміш горючих речовин (наприклад, пропан-бутан). **Синтетичне паливо⁵** – це продукт термохімічної переробки горючих речовин, внаслідок якої вони набувають нових властивостей, що задовольняють споживача більшою мірою. До синтетичного палива належать: продукти переробки нафти; рідке паливо, вироблене з вугілля; етанол з рослинності тощо.

Будь-яке паливо складається з двох основних частин: горючої і негорючої (баласту). **Горюча частина** містить різні органічні сполуки, до яких входять такі хімічні елементи: Карбон (С), Гідроген (Н), Оксиген (О), Нітроген (N), Сульфур (S), а також ті неорганічні сполуки, які під час горіння палива, розкладаючись, утворюють леткі речовини. *Карбон (вуглець)* – основа горюча складова, із збільшенням частки якої зростає теплова цінність палива. Вміст вуглецю у різних видах палива коливається у межах від 50% (дрова) до 98% (антрацит). *Гідроген (водень)* за теплою згоряння майже у 4 рази цінніший ніж вуглець. Вміст водню в паливі складає до 25%. *Оксиген (кисень)*, що входить в склад палива, не горить і тому фактично є внутрішнім баластом горючої частини. Вміст кисню становить від 0,5% до 43%. Чим більше в горючій частині кисню, тим менш цінне паливо.

Нітроген (азот), як і кисень, не горить і є внутрішнім баластом горючої частини. У твердому і рідкому паливі вміст азоту невеликий (0,5...1,5%) і тому

вплив його на теплову цінність палива незначний. Однак, у деякому газоподібному паливі (*наприклад*, генераторному газі) вміст азоту становить біля 50%, що різко знижує його теплову цінність. *Сульфур (сірка)* є горючим елементом і, входячи до складу палива у вільному стані або у вигляді органічних і сульфідних сполук, бере участь у горінні. Але сірка є дуже небажаною складовою палива тому, що під час горіння сірки утворюються сполуки SO_2 та SO_3 , які викликають газову корозію, а з'єднуючись з вологою, яка завжди є у паливі, перетворюються у сульфітну та сульфатну кислоти, які викликають рідинну корозію металів. Вміст сірки у твердому паливі коливається від 0,01 до 8%, а у нафтах – від 0,1 до 4%. При переробці палива намагаються вміст сірки за можливістю довести до мінімуму.

Негорюча частина у твердому і рідкому паливі складається з води W і мінеральних домішок (які при згорянні утворюють золу – A). Негорюча частина зменшує об'єм горючої частини, погіршує займістість, знижує температуру горіння, відбирає частину теплоти на своє нагрівання, а тому знижує теплову цінність палива. Вода в паливі шкідлива не лише тому, що вона зменшує об'єм корисної частини палива, а й тому, що в зоні горіння вона перетворюється на пару. Крім того, зола прискорює абразивне спрацювання деталей циліндро-поршневої групи двигунів, а вода збільшує корозію та ускладнює експлуатацію установок взимку. Вміст мінеральних домішок у рідкому паливі вимірюється десятими частинами процента, а у твердому – десятками процентів. Мінеральні домішки і воду розділяють на *зовнішні* (потрапляють у паливо з навколишнього середовища при його добуванні, транспортуванні, зберіганні) та *внутрішні* (входять до його хімічного складу).

10.2. Тверде паливо

Розрізняють такі **види твердого природного палива** (рис. 10.1):

- деревина (дрова, тріска, тирса, пеллети, паливні брикети, кора);
- вугілля (буре і кам'яне);
- торф;
- горючі сланці.



Рис. 10.1. Види твердого палива

Всі перераховані вище види палива є органічними, тобто походять з рослинного світу. Різниця полягає в їх хімічному віці – біомаса в болотах перетворюється на торф, потім в буре вугілля, яке стає кам'яним вугіллям. Найбільш простим і швидко поновлюваним видом палива є деревина. **Деревина** як паливо характеризується високим виходом летючих горючих речовин – до 85% та незначним вмістом золи – в середньому до 1%, а також відсутністю сірки (основного корозійного компонента димових газів). Спалювання деревини найменш шкідливе для атмосфери, а при використанні сучасних котлів – котлів тривалого горіння, та піролізних котлів – які спеціально спроектовані для роботи на дровах, дає можливість отримувати дешеве та ефективне опалення та водопостачання.

Основним баластом у дровах є волога, вміст якої у свіжо зрубаній деревині дорівнює 50...60%. Дрова бувають: сухі з вологістю менше 25%; напівсухі з вологістю 25...35% і сирі з вологістю понад 35%. Теплота згоряння леревини в середньому 18,8...19,2 МДж/кг, але при вологості 30% теплота згоряння горючої маси дров знижується до 13,0...13,3 МДж/кг.

Викопне вугілля ділиться на буре, кам'яне та антрацити.

Буре вугілля містить багато води, з'єднується легко з киснем повітря і при тривалому зберіганні на повітрі сильно вивірюється та розсипається в порошок. Крім того буре вугілля має велику схильність до самозаймання, тому його рекомендується вкладати у штабелі висотою до 2,5 м і зберігати не більше місяця. За своєю структурою відрізняється підвищеним вмістом баласту (вогнетривкого залишку) і незвично високою гігроскопічністю, внаслідок чого вологість бурого вугілля досягає 17-55%. Буре вугілля не спікається, відрізняється великим виходом летких горючих речовин на горючу масу (33,5-58,5%) і зольністю на суху масу (10,5-34%) і підвищеним вмістом

сірки (0,6-5,9%). Теплота згоряння коливається від 10,7 до 17,5 МДж/кг. Теплотворність бурого вугілля нижче теплотворної здатності дров в перерахунку на кілограм ваги, умови зберігання дуже специфічні – через це використання бурого вугілля в домашніх господарствах дуже обмежено. За вологістю його поділяють на три групи: групу Б1 із вмістом води понад 40%, групу Б2 із вмістом води 30...40 % і групу Б3 із вмістом води до 30%.

Кам'яне вугілля – це основний вид твердого палива в енергетиці. Воно відрізняється великою теплою згоряння – від 20,7 до 31,4 МДж/кг. Вихід горючих летких речовин дорівнює 3,5-45%. Кам'яне вугілля більш щільне та малопористе і містить менше зовнішньої води, ніж буре вугілля. Способи зберігання кам'яного вугілля значно простіші, оскільки воно мало схильне до самозаймання. Завдяки цим якостям кам'яне вугілля стало наймасовішим видом палива як в приватних господарствах, так і в промисловості. Кам'яне вугілля поділяють на марки, які розрізняють за виходом легких речовин і характером легкого залишку. **Антрацити**⁶ – це найстаріше за походженням кам'яне вугілля, що відрізняється великою твердістю, важко загоряється, горить коротким полум'ям, чорного кольору, має високу щільність і міцність, можна перевозити на великі відстані без помітного подрібнення. Вологість антрацитів 3...7%, зольність 10...18%, вихід летких речовин 2...9%, теплота згоряння 25...27 МДж/кг. Антрацити є основним промисловим видом вугілля – з нього виробляють різні марки коксу.

Торф – наймолодший викопний вид палива. Його витягують з боліт різними способами, потім сушать та брикетують (рис. 10.2), за своїми властивостями торф близький до дров. Він утворюється в результаті розкладання рослинності в умовах надлишку води і незначного доступу повітря. Розрізняють **торф моховий**, або верховий, з незначним вмістом золи (2...4%) і **лучний**, або низинний, із зольністю 8...16%. Зустрічаються торф'яники змішаного перехідного походження, зольність яких дорівнює 7...9%. Вологість свіжо видобутого торфу становить приблизно 90%. У процесі природного сушіння його вологість знижується до 40%. Теплота згоряння горючої маси торфу становить близько 12,6 МДж/кг. Торф як паливо стали використовувати значно раніше ніж викопне вугілля, але останнім часом він витіснявся більш зручними у використанні дровами та кам'яним вугіллям. Хоча він має досить високий потенціал і низьку собівартість.



Рис. 10.2. Поклади торфу

Горючі сланці складаються із вапняків, що просякнуті продуктами розкладу рослин і тваринних організмів без доступу повітря. Вони осідали на дні великих водойм, змішувались з мінеральними опадами, утворювали мулисту речовину – сапрпель, яка збагачуючись воднем, ущільнювалася і перетворювалася на горючі сланці. Вони відрізняються високим вмістом золи (50...60%) і вологи (15...25%). У горючій частині сланців високий вміст кисню (до 10%) і великий вихід летких речовин (до 90%), тому вони легко займаються. Значна зольність різко знижує теплову цінність сланців; їх теплота згоряння коливається у межах 5,8...10,8 МДж/кг. Висока зольність та низьке поширення призвело до того, що горючі сланці є досить рідкісним видом палива в порівнянні з вугіллям та дровами. У народному господарстві сланці, як і торф, використовують як місцеве котельне паливо.

