

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ



Г.О. Сирова, Л.Г. Шаповал, В.Д. Чеховський, С.А. Наконечна

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ ДЛЯ МАЙБУТНІХ СТУДЕНТІВ-МЕДИКІВ

Навчальний посібник для слухачів підготовчих
курсів ХНМУ

- *ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ*
- *ТИПОВІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ*
- *ТЕСТОВІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОПІДГОТОВКИ*
- *ВІДПОВІДІ НА ТЕСТОВІ ЗАВДАННЯ*

ХАРКІВ – 2014

УДК 54:61(075)
ББК 24 я 7
З 14

Затверджено Вченою радою ХНМУ
Протокол № 10 від «21» листопада 2013 р.

Рецензенти:

Доцент каф. неорганічної хімії ХНУ ім. В.Н. Каразіна, к.хім.н. О.М. Калугін
Доцент каф. медичної хімії НФаУ, к.фарм.н. Н.Л. Березнякова

Автори: Г.О. Сирова, Л.Г. Шаповал, В.Д. Чеховський, С.А. Наконечна

Відповідальний за оформлення учбового посібника: С.А. Наконечна

314 Загальна хімія для майбутніх студентів-медиків: навчальний посібник для слухачів підготовчих курсів ХНМУ під редакцією проф. Г.О. Сирової. – Харків, 2014. – 116 с.

У посібнику викладені основні положення курсу хімії середньої школи, передумовлені типовою програмою на базі основної школи для вступників до вищих навчальних закладів України: атомно-молекулярне вчення, квантово-механічна модель будови атома, хімічний зв'язок, класифікація та умови протікання хімічних реакцій, механізм утворення та властивості розчинів, окисно-відновні процеси, основні знання класів неорганічних сполук; окрім того подані такі теми: елементи хімічної термодинаміки, хімічна кінетика й рівновага, кислотно-основна рівновага розчинів та комплексоутворення в біологічних системах, які полегшать засвоєння майбутнім студентам-медикам програмний матеріал з курсу «Медична хімія».

Для слухачів підготовчих курсів ХНМУ.

УДК 54:61(075)
ББК 24 я 7
З 14

© Харківський національний
медичний університет

© Г.О. Сирова, Л.Г. Шаповал,
В.Д. Чеховський, С.А. Наконечна

ISBN

ЗМІСТ

СПИСОК СКОРОЧЕНЬ ТА УМОВНИХ ПОЗНАЧЕНЬ.....	6
ПЕРЕДУМОВА.....	7
ГЛАВА 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ.....	8
1.1. Основні положення атомно-молекулярного вчення.....	8
1.2. Основні поняття	8
1.3. Прості і складні речовини	10
1.4. Хімічний еквівалент.....	11
ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ.....	13
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ.....	14
ГЛАВА 2. БУДОВА АТОМА ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ..	15
2.1. Будова атома	15
2.2. Структура періодичної системи	22
2.3. Особливості заповнення електронних оболонок елементів	23
2.4. Залежність властивостей елементів від положення в періодичній системі.....	24
ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ.....	27
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ.....	28
ГЛАВА 3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК	
.....	279
3.1. Ковалентний зв'язок.....	29
3.1.1. Обмінний механізм утворення ковалентного зв'язку.....	29
3.1.2. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку...30	
3.1.3. Гібридизація орбіталей	31
3.1.4. Неполлярні і полярні молекули, утворені ковалентним зв'язком	34
3.2. Іонний зв'язок	35
3.3. Водневий зв'язок	36
ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ.....	37

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ.....	38
ГЛАВА 4. ВАЛЕНТНІСТЬ ТА СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ.....	39
4.1. Валентність.....	39
4.2. Ступінь окиснення.....	39
ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ.....	43
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ.....	44
ГЛАВА 5. КЛАСИФІКАЦІЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ.....	45
5.1. Термохімічні реакції.....	46
5.2. Швидкість хімічної реакції.....	48
5.2.1. Вплив концентрації реагуючих речовин.....	48
5.2.2. Вплив температури на швидкість хімічної реакції.....	49
5.3. Каталіз і каталізатори.....	50
5.4. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги.....	52
5.5. Принцип Ле-Шательє.....	53
ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ.....	56
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ.....	57
ГЛАВА 6. РОЗЧИНИ.....	59
6.1. Основні поняття теорії розчинів.....	59
6.2. Розчинність речовин.....	60
6.2.1. Залежність розчинності від температури і тиску.....	60
6.2.2. Залежність розчинності від природи розчинника і речовини.....	61
6.3. Способи вираження складу розчинів.....	62
6.4. Електролітична дисоціація.....	64
6.4.1. Ступінь дисоціації.....	65
6.4.2. Сильні і слабкі електроліти.....	66
6.4.3. Кислоти, основи, солі з погляду електролітичної дисоціації.....	66
6.4.4. Реакції обміну. Іонні рівняння.....	70
ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ.....	71
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ.....	72
ГЛАВА 7. КИСЛОТНО-ОСНОВНА РІВНОВАГА.....	73

7.1. Іонний добуток води.....	73
7.2. Водневий показник. рН розчинів.....	73
7.3. рН розчинів сильних та слабких електролітів.....	75
7.4. Поняття про гідроліз солей. рН в розчинах солей.....	76
ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ.....	79
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ.....	80
ГЛАВА 8. ОКИСЛЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.....	81
8.1. Метод електронного балансу.....	83
8.2. Метод напівреакцій.....	84
ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ.....	88
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ.....	89
ГЛАВА 9. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.....	90
9.1. Оксиди. Хімічні властивості.....	90
9.2. Кислоти. Хімічні властивості.....	93
9.3. Основи. Хімічні властивості.....	97
9.4. Солі. Хімічні властивості.....	101
ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ.....	105
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ.....	106
ГЛАВА 10. ПОНЯТТЯ ПРО КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ.....	107
10.1. Класифікація комплексних сполук.....	107
10.2. Номенклатура комплексних сполук.....	107
10.3. Дисоціація комплексних сполук та стійкість комплексного іону....	109
10.4. Форма молекули та ізомерія комплексних сполук.....	109
ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ.....	111
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ.....	112
ДОДАТКИ.....	113
ВІДПОВІДІ НА ЗАВДАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ.....	115
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА.....	116

СПИСОК СКОРОЧЕНЬ ТА УМОВНИХ ПОЗНАЧЕНЬ

A – атом

Ar – атомна маса

Mr – молекулярна маса

r_A – радіус атома

а.о.м. – атомна одиниця маси

γ_{H^+} – коефіцієнт активності

ΔC – зміна молярної концентрації

Δt – проміжок часу

ΔE – виділення або поглинання енергії

E_a – енергія активації

EI – енергія іонізації

EH – електронегативність

ЗДМ – закон діючих мас

K_p – константа розчинності

ПСЕ – періодична система елементів

SE – спорідненість до електрону

ПЕРЕДУМОВА

В теперішній час існує невідповідність між навчальною програмою з медичної хімії для медичних ВНЗ-ів та кількістю годин, які відводяться на її реалізацію. В результаті, для підготовки к заняттям за допомогою існуючих підручників студент повинен засвоювати великий об'єм нового матеріалу.

Автори цього посібника спробували за рахунок старанного відбору матеріала умістити його в науково-обгрунтований педагогікою вищої школи об'єм текста, що реалізує кінцеву мету курсу – формування знань закономірностей фізико-хімічних процесів, які відбуваються у живих організмах. Вирішальну роль у підбірці матеріалу для посібника відіграв багаторічний досвід викладання хімічних дисциплін в медичному ВНЗ-і.

Автори прагнули до системного викладення курсу на основі єдиних теоретичних уявлень про будову атома та хімічний зв'язок, кислотно-основну рівновагу, окисно-відновні реакції, класи неорганічних сполук. Викладенню цих питань присвячені глави – «Будова атома та структура речовини» та «Закономірності протікання хімічних реакцій». У інших главах викладені закони хімічної термодинаміки та кінетики, основні положення теорії розчинів.

Цей навчальний посібник не замінює класичні підручники, а дозволяє слухачам підготовчих курсів у простій та доступній формі оволодіти матеріалом, який необхідний їм буде надалі для вивчення «Медичної хімії» на першому курсі медичного ВНЗ-і.

ГЛАВА 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ

1.1. Основні положення атомно-молекулярного вчення

Атомно-молекулярне вчення – одне з основ всієї хімічної науки. Величезний внесок у розвиток цієї теорії вніс М.В. Ломоносов. Основні положення цієї теорії з сучасної точки зору полягають у наступному:

- Речовини мають дискретну будову. Вони складаються з частинок (структурних елементів речовини) – молекул, атомів або іонів;
- Частинки речовини безперервно рухаються, між ними існують сили взаємного притягання і відштовхування;
- При фізичних явищах склад молекули не змінюється, при хімічних процесах вони зазнають якісних і кількісних змін;
- Молекули складаються з атомів. Атоми характеризуються певними розмірами і масою;
- При хімічних перетвореннях атоми на відміну від молекул не зазнають якісних змін – атом хімічно неподільний, він є носієм властивостей хімічного елемента. При хімічних реакціях відбувається перегрупування атомів, що приводить до утворення нових речовин;
- Різноманітність речовин обумовлена різними поєднаннями атомів.

Розрізняють речовини молекулярної будови (утворені молекулами) і немoleкулярної будови (утворені атомами або іонами).

1.2. Основні поняття

Основними поняттями атомно-молекулярного вчення є «молекула», «атом», «хімічний елемент», «прості і складні речовини».

Молекула – це найдрібніша електронейтральна частинка речовини, яка обумовлює хімічні властивості цієї речовини.

Оскільки молекули – реальні частинки, то мають розмір і масу. Маса окремої молекули має дуже мале значення. Наприклад, маса молекули води складає $2,895 \times 10^{-26}$ кг.

Склад молекули – це важлива характеристика молекули і речовини. Він описується хімічними формулами.

Кількісною характеристикою є відносна молекулярна маса (M_r).

Атом – це хімічно неподільна електронейтральна частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів. В ядрі (центральної частини атома) знаходяться протони і нейтрони. Електрони розташовуються навколо ядра. Позитивний заряд ядра, якій відповідає кількості протонів, рівний негативному заряду електронів.

Кількісною характеристикою атома є заряд ядра і відносна атомна маса (A_r). Істинна маса атома називається абсолютною масою. Остання дуже мала, тому в розрахунках використовується A_r і відносна молекулярна маса M_r .

За одиницю маси атома прийнята атомна одиниця маси (а.о.м.), що є відношенням абсолютної маси атома до $1/12$ абсолютної маси ізотопу карбону C^{12} . Абсолютні і відносні маси атомів зв'язані співвідношенням:

$$m_a = A_r \text{ (а.о.м.);}$$
$$1 \text{ а.е.м.} = 1,667 \times 10^{-27} \text{ кг}$$

Маса молекули виражена в атомних одиницях маси називається відносною молекулярною масою (M_r).

Відносна молекулярна маса дорівнює сумі відносних атомних мас атомів, що входять в сполуку:

$$M(r) = \sum A_r$$

Наприклад, визначити $M(r)$ [FeS]:

$$M(r) = A_r(\text{Fe}) + A_r(\text{S}) = 56 + 32 = 88 \text{ а.о.м.}$$

На практиці оперують великими масами речовин, тому введена одиниця «кількість речовини». За одиницю кількості речовини прийнятий моль (позначається буквою ν) – це така кількість речовини, яка містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів або іонів), скільки атомів міститься в 12 г атома ізотопу карбону C^{12} .

Авогадро встановив, що в 1 молі будь-якої речовини міститься $6,02 \times 10^{23}$

структурних одиниць.

Маса одного моля речовини називається молярною масою і є відношенням маси речовини до її кількості:

$$M_{(e-va)} = \frac{m_{(e-va)}}{V_{(e-va)}}, [\text{Г/МОЛЬ}]$$

$$V_{(e-va)} = \frac{m_{(e-va)}}{M_{(e-va)}}, [\text{МОЛЬ}]$$

$$m_{(e-va)} = M_{(e-va)} \times V_{(e-va)}, [\text{Г}]$$

Значення молярної маси кількісно дорівнює відносній молекулярній масі.

Хімічний елемент – це вид атома з однаковим позитивним зарядом ядра. Він характеризується певною сукупністю властивостей і є складовою частиною речовини. Носієм властивостей хімічного елемента є заряд його атомів, якій дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі елементів.

Немає різних хімічних елементів, які мали б однаковий заряд ядер атомів.

1.3. Прості і складні речовини

Всі речовини по складу діляться на прості і складні. *Простими* називаються речовини, які складаються з одного елемента. Так, азот (N₂), водень (H₂), мідь (Cu) – прості речовини. Прості речовини мають молекулярну і не молекулярну будову.

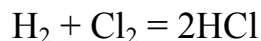
Число простих речовин перевищує кількість хімічних елементів, що пояснюється явищем алотропії.

Алотропія – це явище існування хімічного елемента у вигляді двох або декількох простих речовин з різними властивостями. Наприклад, O₂ (кисень), O₃ (озон) – прості речовини, відрізняються кількісним складом елемента оксигену, що обумовлює відмінність властивостей цих речовин.

Складними називаються речовини, які складаються з різних елементів, тобто це – форма існування хімічних елементів в зв'язаному стані. Прикладом є сульфід натрію (Na₂S), нітратна кислота (HNO₃) та ін.

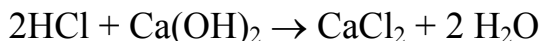
1.4. Хімічний еквівалент

У хімічних реакціях речовини взаємодіють у точно визначених кількісних співвідношеннях. Наприклад, в реакції:



1 моль гідрогену реагує з 1 моєм хлору, тобто 2 г гідрогену дають реакцію з 71 г хлору, це значить, що гідроген реагує з хлором у співвідношенні мас: 1 до: 35,5.

В реакції:



іон Ca^{2+} заміщує 2 іони гідрогену, що відповідає масовому співвідношенню:

$$\text{гідроген} : \text{кальцій} = 1 : 20.$$

В даній реакції одному іону гідрогена відповідає умовна частинка, що дорівнює $\frac{1}{2} \text{Ca}(\text{OH})_2$.

Хімічним еквівалентом речовини називають реальну або умовну частинку цієї речовини, що може приєднувати або заміщувати один атом або іон гідрогену.

Число, що показує яка частина реальної частинки речовини відповідає одному атому або іону гідрогена, має назву *фактор еквівалентності* ($f_{\text{екв}}$).

У поданій вище реакції взаємодії хлороводню з гідроксидом кальцію $f_{\text{екв}}(\text{HCl}) = 1$, а $f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}$.

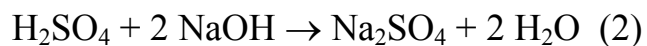
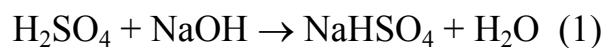
Для кислот фактор еквівалентності дорівнює зворотній величині їх основності (кількості іонів гідрогену, які спроможні заміщуватися металами):

$$f_{\text{екв}}(\text{кислоти}) = \frac{1}{\nu(\text{H}^+)};$$

Для основ $f_{\text{екв}}$ дорівнює величині, яка є зворотною їх основності (кількості гідроксильних іонів):

$$f_{\text{екв}}(\text{основи}) = \frac{1}{\nu(\text{OH}^-)};$$

Однак, слід враховувати, що еквівалент однієї й тієї ж речовини в різноманітних реакціях може бути різним. Наприклад, взаємодія сульфатної (сірчаної) кислоти з гідроксидом натрію в залежності від співвідношень цих речовин, може привести до утворення кислої або середньої солі:



В рівнянні (1) металом заміщується один іон гідрогену, тому $f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$, а в рівнянні (2) відбувається заміщення двох іонів H^+ й $f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$.

Для солей фактор еквівалентності дорівнює зворотній величині добутку кількості атомів металу й валентності цього металу у даній солі:

$$f_{\text{екв}}(\text{солі}) = \frac{1}{\eta(\text{Me}^{n+}) \cdot \text{B}(\text{Me})};$$

Наприклад:

$$f_{\text{екв}}(\text{NaCl}) = 1;$$

$$f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 1/2;$$

$$f_{\text{екв}}(\text{AlCl}_3) = 1/3;$$

$$f_{\text{екв}}(\text{K}_2\text{SO}_4) = 1/2.$$

ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ

1. Які з перерахованих пар хімічних речовин є алотропними:
а) кисень і озон; б) вода й водяна пара; в) водень і гідроген.
2. Яка з перерахованих сполук є алотропною модифікацією Карбону:
а) корунд; б) карбін; в) чадний газ.
3. У скільки разів більше Оксигену доводиться на одну одиницю маси Карбону в діоксиді Карбону, чим в оксиді Карбону (II).
а) в 1,5 рази; б) в 3рази; в) в 2 рази.
4. Для яких з перерахованих сполук дотримується закон сталості складу речовини:
а) Fe; б) CH₄; в) TiO₂; г) Na.
5. У реакції: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$, відношення об'ємів ставляться як:
а) 4:1:2; б) 2:1:2; в) 2:2:2.
6. У скільки разів азот важче гелію:
а) в 5разів; б) в 2 рази; в) в 7 разів.
7. Еквівалентна маса Нітрогену в сполуці NH₃ дорівнює:
а) 4,67 г/моль; б) 10,3 г/моль; в) 5,76 г/моль.
8. Еквівалентний об'єм Оксигену за нормальних умов дорівнює:
а) 11,2 л; б) 5,6 л; в) 22,4 л.
9. Чому дорівнює фактор еквівалентності для оцтової кислоти:
а) 4; б) 3; в) 1.
10. Яка молярна маса еквівалента Ca₃(PO₄)₂:
а) 51,7 г/моль; б) 57 г/моль; в) 37 г/моль.
11. Що виражає хімічна формула?
а) якісний і кількісний склад речовини; б) якісний склад простої речовини;
в) кількісний склад складної речовини.
12. Що виражає хімічне рівняння?
а) умовний запис хімічної реакції; б) умовний запис вихідних речовин;
в) умовний запис продуктів реакції.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ

1. Скільки молекул води вміщується в одному літрі води за нормальних умов.
2. Де вміщується більше атомів: в 5 г заліза або в 3л неону (н.у.)?
3. Скільки моль сірки вступає в реакцію з утворенням: а) 156 г SO_3 ; б) 49 г SO_2 ; в) 90 г H_2S ; г) 0,5 моль FeS ?
4. Визначте масу: 1 моль харчової соди NaHCO_3 ; 0,1 моль мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$; 2,5 моль заліза; 5 моль міді.
5. Визначте об'єм (н.у.) 6 г водню, 0,3 моль оксиду Сульфуру (IV), 11 г диоксиду Карбону, 0,4 моль Гелію.
6. Який об'єм кисню (н.у.) треба взяти, щоб його маса дорівнювала масі 2 л оксиду Сульфуру (IV) (н.у.)?
7. Обчисліть число атомів Нітрогену в 100 г карбонату амонію, що містить 10% домішок.
8. У скільки разів у земній корі атомів Оксигену більше, ніж атомів Силіцію? Масові частки Оксигену й Силіцію в земній корі відповідно дорівнюють 0,47 і 0,295.
9. Визначте найпростішу формулу речовини, що містить 43,4% Na, 11,3% C й 45% O.
10. Визначте найпростішу формулу кристалогідрату хлориду кальцію, знаючи, що 7,3 г кристалогідрату відщеплюють при зневодненні 3,6 г води.
11. Визначте формулу кристалогідрату, що містить 9,8% Магнію, 13% Сульфуру, 26% Оксигену, 51,2% води.
12. Визначте формулу кристалогідрату соди, знаючи, що при прожарюванні 14,3 г кристалогідрату утворюється 5,3 г безводні соди.

ГЛАВА 2. БУДОВА АТОМА ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ

2.1. Будова атома

При визначенні різних процесів було встановлено, що атом – складна система. Щоб вивчити будову атома ученими було запропоновано багато різних моделей. З розвитком науки було доведено, що атом неподільний тільки хімічно, фізично він має дискретну структуру. Подальше вивчення катодного випромінювання призвело до відкриття електрона, складової частини атома.

Електрон – це найлегша елементарна частинка атому. Заряд електрона умовно приймається -1 . Він позначається символом e^- . З розвитком науки було доведено, що електрон має подвійну природу (дуалізм властивостей). Це виявляється в тому, що мікрочастинка, з одного боку, володіє властивостями частинки (має певну масу, чинить тиск), а з другого боку – рухомий потік електронів проявляє хвильові властивості (дифракція електронів). Тому стан електронів в атомі можна описати квантовою механікою, згідно принципу невизначеності якої для електрона (мікрочастинки) неможливо одночасно точно визначити координату і енергію: чим точніше визначена енергія електрона, тим невизначеніше буде його положення.

Електрон в атомі не рухається по певних траєкторіях, а може знаходитись в будь-якій частині біля ядерного простору. Область, в межах якої вірогідність знаходження електрона велика (90 % і більше) називається електронною хмарою. Форми електронної хмари можуть бути різними і залежать від того, яким способом рухається електрон. Знаючи спосіб руху електрона можна визначити енергію його руху, а кожному значенню енергії електрона в атомі відповідає атомна орбіталь, яка характеризується певною формою і розміром електронної хмари.

Простір навколо ядра атома, обмежений умовною поверхнею, в якому зосереджено 90 % всієї маси і заряду електрона, і вірогідність знаходження його

найбільша, називається *атомною орбіталлю*.

Енергія електрона в атомі приймає не будь-які значення, а тільки чітко визначенні. Цю властивість енергії електрона називають квантування («квант» – порція). Можливі значення енергії учені зашифрували за допомогою своєрідного коду – чотирьох квантових чисел.

Головне квантове число – «n» характеризує енергію електрона на даному енергетичному рівні. Можливі значення енергії рівнів нумерують від ядра цілими числами 1, 2, 3, 4 і т. ін.

Число енергетичних рівнів в атомі рівне головному квантовому числу.

Головне квантове число дорівнює номеру періоду, в якому розташований атом.

Наприклад, літій розташований у другому періоді, отже, число енергетичних рівнів дорівнює двом і головне квантове число – два. Чим ближче розташовані електрони до ядра, тим меншою енергією вони володіють і навпаки. Так, якнайменшою енергією володіють електрони, розташовані на першому енергетичному рівні. Звідси витікає, що по величині енергії електрона можна визначити віддаленість орбіталі від ядра, тобто її розмір (радіус).

Найбільше число електронів на кожному енергетичному рівні розраховується по формулі:

$$N = 2 n^2,$$

де n – головне квантове число (номер рівня від ядра атома).

Наприклад, максимальне число електронів на другому енергетичному рівні дорівнює:

$$N = 2 \times 2^2 = 8.$$

Побічне (орбітальне) квантове число (l) характеризує форму електронної хмари. Воно приймає цілочислені значення від 0 до $(n-1)$, де n – *головне квантове число*.

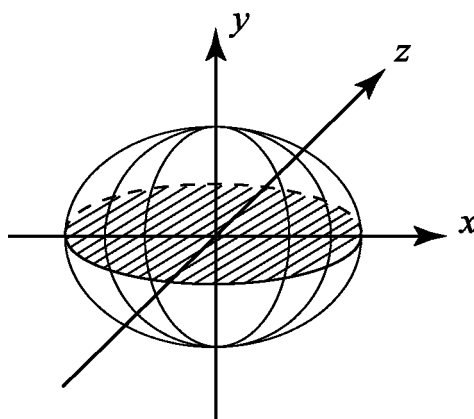
Знаходячись на енергетичному рівні електрони мають не однакову енергію зв'язку тому що знаходяться на орбіталях різної форми. Тому на кожному енергетичному рівні є енергетичні підрівні, що дещо розрізняються по енергії. Така відмінність характеризується побічним квантовим числом (l). Кількість

підрівнів на кожному енергетичному рівні дорівнює головному квантовому числу

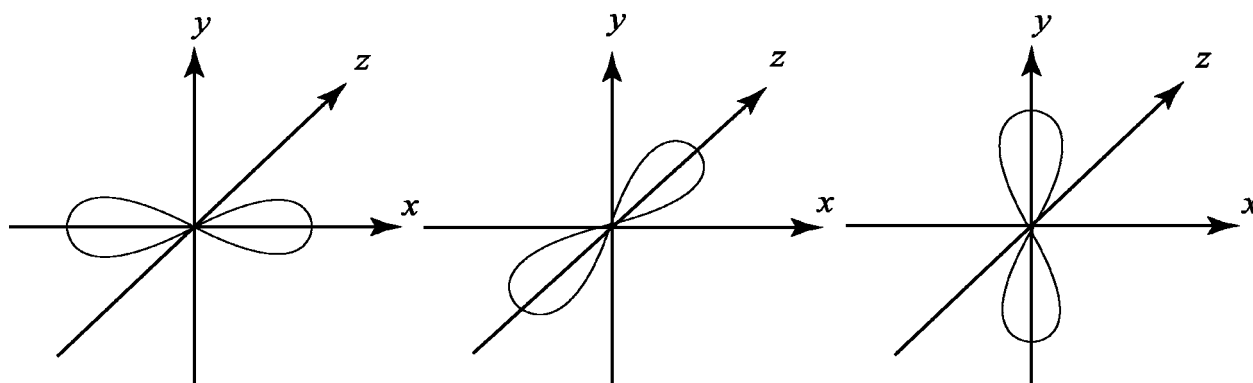
В літературі підрівні часто позначаються рядковими буквами англійського алфавіту: s, p, d, f .

Головне квантове число, n	Можливе значення орбітального квантового числа l	Число можливих значень l для даного значення n
1	0	одне
2	0, 1	два
3	0, 1, 2	три
4	0, 1, 2, 3	чотири

Як видно з таблиці, на першому енергетичному рівні $l = 0$, форма орбіталі s , електронна хмара, позначена буквою s при побічному числі нуль має сферичну форму (не має спрямованості в просторі):



На другому енергетичному рівні два підрівні s і p ($l = 0; 1$). При $l = 1$ (p -орбіталь), електронна хмара має форму гантелі:



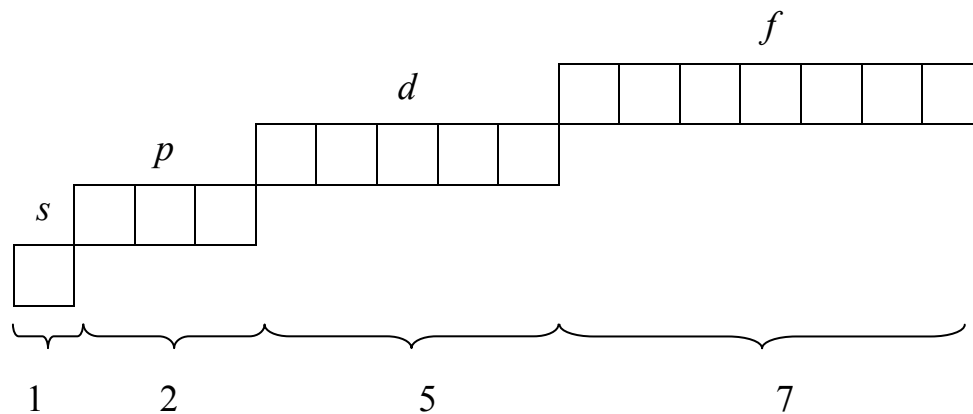
На третьому енергетичному рівні відповідно три підрівні: s , p , і d (форми орбіталей). Форми орбіталей d і f набагато складніші в порівнянні з орбіталями s і p .

