

Міністерство освіти і науки України
Дніпровський національний університет залізничного транспорту
імені академіка В. Лазаряна

Л. Д. Тарасова, О. В. Розгон

XІМІЯ

**Навчальний посібник для іноземних студентів
підготовчого відділення**

Дніпро - 2019

УДК 54(075,8)
Т19

Рекомендовано Вченою радою Дніпровського національного університету
залізничного транспорту імені академіка В. Лазаряна
(Протокол № 8 від 25.02. 2019 р.)

Автори:

Л. Д. Тарасова, к.х.н., доцент Дніпровського національного університету залізничного
транспорту імені академіка В. Лазаряна;
О. В. Розгон, асистент Дніпровського національного університету залізничного
транспорту імені академіка В. Лазаряна

Рецензенти:

Ю .В. Зеленько, д.т.н., професор Дніпровського національного університету залізничного
транспорту імені академіка В. Лазаряна;
Сніжко Л. О., д.х.н., професор Українського державного хіміко-технологічного
університету

Хімія: Навчальний посібник для іноземних студентів підготовчого відділення /
Дніпровський національний університет залізничного транспорту
імені академіка В. Лазаряна; Автори: Л.Д. Тарасова, О. В. Розгон. - Д, 2019. - 166 с. : ил.

ISBN : 978-617-7540-80-8

Навчальний посібник «Хімія» призначений для іноземних студентів підготовчого відділення. Він містить навчальну інформацію, необхідну для успішного продовження освіти у вузах України: основні поняття і закони хімії, найважливіші класи неорганічних сполук, типи хімічних реакцій та закономірності їхнього перебігу, основні поняття хімії розчинів, сутність окисно-відновних реакцій і поняття, які пов'язані з ними.

Крім основного матеріалу, в посібнику наведено приклади розв'язання типових задач. Кожна тема включає контрольні запитання, завдання і тестові завдання. Подається словник основних термінів: українською; російською; англійською та французькою мовами.

Зміст посібника відповідає програмі з загальної хімії для підготовчих факультетів іноземних громадян.

УДК 54(075,8)
Т19

ISBN : 978-617-7540-80-8

ЗМІСТ

Вступ	6
ТЕМА 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ.....	7
1.1. Хімія як наука. Речовина	7
1.2. Фізичні та хімічні явища. Хімічні реакції	9
ТЕМА 2. АТОМНО - МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ.....	11
2.1. Молекулярна будова речовини.....	11
2.2. Атоми. Хімічні елементи. Прості і складні речовини	12
2.3. Основні положення атомно-молекулярного вчення	15
2.4. Відносна атомна та відносна молекулярна маса	17
2.5. Моль. Молярна маса	19
2.6. Хімічні знаки і формули	21
2.7. Поняття валентності.....	25
2.8. Хімічні реакції.....	28
2.9. Стехіометричні закони.....	29
2.9.1. Закон збереження маси речовин.....	30
2.9.2. Закон сталості складу.....	31
2.9.3. Закон Авогадро.....	32
2.9.4. Закон об'ємних відношень.....	36
2.9.5. Закон еквівалентів	37
ТЕМА 3. ОБЧИСЛЕННЯ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ ТА РІВНЯННЯМИ РЕАКЦІЙ	39
ТЕМА 4. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА. БУДОВА АТОМА.....	43
4.1. Періодичний закон та періодична система хімічних елементів.....	43
4.2. Будова атома.....	45
4.3. Будова електронної оболонки атома	48
4.4. Електронні та електронографічні формули.....	54
4.5. Визначення складу речовин.....	57
4.6. Періодична система елементів та електронна будова атомів.....	58
4.7. Енергетичні характеристики атома	61
ТЕМА 5. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК	63
5.1. Ковалентний зв'язок	65

5.1.1. Властивості ковалентного зв'язку.....	68
5.1.2. Види ковалентного зв'язку	69
5.2. Йонний зв'язок.....	73
5.3. Водневий зв'язок	76
5.4. Металічний зв'язок.....	78
ТЕМА 6. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК	80
6.1. Класифікація неорганічних сполук	80
6.2. Оксиди. Класифікація. Одержання. Властивості	80
6.3. Основи. Класифікація. Одержання. Властивості	85
6.4. Кислоти. Класифікація. Одержання. Властивості	89
6.5. Солі. Класифікація. Одержання. Властивості	94
ТЕМА 7. ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ ТА ЗАКОНОМІРНОСТІ ЇХНЬОГО ПРОТІКАННЯ	103
7.1. Класифікація хімічних реакцій.....	103
7.2. Енергетика хімічних процесів	106
7.2.1. Ентальпія хімічної реакції.....	107
7.2.2. Закон Гесса	109
7.3. Хімічна кінетика та рівновага.....	111
7.3.1. Швидкість хімічних реакцій	112
7.3.2. Хімічна рівновага	119
ТЕМА 8. РОЗЧИНИ	126
8.1. Поняття про розчини. Концентрація речовин у розчині	126
8.2. Розчини електролітів.....	130
8.2.1. Електролітична дисоціація. Сильні та слабкі електроліти	131
8.2.2. Електролітична дисоціація кислот, основ, солей	134
8.2.3. Йонні рівняння реакцій	138
8.2.4. Електролітична дисоціація води. Водневий показник (рН). Індикатори	141
8.2.5 Гідроліз солей.....	146
ТЕМА 9. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ.....	154
9.1. Валентність і ступінь окиснення	154
9.2. Окисно-відновні властивості елементів та їхніх сполук	157
9.3. Методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій.....	159
ЛІТЕРАТУРА	161

Інтернет сайти, які містять цікавий матеріал з хімії.....	162
ДОДАТКИ	163
Розчинність кислот, основ і солей у воді.....	163
Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва (коротка форма).....	164
Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва (довга форма)	165

Вступ

Навчальний курс «Хімія» належить до обов'язкового циклу дисциплін, які вивчаються студентами-іноземцями на підготовчих факультетах вищих навчальних закладів України.

Хімія як фундаментальна природнича наука вивчає навколишній світ і має багатовекторні перспективи в усіх напрямках розвитку науково-технічного прогресу. Знання з хімії необхідні для плідної творчої діяльності сучасного фахівця в багатьох галузях: хімії та хімічної технології, біології, медицині, сільському господарстві, будівництві та ін.

Ломоносов М.В. писав: *«Широко простягає хімія руки свої в справи людські ... Куди не глянемо, скрізь постають перед очима нашими успіхи її старанності»*. У наш час слова вченого набувають особливої ваги й актуальності.

Основною метою курсу «Хімія» на підготовчому відділенні для іноземних громадян є їхня підготовка до навчання у вишах України.

Навчальний посібник містить короткий виклад основного матеріалу з курсу загальної хімії: основні поняття і закони хімії; склад, номенклатура, одержання, а також властивості представників найважливіших класів неорганічних сполук; типи хімічних реакцій та закономірності їхнього перебігу; основні поняття хімії; сутність окисно-відновних реакцій і основні поняття, пов'язані з ними.

Крім основного матеріалу, в навчальному посібнику наведено приклади розв'язання типових задач. Кожна тема включає змістовну частину, питання для самоконтролю, завдання та задачі, виконання яких дає можливість студентам оцінювати рівень засвоєння матеріалу, що вивчається. У навчальному посібнику подається словник основних термінів українською, російською, англійською та французькою мовами.

Зміст посібника відповідає програмі з загальної хімії для вивчення на підготовчих факультетах. Навчальний посібник «Хімія» можна використовувати при навчанні іноземних студентів медико-біологічного і природно-наукового профілю на етапі передвузівської підготовки і на початкових курсах навчання у ВНЗ.

ТЕМА 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

1.1. Хімія як наука. Речовина

Хімія - наука про склад, будову, властивості речовин і їхні хімічні перетворення. А що ж таке речовина?

Речовина - це форма матерії, яка перебуває у стані спокою. Оглянемося навколо. Ми самі і все, що нас оточує, складається з речовин, яких дуже багато. На сьогодні вчені нараховують 4 мільйони органічних і близько 100 тисяч неорганічних речовин, і всі вони мають певні властивості.

Властивостями речовини є ознаки, за якими вони розрізняються або уподібнюються.

Найважливішими фізичними властивостями речовин є:

- 1) агрегатний стан (тверде, рідке, газоподібне);
- 2) колір;
- 3) густина;
- 4) температури кипіння і плавлення;
- 5) тепло- й електропровідність;
- 6) розчинність у воді й інших рідинах;
- 7) смак і запах і т.д.

Наприклад, алюміній - це метал сріблясто-білого кольору, його густина $2,7 \text{ г/см}^3$, температура плавлення 660°C , він дуже пластичний і електропровідний (рис. 1а).



а)

б)

Рисунок 1. а) алюміній (Al); б) сірка (S)

Сірка - це крихкі кристали світло-жовтого кольору, нерозчинні у воді; густина сірки $2,07 \text{ г/см}^3$, температура плавлення $112,8 \text{ }^\circ\text{C}$ (рис.1б). Ми охарактеризували фізичні властивості алюмінію і сірки.

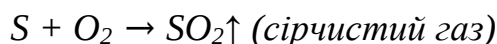
Будь-яка зміна в природі - це *явище*. Розчинення цукру у воді, кипіння води, рух людини - це явища. Розрізняють *фізичні і хімічні явища*.

При фізичних явищах нові речовини не утворюються. Змінюються певні їхні властивості: агрегатний стан при кипінні води (вода рідка перетворюється у воду газоподібну), форма тіла (шматок крейди перетворюється в порошок). Коли речовини не змінюються, і нові речовини не утворюються - це *фізичні явища*.



Хімічні явища - це явища, коли утворюються нові речовини з новими властивостями.

Наприклад, при горінні сірки виділяється теплота й утворюється нова речовина - газ із неприємним запахом.



Таким чином, *хімія вивчає склад, будову, властивості і перетворення речовин*.

Запитання і завдання

1. Що вивчає хімія?
2. Що таке речовина? Наведіть приклади.
3. Які властивості має речовина?
4. Що таке явища?
5. Які ви знаєте явища?
6. Що зміниться, якщо:
 - а) шматок крейди перетворити в порошок;
 - б) розплавити метал.
7. Які з поданих слів є речовиною, а які - фізичним тілом:

а) склянка;	б) скло;	в) цукор;
г) Сонце;	д) залізо (Fe);	е) будинок;
ж) крейда;	з) чашка;	і) водень;
к) ложка;	л) сіль;	м) автобус.

1.2. Фізичні та хімічні явища. Хімічні реакції

У речовинах відбуваються різні зміни, наприклад: випаровування води, плавлення скла, згорання палива, іржавіння металів і т.п. Ці зміни можна віднести до фізичних або хімічних явищ.

Під час *хімічних реакцій* вихідні речовини змінюються і перетворюються в зовсім інші речовини, що мають певні властивості. На це вказують зовнішні ознаки хімічних реакцій:

- 1) виділення теплоти (іноді світла);
- 2) зміна забарвлення;
- 3) поява запаху;
- 4) утворення осаду;
- 5) виділення газу.

Фізичні явища, які відбуваються навколо нас, мають величезне значення.

Наприклад, випаровування води, конденсація водяної пари і випадання дощу складають колообіг води в природі. У промисловому виробництві металів, пластмас та інших матеріалів, яким надають певну форму (при штампуванні, прокаті), в результаті отримують різноманітні предмети.

Вагоме значення мають хімічні реакції. Вони використовуються для отримання металів (заліза, алюмінію, міді, цинку, свинцю, олова та ін.), а також пластмас, мінеральних добрив, медикаментів. У багатьох випадках хімічні реакції служать джерелом отримання енергії різних видів. При згоранні палива виділяється теплота, яку використовують у побуті і в промисловості. Складні біохімічні процеси, що протікають в організмах рослин, тварин і людини, пов'язані з різними хімічними перетвореннями.

Запитання і завдання

1. У результаті яких явищ утворюються нові речовини ?
2. Які явища називаються хімічними?
3. Які це явища (фізичні або хімічні):
 - а) плавлення магнію;
 - б) горіння магнію;
 - в) розчинення магнію в сірчаній кислоті;
 - г) плавлення сірки;
 - д) горіння сірки;
 - е) випаровування спирту;
 - ж) горіння спирту;

- з) перетворення крейди в порошок?
4. Визначте, які зміни характеризують хімічну реакцію:
- а) зміна форми тіла;
 - б) зміна кольору;
 - в) зміна агрегатного стану речовини;
 - г) утворення газу;
 - д) зміна об'єму;
 - е) поглинання теплоти.

Нові слова і словосполучення
УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

агрегатний стан	агрегатное состояние	aggregate state	état physique
речовина	вещество	substance	substance
газ, газоподібний	газ, газообразный	gas	de gas, gazeux
горіння	горение	burning	combustion
рідкий	жидкий	liquid	liquide
замерзання	замерзание	freezing	congélation
подрібнення	измельчение	grinding	broyage
кипіння	кипение	boiling	ébullition
будь-який	любой	any	tout
утворювати	образовывать	to form, to constitute	former, constituer
відрізнятися	отличаться	to differ	différer
плавлення	плавление	melting	fusion
порошок	порошок	powder	poudre
ознака	признак	feature	attribute , signe
властивість	свойство	property	propriété
твердий	твердый	solid	solide
теплота	теплота	heat	chaleur
явище	явление	phenomenon	phénomène

ТЕМА 2. АТОМНО - МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ

2.1. Молекулярна будова речовини

Речовини складаються з молекул. Речовина $\rightarrow$ молекула $\rightarrow$ атом (хімічний елемент).

Молекула - це найменша частинка речовини, яка зберігає її хімічні властивості.

Ми не можемо побачити окремі молекули води (H_2O) і йоду (I_2), але вони існують. В електронний мікроскоп видно великі молекули, наприклад, молекули білка. Між молекулами діють сили тяжіння і відштовхування. Молекули мають масу, розмір, хімічні властивості. *Молекули однієї речовини є однаковими.*

Молекули різних речовин мають різний склад, різну масу, різні розміри, різні властивості. Наприклад, усі молекули води однакові. Молекули води (рис. 2б) і йоду (рис. 2а) різні.

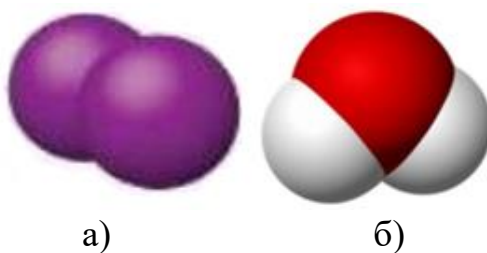


Рисунок 2. Схеми молекул - а) I_2 ; б) H_2O

Молекули постійно рухаються. У 1827 р англійський учений Броун побачив у мікроскоп рух твердих частинок у рідині. Частинки рухаються постійно і хаотично. Це явище назвали броунівським рухом. Воно свідчить, що і молекули рідини хаотично і постійно рухаються.

Броунівський рух — невпорядкований, хаотичний рух частинки під дією нерівномірних ударів молекул речовини з різних боків у розчинах. Це фізичне явище називається *дифузією*. Броунівський рух (рис. 3), дифузія, розчинення речовини й інші явища свідчать, що молекули існують і постійно рухаються.

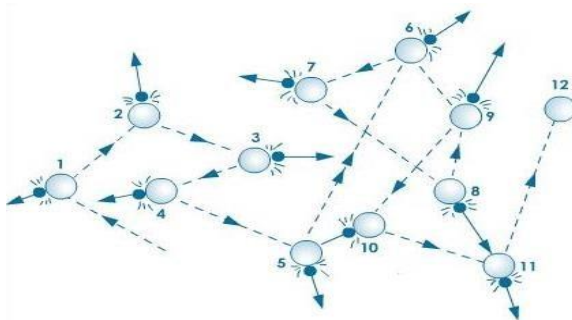


Рисунок 3. Броунівський рух

За сучасними теоріями, з молекул складаються речовини в газоподібному і пароподібному станах. У твердому (кристалічному) стані з молекул складаються лише сполуки, що мають молекулярну структуру, наприклад, органічні сполуки, неметали (за невеликим винятком), карбон (IV) оксид (CO_2), вода (H_2O). Більшість же твердих (кристалічних) неорганічних сполук не має молекулярної структури. Вони складаються не з молекул, а з інших частинок (йонів, атомів) й існують у вигляді макротіл. Наприклад, солі, оксиди і сульфідні металів, алмаз, кремній, метали. У сполуках з молекулярною структурою хімічний зв'язок між молекулами не такий міцний, як між атомами. Тому вони мають порівняно низькі температури плавлення і кипіння. У речовинах з немoleкулярною структурою хімічний зв'язок між частинками дуже міцний. Тому вони мають високі температури плавлення і кипіння. Сучасна хімія вивчає властивості мікрочастинок (атомів, молекул, йонів) і макротіл.

2.2. Атоми. Хімічні елементи. Прості і складні речовини

Молекули і кристали складаються з атомів. **Атоми** - це дрібні хімічно неподільні частинки. Молекули в процесі хімічних реакцій розпадаються, тобто вони є хімічно подільними частинками. Атоми в процесі хімічних реакцій не змінюються. З атомів утворюються нові молекули.

У природі існують види атомів, які розрізняються розміром, масою і властивостями. Окремий вид атомів називається *хімічним елементом*.

Однією з важливих ознак елементів є їхня поширеність у земній корі, тобто у верхній твердій оболонці Землі, товщина якої умовно прийнята за 16 км. Розподіл елементів у земній корі вивчає геохімія - наука про хімію Землі. Геохімік, академік А. П. Виноградов склав таблицю середнього хімічного складу земної кори. Згідно з цими даними, найпоширенішим елементом є кисень *O* - 46,1 % маси земної кори. Наступні кремній *Si* - 28,2 %, алюміній *Al* - 8,2 %, залізо *Fe* - 5,6 %, кальцій *Ca* - 3,6 %, натрій *Na* - 2,4 %, калій *K* - 2,1 %, магній *Mg* - 4,1 %, водень *H* - 0,15 % (рис. 4).

Наведені цифри свідчать, що елементи поширені у земній корі нерівномірно. Зазначені 9 елементів складають 99,79 % маси земної кори, всі інші - лише 0,21 %.

У природі (на Землі) встановлено наявність 94 різних хімічних елементів. Деякі елементи утворені штучним шляхом з використанням ядерних реакцій. На сьогодні відомо 126 елементів.

У таблиці 1 наведені українські та латинські назви елементів, хімічні знаки і їхнє читання у формулі. Ці елементи утворюють речовини, які нас оточують.

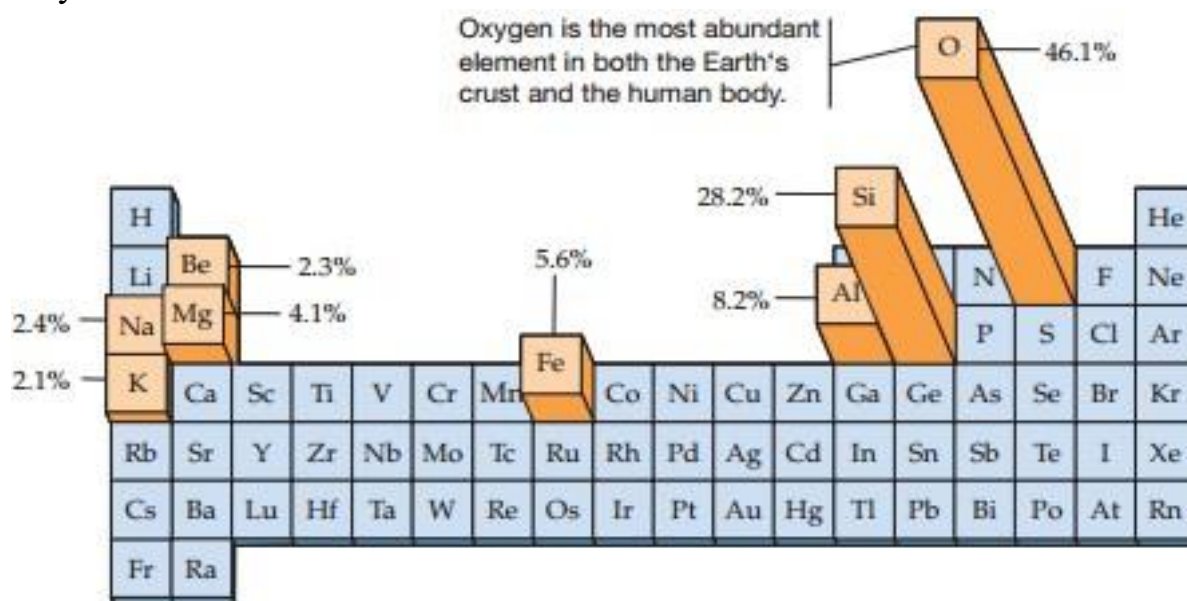


Рисунок 4. Оціночний елементний склад земної кори

Таблиця 1

Назви, хімічні знаки і відносні атомні маси деяких елементів

Хімічний знак елемента	Латинська назва елемента	Українська назва елемента	Вимова символу	Відносна атомна маса (A_r)
Ag	Argentum	срібло	Аргентум	108
Al	Aluminium	алюміній	Алюміній	27
As	Arsenicum	миш'як	Арсен	75
Au	Aurum	золото	Аурум	197
Ba	Barium	барій	Барій	137
Br	Bromium	бром	Бром	80
C	Carboneum	карбон	Це	12
Ca	Calcium	кальцій	Кальцій	40
Cl	Chlorum	хлор	Хлор	35,5
Cr	Chromium	хром	Хром	52
Cu	Cuprum	мідь	Купрум	64
F	Fluorum	флуор	Фтор	19
Fe	Ferrum	залізо	Ферум	56
H	Hydrogenium	гідроген	Аш	1
Hg	Hydrargyrum	меркурій	Гідраргірум	201
I	Iodum	йод	Іод	127

K	Kalium	калій	Калій	39
Li	Lithium	літій	Літій	7
Mg	Magnesium	магній	Магній	24
Mn	Manganum	марганець	Манган	55
N	Nitrogenium	нітроген	Ен	14
Na	Natrium	натрій	Натрій	23
O	Oxygenium	оксиген	О	16
P	Phosphorus	фосфор	Пе	31
Pb	Plumbum	свинець	Плюмбум	207
S	Sulfur	сульфур (сірка)	Ес	32
Sb	Stibium	сурма	Стибій	122
Si	Silicium	силіцій(кремній)	Силіцій	28
Sn	Stannum	олово	Станум	119
Zn	Zincum	цинк	Цинк	65

Атоми хімічних елементів належать до простих і складних речовин. Речовини, які складаються з атомів одного елемента, називаються **простими**.

Сірка S, водень H₂, кисень O₂, озон O₃, фосфор P, залізо Fe - це прості речовини.

Речовини, які складаються з атомів різних елементів, називаються **складними**.

Наприклад, вода H₂O складається з атомів різних елементів - гідрогену H і кисню O; крейда CaCO₃ складається з атомів елементів - кальцію Ca, карбону C і кисню O. Вода і крейда - складні речовини.

Поняття «проста речовина» не можна ототожнювати з поняттям «хімічний елемент». Проста речовина характеризується певною густиною, розчинністю, температурою кипіння і плавлення та ін.

Хімічний елемент характеризується певним позитивним зарядом ядра (порядковим номером), ступенем окиснення, ізотопним складом та ін. Властивості елемента характеризуються окремими видами атомів. Складні речовини складаються не з простих речовин, а з елементів. Наприклад, вода складається не з простих речовин водню і кисню, а з елементів гідрогену і кисню.

Назви елементів збігаються з назвами відповідних до них простих речовин, за винятком: гідрогену, кисню, нітрогену, вуглецю.

Більшість хімічних елементів утворюють кілька простих речовин, різних за будовою і властивостями. Це явище називається *алотропія*, а речовини, що утворилися, *алотропічними видозмінами або модифікаціями*. Так елемент

кисень утворює дві алотропічні модифікації: кисень і озон; елемент карбон - три: алмаз, графіт і карбін; кілька модифікацій утворює елемент фосфор: білий фосфор, червоний фосфор і чорний фосфор.

Явище алотропії характеризується такими ознаками:

- 1) різною кількістю атомів у молекулі, наприклад, кисень O_2 й озон O_3 ;
- 2) утворенням різних кристалічних форм, наприклад, алмаз, графіт і карбін (рис. 5).

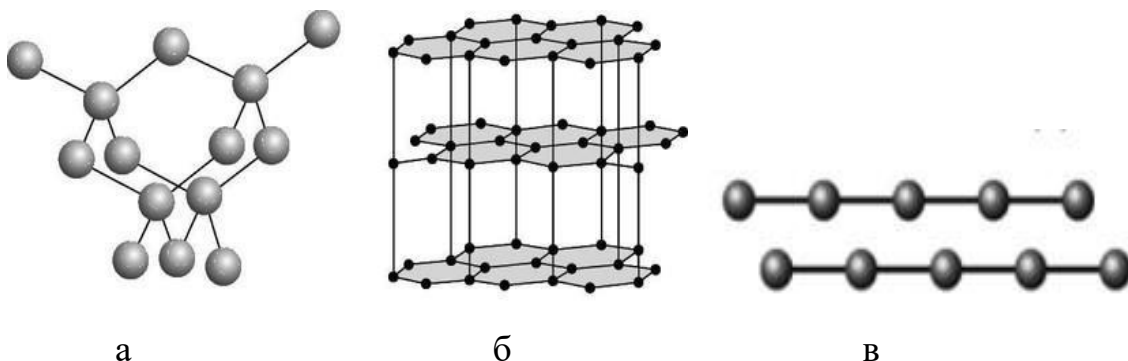


Рисунок 5. Структури: а) алмаз; б) графіт; в) карбін

2.3. Основні положення атомно-молекулярного вчення

Існують речовини молекулярної і немолекулярної будови. Речовини молекулярної будови в твердому стані складаються з молекул - найменших частинок речовин, які зберігають його хімічні властивості. Речовини немолекулярної будови складаються з атомів або йонів. Суть атомно-молекулярного вчення можна звести до таких положень:

1. Усі речовини складаються з молекул, атомів або йонів;
2. Молекули складаються з атомів;
3. Молекули й атоми знаходяться в безперервному русі. Швидкість їхнього руху з підвищенням температури зростає;
4. Молекули зберігаються при фізичних явищах і руйнуються при хімічних реакціях;
5. Атоми одного елемента відрізняються від атомів іншого елемента розміром, вагою та властивостями;
6. Атоми при хімічних реакціях зберігаються;
7. Хімічна реакція - це утворення нових речовин з тих атомів, з яких складаються вихідні речовини.

Запитання і завдання

1. Поставте слова «атом», «молекула» у відповідному числі й відмінку:

а) при хімічних реакціях _____ руйнуються,

а _____ не змінюються;

б) молекула води складається з 2^x _____

гідрогену і з 1 _____ кисню.

2. Напишіть символи елементів і їхню вимову (таблиця 2).

Таблиця 2

Назва елемента	Хімічний знак елемента	Вимова символу	Відносна атомна вага (A _r)
Гідроген	Н	Аш	1
Оксиген			
Карбон			
Нітроген			
Сірка(сульфур)			
Мідь			
Залізо			

3. Укажіть відповідність між символом і назвою хімічного елемента:

Назва: S - Сірка,

_____ - Гідроген; _____ - Флуор; _____ - Залізо;

_____ - Оксиген; _____ - Йод; _____ - Кальцій;

_____ - Хлор; _____ - Калій; _____ - Золото;

_____ - Нітроген; _____ - Фосфор; _____ - Магній;

_____ - Алюміній; _____ - Карбон.

4. Розподіліть речовини на прості і складні сполуки:

O₂; H₂O; CO₂; Fe; N₂; Al; KCl; C; KOH; Cu, HNO₃, P₄

а) прості _____

б) складні _____

5. Впишіть окремо речовини:

Cu; CO₂; Al; Ag; KCl; H₂; Ca; FeS; I₂; Cl₂

метали: _____

неметали: _____

прості речовини: _____

складні сполуки: _____

6. Які елементи входять до складу:

а) крейди – Ca, C, O

б) води - _____

в) кисню - _____

г) озону - _____

д) сірчаної кислоти - _____

е) алмазу - _____

ж) графіту - _____

7. Яке явища називається алотропією? Чим воно зумовлене?

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

алотропія	аллотропия	allotropy	allotropy
атом	атом	atom	atome
заряд	заряд	charge	charge
знак, символ	знак, символ	sign, symbol	sign, symbol
іон (йон)	ион	ion	ion
маса (вага)	масса	mass	masse
молекула	молекула	molecule	molécule
простий	простой	simple	simple
розмір	размер	size	dimension
руйнувати	разрушать	to destroy, to break down	détruire, effondrement
властивість	свойство	property	propriété
складний	сложный	complicated	complexe
зберігати	сохранять	to save	conserver, maintenir
хімічна реакція	химическая реакция	chemical reaction	réaction chimique
хімічний елемент	химический элемент	chemical element	élément chimique
частка	частица	particle	particule

2.4. Відносна атомна та відносна молекулярна маса

Маса атома - дуже маленька величина. Наприклад, маса атома водню 0,000000000000000000000000167, або $1,67 \cdot 10^{-24}$ г (одна ціла шістдесят сім сотих, помножена на десять у мінус двадцять четвертого ступеня грамів). Маса атома вуглецю $19,93 \cdot 10^{-24}$ г. Використовувати такі числа при розрахунках незручно. Тому хіміки використовують відносну фізичну величину - відносну атомну масу елемента (A_r).

Відносна атомна маса елемента - величина, що дорівнює відношенню маси атома елемента до 1/12 (однієї дванадцятої) маси атома вуглецю - ^{12}C .

Маса субатомних часток

Частка (Particle)	Маса (Mass (grams))	Заряд (Charge (coulombs))
Електрон (Electron)	$9,109\,382 \cdot 10^{-28}$	$-1,602\,176 \cdot 10^{-19}$
Протон (Proton)	$1,672\,622 \cdot 10^{-24}$	$+1,602\,176 \cdot 10^{-19}$
Нейтрон (Neutron)	$1,674\,927 \cdot 10^{-24}$	0

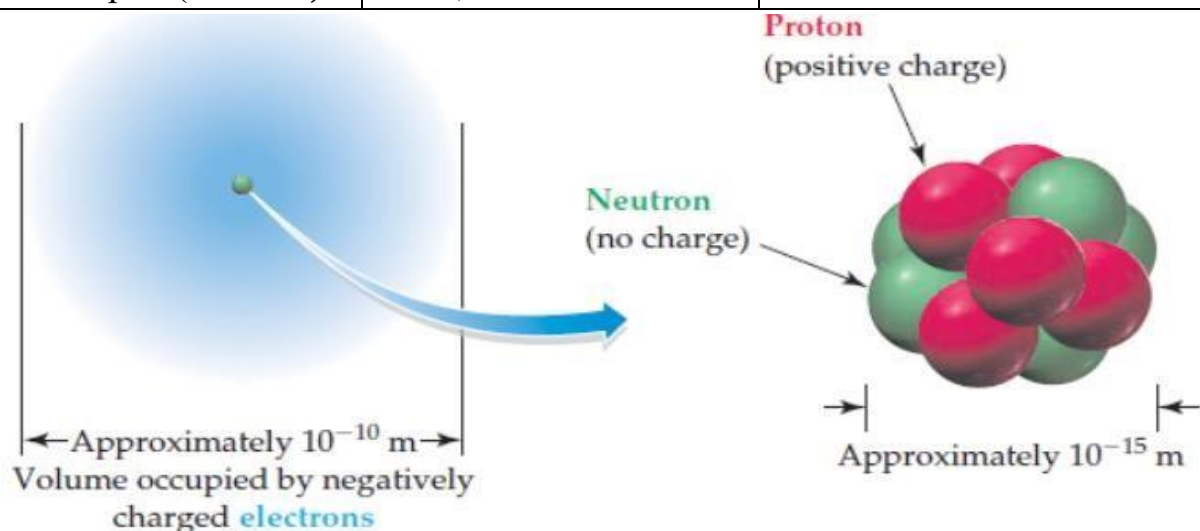


Рисунок 6. Будова ядра атома і його розмір щодо атома

Одна дванадцята маси вуглецю ^{12}C – дорівнює:

$19,93 \cdot 10^{-27} / 12 = 1,66 \cdot 10^{-27}$ кг, називається атомною одиницею маси (а.о.м.).

Наприклад, маса атома кисню $26,60 \cdot 10^{-24}$ г, тому відносна атомна маса кисню $A_r(\text{O}) = 26,6 \cdot 10^{-24} / 1,66 \cdot 10^{-24} = 16$.

Відносна атомна маса свідчить, у скільки разів маса атома є більшою від 1/12 частини маси атома вуглецю. Відносна атомна маса елемента - важлива його кількісна характеристика.

Відносна молекулярна маса. Маса молекули в грамах, так само, як і маса атома, дуже маленька величина. Наприклад, маса однієї молекули води (H_2O) дорівнює $28,944 \cdot 10^{-24}$ г. Тому користуються відносною фізичною величиною - відносною молекулярною масою (M_r).

Відносна молекулярна маса речовини - величина, що дорівнює відношенню маси молекули речовини до 1/12 ваги атома вуглецю - ^{12}C .

Числове значення відносної молекулярної маси дорівнює сумі відносної маси атомів, з яких складається молекула.

Наприклад, відносна молекулярна маса води:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1,00797 + 1 \cdot 15,9994 = 18,01534.$$

Відносна молекулярна маса купрум сульфату:

$$M_r(\text{CuSO}_4) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 64 + 32 + 4 \cdot 16 = 160$$

Відносна молекулярна маса свідчить, у скільки разів маса молекули даної речовини є більшою, ніж 1/12 частина маси атома вуглецю. Відносна молекулярна маса - одна з головних характеристик речовини.

Запитання і завдання

1. Відносною атомною масою називається?
2. На що вказує відносна атомна маса?
3. Що таке відносна молекулярна маса? На що вона вказує?
4. Визначте відносну атомну масу:
 - а) заліза (маса атома заліза $93,13 \cdot 10^{-24}$);
 - б) водню (маса атома гідрогену $1,67 \cdot 10^{-24}$);
 - в) урану (маса атома урану $396,67 \cdot 10^{-24}$).
5. Обчисліть відносну молекулярну масу сполук:
 $M_r(\text{SO}_2) =$
 $M_r(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) =$
 $M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) =$
 $M_r(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) =$
 $M_r(\text{O}_3) =$
 $M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) =$
 $M_r(\text{Fe}(\text{OH})_3) =$

2.5. Моль. Молярна маса

У Міжнародній системі одиниць (СІ) за одиницю кількості речовини прийнято моль - кількість речовини (**n**). Одиницею кількості речовини є **моль**.

Моль – це кількість речовини, яка містить стільки молекул, атомів, йонів, електронів або інших структурних одиниць, скільки атомів міститься в 12 г ізотопу вуглецю ^{12}C . Число частинок в одному молі будь-якої речовини одне й те саме.

Моль – це кількість речовини, що містить $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць (атомів, молекул та ін.); число, рівне $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$, називають **числом Авогадро** і позначають ***N*_A**.

Очевидно, в двох молях вуглецю буде - $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ атомів, в трьох молях – $3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ атомів і т.д.

Маса $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, атомів або інших частинок речовини називається його **молярною масою** (позначається літерою ***M***). Молярну масу речовини можна визначити за формулою:

$$M = M_r \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = M_r \cdot 1 \text{ г/моль}$$

або

$$M = M_r \cdot 1 \text{ г/моль},$$

де M_r – відносна молекулярна маса; $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ – постійна Авогадро; $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$ – це 1/12 маси атома вуглецю.

Числове значення молярної маси речовини M дорівнює відносній молекулярній масі (M_r) (таблиця 4).

Молярна маса речовини виражається в грамах на моль (г/моль). Молярна маса атомарного азоту M_{N_2} дорівнює 14 г/моль, молярна маса молекулярного азоту $M_{N_2} = 14 \cdot 2 = 28 \text{ г/моль}$.

Таблиця 4

Відносна атомна або молекулярна маса деяких речовин

Формула речовини	Відносна атомна (A_r , г/моль) або Молекулярна маса (M_r , г/моль)	Число частинок у 1 моль
Fe	56	$6,02 \cdot 10^{23}$ атомів
O ₂	32	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
H ₂ O	18	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
CaCO ₃	100	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
H ₂ SO ₄	98	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
S	32	$6,02 \cdot 10^{23}$ атомів

Молярна маса - це величина, що дорівнює відношенню маси речовини (m) до кількості речовини (n):

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

M – молярна маса речовини, г/моль

m – маса речовини, г

n – кількість речовини, моль.

Приклад. Скільки молекул міститься у воді масою 9 г ? Скільки атомів усіх елементів міститься у воді масою 9 г ?

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ г}$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) - ?;$$

$$N(\text{H}) - ?;$$

$$N(\text{O}) - ?$$

Рішення:

$$M = \frac{m}{n}; \quad n = \frac{m}{M}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ г/моль}$$

$$n = \frac{9}{18} = 0,5 \text{ моль}$$

1 моль речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ – число Авогадро).

$$N(\text{H}_2\text{O}) = N_A \cdot n = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,5 \text{ моль} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ атомів}.$$

Молярна маса може бути підрахована для речовин як у молекулярному, так і в атомному стані. Наприклад, молярна маса молекулярного водню $M(H_2) = 2$ г/моль, а молярна маса атомарного водню $M(H) = 1$ г/моль.

Запитання і завдання

1. Що таке моль?
2. Чому дорівнює молярна маса будь-якої речовини?
4. В яких одиницях виражають молярну масу?
5. В яких одиницях виражають кількість речовини?
6. Обчисліть молярну масу речовин:
 $M(CuSO_4) =$ $M(Cl_2) =$
 $M(Na_2CO_3) =$ $M(Ca(NO_3)_2) =$
 $M(Al_2(SO_4)_3) =$
7. Скільки грамів гідрогену міститься в:
а) 1 молі води -
б) 3 молях NH_3 -
в) 0,5 молях H_2 -

2.6. Хімічні знаки і формули

Елементи прийнято позначати хімічними знаками, які складаються з першої літери або першої й однієї з наступних букв латинських назв елементів. Наприклад, водень, що носить латинську назву **Hydrogenium**, позначається H, кисень - **Oxygenium** - O, алюміній - **Aluminium** - Al, ферум - **Ferrum** - Fe, цинк - **Zincum** - Zn і т.д.

Хімічний знак позначає: 1) назву елемента; 2) 1 атом елемента; 3) 1 моль його атомів; 4) відносну атомну масу елемента; 5) атомний номер.

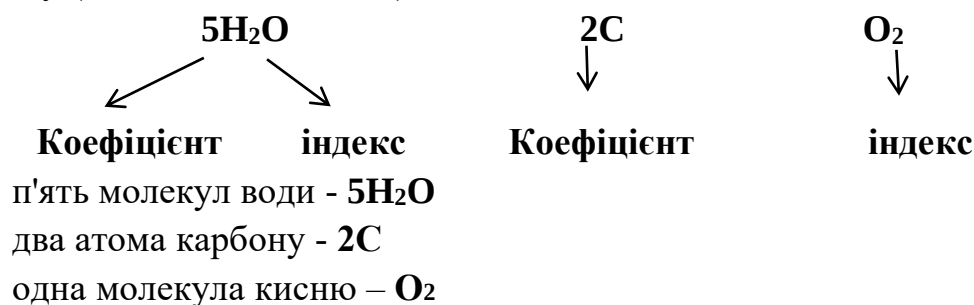
Так знак **Al** показує, що: 1) це алюміній; 2) 1 атом його; 3) 1 моль атомів алюмінію; 4) відносна атомна маса алюмінію $A_{Al} = 27$ (округлено); 5) атомний номер 13.

Склад речовини можна зобразити за допомогою хімічної формули. **Хімічна формула показує:** 1) з яких елементів складається речовина (якісний склад); 2) скільки атомів кожного елемента входить до складу молекули речовини (кількісний склад); 3) одну молекулу речовини.

Наприклад, формула H_2O показує, що:

1) молекула води складається з атомів гідрогену (H) і кисню (O) (це якісний склад речовини);

2) до складу молекули води входять два атоми гідрогену й один атом кисню (це кількісний склад).



Читання формул:

H_2O – аш-два-о

Na_2SO_4 – натрій-два-ес-о-чотири

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ – кальцій-о-аш-двічі

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – алюміній-два-ес-о-чотири-тричі

Індекс - маленька цифра, яка стоїть нижче хімічного знака справа і показує, скільки атомів даного елемента входить до складу молекули.

Коефіцієнт- велика цифра, яка стоїть перед хімічним знаком або формулою і вказує на число окремих атомів або молекул.

2H (два – аш) – два окремі атоми гідрогену;

↑*коефіцієнт*

H_2 (аш – два) – одна молекула водню;

↑

індекс

↓

5H_2 (п'ять аш - два) - п'ять молекул водню.

↑*коефіцієнт*

Запитання і завдання

1. Напишіть формули речовин, в яких міститься:

а) один атом сірки і два атоми кисню -

б) два атоми гідрогену, один атом сірки і чотири атома кисню -

в) один атом гідрогену, один атом нітрогену і три атоми кисню –

Прочитайте ці формули.

2. Позначте хімічними формулами:

а) аш-три-пе-о-чотири -

б) натрій-два-ес-о-чотири -

в) купрум-о-аш-двічі -

г) алюміній-два-ес-о-чотири-тричі -

д) кальцій-хлор-два –

За хімічною формулою можна обчислити: 1) відношення мас елементів у речовині; 2) відносну молекулярну масу речовини; 3) склад речовини в масових частках, у процентах (масові частки, %).

Приклади: Обчислимо відношення маси елементів у молекулі води H_2O . До складу молекули води входять два атоми гідрогену ($A_{\text{H}} = 1$) (маса яких дорівнює - $1 \cdot 2 = 2$) й один атом кисню ($A_{\text{O}} = 16$).

Відношення маси гідрогену до маси кисню в молекулі води 2:16, або - 1: 8 (один до восьми).

Обчислимо також склад магній оксиду MgO в масових частках та у відсотках. До складу молекули магній оксиду входять один атом магнію ($A_{\text{Mg}} = 24$) та один атом кисню ($A_{\text{O}} = 16$).

1) $M_{(\text{MgO})} = 24 + 16 = 40$;

2) у 40 масових частках MgO міститься 24 масові частки Mg .

Відношення маси магнію (m_{Mg}) до маси магній оксиду (m_{MgO}) дорівнює 24: 40 = 0,6, або у відсотках – 60 %.

3) у 40 масових частках MgO міститься 16 масової частки O .

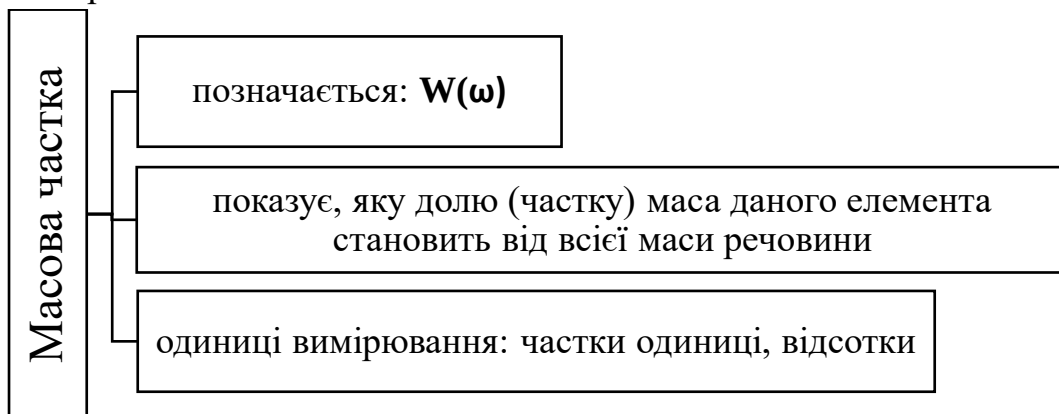
Відношення маси кисню (m_{O}) до маси магній оксиду (m_{MgO}) дорівнює -16 : 40 = 0,4, або у відсотках – 40 %.

Склад магній оксиду в масових частках у відсотках: 60% магнію Mg і 40% кисню O .

Формулами позначаються і молекули простих речовин, якщо відомо, зі скількох атомів складається молекула. Наприклад, H_2 , O_2 , F_2 . Однак, якщо проста речовина має атомну чи металеву структуру, або невідомий атомний склад молекули, то його позначають хімічним знаком елемента. Наприклад, He , Si , Al .

Таким чином, **хімічна формула** - це умовний запис складу речовини за допомогою хімічних знаків та індексів.

За хімічною формулою можна **обчислити масову частку (%) кожного елемента** в речовині.



Приклад. Визначте масову частку кожного елемента у кальцій карбонате (CaCO_3) (кальцій карбонат).

Дано:

$$A_{(\text{Ca})} = 40 \text{ г/моль}$$

$$A_{(\text{C})} = 12 \text{ г/моль}$$

$$A_{(\text{O})} = 16 \text{ г/моль}$$

$$\omega_{(\text{Ca})} - ?$$

$$\omega_{(\text{C})} - ?$$

$$\omega_{(\text{O})} - ?$$

Рішення:

$$\omega = \frac{n \cdot A}{M}$$

ω – масова частка елемента

n – число атомів елемента

$$M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ г/моль}$$

$$\omega_{(\text{Ca})} = \frac{40}{100} = 0,4 \text{ або } 40 \%$$

$$\omega_{(\text{C})} = \frac{12}{100} = 0,12 \text{ або } 12 \%$$

$$\omega_{(\text{O})} = \frac{3 \cdot 16}{100} = 0,48 \text{ або } 48 \%$$

Відповідь: $\omega_{(\text{Ca})} = 40 \%$, $\omega_{(\text{C})} = 12 \%$, $\omega_{(\text{O})} = 48 \%$.