Відходи сільськогосподарського виробництва використовують як паливо для виробничих та побутових потреб. До них відносять солону, стебла соняшника і бавовни, кострицю, лушпиння соняшника, рисову лузгу тощо. За складом органічної маси ці відходи близькі до деревини. З відходів сільськогосподарського виробництва із застосуванням зв'язуючих речовин одержують брикети. Вони найзручніші для спалювання.

Штучне тверде паливо отримують шляхом переробки природного палива двома методами: термічною переробкою палива та брикетуванням. Основний спосіб переробки кам'яного вугілля – **коксування** (суха перегонка). При коксуванні (нагріванні до 1000...1200°C без доступу повітря) отримують різні продукти: кокс, каменновугільну смолу, аміачну воду, коксовий газ. **Кокс** – твердий пористий (пористість становить 49-53%) сірого кольору продукт коксування кам'яного вугілля з вмістом вуглецю 96-98%. Використовується як бездимне паливо в металургії, при виплавці чавуну є також відновником залізної руди, **Кам'яновугільна смола** служить джерелом ароматичних вуглеводнів. Її піддають перегонці ректифікації і отримують

бензол, толуол, ксилол, нафталін, а також феноли, азотовмісні сполуки й ін. **Пек** – густа чорна маса, яка залишається після перегонки смоли, яку використовують для приготування електродів і покрівельного толя. Склад коксового газу: 60% водню, 25% метану, 5% оксиду вуглецю (II), 4% азоту, 2% оксиду азоту (IV), 2% етилену і 2% інших газів. **Коксовий газ** застосовують для обігріву коксових печей (при згоранні 1 м^3 виділяється 18 000 кДж), але в основному його піддають хімічній переробці. Так, з нього виділяють водень для синтезу аміаку, використововуваного потім для отримання азотних добрив.

При сухій перегонці деревини в печах при температурі 500° отримують: газ (20% від сухої маси палива), смоли (7%), підсмольної води (50%), тобто водного розчину метилового спирту (CH_3OH), ацетону (CH_3COCH_3) і оцтової кислоти (CH_3COOH) і обвугленого твердого залишку – деревного вугілля (23%). **Деревне вугілля** містить 1-2% мінеральних речовин і 5-6% вологи. Деревне вугілля має високу пористість (близько 80%), що дозволяє використовувати його як адсорбент-осушувач у технологічних процесах. **Брикетування** – це пресування дрібних фракцій вугілля і торфу.

10.3. Рідке паливо

За фізичними властивостями **нафта**⁷ – це густа оліїста рідина зі специфічним запахом, темно-бурого чи чорного кольору, легша за воду і нерозчинна у ній, але легко розчиняється в бензині та хлороформі (рис. 10.3а). Консистенція нафти варіює від рухомої текучої до густої, схожої на смолу. Її колір залежить від кількості розчинених у ній смол. Колір нафти може бути різним: від чорного, коричневого і темно-червоного до зеленого і світло-жовтого (рис. 10.3б). Іноді нафта може бути безбарвною (біла нафта).



а



б

Рис. 10.3. Нафта різних родовищ

За складом **нафта** – це суміш вуглеводнів різної молекулярної маси (близько 1000 різних речовин), а також домішок інших органічних сполук та розчинів солей. Природня нафта містить не більше 0,3% мінеральних домішок і 2% води. В основному у склад нафти входять вуглеводні трьох класів: **парафінові** (метан, етан, пропан, бутан, ізобутан тощо); **циклопарафінові** (циклогексан тощо); **ароматичні** (бензол, толуол, нафталін тощо). Нафта різних родовищ відрізняється за складом, густиною, кольором, запахом тощо. Оскільки нафта є сумішшю різних вуглеводнів, то вона не має певної температури кипіння. Її температура кипіння залежить від будови вуглеводнів, які входять до складу нафти і коливається від 50 до 550°C.

Первинна переробка нафти полягає в її перегонці. Перегонку провадять на нафтопереробних заводах після відокремлення попутних газів, які складаються в основному з пропану, бутану та ізобутану. Очищений і підготовлений **попутний нафтовий газ** зріджують під тиском для полегшення зберігання та транспортування. При перегонці нафти добувають світлі нафтопродукти: **бензин** (температура кипіння від 40 до 150–200°C), **лігроїн** (т. кип. 120–240°C), **гас** (т. кип. 200–300°C), **газойль** – солярове масло (т. кип. вища 300 °C), а в залишку – в'язку чорну рідину – **мазут** (рис. 10.4).

Продукти перегонки нафти мають різноманітне застосування. **Бензин** у великих кількостях використовують як авіаційне та автомобільне паливо. Він складається з вуглеводнів, що містять у молекулах у середньому 5-9 атомів Карбону. **Лігроїн** використовують як паливо для дизельних двигунів, а також як розчинник у лакофарбовій промисловості. Великі кількості його переробляють на бензин. **Гас** застосовують як паливо для реактивних і тракторних двигунів, а також для побутових потреб. Він складається з вуглеводнів, що містять у молекулах у середньому від 9 до 16 атомів карбону. **Солярове масло** – це рідкий продукт, який використовується як моторне паливо в дизельних двигунах, а **мастила** – для змазування механізмів.

Мазут – це суміш вуглеводнів (з молекулярною масою від 400 до 1000), нафтових смол (з молекулярною масою 500 - 3000 і більше), асфальтенів, карбенів, карбоїдів і органічних сполук, що містять метали. Мазут піддають подальшій переробці, переганяють під зниженим тиском (щоб запобігти розкладу) і виділяють мастила: веретенне, машинне, циліндрове тощо. З мазуту деяких сортів нафти добувають **вазелін** і **парафін**. Залишок мазуту після відгонки називається нафтовим пеком, або **гудроном**. **Асфальт** – це суміш бітумів (60-75% у природному і 13-60% у штучному) з мінеральними матеріалами (щебінь або гравій, пісок і мінеральний порошок). Природний асфальт утворюється з важких фракцій нафти або їх залишків в результаті випаровування її легких складових і окислення під впливом гіпергенезу.

Зустрічається у вигляді жильних покладів пластів, а також просочених проникних пластів і озер в зонах природних виходів нафти на земну поверхню (вміст в породах від 2-3 до 20%). Тверда легкоплавка маса чорного кольору з блискучим або тьмяним раковистим зламом.

Вазелін використовують у медицині. Він складається із суміші рідких і твердих вуглеводнів. **Парафін** – воскоподібна речовина, яка застосовується для добування вищих карбонових кислот, просочування деревини у виробництві сірників, олівців, свічок, гуталіну тощо. Він складається із суміші твердих вуглеводнів (алканів) складу від $C_{18}H_{38}$ до $C_{35}H_{72}$. **Гудрон** – нелетка темна маса; після часткового окиснення застосовується для виготовлення асфальту. **Мазут** крім переробки на мастила і бензин використовують як котельне рідке паливо. Для побутового опалення випускають *пічне побутове паливо* (ППП). У великих опалювальних котельнях, що працюють на рідкому паливі, звичайно застосовують мазут, а у невеликих котельнях та побутових установках – пічне побутове паливо.

Останнім часом (поряд зі збільшенням виробітку палива і масел) вуглеводні нафти широко використовуються як джерело хімічної сировини. Різними способами з них добувають речовини, необхідні для виробництва пластмас, синтетичного текстильного волокна, синтетичного каучуку, спиртів, кислот, синтетичних мийних засобів, вибухових речовин, отрутохімікатів, синтетичних жирів тощо.

Дьоготь – це рідкий продукт сухої перегонки твердого палива – кам'яного і бурого вугілля, сланців, деревини, торфу. Містить бензол, ксилол, крезол, креозот, толуол, фенол, смоли і інші речовини. На вигляд дьоготь – густа, масляниста неклеяка рідина чорного кольору, з голубувато-зеленуватим або зеленувато-синім відливом у відбитому світлі, із специфічним нерізким запахом і гострим смаком. Розчиняється в лугах і в спирті, у воді розчиняється погано (легший за воду).

10.4. Газоподібне паливо

Газоподібне паливо⁸ – це суміш різних газів (горючих і не горючих). Основними *горючими компонентами* є: водень (H_2), окис вуглецю (CO), метан (CH_4) та газоподібні вуглеводні: етан (C_2H_6), бутан (C_4H_{10}), іноді сірководні (H_2S); *негорючими компонентами* є: вуглекислий газ (CO_2), азот (N_2), кисень (O_2). Як і інші види палива, газоподібне паливо поділяють на природне і штучне. До *природного* відносять газ, що видобувається з газових родовищ, попутний газ, одержуваний одночасно із видобутком нафти, а також газ, який видобувається із конденсатних родовищ. До *штучних* відносять

гази, що одержують як побічний продукт при переробці нафти, перегонці твердого палива, анаеробній ферментації відходів (біогаз), а також зріджені гази.