Магнітне число (m) – характеризує орієнтацію орбіталі в просторі. Воно приймає цілочислені значення (від -1 до $+1$). Наприклад, при $l = 1$ $m = 1; 0 + 1$, тобто p -орбіталь може орієнтуватися в просторі в трьох напрямках: p_x, p_y, p_z .

Будь-якому значенню орбітального числа відповідає $2l + 1$ значень m . Отже, число значень m вказує на кількість орбіталей з даним значенням l .

Значення l	Значення m	Число значень m
0 або s	0	1
1 або p	$-1; 0; +1$	3
2 або d	$-2; -1; 0; +1; +2$	5
3 або f	$-3; -2; -1; 0; +1; +2; +3$	7

Графічно можна представити (кожна орбіталь позначається клітинкою):



Таким чином, стан електрона у атомі характеризується певними значеннями квантових чисел n , l , m тобто певними розмірами, формою і орієнтацією в просторі електронної хмари.

Число (m_s) спину – характеризує власний момент імпульсу електрона, пов'язаний з обертанням його навколо своєї осі. Для електронів абсолютне значення спину завжди рівне $\frac{1}{2}$. Існує два види електронів з різними (проти-лежними) спінами: $+\frac{1}{2}$ та $-\frac{1}{2}$.

Розподіл електронів по орбіталям в атомі відбувається на підставі трьох основних положень:

- 1) принципу Паулі;
- 2) правила Гунда;
- 3) правила Клечковського – принципу якнайменшої енергії.

Згідно принципу Паулі – в атомі не може бути двох електронів, у яких всі чотири квантові числа були б однакові.

Слідство з принципу Паулі свідчить – на одній орбіталі можуть знаходитися не більш двох електронів. Тому можна розрахувати максимальне число електронів на кожному енергетичному рівні:

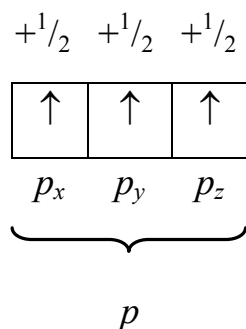
Перший енергетичний рівень (одна s -орбіталь) – два електрони;

Другий енергетичний рівень (одна s - і три p -) – $(2 + 6) = 8$ електронів;

Третій енергетичний рівень (одна s -, три p - і п'ять d -) – $(2 + 6 + 10) = 18$ електронів;

Четвертий енергетичний рівень (одна s -, три p -, п'ять d - і сім f -) – $(2 + 6 + 10 + 14) = 32$ електрона.

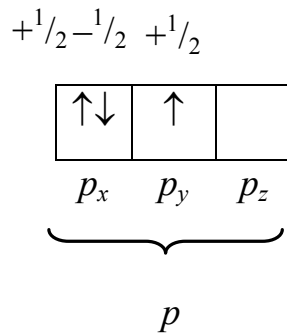
Розподіл електронів по орбіталях, згідно правила Гунда, повинен бути таким в межах підрівня, щоб сумарний спин був максимальним. Наприклад, якщо на p -підрівні необхідно розподілити три електрони, то вони будуть розташовані поодиноці на кожній орбіталі p_x, p_y, p_z .



В цьому випадку сумарний спин рівний: $(+\frac{1}{2}) \times 3 = \frac{3}{2}$

В іншому випадку сумарний спин рівний: $(+\frac{1}{2}) + (-\frac{1}{2}) + \frac{1}{2} = +\frac{1}{2}$

Ці ж електрони можна розташувати:



Таким чином, в другому випадку сумарний спин менше ($1/2 < 3/2$) тому електрони слід розташувати поодиноці в кожному осередку (перший випадок). Згідно правилу Клечковського із зростанням атомного номера електрони розміщуються послідовно на орбіталях у порядку зростання суми головного і орбітального квантових чисел ($n + l$).

При однакових значеннях цієї суми раніше заповнюється орбіталь з меншим значенням головного квантового числа.

Наприклад, складемо електронну конфігурацію атома кремнію, який розташований у третьому періоді, (його порядковий номер 14) тобто у атома три енергетичних рівні: $1s^2 2s^2 2p^3 3s^3 3p^3 d$.

Оцінимо енергію, необхідну для заповнення кожного підрівня енергетичних рівнів, виходячи з суми ($n + l$):

$$1s : 1 + 0 = 1$$

$$2s : 2 + 0 = 2$$

$$2p : 2 + 1 = 3$$

Енергія, необхідна для заповнення $1s$ менше, ніж $2s$, а підрівня $2p$ більше, ніж $2s$.

Спочатку заповнюється підрівень s першого енергетичного рівня, а потім заповнюється підрівень s на другому енергетичному рівні. Далі оцінюємо енергію, необхідну для заповнення s - підрівня на третьому енергетичному рівні:

$$3s : 3 + 0 = 3$$

Таким чином сума ($n + l$) оцінююча енергію, необхідну для заповнення підрівня p на другому енергетичному рівні дорівнює енергії, необхідній для заповнення s -підрівня на третьому енергетичному рівні.

Згідно правила Клечковського заповнюємо $2p$ -підрівень, а потім оцінюємо енергію, необхідну для заповнення $3p$ -підрівня:

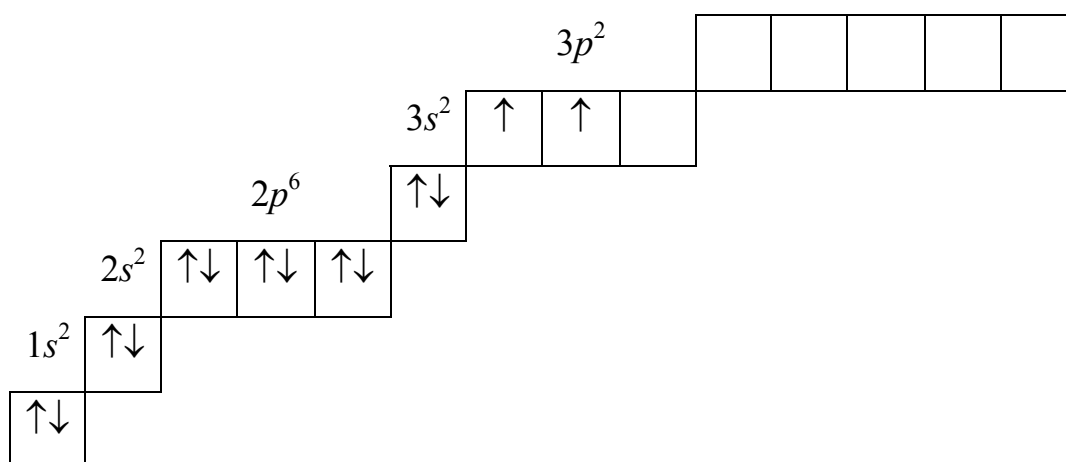
$$3 + 1 = 4 \quad : \quad 3 < 4$$

Заповнюємо s -підрівень третього енергетичного рівня. Далі оцінюємо енергію, необхідну для заповнення d -підрівня третього енергетичного рівня:

$$3 + 2 = 5$$

Заповнюємо підрівень p третього енергетичного рівня.

Електронна конфігурація атома кремнію має вигляд: $\text{Si}^{14}: 1s^2 2s^2 2p^3 3s^3 3p^3 d^2 3d^0$

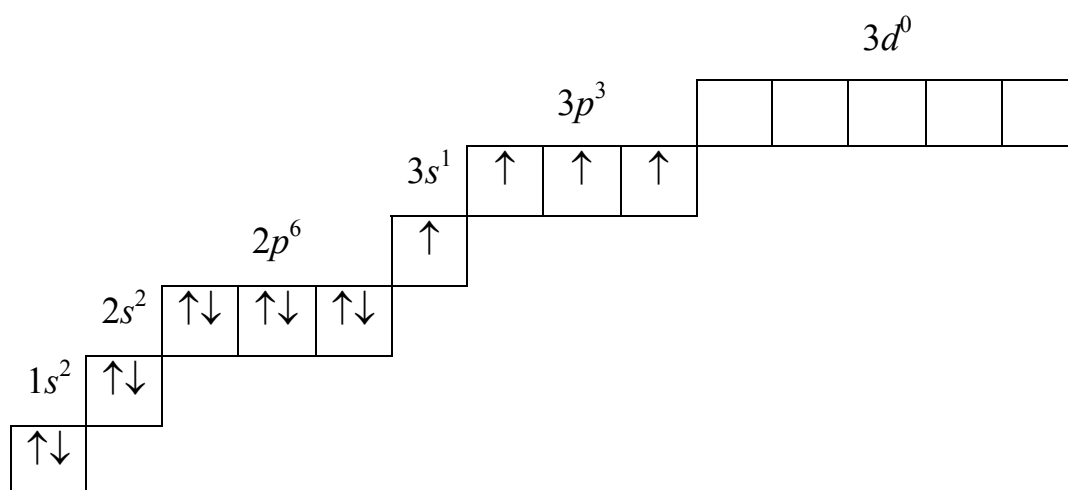


Якщо у елементу останній електрон знаходиться на s - підрівні, він відноситься до сімейства s - елементів; якщо на p - підрівні – до сімейства p - елементів; якщо заповнюється d - підрівень – до сімейства d – елементів; якщо f - підрівень – до сімейства f - елементів.

Таким чином, кремній відноситься до p - елементів.

Приведена електронна конфігурація характеризує стан атома кремнію в незбудженому стані. У збудженому стані за наявності вільних орбіталей відбувається розпарювання електронів, розташованих на зовнішньому енергетичному рівні і перехід одного з них на вільну орбіталь. У атома кремнію вільна орбіталь $3p_z$, тому при збудженні електрони, розташовані на $3s$ - підрівні розпарюються і один з них переходить на орбіталь $3p_z$.

Електронна конфігурація атома кремнію у збудженому стані має вигляд: $\text{Si}^{14}: 1s^2 2s^2 2p^3 3s^1 3p^3 d^2 3d^0$, або:



2.2. Структура періодичної системи

Принциповий підхід до структури періодичної системи полягає у тому, що елементи розташовуються у порядку зростання заряду ядра атома. Фізичною основою структури ПСЕ служить те, що в атомах елементів періодично повторюються однотипні електронні конфігурації.

По електронних структурах елементи розділені на періоди і групи.

Період – горизонтальний ряд елементів. Розташованих за збільшенням порядкового номера, властивості яких змінюються послідовно від типово металічних до типово неметалічних і далі до благородних газів.

Таблиця містить сім періодів. Перший, другий, третій – малі періоди, інші – великі. Розподіл елементів перших трьох періодів здійснюється одним горизонтальним рядом для кожного періоду. Четвертий, п'ятий і шостий періоди мають по два горизонтальні ряди (парний і непарний). У сьомому періоді заповнений поки один ряд. Елементи з порядковими номерами 58 – 71 – лантаноїди, 90 – 103 – актиноїди. Вони винесені вниз періодичної таблиці у вигляді самостійних рядів. Номер періоду дорівнює головному квантовому числу і відповідає числу енергетичних рівнів.

Група – вертикальний ряд елементів в періодичній системі, які мають однаковий ступінь окиснення у вищих оксидах. В межах однієї групи не всі елементи схожі по своїх властивостях, тому кожна група має дві підгрупи:

головну та побічну. Це відображено в таблиці шляхом зсуву одних елементів вправо, інших – вліво.

У головну підгрупу входять обов'язково типові елементи (елементи малих періодів) і елементи великих періодів, які відносяться до сімейств *s*- і *p*- елементів (у них заповнення електронів відбувається на зовнішньому енергетичному рівні).

Побічними називаються підгрупи, що складаються з елементів, у яких заповнюється *d*- або *f*- підрівень. Побічні підгрупи не можуть містити елементів, розташованих вище 4 періоду.

Відмінність електронних конфігурацій елементів головних та побічних підгруп обумовлює їх різні властивості. Загальне, що об'єднує підгрупи – це номер групи. Номер групи вказує на число валентних електронів, які можуть брати участь в утворенні хімічного зв'язку.

Восьма група відрізняється від інших: вона містить головну підгрупу гелію і три побічні групи – тріади, наприклад, залізо, кобальт, нікель.

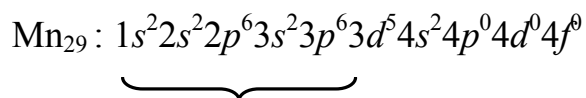
2.3. Особливості заповнення електронних оболонок елементів

На початку кожного періоду розташований лужний метал. Електронна конфігурація зовнішніх енергетичних рівнів в кожному періоді змінюється від ns^1 до ns^2np^6 .

У малих періодах із збільшенням заряду ядра атома відбувається забудова зовнішнього енергетичного рівня. При цьому число електронів на зовнішньому рівні дорівнює номеру групи. Наприклад, електронна конфігурація зовнішнього рівня атома натрію (розташований на початку третього періоду) має вигляд $3s^1$, а атома аргону (розташований в кінці періоду) – $3s^23p^6$. Із збільшенням числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні металічні властивості слабшають, а неметалічні посилюються.

У парних рядах великих періодів число електронів на зовнішньому енергетичному рівні дорівнює 1 або 2. Із збільшенням заряду ядра атома заповнюється попередній підрівень. При цьому сума електронів на зовнішньому рівні і попередньому підрівні дорівнює номеру групи.

Наприклад, електронна конфігурація елемента марганцю має вигляд:

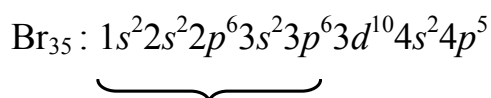


Стійка конфігурація

(не змінюється в хімічних реакціях)

Стійка атомна конфігурація елемента марганцю, розташованого в парному ряду четвертого періоду, в сьомій групі, однакова з електронною конфігурацією елемента аргону, що розташований в кінці третього періоду і має порядковий номер 18. Сім, що залишилися, електронів розподіляються таким чином: два електрони на зовнішньому s - підрівні ($4s^2$), а інші на попередньому $3d$ - підрівні ($3d^5$). У непарних рядах великих періодів у першого елемента ряду завершується заповнення попереднього підрівня (d або f). Із збільшенням заряду ядра атома починається заповнення зовнішнього енергетичного рівня, як у типових елементах малих періодів. Число електронів на зовнішньому рівні рівне номеру групи.

Наприклад, електронна конфігурація бромю (Br_{35}) розташованого у непарному ряду четвертого періоду, в сьомій групі має вигляд:



Стійка атомна конфігурація

Стійка атомна конфігурація однакова з конфігурацією аргону, число електронів – 18, сім електронів заповнюють зовнішній енергетичний рівень.

2.4. Залежність властивостей елементів від положення в періодичній системі

Сучасна електронна теорія будови атома пояснила залежність властивостей елементів від будови їх атома і положення в періодичній системі.

Оскільки електронна конфігурація хімічних елементів із збільшенням заряду ядра атома періодично повторюється, а всі властивості елемента визначаються електронною будовою – то властивості закономірно змінюються по групах і періодах. Елементи характеризуються наступними властивостями: радіус атома, енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона, електронегативність.

Радіус атома (r_A) – відстань від ядра атома до максимуму електронної густини зовнішньої орбіталі. Його величина залежить від заряду ядра атома.

У елементів, розташованих на початку періоду, радіус атома має максимальне значення. При переході зліва направо (у періоді) радіус атома зменшується. Це пояснюється тим, що сила тяжіння електронів до ядра із зростанням його заряду збільшується. У групах зверху вниз радіус атома збільшується, оскільки число енергетичних рівнів із зростанням заряду ядра збільшується. Чим більше радіус, тим слабкіше утримуються зовнішні електрони, і тому вступаючи в реакцію, атом легше їх віддає. Здатність атома віддавати електрони вважають мірою металічності. Елементи, що проявляють тенденцію до віддачі електронів, мають на зовнішньому енергетичному рівні один, або три електрони – їх відносять до металів.

Характеристикою металічних властивостей є енергія іонізації (EI), що витрачається на відрив електрона від атома і перетворення його в іон. Схематично цей процес можна представити:



де A – атом; EI – енергія іонізації.

В межах періоду зліва направо енергія іонізації із зростанням заряду ядра атома збільшується. Оскільки збільшується заряд ядра, зменшується радіус атома і за рахунок цього витрата енергії на перетворення атома в іон зростає. Найменшу EI має лужний метал, розташований на початку періоду. В межах групи EI елементів зверху вниз зменшується, оскільки у елементів збільшується число електронних рівнів, тобто радіус атома. Тому тяжіння електронів зовнішнього енергетичного рівня до ядра слабшає і відрив їх полегшується. Атоми, що мають на зовнішньому енергетичному рівні чотири і більше електронів, які міцно пов'язані з ядром, відносяться до неметалів. Вступаючи в хімічні реакції, вони в основному приєднують електрони, тобто проявляють спорідненість до електрона. Спорідненість до електрона (CE) – це енергія, яка поглинається або виділяється при приєднанні електронів до нейтрального атома з утворенням негативно зарядженого іона.

У середині періоду спорідненість до електрона збільшується зліва направо, досягаючи максимуму у галогенів. Це пояснюється тим, що із збільшенням числа електронів на зовнішньому рівні атом для досягнення стійкої атомної конфігурації ($8 e^-$) проявляє спорідненість до електрона, тобто йому енергетично вигідно прийняти електрони (чотири, три, два, один). Оскільки при віддачі великого числа електронів потрібна велика енергія іонізації. В межах групи зверху вниз із збільшенням заряду ядра атома спорідненість до електрона зменшується, оскільки збільшується радіус атома. Елементи, що мають на зовнішньому енергетичному рівні більше трьох електронів, здатні як віддавати електрони, так і приймати електрони, тобто проявляти як відновні, так і окислювальні властивості. Таким чином, в межах періоду, зліва направо металічні властивості і, відповідно, відновні, слабшають, а неметалічні властивості, і, відповідно, окислювальні, посилюються.

Електронегативність (ЕН) – здатність атома в молекулі зміщувати до себе електрони, узагальнені при утворенні хімічного зв'язку. Мірою електронегативності є енергія, яка дорівнює арифметичній сумі енергії іонізації і енергії спорідненості до електрона.

Однак частіше користуються не абсолютними, а відносними значеннями електронегативності. Найбільш поширена запропонована Полінгом шкала відносної електронегативності, в якій за одиницю прийнята електронегативність літію, а для інших елементів електронегативність розрахована як відношення суми енергії іонізації та енергії спорідненості до електрону даного елемента до суми цих величин для літію. У середині періоду зліва направо із збільшенням заряду ядра атома електронегативність елементів збільшується, оскільки зростають значення енергій іонізації і енергії спорідненості до електрона. У групі зверху вниз електронегативність зменшується, оскільки енергія іонізації і енергія спорідненості до електрона зменшуються. Чим вище ЕН, тим сильніше для елементів виражені неметалічні властивості. Так, найбільше значення відносної електронегативності має фтор, будучи типовим неметалом.

ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ

1. Чим обумовлена періодична повторюваність властивостей елементів (і їхніх сполук): а) електронною конфігурацією зовнішнього квантового шару атомів елементів; б) кількістю квантових шарів атомів елементів; в) електронною конфігурацією всіх квантових шарів атомів елементів.
2. Елементи одного періоду мають однакову кількість:
а) енергетичних рівнів; б) електронів; в) протонів
3. Зовнішні електронні оболонки подібні в атомів елементів:
а) Li, Na, F; б) Be, Mg, Ca, Sr; в) He, Ne, Cl, Br.
4. З перерахованих елементів назвіть *p*-елементи:
а) Na, Mg; б) Co, Ni; в) B, C.
5. Перші два елементи кожного періоду є:
а) *s*-елементами; б) *p*-елементами; в) *d*-елементами.
6. В атомів *d*-елементів заповнюється:
а) зовнішній шар; б) третій ззовні шар; в) передзовнішній шар.
7. Головні підгрупи періодичної системи утворені:
а) *s*- або *p*-елементами; б) *d*-елементами; в) *f*-елементами.
8. У періодах зі зростанням заряду ядра енергія іонізації атома:
а) збільшується; б) зменшується; в) не змінюється.
9. Зверху вниз уздовж кожної групи електронегативність елементів:
а) збільшується; б) зменшується; в) не змінюється.
10. За періодами окисні властивості елементів зліва направо:
а) підсилюються; б) зменшуються; в) не змінюються.
11. Чому дорівнює число нейтронів у ядрі атома арсену:
а) 61; б) 14; в) 42.
12. Визначити енергетичний рівень і атомну орбіталь для електрона, у якого головне квантове число дорівнює 2 і орбітальне квантове число дорівнює 1:
а) 2s; б) 2p; в) 1s.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ

1. Складіть електронну конфігурацію атома а) калію; б) мангану; в) броду. Розкажіть про їхнє положення в періодичній системі.
2. До якої родини елементів (*s*-, *p*-, *d*- або *f*-) відноситься елемент, що має в періодичній системі порядковий номер 29? Чому?
3. Який інертний газ має однакову електронну конфігурацію із часткою, що виникає в результаті видалення з атома кальцію всіх валентних електронів? Відповідь підтвердіть графічними формулами.
4. Який елемент є більше активним металом: Na, K або Ca? Дайте повну відповідь.
5. Атом елемента має електронну конфігурацію: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. Визначіть цей елемент, укажіть всі ступені окиснення, напишіть графічні формули іонів.
- 6 Скільки неспарених електронів містять незбуджені атоми B, S, As, Cr? Відповідь підтвердіть графічними формулами.
7. Напишіть електронну конфігурацію атомів флуору і магнію в їхньому першому збудженому стані. Відповідь підтвердіть графічними формулами, якщо треба.
8. Назвіть два елементи, в атомах яких кількість пар спарених електронів дорівнює кількості неспарених електронів. Відповідь підтвердіть графічними формулами.
9. Електронна конфігурація атома неону збігається з електронними конфігураціями іонів декількох елементів. Приведіть 4 таких іони. Відповідь підтвердіть графічними формулами.
10. Який елемент найбільш активний як неметал: C, P або N? Дайте повну відповідь.
11. Визначте порядковий номер елемента з електронною конфігурацією атома $\dots 4s^2 4p^2$. Опишіть його за положенням в періодичній системі, напишіть графічну формулу збудженого стану.
12. Атомам яких елементів відповідають наступні електронні формули: $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ і $\dots 3s^2 3p^6 3d^0 4s^2$? Знайдіть загальні властивості.

ГЛАВА 3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Хімічний зв'язок – це взаємодія двох або декількох атомів, в результаті якої утворюється хімічно стійка двох або багатоатомна система.

Відомі такі типи хімічних зв'язків: ковалентний, іонний, водневий і металевий.

3.1. Ковалентний зв'язок

Ковалентний зв'язок формується за рахунок утворення спільних електронних пар між неметалами, а також можливий між амфотерними елементами і неметалами.

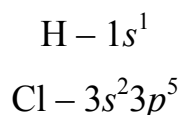
Ковалентний зв'язок утворюється по обмінному механізму або по донорно-акцепторному.

3.1.1. Обмінний механізм утворення ковалентного зв'язку

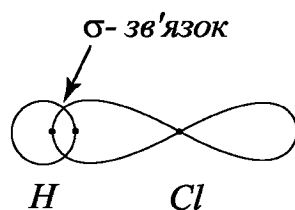
При утворенні ковалентного зв'язку по обмінному механізму формування загальної електронної пари здійснюється за рахунок перекриття електронних орбіталей неспарених валентних електронів кожного атома. Загальна електронна пара належить обом атомам. При цьому кожен атом одержує стійку двохелектронну хмару.

При осьовому перекритті електронних орбіталей (по лінії між ядрами атомів) формується σ - зв'язок.

Наприклад, розглянемо утворення молекули HCl з атомів водню і хлору. Електронні конфігурації валентних рівнів цих атомів наступні:

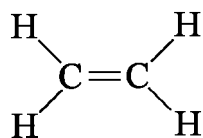


Для завершення зовнішнього рівня кожному атому не вистачає по одному електрону. При зближенні атомів відбувається перекриття орбіталей $1s$ атома водню і $3p$ атома хлору (Cl):

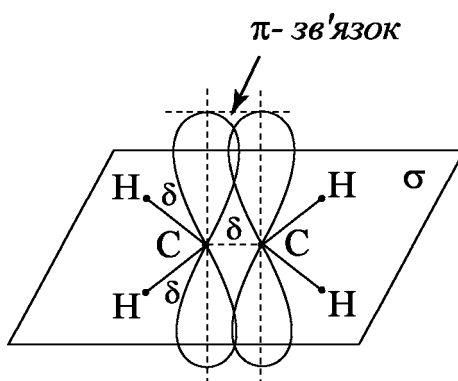


При боковому перекритті електронних орбіталей валентних електронів в площині, перпендикулярній площини молекули формується π - зв'язок.

Розглянемо утворення π - зв'язку в етилені:



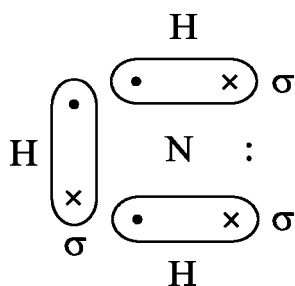
Кожний атом карбону формує три σ - зв'язки і один π - зв'язок:



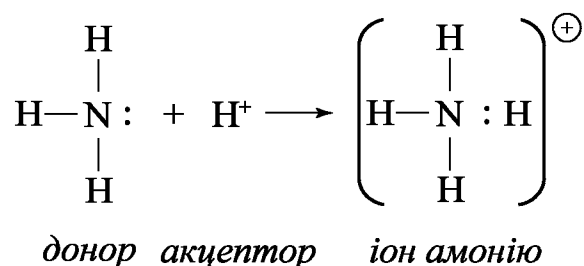
3.1.2. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку

Перекриття атомних орбіталей з неспареними електронами – не єдиний спосіб утворення ковалентного зв'язку. Він може утворитися при взаємодії заповненої двохелектронної орбіталі одного атома і вільної від електронів другого. Атом, що має вільну орбіталь називається акцептором. Прикладом утворення ковалентного зв'язку по донорно-акцепторному механізму є утворення іону амонію з аміаку (NH_3).

У атома нітрогену на зовнішньому енергетичному рівні знаходиться пара електронів і три неспарені електрони ($2s^2 2p^3$). Аміак утворюється за рахунок неспарених електронів біля атома нітрогену по обмінному механізму. При цьому утворюється три одинарні ковалентні зв'язки:



За наявності іону H^+ з вільною орбіталлю утворюється четвертий ковалентний зв'язок по донорно-акцепторному механізму. Процес можна представити схемою:



3.1.3. Гібридизація орбіталей

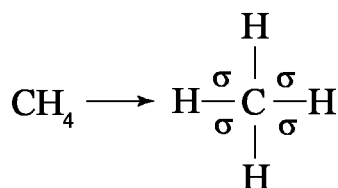
Якщо валентні електрони розташовані на різних енергетичних підрівнях, то при утворенні хімічних зв'язків відбувається гібридизація орбіталей. Це процес змішення і вирівнювання орбіталей за формою і енергією. Залежно від вигляду (s , p , d) і кількості орбіталей, які беруть участь в гібридизації, розрізняють такі її типи: sp^3 , sp^2 , sp та інші. Число гібридних орбіталей дорівнює числу атомних орбіталей, які піддавалися гібридизації. Слід зазначити, що в гібридизації беруть участь тільки ті атомні орбіталі, які утворюють σ -зв'язки. При цьому гібридизуються стільки орбіталей, скільки σ -зв'язків в молекулі сполуки.

