

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
«ДНІПРОВСЬКА ПОЛІТЕХНІКА»



## **ХІМІЯ: ТЕСТОВІ ЗАВДАННЯ**

Навчальний посібник

Дніпро  
НТУ «ДП»  
2019

УДК 54 (075.8)  
Х46

Затверджено вченою радою як навчальний посібник для студентів спеціальності 161 «Хімічні технологія та інженерія» і для нехімічних спеціальностей з дисципліни «Хімія» (протокол № 22 від 27.12.2019).

Рецензенти:

Р.О. Дичковський, д-р техн. наук, професор (НТУ «Дніпровська політехніка»);

Л.Є. Ісаєва, канд. хім. наук, доцент (Національна металургійна академія України).

Автори:

О.Ю. Свєткіна (передмова, розд. 1, 3, 4, 5);

О.Б. Нетяга (розд. 2,6,7, 13); Г.В. Тарасова (розд. 2,7, 8, 14);

С.М. Лисицька (розд. 9, 10,11, 12).

**Хімія:** тестові завдання: навч. посіб. / О.Ю. Свєткіна, О.Б. Нетяга,  
Х46 Г.В. Тарасова, С.М. Лисицька ; М-во освіти і науки України, Нац.  
техн. ун-т «Дніпровська політехніка». – Дніпро : НТУ «ДП», 2019. – 178 с.

ISBN 978-966-350-720-0

У посібнику коротко розглянуто основні аспекти загальної, неорганічної, фізичної та аналітичної хімії, вивчення яких викликає в студентів труднощі. Детально з'ясовано суть типових завдань з усіх розділів курсу та запропоновано тестові завдання для самостійного виконання.

Для студентів різних форм навчання хімічних та нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів.

УДК 54 (075.8)

© О.Ю. Свєткіна, О.Б. Нетяга,  
Г.В. Тарасова, С.М. Лисицька, 2019

© НТУ «Дніпровська політехніка», 2019

ISBN 978-966-350-720-0

## ЗМІСТ

Передмова.....	6
<b>1. ОСНОВНІ КЛАСИ Й ВЛАСТИВОСТІ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК</b> .....	8
1.1. Оксиди.....	8
1.2. Гідроксиди.....	9
1.3. Кислоти.....	10
1.4. Солі.....	10
Приклади тестових завдань до теми 1.....	12
<b>2. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ Й ЗАКОНИ ХІМІЇ</b> .....	14
2.1. Основні поняття хімії.....	14
2.2. Основні закони хімії.....	18
Приклади розв'язування типових задач.....	20
Тести для самоперевірки з відповідями.....	23
Приклади тестових завдань до теми 2.....	25
<b>3. БУДОВА АТОМА</b> .....	27
3.1. Квантові числа.....	27
3.2. Будова електронних оболонок атомів.....	28
Тести для самоперевірки з відповідями.....	30
Приклади тестових завдань до теми 3.....	32
<b>4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК</b> .....	35
4.1. Основні типи хімічного зв'язку.....	35
4.2. Основні кількісні характеристики хімічного зв'язку.....	46
4.3. Типи взаємодії між молекулами.....	47
4.4. Типи хімічного зв'язку між частинками в кристалах.....	48
Тести для самоперевірки з відповідями.....	49
Приклади тестових завдань до теми 4.....	52
<b>5. ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ</b> .....	54
5.1. Основні поняття й визначення в термодинаміці.....	54
5.2. Термохімія. Термохімічні закони.....	57
5.3. Ентропія, енергія Гіббса і спрямування процесів.....	60
Приклади розв'язування типових задач.....	63
Тести для самоперевірки з відповідями.....	64
Приклади тестових завдань до теми 5.....	66
<b>6. ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА РІВНОВАГА</b> .....	71
6.1. Хімічна кінетика.....	71
6.2. Хімічна рівновага.....	74

Приклади розв'язування типових задач.....	76
Тести для самоперевірки з відповідями.....	83
Приклади тестових завдань до теми 6.....	84
<b>7. ОСНОВНА ХАРАКТЕРИСТИКА РОЗЧИНІВ.....</b>	<b>87</b>
7.1. Загальне поняття про розчини.....	87
7.2. Розчинність речовин.....	88
7.3. Концентрація розчинів.....	89
Приклади розв'язування типових задач.....	90
Тести для самоперевірки з відповідями.....	93
Приклади тестових завдань до теми 7.....	95
<b>8. ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ.....</b>	<b>97</b>
8.1. Перший закон Рауля.....	97
8.2. Другий закон Рауля.....	98
8.3. Осмотичний тиск розчину.....	100
Приклади розв'язування типових задач.....	101
Тести для самоперевірки з відповідями.....	102
Приклади тестових завдань до теми 8.....	104
<b>9. ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.....</b>	<b>106</b>
9.1. Теорія електролітичної дисоціації.....	106
9.2. Ступінь електролітичної дисоціації.....	108
9.3. Константа дисоціації електролітів.....	109
9.4. Закон розбавлення слабких електролітів.....	111
Приклади розв'язування типових задач.....	112
Тести для самоперевірки з відповідями.....	115
Приклади тестових завдань до теми 9.....	117
<b>10. КИСЛОТНО-ОСНОВНІ РІВНОВАГИ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.....</b>	<b>120</b>
10.1. Електролітична дисоціація води.....	121
10.2. Іонний добуток води.....	120
10.3. Гідроліз солей.....	122
Приклади розв'язування типових задач.....	124
Тести для самоперевірки з відповідями.....	126
Приклади тестових завдань до теми 10.....	129

<b>11. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ</b>	131
11.1. Ступінь окиснення елементів.....	131
11.2. Поняття про окисно-відновні реакції.....	132
11.3. Окисники й відновники.....	134
11.4. Окисні властивості кислот.....	135
Приклади розв'язування типових задач.....	136
Тести для самоперевірки з відповідями.....	137
Приклади тестових завдань до теми 10.....	139
<b>12. ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ</b> .....	142
Приклади розв'язування типових задач.....	146
Тести для самоперевірки з відповідями.....	150
Приклади тестових завдань до теми 12.....	152
<b>13. ЕЛЕКТРОЛІЗ</b> .....	154
13.1. Типи електролізу.....	155
13.2. Закони Фарадея.....	158
Приклади розв'язування типових задач.....	159
Тести для самоперевірки з відповідями.....	162
Приклади тестових завдань до теми 13.....	164
<b>14. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ І МЕТОДИ ЗАХИСТУ ВІД НЕЇ</b> .....	166
14.1. Фактори, що впливають на швидкість корозії.....	169
14.2. Методи захисту металів від корозії.....	169
Приклади розв'язування типових задач.....	171
Тести для самоперевірки з відповідями.....	172
Приклади тестових завдань до теми 14.....	174
Список літератури.....	177

## ***Присвячено 120-річчю Національного технічного університету «Дніпровська політехніка»***

*Усі ми пов'язуємо з хімічною наукою прогрес у  
пізнанні навколишнього світу, нові методи його  
перебудови й удосконалення. І не може бути в  
наші дні спеціаліста, який міг би обійтися без  
знання хімії.*

*Академік, лауреат Нобелівської премії з хімії  
М.М. Семенов*

### **ПЕРЕДМОВА**

Перехід на сучасну модель освіти працівників хімічної галузі передбачає створення балансу між професійним й компетентним рівнями у майбутніх спеціалістів. Такий підхід до реалізації набутих знань потребує не тільки наявності достатньої інформативності, комунікації спілкування як в усній, так і в писемній формах, а й самоорганізації та самоосвіти. У цьому аспекті дуже важлива максимальна систематизація наукових даних для можливості їхнього спрямованого використання.

Ефективність підготовки висококваліфікованих кадрів з навичками та вмінням компетентно виконувати виробничі завдання в професійній діяльності неможлива без максимального застосування навчальних ресурсів, засвоєння та поглиблення теоретичних і практичних знань на основі базових загальноосвітніх дисциплін, зокрема фундаментальної науки – хімії.

Підвищення якості навчання майбутніх фахівців за програмою освітньо-кваліфікаційного рівня бакалавра передбачає оволодіння теоретичними та практичними знаннями з хімії відповідно до профілю спеціальності.

Враховуючи, що майбутні виробничі функції фахівця з будь-якої технічної спеціальності пов'язані з методами теоретичного та експериментального дослідження фізико-хімічних властивостей речовин, енергетикою хімічних реакцій, кінетикою й рівновагою, з електрохімічними процесами та з елементами охорони навколишнього середовища, дуже важливо формувати в студентів комплекс хімічних знань про речовину, її структуру, перетворення, можливі галузі використання; розвинути навички хімічного мислення та вміння використовувати досягнення спеціальних дисциплін у подальшій професійній діяльності.

Подання в цьому посібнику дидактичного матеріалу у вигляді типових тестових завдань буде сприяти планомірному розвитку в студентів навичок та вмінь, моніторингу засвоєння знань і повноцінному використанню власних потенційних ресурсів.

Структура посібника й методика викладу відповідають умовам різних форм навчання, у тому числі й дистанційного, що створює можливість самостійного вивчення дисципліни студентами.

Основний матеріал поділено на 14 розділів відповідно до навчальної програми дисципліни «Хімія». Кожна тема починається з теоретичних відомостей, щоб нагадати студентам основні закони й базові формули, необхідні для виконання тестових завдань. Теоретичний матеріал подано стисло й чітко, розглянуто найбільш характерні приклади виконання типових задач з кожної теми. Наприкінці розділів розміщено тестові завдання для самостійного виконання, що, на думку авторів, сприятиме кращому засвоєнню теоретичних основ загальної хімії.

У цьому посібнику для об'єктивного оцінювання знань студентів з кожної теми створено можливість їхнього моніторингу та самоконтролю, а також, розвитку творчого підходу до вивчення дисципліни хімії.

**Головна мета навчального посібника** – надати допомогу студентам у хімічній підготовці, самостійній роботі при вивченні дисциплін «Загальна хімія», «Хімія».

Посібник розраховано на студентів хімічних та нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів III – IV рівнів акредитації.

# 1. ОСНОВНІ КЛАСИ Й ВЛАСТИВОСТІ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Знання будови речовини, її природи та належності до певного класу за функціональними ознаками допомагає визначати необхідні технічні параметри будь-якого матеріалу або процесу для їх практичного застосування.

Усі речовини розподіляються на прості й складні. **Прості речовини** – це ті, молекули яких складаються з атомів одного й того самого елемента. Наприклад,  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2$ , Zn, Fe, As та ін. Прості речовини розподіляються на метали й неметали.

У **складних речовинах** молекули мають атоми двох або більше елементів, наприклад  $H_2O$ , KOH,  $H_2SO_4$ ,  $AlCl_3$ , MgO,  $NO_2$  тощо.

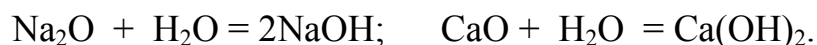
Розрізняють такі класи складних неорганічних сполук: оксиди, гідроксиди, солі.

## 1.1. Оксиди

**Оксиди** – це сполуки хімічних елементів з Оксигеном, у молекулах яких кожен елемент безпосередньо зв'язаний з Оксигеном, проте зв'язку між атомами Оксигену не існує. Інакше кажучи, це бінарні сполуки елементів із Оксигеном, який має ступінь окиснення (-2). Наприклад, натрій оксид  $Na_2O$ , кальцій оксид CaO, хром (III) оксид  $Cr_2O_3$ .

Оксиди бувають **несолетворні** й **солетворні**. Несолетворні оксиди:  $N_2O$ , NO, CO, SiO та ін. Кількість таких оксидів незначна, на відміну від солетворних, що за хімічними властивостями розподіляються на три групи: основні, кислотні й амфотерні.

**Основні оксиди** – це гідроксиди, що мають властивості основ. Наприклад:  $Na_2O$ , BaO, FeO, CuO, NiO – це основні оксиди, оскільки їм відповідають гідроксиди (основи): NaOH,  $Ba(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_2$ ,  $Cu(OH)_2$ ,  $Ni(OH)_2$ . Основні оксиди взаємодіють тільки зі сполуками, які мають кислотні властивості, і не вступають у реакцію з тими, що мають основні властивості (не утворюють солей). Наприклад,



**Кислотні оксиди** (ангідриди кислот) – це такі сполуки, гідроксиди яких мають властивості кислот. Наприклад:  $CO_2$ ,  $P_2O_5$ ,  $SO_2$ ,  $SO_3$ ,  $N_2O_5$  – кислотні оксиди, оскільки їм відповідають кислоти  $H_2CO_3$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ .

Більшість кислотних оксидів при взаємодії з водою утворюють кислоти за такими реакціями:

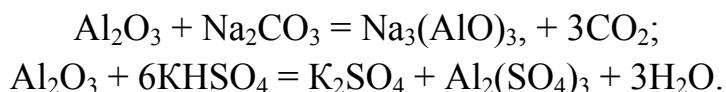




Кислотні оксиди взаємодіють тільки із сполуками, які мають основні властивості. Вони не вступають у реакцію з кислотами і кислотними оксидами.

**Амфотерні оксиди** – це сполуки, які залежно від умов виявляють або основні, або кислотні властивості.

Амфотерні оксиди у воді не розчиняються. Перевести їх у розчини можна тільки шляхом сплавлення з твердими лугами, карбонатами, гідрогенсульфатами, наприклад,



Амфотерні оксиди утворюються тільки з металів, причому ступінь окиснення металу в амфотерному оксиді дорівнює +2, +3 чи +4. Наприклад, BeO, ZnO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, PbO<sub>2</sub>.

## 1.2. Гідроксиди

**Гідроксиди** – це продукти прямого чи непрямого приєднання води до оксидів. Гідроксиди поділяються на три групи: основи, оксигеновмісні кислоти та амфотерні гідроксиди. Для кращого розуміння можна схематично зобразити зв'язок оксидів та гідроксидів таким чином:

основний оксид + H<sub>2</sub>O → основа (основний гідроксид);

кислотний оксид + H<sub>2</sub>O → оксигеновмісна кислота (кислотний гідроксид).

**Основи** – це хімічні сполуки, до складу молекул яких входять метал і гідроксидні групи OH<sup>-</sup>, котрі здатні заміщуватися на кислотні залишки, наприклад: NaOH, Ba(OH)<sub>2</sub>, Ni(OH)<sub>3</sub>.

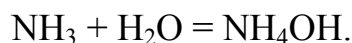
Коли гідроксидну групу основи заміщують на кислотний залишок, то утворюється сіль. Схематично це виглядає таким чином (реакція нейтралізації):



Кількість гідроксидних груп у складі молекули основи визначається ступенем окиснення металу і характеризує кислотність основи. Наприклад, однокислотна основа – це NaOH, двокислотна – Ca(OH)<sub>2</sub>.

Усі основи розподіляються на дві групи: розчинні у воді – **луги**, до яких належать гідроксиди лужних та лужноземельних металів, наприклад: NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub> та нерозчинні або важкорозчинні: Cu(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, Cd(OH)<sub>2</sub>, Mn(OH)<sub>2</sub> та ін.

Основою є також  $\text{NH}_4\text{OH}$  – амоній гідроксид, який утворюється шляхом взаємодії амоніаку з водою:



### 1.3. Кислоти

**Кислоти** – це сполуки, що містять у собі атоми Гідрогену, які за певних умов здатні відщеплюватися й заміщуватися металом. Більшість кислот оксигеновмісні:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$  та багато інших, які відповідають гідроксидам кислотних оксидів. Кожній оксигеновмісній кислоті відповідає певний ангідрид (кислотний оксид).

У кислоті та в її ангідриді ступінь окиснення елемента однаковий. Наприклад, ангідридом карбонатної кислоти є  $\text{CO}_2$ , а нітратної –  $\text{N}_2\text{O}_5$ , які утворюються таким чином:



Як і оксигеновмісні кислоти, кислотні властивості мають також водні розчини водневих сполук деяких неметалів. Наприклад, хлоридна (соляна) кислота  $\text{HCl}$  – це розчин хлороводню у воді, йодидна кислота  $\text{HI}$  – розчин йодоводню у воді. Вони належать до безоксигенних кислот.

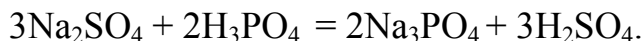
Залежно від кількості в молекулі кислоти атомів Гідрогену, здатних заміщуватися металом, кислоти бувають одно-, двох- і трьохосновні. Хлоридна кислота  $\text{HCl}$ , нітратна  $\text{HNO}_3$ , оцтова  $\text{CH}_3\text{COOH}$  – одноосновні, сульфатна  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , карбонатна  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , силікатна  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  – двохосновні, ортофосфатна  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – трьохосновна.

Для чіткого розуміння процесу утворення солей і складання рівнянь відповідних хімічних реакцій слід пам'ятати, що в більшості неорганічних сполук основність дорівнює загальній кількості атомів Гідрогену в молекулі кислоти.

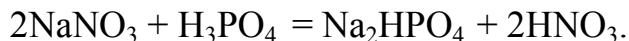
### 1.4. Солі

**Солі** – це речовини, котрі можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення атомів Гідрогену кислоти на метал чи гідроксидних груп основи на кислотні залишки. Ці перетворення можна розглянути на прикладі таких процесів:

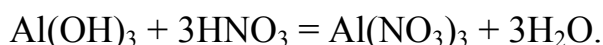
1) при повному заміщенні атомів Гідрогену в кислоті утворюється середня сіль, наприклад:



2) часткове заміщення атомів водню в кислоті на метал дає кислу сіль, тобто



3) унаслідок повного заміщення гідроксидних груп в основі на кислотні залишки утворюється середня сіль, а саме:



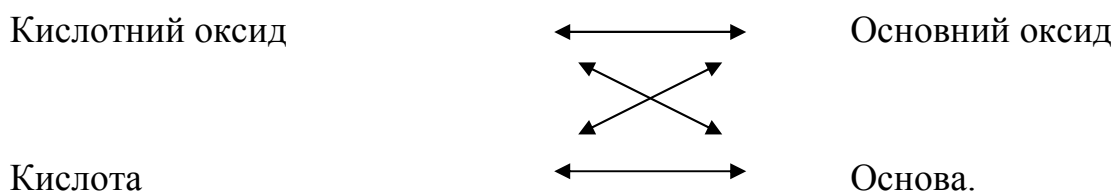
4) після часткового заміщення гідроксидних груп в основі на кислотні залишки утворюється основна сіль, наприклад:



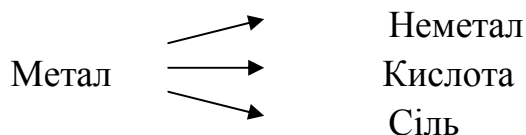
Хімічні властивості складних речовин, зокрема їх здатність взаємодіяти одна з одною, визначаються належністю до певного класу сполук.

Взаємодії між речовинами кислотного типу не відбувається, те саме має місце між речовинами основного характеру.

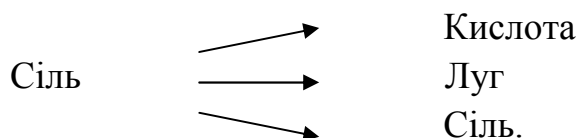
Отже, способи утворення солей базуються на найважливіших хімічних властивостях оксидів і гідроксидів. Ці процеси можна зобразити у вигляді таких схем:



Взаємодія металу з неметалом, кислотою і сіллю:



Взаємодія солі з кислотою, лугом чи іншою сіллю (реакція обміну):



### Приклади тестових завдань до теми 1

1. За поданими нижче варіантами схеми, визначити, яка із взаємодій – реакція сполучення. Закінчити її рівняння.



- а) Реакція взаємодії натрій броміду з хлором;
- б) реакція взаємодії азоту з воднем,  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ ;
- в) усі названі в п. а, б реакції.

2. За поданими нижче схемами визначити, яка із взаємодій належить до реакцій заміщення. Закінчити її рівняння.



- а) Реакція взаємодії натрію з водою,  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ ;
- б) гідроліз плюмбум (II) нітрату;
- в) усі названі в п. а, б реакції.

3. Яким з наборів реактивів можна визначити якісний склад барій хлориду?

1)  $\text{K}_2\text{SO}_4$  і  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ; 2)  $\text{AgNO}_3$  і  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; 3)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  і  $\text{NaOH}$ . Скласти рівняння відповідних реакцій.

- а)  $\text{K}_2\text{SO}_4$  і  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ;
- б)  $\text{AgNO}_3$  і  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
- в)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  і  $\text{NaOH}$ .

4. Яка з названих нижче взаємодій відноситься до реакції розкладання з утворенням певних продуктів?



- а) Реакція гідролізу купрум (II) хлориду з утворенням купрум гідроксохлориду та хлоридної кислоти;
- б) реакція перетворення калій хлорату в калій хлорид і кисень;
- в) реакція гідролізу купрум (II) хлориду з утворенням купрум гідроксиду та хлоридної кислоти.

5. Яка з наведених нижче речовин не може реагувати з натрій гідроксидом?

а) Цинк гідроксид; б) сульфур (IV) оксид; в) барій оксид.

6. Яка з перелічених нижче речовин може реагувати з калій гідроксидом?

а) Ферум (III) оксид; б) купрум (II) гідроксид; в) сульфатна кислота.

7. У реакції з якою з перелічених нижче речовин алюміній гідроксид виявляє властивості кислоти?

а) Ферум (III) сульфат; б) калій гідроксид; в) натрій пероксид.

8. Визначте пару іонів, які можуть одночасно перебувати у розчині:

а)  $\text{Ag}^+$  і  $\text{Cl}^-$ ; б)  $\text{Pb}^{2+}$  і  $\text{S}^{2-}$ ; в)  $\text{Na}^+$  і  $\text{Br}^-$ .

9. Яка з перелічених нижче сполук взаємодіє з водою, утворюючи речовини з основними властивостями?

а) Барій оксид; б) нітроген (V) оксид; в) купрум(II) оксид.

10. Які з перелічених нижче речовин взаємодіють між собою за окисно-відновним механізмом?

а) Кислота й метал; б) кислота й основний оксид; в) кислота й амфотерний оксид.

## 2. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ Й ЗАКОНИ ХІМІЇ

### 2.1. Основні поняття

Усі речовини складаються з атомів хімічних елементів.

*Атом – найменша електронейтральна частинка хімічного елемента, яка зберігає його властивості.*

*Хімічний елемент – вид атомів, що характеризується однаковим зарядом ядра.*

*Атомна одиниця маси дорівнює 1/12 маси атома ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ .*

У 12 г Карбону  $^{12}\text{C}$  міститься  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомів, таким чином

$$m_{\text{а.о.м}} = \frac{12}{6,02 \cdot 10^{23}} \cdot \frac{1}{12} = \frac{1}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г/а.о.м.}$$

*Відносна атомна маса елемента ( $A_r$ ) – це відношення маси атома даного елемента ( $m_a$ ) до маси 1 а.о.м. ( $m_{\text{а.о.м}}$ ), а саме:*

$$A_r = \frac{m_a}{m_{\text{а.о.м}}}.$$

Відносна атомна маса виражається в атомних одиницях маси, відповідно маса атома – у грамах, тобто

$$m_a = A_r m_{\text{а.о.м.}}$$

У періодичній системі подано відносні атомні маси елементів, наприклад:

$$A_r(\text{Fe}) = 55,84 \text{ а.о.м.}; \quad A_r(\text{N}) = 14 \text{ а.о.м.}$$

*Молекула – найменша електронейтральна частинка простої або складної речовини, здатна існувати самостійно й зберігати хімічні властивості цієї речовини.*

*Проста речовина – одна з форм існування хімічного елемента, а її молекула складається з атомів одного елемента.*

*Складні речовини утворюються з атомів різних елементів. Наприклад, молекула калій нітрату  $\text{KNO}_3$  включає атоми Калію, Нітрогену й Оксигену.*

*Відносною молекулярною масою хімічної сполуки ( $M_r$ ) є відношення маси однієї молекули даної сполуки  $m_M$  в грамах до маси 1 а.о.м.:*

$$M_r = \frac{m_M}{m_{\text{а.о.м.}}} .$$

Отже, відносна молекулярна маса виражається в а.о.м., відповідно маса молекули – у грамах.

**Моль – це така кількість речовини, що включає стільки молекул, атомів, іонів або інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у 12 г ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ .**

**Число структурних одиниць, що містяться в одному молі будь-якої речовини, називається сталою Авогадро ( $N_A$ ) і дорівнює  $6,02 \cdot 10^{23}$  структурних одиниць/моль.**

**Маса одного моля речовини називається молярною масою ( $M$ ) і виражається в г/моль.**

Молярна маса кількісно дорівнює відносній атомній або молекулярній масі.

Часто для проведення стехіометричних розрахунків необхідно знати масу декількох молей або, навпаки, знайти кількість речовини, яка міститься в певній її масі. Кількість речовини  $n(x)$  знаходять з відношення маси  $m(x)$  цієї речовини до її молярної маси  $M(x)$ , тобто

$$n(x) = \frac{m(x)}{M(x)} .$$

В одному молі сполуки вміщується певна кількість молів атомів елементів. Наприклад, в одному молі магній хлориду  $\text{MgCl}_2$  наявні 1 моль атомів Магнію і 2 молі атомів Хлору.

За хімічною формулою речовини можна визначити **масову частку атомів** певного елемента, наявного в її складі. Під **масовою часткою атомів** елемента  $\omega(x)$  в речовині  $(xy)$  розуміють відношення відносної атомної маси цього елемента  $A_r$  до молекулярної маси молекули речовини  $M_r(xy)$  з урахуванням кількості атомів. Цей показник виражається у частинах одиниці або у відсотках, а саме

$$\omega(x) = \frac{A_r(x)}{M_r(xy)} \cdot 100, \% .$$

У багатьох стехіометричних розрахунках використовуються поняття еквівалента і молярної маса еквівалента елемента або хімічної сполуки.

**Еквівалентом елемента або хімічної сполуки називається така кількість молів, яка поєднується з одним молем атомів Гідрогену або заміщує його в сполуках.**

Одиницею кількості речовини є моль, тому еквіваленти також вимірюються в молях.

Наприклад, у сполуці HCl еквівалент Хлору дорівнює 1 молю атомів Хлору; у H<sub>2</sub>S еквівалент Сульфуру – 1/2 моля атомів Сульфуру; у H<sub>2</sub>O еквівалент Оксигену – 1/2 моля атомів Оксигену.

Отже, еквівалент елемента може бути розрахований не тільки за Гідрогеном, але й за будь-яким іншим елементом з відомим еквівалентом. Так, еквівалент Оксигену дорівнює 1/2 моля атомів. Наприклад, у діоксиді сульфуру SO<sub>2</sub>, моль якого вміщує 1 моль атомів Сульфуру й 2 моля атомів Оксигену, еквівалент Сульфуру дорівнюватиме 1/4 моля атомів S, а в тріоксиді SO<sub>3</sub> – 1/6 моля атомів S.

Маса одного моля еквівалента елемента або сполуки, виражена в грамах, називається **молярною масою еквівалента** ( $M_e$ ). Так, у HCl молярна маса еквівалента Хлору дорівнює 35,5 г/моль.

Молярну масу еквівалента елемента або простої речовини  $M_e$  розраховують за такою формулою:

$$M_e = \frac{M_{\text{атома}}}{B},$$

де,  $M_{\text{атома}}$  – молярна маса атома;  $B$  – валентність.

Наприклад, молярні маси еквівалента фосфору в сполуках PCl<sub>3</sub> і PCl<sub>5</sub> розраховуються відповідно таким чином:

$$M_e(\text{P}) = \frac{31}{3} = 10,3 \text{ г/моль}; \quad M_e(\text{P}) = \frac{31}{5} = 6,2 \text{ г/моль}.$$

Молярні маси еквівалентів складних речовин розраховують за наведеними нижче формулами.

У застосуванні до оксидів

$$M_e \text{ оксиду} = \frac{M \text{ оксиду}}{\text{число атомів елемента} \cdot \text{валентність елемента}}$$

або  $M_e \text{ оксиду} = M_e \text{ елемента} + M_e \text{ Оксигену}.$

Наприклад,  $M_e(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \frac{M(\text{Cr}_2\text{O}_3)}{2 \cdot 3} = \frac{152}{6} = 25,3 \text{ г/моль}$

або  $M_e(\text{Cr}_2\text{O}_3) = M_e(\text{Cr}) + M_e(\text{O}) = \frac{52}{3} + \frac{16}{2} = 25,3 \text{ г/моль}.$

До кислот



$$M_e \text{ кислоти} = \frac{M \text{ кислоти}}{\text{основність кислоти}}.$$

Основність кислоти дорівнює числу іонів Гідрогену, що заміщуються на катіони металу в кислоті.

Наприклад, 
$$M_e(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль.}$$

У застосуванні до основ

$$M_e \text{ основи} = \frac{M \text{ основи}}{\text{кислотність основи}}.$$

Кислотність основи дорівнює числу гідроксильних груп, що заміщуються на кислотний залишок в основі.

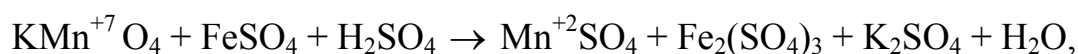
Наприклад, 
$$M_e(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{M(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль.}$$

До солей

$$M_e \text{ солі} = \frac{M \text{ солі}}{\text{число атомів металу} \cdot \text{валентність металу}}.$$

Наприклад, 
$$M_e(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M_e(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{2 \cdot 3} = \frac{342}{6} = 57 \text{ г/моль.}$$

В окисно-відновних реакціях молярна маса еквівалента речовини залежить від кількості електронів, приєднаних або відданих атомом елементу в цій речовині. Наприклад, у такій реакції:



$\text{Mn}^{+7}$  приймає 5 електронів і переходить у  $\text{Mn}^{+2}$ . Таким чином,

$$M_e(\text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ г/моль.}$$

Крім поняття “молярна маса еквівалента”, користуються іншим – “молярний об’єм еквівалента”.

**Молярний об’єм еквівалента** ( $V_e$ ) – такий, що займає один еквівалент певної газоподібної речовини за нормальних умов.

Так, еквівалент Гідрогену дорівнює 1 молю, а 1 моль  $H_2$  містить 2 молі атомів Гідрогену. Об'єм моля молекул водню за нормальних умов (н.у.) дорівнює 22,4 л. Тому молярний об'єм еквівалента  $H_2$

$$V_e(H_2) = 1/2 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ л/моль.}$$

Аналогічно еквівалент атомів Оксигену дорівнює 1/2 моля атомів О, що відповідає 1/4 моля молекул  $O_2$ , молярний об'єм еквівалента  $O_2$

$$V_e(O_2) = 1/4 \cdot 22,4 = 5,6 \text{ л/моль.}$$

## 2.2. Основні закони хімії

**Закон збереження маси**, сформульований М. В. Ломоносовим у 1748 р.: *маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, утворених унаслідок реакції.*

**Закон сталості складу** (доведений французьким ученим Ж.-Л. Прустом у 1801): *кожна хімічна сполука незалежно від способу та умов її утворення має сталий кількісний склад.*

**Закон кратних співвідношень** (визначений англійським хіміком і фізиком Дж. Дальтоном у 1803): *якщо два елементи утворюють між собою декілька хімічних сполук, то масові кількості одного з елементів, віднесені до тієї самої масової кількості другого елемента, співвідносяться між собою як невеликі цілі числа.*

Наприклад, Нітроген утворює з Оксигеном п'ять сполук:  $N_2O$ ;  $NO$ ;  $N_2O_3$ ;  $NO_2$  і  $N_2O_5$ . У них на одиницю маси Нітрогену припадає відповідно 0,57; 1,14; 1,71; 2,28 і 2,85 одиниць Оксигену. Відношення цих чисел дорівнює відношенню цілих чисел, тобто  $0,57:1,14:1,71:2,28:2,85 = 1:2:3:4:5$ .

**Закон Авогадро** (1811) – один з основних законів природознавства: *в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури й тиску) міститься одна й та сама кількість молекул.*

Наслідки закону Авогадро:

1. Однакова кількість молекул газоподібних речовин за однакових умов займає один і той самий об'єм.

2. Моль будь-якої газоподібної речовини при температурі 273 К і тиску 101,325 кПа (н.у.) займає об'єм 22,4 л. Його називають *молярним об'ємом* і позначають як  $V_M$ .

3. Стехіометричні коефіцієнти в реакціях за участю газоподібних речовин показують співвідношення між об'ємами газів, які реагують і які утворюються.

На основі закону Авогадро і висновків з нього можна проводити різні розрахунки. Наприклад, визначити об'єм, який займає кисень масою 64 г за нормальних умов, а саме:

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}, n(\text{O}_2) = \frac{m}{M} = \frac{64}{32} = 2 \text{ моль},$$

$$V = V_m \cdot n(\text{O}_2) = 22,4 \cdot 2 = 44,8 \text{ л.}$$

**Об'єднаний газовий закон**, тобто рівняння стану газу, у якому поєднано газові закони Бойля – Маріотта і Гей-Люссака при переході від нормальних умов до будь-яких інших або навпаки має такий вигляд:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0},$$

де  $V$  – об'єм газу з урахуванням тиску  $P$  і температури  $T$ ;  $V_0$  – об'єм газу за нормальних умов ( $T_0 = 273 \text{ К}$ ;  $P_0 = 101325 \text{ Па}$ ).

Для розрахунку молярної маси газоподібних речовин можна скористатися **рівнянням Клапейрона – Менделєєва**, тобто

$$PV = \frac{m}{M} RT,$$

де  $P$  – тиск газу, Па;  $V$  – об'єм газу, м<sup>3</sup>;  $m$  – маса газоподібної речовини, г;  $M$  – молярна маса газу, г/моль;  $R$  – **універсальна газова стала**, що дорівнює 8,314 Дж/моль · К (у СІ);  $T$  – абсолютна температура, К.

Визначаючи молярну масу газу, традиційно користуються позасистемними одиницями тиску та об'єму. При цьому необхідно враховувати відповідні значення універсальної газової сталої.

Так, якщо об'єм газу виміряно в мілілітрах, а тиск – у мм рт. ст., то універсальна газова стала

$$R = 62360 \frac{\text{мм рт.ст.} \cdot \text{мл}}{\text{град} \cdot \text{моль}}.$$

Якщо об'єм газу виміряно в літрах, а тиск – в атмосферах, то

$$R = 0,082 \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{град} \cdot \text{моль}}$$

**Закон еквівалентів** (Ріхтера, Дальтона, початок ХІХ ст.) формулюють так: *речовини взаємодіють між собою в масових кількостях, пропорційних їх молярним масам еквівалентів*, а саме:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{e1}}{M_{e2}}$$

Якщо одна речовина газоподібна, то за нормальних умов доцільно користуватися таким рівнянням:

$$\frac{m}{V} = \frac{M_e}{V_e}$$

Для того, аби розрахувати кількість молей еквівалентів  $n_e$  у заданій масі речовини, користуються таким відношенням:

$$n_e = \frac{m}{M_e}$$

### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Визначити масу 5 атомів кальцію: 1) в атомних одиницях маси; 2) у грамах.

*Розв'язування.* 1) Відносна атомна маса кальцію  $A_r$  (Ca) дорівнює 40 а. о. м. (див. періодичну систему елементів). Масу кальцію  $m$  (Ca) в а. о. м. визначають таким чином:

$$m(\text{Ca}) = A_r(\text{Ca}) N(\text{Ca}),$$

де  $N$  – кількість атомів кальцію.

$$m(\text{Ca}) = 40 \cdot 5 = 200 \text{ а. о. м.}$$

2)  $m_{\text{а.о.м}} = 1,67 \cdot 10^{-24}$  г/ а. о. м., тоді обчислення маси  $m$  (Ca) в грамах має такий вигляд:

$$m(\text{Ca}) = 200 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24} = 3,34 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$$

**Задача 2.** Обчислити, скільки молекул вміщується у нітратній кислоті масою 40 г.

*Розв'язування.* Молярна маса  $\text{HNO}_3$  дорівнює 63 г/моль. Знаходимо кількість молів, що міститься в кислоті масою 40 г, а саме:

$$n(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{M(\text{HNO}_3)} = \frac{40}{63} = 0,63 \text{ моль.}$$

Відповідно до закону Авогадро один моль нітратної кислоти містить  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул. Отже,

$$N(\text{HNO}_3) = n(\text{HNO}_3) \cdot N_A = 0,63 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,79 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

**Задача 3.** Якою має бути маса заліза, щоб вона містила таку саму кількість атомів, що й 3,2 г сірки?

*Розв'язування.* Відносна атомна маса Сульфуру дорівнює 32 а. о. м., значить його молярна маса буде становити 32 г/моль. Обчислимо кількість молів сірки, що міститься в її 3,2 г, а саме:

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{3,2}{32} = 0,1 \text{ моль.}$$

Отже, щоб мати однакову кількість атомів Fe й S, потрібна та сама кількість молів заліза, тобто 0,1 моль, а саме:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль Fe} \quad - \quad 56 \text{ г} \\ 0,1 \text{ моль Fe} \quad - \quad m(\text{Fe}), \end{array}$$

тоді  $m(\text{Fe}) = 5,6 \text{ г.}$

**Задача 4.** Визначити кількість речовини та масу  $3,5 \cdot 10^{24}$  молекул натрій карбонату.

*Розв'язування.* Кількість речовини натрій карбонату визначаємо за такою формулою:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{N(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{N_A} = \frac{3,5 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 5,81 \text{ моль.}$$

Масу натрій карбонату обчислюємо таким чином:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,81 \cdot 106 = 615,86 \text{ г.}$$

**Задача 5.** Скільки еквівалентів цинк гідроксиду міститься у 15 г цієї речовини?

*Розв'язування.* Молярна маса еквівалента  $Zn(OH)_2$

$$M_e(Zn(OH)_2) = \frac{M(Zn(OH)_2)}{2} = \frac{99}{2} = 49,5 \text{ г/моль.}$$

тоді

$$n(Zn(OH)_2) = \frac{m(Zn(OH)_2)}{M_e(Zn(OH)_2)} = \frac{15}{49,5} = 0,303 \text{ моль.}$$

**Задача 6.** Визначити число молів  $SO_2$ , що містяться в 3 л газу (н. у.).

*Розв'язування.* Відповідно до закону Авогадро один моль  $SO_2$  за нормальних умов займає об'єм 22,4 л ( $V_M$ ), тому число молів  $SO_2$  визначаємо за такою формулою:

$$n(SO_2) = \frac{V(SO_2)}{V_M} = \frac{3}{22,4} = 0,134 \text{ моль.}$$

**Задача 7.** Визначити об'єм, що займають  $5,4 \cdot 10^{22}$  молекул кисню (н. у.).

*Розв'язування.* Об'єм  $O_2$  розраховуємо за законом еквівалентів, а саме:

$$\frac{V(O_2)}{V_M} = \frac{N(O_2)}{N_A} \Rightarrow V(O_2) = \frac{V_M \cdot N(O_2)}{N_A} = \frac{22,4 \cdot 5,4 \cdot 10^{22}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2 \text{ л.}$$

**Задача 8.** Який об'єм займає за температури 20 °С і тиску 250 кПа амоніак, маса якого дорівнює 51 г?

*Розв'язування.* Визначаємо кількість речовини амоніаку таким чином:

$$n(NH_3) = \frac{m(NH_3)}{M(NH_3)} = \frac{51}{17} = 3 \text{ моль.}$$

Об'єм амоніаку за нормальних умов

$$V(NH_3) = V_M \cdot n(NH_3) = 22,4 \cdot 3 = 67,2 \text{ л.}$$

Обчислюємо об'єм амоніаку за даних умов ( $T = 273 + 20 = 293 \text{ К}$ ,  $P = 250 \text{ кПа}$ ), використовуючи об'єднаний газовий закон, тобто

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_M}{T_0}, \quad \text{звідки } V(\text{NH}_3) = \frac{P_0V_M T}{PT_0} = \frac{101,3 \cdot 293 \cdot 67,2}{250 \cdot 273} = 29,2 \text{ л.}$$

**Задача 9.** Обчислити молярну масу бензолу, якщо маса 600 мл його пари за температури 87 °С й тиску 83,2 кПа дорівнює 1,3 г.

*Розв'язування.* Виражаємо дані задачі в одиницях СІ:  $P = 8,32 \cdot 10^4$  Па;  $V = 6 \cdot 10^{-4}$  м<sup>3</sup>;  $m = 1,30 \cdot 10^{-3}$  кг;  $T = 360$  К. Підставляємо ці дані в рівняння Клапейрона – Менделєєва, за яким  $PV = \frac{m}{M}RT$ , і знаходимо молярну масу бензолу, а саме:

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{1,30 \cdot 10^{-3} \cdot 8,31 \cdot 360}{8,32 \cdot 10^4 \cdot 6 \cdot 10^{-4}} = 78,0 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 78,0 \text{ г/моль.}$$

**Задача 10.** Обчислити молярну масу еквівалента металу, знаючи, що його хлорид містить 65,57 % хлору. Молярна маса еквівалента хлору дорівнює 35,45 г/моль.

*Розв'язування.* Уведемо такі позначення:

$$\% \text{ Cl} = m(\text{Cl}),$$

$$\% \text{ Me} = m(\text{Me}),$$

тоді  $m(\text{Me}) = 100 - m(\text{Cl}) = 100 - 65,57 = 34,43$  г.

Згідно із законом еквівалентів

$$\frac{m(\text{Cl})}{m(\text{Me})} = \frac{M_e(\text{Cl})}{M_e(\text{Me})}; \quad M_e(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_e(\text{Cl})}{m(\text{Cl})} = \frac{34,43 \cdot 35,45}{65,57} = 18,62 \text{ г/моль.}$$

### Тести для самоперевірки з відповідями

1. Який об'єм кисню витрачається при спалюванні 0,7 г кальцію (н. у.)?

а)  $V(\text{O}_2) = 0,562$  л; б)  $V(\text{O}_2) = 0,392$  л; в)  $V(\text{O}_2) = 0,200$  л.

**Відповідь:**  $V(\text{O}_2) = 0,392$  л.

2. Скільки молів становить об'єм газу ( $\text{Cl}_2$ ), що дорівнює 224 л за н.у?

а) 20 молів; б) 12 молів; в) 10 молів.

**Відповідь:** 10 молів.

3. Скільки молекул міститься у 2 молях  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ?

а)  $1,204 \cdot 10^{24}$ ; б)  $1,254 \cdot 10^{23}$ ; в)  $1,104 \cdot 10^{22}$ .

**Відповідь:**  $1,204 \cdot 10^{24}$

4. Яка кількість молів міститься в  $1 \text{ м}^3$  повітря за н.у.?

а) 45,10 моль; б) 50,22 моль; в) 44,64 моль.

**Відповідь:** 44,64 моль.

5. Скільки молекул амоніаку міститься в 5,23 г його речовини?

а)  $1,25 \cdot 10^{22}$ ; б)  $1,85 \cdot 10^{23}$ ; в)  $1,05 \cdot 10^{24}$ .

**Відповідь:**  $1,85 \cdot 10^{23}$ .

6. У 2,48 г оксиду одновалентного металу міститься 1,84 г металу. Яка молярна маса цього металу?

а) 39 г/моль; б) 23 г/моль; в) 85 г/моль.

**Відповідь:**  $M(\text{Me}) = 23 \text{ г/моль}$ .

7. При взаємодії 5,2 г металу з 3,5 г Нітрогену утворюється нітрид. Який це метал, якщо його валентність дорівнює 1, а валентність Нітрогену 3?

а) цезій; б) літій; в) натрій.

**Відповідь:** літій.

8. Чому дорівнює еквівалентний об'єм кисню?

а) 22,4 л/моль; б) 11,2 л/моль; в) 5,6 л/моль.

**Відповідь:** 5,6 л/моль.

9. Яка молярна маса еквівалента металу за умови, що його оксид містить 25,8 % Оксигену.

а) 24,5 г/моль; б) 23 г/моль; в) 20 г/моль.

**Відповідь:** 23 г/моль.



10. Яка кількість молів еквівалентів міститься в карбон (IV) оксиді об'ємом 12 л за нормальних умов.

- а) 4,10 моль;      б) 3,25 моль;      в) 2,14 моль.

**Відповідь:** 2,14 моль.

### Приклади тестових завдань до теми 2

1. Чому дорівнює еквівалентний об'єм водню?

- а) 22,4 л/моль;      б) 11,2 л/моль;      в) 5,6 л/моль.

2. Чому дорівнює молярна маса еквівалентна феруму, якщо під час реакції взаємодії 5,6 г заліза з сіркою утворилося 8,8 г ферум (II) сульфід, а молярна маса еквівалентна сульфур становить 16 г/моль?

- а) 56 г/моль;      б) 48 г/моль;      в) 28 г/моль.

3. Чому дорівнює молярна маса еквівалента кальцій силікату?

- а) 50,02 г/моль;      б) 58,04 г/моль;      в) 40,08 г/моль.

4. Визначити молярну масу еквівалента металу, при згорянні 3,0 г якого утворюється 5,66 г його оксиду.

- а) 9,0 г/моль;      б) 12 г/моль;      в) 17,3 г/моль.

5. Визначити молярну масу еквівалента феруму, якщо 0,7 г іонів феруму реагує з 1 г натрій гідроксиду.

- а) 56 г/моль;      б) 28 г/моль;      в) 54,2 г/моль.

6. Скільки атомів вміщується в 17 г хрому?

- а)  $3 \cdot 10^{23}$ ;      б)  $4 \cdot 10^{23}$ ;      в)  $2 \cdot 10^{23}$ .

7. Тиск водяної пари при 25 °С становить 3173 Па. Скільки молекул міститься в 1 мл цієї пари?

а)  $3,5 \cdot 10^{17}$ ;                      б)  $7,71 \cdot 10^{27}$ ;                      в)  $7,71 \cdot 10^{17}$ .

8. Скільки молекул йоду вміщується в 50,8 г  $I_2$ ?

а)  $1,5 \cdot 10^{23}$ ;                      б)  $1,2 \cdot 10^{23}$ ;                      в)  $1,2 \cdot 10^{24}$ .

9. Встановити відповідність між назвами газів та їх масами в грамах, якщо всі вони займають об'єм 2,8  $dm^3$  (н. у.).