Природний газ, що видобуваються із газових родовищ, складаються в основному з метану (85...95%). Вміст у ньому N_2 – 0...4%, CO_2 – не більше 15%, H_2S – не більше 6%. Для **природного газу**, який надходить по трубопроводу, нормується тільки вміст шкідливих домішок: сірководню, аміаку, смол, пилу, вологи тощо. За сортами і марками їх не поділяють. Природний газ широко використовують як дешеве паливо з високою теплою згоряння (при спалюванні 1 м^3 виділяється до 54 400 кДж). Це один з кращих видів палива для побутових і промислових потреб (рис. 10.4). Крім того, природний газ служить цінною сировиною для хімічної промисловості. Природний газ має низьку критичну температуру ($-161\text{ }^\circ\text{C}$ при атмосферному тиску і $-82\text{ }^\circ\text{C}$ при тиску 4,6 МПа). **Критична температура** – найбільша температура, при якій можливе існування рідини в стані рівноваги з паром. Тому навіть при високому тиску він знаходиться в газоподібному стані і його називають стиснутим. До таких газів відносять і деякі штучні.



Рис. 10.4. Природний газ

Супутній нафтовий газ містить менше метану, але більше етану, пропану, бутану і вищих вуглеводнів. Крім того, в ньому присутні, в основному, ті ж домішки, що й в інших природних газах, не пов'язаних з покладами нафти, а саме: сірководень, азот, благородні гази, пари води, вуглекислий газ. Теплота згоряння супутнього нафтового газу вище, ніж газів газових родовищ, але його використовують головним чином як сировину для хімічної і нафтохімічної промисловості. З попутних газів, а також газів крекінгу нафти шляхом перегонки при низьких температурах отримують

індивідуальні вуглеводні]. З пропану і бутану шляхом дегідрування отримують ненасичені вуглеводні – пропілен, бутилен і бутадієн, з яких потім синтезують каучуки і пластмаси.

Залежно від фізичних властивостей газу можуть бути зріджені (скраплені) і стиснуті. **Зріджені** – це газу з відносно високою критичною температурою, при підвищенні тиску до 1,0...1,5 МПа переходять у рідкий стан. Це в основному пропан-бутанові вуглеводні. Зрідження газу можливе тільки при його охолодженні нижче критичної температури. **Стиснуті** – це газу з низькою критичною температурою, які залишаються в газоподібному стані при нормальній температурі навіть при дуже високому тиску (до 20 МПа). До них належать метан, окис вуглецю, водень, етилен.

Зріджений газ широко використовують для газозабезпечення сільської місцевості і районів, що не підключені до газової мережі, а також як паливо в котельно-побутових і невеликих теплоустановках (у теплицях, на тваринницьких комплексах тощо). Зріджений газ – це газоподібні вуглеводні які легко конденсуються при стисканні. Основним компонентом зрідженого газу є пропан – важкий газ (густина по відношенню до повітря 1,52). Він створює оптимальну величину тиску насиченої пари, що особливо важливо для зниження маси газових балонів транспортних установок.

Розроблено багато способів переробки природних газів. Головне завдання цієї переробки – перетворення насичених вуглеводнів в активніші – ненасичені, які потім переводять в синтетичні полімери (каучук, пластмаси). Крім того, окисленням вуглеводнів отримують органічні кислоти, спирти та інші продукти. **Генераторний газ** одержують при перегонці твердого палива (кам'яне або буре вугілля, дрова, торф) із нестачею повітря близько 60% у спеціальних установках – газогенераторах. Склад генераторного газу коливається у межах: $\text{CO}=25\text{...}30\%$, $\text{H}_2=12\text{...}15\%$, $\text{CH}_4=05\text{...}3,5\%$, $\text{CO}_2=5\text{...}8\%$, $\text{O}_2=,2\text{...}0,5\%$, $\text{N}_2=45\text{...}50\%$. Теплота згоряння генераторного газу 5-6,5 МДж/м³.

Біогаз – це паливний газ, який виробляють з біомаси або біологічно розкладених компонентів, що може підлягати очищенню для надання йому якості природного газу і використовують як біопаливо. Біогаз, який отримують методом метанового бродіння містить найменше 70% метану і знезаражених органічних добрив. Біогаз – це суміш метану і вуглекислого газу, що утворюється в процесі анаеробного зброджування в спеціальних реакторах – метантапках, влаштованих і керованих для забезпечення максимального виділення метану. Енергія, яку отримують під час спалювання біогазу може сягати від 60% до 90%. Інша цінність процесу переробки біомаси – те, що в його відходах міститься значно менше хвороботворних м/о, ніж в початковому матеріалі.

Газоподібне паливо використовується для різних технологічних (опалення теплиць, парників, тваринницьких і птахівницьких комплексів, виробничих приміщень, в сушарках тощо) і побутових цілей, а також в двигунах внутрішнього згорання. **Газоподібне паливо** порівняно з іншими видами палива має такі *переваги*:

- згорає майже із теоретичною кількістю повітря, що забезпечує високий коефіцієнт корисної дії (ККД) і більшу температуру згорання;
- дешеве і після вугілля найпоширеніше, з великими природними запасами;
- при згорянні не утворює небажаних продуктів сухої кіптяви, диму і сірчастих сполук, а також виділення значно меншої кількості продуктів, які забруднюють навколишнє середовище;
- легко запалюється при будь-якій температурі навколишнього середовища;
- порівняно просто підводиться від газопроводів до об'єктів споживання і дає можливість централізованого зберігання;
- може бути використане в стиснутому і зрідженому стані, в особливості у двигунах внутрішнього згорання;
- володіє високим протидетонаційними властивостями, а при згорянні не утворює конденсату, що забезпечує менший знос деталей двигуна;
- для зберігання газу не потрібні спеціальні складські приміщення, оскільки його транспортують газовими магістра- лями та в балонах.

Газоподібне паливо має такі *недоліки*:

- утворює вибухові суміші з повітрям (природний газ, метан, водень);
- містить дуже отруйний окис вуглецю, тому при роботі з газами необхідно суворо дотримуватися правил технічної, особистої і протипожежної безпеки;
- легко витікає через нещільності.

10.5. Альтернативні види палива

Продукти перегонки нафти ідеально підходять для використання в якості автомобільного палива: вони легко займаються, виділяють величезну кількість енергії, процес їх горіння легко контролювати. Однак планомірне виснаження нафтогазових ресурсів планети змушує людство перейти на альтернативні джерела енергії, які сприятимуть захисту навколишнього середовища. На сьогоднішній день вже активно застосовується кілька видів альтернативного пального.

1. Електрика. Сьогодні автомобілі з електричними двигунами випускаються серійно (рис. 10.5). Вони є повністю «електричні» (такі як Tesla) та «гібридні», які здатні їздити і на бензині, і на електриці. Їх переваги: не потрібно ніякого палива, немає вихлопу, відсутня небезпека займання, вартість експлуатації машини знижується до мінімально можливих сум. Єдиний недолік полягає в необхідності звідкись брати альтернативну енергію. Для цього використовуються досить великі батареї, які зараз називають єдиною перешкодою до виробництва масових електромобілів.

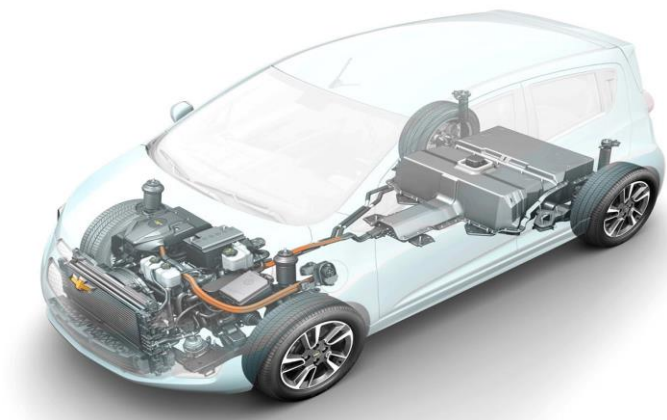


Рис. 10.5. Електромобіль

Проте громіздкі і неефективні свинцеві або нікель-металгідридні акумулятори на сучасному етапі замінені на компактні літій-іонні, подібні до тих, що застосовуються в телефонах і ноутбуках. Крім того, китайська компанія BYD заявила про новий прорив в альтернативній енергії, представивши літій-фосфатні батареї. Ємність їх трохи менше, проте ресурс вище в кілька разів, ефект пам'яті відсутній, стійкість до перегріву і впливу низьких температур також на висоті. Ведеться доробка гелевих джерел живлення та інших джерел енергії, здатних замінити традиційне паливо в автомобілях.

Альтернативне джерело енергії використовується також гібридними автомобілями, в яких двигун внутрішнього згоряння доповнено електричним приводом. Подібна компоновка дозволяє економити паливо навіть без доступу до зовнішнього джерела живлення. Якщо ж гібридний автомобіль заряджати від стаціонарної електромережі (схема Plug-in), можна досягти феноменальних результатів. Альтернативна енергія використовується і іншим видом гібридів, які знаходяться ближче до електромобілів. Вони називаються Extended Range, оскільки двигун, що використовує нафтове паливо, використовується тільки для підзарядки акумуляторів в крайньому випадку.