Щоб встановити тип гібридизації необхідно:

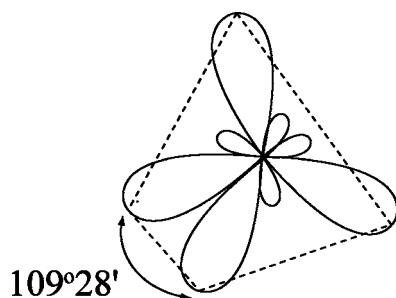
1. Побудувати структурну формулу сполуки і по ній визначити число σ -зв'язків;
2. Написати електронну конфігурацію центрального атома і встановити число валентних електронів;
3. Якщо число валентних електронів менше числа σ -зв'язків, утворених центральним атомом молекули, то записуємо електронну конфігурацію

атома у збудженому стані і визначаємо типи атомних орбіталей та їх кількість, які будуть гібридизуватися, тобто тип гібридизації.

Наприклад, визначимо тип гібридизації атома карбону у метані:



Електронна конфігурація атома карбону в незбудженому стані $1s^2 2s^2 2p^2$ – число валентних електронів дорівнює двом, число σ - зв'язків в молекулі метану – чотири. Отже, молекула утворена атомом карбону у збудженому стані ($1s^2 2s^1 2p^3$). Валентні електрони розташовані на s та p орбіталях. Оскільки в метані утворюється чотири σ - зв'язки, то і гібридизуються всі чотири орбіталі (одна s - і три p - орбіталі), тобто Має місце sp^3 - гібридизація. Гібридизовані орбіталі мають тетраедричну спрямованість, валентний кут зв'язку $109^\circ 28'$:



При sp^2 - гібридизації змішується одна s - орбіталь і дві p - орбіталі. Електронні хмари sp^2 - гібридизованих орбіталей розташовані в одній площині, і кут між ними 120° . Негібридизовані орбіталі кожного з атомів при бічному перекриванні формують π - зв'язок.

Прикладом може послужити молекула етилену:

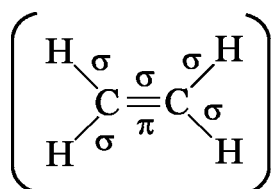
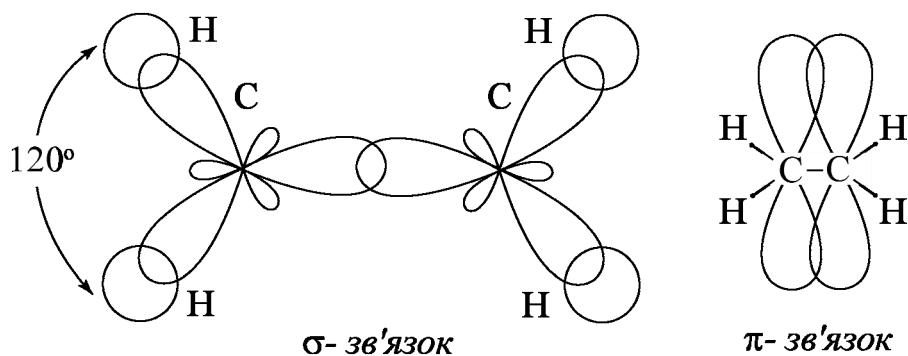
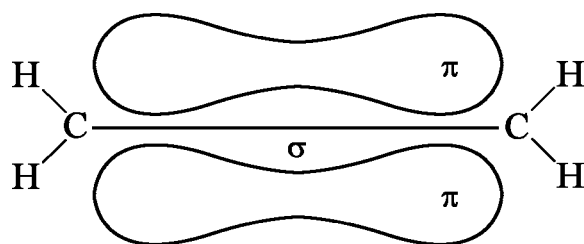


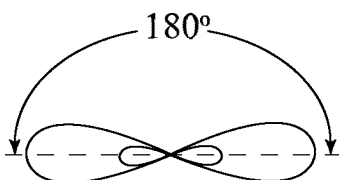
Схема утворення σ - та π - зв'язків в молекулі етилену наступна:



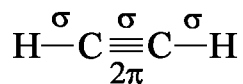
Характерною особливістю π - зв'язків є концентрація електронної густини над і під площиною σ - зв'язку. Комбінація σ - та π - зв'язків між двома атомами, називається подвійним зв'язком.



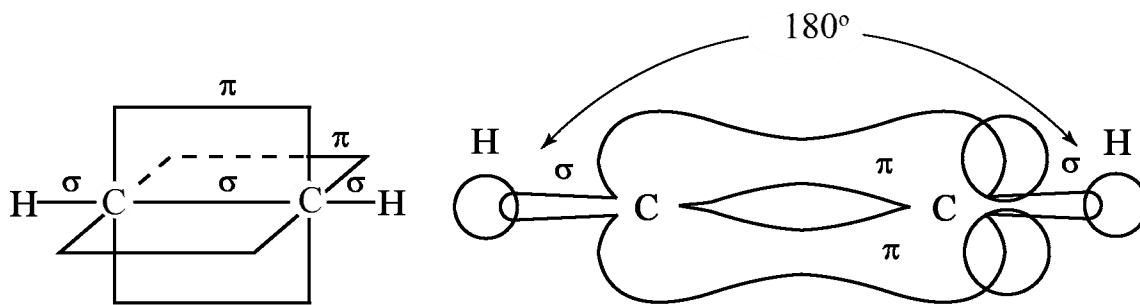
При sp - гібридизації гібридується одна s - орбіталь і одна p - орбіталь. Дві негібризовані орбіталі кожного з атомів при бічному перекритті формують два π - зв'язки. Гібридні орбіталі розташовані лінійно під кутом 180° .



Прикладом утворення молекули при sp - гібридизації центрального атома є ацетилен:



При перекритті sp - гібридизованих орбіталей формується два σ - зв'язки, а при бічному перекритті негібридизованих p - орбіталей утворюються два π - зв'язки, розміщені у двох взаємно перпендикулярних площинах, пересічних по осі σ - зв'язків.



σ- та π- зв'язки в молекулі ацетилену

Комбінація одного σ - зв'язку та двох π - зв'язків має назву потрійного зв'язку.

3.1.4. Неполлярні і полярні молекули, утворені ковалентним зв'язком

Ковалентний зв'язок, утворений атомами з однаковою електронегативністю є неполярним. При ковалентному неполярному зв'язку електронна густина спільної пари електронів розподіляється в просторі симетрично щодо ядер обох атомів.

Прикладом являються двоатомні молекули, які складаються з атомів одного елементу: H_2 , N_2 , O_2 та інші. Ковалентний зв'язок між атомами з різною електронегативністю є полярним. При ковалентному полярному зв'язку електронна густина загальної пари електронів зміщена до атому з більшою відносною електронегативністю.

Прикладом може бути молекула HCl (хлороводень). Оскільки атом хлору (Cl) має набагато більшу електронегативність, електронна пара в значному ступені зміщена в його бік. Формально загальна пара електронів належить і атому водню і атому хлору. Однак, поблизу атому хлору в молекулі HCl оказується локалізованим дещо більший негативний заряд, а поблизу атому водню – менший. Тому атом хлору набуває частково негативного заряду (δ^-), а атом водню – частково позитивного заряду (δ^+): $\text{H}^{\delta^+} : \text{Cl}^{\delta^-}$.

В багатоатомних молекулах зв'язок між атомами може бути полярним, а молекула може бути неполярною. Це має місце при симетричній будові молекули, коли вона створена центральним атомом в sp^3 -, sp^2 -, чи sp - гібридизації. При

цьому відбувається співпадання позитивного та негативного центрів, тому що підсумковий дипольний момент всієї молекули дорівнює нулю.

3.2. Іонний зв'язок

Іони – це заряджені частинки, які утворюються з атомів внаслідок приєднання чи віддачі електронів.

Заряд негативного іону (аніону) дорівнює числу електронів, яке атом приєднує ($\text{Cl}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^{-1}$), заряд позитивного іону (катіону) – числу електронів, які атом віддає ($\text{Na} - \bar{e} \rightarrow \text{Na}^+$).

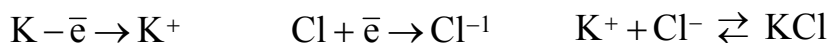
Хімічний зв'язок здійснюється за рахунок сил електронного притягання, і називається іонним зв'язком.

Взагалі іонний зв'язок утворюється між іонами металів та іонами елементів, які мають більшу електронегативність – неметалів.

Розглянемо механізм утворення іонного зв'язку на прикладі хлориду калію KCl.

Атом калію на зовнішньому рівні має один валентний електрон ($1s^2 2s^2 3s^2 3d^0 4s^1$), розміщений на початку періоду, цьому EI набагато менш EI подальших елементів в природі. Він практично не володіє спорідненістю до електрону. Тому атом калію легко віддає один електрон, утворюючи стійку атомну конфігурацію (вісім електронів). У атому хлору на зовнішньому рівні сім електронів, тому для стійкої конфігурації йому не вистачає одного електрону. Атом хлору володіє більшою спорідненістю до електрону та легко приєднує один електрон.

Схема утворення іонного зв'язку така:



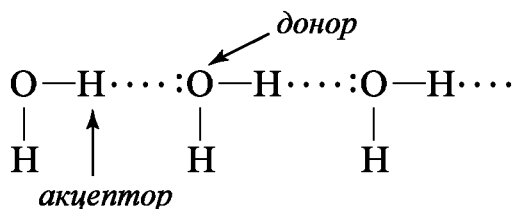
На відміну від ковалентного зв'язку іонний зв'язок не має спрямованості у просторі та кратності. Енергія іонного зв'язку визначається кулонівськими силами тяжіння протилежно заряджених іонів. Він залежить від значення енергії іонізації атому металу та спорідненості до електрону атому неметалу. Чим менш перша

величина (ЕІ) та більше друга (СЕ), тим енергетично вигідним є утворення іонного зв'язку, тим вище величина енергії зв'язку.

3.3. Водневий зв'язок

Водневий зв'язок утворюється між полярними молекулами типу НХ, де Х – частіше за все атоми фтору, нітрогену, сульфуру, кисню та деяких інших неметалів, які мають на зовнішньому енергетичному рівні орбіталі зі спареними електронами.

Механізм утворення водневого зв'язку наступний. В молекулах типу НХ атом гідрогену має частково позитивний заряд, а атом Х – частково негативний заряд. Позитивно заряджений атом гідрогену притягується негативно зарядженим атомом іншої молекули. Потім здійснюється зв'язок за донорно-акцепторним механізмом: на вільну акцепторну орбіталь атому гідрогену (акцептор) однієї молекули атом Х (донор) розміщує вільну пару електронів. Таким чином, утворюються асоціації, наприклад, молекул води:



Водневий зв'язок менш міцний в порівнянні з іонним та ковалентним.

Водневий зв'язок може бути як міжмолекулярним, так і внутрішньо молекулярним. Він відіграє велику роль у фізіологічних та біохімічних процесах живих організмів, обумовлюючи, наприклад, сольватацію іонів, формування структур білків, полісахаридів, утворення подвійної спіралі ДНК.

ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ

1. Якими показниками характеризують міру міцності хімічного зв'язку:
а) довжина зв'язку; б) енергія зв'язку; в) кратність зв'язку
2. З наведеного ряду виберіть сполуку, яка містить кратний зв'язок:
а) CO_2 ; б) Cl_2 ; в) NaCl
3. Серед перерахованих молекул знайдіть полярні:
а) N_2 ; б) CH_4 ; в) H_2O
4. В якій із наведених сполук зв'язок найбільш полярний:
а) K_2S ; б) H_2S ; в) CS_2
5. В якій із наведених органічних сполук довжина зв'язку найменша:
а) $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$; б) $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$; в) $\text{HC} \equiv \text{CH}$
6. Ковалентний зв'язок, який утворюється за рахунок електронної пари одного атома, називається:
а) іонний; б) донорно-акцепторний; в) водневий
7. Вкажіть геометричну форму молекули BeH_2 :
а) лінійна; б) плоска тригональна; в) тетраедрична
8. Визначте який зв'язок утворюється при осьовому перекриванні атомних орбіталей: а) σ -зв'язок; б) π -зв'язок
9. Виберіть сполуку з іонним зв'язком:
а) KOH ; б) HCl ; в) CO_2
10. Який зв'язок виникає коли електрони, які здійснюють зв'язок, усупільнені безліччю ядер:
а) іонний; б) металевий; в) водневий
11. Вкажіть, молекули яких сполук здатні асоціюватися за рахунок утворення водневих зв'язків:
а) CHCl_3 ; б) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; в) CH_4
12. Виберіть сполуку з ковалентним полярним зв'язком:
а) KOH ; б) HCl ; в) O_2

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ

1. Наведіть структурну формулу 3-амінобензойної кислоти. Вкажіть валентності й ступені окиснення всіх елементів.
2. Наведіть структурні формули 4-нітрофенолу й гідросульфату амонію. Вкажіть характер хімічних зв'язків у кожній сполуці, валентності й ступені окиснення елементів.
3. Випишіть окремо сполуки з ковалентним неполярним, ковалентним полярним та йонним типами зв'язку: F_2 , H_2O , $FeCl_3$, O_2 , $AlCl_3$, NH_3 , CO_2 , H_2 , Ca_3P_2 . Запишіть електронно-точкові формули сполук з різними типами зв'язку.
4. Напишіть структурні формули наступних сполук: сульфат кальцію, нітрат калію, гідрокарбонат магнію.
5. Напишіть структурні формули фосфату, гідрофосфату й дигідрофосфату натрію.
6. Опишіть просторову структуру наступних молекул: BF_3 ; $ZnCl_2$; NH_3 . Визначіть тип гібридизації атомних орбіталей B, Zn і N. Накресліть формули.
7. Опишіть просторову будову молекул CO_2 та SO_2 . Відповідь підтвердіть малюнками та графічними формулами.
8. Як змінюється міцність зв'язку H-E в ряді: HF – HCl – HBr – HI? Дайте повну відповідь.
9. Сірководень за звичайної температури - газ, а вода - рідина. Чим можна пояснити це розходження у властивостях?
10. Поясніть, чому у існує по 14 елементів у родині лантаніодів та актиноідів.
11. Чому існує іон NH_4^+ і не існує іон CH_5^+ ? Відповідь обґрунтуйте.
12. Як змінюється довжина радіусу атома по періодах та групах в таблиці Менделєєва. Відповідь обґрунтуйте.

ГЛАВА 4. ВАЛЕНТНІСТЬ ТА СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ

4.1. Валентність

Поняття «валентність» можна застосовувати тільки для сполук, утворених ковалентним зв'язком.

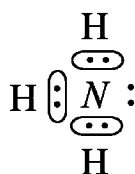
Валентність – це кількість зв'язків, які утворює атом з іншими атомами. Кількісно валентність елементу визначається числом загальних електронних пар, які зв'язують атом даного елементу з іншими атомами.

Зазвичай валентність визначається числом неспарених електронів на зовнішньому рівні. Ці електрони називаються валентними. При визначенні валентності не враховується полярність утворених зв'язків, тому валентність не має знаку. При визначенні валентності атому елементу, тобто кількості його зв'язків, необхідно враховувати вірогідність утворення зв'язків за донорно-акцепторним механізмом з використанням спарених електронів.

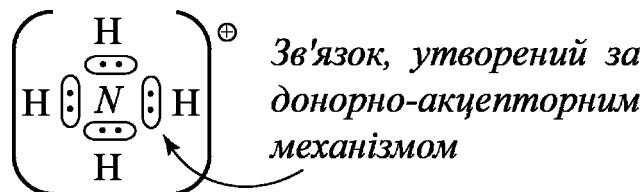
Таким чином, валентність хлору дорівнює одному:



Валентність нітрогену в аміаку – три:



а в іоні амонію – чотири:



4.2. Ступінь окиснення

Для характеристики положення атому у сполуці використовують формальне поняття «ступінь окиснення» – це умовний заряд атому у сполуці, який виникає на атомі, за умовою, що молекула побудована за іонним типом зв'язку.

Для молекул, утворених ковалентним зв'язком, умовно вважають, що пара електронів, зв'язуючи атоми, повністю зміщена до атому з більшою електронегативністю. Іншими словами, допускається, що сполука складається з позитивно та негативно заряджених іонів. Ступінь окиснення може мати позитивне, негативне та нульове значення.

Ступінь окиснення позначається арабською цифрою (зі знаком «+» чи знаком «-» перед нею) над символом елемента, наприклад Al^{3+} , Cl^{-1} .

Позитивну ступінь окиснення мають атоми, які віддають електрони іншим атомам. Наприклад $Fe^0 - 2e \rightarrow Fe^{2+}$.

Негативну ступінь окиснення мають атоми, які приєднують електрони інших атомів. Наприклад: $S^0 + 2e \rightarrow S^{-2}$.

Нульову ступінь мають атоми в молекулах простих речовин. Наприклад: N_2^0, Cl_2^0 та інші.

Можливі значення ступеню окиснення та заряду можна визначити на основі положення елемента в Періодичній системі.

Для металів головних підгруп найбільш типові позитивні значення заряду іону (і ступеню окиснення) дорівнює номеру групи. Наприклад, барій знаходиться в другій групі в головній підгрупі, його ступінь окиснення в з'єднаннях + 2.

Для елементів – неметалів найбільший по абсолютній величині негативний ступінь окиснення дорівнює вісім мінус номер групи. Наприклад, карбон, розташований в четвертій групі, його найбільший негативний ступінь окиснення рівний: $8 - 4 = 4$ ($\overset{-4}{N}I_4^{+1}$).

Вищий позитивний ступінь окиснення рівний номеру групи. Наприклад, вищий ступінь окиснення хлору, що знаходиться в сьомій групі, рівний + 7 ($\overset{+7}{N}I_2\overset{-2}{O}_7$).

При визначенні ступеню окиснення по формулі необхідно дотримуватись наступних правил:

а) ступінь окиснення фтору в сполуках рівний -1;

- б) ступінь окиснення атому гідрогену в сполуках з неметалами +1;
- в) ступінь окиснення атому кисню –2 (окрім пероксидів);
- г) ступінь окиснення атомів лужних і лужноземельних металів відповідно дорівнює +1 і +2.

Якщо в сполучі відомі ступені окиснення одних елементів, можна визначити ступінь окиснення інших елементів. При цьому необхідно пам'ятати, що алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів завжди рівна нулю.

Визначимо ступінь окиснення сульфору в сульфатній кислоті:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \times (1) + x + 4 \times (-2) = 0$$

$$x = +8 + (-2) = +6$$

Часто валентність і ступінь окиснення в з'єднаннях не співпадають. Так, молекула азоту утворена трьома зв'язками (тобто валентність – три):



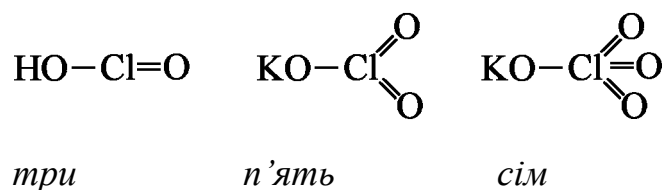
Оскільки молекула азоту – проста речовина, то ступінь окиснення дорівнює нулю. Прикладом збігу валентності і ступеню окиснення карбону є оксид вуглецю (II). Розподіл електронів у атомі карбону і кисню на зовнішньому енергетичному рівні наступний: у атомів карбону на зовнішньому *p*- підрівні два валентних електрони і вільна орбіталь, у атома кисню на *p*- підрівні два валентних електрони і вільна пара електронів. Тому атом карбону з киснем утворює два σ - зв'язки по обмінному механізму і третій σ - зв'язок по донорно-акцепторному механізму, де акцептором є карбон, а донором – кисень.

Таким чином, ступінь окиснення карбону в оксиді вуглецю (II) +2, а валентність – три.

Маючи однакою електронну конфігурацію зовнішнього рівня, елементи проявляють неоднакові ступені окиснення і валентності в з'єднаннях. Наприклад, фтор і хлор, знаходячись в одній групі мають на зовнішньому рівні сім електронів.

Проте, будучи розташованими в різних періодах, відрізняються тим, що фтор не має вакантних орбіталей, а хлор має.

Тому, маючи по одному валентному електрону, фтор і хлор проявляють в сполуках валентність, рівну одиниці, наприклад HF і HCl. Наявність вакантних орбіталей у хлору при збудженому його стані обумовлює можливість розпарювання електронів і перехід їх на вільну орбіталь. При цьому хлор може проявляти у сполуках валентність:



ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ

1. Вкажіть, як змінюється показник ступеня окиснення елементів в періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва: а) зліва направо у періодах збільшується; б) зліва направо у періодах зменшується; в) зверху вниз у групах збільшується.
2. Знайдіть речовину, в якій ступінь окиснення елементу дорівнює «0»:
а) H_2SO_4 ; б) N_2 ; в) H_2O .
3. Ступінь окиснення – це характеристика:
а) атому; б) молекули; в) елементу.
4. Знайдіть елемент, який у сполуках виявляє тільки один ступінь окиснення:
а) Fe; б) Na; в) S.
5. Вкажіть можливі ступені окиснення феруму у сполуках:
а) +3, +2; б) +6, +8; в) +7, +1.
6. Визначіть ступінь окиснення Хлору в кальцій хлораті $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$:
а) +3; б) +5; в) +7.
7. Знайдіть ряд розташування речовин за зростанням ступеню окиснення Фосфору: а) $\text{PH}_3, \text{H}_3\text{PO}_3, \text{H}_3\text{PO}_4$; б) $\text{H}_3\text{PO}_3, \text{PH}_3, \text{H}_3\text{PO}_4$; в) $\text{PH}_3, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_3\text{PO}_3$.
8. Знайдіть речовину, у якій Манган виявляє найвищий ступінь окиснення:
а) MnO_2 ; б) MnSO_4 ; в) KMnO_4 .
9. Знайдіть правильне висловлювання: а) валентність завжди дорівнює номеру групи; б) валентність не завжди дорівнює номеру групи; в) вища валентність завжди дорівнює номеру групи.
10. Знайдіть правильне висловлювання: а) змінна валентність буває тільки у d-елементів; б) d-елементи виявляють змінну валентність; в) d-елементи не виявляють валентності.
11. Визначте, чому дорівнюють вищі й нижчі ступені окиснення елемента хрому:
а) +6, 0; б) +6, -2; в) +7, -1
12. Вкажіть, як змінюється валентність атома нітрогену при переході аміаку в гідроксид амонію:
а) з III на IV; б) з III на V; в) з III на II

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ

1. Визначте валентність і ступінь окиснення хлору в сполуках: Cl_2 , CCl_4 , KClO , KClO_2 , KClO_3 , KClO_4 . Покажіть структурні формули цих речовин. Назвіть їх.
2. Визначте ступінь окиснення елементів у наступних сполуках: K_2MnO_4 ; $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$; F_2O ; $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$; H_2SiF_6 ; H_2O_2 ; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
3. Намалюйте графічні формули для речовин: H_2S , H_2O , NaCl , MgCl_2 , AlCl_3 .
4. Визначте валентність елементів та намалюйте графічні формули сполук: H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2S , SO_2 , SO_3 . Порівняйте валентність елементів у цих речовинах зі ступенем окиснення.
5. Визначте валентність елементів та намалюйте графічні формули сполук: HNO_3 , HNO_2 , NH_4Cl , NH_3 , NO_2 , NO , N_2O . Порівняйте валентність елементів у цих речовинах зі ступенем окиснення.
6. Напишіть сполуку, де кисень виявляє незвичайний для всіх речовин ступінь окиснення, який?
7. Розкажіть про всі можливі ступені окиснення бромів. Напишіть формули сполук.
8. Чому лужні метали, лужно-земельні метали, рідко-земельні метали виявляють у сполуках тільки один ступінь окиснення? Який?
9. Охарактеризуйте ступінь окиснення й валентність елементів VII-ї групи головної підгрупи Періодичної системи хімічних елементів Д.І. Менделєєва.
10. Охарактеризуйте ступінь окиснення й валентність елементів VI-ї групи головної підгрупи Періодичної системи хімічних елементів Д.І. Менделєєва.
11. Охарактеризуйте ступінь окиснення й валентність елементів V-ї групи головної підгрупи Періодичної системи хімічних елементів Д.І. Менделєєва.
12. Охарактеризуйте ступінь окиснення й валентність елементів IV-ї групи головної підгрупи Періодичної системи хімічних елементів Д.І. Менделєєва.

ГЛАВА 5. КЛАСИФІКАЦІЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

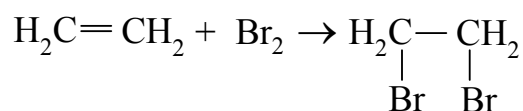
Хімічні реакції класифікуються по багатьом ознакам.

Найпростіша класифікація – по зміні кількості початкових речовин і продуктів реакції.

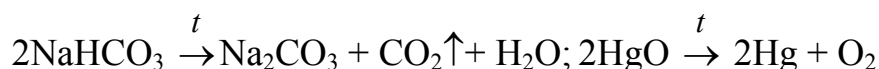
Реакції підрозділяються на наступні типи:

- *реакції з'єднання* – це реакції, в результаті яких з двох або декількох речовин утворюється одна нова речовина. Наприклад: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$;

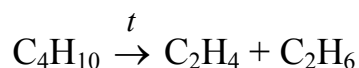
У органічній хімії такі реакції називаються реакціями приєднання. Наприклад:



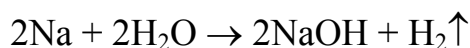
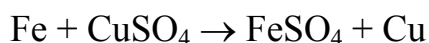
- *реакції розкладу* – це реакції в яких з однієї складної речовини утворюються декілька речовин. Кінцевими продуктами можуть бути як прості речовини, так і складні:



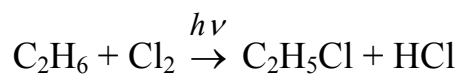
У органічній хімії прикладом таких реакцій є процес крекінгу:



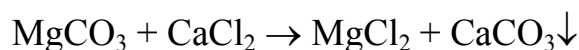
- *реакції заміщення* – при яких атоми одного елемента заміщають атоми іншого елемента в складній речовині і при цьому утворюються дві нових – проста і складна:



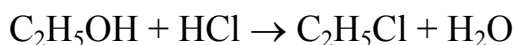
В органічній хімії реакції заміщення трактуються ширше: заміщатися може не один атом, а група з атомів і утворюються нові складні речовини. Наприклад:



- *реакції обміну* – при яких реагуючі речовини обмінюються своїми складовими частинами, в результаті утворюються дві нові речовини:

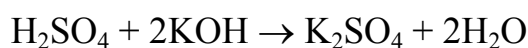
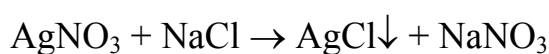


У органічній хімії прикладом таких реакцій є:

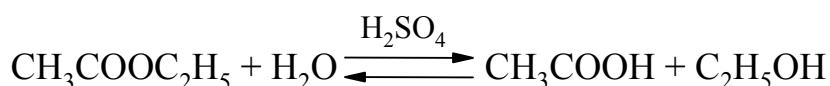
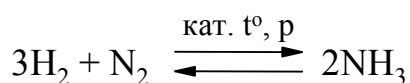


За ознакою оборотності реакції ділять на оборотні і необоротні.