Запитання і завдання

1. На що вказує:

а) хімічна формула -

б) індекс -

в) коефіцієнт -

2. Визначте масову частку кожного елемента в речовині:

а) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;

б) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$;

в) Al_2O_3

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

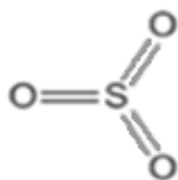
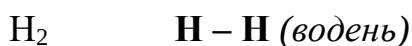
абсолютний	абсолютный	absolute	absolu
індекс	индекс	index	index, indice
використовувати	использовать	to use	employer
якісний	качественный	qualitative	qualitatif
кількісний	количественный	quantitative	quantitatif
атомна одиниця маси (а.о.м.)	атомная единица массы (а.е.м.)	atomic mass unit	unité atomique demasse
атомна маса	атомная масса	atomic mass	masse atomique
безрозмірний	безразмерный	dimensionless	extensible
величина	величина	value	grandeur
виражати	выражать	to express	exprimer

коефіцієнт	коэффициент	coefficient	coefficient
масова частка	массовая доля	mass fraction (percentage)	fraction massiqu
вимірювати	измерять	to measure	mesurer
більше	больше	more	plus
склад	состав	composition	composition
хімічна формула	химическая формула	chemical formula	formule chimique
число Авогадро	число Авогадро	Avogadro's number (Avogadro constant)	le nombre d'Avogadro
молярна маса	молярная масса	molar mass	masse molaire

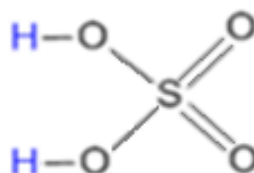
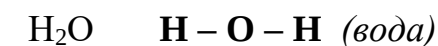
2.7. Поняття валентності

Щоб правильно написати формулу речовини, потрібно знати валентність елементів.

Валентність - це здатність атомів даного елемента приєднувати певне число атомів інших елементів. *Валентність - кількість хімічних зв'язків, які утворює один атом елемента.*



Оксид сірки (VI)



сульфатна кислота

Атом водню (H) завжди приєднує або віддає тільки один електрон. Тому валентність водню завжди дорівнює одиниці (I). Якщо атом приєднує один атом водню, то цей елемент має валентність один (одновалентний). Якщо атом приєднує два атоми водню, то його валентність дорівнює двом (двовалентний).

Наприклад, у речовині H^ICl^I - хлор одновалентний; у речовині $\text{H}^I_2\text{S}^{II}$ - сірка двовалентна.

Деякі елементи мають постійну валентність. Наприклад, **H, Li, Na, K** завжди одновалентні (I), **Mg, Ca, Ba, Zn** завжди двовалентні (II), **Al** - трьохвалентний (III). Багато елементів мають змінну валентність. Наприклад, залізо може мати валентність два (Fe^{II}O) або три ($\text{Fe}^{III}_2\text{O}_3$).

Валентність позначають римською цифрою над хімічним знаком елемента: H^I ; Cl^I ; S^{II} або в дужках після назви елемента: **Fe(II)**, **Fe(III)**.

Якщо речовина складається з двох елементів А і В, валентність яких відповідна дорівнює **m** і **n**, то добуток валентності на число атомів одного елемента дорівнює добутку валентності на число атомів іншого елемента, тобто сума одиниць валентності усіх атомів одного елемента дорівнює сумі одиниць валентності атомів іншого елемента.

Для речовини: $A^m_x B^n_y$: $m \cdot x = n \cdot y$ (правило валентності).

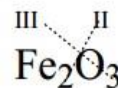
Валентність одного елемента можна визначити за формулою, якщо відома валентність іншого елемента. Наприклад, у сполуці:

$S^m O^{II}_3$ $m \cdot 1 = 2 \cdot 3$, $m = 6$ Валентність сірки дорівнює шести.

У сполуці:

$Fe^m O^{II}_3$ $m \cdot 2 = 2 \cdot 3$, $m = 3$ Валентність заліза дорівнює трьом.

Якщо ми знаємо валентність, то можемо скласти формулу речовини. Наприклад, напишемо формулу сполуки заліза (III) з киснем. Напишемо хімічні символи заліза (Fe) й кисню (O), а над символами поставимо валентність цих елементів: $Fe^{III} O^{II}$, потім перемістимо вниз і хрест-навхрест



значення валентностей, записавши їх у вигляді індексів:

Тепер зробимо перевірку: сума одиниць валентності всіх атомів одного елемента дорівнює сумі одиниць валентності атомів іншого елемента:

$$(A^m_x B^n_y : m \cdot x = n \cdot y, \text{ т.е. } 3 \cdot 2 = 2 \cdot 3).$$

Значить, формула $Fe_2 O_3$ складена правильно. Фактично завдання зводиться до пошуку найменшого спільного кратного для валентностей двох елементів.

Напишемо формулу сполуки сірки (VI) з киснем: $S^{VI} O^{II}_y$.

Для чисел 6 і 2 найменше спільне кратне – 6. Тому $6 \cdot x = 6$ та $2 \cdot y = 6$. Тому $x = 6/6 = 1$, а $y = 6/2 = 3$.

SO_3 – формула правильно написана. (S_2O_6 – формула неправильно написана).

Значення валентності деяких елементів подано в таблиці 5.

Таблиця 5

Валентність деяких елементів

Валентність	Хімічний елемент	Формули сполук (приклади)
<i>Валентність постійна</i>		
I	H, Li, Na, K, F	H_2O , Na_2O
II	O, Ca, Mg, Ba, Zn	CaO , MgO
III	Al	Al_2O_3

<i>Валентність змінна</i>		
I або II	Cu	Cu ₂ O, CuO
II або III	Fe, Co, Ni	FeO, Fe ₂ O ₃
II або IV	C, Sn, Pb	CO, CO ₂ , SnO, SnO ₂
III або V	P	PH ₃ , P ₂ O ₅
II, III, VI	Cr	CrO, Cr ₂ O ₃ , CrO ₃
II, IV, VI	S	H ₂ S, SO ₂ , SO ₃

Запитання і завдання

- Визначте валентність елементів у сполуках:
P₂O₅; N₂O₃; N₂O₅; NO₂; N₂O; PH₃;
HBr; CH₄; PbO₂; NH₃; SiH₄; CO₂
- Назвіть елемент, який у сполуці з киснем має максимальну валентність:
SO₂; K₂O; Cr₂O₃; P₂O₅; MgO
- Напишіть формули сполук:
а) карбону C(IV) з хлором Cl(I);
б) кальцію Ca(II) з киснем O(II);
в) алюмінію Al(III) з сіркою S(II);
г) кремнію Si(IV) з киснем O(II).
- Поставте індекси у формулах відповідно до валентності елементів:
P^VO^{II}; Cl^{VII}O^{II}; H^IO^{II}; Al^{III}O^{II}; K^IO^{II};
Ca^{II}O^{II}; C^{II}O^{II}; S^{IV}O^{II}; S^{VI}O^{II}
- Складіть графічні формули молекул:
CaO Ca = O
CO₂ Cl₂O₇
CCl₄ H₂S

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

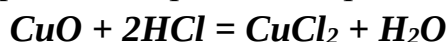
валентність	валентность	valency	valence
приєднувати	присоединять	attach	joindre
постійна валентність	постоянная валентность	constant valency	constant valency
добуток	произведение	work	produit
хрест-навхрест	крест - накрест	cross - crosswise	en travers, en croix

найменше спільне кратне	наименьшее общее кратное	the least general	plus petit commun multiple
максимальна валентність	максимальная валентность	maximum valency	valence maximale
графічна формула	графическая формула	constitutional(structural) formula	formule graphique
двовалентний	двухвалентный	divalent	bivalent
здатність	способность	ability	capacité, pouvoir

2.8. Хімічні реакції

Хімічна реакція – перетворення одного або декількох вихідних речовин (реагентів) на продукти реакції, які відрізняються від вихідних речовин складом або будовою.

Хімічна реакція виражається рівнянням реакції:

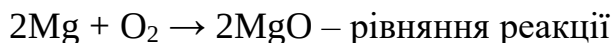
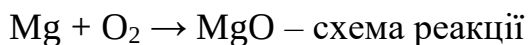


реагенти → продукти

У хімічній реакції відбувається перегрупування атомів реагентів у молекули продуктів. Число атомів кожного елемента і маса кожного атома залишаються незмінними до і після реакції. У процесі хімічної реакції атоми нових елементів не утворюються. Саме цим пояснюється *закон збереження маси речовин*, який був установлений російським ученим М. В. Ломоносовим:

Маса речовин, що вступили в хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, які утворилися в результаті реакції.

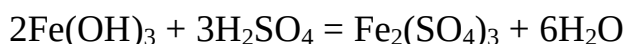
Хімічні реакції записують за допомогою хімічних рівнянь і схем, що містять формули вихідних речовин (ліва частина рівняння) і продуктів реакції (права частина рівняння). У хімічних рівняннях, на відміну від схем, число атомів кожного елемента є однаковим у лівій і в правій частинах, що відображає закон збереження маси. Це досягається розстановкою перед формулами коефіцієнтів:



Наведені рівняння читають так:

два-магній плюс о-два дорівнює два-магній-о.

Рівняння:



читають так:

два-ферум-о-аш-тричі плюс три-аш-два-ес-о-чотири дорівнює ферум-два-ес-о-чотири-тричі плюс шість-аш-два-о.

Запитання і завдання

1. Викладіть суть хімічного рівняння?
2. На що вказує:
 - а) ліва,
 - б) права частина хімічного рівняння?
3. Поставте коефіцієнти в схемах реакцій, прочитайте рівняння:
 - а) $P + O_2 \rightarrow P_2O_5$;
 - б) $Al(OH)_3 + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2O$
 - в) $Fe_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow Fe(OH)_3 + Na_2SO_4$
 - г) $CO + O_2 \rightarrow CO_2$
 - д) $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$
 - е) $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$
 - ж) $Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 + H_2O$

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

закон	закон	law, rule	loi
вихідний	исходный	initial	initial
кінцевий	конечный	final	finale
продукт реакції	продукт реакции	product of reaction	produit
реагент	реагент	reagent	réactif de
збереження	сохранение	saving	préservation
схема	схема	diagram, scheme	schéma
з'єднувати	соединять	to connect	combiner
хімічна реакція	химическая реакция	chemical reaction	réaction chimique
хімічне рівняння	химическое уравнение	chemical equation	équation chimique

2.9. Стехіометричні закони

Стехіометрія - розділ хімії, в якому розглядаються масові та об'ємні відношення між реагуючими речовинами. У перекладі з грецької слово «стехіометрія» має значення «складова частина» та «вимірюю».

Основу стехіометрії складають стехіометричні закони:

- ✓ збереження маси речовин;
- ✓ сталості або постійності складу;
- ✓ закон Авогадро;

- ✓ закон об'ємних відношень газів;
- ✓ закон еквівалентів.

Ці закони відображають атомно-молекулярне вчення. У свою чергу атомно-молекулярне вчення пояснює стехіометричні закони.

2.9.1. Закон збереження маси речовин

У 1748 р. у результаті експериментів російський учений М. В. Ломоносов відкрив один з головних законів природи – закон збереження маси речовин. Натепер формулювання цього закону таке:

Маса речовин, що вступили в хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, які утворилися в результаті реакції.

Французький хімік Лавуазьє в 1789 р. підтвердив цей закон і зробив ще один дуже важливий висновок: маса кожного елемента, який бере участь у реакції, не змінюється під час цієї реакції. З цього положення висновок: у хімічних реакціях одні елементи не перетворюються в інші (рис. 7).

Закон збереження маси речовин підтверджує, що матерія вічна, ніщо не зникає і не виникає з нічого, а тільки переходить з одного стану в інший.

У хімічних реакціях атоми не зникають і не виникають з нічого. Загальна кількість атомів у хімічній реакції не змінюється. Маса кожного атома у хімічній реакції залишається постійною, тому і загальна маса речовин не змінюється.

Таким чином, закон збереження маси речовин і закон збереження енергії - це дві сторони одного закону природи - вічності матерії й її руху.

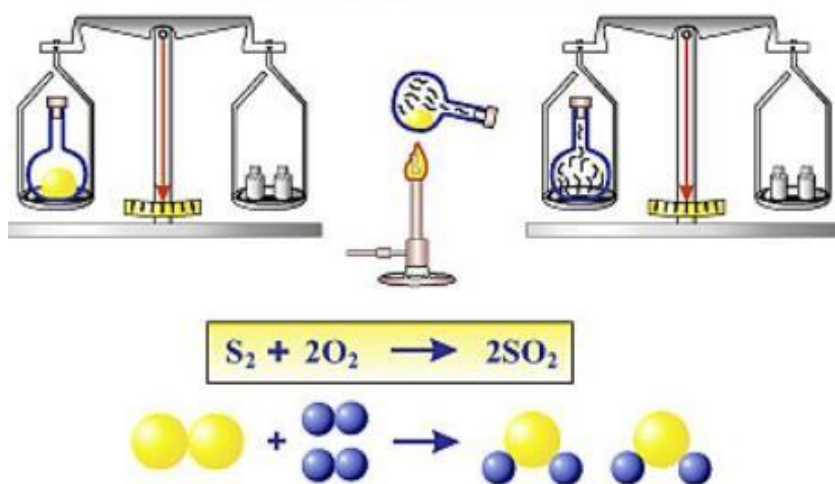


Рисунок 7. Закон збереження маси речовин

Сучасною наукою підтверджено теорію М. В. Ломоносова. Взаємозв'язок маси й енергії (вона розглядається у фізиці) виражається рівнянням А. Ейнштейна:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2,$$

де ΔE – зміна енергії;

Δm – зміна маси речовини;

c – швидкість світла у вакуумі.

Закон збереження маси речовин є основою кількісного хімічного аналізу. Використовуючи закон збереження маси, можна скласти хімічні рівняння і за ними робити розрахунки.

Запитання і завдання

1. Сформулюйте закон збереження маси речовин.
2. Чи змінюється при хімічній реакції:
а) маса атома; б) число атомів?
3. Який закон відкрив М. В. Ломоносов?
4. Скільки грамів магнію згоріло у кисні, якщо в реакцію вступило 32 г кисню, а в результаті утворилося 80 г MgO ?

2.9.2. Закон сталості складу

У 1799 р. французький учений Пруст відкрив закон сталості складу:

Всяка чиста речовина має постійний склад, який не залежить від способу її одержання.

Приклад, вода H_2O (аш - два - о) складається з водню і кисню (якісний склад). У воді міститься 11,11 % водню та 88,89 % кисню (кількісний склад). Воду можна отримати різними способами: синтезом з кисню та водню, реакцією нейтралізації, з кристалогідратів і т.д. В усіх випадках чиста вода має однаковий склад.

Пероксид водню H_2O_2 (аш – два – про – два), як і вода, складається з водню і кисню. Але кількісний склад пероксиду водню відрізняється від кількісного складу води. У пероксиді водню міститься 5,89 % (п'ять цілих вісімдесят дев'ять сотих відсотка) водню та 94,11 % (дев'яносто чотири цілих одинадцять сотих відсотка) кисню. Пероксид водню має характерні властивості, які відрізняються від властивостей води. Як бачимо, кількісні зміни призводять до якісних.

Кількість і якість знаходяться в динамічному взаємозв'язку.

У сучасній науці підтверджено, що існують сполуки як постійного, так і змінного складу. Перші названі *дальтонідами* (на честь англійського фізика і хіміка Дальтона), інші, – *бертолідами* (у пам'ять французького хіміка Бертоле, який передбачав існування таких сполук).

Склад дальтонідів виражається простими формулами з цілочисельними індексами, наприклад: H_2O ; HCl ; CH_4 ; C_6H_6 .

Склад бертолідів змінюється: вони мають дробові індекси. Так, титан(II) оксид насправді має склад від $\text{TiO}_{0,7}$ до $\text{TiO}_{1,3}$, а склад титан(IV) оксиду змінюється від $\text{TiO}_{1,9}$ до $\text{TiO}_{2,0}$ (залежно від умов синтезу).

Бертоліди поширені серед оксидів, гідридів, сульфідів, силіцидів, нітридів, карбідів та інших неорганічних сполук, що мають кристалічну структуру.

У зв'язку з цим у сучасне формулювання закону сталості складу слід ввести уточнення. Склад сполук молекулярної структури є постійним незалежно від способів його отримання. Склад сполук з немoleкулярною структурою залежить від умов здобуття (наприклад, склад оксиду титану (II) залежить від температури та тиску кисню, який застосовується при його синтезі).

Запитання і завдання

1. Сформулюйте закон сталості складу.
2. Що таке бертоліди та дальтоніди?
3. Яке сучасне формулювання має закон сталості складу?

2.9.3. Закон Авогадро

Об'єм певного числа молекул газу – величина не постійна. Він залежить від умов, тобто від температури T та тиску P .

У 1811 році італійський учений Авогадро сформулював гіпотезу:

У рівних об'ємах будь-яких газів, взятих при однакових умовах, міститься однакове число молекул.

Експериментальні факти підтвердили цю гіпотезу. Вона стала законом. Авогадро показав, що молекули простих газів (водню, кисню, азоту, фтору, хлору і ін.) складаються з двох атомів.

Гази підлягають закону Авогадро, а тверді і рідкі речовини не підлягають. Чому? У газах при малих тисках відстань між молекулами в тисячу разів більша, ніж розміри самих молекул. Тому об'єм газу визначається головним чином числом молекул і величиною інтервалів (відстанню) між молекулами. Розміри самих молекул ролі не відіграють. При однаковому тиску й однаковій температурі відстань між молекулами для різних газів приблизно однакова.

Таким чином, однакове число молекул різних газів при однакових умовах відзначається однаковим об'ємом.

У рідких і твердих речовинах відстані між молекулами малі, тому їхні об'єми визначаються не лише числом, але і розмірами молекул.

При низьких температурах або високому тиску гази не підлягають закону Авогадро, оскільки відстань між молекулами зменшується і стає близькою до розмірів самих молекул. Гази при низьких температурах або високому тиску подібні до рідин. У законі Авогадро простежується два чинника:

- *Перший чинник із закону Авогадро.*

Один моль будь-якого газу при однакових умовах займає один і той же об'єм. Знаємо, що 1 моль будь-якої речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Із закону Авогадро виходить, що $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул будь-якого газу при однакових умовах повинні мати однаковий об'єм.

Розрахуємо об'єм, який займає при нормальних умовах (н. у.):

$t = 0^\circ\text{C}$; $P = 101,325 \text{ кПа}$; $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул деяких газів. Для цього, згідно з формулою:

$$V = \frac{M}{\rho}$$

M - молярну вагу газу потрібно розділити на ρ - густину цього газу (масу 1 л цього газу в грамах) при нормальних умовах.

Таблиця 6

Молярна маса і густина деяких газів

Газ	Молярна маса газу, г/моль	Густина газу при нормальних умовах, г/л
Водень H_2	2	0,09
Кисень O_2	32	1,43
Карбон(II) оксид CO	28	1,25

Знаходимо, що $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул кожного з цих газів (1 моль молекул) при нормальних умовах займають об'єм:

$$V(\text{H}_2) \approx 22,4 \text{ л};$$

$$V(\text{O}_2) \approx 22,4 \text{ л};$$

$$V(\text{CO}) \approx 22,4 \text{ л}.$$

Об'єм, який займає $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул будь-якого газу при нормальних умовах, приблизно рівний **22,4 л**. Цей об'єм називається молярним об'ємом газу V_m .

Молярний об'єм газу виражають в одиницях: $\text{м}^3/\text{моль}$ (метр кубічний на моль) або $\text{л}/\text{моль}$ (літр на моль).

- *Другий чинник із закону Авогадро.*

За законом Авогадро встановлено, що густину ρ будь-якого газу можна визначити за формулою:

$$\rho = \frac{M}{V_m},$$

де M – молярна маса газу; V_m – молярний об'єм газу.

*Відношення густини двох газів, що знаходяться в однакових умовах, називають **відносною густиною першого газу за другим (D)**.*

Знайдемо відносну густину першого газу за другим:

$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2}$$

Так як $\rho_1 = \frac{M_1}{V_{m1}}, \quad \rho_2 = \frac{M_2}{V_{m2}},$

а при однакових умовах молярні об'єми різних газів однакові -

$$V_{m1} = V_{m2}$$

то $D = \frac{M_1 \cdot V_{m2}}{V_{m1} \cdot M_2} = \frac{M_1}{M_2}.$

Відносна густина одного газу за іншим дорівнює відношенню їхньої молярної або відносної молекулярної маси.

$$D = \frac{M_1}{M_2} = \frac{Mr_1}{Mr_2}$$

Часто визначають відносну густину газів за воднем або за повітрям.

Розрахунок відносної густини газів за воднем

Відносна молекулярна маса водню - $M_{H_2} = 2$, відносна густина за воднем може бути обчислена за співвідношенням:

$$D_{H_2} = \frac{M_{\text{газа}}}{2}$$

Наприклад, відносна густина кисню за воднем:

$$D_{H_2}^{O_2} = \frac{32}{2} = 16$$

Розрахунок відносної густини газів за повітрям

Відносна молекулярна маса повітря - $M_{\text{повітря}} = 29$, тому відносну густину газів за повітрям обчислюють, користуючись формулою:

$$D_{\text{за повітрям}} = \frac{M_{\text{газа}}}{29}$$

Відносна густина показує, у скільки разів один газ важчий за інший. Закон Авогадро відкриває шлях для експериментального визначення відносної молекулярної маси газів.

Розрахунок відносної молекулярної маси газу за густиною(ρ)

Якщо ми знаємо густину газу за нормальних умов, можна визначити молярну масу за формулою: $M_{\text{газа}} = \rho \cdot V_m$

Молярна маса чисельно дорівнює відносній молекулярній масі.

Приклад. Визначити $M_{\text{газу}}$, якщо $\rho = 1,25$ г/л.

Рішення:

$$M_{\text{газа}} = \rho \cdot V_m = 1,25 \text{ г/л} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 28 \text{ г/моль}.$$

Розрахунок відносної молекулярної маси газу за масою визначеного об'єму газу

Якщо ми знаємо масу **m** визначеного об'єму **V** газу, то молярну масу можна визначити за співвідношенням:

V , л газу	-	має масу m , г
22,4 л/моль	-	M , г/моль

$$M = \frac{22,4 \cdot m}{V}$$

Приклад.

Визначити відносну молекулярну масу газу, якщо 4,2 г газу займають за н.у. об'єм 3 л.

Рішення:

3 л газу – 4,2 г

22,4 л/моль – M , г/моль

$$M = \frac{22,4 \cdot 4,2}{3} = 32 \text{ г/моль}$$

Розрахунок відносної молекулярної маси за відотною густиною газу

Якщо ми знаємо густину одного газу за іншим та відносну молекулярну масу одного газу, можна визначити відносну молекулярну масу іншого газу.

Приклад.

Знайти відносну молекулярну масу газу, якщо його густина за киснем дорівнює 2,62.

Рішення:

$$D_{O_2} = \frac{M}{M_{O_2}} = 2,62$$

$$M = D_{O_2} \cdot M_{O_2} = 2,62 \cdot 32 = 84,16 \text{ г/моль}$$

Формулу для визначення відносної молекулярної маси будь-якого газу за його відотною густиною за воднем або за повітрям уперше запропонував у 1856 році Д. І. Менделєєв.

Запитання і завдання

1. Сформулюйте закон Авогадро.
2. З якої кількості атомів складаються молекули: водню; азоту; кисню; озону; хлору; фтору?
3. Від чого залежить об'єм газу?
4. Підлягають закону Авогадро:
а) гази; б) рідкі речовини; в) тверді речовини? Чому?

5. При яких умовах газу не підлягають закону Авогадро? Чому?
6. Дайте визначення молярного об'єму газу?
7. У яких одиницях виражається молярний об'єм газу?
8. Дайте визначення відносної густини газу?
9. Чому дорівнює відносна густина газу?
10. На що вказує відносна густина газу?
11. Знайдіть відносну молекулярну масу газу, якщо маса 1 л його при н. у. дорівнює 2,86 г?
12. Визначте масу при н. у.:
 - а) 1 л аміаку NH_3 ;
 - б) 0,5 л водню H_2 ;
 - в) 2 л карбон(IV) оксиду CO_2 .
13. У скільки разів карбон(IV) оксид CO_2 важче:
 - а) метану;
 - б) гелію;
 - в) повітря?

2.9.4. Закон об'ємних відношень

У 1808 р Гей-Люссак сформулював закон об'ємних відношень.

Виміряні в однакових умовах об'єми кожного з газів, що беруть участь у хімічній реакції, відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Згідно із законом Авогадро, рівне число молекул різних газів при однакових умовах займає однаковий об'єм. Значить, 1 моль молекул будь-якого газу при однакових умовах займає однаковий об'єм.

Тому в реакції: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$

один об'єм водню сполучається з одним об'ємом хлору, і утворюються два об'єми хлороводню (HCl), тобто об'ємні відношення газів 1: 1: 2. Ці відношення можна визначити за коефіцієнтами, які стоять перед газоподібними сполуками в хімічному рівнянні.

Закон об'ємних відношень допомагає розрахувати об'єми газів, які вступають в реакцію або отримують у результаті реакції.

Запитання і завдання

1. Сформулюйте закон об'ємних відношень.
2. Визначте об'ємні відношення газів у таких реакціях:
 - а) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{пара})}$
 - б) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$
 - в) $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 = \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
 - г) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$

2.9.5. Закон еквівалентів

Був установлений Ріхтером (1793), остаточно сформульований Дальтоном у 1803 році: *речовина з'єднуються одна з одною або заміщують одна одну в кількісних еквівалентах.*

Або: маси реагуючих речовин пропорційні їхнім еквівалентам.

Основні закони хімії зведені в таблиці 7.

Таблиця 7

Основні закони хімії

Формулювання закону	Автор та рік відкриття	Примітки
Закон збереження маси речовин		
Маса речовин, що вступили в хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, які утворилися в результаті реакції.	Російський учений М. В. Ломоносов (1748 р.)	Наприклад: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ 2 г + 71 г = 73 г
Закон сталості складу		
Всяка чиста речовина має постійний склад, який не залежить від способу її одержання.	Французький учений Ж. Пруст (1799 р.)	Приклад, малахіт, який добувається у Сибіру та в Іспанії, має однаковий склад
Закон еквівалентів		
Маси реагуючих речовин пропорційні їхнім еквівалентам	Німецький хімік І. Ріхтер (1793 р.)	Хімічний еквівалент елемента - це кількість елемента або речовини, яке сполучається з 1 молем атомів водню або заміщає ту ж кількість його атомів у хімічних реакціях
Закон кратних відношень		
Якщо два елементи утворюють між собою декілька сполук, то кількість одного з них, що сполучаються з однією і тією ж кількістю іншого, відносяться між собою як малі цілі числа.	Англійський хімік Дж. Дальтон (1803 р.)	У сполуках CO і CO_2 на одну масову частину C припадають різні масові частини O , які відносяться між собою як 1 : 2

Закон об'ємних відношень		
Виміряні в однакових умовах об'єми кожного з газів, що беруть участь у хімічній реакції, відносяться між собою як невеликі цілі числа.	Французький учений Ж. Л. Гей-Люссак (1808 р.)	Приклад: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ 1V : 1V : 2V
Закон Авогадро		
У рівних об'ємах будь-яких газів, взятих в однакових умовах, міститься однакове число молекул.	Італійський учений А. Авогадро (1811 р.)	Постійна Авогадро: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹ Молярний об'єм: $V_M = 22,4$ л/моль

Нові слова і словосполучення УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

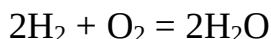
надлишок	избыток	excess	excès
якісний	качественный	qualitative	qualitatif
кількісний	количественный	quantitative	quantitatif
відносна густина	относительная плотность	relative density	densité relative
динамічний	динамический	the dynamic	dynamique
дальтоніди	дальтониды	daltonide	daltonides
бертоліди	бертоллиды	berthollides	les bertolides
нормальні умови	нормальные условия	normal conditions	conditions normales
знаходитися	находиться	to be	être
підкорятися (чому?)	подчиняться (чему?)	to submit (to that?)	obéir
порошок	порошок	powder	poudre
походження	происхождение	origin	origine
приблизно	приблизительно	approximately	approximativement
сталість	постоянство	constancy	constance
склад	состав	composition	composition
містити	содержать	to contain	contenir
збереження	сохранение	preservation	préserver
еквівалент	эквивалент	equivalent	équivalent
експеримент	эксперимент	experiment	expérience

ТЕМА 3. ОБЧИСЛЕННЯ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ ТА РІВНЯННЯМИ РЕАКЦІЙ

Виконуючи розрахунки за хімічними формулами та рівняннями, слід враховувати таке:

1. Хімічна формула означає не лише одну молекулу речовини, але і моль цієї речовини;

2. Масу речовини можна виражати у грамах, кілограмах, тоннах і т.д. Пропорційність маси речовин, які вступають у хімічну реакцію та які утворюються в результаті реакції, не залежить від вибору одиниці маси. Приклад:



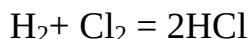
$$2 \text{ моль} + 1 \text{ моль} = 2 \text{ моль}$$

$$4 \text{ г} + 32 \text{ г} = 36 \text{ г}$$

$$4 \text{ кг} + 32 \text{ кг} = 36 \text{ кг}$$

$$4 \text{ т} + 32 \text{ т} = 36 \text{ т}$$

3. У рівнянні реакції коефіцієнти перед формулами газоподібних речовин показують не лише відношення моль газів, але і відношення їхніх об'ємів:

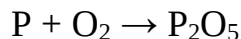
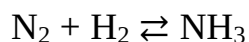
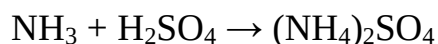


$$1 \text{ моль} + 1 \text{ моль} = 2 \text{ моля}$$

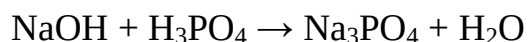
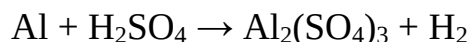
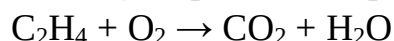
$$22,4 \text{ л} + 22,4 \text{ л} = 44,8 \text{ л}$$

Запитання і завдання

1. Поставте коефіцієнти в рівняннях реакцій та напишіть назву речовин, які вступають у реакції:

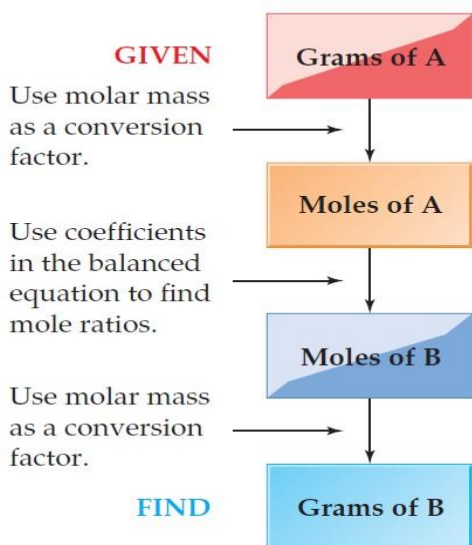


2. Поставте коефіцієнти в рівняннях реакцій та напишіть назву речовин, які утворюються в результаті реакцій:

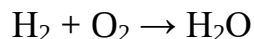


3. Знайдіть масу води, яка утворюється при згоранні 12 г водню.

For the balanced equation:
 $a A + b B \longrightarrow c C + d D$



1) рівняння реакції:



2) визначте кількість речовини (кількість моль водню), з умови завдання:

$$n_{H_2} = \frac{m}{M_{H_2}} = \text{—}$$

3) установіть кількість речовини, яку необхідно знайти (H_2O), за рівнянням реакції:

$$n_{H_2} = n_{H_2O} =$$

4) обчисліть масу води (H_2O):

$$m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot M_{H_2O} =$$

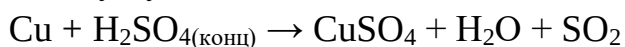
5) зробіть розрахунки і заповніть таблицю 8.

Таблиця 8

Розрахунки за хімічними рівняннями реакцій

Рівняння реакції	Дано	Обчисліть
$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$	$m(O_2) = 16 \text{ г}$	$m(H_2) = \text{—} \text{ г};$ $m(H_2O) = 18 \text{ г}$
$C + O_2 \rightarrow CO_2$	$m(O_2) = 8 \text{ г}$	$m(C) = \text{—} \text{ г};$ $m(CO_2) = \text{—} \text{ г}$
$C + O_2 \rightarrow CO_2$	$m(C) = 24 \text{ г}$	$m(O_2) = \text{—} \text{ г};$ $m(CO_2) = \text{—} \text{ г}$
$Mg + S \rightarrow MgS$	$n(Mg) = 5 \text{ моль}$	$m(S) = \text{—} \text{ г};$ $m(MgS) = \text{—} \text{ г}$
$CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2$	$m(CaCO_3) = 50 \text{ г}$	$m(CaO) = \text{—} \text{ г};$ $n(CO_2) = \text{—} \text{ моль}$
$Cu + O_2 \rightarrow CuO$	$n(O_2) = 4 \text{ моль}$	$n(CuO) = \text{—} \text{ моль};$ $m(Cu) = \text{—} \text{ г}$
$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$	$V(H_2) = 44,8 \text{ л}$	$V(Cl_2) = \text{—} \text{ л};$ $V(HCl) = \text{—} \text{ л}$
$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$	$n(N_2) = 2 \text{ моль}$	$V(H_2) = \text{—} \text{ л};$ $V(NH_3) = \text{—} \text{ л}$

5. При розчиненні металу в кислоті утворилося 67,2 л газу. Скільки грамів металу було?



1) розрахуйте кількість речовини з умови завдання (SO_2):

$$n_{SO_2} = \frac{V_{SO_2}}{22,4} = \text{—}$$

2) визначте кількість речовини, яку необхідно знайти (Cu), за рівнянням реакції:

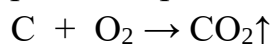
$$n_{SO_2} = n_{Cu} =$$

3) установіть масу міді (Cu):

$$m_{Cu} = n_{Cu} \cdot M_{Cu} =$$

6. Чи можна отримати 44,8 л газу, якщо згоріло 12 г вугілля?

1) рівняння реакції:



2) визначте кількість речовини з умови завдання (CO₂ и C):

$$n_{CO_2} = \frac{V}{22,4} = \text{—} =$$

$$n_C = \frac{m}{M_C} = \text{—} =$$

3) порівняйте значення кількості речовин (CO₂ і C) і дайте відповідь на питання: можна отримати чи ні?

7. Який об'єм аміаку (NH₃) можна отримати з 6 моль водню?

1) рівняння реакції: $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

2) визначте кількість речовини (NH₃) за рівнянням реакції:

$$n_{NH_3} = \text{—} n_{H_2} =$$

3) обчисліть об'єм аміаку (NH₃):

$$V_{NH_3} = 22,4 \cdot n_{NH_3} =$$

8. Поставте коефіцієнти в рівняннях реакцій і перевірте закон збереження маси речовин:

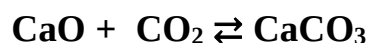
Приклад



1 моль 1 моль 2 моль – кількість речовин (n)

2 г 71 г (35,5·2) 73 г - маса речовин (m)

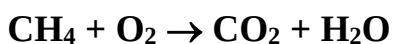
2 + 71 = 73 - перевірка



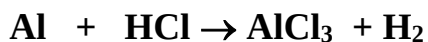
- кількість речовин

- маса речовин

- перевірка



- кількість речовин
- маса речовин
- перевірка



- кількість речовин
- маса речовин
- перевірка



- кількість речовин
- маса речовин
- перевірка

За хімічними формулами можна обчислити:

- відносну молекулярну масу речовин;
- масову частку кожного елемента в речовині;
- масу речовини, якщо відома маса одного елемента, який входить до складу речовини;
- масу одного елемента, який входить до складу речовини, якщо відома маса речовини.

Розрахунки за хімічними рівняннями (стехіометричні розрахунки) ґрунтуються на законі збереження маси речовин.

При розрахунках за хімічними рівняннями потрібно пам'ятати, що:

- ✓ пропорційність мас речовин, які вступають у реакцію та утворюються в результаті реакції, не залежить від одиниць маси (грами, кілограми, тонни);
- ✓ коефіцієнти в хімічних рівняннях указують не тільки на число молекул речовини, а й на кількість моля цієї речовини;
- ✓ коефіцієнти, які стоять перед молекулами газоподібних речовин у рівнянні реакції, показують не тільки на відношення моля цих речовин, але і на відношення їхніх об'ємів.

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

згорання	сгорание	combustion	combustion
горіння	горение	burning	combustion
додати	прибавить	addition	ajouter
надлишок	избыток	excess	surplus, excédent
повністю	полностью	completely	complètement
розкладання	разложение	dissociation	dissociation

осад	осадок	precipitate	sédiment ,précipité
продукт	продукт	product	le produit
розчинність	растворимость	solubility	solubilité
розрахунок	расчет	calculation	calcul

ТЕМА 4. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА. БУДОВА АТОМА

4.1. Періодичний закон та періодична система хімічних елементів

Періодична система елементів (таблиця Менделєєва) - класифікація хімічних елементів, яка дозволяє виявити залежність їхніх різних властивостей від числа протонів в атомному ядрі. Система була розроблена російським хіміком Д. І. Менделєєвим на основі відкритого ним у 1869 році періодичного закону залежності властивостей елементів від атомної маси і є його графічним вираженням.

Кожен елемент займає певне місце в таблиці Менделєєва:

12	← порядковий номер (атомний номер)
Mg	← символ елемента
24.305	← атомна маса
МАГНІЙ	← назва елемента

The diagram illustrates the periodic table with the following structure:

- Periods:** Labeled 1 through 7 on the left side.
- Main groups:** Labeled 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A, and 8A (which includes groups 13, 14, 15, 16, 17, and 18).
- Transition metal groups:** Labeled 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B, 9B, 10B, 11B, and 12B.
- Lanthanides and Actinides:** Shown as separate rows at the bottom, corresponding to the f-block elements.

Рисунок 8. Періодична система

Періодична система складається з періодів і груп (рис.8).

Період (periods) - це горизонтальний рядок. Усього в таблиці 7 періодів. Період – це ряд хімічних елементів, розміщених за зростанням їхньої атомної маси, і який розпочинається з лужного металу (перший період – із гідрогену) і закінчується інертним газом.

I	період – 2 елементи (H – He)	} малі періоди
II	період – 8 елементів (Li – Ne)	
III	період – 8 елементів (Na – Ar)	
IV	період – 18 елементів (K – Kr)	} великі періоди
V	період – 18 елементів (Rb – Xe)	
VI	<u>період – 32 елемента (Cs – Rn)</u>	
VII	період – 23 елементи (Fr – ...) (незакінчений)	

Перший, другий і третій періоди (1, 2, 3) складаються з одного ряду і називаються малими. 4, 5 і 6 періоди складаються з двох рядів і називаються великими. 7 період складається з одного ряду (незакінчений).

Верхній ряд - парний, нижній - непарний. Парні ряди містять тільки метали, непарні ряди містять метали та неметали. Всього в періодичній системі 10 рядів.

Сьомий період не закінчується інертним газом, тому він називається незакінченим або незавершеним.

У шостому періоді після лантану La (№ 57) розташовані 14 елементів (№ 58 - 71), подібних до лантану. Їх називають *лантаноїдами (лантанідами)*. Їхнє місце в системі позначено в клітці лантану, а хімічні знаки, порядкові номери і відносні атомні маси лантаноїдів розташовані в ряду клітин поза таблицею.

У сьомому періоді після актинія Ac (№ 89) аналогічно розташовані 14 елементів (№ 90 - 103), схожих за будовою їхніх атомів на актиній – *актиноїди (актиніди)*. Їхнє місце в періодичній системі відзначено в клітці актинія. Хімічні знаки, порядкові номери і відносні атомні маси актиноїдів, як і лантаноїдів, розташовані поза таблицею.

Група (groups) - це вертикальний стовпчик, ряд подібних елементів, що належать до різних періодів. Усього в періодичній системі є вісім груп (8/18) елементів. Номер групи позначений римськими цифрами (I, II, III ...). Кожна група складається з двох підгруп: *головної (A) і побічної (B)*.

Підгрупи, в які входять елементи малих і великих періодів, називаються головними (A). Підгрупи, в які входять елементи тільки великих періодів, називаються побічними (B).

Наприклад, перший період найменший, він складається з двох елементів - гідрогену(Н) і гелію (He).

У першій групі (I):

- головна підгрупа (I A): H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr;
- побічна підгрупа (I B): Cu, Ag, Au

Запитання і завдання

1. Що таке період? Скільки періодів у періодичній системі?
2. Які періоди називаються малими і які великими?
3. Що називається групою? Скільки груп у періодичній системі?
4. З яких підгруп складається кожна група?
5. Опишіть положення елементів у періодичній таблиці Д. І. Менделєєва (номера елементів - 6, 16, 26).
6. В якому періоді, в якій групі і підгрупі знаходяться:
 - а) гідроген;
 - б) ферум;
 - в) кисень;
 - г) лантаноїди;
 - д) актиноїди?

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

відкриття	открытие	discovery	découverte
періодичний закон Менделєєва	периодический закон Менделеева	periodic law of Mendeleev	loi périodique de Mendèlèiev
інертний газ	инертный газ	noble gases	gaz inerte
класифікація	классификация	classification	classification
порядковий номер	порядковый номер	serial number	numero d'ordre
графічне зображення (графічний вираз)	графическое выражение	graphic expression	expression graphique
головна група А	главная группа А	sub-group A	groupe principal
побічна група В	побочная группа В	sub-group B	sous-groupe
період	период	period	période
група	группа	group	groupe

4.2. Будова атома

Ідея про те, що всі тіла складаються з дуже маленьких і навіть неподільних частинок-атомів, обговорювалась ще давньогрецькими філософами. Відтоді вчені розглянули значну кількість гіпотез.

Атом - це складна система елементарних частинок, які перебувають у русі та взаємодії. Атом складається з протонів, нейтронів та електронів (рис. 9).

Протон (p) - це позитивно заряджена частинка, маса якої дорівнює атомній одиниці маси (а.о.м.).

Нейтрон (n) - це електронейтральна частинка, маса якої дорівнює атомній одиниці маси.

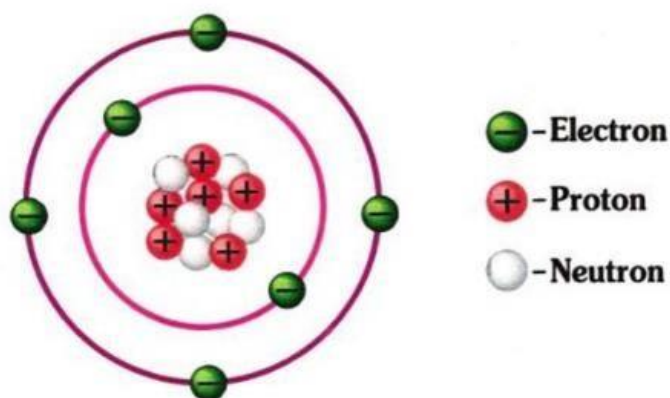


Рисунок 9. Будова атома вуглецю С

Нейтрон і протон - частинки, майже однакові за масою, але нейтрон не має заряду. Вони є двома станами частинки - *нуклона*.

Електрон (e) - це негативно заряджена частинка, маса якої в 1840 разів менша за масу протона або нейтрона.

Протони і нейтрони утворюють ядро. Ядро має позитивний заряд, який дорівнює числу протонів. Величина позитивного заряду ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента у періодичній системі. Атом - це електронейтральна частинка. Отже, число електронів дорівнює заряду ядра (дорівнює числу протонів) або порядковому номеру елемента в періодичній системі.

Маса атома A дорівнює сумі мас всіх частинок, які входять до його ядра:

$$A = \text{маса протонів} + \text{маса нейтронів} + \text{маса електронів}.$$

Оскільки маса електронів дуже мала, то маса атома визначається масою його протонів і нейтронів.

Загальне число протонів і нейтронів називається *масовим числом* ядра (A - *число нуклонів*).

Воно дорівнює значенню відносної маси елемента.

$$A = Z + N$$

A - масове число;

Z - число протонів (протонне число) - порядковий номер елемента; N - число нейтронів.

Наприклад, калій *K*: - порядковий номер - 19; кількість протонів - 19; заряд ядра - 19; кількість електронів - 19.



Склад ядра:

Склад атома:

Ізотопи - це атоми одного елемента, які мають однаковий заряд ядра (однакове число протонів), але різну масу (різне число нейтронів).

Наприклад (рис. 10):

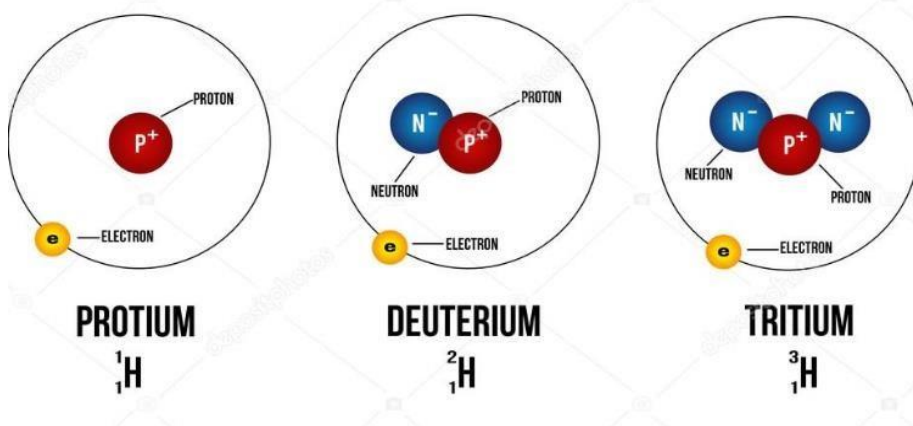


Рисунок 10. Ізотопи гідрогену

Наприклад, ізотопи оксигену: ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$

Атомна маса елемента в періодичній системі дорівнює середньому арифметичному значенню мас усіх його ізотопів з урахуванням їхньої поширеності в природі.