а) Карбон (IV) оксид;	1) – 5,5;
б) Сульфур (IV) оксид;	2) – 8,0;
в) Азот;	3) – 3,5;
г) Метан;	4) – 2,0;
д) Амоніак;	5) – 2,125.

10. Який об'єм кисню (н. у.) витрачається на згорання 42 г магнію, молярна маса еквівалента якого становить 12 г/моль?

а) 12,5 л;                      б) 21,6 л;                      в) 19,6 л.

### 3. БУДОВА АТОМА

#### 3.1. Квантові числа

Стан електронів в атомі характеризується чотирма квантовими числами:  $n$  – **головне квантове число**, яке визначає енергію електрона. У деякому розумінні воно залежить від положення електрона в атомі. Чим вище значення  $n$ , тим далі від ядра атома розташована зона максимальної ймовірності перебування електрона. Величина  $n$  набуває значень ряду послідовних цілих чисел, починаючи з одиниці:  $n = 1; 2; 3$  і т. д. Енергетичні рівні позначаються буквами відповідно  $K, L, M, N, O, P$  та ін.

**Побічне квантове число** –  $l$  визначає енергію енергетичного підрівня і варіюється від 0 до  $(n - 1)$ . Наприклад,  $n = 3$  ( $n - 1$ ) = 2;  $l$  набуває значень 0; 1; 2.

Енергетичні підрівні в атомі позначаються буквами:

$l = 0;$	$s$ -підрівень;	$s$ -електрони;
$l = 1;$	$p$ -підрівень;	$p$ -електрони;
$l = 2;$	$d$ -підрівень;	$d$ -електрони;
$l = 3;$	$f$ -підрівень;	$f$ -електрони.

Від значень квантового числа  $l$  залежить форма електронної хмари:  $s$ -електрони мають сферичну форму хмари, а  $p$ -електрони – подібну до гантелі.

Для  $d$ -електронів властива складна форма хмари, а  $f$ -електрони мають хмари, подібні до наявних в  $d$ -електронів, але їхня форма більш різноманітна.

Положення електромагнітної хмари в зовнішньому магнітному полі характеризується **магнітним квантовим числом**  $m_l$ . Воно набуває значень цілих чисел від  $-l$  до  $+l$  (з ними включно і 0).

Наприклад, якщо  $l = 3$ , то  $m_l$  дорівнює  $-3; -2; -1; 0; +1; +2; +3$ .

Обертання електрона навколо власної осі характеризує **спінове квантове число**  $m_s$ , котре має два значення:  $+1/2; -1/2$ . Спінове квантове число визначають математично, розв'язуючи рівняння Шредінгера.

Електрони з одними й тими самими значеннями чисел  $n, l$  і  $m_l$ , котрі відрізняються одне від одного тільки величиною числа  $m_s$ , утворюють атомну орбіталь (спарені електрони).

Розподіл електронів в атомі відбувається за **принципом Паулі**, сформульованим таким чином:

1) **будь-які два електрони в одному атомі мають розрізнятися значенням принаймні одного квантового числа;**

2) **в атомі може перебувати максимально стільки електронів, скільки різних комбінацій можуть утворити чотири квантових числа.**

У табл. 1 подано значення квантових чисел для чотирьох енергетичних рівнів, максимальні числа електронів для кожного рівня та підрівня, наведено можливі комбінації квантових чисел (за принципом Паулі) по відношенню до перших двох енергетичних рівнів. Так, на першому рівні ( $n = 1$ ) можливі дві комбінації, тобто не більше двох електронів, а на другому рівні ( $n = 2$ ) – вісім комбінацій і не більше восьми електронів.

Таблиця 1

Взаємозв'язок між квантовими числами та кількістю електронів на енергетичних рівнях і підрівнях атомів

$n$	$l$	$m_l$	$m_s$	Кількість електронів	
				на підрівні	на рівні
1	0	0	+1/2, -1/2	2	2
2	0	0	+1/2, -1/2	2	8
	1	-1	+1/2, -1/2	6	
		0	+1/2, -1/2		
		+1	+1/2, -1/2		

### 3.2. Будова електронних оболонок атомів

Енергетичні підрівні атома прийнято позначати подвійним символом: числовим значенням головного квантового числа й літерним – побічного квантового числа ( $1s, 2s, 2p$  і т. д.). Кількість електронів на будь-якому підрівні дорівнює  $2(2l + 1)$ , а на рівні – сумі електронів на всіх його підрівнях або  $2n^2$ , тобто подвійному квадрату головного квантового числа  $n$ .

Будова електронних оболонок атома виражається так званою електронною формулою. Біля символу підрівня, поставлений праворуч угорі індекс показує кількість електронів, що містяться на даному підрівні.

Атом Гідрогену складається з ядра й електрона, що на підрівні  $l$  (поняття рівня та підрівня, коли головне квантове число  $n = 1$ ) збігаються, тому електронна формула Гідрогену записується як  $1s^1$ .

Електронні формули атомів елементів трьох коротких періодів зведено в табл. 2. Сума індексів в електронній формулі має дорівнювати загальній кількості електронів в атомі, тобто порядковому номеру елемента в періодичній системі.

Заповнення енергетичних рівнів із збільшенням порядкового номера елемента відбувається таким чином, що кожен доданий електрон намагається

зайняти найнижчий рівень (незакінчений), а це свідчить про найбільш міцний його зв'язок з ядром.

Таблиця 2

Максимальне число електронів на рівнях і підрівнях атомів

Значення головного квантового числа $n$ або номер рівня	Значення побічного квантового числа $l$	Позначка підрівня	Значення магнітного числа $m_l$	Кількість електронів		
				на підрівні	на рівні	
1	$K$	0	$1s$	0	2	2
2	$L$	0	$2s$	0	2	8
		1	$2p$	-1, 0, +1	6	
3	$M$	0	$3s$	0	2	18
		1	$3p$	-1, 0, +1	6	
		2	$3d$	-2, -1, 0, +1, +2	10	
4	$N$	0	$4s$	0	2	32
		1	$4p$	-1, 0, +1	6	
		2	$4d$	-2, -1, 0, +1, +2	10	
		3	$4f$	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	14	

Будову електронних оболонок було точно з'ясовано завдяки вивченню спектрів випромінювання елементів. Нормальний порядок заповнення електронних підрівнів має бути таким:  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}, 5s^2, 5p^6, 5d^{10}$  і т. д. Проте, починаючи з четвертого періоду, цей порядок порушується: спочатку заповнюється підрівень  $4s^2$  (К і Са), потім –  $3d^{10}$  (десять елементів побічних підгруп і VIII група, так звана вставна декада від Sr по Zn включно) і, нарешті,  $4p^6$  (шість елементів від Ga по Kr включно). Це пояснюється тим, що енергетичні підрівні різних рівнів іноді перекривають один одного й підрівень  $4s$  виявляється значно нижчим від підрівня  $3d$ .

У табл. 3 наведено електронні формули деяких елементів четвертого періоду.

Аналогічно відбувається заповнення підрівнів в атомах елементів п'ятого періоду. Спершу заповнюється підрівень  $5s^2$  (Rb і Sr), потім –  $4p^{10}$  (десять елементів побічних підгруп від Y і Cd включно, так звана друга вставна декада)

Таблиця 3

## Електронні формули деяких елементів четвертого періоду

Елемент	Електронна формула	Примітка
K	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$	Пропущений підрівень $3d$
Ca	$1s^2, 2s^2, 2s^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$	Пропущений підрівень $3d$
Sc	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^1, 4s^2$	Початок заповнення пропущеного підрівня $3d$
Ti	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^2, 4s^2$	Заповнення підрівня $3d$ триває
Zn	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2$	Заповнення підрівня $3d$ завершено
Ga	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^1$	Початок заповнення підрівня $4p$
Kr	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6$	Заповнення підрівня $4p$ завершено, утворився стійкий октет

і, нарешті,  $5p^6$  (шість елементів від Zn і Xe. У шостому періоді в атомах Cs і Ba (за аналогією до Rb і Sr) заповнюється підрівень  $6s$ . В атомі La починає заповнюватися підрівень  $5d$ :  $4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 5s^2, 5p^6, 5d^1, 6s^2$  (для простоти частиною початкової незмінної електронної формули нехтують). Але в атомів елементів за номерами 58 – 71 заповнюється пропущений підрівень  $4f$ , і тому вони винесені у спеціальний ряд лантанідів. У сьомому періоді в елементів Fr та Ra заповнюється підрівень  $7s$ ; у Ac починає заповнюватися підрівень  $6d$ , а в Th (винесений в ряд актинідів) – підрівень  $5f$ .

## Тести для самоперевірки з відповідями

1. Скільки неспарених електронів мають атоми нітрогену в нормальному стані?

- а) 3;      б) 4;      в) 5.

**Відповідь:** 3.

2. Скільки нейтронів і протонів мають ядра найбільш поширених ізотопів елементів з порядковими номерами 14 та 33?

- а)  $Z = 14$ ;  $N = 13$ ;  $Z = 33$ ;  $N = 40$ ;  
 б)  $Z = 14$ ;  $N = 14$ ;  $Z = 33$ ;  $N = 42$ ;  
 в)  $Z = 12$ ;  $N = 14$ ;  $Z = 31$ ;  $N = 42$ .

**Відповідь:**  $Z = 14$ ;  $N = 14$ ;  $Z = 33$ ;  $N = 42$ .

3. В електронній оболонці атома елемента на 3 електрони менше, ніж в атомі бром. Який це елемент?

- а) Ge; б) Ga; в) правильної відповіді немає.

**Відповідь:** Ge.

4. Які електронні формули мають атоми елементів з порядковими номерами 15 і 21?

- а)  ${}_{15}\text{P} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$ ;  ${}_{21}\text{Sc} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^2, 4s^1$ ;  
 б)  ${}_{15}\text{P} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$ ;  ${}_{21}\text{Sc} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^1, 4s^2$ ;  
 в)  ${}_{15}\text{P} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1, 3p^4$ ;  ${}_{21}\text{Sc} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^1, 4s^2$ .

**Відповідь:**  ${}_{15}\text{P} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$ ;  ${}_{21}\text{Sc} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^1, 4s^2$ .

5. Які електронні формули мають іони  $\text{Na}^+$  і  $\text{F}^-$ ?

- а)  ${}_{11}\text{Na}^+ - 1s^2, 2s^2, 2p^6$ ;  ${}_{9}\text{F}^- - 1s^2, 2s^2, 2p^7$ ;  
 б)  ${}_{11}\text{Na}^+ - 1s^2, 2s^2, 2p^6$ ;  ${}_{9}\text{F}^- - 1s^2, 2s^1, 2p^6$ ;  
 в)  ${}_{11}\text{Na}^+ - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ ;  ${}_{9}\text{F}^- - 1s^2, 2s^2, 2p^5$ .

**Відповідь:**  ${}_{11}\text{Na}^+ - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ ;  ${}_{9}\text{F}^- - 1s^2, 2s^2, 2p^5$ .

6. Які електронні формули мають атоми, котрим відповідають такі неповні електронні формули: 1)  $2s^2, 2p^3$ ; 2)  $3d^1, 4s^2$ ?

- а) 1)  $1s^2, 2s^2, 2p^3$ ; 2)  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4, 3d^1, 4s^2$ ;  
 б) 1)  $1s^2, 2s^2, 2p^3$ ; 2)  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^1, 4s^2$ ;  
 в) 1)  $1s^2, 2s^2, 2p^3$ ; 2)  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5, 3d^1, 4s^2$ .

**Відповідь:** 1)  $1s^2, 2s^2, 2p^3$ ; 2)  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^1, 4s^2$ .

7. В електронній оболонці атома елемента на 2 електрони більше, ніж в іоні хрому (III). Яку електронну формулу має цей елемент?

- а)  ${}_{26}\text{Fe}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^4, 4s^2, 4p^2$ ;  
б)  ${}_{26}\text{Fe}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^6, 4s^2$ ;  
в)  ${}_{26}\text{Fe}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4, 3d^8, 4s^2$ .

**Відповідь:**  ${}_{26}\text{Fe}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^6, 4s^2$ .

8. Чому дорівнює і яких значень може набувати магнітне квантове число, якщо  $l = 2$ ?

- а) 3; -1, 0, +1;  
б) 5; -3, -2, 0, +1, +2;  
в) 5; -2, -1, 0, +1, +2.

**Відповідь:** 5; -2, -1, 0, +1, +2.

9. Яких значень набуває побічне квантове число  $l$ , якщо  $n = 3$ ?

- а) 1, 2, 3;      б) 0, 1, 2;      в) 1, 1, 2.

**Відповідь:** 0; 1; 2,

10. Які атомні орбіталі заповнюються електронами раніше:  $4s$  чи  $3d$ ?

- а)  $3d$ ;      б)  $4s$ ;      в) заповнюються одночасно.

**Відповідь:**  $4s$ .

### Приклади тестових завдань до теми 3

1. Яких значень може набувати побічне квантове число, коли  $n = 2$ ? Які форми електронних хмар відповідають цим значенням?

- а) 0, 1, 2; сферична й форма гантелі;  
б) 0, 1; сферична й форма гантелі;  
в) 0, 1; форма гантелі.



2. Заповнення енергетичних рівнів зі збільшенням порядкового номера елемента відбувається таким чином:

а) кожен доданий електрон намагається зайняти найнижчий рівень (незакінчений), що відповідає найменш міцному його зв'язку з ядром;

б) кожен доданий електрон намагається зайняти найвищий рівень (незакінчений), що відповідає найбільш міцному його зв'язку з ядром;

в) кожен доданий електрон намагається зайняти найнижчий рівень (незакінчений), що відповідає найбільш міцному його зв'язку з ядром.

3. Скільки значень може мати магнітне квантове число, коли  $l = 3$ ? Які ці значення?

а) 5; -2, -1, 0, +1, +2;

б) 7; -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3;

в) 7; -2, -1, -0, +0, +1, +2.

4. Які електронні формули мають атоми елементів з порядковими номерами 16 і 22?

а)  ${}_{16}\text{S} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^2, 4s^2$ ;

${}_{22}\text{Ti} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^2, 4s^2$ ;

б)  ${}_{16}\text{S} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$ ;

${}_{22}\text{Ti} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^2$ ;

в)  ${}_{16}\text{S} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1, 3p^5$ ;

${}_{22}\text{Ti} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^4, 4s^1$ .

5. Які атомні орбіталі заповнюються електронами раніше:  $4s$  чи  $3d$ ;  $5p$  чи  $4d$ ;  $5d$  чи  $4f$ ?

а)  $3d; 4d; 4f$ ;

б)  $4s; 5p; 4f$ ;

в)  $4s; 4d; 4f$ .

6. Чому дорівнює сумарний спін для 5 електронів на  $d$ -орбіталі?

а)  $1/2$ ;

б)  $2^{1/2}$ ;

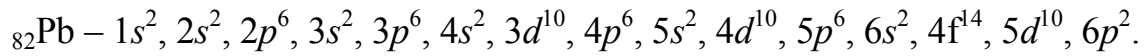
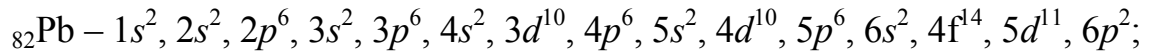
в)  $1^{1/2}$ .

7. Які електронні формули мають атоми елементів: алюмінію; хрому; свинцю?

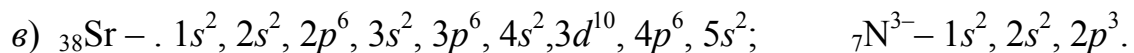
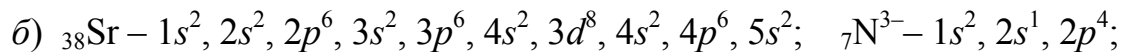
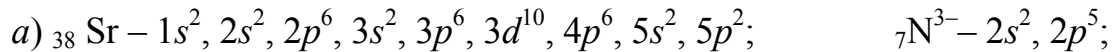
а)  ${}_{13}\text{Al} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^2$ ;  ${}_{24}\text{Cr} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^5$ ;

${}_{82}\text{Pb} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^2$ ;

б)  ${}_{13}\text{Al} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$ ;  ${}_{24}\text{Cr} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^5$ ;



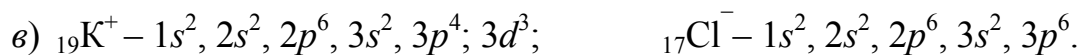
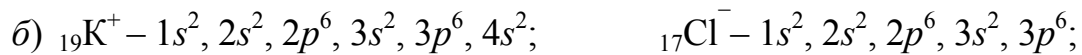
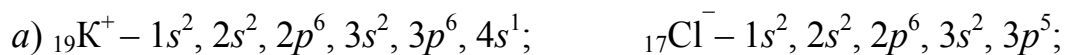
8. Які з наведених електронних формул належать атому стронцію; іону нітрогену  $\text{N}^{3-}$ ?



9. Які електронні формули мають іони сульфуру  $\text{S}^{2-}$  та купруму  $\text{Cu}^+$ ?



10. Які електронні формули мають іони  $\text{K}^+$  і  $\text{Cl}^-$ .



## 4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

### 4.1. Основні типи хімічного зв'язку

Найпростішими прикладами утворення іонного та ковалентного зв'язку є молекули  $H_2$  і  $N_2$ , коли два неспарених електрони (по одному від кожного атома) з'єднуються в загальну електронну (поділену) пару, як показано на схемі.



Поділені пари електронів

Хімічний зв'язок називається **іонним** або **ковалентним** (полярним або неполярним) залежно від положення електронної хмари, утвореної поділеною парою, яке вона займає відносно об'єднаних атомів. Електронна хмара зміщується в бік атома, котрий має більше значення електронегативності ( $\epsilon$ ).

Зміст понять **ковалентного неполярного**, **ковалентного полярного** та **іонного** зв'язку можна з'ясувати, скориставшись схемами, де зміщення електронної хмари позначено як прямування електронної пари до одного з атомів (А або В).

$A : B$	$A^+ \rightarrow : B^-$	$\delta^+ \quad \delta^-$ $A \rightarrow : B$
$\epsilon_A \simeq \epsilon_B$	$\epsilon_A \ll \epsilon_B$	$\epsilon_A < \epsilon_B$
Ковалентний неполярний зв'язок	Іонний зв'язок	Ковалентний полярний зв'язок

**Ковалентний неполярний зв'язок** передбачає, що електронна хмара неподіленої пари однаково належить обом атомам, а **ковалентний полярний** – що вона частково зміщена в бік більш електронегативного атома, а при **іонному** зв'язку таке зміщення повне. Унаслідок цього атом А втрачає електрон і перетворюється на позитивно заряджений іон, а атом В приєднує електрон, ставши негативно зарядженим іоном.

**Донорно-акцепторний і водневий** зв'язки відрізняються від розглянутих вище типів хімічного зв'язку способом утворення поділеної пари електронів. У разі їх виникнення поділена пара електронів надходить на зв'язок у готовому

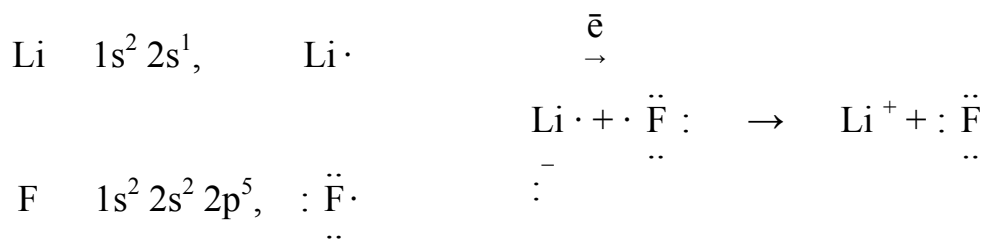
вигляді за допомогою одного з об'єднувальних атомів (донора). Другий атом (акцептор) приймає цю пару електронів на свої вільні орбіталі. Різниця між донорно-акцепторним та водневим зв'язком пояснюється природою акцептора: акцептор у першому випадку – це позитивно заряджений іон металу або Гідрогену, а в другому – атом Гідрогену, який входить до складу полярної молекули.

**Металічний зв'язок** здійснюється шляхом узагальнення валентних електронів великої кількості атомів металу, зосереджених у вузлах кристалічної ґратки.

Найбільш універсальний тип хімічного зв'язку – ковалентний полярний, оскільки він характерний для більшості неорганічних і органічних сполук. Ковалентний неполярний та іонний зв'язок можна розглядати як граничні випадки ковалентного полярного зв'язку.

**Іонний зв'язок** утворюється внаслідок практично повного зміщення електронної хмари поділеної пари електронів у напрямку більш електронегативного атома. Це рівнозначно тому, що один атом передає електрон іншому. Розглянемо утворення іонного зв'язку на прикладі LiF.

З електронних формул видно, що Літій має один електрон, а Флуор – сім: три пари електронів й один неспарений, як видно на схемі.

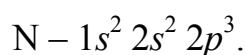


Таким чином, унаслідок зміщення електрона від Літію до Флуору утворюються іони  $\text{Li}^+$  і  $\text{F}^-$ . Зв'язок відбувається за рахунок електростатичного притягання протилежно заряджених іонів.

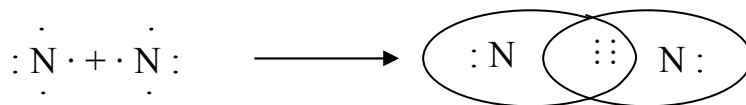
Заряд іона залежно від кількості приєднаних або втрачених електронів під час утворення іонного зв'язку може бути позитивним або негативним:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  і т. д.

**Ковалентний зв'язок** супроводжується добудовою електронних оболонок шляхом утворення поділених пар за рахунок неспарених електронів атомів.

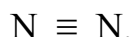
Розглянемо приклад утворення зв'язку в молекулах  $\text{N}_2$ . Спочатку треба встановити кількість електронів на зовнішньому рівні атомів Нітрогену. Для цього напишемо його електронну формулу, тобто



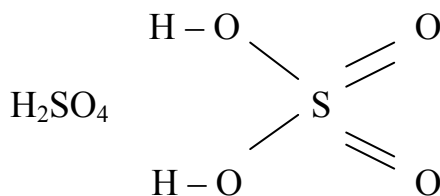
Як бачимо, на цьому рівні налічується п'ять електронів, з них три неспарені. Для зв'язку Нітроген дає три електрони, завдяки чому утворюються три поділені пари електронів, відповідно до такої схеми:



Ковалентний зв'язок, утворений однією парою електронів, називається **одинарним**, двома або трьома парами електронів – кратним (**подвійним, потрійним**). При складанні структурних формул кожна поділена пара позначається рисою, наприклад, таким чином в молекулі N<sub>2</sub> позначаємо потрійний зв'язок:



Отже в структурних формулах кожна риска позначає одиничний зв'язок (поділену пару електронів). Наприклад



Сульфур утворює з Оксигеном шість поділених пар електронів, кожен з атомів Оксигену – дві, а кожен з атомів Гідрогену – одну.

У тих випадках, коли електронегативність атомів, що вступають у зв'язок, неоднакова, електронна хмара поділеної пари зміщується у напрямку до більш електронегативного атома і цей атом набуває надлишкового негативного заряду, відповідно другий атом – позитивного, тобто



Заряди  $+\delta$  і  $-\delta$  називають **ефективними зарядами атомів**. Порівняємо поняття **ефективний заряд** і **ступінь окиснення**. Ці величини однакові при утворенні іонного зв'язку. У ковалентному зв'язку ефективний – це реальний заряд даного атома в молекулі, а ступінь окиснення – умовний заряд, розрахований у припущенні, що всі зв'язки в молекулі іонні, а не ковалентні. Так, у молекулі HCl ефективний заряд атома Гідрогену  $\delta = +0,17$ , а ступінь окиснення дорівнює +1.

Система, у якій є два електричні заряди рівної величини, але з протилежним знаком, що розташовані на деякій відстані один від одного,

називається **диполем**. Наприклад, молекула HCl – диполь. Кількісною мірою полярності зв'язку є електричний момент диполю (**дипольний момент**), визначений таким чином:

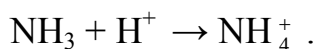
$$\mu = \delta \cdot l,$$

де  $\delta$  – ефективний заряд атома;  $l$  – відстань між центрами зарядів.

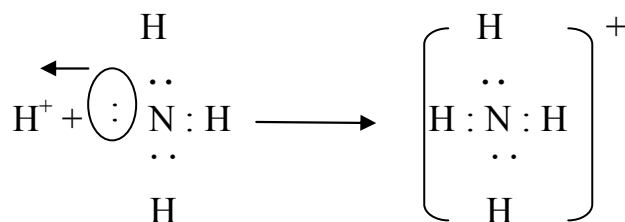
У молекулі H<sub>2</sub>O центри негативного і позитивного зарядів не збігаються, ця молекула являє собою диполь  $\left( \begin{array}{cc} + & - \end{array} \right)$  і є полярною.

**Донорно-акцепторний зв'язок** (вид ковалентного) виникає без утворення нових електронних пар, тобто за рахунок неподіленої пари електронів, що належить тільки одному із з'єднувальних атомів.

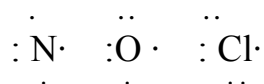
Розглянемо утворення донорно-акцепторного зв'язку на прикладі NH<sub>4</sub><sup>+</sup>. Іон амонію утворюється при взаємодії молекули амоніаку з іоном Гідрогену, тобто



У молекулі амоніаку три атоми Гідрогену з'єднані з атомом Нітрогену ковалентним зв'язком, а неподілена пара електронів Нітрогену буде спільною, а саме:



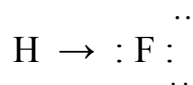
Атом, що надає свою неподілену пару для зв'язку, називається **донором електронів**, а атом, який приймає на свої вільні орбіталі цю пару електронів, – **акцептором**. Донорами електронів виступають атоми неметалів, у яких на зовнішньому рівні є неподілені пари електронів, наприклад,



Молекули або іони, до складу яких входять донорні атоми, називаються **лігандами**. Акцептори електронів – це найчастіше позитивно заряджені іони металів або водню: Ag<sup>+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup> та ін. Акцептори електронів називають **центральними іонами**. Сполуки, утворені за допомогою донорно-акцепторного зв'язку, мають назву **комплексних** або **координаційних**: наприклад [Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]Cl<sub>2</sub>, де Cu<sup>2+</sup> – центральний іон, NH<sub>3</sub> – ліганд. Центральний іон з найближчим оточенням лігандів формує внутрішню сферу комплексної сполуки (комплексу) або комплексний іон [Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]<sup>2+</sup>. Заряд комплексного

іона дорівнює алгебраїчній сумі зарядів центрального іона та лігандів. Іони  $Cl^-$  утворюють зовнішню сферу комплексу. Кількість лігандів у внутрішній сфері комплексу називається **координаційним числом**. У наведеному прикладі координаційне число дорівнює 4. Найчастіше координаційні числа набувають значень 2, 4 і 6.

**Водневий зв'язок** можна розглядати як різновид донорно-акцепторного зв'язку. Відмінність полягає в тому, що тут акцептором електронів виступає не іон  $H^+$ , а атом Гідрогену, який входить до складу полярної молекули. Розглянемо водневий зв'язок на прикладі молекул HF. Електронегативність Флуору більша від електронегативності Гідрогену. Електронна хмара поділеної пари суттєво зміщена в бік Флуору, тобто



Унаслідок цього орбіталі атома H виявляються практично вільними і він приймає неподілену пару електронів Флуору, яка входить до складу сусідньої молекули. Відбувається асоціація молекул в **димери**, **тримери** і т. д. (рис. 1).

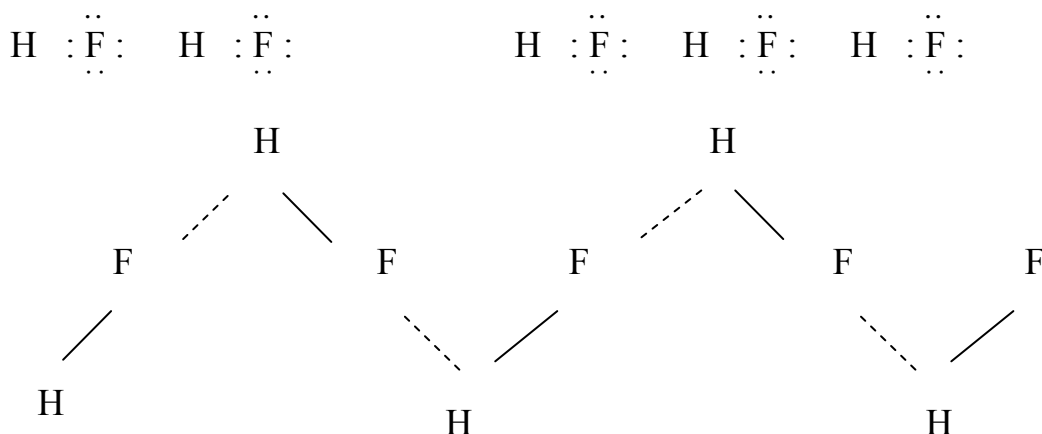


Рис. 1. Схема водневого зв'язку на прикладі молекул HF

Міцність водневого зв'язку набагато нижча від звичайного ковалентного. Переважно це зв'язок між молекулами, тому його можна віднести до сил міжмолекулярної взаємодії.

Розглянемо ряд водневих сполук елементів шостої групи періодичної системи:  $H_2O$ ,  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$ . Як бачимо, температура плавлення твердих речовин зменшується, починаючи з  $H_2Te$  і до  $H_2S$  (рис. 2).

Аномальні властивості води спричинені наявністю водневих зв'язків. На їхній розрив витрачається енергія, і тому температура плавлення стає вищою, ніж для сполук, які не мають водневих зв'язків.

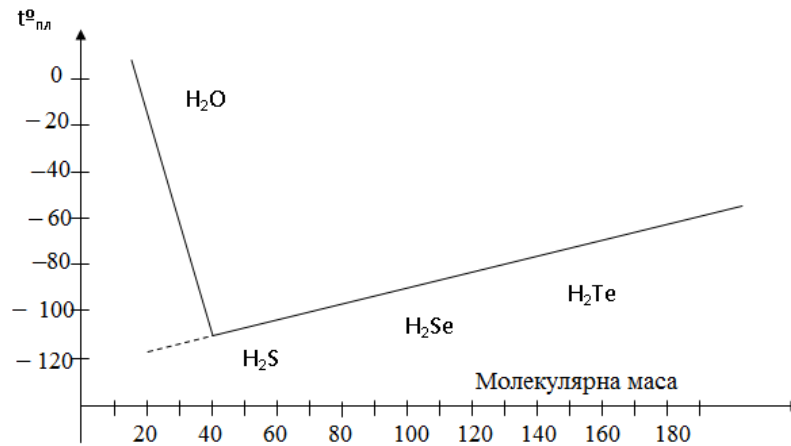
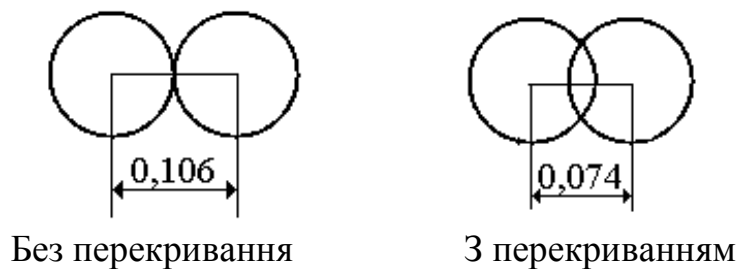
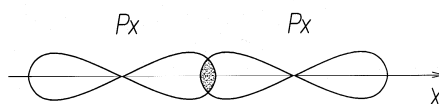


Рис. 2. Графік температури плавлення водневих сполук

**Метод валентних зв'язків.** Одна із сучасних теорій хімічних взаємодій – це метод валентних зв'язків, згідно з яким ковалентні зв'язки пояснюються явищем перекривання електронних хмар (рис. 3).

Рис. 3. Приклади положення електронних  $s$ -хмар у молекулі  $H_2$ 

Чим більша площа перекривання, тим міцніший хімічний зв'язок. Відомо, що це явище має певне спрямування, аби була забезпечена найбільша площа перекривання з мінімумом затрат потенційної енергії системи. Отже, одна із загальних властивостей ковалентного зв'язку – його спрямованість. Найбільша площа перекривання виникає тоді, коли воно проходить через осі електронних хмар (рис. 4).

Рис. 4. Перекривання  $p$ -хмар



**Валентність при виникненні ковалентного зв'язку.** Можливі валентні стани елемента в цьому разі можуть бути визначені числом неспарених електронів у стабільному й збудженому станах атома. Для з'ясування числа неспарених електронів в атомах конкретного елемента потрібно розподілити електрони зовнішнього рівня за атомними орбіталями (енергетичними комірками) таким чином:

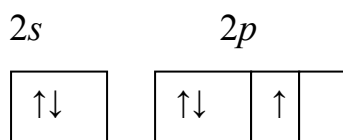
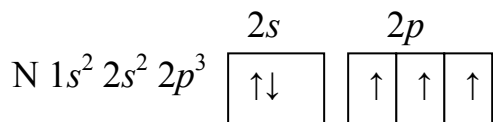
на  $s$ -підрівні одна орбіталь

на  $p$ -підрівні три орбіталі

на  $d$ -підрівні п'ять орбіталей

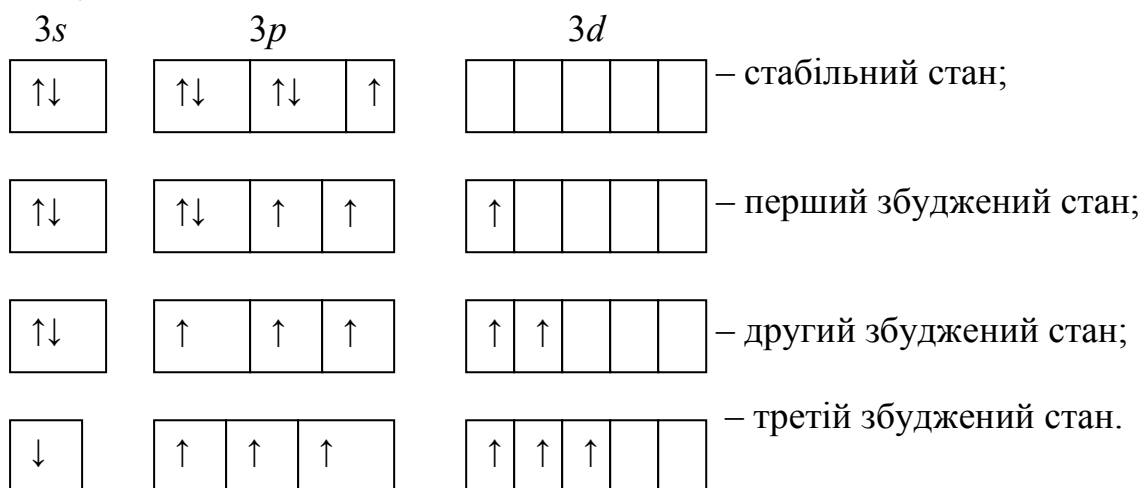
Електронів може не бути на якійсь орбіталі  , можуть перебувати один   $\uparrow$  чи два   $\uparrow\downarrow$ , що мають протилежні спіни.

У межах одного підрівня електрони розподіляються серед орбіталей відповідно до правила Гунда, за яким **сумарне спінове число електронів певного підрівня має бути максимальним**. З огляду на це правило, зовнішній рівень Нітрогену заповнюється таким чином:



Отже, таке заповнення:   $\uparrow\downarrow$    $\uparrow\downarrow$    $\uparrow$   неможливе, бо суперечить правилу Гунда.

Розглянемо розподіл електронів атомів Хлору в стабільному та збудженому станах на орбіталях: Cl  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Будуємо схему розподілу.



Як бачимо, атом Хлору у стабільному стані має валентність, яка дорівнює одиниці, а в збуджених станах – три, п'ять, сім. Перехід атома в збуджений стан можливий тоді, коли на даному енергетичному рівні є вільні орбіталі. При збудженні з кожної пари електронів утворюються два неспарених електрони, тому валентність підвищується на дві одиниці.

**Просторова будова молекул.** Спрямованість ковалентного зв'язку сприяє певній просторовій будові молекул. Розглянемо це положення на прикладі молекули води.

Електронна хмара електрона Гідрогену має сферичну форму, тому перекривання з іншими хмарами однакове у всіх напрямках. Отже, просторова будова молекули води залежить від напрямку перекривання  $p$ -хмар Оксигену. Дві  $p$ -хмари Оксигену розташовані на взаємно перпендикулярних осях, де проходить їхнє перекривання  $s$ -хмарами Гідрогену (рис. 5).

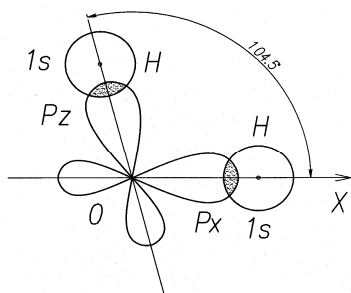


Рис. 5. Схема перекривання електронних хмар у молекулі води

Електронегативність Оксигену вища від електронегативності Гідрогену, виникає полярний зв'язок, атоми Гідрогену мають позитивні ефективні заряди. Відбувається відштовхування однойменних зарядів. Кут між осями електронних хмар збільшується і замість  $90^\circ$ , вже становить  $105^\circ$ . Таким чином, молекула води має кутову форму (рис. 6).

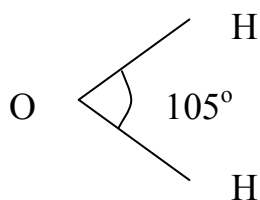
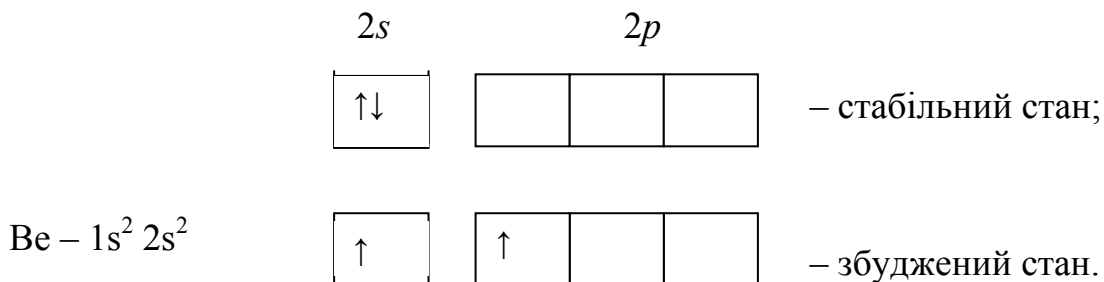


Рис. 6. Кутова форма молекули води

**Гібридизація електронних хмар.** Це поняття було запропоновано з метою пояснення суперечності між різними формами електронних хмар неспарених електронів ( $s$ ,  $p$ ,  $d$ ) і властивостями реальних молекул. Вона стає зрозумілою після розгляду, наприклад, молекули  $\text{BeCl}_2$ , відповідної такій схемі:



У стабільному стані валентність берилію дорівнює нулю, а в збудженому – двом. В утворенні зв'язку з хлором задіяно сферичну  $s$ -хмару і гантелеподібну  $p$ -хмару. Перекривання електронних хмар  $s$ - $p$  та  $p$ - $p$  не може мати однакою довжину й міцність зв'язку. Унаслідок цього реакційна здатність двох атомів хлору в молекулі  $\text{BeCl}_2$  мала бути різною. Насправді ж властивості обох атомів хлору однакові. Це явище пояснюється **гібридизацією** (змішуванням) електронних хмар різних конфігурацій (рис. 7).

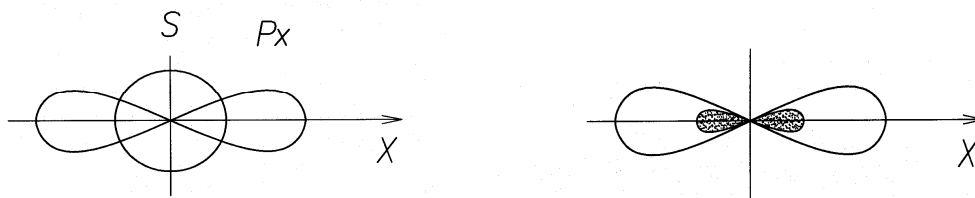


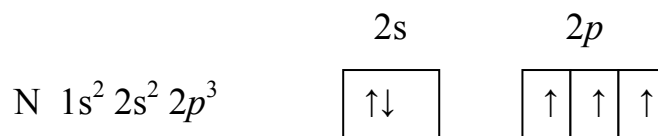
Рис. 7. Схема  $sp$ -гібридизації електронних хмар

Із сферичної  $s$ -хмари та гантелеподібної  $p$ -хмари утворюються дві  $sp$ -хмари, кожна з яких має вигляд неправильної вісімки. Можливі різні типи гібридизації хмар за участю  $d$ -електронів. Кожному типу гібридизації відповідає певна форма молекул:  $sp$ -гібридизація зумовлює утворення лінійних молекул,  $sp^3$  – тетраедричних і т. д.

### **Перекривання електронних хмар при виникненні кратних зв'язків.**

Кратним називається зв'язок між двома атомами, утворений не однією, а двома або трьома поділеними парами електронів.

Утворення кратних зв'язків між атомами розглянемо на прикладі молекули азоту  $\text{N}_2$ , склавши таку схему:



У кожному атомі Нітрогену хімічний зв'язок виникає за участю трьох неспарених  $p$ -електронів, тобто між атомами має місце потрійний зв'язок між трьома поділеними парами електронів. Електронні хмари  $p$ -електронів розташовуються в трьох взаємно перпендикулярних напрямках. Одна з трьох зон перекривання лежить на лінії однієї з осей електронних хмар, що з'єднує ядра атомів Нітрогену. Це поєднання називається  **$\delta$ -зв'язком**. Перекривання інших електронних хмар проходить перпендикулярно їх осям і має назву  **$\pi$ -зв'язку** (рис. 8).

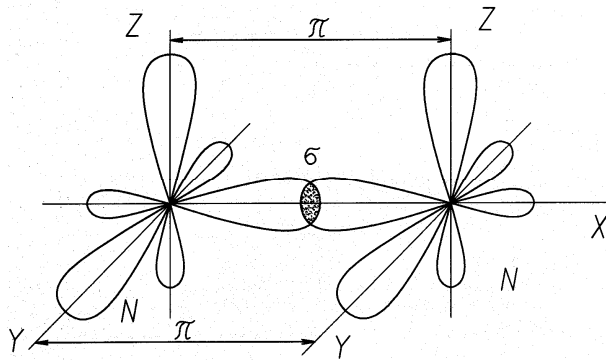


Рис. 8. Перекривання електронних хмар за кратного (потрійного) зв'язку в молекулі  $N_2$

Площа перекривання електронних хмар більша за наявності  $\delta$ -зв'язку, тому він міцніший, ніж  $\pi$ -зв'язок. Під час хімічної взаємодії спочатку розривається саме він.

**Теорія молекулярних орбіталей.** Енергетичний стан електрона в атомі має назву **атомної орбіталі** (АО). Енергетичний стан задіяних у хімічному зв'язку електронів, називається **молекулярною орбіталлю** (МО). З певного числа атомних орбіталей утворюється та сама кількість молекулярних орбіталей, наприклад, з кожних двох атомних орбіталей виникають дві молекулярні, зокрема **зв'язувальна** ( $MO_{зв}$ ), у якій енергія менша від енергії вихідних атомних орбіталей, і **розпушувальна** ( $MO_{роз}$ ), енергія якої, навпаки, більша (схему процесу див. на рис. 9).

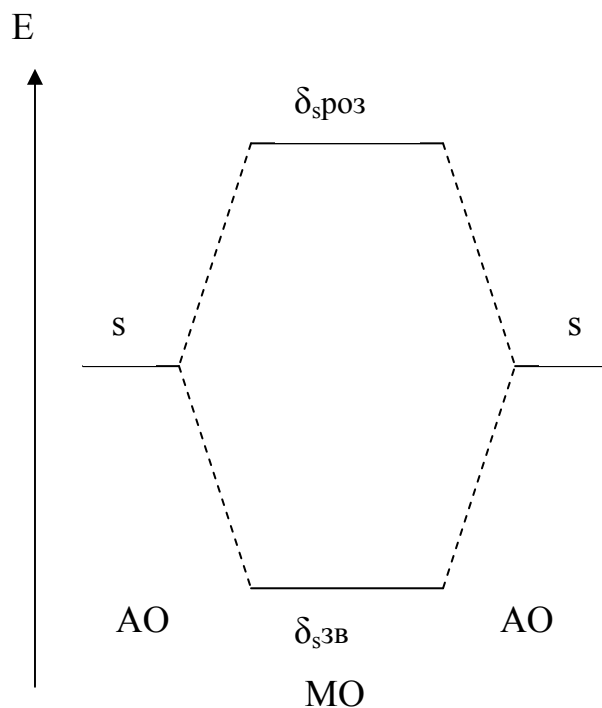


Рис. 9. Енергетична діаграма молекулярних орбіталей

Заповнення молекулярних орбіталей електронами відбувається за таким самим законом, що й заповнення атомних орбіталей, а саме:

1. Молекулярні орбіталі заповнюються в порядку збільшення їхньої енергії, починаючи з тих, що перебувають на найнижчому енергетичному рівні.

2. Відповідно до принципу Паулі в молекулі не буває двох електронів з усіма однаковими квантовими числами, то на кожній молекулярній орбіталі може перебувати не більше двох електронів і тільки тоді, коли спіни електронів антипаралельні.

3. Заповнення молекулярних орбіталей одного енергетичного підрівня відбувається за правилом Гунда. Спочатку енергетично рівноцінні МО заповнюються одиничними електронами, а потім іде спарювання нових електронів з тими, що є на орбіталі.

Теорія молекулярних орбіталей пояснює багато експериментальних фактів, які не можна було розтлумачити, застосовуючи теорію валентних зв'язків. Наприклад, чому існує стійка молекула  $H_2$ , іон  $He_2^+$  і чому немає молекули  $He_2$  (схему процесу див. на рис. 10)?