Необоротні реакції протікають тільки в одному напрямі і завершуються повним перетворенням початкових речовин у кінцеві продукти, які або йдуть з реакційного середовища (у вигляді газу або осаду) або є малодиссоційованими сполуками. Наприклад:

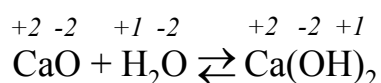


Оборотні реакції – реакції, які протікають у двох взаємно протилежних напрямках. Наприклад:



За ознакою зміни ступеню окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин реакції діляться:

- реакції, в яких не відбувається зміна ступенів окиснення:



- реакції окисно-відновні, в яких відбувається зміна ступенів окиснення деяких атомів, що входять до складу реагуючих речовин (дивись главу 14).

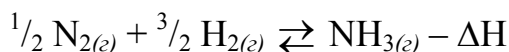
5.1. Термохімічні реакції

Характерною особливістю хімічних реакцій є те, що одні хімічні зв'язки розриваються, а інші – утворюються. При розриві зв'язків енергія поглинається, а при утворенні хімічних зв'язків відбувається виділення певної кількості енергії у

вигляді теплоти. За ознакою виділення або поглинання теплоти реакції ділять на *екзотермічні* та *ендотермічні*. Кількість виділеної або поглиненої теплоти в результаті реакції називається тепловим ефектом реакції. Він визначається різницею енергій зв'язків, що утворюються і тим, що розриваються.

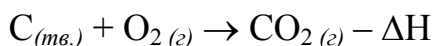
Тепловий ефект реакції (ΔH) зазвичай вимірюється у кДж/моль. В екзотермічних реакціях тепловий ефект реакції має негативне ($\Delta H < 0$), а в ендотермічних – позитивне значення ($\Delta H > 0$).

Хімічні реакції, в яких наведено тепловий ефект реакції, називаються термохімічними. В цих реакціях вказують агрегатний стан похідних речовин та продуктів реакції. Крім того, у рівнянні реакції коефіцієнт перед формулою речовини, по відношенню до якої розраховано тепловий ефект, зазвичай дорівнює одиниці; перед формулами інших речовин коефіцієнти можуть бути як цілими, так і дробовими. Наприклад, термохімічне рівняння реакції утворення аміаку має такий вигляд:

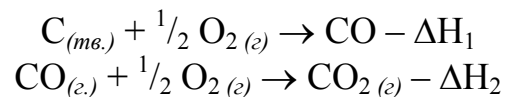


З цього рівняння видно, що при утворенні 1 моль аміаку виділяється енергія, тому ця реакція є екзотермічною.

Теплові ефекти реакції залежать від умов їх протікання. Теплові ефекти, віднесені до 1 моль речовини та стандартних умов – температури 298 К та тиску 101,3 кПа, називаються стандартними. Розрахунки по термохімічним реакціям ведуть згідно із законом Гесса: *тепловий ефект реакції залежить від стану похідних речовин і кінцевих продуктів і не залежить від проміжних стадій*. Так, наприклад, тепловий ефект реакції утворення оксиду вуглецю (IV) не залежить від того, чи проводиться окиснення безпосередньо:



або через проміжну стадію утворення спочатку оксиду вуглецю (II), а з нього оксиду вуглецю (IV):



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

Це положення важливе, оскільки дозволяє розрахувати теплові ефекти реакцій, що не піддаються безпосередньому експериментальному вивченню.

5.2. Швидкість хімічної реакції

Швидкість хімічної реакції – це фізична величина, яка визначається зміною молярних концентрацій похідних речовин, або продуктів реакції в одиницю часу при незмінному об'ємі. Середня швидкість реакції розраховується за формулою:

$$V_{cp.} = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau} \left(\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \right),$$

де: ΔC – зміна молярної концентрації;

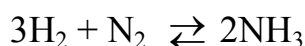
$\Delta \tau$ – проміжок часу.

Перед дробом ставлять мінус, коли убуває концентрація похідної речовини, і плюс, якщо за той же проміжок часу збільшується концентрація продуктів реакції. Концентрацію виражають в моль/л.

Швидкість хімічної реакції залежить від багатьох чинників: природи реагуючих речовин, концентрації, температури, дії каталізатора та ін.

5.2.1. Вплив концентрації реагуючих речовин

Для реакцій, які протікають в результаті попарних зіткнень, П. Вааге і К. Гультберг сформулювали закон діючих мас, що визначає залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин: при постійній температурі швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин в ступенях, рівних стехіометричним коефіцієнтам. Наприклад:



Кінетичне рівняння швидкості прямої реакції згідно закону діючих мас має вигляд:

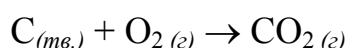
$$V_{пр.реакції} = k \cdot [\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2], \text{ де: } k - \text{константа швидкості реакції при концентраціях}$$

реагуючих речовин 1 моль/л.

Константа швидкості залежить від природи реагуючих речовин, температури і присутності каталізатора, та не залежить від концентрацій реагуючих речовин.

Закон діючих мас застосований до гомогенних реакцій. Для гетерогенних реакцій, де разом з рідкими або газоподібними речовинами є тверді речовини, цей закон можна використовувати, але при цьому в кінетичному рівнянні швидкості реакції концентрація твердих речовин не враховується.

Наприклад, кінетичне рівняння горіння вугілля:



$$V_{пр.реакції} = k \cdot [O_2] = k \cdot p_{O_2}$$

де: p_{O_2} – парціальний тиск кисню.

5.2.2. Вплив температури на швидкість хімічної реакції

При підвищенні температури швидкість хімічних реакцій значно збільшується. На підставі накопичених до того часу даних Вант-Гофф (1884 р.) встановив, що при підвищенні температури на 10° швидкість гомогенних реакцій збільшується у 2 – 4 рази. Число, яке показує у скільки разів збільшується швидкість даної реакції при нагріванні на 10° , називається температурним коефіцієнтом реакції (γ). Якщо швидкість реакції при температурі t_1 дорівнює V_{t_1} , а при температурі t_2 відповідно V_{t_2} , то:

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

Раніше ми визначили, що для протікання реакцій необхідно розірвати або хоча б ослабити зв'язки у молекулах похідних речовин. Відповідно, частинки, що взаємодіють, повинні мати енергію, достатню для того, щоб визвати перебудову електронних оболонок атомів, розрив одних, та утворення інших хімічних зв'язків. Частинки, енергія яких достатня для хімічної взаємодії, називають активними. Додаткова енергія, яку має отримати молекула, щоб стати активною,

називається енергією активації (E_a). Значення енергії активації для більшості реакцій знаходиться у межах від 40 до 200 кДж/моль.

При підвищенні температури на 10° число активних молекул багатьох речовин збільшується у 2 – 4 рази. Цим пояснюється збільшення швидкості реакції у відповідності з правилом Вант-Гоффа.

5.3. Каталіз і каталізатори

Каталізатори – це особливі речовини, які змінюють швидкість хімічної реакції, але не входять до складу продуктів реакції. Після закінчення реакції каталізатори залишаються кількісно і якісно незмінними.

Зміна швидкості реакції у присутності каталізаторів називається каталізом. Каталізатори змінюють механізм реакції і дозволяють вести процес енергетично вигідно. Розрізняють каталіз гомогенний і гетерогенний.

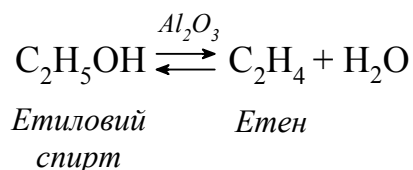
Гомогенний каталіз – це каталіз, при якому каталізатор знаходиться в тому ж агрегатному стані, що і реагуючі речовини. Прикладом гомогенного каталізу є кислотно-основний каталіз. При кислотному каталізу каталізатором є протон водню, при основному – гідроксид-іон. Механізм його пояснюється теорією проміжних сполук: каталізатор з однією з початкових речовин утворює проміжну сполуку, енергія активації якої менше енергії початкової речовини. Тому це проміжне з'єднання легше і з більшою швидкістю взаємодіє з іншим початковим з'єднанням – утворюється кінцевий продукт реакції і каталізатор у вільному стані.

Гетерогенний каталіз – це каталіз, при якому каталізатор і реагуючі речовини мають різний агрегатний стан. Механізм цього каталізу наступний. Молекули однієї з початкових речовин адсорбуються на активних центрах поверхні каталізатора. В результаті утворюється поверхнєве з'єднання молекула-каталізатор, енергія активації якого менше, в порівнянні з енергією активації початкової речовини. Тому реакція між проміжною сполукою та іншою початковою речовиною протікає з більшою швидкістю в порівнянні з швидкістю реакції між початковими речовинами без каталізатора. В результаті утворюється кінцевий продукт реакції і каталізатор у вільному стані. Тому це проміжне

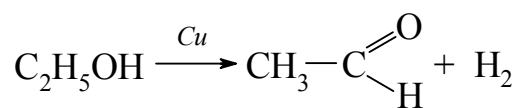
з'єднання легше і з більшою швидкістю взаємодіє з іншими початковими з'єднаннями – утворюється кінцевий продукт реакції і каталізатор у вільному стані. Прикладом гетерогенного каталізу є процес окиснення діоксиду сірки в триоксид при контактному способі отримання сірчаної кислоти, синтез аміаку та ін. Таким чином, при каталізі каталізатор знижує енергію активації.

У зв'язку з цим, енергії для подолання енергетичного бар'єру потрібно менше і число активних молекул збільшується, швидкість хімічної реакції зростає. Каталізатори, які збільшують швидкість хімічної реакції, відносяться до позитивних. Каталізатори, що уповільнюють швидкість хімічної реакції, відносять до негативних. Каталізатори збільшують (або зменшують) швидкість хімічної реакції як прямої, так і зворотної.

Каталізаторам властива селективність, тобто кожен каталізатор прискорює одну якусь реакцію, або групу реакцій певного типу. При цьому з однієї речовини, використовуючи різні каталізатори, можна отримати різні продукти. Так, у присутності оксиду алюмінію з етилового спирту отримують етилен і воду:



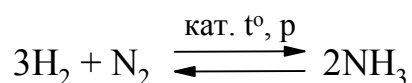
У присутності порошку міді з етилового спирту отримують оцтовий альдегід і водень:



Каталізатори чутливі до домішок, які здатні утворювати з ними неакційноздатні або малоактивні сполуки, що знижують їх активність. Такі домішки називають каталітичними отрутами. Особливу роль відіграють біологічні каталізатори – ферменти. Більшість реакцій, що протікають у травній системі, клітинах, крові тварин і людини, є каталітичними. *Ферменти* – це прості і складні білки. Так, наприклад, наявний в шлунку біологічний каталізатор (фермент) пепсин каталізує розщеплення білків. Швидкість ферментативних процесів в $10^6 \div 10^{12}$ разів вище за некаталітичні реакції.

5.4. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги

Деякі хімічні реакції не вдається провести до кінця, тобто добитися того, щоб похідні речовини прореагували повністю. При цьому здійснюється два процеси: пряма реакція, при якій утворюються продукти реакції, і зворотна реакція, в результаті якої продукти, що утворюються, частково реагують з утворенням похідних речовин. Хімічні реакції, що одночасно протікають в двох взаємно протилежних напрямках, називаються оборотними. Прикладом такої реакції є синтез аміаку з водню та азоту:



На початку оборотної реакції швидкість прямої реакції більше швидкості зворотної реакції. За часом у міру взаємодії похідних речовин їх концентрація зменшується і, отже, зменшується швидкість прямої реакції. Одночасно збільшується концентрація продуктів реакції і швидкість зворотної реакції також збільшується згідно закону діючих мас. Як тільки швидкість прямої реакції стане рівній швидкості зворотної реакції, в системі встановлюється хімічна рівновага. В стані хімічної рівноваги, як пряма, так і зворотна реакції не припиняються, а залишаються незмінними лише концентрації всіх речовин, що беруть участь в реакції. Таким чином, хімічна рівновага є динамічною. При цьому концентрації всіх реагуючих речовин в стані рівноваги називаються рівноважними і позначаються квадратними дужками $[\text{NH}_3]$. Стан хімічної рівноваги характеризується константою рівноваги (K_p), рівною відношенню констант швидкостей прямої реакції K_1 до зворотної K_2 :

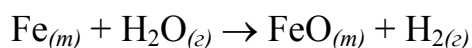
$$K_p = \frac{K_1}{K_2}$$

Для вищенаведеної реакції замінимо відношення констант швидкості відношенням концентрацій реагентів і продуктів, використовуючи закон діючих мас (ЗДМ): $V_{np.} = k_1 \cdot [\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]$; $V_{звор.} = k_2 \cdot [\text{NH}_3]^2$. В стані хімічної рівноваги $V_{np.} = V_{звор.}$ або $k_1 \cdot [\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2] = k_2 \cdot [\text{NH}_3]^2$. Звідки:

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

Таким чином, константа рівноваги дорівнює відношенню добутку концентрації продуктів реакції в ступенях, рівних стехіометричним коефіцієнтам, до добутку рівноважних концентрацій похідних речовин в ступенях, рівних стехіометричним коефіцієнтам.

Константа рівноваги не залежить від концентрації реагуючих речовин, дії каталізатора, оскільки присутність остатнього в системі лише прискорює час настання рівноваги, залежить від температури і природи реагуючих речовин. При гетерогенних процесах у рівнянні константи рівноваги концентрації речовин, що знаходиться в твердому стані, не враховуються. Наприклад:

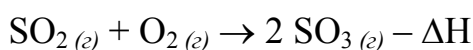


$$K_p = \frac{[H_{2(g)}]}{[H_2O_{(g)}]}$$

Числове значення константи хімічної рівноваги характеризує вихід реакції. Якщо величина константи рівноваги набагато більше одиниці, хімічна рівновага зміщена вправо і в реакційному середовищі переважають продукти реакції. Якщо величина константи рівноваги набагато менше одиниці, то ступінь перетворення похідних речовин в продукти реакції невеликий – рівновага зрушена вліво.

5.5. Принцип Ле-Шательє

За постійних зовнішніх умов (незмінних температур, тиску, концентрації реагентів) рівновага оборотної реакції може зберігатися дуже довго. Воно порушується при зміні зовнішніх умов, оскільки швидкості прямої і оборотної реакцій при цьому стають не рівними – відбувається зсув рівноваги. Принцип зсуву рівноваги сформульований Ле-Шательє: *якщо умови, при яких система знаходиться в рівновазі змінити, то рівновага зміщується у напрямі процесів, протидіючим цим змінам.* Розглянемо зсув хімічної рівноваги при зміні концентрації речовин, температури і тиску на прикладі реакції:

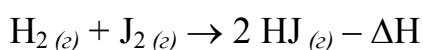


Вплив концентрації. Якщо збільшити концентрацію оксиду сірки (IV) і кисню, швидкість прямої реакції збільшиться, а, отже, рівновага зміститься у бік утворення оксиду сірки (VI). І навпаки, якщо зменшити концентрацію похідних компонентів, то протікатиме зворотна реакція, тобто рівновага зміститься вліво. Таким чином, при збільшенні концентрацій реагуючих компонентів рівновага зміщується в бік зміщення цих концентрацій і навпаки.

Вплив температури. Згідно термохімічному рівнянню отримання оксиду сірки (VI) з оксиду сірки (IV) пряма реакція екзотермічна, а зворотна – ендотермічна, тобто при протіканні реакції вправо теплота виділяється, а зворотна реакція, що протікає вліво, йде з поглинанням теплоти. Тому при підвищенні температури рівновага зміщується у бік зворотної реакції (ендотермічної), яка йде з поглинанням теплоти, що протидіятиме підвищенню температури в системі. При пониженні температури рівновага зміщується у бік екзотермічної реакції, що протікає з виділенням теплоти. Це протидіятиме охолодженню системи.

Отже, при пониженні температури рівновага зміщується у бік екзотермічної реакції, а при підвищенні температури – у бік ендотермічної реакції.

Вплив тиску. Зміна тиску зміщує рівновагу системи якщо реакція протікає з участю газоподібних речовин і при цьому їх об'єми змінюються в результаті реакції. У приведеному вище рівнянні пряма реакція протікає із зменшенням об'єму (у реакцію вступають три об'єми газоподібних речовин, а утворюються два об'єми), тобто тиск в замкнутому реакторі зменшується. Зворотна реакція, навпаки, протікає із збільшенням об'єму, тобто тиск в замкнутому реакторі збільшується. Звідси витікає, що підвищення тиску зміщує рівновагу системи у бік утворення менших об'ємів, тобто в приведеній реакції у бік утворення оксиду сірки (VI) і навпаки, при пониженні тиску рівновага зміщується у бік утворення більших об'ємів (у приведеній реакції вліво). Якщо при протіканні оборотної реакції об'єми газоподібних речовин не змінюються, то зміна тиску не впливає на стан рівноваги системи:



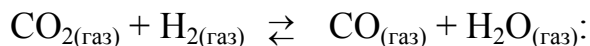
Вплив каталізаторів. Каталізатори не зміщують хімічну рівновагу системи, тому, що вони однаково впливають як на швидкість прямої реакції, так і на швидкість зворотної реакції. В присутності каталізатора рівновага встановлюється швидше.

Завдяки принципу Ле-Шательє можна управляти хімічними процесами – збільшити вихід продукту реакції шляхом зміни концентрацій реагентів, температури, тиску.

ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ

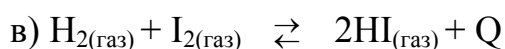
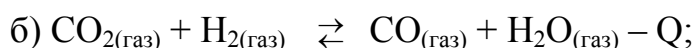
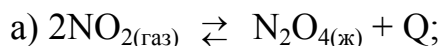
1. Яким законом виражається залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин: а) законом збереження маси речовин;
б) законом діючих мас; в) законом сталості складу речовин
2. Константа швидкості хімічної реакції (k) не залежить від:
а) температури; б) концентрації речовин; в) наявності каталізатора
3. Значення константи швидкості реакції зміниться:
а) при зміні концентрації реагентів; б) при зміні температури;
в) при заміні одного каталізатора іншим
4. У скільки разів збільшується швидкість хімічних реакцій при підвищенні температури на кожні 10 градусів:
а) в 2 - 4 рази; б) в 10 - 20 разів; в) залишається не змінною
5. Якщо при розпаданні активованого комплексу виділяється енергії більше, ніж це необхідно для активування молекул, то реакція:
а) екзотермічна; б) ендотермічна
6. Що пояснює більш високу швидкість хімічної реакції за участю каталізатора:
а) збільшення енергії активації; б) зменшення енергії активації.
7. З перерахованих термінів вкажіть назву біологічних каталізаторів:
а) інгібітори; б) ферменти; в) промотори
8. Як вплине підвищення тиску на рівновагу наступної реакції: $\text{CO}_{(\text{газ})} + \text{Cl}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(\text{газ})}$: а) змістить рівновагу в бік утворення продуктів реакції; б) рівновага не зміститься; в) змістить рівновагу в бік утворення вихідних речовин.
9. Як вплине підвищення температури на рівновагу системи:
 $1/2\text{N}_{2(\text{газ})} + 1/2\text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{NO}_{(\text{газ})} - Q$: а) змістить рівновагу вправо; б) змістить рівновагу вліво; в) не вплине на рівновагу.
10. Як впливає на рівновагу системи: $\text{SO}_{2(\text{газ})} + 1/2\text{O}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{SO}_{3(\text{газ})}$, збільшення концентрації кисню: а) рівновага зміщується в бік утворення продуктів реакції; б) рівновага зміщується в бік утворення реагентів; в) рівновага не зміщується.

11. Як вплине зниження тиску на рівновагу наступної реакції:



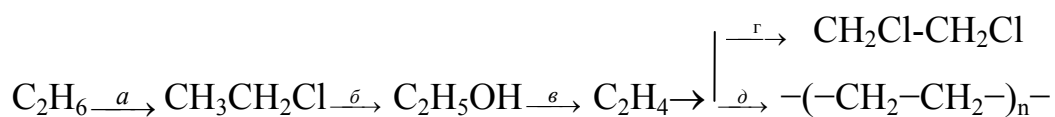
- а) рівновага зміщується в бік утворення продуктів реакції;
- б) рівновага зміщується в бік утворення реагентів;
- в) рівновага не зміщується.

12. У яких з перерахованих реакцій рівновага зсунеться праворуч при збільшенні температури системи:



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ

1. Визначте тип реакції на кожній стадії наступних перетворень, запишіть реакції.



2. Визначте тип реакції на кожній стадії наступних перетворень, запишіть реакції.



3. Як зміниться швидкість хімічної реакції:



4. У скільки разів необхідно збільшити концентрацію оксиду карбону (II) у системі $2\text{CO} = \text{CO}_2 + \text{C}$, щоб швидкість реакції збільшилася в 4 рази?

5. На скільки градусів треба понизити температуру в реакційній суміші для зменшення швидкості реакції в 27 разів, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3?

6. При згорянні 1 моль сірки виділяється 297 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння згорання сірки, розрахуйте, скільки теплоти виділиться при згорянні сірки масою 1 кг.

7. При згорянні 1 моль вугілля виділяється 394 кДж теплоти. Який об'єм кисню (при н.у.) витратився на згоряння вугілля, якщо при цьому виділилося 1970 кДж?
8. Визначте кількість теплоти, що виділяється при згорянні 515 г суміші ацетону й метанолу, густина за воднем якої дорівнює 25,75, якщо відомо, що при згорянні 1 моль ацетону виділяється 1821,7 кДж теплоти, а при згорянні 1 моль метанолу 726,3 кДж теплоти.
9. Як буде впливати збільшення температури на стан рівноваги в наступних реакціях: а) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{HCl} + Q$; б) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI} - Q$.
10. Як буде впливати збільшення тиску на стан рівноваги в наступних реакціях: а) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{HBr}$; б) $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$; в) $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$.
11. У яку сторону зсунеться рівновага реакцій за умов збільшення концентрації оксиду карбону (II): а) $\text{CO}_{(\text{газ})} + \text{Cl}_{2(\text{газ})} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(\text{газ})} + Q$; б) $\text{CO}_2 + \text{C}_{(\text{тв.})} \rightleftharpoons 2\text{CO} - Q$;
12. Напишіть вираження констант рівноваги для наступних оборотних хімічних реакцій: а) $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$; б) $\text{CO}_2 + \text{C}_{(\text{тв.})} \rightleftharpoons 2\text{CO}$; в) $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$.

ГЛАВА 6. РОЗЧИНИ

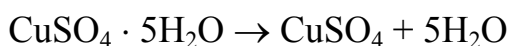
6.1. Основні поняття теорії розчинів

Розчин – це гомогенна система змінного складу, що складається з двох або більше компонентів: розчинника та розчинних речовин. Гомогенність системи обумовлена тим, що при утворенні розчину, речовина, що розчиняється, руйнується до молекулярного або іонного рівня, розміри частинок розчиненої речовини не перевищують 10^{-9} м. Такі розчини називаються істинними.

При утворенні багатьох розчинів теплота виділяється (розчинення основ та кислот у воді) або поглинається (при розчиненні солей). Ці явища пояснюються сучасною теорією розчинення, яка розглядає процес розчинення як сукупність наступних процесів: 1) руйнування зв'язків між молекулами або іонами розчинної речовини, що вимагає витрати енергії; 2) взаємодія розчинника з частинками розчинної речовини з утворенням сольватів – відбувається утворення зв'язків, що супроводжується виділенням теплоти; 3) розподіл сольватів в об'ємі розчину – дифузія.

Загальний енергетичний баланс залежить від співвідношення теплоти, що виділяється і поглинається: якщо енергія, що витрачається на розрив зв'язків менше енергії, що виділяється при сольватації, то процес розчинення екзотермічний, і навпаки. Тепловий ефект розчинення визначається природою речовин, що розчиняються.

Кристалогідрати – це кристалічні речовини до складу яких входить певне число молекул води. Приклади кристалогідратів: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – мідний купорос, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова сіль, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гіпс і ін. При розчиненні (нагріванні) кристалогідратів розривається зв'язок з молекулами води, яка виділяється, а потім відбувається руйнування речовини:



Розчинення – складний фізико-хімічний процес. Розчини, що утворюються мають подвійну природу. Як гомогенна система вони схожі з хімічними

сполуками, як система змінного складу розчини схожі з механічними сумішами.

6.2. Розчинність речовин

Розчинність – це природна властивість речовин.

Процес розчинення – самовільний процес, що відбувається за рахунок дифузії молекул (іонів) розчинної речовини з області з більшою концентрацією в область з меншою концентрацією.

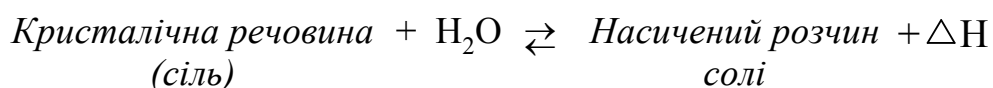
Розчинення – двонаправлений процес: тверда речовина переходить у розчин, а розчинена речовина у тверду фазу. Отже, одночасно відбувається і розчинення і кристалізація до тих пір, доки не наступить динамічна рівновага між цими процесами. Після встановлення динамічної рівноваги концентрація розчиненої речовини стає незмінною за незмінних умов. Такий стан називається станом насичення, а розчин насиченим. Стан насичення відповідає максимальній розчинності.

Кількісна здатність різних речовин розчинятися називається розчинністю. Мірою розчинності служить концентрація насиченого розчину при даній температурі. Виражають її коефіцієнтом розчинності – це маса речовини, розчинена в 100 г H₂O при даній температурі.

Розчинність залежить від багатьох чинників – температури, тиску, природи розчинника і речовини, що розчиняється.

6.2.1. Залежність розчинності від температури і тиску

З підвищенням температури розчинність більшості солей зростає, оскільки розчинення кристалічних речовин, в основному, процес ендотермічний: витрата енергії на розрив зв'язків між іонами в більшості випадків не компенсується енергією, що виділяється при утворенні сольватів. Процес розчинення твердих речовин в стані насичення можна виразити рівнянням:



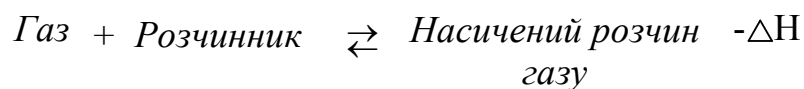
Оскільки при утворенні насиченого розчину між твердою речовиною і

насиченим розчином виникає рівновага, то до цієї системи можна застосувати принцип Ле-Шательє, згідно якому при підвищенні температури рівновага зміщується у бік ендотермічної реакції, тобто у бік утворення насиченого розчину. Тому з підвищенням температури розчинність більшості твердих речовин збільшується.