Так, природний хлор - це суміш 77,35 % ізотопу ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ та 22,65 % ізотопу ${}^{37}_{17}\text{Cl}$. Тому -

$$A_{\text{Cl}} = \frac{35 \cdot 77,5 + 37 \cdot 22,65}{100} = 35,453 \text{ г/моль}$$

Хімічні властивості усіх ізотопів одного елемента однакові. Значить, хімічні властивості елементів залежать від заряду ядра атома, а не від його атомної маси. Заряд ядра атома - головна характеристика елемента.

Хімічний елемент - це сукупність атомів з однаковим зарядом ядра.

Сучасне формулювання періодичного закону таке: *властивості елементів і утворених ними простих речовин і сполук перебувають у періодичній залежності від позитивних зарядів атомних ядер.*

Запитання і завдання

1. Які частинки входять до складу:

- а) атома; б) ядра?
- Укажіть на їхні назву, символ, заряд, масу.
- Чому дорівнює заряд ядра атома?
 - На що вказує порядковий номер елемента?
 - Укажіть число протонів, нейтронів і електронів в атомах:
а) нітрогену (N); б) хлору (Cl); в) мангану (Mn).
 - Визначте число нейтронів у ядрі атома, якщо $A = 190$, порядковий номер елемента дорівнює 76.
 - Що таке ізотопи?
 - Укажіть на головну характеристику елемента?
 - Скільки протонів та нейтронів містять ядра ізоотопів:
 ^{36}Ar ; ^{38}Ar ; ^{40}Ar ?
 - Ядро атома елемента містить 12 нейтронів, $A = 22$. Визначте порядковий номер елемента. Назвіть елемент.

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

парний ряд	четный ряд	even a number of	nombre pair
непарний ряд	нечетный ряд	odd a number	nombre impair
лантаноїди(лантаніди)	лантаноиды	lanthanides	lanthanides
актиноїди(актиніди)	актиноиды	actinides	actinides
протон	протон	proton	proton
нейтрон	нейтрон	neutron	neutron
електронейтральна частка	електронейтральная частица	electrically neutral particle	particule neutre d'électrons
поширеність у природі	распространенность в природе	abundance in nature	prévalence dans la nature

4.3. Будова електронної оболонки атома

Квантові числа

Електронна оболонка - це сукупність електронів в атомі. Стан електронів в атомі можна представити у вигляді *електронної хмари* з певною густиною електричного заряду в кожній точці. Електронні хмари різних електронів знаходяться на різних відстанях від ядра і мають різну форму.

Електрон характеризується корпускулярно-хвильовим дуалізмом. Імовірність перебування електрона в певній зоні простору описується

хвильовою функцією Ψ , яка характеризує амплітуду хвилі як функцію координат електрона. В найпростішому випадку ця функція залежить від трьох просторових координат і називається орбіталлю. Відповідно до визначення Ψ , **орбіталь (атомна орбіталь АО)** - це зона простору, в якій найбільш імовірно перебування електрона. Необхідно зауважити, що поняття орбіталь суттєво відрізняється від поняття орбіта, яка в теорії Бора означає рух електрона навколо ядра. Орбіталь характеризує імовірність перебування електрона в певному просторі навколо ядра атома. Орбіталь обмежена в тривимірному просторі поверхнями тієї або іншої форми. Величина зони простору, яку займає орбіталь, зазвичай така, що імовірність перебування електрона всередині неї складає не менше 95 %.

Для характеристики поведінки електрона в атомі введені квантові числа: головне, орбітальне, магнітне і спінове.

1. **Головне квантове число $n(N)$** визначає енергію і розміри електронних орбіталей. Воно приймає значення 1, 2, 3, 4, 5... до ∞ і характеризує оболонку або *енергетичний рівень*. Чим більше значення n , тим вища енергія електронів. Енергетичні рівні мають літерні позначення:

K ($n = 1$), L ($n = 2$), M ($n = 3$), N ($n = 4$).

Переходи електронів з одного рівня на інший супроводжуються виділенням квантів енергії, які можуть виявитися у вигляді спектральних ліній.

Електрони з одним і тим же значенням n утворюють *енергетичний рівень*. Число рівнів, на яких знаходяться електрони, збігається з номером періоду, в якому розташовується елемент у періодичній системі.

2. **Орбітальне квантове число l** визначає форму атомної орбіталі. Енергетичні рівні розщеплені на підрівні (шари), тому орбітальне квантове число характеризує енергетичні підрівні в енергетичному рівні атома.

Орбітальні квантові числа набувають значення цілих чисел – від 0 до $(n - 1)$. Підрівні позначаються літерами:

Значення орбітального квантового числа (l)	0	1	2	3
Літерне позначення (підрівень- шар)	s	p	d	f

Електрони з однаковим значенням l утворюють підрівень.

Перший енергетичний рівень має один підрівень, *другий* - два, *третій* - три, *четвертий* - чотири і т.д. Число енергетичних підрівнів дорівнює номеру даного енергетичного рівня, тобто значенням головного квантового числа n .

Підрівні відрізняються один від одного енергією зв'язку електрона з ядром.

Орбіталі одного підрівня ($l = \text{const}$) мають однакову енергію і форму. Електрони з орбітальним квантовим числом 0 називаються s -електронами. Орбіталі і, відповідно, електронні хмари мають сферичну форму (рис. 11):

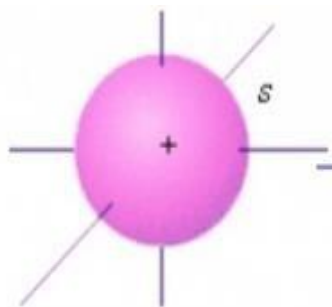


Рисунок 11. Форма електронної хмари s - орбіталі

Електрони з орбітальним квантовим числом 1 називаються p -електронами. Орбіталі і відповідно електронні хмари мають форму, що нагадує гантель (рис. 12):

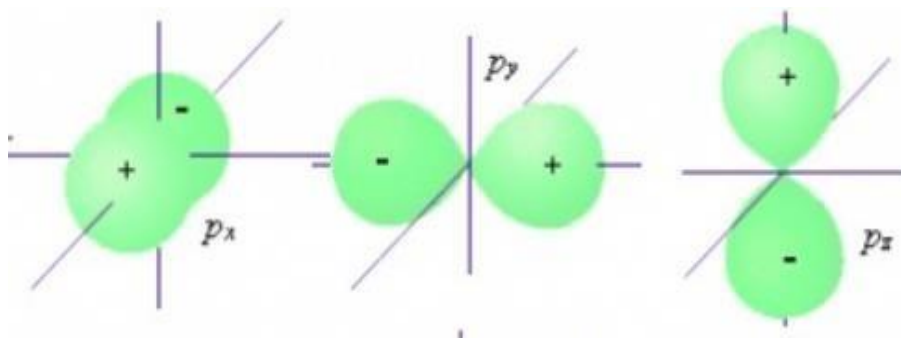


Рисунок 12. Форми електронних хмар p – орбіталей

Електрони з орбітальним квантовим числом 2 називають d -електронами. Електронні хмари мають більш складну форму, ніж p -орбіталі (рис.13). Електрони з орбітальним квантовим числом 3 отримали назву f -електронів. Форма їхніх орбіталей ще складніша, ніж форма d -орбіталей. (рис.13)

Позначення орбіталі включає номер енергетичного рівня і букву, яка відповідає відповідному підрівню: $1s$ - *один-ес орбіталь*; $3d$ - *три-де орбіталь*.

Таким чином, енергія електрона в атомі залежить не тільки від значення головного квантового числа n , але і від значення орбітального числа l . А це означає, що енергія електрона в атомі визначається сумою значень головного й орбітального квантових чисел $n + l$.

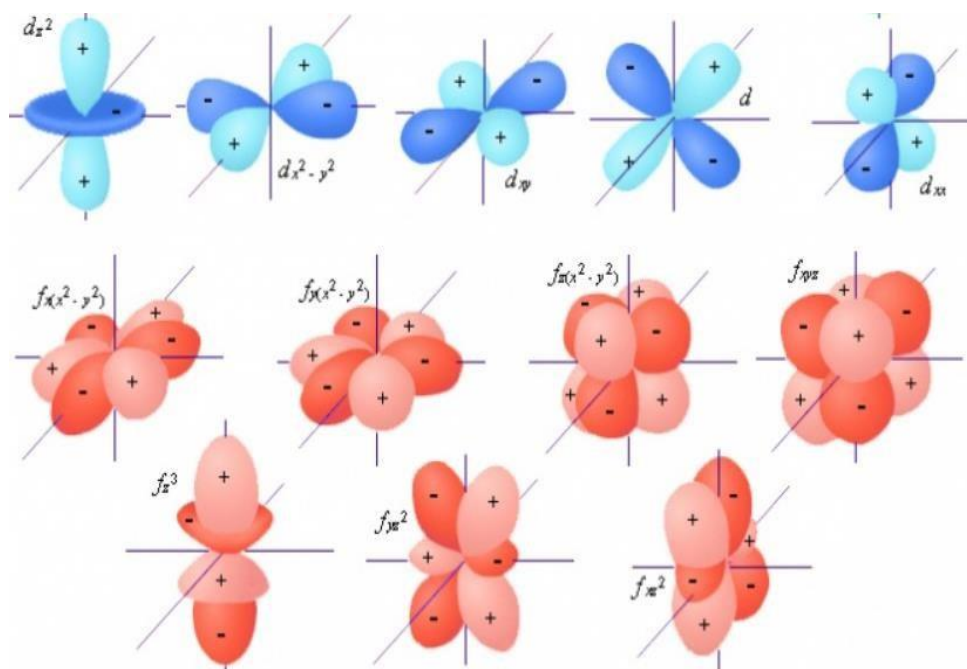


Рисунок 13. Форми електронних хмар d - та f -орбіталей

3. **Магнітне квантове число m_l** характеризує орієнтацію орбіталі в просторі (рис. 12 та 13). При відсутності зовнішнього магнітного поля всі орбіталі одного підрівня мають однакове значення енергії. Під впливом зовнішнього магнітного поля відбувається розщеплення енергії шарів.

Магнітне квантове число приймає цілочисельні значення від $-l$ до $+l$, включаючи нуль. Наприклад, для $l = 3$, магнітні квантові числа мають значення $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$. Таким чином, у даному підрівні (f -шарі) існує сім орбіталей.

Відповідно у підрівні s ($l = 0$) є одна орбіталь ($m_l = 0$) (рис. 11), у підрівні p ($l = 1$) - три орбіталі ($m_l = -1, 0, +1$) (p_x, p_y, p_z) (рис. 12), у підрівні d ($l = 2$) п'ять орбіталей ($m_l = -2, -1, 0, +1, +2$) (рис. 13).

Магнітне квантове число визначає число значень орбіталей на підрівні (таблиця 9), яке дорівнює числу значень m_l .

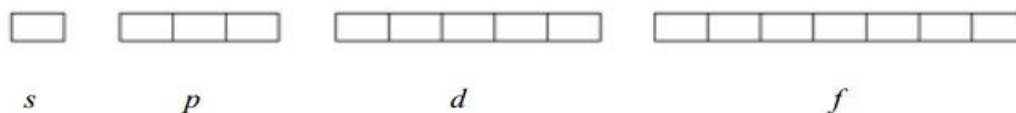
Таблиця 9

Число орбіталей на підрівнях

Орбітальне квантове число l	Магнітне квантове число m_l	Число орбіталей з такими значеннями $(2l + 1)$
0 (s)	0	1
1 (p)	-1, 0, +1	3
2 (d)	-2, -1, 0, +1, +2	5
3 (f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

Кожна електронна орбіталь в атомі (атомна орбіталь, АО) може характеризуватися трьома квантовими числами n , l і m_l . Загальне число АО на енергетичних рівнях дорівнює n^2 .

Умовно атомну орбіталь позначають у вигляді клітинки. Відповідно для s -шару є одна АО, для p -підрівня - три АО, для d - підрівня - п'ять, для f - підрівня - сім АО.



4. **Спінове квантове число m_s** має тільки два значення $+1/2$ і $-1/2$. Позитивні й негативні значення спіну (від англ. spin – веретено) (рис. 14) пов'язані з його напрямом. Електрони з різними спінами, як правило, позначаються протилежно направленими стрілками: $\uparrow$ або $\downarrow$.

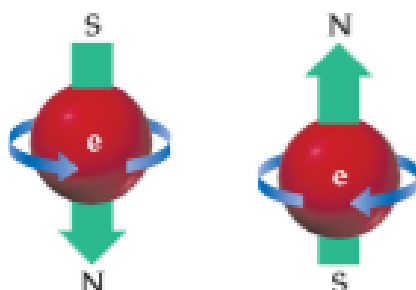


Рисунок 14. Електрони з різними спінами

Таким чином, стан електрона в атомі повністю характеризується чотирма квантовими числами: n , l , m_l і m_s . Квантові числа характеризують енергію електрона, його спін, форму електронної хмари і його орієнтацію в просторі.

Запитання і завдання

1. Що таке атомна орбіталь?
2. Які квантові числа ви знаєте? Розкажіть про них.
3. Що таке енергетичний рівень? Яке квантове число вказує на кількість енергетичних рівнів?
4. Яке квантове число визначає кількість підрівнів на даному енергетичному рівні? Скільки підрівнів на першому, другому, третьому енергетичних рівнях?
5. Яку форму мають s - і p - орбіталі?
6. Скільки орбіталей знаходиться на d - підрівні? Яке квантове число визначає кількість орбіталей на підрівні?

7. Якими квантовими числами визначається енергія електрона в атомі?

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

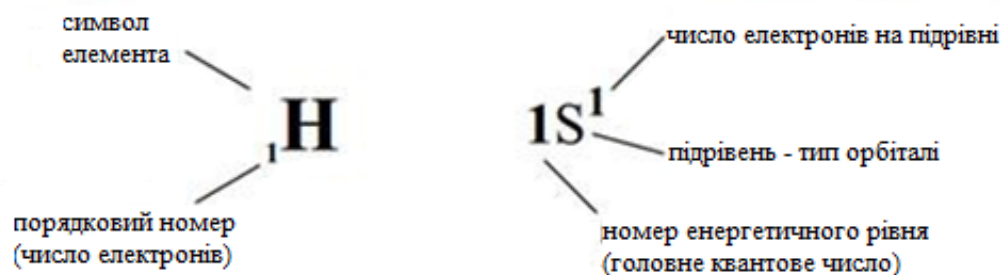
орбіталь	орбиталь	orbital	orbitale
електронна оболонка атома	электронная оболочка атома	electron shell of atom	coquille d'électron d'un atome
ймовірність	вероятность	probability	probabilité
знаходження	нахождение	stay	emplacement
простір	пространство	space	espace
орієнтація	ориентация	orientation	orientation
квантові числа	квантовые числа	quantum numbers	nombres quantiques
електронна хмара	электронное облако	electronic cloud (boundary surface)	nuage électronique
головне квантове число	главное квантовое число	main quantum number	nombre quantique principal
енергія електрона	энергия электрона	energy of an electron	énergie électronique
енергетичний рівень	энергетический уровень	power level	niveau d'énergie
орбітальне квантове число	орбитальное квантовое число	orbital quantum number	nombre quantique orbitaire
підрівень	подуровень	subtotal	sous-niveau
енергія зв'язку електрона з ядром	энергией связи электрона с ядром	binding energy of an electron with a nucleus	l'énergie de liaison d'un électron avec un noyau
магнітне квантове число	магнитное квантовое число	magnetic quantum number	nombre quantique magnétique
шар	слой	layer	couche
спін	спин	spin	spin
принцип	принцип	principle	principe
заповнення	заполнение	filling	remplissage
дуалізм	дуализм	duality	dualisme

4.4. Електронні та електронографічні формули

Будову електронних оболонок атомів записують за допомогою електронних формул (*електронною конфігурацією елемента*).

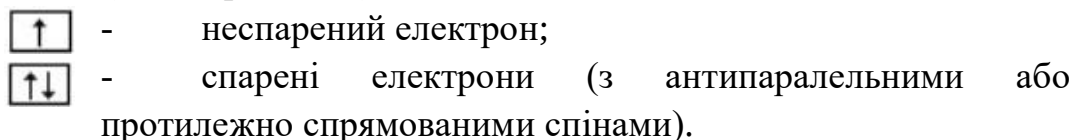
Електронна формула - це форма запису електронної будови атома елемента з розподілом електронів в атомі на енергетичних рівнях, підрівнях і орбіталах.

Напишемо електронну будову атома водню, використовуючи таку форму запису:



Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів визначається обов'язковими правилами:

1) **в атомі** не може бути двох електронів, які мають однаковий набір квантових чисел n , l , m_l і m_s (принцип заборони Паулі). Звідси випливає, що на кожній орбіталі може бути не більше двох електронів, причому вони повинні мати протилежні (антипаралельні) спіни:



За допомогою принципу Паулі, можна розрахувати максимальне число електронів на енергетичному рівні та підрівні (таблиця 10).

Таблиця 10

Максимальне число електронів на енергетичному рівні та підрівні

Підрівень	Число орбіталей	Максимальне число електронів
s	1	2e
p	3	6e
d	5	10e
f	7	14e

Максимальне число електронів N на енергетичному рівні виражається формулою: $N = 2n^2$, де n – головне квантове число.

2) **сумарне спінове** число електронів даного підрівня має бути максимальним (правило Гунда - Hund's rule).

Наприклад: на 2р – підрівні треба розмістити три електрони ($2p^3$)

 - правильно (сумарний спін дорівнює $3/2$)

 - неправильно (сумарний спін дорівнює $1/2$)

Стабільному стану електрона в атомі відповідає мінімальне значення його енергії. Будь-який інший його стан є збудженим, нестабільним, з якого електрон спонтанно переходить у стан з нижчим рівнем енергії. Тому *послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів визначається правилом найменшого запасу енергії* (правило Клечковського).

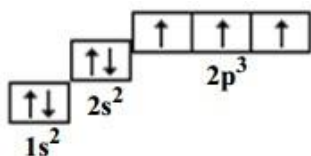
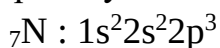
3) електрони перш за все заповнюють орбіталі з мінімальними рівнями енергії, в порядку зростання суми квантових чисел ($n + l$).

А у разі однакової суми ($n + l$) - у порядку зростання числа n .

Для того щоб написати електронну формулу атома, необхідно знати його порядковий номер у таблиці Менделєєва (він відповідає числу електронів) та номер періоду (вказує на число енергетичних рівнів).

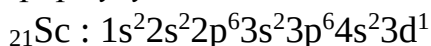
Напишемо електронну формулу нітрогену (порядковий номер сім, період - другий). В атомі нітрогену 7 електронів розміщуються на двох енергетичних рівнях. Ми вже знаємо, що на 1 рівні є тільки один підрівень - s , і на ньому можуть максимально знаходитися два електрони: $1s^2$. На 2 рівні є два підрівні - s та p : $2s^2 2p$. На другому енергетичному рівні нам треба розмістити $7 - 2 = 5$ електронів: $2s^2 2p^3$.

Електронну будову атома нітрогену можна записати такою формулою:



- графічна електронна формула (три електрони на 2р - підрівні розподіляємо так, щоб сумарний спін був максимальним).

Напишемо електронну формулу скандію Sc :



Після 3р- підрівня заповнюється 4s-, а не 3d- підрівень, згідно з правилом найменшого запасу енергії : першим заповнюється той підрівень, для якого сума ($n + l$) є меншою.

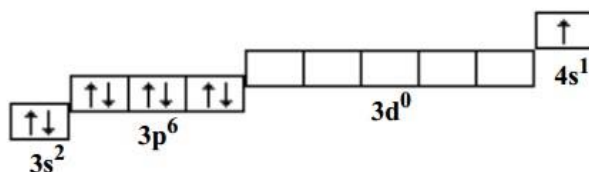
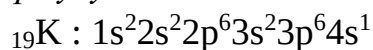
Для 4s: $n = 4, l = 0, n + l = 4$;

3d: $n = 3, l = 2, n + l = 5$.

Згідно з цим правилом послідовність енергетичних рівнів електронів у порядку зростання їхньої енергії така:



Складемо електронну формулу атома калію:



Для 3p: $n = 3$, $l = 1$, $n + l = 4$;

4s: $n = 4$, $l = 0$, $n + l = 4$.

Першим заповнюється 3p- підрівень, оскільки при однаковому значенні суми ($n + l$) першим заповнюється підрівень з меншим значенням n .

Запитання і завдання

1. Напишіть електронні та графічні електронні формули атомів:
флуору F; алюмінію Al; сірки S.
2. Який підрівень в атомах заповнюється раніше:
а) 3d або 4p;
б) 7s або 5f. Чому?
3. Скільки неспарених електронів знаходиться на 3d - підрівні атома марганцю Mn?
4. Атомам яких елементів відповідають електронні формули:
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.
5. Які з електронних конфігурацій неможливі:
а) $2s^2 2p^6$;
б) $3s^1 3p^5$;
в) $4d^5 5s^2$;
г) $4s^2 3d^{11}$;
д) $3s^2 3p^4 4s^2$.
6. Скільки вільних d- орбіталей в атомі хрому Cr ?

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

електронні формули	электронные формулы	electronic formulas	formules électroniques
розподіл	распределение	distribution	disposition
рівень (тип орбіталі)	уровень (тип орбитали)	level (orbital type)	niveau (type orbital)

послідовність заповнення	последовательность заполнения	sequence of filling	remplir la séquence
принцип Паулі	принцип Паули	Pauli exclusion principle	le principe de Pauli
протилежно направлені спіни	противоположно направленные спины	opposite directed spins	dirigée à l'opposé spins
неспарений електрон	неспаренный электрон	not coupled electron	électron non apparié
спарений електрон	спаренные электроны	the coupled electrons	électrons couplés
сумарне спінове число	суммарное спиновое число	total spin number	numéro de spin cumulé
найменший запас (рівень) енергії	наименьший запас (уровень) энергии	the smallest stock (level) of energy	réserve d'énergie la plus basse (le plus bas niveau d'énergie)
менше	меньше	it is less	moins
більше	больше	it is more	plus que

4.5. Визначення складу речовин

Знайти найпростішу формулу сполуки, яка містить: 43,39 % натрію Na; 11,32 % вуглецю C; 45,29 % кисню O.

Дано:

$$\omega(\text{Na}) = 43,39 \%$$

$$\omega(\text{C}) = 11,32 \%$$

$$\omega(\text{O}) = 45,29 \%$$

$$\text{Na}_x\text{C}_y\text{O}_z - ?$$

Рішення:

Позначимо число атомів натрію в молекулі x, число атомів вуглецю y, число атомів кисню z.

Тоді формула речовини буде - $\text{Na}_x\text{C}_y\text{O}_z$

З цього масового складу видно, що на 43,39 масових частин Na припадає 11,32 масових частин C та 45,29 масових частин O.

Якщо ми поділимо масові долі елементів у сполуці на їхні відносні атомні маси, то знайдемо співвідношення між числом атомів у молекулі речовини, тобто

$$x:y:z = \frac{\omega(\text{Na})}{A(\text{Na})} : \frac{\omega(\text{C})}{A(\text{C})} : \frac{\omega(\text{O})}{A(\text{O})} = \frac{43,39}{23} : \frac{11,32}{12} : \frac{45,39}{16} = 1,88:0,94:2,82$$

Найменше число 0,94 приймемо за одиницю 1. Тоді -

$$x:y:z = 2:1:3$$

Це означає, що на два атоми натрію приходить один атом вуглецю та три атоми кисню. Найпростіша формула сполуки - Na_2CO_3 .

Відповідь: Na_2CO_3 .

Запитання і завдання

1. Знайдіть найпростішу формулу сполуки, яка містить: 35 % нітрогену (N); 5 % гідрогену (H); 60 % кисню (O).
2. Знайдіть найпростішу формулу сполуки, яка містить: 40 % купруму (Cu); 20 % сульфур (S); 40 % кисню (O).
3. Сполуки елементів А і В з гідрогеном містять відповідно 12,5 % та 2,74 % за масою гідрогену. Назвіть елементи А та В, напишіть формули їхніх сполук з гідрогеном.

4.6. Періодична система елементів та електронна будова атомів

Положення хімічного елемента в періодичній системі визначається будовою атома і його властивостями.

Порядковий номер елемента - визначає заряд ядра атома і кількість електронів.

Номер періоду - кількість енергетичних рівнів.

Номер групи - число електронів у зовнішньому електронному шарі атома (валентність).

Всього груп вісім. Число електронів на зовнішньому шарі усіх атомів не більше восьми.

Залежно від того, який підрівень останнім заповнюється електронами, елементи ділять на: s – елементи; p – елементи; d – елементи; f - елементи (електронні сімейства).

Максимальне число електронів s - орбіталі - два. Тому в кожному періоді є два s - елемента. Максимальне число електронів p - орбіталі - шість. Тому в кожному періоді (крім першого та сьомого) є по шість p - елементів. Максимальне число d - елементів - десять, f - елементів - чотирнадцять.

Структура періодичної системи елементів визначається електронною будовою атомів (таблиця 11).

Таблиця 11

Електронна будова атомів та періодична система елементів

Складова ПС	Що характеризує
Порядковий номер елемента	Визначає заряд ядра атома, кількість протонів в ядрі та кількість електронів в атомі.

Період	Горизонтальний ряд елементів, розташованих у порядку зростання порядкового номера від першого s - елемента (ns^1) до шостого p - елемента (ns^2np^6). Усього періодів 7. 1-й (2 елементи), 2-й (8 елементів), 3-й (8 елементів) - <i>малі періоди</i> ; 4-й, 5-й (по 18 елементів), 6-й (32 елемента), 7-й (19 елементів, незавершений) - <i>великі періоди</i> .
Номер періоду	Число енергетичних рівнів в атомі, заповнених електронами.
Група	Вертикальний ряд, в якому знаходяться атоми хімічних елементів з однаковим числом електронів на зовнішній орбіталі.
Номер групи	Число електронів на зовнішній орбіталі, максимальна валентність елемента, максимальний позитивний ступінь окислення, число валентних електронів (виключення - оксиген і фтор).
Підгрупа	Вертикальний ряд елементів, що має однотипну електронну будову (електронні аналоги).
Головна підгрупа (А- підгрупа)	Містить елементи s - та p - електронних сімейств(s- і p- елементи), які розташовані і у великих і у малих періодах. s- елементи - тільки метали; p- елементи - метали та неметали.
Побічна підгрупа (В - підгрупа)	Містить елементи d - електронних сімейств (d- елементи). У побічних підгрупах знаходяться елементи тільки великих періодів, тільки метали.
s - елементи	Заповнюється s - підрівень <i>останнього</i> енергетичного рівня (ns).
p - елементи	Заповнюється p - підрівень <i>останнього</i> енергетичного рівня (np)
d - елементи	Заповнюється d - підрівень <i>передостаннього</i> (другого зовні) енергетичного рівня ($(n - 1)d$)
f - елементи	Заповнюється f - підрівень <i>третього зовні</i> енергетичного рівня ($(n - 2)f$)

Періодичну таблицю можна поділити на чотири колонки або блоки елементів за орбіталями, які заповнюються (рис. 15).

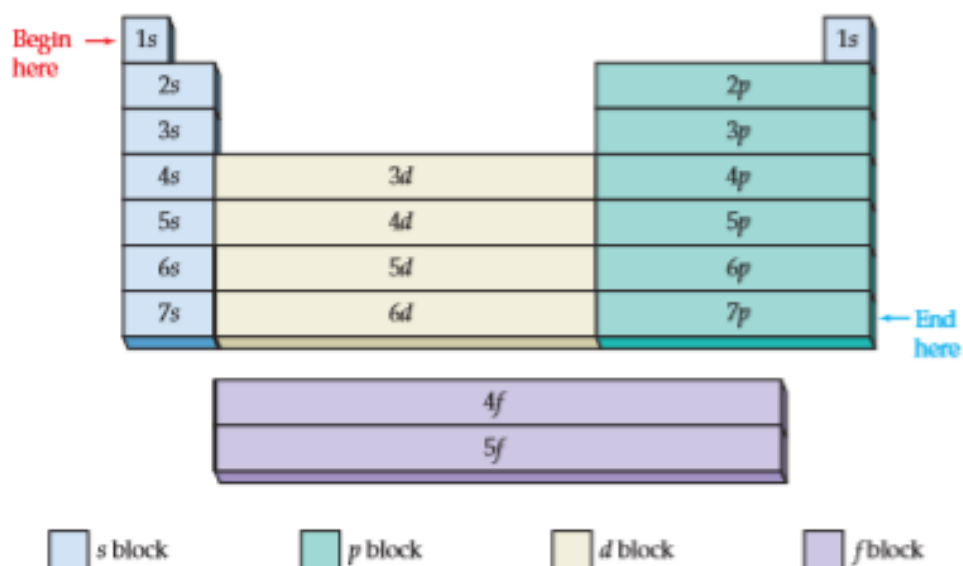


Рисунок 15. Блоки періодичної таблиці

Запитання і завдання

- Чому перший період складається тільки з двох елементів, а другий - з восьми?
- Скільки енергетичних рівнів містять атоми:
магнію (Mg); міді (Cu); барію (Ba)?
- Яка кількість електронів міститься в зовнішньому електронному шарі атомів:
кремнію (Si); кальцію (Ca); бром (Br);
селену (Se); калію (K)?
- До якого електронного сімейства (s-, p-, d- елементи) належать:
фосфор (P); ванадій (V); стронцій (Sr)?
- В якому періоді і в якій групі періодичної системи знаходиться елемент, електронна формула якого:
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$;
в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$;
г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
- Яка кількість електронів міститься в зовнішньому енергетичному рівні атомів:
а) карбону (C);
б) цинку (Zn);
в) хлору (Cl);
г) натрію (Na)?

Нові слова і словосполучення
УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

зовнішній шар	внешний слой	external layer	couche extérieure
валентність	валентность	valency	valence
електронне сімейство	электронное семейство	electronic family	famille électronique
максимальний	максимальный	maximum	maximale
визначати	определять	to define, to determine	définir
становище	положение	location	position
останній	последний	last	dernier
передостанній	предпоследний	lastbutone (last but one)	avant-dernier
зовні	снаружи	outside	en dehors, de l'extérieur
енергетичний рівень	энергетический уровень	energy level	le niveau d'énergie

4.7. Енергетичні характеристики атома

Енергія йонізації - енергія, необхідна для відриву електрона від нейтрального атома елемента (E) та перетворення його в позитивно заряджений йон (E^+): $E^0 - \bar{e} \rightarrow E^+$.

Енергія спорідненості до електрона - енергія, яка виділяється або поглинається при приєднанні електрона до атома і перетворення його в негативно заряджений йон (E^-): $E^0 + \bar{e} \rightarrow E^-$.

Енергія йонізації та енергія спорідненості до електрона виражається в одиниці кДж/моль.

Електронегативність (ЕН) характеризується здатністю атома у молекулі приєднувати до себе електрони. Приймавши значення електронегативності літію за одиницю, отримують значення відносних електронегативностей елементів. Хімічні елементи можуть утворювати ряд у порядку зростання їхньої електронегативності:

Al, Si, B, H, Te, P, Se, C, I, S, Br, Cl, N, O, F



ЕН елементів зростає за періодом. Самий електронегативний елемент - флуор (рис. 16). Електронегативність знижується в групах із збільшенням номера періоду в елементів I, II, V, VI та VII головних підгруп, III, IV і V - побічних підгруп і має складну залежність в елементів III головної підгрупи (мінімум ЕН у Al) зростає із збільшенням номера періоду в елементів IV - VIII

побічних підгруп. Найменше значення ЕН у s- елементів I підгрупи, найбільше значення - у елементів VII та VI груп (рис. 16).

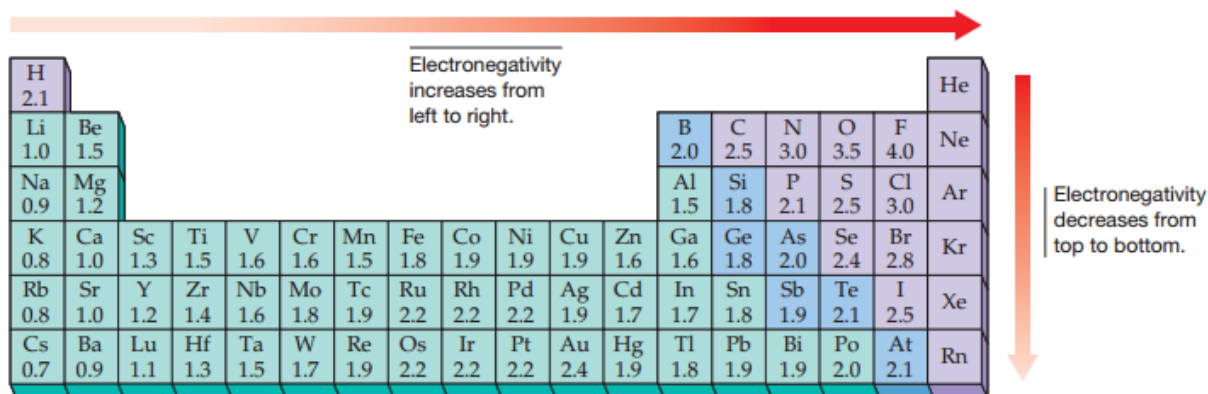


Рисунок 16. Значення електронегативності та закономірності її зміни у періодичній таблиці

Запитання і завдання

До кожного завдання подано чотири варіанти відповідей, з яких лише одна правильна. Виберіть правильну відповідь.

1. Максимальне число електронів у зовнішньому енергетичному рівні в атома будь-якого елемента (II - VII періодів) дорівнює:

- а) 2;
- б) 8;
- в) 5;
- г) 6.

2. Елементи, в яких заповнюються електронами s- орбіталі останнього рівня, називаються:

- а) d- елементами;
- б) p- елементами;
- в) f- елементами;
- г) s- елементами.

3. Елементи, у яких заповнюються електронами p- орбіталі останнього рівня, називаються:

- а) d- елементами;
- б) p- елементами;
- в) f- елементами;
- г) s- елементами.

4. Елементи, у яких останніми заповнюються електронами d- орбіталі, називаються:

- а) d- елементами;

- б) p- елементами;
- в) f- елементами;
- г) s- елементами.

Нові слова і словосполучення
УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

нейтральний	нейтральный	neutral	neutre
відрив	отрыв	separation	détachement
приєднувати (ся)	присоединять(ся)	to connect (to join)	adjoindre (s)
спорідненість до електрона	сродство к электрону	electron affinity	affinité pour un électron
електронегативність	электроотрицатель- ность	electronegativity	électronégativité
енергія йонізації	энергия ионизации	ionization energy	énergie d'ionisation

ТЕМА 5. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Хімічний зв'язок - це взаємодія атомів, у результаті якої утворюються молекули або кристали. Енергія молекули або іншої багатоатомної частки є меншою і містить менше сумарної енергії ізольованих атомів, з яких складається молекула. А це означає, що утворення хімічного зв'язку супроводжується виділенням енергії, тобто цей процес енергетично доцільний; він призводить до виникнення більш стійкої системи. Саме це і є причиною утворення хімічного зв'язку.

Поєднання атомів у молекулу (утворення хімічного зв'язку) пояснюється їхнім прагненням до утворення енергетично стійкої системи - завершених зовнішніх електронних шарів (ns^2 , ns^2np^6 , $ns^2np^6nd^{10}$). В атомах благородних газів зовнішній електронний шар завершений, тобто містить 2 електрони (дублет електронів – $1s^2$) – атом *He* або 8 електронів (октет електронів - ns^2np^6) – атоми: *Ne*; *Ar*; *Xe*; *Kr*.

Згідно з теорією хімічного зв'язку (Дж. Льюїс) стійкий електронний дублет або октет формується так, що кожен із взаємодіючих атомів віддає на утворення хімічного зв'язку один або кілька електронів зовнішнього електронного шару (відбувається концентрація електронів). Надалі встановлено, що взаємодіють у першу чергу неспарені електрони.

Інша модель утворення хімічного зв'язку (В. Коссель) передбачає, що стійкі завершені електронні оболонки формуються за рахунок повного переходу електронів від одного атома до іншого.

Відомо кілька типів хімічного зв'язку. Основними є ковалентний та йонний. Усі типи хімічних зв'язків мають електронну природу. Такий поділ ґрунтується на різному характері розподілу електронної густини у системі атомів, які взаємодіють.

Нові слова і словосполучення УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

благородний газ	благородный газ	noble gas	gaz noble
зовнішній шар	внешний слой	Outer layer	couche extérieure
водневий зв'язок	водородная связь	Hydrogen bond	liaison hydrogène
вигідний	выгодный	beneficial	avantageux ,rentable
виділення	выделение	allocation	sécrétion, extraction, séparation, dégagement
завершений	завершенный	completed	complété
завершити	завершить	to complete	compléter
ізолюваний	изолированный	isolated	isolé
інертність	инертность	inertia	inertie
йонний зв'язок	ионная связь	ionic bond	liaison ionique
ковалентний зв'язок	ковалентная связь	covalent bond	liaison covalente
металевий зв'язок	металлическая связь	metallic bond	liaison métallique
запропонувати	предложить	to offer	demande
супроводжуватися	сопровождаться	be accompanied	accompagné
прагнення	стремление	endeavour	aspiration
тип	тип	type	espèce, façon, sorte, type, modèle, mode
стійкий	устойчивый	stable	stable
стійка конфігурація	устойчивая конфигурация	stable configuration	configuration stable
формувати	формировать	to form	forme
хімічний зв'язок	химическая связь	chemical bond	liaison chimique

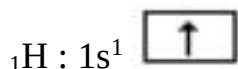
5.1. Ковалентний зв'язок

Ковалентним називається зв'язок між двома атомами внаслідок утворення спільних пар електронів, що обертаються в ядерному полі обох атомів.

Розрізняють обмінний і донорно-акцепторний механізми утворення ковалентного зв'язку. Утворення ковалентного зв'язку можна представити у вигляді валентних схем.

Обмінний механізм. Кожен атом віддає один неспарений (валентний) електрон і у такий спосіб утворює спільну електронну пару.

1. Розглянемо утворення молекули водню H_2 з атомів.



При зближенні атомів водню відбувається перекривання їхніх s-орбіталей (рис. 17).

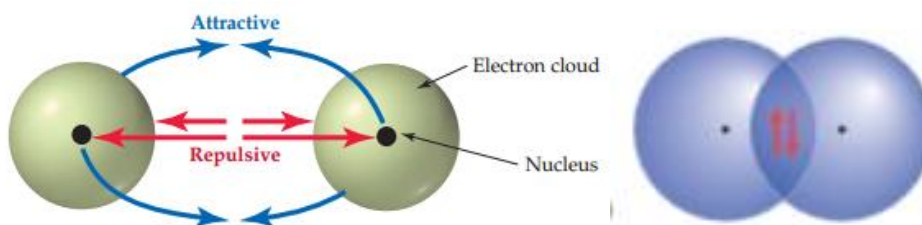
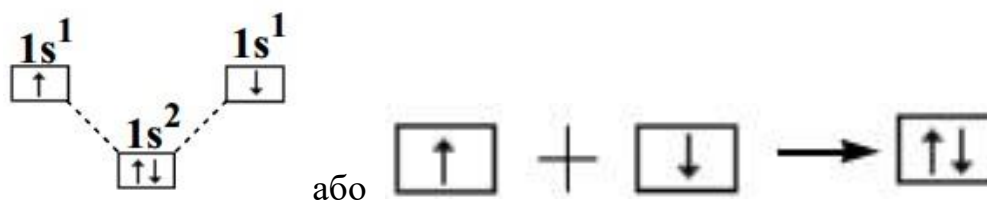
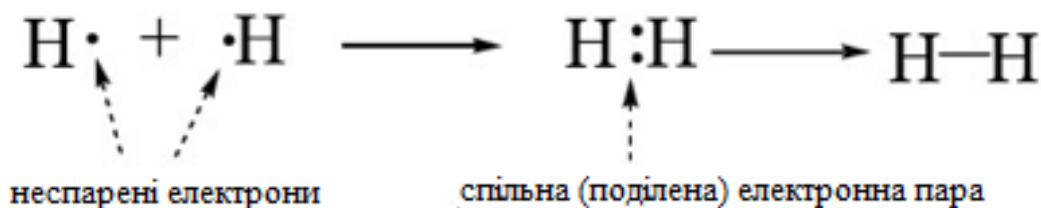


Рисунок 17. Схема утворення ковалентного зв'язку

У результаті між центрами обох ядер з'являється молекулярна електронна хмара, яка містить два електрона (загальна електронна пара), електронна густина в цій зоні збільшується, це призводить до посилення тяжіння між ядрами і молекулярною хмарою. В утворенні зв'язку беруть участь тільки неспарені електрони з антипаралельними спінами, які називають валентними електронами.



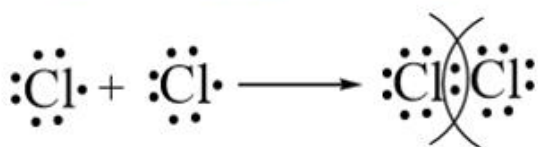
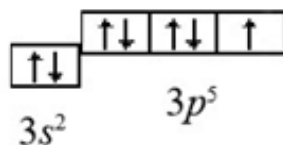
Хімічний зв'язок можна зобразити схематично:



2. Утворення хімічного зв'язку в молекулі хлору Cl_2 .

Електронна формула атома хлору $_{17}\text{Cl}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Атом містить сім електронів у зовнішньому (третьому) енергетичному рівні ($3s^2 3p^5$), серед яких

є один неспарений p- електрон:

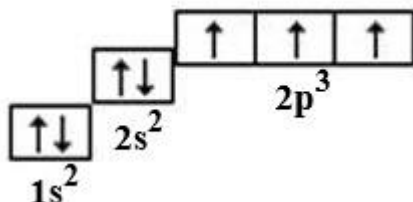


При зближенні двох атомів хлору відбувається перекривання їхніх 3p-орбіталей з неспареними електронами та утворення спільної електронної пари (рис. 18).

Рисунок 18. Перекривання p- орбіталей

Крім цього, кожен з атомів хлору опиняється в оточенні октету (восьми) електронів, і атоми хлору в молекулі здобувають стійку електронну оболонку, схожу на завершену оболонку атома благородного газу аргону – Ar ($3s^2 3p^6$).

3. Утворення хімічного зв'язку в молекулі азоту N_2 . Електронна формула атома азоту $_{7}\text{N}$: $1s^2 2s^2 2p^3$



У зовнішньому електронному шарі знаходиться 5 електронів ($2s^2 2p^3$), з яких три - неспарені. Це означає, що кожен атом азоту дає по три електрона для утворення трьох спільних електронних пар, у результаті чого відбувається утворення потрійного зв'язку (рис.19):

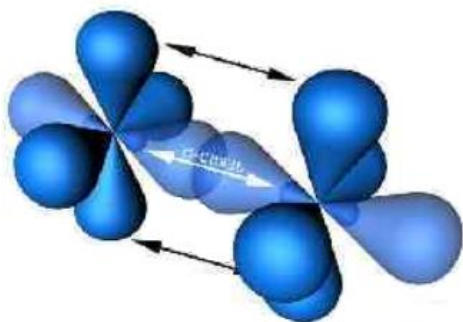
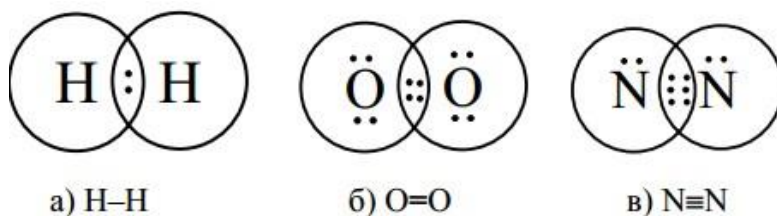


Рисунок 19. Утворення потрійного зв'язку у молекулі N_2

Якщо між атомами виникає один ковалентний зв'язок (одна спільна електронна пара), то його називають одинарний, якщо більше - його називають кратним зв'язком.



- а) одинарний зв'язок;
- б) кратний зв'язок (подвійний);
- в) кратний зв'язок (потрійний).

Зв'язки одинарні, подвійні і потрійні нерівноцінні, вони відрізняються один від одного довжиною та енергією. Це можна пояснити різницею геометричних способів перекривання орбіталей. Залежно від способу перекривання атомних орбіталей розрізняють σ -зв'язок (сигма-зв'язок) і π -зв'язок (пі-зв'язок).

σ -зв'язок - це ковалентний зв'язок, при утворенні якого зона перекривання електронних хмар знаходиться на лінії, яка з'єднує ядра атомів (рис. 20).

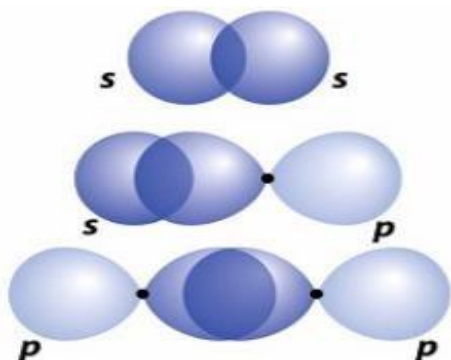


Рисунок 20. Способи перекривання атомних орбіталей при утворенні σ -зв'язків

В утворенні σ -зв'язків беруть участь:

- s- електрони кожного з атомів (s-s - зв'язок) - утворення молекули H_2 ;
- s- і p- електрони (s-p- зв'язок) - утворення молекули HCl;
- p- електрони кожного з атомів (p-p- зв'язок) - утворення молекули Cl_2 (рис. 20).