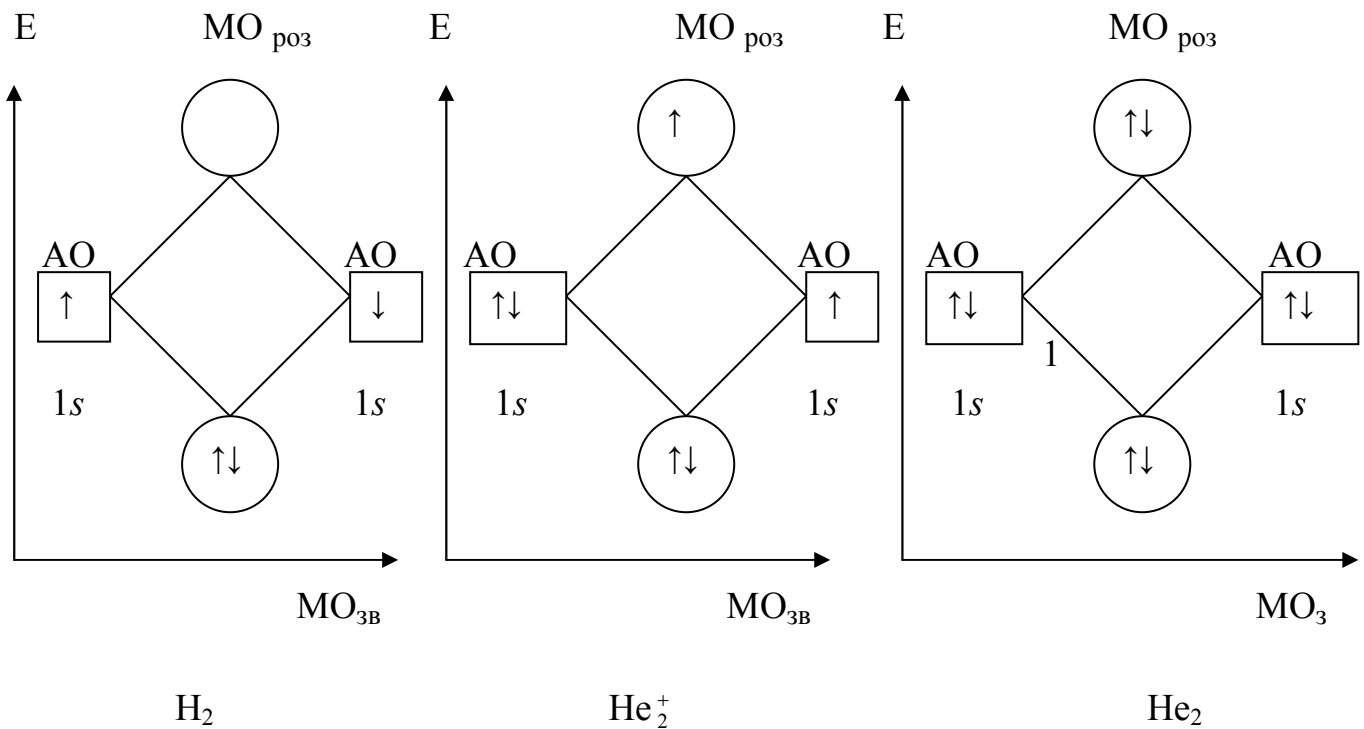


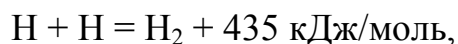
Рис. 10. Енергетична діаграма й заселеність орбіталей електронами в молекулі  $H_2$ , в іоні  $He_2^+$  і в системі  $He - He$

Стійка молекула утворюється тільки в разі виділення енергії, тобто коли кількість електронів на зв'язувальних орбіталях більша, ніж на розпушувальних. Ця умова виконується, тоді, коли утворюються  $H_2$ ,  $He_2^+$  і не

спостерігається при утворенні  $\text{He}_2$ . Тепер зрозуміло, чому молекули гелію та інших інертних газів одноатомні.

## 4.2. Основні кількісні характеристики хімічного зв'язку

Найважливіша характеристика хімічного зв'язку – це енергія, що визначає його міцність. **Енергія зв'язку** дорівнює кількості роботи, яку необхідно витратити на руйнування цього зв'язку, або кількості енергії, котра виділяється при утворенні молекул з окремих атомів. Енергія зв'язку розраховується на 1 моль речовини. Наприклад, енергія зв'язку  $\text{H} - \text{H}$  у молекулі  $\text{H}_2$  дорівнює 435 кДж/моль. Це означає, що при утворенні 1 моля газоподібного молекулярного водню з окремих атомів за таким рівнянням:



виділяється 435 кДж. Таку кількість енергії треба затратити, щоб розпався до стану окремих атомів 1 моль  $\text{H}_2$ .

Розрахунок середньої енергії зв'язку багатоатомних молекул з однаковими зв'язками відбувається шляхом ділення енергії утворення молекули з атомів на число зв'язків.

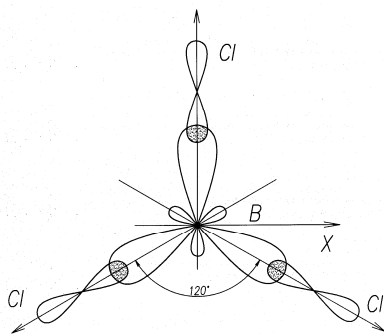
Наприклад, енергія утворення амоніаку  $\text{NH}_3$  дорівнює 1170 кДж/моль. Тоді середню енергію зв'язку  $\text{N} - \text{H}$  визначають таким чином:

$$1170 / 3 = 390 \text{ кДж/моль}.$$

До найважливіших геометричних характеристик хімічного зв'язку відносять його довжину і кут між лініями зв'язків у молекулі або кристалі.

**Довжиною хімічного зв'язку** називають відстань між ядрами атомів у молекулі або в кристалі. Цей параметр визначають експериментально різними оптичними методами. Довжина зв'язку залежить від розмірів взаємодійних атомів і від ступеня перекривання їх електронних хмар. Наприклад, у молекулах галогеноводнів довжина зв'язку (нм) збільшується із зростанням радіуса кожного атома: у  $\text{HF}$  це 0,092;  $\text{HCl}$  – 0,123;  $\text{HBr}$  – 0,142;  $\text{HI}$  – 0,162.

Визначення кутів між лініями зв'язків дуже важливе для встановлення просторової будови молекул. Наприклад, у молекулі  $\text{BCl}_3$  зв'язок здійснюється трьома гібридизованими хмарами Бору і  $p$ -хмарами Хлору. Кути між лініями зв'язку  $\text{B} - \text{Cl}$  дорівнюють  $120^\circ$ . З цього можна зробити висновок, що молекула  $\text{BCl}_3$  являє собою трикутник (див. схему на рис. 11).

Рис. 11. Просторова будова молекули  $\text{BCl}_3$ 

### 4.3. Типи взаємодії між молекулами

Молекули – це нейтральні частинки, здатні до самостійного існування. Але при зближенні між ними виникають помітні сили взаємного притягання, так звані **молекулярні** сили. Унаслідок взаємодії молекул електронні хмари не перекриваються і хімічні зв'язки не утворюються. Виняток становлять водневі та донорно-акцепторні зв'язки, тому їх відносять до хімічних зв'язків, а не до молекулярної взаємодії, хоча в таких зв'язках беруть участь не атоми, а молекули.

Унаслідок межмолекулярної взаємодії виникають так звані **сили Ван-дер-Ваальса** (за ім'ям голландського вченого). Природа їх електростатична. Виділяють три складові сил взаємодії Ван-дер-Ваальса: **орієнтувальну, індукційну та дисперсійну**.

Орієнтувальна взаємодія характерна для полярних молекул, що являють собою диполі: у сусідніх диполях різнойменно заряджені кінці притягуються, а однойменні – відштовхуються. Відбувається взаємна орієнтація (її схему показано на рис. 12).

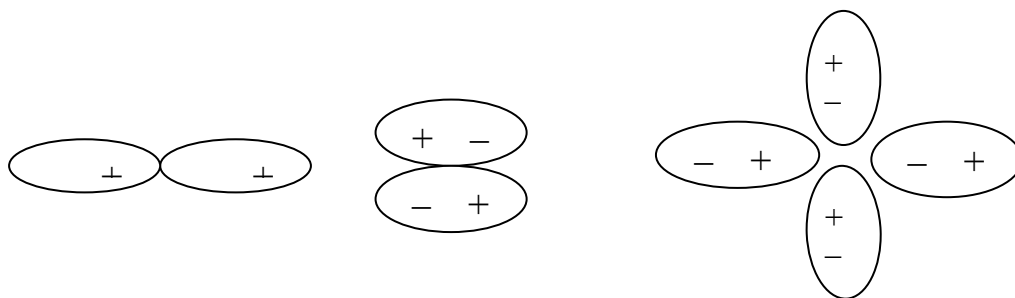


Рис. 12. Приклади орієнтувальної взаємодії молекул

Індукційна взаємодія пов'язана з виникненням диполів у неполярних молекулах або із збільшенням диполів у полярних під впливом електричного поля. Електронні хмари неполярної молекули, що потрапила в електричне поле, зміщуються у бік позитивного полюса, завдяки чому виникає індукційний

диполь. Зовнішнє електричне поле для цієї неполярної молекули може створювати сусідня полярна молекула. Утворення індукційних диполів або збільшення сталих диполів під дією електричного поля називається **поляризацією молекули**. Легко поляризуються молекули, в атомах яких є велика кількість заповнених енергетичних рівнів. Індукційні диполі взаємодіють між собою подібно до сталих, тобто взаємно орієнтуються і притягуються один до одного.

Відома велика кількість речовин, це зокрема інертні гази, молекули яких неполярні або мають незначну поляризованість. У цих випадках спостерігається дисперсійна взаємодія, зумовлена тим, що при русі електронів в атомах виникають миттєві диполі.

Сили міжмолекулярної взаємодії порівняно з хімічним зв'язком характеризуються меншою енергією і виникають на значно більшій відстані між молекулами.

#### 4.4. Типи хімічного зв'язку між частинками в кристалах

Коли речовина перебуває в газоподібному стані, її частинки хаотично рухаються, причому більшість часу займають положення на великій (порівняно з їх власними розмірами) відстані одна від одної. Унаслідок цього сили взаємодії між ними дуже малі. Коли речовина набуває конденсованого рідкого або твердого стану, відстані між молекулами зменшуються. Сили Ван-дер-Ваальса утримують частинки рідкого або твердого тіла одна біля одної. Тому речовина в конденсовану стані, на відміну від газу, має сталий об'єм за певної температури.

Кристалічні речовини класифікуються за ознакою симетрії кристалів (кубічні, тетрагональні й т. д.) або за типом хімічного зв'язку (іонний, ковалентний, металічний, молекулярний). Обидва типи класифікації доповнюють один одного. Перший – більш зручний, коли потрібно оцінити оптичні властивості кристалів, а також їхню каталітичну активність. Порівняльну оцінку теплоти плавлення, твердості, електропровідності, розчинності зручніше робити на підставі типу хімічного зв'язку між частинками в кристалі, тобто користуватися другою класифікацією.

Структурними одиницями в кристалічній ґратці ковалентних (атомних) кристалів вважаються атоми одного або різних елементів, зв'язок між якими має ковалентний характер. Ковалентних кристалів у природі небагато: алмаз, кремній, германій, кварц ( $\text{SiO}_2$ ), цинку сульфід і деякі інші. Хімічний зв'язок між атомами, розміщеними в кутах кристалічної ґратки, міцний, тому такі кристали мають твердість і високу температуру плавлення. Іонні кристалічні



ґратки складаються з позитивно й негативно заряджених іонів, між якими виникають електричні сили взаємодії. Іонні кристали утворюються тоді, коли різниця електронегативності взаємодійних елементів невелика NaCl, CaF<sub>2</sub>, KF і т. д.

Іонний кристал треба розглядати як одну гігантську молекулу, у якій кожен іон зазнає значної дії з боку всіх іонів, котрі його оточують. Енергія зв'язку в таких кристалах велика, тому іонні кристали мають високу міцність, температуру плавлення і т. д.

У вузлах кристалічної ґратки металу перебувають його позитивно заряджені іони, а між вузлами вільно переміщуються електрони, так званий *електронний газ*, утворений з валентних електронів. Валентні електрони забезпечують зв'язок з вісьмома або дванадцятьма атомами одночасно, кожен атом своєю чергою входить до сусіднього угруповання. Наявністю *електронного газу* в кристалічній ґратці металів можна пояснити їхні характерні властивості: високу тепло- й електропровідність, пластичність, здатність до виникнення фотоефекту.

Структурні одиниці в молекулярних кристалах – це молекули. Між ними діють сили Ван-дер-Ваальса, які набагато слабші від сил хімічної взаємодії. Отже, кристали з молекулярним типом ґратки мають незначну механічну міцність, низьку температуру плавлення, високу леткість та ін.

### Тести для самоперевірки з відповідями

1. У якій з бінарних сполук – Li<sub>2</sub>S, B<sub>2</sub>S<sub>3</sub> та CS<sub>2</sub> – хімічний зв'язок характеризується найбільшим ступенем полярності?

- а) Li<sub>2</sub>S;      б) B<sub>2</sub>S<sub>3</sub>;      в) CS<sub>2</sub>.

**Відповідь:** Li<sub>2</sub>S.

2. До якого типу відноситься зв'язок у бінарній сполуці, що складається з атомів, які мають електронні формули [He] 2s<sup>2</sup>2p<sup>2</sup> та [He] 2s<sup>1</sup>?

- а) [He] 2s<sup>2</sup>2p<sup>2</sup> – C; [He] 2s<sup>1</sup> – Li, ковалентний полярний зв'язок.  
 б) [He] 2s<sup>2</sup>2p<sup>2</sup> – C; [He] 2s<sup>1</sup> – Na, ковалентний полярний зв'язок.  
 в) [He] 2s<sup>2</sup>2p<sup>2</sup> – C; [He] 2s<sup>1</sup> – Li, іонний зв'язок.

**Відповідь:** [He] 2s<sup>2</sup>2p<sup>2</sup> – C; [He] 2s<sup>1</sup> – Li, ковалентний полярний зв'язок.

3. За якої умови виникає металічний зв'язок між атомами?

а) Електронна хмара, утворена спільною парою електронів, розподіляється в просторі симетрично відносно ядер обох атомів;

б) електронна хмара, зміщена в бік атома з більшою відносною електронегативністю;

в) під час зближення атомів валентні орбіталі сусідніх атомів перекриваються, унаслідок чого електрони вільно переміщуються з однієї орбіталі на іншу, здійснюючи зв'язок між усіма атомами.

**Відповідь:** під час зближення атомів валентні орбіталі сусідніх атомів перекриваються, унаслідок чого електрони вільно переміщуються з однієї орбіталі на іншу, здійснюючи зв'язок між усіма атомами.

4. Яку форму мають орбіталі валентних електронів атома Цинку?

а) гантелі; б) сфери; в) кільця.

**Відповідь:** сфери.

5. Яку форму має рух *p*-електронів атома Карбону?

а) гантелі; б) сфери; в) кільця.

**Відповідь:** гантелі.

6. Скільки неспарених електронів має атом хлору в незбудженому стані?

а) 3; б) 5; в) 1.

**Відповідь:** 1.

7. Яке визначення донорно-акцепторного зв'язку правильне?

а) Електронна хмара, утворена спільною парою електронів, розподілена в просторі симетрично відносно ядер обох атомів;

б) електронна хмара, зміщена в бік атома з більшою відносною електронегативністю;

в) різновид металічного зв'язку, що відбуваються без утворення нових електронних пар, тобто за рахунок неподіленої пари електронів, яка належить тільки одному із взаємодійних атомів.

**Відповідь:** різновид металічного зв'язку, що відбувається без утворення нових електронних пар, тобто за рахунок неподіленої пари електронів, яка належить тільки одному із взаємодійних атомів.

8. У якому пункті перелічено тільки сполуки з іонним зв'язком:

а) NaCl, KI, Ag<sub>2</sub>S;      б) KF, CH<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>O;      в) PH<sub>3</sub>, KCl, MnO<sub>2</sub>.

**Відповідь:** NaCl, KI, Ag<sub>2</sub>S.

9. Який зв'язок переважає між атомами таких пар елементів: 1) Al і Co; 2) Li і H; 3) B і S?

а) Al і Co – переважно металічний зв'язок; Li і H – переважно іонний зв'язок; B і S – переважно ковалентний зв'язок;

б) Al і Co – переважно іонний зв'язок; Li і H – переважно ковалентний зв'язок; B і S – переважно ковалентний зв'язок;

в) Al і Co – переважно іонний зв'язок; Li і H – переважно металічний зв'язок; B і S – переважно ковалентний зв'язок.

**Відповідь:** Al і Co – переважно металічний зв'язок; Li і H – переважно іонний зв'язок; B і S – переважно ковалентний зв'язок.

10. У якої з простих речовин – сірки чи селену – зв'язок між атомами сильніший і чому?

а) у сірки зв'язок між атомами сильніший через те, що їхній радіус менший;

б) у селену зв'язок між атомами сильніший через те, що вони мають менший радіус;

в) у сірки зв'язок між атомами сильніший, бо вони мають більший радіус.

**Відповідь:** у сірки зв'язок між атомами сильніший через те, що їхній радіус менший;

#### Приклади тестових завдань до теми 4

1. У якому з пунктів перелічено тільки сполуки з ковалентним полярним зв'язком?

- а) NaCl, O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S;      б) HF, CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O;      в) рН<sub>3</sub>, KI, N<sub>2</sub>.

2. Встановіть відповідність між типами хімічного зв'язку та назвами речовин.

**Тип хімічного зв'язку**

- а) Ковалентний полярний;  
б) іонний;  
в) ковалентний неполярний;  
г) металічний;  
д) донорно-акцепторний;

**Назви речовин**

- 1) гідроген бромід;  
2) кальцій фторид;  
3) хлор;  
4) срібло;  
5) амоній гідроксид;  
6) асоційовані молекули води.

3. Встановіть відповідність між типами хімічного зв'язку та назвами речовин.

**Тип хімічного зв'язку**

- а) Іонний;  
б) металічний;  
в) ковалентний полярний;  
г) ковалентний неполярний;  
д) донорно-акцепторний;

**Назви речовин**

- 1) калій хлорид;  
2) залізо;  
3) хлоридна кислота;  
4) озон;  
5) амоній гідроксид;  
6) кластер.

4. Яка характеристика відповідає поняттю повної енергії молекули водню?

- а) Обов'язково менша від повної енергії вихідних атомів;  
б) завжди більша за повну енергію вихідних атомів;  
в) залишається незмінною порівняно з повною енергією вихідних атомів.

5. Яку з періодичних властивостей елементів можна використовувати для визначення іонного типу хімічного зв'язку?

- а) Величини атомних та іонних радіусів; б) електронегативність;  
в) енергію іонізації.

6. У якій з бінарних сполук (КН, АІН<sub>3</sub> та СН<sub>4</sub>) хімічний зв'язок характеризується найбільшим ступенем полярності?

- а) КН; б) АІН<sub>3</sub>; в) СН<sub>4</sub>.

7. До якого типу відноситься хімічний зв'язок у бінарній сполуці, що складається з атомів, які мають електронні формули  $1s^1$  та  $[He] 2s^2$ ?

- а) Металічний; б) іонний; в) ковалентний полярний.

8. Яка з молекул НСІ, НВr, НІ має найвище значення дипольного моменту?

- а) НСІ; б) НВr; в) НІ.

9. За якої умови виникає ковалентний неполярний зв'язок між атомами?

а) Електронна хмара, утворена спільною парою електронів, розподіляється в просторі симетрично відносно ядер обох атомів;

б) електронна хмара, зміщена в бік атома з більшою відносною електронегативністю;

в) під час зближення атомів валентні орбіталі сусідніх атомів перекриваються, унаслідок чого електрони вільно переміщуються з однієї орбіталі на іншу, здійснюючи зв'язок між усіма атомами.

10. За якої умови виникає ковалентний полярний зв'язок між атомами?

а) Електронна хмара, утворена спільною парою електронів, розподіляється в просторі симетрично відносно ядер обох атомів;

б) електронна хмара, зміщена в бік атома з більшою відносною електронегативністю;

в) під час зближення атомів валентні орбіталі сусідніх атомів перекриваються, унаслідок чого електрони вільно переміщуються з однієї орбіталі на іншу, здійснюючи зв'язок між усіма атомами.

## 5. ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

### 5.1. Основні поняття і визначення в термодинаміці

Наука, що встановлює закони взаємних перетворень різних видів енергії, обміну енергією між досліджуваною *системою* і зовнішнім середовищем, а також визначає можливість та напрям спонтанного перебігу хімічних і фізико-хімічних процесів за певних умов, називається *хімічною термодинамікою*.

Систему називають *відкритою*, коли через межу (реальну чи умовну), що відділяє її від зовнішнього середовища, може здійснюватися обмін масою та енергією, наприклад, між рідиною та її парою. *Закритою* називається система, у якій обмін енергією із зовнішнім середовищем можливий, а обмін масою неможливий, наприклад, перебування газу в балоні.

Під час хімічних реакцій найчастіше використовується енергія теплової й механічної у формі роботи. Фізичні фактори, які впливають на систему, називають *параметрами стану* (температура, тиск, об'єм, набір компонентів системи). Величини, які характеризують енергетичний стан системи і зміни, що відбуваються в ній, називають *функціями стану*. Вони залежать від параметрів стану, але не залежать від способу переходу системи з одного стану в інший. До них належать *внутрішня енергія (U)*, *ентальпія (H)*, *ентропія (S)* та *енергія Гіббса (G)*.

За характером зміни параметрів стану системи розрізняють такі процеси: при постійному тиску – *ізобарні*, при постійному об'ємі – *ізохорні*, при постійній температурі – *ізотермічні*.

Розділ хімії, який вивчає теплові ефекти хімічних реакцій, називають *термохімією*. Теплові ефекти зумовлюються тим, що перебіг хімічних реакцій супроводжується розривом одних хімічних зв'язків, тобто витратою енергії, й утворенням інших, тобто виділенням енергії. Різниця між величинами енергії, з одного боку, тією, що виділяється під час утворення одних хімічних зв'язків, і тією, котра витрачається на розрив інших зв'язків, виявляється у формі теплового ефекту хімічної реакції. Реакції, що супроводжуються виділенням теплоти, називають *екзотермічними* [у термодинаміці їх позначають як від'ємну зміну ентальпії ( $\Delta H < 0$ ), тобто знаком « $-$ », а ті, що відбуваються з поглинанням теплоти, – *ендотермічними* (позначеними додатною зміною ентальпії ( $\Delta H > 0$ ), тобто знаком « $+$ »]. Рівняння хімічних реакцій, у яких теплові ефекти виміряно в кілоджоулях (кДж), називають *термохімічними*.

Теплові ефекти реакцій залежать від температури, а якщо реакція супроводжується зміною числа молів у системах за участю газів, то й від тиску. Тепловий ефект, який прийнято обчислювати за стандартних умов ( $T = 298 \text{ K}$ ;  $P = 101,32 \text{ кПа}$ ), позначають  $\Delta H^\circ$ . Теплові ефекти реакцій залежать також і від фазових станів речовин, які в рівнянні записують разом з відповідними їм формулами: стан твердий (т), рідкий чи розчин (р), газоподібний (г).

Розрахунки теплових ефектів хімічних реакцій ґрунтуються на оцінці енергетичного стану за певних умов, який своєю чергою характеризується її

внутрішньою енергією ( $U$ ). Отже, внутрішня енергія – це функція стану системи, коли її зміна визначається початковим і кінцевим параметрами, і не залежить від шляху здійснення процесу. При цьому збільшення величини  $U$  вважають додатним ( $\Delta U > 0$ ), якщо  $U_1 < U_2$ , тобто  $\Delta U = + (U_2 - U_1)$ , а зменшення – від’ємним ( $\Delta U < 0$ ), якщо  $U_2 < U_1$ , тобто  $\Delta U = - (U_2 - U_1)$ .

Згідно з **першим законом термодинаміки** (закон збереження енергії сформульований Джоулем у середині XIX ст.) кількість енергії, яка виділяється або поглинається системою під час переходу від одного стану до іншого у формі теплоти  $Q$  й роботи  $A$ , дорівнює зміні внутрішньої енергії системи  $\Delta U$ , тобто

$$\Delta U = Q - A.$$

**Внутрішня енергія будь-якої системи  $U$**  – це повна енергія, що складається з енергії руху молекул, енергії руху ядер та електронів у молекулах й атомах, внутрішньоядерної, енергії молекулярної взаємодії і т. д.

**Теплота** – це міра безладного, хаотичного руху частинок, що утворюють певне тіло або систему тіл.

**Робота** – це міра впорядкованого руху тіл або частинок у спрямованому силовому полі.

Припустімо, що деяка система за рахунок поглинання теплоти переходить зі стану 1 до стану 2. У загальному випадку ця теплота витрачається на зміну внутрішньої енергії системи і на виконання роботи  $A$ , вона спрямована проти зовнішніх сил, тобто

$$Q = \Delta U + A.$$

При вивченні енергетики хімічних реакцій під роботою, спрямованою проти зовнішніх сил, в основному розуміється та, що протидіє зовнішньому тиску. У першому наближенні вона дорівнює добутку тиску  $P$  і зміни об’єму  $\Delta V$  системи, тобто

$$A = P(V_2 - V_1) = P\Delta V.$$

Під час ізохорного процесу ( $V = \text{const}$ ) об’єм не змінюється і робота не виконується, отже,

$$A = 0; (\Delta V = 0).$$

У цьому випадку

$$Q_v = U_2 - U_1,$$

де  $U_1$  – початкове значення запасу енергії;  $U_2$  – величина кінцевого запасу енергії.

Усі системи прагнуть перейти в стан з найменшою енергією, і тому  $U_1 > U_2$ , а  $U_2 - U_1$  – величина від’ємна. У хімії величина теплового ефекту реакції дорівнює величині термодинамічного тепла з протилежний знаком, тому

$$Q_v = -\Delta U.$$

Таким чином, тепловий ефект реакції за умови незмінності об'єму і температури під час ізохорного процесу дорівнює зміні внутрішньої енергії системи, взятої з протилежним знаком. До ізохорних, процесів скажімо, належать взаємодії речовин у закритих реакторах (автоклавах); реакції між твердими й рідкими речовинами без виділення газів; між газами, якщо їхня кількість не змінюється.

Тепловий ефект  $Q_p$  ізобарного процесу ( $P = \text{const}$ ) можна обчислити за такими формулами:

$$Q_p = \Delta U + P\Delta V;$$

$$Q_p = (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1) \quad \text{або} \quad Q_p = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1).$$

Припустимо, що  $U + PV = H$ , тоді  $Q_p = H_2 - H_1$ , отже,  $Q_p = -\Delta H$ . Величину  $H$  (суму  $U + PV$ ) називають **ентальпією**, або повним тепловмістом системи, тобто енергетичною функцією стану. Отже, тепловий ефект ізобарного процесу дорівнює зміні ентальпії системи з протилежним знаком. Ентальпія системи відрізняється від внутрішньої енергії на величину енергії зміни об'єму речовини ( $PV$ ).

Оскільки переважна більшість хімічних реакцій проходить в умовах постійного тиску, ізобарні процеси варті особливої уваги.

Взаємозв'язок описаних видів передачі енергії математично відповідає такому співвідношенню:  $Q = \Delta U + A = (U_2 - U_1) + A$ , що є кількісним вираженням закону збереження енергії. Для більш детального вивчення енергетики хімічних реакцій сформулюємо перший закон термодинаміки:

**1. Енергія не створюється і не зникає, а тільки переходить з однієї форми в іншу.**

**2. Кожна система має деякий запас внутрішньої енергії  $U$ , мірою зміни якої унаслідок оборотних процесів є кількість теплоти  $Q$ , яку поглинає система, і робота  $A$ , котру вона виконує з навколишнім середовищем. Оборотні зміни стану системи – це такі стани, при яких вона перебуває в рівновазі.**

Співвідношення між величинами  $\Delta U$  і  $\Delta H$  як внутрішніми енергетичними характеристиками стану самої системи і значеннями теплоти  $Q$  ( $Q_v$  чи  $Q_p$ ), будучи також еквівалентом обміну енергією між системою та зовнішнім середовищем, визначається знаками згаданих величин. З огляду на це твердження можливі такі варіанти співвідношень:

При екзотермічній реакції ( $\Delta H < 0$  чи  $\Delta U < 0$ ):

якщо  $Q_v > 0$ , то  $\Delta U < 0$  ( $U_2 < U_1$ );

якщо  $Q_p > 0$ , то  $\Delta H < 0$  ( $H_2 < H_1$ ).



При ендотермічній реакції ( $\Delta H > 0$  чи  $\Delta U > 0$ ):

якщо  $Q_v < 0$ , то  $\Delta U > 0$  ( $U_2 > U_1$ );

якщо  $Q_p < 0$ , то  $\Delta H > 0$  ( $H_2 > H_1$ ).

З огляду на вирази для визначення  $Q_p$  і  $Q_v$

$$Q_p = Q_v + P\Delta V.$$

Враховуючи, що  $Q_p = \Delta H$ , а  $Q_v = \Delta U$ , маємо таке співвідношення між  $\Delta U$  і  $\Delta H$ :

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V.$$

Отже, в умовах ізохорного процесу тепловий ефект реакції дорівнює зміні внутрішньої енергії  $\Delta U$ , а ізобарний процес супроводжується зміною ентальпії системи  $\Delta H$ . При цьому додатна величина зміни ентальпії ( $\Delta H > 0$ ) відповідає її збільшенню, або поглинанню теплоти системою, а від'ємна ( $\Delta H < 0$ ) – зменшенню ентальпії, або виділенню теплоти. Оскільки більшість хімічних реакцій проходить за постійного тиску, то їхні енергетичні ефекти вимірюють саме величиною зміни ентальпії  $\Delta H$ .

## 5.2. Термохімія. Термохімічні закони

Внутрішня енергія, як і ентальпія, є важливою термодинамічною функцією. Математичний зв'язок між ними сформульовано таким чином:

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V.$$

Ця залежність відображає зміст основного принципу термодинаміки: **кількість теплоти  $\Delta H$ , отриманої будь-якою системою, використовується на приріст її внутрішньої енергії  $\Delta U$  та на виконання механічної роботи.**

Зміну ентальпії під час перебігу різних процесів визначають так само, як і зміну внутрішньої енергії, тільки з урахуванням постійного тиску.

Так, у процесі нагрівання речовини зміну її ентальпії визначають, використовуючи величину теплоємності за постійного тиску, а саме:

$$\Delta H = Q_p = nC_p\Delta T,$$

де  $n$  – кількість молів речовини;  $C_p$  – мольна теплоємність речовини за постійного тиску.

Зміна ентальпії в хімічних реакціях відповідає взятій з протилежним знаком величині теплового ефекту реакції, яка відбувається за умови постійних значень температури й тиску.

Під час хімічних перетворень вивільнюється тільки частина наявної в речовинах енергії. Кількість виділеної або поглинутої теплоти називається

**тепловим ефектом реакції.** Теплові ефекти хімічних процесів вивчає **термохімія**.

Реакції, що проходять з виділенням теплоти, називають **екзотермічними**, а ті, що з поглинанням теплоти – **ендотермічними**.

**Тепловий ефект хімічної реакції ( $\Delta_r H$ )** – це кількість теплоти, яка виділяється чи поглинається при утворенні чи перетворенні певної кількості [зазвичай одного моля, індекс «r» у символі означає «реакція» (reaction)] речовини. Його величина залежить від температури, а якщо в реакції беруть участь гази, то часто й від тиску.

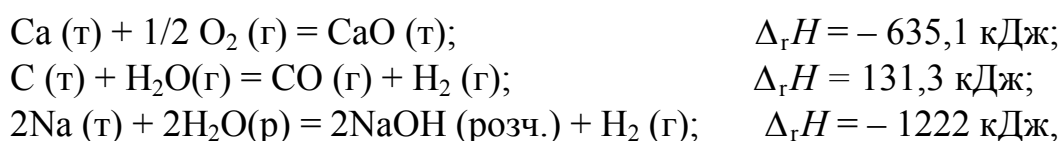
**Тепловий ефект реакції, що відповідає стандартним умовам, позначається як  $\Delta_r H^\circ$  (298 К).** Надалі, коли мова буде йти про такі умови, показник температури (298 К) не подаватиметься.

Тепловий ефект можна використовувати безпосередньо в рівнянні реакції. Відповідний запис називається **термохімічним рівнянням**. У ньому можуть бути й дробові коефіцієнти. Наприклад,



Внутрішня енергія, що виділяється тільки під час хімічних реакцій, називається **хімічною**, а вивільнюючись, вона перетворюється на інші форми. Так, хімічна енергія сірки й кисню в процесі утворення сульфуру (IV) оксиду виділяється у вигляді теплоти й світла, тобто хімічна енергія перетворюється на теплову і світлову.

Тепловий ефект реакції залежить від агрегатного стану речовин (якщо вона тверда кристалічна – то від її поліморфної модифікації). Тому в термохімічних рівняннях подають відповідні відомості про реагенти та продукти, наприклад,



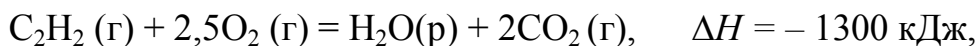
де (т) означає тверду речовину; (р) – рідку речовину; (г) – газ; (розч.) – розчинену речовину.

Обчислення теплових ефектів реакцій, у тому числі й тих, які в реальних умовах не відбуваються, а також розрахунки термохімічних характеристик речовин проводять на підставі термохімічних законів, що базуються на законі збереження енергії.

Французькі вчені А. Л. Лавуазьє і П. С. Лаплас довели, що **теплота розкладання певної сполуки чисельно дорівнює теплоті її утворення, але має протилежний знак** – це **перший закон термохімії**. Згідно з цим законом, чим більше теплоти виділяється під час утворення тієї чи іншої сполуки, тим більше теплоти потрібно витратити на її розкладання.

Крім теплоти утворення, існують інші термохімічні характеристики речовин, такі, наприклад, як теплота розчинення (тепловий ефект процесу розчинення 1 моля речовини в достатній кількості розчинника), теплота згоряння (тепловий ефект реакції 1 моля речовини з надлишком кисню).

Важливою характеристикою речовин, що застосовуються як паливо, є їхня **питома теплота згоряння**, котру теж прийнято визначати відносно 1 моля речовини. Наприклад, з такого термохімічного рівняння:



бачимо, що теплота згоряння одного моля ацетилену дорівнює 1300 кДж.

Оскільки більшість хімічних реакцій проходять при постійному тиску, основну увагу приділяємо вивченню ізобарних процесів.

Для визначення теплових ефектів реакцій застосовують спеціальні прилади – **калориметри**.

В основі термохімічних розрахунків лежить закон, відкритий російським ученим Г. І. Гессом у 1840 р. Цей закон іноді називають **другим законом термохімії**, який формулюється так: **тепловий ефект реакції залежить тільки від початкового й кінцевого станів вихідних речовин та продуктів реакції і не залежить від проміжних стадій процесу**. Закон Гесса справедливий лише за умови постійного тиску або об'єму.

Закон Гесса дає змогу обчислювати теплові ефекти в тих випадках, коли їх неможливо виміряти безпосередньо. На основі закону Гесса, який є одним із висновків закону збереження енергії, сформульовано два важливих твердження:

1) стандартний тепловий ефект реакції дорівнює різниці сум стандартних значень теплоти утворення ( $\Delta_f H$ ) продуктів реакції та стандартних величин теплоти утворення вихідних речовин;

2) стандартний тепловий ефект реакції дорівнює різниці сум стандартних значень теплоти згоряння ( $\Delta H_3$ ) вихідних речовин та стандартних величин теплоти згоряння продуктів реакції.

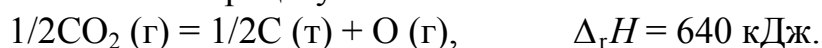
Перше твердження має загальне значення, друге – дуже важливе для органічних сполук.

Розпад молекул на атоми супроводжується енергетичним ефектом: відбувається поглинання теплоти. Величина цього ефекту характеризує міцність (енергію) зв'язків між атомами.

Енергію хімічного зв'язку визначають за кількістю теплоти, яка поглинається при розриві  $6,02 \cdot 10^{23}$  зв'язків (1 моль зв'язків), що відбувається в газовій фазі речовини. Так, енергія зв'язку Н – Н відповідає тепловому ефекту такого процесу:



а енергія зв'язку С = О такого процесу:



Найчастіше реакції проводять у відкритому реакційному просторі (в умовах постійного тиску). У цьому випадку внаслідок хімічного перетворення може змінюватися об'єм речовини і виконуватися так звана робота розширення. Якщо система не буде виконувати ніякої іншої роботи, то загальна енергетична зміна буде включати зміни внутрішньої енергії речовин та роботу розширення. Ця величина називається **зміною ентальпії**. Зміна ентальпії відповідає тепловому ефекту хімічного перетворення, здійсненого за постійного тиску. Тому зміну ентальпії і тепловий ефект часто позначають однаково –  $\Delta H$ . Зауважимо, що величина роботи розширення набагато менша за тепловий ефект, тому здебільшого нею нехтують.

### 5.3. Ентропія, енергія Гіббса та спрямованість процесів

Якщо хімічна реакція екзотермічна, то вона здебільшого відбувається спонтанно і досить бурхливо. Отже, зменшення внутрішньої енергії для реакційної системи є сприятливою умовою

Мірою неупорядкованості системи виступає **ентропія  $S$**  (за стандартних умов –  $S^0$ ). Ентропію визначають у розрахунку на 1 моль речовини і виражають у Дж/(моль·К).

Серед трьох агрегатних станів речовини найменшу ентропію має твердий стан (найбільш упорядкований), а газоподібний – найбільшу (найменш упорядкований). Різні поліморфні модифікації кристалічної речовини мають неоднакові значення ентропії.

Зміна ентропії в ході реакції дорівнює різниці між сумою значень ентропії продуктів та сумою значень ентропії вихідних речовин з урахуванням їх стану й стехіометричних коефіцієнтів.

Чим більша ентропія, тим вищий ступінь неупорядкованості системи. Отже, ентропія є мірою неупорядкованості саме стану системи.

Стан системи (сукупність частинок, між якими відбувається взаємодія) можна охарактеризувати двояко:

- 1) описати виміряні безпосередньо властивості речовини, наприклад, температуру, тиск, об'єм, тобто макростан речовини;
- 2) позначати миттєві характеристики кожної частинки – її положення в просторі, швидкість і напрямок переміщення, тобто ознаки мікростану речовини.

Кількість мікростанів, що відповідає певному макростану речовини, називається **термодинамічною ймовірністю її стану  $W$** . Отже, величина  $W$  – це кількість різних способів реалізації того чи іншого стану речовини. Ентропія  $S$  пов'язана з величиною  $W$  таким співвідношенням (**формула Больцмана**):

$$S = \frac{R}{N_A} \ln W,$$

де  $R$  – універсальна газова стала;  $N_A$  – число Авогадро.

На відміну від ентальпії, абсолютні значення ентропії можна встановити експериментально. Для оцінки порядку величини  $S$  слід знати значення показника  $W$ .

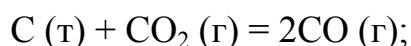
У разі переходу речовин з початкового стану в кінцевий зміна ентропії виражається таким рівнянням:

$$\Delta S = S_{\text{кін}} - S_{\text{вих}} = R \cdot \ln (W_{\text{кін}}/W_{\text{вих}}).$$

Так, під час плавлення кристалів (їхні частинки розміщені у вузлах кристалічних ґраток) утворюється рідина з близьким порядком розміщення частинок. Це означає, що  $W_p > W_k$ , тому внаслідок плавлення кристалів ентропія зростає на таку величину:

$$\Delta S_{\text{пл}} = S_p - S_k = R \cdot \ln (W_p/W_k).$$

Отже, зміна ентропії як під час плавлення  $\Delta S_{\text{пл}}$ , так і в момент пароутворення  $\Delta S_{\text{пар}}$ , – додатна величина. Наприклад, для такого процесу:



$$\Delta S = 2S_{\text{CO}} - (S_{\text{C}} + S_{\text{CO}_2}),$$

зокрема, якщо  $T = 1500 \text{ К}$  і  $P = 101 \text{ кПа}$ ,

$$\Delta S_{1500} = 2 \cdot 249 - (33 + 292) = 173 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}.$$

Для того, щоб значення ентропії можна було порівняти, їх прийнято відносити до певних умов. Найчастіше значення  $S$  показують коли  $P = 101 \text{ кПа}$ . Ентропія за цих умов позначається літерою з індексом  $S^\circ$  і називається **стандартною ентропією**.

Зміна ентальпії системи  $\Delta H$  відображає в основному взаємодію атомів у молекулі, прямування частинок до з'єднання, а зміна ентропії  $\Delta S$  – протилежну тенденцію – до їхньої невпорядкованості. Перевага кожної з цих тенденцій, виражених величинами  $\Delta H$  і  $\Delta S$ , залежить від природи речовини та умов перебігу процесу.

Оскільки  $\Delta H$  вимірюється в кДж/моль, а  $\Delta S$  – в кДж/ моль·К, то для кількісного зіставлення тенденцій потрібно виразити чинники, що їх характеризують, в однакових одиницях вимірювання. Для цього використовується добуток  $T\Delta S$  (кДж/моль), що являє собою **ентропійний чинник процесу**, а  $\Delta H$  – ентальпійний.

У стані рівноваги, коли ентальпійний  $\Delta H$  та ентропійний  $T\Delta S$  чинники компенсують один одного, справедлива така рівність:

$$\Delta H = T\Delta S.$$

Хімічні процеси також характеризуються певними значеннями потенціалів. Кожне з них зменшується коли процеси відбуваються самі по собі. Потенціал, який виступає рушійною силою хімічних процесів, що відбуваються за постійних значень  $P$  і  $T$ , називають **енергією Гіббса  $G$** , або **ізобарно-ізотермічним потенціалом**, або **вільною енергією** в умовах постійного тиску. Зміна енергії Гіббса дорівнює максимальній корисній роботі, яку система виконує в цьому процесі, тобто

$$-\Delta G = A_{\max}.$$

**Корисною роботою** називають таку, що виконується в ході процесу, за винятком роботи, яка протидіє силам зовнішнього тиску.

Умовою принципового здійснення процесу, тобто можливості спонтанного перебігу прямої реакції у прямому напрямку виступає така нерівність  $\Delta G_{p,T} < 0$ . Іншими словами, за постійних значень температури й тиску реакції відбуваються спонтанно в бік зменшення енергії Гіббса.

Зміну енергії Гіббса під час перебігу реакції за постійних величин тиску й температури відображено в такому рівнянні

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Значення показника  $\Delta G$  реакції обчислюють методом, який застосовується для обчислення величин  $\Delta H$  і  $\Delta S$ . Здійсненню реакції сприяють такі умови:

$$\Delta H < 0; \quad \Delta S > 0.$$

Якщо реакція проходить в умовах низької температури, то значення множника  $T$  мале й абсолютне значення добутку  $T\Delta S$  також невисоке. Коли ж реакції відбуваються із значним тепловим ефектом  $|\Delta H| \ll |T\Delta S|$ , у згаданому рівнянні ( $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ ) можна знехтувати другим членом, тоді  $\Delta G \approx \Delta H$ .

Отже, за низьких температур імовірність настання реакції залежить від знака й величини  $\Delta H$ . Зокрема, для більшості реакцій в умовах звичайної температури величина добутку  $T\Delta S$  значно менша від величини  $\Delta H$ , тому екзотермічні реакції ( $\Delta H < 0$ ) відбуваються спонтанно, а ендотермічні ( $\Delta H > 0$ ) – примусово під зовнішнім впливом. За цих умов напрямок процесу залежить від різниці міцності хімічних зв'язків у продуктах реакції та у вихідних речовинах.

За досить високих температур справедливе обернене співвідношення, тобто

$$|\Delta H| \gg |T\Delta S|,$$

тоді  $\Delta G \approx -T\Delta S$ .

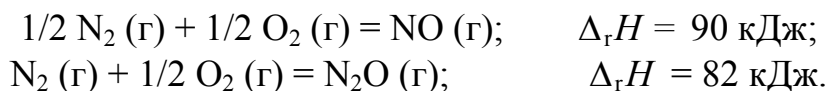
Це означає, що в умовах високих температур ентропійний чинник (прямування до розриву зв'язків) пересилує ентальпійний (тенденцію до утворення зв'язків).

Зміну енергії Гіббса в описі процесів, де кожна з речовин перебуває в стандартних умовах, прийнято позначати як  $\Delta G^0$  (аналогічно  $\Delta S^0$ ), їхній стан зазвичай називають *стандартним*. Подібно до таблиць, де зведено значення теплових ефектів та ентропії, складено таблиці стандартних змін енергії Гіббса внаслідок утворення речовин  $\Delta G_f^0$  (найчастіше  $\Delta G_f^0_{298}$ ). Так, табл. 4 в кінці цього розділу містить дані про стандартні значення ентальпії ( $\Delta_f H^0$ ) та вільної енергії ( $\Delta G^0$ ) утворення сполук з елементів за стандартних умов у кДж/моль, а також абсолютні величини ентропії ( $S^0$ ) сполук у Дж/(К·моль).

Зміна енергії Гіббса та ентропії системи, як і зміна ентальпії, не залежить від стадій процесу. Тому показники  $\Delta G$  і  $\Delta S$  дорівнюють різниці значень величин  $G$  і  $S$  для продуктів реакції і вихідних речовин відповідно.