2. Водень. Toyota серійно виробляє моделі «Mirai», що працює виключно на водні (рис. 10.6). Звичайно ж, такому автомобілю потрібні спеціальні заправні станції, причому сам процес заправки займає всього кілька хвилин. А на повному баку автомобіль здатний проїхати 650 км. Енергія в унікальному двигуні автомобіля виробляється за рахунок реакції окислення водню усередині електрохімічного генератора, а замість шкідливих викидів автомобіль виробляє чисту воду. Ціна новинки в Японії складе близько 60 тис. \$. При цьому уряд країни оголосив, що всі покупці екологічних седанів отримають від держави субсидії в розмірі 17 тис. \$.

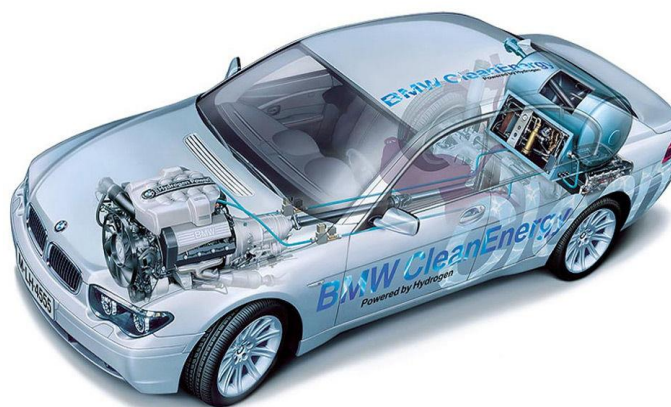


Рис. 10.6. Автомобіль на водні

Японські фахівці також запропонували використовувати в якості альтернативного палива для автомобілів звичайну воду. Суть полягає в звичайному процесі – електролізом її молекули розщеплюються, в результаті чого утворюється пальне і чистий кисень. Обидва гази використовуються в процесі горіння – виходить, що ДВС дійсно їде на воді. Однак проблема полягає в необхідності використання дорогого каталізатора і досить великого запасу електроенергії в акумуляторі. Поки прототипи, які використовують воду в якості альтернативного палива, можуть проїжджати не більше 50-80 кілометрів з малою швидкістю.

3. Рослинна олія. Біодизель – це паливо на основі рослинних олій, яке найчастіше отримують з ріпаку – сільськогосподарської культури, яка згубно впливає на родючий ґрунт. Тому масштабного майбутнього у такого джерела енергії бути не може. Тим не менш нещодавно японці здійснили кругосвітній пробіг на позашляховику Land Cruiser, адаптованому під використання відпрацьованого олії з ресторанів. Потужність мотора впала втричі, і на переробку рослинної олії було потрібно 8 годин. Але факт офіційно визнаний – використовувати ріпакову сировину зовсім не обов'язково.

В якості палива в автомобілях також застосовуються спеціальні пелети, виготовлені із соломи, деревної біомаси і коров'ячого гною. При реакції з

недорогим каталізатором виділяється достатньо метану, що використовується двигуном автомобіля. Проте деякі проблеми залишилися: хоча потужність майже не змінилася в порівнянні з бензиновим мотором, проте запас ходу скоротився і заводити двигун можна тільки через годину після заправки.

4. Стиснуте повітря У повітромобілі енергія запасується шляхом нагнітання стисненого повітря в балони. Через систему розподілу повітря воно потрапляє в пневмодвигун, що приводить автомобіль в рух. Існуючі на сьогоднішній день пневмомобілі – це або експериментальні зразки, або спеціальні транспортні засоби для експлуатації в умовах, в яких використання інших видів двигунів утруднено: *наприклад* в цехах з великою пожежо- та вибухонебезпечністю. Таке альтернативне паливо не вимагає ніяких затрат – досить підключити автомобіль до насосної станції і почекати деякий час, поки баки не наповняться. Відповідно, вихлопи відсутні, витрати на створення інфраструктури мінімальні, і вага автомобіля невеликим. Однак у такого альтернативного палива є свої недоліки: багато кінетичної енергії від повітря одержати не вдається, тому швидкість автомобіля обмежується на рівні 60 км/год, а пробіг – 20–40 км. Крім того, більшу частину транспортного засобу займають балони, що зберігають запас стисненого повітря. Тому серійне виробництво автомобілів, що використовують подібний джерело альтернативної енергії, поки не почалося.

5. Біоетанол. Це звичайний етиловий спирт, що виробляється з рослинної сировини: кукурудзи, цукрового очерету, цукрових буряків, картоплі, батату або ячменю. На «справжньому» етанолі можуть працювати тільки машини «Flex-Fuel» (автомобіль з багатопаливним двигуном). Ці автомобілі також можуть працювати на звичайному бензині (невелика добавка етанолу все ж потрібно) або на довільній суміші того й іншого. Найбільше поширення біопаливо отримало в Бразилії та інших країнах Латинської Америки, де його виготовляють із цукрової тростини та деревної біомаси.

У деяких європейських країнах активно просувається ідея використання метилового спирту, який отримують з дерев хвойних порід, нехарактерних для Південної Америки. Таке паливо має більше октанове число, обходиться дешевше у виробництві і має менше областей застосування, ніж етиловий спирт. Подібні види альтернативного палива вже давно продаються на заправках – метиловий спирт позначають буквою М, а етиловий – Е. Однак цифри, наступні за буквами, що позначають октанове число палива виражають процентний вміст не спирту, а бензину. Слід бути уважним з альтернативним спиртовим паливом, оскільки для Е100 і М100 двигун потрібно переобладнати, тоді як для використання Е85 досить коригування кута запалювання, яку інжекторний мотор здійснює самостійно.

6. Біопаливо. По суті це та сама речовина, яка могла б бути спалена у печі або похідному вогнищі – дрова, тирса, тріска, кора, солома. Для автомобільних двигунів ці матеріали формуються в спеціальні паливні гранули. Позашляховик Biogaser, є одним з найвідоміших автомобілів, що працюють на паливних гранулах. При завантаженні від 1 кг до 2,5 кг деревних гранул (залежно від параметрів настроюваних акумуляторів), двигун виробить досить енергії для подолання відстані в 16 кілометрів.

Біопаливо, отримане з водоростей Принцип роботи двигуна на водоростях ґрунтується на гнитті цих водоростей, в результаті якого виділяється метан, який використовується в якості основного палива для приведення в рух машини. У США розраховали, що приблизно 200 гектарів ставків, в яких буде вирощуватися певний вид водоростей, який найкраще підходить для живлення автомобілів, можуть забезпечити таким паливом до 5% всіх автомобілів країни. Тим не менш, в Сполучених Штатах ця технологія не прижилася через порівняно низьку вартість нафти і високі вимоги таких водоростей до зростання (висока температура і певне довкілля).

7. Рідкий азот. Як і водень, азот знаходиться в достатку в нашій атмосфері. Крім того, як і водень, автомобілі під живленням азоту роблять набагато менше шкідливих викидів, ніж бензин чи дизельне паливо. Але, в той час як водень використовується в паливних елементах автомобілів, а також двигунах внутрішнього згорання, автомобілі на рідкому азоті вимагають зовсім інший тип двигуна в цілому. Типовий бензиновий або дизельний двигун використовує горіння, щоб змусити рухатися поршні, двигун на рідкому азоті використовує розширення азоту для живлення енергетичних турбін.

8. Сонячна енергія. Вчені навчилися перетворювати сонячну енергію в рідке паливо. Сонячний автомобіль є по суті звичайним електромобілем з живленням від сонячної енергії, одержуваної від сонячних батарей на автомобілі. Однак, сонячні батареї не можуть в даний час бути використані для прямого одноосібного живлення двигуна машини через недостатність потужності, але вони можуть бути використані для розширення діапазону живлення та економії електроенергії від акумуляторів таких електромобілів.

Сьогодні альтернативним джерелом енергії розроблено *мініатюрний ядерний реактор*. Однак виникає безліч проблем, зокрема, стосовно герметичності капсули з радіоактивним альтернативним паливом при серйозних ДТП. Окрім того, треба відкривати вільний доступ до радіоактивних матеріалів, що дозволило б терористам легко отримувати їх, створюючи загрозу всьому людству. Хоча розрахунковий результат,

отриманий інженерами Ford такий: машина могла б проїжджати близько 10 тисяч кілометрів без дозаправки і розвивати швидкість до 180 км/год.

Безперервні дослідження в області альтернативних видів палива змушують фахівців робити прогнози щодо зменшення ролі нафти в автомобільній промисловості. Однак, поки що єдиною альтернативою вуглеводнів служать газ і спирт, а також електроенергія, що виробляється атомними станціями. Причому всі ці варіанти мають свої недоліки і потребують додаткових доопрацювань.