Розчинність твердих речовин не залежить практично від тиску, оскільки об'єм системи при їх розчиненні практично не змінюється. Згідно принципу Ле-Шательє, якщо об'єми похідних речовин рівні об'ємам продуктів реакції, то зміна тиску не впливає на рівновагу систем. Таким чином, розчинність більшості твердих речовин при підвищенні температури збільшується і не залежить практично від тиску.

Розчинність рідин при підвищенні температури також підвищується, оскільки розподіл рідини, що розчиняється, в рідкому розчиннику відбувається інтенсивніше.

Процес розчинення газу в розчиннику відбувається з виділенням енергії, тобто це процес екзотермічний, при цьому встановлюється рівновага. Схема протікання процесу наступна:



Згідно принципу Ле-Шательє при підвищенні температури рівновага зміщується у бік ендотермічної реакції, тобто розчинність газу зменшується.

При підвищенні тиску розчинність газів збільшується, оскільки при розчиненні газу в рідині об'єм системи значно зменшується. Згідно принципу Ле-Шательє для зсуву рівноваги у бік менших об'ємів тиск необхідно підвищити. Таким чином, розчинність газу зменшується з підвищенням температури і збільшується при підвищенні тиску.

6.2.2. Залежність розчинності від природи розчинника і речовини

Залежність розчинності речовини від її природи можна описати емпіричним правилом: подібне розчиняється в подібному. Сенс цього правила полягає в тому,

що якщо молекули розчинника полярні, то в цьому розчиннику добре розчиняються речовини, молекулам яких властива полярність.

Найпоширеніший розчинник – вода. Молекула води полярна. У ній легко розчиняються багато речовин, утворених іонним зв'язком (солі, луги), а також сильно поляризовані сполуки (наприклад, хлороводень, сірчана кислота). Органічні речовини, молекули яких є полярними (спирти, карбонові кислоти, альдегіди), розчиняються у воді, якщо їх вуглеводневий радикал (гідрофобна частина) невеликий. Із збільшенням довжини вуглеводневого радикалу полярність молекул зменшується і, відповідно, розчинність зменшується.

Речовини молекулярної неполярної будови погано розчиняються у воді, проте добре розчиняються в неполярних або малополярних розчинниках.

6.3. Способи вираження складу розчинів

Важливою характеристикою розчинів є їх склад. Величина, що виражає склад розчинів в одиниці об'єму або маси, називається концентрацією. Залежно від величини концентрації розчини розділяють на розбавлені і концентровані. Це якісна характеристика розчинів, і вона вельми умовна. Розчин з відносно високим вмістом розчиненої речовини називається концентрованим.

Для кількісної характеристики розчинів використовують різні способи чисельного вираження складу: масова частка розчиненої речовини, молярна концентрація, об'ємна концентрація та інші.

Масова частка розчиненої речовини – це безрозмірна фізична величина, яка визначається відношенням маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

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

де: $\omega_{(реч.)}$ – масова частка розчиненої речовини, виражена в долях одиниці або у відсотках;

$m_{(реч.)}$ – маса розчиненої речовини, г;

$m_{(р-ну.)}$ – загальна маса розчину, г.

Маса розчину складається з маси розчинника і маси розчиненої речовини:

$$m_{(p-ну)} = m_{(реч.)} + m_{(розчинника)}$$

Молярна концентрація розчиненої речовини (молярність) – це фізична величина, яка визначається відношенням кількості розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$C_{(реч.)} = \frac{V_{(реч.)}}{V_{(p-ну)}} \left(\frac{\text{моль}}{\text{л}} \right),$$

де: $C_{(реч.)}$ – молярна концентрація речовини, моль/л;

$v_{(реч.)}$ – кількість розчиненої речовини, моль;

$V_{(p-ну)}$ – об'єм розчину, л.

Молярна концентрація еквіваленту розчиненої речовини (нормальність) – це фізична величина, яка визначається відношенням кількості еквіваленту розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$C_{e(реч.)} = \frac{V_{e(реч.)}}{V_{(p-ну)}} \left(\frac{\text{моль} \cdot \text{екв}}{\text{л}} \right),$$

де: $C_{e(реч.)}$ – молярна концентрація еквіваленту речовини, моль/л;

$v_{e(реч.)}$ – кількість еквіваленту розчиненої речовини, моль;

$V_{(p-ну)}$ – об'єм розчину, л.

Моляльна концентрація розчиненої речовини (моляльність) – це фізична величина, яка визначається відношенням кількості розчиненої речовини до маси розчинника:

$$b_{(реч.)} = \frac{V_{(реч.)}}{m_{(p-ка)}} \left(\frac{\text{моль}}{\text{кг}} \right),$$

де: $b_{(реч.)}$ – моляльна концентрація речовини, моль/кг;

$v_{(реч.)}$ – кількість розчиненої речовини, моль;

$m_{(p-ка)}$ – маса розчинника, кг.

Об'ємна концентрація розчиненої речовини – це фізична величина, яка визначається відношенням об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$U_{(реч.)} = \frac{V_{(реч.)}}{V_{(p-ну)}}$$

де: $V_{(реч.)}$ – об'єм розчиненої речовини (газу), л.

6.4. Електролітична дисоціація

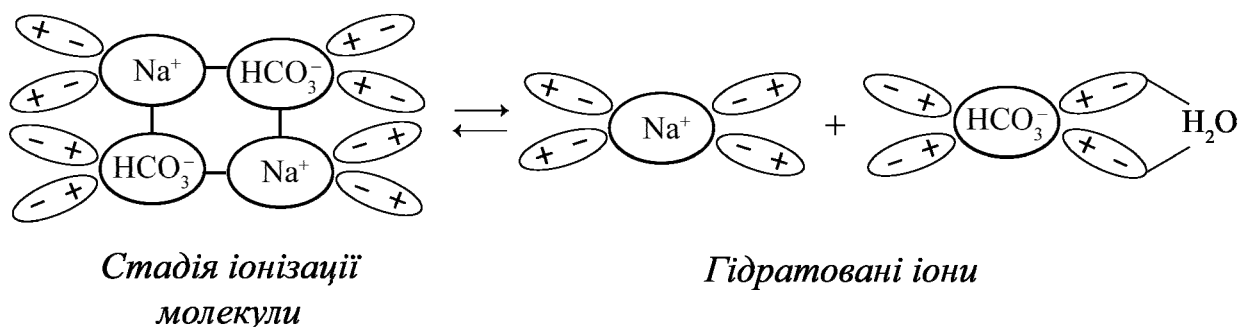
Відомо, що розчини кислот, основ та солей проводять електричний струм. Такі речовини називаються електролітами. Для пояснення здатності водних розчинів електролітів проводити електричний струм, С. Арреніусом була запропонована теорія електролітичної дисоціації, яка надалі була розвинена багатьма вченими і сучасний зміст цієї теорії зводиться до наступного:

Електролітична дисоціація – це розпад електролітів на іони при розчиненні їх у воді.

1. Електроліти у водних розчинах дисоціюють на позитивні та негативні іони;
2. Під дією електричного струму іони набувають направлено руху: позитивно заряджені іони рухаються до катоду, негативно заряджені – до аноду. Тому перші називають катіонами, другі – аніонами.
3. Дисоціація – оборотний процес. Рівняння дисоціації молекули електроліту в загальному вигляді може бути записано $KA \rightleftharpoons K^+ + A^-$. Сумарний заряд катіонів рівний сумарному заряду аніонів.

Розглянемо механізм електролітичної дисоціації на прикладі електроліту, утвореного іонним зв'язком, наприклад гідрокарбонат натрію $NaHCO_3$.

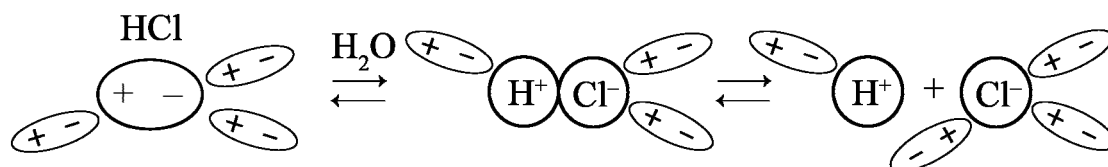
Схематично цей процес може бути представлений таким чином:



Диполі води негативними полюсами орієнтуються навколо іона натрію, позитивними – навколо аніона HCO_3^- . Між молекулами води та іонами солі

виникають сили взаємного тяжіння. В результаті зв'язок між іонами слабшає, а потім відбувається розрив зв'язку. Іони, що утворюються, переходять у розчин, утворюючи гідратовані іони.

Аналогічний процес дисоціації молекул, утворених полярним ковалентним зв'язком. Схема процесу наступна (на прикладі дисоціації HCl):



Диполі молекул води орієнтовані проти позитивного полюсу HCl негативними полюсами, навколо негативного полюса молекули HCl – позитивними полюсами. В результаті цієї взаємодії відбувається іонізація молекули – загальна електронна хмара пари електронів повністю зміщується до атома хлору, молекула перетворюється на іон. Утворюються гідратовані іони.

Таким чином, електролітами можуть бути сполуки, утворені іонним або полярним ковалентними зв'язками. Механізм електролітичної дисоціації – це єдність двох процесів: гідратації і іонізації. При гідратації утворюються нові хімічні зв'язки, при іонізації зв'язки руйнуються. Гідратація іонів – основна причина дисоціації. Іонізація є наслідком гідратації.

6.4.1. Ступінь дисоціації

Кількісною мірою дисоціації є ступінь дисоціації. Ступінь дисоціації (α) – це відношення числа дисоційованих молекул (n) до загального числа молекул, що знаходяться в розчині (N). Вона виражається в долях або відсотках:

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

Ступінь дисоціації залежить від природи електроліту, температури і концентрації. Так, молекули електроліту, утворені іонним зв'язком, мають ступінь дисоціації більше, в порівнянні з молекулами, які утворені полярним ковалентним зв'язком.

Якщо $\alpha = 1$, то електроліт повністю розпадається на іони. Прикладом може

служити гідроксид калію: $\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{OH}^-$.

Якщо $\alpha = 0$, то дисоціація відсутня. Наприклад, глюкоза у воді не дисоціює, її ступінь дисоціації дорівнює нулю. Таким чином, величина ступеню дисоціації знаходиться в інтервалі: $0 \leq \alpha \leq 1$ або $0 \leq \alpha \leq 100\%$.

6.4.2. Сильні і слабкі електроліти

За величиною ступеня дисоціації електроліти діляться на сильні і слабкі. *Сильні електроліти* – хімічні сполуки, які при розчиненні в воді, повністю розпадаються на іони, і далі в концентрованих розчинах їх ступінь дисоціації більше 30 %.

До сильних електролітів відносяться всі іонні сполуки – солі і гідроксиди лужних і майже всіх лужноземельних металів (KCl, NaOH та інші), а також багато ковалентних сполук з сильно поляризованими зв'язками (HCl, H₂SO₄, HNO₃ та інші). *Слабкі електроліти* при розчиненні в воді частково дисоціюють на іони, їх ступінь дисоціації менше 3 %. До них відносяться майже всі органічні кислоти (за винятком мурашиної кислоти, яка відноситься до електролітів середньої сили), а також деякі неорганічні кислоти (борна кислота, азотиста, вугільна та ін.), фосфорна кислота відноситься до електролітів середньої сили. До слабких електролітів відноситься вода (дуже слабкий електроліт), водний розчин аміаку (гідроксид амонію).

Ступінь дисоціації слабких електролітів збільшується при підвищенні температури, при розбавленні.

При додаванні до розчину електроліту, що має іони, однакові з іонами, які містяться у розчині, концентрація іонів збільшується, рівновага зменшується у бік зменшення концентрації, тобто ступінь дисоціації зменшується.

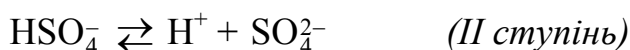
6.4.3 Кислоти, основи, солі з погляду електролітичної дисоціації

Кислоти – це електроліти, при дисоціації яких в якості катіонів утворюються тільки іони водню. Наприклад: $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

Загальні властивості розчинів кислот обумовлені саме протонами H^+ ,

концентрація яких є кількісною мірою кислотності середовища.

Число іонів водню, які утворюються при дисоціації однієї молекули, визначає основність кислоти. Існують одноосновні кислоти (HNO_3 , CH_3COOH та інші), двоосновні (наприклад H_2SO_4) і т.д. Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто:



Негативні іони, які відщеплюються від кислоти, називаються кислотним залишком, який може складатись з одного (Cl^- , Br^-) або декількох атомів (PO_4^{3-} , NO_3^-). Якщо кислотний залишок містить атом окисгену, то такі кислоти називаються кисневмісними, а якщо не містить, то безкисневими.

Кислоти розділяються по своїй силі: чим вище ступінь дисоціації кислоти, тим вона сильніша. Кислоти, ступінь дисоціації яких близька до одиниці, називаються сильними. Якщо кислота погано розчинюється у воді або ступінь дисоціації її невеликий, то кислота слабка. Приклади сильних кислот: HNO_3 – нітратна, H_2SO_4 – сульфатна, HCl – хлороводнева, HBr – бромоводнева, HClO_4 – хлорна.

Приклади слабких кислот: H_2SO_3 – сірчиста, HNO_2 – азотиста, H_2S – сірководнева, H_2CO_3 – вугільна, H_2SiO_3 – кременева, всі органічні кислоти за винятком мурашиної кислоти.

Кисневмісні кислоти можна порівняти між собою по силі, якщо записати формули у вигляді $\text{E}(\text{OH})_n\text{O}_m$, де число OH -груп рівне числу протонів водню. Порівняємо силу кислот H_2SO_4 та H_3PO_4 .



Сила кислоти тим більш, ніж більше число m і менше n .

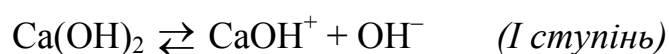
У сульфатної кислоти m більше і n менше в порівнянні з фосфорною кислотою, отже H_2SO_4 сильніша кислота.

Основи – це електроліти, які при дисоціації утворюють в якості аніонів тільки гідроксид-іон (OH^-). Наприклад: $\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{OH}^-$.

Властивості основ обумовлені наявністю в їх розчинах гідроксид-іонів. Так, всі основи взаємодіють з кислотами з утворенням солей і виділенням води (реакція нейтралізації).

Основи можуть містити одну або декілька гідроксогруп. За цією ознакою їх розділяють на одно кислотні (NaOH , KOH і ін.), двокилотні ($\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і ін.) і т.д.

Багатокилотні основи дисоціюють ступінчасто:



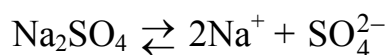
Основи теж розділяються по своїй силі. Оскільки всі гідроксиди металів є твердими або кристалічними речовинами, утвореними катіонами металів і гідроксид-іонами, ступінь дисоціації їх велика, навіть для малорозчинних основ. Критерієм для оцінки сили основи використовують розчинність: чим більше розчинність у воді, тим більше сильна основа. Приклади сильних основ: гідроксиди лужних металів (розташовані в першій групі головній підгрупі періодичної системі елементів (ПСЕ)). Їх називають лугами (KOH , LiOH та інші). Гідроксиди лужноземельних металів (знаходяться в другій групі, головній підгрупі ПСЕ). Їх розчинність менша, ніж у гідроксидів лужних металів, але більша, ніж у інших гідроксидів металів.

Погано розчинні в воді основи: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$ та інші.

Соли – обширний клас неорганічних сполук.

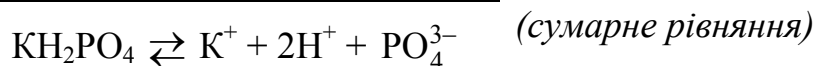
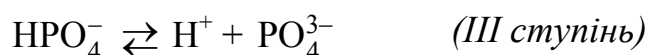
У середині класу солей можна виділити підкласи середніх, кислих і основних солей.

Середні солі – це складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на позитивно заряджені іони металів (або катіони амонію NH_4^+) і негативно заряджені іони кислотних залишків:



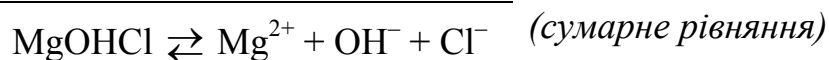
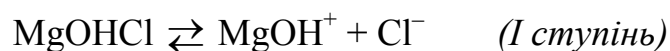
Багатоосновні кислоти при реакціях з основами можуть утворювати кислі солі (гідросульфат натрію – NaHSO_4 , дігідрофосфат калію – KH_2PO_4 , гідрокарбонат натрію – NaHCO_3 та інші). Кислі солі при розчиненні у воді дисоціюють ступінчасто з утворенням катіона металу і аніона кислотного залишку. Ступінь дисоціації на I ступені дорівнює одиниці. А потім аніон, що утворюється, є слабким електролітом, дисоціює як залишок кислот оборотно.

Наприклад:



Таким чином, кислі солі – це складні речовини, які дисоціюють у водних розчинах на позитивно заряджені іони металів (або катіони амонію) та іони гідрогену, і негативно заряджені іони кислотних залишків.

Багатокислотні основи при реакціях з кислотами можуть утворювати основні солі ($\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, MgOHCl) та інші. Дисоціація їх відбувається також ступінчасто:



Таким чином, основні солі – це складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на позитивно заряджені іони металів і негативно заряджені іони кислотних залишків та гідроксид-іони.

6.4.4. Реакції обміну. Іонні рівняння

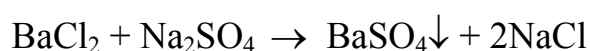
Необоротними називаються реакції, які протікають тільки в одному напрямку.

Умовами протікання необоротних реакцій є наступні фактори:

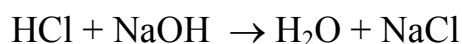
а) виділення газу:



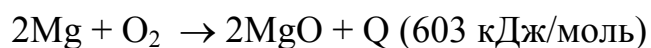
б) випадання осаду:



в) утворення малодисоційованої сполуки (наприклад води):



г) виділення великої кількості теплоти:



Хімічна реакція не завжди «добігає кінця», інакше кажучи, вихідні речовини не завжди повністю перетворюються в продукти реакції. Це відбувається тому, що в міру нагромадження продуктів реакції можуть створитися умови для протікання реакції в протилежному напрямку.

ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ

1. Яка з наведених речовин: KCl, C₆H₆ або O₂ краще розчиняється у воді:
а) C₆H₆; б) O₂; в) KCl
2. Яка з наведених речовин: HCl, C₆H₅ONa або C₁₅H₃₁COOH краще розчиняється в бензолі: а) C₁₅H₃₁COOH; б) HCl; в) C₆H₅ONa
3. З підвищенням температури розчинність твердих речовин:
а) збільшується; б) не змінюється; в) зменшується
4. Розчинність газів збільшується при:
а) підвищенні температури; б) підвищенні тиску; в) зниженні тиску
5. Зі збільшенням концентрації розчину ступінь дисоціації електроліту:
а) збільшується; б) не змінюється; в) зменшується
6. Величина K_d для слабких електролітів залежить, від:
а) температури; б) концентрації; в) тиску
7. Виберіть кислоту, яка дисоціює ступінчасто:
а) HCl; б) H₂S; в) HNO₃
8. Укажіть, в яких масових співвідношеннях треба змішати сіль та воду, щоб отримати розчин з масовою часткою речовини 20 %:
а) 1 : 5 ; б) 1 : 4 ; в) 2 : 10
9. Виберіть формулу для розрахунку масової частки:
а) $U_{(реч.)} = \frac{V_{(реч.)}}{V_{(р-ну)}}$; б) $N_{(реч.)} = \frac{\eta_{(реч.)}}{\sum \eta_{(компон.р-ну)}}$; в) $\omega_{(реч.)} = \frac{m_{(реч.)}}{m_{(р-ну)}}$
10. Виберіть формулу для розрахунку молярності:
а) $C_{(реч.)} = \frac{V_{(реч.)}}{V_{(р-ну)}} \left(\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}} \right)$; б) $\omega_{(реч.)} = \frac{m_{(реч.)}}{m_{(р-ну)}}$; в) $U_{(реч.)} = \frac{V_{(реч.)}}{V_{(р-ну)}}$
11. Виберіть формулу для розрахунку молярності:
а) $\omega_{(реч.)} = \frac{m_{(реч.)}}{m_{(р-ну)}}$; б) $U_{(реч.)} = \frac{V_{(реч.)}}{V_{(р-ну)}}$; в) $b_{(реч.)} = \frac{V_{(реч.)}}{m_{(р-ка)}} \left(\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{КГ}} \right)$
12. Виберіть формулу для розрахунку нормальності:
а) $b_{(реч.)} = \frac{V_{(реч.)}}{m_{(р-ка)}} \left(\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{КГ}} \right)$; б) $C_{e(реч.)} = \frac{V_{e(реч.)}}{V_{(р-ну)}} \left(\frac{\text{МОЛЬ} \cdot \text{ЕКВ}}{\text{Л}} \right)$; в) $C_{(реч.)} = \frac{V_{(реч.)}}{V_{(р-ну)}} \left(\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}} \right)$

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ

1. Визначіть фактор еквівалентності металу у сполуках: AgNO_3 , K_2SO_4 , FeCl_3 , PbO , NaHCO_3 . Розрахуйте молярну масу еквівалента.
2. Визначіть молярну масу еквівалента елементу металу, якщо відомо, що метал масою 6 г витіснив із кислоти за нормальних умов водень масою 0,5 г.
3. Для згоряння металу масою 4 г необхідний кисень об'ємом 2,24 л за нормальних умов. Визначіть молярну масу еквіваленту цього металу.
4. Скільки грамів водню виділиться при розчиненні у хлороводневій кислоті металу масою 20 г з молярними масами еквівалентів: а) 20, б) 12, в) 23, г) 9 г/моль?
5. Розрахуйте масу солі та води, які необхідні для приготування розчину з масовою часткою 25 % об'ємом 400 мл ($\rho = 1,2$ г/мл).
6. Яка маса води та розчину солі з масовою часткою 20 % знадобиться для приготування розчину тієї ж масою 300 г та масовою часткою 4 %?
7. Визначити масу глюкози у 500 мл розчину, молярна концентрація якого дорівнює 0,2 моль/л.
8. Визначити молярну концентрацію розчину, в якому 4 г нітрату амонію розчинили у 200 г води.
9. Визначити молярну концентрацію еквівалента гідроксида барію у розчині з масовою часткою 17,1 % ($\rho = 1$ г/мл).
10. Які із зазначених нижче схем відповідають необоротним процесам? Чому? Напишіть ці реакції. а) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$; б) $\text{NaOH} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \dots$; в) $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{HBr} \rightarrow \dots$; г) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{KCl} \rightarrow \dots$; д) $\text{CH}_3\text{COOLi} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
11. Напишіть три реакції, що протікають до кінця за схемою: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ у молекулярній та іонній формах.
12. До розчину, який містить 3,92 г фосфатної кислоти, добавили розчин, який містить 2,4 г гідроксиду натрію. Визначити склад солей після випаровування.

ГЛАВА 7. КИСЛОТНО-ОСНОВНА РІВНОВАГА

7.1. Іонний добуток води

Дисоціацію води можна уявити у вигляді: $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

Дисоціацію води зображують спрощеним рівнянням: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Тобто вода – це слабкий амфотерний електроліт. Запишемо вираження константи дисоціації води:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Константа дисоціації води – це величина стала й при температурі 25⁰С дорівнює $1,8 \cdot 10^{-16}$. Концентрацію недисоційованих молекул також можна вважати величиною сталою, яка дорівнює $1000 : 18 = 55,56$ моль/л. Тоді:

$$\begin{aligned} K_d &= [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-], \\ 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 &= [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-], \\ 10^{-14} &= [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-], \text{ тобто} \\ K_d[\text{H}_2\text{O}] &= [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \end{aligned}$$

Добуток $K_d[\text{H}_2\text{O}]$ називається *іонним добутком води*, при 25⁰С ця величина у всіх водяних розчинах стала й дорівнює 10^{-14} . У чистій воді концентрація іонів гідрогену дорівнює концентрації гідроксид-іонів:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}.$$

7.2. Водневий показник. рН розчинів

Всілякий водяний розчин кислоти, основи, солі містить іони H^+ і OH^- , тільки співвідношення їх різне. У воді $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$, якщо у воду додати кислоту, то $[\text{H}^+]$ збільшується, тобто стане $> 10^{-7}$ моль/л (10^{-6} моль/л, 10^{-5} моль/л), тобто якщо $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ – це кисле середовище. Якщо в розчин додати основу, то збільшується

$[\text{OH}^-]$, а $[\text{H}^+]$ зменшується, тобто $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л (це може бути 10^{-8} моль/л, 10^{-9} моль/л і т.ін.). таким чином, якщо $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л – то це лужне середовище.

Додаючи у воду сіль, яка піддається гідролізу, тобто що має кисле або лужне середовище ми також змінюємо $[\text{H}^+]$, збільшуючи або зменшуючи.

Величини $[\text{H}^+]$ і $[\text{OH}^-]$ – є величини сполучені, збільшуючи одну з них, ми зменшуємо іншу:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]},$$

наприклад: $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ моль/л, те $[\text{OH}^-]$, буде дорівнювати:

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Щоб не писати числа з показником ступеня, кислотність розчину виражають через *негативний десятковий логарифм концентрації іонів гідрогену*, називаючи цю величину водневим показником і позначаючи рН:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

Величина рН уперше була введена датським хіміком С. Серенсоном. Буква «р» - початкова від датського слова *potenz* (ступінь), «Н» - символ гідрогену. У кислих розчинах $\text{pH} < 7$, у нейтральних $\text{pH} = 7$, у лужних $\text{pH} > 7$.

Зв'язок між концентрацією іонів гідрогену й водневим показником можна проілюструвати наступною схемою:



Аналогічно із рН уведений гідроксильний показник – це негативний десятковий логарифм концентрації гідроксид-іонів:

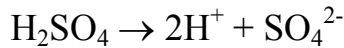
$$pOH = -\lg[OH^-]$$

Між водневим і гідроксильним показниками є взаємозв'язок:

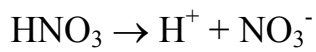
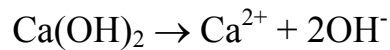
$$pH + pOH = 14$$

7.3. pH розчинів сильних та слабких електролітів

Сильні кислоти і основи в розчині дисоціюють практично повністю, тому знаючи їх концентрацію можна завжди розрахувати концентрацію іонів H^+ і OH^- :



1 моль 2 моль 1 моль



1 моль 1 моль 1 моль

1 моль 1 моль 2 моль

Тому: $pH = -\lg C_{H^+}$ $pOH = -\lg C_{OH^-}$

Проте, це правомірно тільки для розбавлених розчинів ($10^{-2} - 10^{-5}$ моль/л) сильних електролітів. Для концентрованих розчинів при розрахунках pH і pOH слід використовувати значення активності іонів H^+ і OH^- , :

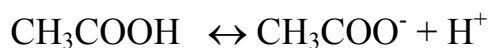
$$pH = -\lg a_{H^+} = -\lg \gamma_{H^+} \cdot C_{H^+}$$

$$pOH = -\lg a_{OH^-} = -\lg \gamma_{OH^-} \cdot C_{OH^-}$$

γ_{H^+} – коефіцієнт активності

Фізичний сенс α : це реальна концентрація або ефективна.