### Приклади розв'язування типових задач

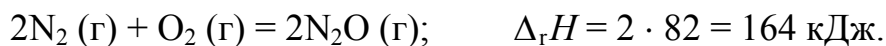
1. Обчислити тепловий ефект такої реакції:  $4\text{NO}(\text{г}) = 2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$ , використовуючи такі термохімічні дані:



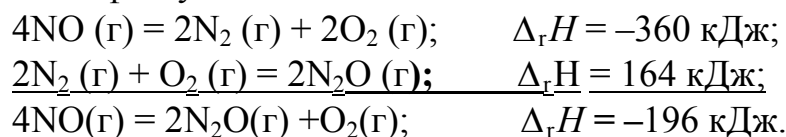
*Розв'язування.* Припускаємо, що реакцію з невідомим значенням теплового ефекту можна провести в кілька стадій. Спочатку розкладемо 4 молі NO на кисень та азот, а саме:



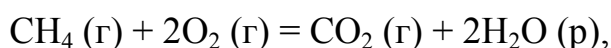
потім синтезуємо з азоту та кисню 2 моль  $\text{N}_2\text{O}$ , тобто



Після алгебраїчного додавання термохімічних рівнянь, що відповідають двом гіпотетичним стадіям перетворення, отримаємо такі вирази й значення теплового ефекту:



2. Використовуючи дані, наведені в табл. 4, обчислити зміну ентропії за стандартних умов під час такої реакції:



*Розв'язування.* Обчислимо зміну ентропії таким чином:

$$\Delta_r S^\circ = 2S^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{p})] + S^\circ[\text{CO}_2(\text{r})] - S^\circ[\text{CH}_4(\text{r})] - 2S^\circ[\text{O}_2(\text{r})] = \\ = 2 \cdot 70,1 + 213,7 - 186,3 - 2 \cdot 205,0 = -242,4 \text{ Дж / (моль} \cdot \text{К)}.$$

### Тести для самоперевірки з відповідями

1. Про що свідчать стехіометричні коефіцієнти в термохімічних рівняннях?

- а) Співвідношення між кількістю речовин;
- б) реальну кількість реагуючих речовин і продуктів реакції;
- в) масу речовини.

**Відповідь:** співвідношення між кількістю речовин.

2. Одиницею виміру енергії в СІ прийнято джоуль. Але досі використовують позасистемну одиницю – калорію (кілокалорію). Яке співвідношення існує між цими одиницями?

- а) 1 кал = 96500 Дж;    б) 1 Дж =  $6,02 \cdot 10^{23}$  кал;    в) 1 кал = 4,184 Дж.

**Відповідь:** 1 кал = 4,184 Дж.

3. Кожна людина поглинає енергію у вигляді їжі та напоїв. Шляхом розрахунку встановіть, яку кількість енергії поглинає людина, споживаючи 100 г білого хліба (у ньому міститься ~ 50 г вуглеводів, ~ 8 г білків, ~ 2 г жирів і приблизно 40 г води). Енергетична цінність вуглеводів, білків і жирів дорівнює відповідно 3,8; 4,1 і 9,1 ккал/г.

- а) 241 ккал;                      б) 100 кДж;                      в) 1008,3 кДж.

**Відповідь:** 241 ккал.

4. Яке із визначень теплового ефекту хімічної реакції являє собою головний наслідок термохімічного закону Гесса?

- а) Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює сумі значень теплоти утворення вихідних речовин;

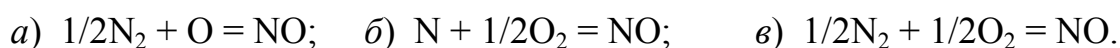


б) тепловий ефект хімічної реакції дорівнює сумі значень теплоти утворення продуктів реакції;

в) тепловий ефект хімічної реакції дорівнює сумі значень теплоти утворення продуктів реакції, від якої відняли суму значень теплоти утворення вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів термохімічного рівняння реакції.

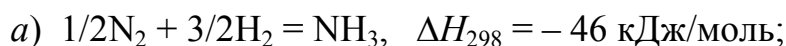
**Відповідь:** тепловий ефект хімічної реакції дорівнює сумі значень теплоти утворення продуктів реакції, від якої відняли суму значень теплоти утворення вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів термохімічного рівняння реакції.

5. Яка з написаних нижче реакцій відповідає теплоті утворення нітроген (II) оксиду в стандартних умовах ( $\Delta H_{298}^0$ )?



**Відповідь:**  $1/2\text{N}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{NO}$ .

6. Які з поданих реакцій належать до ендотермічних?



**Відповідь:**  $1/2\text{H}_2 + 1/2\text{I}_2 = \text{HI}$ ,  $\Delta H_{298} = 26$  кДж/моль.

7. Експериментально теплоту згоряння (а також ентальпію утворення) визначають у спеціальному приладі, яка його назва?

а) Спектрофотометр; б) калориметр; в) колориметр.

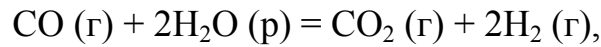
**Відповідь:** калориметр.

8. Зміна енергії системи може відбуватися не тільки внаслідок хімічних, але і як послідовність фізичних перетворень. Яке фізичне перетворення речовин не веде до зміни ентальпії?

а) Розчинення солі у воді; б) плавлення льоду; в) інтерференція світла.

**Відповідь:** інтерференція світла.

9. Виконавши за даними табл. 4 розрахунок зміни ентропії, яка має місце в стандартних умовах під час такої реакції:



знайдіть правильну відповідь.

- а)  $\Delta_r S^\circ = 0,07639$  кДж/(моль·К);      б)  $\Delta_r S^\circ = 0,7639$  кДж/(моль·К);  
в)  $\Delta_r S^\circ = 76,39$  кДж/(моль·К).

**Відповідь:**  $\Delta_r S^\circ = 0,07639$  кДж/(моль·К).

10. Реакція горіння етилового спирту виражається термохімічним рівнянням:



Який тепловий ефект цієї реакції, коли мольна теплота пароутворення  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(р)}$  дорівнює + 42,36кДж і відомі значення теплоти утворення  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(г)}$ ,  $\text{CO}_2 \text{ (г)}$ ,  $\text{H}_2\text{O (р)}$  (див. табл. 4)?

- а)  $\Delta H_{x,p} = -1366,87$  кДж;      б)  $\Delta H_{x,p} = 1366,87$  Дж;  
в)  $\Delta H_{x,p} = 1566,87$  кДж.

**Відповідь:**  $\Delta H_{x,p} = -1366,87$  кДж.

### Приклади тестових завдань до теми 5

1. Яке з визначень енергії правильне?

- а) Фізична величина, яка характеризує спрямованість теплообміну між системами;  
б) екзотермічний хімічний процес;  
в) фізична величина, яка є мірою взаємозв'язку та руху матеріальних систем.

2. Із яких складників формується поняття системи при розгляді хімічних реакцій

- a) Вихідні речовини;
- б) продукти хімічної реакції;
- в) вихідні речовини і продукти реакції.

3. За якої умови можливий спонтанний перебіг реакції?

- a)  $\Delta G_{P,T} < 0$ ;
- б)  $\Delta G \approx \Delta H$ ;
- в)  $-\Delta G = A_{\max}$ .

4. Яка з формул відповідає першому закону термодинаміки?

- a)  $pV = VRT$ ;
- б)  $k = R/N_A$ ;
- в)  $U = Q - W$ .

5. Яке з формулювань відповідає першому закону термодинаміки?

- a) Швидкість хімічної реакції залежить від її енергії активації;
- б) фізичні величини, однозначно відображаючи стан системи, являють собою його функції;
- в) приріст внутрішньої енергії системи дорівнює кількості отриманої нею теплоти, за вирахуванням кількості виконаної системою роботи.

6. Якими одиницями вимірюють величини, використані у формулюванні першого закону термодинаміки?

- a) Одиницями заряду, наприклад, кулонами;
- б) одиницями тиску, наприклад, паскалями;
- в) одиницями енергії, наприклад, джоулями.

7. У чому полягає тепловий ефект хімічної реакції за постійного тиску?

- a) Це кількість виділеної або поглинутої теплоти внаслідок взаємодії строго визначених кількостей речовин;
- б) зміна внутрішньої енергії внаслідок хімічної реакції; зміна ентальпії внаслідок хімічної реакції;
- в) це робота, виконана в ході хімічної реакції.

8. Яка з ознак властива екзотермічній реакції?

- a) Ентальпія реакційної системи підвищується ( $\Delta H > 0$ );
- б) тепловий ефект реакції від'ємний ( $Q_p < 0$ )

в) ентальпія реакційної системи зменшується ( $\Delta H < 0$ ).

9. Яка з ознак властива ендотермічній реакції?

а) Ентальпія реакційної системи збільшується ( $\Delta H > 0$ );

б) значення теплового ефекту реакції додатне ( $Q_p > 0$ );

в) ентальпія реакційної системи зменшується ( $\Delta H < 0$ ).

10. Яке стандартне значення ентальпії утворення простих речовин?

а) 1 кДж;

б) 298 Дж;

в) нуль.

Таблиця 4

### Термодинамічні константи деяких речовин

Речовина	$\Delta_f H^0$ (298 К), кДж/моль	$\Delta G^0$ (298 К), кДж/моль	$S^0$ (298 К), Дж/(К· моль)
1	2	3	4
С (графіт)	0	0	5,74
СО (г)	- 110,5	- 137,2	197,5
СО <sub>2</sub> (г)	- 393,5	- 394,6	213,7
С <sub>2</sub> Н <sub>2</sub> (г)	226,0	116,8	200,82
СН <sub>3</sub> ОН (р)	-	-	126,8
СН <sub>4</sub> (г)	- 74,8	- 50,8	186,3
С <sub>2</sub> Н <sub>4</sub> (г)	52,3	68,1	219,4
С <sub>2</sub> Н <sub>5</sub> ОН (р)	- 235,3	- 167,9	282,0
С <sub>2</sub> Н <sub>6</sub> (г)	- 84,7	- 32,9	229,5
С <sub>6</sub> Н <sub>6</sub> (р)	82,9	129,7	269,2
ССl <sub>4</sub> (р)	- 135,4	-	214,4
СS <sub>2</sub> (р)	88,7	64,4	151,0
Са (т)	0	0	41,6
СаСО <sub>3</sub> (кальцит)	- 1206,8	- 1128,4	91,7

1	2	3	4
CaSiO <sub>3</sub> (т)	1636,0	- 1550,8	81,9
CaO (т)	-635,1	- 603,6	38,1
Cl <sub>2</sub> (г)	0	0	223,0
HCl (г)	- 91,8	- 94,5	186,8
CUO (т)	- 162,1	- 129,4	42,6
CU <sub>2</sub> O (т)	- 173,2	- 150,5	92,9
Fe (г)	416,3	370,7	180,4
Fe (т)	0	0	27,2
FeO (т)	- 264,8	- 244,5	60,8
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (т)	- 822,2	- 740,8	87,4
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (т)	-1274,45	-910,56	212,3
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (р)	-814,2	-690,3	156,9
KOH (т)	- 425,8	- 380,2	79,3
N <sub>2</sub> (г)	0	0	191,5
NH <sub>3</sub> (г)	- 46,2	- 16,7	192,6
NO (г)	90,0	80,6	210,6
NO <sub>2</sub> (г)	33,0	51,5	219,9
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (т)	- 365,4	-	151,0
NH <sub>4</sub> Cl (т)	- 314,2	- 203,2	95,8
H <sub>2</sub> O (т)	- 291,85	-	39,3
H <sub>2</sub> O (р)	- 285,8	- 237,4	70,1
H <sub>2</sub> O (г)	- 241,8	- 228,8	188,7
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (р)	- 187,8	- 120,4	109,5
F <sub>2</sub> (г)	0	0	202,7
HF (г)	- 270,7	- 272,8	173,7
SO <sub>2</sub> (г)	- 296,9	- 300,41	248,1
SO <sub>3</sub> (г)	- 395,8	- 370,0	256,7
HN <sub>3</sub> (р)	264,0	-	140,6

Закінчення табл. 4

1	2	3	4
H <sub>2</sub> S (г)	-21,0	- 33,8	205,7
SiO <sub>2</sub> (т)	- 908,9	- 854,2	42,7
ZnS (т)	- 205,4	- 200,85	57,7
Sn (к.біл)	0	0	51,6
Sn (к.сір)	- 21,0	- 0,13	44,2
TiO <sub>2</sub> (т)	-943,9	- 888,6	50,3
MnO (т)	- 385,1	- 363,3	61,5
H <sub>2</sub> (г)	0	0	130,5

## 6. ХІМІЧНІ КІНЕТИКА ТА РІВНОВАГА

Процеси, що відбуваються в будь-якій системі, характеризуються певними хімічними реакціями (окиснення, заміщення, термічного розкладання, конденсації тощо) та закономірностями їх перебігу, а саме, законами *хімічної кінетики*, *хімічної рівноваги* в умовах впливу чинників зовнішнього середовища (температури, тиску, концентрації та ін.).

### 6.1. Хімічна кінетика

*Хімічна кінетика* вивчає механізм і швидкість хімічної реакції. *Швидкістю хімічної реакції* називають число її елементарних актів, що відбуваються в одиницю часу в одиниці об'єму й зазвичай характеризують зміною концентрації будь-якого з вихідних або кінцевих продуктів цієї реакції протягом одиниці часу, виражаючи найчастіше в моль/(л · хв). Наприклад, швидкість хімічної реакції дорівнює 0,4 моль/л·хв. Це означає, що протягом однієї хвилини концентрація деякої речовини зменшилася на 0,4 моль/л.

Швидкість реакції в *гомогенній (однорідній) системі* залежить від таких факторів: природи реагуючих речовин, їхньої концентрації, температури, а також від наявності каталізатора. Якщо реакція проходить у розчині, то швидкість також залежить від властивостей розчинника.

*Залежність швидкості реакції від концентрацій речовин.* Класична теорія хімічної кінетики виходить з припущення, що швидкість хімічної реакції в *гомогенній системі* пропорційна концентраціям речовин, які беруть у ній участь. Дійсно, реакція відбувається внаслідок зіткнення молекул, тому цілком природно припустити, що число цих зіткнень пропорційне добутку концентрацій реагуючих речовин.

Розглянемо для прикладу просту реакцію:



Це рівняння реакції означає таке: щоразу, коли молекула реагенту *A* стикається з молекулою реагенту *B* (*A* і *B* – вихідні речовини), існує ймовірність настання реакції, унаслідок якої утворюється одна молекула речовини *C* і одна молекула речовини *D* (*C* і *D* – продукти реакції). При цьому літери *a*, *v*, *c*, *d* позначають стехіометричні коефіцієнти. Відомо, що ефективні зіткнення становлять незначну частку (наприклад  $1/10^6$ ) від загального числа зіткнень. Здебільшого молекули при цьому зберігають свою ідентичність, тільки обмінюючись енергією.

Більшість хімічних реакцій є зворотними. Прийнято позначати концентрації речовин-реагентів і продуктів квадратними дужками, наприклад, у наведеній вище схемі реакції  $[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$ ,  $[D]$ .

Швидкість хімічної реакції в гомогенній системі прямо пропорційна добутку концентрацій речовин-реагентів. Ця залежність називається **законом дії мас**, або **законом Гульберга – Вааге**, котрий у застосуванні до наведеної вище реакції можна виразити таким математичним рівнянням:

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

де  $V$  – швидкість реакції;  $[A]$  і  $[B]$  – концентрації вихідних речовин реакції;  $a$ ,  $b$  – стехіометричні коефіцієнти;  $k$  – стала для даної реакції величина, що називається константою швидкості, залежить від температури, тиску, наявності каталізатора і слугує мірою частки ефективних зіткнень молекул, унаслідок чого виникатимуть відповідні реакції.

Закон дії мас строго стосується тільки газоподібних і розчинених речовин. Якщо поряд з ними в реакції беруть участь і тверді речовини, концентрацію котрих прийнято вважати сталою, то швидкість реакції змінюється тільки залежно від концентрації газів або розчинених речовин. Наприклад, швидкість реакції горіння вуглецю ( $C + O_2 = CO_2$ ) залежить тільки від концентрації кисню, тоді

$$V = k [O_2].$$

Константа швидкості  $k$  тотожна швидкості реакції, коли концентрація кожної з реагуючих речовин або добуток їхніх концентрацій дорівнює одиниці.

**Залежність швидкості реакції від температури (правило Вант-Гоффа)** виражається в тому, що з підвищенням температури на кожні 10 градусів швидкість реакції звичайно збільшується у 2 – 4 рази. Вплив температури позначається на константі швидкості реакції (через більш активні зіткнення молекул), а не на концентраціях речовин-реагентів, бо за постійного об'єму реагуючої суміші їхня величина від температури не залежить.

Залежність швидкості реакцій від температури прийнято виражати через відношення константи швидкості з урахуванням підвищення температури ( $T_0 + 10$ ) і константи тієї самої реакції до початкової температури  $T_0$ .

Це відношення називається **температурним коефіцієнтом швидкості реакції**, тоді

$$\gamma = \frac{k_{T_0+10}}{k_{T_0}} ; \quad \gamma = 2 \dots 4.$$



Для визначення швидкості реакції вираз може бути записано таким чином:

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}} \quad \text{або} \quad \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}}.$$

Якщо  $\gamma = 2$ , то при підвищенні температури на  $100^\circ\text{C}$  швидкість реакції збільшується в  $2^{10}$ , тобто в 1024 рази, а коли  $\gamma = 3$ , то в  $3^{10}$ , тобто в 50049 разів. Підвищення ж температури на декілька сот градусів може викликати значне збільшення швидкості реакції. Наприклад, в умовах стандартної температури водень з киснем практично не взаємодіють, але при  $600^\circ\text{C}$  швидкість їхньої реакції настільки велика, що призводить до вибуху.

Унаслідок збільшення швидкості реакції зменшується час, необхідний на її завершення. Між показниками швидкості й часу взаємодії речовин існує обернено пропорційна залежність, тобто

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \frac{\tau_1}{\tau_2},$$

де  $\tau_1$ ,  $\tau_2$  – час завершення реакції за різної температури  $T_1$  і  $T_2$  відповідно.

**Залежність швидкості реакції від наявності каталізатора.** Процес, що полягає у зміні швидкості хімічних реакцій за участю каталізаторів, називається **каталізом**.

**Каталізатори** – це речовини, що змінюють швидкість хімічної реакції, вступаючи в проміжну хімічну взаємодію з реагентами, але після її закінчення залишаються незмінними.

Каталізаторами можуть бути речовини будь-якого агрегатного стану – газу, рідини або тверді тіла.

Механізм дії каталізатора може бути різним. Крім каталізаторів, які прискорюють реакцію, існують речовини протилежної дії, тобто уповільнювачі – це **інгібітори**.

Поряд з каталізаторами й інгібіторами використовують речовини, які не мають каталітичних властивостей, але впливають на активність каталізатора. Їх поділяють на **промотори** (активатори) й **каталітичні отрути**. Промотор – речовина, яку в невеликих кількостях додають до каталізатора з метою поліпшення його властивостей, а саме, каталітичної активності, селективності або стабільності. Каталітичні отрути – це речовини, які знижують або повністю інактивують дію каталізатора.

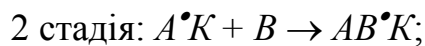
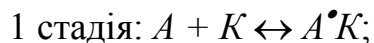
Каталітичні процеси можна поділити на дві групи: гомогенні й гетерогенні (контактні). Гомогенний **каталіз** – це однофазна система. У гетерогенному каталізі спостерігається кілька фаз. Так, у нафтопереробці гетерогенний каталіз, особливо із застосуванням твердого каталізатора, поширений значно більше, ніж гомогенний.

Гетерогенні каталітичні процеси відбуваються на поверхні розділення фаз. При цьому каталізатором виступає тверда фаза, а реагує з речовинами найчастіше рідка або газоподібна його фаза. Каталізатор діє лише за рахунок поверхневих активних центрів, а не всієї маси речовини. Тому швидкість каталітичної реакції залежить від питомої площі поверхні частинок каталізатора (вона не пропорційна його масі, як у гомогенному каталізі).

Під час гетерогенного каталізу інактивація каталізатора найчастіше пов'язана з хемосорбцією отрутною речовиною поверхнею його частинок шляхом утворення стійкої неактивної сполуки.

Сутність **каталізу** однакова для всіх його видів – гомогенного, гетерогенного, хоча кожний з них має певні особливості.

Каталітична реакція між двома речовинами  $A$  і  $B$  з утворенням продукту  $AB$  проходить ряд елементарних проміжних стадій меншого енергетичного ефекту відповідно до такої схеми:

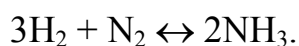


Такий тип каталізу має на меті прискорити досягнення рівноваги хімічної реакції між речовинами  $A$  і  $B$  шляхом уведення проміжних процесів взаємодії за участю каталізатора  $K$  з утворенням проміжного стану – активованого комплексу  $AK^*$ .

Таким чином, реакції проходить через елементарні стадії, що в сукупності дає нижчу енергію активації, ніж пряма реакція без каталізатора.

## 6.2. Хімічна рівновага

Реакції, які відбуваються у двох напрямках – прямому й зворотному – називаються **оборотними**. Приклад оборотної реакції:



Оборотність у рівняннях хімічних реакцій показують протилежно спрямованими стрілками.

Система, у якій проходять хімічні реакції, сама по собі прагне до стану хімічної рівноваги. У цьому стані швидкість прямого й зворотного процесів дорівнюють одна одній. Отже, у такій системі:



константа рівноваги ( $K_p$ ) є законом дії мас в оборотних реакцях, тобто

$$K_p = \frac{[G]^p \cdot [H]^q}{[E]^m \cdot [F]^n}.$$

Вона показує, що в момент рівноваги відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції та добутку рівноважних концентрацій реагуючих речовин являє собою сталу величину стосовно певного процесу і певних умов (температури та ін.). Значення константи не залежить від концентрацій реагуючих речовин.

Якщо умови в системі змінюються (температура, тиск, концентрація), то рівновага порушується і концентрації реагуючих речовин починають змінюватися до моменту появи нового стану рівноваги, що відповідає новим умовам.

Напрямок зміщення рівноваги відповідає *принципу Ле-Шательє*, який формулюється таким чином: **зміна однієї з умов (температури, тиску, концентрації) перебування системи в стані хімічної рівноваги викликає перевагу того процесу, який зменшує цю дію.**

Описані закономірності дозволяють робити відповідні розрахунки і розв'язувати типові хімічні задачі. Наприклад, унаслідок такої реакції:



можуть мати місце такі варіанти зміщення рівноваги:

1) У разі збільшення концентрації  $\text{SO}_2$  або  $\text{O}_2$  чи зменшення концентрації  $\text{SO}_3$  рівновага зміщується праворуч, оскільки при цьому концентрація сульфур (IV) оксиду й кисню знову зменшиться, а концентрація сульфур (VI) оксиду збільшиться. І навпаки, зменшення концентрації  $\text{SO}_2$  або  $\text{O}_2$  чи збільшення концентрації  $\text{SO}_3$  викличе зміщення рівноваги ліворуч, що супроводжується збільшенням концентрацій сульфур (IV) оксиду і кисню й одночасним зменшенням концентрації сульфур (VI) оксиду.

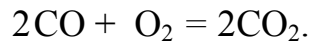
2) Унаслідок зниження температури реагентів рівновага зміститься праворуч, оскільки реакція утворення  $\text{SO}_3$  супроводжується виділенням тепла, а

значить таке зміщення рівноваги знову підвищить температуру в системі. Якщо, навпаки, підвищити температуру реагентів, то відбудеться зміщення рівноваги ліворуч, з тенденцією до реакції, котра проходить з поглинанням тепла.

3) При збільшенні тиску шляхом стиснення суміші речовин-реагентів рівновага зміститься праворуч, оскільки при цьому тиск знову знизиться внаслідок зменшення загальної кількості молекул у суміші (з кожних двох молекул  $\text{SO}_2$  та однієї молекули  $\text{O}_2$  утворюються тільки дві молекули  $\text{SO}_3$ ). Зменшення тиску викликає зміщення рівноваги ліворуч із збільшенням загальної кількості молекул, через що тиск знову підвищиться.

### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Сформулювати математичний вираз для визначення швидкості такої реакції:



*Розв'язування.* Відповідно до закону дії мас

$$V = k [\text{CO}]^2 [\text{O}_2],$$

де  $k$  – константа швидкості, що не залежить від зміни концентрацій речовин-реагентів.

**Задача 2.** Реакція відбувається за таким рівнянням:



Задано, що на початку реакції концентрація речовини  $[A] = 1,5$  моль/л, а речовини  $[B] = 3$  моль/л. Константа швидкості реакції дорівнює 0,4. Обчислити швидкість хімічної реакції протягом часу  $t$ , коли прореагувало 75 % речовини  $A$ .

*Розв'язування.* Позначимо концентрацію речовин-реагентів і швидкість реакції протягом часу  $t$ , коли прореагувало 75 % речовини  $A$ , через  $[A]_t$ ,  $[B]_t$  і  $V_t$  відповідно.

Якщо прореагувало 75 % речовини  $A$  ( $0,75[A]$ ), то в системі залишилась така її кількість:

$$[A]_t = [A] - 0,75[A] = 0,25[A] = 0,25 \cdot 1,5 = 0,375 \text{ моль/л,}$$

а речовини  $B$  прореагувало, згідно з стехіометричними коефіцієнтами рівняння реакції, у 2 рази більше, ніж речовини  $A$ , тобто  $2 \cdot 0,75[A]$  і залишилась така її кількість:

$$[B]_t = [B] - 2 \cdot 0,75[A] = 3 - 2 \cdot 0,75 \cdot 1,5 = 0,75 \text{ моль/л.}$$

Відповідно до закону дії мас, вираз для визначення швидкості реакції протягом часу  $t$  має такий вигляд:

$$V_t = k [A]_t [B]_t^2.$$

Підставляємо числові значення у формулу та розраховуємо швидкість реакції, тобто

$$V_t = 0,4 \cdot 0,375 \cdot (0,75)^2 = 0,084375 \text{ моль/л} \cdot \text{с.}$$

**Задача 3.** У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції внаслідок підвищення температури реагента на 45 градусів, якщо  $\gamma = 2,5$ .

*Розв'язування.* Позначимо швидкість реакцій до і після підвищення температури через  $v_1$  і  $v_2$  відповідно.

Скориставшись правилом Вант-Гоффа, а саме:

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

знаходимо вираз для визначення підвищення швидкості реакції, тобто

$$\frac{V_2}{V_1} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}.$$

Підставляємо числові значення в отриману формулу та виконуємо такий розрахунок:

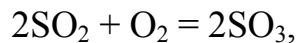
$$\frac{V_2}{V_1} = 2,5^{\frac{45}{10}} = 2,5^{4,5};$$

$$\lg \frac{V_2}{V_1} = 4,5 \lg 2,5 = 4,5 \cdot 0,3979 = 1,7906;$$

$$\frac{V_2}{V_1} = 6,17 \cdot 10 = 61,7.$$

Отже, швидкість реакції підвищилась у 61,7 рази.

**Задача 4.** Яким чином зміниться швидкість такої реакції:



за умови зменшення об'єму газової суміші в три рази за постійної температури?

*Розв'язування.* Нехай концентрації сульфур (IV) оксиду й кисню до зміни об'єму  $[\text{SO}_2] = a$ ,  $[\text{O}_2] = b$ . У цих умовах швидкість реакції буде мати вигляд такої залежності:

$$V_1 = k a^2 b.$$

Унаслідок зменшення об'єму в три рази концентрація речовин-реагентів збільшиться в стільки ж разів, тоді

$$[\text{SO}_2] = 3a \cdot [\text{O}_2] = 3b.$$

З урахуванням зміни концентрацій швидкість реакції буде мати такий вигляд:

$$V_2 = k(3a)^2 \cdot 3b = 27 k a^2 b.$$

Процес триває в умовах постійної температури, тому константа швидкості реакції в обох випадках не змінюється. Тепер можемо обчислити відношення  $\frac{V_2}{V_1}$ , а саме:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{27 k a^2 b}{k a^2 b} = 27.$$

Отже, швидкість реакції збільшилася в 27 разів.

**Задача 5.** При нагріванні водню і йоду в закритій посудині до температури 444 °С відбувається така реакція:  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2 \text{HI}$ .

Рівноважна суміш за такої температури містить 5,64 моль HI, 0,12 моль  $\text{I}_2$  і 5,28 моль  $\text{H}_2$ . Розрахувати константу рівноваги цієї реакції і вихідну кількість молів водню та йоду.

*Розв'язування.* Нагрітий до визначеної умовою задачі температури йод перебуває в газоподібному стані, інші речовини-реагенти теж гази, тому має місце гомогенна реакція. Вона триває в умовах постійного об'єму, отже, константа рівноваги має такий вигляд:

$$K_p = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}.$$

Молярні концентрації речовин-реагентів, необхідні для визначення константи  $K_p$  з наведеного рівняння, в умові задачі не задано. Однак ці параметри легко знайти з такого співвідношення:

$$C = \frac{n}{V_n},$$

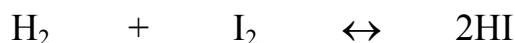
де  $n$  – кількість молів реагенту в рівноважній суміші;  $V_n$  – об'єм рівноважної суміші в літрах.

Якщо об'єм системи не задано, то умовно передбачають, що він дорівнює 1 л (це підходить тільки для розрахунку показників реакцій, що не супроводжуються зміною об'єму системи), тоді рівноважна концентрація речовин-реагентів буде чисельно збігатися із кількістю молів цих речовин у рівноважній суміші, тобто  $C(\text{HI}) = 5,64$  моль/л;  $C(\text{I}_2) = 0,12$  моль/л;  $C(\text{H}_2) = 5,28$  моль/л. Підставляємо ці величини у вираз для визначення константи рівноваги і виконуємо обчислення, тобто

$$K_p = \frac{5,64^2}{0,12 \cdot 5,28} = 50,19.$$

Вихідні концентрації реагуючих речовин зручно обчислювати, скориставшись для запису даних табл. 5, яку розташовують після рівняння реакції. Вона завжди має три рядки, кількість граф у ній на одну більша від числа газоподібних (або тих, що перебувають у розчині) речовин-реагентів.

Таблиця 5



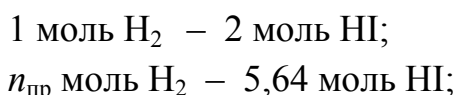
Вихідна концентрація речовини, моль/л			
Кількість речовини, що прореагувала (утворилася), моль/л			
Рівноважна концентрація речовини, моль/л			

У перший рядок таблиці заносять значення концентрації речовин-реагентів у вихідній суміші (на момент початку реакції). У другий – записують кількість молів кожної з речовин, що вступила в реакцію до моменту досягнення рівноваги або тих, що утворювалися унаслідок реакції, тобто її початку до моменту досягнення рівноваги (стосується вихідних речовин).

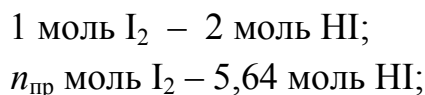
Третій рядок повинен містити значення концентрації кожної з речовин-реагентів у стані рівноваги.

Отже, маючи в розпорядженні значення концентрації продукту реакції (HI) в момент її закінчення (досягнення рівноваги) й початку, знаходимо різницю цих величин, ( $5,64 - 0 = 5,64$ ), що являє собою кількість молів HI, утвореної внаслідок реакції від початку до моменту досягнення рівноваги.

Далі визначаємо кількості молів водню  $n_{\text{пр}}(\text{H}_2)$  і йоду  $n_{\text{пр}}(\text{I}_2)$ , що прореагували при утворенні 5,64 моль HI, використовуючи звичайні методи стехіометрії, а саме:



$$n_{\text{пр}}(\text{H}_2) = 2,82 \text{ моль.}$$



$$n_{\text{пр}}(\text{I}_2) = 2,82 \text{ моль.}$$

Отримані результати розрахунку записуємо в таблицю. Далі розраховуємо вихідні концентрації водню  $n_{\text{в}}(\text{H}_2)$  та йоду  $n_{\text{в}}(\text{I}_2)$  як суму молів цих речовин, що вступили в реакцію, і тих, що залишилися в рівноважній суміші, тобто

$$n_{\text{в}}(\text{H}_2) = 5,26 + 2,82 = 8,08 \text{ моль};$$

$$n_{\text{в}}(\text{I}_2) = 0,12 + 2,82 = 2,94 \text{ моль.}$$

Тепер можемо заповнити форму результатами розрахунків (табл. 6).

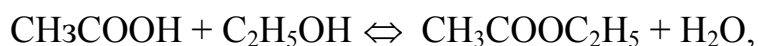
Таблиця 6

	$\text{H}_2$	+	$\text{I}_2$	$\leftrightarrow$	2HI
Вихідна концентрація речовини, моль/л	8,08		2,94		0
Кількість речовини, що прореагувала (утворилася), моль/л	2,82		2,82		5,64
Рівноважна концентрація речовини, моль/л	5,26		0,12		5,64

Отже, вихідна концентрація  $\text{H}_2$  дорівнює 8,08 моль/л, а вихідна концентрація йоду становить 2,94 моль/л.



**Задача 6.** Константа рівноваги такої реакції:

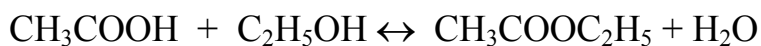


дорівнює 4. Визначити склад реакційної суміші в стані рівноваги, якщо в 1 л розчину міститься 1 моль кислоти та 2 молі спирту.

*Розв'язування.* Склад рівноважної суміші знайдемо за допомогою табличного запису.

Позначимо кількість молів кислоти, яка прореагувала, через  $x$ , тоді відповідно до правил стехіометрії кількість молів спирту, що прореагував, і кількість молів утворених продуктів реакції також будуть дорівнювати  $x$ . Скориставшись взятими позначеннями, заповнюємо табл. 7.

Таблиця 7



Вихідна концентрація речовини, моль/л	1	2	0	0
Кількість речовини, що прореагувала (утворилася), моль/л	$x$	$x$	$x$	$x$
Рівноважна концентрація речовини, моль/л	$1 - x$	$2 - x$	$x$	$x$

З огляду на умову задачі, вираз для визначення константи рівноваги реакції буде мати такий вигляд:

$$K_p = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}$$

Підставляємо в цей вираз значення величини  $K_p$  та рівноважної концентрації речовин з табл. 7, а саме:

$$4 = \frac{x \cdot x}{(1 - x) \cdot (2 - x)}$$

Розв'язавши це квадратне рівняння, отримуємо такі результати:

$$x_1 = 3,154, \text{ а } x_2 = 0,845.$$

Очевидно, що кількість кислоти, яка прореагувала, повинна перебувати в межах від 0 до 1 моль. Тому першу величину, яка не входить у цей інтервал,

потрібно відкинути. Підставивши другу величину у вираз для визначення рівноважної концентрації речовин, розраховуємо склад рівноважної суміші, у якій кількість кислоти  $1 - 0,845 = 0,155$  моль, спирту  $2 - 0,845 = 1,155$  моль, а ефіру й води по  $0,845$  моль.

**Задача 7.** П'ятихлористий фосфор дисоціює внаслідок нагрівання за таким рівнянням:



При температурі  $400^\circ\text{C}$  1 моль  $\text{PCl}_5$  перебуває в закритій посудині місткістю 10 л. До моменту досягнення рівноваги встигає продисоціювати 75 %  $\text{PCl}_5$ . Визначити за таких умов константу рівноваги реакції.

*Розв'язування.* Скориставшись табличним записом, знайдемо кількість молів (молярну концентрацію) речовин-реактивів у рівноважній суміші. Для цього потрібно знати скільки молів  $\text{PCl}_5$  вступило в реакцію в одному літрі суміші  $C_{\text{пр}}$ . За умовами задачі вона становить 75 % від вихідної концентрації

$$(C_{\text{в}} = \frac{n(\text{PCl}_5)}{V} = \frac{1}{10} = 0,1 \text{ моль/л}) \text{ і визначається з такої пропорції:}$$

$$0,1 \text{ моль/л} - 100 \%;$$

$$C_{\text{пр}} \text{ моль/л} - 75 \%;$$

$$C_{\text{пр}} = 0,075 \text{ моль/л.}$$

Отримані результати вносимо в табл. 8 та розраховуємо концентрацію кожної з речовин у рівноважній суміші.

Таблиця 8

	$\text{PCl}_5$	$\leftrightarrow$	$\text{PCl}_3$	+	$\text{Cl}_2$
Вихідна концентрація речовини, моль/л	0,1		0		0
Кількість речовини, що прореагувала (утворилася), моль/л	0,075		0,075		0,075
Рівноважна концентрація речовини, моль/л	0,025		0,075		0,075

Підставляємо отримані результати у вираз для визначення константи рівноваги цієї реакції, тобто

$$K_{\text{р}} = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]},$$

$$K_{\text{р}} = \frac{0,075 \cdot 0,075}{0,025} = 0,225.$$

## Тести для самоперевірки з відповідями

1. Дано рівняння оборотної реакції:  $A + 2B \leftrightarrow C$ . У стані рівноваги концентрації речовин, що беруть участь у реакції, мали такі значення:  $[A] = 0,6$  моль/л;  $[B] = 1,2$  моль/л;  $[C] = 2,16$  моль/л. Які значення константи рівноваги й вихідних концентрацій речовин  $A$  і  $B$  правильні?

- а)  $K_p = 1$ ;  $[A] = 3,15$  моль/л;  $[B] = 7,55$  моль/л;  
 б)  $K_p = 2,5$ ;  $[A] = 2,76$  моль/л;  $[B] = 5,52$  моль/л;  
 в)  $K_p = 3,5$ ;  $[A] = 4,76$  моль/л;  $[B] = 3,32$  моль/л.

**Відповідь:**  $K_p = 2,5$ ;  $[A] = 2,76$  моль/л;  $[B] = 5,52$  моль/л.

2. У скільки разів зміниться швидкість такої прямої реакції:  $2CO + O_2 \leftrightarrow 2CO_2$ , якщо тиск збільшити втричі?

- а) зменшиться у 27 разів; б) збільшиться у 3 рази; в) збільшиться у 27 разів.

**Відповідь:** збільшиться в 27 разів.

3. Візьмемо таку систему:  $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ . У стані рівноваги за певної температури, вона характерна такими концентраціями речовин-реактивів:  $[N_2] = 0,005$  моль/л;  $[H_2] = 0,5$  моль/л;  $[NH_3] = 0,04$  моль/л. Яке з обчислених значень константи рівноваги цієї реакції правильне?

- а)  $K_p = 0,2$ ; б)  $K_p = 0,427$ ; в)  $K_p = 0,265$ .

**Відповідь:**  $K_p = 0,427$ .

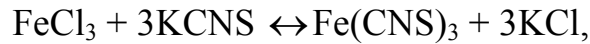
4. Яким чином зміститься рівновага такої хімічної реакції:

$H_2S \leftrightarrow H_2 + S$ ;  $\Delta H^0_{298} = 20,15$  кДж/моль,  
якщо збільшити температуру реагентів?

- а) У бік прямої реакції; б) у бік зворотної реакції;  
 в) збільшення температури не викликає зміщення рівноваги.

**Відповідь:** у бік прямої реакції.

5. Яким чином зміститься рівновага такої хімічної реакції:

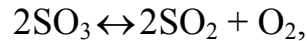


якщо збільшити концентрацію  $\text{FeCl}_3$ ?

- а) У бік прямої реакції;                      б) у бік зворотної реакції;  
в) збільшення концентрації  $\text{FeCl}_3$  не викликає зміщення рівноваги.

**Відповідь:** у бік прямої реакції.

6. Яким чином зміститься рівновага такої хімічної реакції:



якщо збільшити тиск у системі?

- а) У бік прямої реакції;                      б) у бік зворотної реакції;  
в) збільшення тиску не впливає на зміщення рівноваги.

**Відповідь:** у бік зворотної реакції.

7. У скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури від 50 до 90 °С? Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2,5.

- а) у 25,05 раза;                      б) у 44 рази;                      в) у 39,06 раза.

**Відповідь:** збільшиться у 39,06 раза.

8. Змішують 8 молів  $\text{SO}_2$  і 4 молі  $\text{O}_2$ . Реакція відбувається в закритій посудині за сталої температури. На момент настання рівноваги в суміші залишається 20 % початкової кількості  $\text{SO}_2$ . Яким буде тиск газової суміші в умовах рівноваги, якщо його початкова величина дорівнювала 3 атм.

- а)  $P = 2,2$  атм;                      б)  $P = 2,5$  атм;                      в)  $P = 2,7$  атм.

**Відповідь:**  $P = 2,2$  атм.

### Приклади тестових завдань до теми 6

1. Який з виразів для визначення константи рівноваги  $K_p$  під час такої реакції:  $\text{C} + \text{CO}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}$ , правильний?

$$a) K_p = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}; \quad б) K_p = \frac{[\text{CO}]}{[\text{C}][\text{CO}_2]}; \quad в) K_p = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{C}][\text{CO}_2]}.$$

2. Який з результатів визначення константи рівноваги  $K_p$  у такій реакції:  $\text{PCl}_5 \leftrightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ , правильний, якщо до моменту переходу системи в рівноважний стан продисоціювало 54 %  $\text{PCl}_5$ , а вихідна концентрація  $\text{PCl}_5$  становила 1 моль/л?

$$a) K_p = 0,634; \quad б) K_p = 0,46; \quad в) K_p = 1,578.$$

3. За температури 1000 °C константа рівноваги такої реакції:  $\text{FeO} + \text{CO} \leftrightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$ , дорівнює 0,5. Який результат розрахунку значення рівноважної концентрації  $\text{CO}$  і  $\text{CO}_2$  правильний за умови, що вихідна концентрація кожної з речовин становить 0,05 та 0,01 моль/л відповідно, об'єм суміші дорівнює 1 л.

$$a) [\text{CO}_2]_p = 0,02 \text{ моль/л}, \quad б) [\text{CO}_2]_p = 0,02 \text{ моль/л}, \quad в) [\text{CO}_2]_p = 0,04 \text{ моль/л}, \\ [\text{CO}]_p = 0,04 \text{ моль/л}; \quad [\text{CO}]_p = 0,02 \text{ моль/л}; \quad [\text{CO}]_p = 0,04 \text{ моль/л}.$$

4. Які чинники впливу на таку систему:  $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{Cl}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ , зумовляють зміщення рівноваги ліворуч?

$$a) \text{Підвищення концентрації } \text{O}_2; \quad б) \text{збільшення концентрації } \text{Cl}_2; \\ в) \text{підвищення тиску в реакційній системі}.$$

5. Унаслідок нагрівання сульфурил хлориду в закритій посудині об'ємом 20 л відбувається така реакція:  $\text{SO}_2\text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{SO}_2 + \text{Cl}_2$ . За певної температури з 1 моля  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  розкладається 0,5 моль. Яке значення константи рівноваги за такої температури правильне?

$$a) 0,5; \quad б) 2,5; \quad в) 0,025.$$

6. Вивчаючи рівновагу в такій системі:  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ , виявили, що концентрація йоду, водню та йодоводню дорівнює відповідно: 4,2; 4,2; 1,6 моль/л. Результати другого дослідження за тієї самої температури показали, що рівноважні концентрації  $\text{I}_2$  та  $\text{HI}$  дорівнюють 4,0 і 1,5 моль/л відповідно. Якою була концентрація водню в цьому дослідженні?

- а) 5,2 моль/л;                      б) 3,88 моль/л;                      в) 0,09 моль/л.

7. Який з виразів для визначення константи рівноваги в такій реакції синтезу амоніаку:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ , правильний?

а)  $K_p = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2}$ ;                      б)  $K_p = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$ ;                      в)  $K_p = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$ .

8. Під час синтезу фосгену в системі має місце рівновага такої реакції:  $\text{Cl}_2 + \text{CO} \leftrightarrow \text{COCl}_2$ . Якими будуть вихідні концентрації хлору й карбон (II) оксиду за умови, що рівноважні концентрації мають такі значення:  $[\text{Cl}_2] = 2,5$  моль/л,  $[\text{CO}] = 1,8$  моль/л,  $[\text{COCl}_2] = 3,2$  моль/л.

- а) 5,7; 6,0 моль/л;                      б) 5,0; 5,7 моль/л;                      в) 5,7; 5,0 моль/л.

9. Константа рівноваги такої реакції:  $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ , коли температура  $t = 850$  °С, дорівнює одиниці. Вихідні концентрації вуглекислого газу й водню мають такі значення:  $[\text{CO}_2] = 0,2$  моль/л,  $[\text{H}_2] = 0,8$  моль/л. Якого значення набудуть концентрації усіх чотирьох речовин за умови встановлення в системі рівноваги?

- а)  $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,16$  моль/л,  $[\text{CO}_2] = 0,04$  моль/л,  $[\text{H}_2] = 0,64$  моль/л;  
 б)  $[\text{CO}_2] = 6,56$  моль/л,  $[\text{H}_2] = 4,56$  моль/л,  $[\text{CO}] = 10,44$  моль/л,  
 $[\text{H}_2\text{O}] = 11,44$  моль/л;  
 в)  $[\text{CO}_2] = 3,28$  моль/л,  $[\text{H}_2] = 2,28$  моль/л,  $[\text{CO}] = 5,22$  моль/л,  
 $[\text{H}_2\text{O}] = 5,72$  моль/л.

10. У стані рівноваги такої системи  $2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$ , за певної температури реагуючі речовини мають такі значення концентрацій: нітроген діоксид – 0,8 моль/л, нітроген оксид – 2,2 моль/л, кисень – 1,1 моль/л. Яке значення константи рівноваги реакції в умовах цієї температури, а також величини вихідної концентрації нітрогену діоксиду правильні?

- а) 3,025; 3 моль/л;                      б) 8,32; 3 моль/л;                      в) правильної відповіді не існує.

## 7. ОСНОВНА ХАРАКТЕРИСТИКА РОЗЧИНІВ

### 7.1. Загальне поняття про розчини

**Розчинами** називаються термодинамічні дисперсні системи змінного складу, утворені з двох або більшого числа компонентів (речовин). При цьому одна речовина розподілена у вигляді дуже малих частинок у другій. Розподілена речовина називається **дисперсною фазою**, а речовина, у якій розподілена дисперсна фаза, – **дисперсійним середовищем**.

Гомогенність або гетерогенність дисперсної системи залежить від лінійних розмірів дисперсної фази. Гомогенна дисперсна система називається **істинним розчином**. В істинному розчині ступінь подрібнення дисперсної фази молекулярний або іонний, розміри частинок не перевищують розмірів окремих молекул або іонів (не вище 1 нм). Найбільш поширені розчини, у яких дисперсійним середовищем виступає вода. Так, природні водні розчини беруть участь у процесах утворення деяких мінералів. У водних розчинах відбуваються складні фізико-хімічні процеси.