π -зв'язок - це ковалентний зв'язок, при утворенні якого зона перекривання електронних хмар знаходиться по обидві сторони від лінії, яка з'єднує ядра атомів (бокове перекривання). В утворенні π -зв'язків беруть участь тільки p- і d- електрони (рис. 21):

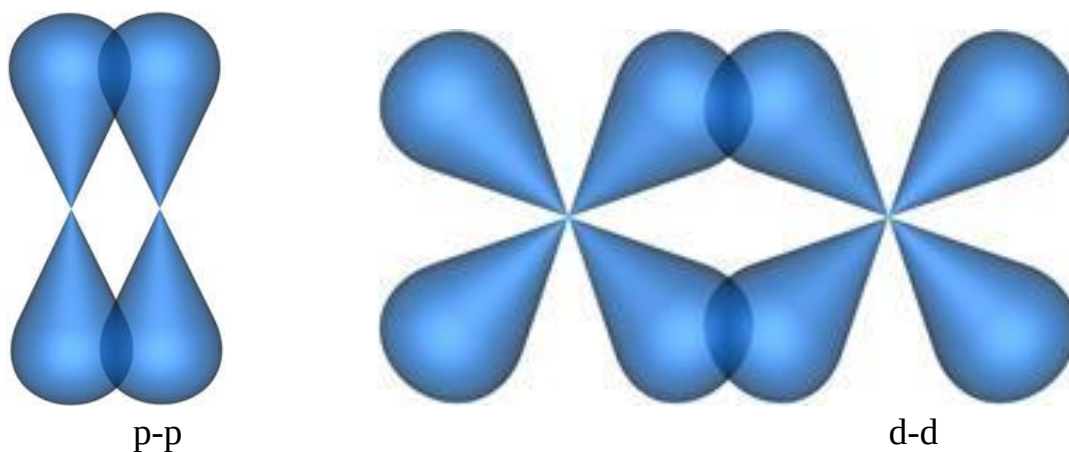
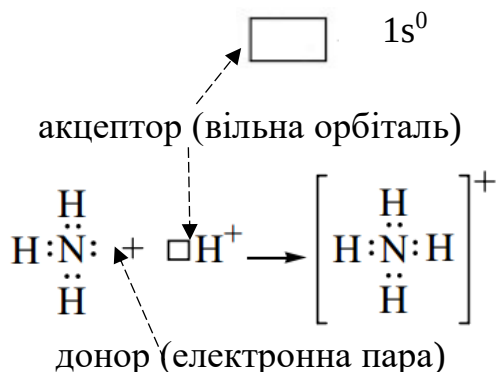


Рисунок 21. Способи перекривання атомних орбіталей при утворенні π -зв'язків

Донорно-акцепторний механізм. При утворенні зв'язку один атом (донор) надає електронну пару, а інший атом (акцептор) надає для цієї пари вільну орбіталь. Утворення ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом розглянемо на прикладі утворення йона амонію NH_4^+ :



Для утворення йона H^+ атом водню віддає свій єдиний електрон H^+ :



Атом нітрогену - донор (надає неподілену пару електронів), йон H^+ - акцептор (надає вільну орбіталь). В йоні амонію всі чотири зв'язки, які утворені атомами азоту та водню, - ковалентні. Три зв'язки утворилися в результаті створення спільних електронних пар атомом нітрогену та атомами водню за обмінним механізмом, один зв'язок утворився за донорно-акцепторним механізмом. Усі чотири зв'язки N-H у катіоні амонію рівноцінні.

5.1.1. Властивості ковалентного зв'язку

Найважливішими характеристиками ковалентного зв'язку є довжина, енергія, спрямованість, насичуваність, полярність.

Довжина хімічного зв'язку - це відстань між ядрами хімічно зв'язаних атомів. Довжина зв'язку залежить від радіусів атомів, які взаємодіють, і від

його кратності. Чим більша відстань між атомами і чим менша кратність зв'язку серед однотипних молекул, тим більша довжина зв'язку.

Енергія хімічного зв'язку - це енергія, яка виділяється при його утворенні (або витрачається для розриву зв'язку). Енергія зв'язку – вияв його міцності: чим більша енергія зв'язку, тим зв'язок міцніший. Енергія зв'язку залежить: від кратності (в ряду одинарна, подвійна, потрійна енергія зв'язку зростає); довжини (чим довший зв'язок, тим менше перекриваються АО, тим він слабшає); способу перекривання АО (σ -зв'язки міцніші, ніж π -зв'язки); полярності (полярні зв'язки є міцнішими).

Насичуваність хімічного зв'язку обумовлена здатністю атомів утворювати обмежене число ковалентних зв'язків. Кількість зв'язків, які утворюються атомом, обмежено числом його валентних електронів.

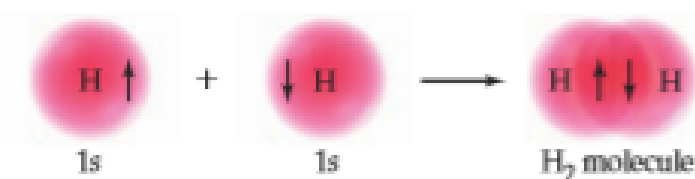
Спрямованість ковалентних зв'язків - певна орієнтація зв'язків у просторі, а це означає, що кожна молекула має певну просторову будову (геометрію).

Полярність зв'язку зумовлена нерівномірним розподілом електронної густини через відмінності в електронегативності атомів.

Ковалентний зв'язок є полярним і неполярним.

5.1.2. Види ковалентного зв'язку

Ковалентний зв'язок називається **неполярним (гомеополярним)**, якщо спільна пара електронів, у результаті якої утворюється цей зв'язок, розміщується симетрично відносно ядер обох атомів. Типовий неполярний ковалентний зв'язок виникає між атомами одного елемента, наприклад, у молекулах Гідрогену, Оксигену, Нітрогену, Хлору: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 (дивись розділ 5.1).

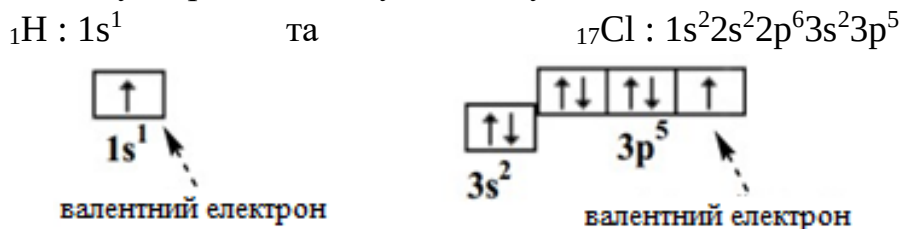


Полярний, або гетерополярний, зв'язок - це такий ковалентний зв'язок, який характеризується зсувом (зрушенням, зміщенням) спільної пари електронів у бік одного із сполучених цим зв'язком атомів. Полярність зв'язку зростає, якщо збільшується різниця електронегативності атомів, які утворюють молекули - HCl , H_2O , NH_3 , CO , NO , SO_3

Полярний ковалентний зв'язок виникає між атомами різних елементів (як правило, неметалів), з різною електронегативністю. Зміщення спільної

пари електронів у результаті утворення полярного ковалентного зв'язку призводить до того, що середня густина негативного електричного заряду стає вищою біля більш електронегативного атома і нижчою біля менш електронегативного.

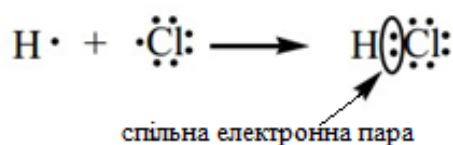
Розглянемо утворення зв'язку в молекулі HCl.



Зв'язок виникає при перекриванні 1s- орбіталі атома гідрогену та 3p- орбіталі атома хлору:



Оскільки атом хлору характеризується високим значенням відносної електронегативності ($E_{\text{Cl}} = 3,0$), ніж атом гідрогену ($E_{\text{H}} = 2,1$), то електрон атома гідрогену зсувається у бік атома хлору:



Унаслідок цього в атомі гідрогену виникає надлишковий частковий позитивний заряд δ^+ (дельта плюс), а в атомі хлору - подібний за величиною, але надлишковий негативний заряд δ^- (дельта мінус): $\text{H}^{+\delta}\text{Cl}^{-\delta}$. Такі часткові заряди називаються ефективними.

Крім цього, молекула HCl поляризується, в результаті чого виникає диполь. Такі системи двох однакових за абсолютною величиною, але протилежних за знаком зарядів, що перебувають на певній відстані один від одного, називають *електричними диполями*. Звичайно, диполь зображується на рис. 22. Зв'язок у молекулі HCl - ковалентний полярний.

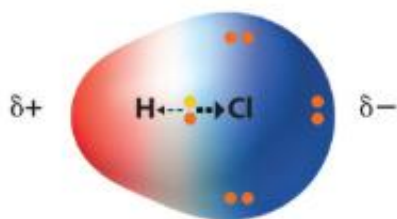


Рисунок 22. Диполь молекули HCl

Запитання і завдання

До кожного завдання подано чотири варіанти відповідей, з яких лише одна правильна. Виберіть правильну відповідь.

1. Утворення хімічного зв'язку пояснюється прагненням атомів утворити найбільш стійку електронну конфігурацію типу:

- а) $ns^2; np^6$;
- б) $ns^2; np^2$;
- в) $ns^2; np^4$;
- г) $ns^2; np^5$.

2. Ковалентний неполярний зв'язок утворюється:

- а) між атомами одного хімічного елемента;
- б) між атомами різних хімічних елементів;
- в) між атомами металу;
- г) між атомами металу та неметалу.

3. Ковалентний полярний зв'язок утворюється:

- а) між атомами з однаковою електронегативністю;
- б) між атомами з різною електронегативністю;
- в) між атомами металу;
- г) між атомами металу та неметалу.

4. Назвіть речовину з ковалентним полярним зв'язком:

- а) $NaCl$;
- б) Cl_2 ;
- в) HCl ;
- г) N_2 .

5. Укажіть речовину з ковалентним неполярним зв'язком:

- а) $NaCl$;
- б) Cl_2 ;
- в) HCl ;
- г) NH_3 .

6. Назвіть ряд, у якому розташовані сполуки з ковалентним неполярним зв'язком:

- а) $NaBr, O_2, Na, Cl_2$;
- б) N_2, H_2, Cl_2, O_2 ;
- в) HCl, SO_2, NH_3, I_2 ;
- г) $KCl, SO_3, Na_2O, H_2SO_4$.

7. Визначте ряд, в якому розташовані сполуки з ковалентним полярним зв'язком:

- а) $NaBr, O_2, Na, Cl_2$;

- б) N₂, H₂, Cl₂, O₂;
 в) HCl, SO₂, NH₃, I₂;
 г) KCl, SO₃, Na₂O, H₂SO₄.

8. Найбільш електронегативним елементом є:

- а) хлор;
 б) кисень;
 в) флуор;
 г) гідроген.

Нові слова і словосполучення УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

акцептор	акцептор	acceptor	accepteur
взаємна орієнтація	взаимная ориентация	relative orientation	orientation mutuelle
виникати	возникать	to arise	survenir , surgir
геометрія	геометрия	geometry	géométrie
донор	донор	donor	donneur
ковалентний зв'язок	ковалентная связь	covalent bond	liaison covalent
кратний зв'язок	кратная связь	multiple (double, or triple) bond	liaison multiple
наявність	наличие	availability	disponibilité
неполярний зв'язок	неполярная связь	non-polar bond	liaison non polaire
обмін	обмен	exchange	échange
обмінювати	обменивать(ся)	to exchange	échanger
утворення	образование	formation	formation
утворити	образовать (ся)	to form	former, arranger, constituer, générer, nommer
спільна електронна пара	общая электронная пара	shared electron pair	paire électronique total
спільний	общий	common	générique, général
одинарний зв'язок	одинарная связь	single bond	simple liaison
здійснювати	осуществлять	to implement	exercez ,effectuer

перекривання	перекрывание	overlapping	couvrir, chevauchement
полярний	полярный	polar	polaire
надавати	предоставлять	to provide	fournir
рівномірно	равномерно	evenly	uniformément
розрізняти	различать	to distinguish	distinguer, établir une distinction
вільна орбіталь	свободная орбиталь	free orbital	orbite libre
симетрично	симметрично	symmetrically	symétriquement
сприяти	способствовать	to promote	contribuer
стійка конфігурація	устойчивая конфигурация	stable configuration	configuration stable

5.2. Йонний зв'язок

Йонний зв'язок - це зв'язок, який утворюється в результаті електростатичного тяжіння протилежно заряджених йонів.

При хімічних взаємодіях атоми отримують стійку електронну конфігурацію (8 електронів у зовнішньому електронному рівні). Якщо в утворенні хімічного зв'язку беруть участь атоми, які відрізняються електронегативністю (типовий метал Na та типовий неметал Cl), то спільна електронна пара повністю зміщується до більш електронегативного атома. У результаті відбувається утворення позитивно та негативно заряджених йонів. Йонний зв'язок вважається граничним явищем полярного ковалентного зв'язку. Такий тип зв'язку характерний для сполук типових металів (елементи головних підгруп I і II груп, крім магнію і берилію Be) з типовими неметалами (елементи головної підгрупи VII групи); для гідроксидів типових металів та багатьох солей кисневмісних кислот. Йонний зв'язок існує в солях амонію, де немає атомів металів (їхню роль відіграє катіон амонію NH_4^+).

Розглянемо приклад утворення йонного зв'язку між атомами натрію і хлору (рис. 23).

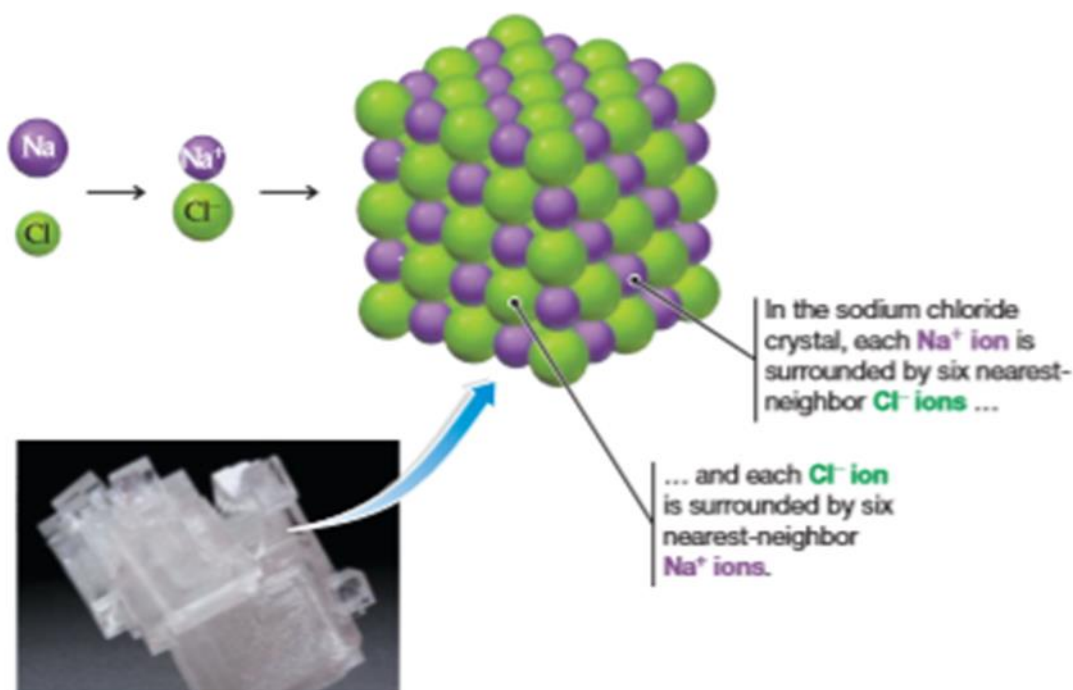


Рисунок 23. Йонна кристалічна ґратка NaCl

Напишемо їхні електронні формули та значення електронегативності (ЕН):

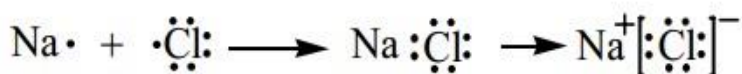
$_{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ – атом натрію, $\text{EN}_{\text{Na}} = 0,93$.

$_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ – атом хлору, $\text{EN}_{\text{Cl}} = 3,16$.

Електронегативність атома хлору досить чітко відрізняється від електронегативності атома натрію. Тому при утворенні зв'язку натрій віддає свій $3s^1$ -електрон: $\text{Na}^0 - 1e^- \rightarrow \text{Na}^+$ та перетворюється в позитивно заряджений йон натрію $\text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$. Крім цього, він отримує стійку електронну конфігурацію - електронний октет ($2s^2 2p^6$).

Атом хлору приєднує електрон, який віддав натрій: $\text{Cl}^0 + 1e^- \rightarrow \text{Cl}^-$ та перетворюється в негативно заряджений йон хлору $\text{Cl}^- : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. У результаті цієї реакції він отримує стійку електронну конфігурацію ($3s^2 3p^6$).

Механізм утворення йонного зв'язку у натрій хлориде можна зобразити



за такою схемою:

Хлорид натрію складається з йонів натрію Na^+ та хлорид-йонів Cl^- (рис. 23).

Йони - це заряджені частинки, в які перетворюються атоми в результаті передавання або приседнання електронів.

Якщо атом віддає електрони, він перетворюється в позитивно заряджений йон (*катіон*); якщо атом приєднує електрони, він перетворюється в негативно заряджений йон (*аніон*).

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

На відміну від ковалентного зв'язку йонний зв'язок не характеризується спрямованістю та насичуваністю.

Тип зв'язку між атомами визначається за величиною та різницею відносних електронегативностей елементів ΔEN . Для обчислення величини ΔEN з більшого значення електронегативності віднімають менше. Чим більша різниця між електронегативностями атомів, що утворюють хімічний зв'язок, тим вищий ступінь йонності цього зв'язку.

Запитання і завдання

До кожного завдання подано чотири варіанти відповідей, з яких лише одна правильна. Виберіть правильну відповідь.

1. У результаті електростатичного тяжіння протилежно заряджених йонів утворюється:

- а) ковалентний неполярний зв'язок;
- б) ковалентний полярний зв'язок;
- в) металевий зв'язок;
- г) йонний зв'язок.

2. Утворюючи йонний зв'язок, атоми металів:

- а) віддають електрони і перетворюються в негативно заряджені йони;
- б) віддають електрони і перетворюються в позитивно заряджені йони;
- в) приєднують електрони і перетворюються в негативно заряджені йони;
- г) приєднують електрони і перетворюються в позитивно заряджені йони.

3. Як називаються йони –

- а) заряджені частинки, в які перетворюються атоми в результаті передавання або приспінання електронів;
- б) сукупність атомів з однаковим зарядом ядра;
- в) складна система елементарних частинок, які рухаються і взаємодіють;

г) атоми одного елемента, які мають однаковий заряд ядра (однакове число протонів), але різну масу (різне число нейтронів).

4. Який зв'язок називається йонним?

5. До складу якого елемента зміщуються спільні електронні пари в молекулах сполук?

Нові слова і словосполучення
УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

аніон	анион	anion	anion
йонний зв'язок	ионная связь	ionic bond	liaison ionique
катион	катион	cation	cation
віддача	отдача	return	retour
передача	передача	transfer	transmission
повний	полный	full, total	plein, terminer
приєднання	присоединение	addition	accession
тяжіння	притяжение	attraction	attraction
зміщуватися	сместаться	to shift	déplacer
частковий	частичный	partial	partiel
електростатичний	электростатический	electrostatic	électrostatique

5.3. Водневий зв'язок

Хімічний зв'язок, утворений позитивно поляризованим гідрогеном молекули $A-H$ (або полярної групи - $A-H$) і електронегативним атомом B іншої або тієї ж молекули, називається *водневим зв'язком*.

Механізм утворення *водневого зв'язку* має як електростатичний, так і донорно-акцепторний характер. За наявності такого зв'язку навіть низькомолекулярні речовини можуть бути у звичайних умовах рідинами (спирт, вода) або газами (аміак, фтороводень), що легко розріджується.

Якщо водневий зв'язок утворюється між різними молекулами, він називається міжмолекулярним (вода (рис. 24)), якщо зв'язок утворюється між двома групами однієї і тієї ж молекули, то він називається внутрішньомолекулярним (молекула білка, ДНК).

Міжмолекулярний водневий зв'язок виникає між молекулами, до складу яких входять гідроген і високоелектронегативний елемент, - фтор, кисень, нітроген, рідше хлор, сірка. Оскільки в такій молекулі спільна електронна пара зміщується від гідрогену до атома електронегативного елемента, а позитивний заряд гідрогену сконцентрований в малому об'ємі, то протон взаємодіє з неподіленою електронною парою іншого атома або йона, усупільнюючи її. В результаті утворюється другий, слабкіший зв'язок, який отримав назву *водневий*. Як правило, *водневий зв'язок* позначають точками, вказуючи, концентруючи, що він набагато слабкіший за ковалентний зв'язок (приблизно у 15-20 разів).

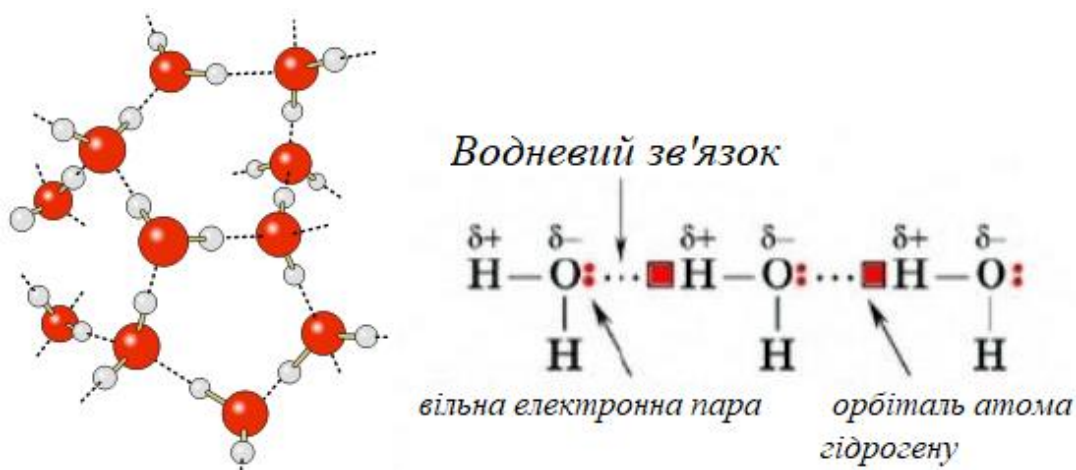


Рисунок 24. Водневий зв'язок у молекулі води

Енергії йонного і ковалентного зв'язків мають один порядок, енергія водневого зв'язку - на порядок менше.

Водневі зв'язки малостійкі і розриваються досить легко (наприклад, при плавленні льоду та кипінні води), але, оскільки на розрив цих зв'язків витрачається певна енергія, то температура плавлення і кипіння речовин з водневими зв'язками між молекулами виявляється значно вищою, ніж у подібних речовинах без водневих зв'язків.

Наприклад (таблиця 12), в HF та H₂O є водневі зв'язки, а в HCl і H₂S їх немає.

Таблиця 12

Температури кипіння і плавлення HF, H₂O, HCl, H₂S

Речовина	t _{пл} , °C	t _{кип} , °C	Речовина	t _{пл} , °C	t _{кип} , °C
HF	-83,36	19,52	HCl	-114,00	-85,08
H₂O	0,00	100,00	H₂S	-85,54	-60,35

Оскільки багато сполук містять ковалентні полярні зв'язки Н—О та Н—N, то водневі зв'язки дуже поширені. Вони виявляються не тільки у воді, але і в різних кристалічних речовинах, полімерах, білках, живих організмах. Наприклад, практично всі солі утворюють кристалогідрати, в яких є водневі зв'язки. Важливу роль водневий зв'язок відіграє в біохімічних процесах.

Запитання і завдання

1. Який зв'язок називається водневим?
2. В яких речовинах утворюється водневий зв'язок?
3. Чому вода, аміак і фтороводень мають аномально високі температури плавлення і кипіння?

Нові слова і словосполучення
УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

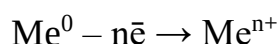
водневий зв'язок	водородная связь	hydrogen bond	liaison hydrogène
поляризований	поляризованный	polarized	polarisée
міцність	прочность	strength	solidité, fermeté, durabilité, dureté, endurance, résistance
розмір	размер	size	taille
розрив	разрыв	break	rupture, écart
своєрідний	своеобразный	peculiar	particulier
біохімічний	биохимический	biochemical	biochimique

5.4. Металічний зв'язок

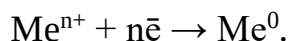
Металічний зв'язок - хімічний зв'язок, який зумовлений взаємодією позитивних йонів металу, що знаходяться у вузлах кристалічної ґратки з валентними електронами.

Атоми металів досить легко віддають свої валентні електрони, внаслідок чого перетворюються на позитивно заряджені йони. Це відбувається не лише при взаємодії металів з іншими атомами, але і при утворенні металевих кристалів з одних і тих же атомів.

У кристалі металу безперервно відбуваються два протилежні процеси - утворення йонів металу з нейтральних атомів у результаті відриву від них валентних електронів:



і приєднання валентних електронів до йонів металу з утворенням нейтральних атомів:



У вузлах кристалічної ґратки металів поперемінно перебувають як нейтральні атоми, так і катіони металу. Утворені при цьому електрони можуть вільно переміщатися по всій кристалічній ґратці. Вони стають спільними для всіх атомів та йонів металу, поєднуючи їх між собою, і називаються *електронним газом* (рис. 25).

Металічний зв'язок характерний для металів у твердому або рідкому агрегатному станах. Більшість елементів періодичної таблиці Д.І. Менделєєва належать до металів, що характеризуються низкою особливих властивостей: високою електропровідністю, теплопровідністю, ковкістю і пластичністю, металічним блиском, з високою віддзеркалюючою здатністю щодо світла. Наявність електронів, які можуть вільно переміщуватися по об'єму кристалу,

забезпечує високу електричну провідність і теплопровідність, а також ковкість і пластичність металів.

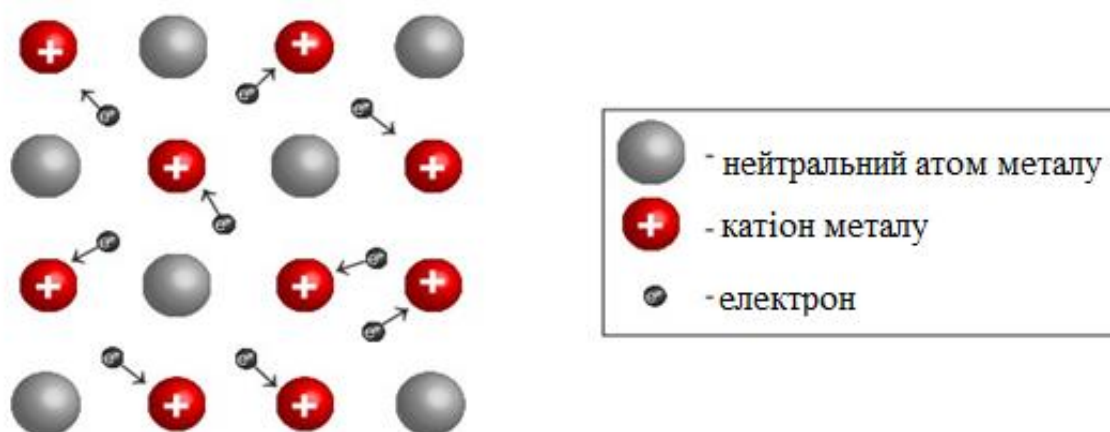


Рисунок 25. Кристалічна ґратка металів

Запитання і завдання

1. Який зв'язок називається металічним?
2. Для яких речовин і в якому агрегатному стані характерний металічний зв'язок?
3. Назвіть спільне між ковалентним та металічним зв'язками?

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

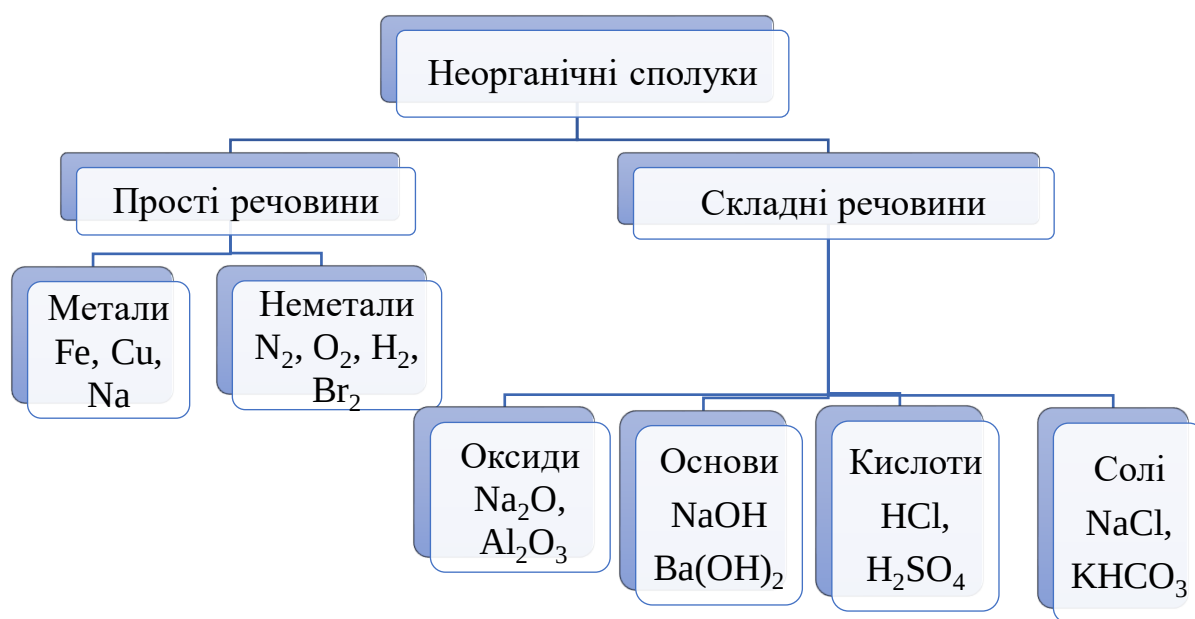
іонізований	ионизированный	ionized	ionisée
кристал	кристалл	crystal	cristal
кристалічна ґратка	кристаллическая решетка	crystal cell	réseau cristallin
металічний зв'язок	металлическая связь	metallic bond	liaison métallique
утримувати	удерживать	to keep, to hold	retenir
вузол	узел	node	noeud
електронний газ	электронный газ	electron gas	gaz d'électrons
електропровідність	электропроводность	conductivity	conductibilité
теплопровідність	теплопроводность	thermal conduction	calorifique
ковкість	ковкость	malleability	malleabilité
пластичність	пластичность	plasticity	plasticité
металічний блиск	металлический блеск	metallic lustre	métallescence

ТЕМА 6. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

6.1. Класифікація неорганічних сполук

Усі неорганічні речовини поділяються на прості (молекули складаються з атомів одного елемента) та складні речовини (молекули складаються з атомів різних елементів). Складні речовини поділяються на класи: оксиди, основи, кислоти та солі.

Поділ складних речовин на класи ґрунтується на подібності хімічних властивостей:



6.2 Оксиди. Класифікація. Одержання. Властивості

Оксиди (oxide) - це складні речовини, що складаються з двох хімічних елементів, один з них Оксиген, який виявляє високий ступінь окиснення (-2). Деякі сполуки елементів з Оксигеном не є оксидами. Серед них – гідроген пероксид H₂O₂ й оксиген фторид OF₂. У першій сполуці ступінь окиснення оксигену дорівнює (-1), а в другій (+2).

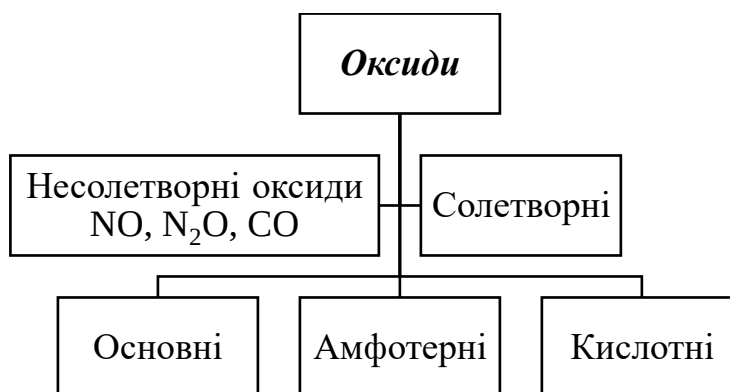
Називаються вони просто – «назва елемента + оксид».

Наприклад: MgO – магній оксид, Na₂O – натрій оксид.

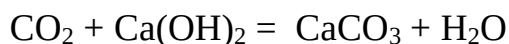
Якщо валентність хімічного елемента змінюється, то вона позначається римською цифрою, яка береться і ставиться в круглі дужки після назви хімічного елемента (таблиця 13).

Назви оксидів

Формула	Назва	Формула	Назва
CO	карбон(II) оксид	Fe ₂ O ₃	ферум(III) оксид
NO	нітроген(II) оксид	CrO ₃	хром(VI) оксид
N ₂ O ₅	нітроген(V) оксид	Mn ₂ O ₇	манган(VII) оксид

Класифікація оксидів.

Солетворні оксиди (Salt - forming oxides) - це оксиди, які під час хімічної реакції утворюють солі:



Оксиди, які не утворюють солей, називають несолетворними.

Солетворні оксиди поділяють на: основні (main); кислотні (acid); амфотерні (amphoteric). Основним оксидам відповідають основи, кислотним - кислоти.

До **основних** належать оксиди металів головних підгруп I-II груп, а також метали побічних підгруп зі ступенем окиснення (+1) та (+2) (крім цинку і берилію).

До **кислотних** належать оксиди неметалів, окрім несолетворних, а також оксиди металів побічних підгруп зі ступенем окиснення від (+5) до (+7) (CrO₃ – хром (VI) оксид, Mn₂O₇ – манган (VII) оксид).

Основні оксиди вступають у реакцію з кислотами, кислотні вступають у реакцію з основами.

Третя група оксидів вступає в реакцію як з кислотами, так і з основами, вони називаються **амфотерними**. До них належать оксиди металів головних і побічних підгруп зі ступенем окиснення (+3), іноді (+4), а також цинк і берилій.

Отже, характер властивостей оксидів в першу чергу залежить від ступеня окиснення. Наприклад, оксиди хрому: CrO (хром (II) оксид -

основний) - Cr_2O_3 (хром (III) оксид - амфотерний) - CrO_3 (хром (VI) оксид - кислотний).

1	2	13	14	15	16	17
	Be					
		Al				
		Ga	Ge	As		
		In	Sn	Sb		
		Pb	Bi			
Basic		Acidic				

У періодичній системі в групах зліва направо слабшають основні властивості, посилюються - кислотні (рис. 26). Зверху вниз у групах посилюються основні властивості, стають більш слабкими кислотні властивості.

Рисунок 26. Елементи в колах утворюють амфотерні оксиди. Елементи у прямокутниках утворюють кислотні оксиди вищого ступеня окиснення й амфотерні оксиди нижчого ступеня окиснення.

Основні реакції одержання оксидів (receiving oxides)

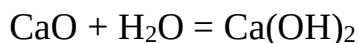
Окиснення киснем	прості речовини	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
	складні речовини	$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$
Розклад	нагрівання солей	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$
Розклад	нагрівання основ	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
Розклад	нагрівання кисневмісних кислот	$\text{H}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$
Розклад	нагрівання вищих оксидів	$4\text{CrO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2\uparrow$
Окиснення нижчих оксидів	$4\text{FeO} + \text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$	
Витіснення леткого оксиду менш летким	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$	

Хімічні властивості оксидів (Chemical properties of oxides)

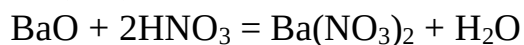
1. Основні

Основні - реагують з надлишком кислоти з утворенням солі та води. Основним оксидам відповідають основи.

А). Взаємодіють з водою (оксиди лужних і лужноземельних металів):



Б). Реагують з кислотами:



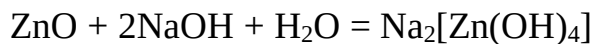
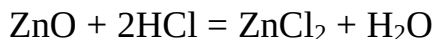
В). З кислотними оксидами: $\text{MgO} + \text{CO}_2 = \text{MgCO}_3$

Г). З амфотерними оксидами: $\text{Li}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t} 2\text{LiAlO}_2$

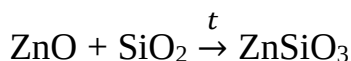
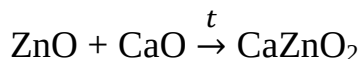
2. Амфотерні

Амфотерні оксиди - ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , MnO_2 – не розчиняються у воді.

А). Взаємодіють як з кислотами, так і з основами:



Б). Реагують з основними та кислотними оксидами:



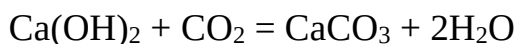
3. Кислотні

Кислотні - реагують з надлишком лугу з утворенням солі і води.
Кислотним оксидам відповідають кислоти.

А). Більшість взаємодіють з водою:



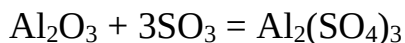
Б). З основами:



В). З основними оксидами:



Г). З амфотерними оксидами:



Запитання і завдання

1. З поданих нижче хімічних сполук випишіть оксиди за категоріями та назвіть їх:

CO , O_2 , SO_3 , NaOH , FeO , Cu_2O , CuO , ZnO , Al_2O_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, MgO , Na_2O , HBr , CO_2 , NO , N_2O , N_2O_3 , CaO , BaO , H_2S

Основні оксиди: _____

Кислотні оксиди: _____

Амфотерні оксиди: _____

2. Напишіть хімічні формули всіх можливих оксидів таких елементів: Cu , Fe , Mn , Mg , K , S , Cl , Sn , Cr , B , P , Si

Приклад: Cu - Cu_2O , CuO

3. Назвіть ці хімічні сполуки згідно з номенклатурою:

BaO - Li_2O –

CdO - PbO_2 –

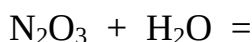
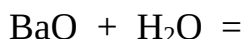
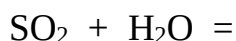
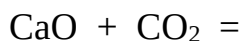
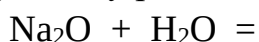
SO₂ -

SO₃ -

Cl₂O₃ -

Cl₂O₅ -

4. Допишіть рівняння хімічних реакцій, визначте тип оксиду, що бере участь у реакції та назвіть його.



5. Продовжить речення:

При взаємодії основних оксидів з водою утворюється

При взаємодії кислотних оксидів з водою утворюється

6. Складіть три рівняння реакцій за таким принципом:

а) кислотний оксид + NaOH = Na..... + вода;

б) основний оксид + HCl =Cl + вода ;

в) основний оксид + кислотний оксид = .

7. Здійсніть хімічне перетворення:



8. Напишіть рівняння реакцій отримання вуглекислого газу з кальцій карбонату CaCO₃.

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

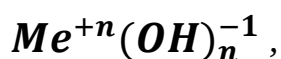
оксид	оксид	oxide	oxyde
основний оксид	основной оксид	basic oxide	basique oxyde
амфотерний оксид	амфотерный оксид	amphoteric oxide	amphotère oxyde
кислотний оксид	кислотный оксид	acid oxide	unacide oxyde
несолетворний оксид	несолеобразующий оксид	not salt-forming oxide	insalifiable oxyde
основа	основание	basis	base
кислота	кислота	acid	acide
основні властивості	основные свойства	basic properties	les propriétés debase
кислотні властивості	кислотные свойства	acidic properties	propriétés acides

кисневмісні кислоти	кислородсодержащие кислоты	oxygen- containing acids	acides contenant de l'oxygène
вищий оксид	высший оксид	higher oxide	oxyde supérieur
нижчий оксид	низший оксид	lower oxide	oxyde inférieur
летка сполука	летучее соединение	the volatile compound	composé volatil
розчинення	растворение	solution	solution,dissolution
луг	щелочь	alkali	alcali
номенклатура	номенклатура	nomenclature	nomenclature

6.3. Основи. Класифікація. Одержання. Властивості

Основи - це складні речовини, які складаються з атома металу, поєднаного з однією або декількома гідроксид-аніонами (гідроксогрупами – OH^{-1}).

Загальна формула:



n – валентність металу

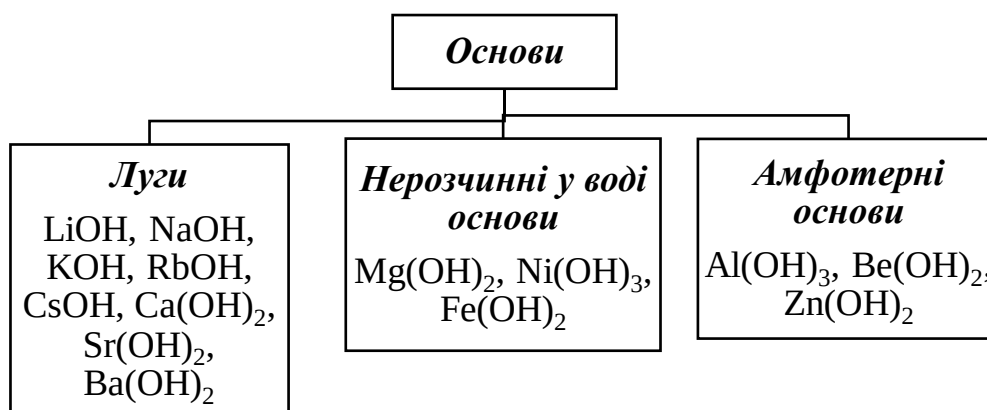
Хімічні назви основ, як і оксидів, складаються з двох слів. Першим словом є назва елемента, який утворює основу, а другим – слово «гідроксид». Наприклад, сполуку з формулою NaOH називають «натрій гідроксид», а сполуку $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – «магній гідроксид». У назвах основ відмінюється лише друге слово: натрій гідроксиду, магній гідроксидом.

Якщо металічний елемент утворює катіони з різними зарядами, то в назві основи вказують значення валентності катіона після назви елемента римською цифрою в дужках (таблиця 14).

Таблиця 14

Назви основ

Формула	Назва	Формула	Назва
LiOH	літій гідроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	ферум(II) гідроксид
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	барій гідроксид	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	купрум(II) гідроксид
KOH	калій гідроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	ферум(III) гідроксид



Луги - це розчинні у воді основи. До лугів належать гідроксиди лужних та лужноземельних металів (**Ia** та **IIa** групи (починаючи з кальцію) періодичної системи) - LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂.

Решта - нерозчинні. До нерозчинних належать так звані амфотерні гідроксиди, які при взаємодії з кислотами виступають як основи, а з лугами - як кислоти (тобто виявляють як основні, так і кислотні властивості).

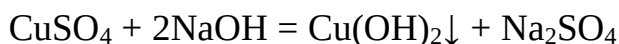
Одержання основ

1. Луги

- ✓ $Me + H_2O = \text{луг} + H_2\uparrow$
 $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$
 $Ba + 2H_2O = Ba(OH)_2 + H_2\uparrow$
- ✓ Основний оксид + H₂O = луг
 $Li_2O + H_2O = 2LiOH$
 $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$
- ✓ Електролізом водних розчинів солей, найчастіше хлоридів:
 $2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{електроліз}} 2NaOH + Cl_2\uparrow + H_2\uparrow$

2. Нерозчинні основи

Сіль + луг = сіль + нерозчинна основа



Хімічні властивості основ

Луги	Нерозчинні основи
1. Взаємодія з кислотами	
$KOH + HCl = KCl + H_2O$	$Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$
2. Взаємодія з кислотними оксидами	
$2KOH + CO_2 = K_2CO_3 + H_2O$	не реагують з кислотними оксидами

3. Дія індикаторів	
Змінюється забарвлення індикаторів (лакмус - синій, фенолфталеїн - малиновий)	
4. Взаємодія з амфотерними оксидами	
$2\text{KOH} + \text{ZnO} \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	не реагують з амфотерними оксидами
5. Взаємодія з солями, якщо утворюється малорозчинна сіль або малорозчинна основа	
$\text{KOH} + \text{NiCl}_2 = \text{Ni(OH)}_2\downarrow + 2\text{KCl}$	не реагують з солями
6. При нагріванні	
не розкладаються (окрім гідроксидів: Li; Sr; Ba) $2\text{LiOH} \xrightarrow{800^\circ\text{C}} \text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
Амфотерні гідроксиди <i>Al(OH)₃, Zn(OH)₂, Be(OH)₂, Fe(OH)₃ та інші</i>	
Взаємодіють з кислотами $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Взаємодіють з лугами $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$

Запитання і завдання

1. Випишіть з наведеного списку окремо, в дві колонки, луги та нерозчинні основи:

NaOH, Pb(OH)₂, LiOH, Cu(OH)₂, Fe(OH)₂, KOH, Fe(OH)₃, Ba(OH)₂, Be(OH)₂, Ca(OH)₂, Mg(OH)₂, CsOH, Mn(OH)₂, Sr(OH)₂, Zn(OH)₂, RbOH, Al(OH)₃, Ni(OH)₃. Назвіть речовини.