12.6. Електромобілі

Електромобіль⁹ – це автомобіль, що приводиться в рух одним або декількома електродвигунами з живленням від акумуляторів або паливних елементів, а не двигуном внутрішнього згорання. Електромобіль слід відрізнити від автомобілів з двигуном внутрішнього згорання та електричною передачею і від тролейбусів. Підвидами електромобіля вважаються *електрокар* (вантажний транспортний засіб для руху на закритих територіях) та *електробус* (автобус з акумуляторною тягою). Невеликі електромобілі спрощеної конструкції (електрокари, електронавантажувачі) широко застосовуються для перевезення вантажів на вокзалах, в цехах, великих магазинах, на атракціонах. У цьому випадку всі недоліки, зокрема, малий запас ходу, висока собівартість і маса, перекриваються перевагами: відсутністю шкідливих викидів і шуму, що принципово важливо для роботи в закритих приміщеннях. Термін *електромобільність* включає в себе повністю електричні транспортні засоби, а також гібридні електричні транспортні засоби та автомобілі, які використовують технологію водневих паливних елементів.

Переваги електромобіля:

- відсутність шкідливих викидів;
- низькі витрати на експлуатацію та технічне обслуговування автомобіля: не потрібна дорога коробка передач і мастила до неї, двигун внутрішнього згорання (в тому числі заміна масел, фільтрів, ремнів ГРМ) і його обслуговування, насосів високого тиску (якщо це дизельні двигуни), паливних фільтрів та ін.;
- простота конструкції та управління, висока надійність та довговічність екіпажної частини (до 20–25 років);
- можливість підзарядки від побутової електричної мережі (від розетки), але такий спосіб в 5–10 разів довший (триває близько 6 годин), ніж від спеціального високовольтного зарядного пристрою;

- підзарядка акумуляторів в нічний час;
- акумуляторні батареї служать близько трьох років, або 85.000-100.000 км пробігу.
- ККД електродвигуна становить 90%–95%.

Недоліки електромобіля:

- створення відповідної інфраструктури для масової підзарядки акумуляторів (зарядка на «автозарядних» станціях);
- дорогі акумулятори через вміст дорогих металів (літій, срібло);
- утилізація акумуляторів, які часто містять отруйні компоненти (*наприклад*, свинець або літій);
- низький рівень шуму (одночасно є перевагою та недоліком для пішоходів);
- частина енергії акумулятора витрачається на охолодження або обігрів салону автомобіля та живлення інших бортових енергоспоживачів.

Сьогодні ведуться роботи над створенням акумуляторних батарей з малим часом зарядки (близько 15 хвилин), в тому числі і з застосуванням наноматеріалів. Більшість розвинутих країн поставили за мету поступово перейти лише на електромобілі (рис. 10.7). Розглядається також можливість використання як джерел струму не акумуляторів, а паливних і фотоелементів, а також іоністорів (суперконденсаторів), що мають дуже малий час зарядки, високу енергоефективність (більше 95%) і набагато більший ресурс циклів зарядка-розрядка (до кількох сотень тисяч). Розробляються електричні автобуси на повітряно-цинкових (Zinc-air) акумуляторах.



Рис. 10.7. Екскурсійний електромобіль «Мерседес» в дендропарку «Софіївка», Умань. Україна

Запитання для самоконтролю

1. Що таке паливо? Наведіть приклади.
2. Як класифікують паливо (за агрегатним станом, походженням, призначенням, тепловою цінністю)?
3. Що входить до горючої (негорючої) частини палива?
4. Які є види твердого палива? Дайте їм характеристику.
5. В чому різниця між кам'яним вугіллям та деревним?
6. Що таке нафта? Чи можна записати склад нафти однією формулою?
7. Назвіть основні фізичні властивості нафти. Чому нафта не має постійної температури кипіння?
8. Які основні продукти переробки нафти? Їх застосування.
9. Який склад і галузі застосування природного і супутнього нафтового газів?
10. Які переваги має газоподібне паливо над бензином?
11. Що таке біогаз? Як його одержують і де застосовують?
12. В чому полягає процес коксування вугілля?
13. Які є альтернативні види палива?
14. Який принцип роботи електромобіля? Які його переваги?

ДОДАТОК А

Основні хімічні закони

№ з/п	Назва закону	Математичний вираз	Позначення величин	Формулювання
1	2	3	4	5
1	Закон збереження маси	$m_{\text{вих}} = m_{\text{прод}}$	m - маса	Маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції
2	Закон збереження енергії	$Q = \Delta U + A^*$ *перший закон термодинаміки	ΔU – зміна внутрішньої енергії; Q - теплота; A - робота;	Енергія не виникає з нічого і не зникає безслідно, а тільки перетворюється з одного виду на інший в еквівалентних кількостях
3	Закон сталості складу			Кожна хімічна сполука має сталий якісний та кількісний склад незалежно від способу та умов її добування
4	Закон еквівалентів	$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}$	E – еквівалент (хімічний)	Хімічні елементи і речовини реагують між собою у масових кількостях, пропорційних їхнім еквівалентам
5	Закон Авогадро			В однакових об'ємах різних газів за одних і тих самих умов (P, T) міститься однакова кількість молекул
6	Закон об'ємних відношень			За одних умов об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться між собою і до об'єму утворених газів, як невеликі цілі числа
7	Об'єднаний закон газового стану	$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}$ $\frac{PV}{T} = \text{const}$	$P_0 = 101.3 \text{ кПа};$ $T_0 = 273 \text{ К}$	Добуток об'єму даної маси газу на тиск прямо пропорційний його абсолютній температурі

Продовження

1	2	3	4	5
8	Закон кратних відношень			Якщо два елементи утворюють кілька хімічних сполук, масові кількості одного з елементів, що припадають у цих сполуках на таку саму масову кількість іншого елемента, відносяться між собою як прості цілі числа
9	Закони Фарадея: Перший Другий	$m = E_q q \quad (q = I \tau)$ $m = \frac{E q}{F}$ $m = \frac{E I \tau}{965000}$	E_q - електрохімічний еквівалент; q - кількість кулонів електрики; τ - час (с); F - число Фарадея, 965000 Кл; I - сила струму, А; E - хімічний еквівалент	<p>Маса речовини, що утворюється під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка пройшла крізь розчин чи розплав</p> <p>Маси речовин, що утворюються під час електролізу внаслідок проходження однакової кількості електрики, пропорційні їхнім хімічним еквівалентам</p>
10	Закон Гесса	$Q_p = \sum Q_{пр} - \sum Q_{вих}$ $\Delta H_p = \sum \Delta H_{пр} - \sum \Delta H_{вих}$ <p>(висновки з закону)</p>	Q_p - тепловий ефект реакції; $Q_{пр}$, $Q_{вих}$ - теплоти утворення або ентальпії вихідних речовин і продуктів реакції	Тепловий ефект реакції не залежить від проміжних стадій процесу, а тільки від початкового та кінцевого стану реагуючих речовин

Закінчення

1	2	3	4	5
11	Закон діючих мас	$v = k[[A]^m[B]^n]$	<p style="text-align: center;">k – константа швидкості; [A], [B] – концентрації речовин; m, n – стехіометричні коефіцієнти</p>	Швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у степенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам
12	Періодичний закон (сучасне формулювання)			Властивості елементів, а також форми і властивості їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від заряду ядер атомів

ДОДАТОК Б
Періодичність зміни властивостей елементів у ПС

Властивості	Що характеризує	В головних підгрупах	В періодах
Металічні	Здатність віддавати валентні електрони	Посилюються ↓	Посилюються ←
Неметалічні	Здатність приєднувати електрони до завершення рівня	Посилюються ↑	Посилюються →
Вища валентність за Оксигеном	Число неспарених електронів зовнішнього рівня в збудженому стані	Стала	Зростає →
Атомний радіус	Між'ядерну (міжатомну) відстань	Зростає ↓	Зростає ←
Заряд ядра		Зростає ↓	Зростає →
Електронегативність	Здатність атомів притягувати до себе валентні електрони	В основному зростає ↑	Зростає →
Енергія іонізації	Енергію, потрібну для відривання електрона від атома	Зростає ↑	Зростає →

ДОДАТОК Б1
Відкриття, що сприяли створенню сучасної теорії будови атома

Відкриття	Рік відкриття	Учений	Країна відкриття	Рік присудження Нобелівської премії
1	2	3	4	5
Рентгенівське випромінювання	1895	К. Рентген	Німеччина	1901
Радіоактивність	1896	А. Беккерель	Франція	1903
Електрон	1897	Дж. Томсон	Англія	1906
Добування, вивчення полонію, радію	1897 – 1903	М. Склодовська-Кюрі, П. Кюрі	Франція Франція	1903, 1911 1903
Теорія квантів	1900	М. Планк	Німеччина	1918
Закон радіоактивних перетворень, період піврозпаду	1903	Е. Резерфорд Ф. Содді	Англія Канада	1908 1921
Ядро, планетарна модель атома	1911	Е. Резерфорд	Англія	1908
Збіг заряду ядра з номером елемента в періодичній системі	1913	Г. Мозлі	Англія	–
Квантова модель атома	1913	Н. Бор	Данія	1922
Ізотропія (термін ізотопи)	1913	Ф. Содді	Канада	1921
Закон радіоактивного зміщення	1913	Ф. Содді К. Фаянс	США	-
Штучне розщеплення ядра	1919	Е. Резерфорд	Англія	1922
Правило цілих чисел (A_r нукліду ціле число), ізотопи (210)	1920-1930	Ф. Астон	Англія	1922
Електронні конфігурації атомів елементів	1921	Н. Бор	Данія	1922
Хвильова природа електронів	1923	П. Луї де Бройль	Франція	1929
Створення хвильової механіки	1925	Е. Шредингер	Австрія	1933