Для обчислення концентрації іонів H^+ і OH^- в розчинах слабких кислот і основ використовують α – ступінь дисоціації:



1 моль 1 моль 1 моль

α пов'язана з $K_{дис.}$ законом розведення Оствальда:

$$K_{дис.} = C \cdot \alpha^2$$

7.4. Поняття про гідроліз солей. рН в розчинах солей

Водні розчини різних солей можуть мати нейтральну, кислотну чи лужну реакцію середовища. Наприклад, розчин соди має лужну, а розчин мідного купоросу – кислотну реакцію. Ці сполуки не містять в своєму складі H^+ і OH^- – іонів, отже кислотно-основні властивості розчинів солей обумовлені властивостями катіонів і аніонів, що утворюються при дисоціації.

При розчиненні багатьох солей відбувається взаємодія іонів солі чи то з H^+ або OH^- , які утворюються при дисоціації води. Якщо внаслідок цієї взаємодії утворюються слабкі електроліти (малорозчинні основи або слабкі кислоти), то в розчині залежно від природи солі накопичуються або іони водню, або гідроксид-іони і розчин відповідно набуває кислотної або лужної реакції середовища.

Таким чином, гідроліз – процес взаємодії іонів солі з водою, що приводить до утворення слабого електроліту.

В результаті гідролізу зміщується рівновага електролітичної дисоціації води. Суть цього процесу полягає у тому, що катіон або аніон солі зв'яже відповідно гідроксид-іон (OH^-) або протон (H^+), тому, згідно принципу Ле-Шательє, рівновага дисоціації води зміщується у бік збільшення концентрації іонів, тобто вправо. При цьому накопичуються чи то іони водню, чи то гідроксид-іони.

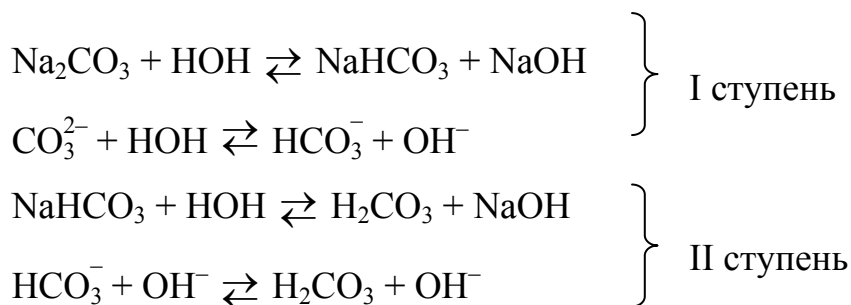
Солі, як продукти взаємодії кислоти з основою можна розділити на чотири типи, залежно від сили кислоти і основи, які утворюють соль:

- 1) солі, утворені сильною основою і сильною кислотою;
- 2) солі, утворені сильною основою і слабкою кислотою;
- 3) солі, утворені слабкою основою і сильною кислотою;
- 4) солі, утворені слабкою основою і слабкою кислотою.

Прикладом солі першого типу є сіль $CaCl_2$, вона гідролізу не піддається, оскільки катіон сильної основи і аніон сильної кислоти при взаємодії з водою не може утворити слабкий електроліт. Внаслідок цього рівновага дисоціації води не

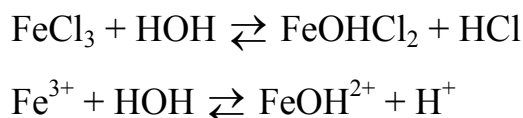
порушується, тому в розчинах таких солей реакція середовища нейтральна.

Солі другого типу дисоціюють з утворенням катіону сильної основи і аніону слабкої кислоти. Гідроліз цих солей протікає по аніону. Наприклад, Na_2CO_3 при розчиненні у воді утворює катіон Na^+ і аніон CO_3^{2-} , який зв'язується з іоном водню води:



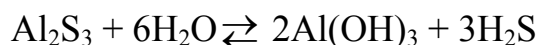
Другий ступінь гідролізу майже не протікає, оскільки підвищення концентрації гідроксид-іонів в розчині приводить до зміщення рівноваги вліво. Надлишок OH^- зумовлює лужну реакцію середовища.

Прикладом солі третього типу є хлорид заліза (III). Гідроліз цієї солі протікає по катіону, ступінчасто. Проте переважно він проходить по першому ступеню:



Перебіг гідролізу обумовлений утворенням іону FeOH^{2+} , який слабо дисоціює, при цьому відбувається накопичення протонів водню H^+ , рівновага дисоціації води зміщується вправо, а реакція середовища – кисла.

Солі четвертого типу дисоціюють з утворенням катіону слабкої основи і аніону слабкої кислоти. Гідроліз протікає по катіону і аніону. Реакція середовища залежить від співвідношення констант дисоціації продуктів гідролізу. Наприклад:



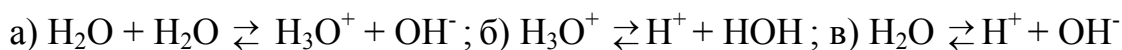
На процес гідролізу впливає концентрація і температура. Розбавлення розчину рівноцінне збільшенню концентрації однієї з реагуючих речовин і води, тому, згідно принципу Ле-Шательє, рівновага зміщується у бік продуктів

гідролізу, тобто гідроліз посилюється. Навпаки, гідроліз концентрованих розчинів протікає слабкіше. З підвищенням температури константа дисоціації води зростає, збільшується концентрація H^+ і OH^- , вірогідність утворення малодисоційованих сполук збільшується, гідроліз протікає повніше.

Характеристикою процесу гідролізу є *ступінь гідролізу* – це відношення кількості гідролізованої речовини до загальної кількості розчиненої речовини. Ступінь гідролізу збільшується при підвищенні температури і при розбавленні розчину.

ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ

1. Покажіть точне рівняння дисоціації води:



2. Чому дорівнює іонний добуток води: а) 10^{-11} ; б) 10^{-7} ; в) 10^{-14} .

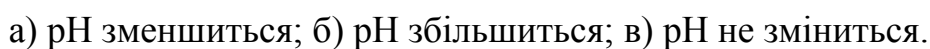
3. Що таке водневий показник:



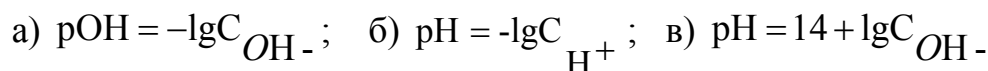
4. Якщо в розчин додати основу:



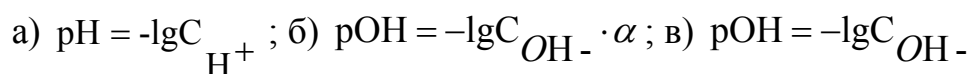
5. Якщо в розчин додати кислоту:



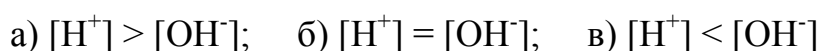
6. Виберіть формулу для розрахунку рН розчину сильної кислоти:



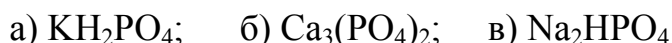
7. Виберіть формулу для розрахунку рН розчину слабкої основи:



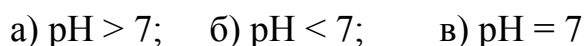
8. У чистій воді співвідношення концентрацій іонів водню й гідроксид-іонів наступне:



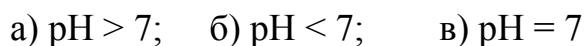
9. Яка з наведених солей є найкислішою:



10. Яку реакцію середовища має водяний розчин K_2SiO_3 :



11. Яку реакцію середовища має водяний розчин NH_4NO_3 :



12. Виберіть сіль, яка не гідролізується:



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ

1. Знайдіть рН розчину соляної кислоти, якщо $C_{H^+} = 0,005$ моль/л.
2. Знайдіть рН, якщо $C_{OH^-} = 2,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л і $\alpha = 0,05$. Вкажіть, яка це речовина: сильна чи слабка, основа чи кислота?
3. Знайдіть концентрацію іонів гідрогену у розчині з рН = 6,8.
4. C_{H^+} розчину 0,0008 моль/л. Знайдіть концентрацію OH^- .
5. Знайдіть рН розчину сірчистої кислоти з масовою часткою її у розчині 0,2 %, а ступінь дисоціації 0,05 ($\rho = 1$ г/мл).
6. 0,37 г кальцій гідроксиду розчинили у 1 л води. Знайдіть рОН.
7. Визначте рН розчину солі, яка утворюється в результаті взаємодії гідрогенхлориду та амоній гідроксиду.
8. Визначте рН розчину солі, яка утворюється в результаті взаємодії гідроксиду натрію та карбонатної кислоти.
9. Визначте рН розчину солі, яка утворюється в результаті взаємодії нітратної кислоти з гідроксидом барію.
10. Запишіть в іонній і молекулярній формі рівняння гідролізу солі ZnS. Вкажіть рН середовища.
11. Запишіть в іонній і молекулярній формі рівняння гідролізу солі $(NH_4)_2SO_4$. Вкажіть рН середовища.
12. Запишіть в іонній і молекулярній формі рівняння гідролізу солі HCOOK. Вкажіть рН середовища.

ГЛАВА 8. ОКИСЛЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

В окислювально-відновних реакціях відбувається зміна ступеню окиснення атомів та іонів.

Всі окислювально-відновні реакції можна звести до трьох типів: внутрішньомолекулярні, міжмолекулярні та реакції диспропорціонування.

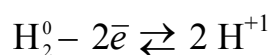
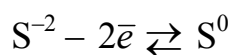
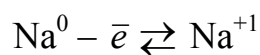
До першого типу реакцій відносяться реакції, при яких відбувається зміна ступенів окиснення різних атомів в одній молекулі.

При міжмолекулярних реакціях відбувається зміна ступеню окиснення атомів в різних молекулах.

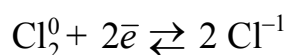
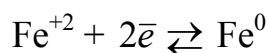
В реакціях диспропорціонування атоми одного і того ж елемента і віддають, і приймають електрони.

Процес віддачі електронів іоном, атомом, або молекулою називається процесом окиснення. При цьому ступінь окиснення підвищується. Атоми, іони, або молекули, що віддають електрони, називаються відновниками.

Наприклад:



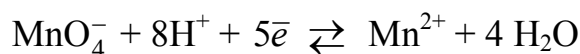
Процес приєднання електронів атомом, іоном або молекулою називається процесом відновлення. При цьому ступінь окиснення знижується. Атоми, іони або молекули, що приймають електрони, називаються окислювачами. Наприклад:



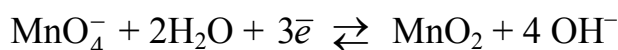
Окислювально-відновні реакції є єдністю двох протилежних процесів – окиснення і відновлення. Число електронів, що приєднуються окислювачем, рівне числу електронів, що приєднуються відновником, рівне числу електронів, що віддаються відновником. Окислювально-відновні властивості залежать від електронегативності елемента: чим більше електронегативність, тим сильніше

окислювальні властивості і навпаки.

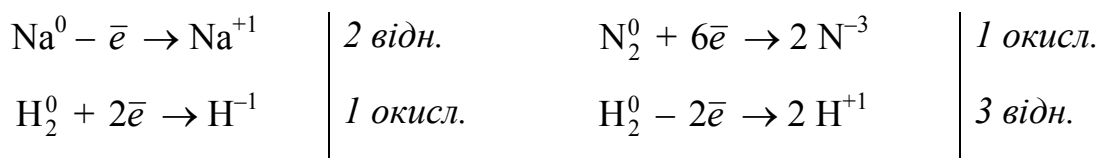
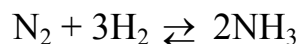
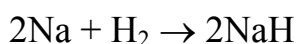
Залежно від реакції середовища хід реакції між одними і тими ж речовинами змінюється. Так, іон MnO_4^- в кислому середовищі відновлюється до Mn^{2+} :



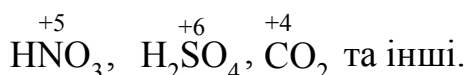
у нейтральному середовищі – до MnO_2 :



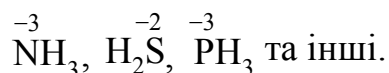
Один і той же елемент, залежно від умов в одному і тому ж ступені окиснення може проявляти як окислювальні, так і відновні властивості. Наприклад, молекулярний водень в реакціях з металами проявляє властивості окислювача, а в реакціях з неметалами або оксидами металів – властивості відновника:



Якщо елемент в сполуці знаходиться у вищому ступені окиснення, то ця сполука проявляє тільки властивості окислювача. Наприклад:



Якщо елемент в сполуці має нижчий ступінь окиснення, то це з'єднання проявляє тільки властивість відновника. Наприклад:



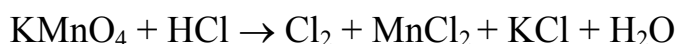
Якщо в сполуці елемент має проміжний ступінь окиснення, то йому характерні як окислювальні, так і відновні властивості.

Наприклад, оксид сірки (IV) $\overset{+4}{\text{SO}_2}$. Вищий ступінь окиснення сірки +6, нижчий –2, віддаючи електрони вона проявляє властивості відновника: $\overset{+4}{\text{S}} - 2\bar{e} \rightleftharpoons \overset{+6}{\text{S}}$, приймаючи електрони – властивості окислювача: $\overset{+4}{\text{S}} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \overset{+2}{\text{S}}$.

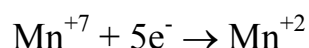
8.1. Метод електронного балансу

Метод *електронного балансу* застосовують для реакцій між газоподібними, твердими або рідкими (розплавленими) речовинами, що протікають без електrolітичної дисоціації. Він заснований на порівнянні в лівій та правій частинах рівняння сум ступенів окиснення атомів тих елементів, у яких вони змінюються, за допомогою додатка або вирахування необхідного числа електронів. У методі електронного балансу спочатку визначають ступінь окиснення кожного атома й потім становлять схеми, що відображають процес передачі електронів. Після цього підбирають множники за правилом знаходження загального кратного, які й будуть являти собою коефіцієнти при окислювачі й відновнику. Наприклад в реакції: $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

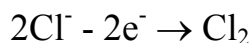
1. Запишемо молекулярну схему процесу:



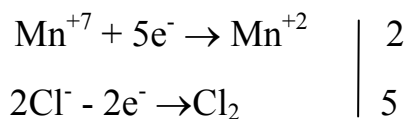
2. Проведемо електронний баланс для окислювача:



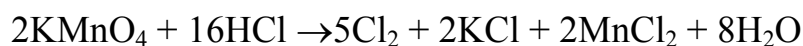
3. Проведемо електронний баланс для відновника:



4. Коефіцієнти в загальному молекулярному рівнянні перед окислювачем і його відновленою формою дорівнюють числу електронів, що губляться атомом-відновником, а коефіцієнти перед відновником і його окисленою формою - числу електронів, що приєднуються атомом-окислювачем. Коефіцієнти знаходять як множники, що зрівнюють електронний баланс окислювача й відновника:



5. Тепер зрівнюємо кількість атомів, що не беруть участь в окислювально-відновній реакції:

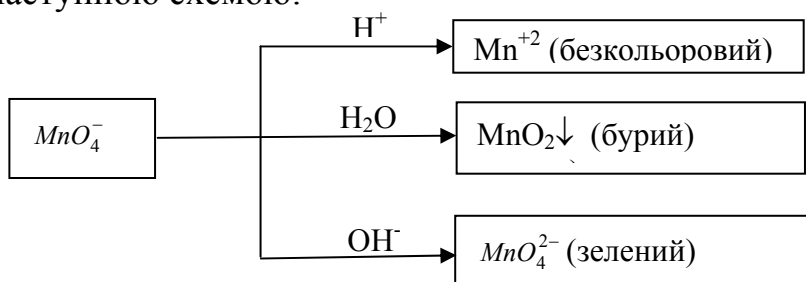


Перевірку правильності коефіцієнтів у рівняннях окислювально-відновних реакцій за участю оксигеновмісних речовин здійснюють за допомогою оксигенового балансу: сумарне число атомів оксигену в лівій і правій частинах рівняння повинне бути однаковим.

8.2. Метод напівреакцій

Метод *напівреакцій* звичайно застосовують до реакцій, які протікають у водяних розчинах. У методі напівреакцій коефіцієнти окислювально-відновних реакцій визначають із урахуванням конкретної форми іонів, які беруть участь у процесі. Ключове завдання цього методу - складання рівнянь напівреакцій. За умов використання цього методу кожна окислювально-відновна реакція представляється як алгебраїчна сума двох напівреакцій: напівреакції відновлення окислювача й напівреакції окиснення відновника. Складаючи рівняння напівреакцій, використовують ті ж правила, що й при складанні звичайних іонних реакцій у розчинах: для неелектролітів і слабких електролітів записують формули їхніх молекул, а для сильних електролітів - формули тільки тих іонів, до складу яких входять атоми елементів, які змінюють у результаті реакції ступені окиснення.

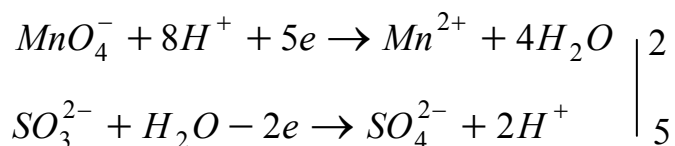
Середовище впливає на зміну ступенів окиснення атомів, наприклад, продукти відновлення перманганату-іона в різних середовищах можна представити наступною схемою:



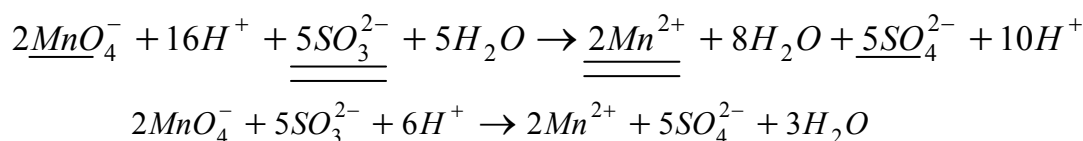
(фіолетовий)

Звичайно для створення в розчині кислого середовища використовують сірчану кислоту. Нітратну й хлоридну кислоту застосовують рідко: перша сама є окислювачем, друга здатна окислюватися. Для створення лужного середовища застосовуються розчини гідроксидів калію або натрію.

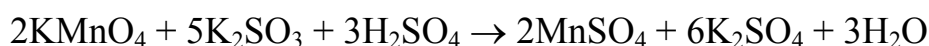
Далі, як і в методі електронного балансу, знаходять найменше кратне й додаткові множники:



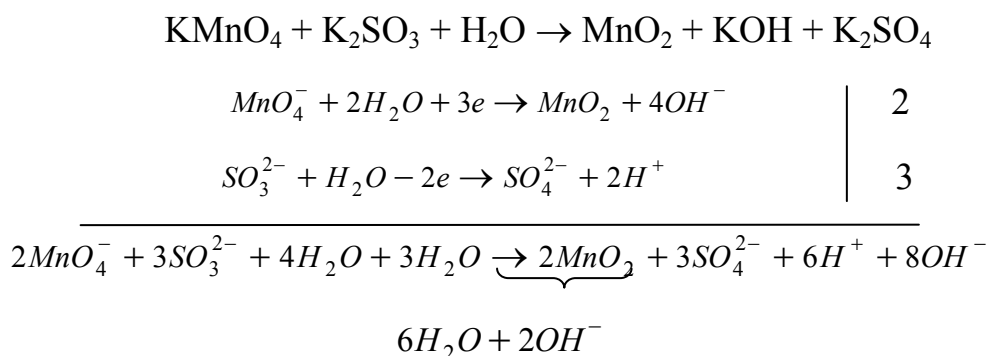
Потім підсумовують обидві напівреакції й після скорочення однакових складових (H_2O и H^+) одержують скорочене іонне рівняння окислювально-відновної реакції, коефіцієнти з якого переносять у молекулярне рівняння:



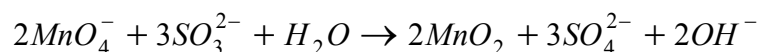
У молекулярній формі ця взаємодія описується рівнянням (з обліком однієї додаткової молекули K_2SO_4 за рахунок двох іонів K^+ із KMnO_4):



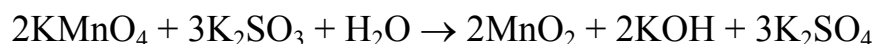
У нейтральному середовищі перманганат-іон відновлюється до оксиду мангану (IV):



Скоротивши шість молекул води, які є в обох частинах рівняння, одержуємо повне іонне рівняння:

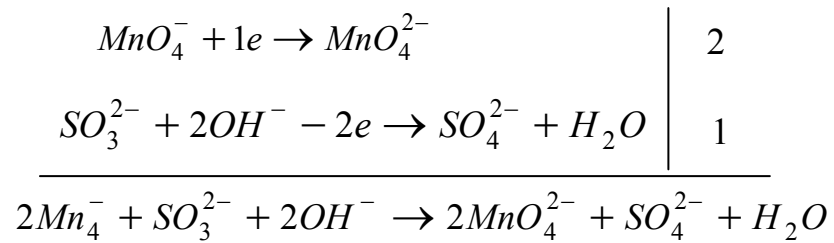
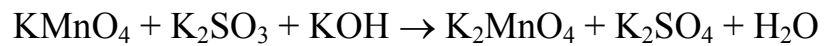


коефіцієнти з якого переносимо в молекулярне рівняння:

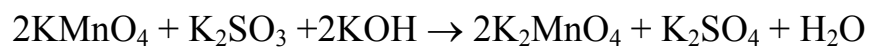


У лужному середовищі реакція йде з утворенням манганат-іонів. При цьому необхідно пам'ятати, що джерелом кисню в лужному середовищі є гідроксид-

іони: два гідроксид-іона можуть віддати один кисень, перетворюючись при цьому в одну молекулу води.



коефіцієнти з іонного рівняння переносимо в молекулярне рівняння:



ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ

1. Визначте тип ОВР: $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - а) міжмолекулярна; б) внутрішньомолекулярна; в) диспропорціонування.
2. Визначте тип ОВР: $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$
 - а) міжмолекулярна; б) внутрішньомолекулярна; в) диспропорціонування.
3. Визначте тип ОВР: $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
 - а) міжмолекулярна; б) внутрішньомолекулярна; в) диспропорціонування.
4. Визначте чим є ферум у цій напівреакції: $\text{Fe}^{3+} + 1\text{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$
 - а) окисником; б) відновником; в) окисником і відновником.
5. Виберіть найліпший окисник серед зазначених: а) N; б) O; в) S.
6. Виберіть найліпший відновник серед зазначених: а) K; б) Rb; в) Sr.
7. Як зміню свій ступінь окиснення елемент-калій в ОВР: $\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2$
 - а) зменшує; б) збільшує; в) не змінює.
8. Процес приєднання електронів називається:
 - а) окисненням; б) відновленням; в) окисно-відновним.
9. Процес віддачі електронів називається:
 - а) окисненням; б) відновленням; в) окисно-відновним.
10. Виберіть речовину, в якій елемент виявляє змінний ступінь окиснення:
 - а) HClO_4 ; б) H_3PO_4 ; в) MnO_2 .
11. Визначте, яка з перерахованих нижче складних речовин може бути тільки окислювачем: а) HNO_2 ; б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; в) NH_3
12. Визначте, яка з перерахованих нижче складних речовин може бути тільки відновником: а) HNO_3 ; б) K_2MnO_4 ; в) H_2S

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ

1. Використовуючи метод електронного балансу, поставте коефіцієнти в ОВР, визначте тип реакції, позначте окисник і відновник: $2\text{HgO} \rightarrow 2\text{Hg} + \text{O}_2$
2. Використовуючи метод електронного балансу, поставте коефіцієнти в ОВР, визначте тип реакції, позначте окисник і відновник: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2\uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. Використовуючи метод електронного балансу, поставте коефіцієнти в ОВР, визначте її тип, позначте окисник і відновник: $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
4. Використовуючи метод електронного балансу, поставте коефіцієнти в ОВР, визначте тип реакції, позначте окисник і відновник: $\text{NaI} + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
5. Дописати продукти окислювально-відновної реакції й порівняти методом електронно-іонного балансу: $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
6. Дописати продукти окислювально-відновної реакції й порівняти методом електронно-іонного балансу (метод напівреакцій): $\text{KCl}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \dots$
7. Дописати продукти окислювально-відновної реакції й порівняти методом електронно-іонного балансу (метод напівреакцій): $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \dots$
8. Дописати продукти окислювально-відновної реакції й порівняти методом електронно-іонного балансу (метод напівреакцій): $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$
9. Які дві речовини вступили до реакції й за яких умов, якщо в результаті утворилися наступні речовини? Закінчити реакцію: $\dots \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10. Які дві речовини вступили до реакції й за яких умов, якщо в результаті утворилися наступні речовини? Закінчити реакцію: $\dots \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
11. Які дві речовини вступили до реакції й за яких умов, якщо в результаті утворилися наступні речовини? Закінчити реакцію: $\dots \rightarrow \text{I}_2 + \text{KNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
12. Які дві речовини вступили до реакції й за яких умов, якщо в результаті утворилися наступні речовини? Закінчити реакцію: $\dots \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{K}_2\text{SO}_4$

ГЛАВА 9. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

9.1. Оксиди. Хімічні властивості

Оксидами називаються речовини, що складаються з двох хімічних елементів, одним із яких є кисень із ступенем окиснення -2 . Майже всі хімічні елементи утворюють оксиди. Виняток становлять благородні гази гелій, неон, аргон.

Назва оксидів елементів, які мають постійний ступінь окиснення складається з двох слів: «оксид» + «назва в родовому відмінку» (MgO – оксид магнію, K_2O – оксид калію). Якщо елемент утворює декілька оксидів, після назви елементів вказують його ступінь окиснення римською цифрою в дужках: MnO^{+2} – оксид марганцю (II), MnO_2^{+4} – оксид марганцю (IV).

Називати оксиди можна також шляхом додавання до слова оксид грецьких числівників: CO_2 – діоксид вуглецю, SO_3 – тріоксид сірки.

По хімічним властивостям оксиди розділяються на три групи: основні, кислотні і амфотерні. При хімічних реакціях більшість оксидів утворюють солі, тому їх називають солетворними. Відомі оксиди, які не утворюють солі (несолетворні). До них відносяться: SiO – оксид кремнію (II), N_2O – оксид азоту (I), NO – оксид азоту (II).

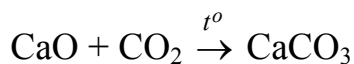
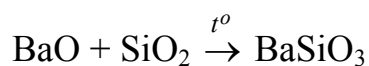
Основними оксидами називають оксиди, гідрати яких – є основи. До них відносяться оксиди лужних, лужноземельних металів, а також всіх інших металів в нижчих ступенях окиснення. Наприклад: K_2O , BaO , FeO та ін. Тип зв'язку в цих оксидах іонний.