Луги	Нерозчинні основи
NaOH – натрій гідроксид	Pb(OH) ₂ – плюмбум (II) гідроксид

2. Допишіть рівняння реакцій. Поряд з кожним гідроксидом укажіть його назву:

- a) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_3 =$
- b) $\text{Al(OH)}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- c) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{P}_2\text{O}_5 =$
- d) $\text{KOH} + \text{SO}_2 =$
- e) $\text{Cu(OH)}_2 + \text{CO}_2 =$
- f) $\text{LiOH} + \text{FeCl}_3 =$
- g) $\text{KOH} + \text{Al(NO}_3)_3 =$
- h) $\text{Fe(OH)}_3 \xrightarrow{t}$

3. Запишіть рівняння реакцій:

- a) кальцій гідроксид реагує з фосфорною кислотою (H_3PO_4);
- б) купрум (II) гідроксид реагує з соляною кислотою (HCl);
- в) натрій гідроксид реагує з сульфур (VI) оксидом.

Нові слова і словосполучення УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

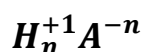
гідроксид	гидроксид	hydroxide	hydroxyde
гідроксогрупа	гидроксогруппа	Hidroksio group	hydroxy legroupe
розчинні гідроксиди	растворимые гидроксиды	Soluble hydroxides	hydroxydes solubles
нерозчинні у воді основи	нерастворимые в воде основания	the insoluble bases in water	bases insolubles dans l'eau
кислота	кислота	acid	acide
амфотерні властивості	амфотерные свойства	Amphoteric properties	propriétés amphotères
взаємодія	взаимодействие	interaction	interaction
сіль	соль	salt	sel
електроліз водних розчинів солей	электролиз водных растворов солей	the electrolysis of aqueous solutions salt	electrolyse de solutions aqueuses de sels
малорозчинна сіль	малорастворимая соль	Slightly soluble salt	sel insoluble

індикатор	индикатор	indicator	indicateur
нагрівання	нагревание	heating	chauffe, chauffage
хлористоводнева (соляна) кислота	хлористоводородная (соляная) кислота	hydrochloric acid	acide chlorhydrique

6.4. Кислоти. Класифікація. Одержання. Властивості

Кислоти - складні речовини, що складаються з одного або декількох атомів гідрогену, здатних заміщуватись на атоми (йони) металів, і кислотних залишків. Число атомів гідрогену визначає основність кислот.

Загальна формула кислот:



n – число атомів гідрогену; **A** - кислотний залишок

Класифікація кислот



1. За числом атомів гідрогену (n) визначаємо основність кислот:

n = 1 одноосновна (HNO₂, HCl, HF);

n = 2 двоосновна (H₂SO₃, H₂SO₄, H₂S);

n = 3 триосновна (H₃PO₄);

n = 4 чотириосновна (H₄P₂O₇)

2. За складом:

а) Таблиця 15 - формули та назви оксигеновмісних кислот та їхніх кислотних залишків.

Таблиця 15

Кислота (H_m(EO)_n)	Кислотний залишок (EO)
HClO ₄ перхлоратна	ClO ₄ ⁻¹ - перхлорат
H ₂ SO ₄ сірчана (сульфатна)	SO ₄ ⁻² - сульфат
H ₂ SO ₃ сірчиста (сульфітна)	SO ₃ ⁻² -сульфіт
HNO ₃ азотна (нітратна)	NO ₃ ⁻¹ - нітрат
HNO ₂ азотиста (нітритна)	NO ₂ ⁻¹ - нітрит
HMnO ₄ перманганатна	MnO ₄ ⁻¹ - перманганат
H ₃ PO ₄ ортофосфатна (фосфатна)	PO ₄ ⁻³ – ортофосфат (фосфат)
H ₄ P ₂ O ₇ пірофосфатна	P ₂ O ₇ ⁻⁴ - пірофосфат

H ₂ CO ₃ вугільна (карбонатна)	CO ₃ ⁻² - карбонат
H ₂ SiO ₃ кремнієва (силікатна)	SiO ₃ ⁻² - силікат
CH ₃ COOH оцтова (ацетатна)	CH ₃ COO ⁻¹ - ацетат
H ₂ C ₂ O ₄ щавлева (оксалатна)	C ₂ O ₄ ⁻² - оксалат

б) Таблиця 16 - формули та назви безоксигенових кислот та їхніх кислотних залишків.

Таблиця 16

<i>Кислота (H_nE)</i>	<i>Кислотний залишок (E)</i>
HCl хлороводнева (соляна) хлоридна	Cl ⁻¹ хлорид
HF фтороводнева (плавикова) фторидна	F ⁻¹ фторид
HI йодоводнева (йодидна)	I ⁻¹ йодид
HBr бромоводнева (бромідна)	Br ⁻¹ бромід
H ₂ S сірководнева (сульфідна)	S ⁻² сульфід
HCN ціанистоводнева	CN ⁻¹ ціанід

3. За силою витіснення кислот

Сила кислот зменшується у ряду: **HI > HClO₄ > HBr > HCl > H₂SO₄ > HNO₃ > HMnO₄ > H₂SO₃ > H₃PO₄ > HF > HNO₂ > H₂CO₃ > H₂S > H₂SiO₃**.

Кожна попередня кислота може витіснити з солі подальшу кислоту -

Сильні кислоти	Слабкі кислоти
HI йодоводнева	HF фтороводнева
HClO ₄ хлорна	H ₃ PO ₄ фосфатна
HBr бромоводнева	HNO ₂ азотиста
HCl хлороводнева	H ₂ SO ₃ сірчиста
H ₂ SO ₄ сірчана	H ₂ S сірководнева
HNO ₃ азотна	H ₂ CO ₃ вугільна
HMnO ₄ перманганатна	H ₂ SiO ₃ кремнієва

Одержання кислот

<i>Оксигеновмісні</i>	кислотний оксид + вода	SO ₃ + H ₂ O = H ₂ SO ₄ P ₂ O ₅ + 3H ₂ O = 2H ₃ PO ₄
	неметал + сильний окисник	P + 5HNO _{3(к)} + 2H ₂ O = 3H ₃ PO ₄ + 5NO
	сіль + менш летка кислота	Na ₂ CO ₃ + 2HNO ₃ = H ₂ CO ₃ ↑ + 2NaNO ₃

Безокисигенові	Водень + неметал	$H_2 + Cl_2 = 2HCl$
	сіль + менш летка кислота	$NaCl + H_2SO_4 = HCl\uparrow + NaHSO_4$

Хімічні властивості кислот

Оксигеновмісні	Безокисигенові						
1. Змінюють забарвлення індикаторів							
За забарвленням індикаторів визначають наявність кислоти. Індикатор лакмус забарвлюється розчинами кислот у червоний колір, індикатор метилоранж - теж у червоний колір.							
2. При взаємодії кислот з металами виникають певні умови:							
Ряд активності металів							
<table><tr><td>Метали, які витісняють водень із кислот</td><td>(H₂)</td><td>Метали, які не витісняють водень із кислот</td></tr><tr><td>Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb активність збільшується</td><td></td><td>Cu Hg Ag Pt Au актив. зменшується</td></tr></table>		Метали, які витісняють водень із кислот	(H ₂)	Метали, які не витісняють водень із кислот	Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb активність збільшується		Cu Hg Ag Pt Au актив. зменшується
Метали, які витісняють водень із кислот	(H ₂)	Метали, які не витісняють водень із кислот					
Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb активність збільшується		Cu Hg Ag Pt Au актив. зменшується					
По-перше, метал повинен бути активним (реакційноздатний - ряд активності) за відношенням до кислот.							
По-друге, кислота повинна бути достатньо сильною.							
Сильні кислоти - HI, HBr, HCl, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ . При взаємодії металів з азотною кислотою водень не виділяється.							
Ca + H ₂ SO ₄ = CaSO ₄ + H ₂ ↑ Cu + 4HNO _{3(к.)} =Cu(NO ₃) ₂ +2NO ₂ +2H ₂ O 3Cu+8HNO _{3(р.)} =3Cu(NO ₃) ₂ +2NO+4H ₂ O	2HCl + 2Na = 2NaCl + H ₂ ↑						
3. Взаємодія з основними оксидами							
H ₂ SO ₄ + CaO = CaSO ₄ + H ₂ O	2HCl + BaO = BaCl ₂ + H ₂ O						
4. Взаємодія з основами							
H ₂ SO ₄ + Ca(OH) ₂ = CaSO ₄ + 2H ₂ O	2HCl + Ba(OH) ₂ = BaCl ₂ + 2H ₂ O						
5. Взаємодія з амфотерними оксидами							
H ₂ SO ₄ + ZnO = ZnSO ₄ + H ₂ O	6HCl + Al ₂ O ₃ = 2AlCl ₃ + 3H ₂ O						
6. Взаємодія з солями, якщо утворюється малорозчинна або летюча речовина							
H ₂ SO ₄ + Ba(NO ₃) ₂ = BaSO ₄ ↓+ 2HNO ₃	2HCl + Na ₂ CO ₃ = 2NaCl + H ₂ O + CO ₂ ↑						

7. При нагріванні слабкі кислоти легко розпадаються	
$\text{H}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	$\text{H}_2\text{S} \xrightarrow{400-1700^\circ\text{C}} \text{H}_2\uparrow + \text{S}$
$\text{H}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$	

Запитання і завдання

1. Розподіліть кислоти і заповніть таблицю 17. Дайте назви кислотам:
 LiOH , Mn_2O_7 , CaO , Na_3PO_4 , H_2S , MnO , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Cr_2O_3 , HI , HClO_4 , HBr ,
 CaCl_2 , Na_2O , HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , HMnO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, SiO_2 , H_2SO_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$,
 H_3PO_4 , HF , HNO_2 , H_2CO_3 , N_2O , NaNO_3 , H_2SiO_3

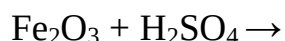
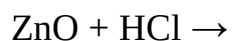
Таблиця 17

Безокисигенові кислоти	Окисигеновмісні кислоти	Одноосновні кислоти	Двоосновні кислоти	Триосновні кислоти

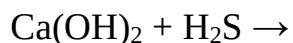
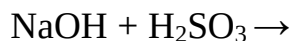
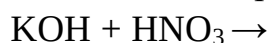
2. Складіть рівняння реакцій металів з кислотами і назвіть продукти реакції:

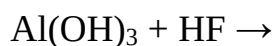


3. Складіть рівняння реакцій оксидів металів з кислотами, назвіть продукти:



4. Складіть рівняння реакцій взаємодії кислот з основами та солями:





5. Напишіть метали, які не заміщують гідроген у сильних кислотах.

6. Напишіть рівняння реакцій:

Кислота + основа $\rightarrow$ соль + вода

Кислота + основний оксид $\rightarrow$ соль + вода

Кислота + метал $\rightarrow$ соль + водень

7. Здійсніть перетворення: $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaCO}_3 \rightarrow \text{NaCl}$

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

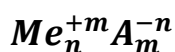
кислотний залишок	кислотный остаток	acid remainder	résidu acide
окисеновмісні кислоти	кислородсодержащие кислоты	oxygen- containing acids	acides contenant de l'oxygène
одноосновна кислота	одноосновная кислота	monobasic acid	acide monobasique
двоосновна кислота	двухосновная кислота	dibasic acid	acide dibasique
триосновна кислота	трехосновная кислота	tribasic acid	acide tribasique
перхлоратна кислота	хлорная кислота	perchloric acid	acide perchlorique
сірчана (сульфатна) кислота	серная(сульфатная) кислота	sulfuric acid	acide sulfurique
сірчиста (сульфітна) кислота	сернистая (сульфитная) к-та	sulfurous acid	acide sulfureux
азотна (нітратна) кислота	азотная (нитратная) к-та	nitric acid	acide nitrique
азотиста (нітритна) кислота	азотистая (нитритная) к-та	nitrous acid	acide nitreux
перманганатна кислота	марганцовая кислота	permanganic acid	l'acide permanganique
ортофосфатна (фосфатна) кислота	ортофосфорная (фосфорная) кислота	orthophosphoric (phosphoric) acid	acide orthophosphorique (phosphorique)
пірофосфатна кислота	пирофосфорная кислота	pyrophosphoric acid	l'acide pyrophosphorique

вугільна (карбонатна) кислота	угольная (карбонатная) к-та	carbonic acid	acide carbonique
кремнієва (силікатна) кислота	кремниевая (силикатная) к-та	silicic acid	acide silicique
оцтова (ацетатна) кислота	уксусная (ацетатная) к-та	acetic acid	acide acétique
щавлева (оксалатна) кислота	щавелевая кислота	oxalic acid	acide oxalique
хлороводнева (соляна) хлоридна	хлороводородная (соляная)	hydrochloric acid	acidechlorhydrique
фтороводнева (плавикова) фторидна кислота	фтористоводородная (плавиковая) кислота	hydrofluoric acid	acide fluorhydrique
йодоводнева (йодидна) кислота	йодистоводородная кислота	hydriodic acid	acide iodhydrique
бромоводнева (бромідна) кислота	бромоводородная кислота	hydrobromic acid	acide bromhydrique
сірководнева (сульфідна)кислота	сероводородная кислота	hydrosulphuric acid	acide sulfhydrique
ціанистоводнева кислота	цианистоводородная кислота	hydrocyanic acid	acide cyanhydrique
ряд активності металів	ряд активности металлов	metal activity range	séried'activité des métaux
витіснення	вытеснение	dislodgment	déplacement

6.5. Солі. Класифікація. Одержання. Властивості

Солі - це складні речовини, що складаються з одного (декількох) атомів металу (чи складніших катіонних груп, наприклад, амонійних груп NH_4^+ , гідроксильних груп $Me(OH)_n^{m+}$) та одного (декількох) кислотних залишків.

Загальна формула солей:



де A - кислотний залишок. Солі (з погляду електролітичної дисоціації) є електролітами, які дисоціюють (розпадаються на йони) у водних розчинах на катіони металу (чи амонію NH_4^+) та аніони кислотного залишку.

Класифікація солей

За складом солі поділяють на середні (нормальні), кислі (гідросоли), основні (гідроксосоли), подвійні, змішані і комплексні (рис. 27).

❖ *Середні (нормальні)* - продукт повного заміщення атомів гідрогену в кислоті на метал. Na_2SO_4 – натрій сульфат; CaCO_3 – кальцій карбонат; AlCl_3 – алюміній хлорид.

❖ *Кислі (гідросоли)* - продукт неповного заміщення атомів гідрогену (H^{1+}) в кислоті на метал. NaH_2PO_4 – натрій дигідрофосфат; KHSO_4 – калій гідросульфат; $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ – барій гідрокарбонат.

❖ *Основні (гідроксосоли)* - продукт неповного заміщення OH^{1-} - груп основи на кислотний залишок. CaOHNO_3 – гідроксокальцій нітрат; $(\text{BaOH})_2\text{SO}_4$ – гідроксобарій сульфат; FeOHCl – гідроксоферум(II) хлорид.

❖ *Подвійні* - містять два різні метали й один кислотний залишок. KNaSO_4 – калій-натрій сульфат; $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – калій-алюміній сульфат.

❖ *Змішані* - містять один метал та декілька кислотних залишків. $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{HCO}_3)$ – натрій гідрокарбонат-карбонат.

❖ *Комплексні* - це солі, до складу яких входять комплексні йони. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – комплексна сіль, оскільки до її складу входить комплексний йон $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ - гексаціаноферат(II); $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ – калій тетрагідроксоалюмінат.



Вапняк - CaCO_3



Кухонна сіль - NaCl



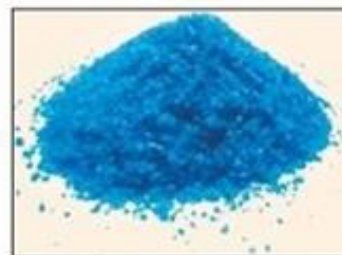
Сода - Na_2CO_3



Аргентум(I) ортофосфат - Ag_3PO_4



Ферум(II) сульфат - FeSO_4



Мідний купорос - $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Рисунок 27. Зовнішній вигляд та технічні назви деяких солей

Назви солей відповідно до назви кислотного залишку

Кислотний залишок (аніон)	Назва солі
Cl^{1-}	хлорид
F^{1-}	фторид
I^{1-}	йодид
Br^{1-}	бромід
NO_3^{1-}	нітрат
NO_2^{1-}	нітрит
S^{2-}	сульфід
HS^{1-}	гідросульфід
SO_3^{2-}	сульфіт
HSO_3^{1-}	гідросульфит
SO_4^{2-}	сульфат
HSO_4^{1-}	гідросульфат
CO_3^{2-}	карбонат
HCO_3^{1-}	гідрокарбонат
SiO_3^{2-}	силікат
HSiO_3^{1-}	гідросилікат
PO_4^{3-}	фосфат
HPO_4^{2-}	гідрофосфат
$\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$	дигідрофосфат
CN^{1-}	ціанід
NCS^{1-}	тіоціонат
ClO^{1-}	гіпохлорит
ClO_2^{1-}	хлорит
ClO_3^{1-}	хлорат
ClO_4^{1-}	перхлорат
MnO_4^{1-}	перманганат

Номенклатура солей

Кожна сіль має хімічну назву, а деякі солі – ще й тривіальні назви (рис.27).

Хімічна назва солі складається із двох слів. Якщо металічний елемент утворює катіони з різними зарядами, то значення заряду катіона солі вказують після назви елемента римською цифрою в дужках.

Аніони безоксигенових кислот називають, використовуючи закінчення -*ід(ид)* (NH_4F - амоній фторид, SnS – станум (II) сульфід, NaCN - натрій ціанід). Закінчення назв аніонів оксигеновмісних кислот залежать від ступеня окислення елемента, який утворює кислоту:

Закінчення назви кислоти	Назва аніона
-на (атна)	-ат
-иста (ітна)	-іт
-уватиста	гіпо- + -ит

Назви кислих та основних солей утворюються за тими ж загальними правилами, що і назви середніх солей. Назва аніона кислої солі утворюється префіксом гідро-, що вказує на наявність вакантних атомів водню (число атомів водню позначають грецькими префіксами чисельників). Катіон основної солі отримує префікс гідроксо-, що вказує на наявність вакантних гідроксогруп.

Приклад:

MgCl_2 – магній хлорид; $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ – барій ортофосфат; Na_2S – натрій сульфід; CaHPO_4 – кальцій гідрофосфат; K_2SO_3 – калій сульфіт; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – кальцій дигідрофосфат; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – алюміній сульфат; $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ – гідроксомагній хлорид; $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$ – гідроксомагній сульфат; KNaHPO_4 – калій-натрій гідрофосфат; MnCl_2 – манган (II) хлорид; $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ – кальцій хлорид-гіпохлорит; MnSO_4 – манган (II) сульфат; K_2S – калій сульфід; NaHCO_3 – натрій гідрокарбонат; K_2SO_4 – калій сульфат.

Формули солей

Якщо відомі валентність (ступінь окислення) металу та заряд кислотного залишку, то формули солей складають так само, як і формули сполук, які утворені з двох елементів (бінарних сполук).

Наприклад, для того щоб скласти формулу алюміній сульфату, необхідно:

- 1) на першому місці записати хімічний символ металу, на другому - кислотного залишку, які входять до складу молекули солі: **$\text{Al}(\text{SO}_4)$** ;
- 2) указати на заряд йона металу та заряд кислотного залишку: **$\text{Al}^{3+}(\text{SO}_4)^{2-}$**
- 3) визначити найменше спільне кратне (НСК) для модулів заряду йона металу та заряду кислотного залишку (для чисел 3 та 2 це буде число 6);
- 4) знайти число атомів металу та кількість кислотних залишків.

Для цього найменше спільне кратне ділять на значення заряду йона металу, знаходять індекс до металу: $6/3 = 2$. Якщо індекс дорівнює одиниці, його не пишуть.

Потім найменше спільне кратне ділять на значення заряду кислотного залишку, знаходять індекс до кислотного залишку: $6/2 = 3$. Якщо індекс більше одиниці, то формулу кислотного залишку беруть у дужки. Значить, у даній солі кожен два атоми алюмінію сполучаються з трьома кислотними залишками сірчаної кислоти.

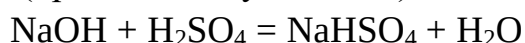
Таким чином, формула алюміній сульфату - $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Отримання солей

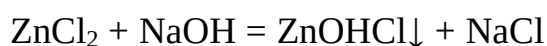
З використанням металів (Me)	Метал + неметал	$\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$
	Метал + кислота	$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
	Метал + сіль*	$\text{Mg} + \text{FeSO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{Fe}$
З використанням оксидів (MeO)	основний оксид + кислота	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	кислотний оксид + основа	$\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
З використанням оксидів (MeO)	Кислотний + основний оксиди	$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
З використанням оксидів (MeO)	Основний + амфотерний оксиди	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CaO} \xrightarrow{t} \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$
Реакція нейтралізації	Кислота + основа	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Ba}(\text{OH})_2 = (\text{BaOH})_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
З використанням солей	Сіль + сіль	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$
	Сіль + луг	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
	Сіль + кислота	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

* Кожен попередній метал у ряду напруги витісняє наступний за ним з розчину його солі.

Кислі солі отримують такими ж способами, що і середні, але при інших мольних співвідношеннях (при надлишку кислоти):



Основні солі утворюються при взаємодії деяких солей з лугами (при надлишку лугу):



Фізичні властивості

Солі - це тверді кристалічні речовини (рис. 28). Залишки основ і кислот в солях пов'язані між собою, як правило, йонним зв'язком. Солі мають різний колір і характеризуються різною розчинністю у воді.



Рисунок 28. Кристали деяких мінералів

Хімічні властивості солей

Розпад при нагріванні	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$ $2\text{AgCl} \xrightarrow{t} 2\text{Ag} + \text{Cl}_2\uparrow$ $2\text{KNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$
<u>Сіль + метал</u> <i>Кожен попередній метал в ряду напруги витісняє наступний за ним з розчину його солі</i>	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ $\text{Zn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$
<u>Сіль + сіль</u> <i>Реакція відбувається, якщо взаємодіють розчинні солі і при цьому утворюється осад</i>	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$
<u>Сіль + луг</u> <i>З лугами реагують солі, катіони яких відповідають нерозчинним основам.</i>	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
<u>Сіль + кислота</u> <i>Реакція відбувається, якщо сіль утворена більш слабкою або легкою кислотою, або якщо утворюється осад</i>	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SiO}_3(\text{гель})$

<u>Дисоціація</u> <i>Середні, подвійні та змішані солі дисоціюють одноступінчасто</i> <i>У кислих, основних і комплексних солях дисоціація відбувається ступінчасто</i>	I - одна стадія $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{KNaSO}_4 \rightarrow \text{K}^+ + \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{CaClBr} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{Br}^-$ II – кілька стадій (постадійно) $\text{KHSO}_4 \rightarrow \text{K}^+ + \text{HSO}_4^-$ $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{FeOHCl} \rightleftharpoons \text{FeOH}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{FeOH}^+ \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{OH}^-$ $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3 \text{ -(4 стадії)}$
<u>Взаємодія з індикаторами</u> <i>У результаті гідролізу в розчинах солей накопичуються йони H^+ (кисле середовище) або йони OH^- (лужне середовище)</i> <i>Гідролізу підлягають розчинні солі, які утворені хоча б одним слабким електролітом</i>	Молекулярна форма: $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}$ $\text{AlOHCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl}$ $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl}$ Йона форма: $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$ $\text{AlOH}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$ $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$ Середовище кисле, метилоранж - червоний
<u>Електроліз</u> - розклад під дією постійного електричного струму <i>Солі підлягають електролізу у розчинах та розплавах</i>	$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{електроліз}} \text{H}_2\uparrow + 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2\uparrow$ $2\text{NaCl}_{(\text{розплав})} \xrightarrow{\text{електроліз}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2\uparrow$

Запитання і завдання

1. Розподіліть солі і заповніть таблицю. Дайте назви солям:

LiNO_3 , MnOHCl , $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$, Na_3PO_4 , KHS , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, NaI , $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$, SrBr_2 , CaOHCl , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CoOHNO_3 , KMnO_4 , $\text{Zn}(\text{HSO}_3)_2$, $[\text{ZnOH}]_2\text{SO}_4$, KH_2PO_4 , CdF_2 , $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $[\text{BiOH}]_2\text{S}$, NaHSiO_3 .

Середні (нормальні)	Кислі (гідросоли) (H^{1+})	Основні (гідроксоли) (OH^{1-})

2. Які речовини називають солями? Як класифікують солі?
3. Напишіть назви солей: MgCl_2 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, FeSO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, KHCO_3 , FeOHCl , BaCO_3 .
4. Складіть формули таких солей:
 - а) купрум(I) хлорид; б) натрій сульфід; в) магній силікат;
 - г) цинк сульфат; д) ферум (III) хлорид; е) калій нітрит;
 - ж) кальцій гідрокарбонат; з) магній дигідрофосфат,
 - и) купрум (II) гідроксохлорид.
5. Запишіть рівняння реакцій одержання всіх можливих солей у результаті взаємодії. Назвіть отримані солі.
 - а) Сірчистої кислоти та феруму (III) гідроксиду;
 - б) Сірководневої кислоти та алюмінію гідроксиду;
 - в) Фосфорної кислоти та кальцію гідроксиду;
 - г) Вугільної кислоти та хрому (III) гідроксиду;
 - д) Фосфорної кислоти та феруму (II) гідроксиду;
 - е) Вугільної кислоти та алюмінію гідроксиду;
 - ж) Фосфорної кислоти та барію гідроксиду;
 - з) Сірчаної кислоти та алюмінію гідроксиду;
 - і) Кремнієвої кислоти та барію гідроксиду;
 - к) Азотної кислоти та стронцію гідроксиду;
 - л) Азотної кислоти та алюмінію гідроксиду;
 - м) Сірчаної кислоти та феруму (III) гідроксиду;
 - н) Кремнієвої кислоти та кальцію гідроксиду;

- о) Вугільної кислоти та магнію гідроксиду;
 п) Фтороводневої кислоти та алюмінію гідроксиду;

Нові слова і словосполучення
УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

соль(сіть)	соль	salt	sel
за складом	по составу	by composition	par composition
тверді кристалічні речовини	твердые кристаллические вещества	solid crystalline substances	substances cristallines solides
кислі солі	кислые соли	acid salts	sels d'acides
основні солі	основные соли	basic salts	sels basiques
змішані солі	смешанные соли	mixed salts	sels mixtes
подвійні солі	двойные соли	double salts	double sels
комплексні солі	комплексные соли	complex salts	sels complexes
електроліз водних розчинів солей	электролиз водных растворов солей	the electrolysis of aqueous solutions salt	electrolyse de solutions aqueuses de sels
малорозчинна сіть	малорастворимая соль	Slightly soluble salt	sel insoluble

ТЕМА 7. ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ ТА ЗАКОНОМІРНОСТІ ЇХНЬОГО ПРОТІКАННЯ

7.1. Класифікація хімічних реакцій

Головним предметом вивчення хімії є *хімічна реакція*. На сьогодні відома значна кількість хімічних реакцій.

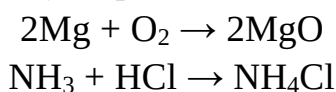
Хімічна реакція - це процес, у результаті якого з одних речовин утворюються інші речовини, які відрізняються від вихідних за складом та будовою.

Існує велика кількість ознак, за якими можна класифікувати хімічні реакції.

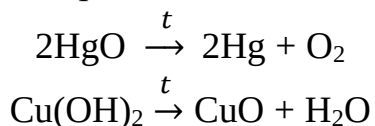
I. Залежно від складу та числа вихідних речовин і продуктів реакції можна поділити на чотири типи:

1. *Реакції сполучення.*
2. *Реакції розпаду.*
3. *Реакції заміщення.*
4. *Реакції обміну.*

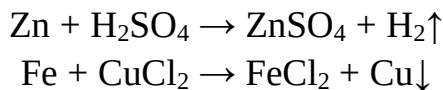
1. Реакції сполучення – це реакції, в результаті яких з декількох простих або складних речовин утворюється одна нова складна сполука:



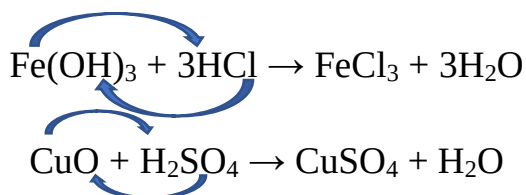
2. Реакції розпаду – це реакції, в результаті яких з однієї складної сполуки утворюється декілька простих або складних сполук:



3. Реакції заміщення – це реакції між простими та складними сполуками, в результаті яких атоми простої речовини заміщають атоми одного з елементів складної сполуки та у результаті утворюється нова проста та складна сполука:



4. Реакції обміну – це реакції між складними сполуками, в результаті яких відбувається обмін між ними окремими атомами або групами атомів:

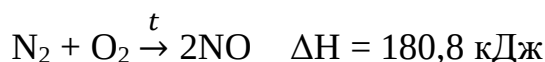


II. У процесі хімічних реакцій енергія **виділяється** або **поглинається**. Звичайно, ця енергія виділяється у вигляді **теплоти**.

Кількість теплоти, яка виділяється або поглинається при протіканні хімічної реакції, називається **тепловим ефектом реакції**.

Для теплового ефекту реакції використовують позначення ΔH (читається «дельта – аш»). Тепловий ефект реакції виражають у кілоджоулях (кДж). Тепловий ефект реакції може мати позитивне значення ($\Delta H > 0$) та негативне значення ($\Delta H < 0$). Значення теплового ефекту позначають окремо після рівняння хімічної реакції.

Наприклад:



Залежно від теплового ефекту реакції ділять на два типи: **екзотермічні** та **ендотермічні**.

 **екзотермічні реакції** - це реакції, які супроводжуються виділенням тепла:



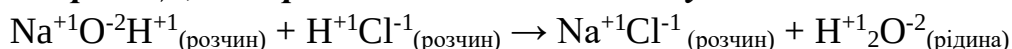
 **ендотермічні реакції** - реакції, які супроводжуються поглинанням тепла:



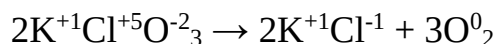
Тепловий ефект реакції (ентальпія реакції, ΔH), який має дуже важливе значення, можна вичислити за законом Гесса, якщо відомі ентальпії утворення реагентів та продуктів реакції. Коли сума ентальпій продуктів менше за суму ентальпій реагентів ($\Delta H < 0$), спостерігається виділення тепла, інакше ($\Delta H > 0$) - поглинання.

III. За зміною ступеня окислення атомів елементів розрізняють:

- **реакції, які протікають без зміни ступеня окислення:**

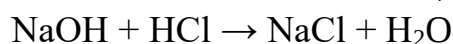
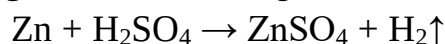
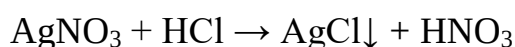


- **окисно-відновні реакції (ОВР)** - це реакції, при протіканні яких змінюються ступені окислення атомів, які входять до складу реагуючих сполук:



IV. За напрямком протікання процесів розрізняють:

- **необоротні реакції** - це реакції, які протікають у певних умовах тільки в одному напрямку, у результаті один з продуктів реакції виділяється у вигляді осаду, газу або води:



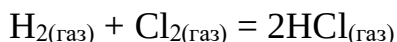
Продукти реакції AgCl і HNO_3 не взаємодіють один з одним. Отже, реакція протікає тільки в одному напрямку, в бік утворення продуктів реакції.

▪ **оборотні реакції** - це реакції, які при одних і тих же умовах одночасно протікають у двох протилежних напрямках ($\rightarrow$ пряма реакція, $\leftarrow$ зворотна реакція, $\rightleftharpoons$ оборотна реакція):

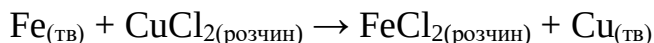


V. За фазовим станом реагуючих сполук розрізняють:

★ **гомогенні реакції** - це реакції, в яких вихідні сполуки та продукти реакції перебувають в одному агрегатному стані (в одній фазі):



★ **гетерогенні реакції** - це реакції, в яких вихідні сполуки та продукти реакції перебувають у різних агрегатних станах (у різних фазах):



Запитання і завдання

1. На які типи поділяють хімічні реакції залежно від складу та числа вихідних та кінцевих сполук?
2. Дайте визначення:
 - а) реакцій сполучення;
 - б) реакцій обміну;
 - в) реакцій заміщення;
 - г) реакцій розпаду?
3. Яке рівняння відповідає реакції розпаду:
 - а) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$;
 - б) $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{BaCO}_3 + 2\text{KCl}$;
 - в) $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$;
 - г) $\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$.
4. Дайте визначення окисно-відновної реакції.
5. Дайте визначення:
 - а) ендотермічна реакція;
 - б) екзотермічна реакція;
6. Які реакції називаються:
 - а) необоротні;
 - б) оборотні.
7. Подовжіть рівняння поданих реакцій і визначте, до якого типу належить кожна з них:

- а) $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow$
 б) $\text{Na}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$
 в) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
 г) $\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$
 д) $\text{Na}_2\text{O} + \text{SiO}_2 \rightarrow$
 е) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

Нові слова і словосполучення

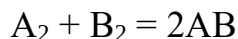
УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

виділення енергії	выделение энергии	evolve of energy	mise en relief de l'énergie
виділяти	выделять	evolve	mettre en relief
гетерогенний	гетерогенный	heterogeneous	hétérogène
гомогенний	гомогенный	homogeneous	homogène
незворотний	необратимый	irreversible	irréversible
оборотний	обратимый	reversible	réversible
поглинання енергії	поглощение энергии	absorption of energy	absorption de énergie
реакція заміщення	реакция замещения	substitution or replacement reactions	réaction de remplacement
реакція обміну	реакция обмена	exchange reaction	réaction d'échange
реакція розпаду	реакция разложения	decomposition reaction	réaction de décomposition
реакція сполучення	реакция соединения	combination reaction	la réaction du composé
фаза	фаза	phase	phase
екзотермічний	экзотермический	exothermic	exothermique
ендотермічний	эндотермический	endothermic	endothermique
ефект реакції	эффект реакции	effect of reaction	effet de la réaction

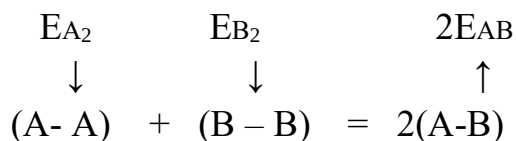
7.2. Енергетика хімічних процесів

Хімічні реакції супроводжуються виділенням або поглинанням енергії. При протіканні будь-якої реакції відбувається розрив хімічних зв'язків у молекулах вихідних речовин та утворення нових хімічних зв'язків у молекулах продуктів реакції. Розрив хімічних зв'язків супроводжується поглинанням певної кількості енергії. Утворення хімічних зв'язків - її виділенням. Залежно від співвідношення цих кількостей у результаті реакції енергія виділяється або поглинається.

Наприклад, при протіканні реакції:



Розриваються хімічні зв'язки у молекулах A_2 та B_2 і утворюються нові зв'язки у молекулах AB :



Де E_{A_2} – енергія, яка поглинається при розриві зв'язку у молекулі A_2 ; E_{B_2} – енергія, яка поглинається при розриві зв'язку у молекулі B_2 ; E_{AB} – енергія, яка виділяється при утворенні зв'язку у молекулі AB . Коли $(E_{A_2} + E_{B_2}) < 2E_{AB}$, то у результаті реакції енергія виділяється. У цьому випадку запас енергії у продуктах реакції AB менший від запасу енергії у вихідних сполуках A_2 та B_2 . Коли $(E_{A_2} + E_{B_2}) > 2E_{AB}$, то у результаті реакції енергія поглинається. У цьому випадку запас енергії у продуктах реакції AB є більшим запасу від енергії у вихідних сполуках A_2 та B_2 .

При протіканні хімічних реакцій енергія виділяється або поглинається у вигляді теплової енергії (теплоти). Теплота - це один з видів енергії.

Хімічні реакції, в результаті яких теплота виділяється, називаються *екзотермічними*.

Хімічні реакції, в результаті яких теплота поглинається, називаються *ендотермічними*.

Кількість теплоти, яка виділяється або поглинається у результаті хімічної реакції, називається тепловим ефектом реакції.

Розділ хімії, в якому вивчаються теплові ефекти, називають *термохімією*.

Тепловий ефект позначається символом Q та виражається у кДж. Реакції, які протікають з виділенням теплоти ($Q > 0$), належать до екзотермічних, а з її поглинанням ($Q < 0$) - до ендотермічних. Рівняння реакції із зазначенням її теплового ефекту називається *термохімічним*. Приклад:



При постійному тиску тепловий ефект реакції дорівнює зміні ентальпії (ΔH).

7.2.1. Ентальпія хімічної реакції

Ентальпія (H) – це величина, яка характеризує запас енергії у речовині (чим більший запас енергії, тим більша ентальпія речовини).

Зміна ентальпії ΔH дорівнює:

$$\Delta H = \sum H_{\text{продукти реакції}} - \sum H_{\text{вихідні речовини}}$$

Наприклад, для реакції – $A + B = C + D$

$$\Delta H = (H_C + H_D) - (H_A + H_B)$$

ΔH , як і Q , називається тепловим ефектом реакції. Зв'язок між ΔH та Q виражається рівнянням:

$$\Delta H = - Q$$

Коли $(H_C + H_D) < (H_A + H_B)$, то в результаті реакції енергія (теплота) виділяється (*екзотермічна реакція*, $Q > 0$). У цьому випадку зміна ентальпії реакції є меншою за нуль ($\Delta H < 0$)(рис. 29 - а).

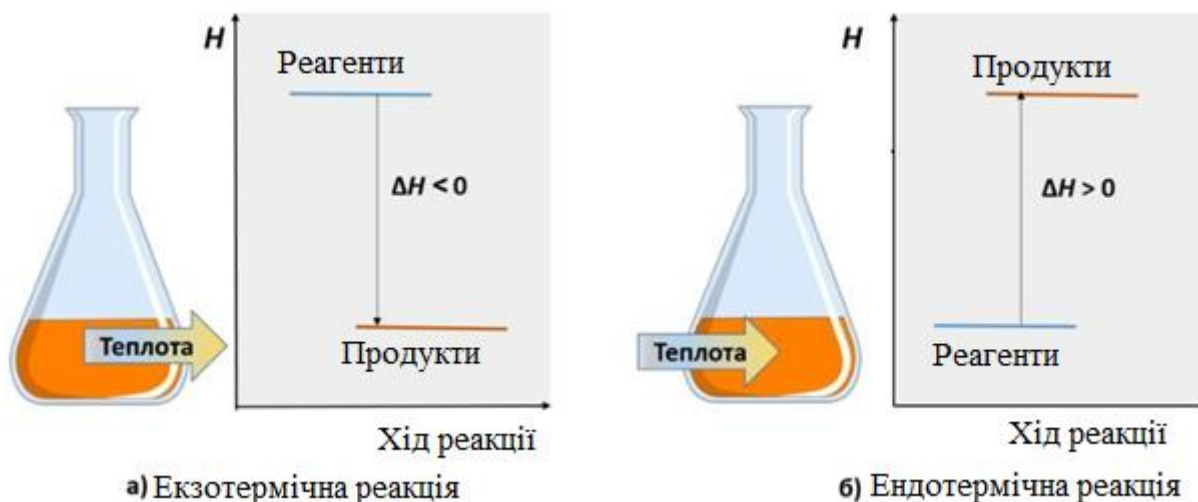


Рисунок 29. Зміна ентальпії у:

а) - екзотермічній реакції; б) - ендотермічній реакції.

Коли $(H_C + H_D) > (H_A + H_B)$, то у результаті реакції енергія (теплота) поглинається (*ендотермічна реакція*, $Q < 0$). У цьому випадку зміна ентальпії реакції є більшою за нуль ($\Delta H > 0$)(рис. 29 - б).

Теплові ефекти реакцій (ΔH) залежать від умов протікання реакцій. Звичайно теплові ефекти вимірюються при тиску (P) 1 атмосфера, або 101,3 кПа, та температурі 25 °C, або 298 К. Ці умови називаються *стандартними*. Теплові ефекти, які виміряні при стандартних умовах, називають *стандартними тепловими ефектами* та позначають символом ΔH° . Ентальпія утворення простих речовин дорівнює нулю.

На теплоту утворення речовин впливає їхній агрегатний та фазовий стан. Тому в термохімічних рівняннях прийнято вказувати на цей стан ((г) - газ, (р) - рідина, (т.р.) - тверда речовина, (кр) - кристалічна фаза).

У термохімічних рівняннях тепловий ефект реакції належить до молярних кількостей вихідних речовин та продуктів реакції. Число молей кожної речовини дорівнює коефіцієнту перед формулою речовини у рівнянні

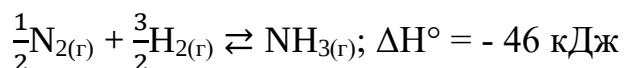
реакції. Наприклад, термохімічне рівняння екзотермічної реакції утворення аміаку (NH₃) з простих речовин водню (H₂) та азоту (N₂) записується так:



У цьому рівнянні записана величина теплового ефекту Q. Оскільки $\Delta H = -Q$, то для цієї ж реакції термохімічне рівняння можна записати і в іншому вигляді:



Це термохімічне рівняння показує, що при взаємодії одного моля азоту з трьома молями водню утворюється два моля аміаку та виділяється 92 кДж теплоти. Щоб показати тепловий ефект при утворенні 1 моля продукту реакції, у термохімічних рівняннях можна застосовувати і дробові коефіцієнти. Тому термохімічне рівняння реакції утворення 1 моля аміаку з азоту та водню можна записати так:



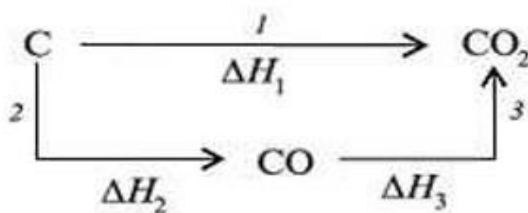
В основі термохімічних розрахунків є закон постійної кількості теплоти, відкритий російським хіміком Г. І. Гессом.

7.2.2. Закон Гесса

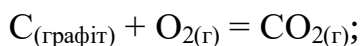
Тепловий ефект хімічної реакції залежить тільки від початкового й кінцевого станів реагуючих речовин та не залежить від механізму реакції (тобто від числа стадій та проміжних станів).

Цей закон є наслідком загального закону збереження енергії.

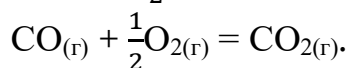
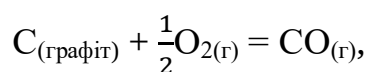
Закон Гесса можна пояснити за допомогою такого прикладу: вуглекислий газ (CO₂) можна отримати з вуглецю (C) та кисню (O₂) за двома процесами:



- 1) в одну стадію - прямим спалюванням вуглецю в надлишку кисню:



- 2) в дві стадії - отриманням спочатку монооксиду вуглецю та його подальшим спалюванням:



Згідно із законом Гесса:

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3.$$

Відповідно до закону Гесса термохімічні рівняння реакцій можна додавати одне до одного, віднімати з одного рівняння інше, множити або ділити на відповідний коефіцієнт.

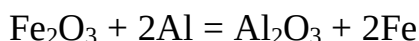
Висновки із закону Гесса: *тепловий ефект реакції (ентальпія реакції) дорівнює різниці між сумою стандартних ентальпій утворення продуктів реакції та сумою ентальпій утворення вихідних речовин, з урахуванням коефіцієнтів:*

$$\Delta H^\circ_{r,298} = \sum n(\text{продукти}) \cdot \Delta H^\circ_{f,298}(\text{продукти}) - \sum n(\text{вихідні р.}) \cdot \Delta H^\circ_{f,298}(\text{вихідні р.})$$

де n – коефіцієнти в рівнянні реакції.

Приклад.

Розрахувати тепловий ефект реакції:



якщо стандартна теплота утворення ферум(ІІІ) оксиду складає +821,5 кДж/моль, а стандартна теплота утворення алюміній оксиду +1675,7 кДж/моль (*теплота утворення простої речовини дорівнює нулю*).

Для наведеної реакції тепловий ефект розраховуємо за законом Гесса:

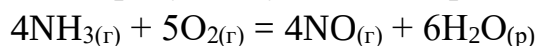
$$\Delta H^\circ_{r,298} = \Delta H^\circ_{f,298}(\text{Al}_2\text{O}_3) - \Delta H^\circ_{f,298}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1675,7 - 821,5 = 854,2 \text{ кДж/моль.}$$

Запитання і завдання

1. Розкрийте суть теплового ефекту хімічної реакції?
2. Які рівняння називають термохімічними рівняннями?
3. Які умови називають стандартними?
4. Чому дорівнює ентальпія утворення простої речовини?
5. Дайте визначення ентальпії утворення складної речовини.
6. Дайте визначення закону Гесса.
7. Зробіть висновок із закону Гесса.
8. Визначте величину теплового ефекту реакції:



9. Обчисліть стандартну зміну ентальпії реакції (тепловий ефект) :



Якщо: $\Delta H^\circ_{f,298}(\text{NH}_{3(\text{г})}) = - 46,19 \text{ кДж/моль;}$

$\Delta H^\circ_{f,298}(\text{NO}_{(\text{г})}) = 90,37 \text{ кДж/моль;}$

$\Delta H^\circ_{f,298}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})}) = - 285,84 \text{ кДж/моль.}$

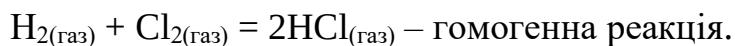
Нові слова і словосполучення
УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

внутрішня енергія	внутренняя энергия	internal energy	l'énergie interne
замкнутий	замкнутый	closed	fermé
утворення	образование	formation	formation
постійний	постоянный	constant	constant
різниця	разница	difference	différence
розрив	разрыв	break	gap
супроводжуватися	сопровождаться	to be accompanied	etre accompagné
тепловий ефект	тепловой эффект	heat of reaction	l'effet de la chaleur
теплота	теплота	heat	heat
ентальпія	энтальпия	enthalpy	enthalpie

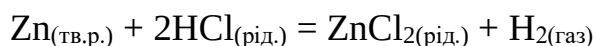
7.3. Хімічна кінетика та рівновага

Розділ хімії, який вивчає швидкості та механізми протікання хімічних реакцій, називається хімічною кінетикою.