Гетерогенні дисперсні системи за ступенем дисперсності поділяються таким чином:

а) **грубодисперсні** (суспензії, емульсії) з розміром частинок понад 100 нм;

б) **тонкодисперсні** (колоїдні розчини), у яких розмір частинок становить від 100 до 1 нм;

в) **істинні розчини**, котрі мають частинки розміром  $\leq 1$  нм.

Розчинам властива однорідність у різних частинах їхнього об'єму. Цією властивістю вони нагадують хімічні сполуки, однак, на відміну від останніх, склад розчину може бути різноманітним, і крім того, інколи змішування розчиненої речовини і розчинника в різних співвідношеннях (наприклад, спирту у воді) дає продукти з різними властивостями.

Згідно з хімічною теорією розчинів Д.І. Менделєєва, між розчиненою речовиною та розчинником відбувається хімічна взаємодія, характерна такими ознаками:

1. Утворення та існування розчинів зумовлено контактами між усіма частинками, а саме, тими, що були до цього, і тими, що утворилися внаслідок розчинення.

2. Розчин – це динамічна система, у якій сполуки, що розпадаються, перебувають у рухомій рівновазі з продуктами розпаду відповідно до закону дії мас.

Отже, у розчині молекули розчиненої речовини утворюють з розчинником хімічні сполуки, названі **сольватами**, а процес їх утворення – **сольватацією**. Якщо розчинником є вода, то утворені сполуки, називаються **гідратами**, а процес – **гідратацією**.

**Класифікація істинних розчинів.** З огляду на агрегатний стан виділяють дев'ять типів розчинів, оскільки розчинник і розчинена речовина можуть існувати у твердому, рідкому й газоподібному агрегатних станах.

За ознакою електропровідності розрізняють розчини неелектролітів і електролітів. **Неелектроліти** – це речовини, розчини яких не проводять електричний струм (наприклад, цукор у воді), а водні розчини електролітів, навпаки, проводять, наприклад, розчини солей, кислот й основ (провідники 2-го роду).

За концентрацією розчини бувають розведені, концентровані, ненасичені, насичені й перенасичені.

## 7.2. Розчинність речовин

Здатність речовини розчинятися в рідині має кількісну характеристику – розчинність.

**Розчинність речовини** – це концентрація насиченого розчину, і тому її часто визначають як масу речовини, що розчиняється у 100 г води при 25 °С. Цей показник залежить від природи розчиненої речовини й розчинника, а також від температури середовища.

Неполярні або малополярні сполуки добре розчинні у неполярних або малополярних розчинниках і менш розчинні у високополярних. Наприклад, бром і йод – речовини неполярні, їх дипольний момент дорівнює нулю, і тому в бензолі або сірковуглеці вони розчинюються краще, ніж у воді. У воді ж добре розчиняються полярні сполуки, наприклад, амоніак, етиловий спирт тощо.

Завдяки дипольній будові молекул, вода є добрим розчинником багатьох сполук, особливо з іонними зв'язками. Енергія, необхідна для руйнування іонної кристалічної ґратки, компенсується переважно енергією утворення іон-дипольних зв'язків, тобто гідратованих іонів.

Розчинення – процес оборотний, і тому **насичені розчини** перебувають у стані рівноваги з надлишком розчиненої речовини. Розчин, концентрація якого менша, ніж насиченого, називається **ненасиченим**, у ньому швидкість розчинення речовини більша за швидкість осадження. Розчин, концентрація якого більша, ніж насиченого, називається **перенасиченим** і в нього швидкість осадження більша за швидкість розчинення. Ці системи нестійкі.



**Розчинність газів у воді** також залежить від температури середовища, цей процес переважно екзотермічний, тому з підвищенням температури розчинність газів зменшується. Розчинність газів визначають за їхнім об'ємом, розчиненим в 1 л води. Маса розчиненого газу пропорційна тиску в середовищі (відповідно закону Генрі), тобто

$$m = kP.$$

У суміші газів кожен з них розчиняється незалежно від інших прямо пропорційно своєму парціальному тиску згідно з законом Дальтона, а саме:

$$m_i = k_i P_i.$$

### 7.3. Концентрація розчинів

Важливою кількісною характеристикою розчинів є їхня **концентрація**.

**Концентрацією розчинів** називається кількість розчиненої речовини у певній масовій або об'ємній кількості розчину або розчинника. Найбільш уживані в практиці такі види концентрації розчинів:

1. **Процентна** концентрація, або масова частка  $C_p$  – число грамів розчиненої речовини у 100 г розчину, або її відсоток у розчині.

Наприклад,  $C_p = 20\%$  KCl, тобто 20 г KCl міститься у 100 г розчину.

2. **Молярна** концентрація, або молярність  $C_M$  – число молів розчиненої речовини в 1 л розчину.

Наприклад,  $C_M = 0,1M$  HCl, тобто 0,1 моль HCl міститься в 1 л розчину.

3. **Нормальна** концентрація (молярна концентрація еквівалента або нормальність)  $C_N$  – число молів еквівалентів розчиненої речовини, що вміщується в 1 л розчину.

Наприклад,  $C_N = 0,02 N$  CuSO<sub>4</sub>, тобто 0,02 моль еквівалентів CuSO<sub>4</sub> міститься в 1 л розчину.

4. **Моляльна** концентрація, або моляльність  $C_g$  – число молів розчиненої речовини в 1 кг розчинника.

Наприклад,  $C_g = 0,5$  моль KOH, тобто 0,5 моль KOH розчинено в 1 кг розчинника.

5. **Мольна частка**  $N_B$  дорівнює відношенню числа молів розчиненої речовини  $n_B$  до суми числа молів розчиненої речовини та розчинника  $n_A$ , а саме:

$$N_B = n_B / (n_B + n_A).$$

6. **Титр** ( $T$ ) – число грамів або міліграмів розчиненої речовини, яка вміщується в 1 мл розчину.

Наприклад,  $T(\text{HCl}) = 0,0035 \text{ г/мл}$ , тобто  $0,0035 \text{ г HCl}$  міститься в  $1 \text{ мл}$  розчину.

### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Розрахувати процентну концентрацію розчину, отриманого внаслідок змішування  $280 \text{ г}$  води і  $40 \text{ г}$  цукру.

*Розв'язування.* Щоб розрахувати процентну концентрацію, необхідно знати масу речовини та масу розчину, у якому вона міститься, отже,

$$m_{\text{р-ну}} = m_{\text{р-ни}} + m_{\text{р-ка}}$$

$$m_{\text{р-ну}} = 40 + 280 = 320 \text{ г.}$$

$40 \text{ г}$  цукру міститься у  $320 \text{ г}$  розчину  
 $m \text{ г}$  цукру – у  $100 \text{ г}$  розчину,

тоді

$$m = \frac{40 \text{ г} \cdot 100 \text{ г}}{320 \text{ г}} = 12,5 \text{ г,}$$

тобто

$$C_p = 12,5 \% \text{ цукру.}$$

**Задача 2.** До  $500 \text{ мл}$   $32 \%$ -ного розчину нітратної кислоти, густина якого дорівнює  $1,2 \text{ г/мл}$ , додали  $1 \text{ л}$  води. Розрахувати процентну концентрацію одержаного розчину.

*Розв'язування.* Маса утвореного розчину дорівнює сумі мас первинного розчину й доданої води. Розраховуємо названі параметри в такій послідовності: маса первинного розчину

$$m_{\text{р-ну}} = 500 \text{ мл} \cdot 1,2 \text{ г/мл} = 600 \text{ г.}$$

маса води

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 1000 \text{ г.}$$

маса утвореного розчину

$$m_{\text{р-ну}} = 600 \text{ г} + 1000 \text{ г} = 1600 \text{ г.}$$

Далі виконуємо обчислення, з огляду на те, що маса розчиненої речовини становить  $32 \%$  від маси первинного розчину, а саме:

$$m_{\text{р-ни}} = \frac{600 \text{ г} \cdot 32 \%}{100 \%} = 192 \text{ г.}$$

Знаходимо процентну концентрацію одержаного розчину з такої пропорції:

192 г HNO<sub>3</sub> міститься в 1600 г розчину

$m$  г HNO<sub>3</sub> – у 100 г розчину

$$m(\text{HNO}_3) = \frac{192 \text{ г} \cdot 100 \text{ г}}{1600 \text{ г}} = 12 \text{ г.}$$

Отже,  $C_p = 12 \% \text{ HNO}_3$ .

**Задача 3.** Розрахувати  $C_M$  і  $C_N$  розчину, якщо  $C_p = 5 \% \text{ Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\rho_{\text{р-ну}} = 1,1 \text{ г/мл}$ .

*Розв'язування.* Для визначення молярної концентрації розчину згідно з відповідними формулами та умовами задачі складаємо такі співвідношення:

5 г Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – 100 г розчину

$(n(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot M)$  г Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – (1000 мл ·  $\rho_{\text{р-ну}}$ ) г розчину,

тоді  $M \text{ Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ г/моль}$ .

$$\text{Звідси } n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{5 \text{ г} \cdot (1000 \cdot 1,1)}{100 \text{ г} \cdot 142} = 0,39 \text{ моль,}$$

тобто  $C_M = 0,39 \text{ М Na}_2\text{SO}_4$ .

З метою розрахунку нормальної концентрації розчину складаємо таке співвідношення:

5 г Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – 100 г розчину

$(n_e \cdot M_e)$  г Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – (1000 мл ·  $\rho_{\text{р-ну}}$ ) г розчину

Молярна маса еквівалентна  $M_e(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 71 \text{ г/моль}$ .

$$\text{Звідси } n_e(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{5 \text{ г} \cdot 1000 \cdot 1,1}{100 \text{ г} \cdot 71} = 0,78 \text{ моль,}$$

тобто  $C_N = 0,78 \text{ N Na}_2\text{SO}_4$ .

**Задача 4.** Визначити молярну концентрацію 20 %-ного розчину KI.

*Розв'язування.* Молярну концентрацію  $C_g$  визначають як кількість молів розчиненої речовини в 1000 г розчинника. Отже, перед розрахунком молярної концентрації необхідно спочатку перейти від маси розчину до маси розчинника. Згідно з визначенням величини  $C_p$ , складаємо таке співвідношення:

$$\begin{aligned} 20 \text{ г KI} &- 80 \text{ г H}_2\text{O} \\ M(\text{KI}) &- 1000 \text{ г H}_2\text{O}, \end{aligned}$$

звідси 
$$m(\text{KI}) = \frac{20 \text{ г} \cdot 1000 \text{ г}}{80 \text{ г}} = 250 \text{ г}.$$

Обчислюємо  $C_g$ , тобто кількість молів KI у 1000 г води, знаючи, що  $M(\text{KI}) = 39 + 127 = 166 \text{ г/моль}$ , а саме:

$$n(\text{KI}) = \frac{250}{166} = 1,56 \text{ моль},$$

тобто 
$$C_g = 1,56 \text{ моль/кг}.$$

**Задача 5.** Розрахувати титр 40 %-ного розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , густина якого дорівнює 1,307 г/мл.

*Розв'язування.* Титр прийнято розраховувати на 1 мл розчину, тому аби перейти від процентної концентрації до обчислення титру, спершу потрібно розрахувати об'єм 100 г розчину, використовуючи значення його густини, а саме:

$$V = \frac{m_{\text{р-ну}}}{\rho}; \quad V_{\text{р-ну}} = \frac{100 \text{ г}}{1,307 \text{ г/мл}} = 76,7 \text{ мл}.$$

після цього титр розчину можна знайти за пропорцією, а саме:

$$\begin{aligned} 76,7 \text{ мл р-ну} &\text{ містить } 40 \text{ г H}_2\text{SO}_4 \\ 1 \text{ мл р-ну} &- m \text{ г речовини.} \end{aligned}$$

$$T = \frac{1 \cdot 40}{76,7} = 0,52 \text{ г/мл}.$$

### Тести для самоперевірки з відповідями

1. За температури 25 °С розчинність натрій хлориду становить 36,02 г у 100 г води. Яка масова частка NaCl в насиченому розчині?

- а) 35,2 %;                      б) 17,3 %;                      в) 26,5 %.

**Відповідь:** 26,5 %.

2. Який об'єм розчину  $H_2SO_4$  з нормальністю 2 N необхідно взяти для приготування 500 мл 0,5 N розчину?

- а) 0,15 л;                      б) 125 мл;                      в) 107 мл.

**Відповідь:** 125 мл.

3. Для нейтралізації розчину, що містить 2,25 г кислоти, необхідно 25 мл 2 N розчину натрій гідроксиду. Якою буде еквівалентна маса кислоти?

- а) 49 г/моль;                      б) 45 г/моль;                      в) 32,7 г/моль.

**Відповідь:** 45 г/моль.

4. Скільки грамів натрій сульфату потрібно для приготування 5 л 8 %-ного розчину, густина якого дорівнює 1,075 г/мл?

- а) 500 г;                      б) 400 г;                      в) 430 г.

**Відповідь:** 430 г.

5. До якого об'єму води потрібно додати 100 мл 20 %-ного розчину сульфатної кислоти, густина якого дорівнює 1,14 г/мл, щоб отримати 5 %-ний розчин?

- а) 401 мл;                      б) 342 мл;                      в) 507 мл.

**Відповідь:** 342 мл.

6. З 400 г 50 %-ного розчину сульфатної кислоти шляхом випарювання отримали 100 г води. Якою буде масова частка  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в розчині, що залишився?

- а) 72,3 %;                      б) 66,7 %;                      в) 45,4 %.

**Відповідь:** 66,7 %.

7. Для приготування 5 %-ного розчину взяли 400 г  $\text{MgSO}_4$ . Якою буде маса одержаного розчину.

- а) 430 г;                      б) 8 кг;                      в) 2 кг.

**Відповідь:** 8 кг.

8. До 100 мл 96 %-ного розчину сульфатної кислоти, густина якої дорівнює 1,84 г/мл, додали 400 мл води. Внаслідок цього утворився розчин густиною 1,22 г/мл. Якими будуть значення нормальної концентрації та масової частки  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

- а) 3,2 N; 22,1 %;                      б) 17,3 N; 72,7 %;                      в) 7,52 N; 30,2 %.

**Відповідь:** 7,52 N; 30,2 %.

9. Скільки грамів натрій карбонату міститься у 500 мл 0,25 N розчину?

- а) 3,7 г;                      б) 8,9 г;                      в) 6,63 г.

**Відповідь:** 6,63 г.

10. Для нейтралізації 20 мл 0,1 N розчину кислоти потрібно 8 мл розчину натрій гідроксиду. Скільки грамів  $\text{NaOH}$  містить 1 л цього розчину?

- а) 7,5 г;                      б) 10,0 г;                      в) 0,018 г.

**Відповідь:** 10,0 г.

### Приклади тестових завдань до теми 7

1. Який об'єм 96 %-ного розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84$  г/мл) потрібно взяти для приготування 1 л 0,25 N розчину?

- а) 7,5 мл;                      б) 10,0 г;                      в) 6,9 мл.

2. 568 г  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  розчинено в 2 л води. Яка молярна концентрація цього розчину?

- а) 2 моль/л;                      б) 2 моль/кг;                      в) 4 моль/кг.

3. Яку масу нітрату натрію потрібно взяти для приготування 300 мл 0,2 M розчину?

- а) 5,1 г;                      б) 10,2 г;                      в) 8,6 г.

4. До 500 мл 32 %-ного розчину азотної кислоти, густина якого дорівнює 1,2 г/мл, додали 1 л води. Якою буде процентна концентрація одержаного розчину?

- а) 12 %;                      б) 22 %;                      в) 24 %.

5. До якого об'єму потрібно розбавити 500 мл 20 %-ного розчину хлориду натрію ( $\rho = 1,152$  г/мл), щоб одержати його 4,5 %-ний розчин густиною 1,029 г/мл?

- а) 2976 мл;                      б) 2488 мл;                      в) 5000 мл.

6. Який об'єм 2 M розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  необхідно взяти для приготування 3 л 0,25 M розчину?

- а) 376,5 мл;                      б) 488 мл;                      в) 187,5 мл.

7. Яку масу 40 %-ного розчину  $\text{NaOH}$  потрібно додати до 600 г води, щоб утворився його 10 %-ний розчин?

- а) 200 г;                      б) 400 г;                      в) 500 г.

8. Якою буде процентна концентрація розчину, одержаного при змішуванні 150 г 20 %-ного і 250 г 40 %-ного розчинів  $\text{AgNO}_3$ ?

а) 16,2 %;

б) 24,7 %;

в) 32,5 %.

9. Який об'єм 96 %-ного розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84$  г/мл) потрібно взяти для приготування 1 л 0,25 N розчину?

а) 9,7 мл;

б) 8,8 мл;

в) 6,9 мл.

10. Якими будуть значення процентної, молярної й моляльної концентрацій 10 N розчину фосфатної кислоти, густина якого становить 1,167 г/мл?

а)  $C_p = 30\% \text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $C_M = 5,3$  моль/л  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $C_g = 4,876$  моль/кг  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;

б)  $C_p = 28\% \text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $C_M = 3,33$  моль/л  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $C_g = 3,975$  моль/кг  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;

в)  $C_p = 25\% \text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $C_M = 4,44$  моль/л  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $C_g = 6,132$  моль/кг  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .



## 8. ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ

Існують розчини, властивості яких залежать тільки від концентрації розчиненої в них речовини. Це стосується *ідеальних розчинів*, у яких не відбуваються хімічні реакції між компонентами, а сили міжмолекулярної взаємодії однакові. За властивостями до ідеальних наближаються розбавлені розчини неелектролітів.

### 8.1. Перший закон Рауля

Над поверхнею будь-якої рідини (розчину чи розчинника), поміщеної в закритий простір, встановлюється певний тиск, а між рідиною і паром – певна рівновага, коли в одиницю часу випаровується стільки молекул, скільки їх переходить навпаки в рідину. Пара, яка перебуває в рівновазі з рідиною, називається *насиченою*, а її тиск на стінки посудини – *тиском насиченої пари певної речовини*. Кожна рідина має певну величину тиску насиченої пари, що збільшується з підвищенням температури.

Тиск пари розчинника над поверхнею розбавленого розчину неелектроліту залежить від концентрації розчиненої речовини. Отже, за однакової температури тиск пари над розчином завжди нижчий від тиску насиченої пари над чистим розчинником  $P_0$ . Інакше кажучи, розчинна речовина сприяє зниженню тиску пари розчинника, як показано на графіках (рис. 13)

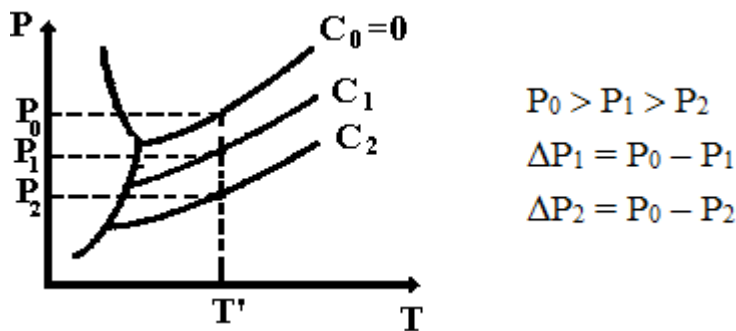


Рис. 13. Залежність тиску насиченої пари над поверхнями розчинів неелектролітів від температури

Чим вища концентрація розчиненої речовини, тим нижчий тиск пари розчину ( $C_2 > C_1$  і  $P_2 < P_1$ ) за визначеної температури  $T'$ .

Залежність зміни тиску пари від концентрації розчину відома як перший закон Рауля (1886), сформульований таким чином: *відносне зниження тиску*

пари розчинника над розбавленими розчинами неелектролітів  $\left(\frac{\Delta P}{P}\right)$  кількісно дорівнює відношенню числа молів розчиненої речовини  $n_{р.р}$  до суми молів розчинника  $n$  і розчиненої речовини  $n_{р.р}$ , тобто

$$\frac{\Delta P}{P} = \frac{n_{р.р}}{n + n_{р.р}}; \quad \Delta P = P_0 - P,$$

де  $P_0$  – тиск пари розчинника;  $P$  – тиск пари розчину;  $\Delta P$  – абсолютне зниження тиску пари;  $\frac{n_{р.р}}{n + n_{р.р}}$  – мольна частка розчиненої речовини.

## 8.2. Другий закон Рауля

Зниження температури замерзання розчину пов'язано зі зниженням тиску пари розчинника над поверхнею розчину порівняно з чистим розчинником. Будь-яка рідина починає замерзати з настанням такої температури, за якої вона буде мати той самий тиск насиченої пари, як і над поверхнею льоду. Про це свідчать криві на рис. 14.

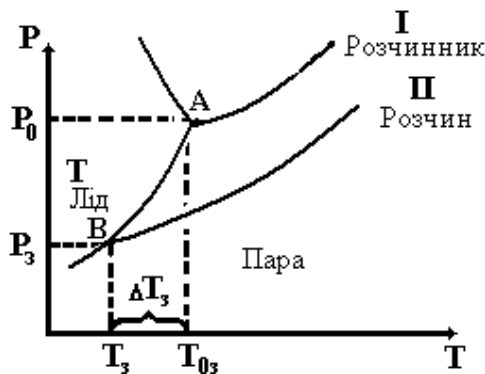


Рис. 14. Залежність температури замерзання розчину й розчинника від тиску насиченої пари над поверхнею льоду

Як бачимо на рис. 14, у точці  $A$  тиск пари над розчинником у рідкому стані і над льодом рівні між собою (криві перетинаються, коли  $P = 0,61$  кПа). Ця температура і є точкою замерзання чистого розчинника (273 К).

Тиск пари над поверхнею розчину досягає тиску пари над льодом у точці  $B$ . Отже, точка замерзання цього розчину відповідає температурі  $T_з$ , нижчий за температуру замерзання розчинника на таку величину:

$$\Delta T_з = T_{0з} - T_з.$$

Описана залежність набула відображення в другому законі Рауля: **зниження температури замерзання розчину відносно чистого розчинника прямо пропорційне молярній концентрації розчиненої речовини, а саме:**

$$\Delta T_3 = K_3 C_g,$$

де  $K_3$  – стала замерзання, або кріоскопічна стала, величина якої залежить тільки від природи розчинника (для води  $K_3 = 1,86$  град/моль);  $C_g$  – молярна концентрація розчину.

Кипіння рідини можливе лише за умови досягнення рівності між тиском пари над розчином і атмосферним тиском. Наприклад, якщо тиск дорівнює 101 кПа, то вода кипить при температурі 373 К.

Графіки на рис. 15 показують, що розчин кипить в умовах незмінного тиску, коли температура  $T_k$  на  $\Delta T_k$  вища від температури кипіння розчинника  $T_{0k}$ .

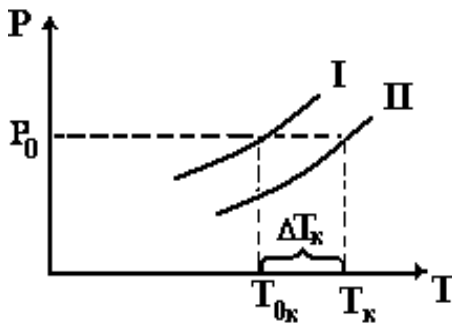


Рис. 15. Криві залежності температури кипіння розчину від тиску насиченої пари

Отже,

$$\Delta T_k = T_k - T_{0k}.$$

Другий закон Рауля в застосуванні до описаних процесів сформульовано таким чином: **Підвищення температури кипіння розчину відносно чистого розчинника пропорційне молярній концентрації розчиненої речовини.** Цю величину обчислюють за такою формулою:

$$\Delta T_k = K_k C_g,$$

де  $K_k$  – стала кипіння, або ебуліоскопічна стала, значення якої залежить тільки від природи розчинника;  $C_g$  – молярна концентрація розчину. Для води ебуліоскопічна стала дорівнює 0,52 град/моль.

Застосування законів Рауля дозволяє знаходити мольні маси розчинених речовин методами кріоскопії та ебуліоскопії, використовуючи таку залежність:

$$\Delta T = K \cdot \frac{m(A) \cdot 1000}{m(B) M(A)},$$

де  $m(A)$ ,  $m(B)$  – маса розчиненої речовини і розчинника відповідно.

### 8.3. Осмотичний тиск розчину

Якщо в посудину з концентрованим розчином будь-якої речовини обережно налити шар води, то через деякий час виявимо, що відбулася двобічна дифузія, тобто молекули розчиненої речовини і молекули води перемістилися в протилежних напрямках.

Коли ж розділити розчин і розчинник напівпроникною перегородкою (мембраною), яка вільно пропускає молекули розчинника, але затримує молекули розчиненої речовини, то спостерігається процес, що називається однібічною дифузією, або *осмосом*. При цьому сила, завдяки якій виникає осмос і яка припадає на одиницю поверхні напівпроникної мембрани, має назву *осмотичного тиску*.

Кінцевий результат осмосу та дифузії – вирівнювання концентрацій розчинів, причому воно досягається різними способами.

Для вимірювання осмотичного тиску в посудину, дно якої являє собою напівпроникну перегородку, наливають досліджуваний розчин і занурюють її в ємність з чистою водою. При цьому буде спостерігатися однібічна дифузія.

Молекули розчинника вільно проходять через перегородку як в один, так і в іншій бік. На початку процесу розчинник потрапляє із зовнішньої ємності в посудину з більшою швидкістю, ніж витікає з неї, тому рівень рідини в посудині буде підніматися, що створює гідростатичний тиск, який поступово збільшується внаслідок осмосу, що служить мірою осмотичного тиску. Прилад для вимірювання осмотичного тиску називається осмометром.

Цей процес кількісно відображено в законі осмотичного тиску Я. Г. Вант-Гоффа, за яким *осмотичний тиск розчину чисельно дорівнює тому тиску, який створила б розчинна речовина, перебуваючи у газоподібному стані, маючи той самий об'єм і ту саму температуру, що й розчин*. Тобто

$$P_{\text{осм}} = C_{\text{м}}RT,$$

де  $C_{\text{м}}$  – молярна концентрація розчину;  $R$  – універсальна газова стала;  $T$  – абсолютна температура.

### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Обчислити, за якої температури замерзає розчин, утворений з 816 г глюкози  $C_6H_{12}O_6$  і 2 л води, якщо  $K_3(H_2O) = 1,86$  град/моль.

*Розв'язування.* Скористаємось законом Рауля, тобто таким виразом:

$$\Delta t_3 = K_3 \frac{m_{p.p-ни} \cdot 1000}{M_{p.p-ни} \cdot m_{p-ка}},$$

Тепер, знаючи, що молярна маса глюкози  $M(C_6H_{12}O_6) = 180$  г/моль, виконуємо обчислення в такій послідовності:

$$m_{p-ка}(H_2O) = \rho V = 2000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 2000;$$

$$\Delta t_3 = 1,86 \cdot \frac{816 \cdot 1000}{180 \cdot 2000} = 4,2 \text{ } ^\circ\text{C};$$

$$t_3 = 0 - 4,2 = -4,2 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Отже, розчин замерзає, коли температура дорівнює  $-4,2 \text{ } ^\circ\text{C}$ .

**Задача 2.** Додаючи в 400 г води 10 г деякої речовини, одержуємо розчин, температура замерзання якого  $t_3 = -1,45 \text{ } ^\circ\text{C}$ . Обчислити молярну масу розчиненої речовини, якщо  $K_3(H_2O) = 1,86$  град/моль.

*Розв'язування* здійснюємо, виконавши такі обчислення:

$$\Delta t_3 = K_3 \frac{m_{p.p-ни} \cdot 1000}{M_{p.p-ни} \cdot m_{p-ка}};$$

$$M_{p.p-ни} = \frac{K_3 \cdot m_{p.p-ни} \cdot 1000}{\Delta t_3 \cdot m_{p-ка}}.$$

$$M_{p.p-ни} = \frac{1,86 \cdot 10 \cdot 1000}{1,45 \cdot 400} = 32 \text{ г/моль}.$$

**Задача 3.** При розчиненні 6,5 г неелектроліту в 200 г діетилового ефіру ( $K_k = 2,02$  град/моль) температура кипіння підвищилась на 0,453 °С. Визначити молярну масу розчиненої речовини.

Розв'язування здійснюємо аналогічно попередньому, а саме:

$$\Delta t_k = K_k \frac{m_{\text{р.р-ни}} \cdot 1000}{M_{\text{р.р-ни}} \cdot m_{\text{р-ка}}};$$

$$M_{\text{р.р-ни}} = K_k \frac{m_{\text{р.р-ни}} \cdot 1000}{\Delta t_k \cdot m_{\text{р-ка}}};$$

$$M_{\text{р.р-ни}} = \frac{2,02 \cdot 6,5 \cdot 1000}{0,453 \cdot 200} = 145 \text{ г/моль.}$$

### Тести для самоперевірки з відповідями

1. Приблизно в умовах якої температури буде кипіти 50 %-ний розчин сахарози  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ?

- а) 106 °С;                      б) 102 °С;                      в) 101 °С.

**Відповідь:** 102 °С.

2. Водно-спиртовий розчин, що містить 15 % спирту, кристалізується за температури  $-10,26$  °С. Яка величина молярної маси спирту?

- а) 38 г/моль;                      б) 64 г/моль;                      в) 32 г/моль.

**Відповідь:** 32 г/моль.

3. Якою буде молярна маса розчиненої речовини, коли розчинити 13,0 г неелектроліту в 400 г діетилового ефіру  $(C_2H_5)_2O$ , ( $K_k = 2,02$  град/моль) і при цьому температура кипіння підвищилась на 0,453 К?

- а) 53 г/моль;                      б) 176 г/моль;                      в) 145 г/моль.

**Відповідь:** 145 г/моль.

4. За температури 25 °С осмотичний тиск водного розчину солі дорівнює 1,24 МПа. Яким буде осмотичний тиск розчину, якщо температура становитиме 0 °С?

- а) 1,8 МПа;                      б) 2,3 атм;                      в) 1,14 МПа.

**Відповідь:** 1,14 МПа.

5. Температура кипіння водного розчину сахарози  $C_{12}H_{22}O_{11}$  дорівнює 101,4 °С. Яка молярна концентрація сахарози в розчині? В умовах якої температури замерзає цей розчин?

- а) 1,1 моль/кг; 247 °С;    б) 2 моль/кг; – 3,72 °С;    в) 2,69 моль/кг; – 5 °С.

**Відповідь:** 2,69 моль/кг; – 5 °С.

6. На скільки градусів підвищиться температура кипіння води у 100 г якої розчинено 9 г глюкози  $C_6H_{12}O_6$ ?

- а) На 1,73 °С;                      б) на 0,15 °С;                      в) на 0,26 °С.

**Відповідь:** на 0,26 °С.

7. Чому дорівнює осмотичний тиск у розчині, що містить 16 г сахарози  $C_{12}H_{22}O_{11}$  і 350 г води, за температури 293 К.

- а) 153 кПа;                      б) 311 кПа;                      в) 227 кПа.

**Відповідь:** 311 кПа.

8. У 75 г бензолу розчинено 2,7 г фенолу  $C_6H_5OH$ . Цей розчин замерзає за температури –3,5 °С. Чистий бензол замерзає при –5 °С. Яке значення мас криоскопічна константа бензолу.

- а) 1,74;                      б) 5,2;                      в) 3,24.

**Відповідь:** 5,2.

9. Яким буде осмотичний тиск у 0,5 М розчині глюкози  $C_6H_{12}O_6$  за температури 25 °С?

- а) 1,54 атм;                      б) 3,25 МПа;                      в) 1,24 МПа.

**Відповідь:** 1,24 МПа.

10. У радіатор автомобіля залили 9 л води й додали 2 л метилового спирту, густина якого дорівнює 0,8 г/мл. За якої найнижчої температури можна після цього залишати автомобіль на відкритому повітрі без ризику замерзання рідини в радіаторі?

- а) – 5,3 °С;                      б) – 10 °С;                      в) – 8 °С.

**Відповідь:** – 10 °С.

### Приклади тестових завдань до теми 8

1. При якій приблизно температурі буде кипіти 5 %-ний водний розчин цукру ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ), за умови, що  $K_k = 0,52$  град/моль?

- а) 100,5 °С;                      б) 125 °С;                      в) 100,08 °С.

2. Яка температура замерзання розчину, що містить 20 г цукру ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) та 400 г води. Константа замерзання води дорівнює 1,86 град/моль.

- а) – 0,279 °С;                      б) – 0,12 °С                      в) – 5 °С.

3. Якою буде температура замерзання водного 40 %-ного розчину етилового спирту? Константа замерзання води дорівнює 1,86 град/моль.

- а) – 26,97 °С;                      б) – 40 °С;                      в) – 30,72 °С.

4. На скільки градусів підвищиться температура кипіння розчину порівняно з температурою кипіння води, у 100 г якої розчинено 9 г глюкози ( $C_6H_{12}O_6$ )?

- а) На 1,73 °С;                      б) на 0,15 °С;                      в) на 0,26 °С.





## 9. ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

### 9.1. Теорія електролітичної дисоціації

Суть *теорії електролітичної дисоціації* зводиться до таких висновків:

1. При розчиненні у воді електроліти розпадаються (дисоціюють) на позитивно й негативно заряджені іони.

2. Під дією електричного струму позитивно заряджені іони рухаються до катода, а негативно заряджені – до анода.

3. Не всі електроліти однаковою мірою розпадаються на іони. Повнота розпаду залежить від природи електроліту, його концентрації й температури.

Позитивно заряджені іони називають *катіонами*, наприклад  $\text{H}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ , негативно заряджені – *аніонами*, наприклад  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{OH}^-$ . Як і молекули розчинника, іони в розчині перебувають у стані неупорядкованого теплового руху. Процес електролітичної дисоціації показують у вигляді хімічного рівняння, наприклад,



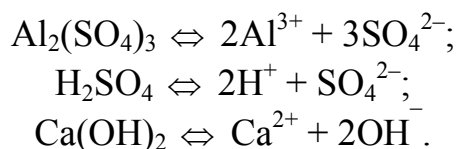
Розпад електролітів на іони пояснює відхилення від законів Вант-Гоффа і Рауля. Так, у розведеному розчині барій хлориду, який дисоціює за таким рівнянням:



осмотичний тиск буде втричі більшим від рахованого згідно із законом Вант-Гоффа, оскільки кількість частинок у розчині виявляється втричі більшою, ніж тоді, коли б  $\text{BaCl}_2$  перебував там у вигляді молекули.

*Теорія електролітичної дисоціації* пояснює багато явищ, але не враховує всієї складності процесів, які мають місце в розчинах. Наприклад, іони в ній розглянуто як вільні незалежні від молекул розчинника частинки.

Процес електролітичної дисоціації солей, кислот й основ є оборотним і відображається у вигляді запису хімічних реакцій, наприклад,



Досвід показує, що розпад молекул солей, кислот й основ на іони відбувається тільки в розчинниках, молекули яких полярні, а властивості

електролітів мають речовини із сильно полярними ковалентними та іонними зв'язками.

Коли кристал солі, наприклад, калій хлориду, потрапляє у воду, то розташовані на його поверхні іони притягають до себе молекули води. До іонів калію молекули води притягаються своїми негативними полюсами, а до іонів хлору – позитивними. Теплового коливання диполів води та іонів у ґратці електроліту виявляється достатньо для відриву іонів від *кристалічної ґратки* й переходу їх у розчин у вигляді гідрат-іонів (загалом – сольват-іонів) Схеми описаних процесів зображено на рис. 16, 17.

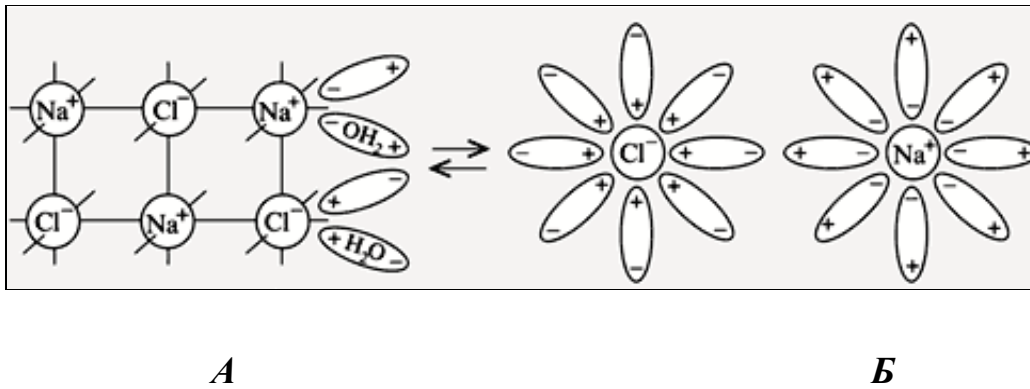


Рис. 16. Схема електролітичної дисоціації кристалічної молекули натрію хлориду у водному розчині:

*A* – молекула до розчинення; *B* – утворені гідрати іонів хлору й натрію

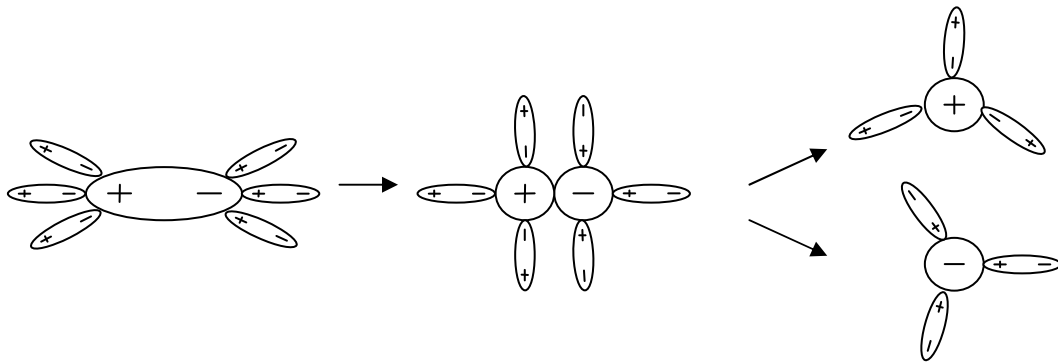


Рис. 17. Схема електролітичної дисоціації полярної молекули у водному розчині

Молекули води, що притягаються до кінців полярної молекули, викликають розходження її полюсів, тобто поляризацію молекули. Така поляризація разом з коливальним тепловим рухом атомів у розглянутій молекулі, а також з безперервним тепловим рухом молекул води, що її оточують, приводить зрештою до розпаду полярної молекули на іони. Як і під

час розчинення іонного кристала, ці іони гідратуються. При цьому іон  $H^+$  виявляється міцно зв'язаним у іон гідроксонію  $H_3O^+$ . Існують також інші форми гідроксонію:  $H_5O_2^+$ ,  $H_7O_3^+$ ,  $H_9O_4^+$ . Дисоціація речовин як іонної, так і молекулярної будови, зумовлена полярністю молекул розчинника.

## 9.2. Ступінь електролітичної дисоціації

У розчинах деяких електролітів дисоціюють не всі молекули. Для кількісної характеристики повноти процесу ввели поняття ступеня дисоціації.

**Ступенем дисоціації** називають відношення числа молей речовини, яка розпалася на іони ( $x$ ), до загальної кількості молів розчиненої речовини ( $n$ ), тобто

$$\alpha = \frac{x}{n}, \quad \text{звідки} \quad x = n\alpha.$$

Значення ступеня дисоціації  $\alpha$  можуть перебувати в таких межах:

$$0 \leq \alpha \leq 1, \text{ або } 0 \leq \alpha \leq 100 \%.$$

Завдяки ступеню дисоціації можна визначити ізотонічний коефіцієнт. Для цього вводимо такі позначення:  $N$  – число молів електроліту в розчині;  $\alpha$  – ступінь дисоціації електроліту;  $\alpha N$  – кількість молів електроліту, які продисоціювали;  $(N - \alpha N)$  – число молів електроліту, що не продисоціювали;  $k$  – кількість іонів, утворених при дисоціації одного моля електроліту;  $k\alpha N$  – загальне число іонів, що утворилися при дисоціації  $\alpha N$  молекул електроліту.

Ізотонічний коефіцієнт показує збільшення кількості частинок у розчині через процес електролітичної дисоціації. З цього визначення маємо таку залежність:

$$i = \frac{\text{загальне число частинок у розчині}}{\text{вихідне число молекул електроліту в розчині}}.$$

Підставляємо введені позначення в це співвідношення, а саме:

$$i = \frac{(N - \alpha N) + kN\alpha}{N},$$

звідси ступінь дисоціації електроліту

$$\alpha = \frac{i - 1}{k - 1}.$$

Залежно від ступеня дисоціації в розчинах усі електроліти поділяються на дві групи: сильні та слабкі.

**Сильні електроліти**, розчиняючись у воді, починають розпадатися на іони, ступінь дисоціації їх дорівнює або близький до одиниці й фактично не залежить від концентрації розчину. До них відносять майже всі солі, багато мінеральних кислот, зокрема  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$  та ін.; основи лужних і лужноземельних металів.

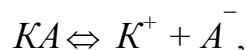
**Слабкі електроліти** під час розчинення у воді тільки частково дисоціюють на іони. До них належать майже всі органічні та деякі мінеральні ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HClO}$  та ін.) кислоти, багато основ металів (основи  $p$ -,  $d$ - і  $f$ -елементів), а також  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ .

Між цими двома типами електролітів чіткого розмежування не існує, оскільки одна й та сама речовина в одному розчиннику виявляє властивості сильного, а в другому – слабого електроліту. Наприклад,  $\text{NaI}$  у воді проявляє себе як сильний електроліт, а в ацетоні – як слабкий.

### 9.3. Константа дисоціації електролітів

Встановлення сили електроліту на основі значення ступеня його дисоціації  $\alpha$  викликає незручності, оскільки для цього необхідно мати розчини тільки однакових концентрацій. Значно зручніше користуватись поняттям здатності електроліту до дисоціації, що не залежить від концентрації розчину.

У розчинах слабких електролітів ( $\alpha \ll 1$ ) встановлюється рівновага, до якої можна застосувати закони хімічної рівноваги. Слабкий електроліт дисоціює оборотно, загальний вигляд цієї рівноваги можна показати у вигляді такого рівняння:



де  $K^+$  – катіон;  $A^-$  – аніон.

Відповідно до закону дії мас швидкість дисоціації за постійної температури визначиться таким рівнянням

$$v_1 = k_1[KA],$$

а швидкість зворотного процесу (асоціації) таким:

$$v_2 = k_2[K^+][A^-].$$

У стані рівноваги

$$v_1 = v_2, \text{ або } k_1[KA] = k_2[K^+][A^-],$$

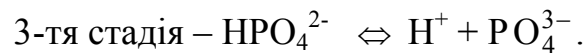
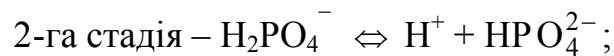
звідси

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[K^+] \cdot [A^-]}{[KA]} = K_d.$$

**Константа дисоціації** слабкого електроліту  $K_d$  показує відношення добутку рівноважних концентрацій іонів у розчині слабкого електроліту до рівноважної концентрації недисоційованих молекул, а її значення незмінне за певної температури й не залежить від концентрації. Ця константа характеризує здатність тієї чи іншої кислоти або основи розпадатися на іони, причому чим більше значення  $K_d$ , тим легше електроліт дисоціює, тобто маємо чіткий критерій для поділу електролітів на більш сильні й більш слабкі.

Слабкі багатоосновні кислоти й багатокислотні основи при розчиненні у воді дисоціюють на іони **ступінчасто**, поволі, послідовно віддаючи в розчин 1–2 або більше іонів  $H^+$  або  $OH^-$ . У розчинах цих речовин встановлюються складні рівноваги, у яких беруть участь по-різному заряджені іони.

Наприклад, трьохосновна ортофосфорна кислота дисоціює в такій послідовності:

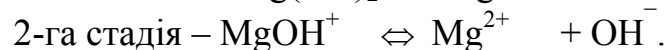
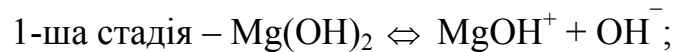


Для кожного ступеня рівноважного стану існує певне значення константи дисоціації, яке зменшується, починаючи з першого і закінчуючи останнім ступенем, а саме:

$$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7,1 \cdot 10^{-3}; \quad K_2 = \frac{[H^+] \cdot [HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^{2-}]} = 6,2 \cdot 10^{-8};$$

$$K_3 = \frac{[H^+] \cdot [PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 4,4 \cdot 10^{-13}.$$

Дисоціація двокислотної основи магній гідроксиду відбувається таким чином:



Константи дисоціації

$$K_1 = \frac{[\text{MgOH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{Mg}(\text{OH})_2]}; \quad K_2 = \frac{[\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{MgOH}^+]}$$

#### 9.4. Закон розбавлення слабких електролітів

Розглянемо дисоціацію розчину слабкої кислоти НА. Для цього вводимо такі позначення:

$C$  – вихідна концентрація слабкої кислоти;

$\alpha$  – ступінь дисоціації цієї кислоти;

$\alpha C$  – кількість молів кислоти, які продисоціювали;

$(C - \alpha C)$  – кількість молів кислоти, що не продисоціювали.

Отже,	$\text{HA}$	$\Leftrightarrow$	$\text{H}^+$	$+$	$\text{A}^-$
Вихідний стан	$C$		$0$		$0$
Дисоціація	$\alpha C$		$\alpha C$		$\alpha C$
Рівновага	$(C - \alpha C)$		$\alpha C$		$\alpha C$

Рівняння для визначення  $K_d$  відповідний процесу дисоціації слабкої кислоти має такий вигляд:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+]_p \cdot [\text{A}^-]_p}{[\text{HA}]_p},$$

звідси після введення позначень

$$K = \frac{\alpha C \cdot \alpha C}{C - \alpha C} \Rightarrow K = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha}.$$

Це рівняння є математичним виразом **закону розбавлення Оствальда**. Якщо  $\alpha \ll 1$ , то рівняння спрощується, оскільки значенням ступеня дисоціації  $\alpha$  в знаменнику можна знехтувати, тоді

$$K = C\alpha^2.$$

Звідси ступінь дисоціації

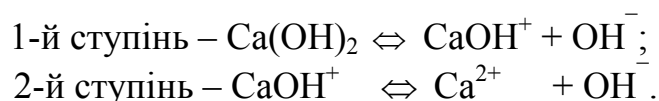
$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}.$$

Таким чином, закон *розбавлення* Оствальда формулюється так: *із збільшенням розведення слабкого електроліту (зменшенням концентрації) його ступінь дисоціації зростає.*

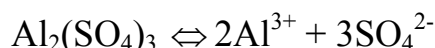
### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Написати реакції електролітичної дисоціації таких речовин:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ .

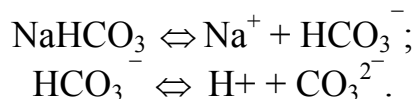
*Розв'язування.* Дисоціація двокислотної основи кальцій гідроксиду відбувається таким чином:



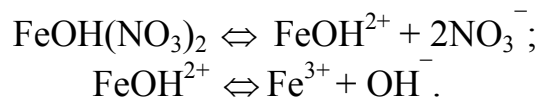
Середні солі, розчинні у воді, являють собою сильні електроліти, тому їх дисоціація відбувається відразу до кінця, а саме:



Кислі солі дисоціують ступінчасто, причому протягом другого ступеня дисоціація майже не спостерігається, тобто

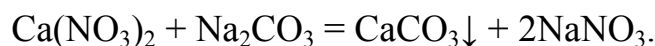


Основні солі також дисоціують ступінчасто, а саме:



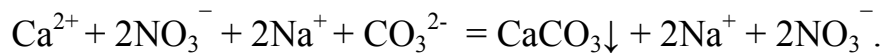
**Задача 2.** Написати реакції взаємодії в молекулярному й іонному вигляді між  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  і  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

*Розв'язування.* Запишемо рівняння реакції в молекулярному вигляді, а саме:

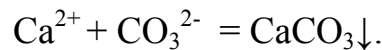




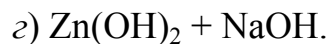
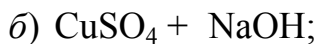
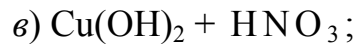
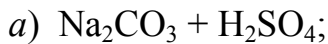
Для написання реакції в іонному вигляді необхідно, щоб розчинні речовини були іонами, а важкорозчинні – молекулами. З цією метою скористаємось таблицею розчинності речовин, тоді



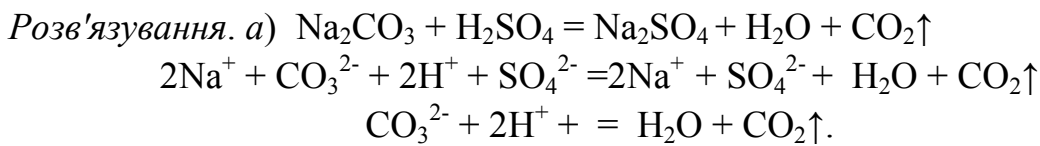
Виключаємо однакові іони з лівої та правої частин рівняння й отримуємо його в іонному вигляді, тобто



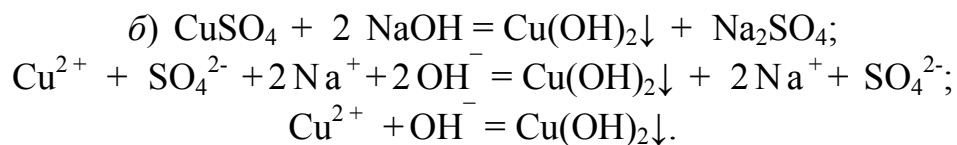
**Задача 3.** Написати рівняння таких реакцій у молекулярному та іонному вигляді:



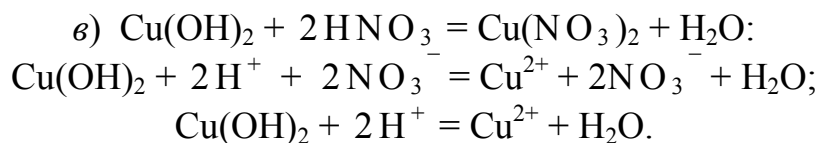
Які з цих реакцій відбуваються до кінця?



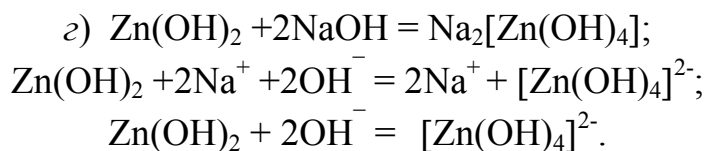
Ця реакція проходить до кінця, оскільки її наслідком є утворення газоподібної речовини  $\text{CO}_2$ .



Реакція відбувається до кінця, тому що іони  $\text{Cu}^{2+}$  і  $\text{OH}^-$  утворюють важкорозчинну сполуку  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .



Реакція проходить до кінця за рахунок розчинення осаду в кислоті й утворення слабкого електроліту – води.



**Задача 4.** Константа дисоціації HCN дорівнює  $7,9 \cdot 10^{-10}$ . Визначити ступінь дисоціації кислоти в 0,001 М розчині.

*Розв'язування.* Оскільки константа дисоціації дуже мала, то для розрахунку використаємо таку формулу:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{Д}}(\text{HCN})}{C_{\text{М}}}} = \sqrt{\frac{7,9 \cdot 10^{-10}}{0,001}} = 8,9 \cdot 10^{-4}.$$

**Задача 5.** Розчин, який містить 1,06 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  і 400 г води, замерзає при температурі  $-0,13^\circ\text{C}$ . Визначити уявний ступінь дисоціації солі, якщо криоскопічна константа води  $K_3(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$  град/моль.

*Розв'язування.*  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – сіль, отже належить до сильних електролітів. З огляду на це використовуємо другий закон Рауля в такій формі:

$$\Delta t_3 = iK_3Cg = iK_3 \frac{m_{\text{р.р-ни}} \cdot 1000}{M_{\text{р.р-ни}} \cdot m_{\text{р-ка}}};$$

$$i = \frac{\Delta t_3 \cdot M_{\text{р.р-ни}} \cdot m_{\text{р-ка}}}{K_3 \cdot m_{\text{р.р-ни}} \cdot 1000}.$$

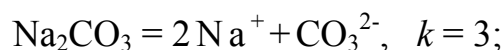
Скориставшись такими значеннями величин:

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}; \quad \Delta t_3 = 0^\circ - t_3 = 0 - (-0,13) = 0,13^\circ\text{C},$$

обчислюємо ізотонічний коефіцієнт, а саме:

$$i = \frac{0,13 \cdot 106 \cdot 400}{1,86 \cdot 1,06 \cdot 1000} = 2,8.$$

Як відомо, наслідком дисоціації карбонату натрію буде утворення трьох іонів з однієї молекули, тобто



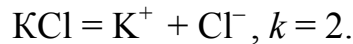
$$\alpha = \frac{i-1}{k-1} = \frac{2,8-1}{3-1} = 0,9.$$

Уявний ступінь дисоціації  $\alpha$  дорівнює 0,9, тобто 90 %.

**Задача 6.** Уявний ступінь дисоціації KCl в 0,1 N розчині дорівнює 0,8.

Яким буде осмотичний тиск цього розчину при 17 °C?

*Розв'язування.* Хлорид калію, будучи сіллю, являє собою сильний електроліт, а внаслідок дисоціації його однієї молекули утворюється два іони, тобто



Обчислюємо ізотонічний коефіцієнт у такій послідовності:

$$\alpha = \frac{i-1}{k-1}; \quad i = 1 + \alpha(k-1);$$

$$i = 1 + 0,8(2-1) = 1 + 0,8 = 1,8.$$

Отже, осмотичний тиск можемо визначити, скориставшись законом Вант-Гоффа, а саме:

$$P_{\text{осм}} = iC_{\text{м}}RT.$$

Для солі KCl молярна маса еквівалента дорівнює масі 1 моля, тобто

$$C_{\text{м}} = C_{\text{N}} = 0,1 \text{ моль/л},$$

тому маємо такий результат обчислень:

$$P_{\text{осм}} = 1,8 \cdot 0,1 \cdot 8,31 \cdot (273 + 17) = 434 \text{ кПа}.$$

### Тести для самоперевірки з відповідями

1. Який ступінь дисоціації гіпохлоритної кислоти HClO буде в розчині, нормальність якого становить 0,2 N? Константа дисоціації HClO дорівнює  $5 \cdot 10^{-8}$ .

а)  $9 \cdot 10^{-4}$ ;

б)  $3,5 \cdot 10^{-4}$ ;

в)  $5 \cdot 10^{-4}$ .

**Відповідь:**  $5 \cdot 10^{-4}$ .

2. Уявний ступінь дісоціації нітрату калію в розчині, що містить 4,55 г цієї солі та 50 г води, дорівнює 70 %. Яка температура кипіння цього розчину? Константа кипіння води дорівнює 0,52 град/моль.

- а) 102,8 °С;                      б) 100,8 °С;                      в) 101,8 °С.

**Відповідь:** 100,8 °С

3. Які з наведених електролітів у водних розчинах відносять до слабких?

- а) HCN;                              б) NH<sub>4</sub>Cl;                              в) KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>.

**Відповідь:** HCN.

4. Розчин, що містить 2,1 г КОН і 250 г води, замерзає при температурі – 0,519 °С. Яке значення ізотонічного коефіцієнта для цього розчину?

- а) 5,87;                              б) 2,83;                              в) 1,86.

**Відповідь:** 1,86.

5. Константа дісоціації нітритної кислоти дорівнює  $5 \cdot 10^{-8}$ . Якою буде концентрація HNO<sub>2</sub>, коли ступінь її дісоціації становить 0,5 % і яка концентрація іонів H<sup>+</sup> у цьому розчині?

- а) 0,001 моль/л;  $5 \cdot 10^{-6}$  моль/л;      б) 0,002 моль/л;  $1 \cdot 10^{-5}$  моль/л;  
в) 0,002 моль/л;  $2 \cdot 10^{-4}$  моль/л.

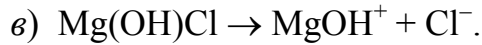
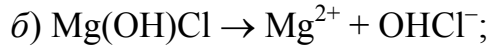
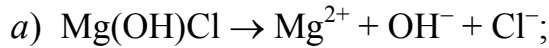
**Відповідь:** 0,002 моль/л;  $1 \cdot 10^{-5}$  моль/л.

6. За якою схемою відбувається дісоціація кислої солі NaHSO<sub>3</sub> у водному розчині?

- а)  $\text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{Na}^+ + \text{SO}_3^-$ ;  
б)  $\text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_3^-$ ;  
в)  $\text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{NaH}^+ + \text{SO}_3^{2-}$ .

**Відповідь:**  $\text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_3^-$ .

7. За якою схемою відбувається дисоціація основної солі  $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$  у водному розчині?



**Відповідь:**  $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl} \rightarrow \text{MgOH}^+ + \text{Cl}^-$ .

8. В 1 літрі 0,01 М розчину оцтової кислоти міститься  $6,26 \cdot 10^{21}$  її молекул та іонів. Який ступінь дисоціації оцтової кислоти?

a) 0,02;

б) 0,04;

в) 0,03.

**Відповідь:** 0,04.

9. В однаковій кількості води розчинено в одному випадку 0,5 моль цукру, а в іншому – 0,2 моль  $\text{CaCl}_2$ . Температура замерзання цих розчинів теж однакова. Який уявний ступінь дисоціації  $\text{CaCl}_2$  у розчині?

a) 0,75;

б) 5,65;

в) 6,01.

**Відповідь:** 0,75.

10. Розчин, утворений додаванням до 100 г води 2,05 г натрій гідроксиду, має температуру кипіння на 0,496 °С вищу, ніж чиста вода. Який ступінь дисоціації розчиненої речовини?

a) 34 %;

б) 90 %;

в) 87 %.

**Відповідь:** 87 %.

### Приклади тестових завдань до теми 9

1. У рівних кількостях води розчинено в одному випадку 0,5 моль цукру, в іншому – 0,2 моль кальцій хлориду. Температура кристалізації обох розчинів однакова. Який уявний ступінь дисоціації кальцій хлориду в розчині?

- а) 0,98;                      б) 0,75;                      в) 0,3.

2. Ступінь дисоціації карбонатної кислоти на її першій стадії в 0,1 N розчині дорівнює  $2,11 \cdot 10^{-3}$ . Яке значення константи дисоціації кислоти ( $K_1$ )?

- а)  $4,5 \cdot 10^{-7}$ ;                      б)  $2,2 \cdot 10^{-8}$ ;                      в)  $1,7 \cdot 10^{-7}$ .

3. Яке значення осмотичного тиску в 0,5 %-му розчині магній хлориду за температури 18 °С? Густина розчину дорівнює 1 г/мл; ступінь дисоціації магній хлориду в розчині становить 75 %.

- а) 250,61 кПа;                      б) 317,99 кПа;                      в) 110,57 кПа.

4. При 0 °С осмотичний тиск в 0,1 N. розчину калій карбонату дорівнює 2,69 атм. Який уявний ступінь дисоціації калій карбонату в розчині?

- а) 0,3;                      б) 0,7;                      в) 0,9.

5. Яке значення осмотичного тиску в 0,01 N розчину калій сульфату за температури 18 °С, коли ступінь дисоціації дорівнює 87 %.

- а) 33,13 кПа;                      б) 43,65 кПа;                      в) 25,44 кПа.

6. На якій стадії дисоціація у водних розчинах багатоосновних кислот та багатокислотних основ відбувається повніше?

- а) На другій;                      б) на першій;                      в) на останній.

7. Температура кипіння розчину, який містить 9,09 г калій нітрату в 100 г води, дорівнює 100,8 °С. Який ступінь дисоціації калій нітрату в розчині?

- а) 70 %;                      б) 75 %;                      в) 80 %.

8. Уявний ступінь дисоціації калій хлориду в 0,1 N розчині дорівнює 0,8. Чому дорівнює осмотичний тиск цього розчину за температури 17 °С?

- а) 199 кПа;                      б) 434 кПа;                      в) 172 кПа.

9. Розчин, що містить 1,7 г цинк хлориду в 250 г води, має температуру замерзання – 0,23 °С. Який уявний ступінь дисоціації цинк хлориду в розчині?

а) 0,75;

б) 0,6;

в) 0,8.

10. В 1 літрі 0,01 М розчину оцтової кислоти міститься  $6,26 \cdot 10^{21}$  її молекул та іонів. Який уявний ступінь дисоціації оцтової кислоти?

а) 0,02;

б) 0,04;

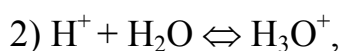
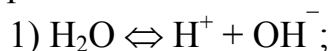
в) 0,03.

## 10. КИСЛОТНО-ОСНОВНА РІВНОВАГА У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

У неорганічній хімії часто доводиться стикатися з обміном іонів солі й води, унаслідок чого рівновага електролітичної дисоціації води порушується. Тому важливо розглянути питання електролітичної дисоціації води, поняття водневого та гідроксильного показників, процеси гідролізу за участю різних типів солей та кількісні характеристики обміну між іонами солі й води.

### 10.1. Електролітична дисоціація води

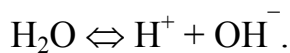
Вода – дуже слабкий електроліт і, подібно основам, солям та кислотам, частково дисоціює на іони, цей процес можна записати у дві стадії:



Тобто, утворений на першій стадії іон  $\text{H}^+$  одразу ж гідратується і, приєднуючи до себе молекулу  $\text{H}_2\text{O}$ , утворює іон гідроксонію  $\text{H}_3\text{O}^+$  на другій стадії.

Ці реакції називають реакціями автоіонізації, або автопротолізу. В них одна молекула води відіграє роль кислоти (відщеплює протон), а друга – основи (приєднує протон). Утворення під час дисоціації катіонів  $\text{H}_3\text{O}^+$  та аніонів  $\text{OH}^-$  доводить її амфотерну природу.

Для спрощення й зручності запису в рівнянні дисоціації води не враховують другу стадію утворення іонів  $\text{H}_3\text{O}^+$ , і процес дисоціації записуємо таким чином :



Згідно із законом дії мас константа дисоціації води  $K$  має такий вигляд:

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

У хімічно чистій воді при температурі 298 К концентрація іонів Гідрогену дорівнює  $10^{-7}$  моль/л. Інакше кажучи, кількість продисоційованої води в 10 млн



л її об'єму дорівнює 1 моль або 18 г, тобто з 550 млн молекул води дисоціює тільки одна.

## 10.2. Іонний добуток води

Добуток значень концентрації іонів Гідрогену та гідроксид-іонів являє собою сталу величину за постійної температури і має назву **іонного добутку води** ( $K_w$ ), тобто

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-].$$

Так, коли температура дорівнює 295 К, то  $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ .

Це рівняння справедливе як для чистої води, так і для розведених водних розчинів незалежно від їх складу.

Електролітична дисоціація води – процес ендотермічний, а тому внаслідок підвищення температури величина  $K_w$  швидко зростає.

Оскільки в процесі дисоціації утворюється однакове число іонів  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$ , то концентрація кожного з цих іонів, коли  $T = 295$  К, матиме таке значення:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Ступінь дисоціації води, якщо  $T = 295$  К,

$$\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{55,56} = \frac{10^{-7}}{55,56} = 1,8 \cdot 10^{-9}.$$

Величина іонного добутку залишається сталою в умовах незмінної температури не тільки у воді, але й у будь-якому розбавленому водному розчині кислот, лугів та солей.

Концентрацію іонів Гідрогену у водному розчині електроліту можна визначити через концентрацію гідроксид-іонів і навпаки, а саме:

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

Розчин називається **нейтральним**, якщо

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} = 10^{-7} \text{ моль/л,}$$

**кислим**, коли

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ моль/л,}$$

**лужним** за такої умови:

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Для зручності розрахунків було введено особливу одиницю виміру концентрації  $\text{H}^+$ , яка називається **водневим показником** і позначається символом рН.

Водневий показник – це від’ємний десятковий логарифм величин концентрації іонів Гідрогену, тобто

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

У чистій воді за температури  $25\text{ }^\circ\text{C}$   $\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$ . У кислих розчинах  $\text{pH} < 7$ , а в лужних –  $\text{pH} > 7$ . Концентрацію іонів  $\text{OH}^-$  можна охарактеризувати через **гідроксильний показник** рОН, а саме

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-].$$

Якщо прологарифмувати іонний добуток води ( $[\text{H}^+]\cdot[\text{OH}^-] = 10^{-14}$ ) і змінити знаки на протилежні, то

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

Характеристика середовищ, виражена через рН і рОН, має такий вигляд:

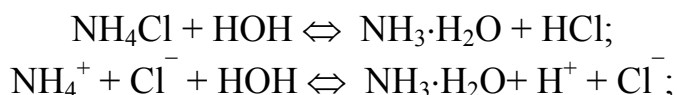
$$\begin{array}{ll} \text{pH} = 7, & \text{pOH} = 7 \text{ – нейтральне;} \\ \text{pH} < 7, & \text{pOH} > 7 \text{ – кисле;} \\ \text{pH} > 7, & \text{pOH} < 7 \text{ – лужне.} \end{array}$$

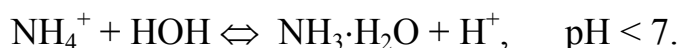
### 10.3. Гідроліз солей

**Гідролізом солі** називається хімічна взаємодія іонів розчинної солі з іонами  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  води, яка супроводжується зміною рН розчину. **Гідроліз** – це окремий випадок загального явища, називаного **сольволізом**.

Гідроліз стає більш активним внаслідок розбавлення розчину й підвищення його температури. Залежно від того, якою кислотою та основою утворена сіль, можливі різні випадки її гідролізу:

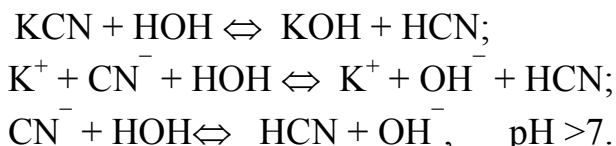
а) Сіль, утворена сильною кислотою та однокислотною слабкою основою, гідролізується в одну стадію, наприклад,





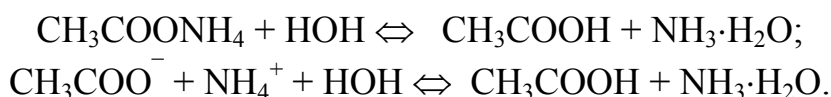
Як бачимо, розчин має кисле середовище за рахунок іонів Гідрогену, що утворилися внаслідок гідролізу.

б) Сіль, утворена сильною основою та одноосновною слабкою кислотою, гідролізується також в одну стадію, а саме:



У цьому випадку розчин має кисле середовище за рахунок утворених іонів  $\text{OH}^-$ .

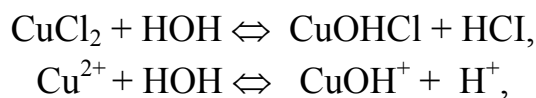
в) Сіль, утворена слабкою основою і слабкою кислотою, гідролізується двобічно, тобто з водою реагують і катіони, і аніони солі, наприклад:



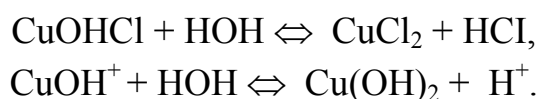
При цьому утворюються малодисоційовані слабкі кислоти й основи. Залежно від співвідношення значень констант дисоціації утворені при гідролізі кислоти та основи, розчини солей цього типу можуть мати слабкокислу, слабколужну або близьку до нейтральної реакції.

г) Сіль, утворена багатоосновною кислотою або багатокислотною основою, гідролізується постадійно (ступінчасто). Гідроліз кожного наступної стадії значно менший від попередньої.

Наприклад,  $\text{CuCl}_2$  гідролізується сильніше на першій стадії, тобто



на відміну від гідролізу на другій стадії:



Кількісно гідроліз солі може бути визначений *ступенем гідролізу*, який дорівнює відношенню концентрації гідролізованої солі до її загальної

концентрації, а також за допомогою **константи гідролізу**  $K_{\Gamma}$ , тобто константи рівноваги реакції гідролізу.

Наприклад, якщо  $\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \Leftrightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$ , то

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

Константа гідролізу солі, утвореної слабкою кислотою (або основою) і сильною основою (або кислотою), дорівнює частці від ділення іонного добутку води  $K_{\text{в}}$  на константу дисоціації кислоти  $K_{\text{д кискл}}$  (або основи  $K_{\text{д осн}}$ ), а саме:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{д кискл (осн)}}$$

Отже, чим більша значення константи  $K_{\Gamma}$ , тим меншими будуть величини  $K_{\text{д кискл}}$  або  $K_{\text{д осн}}$ , тобто слабшим утворений унаслідок гідролізу слабкий електроліт.

### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Визначте показник рН розчину  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , якщо концентрація кислоти дорівнює 0,15 моль/л, а ступінь дисоціації  $\alpha = 1,2\%$ .

*Розв'язування.* Концентрація іонів  $\text{H}^+$  у розчинах слабких одноосновних кислот дорівнює її молярній концентрації, помноженій на ступінь дисоціації кислоти в цьому розчині, тобто

$$[\text{H}^+] = C_{\text{м}} \alpha,$$

отже,  $[\text{H}^+] = 0,15 \cdot 0,012 = 0,0018$  моль/л;

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 1,8 \cdot 10^{-3} = 3 - \lg 1,8 = 3 - 0,255 = 2,745 = 2,75.$$

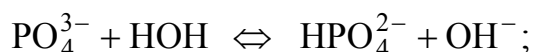
**Задача 2.** Складіть рівняння гідролізу солей  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KCl}$ . Як змінюється значення показника рН під час розчинення у воді цих речовин?

*Розв'язування.*

1. Гідроліз  $\text{K}_3\text{PO}_4$  відбувається поетапно (за три стадії), причому в основному на першій стадії.

Перша стадія:

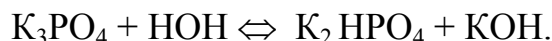
а) рівняння гідролізу в скороченому іонному вигляді:



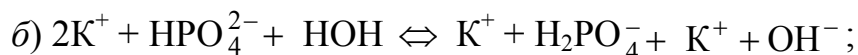
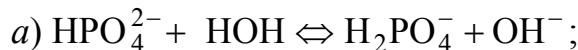
б) рівняння гідролізу в повному іонному вигляді:



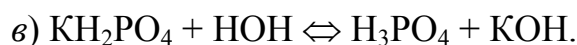
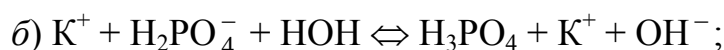
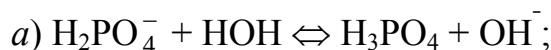
в) рівняння гідролізу у молекулярному вигляді:



Друга стадія:

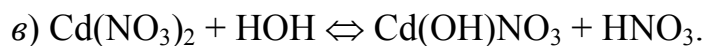
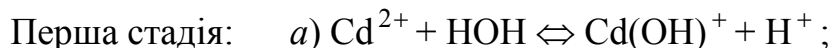


Третя стадія:

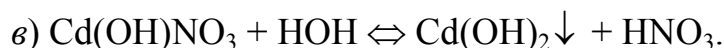
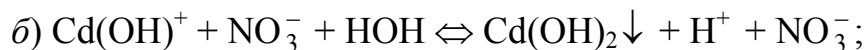
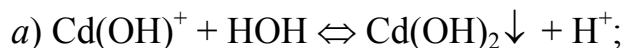


Унаслідок гідролізу солі  $\text{K}_3\text{PO}_4$  на першій і на другій стадії утворюються кислі солі, при цьому показник  $\text{pH} > 7$ .

2. Гідроліз  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$  відбувається ступінчасто в основному на першій стадії з утворенням основної солі.



Друга стадія:

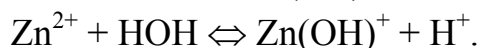
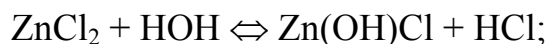


Унаслідок гідролізу концентрація іонів Гідрогену  $\text{H}^+$  перевищує концентрацію гідроксид-іонів  $\text{OH}^-$ , отже,  $\text{pH} < 7$ .

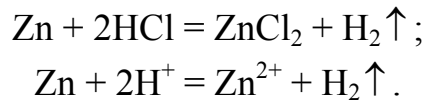
3. Сіль  $\text{KCl}$  утворена сильною кислотою і сильною основою, а тому гідролізу не підлягає, отже,  $\text{pH} = 7$ .

**Задача 3.** У нагрітий розчин  $\text{ZnCl}_2$  помістили попередньо зачищений шматок цинку. Який газ виділяється при цьому? Напишіть рівняння реакцій.

*Розв'язування.* Нагрівання зумовлює зміщення рівноваги в розчині в бік продуктів гідролізу, тобто



Утворювані іони Гідрогену взаємодіють із металевим цинком з виділенням водню, а саме:



**Задача 4.** Маса іонів  $\text{OH}^-$  в 1 л розчину становить 0,053 г. Визначити показник рН розчину.

*Розв'язування.* Молярна маса іонів  $\text{OH}^-$  дорівнює 17 г/моль. Визначаємо спочатку молярну концентрацію іонів  $\text{OH}^-$ , а потім гідроксильний показник таким чином:

$$[\text{OH}^-] = \frac{m(\text{OH}^-)}{M(\text{OH}^-)} = \frac{0,053}{17} = 0,0031 \text{ моль/л.}$$

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 0,0031 = -\lg 3,1 \cdot 10^{-3} = -(\lg 3,1 + \lg 10^{-3}) = \\ &= -(0,49 - 3) = 2,51. \end{aligned}$$

$$\text{Оскільки } \text{pH} + \text{pOH} = 14, \text{ то } \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,51 = 11,49.$$

**Задача 5.** Визначити показник рН розчину  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , молярна концентрація якого дорівнює 0,0256 моль/л, ступінь дисоціації електроліту в ньому становить 79 %.

*Розв'язування.* Концентрацію іонів  $\text{OH}^-$  визначаємо за такою формулою:

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{м}} \cdot \alpha \cdot k,$$

тут  $k = 2$ , оскільки 1 моль  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  унаслідок дисоціації утворює 2 моль іонів  $\text{OH}^-$ .

Виконуємо розрахунки,

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= 0,0256 \cdot 0,79 \cdot 2 = 0,0404 \text{ моль/л.} \\ \text{pOH} &= -\lg 0,0404 = -\lg 4,04 \cdot 10^{-2} = 2 - 0,606 = 1,39; \\ \text{pH} &= 14 - \text{pOH} = 14 - 1,39 = 12,61. \end{aligned}$$

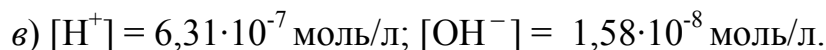
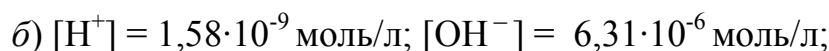
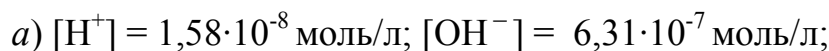
### Тести для самоперевірки з відповідями

1. Яких іонів  $\text{H}^+$  чи  $\text{OH}^-$  та в скільки разів більше має розчин за умови, що його рН = 5?

а)  $\text{OH}^-$ ; у  $1 \cdot 10^9$  разів;      б)  $\text{H}^+$ ; у  $1 \cdot 10^9$  разів;      в)  $\text{H}^+$ ; у  $5 \cdot 10^4$  разів.

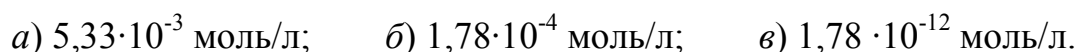
**Відповідь:**  $\text{H}^+$ ; у  $5 \cdot 10^4$  разів.

2. Яка концентрація іонів  $[H^+]$  та  $[OH^-]$  у розчині, показник рОН якого дорівнює 6,2?



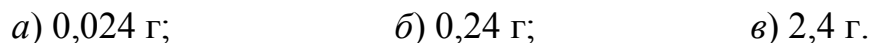
**Відповідь:**  $[H^+] = 1,58 \cdot 10^{-8}$  моль/л;  $[OH^-] = 6,31 \cdot 10^{-7}$  моль/л.

3. Яка концентрація іонів  $H^+$  у розчині натрій гідроксиду, якщо його рОН = 2,25?



**Відповідь:**  $1,78 \cdot 10^{-12}$  моль/л.

4. Яка маса кальцій гідроксиду міститься в 3 л розчину, якщо його ступінь дисоціації  $\alpha = 43 \%$ , показник рН = 9,98?



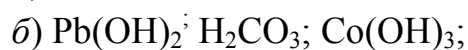
**Відповідь:** 0,024 г.

5. Які слабкі іони або молекули утворюються на першому ступені гідролізу солей  $CuSO_4$ ,  $FeCl_3$ ,  $Na_3PO_4$ ?



**Відповідь:**  $CuOH^+$ ;  $FeOH^{2+}$ ;  $HPO_4^{2-}$ .

6. Які слабкі іони або молекули утворюються на першому ступені гідролізу солей  $Pb(NO_3)_2$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $CoCl_2$ ?



**Відповідь:**  $\text{PbOH}^+$ ;  $\text{HCO}_3^-$ ;  $\text{CoOH}^+$ .

7. Які речовини утворюються внаслідок гідролізу  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  на його першій стадії? Яке значення показника рН (більше чи менше 7) має цей розчин?

- а)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; рН = 7;  
 б)  $\text{FeOHSO}_4$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; рН < 7;  
 в)  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{SO}_4$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; рН > 7.

**Відповідь:**  $\text{FeOHSO}_4$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; рН < 7.

8. Яких іонів та в скільки разів більше в розчині, коли його показник рН = 5?

- а)  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ ,  $\frac{[\text{H}^+]}{[\text{OH}^-]} = 10^4$ ;      б)  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ ,  $\frac{[\text{H}^+]}{[\text{OH}^-]} = 10^5$ ;  
 в)  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ ,  $\frac{[\text{OH}^-]}{[\text{H}^+]} = 10^5$ .

**Відповідь:**  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$   $\frac{[\text{H}^+]}{[\text{OH}^-]} = 10^4$ .

9. Яка маса КОН необхідна для приготування 250 мл розчину, коли його показник рН = 12,75?

- а) 1,06 г;      б) 2,64 г;      в) 0,79 г.

**Відповідь:** 0,79 г.

10. Які значення показників рН та рОН має 0,02 молярний розчин одноосновної кислоти, коли ступінь його дисоціації  $\alpha = 75\%$ ?

- а) рН = 1,85; рОН = 12,15;  
 б) рН = 2,3; рОН = 11,7;  
 в) рН = 10,2; рОН = 3,8.

**Відповідь:** рН = 1,85; рОН = 12,15.



### Приклади тестових завдань до теми 10

1. До 1 л чистої води додали краплю (в 1 мл 50 крапель) концентрованої нітратної кислоти ( $C_p = 63 \%$ ,  $\rho = 1,39 \text{ г/см}^3$ ). Визначити показник рН утвореного розчину, вважаючи, що кислота повністю дисоційована.

- а) 4,91;                      б) 3,56;                      в) 1,81.

2. Температура замерзання розчину барій гідроксиду з молярною концентрацією 0,01784 моль/кг дорівнює  $-0,088 \text{ }^\circ\text{C}$ . Обчислити показник рН цього розчину ( $\rho = 1 \text{ г/см}^3$ ).

- а) 1,53;                      б) 9,62;                      в) 12,47.

3. Які значення показників рН і рОН має 0,01N розчин хлоридної кислоти?

- а) рН = 3; рОН = 11;      б) рН = 2; рОН = 12;      в) рН = 12; рОН = 2.

4. Яким буде значення константи дисоціації  $K_d$  одноосновної кислоти, коли показник рН її 0,08 N розчину дорівнює 2,4?

- а)  $K_d = 1,98 \cdot 10^{-4}$ ;      б)  $K_d = 3,5 \cdot 10^{-3}$ ;      в)  $K_d = 1,82 \cdot 10^{-5}$ .

5. Температура замерзання 0,106 М ( $\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$ ) розчину сульфїтної кислоти ( $K_d = 1,7 \cdot 10^{-2}$ ) дорівнює  $-0,276 \text{ }^\circ\text{C}$ . Яке значення має показник рН цього розчину?

- а) рН = 1,37;                      б) рН = 4,42;                      в) рН = 3,21.

6. Яка концентрація  $[\text{H}^+]$  та  $[\text{OH}^-]$  у розчині, показник рН якого дорівнює 6,2?

- а)  $[\text{H}^+] = 10^{-6} \text{ моль/л}$ ;  $[\text{OH}^-] = 10^{-8} \text{ моль/л}$ ;  
б)  $[\text{H}^+] = 2 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}$ ;  $[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$ ;  
в)  $[\text{H}^+] = 6,31 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$ ;  $[\text{OH}^-] = 1,6 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}$ .

7. Яка маса хлоридної кислоти, необхідна для приготування 1 л розчину, коли його показник  $\text{pH} = 2$ . Ступінь дисоціації вважати за 100 %.

- а) 425 г;                      б) 0,365 г;                      в) 1,08 г.

8. Який показник  $\text{pH}$  розчину, утвореного додаванням 11,2 л аміаку (н.у.) до 500 мл води. Густина розчину становить  $0,99 \text{ г/см}^3$ , а константа дисоціації  $K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

- а)  $\text{pH} = 7,35$ ;                      б)  $\text{pH} = 11,62$ ;                      в)  $\text{pH} = 8,45$ .

9. Які значення мають показники  $\text{pH}$  і  $\text{pOH}$   $0,0005 \text{ M}$  розчину калій гідроксиду (ступінь дисоціації  $\alpha = 100 \%$ ).

- а)  $\text{pH} = 10,7$ ;  $\text{pOH} = 3,3$ ;    б)  $\text{pH} = 11$ ;  $\text{pOH} = 3$ ;    в)  $\text{pH} = 3,5$ ;  $\text{pOH} = 10,5$ .

10. Яке значення показника  $\text{pH}$  розчину, одержаного додаванням 9,5 мл 96 %-ної сульфатної кислоти ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ) до 8,5 л води. Дисоціацію кислоти вважати повною.

- а)  $\text{pH} = 1,4$ ;                      б)  $\text{pH} = 4,2$ ;                      в)  $\text{pH} = 3,8$ .

## 11. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

### 11.1. Ступінь окиснення елементів

**Ступінь окиснення елемента** – це формальний заряд, який дорівнює числу електронів, зміщених від атома або до атома того чи іншого елемента в сполуці.

Додатний ступінь окиснення відповідає числу електронів, яке зміщується у напрямку від даного атома, а від'ємний – число електронів, яке зміщується до даного атома.

Відповідно до цієї залежності в сполуках з неполярним зв'язком ступінь окиснення елементів дорівнює нулю.

У простих іонних сполуках ступінь окиснення елементів відповідає електричному заряду (заряду іона), оскільки при утворенні цих сполук відбувається практично повний перехід електронів від одного атома до іншого. У сполуках з полярними ковалентними зв'язками ступінь окиснення залежить від величини електронегативності. Елементи з більшою електронегативністю мають від'ємний ступінь окиснення, а з меншою – додатний.

Необхідно запам'ятати ті випадки, коли елементи мають постійний ступінь окиснення.

Ступінь окиснення елемента в складі простої сполуки та в елементарному стані дорівнює нулю:  $O_2^0$ ,  $N_2^0$ ,  $Al^0$ ,  $S^0$ ,  $Ca^0$ ,  $Na^0$ .

У молекулах складних речовин ступінь окиснення Гідрогену (окрім гідридів металів) дорівнює +1, а Оксигену –2:  $H_2^{+1}O^{-2}$ ,  $H_2^{+1}SO_4^{-2}$ . Ступінь окиснення елементів головних підгруп I, II і III груп періодичної системи в складі сполук завжди додатний і дорівнює номеру групи, наприклад,  $Na^{+1}Cl^{-1}$ ,  $Ca^{+2}Cl_2^{-1}$ ,  $Ba^{+2}Cl_2^{-1}$ ,  $Al^{+3}Cl_3^{-1}$ .

У сполуках, що містять метали й Гідроген, ступінь окиснення галогенів F, Cl, Br, I дорівнює –1, Сульфур –2, тобто  $H^{+1}F^{-1}$ ,  $Ca^{+2}Cl_2^{-1}$ ,  $K^{+1}I^{-1}$ ,  $H_2^{+1}S^{-2}$ .

У сполуках з киснем максимальний додатний ступінь окиснення Сульфур, Фосфору, Нітрогену, Хлору дорівнює номеру групи, наприклад,  $S^{+6}O_3$ ,  $P^{+5}_2O_5$ ,  $N^{+5}_2O_5$ ,  $Cl^{+7}_2O_7$ .

Ступінь окиснення металів у сполуках, що містять сульфур, галогени та інші неметали, відповідає заряду іона металу, тобто

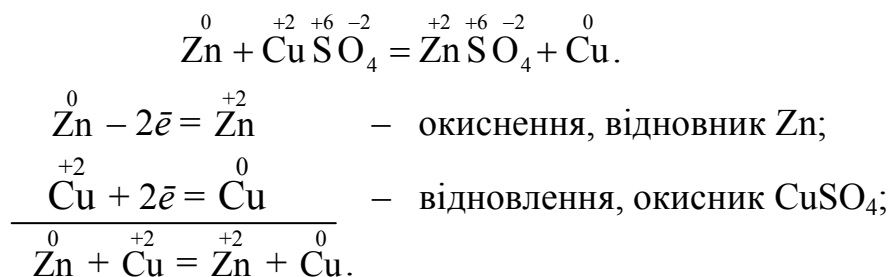


Більшість елементів може виявляти різний ступінь окиснення в сполуках. Для його визначення користуються правилом, згідно з яким *сума ступенів окиснення в електронейтральних молекулах дорівнює нулю, а в складних іонах – заряду цих іонів.*

## 11.2. Поняття про окисно-відновні реакції

Реакції, унаслідок яких змінюються ступені окиснення елементів, називаються *окисно-відновними.*

Відповідно до електронної теорії окисно-відновний процес пов'язаний з переміщенням електронів від одних частинок (атомів, молекул, іонів) до інших. Так, у реакції взаємодії цинку з купрум (II) сульфатом електрони від атомів Цинку переходять до іонів Купруму, а саме:



*Речовина, до складу якої входить елемент, котрий окиснюється (тобто той, що втрачає електрони), називається відновником, а речовина, що містить елемент, який відновлюється (тобто той, що приєднує електрони), – окисником.*

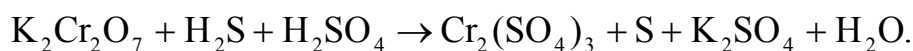
*Процес втрати відновником електронів називається окисненням, а процес приєднання до окисника електронів – відновленням.* Отже, у розглянутій реакції Цинк окиснюється, а іон Купруму – відновлюється. У цій реакції обидва процеси відбуваються одночасно. Отже CuSO<sub>4</sub> – окисник, а Zn – відновник.

Слід відзначити, що в окисно-відновних реакціях загальне число електронів, які віддає відновник, повинно дорівнювати загальному числу електронів, котрі приєднує окисник. На цій залежності базуються наявні методи визначення коефіцієнтів окисно-відновних реакцій – електронного та іонно-електронного балансів.

*Метод електронного балансу.* Для запису рівняння окисно-відновної реакції треба знати властивості взаємодійних речовин. Питання про продукти реакції може бути визначене експериментально. Наприклад, при взаємодії сірководню з калій дихроматом у кислому середовищі колір розчину

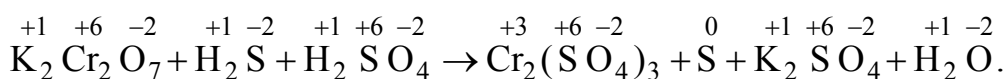
змінюється з оранжевого на зелений, характерний для сполук тривалентного Хрому, крім того, розчин стає каламутним унаслідок випадання сірки в осад.

Запис переходу вихідних речовин у продукти реакції виглядає таким чином:



Коли відомі вихідні й кінцеві продукти реакції, визначення коефіцієнтів у її рівнянні відбувається за допомогою *методу електронного балансу*, який виконують у наведеній далі послідовності.

1. Визначають ступінь окиснення елементів у речовинах лівої та правої частин рівняння:



Позначають елементи, ступінь окиснення яких у ході реакції змінився. У нашому випадку такими елементами є Хром і Сульфур.

2. Складають рівняння електронного балансу з урахуванням загального числа атомів, які окиснилися й відновилися. У  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (окиснику) два атоми хрому приєднують 6 електронів (відновлення), а в  $\text{H}_2\text{S}$  (відновнику) атом сульфору втрачає 2 електрони (окиснення), тобто



Виходячи з того, що число електронів, які віддає відновник (6), має дорівнювати числу електронів, отриманих окисником (6), за правилом найменшого загального кратного визначають у рівнянні реакції основні коефіцієнти для відновника (3) та окисника (1), які надалі залишаються незмінними, а саме:



3. Потім розраховують основні коефіцієнти і число атомів інших елементів. Далі перевіряють число атомів металів, що не змінюють ступінь окиснення (калію), кислотних залишків (груп  $\text{SO}_4^{2-}$ ) і встановлюють коефіцієнти для визначення кількості  $\text{K}_2\text{SO}_4$  (1) і  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (4).

4. З огляду на кількість атомів Гідрогену у вихідних речовинах (14) знаходять число утворених молекул води (7), і записують рівняння реакції в остаточному вигляді, тобто

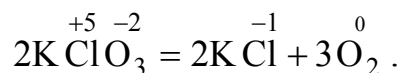


5. Правильність визначення коефіцієнтів у рівнянні реакції перевіряють, підраховуючи кількість атомів Оксигену в обох його частинах.

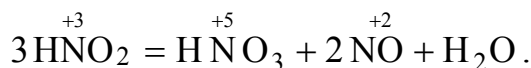
Описана вище методика складання рівнянь може бути застосована до більшості окисно-відновних реакцій. Проте існують окремі випадки реакцій, рівняння яких потребують додаткових пояснень.

**Типи окисно-відновних реакцій.** У розглянутому вище прикладі йдеться про реакцію *міжмолекулярного* типу, де окисник, відновник і середовище являють собою різні речовини.

Існують також *внутрішньомолекулярні* реакції, в процесі яких змінюються ступені окиснення атомів в одній і тій самій молекулі. Наприклад, реакція термічного розкладання, тобто



У реакціях *диспропорціювання* (самоокиснення – самовідновлення) відбувається збільшення і зменшення ступеня окиснення одного й того самого елемента, таким чином:



### 11.3. Окисники й відновники

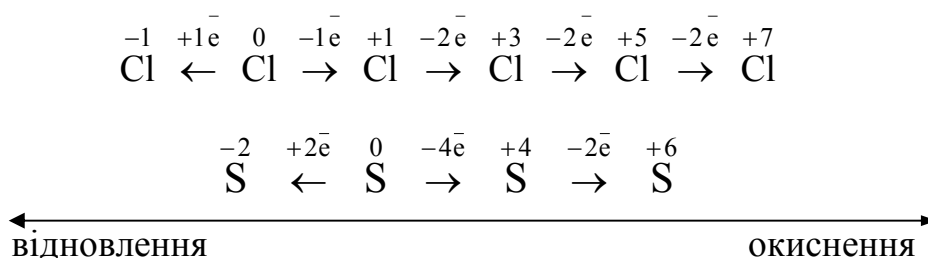
Окисно-відновну здатність елементів якісно можна оцінювати з огляду на їхнє положення в періодичній системі Д.І. Менделєєва, за допомогою величин енергії іонізації та електронегативності. Необхідно знати, що згідно з окисно-відновною функцією елементи розподіляють на три групи:

- тільки відновники;
- тільки окисники;
- окисники або відновники залежно від умов.

**Відновники.** Виключно до відновників можуть належати вільні атоми металів усіх сімейств: *s*, *p*, *d*, *f*; хімічні сполуки, що містять неметалеві елементи головних підгруп IV – VII груп у формі існування з найбільш від'ємним ступенем окиснення, наприклад,  $\overset{-1}{\text{HCl}}$ ,  $\overset{-2}{\text{Na}_2\text{S}}$ ,  $\overset{-3}{\text{NH}_3}$ ,  $\overset{-4}{\text{CH}_4}$  та ін.