Основним оксидам характерні наступні хімічні властивості:

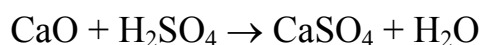
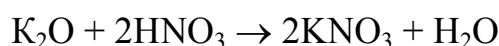
Оксиди лужних і лужноземельних металів взаємодіють з водою, утворюючи розчинні у воді основи – луги. Наприклад:



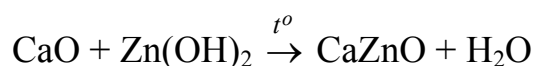
Основні оксиди взаємодіють з кислотними і амфотерними оксидами, утворюючи солі:



Характерною особливістю основних оксидів є взаємодія з кислотами. При цьому утворюється сіль і вода. Ця реакція протікає без зміни ступеню окиснення. Наприклад:

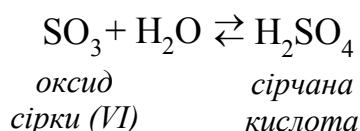


Оксиди, утворені лужними і лужноземельними металами, взаємодіють з амфотерними гідроксидами, продуктом реакції є сіль. Реакція протікає при сплаві:

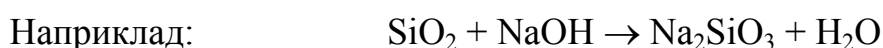


Кислотні оксиди. До кислотних оксидів відносяться оксиди, гідратами яких є кислоти. До них відносяться оксиди, утворені неметалами. Тип хімічного зв'язку в кислотних оксидах – полярний ковалентний.

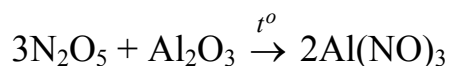
Більшість кислотних оксидів взаємодіють з водою, з утворенням кислоти, якщо кислота, що утворюється при цьому, розчинна у воді (не взаємодіє з водою, наприклад: SiO_2 , оскільки, кремнієві кислоти у воді не розчинні:



Характерною для кислотних оксидів властивістю є взаємодія з основами з утворенням солі та води. При цьому ступінь окиснення не змінюється.



Багато кислотних оксидів при нагріванні реагують з основними і амфотерними оксидами з утворенням солей: $\text{CO}_2 + \text{MgO} \xrightarrow{t^\circ} \text{MgCO}_3$



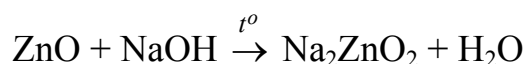
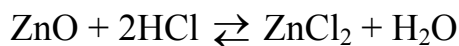
Амфотерні оксиди – це оксиди, які залежно від умов проявляють властивості основних і кислотних оксидів, реагуючи як з кислотами, так і з

основами. До цих оксидів відносяться ZnO , Al_2O_3 , MnO_2 , Cr_2O_3 та ін.

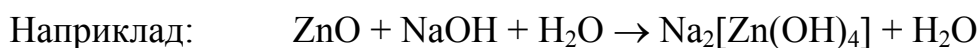
Багато амфотерних оксидів при нагріванні взаємодіють як з кислотними, так і з основними оксидами:



Характерною особливістю амфотерних оксидів є їх здатність взаємодіяти як з кислотами, так і з основами. Наприклад:



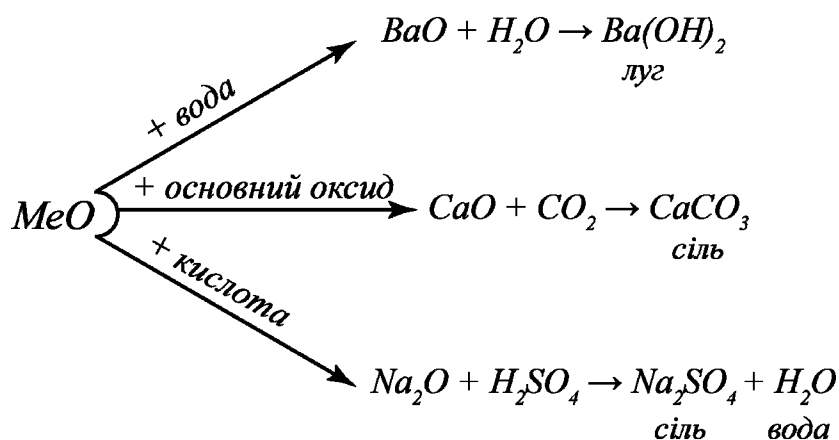
Амфотерні оксиди розчиняються в лугах, утворюючи комплексні солі.



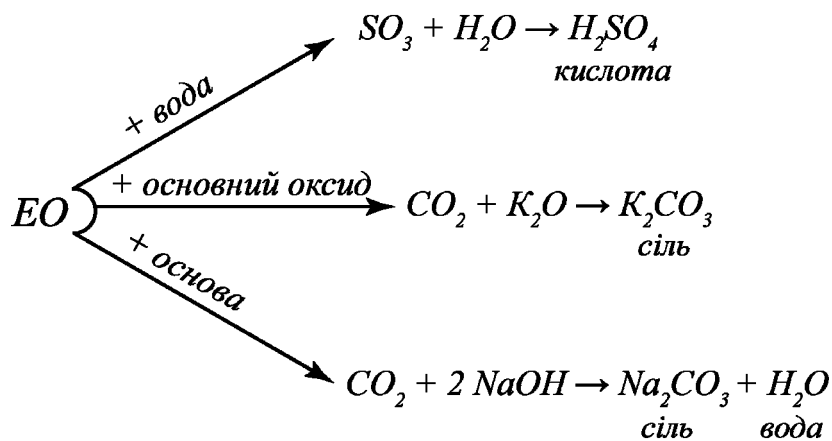
Властивості оксидів представлені в таблиці 1.

Таблиця 1. Властивості основних, кислотних і амфотерних оксидів

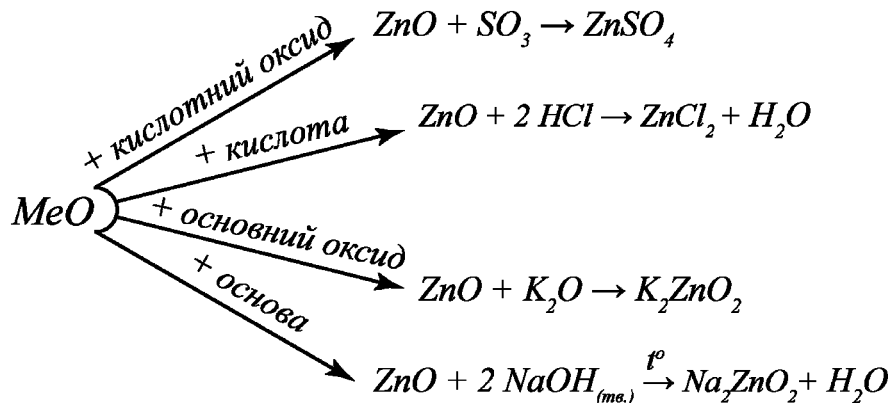
1. Властивості основних оксидів $[MeO]$:



2. Властивості кислотних оксидів:



3. Властивості амфотерних оксидів. Вони проявляють властивості як основного оксиду, так і кислотного [ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃, Fe₂O₃ та ін.]:



Несолетворні оксиди: CO, NO, N₂O, SiO₂ не проявляють властивостей ні кислотних, ні основних оксидів.

9.2. Кислоти. Хімічні властивості

Кислотами називаються сполуки, до складу яких входять атоми гідрогену, які здатні заміщуватися атомами металів. В результаті цього утворюються солі. Їх визначення з точки зору електролітичної дисоціації приведено вище.

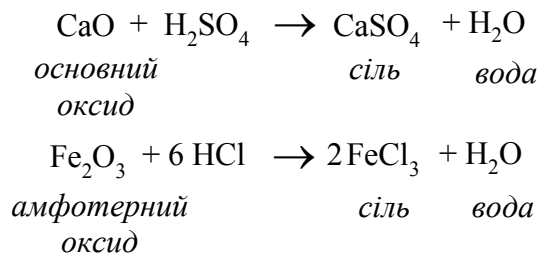
За наявністю кисню у складі кислот розрізняють оксигеновмісні кислоти та безоксигенові.

Безоксигенові кислоти – це водні розчини водневих сполук неметалів, розташованих в шостій і сьомій групах Періодичної системи елементів: H₂S, HF, HCl та інші.

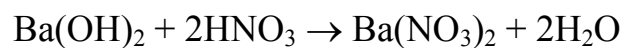
Оксигеновмісні кислоти є гідратами (продукти взаємодії з водою) оксидів неметалів, а також оксидів деяких металів у вищих ступенях окиснення (+5, +6,

Кислоти є або рідкими, або твердими речовинами, вони добре розчиняються у воді, їх розчини мають кислий смак, змінюють забарвлення індикатора. Загальні хімічні властивості кислот обумовлені наявністю в їх розчинах іону гідрогену H^+ .

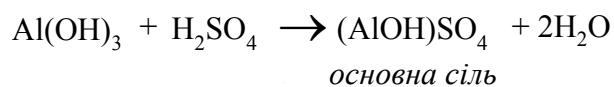
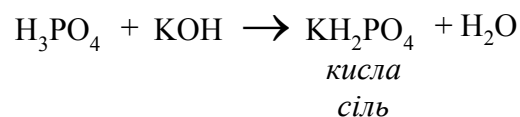
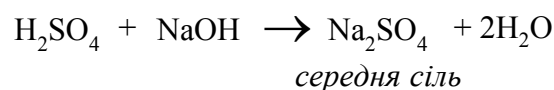
Кислоти взаємодіють з основними і амфотерними оксидами з утворенням солі і води. Наприклад:



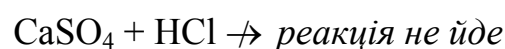
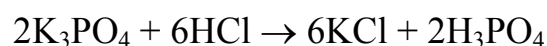
Характерною особливістю кислот є здатність їх взаємодіяти з основами. Ця реакція називається реакцією нейтралізації, продуктами якої є сіль і вода:



Якщо в реакції нейтралізації беруть участь багатокислотні основи або багатоосновні кислоти, то можуть утворюватись як середні солі, так і кислі, і основні:



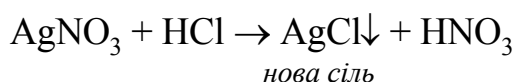
Сильні кислоти взаємодіють з солями, утвореними більш слабкими кислотами. При цьому утворюється нова сіль і кислота, тобто сильніші кислоти витісняють слабкіші кислоти із розчинів солей. Наприклад:



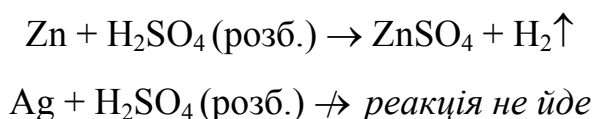
Кислота H_3PO_4 є електролітом середньої сили, HCl – сильна кислота.

Кислоти взаємодіють із солями, утвореними сильними кислотами, в тому

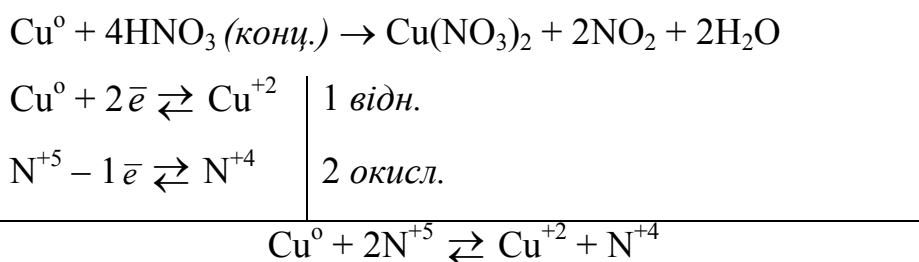
випадку, якщо нова сіль випадає в осад. Наприклад:



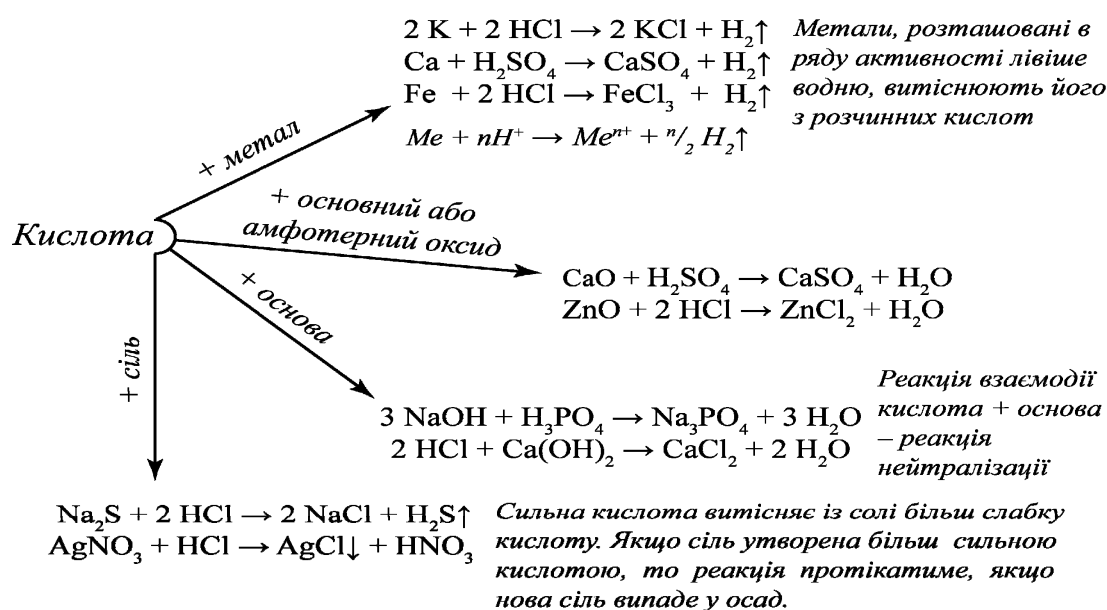
Кислоти взаємодіють з металами, які у ряду стандартних електродних потенціалів розташовані лівіше за водень. При цьому метали витісняють гідроген із кислот. Метали, розташовані правіше за водень, з розбавленими кислотами не взаємодіють. Наприклад:



Концентрована сірчана кислота, концентрована і розбавлена азотна кислота є окислювачами, вони взаємодіють з усіма металами. При цьому утворюються солі, але водень не витісняється, і утворюються сполуки азоту, що мають ступінь окиснення азоту менше +5. Наприклад:



При додаванні до солі кислоти, однакової з кислотою, яка утворює сіль – утворюється кисла сіль: $\text{Ca}(\text{PO}_4)_2 + 4\text{HPO}_4 \rightarrow 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

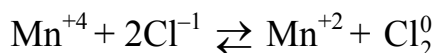
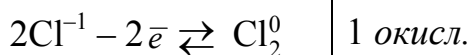
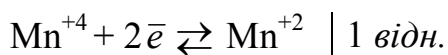


Властивості кислот приведені в таблиці 2.

Таблиця 2. Властивості кислот

Сильні кислоти	Слабкі кислоти
HClO ₄ – хлорна кислота	1. Всі кислоти, утворені оксидами амфотерних металів: H ₂ ZnO ₂ , HAlO ₂ , HMnO ₄ та інші.
HNO ₃ – азотна кислота	2. HNO ₂ – азотиста кислота
H ₂ SO ₄ – сірчана кислота	3. H ₂ SO ₄ – сірчиста кислота
HCl – хлороводнева кислота	4. H ₂ S – сірководнева кислота
HBr – бромоводнева кислота	5. H ₂ SiO ₃ – кремнієва кислота
HI – йодоводнева кислота	6. H ₂ CO ₃ – вугільна кислота
	7. Всі органічні кислоти, окрім мурашиної
<i>Кислоти середньої сили</i>	
H ₃ PO ₄ – ортофосфорна кислота	
HCOOH – мурашина кислота	

Безоксигенові кислоти виявляють властивості відновника при взаємодії з сильними окислювачами. Наприклад:



9.3. Основи. Хімічні властивості

Основи – це сполуки, які складаються з атому металу і гідроксогруп OH⁻. Наприклад, Ca(OH)₂ – це основа. Заряд гідроксильної групи в основі дорівнює -1,

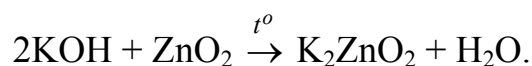
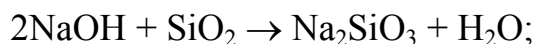
а число гідроксид-іонів в основі визначається ступенем окиснення металу.

Визначення основ з погляду електролітичної дисоціації приведені вище. Назва основ складається із слів: *гідроксид* + *назва металу в родовому відмінку*. Наприклад – гідроксид магнію.

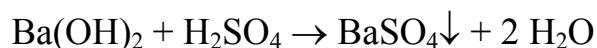
Якщо метал утворює декілька гідроксидів, ступінь його окиснення вказують римською цифрою в дужках або до слова гідроксид додають префікс залежно від числа гідроксогруп в основі. Наприклад: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гідроксид заліза (II), дігідроксид заліза.

Більшість основ малорозчинні у воді. Розчинні у воді основи називаються лугами. До них відносяться основи, утворені лужними і лужноземельними металами. Розчини лугів змінюють забарвлення індикаторів. Так, в лугах лакмус має синій колір, фенолфталеїн – малиновий.

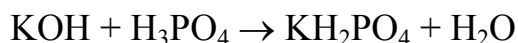
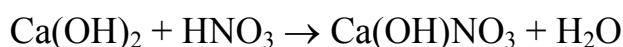
Луги – це іонні сполуки. У вузлах кристалічних решіток твердих лугів знаходяться іони металів і гідроксид-іони. Найважливіші хімічні властивості основ обумовлені їх відношенням до кислотних оксидів, кислот і солей. При взаємодії основ з кислотними, а також амфотерними оксидами, що виявляють при цьому властивість кислотних оксидів, утворюється сіль і вода:



Найважливішою хімічною властивістю основ є їхнє відношення до кислот. Реакція взаємодії основи з кислотою називається реакцією нейтралізації. Наприклад:

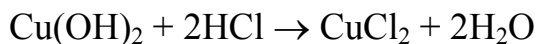


Залежно від співвідношення основи і кислоти можуть утворитися як основні солі, так і кислі. Наприклад:



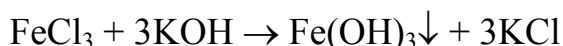
Нерозчинні у воді основи реагують також з кислотами, але не взаємодіють з

кислотними і амфотерними оксидами. Наприклад:

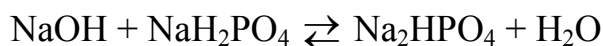
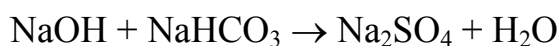


Приведені реакції нейтралізації зводяться до взаємодії гідроксид-іонів OH^- з іоном гідрогену H^+ з утворенням молекули води.

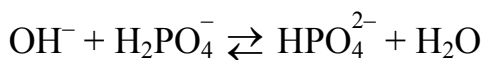
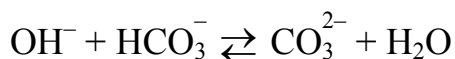
Луги реагують з солями. При цьому утворюється нерозчинна основа і нова сіль:



Луги також реагують з кислими солями. У цих реакціях гідроксид-іони лугів відщеплюють іони водню кислих солей, утворюючи воду:

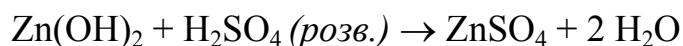


Іонні рівняння цих реакцій:

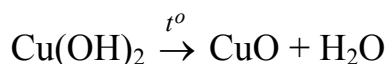


Нерозчинним основам характерні тільки дві властивості:

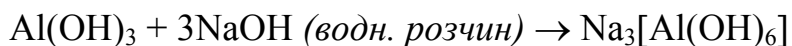
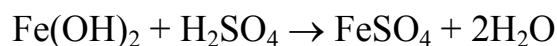
– взаємодія з кислотами:



– розкладання при нагріванні з утворенням оксиду і води:



Амфотерні гідроксиди виявляють властивості кислот і основ: при взаємодії з кислотами відщеплюється гідроксид-іон, при взаємодії з основами – іон гідрогену. Це пояснюється тим, що в амфотерних основах ($\text{Me}-\text{O}-\text{H}$) на ділянках $\text{Me}-\text{O}$ і $\text{O}-\text{H}$ полярність зв'язку практично однакова. Прикладами амфотерних гідроксидів є: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ та ін. У кислому середовищі амфотерний гідроксид утворює сіль і воду, а в лужному середовищі – гідроксокомплекси. Наприклад:



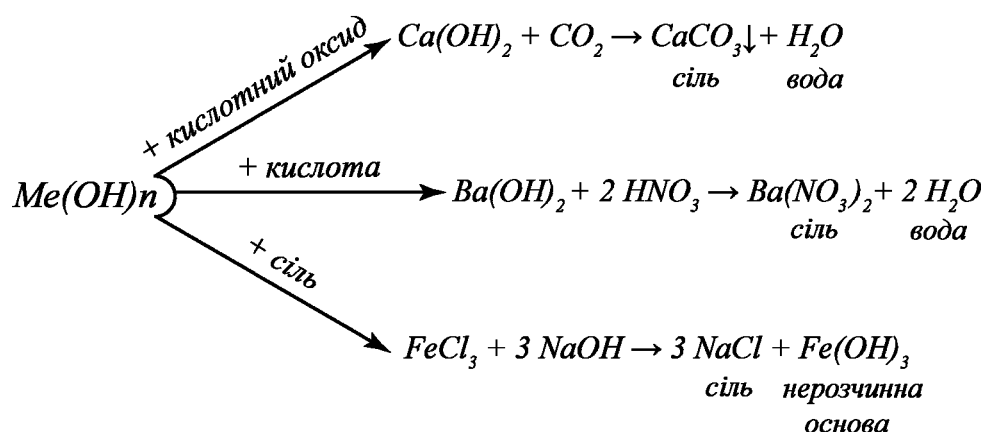
Як показувалось вище, при дисоціації основ як аніон відщеплюється гідроксид-іон. Отже, в цих основах зв'язок ($\text{Me}-\text{O}-\text{H}$) на ділянці $\text{Me}-\text{O}$ більш полярний, ніж на ділянці $\text{O}-\text{H}$. Чим більш полярний зв'язок на ділянці $\text{Me}-\text{O}$, тим міцність зв'язку на цій ділянці менша.

Полярність зв'язку залежить від величини заряду іона метала і його радіусу: чим менше заряд і більше радіус, тим зв'язок більш полярний і гідроксид-іон відщеплюється легше, тим більш сильним електролітом є основа.

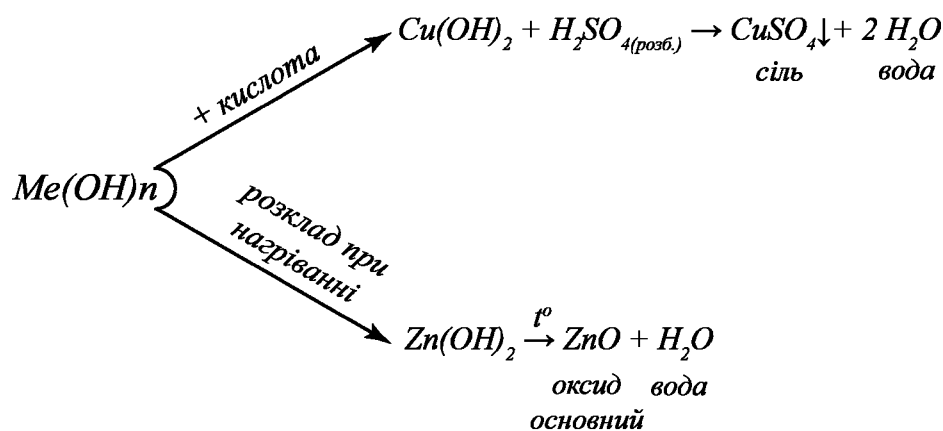
Властивості основ приведені в таблиці 3.

Таблиця 3. Властивості основ

Загальна формула $\text{Me}(\text{OH})_n$



Нерозчинним основам характерні тільки дві властивості:



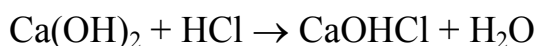
Амфотерні гідроксиди [$\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ та інші.]

електрони (Cl^- , OH^- , NO_3^- і ін.), або нейтральні молекули (NH_3 , H_2O і ін.).

Наприклад: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{OH})_3]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ та інші.

Кислі солі – продукт неповного заміщення гідрогену багатоосновних кислот катіоном металу. Наприклад: $2\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Основні солі – продукт неповного заміщення гідроксигруп багатокислотних основ на кислотні залишки. Наприклад:



Змішані солі – продукт повного приєднання декількох кислотних залишків до атому двовалентного або трехвалентного металу, наприклад: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2\text{Cl}$, $\text{Al}(\text{SO}_4)\text{Br}$ та інші.

Назва солей складається з назви кислотного залишку в називному відміннику і залишку основи в родовому відмінку.

Наприклад: CaCl_2 – *хлорид кальцію*.

Якщо елемент утворює декілька оксигеновмісних кислот, то в назві аніона використовується суфікс *-ат* або *-ит*. У разі, коли ступінь окиснення елементу, утворюючого кислоту, дорівнює номеру групи, в якій він розташований, то в назві використовується суфікс *-ит*. Наприклад:

BaSO_4 – *сульфат барію*; BaSO_3 – *сульфіт барію*.

Назва солей безоксигенових кислот формується з назви елементу плюс суфікс *-ід*:

Ca_3P_2 – *фосфід кальцію*; CuS – *сульфід міді*.

У кислих солях наявність атомів гідрогену в кислотних залишках зазначається словом «гідро» з відповідним чисельником, що показує число незаміщених атомів гідрогену в кислоті. Наприклад:

NaHCO_3 – *гідрокарбонат натрію*; $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ – *дігідрофосфат амонію*.

У основних солях наявність гідроксигруп позначається словом «гідрокси» з відповідним чисельником, що показує число незаміщених гідроксигруп в основі.

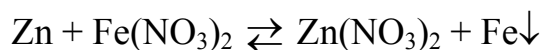
Наприклад: $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – *дігідроксихлорид алюмінію*.

Подвійні солі включають назви обох металів, які є в складі солі, наприклад: $\text{LiMg}(\text{PO}_4)$ – *фосфат літію магнію*, $\text{NaFe}(\text{SO}_4)_2$ – *сульфат феруму натрію*.

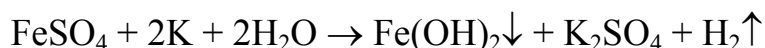
Змішані солі перераховують назви кислотних залишків, які є у складі, наприклад: $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2\text{F}$ – *фторид нітрат хрому*, CoCl_2Br – *бромід хлорид кобальту*.

Солі – тверді кристалічні речовини. Залишки основ і кислот в солях пов'язані між собою, як правило, іонним зв'язком.