Хімічна кінетика вивчає як *гомогенні*, так і *гетерогенні* реакції. *Гомогенними* називаються реакції, які протікають в однорідному середовищі (гомогенної системи) - між речовинами, які знаходяться в одній фазі. Наприклад:



Гетерогенними називаються реакції, які протікають в неоднорідному середовищі (гетерогенній системі) - між речовинами, що знаходяться в різних фазах. Наприклад:



Гомогенна реакція протікає у всьому об'ємі системи. У разі гетерогенної реакції хімічна взаємодія відбувається у межах поділу фаз (на поверхні розділу).

Хімічні реакції протікають з різною швидкістю. Деякі реакції протікають швидко (наприклад, реакція нейтралізації, реакція взаємодії лужних металів з водою й ін.), деякі - повільно (наприклад, корозія металів). Хімічні перетворення мінералів у природних умовах взагалі не вдається помітити, навіть спостерігаючи за речовинами протягом багатьох років.

Кожна реакція має певну швидкість. Знання про швидкість реакції, а також про чинники, від яких вона залежить, уміння її передбачати та обчислювати, необхідні інженерам, технологам для того, щоб регулювати

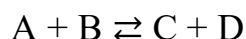
перебіг реакцій – уповільнювати небажані й прискорювати ті, які потрібно здійснити.

7.3.1. Швидкість хімічних реакцій

Швидкість хімічної реакції - це зміна концентрації реагуючих речовин в одиниці об'єму суміші за одиницю часу.

Концентрація речовин, які реагують, позначається символом - C та виражається в молях на літр (моль/л), а час позначається t та виражається в секундах.

Розглянемо у загальному вигляді швидкість реакції, яка протікає за рівнянням:



Швидкість реакції визначаються за формулами:

$$\vartheta = \frac{C_2 \cdot (D) - C_1 \cdot (D)}{t_2 - t_1} = - \frac{\Delta C(D)}{\Delta t}$$
$$\vartheta = \frac{C_2 \cdot (A) - C_1 \cdot (A)}{t_2 - t_1} = - \frac{\Delta C(A)}{\Delta t}$$

де ϑ – швидкість реакції, яка виражена в моль/л·с;

C_1 та C_2 – концентрації речовин у початковий момент часу t_1 та до моменту часу t_2 ;

$\Delta C = C_2 - C_1$ – зміна концентрації речовин за період часу Δt ;

$\Delta t = t_2 - t_1$ – період часу, протягом якого змінюється концентрація речовини (рис. 30).

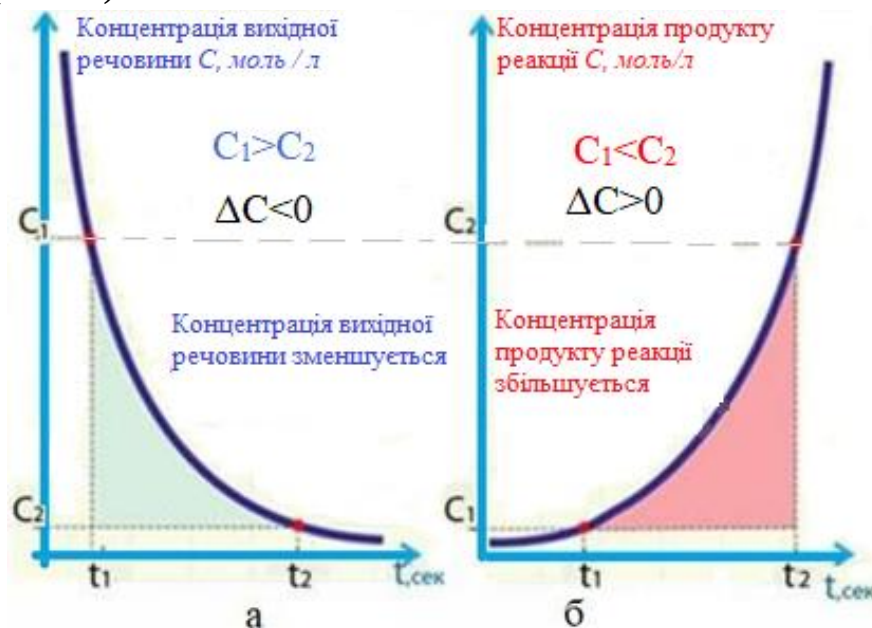


Рисунок 30. Зміна концентрації однієї з вихідних речовин А (а) й одного з продуктів реакції D (б) під час реакції

Швидкість хімічної реакції - величина позитивна. Тому, якщо вона визначається за вихідною речовиною (концентрація вихідної речовини зменшується в процесі реакції та $\Delta C < 0$), то одержане значення множать на -1 (використовуючи знак мінус). Якщо швидкість визначається за зміною концентрації продуктів реакції, використовується знак плюс, так як концентрація збільшується та $\Delta C > 0$.

$$v = \mp \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Зміна швидкості реакції в різні інтервали часу неоднакова, тому визначають середнє значення швидкості реакції.

Швидкість протікання хімічних реакцій залежить від цілого ряду чинників, які можна поділити на дві групи в залежності від типу хімічної системи, в якій протікає процес взаємодії речовин (рис. 31).

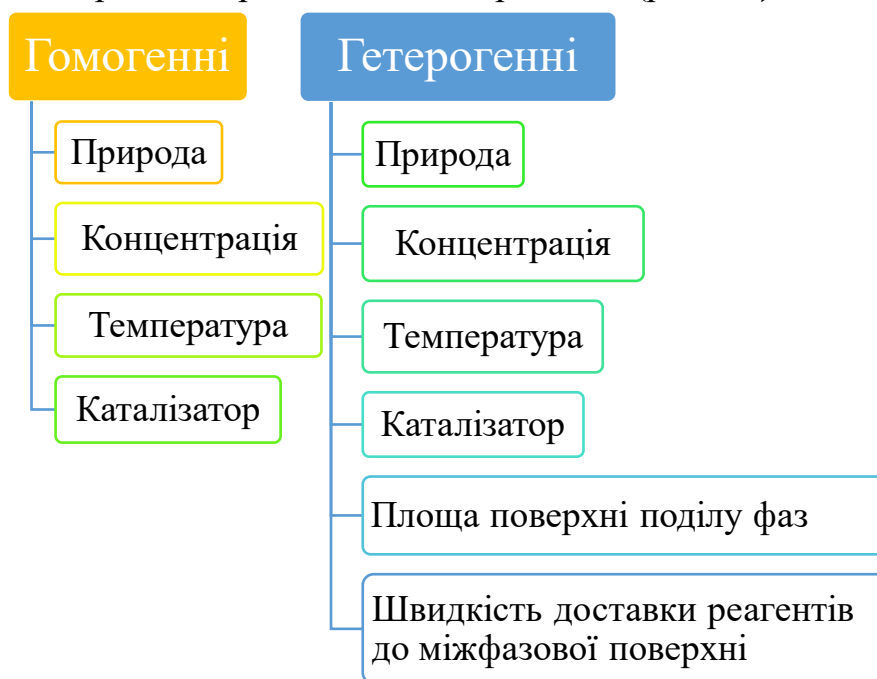
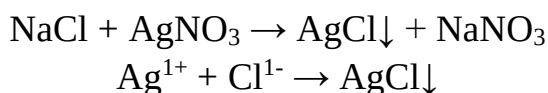


Рисунок 31. Чинники, які впливають на швидкість хімічної реакції у гомогенних та гетерогенних системах

1. Вплив хімічної природи реагуючих речовин

Речовини з йонними та полярними ковалентними зв'язками у водних розчинах взаємодіють з великою швидкістю. Це пояснюється тим, що такі речовини у розчинах утворюють йони, які легко взаємодіють один з одним. Наприклад:



Речовини з неполярними та малополярними ковалентними зв'язками взаємодіють з різною швидкістю. Це залежить від їхньої хімічної активності.

Наприклад, реакція взаємодії водню H_2 з фтором F_2 є швидкою, вибуховою при кімнатній температурі, а реакція взаємодії водню H_2 з бромом Br_2 – повільною, навіть при нагріванні та випромінюванні ультрафіолетом:



2. Вплив площі поверхні контакту реагуючих речовин

Усі реакції поділяються на гомогенні та гетерогенні. Швидкість гомогенної реакції визначається зміною кількості однієї з реагуючих речовин (реагенту або продукту) за одиницю часу, в одиниці об'єму. Швидкість гетерогенних реакцій залежить від величини площі контакту реагуючих речовин. Чим більша площа контакту, тим більшою є швидкість хімічної реакції. Для збільшення швидкості реакції тверді речовини подрібнюють, рідкі перетворюють на пару, реакційну суміш перемішують.

3. Вплив концентрації реагуючих речовин

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації виражається **законом діючих мас** (К. Гульдберг, П. Вааге): швидкість хімічної реакції прямопропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, у ступенях, рівних стехіометричним коефіцієнтам, перед формулами речовин у рівнянні реакції (рис. 32).

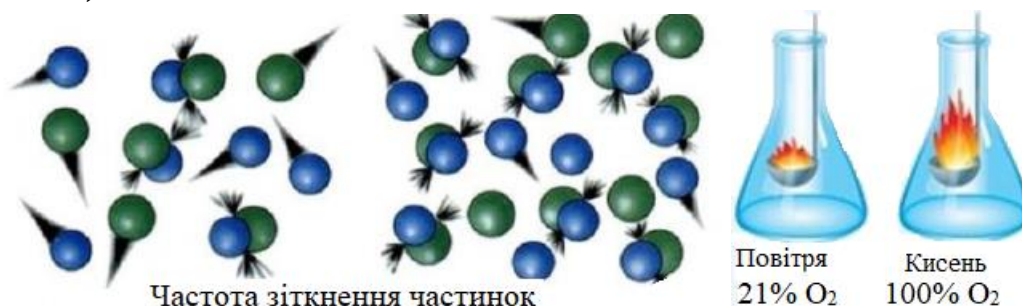


Рисунок 32. Залежність швидкості реакції від концентрації речовин, які реагують

Для реакції: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ – кінетичне рівняння реакції відповідно до закону діючих мас має вигляд:

$$v = k[A]^a \cdot [B]^b$$

де v – швидкість хімічної реакції;

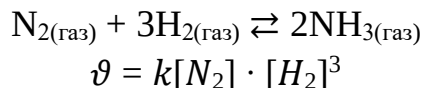
$[A]$ – концентрація речовини А;

$[B]$ – концентрація речовини В;

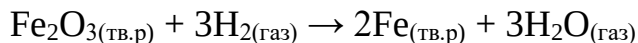
k – константа швидкості реакції (коефіцієнт пропорційності); a та b – коефіцієнти в рівнянні реакції.

Якщо $[A] = [B] = 1$ моль/л, то швидкість хімічної реакції (v) дорівнює константі (k). Константа швидкості реакції k залежить від природи реагуючих речовин, температури, але не залежить від концентрації речовин.

Наприклад, напишемо кінетичне рівняння для реакції синтезу аміаку:



Під час гетерогенних реакцій у вираження швидкості реакції входять концентрації тільки тих речовин, які знаходяться в газовій фазі або в розчині. Наприклад, для реакції:



Кінетичне рівняння має вигляд:

$$\vartheta = k \cdot [\text{H}_2]^3$$

Приклад. Визначте, як зміниться швидкість хімічної реакції синтезу аміаку ($\text{N}_{2(\text{газ})} + 3\text{H}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{газ})}$) при збільшенні концентрації вихідних речовин у 2 рази.

Рішення:

- 1) Складаємо для цієї реакції кінетичне рівняння:

$$\vartheta = k[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3$$

- 2) Позначимо концентрацію N_2 через x , концентрацію H_2 – через y . Тоді кінетичне рівняння реакції запишеться за такою формулою:

$$\vartheta_1 = k \cdot x \cdot y^3$$

- 3) Визначимо швидкість реакції при збільшенні концентрації вихідних речовин у 2 рази:

$$\vartheta_2 = k \cdot 2x \cdot (2y)^3$$

- 4) Знаходимо відношення швидкостей:

$$\frac{\vartheta_2}{\vartheta_1} = \frac{k \cdot 2x \cdot (2y)^3}{k \cdot x \cdot y^3} = \frac{16 \cdot k \cdot x \cdot y^3}{k \cdot x \cdot y^3} = 16$$

Швидкість цієї реакції при збільшенні концентрації вихідних речовин у 2 рази зростає в 16 разів.

4. *Вплив температури*

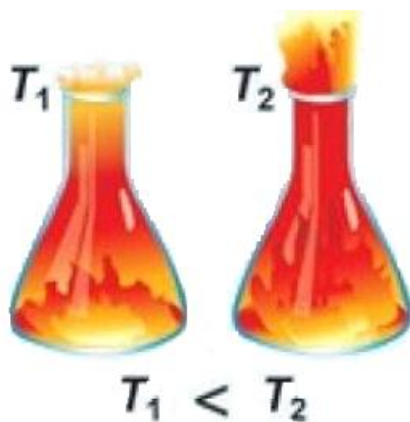


Рисунок 33. Вплив температури на швидкість реакції

При підвищенні температури швидкість хімічних реакцій, як правило, зростає (рис. 33). Це пояснюється *теорією активації*. Не всі зіткнення між молекулами призводять до їхньої взаємодії. Для цього молекули повинні володіти достатньою енергією. Такі молекули називають *активними*. Енергія, необхідна для активації молекул, називається *енергією активації* E_a (рис. 34). *Енергія активації* для кожної конкретної реакції залежить від природи реагуючих речовин.

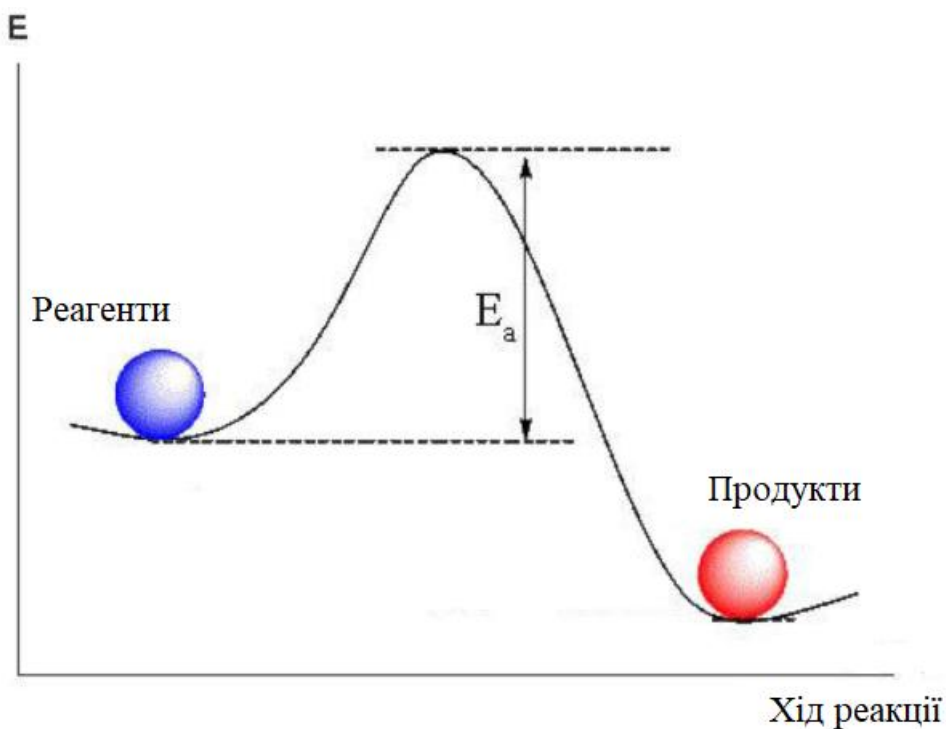


Рисунок 34. Енергетична діаграма реакції

З підвищенням температури збільшується число активних молекул, тому збільшується швидкість реакції.

Залежність швидкості хімічної реакції від температури визначається правилом Вант-Гоффа: *при підвищенні температури на кожні 10 °C швидкість реакції збільшується в два-чотири рази.*

Це правило математично виражається такою формулою:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції, який показує, у скільки разів збільшується швидкість реакції при підвищенні температури на 10°;

v_{t_2} – швидкість реакції при температурі t_2 ;

v_{t_1} – швидкість реакції при температурі t_1 .

Приклад. У скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури від 10 до 40°C, якщо $\gamma = 3$.

Рішення:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 3^{\frac{40 - 10}{10}} = 3^3 = 27$$

При підвищенні температури від 10 до 40 °С швидкість хімічної реакції збільшиться в 27 разів у порівнянні з початковою швидкістю (v_{t_1}).

5. *Вплив каталізатора*

Швидкість реакції можна змінити введенням у реакційну суміш спеціальних речовин. Речовини, які збільшують швидкість реакції, але самі при цьому не змінюються, називаються *каталізаторами*. *Інгібітори* - речовини, які уповільнюють реакцію.

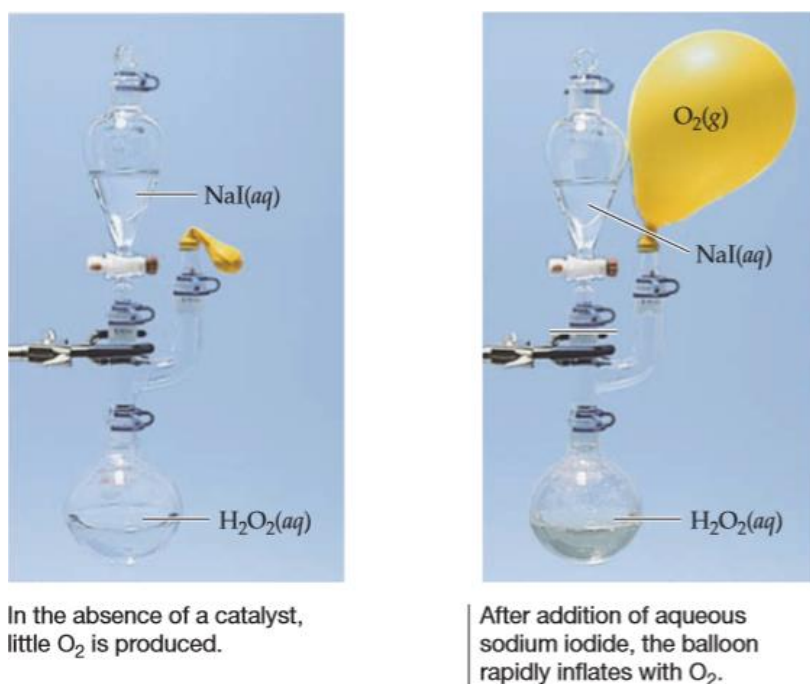
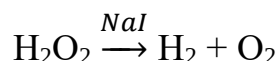


Рисунок 35. Вплив додавання каталізатора (NaI) на швидкість розпаду перекису водню (H₂O₂).

Швидкість розпаду водного розчину H₂O₂ можна якісно контролювати, збираючи кисень, який виділяється у балоні. (Рис. 35). Реакція розпаду перекису водню:



Явище зміни швидкості реакції при наявності каталізаторів називається *каталізом*. Хімічні реакції, які протікають при наявності каталізаторів, називають *каталітичними*.

Залежно від агрегатного стану реагуючих речовин та каталізаторів каталіз буває гомогенний та гетерогенний.

Каталіз	Агрегатний стан
Гомогенний	Реагуючі речовини та каталізатор знаходяться в одному і тому ж агрегатному стані
Гетерогенний	Реагуючі речовини та каталізатор знаходяться в різних агрегатних станах

Каталізатори відіграють важливу роль у хімічному виробництві.

Процеси виробництва сірчаної кислоти (H_2SO_4), азотної кислоти (HNO_3), синтетичного каучуку, пластмас, лікарських препаратів відбуваються при наявності каталізаторів.

Особливу роль відіграють біологічні каталізатори - ферменти (*ензими*). Вони беруть участь у складних хімічних процесах, які протікають у живих організмах.

Наприклад, гідроліз жирів, вуглеводів, білків відбувається при наявності особливих ферментів.

Запитання і завдання

1. Що вивчає хімічна кінетика?
2. Які реакції називаються гомогенними?
3. Від чого залежить швидкість гомогенної реакції? В яких одиницях вона виражається?
4. Від чого залежить швидкість хімічної реакції:
 - а) концентрації;
 - б) температури.
5. Які речовини називають каталізаторами?
6. У скільки разів збільшиться швидкість реакції:

$$2\text{NO}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{газ})}$$
 якщо: а) концентрацію NO збільшити у 3 рази;
 б) концентрацію NO та O_2 збільшити у 2 рази?
7. Швидкість гомогенної реакції при температурі 10°C дорівнює - $2,36 \cdot 10^{-2}$ моль/(л·с). Визначте швидкість цієї реакції при температурі 60°C , якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції $\gamma = 2,3$.

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

гетерогенні реакції	гетерогенные реакции	heterogeneous reactions	réactions hétérogènes
гомогенні реакції	гомогенные реакции	homogeneous reactions	réactions homogènes

межа розділу фаз	граница раздела фаз	phase boundary	limite de phase
зміна	изменение	change	changer
початковий	исходный	original, initial	original
каталізатор	катализатор	catalyst	catalyst
кінетика	кинетика	kinetics	kinetics
кількість	количество	number, quantity	nombre
концентрація	концентрация	concentration	concentration
об'єм	объем	volume	volume
однорідний	однородный	homogeneous	homogène
площа	площадь	area	surface
реагенти	реагенты	reactants	réactifs
швидкість	скорость	speed, rate	vitesse
міститися	содержаться	to be contained	contenir
зіткнення	соприкосновение	contact	contactez
фаза	фаза	phase	phase

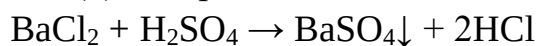
7.3.2. Хімічна рівновага

Хімічні реакції поділяються на оборотні та необоротні.

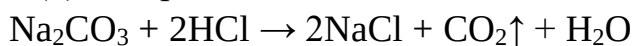
Необоротні реакції – протікають до кінця - до повної втрати однієї з реагуючих речовин, *протікають тільки в одному напрямку*.

Прикладом необоротних реакцій є реакції в розчинах, у результаті яких:

а) утворюється осад (↓). Наприклад:

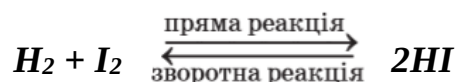


б) виділяється газ (↑). Наприклад:



Більшість хімічних реакцій є оборотними.

Оборотні реакції протікають не до кінця: жодна з реагуючих речовин не витрачається повністю, доходять лише до стану хімічної або термодинамічної рівноваги, при якій і початкові і кінцеві продукти реакції зберігаються в певному співвідношенні. Оборотними називаються реакції, які *одночасно протікають у прямому та у зворотному напрямках*. Наприклад:



Знак $\rightleftharpoons$ називається знаком оборотності.

Якщо вихідною речовиною взяти водень (H_2) та йод (I_2), то для цієї реакції швидкість прямої реакції:

$$\vartheta_{пр} = k_{пр} \cdot [H_2] \cdot [I_2]$$

у початковий момент часу найбільша (рис. 36).

А швидкість зворотної реакції:

$$\vartheta_{обр} = k_{звор} \cdot [HI]^2$$

у початковий проміжок часу дорівнює нулю, оскільки в реакційній суміші йодоводень (HI) відсутній: $[HI] = 0$. Поступово швидкість прямої реакції зменшується, оскільки зменшуються концентрації водню та йоду. При цьому швидкість зворотної реакції ($\vartheta_{звор}$) збільшується, оскільки у системі з'являється йодоводень (HI) та концентрація HI поступово збільшується (рис. 36).

Стан оборотної реакції, при якому швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції, називається хімічною рівновагою.

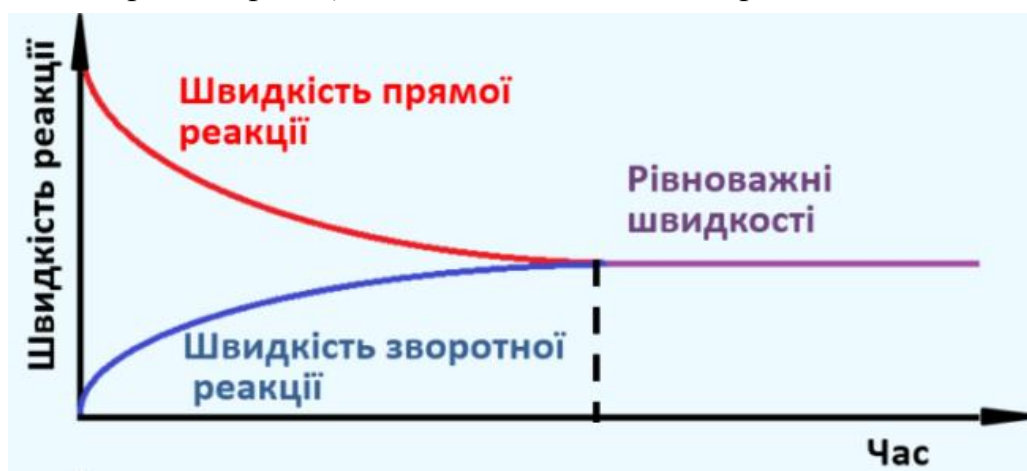


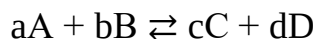
Рисунок 36. Зміна швидкостей прямої і зворотної реакцій у часі

Хімічна рівновага є динамічною рівновагою. Це означає, що в рівноважному стані пряма та зворотна реакції продовжують протікати. Але так як їхні швидкості при цьому рівні, то концентрації реагуючих речовин у системі залишаються постійними при збереженні постійних зовнішніх умов. Ці концентрації називаються рівноважними концентраціями (рис. 37).



Рисунок 37. Зміна концентрації реагентів і продуктів у часі

Для реакції:



у стані рівноваги ($\vartheta_{\text{пр}} = \vartheta_{\text{звор}}$):

$$\vartheta_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [A]_{\text{р}}^a \cdot [B]_{\text{р}}^b$$

$$\vartheta_{\text{звор}} = k_{\text{звор}} \cdot [C]_{\text{р}}^c \cdot [D]_{\text{р}}^d$$

де $[A]_{\text{р}}$, $[B]_{\text{р}}$, $[C]_{\text{р}}$, $[D]_{\text{р}}$ – рівноважні концентрації.

Так як $\vartheta_{\text{пр}} = \vartheta_{\text{звор}}$, то

$$k_{\text{пр}} \cdot [A]_{\text{р}}^a \cdot [B]_{\text{р}}^b = k_{\text{звор}} \cdot [C]_{\text{р}}^c \cdot [D]_{\text{р}}^d$$

Звідси:

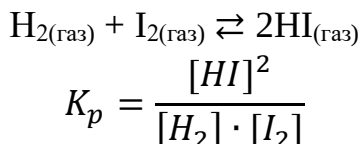
$$\frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{звор}}} = \frac{[C]_{\text{р}}^c \cdot [D]_{\text{р}}^d}{[A]_{\text{р}}^a \cdot [B]_{\text{р}}^b}$$

Відношення констант швидкостей прямої ($k_{\text{пр}}$) та зворотної ($k_{\text{звор}}$) реакцій є величиною постійною та називається *константою рівноваги* ($K_{\text{р}}$):

$$K_{\text{р}} = \frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{звор}}}$$
$$K_{\text{р}} = \frac{[C]_{\text{р}}^c \cdot [D]_{\text{р}}^d}{[A]_{\text{р}}^a \cdot [B]_{\text{р}}^b}$$

Відношення добутку концентрацій продуктів реакції (чисельник) до добутку концентрацій вихідних речовин (знаменник) у момент рівноваги є постійною величиною у певних умовах.

Напишемо вираження константи рівноваги для реакції:



Константа рівноваги залежить від природи реагуючих речовин і від температури; від концентрації реагуючих речовин і наявності каталізатора вона не залежить. Каталізатор змінює енергію активації, прямої і зворотної реакції на одну і ту ж величину; він може лише прискорити або уповільнити момент появи рівноваги.

Чисельне значення константи рівноваги ($K_{\text{р}}$) характеризує вихід продуктів реакції. Чим більше $K_{\text{р}}$, тим більшим є вихід продуктів реакції.

Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє

Хімічна рівновага є рухомою. При певних умовах вона змінюється (зміщується).

Перехід з одного рівноважного стану в інший рівноважний стан називається *зміщенням рівноваги*, або *зсувом рівноваги*.

Якщо при зміні умов збільшується швидкість прямої реакції, то зміщується рівновага у правобічну позицію ($\rightarrow$).

Якщо при зміні умов збільшується швидкість зворотної реакції, то це свідчить про зсув рівноваги у лівобічну позицію ($\leftarrow$).

Напрямок зміщення рівноваги визначається за принципом, укладеним французьким ученим Ле Шательє (1884 г.).

Якщо на систему, яка знаходиться у рівновазі, зробити зовнішню дію (змінити концентрацію, температуру, тиск), то рівновага зміщується у бік тієї реакції, яка протидіє цій дії (зменшує (послаблює)).

Визначимо, в який бік зміщується рівновага реакції:



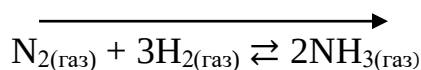
Якщо у цій рівноважній суміші газів змінити:

а) концентрацію речовин; б) температуру; в) тиск.

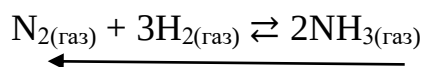
 **Вплив зміни концентрації реагентів**



Якщо **збільшити** концентрацію H_2 або N_2 , тобто ввести в реакційну суміш додаткові кількості водню або азоту, то рівновага зміщується в бік прямої реакції (*вправо*), так як при протіканні цієї реакції концентрації H_2 і N_2 зменшуються:



Якщо **зменшити** концентрацію H_2 або N_2 , тобто вивести з реакційної суміші певну кількість водню або азоту, то хімічна рівновага зміщується в бік зворотної реакції (*вліво*), так як при протіканні цієї реакції концентрації H_2 і N_2 збільшуються:



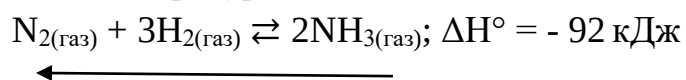
Висновок: при збільшенні концентрації будь - якої з речовин, які беруть участь у рівновазі, рівновага зміщується в бік витрати цієї речовини; при

зменшенні концентрації будь-якої з речовин рівновага зміщується у бік утворення цієї речовини.

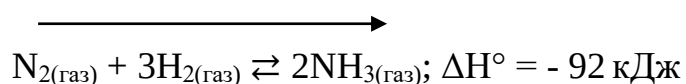
✚ Вплив зміни температури



Термохімічне рівняння цієї реакції показує: пряма реакція екзотермічна ($\Delta H^\circ = -92$ кДж), а зворотна реакція - ендотермічна ($\Delta H^\circ = +92$ кДж). При **збільшенні t°** рівновага зміщується у бік зворотної (ендотермічної) реакції, яка протидіє підвищенню температури:

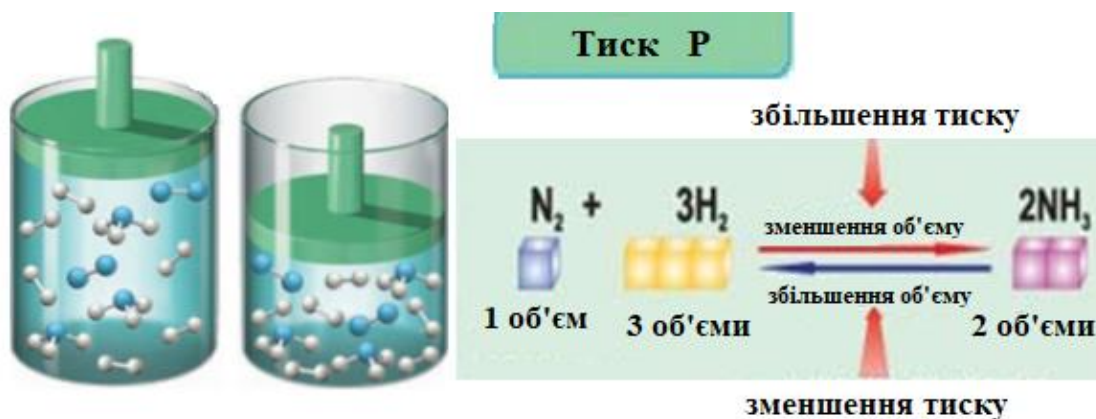


При **зменшенні t°** рівновага зміщується у бік прямої (екзотермічної) реакції, яка протидіє зменшенню температури:



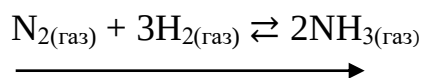
Висновок: при підвищенні температури рівноважної системи рівновага зміщується у бік ендотермічної реакції, а при зниженні t° – у бік екзотермічної реакції.

✚ Вплив зміни тиску

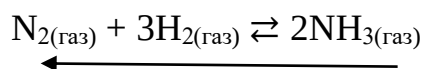


Хімічне рівняння реакції синтезу аміаку свідчить, що пряма реакція протікає з утворенням меншого числа молекул (молей) газу, тобто зі зменшенням тиску. Зворотна реакція розпаду аміаку протікає з утворенням більшої кількості молекул (або молей) газу, тобто збільшенням тиску.

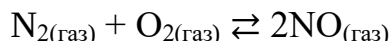
При **збільшенні тиску** в цій рівноважній газовій системі рівновага зміщується у бік прямої реакції (вправо) :



При *зменшенні тиску* рівновага зміщується у бік зворотної реакції (вліво) :



У рівноважній системі:



- рівновага при зміні тиску не зміщується, так як число молекул (або молей) газів у правій і лівій частинах рівняння даної реакції однакове. (2 моль)

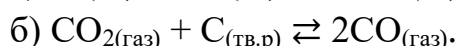
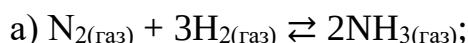
Не впливає тиск на рівновагу й у тому випадку, коли всі реагуючі речовини знаходяться в рідкому або твердому станах.

Висновок: при збільшенні тиску рівновага зміщується в бік зменшення числа молекул (молей) газоподібних речовин; при зменшенні тиску рівновага зміщується в бік збільшення числа молекул (молей) газоподібних речовин.

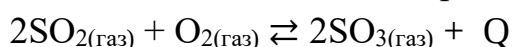
Наявність каталізатора не впливає на стан хімічної рівноваги, оскільки каталізатор певною мірою прискорює і прямий, і зворотний процеси. Каталізатор прискорює утворення хімічної рівноваги.

Запитання і завдання

1. Які реакції називаються оборотними?
2. Назвіть чинники виникнення хімічної рівноваги?
3. При яких умовах рівновага оборотної реакції порушується?
4. Запишіть вираз константи рівноваги для таких реакцій:



5. У який бік зміститься рівновага у реакції:



а) при збільшенні концентрації сірки (VI) оксиду;

б) при підвищенні тиску;

в) при зниженні температури.

До кожного завдання подано чотири варіанти відповідей, з яких лише одна є правильною. Виберіть правильну відповідь.

6. Хімічна рівновага встановлюється, коли:

а) реакція завершується;

б) реакція припиняється;

в) рівні швидкості прямої та зворотної реакцій;

г) усі відповіді правильні.

7. Фактор, який впливає на зсув хімічної рівноваги:
- а) тип хімічного зв'язку;
 - б) каталізатор;
 - в) природа реагуючих речовин;
 - г) температура.
8. При зниженні тиску газів у реакції, яка відбувається без зміни об'ємів, рівновага:
- а) не зміщується;
 - б) не встановлюється;
 - в) зміщується вправо;
 - г) зміщується вліво.
9. Хімічна рівновага процесу:
- $$2\text{NO}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{газ})} \quad - \text{при підвищенні тиску:}$$
- а) зміститься вправо;
 - б) не зміститься;
 - в) зміститься вліво;
 - г) усі відповіді неправильні.
10. Для зміщення хімічної рівноваги оборотної реакції:
- $$2\text{SO}_{2(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{газ})} + Q \quad - \text{у бік вихідних речовин (вліво)}$$
- необхідно:
- а) збільшити тиск;
 - б) підвищити температуру;
 - в) знизити температуру;
 - г) увести каталізатор.

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

тиск	давление	pressure	pression
кількісно	количественно	quantitatively	quantitativement
порушувати	нарушать	to violate, to break	altérer
незмінний	неизменный	constant	invariable
оборотний	обратимый	reversible	réversible
послаблювати	ослабляют	to reduce	atténue
перетворення	превращение	transformation	transformation
рівновага	равновесие	equilibrium	balance
зміщувати	смещать	to shift	déplacer
зміщення	смещение	displacement	déplacement

ТЕМА 8. РОЗЧИНИ

8.1. Поняття про розчини. Концентрація речовин у розчині

Розчин - це гомогенна (однорідна) система, що складається з двох або більше компонентів, склад якої змінюється при певних особливостях.

Один з компонентів називають *розчиненою речовиною*, інший - *розчинником*. Наприклад, розчин цукру у воді - це система, яка складається з цукру (*розчинена речовина*) і води (*розчинник*).

Розчинником є компонент, який при утворенні розчину не змінює свого агрегатного стану. Розчини, які утворюються при змішенні газу з газом, рідини з рідиною, твердої речовини з твердою, розчинником вважається компонент, маса якого є найбільшою.

Залежно від агрегатного стану розчини бувають *рідкі* (морська вода, розчини солей), *тверді* (металеві сплави), *газуваті* (повітря, суміші газів).

Речовини мають різну *розчинність*. **Розчинність** - це здатність речовини розчинятися у воді або іншому розчиннику.

Речовини залежно від розчинності поділяють на три групи (додатки – «Розчинність кислот, основ і солей у воді»):

- 1) *розчинні (р)*;
- 2) *малорозчинні (м)*;
- 3) *нерозчинні (н)*.

Кількісно розчинність виражається *коефіцієнтом розчинності*.

Коефіцієнт розчинності - це максимальне число грамів речовини, яке може при даній температурі розчинитися у 100 грамах розчинника. Наприклад, у 100 г води при 20 °С розчиняється 36 г кухонної солі NaCl. Отже, 36 г - це коефіцієнт розчинності солі при 20 °С.

Розрізняють *насичені* і *ненасичені* розчини.

Насичений розчин - це розчин, в якому розчинена речовина при певних умовах більше не розчиняється.

Ненасичений розчин - це розчин, в якому розчинена речовина при певних умовах ще може розчинятися.

Розчинність залежить від *природи речовини*. Наприклад, цукор та кухонна сіль NaCl розчиняються у воді, а крейда та залізо - ні.

Розчинність залежить від *природи розчинника*. Наприклад, йод не розчиняється у воді, але розчиняється в етиловому спирті.

Розчинність залежить від *температури*. При підвищенні температури розчинність у більшості твердих та рідких речовин збільшується. Розчинність

газів на відміну від твердих та рідких речовин при збільшенні температури зменшується.

Розчинність газів залежить не тільки від температури, але і від **тиску**: при підвищенні тиску розчинність газів збільшується, а при зниженні - зменшується. Розчинність твердих і рідких речовин практично не залежить від тиску.

Отже, розчинність залежить від таких чинників:

- природи речовини, яка розчиняється;
- природи розчинника;
- температури;
- тиску (для газів).

Розчин складається з розчинника та розчиненої речовини. На практиці важливо знати склад розчину. Склад розчину виражається якісно і кількісно. Для якісної характеристики складу розчину використовують терміни *концентрований розчин* і *розбавлений розчин*.

Концентрований розчин - це розчин, в якому міститься багато розчиненої речовини.

Розбавлений розчин – це розчин, в якому більший вміст розчинника, ніж розчиненої речовини.

Існують різні способи вираження кількісного складу розчину. Кількісний склад розчину виражають за допомогою спеціальних величин: безрозмірних (наприклад, *масова частка розчиненої речовини*) і розмірних (наприклад, *молярна концентрація*).

Масова частка розчиненої речовини визначається відношенням маси розчиненої речовини до маси розчину. Частку маси виражають у долях одиниці або відсотках (наприклад, 0,5 або 50 %) та позначають буквою ($\omega_{\text{речовини}}$) (омега).

Наприклад, візьмемо розчин цукру у воді. Цукор - розчинена речовина, вода - розчинник. Масу речовини позначимо $m_{\text{речовини}}$; масу розчинника – $m_{\text{розчинника}}$.

Тоді маса розчину – $m_{\text{розчину}} = m_{\text{речовини}} + m_{\text{розчинника}}$.

Частка маси речовини виражається за формулою:

$$\omega = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}}$$

- масова частка виражається в долях одиниці;

$$\omega = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% - \text{у відсотках.}$$

Вираження вмісту розчиненої речовини у відсотках широко використовується в медицині та техніці. Наприклад, у медицині

застосовується розчин йоду з масовою часткою йоду I_2 0,05 або 5%. Це означає, що маса йоду складає 0,05, або 5% від загальної маси розчину. Такий розчин називають п'ятивідсотковим.

Склад розчину виражають за допомогою концентрації речовини в розчині. **Концентрація розчиненої речовини** показує кількість або масу розчиненої речовини, яка міститься в одиниці маси або одиниці об'єму розчину. У лабораторній практиці часто використовують *молярну концентрацію*.

Молярна концентрація (C_M) - це фізична величина, яка позначає відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину:

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

де ν – кількість молей розчиненої речовини, моль; V - об'єм розчину, л.

Молярна концентрація виражається у молях на кубічний метр (моль/м³) або молях на літр (моль/л). На практиці частіше застосовують кратну одиницю - моль/л.

Приклад 1. Якщо 1 л розчину натрій гідроксиду NaOH містить 2 моля NaOH, значить молярна концентрація NaOH дорівнює 2 моль/л.

Формула: $C_M = \frac{\nu}{V}$, дає можливість розрахувати масу речовини, необхідну для приготування визначеного об'єму розчину із заданою молярною концентрацією речовини:

$$m_{\text{речовини}} = C_M \cdot V \cdot M = 2 \cdot 1 \cdot (23 + 16 + 1) = 80 \text{ г,}$$

де C_M – задана молярна концентрація речовини, моль/л ;

V – об'єм розчину, л ;

M – молярна маса речовини, г/моль.

Приклад 2. У воді масою 500 г розчинили 40 г речовини - NaOH. Густина отриманого розчину $\rho = 1 \text{ г/см}^3$. Треба розрахувати масову частку та молярну концентрацію NaOH у розчині.

Дано:

$$m_{\text{розчинника}} = 500 \text{ г;}$$

$$m_{\text{NaOH}} = 40 \text{ г;}$$

$$\rho = 1 \text{ г/см}^3$$

$$\omega_{\text{NaOH}} = ?; C_{\text{NaOH}} = ?$$

Рішення:

1. Розрахуємо масу розчину:

$$m_{\text{розчину}} = m_{\text{речовини}} + m_{\text{розчинника}} = 40 + 500 = 540 \text{ г.}$$

2. Розрахуємо масову частку NaOH у розчині:

$$\omega_{\text{NaOH}} = \frac{40}{540} \cdot 100 = 7,4\%$$

3. Визначимо молярну концентрацію NaOH.

Об'єм розчину дорівнює:

$$V = \frac{m_{\text{розчину}}}{\rho} = \frac{540}{1000} = 0,54 \text{ л}$$

Тоді,

$$C_{M NaOH} = \frac{m_{\text{речовини}}}{M \cdot V} = \frac{40}{40 \cdot 0,54} = 1,85 \text{ моль/л}$$

Відповідь: $\omega_{NaOH} = 0,074 = 7,4\%$; $C_{MNaOH} = 1,85 \text{ моль/л}$.

Приклад 3. Приготувати розчин натрію хлориду NaCl масою 300 г з масовою часткою NaCl 5%.

Дано:

$m_{\text{розчину}} = 300 \text{ г};$

$\omega_{NaCl} = 0,05$

$m_{NaCl} - ?;$

$m_{H_2O} - ?.$

Рішення:

За формулою:

$\omega = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}}$ розрахуємо масу речовини:

$m_{\text{речовини}} = \omega \cdot m_{\text{розчину}} = 0,05 \cdot 300 = 15 \text{ г}.$

Тоді, $m_{H_2O} = m_{\text{розчину}} - m_{\text{речовини}} = 300 - 15 = 285 \text{ г}.$

Відповідь: для приготування цього розчину необхідно взяти 15 г NaCl та 285 г води.

Запитання і завдання

1. Що таке розчин?
2. Який розчин називають насиченим?
3. Від чого залежить розчинність речовин?
4. Що таке коефіцієнт розчинності?
5. У розчині цукру об'ємом 1,75 л міститься 9,8 моля розчиненої речовини. Визначте молярну концентрацію цукру.
6. Яке вираження має масова частка розчиненої речовини?
7. У розчині натрій гідроксиду NaOH об'ємом 6 л міститься 120 г NaOH. Визначте молярну концентрацію NaOH у цьому розчині.
8. У 600 г розчину міститься 24 г солі. Визначте масову частку солі.