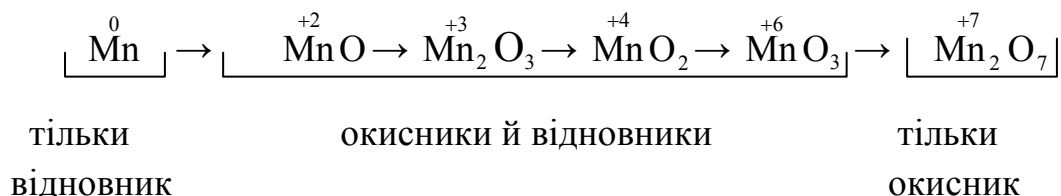
**Окисники.** Тільки окисниками бувають хімічні сполуки, до складу яких входять атоми елементів з найвищим додатним ступенем окиснення, наприклад,  $\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4$ ,  $\overset{+5}{\text{N}}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3$ ,  $\overset{+6}{\text{Cr}}\text{O}_3$ ,  $\text{K}_2\overset{+6}{\text{Cr}}_2\text{O}_7$ ,  $\overset{+7}{\text{Mn}}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KMn}\overset{+7}{\text{O}}_4$ ; атоми й молекули Флуору й Оксигену (крім сполук з Флуором  $\overset{+2}{\text{O}}\text{F}_2$ ).

**Елементи, що виявляють окисні й відновні властивості.** В окисно-відновних реакціях деякі елементи можуть виступати залежно від умов і окисниками, і відновниками. До них відносять атоми й молекули неметалів головних підгруп IV – VII груп, а також Бор і Гідроген, наприклад:



Також окисні й відновні властивості виявляють атоми елементів у сполуках з проміжним (між нижчим і вищим) ступенем окиснення, наприклад,  $\overset{+3}{\text{K}}\overset{+2}{\text{N}}\text{O}_2$ ,  $\overset{+2}{\text{Sn}}\text{Cl}_2$ ,  $\overset{+4}{\text{Mn}}\text{O}_2$  та ін.

Окисно-відновні властивості елементів та їхніх сполук зручно простежити на прикладі перетворення Мангану, тобто



#### 11.4. Окисні властивості кислот

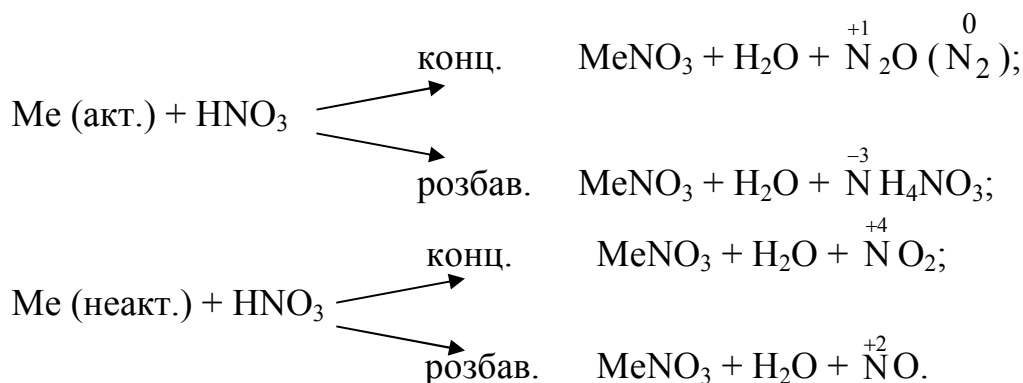
Усі кислоти (крім  $\text{HNO}_3$  та концентрованої  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) є окисниками за рахунок водневих іонів  $\text{H}^+$ , що утворюються шляхом дисоціації певної кислоти у водному розчині.

В аніонах нітратної і концентрованої сульфатної кислот центральні атоми  $\overset{+5}{\text{N}}$  і  $\overset{+6}{\text{S}}$  являють собою більш сильні окисники, ніж іон  $\text{H}^+$ . Отже, їхня взаємодія з металами або неметалами не супроводжується виділенням водню, при цьому утворюються речовини з меншим ступенем окиснення – Нітроген змінюється від  $\overset{+5}{\text{N}}$  до  $\overset{-3}{\text{N}}$ , а Сульфур – від  $\overset{+6}{\text{S}}$  до  $\overset{-2}{\text{S}}$ .

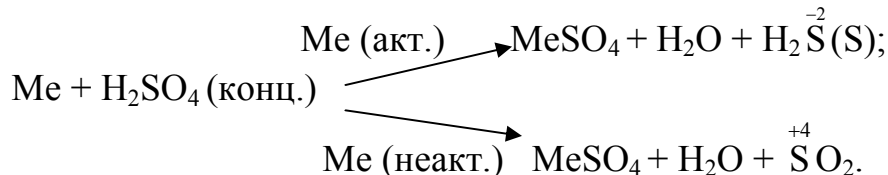
При взаємодії металів з нітратною кислотою утворюється сіль, вода й продукт відновлення Нітрогену  $\overset{+5}{N}$ , тип якого визначають за активністю металу й концентрацією кислоти по відношенню до  $H_2SO_4$  (конц.) і  $HNO_3$ .

Усі метали, розміщені в ряду активності, умовно можна поділити на дві групи: від літію до феруму – активні, від феруму (включно) і далі – неактивні.

Активні метали залежно від концентрації кислоти відновлюють Нітроген від  $\overset{+5}{N}$  до  $\overset{+1}{N}$ ,  $\overset{-3}{N}$ , а неактивні – до  $\overset{+4}{N}$ ,  $\overset{+2}{N}$ , тобто

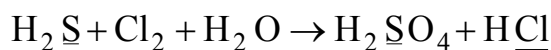


Взаємодія активних металів з концентрованою сульфатною кислотою приводить до утворення  $H_2S$  або  $S$ , а неактивних –  $SO_2$ , а саме:

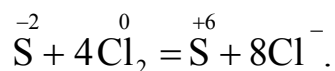
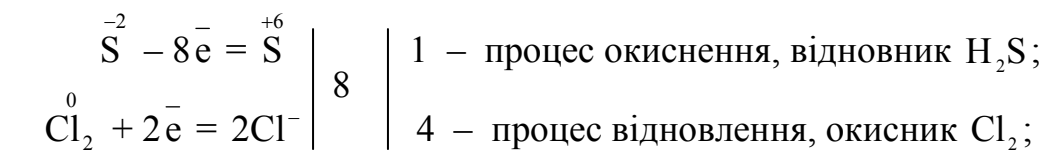
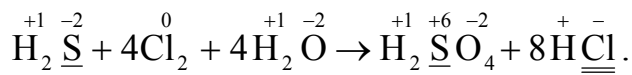


### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Визначте коефіцієнти в окисно-відновній реакції, які процеси, при цьому відбуваються та яка речовина є окисником, а яка відновником?

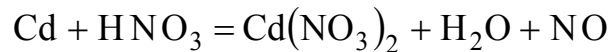


Розв'язування.

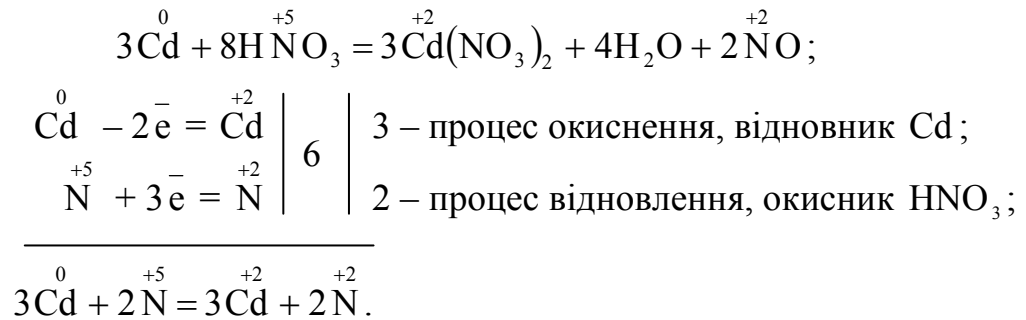




**Задача 2.** Закінчіть рівняння такої окисно-відновної реакції:

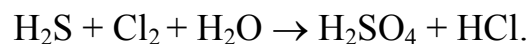


*Розв'язування.*



### Тести для самоперевірки з відповідями

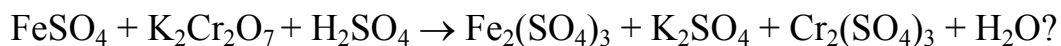
1. Чому дорівнює стехіометричний коефіцієнт речовини, яка відновлюється в такій окисно-відновній реакції?



а) 5;      б) 2;      в) 4.

**Відповідь:** 4.

2. Якою буде величина стехіометричного коефіцієнта  $\text{H}_2\text{SO}_4$  у такій окисно-відновній реакції:



а) 6;      б) 7;      в) 4.

**Відповідь:** 7.

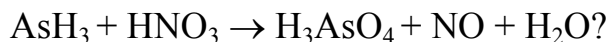
3. Чому дорівнюють стехіометричні коефіцієнти  $\text{KMnO}_4$  та  $\text{MnO}_2$  в такій окисно-відновній реакції:



а) 2 й 3;      б) 2 й 1;      в) 3 й 1.

**Відповідь:** 2 й 1.

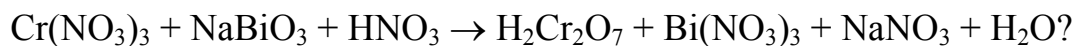
4. Якого значення набувають стехіометричні коефіцієнти речовини, котра окиснюється унаслідок такої окисно-відновної реакції:



- a) 8;                      б) 3;                      в) 6.

**Відповідь:** 3.

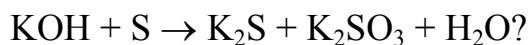
5. Чому дорівнює стехіометричний коефіцієнт  $\text{HNO}_3$  в такій окисно-відновній реакції:



- a) 6;                      б) 3;                      в) 7.

**Відповідь:** 6.

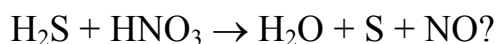
6. Які стехіометричні коефіцієнти мають сполуки  $\text{K}_2\text{S}$  та  $\text{K}_2\text{SO}_3$  в такій окисно-відновній реакції:



- a) 2 та 3;                      б) 4 та 1;                      в) 2 та 1.

**Відповідь:** 2 та 1.

7. Яка речовина відновлюється і до якої групи вона належить (окисник чи відновник) у такій окисно-відновній реакції:



- a)  $\text{H}_2\text{S}$  – окисник;                      б)  $\text{HNO}_3$  – окисник;                      в)  $\text{NO}$  – окисник.

**Відповідь:**  $\text{HNO}_3$  – окисник.

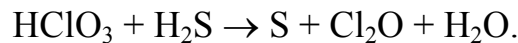
8. Чому дорівнює стехіометричний коефіцієнт  $\text{H}_2\text{O}$  в такій окисно-відновній реакції:



- а) 4;                                      б) 7;                                      в) 8.

**Відповідь:** 7.

9. Яка речовина окиснюється і до якої групи вона належить (окисник чи відновник) у такій окисно-відновній реакції:



- а)  $\text{HClO}_3$ – відновник;              б)  $\text{H}_2\text{S}$ – відновник;              в)  $\text{S}$ – відновник.

**Відповідь:**  $\text{H}_2\text{S}$  – відновник.

10. Визначити стехіометричний коефіцієнт  $\text{HCl}$  у такій окисно-відновній реакції:



- а) 1;                                      б) 2;                                      в) 6.

**Відповідь:** 1.

### Приклади тестових завдань до теми 11

1. Складіть електронні рівняння процесів окиснення та відновлення й розставте коефіцієнти. Визначте, який стехіометричний коефіцієнт має  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .



- а) 6;                                      б) 4;                                      в) 7.

2. Склавши електронні рівняння процесів окиснення та відновлення й розставивши коефіцієнти окисно-відновної реакції, визначити, які стехіометричні коефіцієнти мають сполуки  $\text{KMnO}_4$  та  $\text{MnO}_2$ .



а) 2 й 3;

б) 3 та 1;

в) 2 та 1.

3. Закінчивши рівняння окисно-відновної реакції, визначити, яка сполука являє собою відновник.



а)  $\text{AsH}_3$ ;

б)  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ;

в)  $\text{HNO}_3$ .

4. Склавши електронні рівняння процесів окиснення та відновлення й розставивши коефіцієнти, визначити, який стехіометричний коефіцієнт має сполука  $\text{HNO}_3$ .

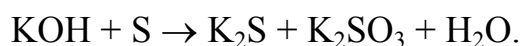


а) 6;

б) 5;

в) 3.

5. Склавши електронні рівняння процесів окиснення та відновлення й розставивши коефіцієнти окисно-відновної реакції, визначити, які стехіометричні коефіцієнти мають сполуки  $\text{K}_2\text{S}$  та  $\text{K}_2\text{SO}_3$ .

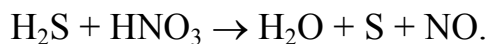


а) 2 й 3;

б) 2 та 1;

в) 4 та 1.

6. Закінчивши рівняння окисно-відновної реакції та склавши електронні рівняння процесів окиснення й відновлення, визначити, яка сполука являє собою окисник.



а)  $\text{H}_2\text{S}$ ;

б)  $\text{NO}$ ;

в)  $\text{HNO}_3$ .

7. Склавши електронні рівняння процесів окиснення та відновлення й розставивши коефіцієнти, визначити, який стехіометричний коефіцієнт має  $\text{H}_2\text{O}$ .



а) 4;

б) 8;

в) 6.

8. Склавши електронні рівняння процесів окиснення та відновлення й розставивши коефіцієнти окисно-відновної реакції, визначити, які стехіометричні коефіцієнти мають  $O_2$  та  $MnO_2$ .



а) 3 та 4;

б) 5 та 4;

в) 3 та 6.

9. Склавши електронні рівняння процесів окиснення та відновлення й розставивши коефіцієнти, визначити, який стехіометричний коефіцієнт має сполука  $HCl$ .

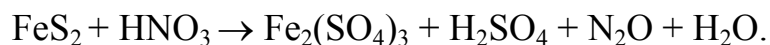


а) 10;

б) 8;

в) 12.

10. Склавши електронні рівняння процесів окиснення та відновлення й розставивши коефіцієнти, визначити, які стехіометричні коефіцієнти мають сполуки  $FeS_2$  та  $HNO_3$ .



а) 8 та 30;

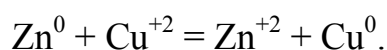
б) 6 та 30;

в) 6 та 24.

## 12. ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

*Гальванічні елементи* – це пристрої, що реалізують пряме окисно-відновне перетворення хімічної енергії в електричну.

Якщо занурити цинкову пластину в розчин купрум (II) сульфату, то її поверхня покриється плівкою металевої міді. При цьому відбувається окисно-відновна реакція, що відповідає такому рівнянню:



Отже, спостерігається перенесення електронів від цинку до іонів купруму, тобто окиснення цинку й відновлення купруму. Якщо тепер фізично розділити ці дві напівреакції, зануривши цинкову пластину в розчин цинк сульфату, а мідну – у розчин купрум (II) сульфату, а потім з'єднати ці два напівелементи іонним провідником – «соляним містком», і металевим провідником, то будемо мати електрохімічний гальванічний елемент, схему якого зображено на рис. 18.

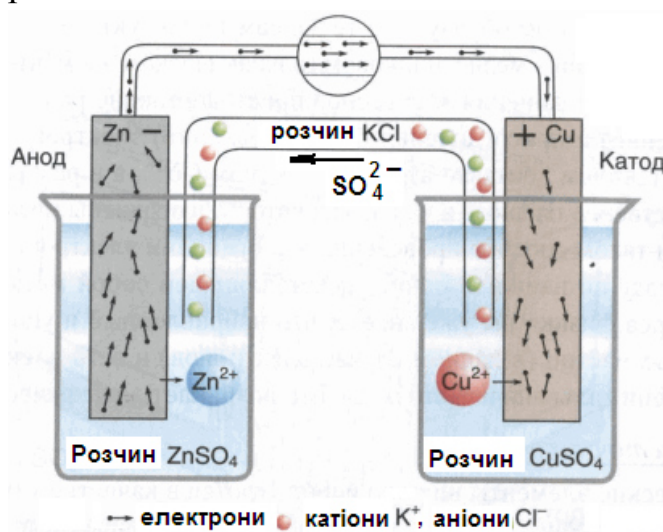


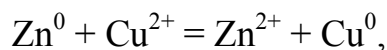
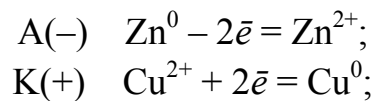
Рис. 18. Схема роботи гальванічного елемента

Принцип дії гальванічного елемента базується на різній хімічній активності двох наявних у ньому металевих напівелементів, або *електродів*.

У такому пристрої відбуваються реакції окиснення й відновлення, вони фізично відділені одна від одної, так що електрони мають рухатися по зовнішньому колу, і це дозволяє вимірювати їхню енергію перенесення від цинку до купруму.

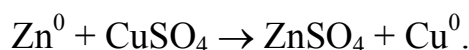
*Анодом* називають електрод, на якому відбувається реакція окиснення, *катодом* – той, на якому відбувається реакція відновлення.

Сумарну реакцію, що характеризує роботу купрум-цинкового елемента, можна сформулювати шляхом алгебраїчного додавання рівнянь двох реакцій, що проходять на електродах, тобто



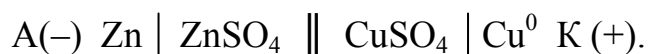
де  $\text{Zn}^0$  – відновник, а  $\text{Cu}^{2+}$  – окисник.

Молекулярне хімічне рівняння такої реакції має такий вигляд:



У роботі розглянутого гальванічного елемента задіяно окисно-відновну реакцію між цинком і купрумом.

Схема для цинково-мідного елемента, зображеного на рис. 18, має такий вигляд:



Здатність кожного хімічного елемента зазнавати в гальванічному пристрої окиснення чи, навпаки, відновлення можна встановити, оцінюючи його електродний потенціал. Наприклад, катод, потенціал якого має більш високу алгебраїчну величину (більш додатне значення), являє собою позитивний полюс зовнішнього кола гальванічного елемента, тоді як анод, маючи меншу величину цього потенціалу (більш від'ємне значення), буде негативним полюсом.

Перед початком роботи гальванічного елемента в обох розчинах кількість катіонів строго відповідає числу аніонів. У процесі експлуатації гальванічного елемента в розчин  $\text{ZnSO}_4$  безперервно надходять катіони  $\text{Zn}^{2+}$ , тому аніонів стає недостатньо для утворення молекулярної речовини, а з розчину  $\text{CuSO}_4$  катіони  $\text{Cu}^{2+}$  постійно відновлюються на мідному катоді, відтак утворюється надлишок аніонів, які рухаються через соляний місток або електрохімічний ключ від розчину  $\text{CuSO}_4$  до розчину  $\text{ZnSO}_4$ .

**Гальванічний елемент** характеризується такими показниками як електрорушійна сила (ЕРС), напруга, ємність й енергія, яку він може віддати у зовнішнє електричне коло.

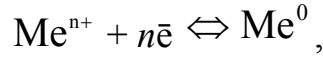
**Електрорушійна сила** – це різниця потенціалів електродів гальванічного елемента, причому від більш додатного значення потенціалу віднімають більш від'ємне, а саме:

$$\text{ЕРС} = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} > 0,$$

де  $\varphi_k$  – рівноважний електродний потенціал катода,  $\varphi_a$  – рівноважний електродний потенціал анода.

Одиниця виміру ЕРС – вольт (В).

У загальному вигляді при зануренні металевого електрода в розчин, що містить однойменні з металом іони, на поверхні розподілу двох фаз встановлюється динамічна рівновага, тобто



де  $n$  – число електронів, що беруть участь в електродному процесі.

Між металом і розчином утворюється *подвійний електричний шар*, а в ньому відбувається певний стрибок потенціалу, названий *електродним потенціалом* ( $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0}$ ).

Величина електродного потенціалу залежить від природи електродів, концентрації іонів, що беруть участь в електродному процесі, і температури середовища. Ця залежність виражається *рівнянням Нернста*, а саме:

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \cdot [\text{Me}^{n+}],$$

де  $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0}^0$  – стандартний електродний потенціал металу, зануреного в розчин, концентрація іонів якого дорівнює 1 моль/л, В;  $[\text{Me}^{n+}]$  – концентрація іонів металу в розчині, моль/л.

Концентрацію іонів металу в розчині можна визначити за такою формулою:

$$[\text{Me}^{n+}] = C_M \alpha k,$$

де  $C_M$  – молярна концентрація розчину електроліту, моль/л;  $\alpha$  – ступінь електролітичної дисоціації електроліту;  $k$  – кількість іонів металу, що утворюються при дисоціації однієї молекули електроліту.

Величину стандартного електродного потенціалу будь-якого металу вимірюють, застосовуючи в ролі порівняльного *стандартний водневий електрод*.

Прийнято вважати, що стандартний водневий елемент умовно має потенціал 0,00 В.



Значення стандартного потенціалу металів, розміщені в порядку зростання алгебраїчної величини, утворюють **ряд електрохімічних потенціалів металів** (табл. 9). Чим більше від'ємне значення стандартного потенціалу, тим вища відновна здатність металу (тобто його спроможність віддавати електрони) і тим нижча окиснювальна здатність їхніх іонів (приєднувати електрони), виявлена в ході електродної реакції.

Потенціал водневого електрода за рівнянням Нернста має таке значення:

$$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,059 \cdot \lg[\text{H}^+] = -0,059 \text{ рН}$$

де  $[\text{H}^+]$  – концентрація іонів гідрогену в розчині, моль/л.

Окисно-відновний потенціал інертного електрода, на поверхні якого проходять різні окисно-відновні процеси, визначають за таким виразом:

$$\varphi_{\text{Ox}/\text{Red}} = \varphi_{\text{Ox}/\text{Red}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]},$$

де  $[\text{Ox}]$ ,  $[\text{Red}]$  – рівноважні концентрації задіяних у реакції речовин, що мають окисну й відновну форму відповідно.

**Ємність елемента** – це кількість електрики, яку джерело струму віддає при розряді.

Величина цього параметра залежить від кількості наявних в елементі реагентів, їх еквівалентів і ступеня перетворення.

**Питомою енергією** називають таку, що віднесена до одиниці маси або об'єму елемента.

Таблиця 9

Електрохімічний ряд значень напруги в металах (величини стандартних електродних потенціалів)

Метал	Електродна реакція	$\varphi^0$ , В	Метал	Електродна реакція	$\varphi^0$ , В
1	2	3	4	5	6
Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} \Leftrightarrow \text{Li}$	-3,04	In	$\text{In}^{3+} + 3\bar{e} \Leftrightarrow \text{In}$	-0,34
Cs	$\text{Cs}^+ + \bar{e} \Leftrightarrow \text{Cs}$	-2,93	Tl	$\text{Tl}^+ + \bar{e} \Leftrightarrow \text{Tl}$	-0,33
K	$\text{K}^+ + \bar{e} \Leftrightarrow \text{K}$	-2,92	Co	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Co}$	-0,28
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Ba}$	-2,90	Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Ni}$	-0,25
Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Sr}$	-2,89	Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Sn}$	-0,14

1	2	3	4	5	6
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Ca}$	-2,87	Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Pb}$	-0,13
Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} \Leftrightarrow \text{Na}$	-2,71	H	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{H}_2$	$\pm 0,00$
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Mg}$	-2,36	Sb	$\text{Sb}^{3+} + 3\bar{e} \Leftrightarrow \text{Sb}$	+0,20
Be	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Be}$	-1,85	Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} \Leftrightarrow \text{Bi}$	+0,23
Al	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \Leftrightarrow \text{Al}$	-1,66	Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Cu}$	+0,34
Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Ti}$	-1,63	Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \Leftrightarrow \text{Ag}$	+0,80
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Mn}$	-1,18	Pd	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Pd}$	+0,83
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Zn}$	-0,76	Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Hg}$	+0,85
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \Leftrightarrow \text{Cr}$	-0,74	Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Pt}$	+1,20
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Fe}$	-0,44	Au	$\text{Au}^+ + \bar{e} \Leftrightarrow \text{Au}$	+1,68
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Cd}$	-0,40	Pu	$\text{Pu}^{3+} + 3\bar{e} \Leftrightarrow \text{Pu}$	+2,03

### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Обчислити електродний потенціал цинку, зануреного в розчин його солі, де концентрація іонів  $\text{Zn}^{2+}$  становить 0,01 моль/л.

*Розв'язування.* Обчислення електродного потенціалу робимо за рівнянням Нернста, а саме:

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg[\text{Zn}^{2+}].$$

З таблиці електрохімічного ряду значень напруги в металах відомо, що стандартний електродний потенціал цинку  $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76$  В, тоді

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = -0,76 - 0,059 = -0,819 \text{ В.}$$

**Задача 2.** Визначити електродний потенціал заліза, що міститься в 0,1 М в розчині  $\text{FeSO}_4$ , якщо ступінь електролітичної дисоціації солі  $\alpha = 60\%$ .

*Розв'язування.* Визначаємо концентрацію іонів  $\text{Fe}^{2+}$  у розчині таким чином:

$$[\text{Fe}^{2+}] = C_M \alpha k = 0,1 \cdot 0,6 \cdot 1 = 0,06 \text{ моль/л.}$$

Електродний потенціал заліза

$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 6 \cdot 10^{-2} = -0,44 + \frac{0,059}{2} (-1,2218) = -0,476 \text{ В.}$$

**Задача 3.** Процес, що відбувається на платиновому електроді, виражається таким рівнянням:  $\text{Fe}^{3+} + 1\bar{e} \Leftrightarrow \text{Fe}^{2+}$ .

Визначити окисно-відновний потенціал електрода, якщо  $[\text{Fe}^{3+}] = 0,1$  моль/л;  $[\text{Fe}^{2+}] = 5 \cdot 10^{-3}$  моль/л, а  $\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = 0,771$  В.

*Розв'язування.* Визначаємо окисно-відновний потенціал даної системи за рівнянням Нернста, тобто

$$\varphi_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = \varphi_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 + \frac{0,059}{1} \lg \left[ \frac{\text{Fe}^{3+}}{\text{Fe}^{2+}} \right] = 0,771 + 0,059 \lg \frac{10^{-1}}{5 \cdot 10^{-3}} = 0,847 \text{ В.}$$

**Задача 4.** Визначити потенціал водневого електрода, зануреного в розчин, показник рН якого дорівнює 2,4.

*Розв'язування.* Потенціал водневого електрода

$$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,059 \text{ рН} = -0,059 \cdot 2,4 = -0,142 \text{ В.}$$

**Задача 5.** Гальванічний елемент складено з електродів  $\text{Ni} \mid \text{Ni}^{2+}$  і  $\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+}$ , визначити, який з них являє собою анод, а який – катод, якщо  $[\text{Cu}^{2+}] = [\text{Ni}^{2+}] = 1$  моль/л.

*Розв'язування.* З таблиці електрохімічного ряду значень напруги в металах беремо величини стандартного потенціалу нікелевого та мідного електродів, тобто

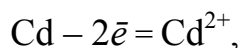
$$\varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,23 \text{ В;} \quad \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В.}$$

Оскільки потенціал нікелевого електрода має більш негативне значення, ніж мідний, то в цьому гальванічному елементі нікелевий електрод є анодом (зі знаком «-»), а мідний – катодом (зі знаком «+»).

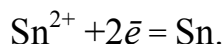
**Задача 6.** Визначити, які електродні процеси відбуваються в гальванічному елементі, утвореному з електродів  $\text{Cd} \mid \text{Cd}^{2+}$  і  $\text{Sn} \mid \text{Sn}^{2+}$ . Складіть схему цього елемента.

*Розв'язування.* З урахуванням величин стандартного електродного потенціалу кожного електрода робимо висновок, що в гальванічному елементі кадмієвий електрод буде анодом, а олов'яний – катодом. Отже, під час роботи

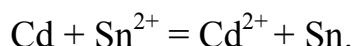
елемента на кадмієвому електроді відбувається процес окиснення металу кадмію, а саме:



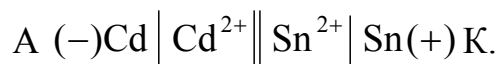
а на олов'яному – процес відновлення іонів стануму до металевого стану, тобто



Отже, сумарна іонна реакція виражається таким рівнянням:



Цей елемент в іонному вигляді відповідає такій схемі:



**Задача 7.** Гальванічний елемент складається із свинцевого електрода, зануреного у 0,025 М розчин плюмбум (II) нітрату, ступінь дисоціації якого  $\alpha_1 = 72 \%$ , і магнієвого електрода, зануреного у 0,005 М розчин магній нітрату, ступінь дисоціації якого  $\alpha_2 = 88 \%$ . Обчислити ЕРС цього елемента, записати рівняння електродних процесів, які в ньому відбуваються, та скласти його схему.

*Розв'язування.* Для визначення ЕРС елемента треба обчислити величини електродного потенціалу аноду й катоду. Значення стандартних електродних потенціалів беремо з таблиці напруг металів, тобто

$$\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = -0,13 \text{ В}, \quad \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -2,36 \text{ В}.$$

Визначаємо концентрацію іонів  $\text{Pb}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$  у розчинах солей таким чином:

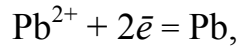
$$\begin{aligned} [\text{Pb}^{2+}] &= C_1 \alpha_1 k = 0,025 \cdot 0,72 \cdot 1 = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}; \\ [\text{Mg}^{2+}] &= C_2 \alpha_2 k = 0,005 \cdot 0,88 \cdot 1 = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}. \end{aligned}$$

За рівнянням Нернста розраховуємо значення електродних потенціалів, а саме:

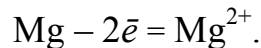
$$\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = \varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Pb}^{2+}] = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 1,8 \cdot 10^{-2} = -0,18 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Mg}^{2+}] = -2,36 + \frac{0,059}{2} \lg 4 \cdot 10^{-3} = -2,43 \text{ В.}$$

Оскільки  $\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} > \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}$ , то в гальванічному елементі свинцевий електрод є катодом і на ньому триває процес відновлення металу, тобто



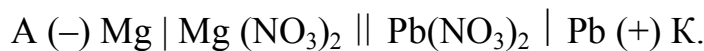
а магнієвий електрод є анодом, на якому відбувається процес окиснення, а саме:



Обчислюємо ЕРС елемента за такою формулою:

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} = \varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} - \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -0,18 - (-2,43) = 2,25 \text{ В} > 0.$$

Схема цього елемента виглядає таким чином:



**Задача 8.** Гальванічний елемент складається з мідного електрода, зануреного в 0,001 М розчин купрум (II) сульфату, ступінь дисоціації якого  $\alpha_1 = 90 \%$ , і мідного електрода, зануреного у 0,1 М розчин купрум (II) сульфату, ступінь дисоціації якого  $\alpha_2 = 63 \%$ . Обчислити ЕРС елемента, визначити напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі.

*Розв'язування.* Елемент, складений з однакових електродів, занурених у розчини одного й того самого електроліту різної концентрації, називається **концентраційним гальванічним елементом**.

ЕРС такого елемента дорівнює різниці значень потенціалу електродів, що входять до його складу. Розраховуємо концентрацію однойменних катіонів у розчинах, тобто

$$\text{I електрод: } [\text{Cu}^{2+}]_1 = C_1 \alpha_1 k = 0,001 \cdot 0,9 \cdot 1 = 9 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л;}$$

$$\text{II електрод: } [\text{Cu}^{2+}]_2 = C_2 \alpha_2 k = 0,1 \cdot 0,63 \cdot 1 = 6,3 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

Стандартний електродний потенціал міді  $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = + 0,34 \text{ В}$ . За рівнянням Нернста розраховуємо потенціали першого та другого електродів, а саме:

$$\varphi_1 = 0,34 + \frac{0,059}{2} \lg 9 \cdot 10^{-4} = 0,34 - 0,0898 = 0,25 \text{ В};$$

$$\varphi_2 = 0,34 + \frac{0,059}{2} \lg 6,3 \cdot 10^{-2} = 0,34 - 0,0354 = 0,3 \text{ В}$$

Оскільки  $\varphi_1 < \varphi_2$ , то перший електрод буде слугувати негативним полюсом елемента, тому електрони в зовнішньому колі переміщуються від електрода з меншим потенціалом до електрода з більшим потенціалом.

### Тести для самоперевірки з відповідями

1. Які процеси в електрохімічних системах називають гальванічними?

- a) Перетворення електричної енергії в хімічну;
- б) перетворення енергії хімічних зв'язків в електричну;
- в) вивільнення хімічної енергії.

**Відповідь:** перетворення енергії хімічних зв'язків в електричну.

2. Якими будуть значення електродного потенціалу міді в 0,001; 0,01; 0,1 М розчинах купрум (II) сульфату, коли  $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ В}$ ?

- a) 0, 151 В; 0,381 В; 0,610 В;
- б) 0, 251 В; 0,281 В; 0,310 В;
- в) 0, 555 В; 0,342 В; 0,221 В.

**Відповідь:** 0, 251 В; 0,281 В; 0,310 В.

3. Потенціал манганового електрода, зануреного в розчин солі ( $\text{Mn}^{2+}$ ), дорівнює  $-1,1 \text{ В}$ . Якою буде концентрація іонів мангану в цьому розчині, коли  $\varphi_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^0 = -1,19 \text{ В}$ ?

- a)  $5,6 \cdot 10^{-4}$ ;    б)  $8,8 \cdot 10^{-4}$ ;    в)  $8,8 \cdot 10^{-8}$ .

**Відповідь:** б)  $8,8 \cdot 10^{-4}$ .

4. У якому напрямку будуть переміщуватися електрони в процесі дії гальванічного елемента, складеного за такою схемою:



- а) Від Cu до Pb; б) від Pb до Cu; в) правильної відповіді не існує.

**Відповідь:** від Pb до Cu.

5. Якою має бути концентрація  $\text{Cu}^{2+}$ , аби значення потенціалу мідного електрода дорівнювало стандартному електродному потенціалу водневого елемента?

- а)  $5 \cdot 10^{-11}$  моль/л; б)  $3 \cdot 10^{-12}$  моль/л; в)  $6 \cdot 10^{-10}$  моль/л.

**Відповідь:**  $3 \cdot 10^{-12}$  моль/л.

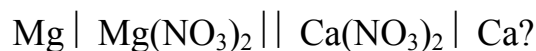
6. У якому напрямку будуть рухатися електрони в гальванічному елементі котрий відповідає такій схемі:



- а) Від Pt до Pb; б) від Pb до Cu; в) від Pb до  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

**Відповідь:** від Ni до Pt.

7. У якому напрямку будуть рухатися електрони в гальванічному елементі котрий відповідає такій схемі:



- а) від Ca до  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ; б) від Mg до Ca; в) від Ca до Mg.

**Відповідь:** від Ca до Mg.

8. Як називається електрод електрохімічної системи, на якому відбуваються реакції окиснення?

- а) Катодом; б) елементом; в) анодом.

**Відповідь:** анодом.

9. За яким рівнянням розраховується величина електродного потенціалу електрохімічної системи?

- а) Фарадея;      б) Нернста;      в) Вант-Гоффа.

**Відповідь:** рівнянням Нернста.

### Приклади тестових завдань до теми 12

1. Якими будуть величини потенціалу кожного металу, що перебуває в контакт з розчинами солей, де задано таку концентрацію катіонів:

Fe/FeSO<sub>4</sub>, [Fe<sup>2+</sup>] = 0,01 моль/л; Ag/AgNO<sub>3</sub>, [Ag<sup>+</sup>] = 6,3 · 10<sup>-3</sup> моль/л?

а)  $\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,499 \text{ В}$ ,  $\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,67 \text{ В}$ ;

б)  $\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,5 \text{ В}$ ,  $\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,4 \text{ В}$ ;

в)  $\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -1,2 \text{ В}$ ,  $\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,4 \text{ В}$ .

2. Якою має бути концентрація AgNO<sub>3</sub> в розчині електроліту, аби потенціал срібного електрода становив 95 % від величини його стандартного потенціалу, коли ступінь електролітичної дисоціації  $\alpha = 65 \%$ ?

- а) 3 моль/л;      б) 0,32 моль/л;      в) 0,5 моль/л.

3. Розрахувати показник рН розчину, потенціал водневого електрода якого становить – 431 мВ .

- а) рН = 6;      б) рН = 5,95;      в) рН = 7,3.

4. Якою буде величина ЕРС гальванічного елемента, відповідного такій схемі:



коли його електроди занурено в розчин солей з однаковими концентраціями катіонів?

- а) 1,00 В;      б) 0,634 В;      в) 0,876 В.



5. Якою буде величина ЕРС срібно-цинкового гальванічного елемента, електроди якого занурено в розчин, де концентрація катіонів становить 0,01 моль/л?

- а) 1,7 В;                      б) 1,5 В;                      в) 1,2 В.

6. На основі складеної схеми гальванічного елемента, дія якого відбувається за такою реакцією:  $\text{Ni} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$ , визначити величину ЕРС цього елемента, якщо  $[\text{Ni}^{2+}] = 0,01$  моль/л,  $[\text{Pb}^{2+}] = 0,0001$  моль/л.

- а) 0,1 В;                      б) 0,160 В;                      в) 0,036 В.

7. Потенціал марганцевого електрода в розчині його солі дорівнює  $-1,1$  В. Якою буде в ньому концентрація іонів  $\text{Mn}^{2+}$ ?

- а)  $2,6 \cdot 10^{-2}$  моль/л;      б)  $2,04 \cdot 10^{-2}$  моль/л;      в)  $4,5 \cdot 10^{-1}$  моль/л.

8. Якою буде концентрація іонів  $\text{Pd}^{2+}$  у розчині, аби потенціал паладієвого електрода зменшився на 0,01 В порівняно з його стандартним потенціалом?

- а) 0,6 моль/л;                      б) 0,56 моль/л;                      в) 0,458 моль/л.

9. Якою буде виміряна в мілівольтах величина потенціалу водневого електрода в 0,1 М розчині  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ )?

- а)  $-160$  мВ;                      б)  $-163$  мВ;                      в)  $-169$  мВ.

10. Яким буде потенціал міді в розчині  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  де концентрація  $\text{Cu}^{2+}$  становить 0,12 моль/л?

- а) 0,6 В;                      б) 0,5 В;                      в) 0,313 В.

### 13. ЕЛЕКТРОЛІЗ

**Електролізом** називається сукупність окисно-відновних процесів, що відбуваються на електродах спеціальних пристроїв – електролізерів, під дією постійного електричного струму.

Під час електролізу електрична енергія зовнішнього джерела струму перетворюється в хімічну енергію утворюваних продуктів.

Електролізер складається з двох електродів, занурених у посудину, заповнену розплавом або розчином електроліту (рис. 19).

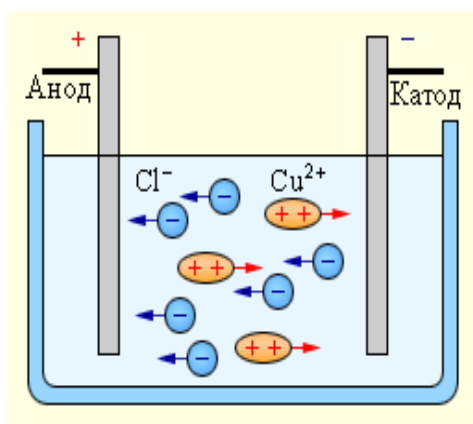


Рис. 19. Схема електролізера (електроди занурено в розплав або розчин солі  $\text{CuCl}_2$ )

Електрод, на якому відбувається процес відновлення – це **катод**. Він підключений до негативного полюса зовнішнього джерела постійного струму. Електрод, на якому відбувається процес окиснення – **анод**, з'єднаний з позитивним полюсом джерела постійного струму.

Коли струм по електричному колу не йде, то напруга  $E$  в електролізері буде дорівнювати різниці рівноважних потенціалів анода ( $\varphi_{pa}$ ) і катода ( $\varphi_{pk}$ ), тобто

$$E = \varphi_{pa} - \varphi_{pk}.$$

У момент проходження електричного струму через електролізер потенціал електродів змінюється. Цю зміну називають **електродною поляризацією**, що відповідає такому виразу:

$$\Delta\varphi = \varphi_i - \varphi_p,$$

де  $\Delta\varphi$  – поляризація електрода;  $\varphi_i$  – потенціал електрода під час проходження струму;  $\varphi_p$  – рівноважний потенціал електрода, тобто  $\varphi_i - \varphi_p = \Delta\varphi$ , і тому різниця потенціалів електродів при проходженні струму  $E_i = \varphi_{ia} - \varphi_{ik}$  і перевищує величину  $E$ . Тут  $\Delta\varphi_a$ ,  $\Delta\varphi_k$  – анодна й катодна поляризація відповідно.

Виникнення електродної поляризації пов'язано з ускладненням перебігу процесів у приелектродному просторі або на самому електроді.

Електрохімічний процес передбачає кілька стадій: це дифузія іонів до електрода і розкладання іонів на його поверхні. Якщо уповільненою стадією виявиться дифузія іонів, то має місце концентраційна поляризація, коли ж уповільнено електрохімічний розряд іонів, то спостерігається електрохімічна поляризація або перенапруга.

### 13.1. Типи електролізу

**Електроліз розплавів електролітів.** Типовий приклад такого процесу – електроліз розплаву солі NaCl, де задіяно нерозчинний (інертний) анод (рис. 20). Як наслідок реакції термічної дисоціації в розплаві утворюються іони  $\text{Na}^+$  і  $\text{Cl}^-$ , тобто

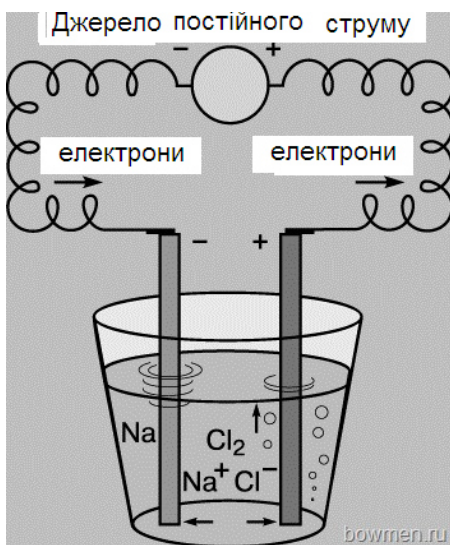
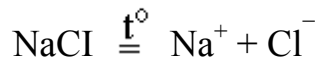
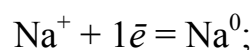


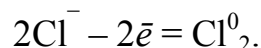
Рис. 20. Схема електролізу в розплаві солі

Під час проходження струму через електролізер з графітовими електродами в розплаві електроліту починається спрямований рух іонів, а на електродах будуть спостерігатись такі реакції:

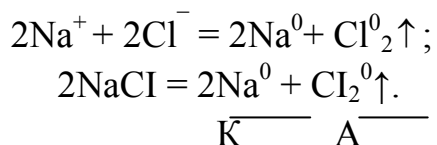
на **катоді** (–) відновлення катіонів  $\text{Na}^+$  з утворенням металевого натрію, тобто



на **аноді** (+) окиснення іонів  $\text{Cl}^-$  з появою газоподібного хлору, а саме:

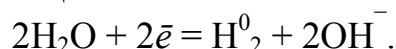


Рівняння сумарної реакції мають такий вигляд:

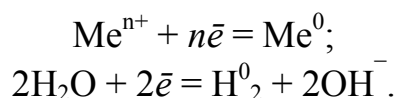


На катоді спочатку буде відновлюватися більш сильний окисник, тобто та окисна форма, якій відповідає найбільш додатне значення електродного потенціалу. При цьому катіони металів за належністю до ряду електрохімічних потенціалів можна розподілити на три групи:

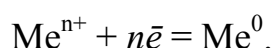
I група – катіони металів, з яких починається ряд напруг до алюмінію включно. У водних розчинах розрядження цих іонів на катоді не відбувається, а виділяється водень за такою реакцією:



II група – катіони  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$  та інші, що перебувають у ряду електрохімічних потенціалів між алюмінієм і воднем. Залежно від умов електролізу (щільності струму, температури, складу розчину та його концентрації) можливе як відновлення іонів металу, так і виділення іонів водню. При цьому частіше обидва процеси відбуваються одночасно, а саме:



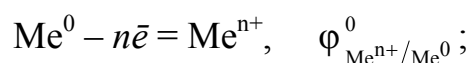
III група – катіони  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Au}^{3+}$  і платинових металів тощо. Виділення  $\text{H}_2$  при цьому не відбувається, а відновлюється метал за такою схемою:



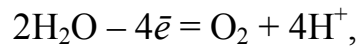
Під час електролізу **на аноді** проходить реакція окиснення, тобто відновник віддає електрони, причому спершу буде окиснюватися найбільш активний з них, тобто та відновлена форма, якій відповідає найбільш негативний потенціал.

Електроліз водних розчинів солей може супроводжуватись такими реакціями **на аноді**:

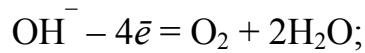
– окиснення (розчинення) металу анода (анод розчинний), тобто



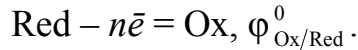
– окиснення  $\text{OH}^-$  і  $\text{H}_2\text{O}$  з виділенням  $\text{O}_2$  (анод нерозчинний) у кислому та нейтральному середовищах за такими рівняннями:



а в лужному середовищі



– окиснення інших відновників, наявних у розчині (анод нерозчинний), тобто



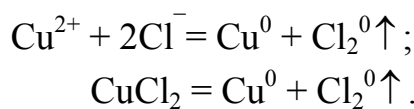
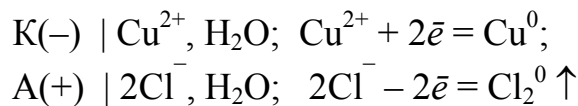
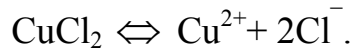
**Якщо анод нерозчинний**, то за наявності в розчині електроліта солей сульфід-іона  $\text{S}^{2-}$  і галогенід-іонів  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$  відбувається саме їх окиснення з утворенням простої речовини.