Закінчення

1	2	3	4	5
Спін електрона	1925	Дж. Уленбек, С. Гаудсміт	США	-
Принцип Паулі	1925	В. Паулі	Швейцарія	1945
Принцип невизначеності, створення квантової механіки	1927	В. Гейзенберг	Німеччина	1932
Правило Гунда, σ - та π -зв'язків	1927 1931	Ф. Гунд	Німеччина	–
Природа хімічного зв'язку, теорія гібридизації орбіталей, розрахунок електро-негативності елементів	1931- 1938	Л. Полінг	США	1954
Нейтрон	1932	Дж. Чедвік	Англія	1935
Протонно-нейтронна модель ядра	1932	Д. Іваненко, В. Гейзенберг	Росія Німеччина	– 1932
Штучна радіоактивність, синтез радіоактивних елементів	1934	І. Жоліо-Кюрі, Ф. Жоліо-Кюрі	Франція Франція	1935 1935
Правило Клечковського	1951	В. Клечковський	Росія	–

ДОДАТОК В
Властивості твердих речовин з різними типами
кристалічних ґраток

Тип ґратки	Речовина	Складові	Тип хімічного зв'язку	Температури плавлення і кипіння	Леткість	Металічні властивості	Електрична провідність	Розчинність	
								У воді	У неполярних розчинниках
Молекулярні	H ₂ O Сухий лід (CO ₂), I ₂	Молекули полярні Молекули неполярні	Ковалентний або водневий зв'язок між молекулами	Невеликі	Леткі	М'які	Діелектрики	Розчинні	Нерозчинні
Атомний	Алмаз (C ₄), SiO ₂	Атоми	Ковалентний	Великі	Нелеткі	Тверді	Діелектрики або напівпровідники	Нерозчинні	Розчинні
Іонний	NaCl, NaOH, NaNO ₃	Йони (катіони і аніони)	Іонний	Великі	Нелеткі	Тверді, крихкі	Діелектрики у розчинах, розплавах провідники	Розчинні	Нерозчинні
Металічний	Mg, Fe, Сплави	Катіони і вільні електрони	Металічний	Різні	Нелеткі, крім ртуті	Тверді, пластичні, ковкі	Провідники	Нерозчинні	-

ДОДАТОК Г
Тривіальні назви деяких речовин та сумішей


Назва	Склад і формула
1	2
Азофоска	Суміш $NH_4H_2PO_4$, $(NH_4)_2HPO_4$ і KNO_3
Алебастр (палений гіпс)	$CaSO_4 \cdot 0,5H_2O$
Аміачна вода (нашатирний спирт)	Водний розчин аміаку NH_4OH
Амофос	Суміш $NH_4H_2PO_4$ і $(NH_4)_2HPO_4$
Баритова вода	Водний розчин $Ba(OH)_2$
Берлінська блакить	$KFe[Fe(CN)_6]$ або $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$
Бертолетова сіль	$KClO_3$
Біла магnezія	$xMgCO_3 \cdot yMg(OH)_2 \cdot zH_2O$
Біла сажа	Аморфний SiO_2
Білий миш`як	As_2O_3
Білильне (хлорне) вапно	$CaCl(OCl)$ або $CaOCl_2$
Бордоська суміш	Суміш $CuSO_4 \cdot 5H_2O + Ca(OH)_2$ $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$
Бура	
Вапно	
Гашене	$Ca(OH)_2$
Натронне	Суміш $CaO + NaOH(2:1)$
Негашене	CaO
Вапняна вода	Водний розчин $Ca(OH)_2$
Веселильний газ	N_2O
Винний спирт	Етиловий спирт (етанол) C_2H_5OH
Водяний газ	Суміш CO і H_2
Вуглекислий газ	CO_2
Галун	
Алюмоамонійний	$Al(NH_4)(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
Алюмокалієвий	$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
Залізоамонійний	$Fe(NH_4)(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
Генераторний газ	Суміш CO , CO_2 і N_2
Гіпосульфит	$Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$
Гірка сіль	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$
Глауберова сіль	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
Глинозем	Al_2O_3
Гримуча ртуть	$Hg(CNO)_2$
Гримучий газ	Суміш H_2 і $O_2(2:1)$
Деревний спирт	Метиловий спирт (метанол)

Есенція оцтова		CH_3OH
Жавелева вода		CH_3COOH , конц.р-н(до 80%)
Жовта кров`яна сіль		Розчин хлору в розчині KOH
Їдке калі		$K_4[Fe(CN)_6] * 3H_2O$
Їдкий натр		KOH
Йодний настій		$NaOH$
Каломель		Розчин йоду у етиловому спирті(5%)
Кам`яна(кухонна)сіль		Hg_2Cl_2
Карборунд		$NaCl$
Каустик		SiC
Купорос		$NaOH$
	Залізний	$FeSO_4 * 7H_2O$
	Мідний	$CuSO_4 * 5H_2O$
	Цинковий	$ZnSO_4 * 7H_2O$
Купоросна олія		H_2SO_4 (конц.)
Ляпіс		$AgNO_3$
Льодяна оцтова кислота		CH_3COOH (100%)
Магнезіальний цемент		Суміш MgO і $MgCl_2$ (2:1)
Магnezія палена		MgO
Натр		Na_2O , оксид натрію
Нашатир		NH_4Cl
Нашатирний спирт		Див. Амiачна вода
Нітрувальна (нітрівна) суміш		Суміш конц. HNO_3 і H_2SO_4
Олеум		Розчин SO_3 в H_2SO_4
Оцет		Водний розчин CH_3COOH (5%)
		Розчин H_2O_2 у воді(30%)
Пергiдроль		Водний розчин HF
Плавікова кислота		K_2CO_3
Поташ		$CaHPO_4 * 2H_2O$
Преципітат		
Свинцевий		$Pb(OH)CH_3COO$
	Оцет	Pb_3O_4 ($2PbO * PbO_2$)
	Сурик	$Pb(CH_3COO)_2 * 3H_2O$
	Цукор	
Селітра		NH_4NO_3
	Амiачна	$Ca(NO_3)_2$
	Вапнякова(норвезька)	KNO_3
	Калієва(індійська)	$NaNO_3$
	Натрієва(чилійська)	Порошок SiO_2
Силікагель		Водний розчин HCN
Синильна кислота		$Fe(NH_4)_2(SO_4)_2 * 6H_2O$
Сіль Мора		Водний розчин H_2S
Сірководнева вода		
Скло розчинне		

Сода	Na_2SiO_3
Кальцинована	
Каустична	Na_2CO_3
Кристалічна	$NaOH$
Питна	$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$
Сулема	$NaHCO_3$
Суперфосфати	$HgCl_2$
Простий	
Подвійний	$Ca(H_2PO_4)_2$ і домішки $CaSO_4$
Сусальне золото	$Ca(H_2PO_4)_2$
Сухий лід	SnS_2
Турнбулева синь	Твердий CO_2
Фосген	$KFe[Fe(CN)_6]$ або $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$
Фосфоритне борошно	$COCl_2$
Хлорна вода	$Ca_3(PO_4)_2$
Хлорне вапно	Розчин Cl_2 у воді
Хромова суміш	Див. Білильне вапно
Царська вода	Суміш H_2SO_4 і $K_2Cr_2O_7$
Чадний газ	Суміш конц.
Червона кров`яна сіль	HCl і HNO_3 (3:1)
Чернина платинова	CO
	$K_3[Fe(CN)_6]$
	Високодисперсний метал

ДОДАТОК Д
Класифікація органічних сполук



КЛАСИФІКАЦІЯ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК					
1.	Вуглеводні:	$R-H$	6.	Карбонові кислоти	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$
	а) алкани	$\text{>}C-C\text{<}$	7.	Естери	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O-R' \end{matrix}$
	б) алкени	$-C=C-$	8.	Тіоспирти	$R-SH$
	в) алкіни	$-C\equiv C-$		Тіоетери	$R-S-R'$
	г) алкадієни	$\begin{matrix} -C=C-C=C- \\ \quad \quad \quad \end{matrix}$	9.	Сульфокислоти	$R-SO_2-OH$
д) арени		10.	Аміни	$R-NH_2$	
2.	Галогенпохідні	$R-Hal$ (Hal=F, Cl, Br, I)	11.	Нітросполуки	$R-NO_2$
3.	Спирти Феноли	$R-OH$ $Ar-OH$	12.	Нітрили	$R-C\equiv N$
4.	Етери	$R-O-R'$	13.	Елементо-органічні сполуки	$R-E$
	Карбонільні сполуки:		14.	Органічні пероксиди	$R-O-O-R'$
5.	а) альдегіди	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow H \end{matrix}$			
	б) кетони	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O \\ \\ O \end{matrix} R'$			