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

концентрація	концентрация	concentration	concentration
розчин	раствор	solution	solution
насичений	насыщенный	saturated	saturés
ненасичений	ненасыщенный	unsaturated solution	solution non chargée
розчин	раствор		
відсоток	процент	percentage	pourcentage , pour-cent
розбавлений	разбавленный	diluted	dilué

розчинена речовина	растворённое вещество	solute	substance diluée
розчинений	растворённый	dissolved	dilué
розчинник	растворитель	solvent	solvant, dissolvant
суміш	смесь	mixture, blend	mélange
склад	состав	composition	composition
здатність	способность	ability	capacité, pouvoir
сплав	сплав	alloy	alliage

8.2. Розчини електролітів

Розчинення будь-якої речовини супроводжується утворенням сольватів. Якщо при цьому у розчині не відбувається формульних змін у частках розчиненої речовини, то такі речовини належать до *неелектролітів* (N_2 , $CHCl_3$, $C_{12}H_{22}O_{11}$ и т.д.). Водночас багато речовин при розчиненні зазнають істотних формульних змін, утворюючи сольватовані (гідратовані) йони - катіони та аніони.

Відомо, що розчини одних речовин проводять електричний струм, а розчини інших речовин в тих же умовах струм не проводять. Це можна спостерігати за допомогою приладу, який складається з вугільних електродів, приєднаних дротами до електричної мережі (рис. 38). У ланцюг включена електрична лампочка, яка показує присутність або відсутність струму в ланцюзі.

Якщо опустити електроди в розчин цукру (рис. 38-б), лампочка горіти не буде. Але вона яскраво горітиме, якщо електроди опустити в розчин з натрієм хлоридом ($NaCl$ (рис. 38-а)).

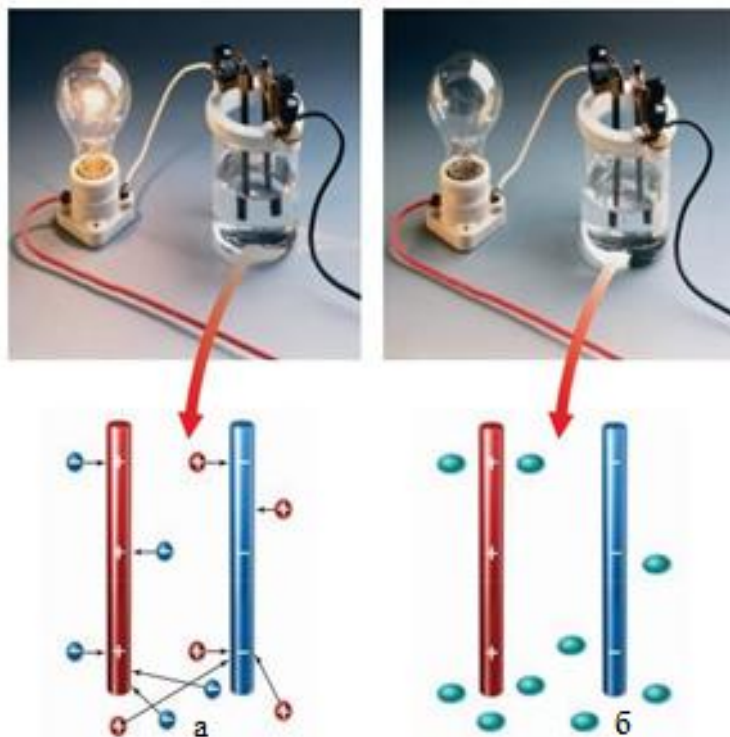


Рисунок 38. Тестування провідності водних розчинів:

- а) розчин $NaCl$;
- б) розчин цукру

За здатністю проводити електричний струм у водному розчині або розплаві усі речовини можна поділити на електроліти та неелектроліти.

8.2.1. Електролітична дисоціація. Сильні та слабкі електроліти

Вивчення поведінки електролітів у водних розчинах дає можливість зробити висновок, що до розчинення речовини вони не виявляють своїх індивідуальних властивостей, а виявляють їх тільки після розчинення речовини.

Причину такої поведінки йонів речовини можна пояснити впливом на них молекул води. Молекули води полярні. Кожен йон електроліту притягує до себе дипольні молекули води. Молекули води оточують кожен йон електроліту, що призводить до їхнього взаємного віддалення; зв'язок між ними при цьому настільки послаблюється, що вони починають поводитися як самостійні частки (рис. 39).

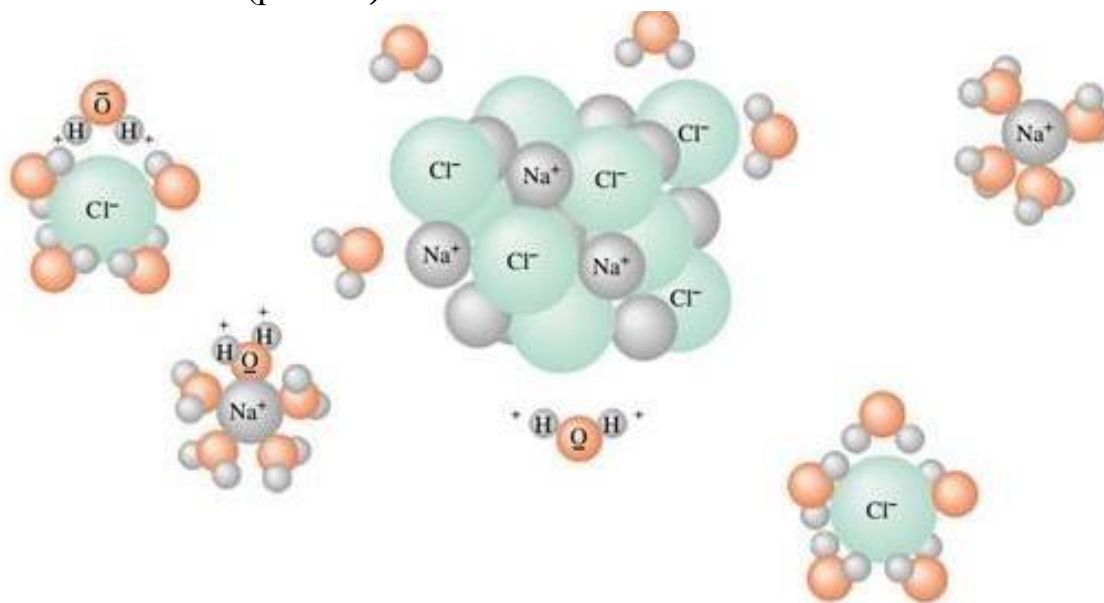


Рисунок 39. Схема розчинення у воді молекул NaCl

Згідно з теорією електролітичної дисоціації солі, кислоти, гідроксиди розчиняються у воді, тому повністю або частково розпадаються на самостійні частки - йони.

Процес розпаду молекул сполук на йони під дією полярних молекул розчинника називають електролітичною дисоціацією.

Для пояснення електропровідності розчинів і розплавів електролітів С. Арреніус (Швеція) у 1887 р. запропонував теорію електролітичної дисоціації, за що у 1903 р. йому було присуджено Нобелівську премію. Відповідно до цієї теорії, електролітами можуть бути лише такі розчинні сполуки, в молекулах яких мають місце або йонні (рис. 39), або полярні

ковалентні зв'язки (рис. 40). Схематично електролітична дисоціація таких сполук представлена на рис. 39 та рис. 40.

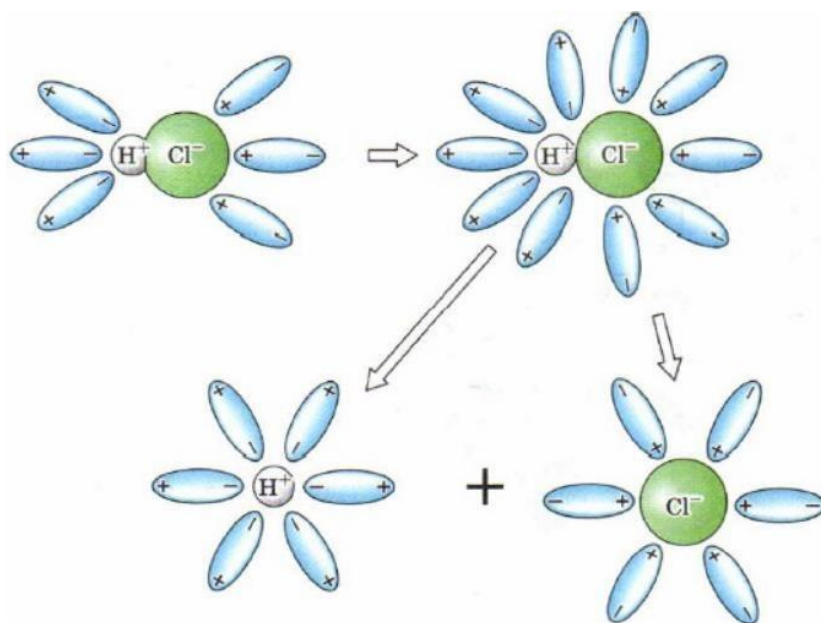


Рисунок 40. Схема електролітичної дисоціації хлоридної кислоти - HCl

Молекули HCl (рис. 40) утворені за типом ковалентного полярного зв'язку. Навколо кожної полярної молекули речовини орієнтуються диполі води, які своїми негативними полюсами притягуються до позитивного полюса молекули, а позитивними полюсами - до негативного полюса. В результаті цієї взаємодії загальна електронна пара повністю зміщується до атома з більшою електронегативністю (атом Cl), полярна молекула HCl перетворюється на йонну і потім легко утворюються гідратовані йони H^+ та Cl^- .

Процес електролітичної дисоціації обумовлений взаємодією розчинених сполук з водою (чи іншим розчинником); йони, що утворюються, - катіони та аніони - є гідратованими, тобто хімічно пов'язаними з водою.

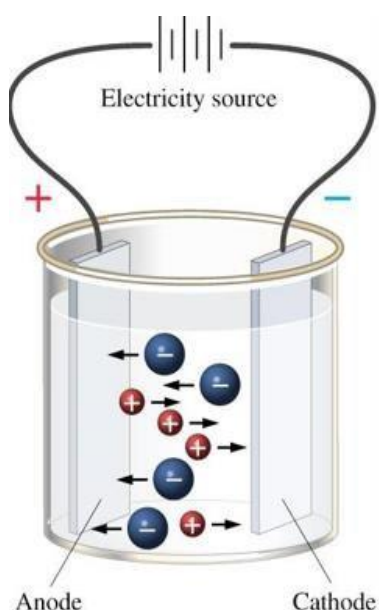


Рисунок 41. Схема руху йонів в електричному полі

Електричний струм можуть переносити заряджені частки. У розчинах електролітів такими зарядженими частками є йони. Позитивно заряджені йони називаються *катіонами* (наприклад, йон H^+ - катіон гідрогену; йон Na^+ - катіон натрію), а негативно заряджені йони - *аніонами* (наприклад, йон Cl^- - аніон хлору). Катіони в електричному полі переміщуються до негативно зарядженого

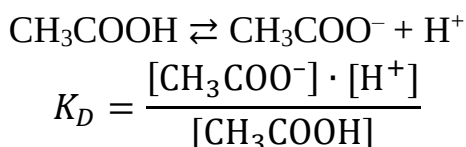
електроду (*катоду* - *cathode*), а аніони - до позитивно зарядженого електроду (*аноду* - *anode*) (рис. 41).

Електроліти - сполуки, що розпадаються у розчинах на протилежно заряджені йони. Це сполуки, розчини або розплави яких проводять електричний струм. До них належать кислоти, солі, луги.

Неелектроліти - сполуки, що знаходяться у розчині у вигляді молекул. Це сполуки, розчини або розплави яких не проводять електричний струм. У молекулах неелектролітів (органічні речовини, гази, вода) зв'язки ковалентні, неполярні або малополярні.

Йони: *катіони* (позитивно заряджені йони – H^{+1} , K^{+1} ; Ca^{+2} ; Zn^{+2}) та *аніони* (негативно заряджені йони – OH^{-1} , Cl^{-1} ; SO_4^{-2} ; Br^{-1} ; PO_4^{-3}).

Електролітична дисоціація - процес оборотний. Для нього можна записати вираз константи рівноваги, яка в цьому випадку називається **константою дисоціацією**:



Деякі електроліти дисоціюють повністю (в розчині присутні тільки йони), інші - частково (в розчині наявні йони, молекули).

Кількісною ознакою процесу дисоціації є **ступінь дисоціації α** (альфа). Ступінь дисоціації α вказує на частку молекул, які розпалися на йони, і визначається відношенням кількості молекул електроліту, які розпалися на йони (n), до кількості його молекул перед дисоціацією (N). У вираженні формули для ступеня дисоціації можна записати кількість речовини електроліту — ту, яка продисоціювала (в чисельнику - n), і загальну кількість яка була до дисоціації (у знаменнику - N):

$$\alpha = \frac{n}{N} (\cdot 100\%)$$

при цьому α може приймати значення від 0 до 1 (от 0 до 100%).

Ступінь електролітичної дисоціації виражають або часткою від одиниці, або у відсотках.

Електроліти зі ступенем дисоціації більше 0,3 (30%), як правило, називають *сильними*, зі ступенем дисоціації від 0,03 (3%) до 0,3 (30%) - середньої сили, менше 0,03 (3%) - слабкими електролітами. Так, для 0,1 М розчину CH_3COOH - $\alpha = 0,013$ (або 1,3 %). Отже, оцтова кислота є слабким електролітом.

Ступінь електролітичної дисоціації електроліту у водних розчинах залежить від природи електроліту, його концентрації та температури.

За своєю природою електроліти умовно поділяють на дві великі групи: **сильні** та **слабкі**.

Сильні електроліти дисоціюють на йони практично повністю (сполуки, які розпадаються в розчинах на йони) ($\alpha = 1$).

До сильних електролітів належать:

- 1) кислоти (H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , HBr , HI , HClO_4 , HMnO_4);
- 2) основи – гідроксиди металів першої групи головної підгрупи (луги) – LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , FrOH , а також гідроксиди лужноземельних металів – $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$.
- 3) солі, розчинні у воді (додатки – «Розчинність кислот, основ і солей у воді»).

Слабкі електроліти дисоціюють на йони в малій кількості, у розчинах, вони знаходяться в основному в молекулярному стані (у молекулярній формі). Для слабких електролітів встановлюється рівновага між недисоційованими молекулами та йонами.

До слабких електролітів належать:

- 1) неорганічні кислоти (H_2CO_3 , H_2S , HNO_2 , H_2SO_3 , HCN , H_3PO_4 , H_2SiO_3 , HCNS , HClO та інші);
- 2) вода (H_2O);
- 3) гідроксиди деяких металів, окрім перелічених вище, амоній гідроксид (NH_4OH);
- 4) більшість органічних кислот, наприклад, оцтова CH_3COOH , мурашина HCOOH ;
- 5) нерозчинні та малорозчинні солі (додатки – «Розчинність кислот, основ і солей у воді»).

8.2.2. Електролітична дисоціація кислот, основ, солей

Електролітична дисоціація кислот

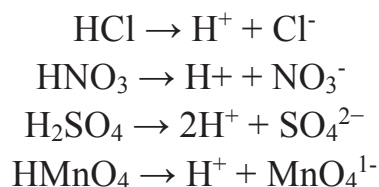
Усі кислоти при дисоціації у водних розчинах утворюють однаковий катіон - **катіон гідрогену (H^+)** та різні аніони кислотного залишку.

Загальні властивості кислот визначаються наявністю йонів гідрогену (кислий смак, зміна забарвлення індикаторів, реакція нейтралізації).

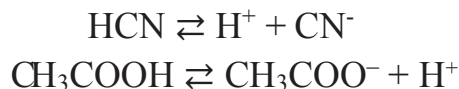
З точки зору теорії електролітичної дисоціації, *кислоти — електроліти, які дисоціюють у водних розчинах з утворенням катіонів одного типу — йонів гідрогену H^+* .

Процес електролітичної дисоціації зображують, користуючись хімічними рівняннями.

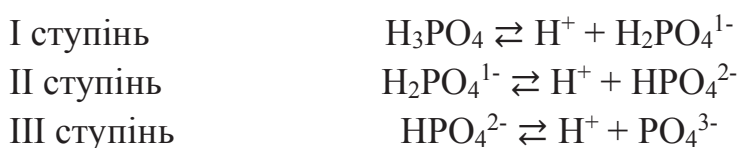
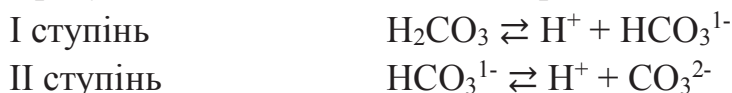
Наприклад, дисоціація *сильного електроліту* записується таким чином:



Слабкого електроліту:



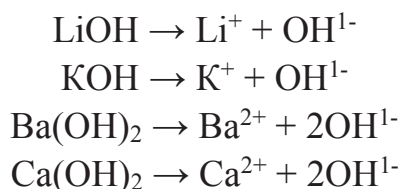
Дисоціація багатоосновних кислот має ступінчастий характер; вона характеризується такими стадіями, наприклад:



Зверніть увагу: заряд йона в лівій частині другого (або третього) рівняння дорівнює сумі зарядів двох йонів у правій частині. На кожній стадії дисоціює лише частина молекул або йонів. Водний розчин фосфатної кислоти, крім молекул води, містить молекули H_3PO_4 , катіони гідрогену і різну кількість аніонів трьох видів.

Електролітична дисоціація основ

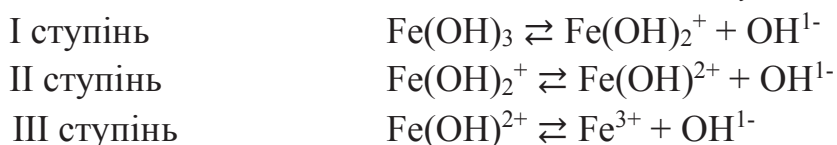
Луги (сильні електроліти), які дисоціюють у водних розчинах з утворенням негативно заряджених гідроксо-йонів OH^{1-} та позитивних йонів металів:



Слабкий електроліт - амоній гідроксид дисоціює зворотно:



Слабкі багатокислотні основи дисоціюють *ступінчасто*, наприклад:



Амфотерні гідроксиди: Be(OH)_2 ; Zn(OH)_2 ; Sn(OH)_2 ; Pb(OH)_2 ; Al(OH)_3 ; Cr(OH)_3 - залежно від умов виявляють кислотні або основні властивості, тому що зв'язки Me-O та O-H близькі за міцністю.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації, *основи — електроліти, які дисоціюють у водних розчинах, розплавах з утворенням аніонів одного типу — гідроксо-йонів(OH¹⁻).*

У хімії часто використовують словосполучення «*лужне середовище*», яке свідчить, що в розчині наявні гідроксо-йони.

Електролітична дисоціація солей

Середні (нормальні) солі, розчинні у воді, дисоціюють з утворенням позитивно заряджених йонів металу та негативно заряджених йонів кислотного залишку:



Кислі солі (гідросоли) - електроліти, що містять в аніоні гідроген, який відщеплюється у вигляді йона гідрогену H⁺. Кислі солі розглядають як продукт, що виходить з багатоосновних кислот, в яких не всі атоми гідрогену заміщені на метал. Дисоціація кислих солей відбувається за ступенями, наприклад:



Однак перший ступінь електролітичної дисоціації за місткістю менши, ніж другий, тому розчин кислої солі містить незначне число йонів гідрогену.

Основні солі (гідроксосоли) - електроліти, що містять в катіоні одну або кілька гідроксо-груп OH¹⁻. Основні солі характерні для багатовалентних металів. Основні солі дисоціюють з утворенням основних та кислотних залишків. Наприклад:



З точки зору теорії електролітичної дисоціації, *солі — електроліти, які дисоціюють у водних розчинах на катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків.*

Запитання і завдання

1. Який процес називають електролітичною дисоціацією?
2. Які сполуки називають електролітами?
3. Які електроліти називаються сильними та слабкими?

4. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації таких електролітів у розчинах:

- а) калій сульфату; б) алюміній нітрату;
- в) магній гідроксиду; г) пірофосфорної кислоти;
- д) натрій гідрокарбонату.

До кожного завдання подано чотири варіанти відповідей, з яких лише одна правильна. Виберіть правильну відповідь.

5. У зазначених прикладах виберіть рядок, утворений з сильних електролітів:

- а) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, HCl , AgCl , NaOH ;
- б) H_2SO_4 , NaCl , KOH , HNO_3 ;
- в) NaOH , HCl , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CaCl_2 ;
- г) BaSO_4 , H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2S .

6. У зазначених прикладах виберіть рядок, утворений тільки із слабких електролітів:

- а) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, NaCl , H_2SO_4 , NaOH ;
- б) H_2SO_3 , Na_3PO_4 , KOH , HNO_3 ;
- в) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_2S , NH_4OH , H_2CO_3 ;
- г) BaSO_4 , H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2S .

7. Катиони гідрогену при дисоціації у водних розчинах утворюють -

- а) основи;
- б) кислоти;
- в) середі солі;
- г) оксиди.

8. Гідроксо-йони при дисоціації у водних розчинах утворюють -

- а) основи;
- б) кислоти;
- в) середні солі;
- г) оксиди.

9. Кислоти якого ряду дисоціюють ступінчасто:

- а) HCl , H_2S , H_2SO_4 , HClO_4 ;
- б) H_2S , H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_3PO_4 ;
- в) H_2SO_3 , HBr , H_2S , HCl ;
- г) HNO_2 , HI , HClO_4 , H_2CO_3 .

10. Сполуки, розчини або розплави яких проводять електричний струм, називають –

- а) йонітами; б) електролітами;
- в) оксидами; г) неелектролітами.

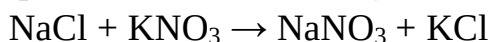
Нові слова і словосполучення
УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

електролітична дисоціація	электролитическая диссоциация	electrolytic dissociation	dissociation électrolytique
електроліт	электролит	electrolyte	électrolyte
неелектроліт	неэлектролит	non-electrolyte	non-électrolyte
електрод	электрод	electrode	électrode
ступінь дисоціації	степень диссоциации	degree of dissociation	degré de dissociation
електричний струм	электрический ток	electric current	le courant électrique

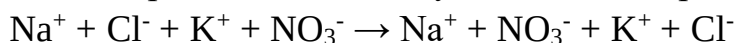
8.2.3. Йонні рівняння реакцій

У водних розчинах електролітів хімічні реакції відбуваються за допомогою йонів, тому такі реакції називаються йонними, а рівняння цих реакцій - йонними рівняннями.

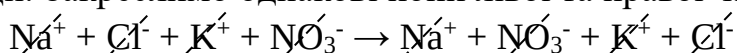
Якщо у розчинах електролітів, при хімічній реакції не відбувається окиснення елементів, що беруть участь в реакції і в результаті яких не утворюються слабкі електроліти, газоподібні сполуки, малорозчинні сполуки або комплексні йони, то реакції йонного обміну не відбувається. Наприклад:



Якщо записати цю реакцію в йонному вигляді, то отримаємо:

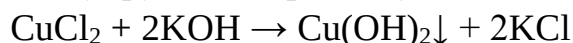


Йони, на які розпалися вихідні речовини, такі ж, що і йони продуктів реакції. Закреслимо однакові йони лівої та правої частини рівняння реакції:

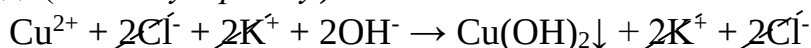


Тобто, реакції як такої немає. Рівняння таких реакцій форми запису не мають.

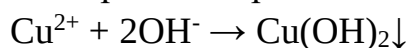
Наприклад, при взаємодії розчину купрум(II) хлориду з розчином калій гідроксиду випадає осад купрум(II) гідроксиду:



Записане рівняння, як правило, називають рівнянням у *молекулярній формі*. Щоб зобразити його в *йонній формі*, треба формули *розчинних сильних електролітів* записати у вигляді тих йонів, на які вони дисоціюють у розчині, а формули *слабких електролітів*, сполук, що випадають в осад, - у вихідному вигляді (*в молекулярному*).



Якщо в одержаному йонному рівнянні скоротити однакові йони в правій та лівій частинах, то отримаємо рівняння реакції в скороченій *йонній формі*:



Рівняння реакції в скороченій йонній формі свідчить, що реакція між купрум(II) хлоридом та калій гідроксидом зводиться до взаємодії між йонами купрум(II) (Cu^{2+}) та гідроксо-йонами (OH^{1-}) з утворенням купрум(II) гідроксиду ($\text{Cu}(\text{OH})_2$). З точки зору теорії електролітичної дисоціації йони Cl^{1-} та K^{1+} не беруть участі в реакції.

При написанні реакцій йонного обміну в йонному вигляді слід пам'ятати, що в йонному вигляді записуються тільки сильні електроліти, в той час як розчинні слабкі електроліти, малорозчинні, газоподібні сполуки та комплексні йони записуються тільки в молекулярному вигляді.

Реакції йонного обміну незворотні та протікають завжди в бік утворення слабких електролітів, розчинних у воді, малорозчинних сполук, газоподібних сполук та комплексних іонів.

При складанні йонно-молекулярного рівняння дотримуються такої *послідовності дій*:

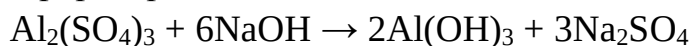
1. Записують «звичайне» хімічне рівняння (його називають молекулярним).
2. За таблицею розчинності визначають, які реагенти і продукти реакції розчиняються у воді, а які - не розчиняються.
3. З'ясовують, які реагенти і продукти реакції є сильними електролітами, а які - слабкими електролітами або неелектролітами.
4. Формули розчинних сильних електролітів замінюють на формули відповідних іонів, ураховуючи при цьому індекси та коефіцієнти. Спочатку записують катіони, потім - аніони.
5. З обох частин отриманого рівняння вилучають однакові йони (у разі їхньої наявності) в однакових кількостях.
6. Якщо всі коефіцієнти виявляться кратними, їх ділять на відповідне число.

У йонних рівняннях сильні електроліти записуються у вигляді йонів (у вигляді йонів пишуться - *сильні кислоти, сильні основи та розчинні у воді солі*).

У йонних рівняннях у вигляді молекул записуються - *неелектроліти, слабкі електроліти, малорозчинні (осади ↓) та газоподібні сполуки (гази ↑)*.

Приклад. Напишіть рівняння реакцій у молекулярному, йонному та скороченому йонному вигляді:

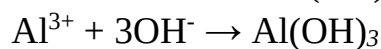
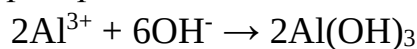
Молекулярна форма рівняння:



Йонна форма рівняння:



Скорочена йонна форма рівняння:

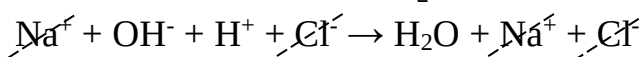
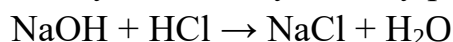


Приклади протікання реакцій йонного обміну:

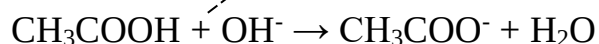
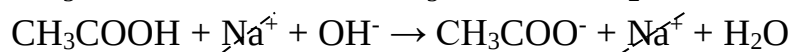
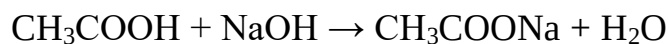
1. Утворення слабких електролітів

А. Утворення води:

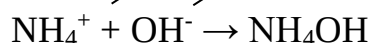
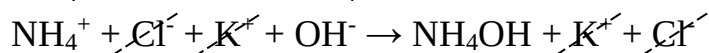
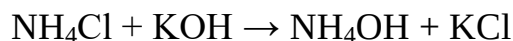
Сполуки, які вступають у реакцію, сильні електроліти:



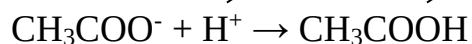
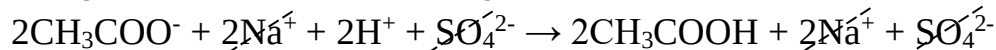
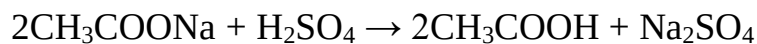
Одна зі сполук, яка вступає у реакцію, слабкий електроліт:



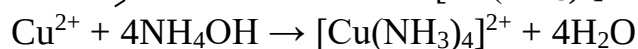
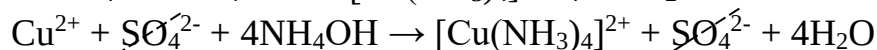
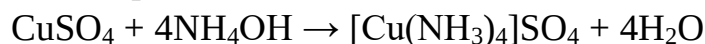
В. Утворення слабкої основи:



С. Утворення слабкої кислоти:

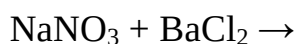
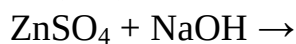
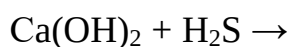
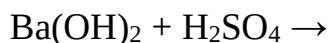


2. Утворення комплексного йона



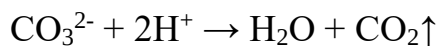
Запитання і завдання

1. Складіть молекулярні, повні йонні та скорочені йонні рівняння:



До кожного завдання подано чотири варіанти відповідей, з яких лише одна правильна. Виберіть правильну відповідь.

2. При складанні йонних рівнянь у йонній формі записуєте:
- а) осади;
 - б) гази;
 - в) сильні електроліти;
 - г) сполуки, які реагують.
3. Необоротна реакція - це реакція, в результаті якої утворюється:
- а) осад;
 - б) газ;
 - в) вода або інший слабкий електроліт;
 - г) усі відповіді правильні.
4. Хімічна реакція представлена у формі скороченого йонного рівняння:



Вихідними речовинами (реагентами) для цієї реакції є:

- а) CaCO_3 та H_2O ;
 - б) Na_2CO_3 та HCl ;
 - в) H_2CO_3 та Ca ;
 - г) CaCO_3 та H_2SO_4 .
5. Яка з наступних реакцій належить до реакцій йонного обміну:
- а) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$;
 - б) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$;
 - в) $\text{Ba(NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3$
 - г) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$

8.2.4. Електролітична дисоціація води. Водневий показник (pH).

Індикатори

Вода є дуже слабким електролітом, який частково дисоціює на гідроксо-йони OH^- та, йони гідрогену H^+ : $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Ступінь дисоціації води при 25°C - $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$. Вживаючи до рівняння дисоціації води закон діючих мас, отримаємо:

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

де K_D - константа дисоціації води;

$[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$ - молярні концентрації йонів;

$[\text{H}_2\text{O}]$ - молярна концентрація води.

Добуток - $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ - називають *йонним добутком води* K_B .

Обчислимо кількість речовини катіонів гідрогену в 1 л чистої води. Для цього спочатку визначаємо кількість речовини води в 1 л (або в 1000 г) її:

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{1000}{18} = 55,6 \text{ моль}$$

Значення K_B розраховують, виходячи зі значень константи дисоціації. Наприклад, при температурі 25 °С воно становить:

$$K_B = K_D \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5 = 1 \cdot 10^{-14}$$

Величина K_B залежить від температури ($K_B = 1 \cdot 10^{-14}$ за 25 °С) та підвищується з її збільшенням (при постійній температурі K_B є величиною постійною, як для чистої води, так і для водних розчинів).

У дистильованій воді концентрація йонів гідрогену та гідроксо-йонів є рівною, тому при температурі 25 °С рівність виражається:

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$$

Дистильована вода є нейтральним середовищем ($[H^+] = [OH^-]$). При додаванні у воду кислоти концентрація йонів гідрогену збільшується, внаслідок чого динамічна рівновага дисоціації води змінюється, а концентрація гідроксо-йонів зменшиться настільки, щоб K_B залишилась рівною 10^{-14} . (Див. Хімічна рівновага. Принцип Ле Шательє) (рис. 42).

Аналогічна ситуація зміниться, якщо у воду додати луг - концентрація гідроксо-йонів збільшиться, а концентрація катіонів гідрогену зменшиться, при цьому K_B буде залишатися рівним 10^{-14} . Наприклад, якщо концентрація $[OH^-]$ збільшиться до 10^{-3} , то концентрація $[H^+]$ впаде до 10^{-11} (рис. 42).

У кислих розчинах концентрація $[H^+]$ більше 10^{-7} , в лужних менше 10^{-7} , в нейтральних дорівнює 10^{-7} . Відповідно, концентрація $[OH^-]$ в кислих розчинах менше 10^{-7} , в лужних більше 10^{-7} , в нейтральних також дорівнює 10^{-7} (рис. 42).

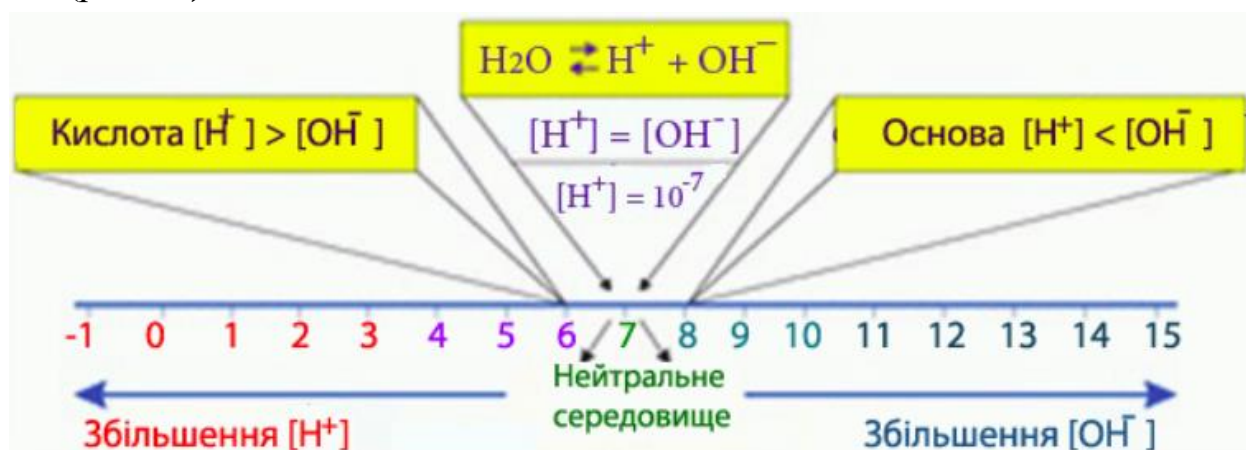


Рисунок 42. Зв'язок між кислотністю середовища і величиною рН

Для кількісної характеристики кислотності розчину використовують водневий показник **pH** - негативний десятковий логарифм концентрації йонів гідрогену:

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

Оскільки дистильована вода є нейтральним розчином (не є ні кислотою, ні основою), то $pH = 7$ прийнято вважати *нейтральним показником*.

Ще одним показником кислотності розчину є показник **pOH** - негативний логарифм концентрації гідроксо-іонів $[OH^-]$. Користуються цим показником набагато рідше.

$$pOH = -\lg[OH^-]$$

Між собою показники пов'язані таким чином: $14 = pH + pOH$

Розглянемо можливі межі змінення водневого (pH) та гідроксильного (pOH) показників залежно від реакції середовища у розчині (рис. 43).

У *нейтральному середовищі* концентрації йонів гідрогену і гідроксо-йонів однакові: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$, тому водневий показник:

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 10^{-7} = 7.$$

У *кислому середовищі* концентрація йонів гідрогену завжди є вищою, ніж концентрація гідроксо-йонів: $[H^+] > [OH^-]$, тому - $[H^+] > 10^{-7}$, $pH < 7$.

У *лужному середовищі*, навпаки, переважає концентрація гідроксо-йонів:

$$[H^+] < [OH^-],$$

$$\text{тому - } [H^+] < 10^{-7}, pH > 7.$$

pH виявляють у розчині кислоти або лугу за допомогою індикаторів - лакмусу, фенолфталеїну, метилоранжу, а також універсальними індикаторними-папірцями. На відміну від перших трьох індикаторів універсальний індикатор дає можливість визначити приблизне значення pH розчину.

У хімічних лабораторіях для вимірювання pH використовують прилади - pH-метри. Вони дають можливість визначити водневий показник із точністю до 0,01.

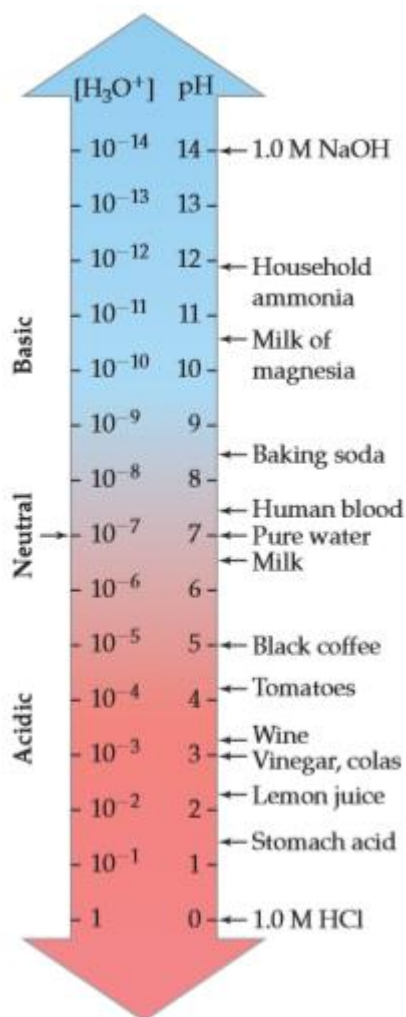


Рисунок 43. Шкала pH та значення pH для деяких речовин

Індикатори

Індикатори - це хімічні сполуки, які змінюють свій колір залежно від рН розчину. Перехід одного кольору індикатора в інший відбувається через певний інтервал значень рН. Різні індикатори змінюють своє забарвлення від різних значень рН: метилоранж при рН = 4,4, лакмус - при рН = 7, фенолфталеїн - при рН = 9 (рис. 45). Є індикатори, які здатні змінювати своє забарвлення через послідовну зміну рН, наприклад, універсальний індикатор (рис. 44 та рис. 45), який можна використовувати для визначення рН.

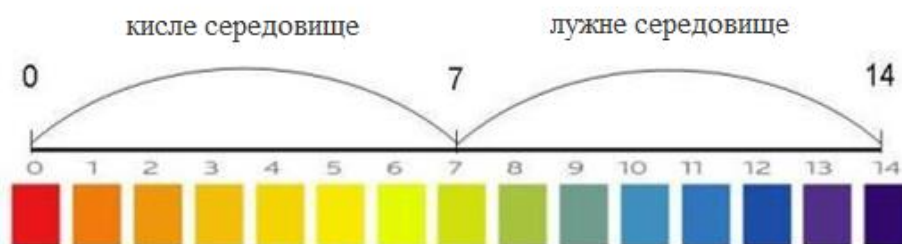


Рисунок 44. Зміна кольору універсального індикатора при різних рН розчину

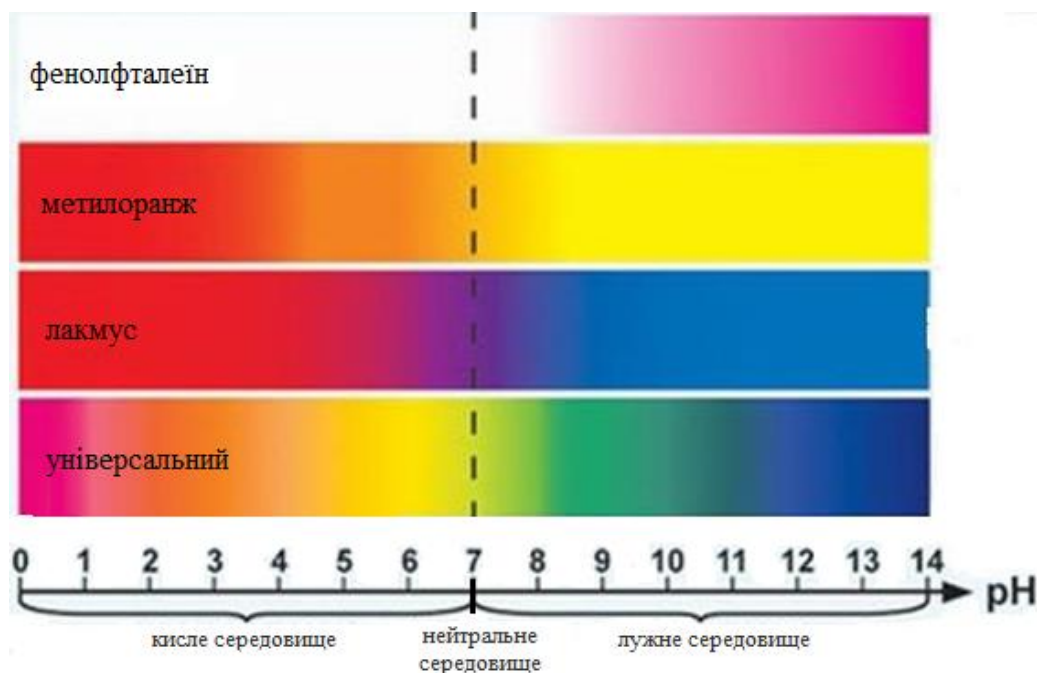


Рисунок 45. Зміна забарвлення деяких індикаторів залежно від рН середовища

Індикатори - це слабкі органічні кислоти HInd або основи IndOH , у яких колір молекулярної та йонної форми різний. У розчині індикатори дисоціюють у таких механізмах:



Оскільки процес дисоціації слабких електролітів є зворотним, положення рівноваги в системах (а) та (б) залежить від кислотності розчину,

який досліджують. У кислих розчинах індикатори, які є слабкими кислотами, відповідно до принципу Ле Шательє переважають у вигляді молекул, і забарвлення розчину відповідає молекулярній формі індикатора HInd. Індикатори, які є слабкими основами, в розчинах кислот, навпаки, будуть перебувати у своїй йонній формі Ind⁺, яка обумовлює забарвлення розчину.

Запитання і завдання

1. Що визначає:
 - а) кислотність розчину;
 - б) лужність розчину?
2. Що називається йонним добутком води і від чого воно залежить?
3. Що таке водневий показник?
4. Які значення приймає водневий показник (pH) у:
 - а) нейтральному середовищі;
 - б) кислому середовищі;
 - в) лужному середовищі.

До кожного завдання подано чотири варіанти відповідей, з яких лише одна є правильною. Виберіть правильну відповідь.

5. Водневий показник (pH) - це:
 - а) негативний десятковий логарифм концентрації гідроксо-йонів;
 - б) негативний десятковий логарифм концентрації йонів гідрогену;
 - в) негативний десятковий логарифм концентрації атомів водню;
 - г) негативний десятковий логарифм концентрації молекул водню.
6. З наведених прикладів виберіть правильне твердження:
 - а) $pH + pOH = 12$;
 - б) $pH + pOH = 14$;
 - в) $pH + pOH = 16$;
 - г) $pH + pOH = 18$.
7. Індикатори - це сполуки, які змінюють свій колір залежно від:
 - а) pH розчину;
 - б) температури;
 - в) тиску;
 - г) числа реагуючих речовин.
8. У розчині хлороводневої кислоти фенолфталеїн буде:
 - а) червоного кольору;
 - б) жовтого кольору;
 - в) безбарвним;
 - г) рожевого кольору.

9. У розчині натрій гідроксиду фенолфталеїн буде:

- а) червоного кольору;
- б) жовтого кольору;
- в) безбарвним;
- г) рожевого кольору.

10. У розчині, для якого $pH = 3$ лакмус буде:

- а) червоного кольору;
- б) жовтого кольору;
- в) синього кольору;
- г) безбарвним.

11. У розчині, для якого $pH = 9$ лакмус буде:

- а) червоного кольору;
- б) жовтого кольору;
- в) безбарвним;
- г) синього кольору.

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

зображати	изображать	to represent	représenter
нерозчинний	нерастворимый	insoluble	insoluble
осад	осадок	precipitate	précipité, dépôt
повний	полный	total	plein
десятковий логарифм	десятичный логарифм	decimal logarithm	logarithme décimal
нейтральний	нейтральный	neutral	neutre

8.2.5 Гідроліз солей

У дистильованій воді середовище нейтральне ($pH = 7$), водні розчини кислот мають кислу реакцію ($pH < 7$), а водні розчини лугів - лужну ($pH > 7$). Водні розчини солей мають різні значення pH і показують різну реакцію середовища - кислу, лужну, нейтральну.

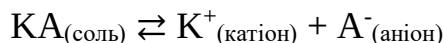
Наприклад, водний розчин алюміній хлориду $AlCl_3$ має кисле середовище ($pH < 7$), розчин калій карбонату K_2CO_3 - лужне середовище ($pH > 7$), розчин натрій хлориду - нейтральне. Ці солі не містять у своєму складі йони гідрогену H^+ або гідроксо-йони OH^{1-} , які визначають середовище розчину. Це пояснюється тим, що у водних розчинах солі піддаються гідролізу.

Слово «гідроліз» означає розкладання водою («гідро» - вода, «лізис» - розкладання). Гідроліз - найважливіша хімічна властивість солей.

Гідролізом солі називається взаємодія йонів солі з водою, в результаті якого утворюються слабкі електроліти.

Суть гідролізу зводиться до хімічної взаємодії катіонів або аніонів солі з гідроксо-йонами або йонами гідрогену з молекули води. В результаті цієї взаємодії утворюється сполука, яка мало дисоціює (слабкий електроліт).

У водних розчинах розчинні солі повністю дисоціюють на катіони та аніони:



Окрім цих йонів, у водному розчині наявні йони гідрогену та гідроксо-йони, які утворюються при дисоціації води:



Хімічна рівновага процесу дисоціації води зміщується вправо через взаємодію йонів H^{+} або OH^{1-} з йонами солі K^{+} або A^{-} . Тому у водному розчині солі з'являється надлишок вільних йонів H^{+} або OH^{1-} , і розчин солі вказує на кисле або лужне середовище. Гідролізу підлягають тільки ті йони, які можуть утворювати з йонами гідрогену (H^{+}) або гідроксо-йонами (OH^{1-}) слабку кислоту або слабку основу.