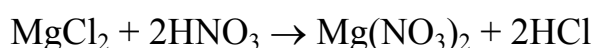
Хімічні властивості солей обумовлені їх відношенням до металів, кислот, лугів, солей. Так, солі реагують з металами – кожен попередній метал, розташований в ряді стандартних електродних потенціалів, витісняє подальший із розчинів його солей, з утворенням нової солі і металу. Наприклад:



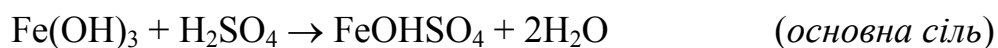
Метали, розташовані в ряду стандартних електродних потенціалів лівіше за магній (К, Ва, Са та ін.) не використовуються для витіснення металів із розчинів їх солей, оскільки вони реагують з водою з утворенням водню і лугу, який взаємодіє потім з сіллю з утворенням нерозчинного гідроксиду:



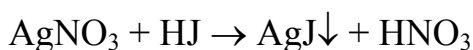
Солі взаємодіють з кислотами: сильна кислота витісняє слабкішу:



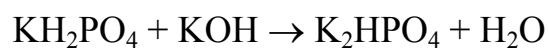
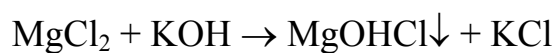
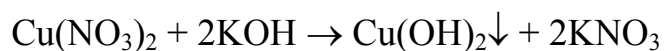
Солі взаємодіють з кислотами з утворенням різних сполук залежно від молярного співвідношення. Наприклад;



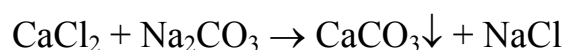
Слабкіша кислота по відношенню до кислоти, яка утворює сіль, може витіснити сильнішу, якщо нова сіль нерозчинна:



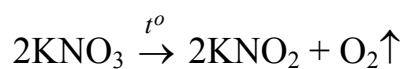
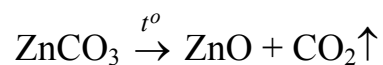
Солі взаємодіють з лугами. В результаті утворюється нова сіль і гідроксид або основна сіль, або кисла сіль:



При взаємодії солей між собою реакція протікає в тому випадку, якщо утворена нова сіль – нерозчинна:



Багато солей при нагріванні розкладаються:



ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ

1. Вкажіть основу, яка може виявляти амфотерні властивості:

а) NaOH; б) Cr(OH)₃; в) Ba(OH)₂.

2. Виберіть із числа запропонованих подвійну сіль:

а) KNa₂PO₄; б) AlCl₃; в) Ba(OH)Cl.

3. Виберіть із числа запропонованих змішану сіль:

а) AlCl₂Br; б) KNa₂PO₄; в) Ba(HCO₃)₂.

4. Знайдіть кислото-утворюючий оксид:

а) CO₂; б) Na₂O; в) Al₂O₃

5. Яке рівняння реакції вірно:

а) Fe + ZnSO₄ → FeSO₄ + Zn; б) 3Cu + 2AlCl₃ → 3CuCl₂ + 2Al;

в) Ni + SnCl₂ → NiCl₂ + Sn?

6. Виберіть ряд кислот, в якому перераховані тільки оксигеновмісні кислоти:

а) сульфатна, нітратна, хлоридна; б) сірководнева, фосфітна, нітритна;

в) сірчиста, фосфатна, силікатна.

7. Що таке луги?

а) розчинні у воді основи; б) нерозчинні у воді основи; в) не основи взагалі.

8. У якому випадку утвориться комплексна сполука:

а) CaO + CO₂ →; б) ZnO + NaOH + H₂O →; в) Al₂O₃ + H₂O → ?

9. Знайдіть реакцію нейтралізації:

а) 2H₂ + O₂ → 2H₂O; б) Na₂O + CO₂ → Na₂CO₃;

в) Ca(OH)₂ + 2HNO₃ → Ca(NO₃)₂ + 2H₂O

10. Який колір має лакмус у кислому середовищі:

а) червоний; б) рожевий; в) блакитний ?

11. Який колір має метиловий оранжевий у лужному середовищі:

а) червоний; б) оранжевий; в) жовтий

12. За кількістю зміни кольору яким є індикатор фенолфталеїн:

а) однокольоровий; б) двокольоровий; в) трикольоровий ?

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ

1. Розподіліть солі по групах і складіть їхні назви: $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$, K_2MnO_4 , $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaH_2PO_4 , $\text{Al}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cd}_2(\text{NO}_2)\text{Br}_3$, K_2HPO_4 , $(\text{CaOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Pb}(\text{Cl})\text{F}$, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Mn}(\text{ClO}_4)_2$, $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, $(\text{MgOH})\text{Cl}$, Na_3AlO_3 .
2. Напишіть рівняння реакцій за такими схемами:
 - а) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{K}_3\text{AlO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$
 - б) $\text{K} \rightarrow \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2$
 - в) $\text{S} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
3. Напишіть рівняння реакцій нейтралізації, в результаті яких утворюються солі: K_2CO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, ZnSO_4 , CaBr_2 , AlCl_3 .
4. Які із наведених речовин взаємодіють з водою: Na , Ba , Fe , Fe_2O_3 , H_2SO_4 , NaOH , CaO , ZnO , SO_2 , SO_3 , CO_2 ? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
5. Який об'єм сульфур (IV) оксида утворюється при спалюванні технічної сірки масою 20 г, яка має домішки 5 %?
6. Який мінімальний об'єм розчину з масовою часткою гідроген хлориду 20 % та густиною 1,1 г/мл потребується для розчинення суміші нікола і цинку масою 49 г, якщо масова частка нікола у суміші складає 60,2 %?
7. Знайдіть масу гідроген сульфїду, який утворюється при взаємодії сірки масою 16 г та водню об'ємом 5,6 л(н.у.).
8. До кальцій фосфату масою 31 г малими порціями додали розчин, який вміщує сульфатну кислоту масою 15,68 г. Знайдіть склад та маси утворених солей.
9. До розчину солі, отриманого в результаті нейтралізації натрій гідроксиду масою 2 г еквімолярною кількістю гідроген хлориду, додали розчин, який вміщує аргентум (I) нітрат масою 6,8 г. Визначіть масу осаду, що утворився.
10. Яку масу середньої солі можна отримати із 20%-ї сульфатної кислоти масою 30 г та ферум(III) гідроксиду, якщо практичний вихід реакції складає 90 %?
11. За умов взаємодії лужно-земельного металу масою 3,425 г з водою виділився водень об'ємом 560 мл (н.у.). Визначіть, який метал був узятий для реакції.
12. Обчисліть масу барій гідроксиду, що має 4 % домішок, і який необхідно узяти для добування барій цинкату масою 11,7 г з цинк оксиду.

ГЛАВА 10. ПОНЯТТЯ ПРО КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

10.1. Класифікація комплексних сполук

Комплексні сполуки – це такі сполуки, до складу яких входить комплексний іон, спроможний самостійно існувати у розчині. Ці сполуки складаються із зовнішньої і внутрішньої сфери. Вони бувають заряджені й незаряджені. Залежно від заряду комплексного іону розрізняють:

- катіонні (наприклад: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{NO}_3$ – нітрат дихлоротетра-аквахрому (III), $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетраамінкупруму (II));
- аніонні (наприклад: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферат (II) калію);
- нейтральні (наприклад: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ – тетрахлородіамінплатина (IV)) комплексні солі.

Комплексоутворювач – центральний атом комплексу, як правило це d-елемент. Виключення: алюміній (p-елемент). *Ліганди* – це іони із протилежним знаком заряду або нейтральні молекули. Наприклад: CO – карбоніл; CN – циано; NH_3 – амін; H_2O – аква; C_6H_6 – бензен; $\text{C}_2\text{H}_4^{2-}$ – оксалато; SO_4^{2-} – сульфо; NO_2^- – нітро; Cl – хлоро; Br – бромо; F – фторо та ін. Ліганди класифікують за кількістю зв'язків, які вони утворюють: монодентатні, бідентатні, полідентатні. Комплексні сполуки можна зобразити як молекулярними, так і координаційними формулами, наприклад: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \Rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$

10.2. Номенклатура комплексних сполук

Номенклатура комплексних сполук:

1. Назви заряджених комплексів складаються із двох слів. Першим називають аніон, потім катіон. Закінчення назви катіону ставлять у родовому відмінку. Назви нейтральних комплексів складаються із одного слова у називному відмінку.
2. У назвах комплексного іону ліганди називають першими, ніж комплексоутворювач. Звичайно спочатку називають ліганди іонного походження, потім молекулярного в алфавітному порядку. До аніонних

лігандів додають закінчення «о», наприклад: Cl – хлоро-; Br – бромо-; (CN) – циано-; OH – гідроксо-

3. Кількість лігандів кожного виду, якщо їх більше одиниці, показують грецькими префіксами, наприклад:
- 2 – ди-
 - 3 – три-
 - 4 – тетра-
 - 5 – пента-
4. Потім називають комплексоутворювач. В дужках після назви комплексоутворювача вказують його валентність римськими цифрами.

Кількість лігандів дрівнює координаційному числу комплексоутворювача.

Воно залежить від: розміру іону, розмірів лігандів, природи лігандів.

Якщо заряд іону +1, то координаційне число – 2.

Якщо заряд іону +2, то координаційне число – 4 і 6.

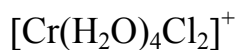
Якщо заряд іону +3, то координаційне число – 6 і 4.

Якщо заряд іону +4, то координаційне число – 8.

Заряд комплексного іону знаходиться із алгебраїчної суми зарядів усіх атомів або іонів, які входять до складу комплексу. Наприклад:



Ступінь окиснення комплексоутворювача визначають таким чином: треба від заряду комплексного іону відняти сумарний заряд лігандів. Наприклад:



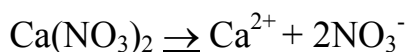
$$x + 4 \cdot 0 + 2 \cdot (-1) = +1$$

$$x + (-2) = +1$$

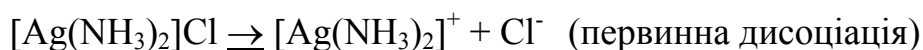
$$x = 3$$

Хімічні властивості солей

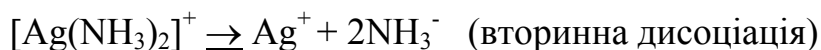
- майже всі солі є іонними сполуками, тому в розплаві й у водяному розчині дисоціюють на іони:



При розчиненні комплексних солей процес руйнування кристалічної ґратки відбувається за механізмом дисоціації сильних електролітів:

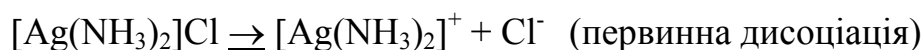


Ліганди знаходяться у внутрішній сфері і значно прочніше пов'язані з центральним атомом, тому відщеплюються лише в незначному ступені:

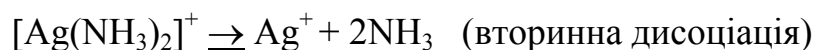


10.3. Дисоціація комплексних сполук та стійкість комплексного іону

При розчиненні комплексних солей процес руйнування кристалічної ґратки відбувається за механізмом дисоціації сильних електролітів:



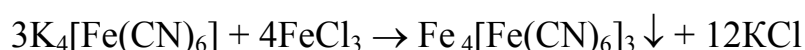
Ліганди знаходяться у внутрішній сфері і значно прочніше пов'язані з центральним атомом, тому відщеплюються лише в незначному ступені:



У цьому випадку слід записувати вираження для константи нестійкості комплексного іону:

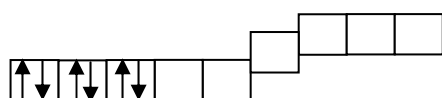
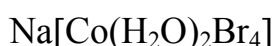
$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Ag}]^+ \cdot [\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}$$

Комплексні солі, як і усі розчинні солі підлягають реакції обміну:

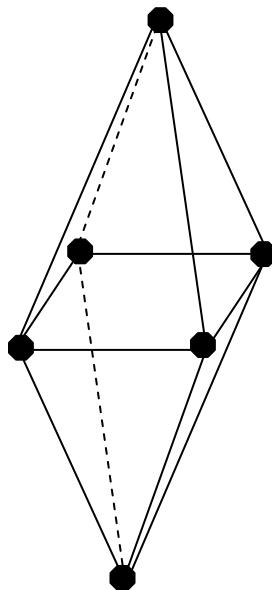


10.4. Форма молекули та ізомерія комплексних сполук

Наприклад опишемо форму молекули для тетрабромодиаквакобальтату[III] натрію. Іон Кобальту Co^{3+} має sp^3d^2 -гібридизацію електронних орбіталей зовнішнього та перед зовнішнього шару та координаційне число 6 у цій сполуці:



А це означає, що шість гібридизованих орбіталей розташовуються у просторі у вигляді октаедру:



Розрізняють багато типів ізомерії комплексних сполук. Найважливіші з них такі:

1. **Геометрична ізомерія.** Має місце в тих випадках, коли ліганди у внутрішній сфері розташовуються у просторі по-різному один щодо одного. Наприклад, для дихлорودیаміноплатинату (II) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ відомі два ізомери: цис-ізомер та транс-ізомер.



2. **Оптична ізомерія.** Оптичні ізомери – це сполуки, молекули яких є дзеркальними відбитками одна одної. Кожен із цих ізомерів при проходженні крізь нього плоскополяризованого світла повертає площину поляризації світла.

3. **Іонізаційна ізомерія.** Цей тип ізомерії обумовлений різним розподілом лігандів між внутрішньої та зовнішньої сферами. Наприклад, ізомери: $[\text{Pb}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4]\text{CO}_3$ та $[\text{Pb}(\text{NH}_3)_4\text{CO}_3]\text{SO}_4$

ГОТУЄМОСЬ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ

1. Виберіть із числа запропонованих комплексну сіль:

а) $\text{Ca}(\text{OH})\text{Br}$; б) $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$; в) Al_2SO_4

2. Назвіть катіонну комплексну сполуку:

а) $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$; б) $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$; в) $[\text{Al}(\text{NH}_3)_2\text{F}_2]\text{Cl}$

3. Назвіть аніонну комплексну сполуку:

а) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$; б) $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$; в) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$

4. Назвіть комплексну сполуку нейтрального типу:

а) $[\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_4\text{I}_2]\text{Br}_2$; б) $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$; в) $\text{K}_3[\text{Al}(\text{C}_6\text{H}_6)_3(\text{CO}_3)_3]$

5. Знайдіть ряд частинок, де знаходяться тільки ліганди:

а) Ca^{2+} , Ba^{2+} , OH^- , Br^- ; б) CO_2 , Fe^{3+} , CO , Na^+ ; в) F^- , SO_4^{2-} , H_2O , NH_3

6. Знайдіть ряд комплексоутворювачів:

а) Sn^{4+} , Fe^{3+} , Cd^{2+} , Ni^+ ; б) Na^+ , K^+ , Li^+ , F^- ; в) Cu^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- , NO_2^-

7. Знайдіть аквакомплекс:

а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$; б) $[\text{Mo}(\text{CO})_4](\text{NO}_3)_3$; в) $\text{Na}[\text{Al}(\text{NH}_3)_3(\text{SO}_4)_2]$

8. Знайдіть амінокомплекс:

а) $[\text{Cu}(\text{OH})_4]\text{Br}_2$; б) $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$; в) $\text{Li}[\text{Al}(\text{NH}_3)_3(\text{SO}_4)_2]$

9. Визначіть заряд комплексного іону $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$:

а) +1; б) +2; в) +3

10. Обчисліть ступінь окиснення комплексоутворювача $[\text{Co}(\text{OH})(\text{NH}_3)_5]\text{SO}_4$:

а) +3; б) +2; в) +1

11. Виберіть правильну назву комплексної сполуки $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{NO}_3$:

а) нитрат діхлоротетрааммінхрома (III); б) нитрат тетрааммінхрома (II);

в) нітро-хлоро-дихромат

12. Знайдіть правильний запис константи нестійкості для комплексного іону

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$:

а) $K_{\text{нест}} = \frac{\text{Cu}(\text{NH}_3)_4}{\text{Cu} + \text{NH}_3}$; б) $K_{\text{нест}} = \frac{\text{Cu} \cdot \text{NH}_3}{\text{Cu}(\text{NH}_3)_4}$; в) $K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4}{[[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}]}$

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙОЇ РОБОТИ

- Складіть формули, визначіть тип, розкажіть про будову комплексних сполук:
а) тетрагідроксонікелат (II) калію; б) хлорид бромтетрааміноаквахрома (III);
в) тетрахлородіаміноплатина (IV).
- Напишіть координаційні формули наступних комплексних сполук, якщо координаційне число кобальта (III) дорівнює шости, і назвіть їх:
а) $\text{Co}(\text{NO}_3)_3 \cdot 6 \text{NH}_3$; б) $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{K}(\text{NO}_2) \cdot 2 \text{NH}_3$
- Знайдіть координаційне число, заряд комплексного іону, ступінь окиснення комплексоутворювача для речовин: а) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$; б) $[\text{Fe}(\text{CO})_2(\text{NO}_3)_2]\text{Cl}$;
в) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2]$.
- Запишіть геометричні ізомери для комплексних іонів:
а) $[\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_2]^{2+}$; б) $[\text{Cu}(\text{CO})_2(\text{OH})_4]^{2-}$
- Запишіть іонізаційні ізомери для сполук: а) $[\text{Zr}(\text{NH}_3)_4\text{I}_2]\text{Br}_2$; б) $[\text{Hg}(\text{OH})_2]\text{F}_2$
- Запишіть рівняння реакції дисоціації для комплексних сполук: а) $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$;
б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$
- Запишіть рівняння реакції обміну за участю комплексних сполук:
а) $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{CN})_2]\text{NO}_3$; б) $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{CN})_4]$
- Запишіть рівняння розпаду комплексного іону та вираз константи нестійкості:
а) $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{OH})_4]$; б) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_3\text{Cl}](\text{NO}_3)_2$
- Виберіть комплексну сполуку, яка має бідентатний ліганд у своїй будові:
 $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$; $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{S}_2\text{O}_3)_2\text{Cl}_2]$; $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{NO}_3$. Розкажіть про її будову.
- Розчиненням 1,5 г промислового зразка металевого цинку у розчині лугу KOH було отримано 2,45 г гідроксоцинкату $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$. Скільки молекулярного водню утворилось при цьому? Який відсотковий вміст цинку у промисловому зразку?
- На утворення комплексу $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$ узяли 36,6 г кадмій хлориду та 15 л амоніаку. Скільки отримали за масою хлориду хлоротриамінокадмію?
- Скільки знадобиться хлориду алюмінію та води (по масі) для отримання 483 г $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$?

Закон збереження маси речовин (М.В. Ломоносов, А.–Л. Лавуазьє) – маса речовин, що вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, які утворюються в результаті цієї реакції. Це пояснюється тим, що під час протікання хімічного процесу загальна кількість атомів не змінюється.

Маса та енергія взаємопов'язані відомим співвідношенням А. Ейнштейна, із якого може бути знайдено зміну маси речовини Δm в ході будь – якого процесу що супроводжується виділенням або поглинанням енергії ΔE :

$$\Delta E = \Delta mc^2$$

де c – швидкість світла у вакуумі, яка дорівнює $2,997925 \times 10^8$ м/с.

Закон кратних співвідношень (Дж. Дальтон) – якщо два елемента утворюють один з одним декілька хімічних сполук, то маси одного із елементів, відносяться до маси іншого та між собою як невеликі цілі числа. Дію цього закону можна проілюструвати на прикладі оксидів азоту (табл.):

Оксид азоту	Маса оксигена на 1г нітрогену	Співвідношення мас оксигену на 1г нітрогену, к 0,5714 (тієї ж величини для N ₂ O)
N ₂ O	$(1 \times 16) : (2 \times 14) = 0,5714$	1
NO	$(1 \times 16) : (1 \times 14) = 1,1428$	2
N ₂ O ₃	$(3 \times 16) : (2 \times 14) = 1,7143$	3
N ₂ O ₄	$(4 \times 16) : (2 \times 14) = 2,2857$	4
N ₂ O ₅	$(5 \times 16) : (2 \times 14) = 2,8571$	5

Закон сталості складу речовини (Ж.-Л. Пруст) – всіляка речовина незалежно від способу її отримання завжди має сталий якісний та кількісний склад.

Закон об'ємних співвідношень (Ж.Л. Гей–Люссак) – об'єми вихідних речовин газів за однакових умов (температурі та тиску) відносяться один до одного як прості цілі числа, які кратні їх стехіометричним коефіцієнтам.

Наприклад, в реакції: $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$ співвідношення об'ємів дорівнює

$$V(\text{CO}) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) = 2 : 1 : 2$$

Закон Авогадро (А. Авогадро, С. Каніццаро) – у однакових об'ємах різноманітних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

Перший наслідок із закону Авогадро – один моль речовини у будь-якому стані вміщує однакову кількість молекул (або атомів), яка дорівнює $6,022 \times 10^{23}$. Ця кількість називається *сталю Авогадро* (N_A). При однакових умовах 1 моль будь-якого газу займає однаковий об'єм, що дорівнює при нормальних умовах (температура 273,15 К або 0 °С, тиск 101325 Па або 1 атм) 22,4 л. Цей об'єм називають *молярним об'ємом газу*.

Другим наслідком із закону Авогадро є той факт, що об'ємна доля газу в суміші дорівнює його мольній долі. Тоді *середня молярна маса суміші газів* ($M_{\text{сеп.}}$) дорівнює сумі добутку об'ємних долей ($\omega_{\text{об}}$) газів на їх молярні маси (M):

$$M_{\text{суміші(сеп.)}} = \omega_{\text{заг.1}} \times M_1 + \omega_{\text{заг.2}} \times M_2 + \dots ;$$

$$\omega_{\text{заг.1}} = \frac{V_1}{V_{\text{заг}}} ; \quad \omega_{\text{заг.1}} + \omega_{\text{заг.2}} + \dots = 1$$

Наприклад, якщо прийняти, що повітря складається в основному із азоту (~80%) та кисню (~20%), середня молярна маса повітря буде дорівнювати:

$$M_{\text{повітря(сеп.)}} = 0,8 \times 28 + 0,2 \times 32 = 28,8 \approx 29 \text{ г/моль}$$

Співвідношення мас двох газів, які займають рівні об'єми, за однакових умов називають *відносною густиною газу за іншим газом* (D).

На основі закону Авогадро співвідношення мас рівних об'ємів газів дорівнює відношенню їх молярних мас (M_1 та M_2). Тому:

$$D = M_1 / M_2, \quad \text{звідси } M_1 = M_2 \times D$$

В практичних розрахунках часто використовується густина газів за воднем ($M \approx 2$ г/моль) та повітрям ($M_{\text{сеп.}} \approx 29$ г/моль). Потому отримуємо:

$$M(x) = 2D_{\text{H}_2}; \quad D_{\text{H}_2} = M(x) / 2; \quad M(x) = 29D_{\text{пов.}}; \quad D_{\text{пов.}} = M(x) / 29$$

Залежність об'єму газу від його тиску при сталій температурі (тобто в ізотермічних умовах) була показана у *законі Р. Бойля й Е. Маріотта*:

$$pV = \text{const} \quad \text{або} \quad V = \text{const} / p$$

Закон Ж. Гей–Люссака розкриває залежність об'єму газу від його температури за умов сталого тиску (тобто в ізобарних умовах):

$$V = V_0 T / T_0$$

де T – температура, К; V_0 – об'єм газу при $T_0 = 273,15$ К або 0 °С.

Виміри об'ємів газів звичайно проводять за умов, які відрізняються від нормальних. Для приведення об'єму газу до нормальних умов можна використовувати рівняння, яке поєднує газові закони Бойля–Маріотта та Гей–Люссака:

$$pV / T = p_0 V_0 / T_0$$

де V – об'єм газу за тиском P й температурі T ; V_0 – об'єм газу за умов нормального тиску P_0 (101,325 кПа або 760 мм рт. ст.) й температурі T_0 (273,15 К).

Молярні маси газів можна розрахувати користуючись рівнянням Менделєєва–Клапейрона:

$$pV = \nu RT \text{ або } pV = mRT / M,$$

де ν – кількість речовини газу, моль; m – маса, г; M – молярна маса газу, г/моль; R – універсальна газова стала = 8,31 Дж/(моль×К), якщо тиск вимірений в Па, а об'єм в м³.

Якщо об'єм газу виражений в літрах, то рівняння Менделєєва–Клапейрона має вигляд:

$$pV = 1000 mRT/M$$

ВІДПОВІДІ НА ЗАВДАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ЗОВНІШНЬОГО НЕЗАЛЕЖНОГО ТЕСТУВАННЯ

Номер завдання	Глава									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	а	а	б	а	б	в	а	а	б	б
2	б	а	а	б	б	в	в	в	а	в
3	в	б	в	в	а	а	а	б	а	а
4	б	в	а	б	а	б	в	а	а	б
5	б	а	в	а	а	в	а	б	в	в
6	в	в	б	б	б	б	б	б	в	а
7	в	а	а	а	б	б	б	в	а	а
8	б	а	а	в	а	б	б	б	б	в
9	в	б	а	в	а	в	а	а	в	б
10	а	а	б	б	а	а	а	в	а	а
11	а	в	б	а	в	в	б	б	в	а
12	а	б	б	а	б	б	б	в	а	в

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. П.П. Попель, І.О., Савченко, Л.С. Крикля. «Хімія». Підручник для учнів загальноосвітніх навчальних закладів. – 8, 9 кл. Київ, «Академія», 2008 р.
2. Г.П. Хомченко «Хімія для вступників до вузів», Київ, «Вища школа», 2008 р.
3. Г.П.Хомченко, П.Г.Хомченко «Збірник задач з хімії», Київ, «В/ш», 2009 р.
4. Н.Е. Кузьменко, В.В. Яремин, В.А. Попов Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. – М. «Екзамен», 2000 г.
5. О.Н. Березан. Збірник задач з хімії. Тернопіль, «Підручники і посібники», 2009.
6. М.В. Гриньова, Н.У. Шиян, С.В. Пустовіт. Хімія. Повний курс підготовки для вступу до вищих навчальних закладів. К.: Літера. ЛТД, 2009 р.
7. М.О. Матвеева. Новейший универсальный справочник школьника и студента. Химия. Донецк, ООО ПКФ «БАО», 2009 р.
8. Є.Я. Левітін, А.М. Бризицька, Р.Г. Ключова. Загальна та неорганічна хімія. – Вінниця, «Нова книга», 2003. – 464с.
9. «Медична хімія» за редакцією Г.О. Сирової – навчальний посібник для самостійної роботи студентів вищих медичних навчальних закладів IV рівня акредитації, Харків 2010. – 267с.
10. Методичні вказівки для абітурієнтів заочних підготовчих курсів ХНМУ. – Ч.І та ІІ, Харків, ХНМУ, 2008 – 2012 р.р.
11. Н.В. Титаренко. Хімія. Комплексне видання (зовнішнє незалежне оцінювання). – К.: Літера ЛТД, 2012. – 320 с.
12. О.В. Григорович, Л.Ю. Дігавцова. Хімія. Експрес-підготовка (зовнішнє незалежне оцінювання). – К.: Літера ЛТД. – 2013. – 304 с.