↓ ↓

Гомологічні ряди

ВИДАТНІ ХІМІКИ

Учений	Роки життя	Країна, фах	Найважливіші праці та відкриття в галузі хімії
1	2	3	4
Авогадро Амедео	1776-1856	Італійський хімік і фізик	Закод Авогадро
Алексеев Петр Петрович	1840-1891	Російський хімік-органік	Хімія органічних сполук (азосполук)
Аррениус Сванте Август	1859-1927	Шведський фізико-хімік	Теорія електролітичної дисоціації, вчення про розчини, гідроліз солей
Атрощенко Василь Іванович	1906-1991	Український хімік-технолог	Технологія зв'язаного азоту, кінетика хімічних процесів, теоретичні основи хімічної технології
Бабко Анатолій Кирилович	1905-1968	Український хімік-аналітик	Хімія комплексних сполук, теорія ступінчастої дисоціації
Байер Адольф*	1835-1917	Німецький хімік-органік	Визначення структури і синтез індолу, індиго, барбітуратів, Цис-, транс-ізотермія
Бекетов Микола Миколайович	1826-1911	Російський і український фізико-хімік	Ряд активності металів, алюмінотермія
Бертло П'єр Ежен Марселен	1827-1907	Французкий хімік і державний діяч	Синтези органічних сполук, винахід калориметричної бомби, принцип Бертло-Томсена
Бертолле Клод Луї	1748-1822	Французкий хімік	Вчення про хімічну рівновагу. Дослідження в галузі неорганічної хімії, хімії розчинів і сплавів. Відкриття бертолетової солі
Берцеліус Йєнс Якоб	1779-1848	Шведський хімік	Визначення атомних мас елементів (45), хімічна номенклатура, хімічні символи елементів, формули сполук; каталіз, алотропія
Богатський Олексій Всеволодович	1929-1983	Український хімік-органік	Хімія гетероциклічних сполук, макроциклів; питання стереохімії

Продовження

1	2	3	4
Бойль Роберт	1627-1691	Англійський фізик і хімік	Атомістична теорія, визначення хімічного елемента. Один із засновників якісного хімічного аналізу, вперше застосував індикатори
Бор Нільс*	1885-1962	Датський фізик	Теорія будови атома, перша квантова теорія атома Гідрогену, крапельна модель ядра, теорія поділу ядер, принципи відповідності і додатковості
Бродський Олександр Ілліч	1895-1969	Український фізико-хімік	Ізотопні методи дослідження, статистична теорія обмінної рівноваги, електрохімія розчинів
Будников Петро Петрович	1885-1968	Український і російський хімік-неорганік і технолог	Синтез нових силікатів, технологія виробництва керамічних матеріалів
Бунге Микола Андрійович	1842-1915	Український і російський хімік	Хімія нітросо сполук, електроліз, вдосконалення газового аналізу
Бунзен Роберт Вільгельм	1811-1899	Німецький хімік	Хімія металоорганічних сполук. Добування металів електролізом, створення багатьох лабораторних приладів. Закон Бунзена-Роско
Бурксер Євген Самуїлович	1887-1965	Український хімік-неорганік і гео-хімік	Геохімія гірських порід, гідрохімія, хімія рідкісних і розсіяних елементів; один із засновників агрохімії; радіоактивність лікувальних грязей
Буссенго Жан Батист	1802-1887	Французький агрохімік	Один із засновників агрономічної хімії, вивчення кругообігу речовин у природі, обміну речовин у тварин та рослин
Бутлеров Олександр Михайлович	1828-1886	Російський хімік	Теорія хімічної будови органічних сполук, ізомерія, синтез багатьох органічних сполук

Продовження

1	2	3	4
Бухнер Едуард*	1860-1917	Німецький хімік	Ензимологія, бродіння. Визначення структури і синтез багатьох органічних сполук
Валяшко Микола Авксентійович	1871-1955	Український хімік	Хімія лікарських речовин, спектральний аналіз
Вант-Гофф Якоб Гендрик*	1852-1911	Голландський хімік	Один із засновників фізичної хімії та стереохімії. Принцип оптичної адитивності Вант-Гоффа; правило Вант-Гоффа; закон Вант-Гоффа
Велер Фрідріх	1800-1882	Німецький хімік	Перший синтез природної органічної сполуки, способи добування ряду речовин
Вернадський Володимир Іванович	1863-1945	Український і російський хімік і мінералог	Один із засновників геохімії, біогеохімії, перший президент АН України
Вернер Альфред*	1866-1919	Швейцарський хімік	Один із засновників хімії комплексних сполук, автор координаційної теорії
Вюрц Шарль Адольф	1817-1884	Французький хімік	Синтез ряду органічних сполук; автор іменної реакції
Габер Фріц*	1868-1934	Німецький хімік-неорганік	Праці в галузі електрохімії, синтез аміаку
Гей-Люссак Жозеф Луї	1778-1850	Французький хімік і фізик	Газові закони, добування, аналіз ряду речовин, метод титрування; винайшов термометрограф і ртутний барометр
Гесс Герман Іванович	1802-1850	Російський хімік	Один із засновників термохімії; закон Гесса; правило термонеutralності
Гіббс Джозайя Уїллард	1839-1903	Американський фізико-хімік	Один із засновників хімічної термодинаміки; адсорбція; правило фаз

Продовження

1	2	3	4
Глаубер Йоганн Рудольф	1604-1670	Німецький хімік	Добув чисті нітратну і хлоридну кислоти, сульфат натрію (глауберова сіль); алхімія, хімічна технологія
Горбачевський Іван Якович	1854-1942	Український біохімік	Синтез і дослідження фізіологічно активних речовин, розробка української хімічної термінології
Гофман Август Вільгельм	1818-1892	Німецький хімік-органік	Дослідження ароматичних сполук, продуктів, що входять до складу кам'яновугільної смоли; автор іменної реакції
Гріньяр Франсуа Огюст Віктор*	1871-1935	Французький хімік-органік	Дослідження в галузі хімії металоорганічних сполук; реактив Гріньяра; автор іменної реакції
Дальтон Джон	1766-1844	Англійський фізик і хімік	Розвиток атомістичних уявлень, відкриття закону кратних відношень, газових законів
Деві Гемфрі	1778-1829	Англійський фізик і хімік	Один із засновників електрохімії, добування металів електролізом
Делімарський Юрій Костянтинович	1904-1990	Український електрохімік	Дослідження в галузі електрохімії іонних розплавів; полярографія розплавлених солей
Думанський Антон Володимирович	1880-1967	Український хімік	Один із засновників вітчизняної колоїдної хімії
Дюма Жан Батист Андре	1800-1884	Французький хімік	Встановлення атомної маси ряду елементів; реакція металепсії, визначення поняття гомологічного ряду та загальних формул гомологічних рядів, теорія типів
Жоліо-Кюрі Ірен*	1897-1956	Французький радіохімік	Відкриття штучної радіоактивності
Жоліо-Кюрі Фредерік*	1900-1958	Французький радіохімік	Відкриття штучної радіоактивності, ядерні реакції; анігіляція

Продовження

1	2	3	4
Зелінський Микола Дмитрович	1861-1953	Російський хімік-органік	Праці з хімії органічного каталізу, хімії нафти; винахід вугільного протигазу; автор іменної реакції
Зінін Микола Миколайович	1812-1880	Російський хімік-органік	Вивчення нітросполук; автор іменної реакції
Ізбеков Володимир Олексійович	1881-1963	Український електрохімік	Дослідження в галузі електрохімії розплавлення солей
Ізмайлов Микола Аркадійович	1907-1961	Український фізико-хімік	Дослідження в галузі електрохімії розчинів
Каблуков Іван Олексійович	1857-1942	Російський фізико-хімік	Засновник галузі електрохімії неводних розчинів; сольватація іонів
Кавендіш Генрі	1731-1810	Англійський фізик і хімік	Один із засновників хімії газів, добування чистого водню, вуглекислого газу, визначення складу води
Канніццаро Станіслао	1826-1910	Італійський хімік	Один із засновників атомно-молекулярного вчення, встановив атомні маси ряду елементів; автор іменної реакції
Каразін Василь Назарович	1773-1842	Український вчений	Серед багатьох винаходів— піч, для сухої перегонки деревини, спосіб видобування селітри; заснував Харківський університет
Кекуле Фрідріх Август	1829-1896	Німецький хімік-органік	Учення про валентність; органічний синтез; циклічна формула бензолу
Кіпріанов Андрій Іванович	1896-1972	Український хімік-органік	Праці в галузі хімії органічних барвників
Кірсанов Олександр васильович	1902-1992	Український хімік-органік	Праці в галузі фосфор- і сіркоорганічних сполук; автор іменної реакції
Кольбе Адольф Вільгельм Герман	1818-1884	Німецький хімік-органік	Праці в галузі синтетичної органічної хімії; передбачення чотиривалентності Карбону; автор іменної реакції