Гідроліз - процес зворотний для багатьох солей. У стані рівноваги тільки частина молекул солі гідролізується. Кількісно гідроліз характеризується ступенем гідролізу (h), вираженого у відсотках.

Ступінь гідролізу дорівнює відношенню кількості гідролізованих молекул солі до загальної кількості розчинених молекул:

$$h = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

де n – число молекул солі, які піддалися гідролізу;

N – загальне число розчинених молекул солі.

Ступінь гідролізу залежить від природи солі, концентрації розчину, температури. При розведенні розчину, підвищенні його температури ступінь гідролізу збільшується.

Будь-яку сіль можна уявити як продукт взаємодії кислоти з основою. Наприклад, сіль Na_2CO_3 утворена слабкою кислотою H_2CO_3 та сильною основою $NaOH$.

Залежно від сили вихідної кислоти та вихідної основи солі можна поділити на 4 типи:

Утворені сильними основами та сильними кислотами.

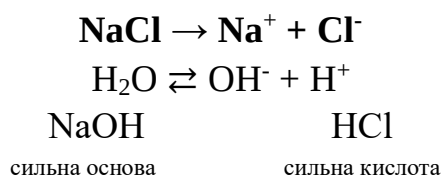
Приклади: KCl , $BaCl_2$, $NaNO_3$, KNO_3 , $NaBr$, KBr , Na_2SO_4

Утворені катіонами сильних основ та аніонами слабких кислот. Приклади: Na_2CO_3 , KCN , K_3PO_4 , LiF , Li_2S , BaF_2 , CaF_2
Утворені катіонами слабких основ та аніонами сильних кислот. Приклади: SnCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, ZnCl_2 , CuCl_2 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
Утворені катіонами слабких основ та аніонами слабких кислот. Приклади: $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$; $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; AgF

Солі II, III, IV типів піддаються гідролізу, солі I типу не піддаються гідролізу.

Розглянемо приклади гідролізу різних типів солей.

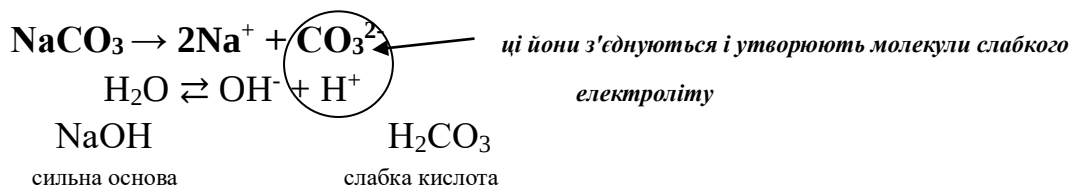
1) Солі, утворені сильними основами і сильними кислотами, гідролізу не підлягають, тому що катіони та аніони цих солей не зв'язуються з йонами H^+ або OH^- води, тобто не утворюють з ними молекул слабких електролітів. Рівновага дисоціації молекул води не зміщується. Середовище розчинів цих солей - нейтральне ($\text{pH} = 7$), оскільки концентрації йонів H^+ та OH^- в їхніх розчинах рівноцінні. Розчини солей - NaCl , KNO_3 , Na_2SO_4 тощо ніколи не гідролізуються.



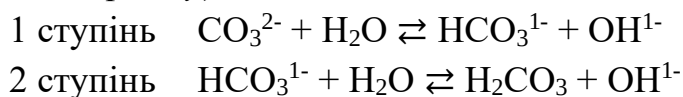
• Солі, утворені сильними основами та сильними кислотами, при розчиненні у воді гідролізу не підлягають, а розчини цих солей мають нейтральне середовище ($\text{pH} = 7$).

2) Солі, утворені сильною основою і слабкою кислотою, гідролізуються за аніоном. Аніони слабкої кислоти зв'язують катіон гідрогену H^+ з молекули води, утворюючи слабкий електроліт (кислоту). До таких солей належать: Na_2CO_3 ; CH_3COONa ; KCN ; K_3PO_4 , Na_2S та інші.

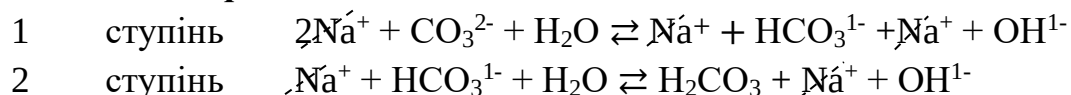
Приклад: складемо молекулярне та йонні рівняння гідролізу натрій карбонату NaCO_3 . Сіль NaCO_3 , утворені слабкою двоосновною кислотою H_2CO_3 та сильною основою NaOH .



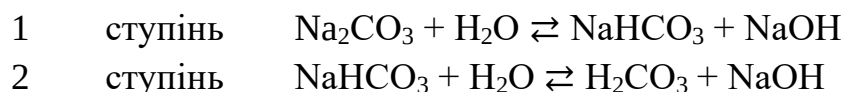
Скорочене йонне рівняння (немає йонів натрію, які не беруть участь у процесах гідролізу):



Повне йонне рівняння:



Молекулярне рівняння:

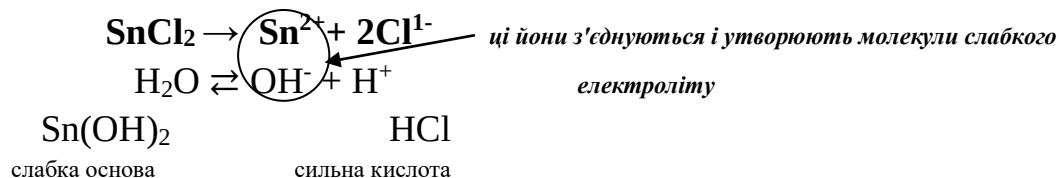


Оскільки йони H^+ сполучаються з молекулами слабого електроліту H_2CO_3 , їхня концентрація зменшується і рівновага процесу дисоціації води за принципом Ле Шательє зміщується вправо. У розчині збільшується концентрація вільних гідроксо-йонів OH^- . Тому розчин солі Na_2CO_3 має лужну реакцію

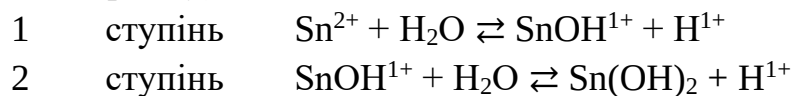
• Солі, утворені сильною основою та слабкою кислотою, при гідролізі показують лужну реакцію середовища, $\text{pH} > 7$.

3) Солі, утворені слабкою основою і сильною кислотою, гідролізуються за катіоном, тому що солі утворені катіонами слабкої основи та аніонами сильної кислоти. Катіон солі зв'язує гідроксо-йон OH^- води, утворюючи слабкий електроліт (основу). Прикладами таких солей є: NH_4NO_3 , FeCl_2 , FeCl_3 , $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$, CuSO_4 та ін.

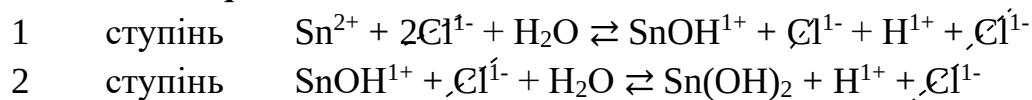
Приклад: складемо молекулярні та йонні рівняння гідролізу станум(II) хлориду SnCl_2 . Сіль SnCl_2 , утворена слабкою двохкислотною основою $\text{Sn}(\text{OH})_2$ та сильною кислотою HCl .



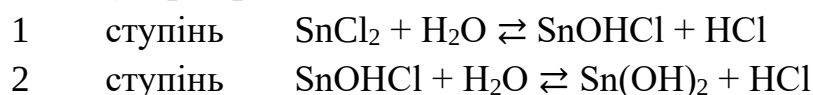
Скорочене йонне рівняння (немає йонів хлору, які не беруть участь у процесах гідролізу):



Повне йонне рівняння:



Молекулярне рівняння:



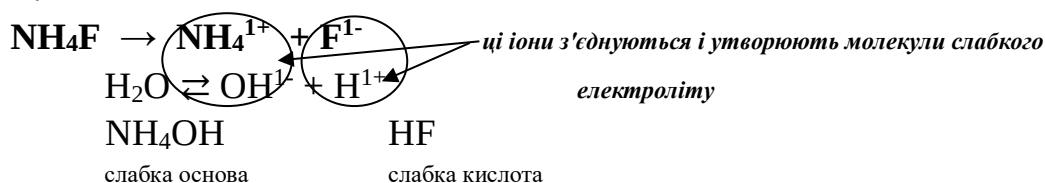
При розчиненні у воді солі SnCl_2 катіони стануму Sn^{2+} сполучаються з гідроксо-йонами OH^- води, утворюючи слабкий електроліт – станум (II)

гідроксид $\text{Sn}(\text{OH})_2$. У розчині з'являється надлишок йонів гідрогену H^+ . Середовище розчину солі SnCl_2 - кисле.

• Солі, утворені сильною кислотою та слабкою основою, при гідролізі показують кислу реакцію середовища, $\text{pH} < 7$.

4) Солі, утворені слабкою основою і слабкою кислотою, гідролізуються одночасно і за катіоном, і за аніоном. Катіон слабкої основи зв'язує йони OH^- води та утворює слабку основу, й аніон слабкої кислоти зв'язує йони H^+ води та утворює слабку кислоту. Реакція розчину цих солей може бути нейтральною ($\text{pH} \approx 7$), слабкокислою ($\text{pH} \leq 7$) або слабколужною ($\text{pH} \geq 7$). Це залежить від констант дисоціації слабкої кислоти і слабкої основи, які утворюються в результаті гідролізу.

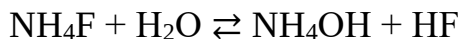
Приклад 1: складемо молекулярне та йонні рівняння гідролізу амоній фториду NH_4F . Сіль NH_4F , утворена слабкою основою NH_4OH та слабкою кислотою HF .



Повне йонне рівняння:



Молекулярне рівняння:



Реакція розчину солі NH_4F слабкокисла, тому що $K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) < K_{\text{д}}(\text{HF})$.

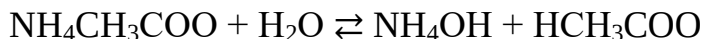
Приклад 2: складемо молекулярне та йонні рівняння гідролізу ацетату амонію $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$. Сіль $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, утворена слабкою основою NH_4OH та слабкою кислотою CH_3COOH .



Повне йонне рівняння:



Молекулярне рівняння:



Реакція розчину солі $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ нейтральна ($\text{pH} \approx 7$), тому що $K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = K_{\text{д}}(\text{HCH}_3\text{COO})$.

Реакція середовища у розчині може бути:

1) нейтральною ($\text{pH} \approx 7$), якщо основа і кислота мають близькі значення констант дисоціації ($K_{\text{д.кислоти}} \approx K_{\text{д.основи}}$);

2) слабкокислою ($\text{pH} \leq 7$), якщо основа є слабкішим електролітом у порівнянні з кислотою ($K_{\text{д.кислоти}} > K_{\text{д.основи}}$);

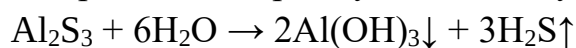
3) слабколужною ($\text{pH} \geq 7$), якщо кислота є слабкішим електролітом, ніж основа ($K_{\text{д.кислоти}} < K_{\text{д.основи}}$).

• *Солі, утворені слабкою кислотою і слабкою основою, при гідролізі показують реакцію середовища, наближену до нейтральної, $\text{pH} \approx 7$.*

Для більшості солей гідроліз є зворотним процесом. У стані рівноваги гідролізується невелика частина солі. Але деякі солі повністю розкладаються водою, тобто для них гідроліз є незворотним процесом.

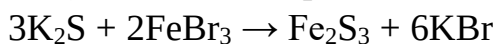
Незворотному (повному) гідролізу підлягають солі, які утворені слабкою нерозчинною або леткою основою та слабкою леткою або нерозчинною кислотою. Такі солі не існують у водних розчинах. До них, наприклад, належать: Al_2S_3 , $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$.

Приклад: складемо рівняння гідролізу алюміній сульфідіду Al_2S_3 :

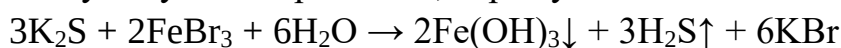


Гідроліз сульфідіду алюмінію Al_2S_3 протікає виключно до утворення алюміній гідроксиду $\text{Al}(\text{OH})_3$ та сірководню H_2S .

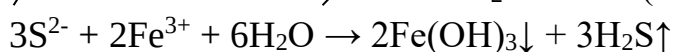
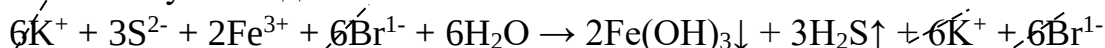
Тому в результаті обмінних реакцій між водними розчинами деяких солей не завжди утворюються дві нові солі. Одна з цих солей може підлягати незворотному гідролізу з утворенням відповідної нерозчинної основи та слабкої леткої (нерозчинної) кислоти. Наприклад:



Підсумовуючи ці рівняння, отримуємо:



У йонному вигляді:



У повсякденній практиці слід пам'ятати, що розчини багатьох солей мають значення pH , відмінні від 7, а це вказує на особливості протікання тих чи інших хімічних реакцій і, зокрема, агресивність середовища при корозійних процесах. Крім цього, необхідно знати засоби, за допомогою яких гідроліз може посилюватися чи зменшуватися.

Фактори, які впливають на інтенсивність гідролізу

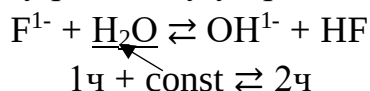
1. Вплив температури:



$+T \rightarrow$ при підвищенні температури гідроліз посилюється, оскільки гідроліз ендотермічний процес.

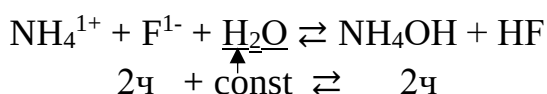
2. Розбавлення - посилює гідроліз:

У розведених розчинах води набагато більше, ніж у концентрованих. А згідно з принципом Ле Шательє збільшення кількості води (розведення розчину) зміщує гідролітичну рівновагу у правобічну позицію:



При розбавленні зменшується число часток, які утворюються у процесі гідролізу ($1\text{ч} < 2\text{ч}$).

На інтенсивність гідролізу процес розведення не впливає, якщо сіль утворена слабкою кислотою і слабкою основою. Так як число часток залишається постійним до початку процесу гідролізу і після його виникнення ($2\text{ч} = 2\text{ч}$).



У дуже розведених розчинах солей спостерігається залежність, аналогічна рівнянню Оствальда, яка пов'язує ступінь гідролізу з концентрацією і константою гідролізу:

$$K_{\text{гдр}} = C \cdot h^2$$

Повною мірою характеризує гідроліз константа гідролізу ($K_{\text{гдр}}$), яка є константою рівноваги реакції гідролізу.

3. Заряд та розмір йонів:

Чим більший заряд йона і чим менший його радіус, тим інтенсивніше відбувається гідроліз. Гідроліз за першим ступенем протікає інтенсивніше, чим за другим і подальшими ступенями, оскільки з кожним ступенем гідролізу збільшується розмір часток та зменшується їхній заряд.

4. Сила основи та кислоти, які утворюють сіль:

Чим слабшою є кислота, аніон якої входить до складу солі, тим інтенсивнішим є процес гідролізу; чим слабшою є основа, катіон якої входить до складу солі, тим збільшується ступінь гідролізу h . Наприклад, з двох солей KClO та KCN , які гідролізуються за аніоном, при однакових умовах певною мірою піддається гідролізу KCN , оскільки кислота HCN є слабшою за HClO ($K_{\text{HCN}} = 7,9 \cdot 10^{-10}$, $K_{\text{HClO}} = 5 \cdot 10^{-8}$). А з двох солей MgCl_2 та ZnCl_2 більше гідролізується ZnCl_2 , тому що ця сіль утворена слабшою основою Zn(OH)_2 .

Алгоритм складання рівняння гідролізу солі

- 1) Визначте, якою основою і якою кислотою утворена сіль.
- 2) Напишіть рівняння дисоціації солі і води.
- 3) Визначте, які йони солі і води сполучаються, утворюючи молекули слабого електроліту.

- 4) Напишіть скорочене йонне рівняння гідролізу.
- 5) Запишіть повне йонне рівняння гідролізу солі та визначте, які йони утворюються на кожному ступені гідролізу : H^+ або OH^- . Зробіть висновок про реакцію середовища.
- 6) Напишіть молекулярне рівняння гідролізу солі.

Запитання і завдання

1. Який процес називають гідролізом?
2. Які солі підлягають гідролізу?
3. Складіть рівняння гідролізу зазначених солей та вкажіть pH середовища розчину солі:

а) цинк хлориду; б) калій карбонату; в) амоній ацетату.

До кожного завдання подано чотири варіанти відповідей, з яких лише одна є правильною. Виберіть правильну відповідь.

4. Виберіть рядок, в якому **усі** солі підлягають гідролізу:
 - а) Na_2S , $BaSO_4$, $CuCl_2$, $NaNO_3$;
 - б) KNO_3 , Na_2SO_4 , $FeCl_3$, CuS ;
 - в) $CrCl_3$, Na_2S , KNO_2 , Na_2CO_3 ;
 - г) $NaCl$, $Cu(NO_3)_2$, K_2SO_4 , $FeCl_2$.
5. Виберіть рядок, в якому **усі** солі підлягають ступінчастому гідролізу:
 - а) $(NH_4)_2S$, Na_2CO_3 , $CuCl_2$, $NaNO_2$;
 - б) KNO_3 , Na_2SO_4 , $NiCl_2$, ZnS ;
 - в) $CrCl_3$, K_2S , $ZnSO_4$, K_2CO_3 ;
 - г) KCl , $Zn(NO_3)_2$, K_2SO_4 , $FeCl_2$.
6. Яке буде значення pH для водного розчину солі $FeCl_3$:
 - а) $pH = 0$; б) $pH > 7$; в) $pH < 7$; г) $pH = 7$.
7. Яке буде значення pH для водного розчину солі $NaHCO_3$:
 - а) $pH = 0$; б) $pH > 7$; в) $pH < 7$; г) $pH = 7$.

Нові слова і словосполучення

УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

гідроліз	гидролиз	hydrolysis	hydrolyse
представляти	представляют	to represent	soumettre
сильний електроліт	сильный электролит	strong electrolyte	électrolyte fort
слабкий електроліт	слабый электролит	weak electrolyte	électrolyte faible
середовище	среда	medium	milieu

ТЕМА 9. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

9.1. Валентність і ступінь окиснення

Валентність – кількість хімічних зв'язків, які утворює один атом елемента.

Ступінь окиснення – це заряд, який виникає в атомі елемента при утворенні сполуки з простої речовини.

У складних сполуках він кількісно збігається з валентністю, а в простих речовинах ступінь окиснення дорівнює 0 (Na^0 ; H_2^0 ; Br_2^0 ; S^0 ; Ne^0).

Позитивний ступінь окиснення виявляють всі елементи у сполуках, крім фтору.

1. *Максимальний позитивний ступінь окиснення дорівнює номеру групи.*

Лужні метали: Na^{+1} ; K^{+1} ; Li^{+1}

Лужноземельні метали: Ca^{+2} ; Ba^{+2} ; Sr^{+2} .

Неметали: C^{+4} ; Si^{+4} ; P^{+5} ; S^{+6} ; Cl^{+7} ; Br^{+7}

✚ Виключення: Cu^{+2} , Au^{+3} , O^{+2} ,

Елементи VIII групи: He; Ne; Ar; Kr; Xe; Rn

2. *Елементи головних підгруп парних груп виявляють тільки парні ступені окиснення, а непарні тільки непарні.*

VI (A) група: S^{+6}O_3 , S^{+4}O_2 , S^{+2}O ;

VII (A) група: $\text{Cl}^{+7}_2\text{O}_7$, $\text{Cl}^{+5}_2\text{O}_5$, $\text{Cl}^{+3}_2\text{O}_3$, Cl^{+1}_2O .

✚ Виключення: $\text{N}^{+5}_2\text{O}_5$, N^{+4}O_2 , $\text{N}^{+3}_2\text{O}_3$, N^{+2}O , N^{+1}_2O

3. *Елементи побічних підгруп виявляють і парні і непарні ступені окиснення.*

VII (B) група: Cr (хром) в сполуках виявляє ступені окиснення $\text{-K}_2\text{Cr}^{+6}\text{O}_4$, Cr^{+4}O_2 , $\text{Cr}^{+3}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cr}^{+2}\text{Cl}_2$.

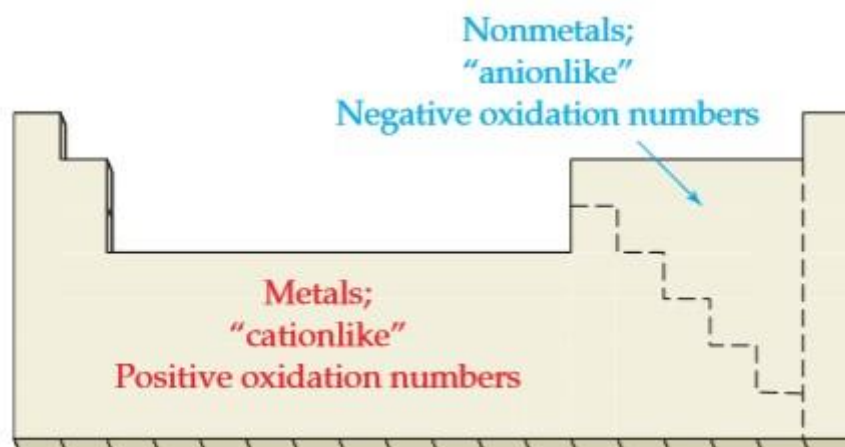


Рисунок 46. Розташування елементів у ПС, які можуть виявляти позитивні та негативні ступені окиснення в сполуках

Взагалі, чим лівіше елемент знаходиться в періодичній таблиці, тим ймовірніше, що він буде «катионоподібним». Метали в сполуках, як правило, мають позитивні ступені окиснення. Чим правіше елемент знаходиться в періодичній таблиці, тим ймовірніше, що він буде «аніоноподібним». Такі неметали, як O, N і галогени, звичайно, мають негативні ступені окиснення у сполуках (рис. 46).

Негативні ступені окиснення виявляють елементи головних підгруп з 4 по 7 групи (неметали). Можна розрахувати - номер групи мінус 8.

Розрахуємо негативні ступені окиснення:

Елементи 7А групи ($7 - 8 = -1$) - F^{-1} , Cl^{-1} , Br^{-1} , I^{-1} ;

Елементи 6А групи ($6 - 8 = -2$) - O^{-2} , S^{-2} , Se^{-2} ;

Елементи 5А групи ($5 - 8 = -3$) - N^{-3} , P^{-3} , As^{-3} ;

Елементи 4А групи - ($4 - 8 = -4$) - C^{-4} , Si^{-4} .

Негативний ступінь окиснення найбільш стійкий ступінь окиснення.

Ступінь окиснення не завжди кількісно дорівнює валентності.
Приклади:

Елементи	Валентність	Ступінь окиснення
Гідроген	H^I , $H^I_2O^II$	H^0 , $H^{+1}_2O^{-2}$
Оксиген	O^{II}_2 , $C^{IV}O^{II}_2$	O^0 , $C^{+4}O^{-2}_2$
Купрум	Cu^{II} , $Cu^{II}O^{II}$	Cu^0 , $Cu^{+2}O^{-2}$

Для визначення ступенів окиснення кожного елемента в сполуці потрібно пам'ятати таке:

1. Ступінь окиснення атома у молекулі дорівнює нулю або виражений негативним, або позитивним числом.

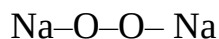
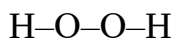
2. Молекула завжди *електронейтральна*: сума позитивних та негативних формальних зарядів, які характеризують ступінь окиснення атомів, які утворюють молекулу, *дорівнює нулю*.

3. Ступінь окиснення гідрогену у всіх сполуках, за винятком гідридів металів (NaN , KH , CaH_2 та інших.), рівний (+1). У гідридах металів ступені окиснення рівноцінні (-1).

4. Ступінь окиснення кисню у більшості сполук дорівнює мінус двом (-2).

Винятком є:

а) пероксиди типу: H_2O_2 , Na_2O_2 , BaO_2 , в яких ступінь окиснення кисню дорівнює (-1); а його валентність дорівнює двом:



б) надперокси́ди типу: KO_2 , RbO_2 , CsO_2 , в яких ступінь окиснення кисню дорівнює (-1) , має складний надпероксидний йон $[\text{O}_2]^{-1}$ і, отже, формально ступінь окиснення атома кисню дорівнює $(-1/2)$;

в) озоні́ди типу: KO_3 , RbO_3 , CsO_3 , в яких ступінь окиснення кисню дорівнює (-1) , має складний озонід-йон $[\text{O}_3]^{-1}$ і, отже, формально ступінь окиснення атома кисню дорівнює $(-1/3)$;

г) змішані пероксид-надпероксидні сполуки типу: M_2O_3 ($\text{M}_2\text{O}_2 \cdot 2\text{MO}_2$), де (М) – К, Rb, Cs, в яких атоми кисню характеризуються ступенями окиснення (-1) та $(-1/2)$;

д) оксид F_2O та пероксид F_2O_2 фтору, у яких ступінь окиснення атомів кисню відповідно однаковий $(+2)$ і $(+1)$.

5. Ступінь окиснення атомів у простих речовинах дорівнює нулю:
 Cl^0_2 , N^0_2 , P^0_4 , Fe^0 .

6. Ступінь окиснення атомів металів у сполуках завжди позитивний. Крім цього, більшість з них має постійний ступінь окиснення. Наприклад, атоми лужних металів та атоми лужноземельних металів (дивися вище).

7. Ступінь окиснення багатьох елементів змінюється. Наприклад, ступінь окиснення сульфуру у сірководні H_2S дорівнює (-2) , у сульфур (IV) оксиді SO_2 – $(+4)$, у сульфур (VI) оксиді SO_3 – $(+6)$.

8. Знаючи ступінь окиснення деяких елементів, можна визначити ступінь окиснення інших елементів у цій сполуці. Для цього треба пам'ятати, що алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх елементів у сполуці (з урахуванням числа атомів) **завжди дорівнює нулю**.

Наприклад, визначимо ступінь окиснення нітрогену в азотній кислоті HNO_3 і в азотистій кислоті HNO_2 .

В азотній кислоті ступінь окиснення гідрогену $(+1)$, кисню (-2) , ступінь окиснення нітрогену x :

$$(+1) + x + ((-2) \cdot 3) = 0,$$
$$\underline{x = +5}$$

В азотистій кислоті ступінь окиснення нітрогену:

$$(+1) + x + ((-2) \cdot 2) = 0,$$
$$\underline{x = +3.}$$

Запитання і завдання

1. Що називається ступенем окиснення?
2. Чому дорівнює ступінь окиснення атомів у простих речовинах?
3. Визначте ступінь окиснення кожного елемента в сполуках:

H₂, N₂O₅, KMnO₄, Ca₃(PO₄)₂, K₂O₂, FeS₂, NH₄Cl, K₂Cr₂O₇, CrO₃, F₂O.

До кожного завдання подано чотири варіанти відповідей, з яких лише одна правильна. Виберіть правильну відповідь

4. Виберіть відповідь з мінімальним і максимальним значенням валентності сульфуру:

- а) 2 і 4;
- б) 4 і 6;
- в) 2 і 6;
- г) 4 і 8.

5. Ступінь окиснення може приймати -

- а) позитивні і негативні значення;
- б) нульове значення;
- в) дробові значення;
- г) всі відповіді правильні.

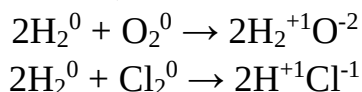
6. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у молекулі дорівнює:

- а) кількості атомів;
- б) нулю;
- в) валентності;
- г) менше нуля.

9.2. Окисно-відновні властивості елементів та їхніх сполук

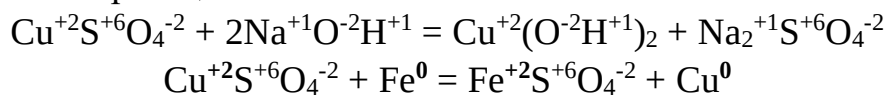
У часи Лавуазьє (1743-1794) окиснення розглядалося як взаємодія з киснем, а відновлення як його втрата. Після відкриття електронної будови атомів поняття «окиснення» та «відновлення» було уточнене.

З електронної точки зору, окисно-відновний процес поєднаний з переходом електронів від одних атомів або йонів до інших. Тому механізм окиснення водню киснем такий же, як окиснення хлором:



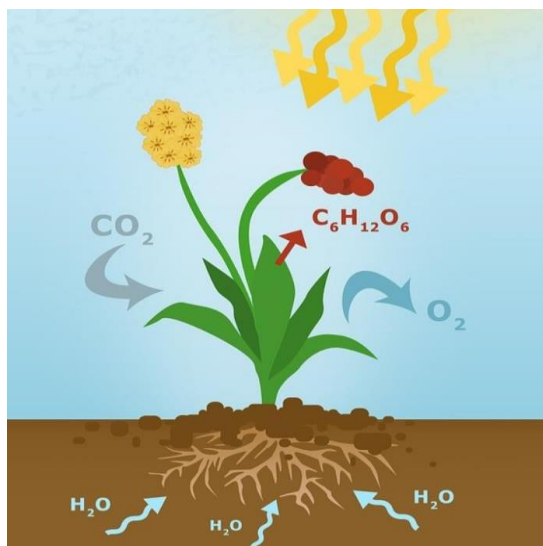
і зводиться до підвищення ступеня окиснення водню.

Розглянемо реакції:



Друга реакція належить до окисно-відновних.

Реакцій, які змінюють ступені окиснення елементів, називають окисно-відновними реакціями.



Окисно-відновні реакції мають велике значення у біологічних системах. Фотосинтез (рис. 47), дихання, травлення - все це ланцюги окисно-відновних реакцій.

Рисунок 47. Процес фотосинтезу

Уся металургійна промисловість базується на окисно-відновних процесах, під час яких метали виділяються з природних сполук. Сучасний і найпоширеніший спосіб отримання чавуну (заліза, насиченого вуглецем, понад 2,14%) у доменній печі (рис. 48).

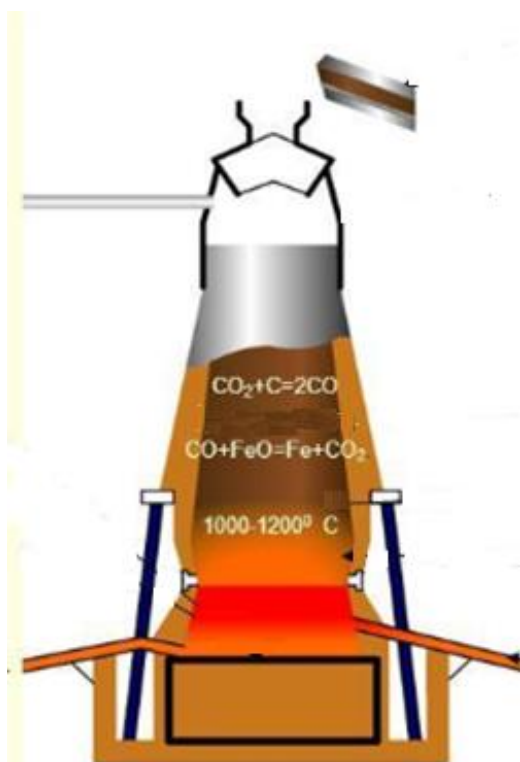
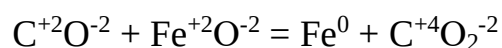


Рисунок 48. Схема доменного процесу



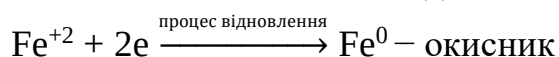
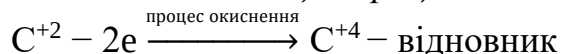
До реакції у карбону був ступінь окиснення (+2), після реакції став (+4). Як бачимо, ступінь окиснення підвищився, отже, карбон віддав 2 електрони.

У феруму до реакції ступінь окиснення (+2), після реакції - (0). Як бачимо, ступінь окиснення знизився. Отже, ферум приєднає 2 електрони.

Карбон віддає електрони, він є відновником, а процес передачі електронів називається окисленням.

Ферум бере електрони, окисник, а процес приєднання електронів називається відновленням.

Напишемо схеми цих процесів:



Атоми, молекули або йони, які віддають електрони, називають відновниками.

Атоми, молекули або йони, які приєднують електрони, називають окисниками.

Відновленням називають *процес* приєднання електронів атомом, молекулою або йоном.

Окисненням називають *процес* передачі електронів атомом, молекулою або йоном.



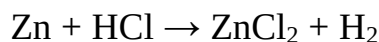
9.3. Методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій

Для підбору коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій (ОВР) використовують метод електронного балансу. Для цього застосовують алгоритм розстановки коефіцієнтів *методом електронного балансу*.

Алгоритм розставляння коефіцієнтів у рівняннях ОВР методом електронного балансу:

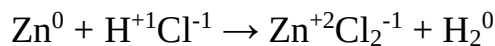
1. Визначте ступені окиснення елементів.
2. Підкресліть символи елементів, ступені окиснення яких змінюються.
3. Напишіть елементи, які змінюють ступінь окиснення.
4. Складіть електронні рівняння, визначаючи число відданих та прийнятих електронів.
5. Зрівняйте число відданих і прийнятих електронів, підібравши найменше спільне кратне та додаткові множники.
6. Допишіть рівняння реакції, розставивши коефіцієнти.

Приклад. Визначте коефіцієнти у цій схемі реакції методом електронного балансу, визначте окисник та відновник, укажіть на процеси окиснення та відновлення:

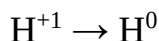
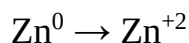


Скористаємося алгоритмом розстановки коефіцієнтів методом електронного балансу.

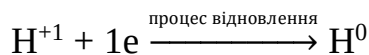
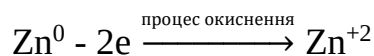
1. Визначимо ступені окиснення елементів:
$$\text{Zn}^0 + \text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{Zn}^{+2}\text{Cl}_2^{-1} + \text{H}_2^0$$
2. Підкреслимо символи елементів, ступені окиснення яких змінюються:



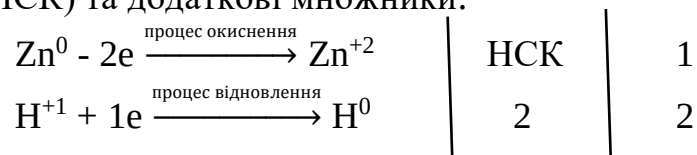
3. Напишемо елементи, які змінюють ступені окиснення:



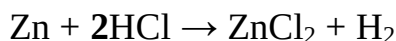
4. Складемо електронні рівняння, визначаючи число відданих і прийнятих електронів:



5. Число відданих та прийнятих електронів повинно бути однаковим. Зрівнюємо число відданих та прийнятих електронів, підібравши найменше спільне кратне (НСК) та додаткові множники:



6. Отримані множники є коефіцієнтами. Перенесемо коефіцієнти в схему реакції:



7. Провести перевірку.

Запитання і завдання

1. Який процес називається: а) окисненням; б) відновленням?

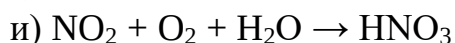
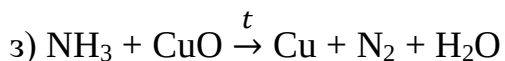
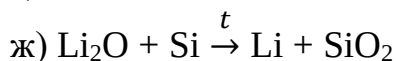
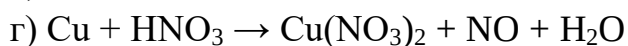
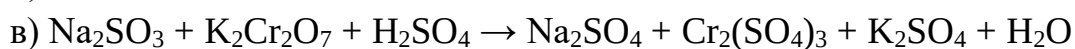
2. Які речовини називають: а) окисниками; б) відновниками?

Наведіть приклади.

3. Які реакції називаються окисно-відновними?

4. Поставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій.

Укажіть окисник та відновник:



Нові слова і словосполучення
УКРАЇНСЬКО-РОСІЙСЬКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗЬКИЙ СЛОВНИК

відновник	восстановитель	reductant	réducteur
окисник	окислитель	oxidant	oxydant
віддавати	отдавать	to give away	accorder
приєднувати	присоединять	to add, to connect	ajouter
процес відновлення	процесс восстановления	recovery process, reduction process	processus de récupération
процес окиснення	процесс окисления	oxidation process	processus d'oxydation
зниження	понижение	decrease	abaissement
перетворення	превращение	transformation	transmutation, transformation
супроводжується	сопровождается	accompanied by	accompagné par
зрівняти	уравнять	equalize	égaliser

ЛІТЕРАТУРА

1. Химия: учеб. пособие для иностранных студентов подготовительного отделения / Т. Д. Панаева, И. С. Зайцева, О. А. Мураева; Харьк. нац. ун-т. гор. хоз-ва им. А. Н. Бекетова. – Х.: ХНУГХ им. А. Н. Бекетова, 2014. – 149 с.
2. Громов Ю.Ю. Общая химия: Учебное пособие / Ю.Ю. Громов, Т.П. Дьячкова, О.А. Шеина, А.В. Лагутин - Тамбов: Изд-во Тамб. гос. техн. ун- та, 2005. - 124 с.
3. Shriver and Atkins' Inorganic Chemistry, Fifth Edition / P.W. Atkins, T.L. Overton, J.P. Rourke, M.T. Weller, and F.A. Armstrong: Published in Great Britain by Oxford University Press – 2010. – 851 p.
4. Chemistry (sixth edition) / JOHN E. McMURRY, ROBERT C. FAY, JORDAN FANTINI: Printed in the United States of America – 2012. – 1075 p.
5. Хімія з основами біогеохімії. Частина I. Хімія: Підручник для студентів екологічних спеціальностей вищих навчальних закладів / В.М. Плахотник, В.І. Орел, В.Б. Тульчинський та ін. / За заг. ред. д.геогр.наук, проф. Некоса В.Ю. – Харків: ХНУ імені В.Н. Каразіна, 2008. – 500 с.
6. Хімія : підруч. для 7 кл. закладів загальної середньої освіти / П.П. Попель, Л.С. Крикля.- К.: ВЦ «Академія», 2015. – 191 с.
7. Хімія : підруч. для 8 кл. закладів загальної середньої освіти / П.П. Попель, Л.С. Крикля.- К.: ВЦ «Академія», 2016.– 238 с.
8. Хімія : підруч. для 9 кл. закладів загальної середньої освіти /

П.П. Попель, Л.С. Крикля.- К.: ВЦ «Академія», 2017. – 240 с.

9. Хімія : підруч. для 10 кл. закладів загальної середньої освіти /

П.П. Попель, Л.С. Крикля.- К.: ВЦ «Академія», 2018.– 256 с.

10. Хімія : підруч. для 11 кл. закладів загальної середньої освіти /

П.П. Попель, Л.С. Крикля.- К.: ВЦ «Академія», 2011.– 352 с.

Інтернет сайти, які містять цікавий матеріал з хімії

1. <http://chemistry/chemists.com>
2. <https://www.facebook.com/www.chemisjohn.org>
3. <http://www.thoughtco.com/chemistry/4133594>

ДОДАТКИ

Розчинність кислот, основ і солей у воді

К а т і о н и

Аніони	К а т і о н и																						
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Su ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	H	H	H	H	H	H	H	H	—	—	—	H	H	H	
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	P	M	P	P	
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	M	M	P	P	
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	—	P	P	P	P	H	H	H	H	M	—	
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	P	—	—	—	H	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	—	—	H	—	H	H	H	P	H	—	—	H	—	—	
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	M	P	H	P	P	
PO ₄ ³⁻	P	H	P	H	P	H	H	H	H	H	H	H	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	—	—	H	—	H	H	H	H	H	—	—	—	—	—	
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	P	—	H	H	H	H	—	H	H	—	—	H	H	—	—	—	H	—	H	
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	—	P	
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	

Умовні позначення: **P** — розчиняється (показ 10 г/л H₂O);

M — малорозчиняється (від 10 г/л до 0,01 г/л H₂O);

H — практично не розчиняється (менше 0,01 г/л H₂O);

— — складно розчиняється (водно або не тисне).

Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва (коротка форма)

Період		Г Р У Ч М І																VIII					
Ряд	I	II	III	IV	V	VI	VII																
1	H 1 Гідроген Водень																	He 2 Гелій	Порядковий номер Символ елемента Атомна маса Назва елемента 26 Fe Ферум Залізо				
2	Li 3 Літій	Be 4 Берилій	B 5 Бор	C 6 Карбон Вуглець	N 7 Нітроген Азот	O 8 Окисген Кисень	F 9 Фтор Фтор	Ne 10 Неон															
3	Na 11 Натрій	Mg 12 Магній	Al 13 Алюміній	Si 14 Силіцій Кремній	P 15 Фосфор	S 16 Сульфур Сірка	Cl 17 Хлор	Ar 18 Аргон															
4	K 19 Калій	Ca 20 Кальцій	Sc 21 Скандій	Ti 22 Титан	V 23 Ванадій	Cr 24 Хром	Mn 25 Манган Марганець		Fe 26 Ферум Залізо	Co 27 Кобальт	Ni 28 Нікел Нікель												
5	Cu 29 Купрум Мідь	Zn 30 Цинк	Ga 31 Галій	Ge 32 Германій	As 33 Арсен Міш'як	Se 34 Селен	Br 35 Бром	Kr 36 Криптон															
6	Rb 37 Рубідій	Sr 38 Стронцій	Y 39 Ітрій	Zr 40 Цирконій	Nb 41 Ніобій	Mo 42 Молибден	Tc 43 Технецій		Ru 44 Рутеній	Rh 45 Родій	Pd 46 Паладій												
7	Ag 47 Аргентум Срібло	Cd 48 Кадмій	In 49 Індій	Sn 50 Станум Олово, цина	Sb 51 Стибій	Te 52 Телур	I 53 Йод	Xe 54 Ксенон															
8	Cs 55 Цезій	Ba 56 Барій	*La 57 Лантан	Hf 72 Гафній	Ta 73 Тантал	W 74 Вольфрам	Re 75 Реній		Os 76 Осмій	Ir 77 Іридій	Pt 78 Платина												
9	Au 79 Аурум Золото	Hg 80 Меркурій Ртуть	Tl 81 Талій	Pb 82 Пломбу́м Свинцев, олово	Bi 83 Бісму́т Бісму́т	Po 84 Полоній	At 85 Астат	Rn 86 Радон															
10	Fr 87 Францій	Ra 88 Радій	**Ac 89 Актиній	Unq 104 Уніліквадій	Unp 105 Уніліпентій	Unh 106 Унілігексій	Uns 107 Унілісептій		Uno 108 Уніліоктій	Une 109 Унілігеній	Uup 110 Уніліній	RO₄											
Вищі оксиди		RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇																
Легкі водневі сполуки		RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇																
*Лантаноїди	Ce 58 Церій	Pr 59 Празеодим	Nd 60 Неодим	Pm 61 Прометій	Sm 62 Самарій	Eu 63 Європій	Gd 64 Гадоліній	Tb 65 Тербій	Dy 66 Диспрозій	Ho 67 Гольмій	Er 68 Ербій	Tm 69 Тулій	Yb 70 Ітербій	Lu 71 Лютецій									
**Актиноїди	Th 90 Торій	Pa 91 Протактиній	U 92 Уран	Np 93 Нептуній	Pu 94 Плутоній	Am 95 Амерцій	Cm 96 Кюрі	Bk 97 Берклій	Cf 98 Каліфорній	Es 99 Ейнштейній	Fm 100 Фермій	Md 101 Менделєєв	No 102 Нобелій	Lr 103 Лоуренцій									

Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва (довга форма)

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	H 1																	Ne 2		
2	Li 3	Be 4	Неметали Лужні метали Лужноземельні метали Інертні гази Напівметали Галогени Перехідні метали Напівпровідники Лантаніоїди Актиноїди												B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	
3	Na 11	Mg 12	Неметали Лужні метали Лужноземельні метали Інертні гази Напівметали Галогени Перехідні метали Напівпровідники Лантаніоїди Актиноїди												Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
4	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36		
5	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54		
6	Cs 55	Ba 56	La-Lu 57-71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86		
7	Fr 87	Ra 88	Ac-Lr 89-103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110	Rg 111	Cn 112	Uut 113	Fl 114	Uup 115	Lv 116	Uus 117	Uuo 118		
Для елементів з нестабільними ізотопами в дужках вказується маса ізотопу з найбільшим періодом напіврозпаду.																				
	La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71					
	Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103					

Навчальне видання

Тарасова Лідія Демидівна
Розгон Оксана Вікторівна

Хімія

Навчальний посібник для іноземних студентів підготовчого відділення

Рекомендовано Вченою радою Дніпровського національного
університету залізничного транспорту імені академіка В. Лазаряна
(Протокол № 8 від 25.02. 2019 р.)

Редактор В. Я. Мороз
Коректор
Художнє оформлення
Комп'ютерна верстка

Здано на складання 10.11.2019. Підписано до друку 19.11.2019. Формат 60х90/16. Папір офсетний. Друк ризографічний. Гарнітура Times. Ум. друк. арк. 9,65. Обл.-вид. арк. 8,85. Тираж 100 прим. Зам. № 1119_36

Видавництво «*Літограф*»
Ідентифікатор видавця у системі ISBN: 2267
Адреса видавництва та друкарні:
49000, м. Дніпро, вул. ім. М.В. Гоголя, 10/а
тел. : (066) 369-21-55, (097) 841-92-84
E-mail: Litograf.dp@gmail.com