Іони  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  на аноді не окиснюються, тому за їх наявності в кислому та нейтральному розчинах на інертному аноді проходить тільки реакція виділення кисню.

Інертні (нерозчинні) аноди виготовляють із графіту, золота, платинових металів.

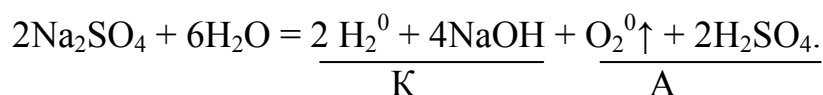
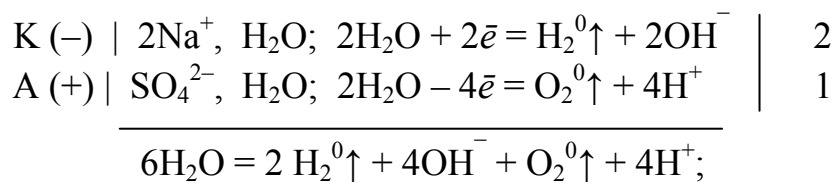
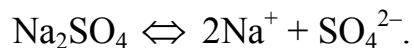
Розглянемо декілька типових процесів електролізу водних розчинів електролітів, записавши відповідні їм схеми.

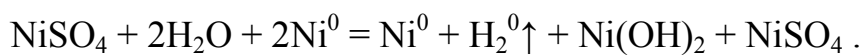
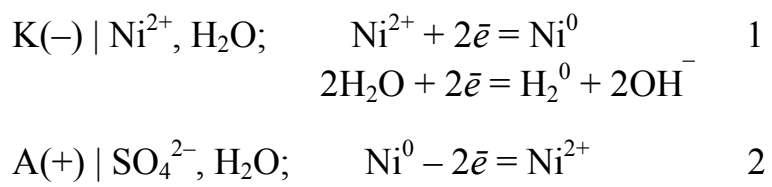
#### ***Електроліз водного розчину $\text{CuCl}_2$ з нерозчинним анодом***



К      А

#### ***Електроліз водного розчину $\text{Na}_2\text{SO}_4$ з нерозчинним анодом***



Електроліз водного розчину  $\text{NiSO}_4$  з розчинним (нікелевим) анодом

Як бачимо, в останньому прикладі електроліз обмежується розчиненням металу анода й виділенням його на катоді. При цьому відбувається електрохімічне очищення (рафінування) ніколу.

Кількісні характеристики електролізу визначають відповідно до законів, встановлених М. Фарадеєм.

## 13.2. Закони Фарадея

**Перший закон Фарадея.** Маса речовини, що підлягає перетворенню на електродах під час електролізу, а також маси утворюваних на електродах речовин прямо пропорційні кількості електрики, яка забезпечила електроліз, а саме:

$$m = \frac{M_{\text{ек}}}{F} \cdot I \cdot t,$$

де  $m$  – маса речовини, г;  $M_{\text{ек}}$  – молярна маса еквівалента, г/моль;  $I$  – сила струму, А;  $t$  – час, с;  $F$  – стала Фарадея ( $F = 96500$  Кл/моль), тобто кількість електрики, необхідної для електрохімічного перетворення одного еквівалента речовини.

**Другий закон Фарадея.** За постійної кількості електрики, задіяної в електролізі ( $Q = \text{const}$ ), маси утворюваних на електродах речовин відносяться одна до одної як їхні молярні маси еквівалентів, тобто

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{ек1}}}{M_{\text{ек2}}}.$$

Практично під час електролізу другої групи катіонів металів, що перебувають у ряду електрохімічних потенціалів між алюмінієм і воднем, разом з основними електродними окисно-відновними процесами відбуваються певні

побічні (це взаємодія утворених речовин з електролітом, виділення одночасно з металом водню та ін.), а також виділяється менша кількість металу, ніж це має бути за першим законом Фарадея. Отже, для кількісної оцінки процесу електролізу вводять поняття **вихід за струмом**. Величина цього показника визначається таким чином:

$$\eta_i = \frac{Q_i}{Q} \cdot 100, \%$$

де  $\eta_i$  – вихід за струмом  $i$ -ї речовини;  $Q_i$  – кількість електрики, що витрачається на утворення  $i$ -ї речовини;  $Q$  – загальна кількість електрики, що проходить через електрод (її величина відповідає першому закону Фарадея).

Іноді **вихід за струмом** розраховується як відношення фактично виділеної при електролізі маси речовини  $m_i$  до теоретичної  $m$ , визначеної за першим законом Фарадея, тобто

$$\eta_i = \frac{m_i}{m} \cdot 100, \%$$

### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Через водний розчин нікель сульфату пропустили струм силою 8,0 А протягом трьох годин. Обчислити кількість виділеного на катоді металу, якщо  $\eta(\text{Ni})=100\%$ . Написати рівняння електродних реакцій з нерозчинним анодом.

*Розв'язування.* Згідно із першим законом Фарадея розраховуємо масу Ni, яка утворилась на катоді, таким чином:

$$m(\text{Ni}) = \frac{M_{\text{ек}}(\text{Ni}) \cdot I \cdot t}{96500}$$

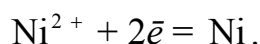
Підставляємо у формулу такі значення величин:  $I = 8,0$  А,  $t = 3 \cdot 3600 = 10800$  с, та молярну масу еквівалента нікелю, обчислену таким чином:

$$M_{\text{ек}}(\text{Ni}) = 58,72 : 2 = 29,36 \text{ г/моль},$$

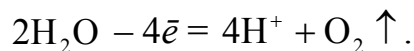
отримуємо шуканий результат, а саме:

$$m(\text{Ni}) = \frac{29,36 \cdot 8 \cdot 10800}{96500} = 26,29 \text{ г.}$$

Вихід за струмом  $\eta(\text{Ni})=100\%$ , це означає, що на катоді триває відновлення тільки катіонів нікелю, тобто



Робимо висновок, що на нерозчинному аноді відбувається електрохімічне окиснення води з виділенням кисню й утворенням кислого середовища в прианодному просторі, а саме:



**Задача 2.** Унаслідок проходження струму силою 2,5 А через розчин хлориду двовалентного металу протягом 30 хв на катоді виділилося 2,77 г металу, при цьому  $\eta(\text{Me}) = 100\%$ . Визначити, назву металу, записати рівняння електродних реакцій.

*Розв'язування.* Згідно з першим законом Фарадея визначаємо молярну масу еквівалента металу за такою формулою:

$$M_{\text{ек}}(\text{Me}) = \frac{m F}{I t} = \frac{2,77 \cdot 96500}{2,5 \cdot 1800} = 59,4 \text{ г/моль}.$$

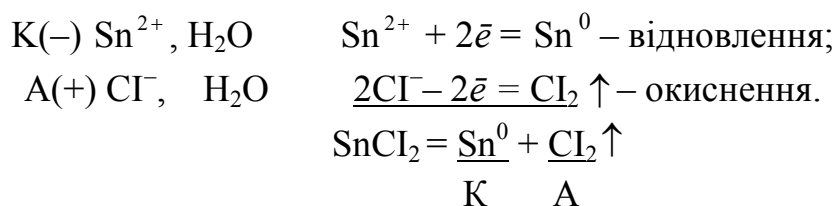
Молярну масу металу обчислюємо за таким чином:

$$M(\text{Me}) = M_{\text{ек}}(\text{Me}) \cdot \nu = 59,4 \cdot 2 = 118,8 \text{ г/моль}$$

де  $\nu$  – валентність металу.

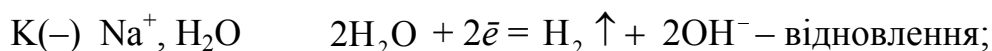
Отже, на катоді виділилось олово (Sn).

Схема електролізу розчину  $\text{SnCl}_2$  має такий вигляд:



**Задача 3.** Крізь водний розчин натрій йодиду пропустили струм силою 2,5 А протягом чотирьох годин. Обчислити об'єм газу, що виділяється на катоді за нормальних умов.

*Розв'язування.* Схема електролізу розчину  $\text{NaI}$  має такий вигляд:





A(+)  
 $\Gamma, \text{H}_2\text{O}$        $2\Gamma - 2\bar{e} = \text{I}_2 \uparrow$  – окиснення.

$$V(\text{H}_2) = \frac{V_{\text{ек}}(\text{H}_2) I t}{F} = \frac{11,2 \cdot 2,5 \cdot 14400}{96500} = 4,18 \text{ л.}$$

**Задача 4.** Унаслідок електролізу цинк сульфату протягом 1 год 40 хв на катоді виділилося 7,8456 г металу. Вихід за струмом  $\eta(\text{Zn}) = 77,2\%$ . Визначити силу струму, необхідну для здійснення процесу електролізу.

*Розв'язування.* За умовою задачі  $\eta(\text{Zn}) = 77,2\%$ . Визначаємо масу цинку, яка має виділитися на катоді, таким чином:

$$m(\text{Zn}) = \frac{7,8456 \cdot 100}{77,2} = 10,1627 \text{ г.}$$

Молярна маса еквівалента цинку  $M_{\text{ек}}(\text{Zn}) = 65,4 : 2 = 32,7 \text{ г/моль}$ .

Згідно із першим законом Фарадея силу струму визначаємо за такою формулою:

$$I = \frac{m F}{M_{\text{ек}}(\text{Zn}) t} = \frac{10,1627 \cdot 96500}{32,7 \cdot 6000} = 5,0 \text{ А.}$$

**Задача 5.** Під час електролізу купрум (II) сульфату на аноді виділилося 600 мл кисню за нормальних умов. Яка маса міді виділилася на катоді?

*Розв'язування.* Один еквівалент кисню за нормальних умов займає об'єм 5,6 л. Визначаємо, яка кількість молів еквівалентів кисню міститься в його 600 мл, а саме:

$$n_{\text{ек}}(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_{\text{ек}}(\text{O}_2)} = \frac{0,6}{5,6} = 0,107 \text{ моль.}$$

Відповідно до закону еквівалентів така сама кількість молів еквівалентів Cu виділилася на катоді, тобто

$$n_{\text{ек}}(\text{Cu}) = n_{\text{ек}}(\text{O}_2).$$

Знаходимо масу одного еквівалента Cu таким чином:

$$M_{\text{ек}}(\text{Cu}) = 63,54 : 2 = 31,77 \text{ г/моль.}$$

Тоді маса Cu, що виділилася на катоді,

$$m(\text{Cu}) = M_{\text{ек}}(\text{Cu}) \cdot n_{\text{ек}}(\text{Cu}) = 31,77 \cdot 0,107 = 3,40 \text{ г.}$$

### Тести для самоперевірки з відповідями

1. Який електрохімічний процес називають електролізом?

- a) Сукупність окисно-відновних процесів перетворення електричної енергії в хімічну;
- б) процеси вивільнення хімічної енергії під дією електричного струму;
- в) поглинання системою електродів електричної енергії.

**Відповідь:** сукупність окисно-відновних процесів перетворення електричної енергії в хімічну.

2. Скільки грамів води розклалося протягом 5 год під час електролізу розчину калій сульфату, коли сила струму становила 7 А ?

- a) 5,78 г;
- б) 3,36 г;
- в) 70,67 г.

**Відповідь:** 3,36 г.

3. Електроліз розчину цинк сульфату триває протягом 4 год, унаслідок чого виділилося 5,5 л кисню (н.у.). Якою була при цьому сила струму.

- a) 12,74 А;
- б) 6,58 Кл;
- в) 6,58 А.

**Відповідь:** 6,58 А.

4. Які реакції відбуваються на катоді під час електролізу водних розчинів електролітів?

- a) Електрохімічне окиснення води;
- б) електрохімічне окиснення кислотних аніонів;
- в) електрохімічне відновлення іонів металів і води.

**Відповідь:** електрохімічне відновлення іонів металів і води.

5. Маса яких речовин утворяться на електродах унаслідок електролізу, коли через водний розчин  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  пропускати струм силою 8 А протягом 3 годин?

- a)  $m(\text{Mg}) = 10,16 \text{ г}$ ,  $m(\text{H}_2) = 0,89 \text{ г}$ ;

- б)  $m(\text{O}_2) = 20,1 \text{ г}$ ,  $m(\text{H}_2) = 0,33 \text{ г}$ ;  
в)  $m(\text{O}_2) = 7,16 \text{ г}$ ,  $m(\text{H}_2) = 0,89 \text{ г}$ .

**Відповідь:**  $m(\text{O}_2) = 7,16 \text{ г}$ ,  $m(\text{H}_2) = 0,89 \text{ г}$ .

6. Що характеризує показник *виходу за струмом* під час електролізу?

- а) Масу речовини, утвореної внаслідок проходження через електрод усієї кількості електрики;  
б) частку пройденої через електрод електрики, яка витрачається на утворення речовини;  
в) втрати цільової речовини під час електролізу внаслідок перебігу на електродах побічних процесів.

**Відповідь:** втрати цільової речовини під час електролізу внаслідок перебігу на електродах побічних процесів.

7. Яка кількість міді виділиться на катоді під час електролізу водного розчину  $\text{CuSO}_4$  протягом 16 хв 40 с, коли сила струму становить 1,5 А?

- а) 8,66 г;                      б) 4,65 г;                      в) 0,49 г.

**Відповідь:** 0,49 г.

8. Скільки часу потрібно для пропускання через розчин солі срібла струму силою 3 А, щоб покрити матеріал поверхнею  $80 \text{ см}^3$  шаром срібла товщиною 0,005 мм (щільність срібла дорівнює  $10,5 \text{ г/см}^3$ )?

- а) 3 хв 5 с;                      б) 2 хв 5 с;                      в) 4 хв 15 с.

**Відповідь:** 2 хв 5 с.

9. Склавши схему електролізу розчину натрій йодиду з нерозчинним анодом, визначити, який продукт виділяється на аноді?

- а)  $\text{H}_2$ ;                              б)  $\text{Na}$ ;                              в)  $\text{I}_2$ .

**Відповідь:**  $\text{I}_2$ .

10. Які речовини і в якій кількості утворюються на електродах під час електролізу розчину  $\text{K}_2\text{S}$ , якщо пропустити через нього 280000 Кл електрики?

- а) К(-): 12,7 г К; А(+): 21,7 г  $\text{H}_2\text{S}$ ;  
б) К(-): 32,5 л  $\text{H}_2$  (н.у.); А(+): 46,4 г S;

в) К(-): 57,2 л H<sub>2</sub> (н.у.); А(+): 40,5 г S.

**Відповідь:** К(-): 32,5 л H<sub>2</sub> (н.у.); А(+): 46,4 г S.

### Приклади тестових завдань до теми 13

1. Встановіть відповідність між емпіричною формулою солі й схемою анодного процесу, що відбувається під час електролізу її водного розчину.

*Формула солі*

а) KCl;

б) AlBr<sub>3</sub>;

в) CuSO<sub>4</sub>;

г) AgNO<sub>3</sub>.

*Схема анодного процесу*

1)  $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e} \rightarrow \text{O}_2^0 + 4\text{H}^+$ ;

2)  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2^0 + 2\text{OH}^-$ ;

3)  $2\text{Cl}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{Cl}_2^0$ ;

4)  $2\text{Br}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{Br}_2^0$ ;

5)  $2\text{SO}_4^{2-} - 2\text{e} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ .

2. Встановіть відповідність між емпіричною формулою солі й схемою катодного процесу, що відбувається під час електролізу її водного розчину.

*Формула солі*

а) Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>;

б) CuCl<sub>2</sub>;

в) SbCl<sub>2</sub>;

г) Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

*Схема катодного процесу*

1)  $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

2)  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

3)  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} \rightarrow \text{Cu}^0$

4)  $\text{Cu}^{2+} + 1\text{e} \rightarrow \text{Cu}^+$

5)  $\text{Sb}^{3+} + 3\text{e} \rightarrow \text{Sb}^0$ .

3. Встановіть відповідність між назвою солі й схемою процесу, що проходить на аноді при електролізі її водного розчину.

*Назва солі*

а) Калій хлорид;

б) алюміній бромід;

в) купрум (II) сульфат;

г) аргентум нітрат.

*Схема анодного процесу*

1)  $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e} \rightarrow \text{O}_2^0 + 4\text{H}^+$ ;

2)  $2\text{NO}_3 - 2\text{e} \rightarrow 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$ ;

3)  $2\text{Cl}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{Cl}_2^0$ ;

4)  $\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2^0 + 2\text{OH}^-$ ;

5)  $2\text{Br}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{Br}_2^0$ ;

6)  $2\text{SO}_4^{2-} - 2\text{e} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ .

4. Встановити відповідність між назвою солі та схемою процесу, що проходить на катоді при електролізі її водного розчину.

<i>Назва солі</i>	<i>Схема катодного процесу</i>
а) Станум хлорид;	1) $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e} \rightarrow \text{O}_2^0 + 4\text{H}^+$ ;
б) алюмінію нітрат;	2) $\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2^0 + 2\text{OH}^-$ ;
в) купрум (II) нітрат;	3) $2\text{Cl}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{Cl}_2$ ;
г) аргентум хлорид.	4) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} \rightarrow \text{Cu}^0$ ;
	5) $\text{Sn}^{+2} + 2\text{e} \rightarrow \text{Sn}^0$ .

5. Встановити відповідність між назвою речовини та продуктами електролізу її водного розчину.

<i>Назва речовини</i>	<i>Продукти електролізу</i>
а) Калію бромід;	1) $\text{H}_2^0, \text{Br}_2^0, \text{KOH}$ ;
б) купрум (II) бромід;	2) $\text{Cu}^0, \text{SO}_2(\text{IV})$ ;
в) купрум (II) сульфат;	3) $\text{Cu}^0, \text{Br}_2^0$ ;
г) аргентум нітрат.	4) $\text{Cu}^0, \text{O}_2^0, \text{H}_2\text{SO}_4$ ;
	5) $\text{Ag}^0, \text{O}_2^0$ .

6. Якою має бути сила струму, коли внаслідок його пропускання через розчин солі срібла на катоді за 10 хвилин виділився 1 г срібла?

- а) 2,5 А;                      б) 0,5 А;                      в) 1,5 А.

7. Однакову кількість електрики пропускали через розчин аргентум нітрату та бісмут нітрату. У першому з розчинів на катоді виділилося 0,9 г срібла. Скільки грамів бісмуту виділилося на катоді з другого розчину?

- а) 0,58 г;                      б) 0,69 г;                      в) 0,75 г.

8. Склавши схему електролізу розчину кальцію хлориду з нерозчинним анодом, визначити, який продукт виділяється на аноді?

- а)  $\text{Cl}_2$ ;                      б)  $\text{O}_2$ ;                      в)  $\text{H}_2$ .

9. Які речовини і в якій кількості утворюються на електродах при електролізі розчину  $\text{NiCl}_2$  внаслідок пропускання через нього струму силою 7 А протягом 30 хв?

- а) К(-): 0,5 г Ni;              А(+): 1,9 л  $\text{Cl}_2$  (н.у.);  
 б) К(-): 1,8 г  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ;      А(+): 2,7 л  $\text{Cl}_2$ ;  
 в) К(-): 3,8 г Ni;              А(+): 4,6 г  $\text{Cl}_2$ .

10. Якою має бути сила струму, коли внаслідок електролізу розчину азотнокислого хрому за 10 хвилин на катоді виділилося 0,26 г хрому?

- а) 3,26 А;                      б) 1,84 А;                      в) 2,41 А.

## 14. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ І МЕТОДИ ЗАХИСТУ ВІД НЕЇ

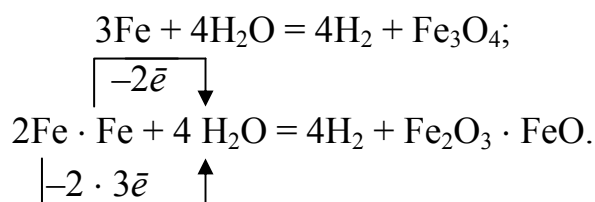
Руйнування металів під впливом дії хімічного та електрохімічного факторів навколишнього середовища називається **корозією** (від лат. *corrosio* – роз’їдання). За характером руйнування розрізняють такі типи корозійного ушкодження металів: рівномірне, точкове, плямисте, пітинг, міжкристалічне, розтріскувальне, селективне.

Унаслідок рівномірної корозії у вигляді крапок або плям руйнування металу йде на поверхні, при цьому механічні властивості металевих конструкцій суттєво не порушуються. Решта з перелічених типів корозії більш небезпечні, бо призводять до погіршення механічних характеристик металевих об’єктів (міцності, гнучкості і т. д.), оскільки руйнування відбувається в усьому об’ємі металу.

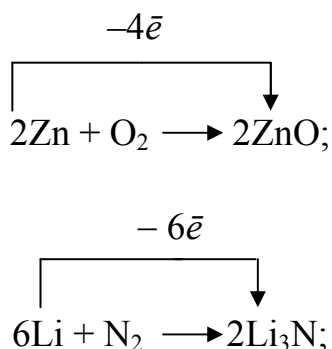
Унаслідок корозії метал переходить в окиснений стан і втрачає характерні для нього механічні властивості. Корозія – це хімічний окисно-відновний процес. Залежно від механізму його дії корозію поділяють на **хімічну** та **електрохімічну**.

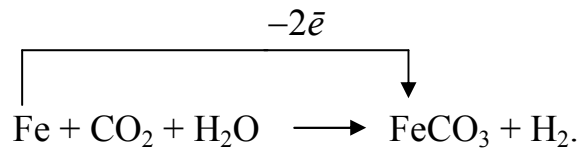
**Хімічна корозія** – це процес руйнування металів в агресивних середовищах за рахунок хімічної взаємодії з ним.

Наприклад, під впливом водяної пари на залізо в умовах високої температури середовища відбувається хімічна корозія цього металу. Схематично процес можна подати таким чином:

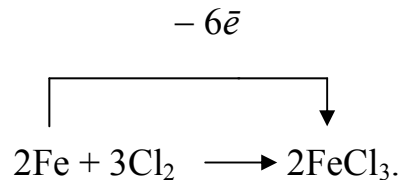


Хімічна корозія буває газова й рідинна. **Газова корозія** – процес окиснення металів сухими газами ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}_x\text{O}_y$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{CO}_2$  та ін.) Наприклад, цинк – киснем, літій – азотом і залізо – вуглекислим газом, а саме:





Особливо швидко відбувається корозія під впливом флуору та хлору, тобто

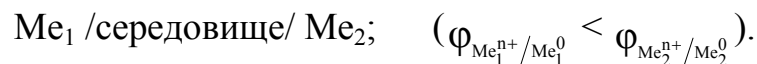


Плівки деяких оксидів та інших сполук, що утворюються під час корозії, захищають метал (Al, Ti, Be) від подальшого руйнування.

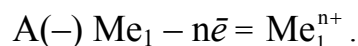
**Рідинна корозія** – руйнування металу в розчинах неелектролітів, наприклад, корозія свинцю в бензині, цинку в хлороформі та ін.

**Електрохімічна корозія** виникає в середовищах, що мають іонну провідність, наприклад, вологі гази, повітря, ґрунт і розчини електролітів.

Усі метали, що застосовуються в техніці, мають домішки інших металів. Це означає, що на поверхні кожного такого об'єкта є ділянки, де стикаються кристали двох різних металів ( $\text{Me}_1$ ,  $\text{Me}_2$ ). При цьому утворюються мікрогальванічні елементи, які називаються **корозійними** відповідно до такої схеми:



Метал, потенціал якого нижчий, слугує анодом. Він окиснюється, тобто відбувається його розчинення (**корозія**), а саме:



На катоді корозійного елемента спостерігається процес відновлення окисника, який називається **деполяризацією**.

Розглянемо процес електрохімічної корозії, що виникає в кислому середовищі внаслідок контакту заліза й міді (рис. 21) з утворенням корозійного елемента.

Схема утворення корозійного елемента має такий вигляд:



Ферум як більш активний метал являє собою анод, тому на ньому відбувається корозія за такою схемою:

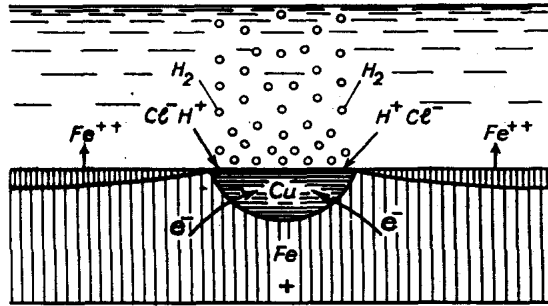
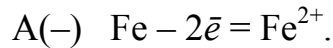
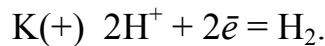


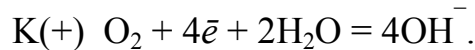
Рис. 21. Схема утворення корозійного елемента

Катіони  $\text{H}^+$ , що перебувають у розчині, наближаються до негативно зарядженого катода і відновлюються, тобто відбувається процес **водневої деполаризації**, а саме:



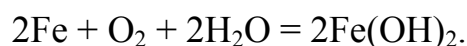
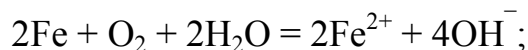
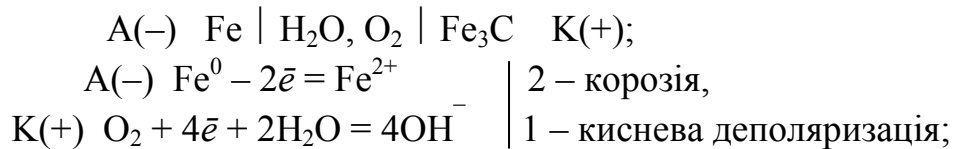
У реальних умовах деполаризація може бути воднева, киснева або окисна.

**Киснева деполаризація** відбувається таким чином:



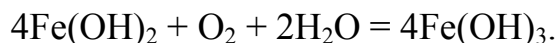
Воднева деполаризація проходить у кислому середовищі, а киснева – у нейтральному та лужному. Отже, внаслідок електрохімічної корозії анодний процес викликає корозію більш активного металу, а катодний – являє собою деполаризацію.

**Корозія сталі у вологому повітрі.** Сталь містить вуглець або в елементарному вигляді, або у вигляді карбіду  $\text{Fe}_3\text{C}$  (цементиту). На поверхні сталі спостерігається велика кількість ділянок, де залізо перебуває в контакті з кристалами цементиту. У кожному з цих місць виникає мікрогальванічний елемент, описаний такою схемою:

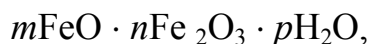




На повітрі відбувається подальше окиснення  $\text{Fe}^{2+}$  з утворенням  $\text{Fe}^{3+}$ , тобто



Продукт корозії сталі – *іржа*, вона являє собою суміш гідроксидів, а саме:



де  $m$ ,  $n$ ,  $p$  – коефіцієнти, значення яких змінюються в широких межах залежно від умов виникнення корозії.

### 14.1. Фактори, що впливають на швидкість корозії

Швидкість корозії можна характеризувати, орієнтуючись на такі показники процесу: втрата маси металу за одиницю часу з одиниці площі; зменшення товщини металу за одиницю часу; сила корозійного струму, віднесена до одиниці площі поверхні металу.

На швидкість корозії впливають такі фактори: чистота металу; активність металів, які утворюють корозійний елемент; стан поверхні металу; показник рН середовища; концентрація кисню як носія двох найважливіших функцій: деполаризатора й пасиватора; вологість; наявність пасиваторів, газів у повітрі, а також домішок у воді (активаторів або стимуляторів).

### 14.2. Методи захисту металів від корозії

**Захисні покриття металів**, що перебувають під впливом корозії, поділяють на три типи: неметалеві, металеві та хімічні.

**Неметалеві покриття** – це ті, що здійснюються за допомогою нанесення лаків, фарб, полімерних плівок, асфальту, гуми та ін.

**Металеві покриття** являють собою шар стійкого до корозії металу на поверхні основного металу, який захищає його від корозії. Існують такі способи нанесення захисного металу на поверхню основного: гальванопокриття (за допомогою електролізу); розпилення розплавленого захисного металу; занурювання основного металу в розплавлений захисний метал; контактне вальцювання двох металів.

Металева покриття поділяють на два типи: анодне, у якому захисний метал більш негативний (рис. 22) і катодне, де захисний метал більш позитивний (рис. 23).

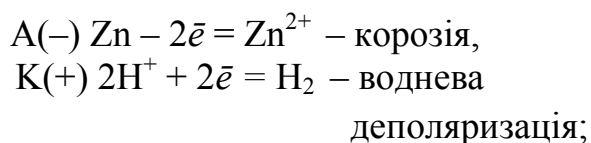
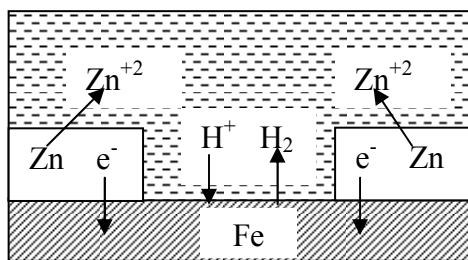


Рис. 22. Схема утворення анодного захисного покриття

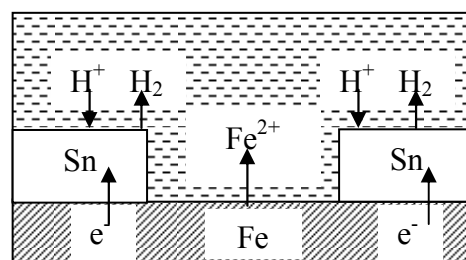
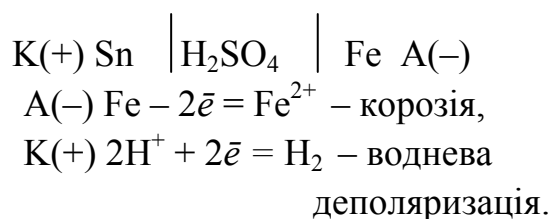


Рис. 23. Схема утворення катодного захисного покриття

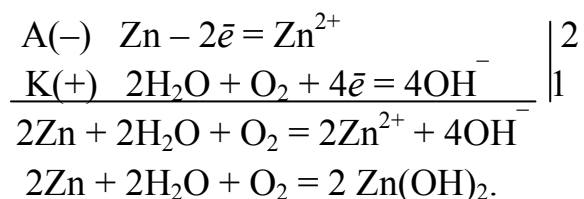
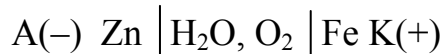
Навіть порушене анодне покриття продовжує захищати основний метал від корозії, на відміну від катодного.

**Хімічні** покриття утворюються на поверхні металу внаслідок обробки її різними хімічними реагентами. З цією метою проводять фосфатування, оксидування, борування, азотування металів та ін.

Наприклад, процес фосфатування передбачає обробку поверхні металу сумішню сполук  $\text{Mn}(\text{H}_2\text{PO}_4)$  та  $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ . При взаємодії цієї суміші з поверхнею утворюється щільна міцна плівка сполуки фосфору, яка надійно захищає метал від корозії.

**Електрохімічний захист.** Є два типи такого захисту – **протекторний і катодний**, їхнє застосування можливе тільки в середовищах, що добре проводять електричний струм.

Механізм **протекторного захисту** полягає в тому, що до металоконструкції на певній відстані приєднують пластину більш активного металу (Zn, Mg). При цьому утворюється гальванічний елемент з функцією протекторного захисту, описаний таким чином:



Отже, більш активний метал – протектор, розчиняється, а на поверхні основного відбувається процес деполяризації. Радіус дії протекторного захисту – до 50 м.

**Катодний захист.** Для нього використовуються джерела постійного струму. До металевої конструкції (наприклад, труби) приєднують катод, а до анода – шматок брухту, далі відбувається процес електролізу з розчинним анодом, при цьому металева конструкція не страждає від корозії. Радіус катодного захисту сягає 2 км.

### Приклади розв'язування типових задач

**Задача 1.** Описати перебіг корозії мангану, що контактує з міддю в розчині хлоридної кислоти (середовище кисле), склавши відповідні рівняння анодного та катодного процесів і схему утвореного при цьому корозійного елемента.

**Розв'язування.** Стандартні електродні потенціали міді та мангану мають такі значення,  $\varphi_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^0 = -1,18 \text{ В}$ ;  $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ В}$ . В утвореному гальванічному елементі манган буде анодом, а мідь – катодом, тобто

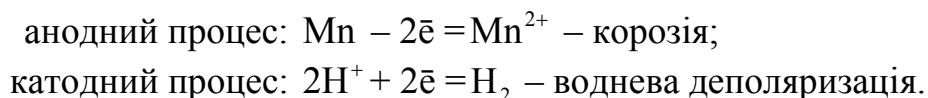
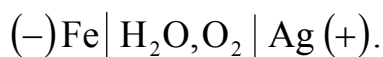


Схема корозійного елемента має такий вигляд:

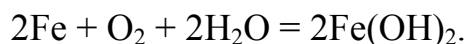
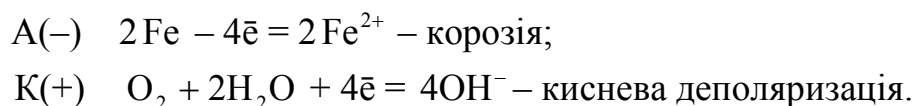


**Задача 2.** Визначити, які корозійні процеси відбуваються в нейтральному середовищі під час пошкодження срібного покриття, нанесеного на залізо.

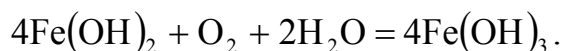
**Розв'язування.** У місці пошкодження срібного покриття утворюється гальванічний елемент Ag/Fe, у якому анодом буде залізо ( $\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}$ ), а катодом – срібло ( $\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,80 \text{ В}$ ). Схема цього елемента має такий вигляд:



На електродах відбуваються такі хімічні реакції:



Утворений нерозчинений гідроксид  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  згодом окиснюється до появи  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  унаслідок такої реакції:



**Задача 3.** У процесі порушення цілісності поверхневого шару мідного покриття на цинку в кислому середовищі утворюється гальванічний елемент, що відповідає такій схемі:



Наслідком процесів, які в ньому відбувається, буде корозія цинку. Причому протягом 35 с на його катоді виділилося 0,07 л водню (н.у.). Визначити масу розчиненого за цей час цинку та силу струму, який виникає в гальванічному елементі.

*Розв'язування.* Відповідно до закону еквівалентів

$$\frac{m(\text{Zn})}{M_{\text{ек}}(\text{Zn})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_{\text{ек}}(\text{H}_2)},$$

де  $M_{\text{ек}}(\text{Zn})$  – молярна маса еквівалента цинку (32,7 г/моль),  $V_{\text{ек}}(\text{H}_2)$  – молярний об'єм еквівалента водню (11,2 л/моль),  $m(\text{Zn})$  – маса цинку, що розчинився на аноді г,  $V(\text{H}_2)$  – об'єм водню, виділеного на катоді, л. Далі визначаємо масу цинку, тобто

$$m(\text{Zn}) = \frac{M_{\text{ек}}(\text{Zn}) \cdot V(\text{H}_2)}{V_{\text{ек}}(\text{H}_2)} = \frac{32,7 \cdot 0,07}{11,2} = 0,205 \text{ г.}$$

Силу струму в гальванічному елементі визначаємо згідно з першим законом Фарадея, а саме:

$$I = m(\text{Zn}) F / M_{\text{ек}}(\text{Zn}) t,$$

де  $I$  – сила струму, А;  $F$  – стала Фарадея, Кл/моль;  $t$  – час, с.

Після підстановки числових значень отримуємо шуканий результат:

$$I = 0,205 \cdot 96500 / 32,7 \cdot 35 = 17,28 \text{ А.}$$

### Тести для самоперевірки з відповідями

1. У контакті з яким металом – ніколом чи алюмінієм, буде кородувати залізо у вологому повітрі?

- а) з ніколом;                      б) з обома металами;                      в) з алюмінієм.

**Відповідь:** з ніколом.

2. Під час контакту цинку й міді в кислому середовищі на катоді протягом 30 хв виділилось 17 мл водню (н.у.). Котрий з металів та в якій кількості кородував за цей час?

- а) Zn;  $m = 0,0496$  г;      б) Cu;  $m = 1,328$  г;      в) Zn;  $m = 0,03547$  г.

**Відповідь:** Zn;  $m = 0,0496$  г.

3. Цинк і нікол перебувають у контакті один з одним в кислому середовищі. Який з металів буде зазнавати впливу корозії?

- а) Цинк;      б) обидва;      в) нікол.

**Відповідь:** цинк.

4. Під час контакту двох металів ніколу й срібла в кислому середовищі на катоді виділилось 20 мл водню (н.у.) протягом 17 хв. Котрий з металів та в якій кількості кородував? Чому дорівнювала в цьому випадку сила струму?

- а) Ag;  $m = 2,02$  г;  $I = 1$  А;      б) Ni;  $m = 0,0524$  г;  $I = 0,17$  А;  
в) Ag;  $m = 0,0234$  г;  $I = 0,6$  А;

**Відповідь:** Ni;  $m = 0,0524$  г;  $I = 0,17$  А.

5. Дві залізні пластини, частково покриті одна – міддю друга – сріблом, поміщено у вологе середовище. Яка з цих пластин буде кородувати швидше?

- а) Залізо, покрите міддю; б) залізо, покрите сріблом; в) швидкість однакова.

**Відповідь:** залізо, покрите сріблом.

6. У розчин хлоридної кислоти занурили цинкову пластинку, а також цинкову пластинку, частково покриту міддю. У якому випадку процес корозії цинку буде більш інтенсивним?

- а) Цинкова пластинка кородує швидше;  
б) швидше кородує цинк, покритий міддю;  
в) швидкість корозії цинку в обох випадках однакова.

**Відповідь:** швидше кородує цинк, покритий міддю.

7. Залізо частково покрили кадмієм. Яким буде це покриття – анодним чи катодним? Які процеси відбуваються під час корозії у вологому повітрі ?

- а) Покрыття катодне:  $A(-): Cd - 2\bar{e} = Cd^{2+}$ ,  
 $K(+): 2H_2O + O_2 + 4\bar{e} = 4OH^-$ ;  
 б) покриття анодне:  $A(-): Fe - 2\bar{e} = Fe^{2+}$ ,  
 $K(+): 2H_2O + O_2 + 4\bar{e} = 4OH^-$ ;  
 в) покриття катодне:  $A(-): Fe - 2\bar{e} = Fe^{2+}$ ,  
 $K(+): 2H_2O + O_2 + 4\bar{e} = 4OH^-$ .

**Відповідь:** покриття катодне:  $A(-): Fe - 2\bar{e} = Fe^{2+}$ ,  
 $K(+): 2H_2O + O_2 + 4\bar{e} = 4OH^-$ .

8. Дві металеві пластини бісмуту й кадмію перебувають у контакті одна з одною у кислому середовищі. Які корозійні процеси мають місце в цьому випадку?

- а)  $A(-): Bi - 3\bar{e} = Bi^{3+}$ ,      б)  $A(-): Cd - 2\bar{e} = Cd^{2+}$ ,  
 $K(+): 2H^+ + 2\bar{e} = H_2$ ;       $K(+): 2H^+ + 2\bar{e} = H_2$ ;  
 в)  $A(-): Bi - 3\bar{e} = Bi^{3+}$ ,  
 $K(+): 2H_2O + O_2 + 4\bar{e} = 4OH^-$ .

**Відповідь:**  $A(-): Cd - 2\bar{e} = Cd^{2+}$ ,  
 $K(+): 2H^+ + 2\bar{e} = H_2$ .

9. Якою буде маса продукту корозії зразка лудженого заліза, поміщеного на одну добу в кисле середовище, якщо сила струму, пропущеного через нього, дорівнює 0,1 мА?

- а) 1,002 мг;      б) 0,0032 г;      в) 2,50 мг.

**Відповідь:** 2,50 мг.

10. Який метал мідь чи цинк можна використовувати для протекторного захисту свинцевого кабелю?

- а) Cu;      б) обидва метали;      в) Zn.

**Відповідь:** Zn.

#### Приклади тестових завдань до теми 14

1. Який з наведених факторів являє собою чинник хімічної корозії?

- а) Середовище електроліту;      б) середовище органічного розчинника;  
 в) морська вода.

2. Який метал, мідь чи цинк, можна використовувати для протекторного захисту заліза?

- а) Cu; б) обидва метала; в) Zn.

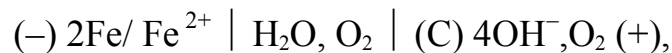
3. Яка форма корозії за характером руйнування металевих матеріалів у середовищі електроліту найбільш шкідлива?

- а) Плямиста; б) міжкристалічна; в) рівномірна.

4. Які умови викликають електрохімічну корозію металевих матеріалів?

- а) Середовище органічного розчинника;  
б) сухе повітря;  
в) середовище з іонною провідністю.

5. Під час роботи гальванопари, складеної за такою схемою:



за 15 хвилин утворилося 0,125 г Fe(OH)<sub>2</sub>. Який об'єм кисню витрачений при цьому? Яка кількість електрики проходить через зовнішнє коло за цей час?

- а) 0,02 л; 4500 Кл; б) 0,0156 л; 268,8 Кл; в) 0,72 л; 355 Кл.

6. Мідна пластина покрита оловом. З порушенням цього покриття в кислому середовищі виникає гальванічний елемент, сила струму в якому дорівнює 1,5 мА. Який з металів буде розчинятися протягом 25 хв і в якій кількості? Скільки літрів водню виділиться на катоді?

- а) Cu,  $m = 1,54$  г;  $V = 1,5$  мл;  
б) Sn,  $m = 1,38$  мг;  $V = 0,26$  мл;  
в) Sn,  $m = 6,84$  мг;  $V = 0,13$  мл.

7. Яке металеве покриття заліза має більшу корозійну надійність у разі механічного порушення зразка (появи тріщин)?

- а) Залізо, покрите кобальтом; б) залізо, покрите магнієм; в) залізо, покрите ніколом.

8. Якою буде маса продукту корозії оцинкованого заліза, утвореного внаслідок ушкодження покриття у вологому повітрі, якщо  $t = 25$  °С і тиск становить 744 мм рт. ст., причому об'єм кисню, витраченого на окиснення, дорівнює 1,1 мл.

- а) 8,76 мг; б) 6,98 мг; в) 31,74 мг.

9. Який вид корозії супроводжується процесом деполяризації?

- a) Хімічна;
- б) електрохімічна;
- в) хімічна й електрохімічна.

10. За якої умови відбувається протекторний захист металевих матеріалів?

- a) У розчинах електролітів;
- б) у середовищах, що не проводять електричний струм;
- в) шляхом приєднання до об'єкта захисту пластини менш активного металу.



## СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Григор'єва В.В. Загальна хімія: підруч. для студ. нехіміч. спец. вищ. навч. закл. / В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич, О.А. Голуб. – Київ : Вища шк., 2009. – 471 с.
2. Глінка М.Л. Загальна хімія / М.Л. Глінка. – Київ : Вища шк., 1976. – 624 с.
3. Хімія. Задачі, вправи, тести: навч. посіб. / Я.М. Кальчик, В.В. Кінжибало, Б.Я. Котур та ін. – 2-ге вид., перероб. і доп. – Львів : Світ, 2001. – 176 с.
4. Кириченко В.І. Загальна хімія: навч. посіб. / В.І. Кириченко. – Київ : Вища шк., 2005. – 638 с.
5. Неділько С.А. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи / С.А. Неділько, П.П. Попель. – Київ : Либідь, 2001. – 397 с.
6. Рейтер Л.Г. Теоретичні розділи загальної хімії: підруч. для студ. вищ. навч. закл. / Л.Г. Рейтер, О.М. Степаненко, В.П. Басов. – Київ : Каравела, 2006. – 303 с.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: підруч. для студ. вищ. навч. закл. / Н.В. Романова. – Київ : Ірпінь, 2002. – 480 с.
8. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Практикум: навч. посіб. / Н.В. Романова. – Київ : Либідь, 2003. – 208 с.
9. Слободяник М.С. Загальна та неорганічна хімія: практикум / М.С. Слободяник, Н.В. Улько, К.М. Бойко, В.М. Самойленко. – Київ : Либідь, 2004. – 336 с.
10. Телегус В.С. Основи загальної хімії: підручник / В.С. Телегус, О.І. Бодак, О.С. Заречнюк, В.В. Кінжибало. – Львів : Світ, 2000. – 424 с.
11. Цветкова Л.Б. Загальна хімія: теорія і задачі: навч. посіб. / Л.Б. Цветкова. – Львів : Магнолія, 2006, 2007. – Ч. 1. – 397 с.
12. Хімія: навч. посіб. / П.О. Єгоров, В.Д. Мешко та ін. ; М-во освіти і науки України, Нац. гірн. ун-т, – Дніпропетровськ : НГУ, 2007. – Ч. 2. – 112 с.
13. Хімія: навч. посіб. / П.О. Єгоров, В.Д. Мешко та ін. ; М-во освіти і науки України, Нац. гірн. ун-т, – Дніпропетровськ : НГУ, 2010. – Ч. 1. – 143 с.
14. Мітрясова О.П. Хімія. Загальна хімія. Хімія докільля: навч. посіб. – Київ : Професіонал, 2009. – 336 с.
15. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: навч. посіб. – Київ : Знання, 2009. – 548 с.
16. Хімія: навч. посіб. / П.О. Єгоров, В.Д. Мешко та ін.; М-во освіти і науки України; Нац. гірн. ун-т. – Дніпропетровськ : НГУ, 2014. – 263 с.

Навчальне видання

**Светкіна** Олена Юріївна  
**Нетяга** Ольга Борисівна  
**Тарасова** Ганна Володимирівна  
**Лисицька** Світлана Майорівна

## **ХІМІЯ: ТЕСТОВІ ЗАВДАННЯ**

Навчальний посібник

Редактор О.Н. Ільченко

Підписано до друку 29.05.2019. Формат 30 x 42/4.

Папір офсет. Ризографія. Ум. друк. арк. 10,4.

Обл.-вид. арк.13,4.Тираж 20 пр. Зам. №

Підготовлено до друку та видруковано  
в Національному технічному університеті «Дніпровська політехніка»  
Свідоцтво про внесення до Державного реєстру ДК № 1842 від 11.06.2004.  
49005, м. Дніпро, просп. Д. Яворницького, 19.