Продовження

1	2	3	4
Коновалов Михайло Іванович	1858-1906	Російський і український хімік-органік	Синтез нітросполук; автор іменної реакції
Купер Арчібалд Скотт	1831-1891	Шотландський хімік	Теоретична хімія; здатність атомів Карбону сполучатись у ланцюги; чотиривалентність Карбону
Курнаков Микола Семенович	1860-1941	Російський хімік	Засновник фізико-хімічного аналізу; автор іменної реакції; праці в галузі комплексних робіт та інтерметалічних сполук і сольових систем
Кучеров Михайло Григорович	1850-1911	Російський хімік-органік	Вивчення механізмів органічних реакцій; розвиток органічного синтезу; автор іменної реакції
Кюрі П'єр *	1859-1906	Французький фізик і хімік	Дослідження радіоактивності, відкриття хімічних елементів; закон Кюрі; точка Кюрі; період напіврозпаду
Лавуазьє Антуан Лоран	1743-1794	Французький хімік	Фундатор наукової хімії; відкриття закону збереження маси речовин, киснева теорія горіння
Лебедєв Сергій Васильович	1874-1934	Російський хімік	Полімеризація, ізомеризація і гідрогенізація насичених сполук; метод добування синтетичного каучуку з етанолу
Ле Шательє Анрі Луї	1850-1936	Французький фізико-хімік	Загальний закон зміщення хімічної рівноваги залежно від зовнішніх умов (принцип Ле Шательє)
Лібих Юстус	1803-1873	Німецький хімік	Відкриття ізомерії; синтез органічних сполук; один із засновників агрохімії
Ломоносов Михайло Васильович	1711-1765	Російський учений	Закон збереження маси речовин, атомно-молекулярне вчення, кінетична теорія газів

Продовження

1	2	3	4
Марковников Володимир Васильович	1837-1904	Російський хімік-органік	Теорія будови органічних сполук (правило Марковникова); відкриття нафтенів
Мацуревич Іполит Купріянович	1882-1939	Український хімік-органік	Дослідження в галузі органічного синтезу
Меліков (Мелі- кішвілі) Петро Григорович	1850-1927	Український і грузинський хімік	Дослідження ненасичених органічних кислот і неорганічних пероксидів
Менделєєв Дмитро Іванович	1834-1907	Російський хімік	Періодичний закон, періодична система хімічних елементів; гідратна теорія розчинів
Овчаренко Федір Данилович	Нар. 1913	Український фізико-хімік	Дослідження в галузі колоїдної хімії
Оствальд Вільгельм Фрідріх*	1853-1932	Німецький фізико-хімік	Один із засновників фізичної хімії; теорія електролітичної дисоціації; основи каталізу
Парацельс Теофраст	1493-1541	Німецький природодослі- дник	Засновник ятрохімії
Перкін Уільям Генрі (старший)	1838-1907	Англійський хімік-органік	Синтез органічних сполук, зокрема синтетичних барвників (добув мовеїн); автор іменної реакції
Писаржевський Лев Володимирович	1874-1938	Український хімік	Праці в галузі фізичної хімії; електронна теорія каталізу
Плотников Володимир Олександрович	1873-1947	Український фізико-хімік	Дослідження в галузі хімії мінералів та електрохімії неводних розчинів
Полінг Лайнус Карл	Нар. 1901	Американськи й фізик і хімік	Праці в галузі будови молекул і теорії хімічного зв'язку
Пригожин Ілля Романович*	Нар. 1917	Бельгійський фізико-хімік	Праці в галузі термодинаміки і статистичної механіки необоротних процесів
Прістлі Джозеф	1733-1804	Англійський хімік	Основи науки про гази (пневматична хімія); відкрив кисень, хлороводень, аміак тощо

Продовження

1	2	3	4
Пруст Жозеф Луї	1754-1826	Французький хімік	Утвердження закону сталості складу речовин, прецизійний хімічний аналіз неорганічних сполук
Прянишников Дмитро Миколайович	1865-1948	Російський агрохімік і біохімік	Дослідження в галузі агрономічної хімії; теорія азотного живлення
Рамзай Уільям*	1852-1916	Англійський хімік і фізик	Відкриття інертних газів; дослідження радіоактивності
Реформатський Сергій Миколайович	1860-1934	Український та російський хімік-органік	Праці в галузі металоорганічного синтезу; автор іменної реакції
Ройтер Володимир Андрійович	1903-1973	Український фізико-хімік	Дослідження в галузі кінетики, каталізу та електрохімії
Тананаєв Микола Олександрович	1878-1959	Український та російський хімік	Розробка методів аналітичної хімії
Семенов Микола Миколайович*	1896-1987	Російський фізико-хімік	Теорія ланцюгових реакцій, теорія горіння, каталізу
Склодовська-Кюрі Марія*	1867-1934	Польський і французький фізик і хімік	Дослідження радіоактивності, відкриття хімічних елементів
Фаворський Олексій Євграфович	1860-1945	Російський хімік-органік	Один із засновників хімії ацетиленових сполук; правила Фаворського; автор іменної реакції
Фарадей Майкл	1791-1867	Англійський фізик і хімік	Один із засновників електрохімії; закони електролізу
Фішер Еміль Герман*	1852-1919	Німецький хімік-органік	Дослідження і синтез природних органічних сполук—вуглеводів, білків пуринів; застосування ферментів
Франкланд Едуард	1825-1899	Англійський хімік-органік	Започаткував вчення про валентність; праці в галузі органічного, металоорганічного синтезу

Продовження

1	2	3	4
Францевич Іван Микитович	1905-1985	Український фізико-хімік	Праці в галузі матеріалознавства, електрохімії та хімії поверхневих явищ
Фрумкін Олександр Наумович	1895-1976	Російський електрохімік	Один із фундаторів сучасного вчення про електрохімічні процеси
Чугаєв Лев Олександрович	1873-1922	Російський хімік	Праці в галузі аналітичної хімії, хімії комплексних сполук; автор іменної реакції; правило циклів Чугаєва; реактив Чугаєва; солі Чугаєва
Шапошников Володимир Георгійович	1870-1952	Український хімік- технолог	Розробка технологій волокнистих речовин та хімії барвників
Шеєле Карл Вільгельм	1742-1786	Шведський хімік	Відкриття кисню, добування багатьох органічних і неорганічних речовин
Шилов Євген Олексійович	1893-1970	Український хімік	Дослідження механізмів органічних реакцій та методів аналітичної хімії
Яворський Володимир Полікарпович	1876-1942	Український хімік-органік	Праці в галузі синтезу органічних сполук

* Зірочкою позначено прізвища лауреатів Нобелівської премії

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Базелюк І. І. Довідкові матеріали з хімії / І. І.Базелюк, Н. М.Буринська, Л. П. Величко. – К.; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. – 100 с.
2. Березан О. Енциклопедія хімічних задач / О. Березан. – Тернопіль: Підручники і посібники, 2001. – 304 с.
3. Кириченко В. І. Загальна хімія: Навч. посіб. – К.: Вища шк., 2005. – 639 с.: іл.
4. Корчинський Г. А. Хімія: Підручник / Г. А.Корчинський. – Вінниця «Поділля-2000», 2002. – 525 с.
5. Кюрчев В. М. Альтернативне паливо для енергетики АПК : посібн. / Кюрчев В. М., Дідур В. А, Грачова Л. І. / за ред. В. А. Дідура. – К. : Аграрна освіта, 2012. – 416 с.
6. Михалічко Б. М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навч. посіб. – К.: Знання, 2009. – 548 с.
7. Паливо-мастильні матеріали, технічні рідини та системи їх забезпечення. К / Упор. В. Я. Чабанний. – Кіровоград: Центрально-Українське видавництво, 2008. – 353 с.
8. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студентів вищ. навч. закладів / Н. В. Романова. – К.: Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
9. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. Практикум. – К.: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2003. – 220 с.
10. Романцева Л. М. Сборник задач и упражнений по химии / Л. М. Романцева, З. Л. Лещинская, В. Л. Суханова. – М.: Высш. шк., 1991. – 288 с.: ил.
11. Телегус В. С. Основи загальної хімії: Підручник / В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кінжибало. – Львів: Світ, 2000. – 424 с: іл.

Навчально-методична література

Назарко І. С., Вічко О. І.

Загальна хімія

Навчальний посібник

для студентів технічних спеціальностей

Комп'ютерне макетування та верстка *А. П. Катрич*

Формат 60x90/16. Обл. вид. арк. 7,42. Тираж 10 прим. Зам. № 3243.

Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя.

46001, м. Тернопіль, вул. Руська, 56.

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4226 від 08.12.11.